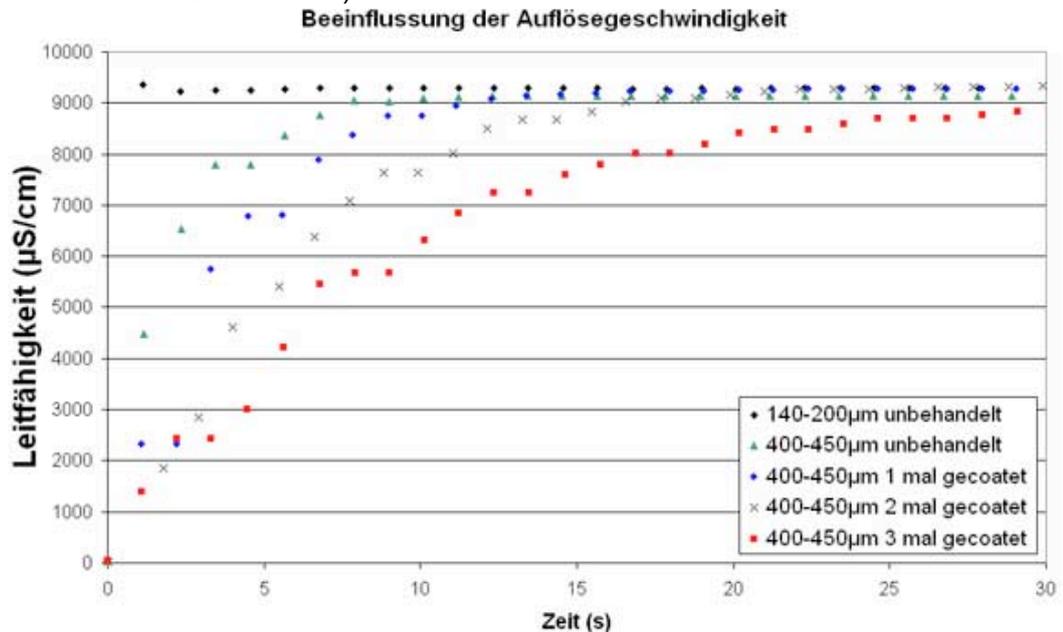




## Hinweise für Lehrer

### 1. Beispiele für Messergebnisse:

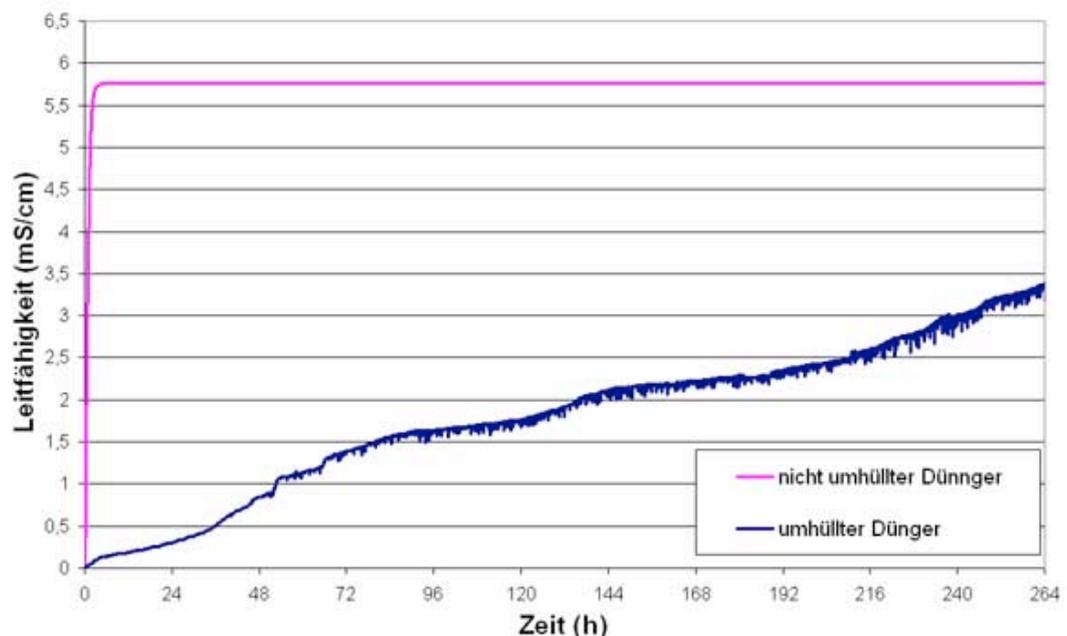
Abb. 4 (unterschiedliche Salzkristalle)



Deutlich ist zu erkennen, dass die Geschwindigkeit des Lösevorganges bei dreimaliger Wiederholung des Beschichtungsvorganges wesentlich langsamer verläuft. Die Schicht aus Polyvinylacetat um die Salzkristalle ist nicht geschlossen, denn sonst wäre keine Veränderung der Leitfähigkeit feststellbar.

Die Düngerperlen zeigen ebenfalls ein deutliches Ergebnis. Die unbeschichteten Düngerkügelchen lösen sich in 4 Minuten (Sofortwirkung des Düngers), während die beschichteten Körner selbst nach 11 Tagen (264 Stunden) immer noch gleichmäßig Salze freisetzen. Ein weiterer Vorteil: Trockenheit schadet den Pflanzen nicht, da Mineralsalze nur freigesetzt werden, wenn auch Wasser durch die Umhüllungsmembran eindringen kann.

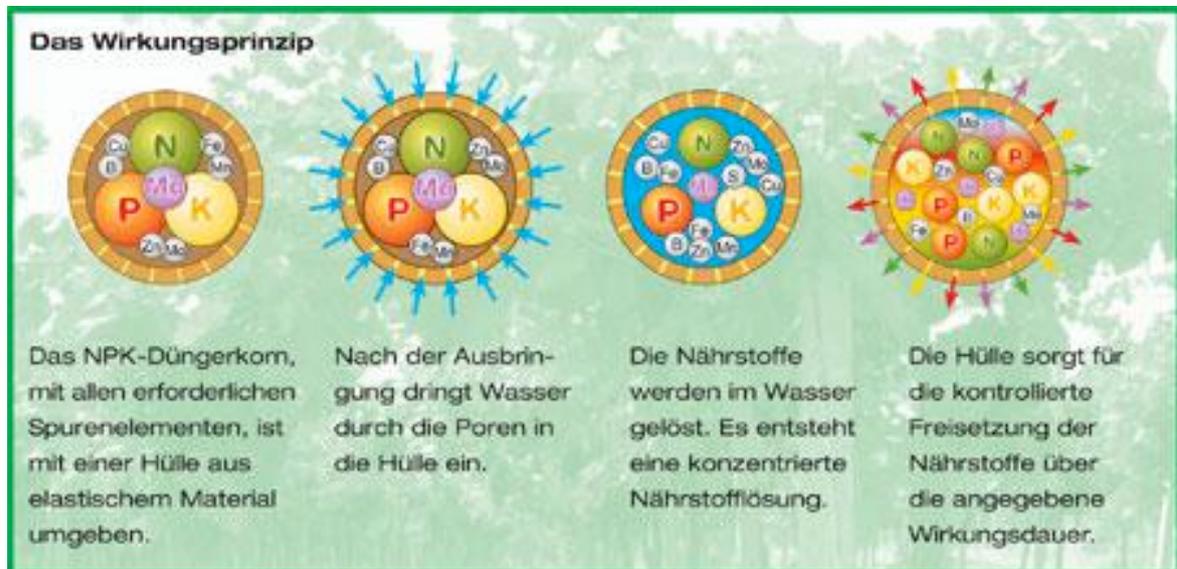
Abb. 5: Leitfähigkeitsänderung beim Lösen von Düngerperlen





## 2. Firmeninformationen

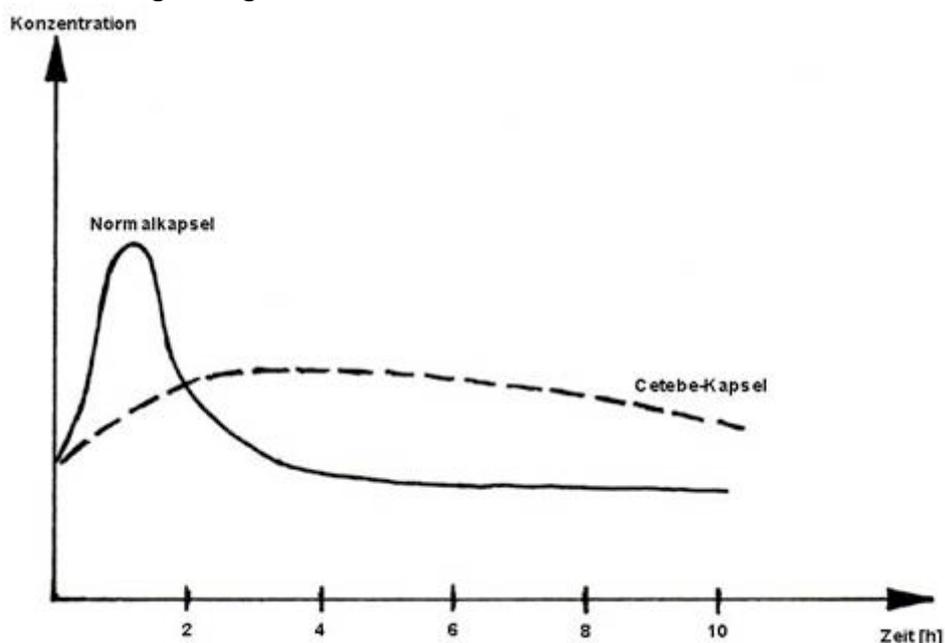
### a) Depotdünger (z. B. Basocote plus)



(<http://www.compo-profi.de/kulturen/obstbau.php#Stein--und-Kernobstbau>)

### b) Cetebe® Vitamin-C-Retard 500

Die Zeitperlen (Pellets) bestehen ähnlich wie eine Zwiebel aus sich abwechselnden Schichten von Vitamin C und einem langsamer löslichen Lebensmittelüberzug (Schellack). Die Pellets geben so Schicht für Schicht das Vitamin C an den Körper ab und sorgen über einen Zeitraum von 8 Stunden für einen ausreichend hohen Vitamin-C-Blutspiegel. Die Abbildung aus der Packungsbeilage verdeutlicht dies.



Die langsame Freigabe des Vitamin C bewirkt außerdem auch eine bessere Magen-Darm-Verträglichkeit.



### **3. Einbindung in den Unterricht, mögliche Umsetzung (G8)**

#### **a) Chemie Klasse 8**

Stoffe und ihre Teilchen (*Diffusions- und Lösungsvorgänge*); Arbeitsweisen (*Stoffeigenschaften experimentell ermitteln, Anwendung naturwissenschaftlicher Arbeitsweisen, wichtige Größen – Stoffmenge, Stoffmengenkonzentration – erläutern*)

Mögliche Stundenplanung:

- 1./2. Std.: Abhängigkeit des Lösevorganges von der Oberfläche  
Experimente: Salzkristalle unterschiedlicher Korngröße und mit Paraffin beschichtet lösen und die Lösungsvorgänge mit Leitfähigkeitsmessung verfolgen.  
Auswertung: Grafische Darstellung, Diskussion der Ergebnisse, durchschnittliches Verhältnis von Oberfläche zu Volumen bei den verschiedenen Korn-Größen ermitteln.

Die Bedeutung der Oberfläche kann später bei der chemischen Reaktion (Heftigkeit) nochmals betont werden (Eisennagel, Eisenwolle, Eisenpulver in Brennerflamme)

- 3./4. Std.: Kontrollierte Wirkstofffreisetzung in Pharmazie und bei Pflanzendüngung:  
Beispiele und Möglichkeiten um dies zu erreichen vorstellen.  
Theorie: Diffusion, Osmose  
Experimente: Nachweis der freigesetzten Chloridionen aus Volmac<sup>®</sup>.

- 5./6. Std.: Schülerexperimente: ● Lösen von beschichtetem und unbeschichtetem Dünger  
● Freisetzung des Wirkstoffs aus der Kendural<sup>®</sup>-Tablette.

#### **b) NWT**

Mensch; Umwelt (*Wirkung von Inhaltsstoffen eines Produktes begründen*); Prinzipien (*Struktur-, Funktionszusammenhang*); Mess- und Arbeitsmethoden (*Messungen planen, durchführen und Ergebnisse grafisch darstellen; Diagramme auswerten und interpretieren; Computer zur Messwerterfassung nutzen*).

Mögliche Stundenplanung:

- 1./2. Std.: Einstiegsversuch: Löslichkeit von Dünger mit Kurz- und Langzeitwirkung  
Prinzip der Leitfähigkeitsmessung; Diagramme auswerten und Unterschiede Erklären; Theorie: Diffusion und Osmose
- 3./4. Std.: Anwendungen von Beschichtungen in der Pharmazie  
Möglichkeiten zur Herstellung von Retard-Arzneien; Internet-Recherche;  
Vergleich der Wirkstofffreisetzung von Normal- mit Retard-Tablette.
- 5./6. Std.: Schülerexperimente mit Cetebe<sup>®</sup> und Kendural<sup>®</sup>.
- 7./8. Std.: Auswertungen, Diskussion der Ergebnisse; weitere Beispiele für Beschichtungen im Alltag.



#### 4. Erläuterungen zur Leitfähigkeitsmessung:

Die elektrische Leitfähigkeit von Lösungen beruht auf der Wanderung von hydratisierten (allgemein: solvatisierten) Ionen im elektrischen Feld zwischen den Elektroden. Durch die Feldstärke werden die Ionen beschleunigt. Mit zunehmender Geschwindigkeit wächst dabei der Widerstand (Stokessche Reibungskraft) an. Schließlich stellt sich eine konstante Transportgeschwindigkeit ein. In diesem „Gleichgewichtszustand“ sind elektrische Kraft und Reibungskraft gleich groß:

$$z \cdot e_0 \cdot E = 6 \cdot \pi \cdot \eta \cdot r_1 \cdot v_{\max} \quad (r_1 = \text{Radius des hydratisierten Ions, } \eta = \text{Zähigkeit des umgebenden Mediums})$$

Für eine Elektrolytlösung, die eine Sorte Anionen und eine Sorte Kationen enthält gilt dann:

$$i = \frac{dQ^+}{dt} + \frac{dQ^-}{dt} = A \cdot e_0 \cdot (n^+ \cdot z^+ \cdot v^+ + n^- \cdot z^- \cdot v^-)$$

Die Stromstärke  $i$  gibt die Zahl der pro Zeiteinheit durch die Kontrollfläche  $A$  hindurchtretenden Ladungen  $q$  an.

Berücksichtigen wir die Stoffmengenkonzentration  $c = n/V$  dann erhalten wir:

$$i = A \cdot e_0 \cdot N_A \cdot (z^+ \cdot v^+ \cdot c^+ + z^- \cdot v^- \cdot c^-)$$

Bei einer gegebenen Elektrolytlösung und einer vorgegebenen Temperatur  $T$  (die Viskosität  $\eta$  ist temperaturabhängig) ist der Strom proportional der Feldstärke  $E$ , d. h. proportional der über den Ionenleiter abfallenden Spannung  $U$ :

$$i = L \cdot U \quad [1]$$

Die Proportionalitätskonstante  $L$  bezeichnen wir als den *Leitwert* einer Elektrolytlösung. Die Einheit des Leitwertes ist  $\Omega^{-1}$  ( $1\Omega^{-1} = 1 \text{ Siemens}$ )

Die frühere „spezifische Leitfähigkeit“ ist durch „Leitfähigkeit“ ersetzt.

Der Leitwert eines Ionenleiters kann somit als Kehrwert seines elektrischen Widerstandes bezeichnet werden:

$$L = \frac{1}{R} \quad [2]$$

Welche Faktoren haben Einfluss auf den Leitwert? Seine Größe hängt ab von:

- den vorhandenen Ionensorten ( $z^+, z^-; r_1^+, r_1^-$ )
- den Ionenkonzentrationen
- der Viskosität  $\eta$  (Zähigkeit) der Lösung – Änderung um 3% pro °C
- der Messtemperatur  $T$
- der Dimension des Ionenleiters (Querschnittsfläche  $A$  und Elektrodenabstand  $l$ )

Als Leitfähigkeit  $\sigma$  (früher: spezifische Leitfähigkeit) bezeichnen wir den Leitwert eines Würfels von 1 cm Kantenlänge. Als Reziprokwert des Widerstandes wächst der Leitwert  $L$  eines Elektrolytvolumens mit dessen Querschnitt und sinkt mit seiner Länge.

$$L = \frac{A}{l} \cdot \sigma \quad [3] \quad \Leftrightarrow \quad \sigma = \frac{l}{A} \cdot L \quad [4]$$



Messmethoden für die (spezifische) Leitfähigkeit:

- Messung des Elektrolytwiderstands in einer Präzisionsmesszelle, in der zwei quadratische Elektroden ( $A=1\text{cm}^2$ ) genau einen Abstand von 1 cm haben.
- Praktisch arbeitet man jedoch mit einer weniger genau justierten Zellen und bestimmt  $\sigma$  über Gleichung [4].

Die Zellkonstante  $\frac{l}{A}$  wird durch eine Eichmessung ermittelt, bei der z. B eine KCl-Lösung verwendet wird  $\{c = 0,01 \text{ mol/L, spezifischen Leitfähigkeit } \sigma = 0,001413 \Omega^{-1}\text{cm}^{-1} (25^\circ \text{ C})\}$ .

Bei gleicher Ionenkonzentration sollte mit wachsender Ionenladung eine höhere Leitfähigkeit vorliegen. Dem wirkt jedoch die stärkere Hydrathülle entgegen, die häufig zu einem Absinken der Wanderungsgeschwindigkeit führt. So liegt die Leitfähigkeit von  $\text{MgSO}_4(\text{aq.})$  ( $c = 1 \text{ mol/L}$ ) mit  $0,0428 \Omega^{-1}\text{cm}^{-1}$  unter der von  $\text{NaCl}(\text{aq.})$  mit  $0,0744 \Omega^{-1}\text{cm}^{-1}$  ( $c = 1 \text{ mol/L}$ , jeweils  $18^\circ \text{ C}$ ).

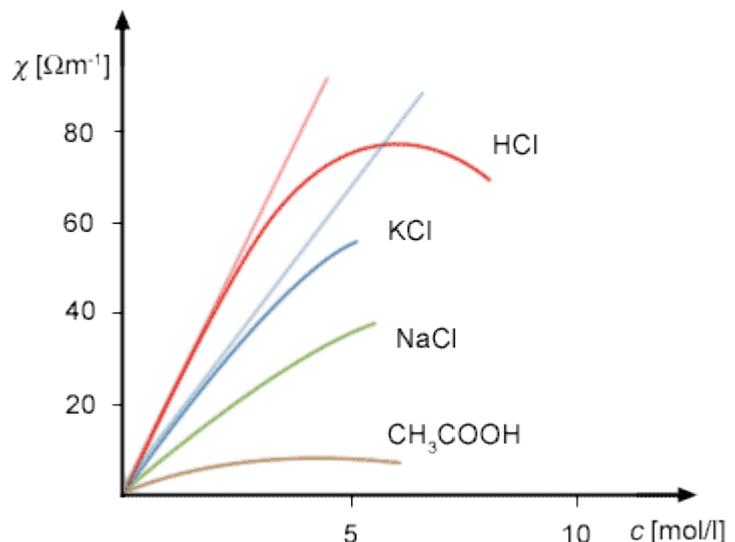
Starke Elektrolyte (Mineralsäuren, -laugen und -salze) dissoziieren vollständig und sollten deshalb theoretisch eine lineare Abhängigkeit der Leitfähigkeit von der Elektrolytkonzentration zeigen.

Abb. 6

Die Abbildung verdeutlicht jedoch, dass dies nur für verdünnte Lösungen gilt. Die gemessenen Abweichungen sind auf zunehmende elektrostatische Wechselwirkungen zurückzuführen, die mit der Annäherung der Ionen ansteigen und die Ionen bei der Wanderung behindern.

Nach dem Coulomb-Gesetz müssen die Abweichungen ( $q = z \cdot e_0$ ) mit steigender Ionenladung zunehmen:

$$K = \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$$



Molare und Äquivalentleitfähigkeit

Aus der experimentell gemessenen spezifischen Leitfähigkeit  $\sigma$  kann mit der folgenden Gleichung die molare Leitfähigkeit  $\Lambda_m$  berechnet werden:

$$[5] \quad \Lambda_m = \frac{\sigma}{c} \quad [\Omega^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^2] \text{ oder } [\text{S} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^2]$$

wobei die Konzentration  $c$  in  $[\text{mol} \cdot \text{cm}^{-3}]$  angegeben wird.

Die molare Leitfähigkeit bezieht die Leitfähigkeit auf den Elektrolyten und nicht auf eine Lösung mit variabler Elektrolytkonzentration. Die Elektrolytlösung die wir untersuchen enthält also genau 1 Mol des Elektrolyten.

Dividieren wir  $\Lambda_m$  durch die Äquivalentzahl  $n_e$ , dann beziehen wir die Leitfähigkeit  $\sigma$  auf die Äquivalentkonzentration und erhalten dann die Äquivalentleitfähigkeit  $\Lambda_{eq}$ .

$$[6] \quad \Lambda_{eq} = \frac{\Lambda_m}{n_e} = \frac{\sigma}{n_e \cdot c} \quad [\Omega^{-1} \cdot \text{mol}^{-1} \cdot \text{cm}^2]$$



## Kohlrausch-Gesetz und Grenzleitfähigkeit

Ohne Wechselwirkungen zwischen den Ionen sollten molare und Äquivalentleitfähigkeit eines starken Elektrolyten unabhängig von der Elektrolytkonzentration sein. Weil jedoch die Coulomb-Kräfte zu der im oberen Diagramm dargestellten nichtlinearen Abhängigkeit der Leitfähigkeit  $\sigma$  von der Konzentration führen, müssen auch  $\Lambda_m$  und  $\Lambda_{eq}$  konzentrationsabhängig sein.

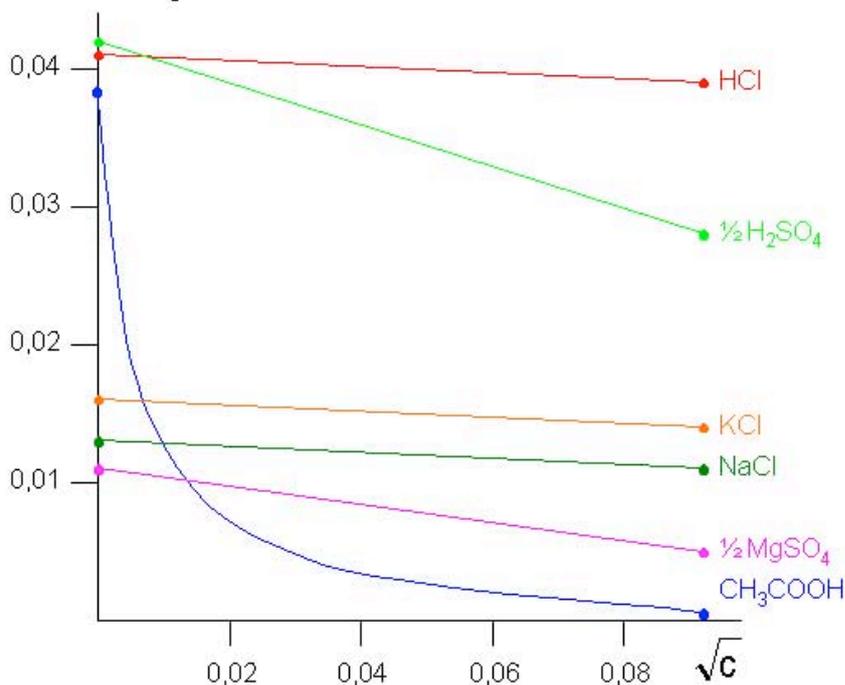
Den Zusammenhang zwischen der Äquivalentleitfähigkeit und der Ionenkonzentration eines starken Elektrolyten wurde von Kohlrausch um 1900 in folgendem Gesetz ausgedrückt:

$$[7] \quad \Lambda_{eq} = \Lambda_0 - k\sqrt{c}$$

Die Äquivalentleitfähigkeit einer wässrigen NaCl-Lösung bei 25° C als Funktion von  $\sqrt{c}$  zeigt die folgende Graphik:

Abb. 6

$\Lambda$  [ $\Omega^{-1} \text{ m}^2 \text{ mol}^{-1}$ ]



$\Lambda_0$  steht für die Äquivalentleitfähigkeit bei unendlicher Verdünnung (Grenzleitfähigkeit).

Nur bei unendlicher Verdünnung sind keine ionischen Wechselwirkungen mehr vorhanden.

Die Grenzleitfähigkeit kann nur aus der Graphik extrapoliert werden, da bei unendlicher Verdünnung keine Leitfähigkeit mehr gemessen werden kann.

Der Koeffizient  $k$  der Geraden hat für verschiedene Elektrolyten unterschiedliche Werte, die jedoch mehr von der stöchiometrischen Zusammensetzung des Elektrolyten ( $AB$  oder  $AB_2$ ) abhängen als von seiner genauen Identität ( $NaOH$ ,  $KCl$  oder  $NaCl$ ) – siehe Abb. 7 ! Bei mehrwertigen Ionen in der Elektrolytlösung liegen höhere interionische Wechselwirkungen vor und damit nimmt  $k$  größere Werte an.

**Merke:** Das Kohlrausch-Gesetz gilt nur für verdünnte Lösungen !



Abb. 7

Die Graphik zeigt an den Beispielen von verdünnter Schwefelsäure und von Kupfersulfatlösung den deutlich stärkeren Abfall der Geraden im Vergleich zu Elektrolytlösungen mit einwertigen Ionen.

Am Beispiel der Essigsäurelösung wird anschaulich, dass die Grenzleitfähigkeit von schwachen Elektrolyten nicht durch graphische Extrapolation ermittelt werden kann. Hier hilft das Additivitätsgesetz weiter, das ebenfalls von *Kohlrausch* gefunden wurde. Danach setzt sich die Grenzleitfähigkeit aus den individuellen Grenzleitfähigkeiten  $\Lambda_0$  der Kationen und Anionen des Elektrolyten zusammen:

$$\Lambda_0 = \lambda_0^+ + \lambda_0^-$$

Zur tieferen Behandlung sei auf die Literatur verwiesen.

