

# Bestimmung der Faraday'schen Zahl (26) $F$

Physik Praktikum

16. Dezember 2002

## 0 Zusammenfassung

Bei den zwei Versuchen geht es darum die Faraday-Konstante ( $F$ ) zu bestimmen. Diese Zahl ist das Produkt aus der Avogadro-Konstante (Anzahl Moleküle pro Mol) und der Elementarladung. Durch Elektolyse kann die Faraday-Konstante einfach bestimmt werden. Die Elektrizitätsleitung in einem Elektrolyten erfolgt durch die Wanderung der frei beweglichen Ionen im elektrischen Feld. Die Ionen wandern zu den Elektroden und geben dort ihre Ladung ab. Die Kationen (positiv geladen) zu der Kathode (negativ geladen) und die Anionen zu der Anode. Ein Ionen entsteht durch Aufnahme oder Abspaltung von  $z$  Elektronen aus dem neutralen Atom oder Molekül und transportiert daher  $z$  positive oder negative Elementarladungen ( $e$ ) zur Kathode oder Anode. Durch messen der abgeschiedenen Stoffmenge an der Kathode oder Anode und dem berücksichtigen der Anzahl Elementarladungen ( $z$ ) die sie transportierten lässt sich  $F$  berechnen, da die geflossene Elektrizitätsmenge ( $q$ ) bekannt ist. Apparate die zum messen dieser Werte dienen nennt man Coulometer.

## 1 Silber-Coulometer

Die Elektroden bestehen aus Silber, der Elektrolyt ist eine 15%-ige  $AgNO_3$  Lösung in  $H_2O$ . Vereinfacht dargestellt, gehen bei der Elektrolyse an der Anode  $Ag^+$ -Kationen in Lösung, welche sich an der Kathode niederschlagen.

$$M = 107.880 \frac{kg}{kmol} \text{ Molekulargewicht von } Ag$$

$$N_A = 6.02214199 \cdot 10^{23} \frac{1}{mol} \text{ Avogadro-Konstante}$$

$$z = 1 \text{ Anzahl Elementarladungen (Wertigkeit des Ions)}$$

$$m = \text{Masse des abgeschiedenen } Ag [kg]$$

$$I = \text{Stromstärke [A]}$$

$$\tau = \text{Dauer der Elektrolyse [s]}$$

$$q = \text{Durchgeflossene Elektrizitätsmenge [C = As]}$$

$$F = \text{Faraday-Konstante } \left[ \frac{C}{mol} = \frac{As}{mol} \right]$$

$$e = \text{Ladung des Elektrons [C = As]}$$

$$q = I\tau = \frac{m}{M} \underbrace{F}_{N_A e} z \quad \Rightarrow \quad F = \frac{I\tau M}{mz} \quad e = \frac{F}{N_A}$$

## 2 Wasser-Coulometer (Hoffmann'scher Apparat)

Die Elektroden bestehen aus Platin, der Elektrolyt ist eine 27.6%-ige Lösung von  $H_2SO_4$  in  $H_2O$ . Bei der Elektrolyse wird das Lösungsmittel  $H_2O$  zerlegt, es entstehen  $2H^+$ -Kationen und  $O^{2-}$ -Anionen. An der Kathode werden die  $H^+$ -Kationen neutralisiert und daher  $H_2$  ausgeschieden, an der Anode die  $O^{2-}$ -Anionen und daher  $O_2$  ausgeschieden.

$$\begin{aligned}
 \rho &= 1.17 \cdot 10^3 \frac{kg}{m^3} \text{ Dichte Elektrolyt} \\
 g &= 9.8064790 \frac{m}{s^2} \text{ Fallbeschleunigung} \\
 c &= 0.8 \text{ Konstante} \\
 V_n &= 0.0224 \frac{m^3}{mol} \text{ Normalvolumen} \\
 z &= 1 \text{ oder } 2 \text{ Anzahl Elementarladungen (Wertigkeit des Ions)} \\
 V_T &= \text{Abgelesenes Gasvolumen } [m^3] \\
 b &= \text{Luftdruck } [\frac{N}{m^2}] \Rightarrow b' \text{ mit Graph neben dem Barometer} \\
 T &= \text{Temperatur } [K] \\
 h &= \text{Höhe der Flüssigkeitssäule } [m] \\
 p_{Fl} &= \text{Druckdifferenz wegen Flüssigkeitssäule } [\frac{N}{m^2 m}] \\
 p_S &= gM = \text{Sättigungsdruck von } H_2O\text{-Dampf } [\frac{N}{m^2 m}] \\
 p'_S &= \text{über Elektroyt } [\frac{N}{m^2 m}] \\
 p_T &= \text{Druck in der Bürette} \\
 V_0 &= \text{Gasvolumen bei Normalbedingungen } [m^3] \\
 I &= \text{Stromstärke } [A] \\
 \tau &= \text{Dauer der Elektrolyse } [s] \\
 q &= \text{Durchgeflossene Elektrizitätsmenge } [C = As] \\
 F &= \text{Faraday-Konstante } [\frac{C}{mol} = \frac{As}{mol}]
 \end{aligned}$$

$$p_T = b' + p_{Fl} - p'_S \text{ mit } p_{Fl} = \rho gh \quad p'_S = cp_S$$

$$V_0 = \frac{V_T p_T}{p_0(1 + \alpha T)}$$

$$q = I\tau = 2zF \frac{V_0}{V_n} \Rightarrow F = \frac{I\tau V_n}{2zV_0}$$