



Es existiert ein Lernvideo, das Sie durch das Arbeitsblatt begleitet: <https://youtu.be/MPAH2B271Cg>

1. Ziehen Sie anhand der Daten der Rückseite wichtige Schlussfolgerungen! Ergänzen Sie dort fehlende Zahlenwerte an den Stellen mit „.....“

2. Ergänzen Sie die unten angegebenen Worte im folgenden Lückentext.

- Mit sinkender Konzentration nimmt die absolute Leitfähigkeit κ (sprich: „kappa“) einer Elektrolytlösung ab, da für den Stromtransport weniger zur Verfügung stehen. Die **molare Leitfähigkeit** Λ (sprich: „Lambda“), also die pro, nimmt jedoch mit sinkender Ionenkonzentration in der Lösung

Formel: $\Lambda = \frac{\kappa}{c}$ Einheit: $\text{cm}^2 \text{mol}^{-1} \text{ohm}^{-1}$

Für „unendliche Verdünnung“ kann man für jede Elektrolytlösung und für jedes Ion eine molare Grenzleitfähigkeit (Λ_0) extrapolieren.

- Die Leitfähigkeit einer Elektrolytlösung setzt sich additiv aus der Leitfähigkeiten der darin enthaltenen zusammen. Die Leitfähigkeit einer Elektrolytlösung und die molaren Leitfähigkeiten der einzelnen Ionensorten nehmen mit steigender Temperatur zu, da die durch die sinkende Viskosität des Lösungsmittels zunehmen. Dies ist ein bedeutender Unterschied gegenüber Leitern. Bei ihnen nimmt die Leitfähigkeit mit steigender Temperatur
- Mehrfach geladene Ionen (z.B. Al^{3+} , Ca^{2+} , SO_4^{2-}) haben schon deshalb eine höhere Leitfähigkeit, weil sie pro Ion mehr transportieren als einfach geladene Ionen (z.B. K^+ , Cl^- , Ag^+ , NH_4^+). Um die Leitfähigkeiten besser vergleichen zu können, wird die definiert, indem man die molare Leitfähigkeit durch die Ladungszahl teilt. Da sich die einzelnen Ionensorten in ihrer Beweglichkeit durch eine Lösung unterscheiden, besitzen Sie unterschiedliche Ionenäquivalenzleitfähigkeiten.
- Besonders bei, also solche, die nur in geringem Maß Ionen dissoziieren, z.B. schwachen Säuren, gibt es eine extreme Abhängigkeit von der Konzentration. Je stärker man die Lösung verdünnt, desto höher ist der Protolysegrad, also das Ausmaß der Dissoziation.. Die Leitfähigkeit nähert sich bei extrem starker Verdünnung deshalb derjenigen der von an.

Verwendete Worte: zu, ab, κ , Ionensorten, metallischen, Leitfähigkeit, Stoffmengenkonzentration, Ionenäquivalenzleitfähigkeit, Ladung, schwache Elektrolyten, Ionenbeweglichkeiten, Ladungsträger, $c(X)$, starke Elektrolyten

Erklärung der besonders hohen Leitfähigkeit von OH^- und H_3O^+

Die Leitfähigkeiten von H_3O^+ und OH^- sind im Vergleich zu anderen Ionensorten besonders groß. Dies erklärt sich mit dem GROTHUSS-Mechanismus.

3. Ergänzen Sie die Darstellung des OH^- -Transportes:

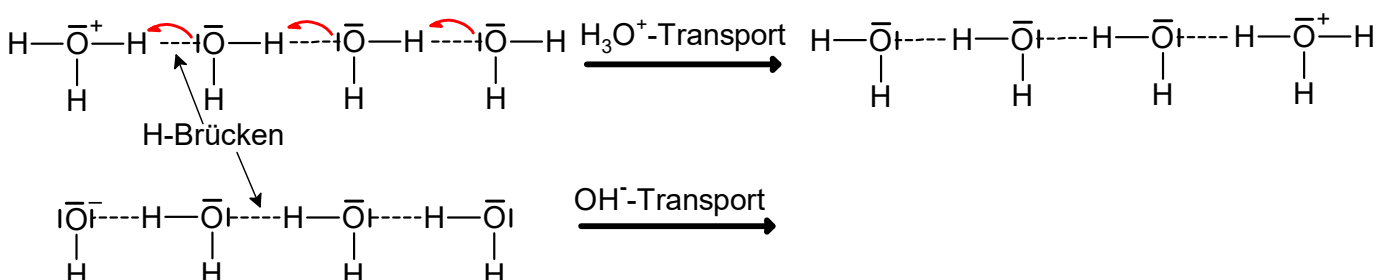


Abb. 1: GROTHUSS-Mechanismus (Quelle: Eigenes Werk)

.....

.....

.....

Daten zu Elektrolyt- und Ionenleitfähigkeiten

1. Leitfähigkeit (κ) einer Kaliumchlorid-Lösung bei verschiedenen Temperaturen

c(KCl) in mol/L	0,001	0,005	0,01	0,05	0,1	0,5	1
κ in mS/cm (15 °C)			1,14		10,5		80,8
κ in mS/cm (25 °C)	0,147	0,718	1,41	6,67	12,9	58,9	109
κ in mS/cm (40 °C)			1,83		16,6		138

2. Molare (Äquivalent-)Leitfähigkeiten (Λ) von Elektrolyten und Ionen bei 25°C in $S \cdot cm^2 \cdot mol^{-1}$ (= (mS/cm)/(mol/L))

	bei unendlicher Verdünnung (Λ_0): molare Grenzleitfähigkeit	0,001 mol/L	0,01 mol/L	0,1 mol/L	Bsp. für
Ac ⁻ (CH ₃ COO ⁻)	41				
AgNO ₃	134	130,5	125	109 starken Elektrolyt
Ag ⁺	62				
AlCl ₃				
Al ₂ (SO ₄) ₃				
Al ³⁺	185				
1/3 Al ³⁺	61,5			eine Ionenäquivalentleitfähigkeit
Br ⁻	78				
Ca ²⁺				
1/2 Ca ²⁺	59,5				
CaCl ₂	271				
Cl ⁻	76				
F ⁻	56				
H ⁺ _{aq} (H ₃ O ⁺ _{aq})	350				
HAc	391	50	16	5,3 schwachen Elektrolyt
HCl	426,0	421	412	391 starken Elektrolyt
HF	406		96	39 schwachen Elektrolyt
HSO ₄ ⁻	52				
H ₂ SO ₄	860				... eine Äquivalentleitfähigkeit
1/2 H ₂ SO ₄				
I ⁻	77				
K ⁺	74				
KCl	150	mit oberer Tabelle ergänzen!
KNO ₃	145	142	133	120	
Li ⁺	115				
NH ₄ ⁺	74				
NH ₄ Cl	150				
Na ⁺	50				
NaAc	91	89	84	73	
NaCl	126	124	118	107	
NaNO ₃	122				
NaOH	248	245	238		
NO ₃ ⁻	72				
OH ⁻	198				
PO ₄ ³⁻	278				
1/3 PO ₄ ³⁻				
SO ₄ ²⁻	160				
1/2 SO ₄ ²⁻	80				