

Galvanische Zellen verlieren im Gebrauch an Spannung



LNCU.de
ID 31272
CC-BY-SA 4.0
Online abrufen

Konzentrationsabhängigkeit der Spannung

M1 Problemaufriss



Aus unserer alltäglichen Beobachtung folgt, dass alle Batterien im Gebrauch sukzessive an Spannung verlieren.



Das könnte vielleicht daran liegen, dass an der **Anode** die Konzentration der oxidierten Reaktionsprodukte in der Lösung steigt, während gleichzeitig an der **Kathode** die Konzentration der zu reduzierenden Stoffe sinkt.



Folglich würde das Elektrodenpotenzial einer Halbzelle nicht nur von der Art des eingesetzten Stoffes, sondern auch von der **Konzentration** der Stoffe in den Lösungen abhängen.

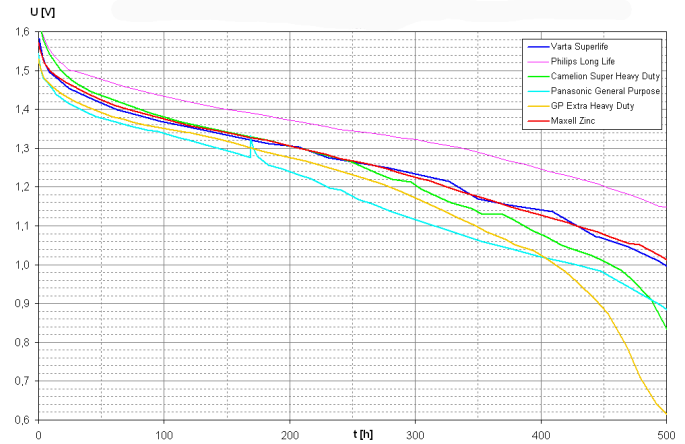


Abb. 1: Test der Spannungswerte verschiedener Batterien über die Zeit. ¹

Aufgaben

- 1 Prüfen Sie die in M1 genannte Hypothese dahingehend, ob Sie sinnvoll zu unseren bisherigen Modellvorstellungen passt.
- 2 Planen und skizzieren Sie einen Versuch, mit dessen Hilfe sich die in M1 genannte Hypothese prüfen ließe. Zur Verfügung steht Ihnen das in V1 Planung A genannte Material.
- 3 Planen und skizzieren Sie einen weiteren Versuch zur Überprüfung der in M1 genannten Hypothese. Dieses Mal stehen Ihnen allerdings nur die Materialien in V1 Planung B zur Verfügung.
- 4 Bereiten Sie sich auf eine Vorstellung ihrer Versuchsvorschläge im Plenum vor. Die beiden Besten führen Sie dann durch!

V1 Die Hypothese überprüfen

Materialien

Filterpapier


zugeschnitten & angefeuchtet


Zellblock




Spannungsmessgerät

Multimeter

Chemikalien

 Kupfer-Blech

 Zink-Blech

 festes Zinksulfat  

 festes Kupfersulfat  

 destilliertes Wasser


Planung A

- Für diesen Versuch haben Sie alle hier genannten Materialien und Chemikalien zur Verfügung:
 - Kupfer-Blech
 - Zink-Blech
 - festes Zinksulfat
 - festes Kupfersulfat
 - destilliertes Wasser


Planung B


- Für diesen Versuch haben Sie alle hier genannten Materialien und nur die folgenden Chemikalien zur Verfügung:
 - Kupfer-Blech
 - festes Kupfersulfat
 - destilliertes Wasser

Entsorgen und Aufräumen

 Mit einer Pipette die Lösungen aus dem Zellblock aufnehmen und im

Entsorgungsbehälter für Schwermetallsalze geben.

 Alle verunreinigten **Labormaterialien** spülen.

 Alle Materialien an ihren **Ursprungsort** zurückstellen.

Durchführung

- Führen Sie nach der Vorstellungsrunde die beiden besten Vorschläge durch.



Weitergedacht

- Lesen und deuten Sie beispielhaft einige der in **Abb. 2** stehenden Zelldiagramme. Prüfen Sie, ob Sie Regelmäßigkeiten erkennen.
- Entnehmen Sie der Darstellung in **Abb. 4**, in welcher Größenordnung und Richtung die Konzentration in einer Halbzelle ihr Potential beeinflusst.
- Suchen Sie nach einem mathematischen Zusammenhang mit Hilfe der **Abb. 3**.

M2

Eine Quantitative Betrachtung

Aufbau der Galvanischen Zelle	Spannung in Volt
$\text{Ag}/\text{Ag}^+(10^{-2} \text{ mol/L}) // \text{Ag}^+(10^{-1} \text{ mol/L})/\text{Ag}$	0,059
$\text{Ag}/\text{Ag}^+(10^{-3} \text{ mol/L}) // \text{Ag}^+(10^{-1} \text{ mol/L})/\text{Ag}$	0,118
$\text{Ag}/\text{Ag}^+(10^{-4} \text{ mol/L}) // \text{Ag}^+(10^{-1} \text{ mol/L})/\text{Ag}$	0,177
$\text{Ag}/\text{Ag}^+(10^{-3} \text{ mol/L}) // \text{Ag}^+(10^{-2} \text{ mol/L})/\text{Ag}$	0,059
$\text{Ag}/\text{Ag}^+(10^{-4} \text{ mol/L}) // \text{Ag}^+(10^{-2} \text{ mol/L})/\text{Ag}$	0,118
$\text{Ag}/\text{Ag}^+(10^{-4} \text{ mol/L}) // \text{Ag}^+(10^{-3} \text{ mol/L})/\text{Ag}$	0,059
$\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}(10^{-2} \text{ mol/L}) // \text{Cu}^{2+}(10^{-1} \text{ mol/L})/\text{Cu}$	0,0295
$\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}(10^{-3} \text{ mol/L}) // \text{Cu}^{2+}(10^{-1} \text{ mol/L})/\text{Cu}$	0,059
$\text{Cu}/\text{Cu}^{2+}(10^{-4} \text{ mol/L}) // \text{Cu}^{2+}(10^{-1} \text{ mol/L})/\text{Cu}$	0,0885
$\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}(10^{-2} \text{ mol/L}) // \text{Zn}^{2+}(10^{-1} \text{ mol/L})/\text{Zn}$	0,0295
$\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}(10^{-3} \text{ mol/L}) // \text{Zn}^{2+}(10^{-1} \text{ mol/L})/\text{Zn}$	0,059

Abb. 2: Spannung diverser galvanischer Zellen. Sehr genaue Messungen ergeben bei Raumtemperatur diese Messergebnisse.

$c(\text{Ag}^+)$	E (elektrochemisches Potential)
1 mol/L = 10^0 mol/L	+ 0,8 V
0,1 mol/L = 10^{-1} mol/L	+ 0,8 V - 0,059 V
0,01 mol/L = 10^{-2} mol/L	+ 0,8 V - 0,118 V
0,001 mol/L = 10^{-3} mol/L	+ 0,8 V - 0,177 V

Abb. 3: Mathematische Zusammenhänge. ²

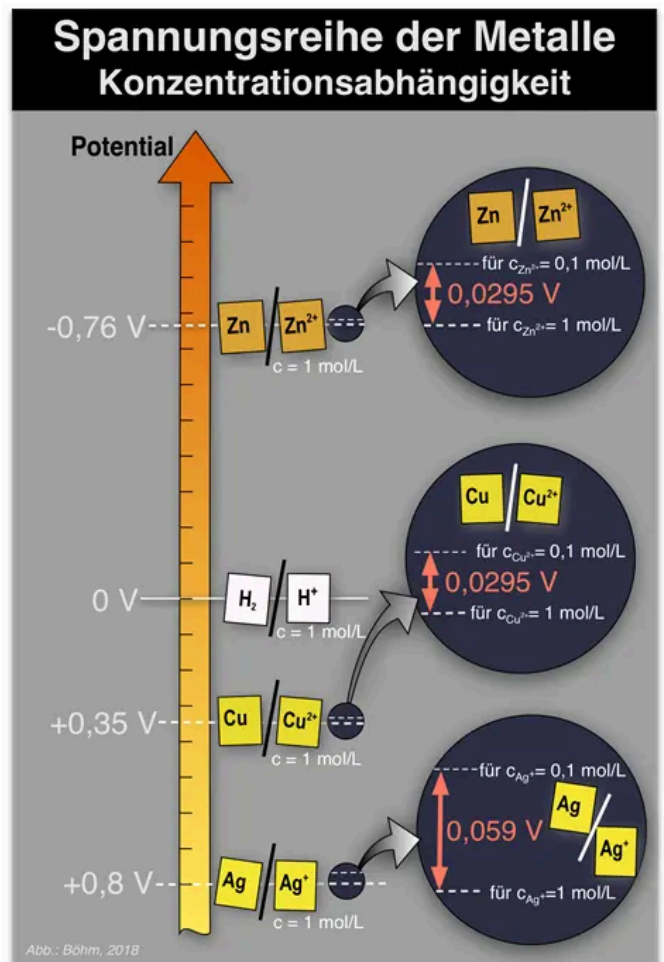


Abb. 4: Einfluss der Konzentration auf das elektrochemische Potential einer Halbzelle. ²

Einzelnachweise

- ¹ Thomas Reiter, online verfügbar unter reiter1.com
- ² Andreas Böhm, 2018