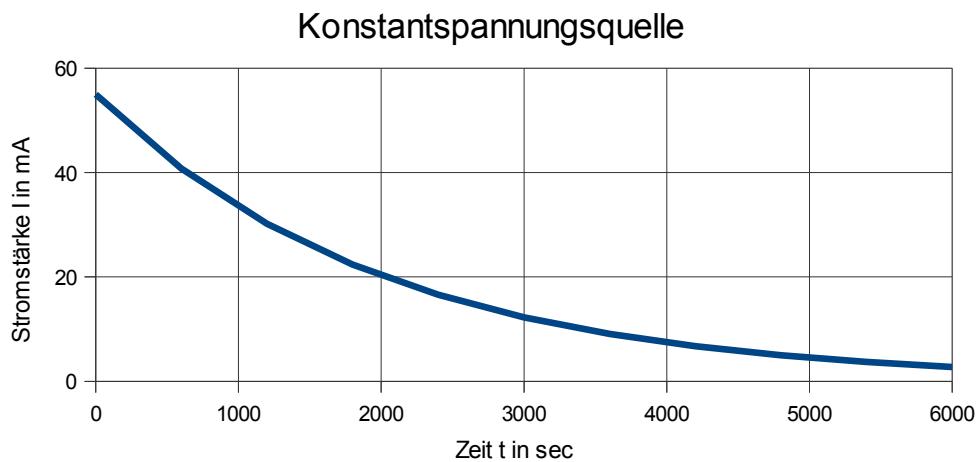


### **1. Aufgabe – Galvanisieren und Elektrolyse (50P)**

Zur Erhöhung des Reflexionskoeffizienten werden optische Spiegel für astronomische Anwendungen oft versilbert. Die besten, weil gleichmäßig dicken, Schichten erreicht man, wenn der Spiegel (i.d.R. aus Aluminium) galvanisch bei konstanter, niedriger Stromstärke in einer verdünnten Silbernitratlösung  $\text{AgNO}_3$  versilbert wird.

In den folgenden Aufgaben wird ein Parabolspiegel mit einer Oberfläche von  $2.800\text{cm}^2$  und einem konstanten Ladestrom von  $75\text{mA}$  beschichtet. Aus Gründen der mechanischen Stabilität soll die Silberschicht eine Dicke von  $50\mu\text{m}$  haben. Der Spiegel kann als planar angenommen werden.

1. Zeichne den prinzipiellen Aufbau dieser Anordnung und benenne Anode, Kathode, „+“ - und „-“ - Pole. Gebe die Reaktions- Teilgleichung für das Silber an. (10P)
2. Leite das unten angegebene Faraday-Gesetz kommentiert her und berechne die Faraday-Konstante F inklusive der korrekten Einheit aus physikalisch-chemischen Grundgrößen. (10P)
3. Berechne die Stoffmenge und die Masse des metallischen Silbers, welches sich nach 2h abgeschieden hat. (10P)
4. Berechne die benötigte Zeit, um die gewünschte Schichtdicke mit obigen Angaben zu erreichen. (10P)
5. Ersetzt man im obigen Aufbau die Konstant-Strom- durch eine Konstant-Spannungsquelle, so beobachtet man typischerweise einen abnehmenden Strom. Beschreibe und erläutere den Kurvenverlauf qualitativ. (10P)



#### **Zusatzinformationen:**

**Molare Masse von Silber:**  $M_{\text{Ag}} = 107.9 \text{ g/mol}$

**Dichte von Silber:**  $\rho_{\text{Ag}} = 10.5 \text{ g/cm}^3$

**Elementarladung:**  $e^- = 1.602 \cdot 10^{-19} \text{ C}$

**Faraday-Gesetz:**  $Q = n \cdot F \cdot z$

**Faraday – Konstante:**  $F = 96485 \text{ C/mol}$

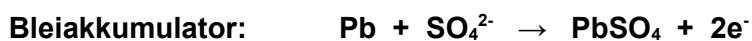
## **2. Aufgabe – Reale Akkumulatoren (die Autobatterie) (50 Punkte)**

Im Bleiakkumulator (der sog. Autobatterie) wird am „-“ - Pol metallisches Blei zu Bleisulfat oxidiert, am „+“ - Pol Bleidioxid dagegen zu Bleisulfat reduziert. Die Nennspannung (=Leerlaufspannung!) der einzelnen Zelle liegt bei 2V. Selbst bei schon deutlich entladenen Batterien sinkt dieser Wert kaum. Bei Belastung allerdings nimmt die Klemmspannung bei entladenen Batterien dramatisch ab.

In der Werkstatt wurde der Ladezustand der Batterie früher „gespindelt“ (dabei wird die Dichte des Elektrolyten als Maß verwendet) oder, heute üblich, elektronisch (durch den Spannungsabfall an einem definierten, äußeren Widerstand) ermittelt. Die vollgeladene Batterie soll dabei eine Konzentration von  $c(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0.5\text{mol/l}$  ( $\text{pH}=0$ ) bei einem anfänglichen Volumen des Elektrolyten von 1 Liter haben.

1. Nenne die Oxidationszahlen und die Phasen (s,l,g,aq) und kennzeichne Oxidation bzw. Reduktion in den angegebenen Teilgleichungen. (6P)
2. Zeichne und erläutere das Ersatzschaltbild für eine reale Batterie. Kennzeichne dabei die Leerlaufspannung  $U_0$  und die Klemmspannung  $U_K$ . Begründe, dass  $U_K \leq U_0$  ist. Gehe auch auf die Grenzfälle ein. (12P)
3. Begründe, warum eine Dichtemessung prinzipiell unmittelbar auf den Ladezustand schließen lässt. (6P)
4. Zum Testen soll nun die Batterie (betrachte nun eine Reihenschaltung aus 6 Zellen mit  $U_0=12\text{V}$  und einem gesamten Innenwiderstand  $R_i$ !) kurzzeitig über einen äußeren Widerstand von  $R_a=3\text{Ohm}$  belastet werden. Über diesem Widerstand misst man dabei einen Spannungsabfall von 9V. Berechne daraus den Innenwiderstand und den Kurzschlussstrom der Batterie. (6P)
5. Nun wird mit einer neuen, vollen Batterie mehrfach hintereinander gestartet. Dabei fließt für eine Dauer von insgesamt 40sec ein Starterstrom von (konstant) 150A. Der Innenwiderstand der neuen Batterie beträgt nur 0.02 Ohm, die Leerlaufspannung konstant 12V.
  - a. Berechne die elektrische Leistung dieser Batterie und die Leistung des Anlassers. Erläutere dabei, warum es einen unvermeidlichen Innenwiderstand gibt und wo die „fehlende“ Leistung steckt. (10P)
  - b. Berechne die Stoffmenge der beim Starten „verbrauchten“  $\text{H}_3\text{O}^+$  - Ionen und vergleiche diese mit der in der „vollen Batterie“ enthaltenen Menge. (10P)

### **Zusatzinformationen:**



Dichte von Schwefelsäure bei  $c=0,5\text{mol/l}$ :  $\rho = 1.8 \text{ g/cm}^3$