

Leitfähigkeit von Schmelzen

Zeitbedarf: 30 – 40 min

Versuchsziele

- Die elektrische Leitfähigkeit in Flüssigkeiten messen
- Schmelze als Flüssigkeit begreifen
- Die Leitfähigkeit in einer Schmelze messen
- Molenbruch und Eutektikum

Grundlagen

Die elektrische Leitfähigkeit ist eine abgeleitete Messgröße und eine Stoffeigenschaft. Nicht nur Metalle leiten den elektrischen Strom, sondern auch Lösungen und Schmelzen von einigen Stoffen. In Metallen erfolgt der Ladungstransport durch Elektronen, die sich durch das Metallgitter bewegen. In Lösungen transportieren Kationen und Anionen die Ladungen. Salze bestehen auch aus Ionen. Die Ionen sind in der Schmelze nicht mehr starr auf den Gitterplätzen angeordnet. Sie können sich bewegen und Ladungen transportieren. Deshalb sind auch Salz-Schmelzen leitfähig.

Weil reine Salze einen hohen Schmelzpunkt besitzen (NaCl: 800°C), wird im Versuch ein Gemisch zweier Salze, hier LiCl und KCl verwendet. Am sogenannten Eutektikum (Eutektikum beschreibt ein Phasengleichgewicht zwischen Schmelze und Feststoff) hat eine Mischung mit einem bestimmten Molenbruch (Molenbruch gibt das Molaritätsverhältnis zweier Stoffe

an) den niedrigsten Schmelzpunkt. Der eutektische Punkt wird aus Experimenten ermittelt. Das Eutektikum beim System LiCl/KCl ist nachfolgend angegeben.

$$\begin{aligned} &55,7 \text{ mol\% LiCl} \\ &\quad \& \quad \rightarrow T_E = \underline{355 \text{ °C}} \\ &44,3 \text{ mol\% KCl} \end{aligned}$$

Ab dem eutektischen Punkt wird eine Salzmischung leitend, weil genügend bewegliche Ionen vorhanden sind. Dabei nimmt die Leitfähigkeit mit steigender Temperatur zu. Ab einer gewissen Temperatur fängt die Leitfähigkeit gegen eine Sättigung zu laufen, da die Stoßwahrscheinlichkeit zu Nachbarpartikeln nun weiter in der flüssigen Phase zunimmt. Die Leitfähigkeit G kann über die gemessene Stromstärke I und Spannung U berechnet werden.

$$G = \frac{I}{U}$$

In diesem Versuch soll die Salzmischung KCl/LiCl auf ihre Leitfähigkeit hin untersucht werden. Dabei wird die Messung unter Beobachtung der Temperatur durchgeführt.

Gefährdungsbeurteilung

ACHTUNG! Zum Schutz vor eventuell herausspritzendem heißem Salz Schutzbrille und Schutzkittel tragen! Ein Berühren der beiden Drähte muss unbedingt vermieden werden (Kurzschluss!). Die Drähte dürfen sich ebenfalls nicht berühren.

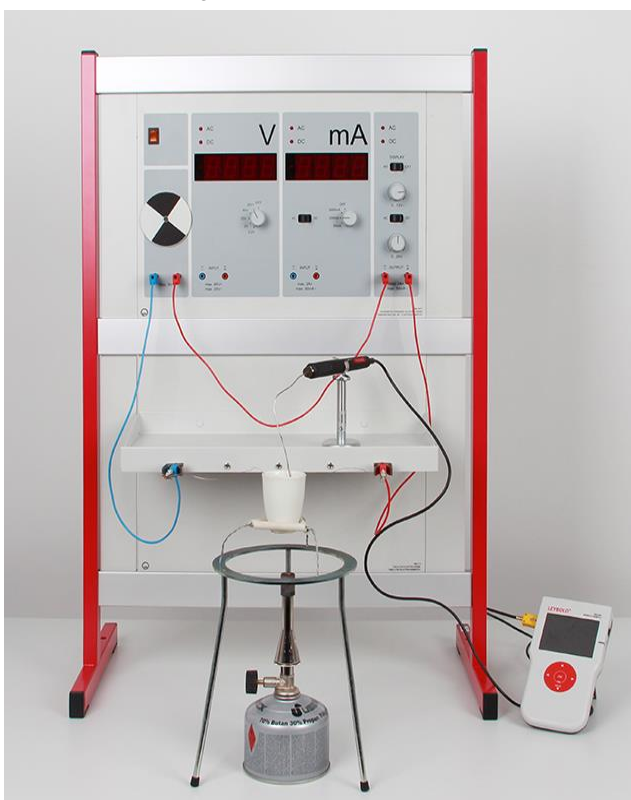


Abb. 1: Versuchsaufbau und Materialien.

Lithiumchlorid, wasserfrei



Signalwort:
Achtung

Gefahrenhinweise

H302 Gesundheitsschädlich bei Verschlucken. H290 Kann gegenüber Metallen korrosiv sein.

H315 Verursacht Hautreizungen.

H319 Verursacht schwere Augenreizung.

Sicherheitshinweise

P302+352 Bei Berührung mit der Haut mit viel Wasser und Seife waschen.

P305+P351+P338 BEI KONTAKT MIT DEN AUGEN: Einige Minuten lang behutsam mit Wasser spülen. Vorhandene Kontaktlinsen nach Möglichkeit entfernen. Weiter spülen.

Geräte und Chemikalien

1	Demonstrationsgerät Elektrochemie CPS.....	664 4071
1	Profilrahmen C50, zweizeilig, für CPS	666 425
1	Elektrochemie-Zubehör-Set	664 401
1	Tisch zur Elektrochemie, CPS	666 472
2	Federstecker klein, Satz 2	590 02ET2
1	Halter, magnetisch, Gr. 2, 11-14 mm	666 4662
3	Experimentierkabel	aus 664 401
1	Doppelspatel	604 5663
1	Schmelztiegel Porzellan	608 231
1	Kartuschenbrenner	666 714
1	Tondreieck	666 689
1	Dreifuß	666 683
1	Temperaturfühler	z.B. 529 676
1	Mobile CASSY 2	524 005
1	Messwaage	ADACB1001
1	Kupferdraht (2 x 10cm)	aus 664 401
1	Wägebepapier, 100 Blatt	661 044
1	Lithiumchlorid, wasserfrei, 25 g	673 0500
1	Kaliumchlorid, 100 g	672 5200

Versuchsaufbau und -vorbereitung

Versuchsvorbereitung

Zunächst werden die Salze auf dem Wägebepapier mit dem Spatel abgewogen.

Man benötigt:

- 2,02 g LiCl (0,0476 mol) \equiv 55,7 mol%
- 2,93 g KCl (0,0378 mol) \equiv 44,3 mol%

Beide Salze in den Tiegel vorlegen und mit dem Spatel gut durchmischen.

Versuchsaufbau

Der Versuchsaufbau besteht aus einem Dreifuß mit Tondreieck, zwei Kupferelektroden (etwa 10 cm lange Kupferdrähte zurechtschneiden), einem Hochtemperaturfühler, einem geeigneten Brenner, drei Experimentierkabeln und dem Demonstrationsgerät.

Den Tiegel mit Salzgemisch in das dafür vorhergesehene Tondreieck einhängen. Den Brenner so unter den Tiegel positionieren, dass noch etwa 5 cm Raum zwischen Gasauslass des Brenners und Tiegelboden ist.

Die Kupferdrahtstücke mit Hilfe der Experimentierkabel mit dem Demonstrationsgerät verbinden. Diese Elektroden mit Abgreifklemmen und Federklemmen in die äußeren Buchsen des Tisches zur Elektrochemie befestigen.

Den Temperaturfühler mit Hilfe des magnetischen Halters am Tisch befestigen (siehe Abb. 1). Der Temperaturfühler wird nun mit dem Mobile CASSY 2 verbunden. Elektroden und Fühler in die Salzmischung einhängen.

Achtung! Die Elektroden dürfen sich nicht berühren.

Die Kabel der Elektroden und des Temperaturfühlers weit von der Flamme entfernt positionieren. Je eine Ausgangsbuchse des Netzteils (5) über eine Abgreifklemme mit einer Kupferelektrode verbinden. Am Netzteil den Kippschalter (2) in Stellung AC (Wechselstrom) bringen, ebenso den Kippschalter am Messgerät (8). Die Messanzeige des Netzteils einschalten (Umschalter (6)) (vgl. Abb. 2 und 3).

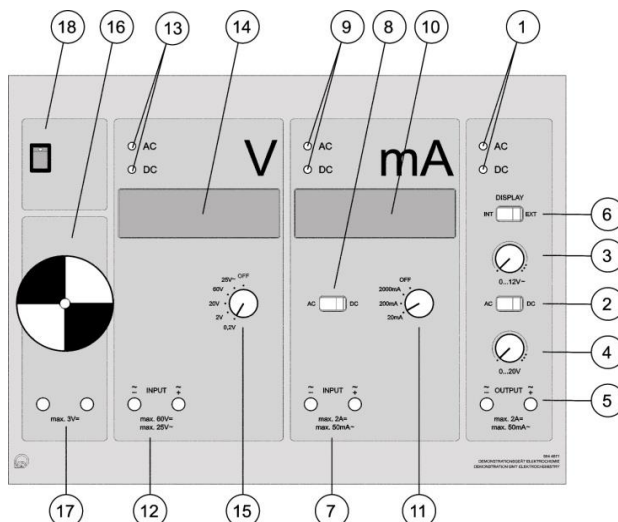


Abb. 2: Skizze des Demonstrationsgeräts.

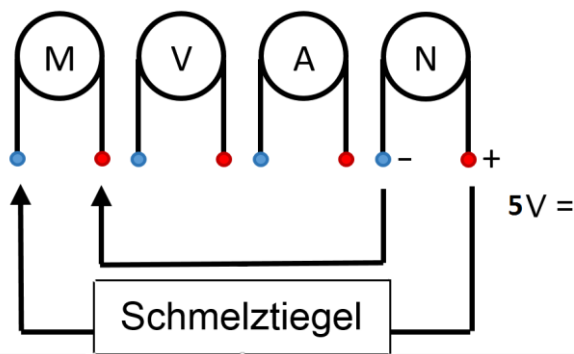


Abb. 3: Schaltung des Versuchs.

Versuchsdurchführung

Kupferdrähte und Temperaturfühler in die Salzmischung hineinstecken. Die Drähte müssen den größtmöglichen Abstand haben. Der Temperaturfühler kann auch verbogen werden. Diesen in den Mobile CASSY 2 stecken, um die Temperatur zu verfolgen. Das Demonstrationsgerät einschalten. Am Drehregler eine Spannung von 5 V anlegen. Nun den Brenner entflammen und mit blauer rauschender Flamme (Sauerstoffzufuhr langsam öffnen) die Substanz im Tiegel erhitzen. Es folgt die Beobachtung des Temperaturanstiegs. Temperatur und Strom in einer Tabelle notieren.

Beobachtung

Es dauert nicht lange, bis die Schmelze anfängt, sich blass rosa zu verfärben. Schnell wird auch eine Stromstärke größer null abgelesen, wobei das Salz noch wie ein Feststoff erscheint (Eutektikum). Mit steigender Temperatur wird die Salzmischung auch augenscheinlich flüssig. Die Leitfähigkeit nimmt mit der Temperatur zu. Bei sehr hohen Temperaturen ist auch ein leichtes „Sieden“ zu hören. Der Abkühlprozess ist relativ schnell. Nach Abkühlen erscheint die Salzmischung immer noch blass rosa und nicht wie vor Beginn des Versuchs farblos.

Es ist zu erkennen, dass die Mischung ab etwa 365 °C in die flüssige Phase übergeht. Die Salzmischung erscheint blassrosa. Auch nach dem Abkühlen bleibt die leichte Verfärbung bei. Je höher die Temperatur, desto mehr Strom wird durch die Schmelze geleitet (vgl. Tab. 1).

Tab. 1: Abhängigkeit der Leitfähigkeit von der Temperatur einer Schmelze (Temperatur, Stromstärke gemessen, Leitfähigkeit berechnet).

Temperatur (°C)	Stromstärke (mA)	Leitfähigkeit (S)
695	40	0,08
660	30	0,06
640	28	0,056
586	25	0,05
553	24	0,048
536	23,5	0,047
517	22,4	0,0448
501	22	0,044
479	20,5	0,041
465	19,8	0,0396
450	16	0,032
430	14	0,028
422	13,5	0,027
412	11,5	0,023
410	10	0,02
396	7,5	0,015
384	5,7	0,0114
378	4,5	0,009
367	2,9	0,0058
360	1,8	0,0036
351	1,0	0,00284

Auswertung

Aus den gemessenen Werten für Strom und der vorgelegten Spannung, kann die Leitfähigkeit G folgendermaßen berechnet werden.

$$G = \frac{I}{U}$$

Beispielhaft wird nachfolgend eine Leitfähigkeit berechnet.

$$G = \frac{16}{5} = 3,2 \text{ mS} \equiv 0,0032 \text{ S}$$

Die ermittelten Werte aus der Messung können nun in einer Grafik dargestellt werden. Dabei trägt man die Temperatur auf die Y-Achse und die Leitfähigkeit auf die X-Achse auf

In der Grafik wird deutlich, dass es zu einer merklichen Sättigung der Leitfähigkeit kommt (siehe Abb. 4). Der Zusammenhang für Salzschnmelzen ist also anders als der für Metalle und Leitern. Hier ist die Leitfähigkeit bzw. der Widerstand proportional zur Temperatur.

Ergebnis

Der exponentielle Anstieg am Anfang kann mit der freien Beweglichkeit der Ionen erklärt werden. Die Ionengitterenergie wurde überwunden und die Ionen sind somit frei in ihrer Richtung und Beweglichkeit. Mit steigender Temperatur nimmt aber auch die Stoßwahrscheinlichkeit zu einem Nachbarion zu, so dass diese beim Elektronentransport gestört werden.

Das leichte „Sieden“ kann als Verdampfen von Kristallwasser beschrieben werden.

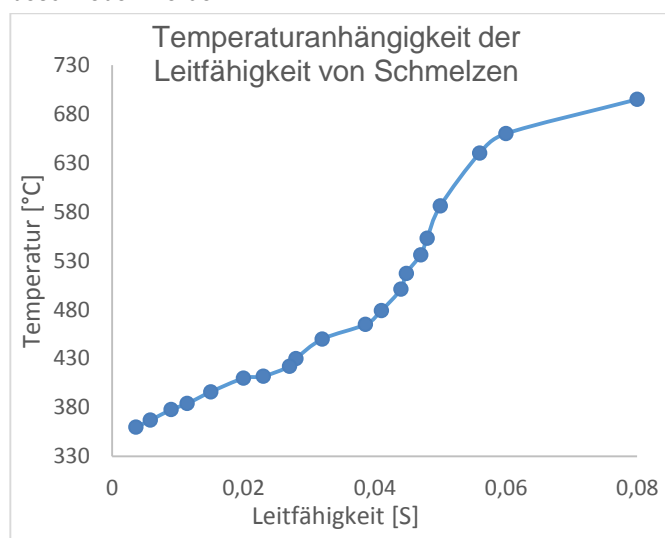


Abb. 4: Graphische Auftragung der Temperatur gegen die Leitfähigkeit.

Reinigung und Entsorgung

Erstarrte Schmelze nach Abkühlen in anorganische Feststoffabfall entsorgen oder für einen weiteren Versuch wieder verwenden. Der Tiegel wird gründlich mit Wasser ausgespült und getrocknet.

Anwendung

Gehäuft werden mittlerweile niedrignschmelzende Salze (ionische Flüssigkeiten) verwendet, welche bei 50 – 80 °C in flüssiger Phase vorliegen. Sie dienen im organischen Labor häufig als Lösungsmittlersatz, wobei die chemischen und physikalischen Eigenschaften von ionischen Flüssigkeiten deutlich anders sind.