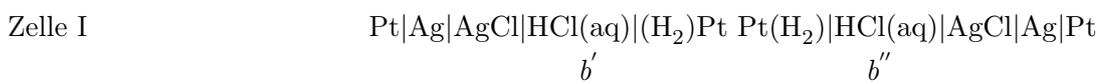
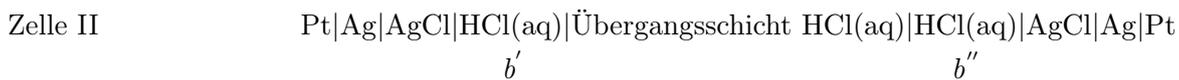


# 1 Einleitung und Zielstellung

In diesem Versuch sollen die Überführungszahlen von Wasserstoffionen bestimmt werden. Hierzu gliedert sich der Versuch in zwei Teile. In der ersten Hälfte wird die Überführungszahl von Wasserstoffionen in einer wässrigen Schwefelsäurelösung nach der Methode von *Hittorf* gemessen. Im zweiten Versuchsteil soll die Überführungszahl von Wasserstoffionen in einer wässrigen Salzsäurelösung aus Messungen der Elektromotorischen Kraft (EMK) einer Konzentrationszelle bestimmt werden. Dazu wird zum einen die EMK einer galvanischen Zelle I (Konzentrationszelle ohne Überführung) berechnet



und zum anderen die EMK der galvanischen Zelle II (Konzentrationszelle mit Überführung) gemessen:



## 2 Theoretische Grundlagen

### 2.1 Einleitung

Die elektrische Überführung  $t$  einer Ionensorte  $i$  wird mit  $t_i$  bezeichnet und beschreibt den Bruchteil einer Ladung  $q$ , der bei reiner Elektrizitätsleitung durch Ionen der Sorte  $i$  relativ zum gesamten Lösungsmittel (Index 1, Bezugsteilchensorte) transportiert wird.

$$t_i = \frac{q_i}{q} = \frac{{}_1I_i}{I} \quad (2.1)$$

Hierbei sind  $q_i$  die Ladungsmenge, die von der Ionensorte  $i$  transportiert wird,  ${}_1I_i$  Vektor der elektrischen Teilstromdichte der Ionensorte  $i$  relativ zum gesamten Lösungsmittel (Index = 1) und  $I$  der Vektor der gesamten elektrischen Stromdichte. Für die Summe der Überführungszahlen  $t_i$  gilt:

$$\sum_i t_i = 1$$

Die Überführungszahl ist allgemein abhängig von Druck, Temperatur und Zusammensetzung der Lösung der Lösung.

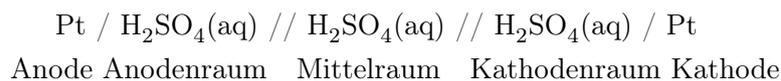
### 2.2 Bestimmungsmethoden

Es gibt mehrere Methoden, um Überführungszahlen zu bestimmen. Die bekanntesten Messmethoden sind:

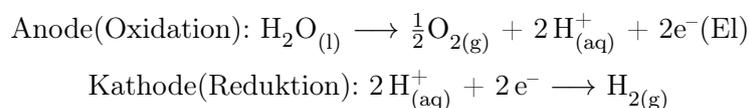
- *Hittorfsche Methode*
- EMK-Methode
- Methode der wandernden Grenzflächen

#### 2.2.1 Bestimmung der Überführungszahl nach *Hittorf*

Das Verfahren von *Hittorf* (1853) soll am Beispiel der Elektrolyse einer wässrigen  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -Lösung mit Pt-Elektroden erläutert werden. Experimenteller Aufbau:



An den Elektroden (El) kommt es bei elektrischem Stromfluss durch Elektrodenreaktionen zur Bildung von  $\text{O}_2$ -Gas bzw.  $\text{H}_2$ -Gas:



Man trennt die beiden Elektrodenräume durch einen Mittelraum voneinander und misst im Anoden- und Kathodenraum durch Titration (Titration der  $\text{H}^+$ -Ionen durch Zusatz von NaOH) die Änderung der Elektrolytkonzentration, die durch den elektrischen Stromfluss hervorgerufen wird. Durch die Titration wird die Gesamtstoffmenge der  $\text{H}^+$ -Ionen erfasst, und die unvollständige Dissoziation der Schwefelsäure ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HSO}_4^-$ ,  $\text{SO}_4^{2-}$  braucht nicht berücksichtigt zu werden. Der Zusammenhang zwischen der Zunahme (bzw. Abnahme) der Stoffmenge des Elektrolyten im Anoden- bzw. Kathodenraum (bezogen auf eine feste Masse des Lösungsmittels) und der Elektrizitätsmenge, die durch die Anordnung geflossen ist, ergibt sich aus einer Stoffmengenbilanz bei Berücksichtigung der Elektrodenreaktionen.

Wir bezeichnen mit  $\Delta n^+(\text{A})$  bzw.  $\Delta n^+(\text{K})$  die durch den elektrischen Stromfluss erzeugte Stoffmengenänderung der Kationen im Anoden- (Index A) bzw. Kathodenraum (Index K)  $\Delta n^+ = n^+(\text{II}) - n^+(\text{I})$  (Index I, Versuchsbeginn; Index II, Versuchsende), bezogen auf eine feste Masse des Lösungsmittels, und betrachten die Vorgänge in den Elektrodenräumen.

### (a) Vorgänge im Anodenraum (A)

*Stoffmengenbilanz der Kationen*

- Stoffmenge der  $\text{H}^+$ -Ionen, die durch elektrische Überführung aus dem Anodenraum in den Mittelraum transportiert wird; Abnahme:  $\Delta n^+(\text{A}) = \frac{-t+q}{z^+F}$
- Stoffmenge der  $\text{H}^+$ -Ionen, die im Anodenraum durch die Elektrodenreaktion erzeugt werden; Zunahme:  $\Delta n^+(\text{A}) = \frac{q}{z^+F}$
- Gesamtänderung der  $\text{H}^+$ -Ionen im Anodenraum; Zunahme  $\Delta n^+(\text{A}) = \frac{t-q}{z^+F}$

*Stoffmengenbilanz der Anionen*

- Stoffmenge der  $\text{SO}_4^{2-}$ -Ionen, die durch elektrische Überführung aus dem Mittelraum in den Kathodenraum transportiert wird; Zunahme:  $\Delta n^-(\text{A}) = \frac{t-q}{|z^-|F}$

*Ergebnis*

Zunahme der Stoffmenge der Kationen bzw. Anionen im Anodenraum:

$$z^+ \Delta n^+(\text{A}) = |z^-| \Delta n^-(\text{A}) = \frac{t-q}{F}$$

### (b) Vorgänge im Kathodenraum (K)

*Stoffmengenbilanz der Kationen*

- Stoffmenge der  $\text{H}^+$ -Ionen, die durch elektrische Überführung aus dem Mittelraum in den Anodenraum transportiert wird; Zunahme:  $\Delta n^+(\text{K}) = \frac{t+q}{z^+F}$
- Stoffmenge der  $\text{H}^+$ -Ionen, die im Kathodenraum an der Kathodenraum entladen wird; Abnahme:  $\Delta n^+(\text{K}) = \frac{-q}{z^+F}$
- Gesamtänderung der  $\text{H}^+$ -Ionen im Kathodenraum; Abnahme  $\Delta n^+(\text{K}) = \frac{-t-q}{z^+F}$

*Stoffmengenbilanz der Anionen*

- Stoffmenge der  $\text{SO}_4^{2-}$ -Ionen, die durch elektrische Überführung aus dem Kathodenraum in den Mittelraum transportiert wird; Abnahme:  $\Delta n^-(\text{K}) = \frac{-t^-q}{|z^-|F}$

*Ergebnis*

Abnahme der Stoffmenge der Kationen bzw. Anionen im Kathodenraum:

$$z^+ \Delta n^+(\text{K}) = |z^-| \Delta n^-(\text{K}) = \frac{-t^-q}{F}$$

**(c) Vorgänge im Mittelraum (M)***Stoffmengenbilanz der Kationen*

- Stoffmenge der  $\text{H}^+$ -Ionen, die durch elektrische Überführung aus dem Anodenraum in den Mittelraum transportiert wird; Zunahme:  $\Delta n^+(\text{M}) = \frac{t^+q}{z^+F}$
- Stoffmenge der  $\text{H}^+$ -Ionen, die durch elektrische Überführung aus dem Mittelraum in den Kathodenraum transportiert wird; Abnahme:  $z^+ \Delta n^+(\text{M}) = \frac{-t^+q}{z^+F}$
- Gesamtänderung der  $\text{H}^+$ -Ionen im Mittelraum: keine Änderung

*Stoffmengenbilanz der Anionen*

- Stoffmenge der  $\text{SO}_4^{2-}$ -Ionen, die durch elektrische Überführung aus dem Anodenraum in den Mittelraum transportiert wird; Zunahme:  $\Delta n^-(\text{M}) = \frac{t^-q}{|z^-|F}$
- Stoffmenge der  $\text{SO}_4^{2-}$ -Ionen, die durch elektrische Überführung aus dem Mittelraum in den Kathodenraum transportiert wird; Abnahme:  $|z^-| \Delta n^-(\text{M}) = \frac{-t^-q}{F}$
- Gesamtänderung der  $\text{SO}_4^{2-}$ -Ionen im Mittelraum: keine Änderung

*Ergebnis*

Keine Änderung der Stoffmenge der Kationen bzw. Anionen im Mittelraum. Die Elektroneutralität im Anodenraum, Kathodenraum sowie im Mittelraum bleibt erhalten. Aus den experimentell bestimmbar GröÙen  $\Delta n^+(\text{K})$  bzw.  $\Delta n^+(\text{A})$  bezogen auf eine feste Masse des Lösungsmittels und der Ladungsmenge  $q$ , die während des Experiments durch die Anordnung geflossen ist und die Änderung der Stoffmenge des Elektrolyten erzeugt hat, lässt sich die Überführungszahl der Kationen  $t^+$  bzw. der Anionen  $t^- (= 1 - t^+)$  berechnen.

**2.2.2 Bestimmung der Überführungszahl aus der EMK galvanischer Zellen****(a) EMK einer Konzentrationszelle ohne Überführung**

Die elektromotorische Kraft der Konzentrationszelle I (sog. *Helmholtzsche* Doppelzelle, s. *Wedler*) ist gegeben durch:

$$E_{\text{I}} = \frac{2RT}{F} \ln \frac{(b\gamma)'}{(b\gamma)''} \quad (2.2)$$



## 3 Experimenteller Teil

### 3.1 Bestimmung der Überführungszahl nach *Hittorf*

Zur Bestimmung der Überführungszahl nach der *Hittorf*-Methode werden zum einen die Massen und Stoffmengen der Lösungen in den Elektrodenräumen ermittelt und zum anderen die übertragene Ladungsmenge bestimmt.

#### 3.1.1 Allgemeine Durchführung

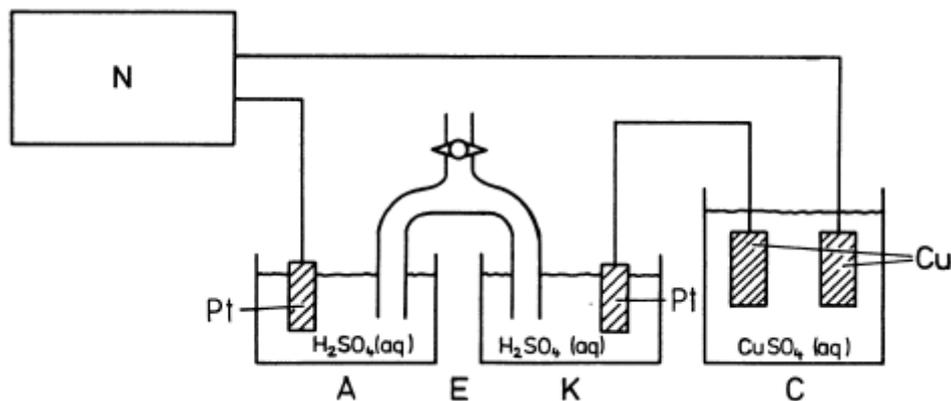


Abbildung 3.1: Schematischer Aufbau des Experiments. Hierbei sind: N = Netzgerät, E = Elektrodengefäß mit Heber, Pt = Platinelektroden, C = Kupfercoulometer, Cu = Kupferelektroden, A = Anode, K = Kathode.

Abbildung 3.1 zeigt schematisch die Anordnung, in der durch eine wässrige  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -Lösung über zwei Pt-Elektroden eine bekannte Ladungsmenge geschickt wird. Für das Experiment benötigt man 500 ml  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -Lösung mit einer Konzentration  $c_2$ , die zwischen  $1 \cdot 10^{-2}$  M und  $2 \cdot 10^{-2}$  M liegt. Diese Lösung („Stammlösung“) kann durch Verdünnen eines bestimmten Volumens einer  $\text{H}_2\text{SO}_4$ -Lösung mit bekannter Zusammensetzung hergestellt werden. Der genaue Gehalt der Lösung wird durch Titration mit NaOH-Lösung (wenig (!) Indikator Phenolphthalein oder Methylorange) ermittelt.

Die Elektrodengefäße werden leer gewogen (einfache Waage) und anschließend mit der Säurelösung gleich hoch gefüllt. Dann wird je eine Pt-Elektrode in die beiden Lösungen getaucht. Beide Gefäße werden über einen U-förmigen Heber miteinander verbunden, der mit einem Hahn versehen ist. Der Heber wird durch Ansaugen mit Säure aus den Elektrodengefäßen gefüllt. Die Ladungsmenge, die durch die Anordnung fließt, wird mit Hilfe eines Kupfercoulometers gemessen. Das Coulometer und die Elektrolysezellen werden hintereinander geschaltet und mit einem Netzgerät verbunden (Abbildung 3.1). Etwa zwei Stunden lang lässt man einen elektrischen Strom von ca. 50 mA fließen. Der Inhalt des Hebers wird durch *Joulesche* Wärme stärker erwärmt als der Inhalt der Elektrolysezelle. Die Dichte der Lösung im Heber wird dadurch kleiner als die der Lösung in den Elektrodengefäßen. Das verhindert eine Vermischung der beiden Gefäßinhalte durch Konvektion. Nach

zwei Stunden unterbricht man den elektrischen Strom, öffnet den Hahn und lässt den Inhalt des Hebers in die beiden Gefäße abfließen. Man nimmt nun den Heber und die Elektroden aus den Elektrodengefäßen und lässt die anhaftende Lösung — ohne zu spülen — in die Elektrodengefäße abtropfen. Die Masse der Lösung in den Elektrodengefäßen wird durch Wägung bestimmt.

### 3.1.2 Messung der Ladungsmenge

Die Ladungsmenge  $q$ , die während des *Hittorfschen* Überführungsversuches durch die Anordnung geflossen ist, wird mit einem Kupfercoulometer gemessen, das hinter die Elektrolysezelle des Überführungsversuches geschaltet wird (siehe Abbildung 3.1). Gemessen wird die Massenzunahme der Kupferkathode des Coulometers.

$$\frac{\Delta m_{\text{Cu}}(\text{K})}{M_{\text{Cu}}} = \frac{\int_0^t |i| dt}{z_{\text{Cu}} F} = \frac{q}{z_{\text{Cu}} F} \quad (3.1)$$

Hierbei sind  $\Delta m_{\text{Cu}}(\text{K})$  Massenänderung der Kupferkathode,  $i$  elektrische Stromstärke,  $M_{\text{Cu}}$  Molmasse des Kupfers,  $t$  Zeit,  $z_{\text{Cu}}$  Wertigkeit des Kupfers ( $z_{\text{Cu}} = +2$ ),  $F$  *Faraday*-Konstante. Zwei Elektroden aus Kupferblech, die an einem Deckel durch zwei Klemmschrauben (Inbus) befestigt sind, tauchen in eine wässrige Kupfersulfatlösung (Oettelsche Lösung: 150 g  $\text{CuSO}_4$  5 g  $\text{H}_2\text{O}$ , 50 g  $\text{H}_2\text{SO}_4$  konz., 50 g Alkohol in 1 l Wasser). Um zu verhindern, dass das bei elektrischem Stromfluss an der Kathode abgeschiedene Kupfer übermäßig durch Luftsauerstoff oxidiert wird, müssen die Elektroden bis zu dem schmalen Stiel in die  $\text{CuSO}_4$ -Lösung eintauchen. Vor Versuchsbeginn wird die vorher frisch gereinigte (Schleifmaterial) verkupferte Elektrode zweimal mit destilliertem Wasser und anschließend mit Aceton abgespült, trocken gefächert und gewogen (Analysewaage und zur Kontrolle einfache Waage). Das gleiche Wasch- und Trocknungsverfahren wird bei Versuchsende vor dem Wägen der Elektrode erneut durchgeführt. Die Oberfläche der Elektrode soll gleichmäßig hellrot sein, ohne schwärzliche  $\text{Cu}_2\text{O}$ -Stellen.

### 3.1.3 Ermittlung der Kenngrößen

Für die Auswertung des Versuches ist die Kenntnis der Molalität  $b_2$  der Schwefelsäure in der Stammlösung erforderlich. Die Umrechnung der molaren Volumenkonzentration  $c_2$  der Schwefelsäure auf ihre Molalität erfolgt über die Beziehung:

$$b_2 = \frac{c_2}{(\rho - c_2 M_2)} \quad (3.2)$$

mit  $b_2$  Molalität des Elektrolyten ( $\text{mol kg}^{-1}$ ),  $c_2$  molare Volumenkonzentration des Elektrolyten ( $\text{mol l}^{-1}$ ),  $M_2$  Molmasse des Elektrolyten ( $\text{kg mol}^{-1}$ ),  $\rho$  Dichte der Lösung ( $\text{kg l}^{-1}$ ). Der Wert von  $\rho$  kann Tabellenwerken entnommen werden, z. B. *Handbook of Chemistry and Physics*, *CRC Press*. Da es sich in diesem Fall um stark verdünnte Säure handelt, kann die Dichte vernachlässigt werden wodurch gilt:

$$\boxed{b_2 \approx c}$$

Durch Analyse der Lösungen in den Elektrodengefäßen (Titration mit NaOH) erhält man die für die Auswertung des Experiments noch fehlenden Angaben:

- die Stoffmenge der  $\text{H}^+$ -Ionen in den beiden Elektrodenräumen am Ende des Versuches (Anodenraum:  $n^+$  (A, II); Kathodenraum:  $n^+$  (K, II))

- die Masse des Lösungsmittels in den beiden Elektrodenräumen am Ende des Versuches (Anodenraum:  $m_1(A, II)$ ; Kathodenraum:  $m_1(K, II)$ ). Die Werte von  $m_1(A, II)$  und  $m_1(K, II)$  ergeben sich aus den Bilanzgleichungen:

$$\text{Anodenraum: } m(A, II) = m_1(A, II) + n_2(A, II) M_2$$

$$\text{Kathodenraum: } m(K, II) = m_1(K, II) + n_2(K, II) M_2$$

mit  $m$  Masse der Lösung im Elektrodenraum,

$m_1$  Masse des Wassers im Elektrodenraum,

$n_2$  Stoffmenge des Elektrolyten im Elektrodenraum ( $n_2 = n^+ / \nu^+$ ;  $\nu^+$  Zerfallszahl der Kationen;  $H_2SO_4$   $\nu^+ = 2$ ),

$M_2$  Molmasse des Elektrolyten.

Die Ergebnisse der Analysen der Lösungen in den Elektrodenräumen sind wie folgt zusammenzustellen.

Tabelle 3.1: Ergebnisse der Analysen der Lösungen in den Elektrodenräumen.

Anodenraum	Kathodenraum
$m(A, II)[\text{kg}] =$	$m(K, II)[\text{kg}] =$
$n_-(A, II)[\text{mol}] =$	$n_-(K, II)[\text{mol}] =$
$n_2(A, II)[\text{mol}] =$	$n_2(K, II)[\text{mol}] =$
$m_1(A, II)[\text{kg}] =$	$m_1(K, II)[\text{kg}] =$

### 3.1.4 Auswertung

Ausgangspunkt der Berechnung der Überführungszahl  $t^+$  der  $H^+$ -Ionen sind die nachfolgenden Gleichungen (3.3) und (3.4)

$$\Delta n^+(A) = n^+(A, II) - n^+(A, I) = \frac{(1 - t^+)q}{z^+F} \quad (3.3)$$

$$\Delta n^+(K) = n^+(K, II) - n^+(K, I) = \frac{(1 - t^+)q}{z^+F} \quad (3.4)$$

Dabei sind die Stoffmengenänderungen  $\Delta n^+(A)$  und  $\Delta n^+(K)$  auf eine feste Masse des Lösungsmittels zu beziehen. Durch das Experiment wird daher folgende Vorgehensweise nahe gelegt:

- $\Delta n^+(A)$  wird auf die Masse des Lösungsmittels im Anodenraum bei Versuchsende bezogen, d.h.  $m_1(A, II) = M_1 n_1(A, II)$ .
- $\Delta n^+(K)$  wird auf die Masse des Lösungsmittels im Kathodenraum bei Versuchsende bezogen, d.h.  $m_1(K, II) = M_1 n_1(K, II)$ .

Dann erhalten die Gleichungen (3.3) und (3.4) die Form:

$$b_-(A, II) - b_-(A, I) = \frac{(1 - t_-)q}{z_- F M_1 n_1(A, II)} \quad (3.5)$$

$$b_-(K, II) - b_-(K, I) = \frac{(1 - t_-)q}{z_- F M_1 n_1(K, II)} \quad (3.6)$$

mit  $b_-(E, II) = \frac{n_-(E, II)}{M_1 n_1(E, II)}$  und  $b_-(E, I) = \frac{n_-(E, I)}{M_1 n_1(E, I)}$ , wobei E den Elektrodenraum meint.

Die Molalität der  $H^+$ -Ionen in den Elektrodenräumen bei Versuchsbeginn hat den gleichen Wert, da bei Versuchsbeginn die Stammlösung eingefüllt wird. Deshalb gilt:

$$b^+(A, I) = b^+(K, I) = \nu^+ b_2$$

mit  $b_2$  Molalität der Schwefelsäure in der Stammlösung,  $\nu^+$  Zerfallszahl der Kationen ( $\nu^+ = 2$  für  $H_2SO_4$ ).

Die Berechnung von  $t^+$  erfolgt mit Hilfe der nachfolgenden Gleichungen

$$(1 - t_-) = \frac{\Delta b_-(A)[z_- F m_1(A, II)]}{q} \quad (3.7)$$

$$(t_- - 1) = \frac{\Delta b_-(K)[z_- F m_1(K, II)]}{q} \quad (3.8)$$

mit  $z_- = 1!$ .

Die Ergebnisse sind wie folgt zusammenzustellen.

Tabelle 3.2: Ergebnisse der Berechnungen der Überführungszahl der  $H^+$ -Ionen.

Anodenraum	Kathodenraum
$b^+(A, I)[M] = b^+(K, I)[M] =$	
$b^+(A, II)[M] =$	$b^+(K, II)[M] =$
$m_1(A, II)[kg] =$	$m_1(K, II)[kg] =$
Anodenraum $t^+ =$	Kathodenraum $t^+ =$
Mittelwert $\langle t^+ \rangle$ mit geschätzter Fehlerangabe =	

Schildern sie in Stichworten die Überlegungen, die sie zur Abschätzung der Fehlerangabe gemacht haben.

### 3.2 Bestimmung der Überführungszahl aus der EMK einer Konzentrationszelle

Zur Bestimmung von  $t^+$  berechnet man die elektromotorische Kraft E (siehe Tab. 1) der Zelle I und misst die der Zelle II bei konstanter Elektrolytkonzentration  $b'$  (z.B. 0.5 M) als Funktion der Elektrolytkonzentration  $b''$  mit einem Voltmeter. Man warte bis der Wert für 5 s konstant bleibt. Es ist wichtig, dass die Elektrode frei von Luftblasen ist. Aufgrund der Symmetriespannung wird jeweils ein zweiter Wert unter Vertauschung der Elektroden gemessen und ein Mittelwert gebildet. Die bei gleichen Konzentrationen erhaltenen EMK-Werte  $E_I$  und  $E_{II}$  trägt man gegeneinander auf. Die Steigung der sich (in erster Näherung) ergebenden Geraden liefert die Überführungszahl  $t^+$ :

$$E_{II} = t^+ E_I$$

Bei genauen Messungen kann auf diese Weise auch die Konzentrationsabhängigkeit der Überführungszahl ermittelt werden. Die Experimente sind mit folgenden Salzsäurelösungen durchzuführen:  $b = 0.5, 0.2, 0.1, 0.05, 0.02, 0.01$  M.

Bei der galvanischen Zelle II wird als „Übergangsschicht“ ein U-förmig gebogener Heber verwendet, der unter Zuhilfenahme zweier kleiner Bechergläser mit einer 0.01 molalen Salzsäurelösung gefüllt wird. Beim Umgang mit den Elektroden ist Vorsicht geboten, und sie werden nach dem Versuch wieder in dest. Wasser aufbewahrt, per Kabel verbunden.

Tabelle 3.3: Literaturwerte für die Konzentrationsabhängigkeit der Aktivitätskoeffizienten von HCl.

$c \left[\frac{\text{mol}}{\text{l}}\right]$	$\gamma (T = 20^\circ\text{C})$	$\gamma (T = 25^\circ\text{C})$	$\gamma (T = 30^\circ\text{C})$
0.01	0.9052	0.9048	0.9034
0.02	0.8768	0.8755	0.8741
0.05	0.8317	0.8404	0.8285
0.10	0.7985	0.7964	0.7940
0.20	0.7694	0.7667	0.7630
0.50	0.7616	0.7571	0.7526

# Abkürzungs- und Symbolverzeichnis

A	Anodenraum
b	Molalität der Elektrolyten
$c_2$	Konzentration der Schwefelsäure
$\Delta n^+(A)$	Stoffmengenänderung der Kationen im Anodenraum
$\Delta n^+(K)$	Stoffmengenänderung der Kationen im Kathodenraum
$\Delta\phi_D$	Diffusionsspannung
EMK	Elektromotorische Kraft
$F$	<i>Faraday</i> -Konstante
$\gamma$	konventioneller Aktivierungskoeffizient des Elektrolyten
$i$	Ionensorte $i$
I	Vektor der elektrischen Teilstromdichte
${}_1I_i$	Vektor der elektrischen Teilstromdichte der Ionensorte $i$
K	Kathodenraum
$m$	Masse
$m_1$	Masse des Wassers im Elektrolytenraum
$M_2$	Molmasse des Elektrolyten
$n$	Stoffmenge
$\nu^+$	Zerfallszahl der Kationen
$\phi$	elektrisches Potential
$R$	Universelle Gaskonstante
$\rho$	Dichte
$t$	Überführungszahl
$t_i$	Überführungszahl der Ionensorte $i$
$t^+$	Überführungszahl der Kationen
$t^-$	Überführungszahl der Anionen
$q$	Ladungsmenge
$q_i$	Ladungsmenge, die von der Ionensorte $i$ transportiert wird
$z$	Wertigkeit des Elements

# Hinweise für das Protokoll

## Allgemein

- Das Protokoll sollte in einem Hefter oder in einer Mappe abgegeben werden und nicht als lose Blätter.
- Im Falle einer zweiten Abgabe ist die erste Abgabe ebenfalls vollständig wieder mit abzugeben.
- Bei allen fehlerbehafteten Größen ist der Fehler mit anzugeben. Bei Größen, die mit fehlerbehafteten Größen errechnet wurden, ist eine Fehlerfortpflanzung durchzuführen.
- Bei nicht dimensionslosen Größen sind die Einheiten anzugeben.
- Ausdruck des Protokolls in schwarz auf gewöhnlichem 80 g DIN A4-Papier.
- Die finale Version des entestierten Protokolls ist in digital beim Assistenten abzugeben.

## Layout

- Klare Strukturierung des Protokolls mit bis zu drei Gliederungsebenen.
- Wahl eines gut lesbaren Schrifttyps (z.B. Arial, Times (New) Roman) und einer angemessenen Schriftgröße (z.B. 12).
- Verwendung von Blocksatz und 1.5-fachem Zeilenabstand.
- Abbildungen, Tabellen und Formel fortlaufend beschriften, bzw. nummerieren.  
Abbildungsbeschriftungen gehören unter die Abbildungen, Tabellenbeschriftungen über die Tabellen und die Formelnummerierung rechts neben nie Formel.
- Alle Seiten fortlaufend nummerieren. Die Nummerierung beginnt auf dem Deckblatt, dass jedoch keine Seitenzahl erhält. Entsprechend ist Seite „2“ die erste nummerierte.
- Nach dem Deckblatt folgt ein Inhaltsverzeichnis.
- Das Deckblatt enthält alle relevanten Informationen über das Praktikum und den Versuch, wie den Titel des Versuchs, den Namen der Praktikanten und des Assistenten, Gruppennummer, um welches Praktikum es sich handelt usw. Darüber sollte das Deckblatt noch eine Tabelle haben, aus der ersichtlich wird, wann das Protokoll abgegeben, bzw. zurückgegeben wurde (siehe Beispiel).

	Abgabedatum	Rückgabedatum
1. Abgabe		
2. Abgabe		