

# Galvanische Elemente

Isabel Beck, Daniel Gockel, Florian Lange, Fabian Leuchtmann

**E**ine einsame Insel, ganz allein fernab jeglicher Zivilisation und ein leerer Handyakku...  
**Was tun? Aufladen! Aber wie nur?**

## Grundlagen

### Galvanisches Element: Elektrolyt mit zwei unterschiedlichen Elektroden

- » **Elektrolyt:** Stoffe, die gelöste Ionen enthalten, bzw. in Ionen dissoziieren
  - ▶ Leiten Ionen, welche versuchen ein bestehendes elektr. Feld auszugleichen
  - ▶ Schlechte Leitfähigkeit verglichen mit Metallen, da sich nur Ionen bewegen und keine Elektronen
- » **Metallelektroden:** bestehen aus einem Ionengitter und Wolke aus Leitungselektronen
- » **Prozesse im Galvanischen Element:**
  - ▶ **Potentialdifferenz zwischen Elektrode und Elektrolyt**
    - Übergang von Ionen in Elektrolyt und negative Aufladung der Elektrode bis sich elektrisches Gleichgewicht einstellt
  - ▶ **Ionen treten in die Lösung**, wenn ihre Energie groß genug ist, um dem Potentialtopf der Leitungselektronen zu entfliehen
  - ▶ Stationäres Gleichgewicht beider Elektroden durch Ionenbildung an der Oberfläche → *Verbindet man die Elektroden, fließt ein Strom*
  - ▶ Überschüssige Elektronen der **Anode** aus der **Oxidation** fließen über den Leiter zur **Kathode**, wo die **Reduktion** stattfindet, die Kationen wandern zur Kathode und schließen den Stromkreis
  - ▶ Die Elektronen der Anode reduzieren die Kationen und scheiden sich wieder an der Kathode ab
  - ▶ Mit der Zeit überziehen die Kationen im Elektrolyt die Kathode
    - Folge: Gleiches Oberflächenmaterial an beiden Elektroden → Potentialdifferenz wird null
  - ▶ Für perfekte Laborbedingungen wird die galvanische Zelle in zwei Halbzellen mit jeweils einer Elektrode umgebaut. Das Elektrolyt jeder Halbzelle enthält Ionen des jeweiligen Elektrodenmaterials. Die Halbzellen werden mittels eines Diaphragmas oder einer Salzbrücke verbunden.
  - ▶ Unterschiedliche Spannungsdifferenzen aufgrund unterschiedlicher Materialien und Reaktionen → Bsp.: Zink-Ionen treten leichter in Lösung als Kupfer-Ionen

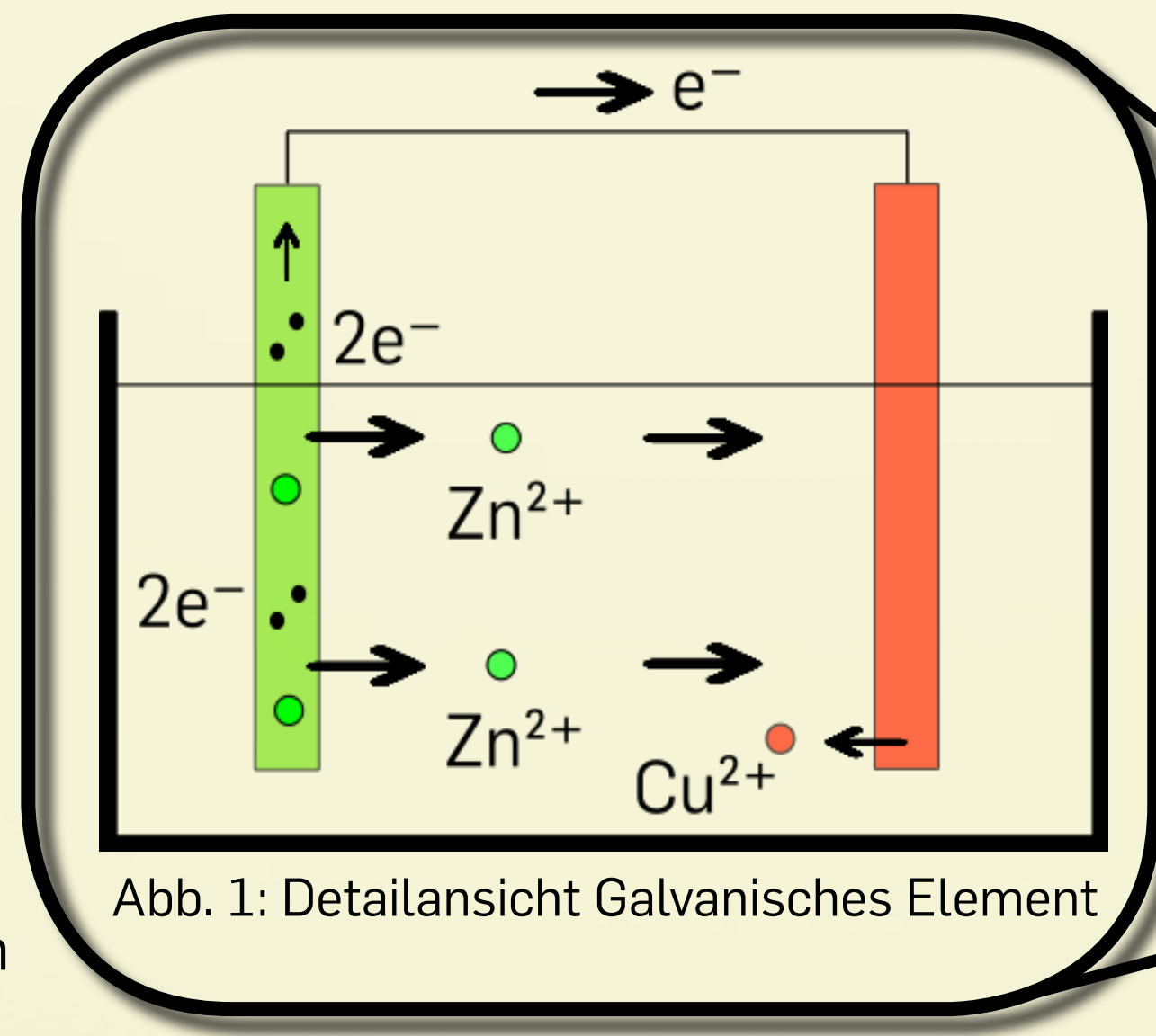


Abb. 1: Detailansicht Galvanisches Element

## Versuchsaufbau und Durchführung

- » **Parallelschaltung** von: Laptop<sup>1</sup> mit LabView und AD-Wandler<sup>2</sup>, 68k-Ohm Widerstand<sup>3</sup> und galvanisches Element
- » Als galvanische Elemente<sup>4</sup> fungieren die  **feste Kupferelektrode** mit den **variablen Elektroden** aus:

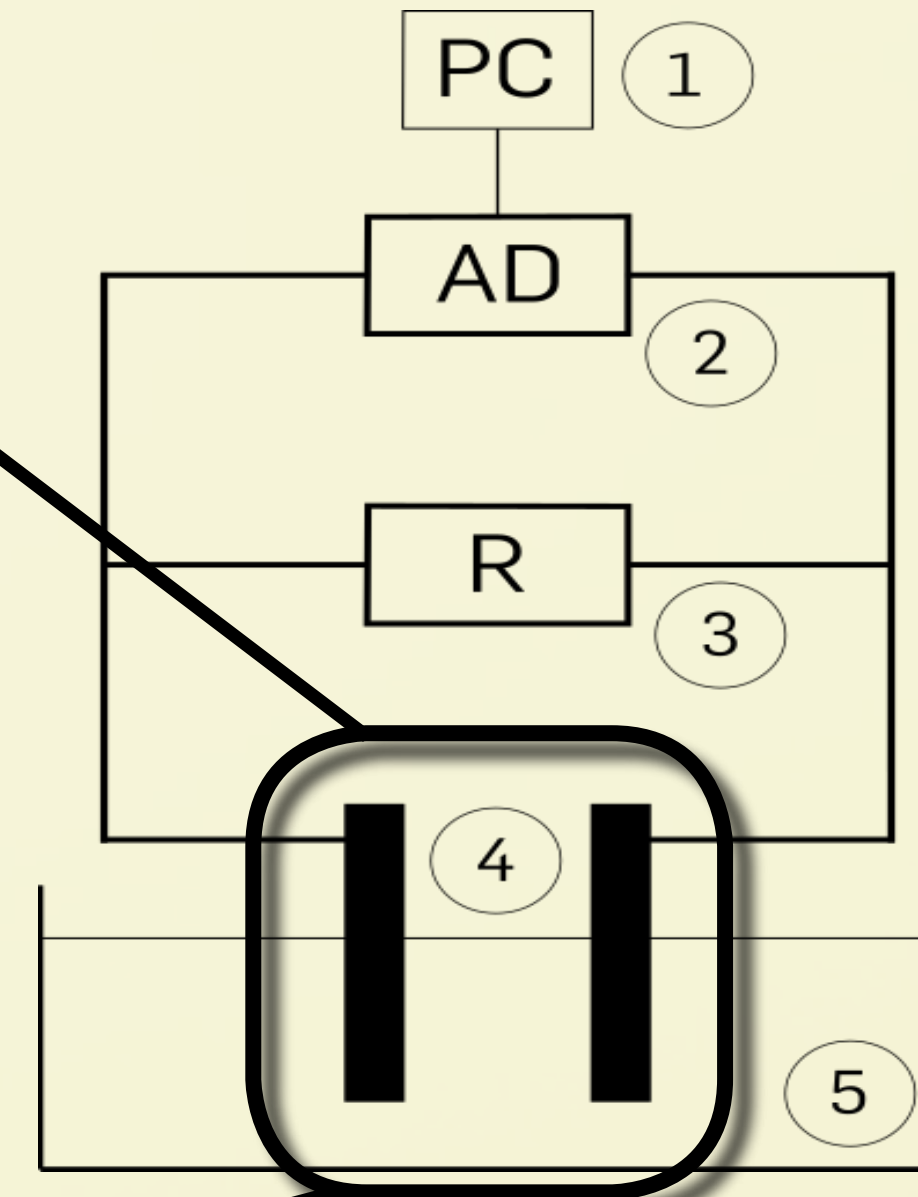


Abb. 2: Schaltplan des Versuchsaufbaus, mit: Laptop mit LabView<sup>1</sup>, AD-Wandler<sup>2</sup>, Widerstand<sup>3</sup>, Galvanisches Element<sup>4</sup>, Elektrolyten<sup>5</sup>

### ► Zink, Aluminium und Stahl

- » **Mit den Elektrolyten<sup>5</sup>:**
- » **Salzwasser, Zitronen-/saft, Kokosnuss-/milch, Kartoffel-/püree**
- » Es werden Messungen mit jeder Elektroden-Elektrolyt-Kombination in einer ganzen Frucht und in 100ml Flüssigkeit durchgeführt.
- » Messzeit ca. 5h mit Samplingrate von 5s
- » Eindringtiefe: 4cm
- » Elektrodenabstand: 2cm
- » Abmessungen der Vollzylinderelektroden: Länge 10 cm, Ø 0,8cm
- » Um einen Nullpunkt in der Aufzeichnung zu generieren, wird die Messung angeschaltet bevor die zweite Elektrode in das Elektrolyt getaucht wird

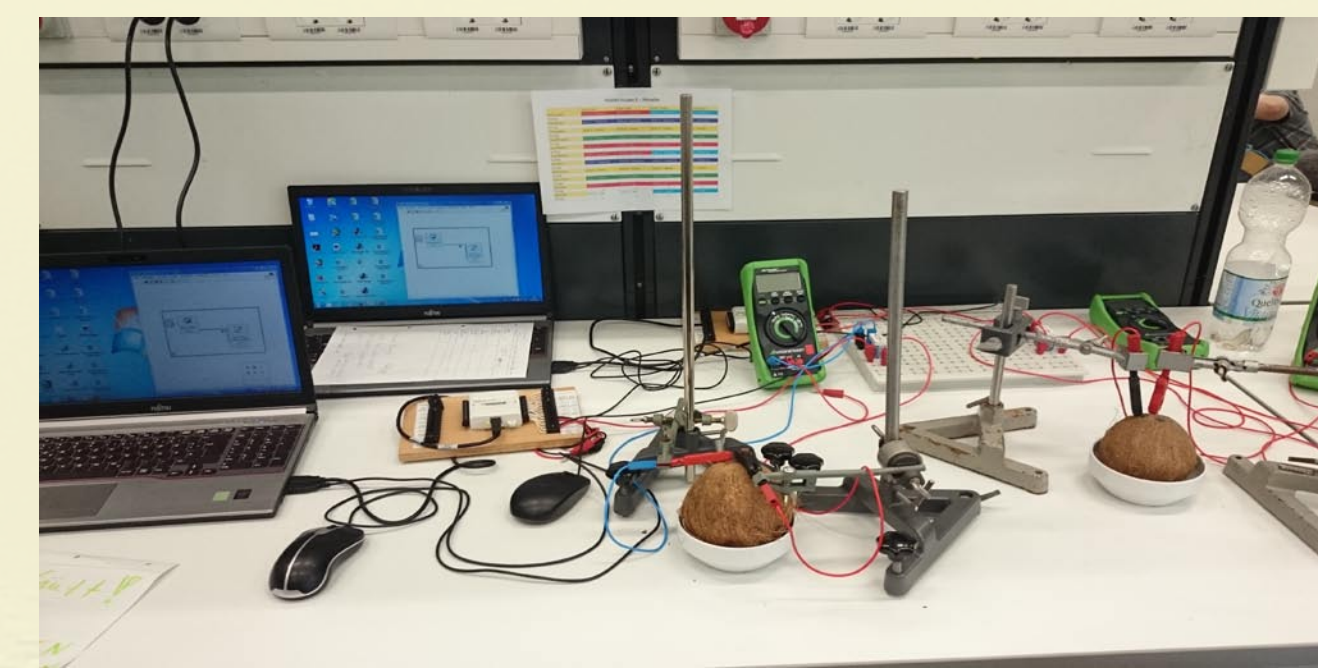
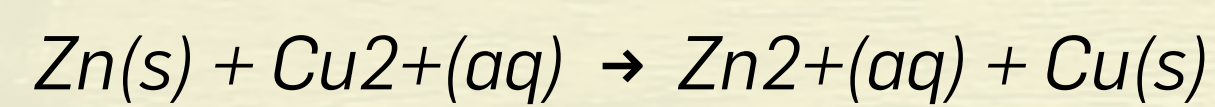


Abb. 3: Messaufbau mit Kokosnussmessung



Abb. 4: „Zitronenbatterie“

### Redoxreaktion von Kupfer und Zink:



### Literaturwerte:

- » Diese werden durch eine Eichmessung unter optimalen Bedingungen ermittelt (Wasserstoff umspülte Platinelektrode als Null-Potential)
- » Aus der *elektrochemischen Spannungsreihe* [a] kann nun die zu erwartende Potentialdifferenz berechnet werden, indem die Spannungsbeträge beider Einzelelektroden addiert werden
- » Aufgrund von starken und schwachen Elektrolyten, bei welchen der gelöste Stoff vollständig oder nur in geringen Teilen in Kationen und Anionen zerfällt, können die Literaturwerte nicht mit jeder Elektroden-Elektrolyt-Kombination erreicht werden

## Auswertung

- » Die Messwerte werden mithilfe von LabView aufgezeichnet und mit Qti-Plot graphisch ausgewertet
- » Die **Sättigungsspannung** kann als Mittelwert der Messpunkte der jeweiligen Einzelmessung angesehen werden, welche der folgenden Tabelle zu entnehmen ist:

	Zink	Aluminium	Stahl
Salzwasser	0,09V	0,58V	0,83V
Zitrone	0,21V	0,58V	<b>0,98V</b>
Zitronensäure	0,17V	0,48V	0,50V
Kokosnuss	<b>0,01V</b>	0,64V	0,84V
Kokosmilch	0,10V	0,49V	0,70V
Kartoffel	0,08V	0,45V	0,44V
Kartoffelpüree	0,11V	0,41V	0,69V
<b>Vergleichswerte</b>	<b>1,11V</b>	<b>2,01V</b>	<b>0,76V</b>

Tabelle 1: Gemessene Mittelwerte und Vergleichswerte aus der Spannungsreihe [a]

- » Fehler der Sättigungsspannungen: ± 0,01V
- » die Vergleichswerte aus der Spannungsreihe wurden mit der Messapparatur nicht erreicht
- » Den höchsten Wert liefert die Stahlelektrode, welcher über dem Erwartungswert von Eisen/Kupfer liegt, was auf eine mögliche Stahl/Zink-Kombination in der Elektrode hinweist.
- » **Problemfall Zink:** die gemessenen Werte liegen deutlich unter dem Erwartungswert. Vermutung: keine reine Zinkelektrode, möglicherweise Zinn, aufgrund eines Vergleichs mit der Spannungsreihe
- » Einzelmessung mit ganzer Zitrone und Blechen liefert vergleichbares Ergebnis zur Rundelektrodenmessung: 0,931V

→ Fazit: Trotz Abweichungen zu den Werten der Spannungsreihe kann mithilfe der genannten Elektroden-Elektrolyt-Kombinationen eine Spannung gemessen werden, welche möglicherweise zum Laden eines Handyakkus genutzt werden kann.

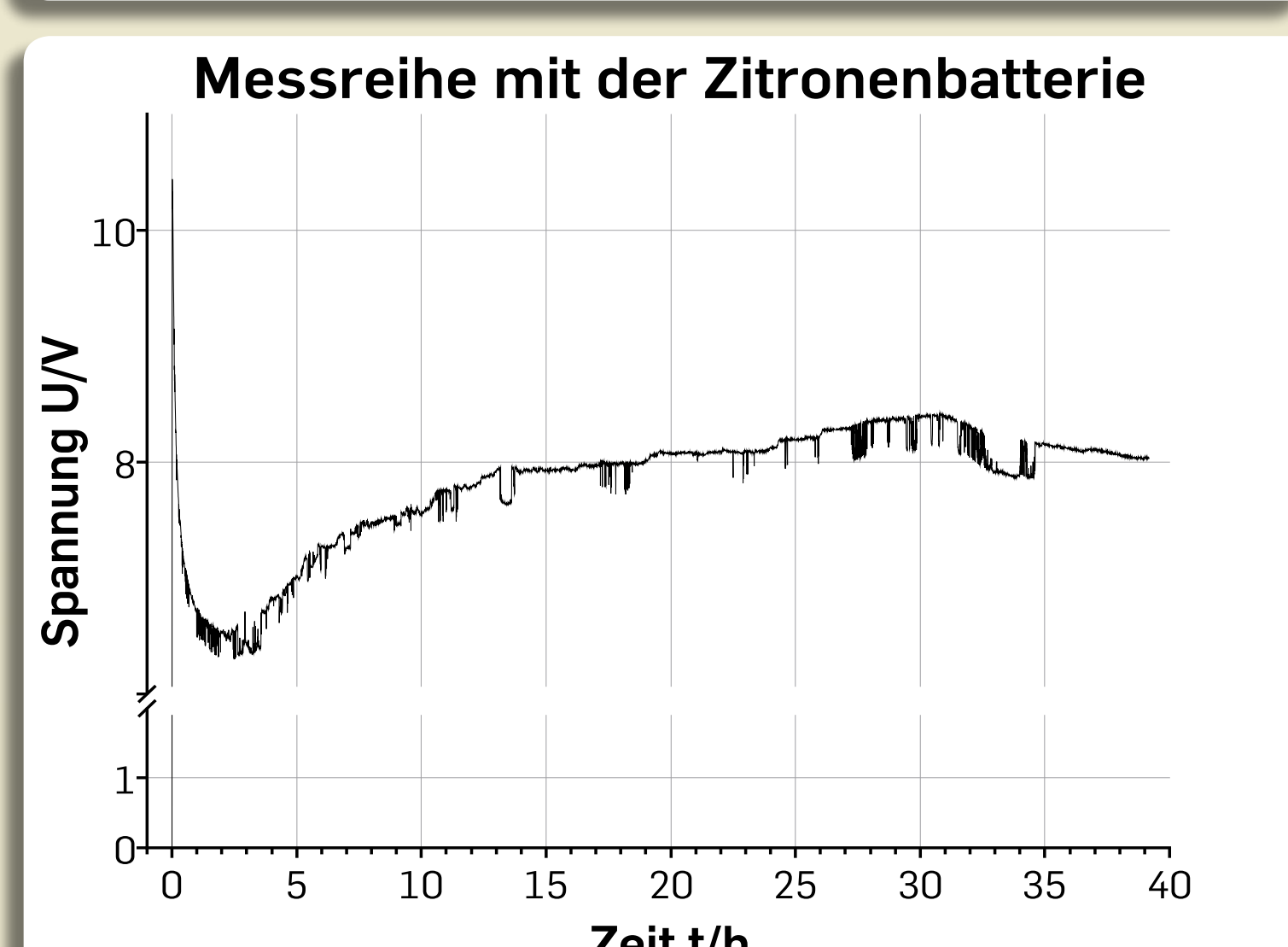
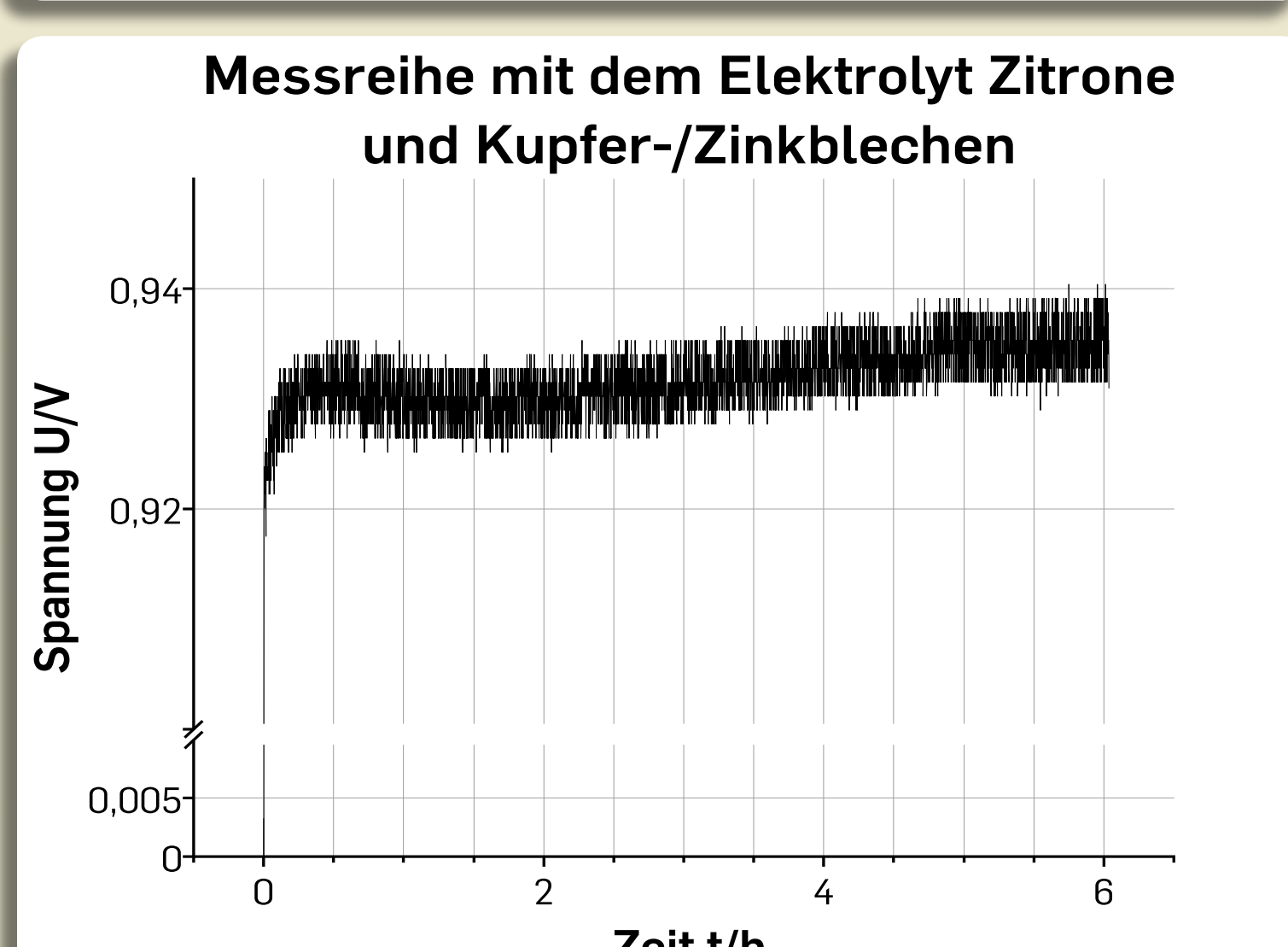
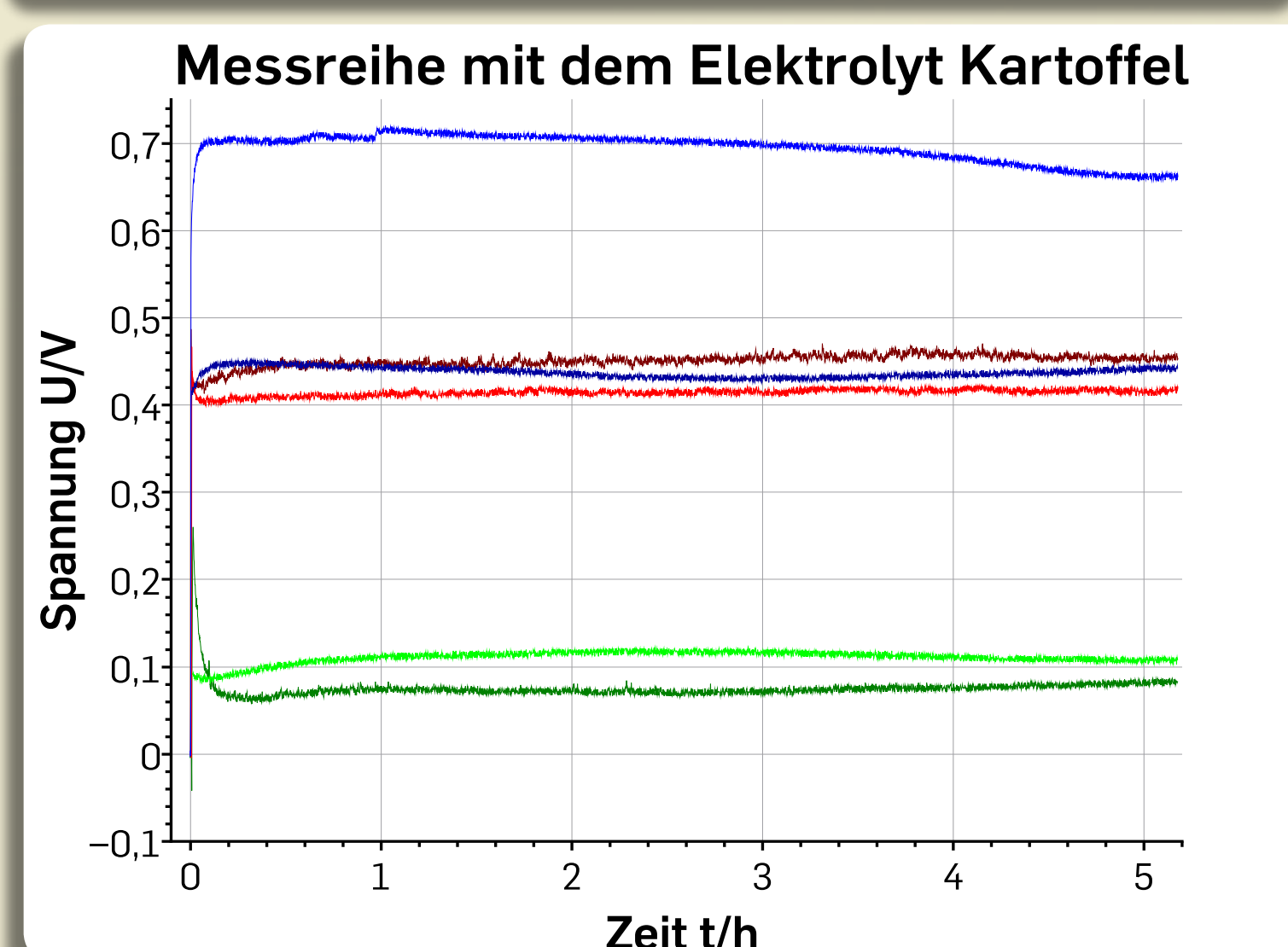
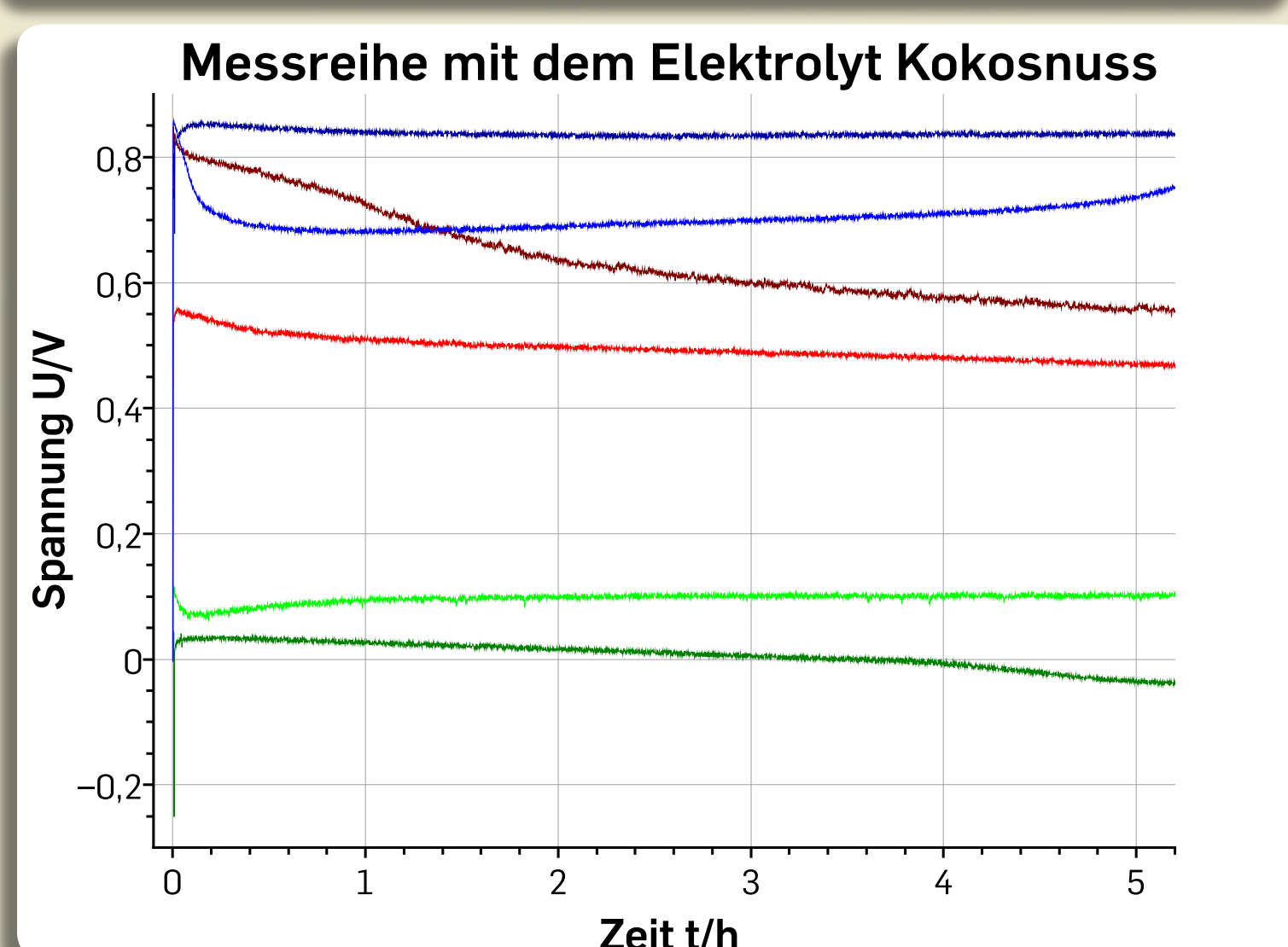
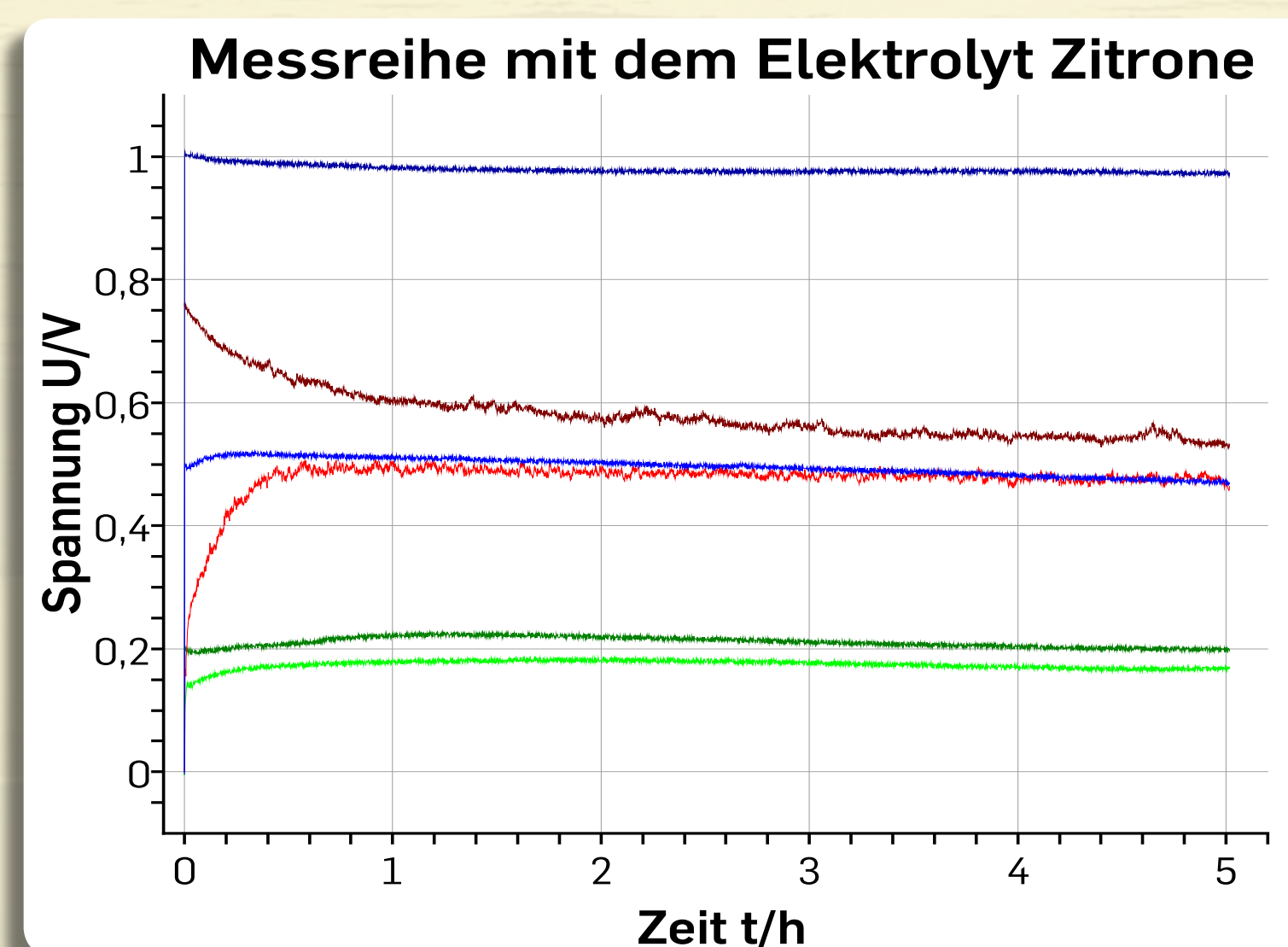
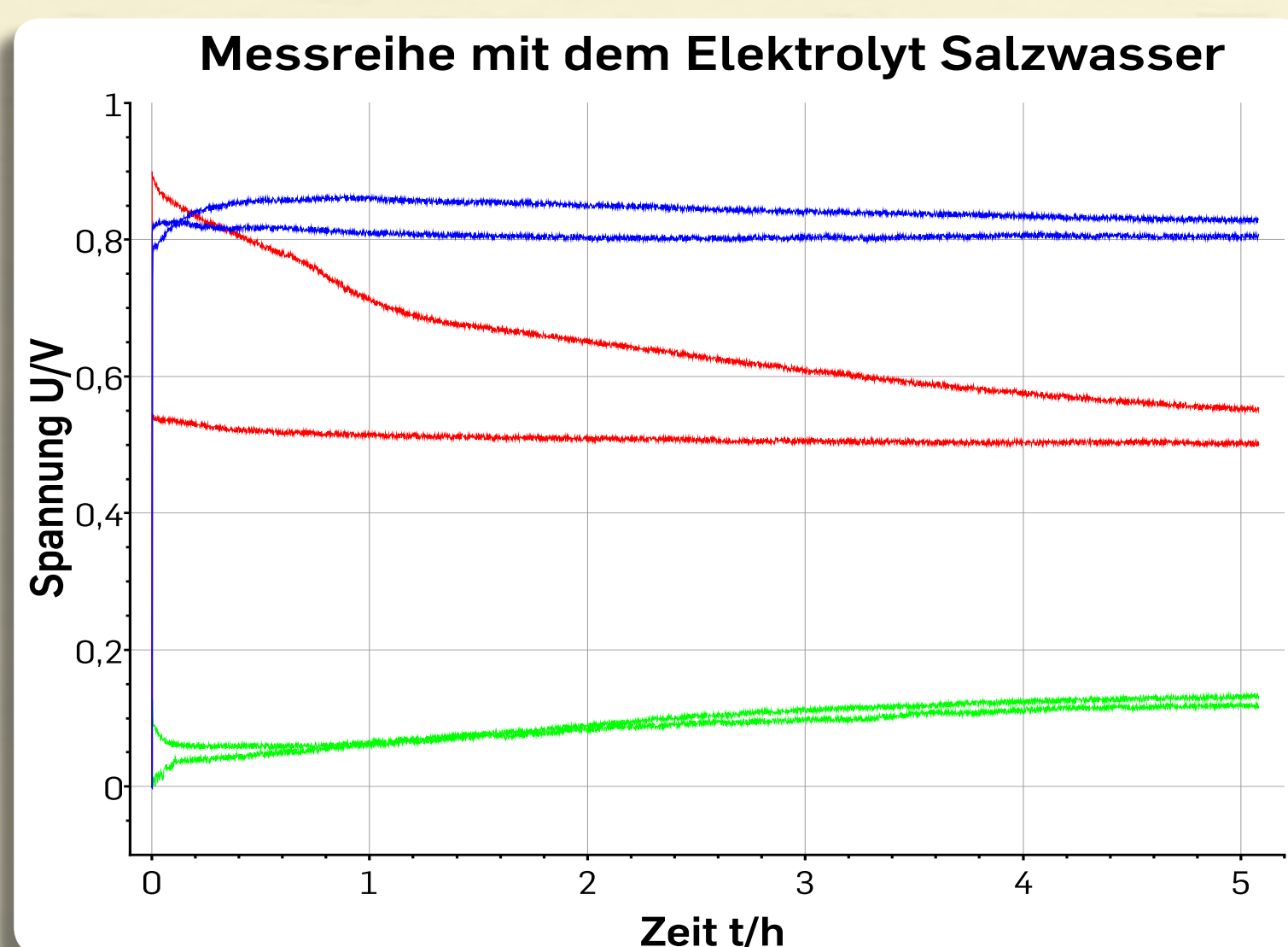
## Im Notfall den Handyakku mit der Zitronenbatterie laden?

### Technische Daten des Nokia 3210:

- » Akkukapazität: 1250mAh; für 5h reine Gesprächszeit, Ladespannung des Akkus 3,7V
- » **Annahme:** Der gestrandete Physiker benötigt für das Anschalten und das **Absetzen des Notrufs etwa 5min.** →  $1250\text{mAh}/60 = 20,83\text{mA}h = 75\text{C}$  (1mAh = 3,6C Ladung)
- » Mit der Kombination ganze Zitrone, Kupfer- und verzinktem Stahlblech kann eine konstante Spannung  $U=0,931\text{V}$  und eine Stromstärke von  $I=0,0137\text{mA}$  erreicht werden. Mit einer **Reihenschaltung von 4 Zitronen** ergibt sich eine Spannung von  $U=3,724\text{V}$  und eine Stromstärke von  $I=0,0548\text{mA}$ .
- »  $I=U/R$ ;  $Q=It \rightarrow t=Q/I = 75\text{C}/0,0548\text{mA} = 1369495,166\text{s} = 380,42\text{h} = \mathbf{15,85d}$
- » Theoretischer Spannungswert für 18 Zitronen in Reihe: 16,758V
- » Experimenteller Spannungswert für 18 Zitronen in Reihe (Abb. 4): 7,807V

→ Der experimentelle Wert weicht deutlich vom theoretischen Wert ab. Dafür können neben Messunsicherheiten auch nicht betrachtete Innenwiderstände und Prozesse innerhalb des Elektrolyts verantwortlich sein. Weitere Untersuchungen sind nötig.

- Zink - Flüssigkeit
- Stahl - Flüssigkeit
- Aluminium - Flüssigkeit
- Zink - ganze Frucht
- Stahl - ganze Frucht
- Aluminium - ganze Frucht



### Quellen

- [a] Demtröder, Wolfgang. „Experimentalphysik 2.“ Elektrizität und Optik, Kapitel 11 (1995)
- [b] Von Keudell, Achim. „Vorlesungsskript Physik II.“ Elektrizitätslehre und Optik, Kapitel 1(2007).
- [c] Dieter Meschede „Gerthsen Physik“, Galvanische Elemente, 25. Auflagen (2015)
- [d] [http://www.pci.tu-bs.de/aggericke/PC1/Kap\\_VI/Elektrodenreak\\_Galvanische\\_Ketten.htm](http://www.pci.tu-bs.de/aggericke/PC1/Kap_VI/Elektrodenreak_Galvanische_Ketten.htm) (01.06.2017, 23:59)



### Danksagungen

Projektleiter Desmond Kabus  
Technische Assistenz Klaus Ulrich, Thomas Domanski