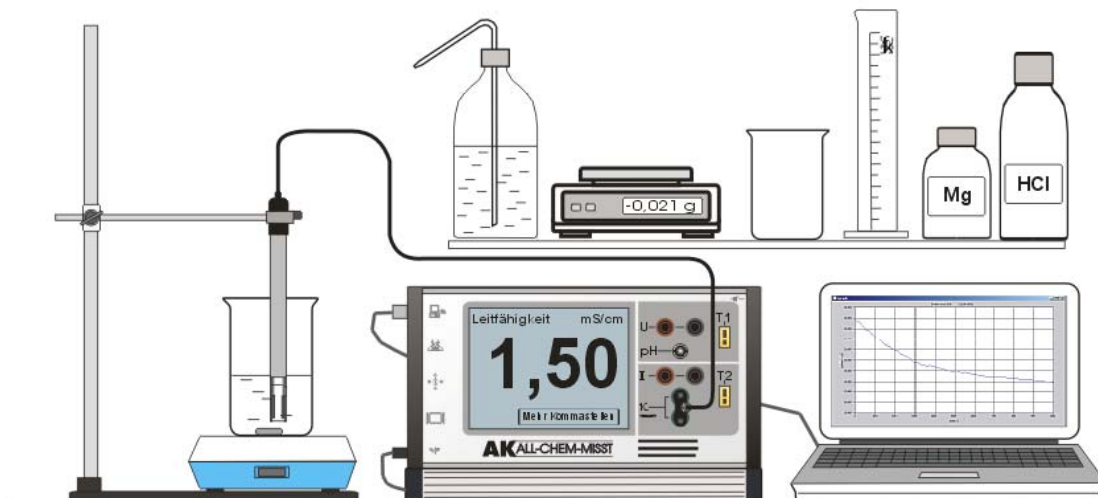


Prinzip: Bei der alkalischen Verseifung von Ethansäureethylester werden Hydroxidionen durch Acetatlonen ersetzt. Daher kann die Reaktion mit Hilfe der Leitfähigkeitsmessung verfolgt werden.

Versuchsaufbau:



Materialliste:

Geräte:

1 ALL-CHEM-MISST II/ Netzteil	1 Stativ
1 Computer	1 Muffe
1 USB/serielles Kabel	1 Elektrodenklemme
1 LF-Elektrode	1 Magnetrührer
2 Becherglas, 100 mL	1 Rührfisch
1 „Spülbecherglas“, 250 mL	
1 Messzylinder, 50 mL	evtl. pneumatische Wanne

Chemikalien:

Ethansäureethylester, $c = 0.1 \text{ mol/L}$
 9.8 mL zu 1 L Lösung (Wasser)
 Natronlauge, $c = 0.1 \text{ mol/L}$
 Natriumacetatlsg., $c = 0.1 \text{ mol/L}$
 8.2 g zu 1 L Lösung (Wasser)
 dest. Wasser

Vorbereitung des Versuches:

- Die Geräte entsprechend der Zeichnung bereitstellen. Will man einen Einfluss der Temperatur ausschließen, kann man eine große pneumatische Wanne mit entsprechend temperiertem Wasser auf den Magnetrührer stellen.
- Die Bananenstecker der LF- Elektrode in die entsprechenden LF - Buchsen stecken.

Computerprogramm: AK Analytik 32. NET (→ Schnellstarter → ALL-CHEM-MISST_II 1-Kanal)

Angezeigte Messgröße: Leitwert	Kanal	κ (LF)	
Für Grafik 0 - 10 mS	Bei Zeitintervall:	5 s	Gesamtzeit (für Grafik) : 1500 s
Messung über Zeit			Direkt zur Messung

Durchführung des Versuches:

1. Bestimmung der zeitunabhängigen Leitwertgrößen:





a) Natriumacetatlösung ($c = 0.05 \text{ mol/L}$) wird durch Verdünnen (1:1) der Lösung mit $c = 0.1 \text{ mol/L}$ hergestellt. Nach gründlichem Spülen (möglichst mit der Natriumacetatlösung) wird die Elektrode in das Becherglas getaucht, die elektrische Leitfähigkeit gemessen und notiert.

$\kappa(\text{NaAc}; c = 0.05 \text{ mol/L})$: mS/cm


b) Natriumhydroxidlösung ($c = 0.05 \text{ mol/L}$) wird durch Verdünnen (1:1) der Lösung mit $c = 0.1 \text{ mol/L}$ hergestellt. Nach gründlichem Spülen (möglichst mit der Natriumhydroxidlösung) wird die Elektrode in das Becherglas getaucht, elektrische Leitfähigkeit gemessen und notiert.

$\kappa(\text{NaOH}; c = 0.05 \text{ mol/L})$: mS/cm

2. Verfolgung der Reaktion

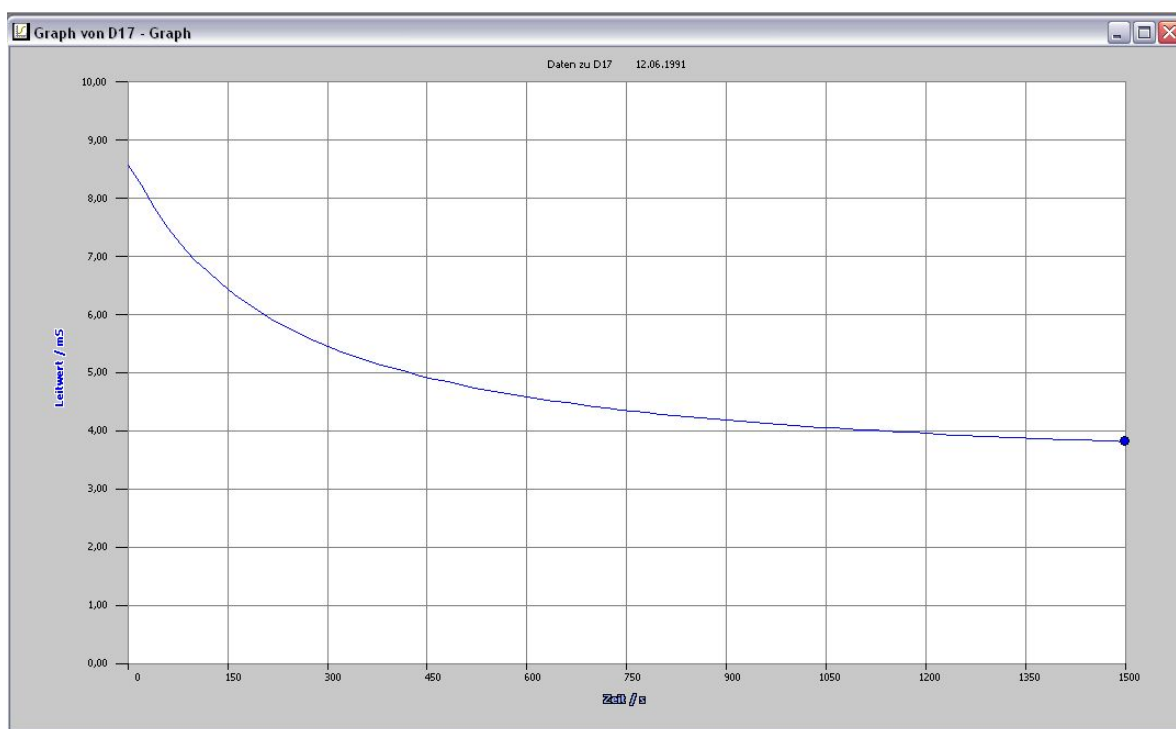
- Mit Hilfe des Messzylinders 40 mL Ethansäureethylesterlösung ($c=0.1 \text{ mol/L}$) im 100 mL Becherglas vorlegen die Elektrode eintauchen und befestigen.
- 40 mL Natronlauge ($c=0.1 \text{ mol/L}$) zugießen und dabei die Messung mit Klick auf  oder mit der Taste  starten.
- Die Messung ca. 1500 Sekunden mit Klick auf  oder mit der Taste  beenden.

Da der erste Messpunkt durch die Turbulenzen beim Zusammengeben der Lösungen sicher nicht richtig ist, wird er korrigiert und durch $\kappa(\text{NaOH})$ ersetzt.

Tabelle (Datenreihe) aufrufen mit  oder im Hauptmenü: \Rightarrow Ansicht \Rightarrow „Nur Datenreihe“

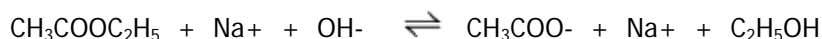
Doppelklick auf den 1. Y-Wert und dafür $\kappa(\text{NaOH})$ eingeben. Dann „Raus klicken“!

\Rightarrow Projekt speichern



Auswertung des Versuches

Ethansäureethylester wird mit Natronlauge im Stoffmengenverhältnis 1:1 umgesetzt:



Achtung: Beim Mischen verdünnen sich die beiden Lösungen jeweils auf die halbe Konzentration. Da bei sonst gleichbleibender Ionenkonzentration nur die schnelleren Hydroxid - durch langsame Acetationen ersetzt werden, lässt sich diese Reaktion über die Messung der elektrischen Leitfähigkeit gut verfolgen.

Die Berechnung der Konzentration der OH^- - Ionen erfolgt nach folgender Gleichung:

$$c(\text{OH}^-) = \frac{\kappa - \kappa(\text{NaAc})}{\kappa(\text{NaOH}) - \kappa(\text{NaAc})} \cdot c(\text{NaOH}_{\text{Start}})$$

Hierin ist $\kappa(\text{NaOH})$ der Leitwert einer reinen Hydroxidlösung (Start der Reaktion) und $\kappa(\text{NaAc})$ die Leitfähigkeit einer vollständig verseiften Lösung (Ende der Reaktion).

Berechnung der Konzentration an Hydroxidionen (Essigsäureethylester)

Die Berechnung erfolgt nach obiger Gleichung.

Beispielwerte: $\kappa(\text{NaAc}) = 3.16 \text{ mS}$, $\kappa(\text{NaOH}) = 8.57 \text{ mS}$, $c(\text{NaOH}_{\text{Start}}) = 0.05 \text{ mol/L}$

Umrechnung aufrufen mit oder im Hauptmenü: \Rightarrow Rechnen \Rightarrow „Umrechnen mit einzugebender Funktion“			
Bei: <u>Eigene Funktion</u> den Term eingeben oder einfach <u>Beispiel verwenden</u> : $Y = (YA-3.16)/(8.57-3.16)*0.05$			
<input checked="" type="checkbox"/> OK	Was wollen Sie mit der soeben erzeugten Datenreihe tun? <u>Weitere Formatierungen</u>		Skalierung
y-Achse	Obergrenze: 0.05	Messgröße: Konzentration	Einheit: mol/L Nachkommastellen: 4
<input checked="" type="checkbox"/> OK	Als neue Datenreihe anlegen Ja in einen neuen Graphen einzeichnen		<input checked="" type="checkbox"/> OK

Vorschläge zur Bestimmung der Reaktionsordnung (Automatik für Kinetik):

Die Geschwindigkeitsgleichung für eine Reaktion erster Ordnung lautet:

$$v = - \frac{dc}{dt} = k_1 \cdot c^1$$

Durch Integration der Gleichung erhält man eine e-Funktion:

$$c_t = c_0 \cdot e^{-k_1 \cdot t}$$

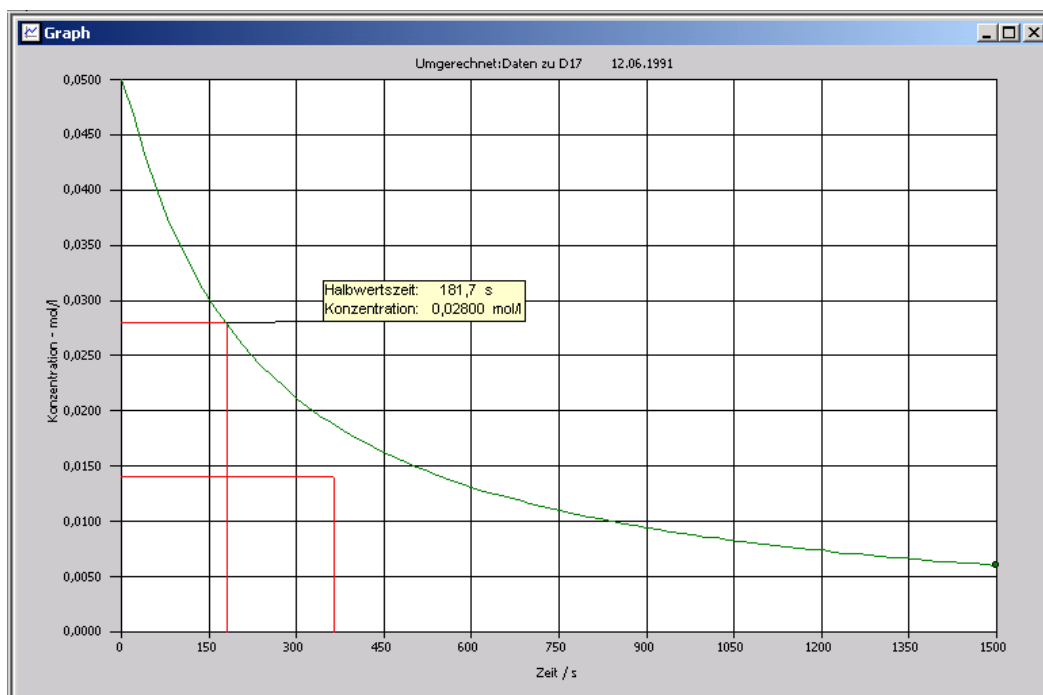
Setzt man für c_t den Wert $c_0/2$ ein, so erhält man

$$\frac{c_0}{2} = c_0 \cdot e^{-k_1 \cdot t_{1/2}}$$

durch Umformen und Logarithmieren:

$$\ln(2) = t_{1/2} \cdot k_1 \quad \Rightarrow \quad k_1 = \frac{\ln 2}{t_{1/2}}$$

Im Hauptmenü: \Rightarrow Auswerten \Rightarrow „Automatik für Kinetik“ Bestätigen mit <input checked="" type="checkbox"/> OK			
Der Rechner gibt die Summe der Fehlerquadrate an. Der kleinste Wert ist hier bei 2.Ordnung			
Einzeichnen der Funktion: Zeichnen	Eintragen der Halbwertszeit: Beschriften	Ende: <input checked="" type="checkbox"/> Fertig	
Als neue Datenreihe anlegen	Ja, in den selben Graphen einzeichnen	<input checked="" type="checkbox"/> OK	



Test für eine Reaktion erster Ordnung:

Der Punkt „Ein Viertel der Ausgangskonzentration“ - „doppelte Halbwertszeit“ liegt nicht auf dem Graphen)

Weitere Vorschläge:**Auswertung nach Reaktion 1. Ordnung**


Durch Integration der Geschwindigkeitsgleichung für die Reaktion erster Ordnung (vorige Seite) erhält man

$$c_t = c_0 \cdot e^{-k_1 \cdot t}$$



das bedeutet, bei Reaktionen erster Ordnung nimmt die Konzentration des Edukts exponentiell mit der Zeit ab. Logarithmiert man die Gleichung (6), so erhält man.:

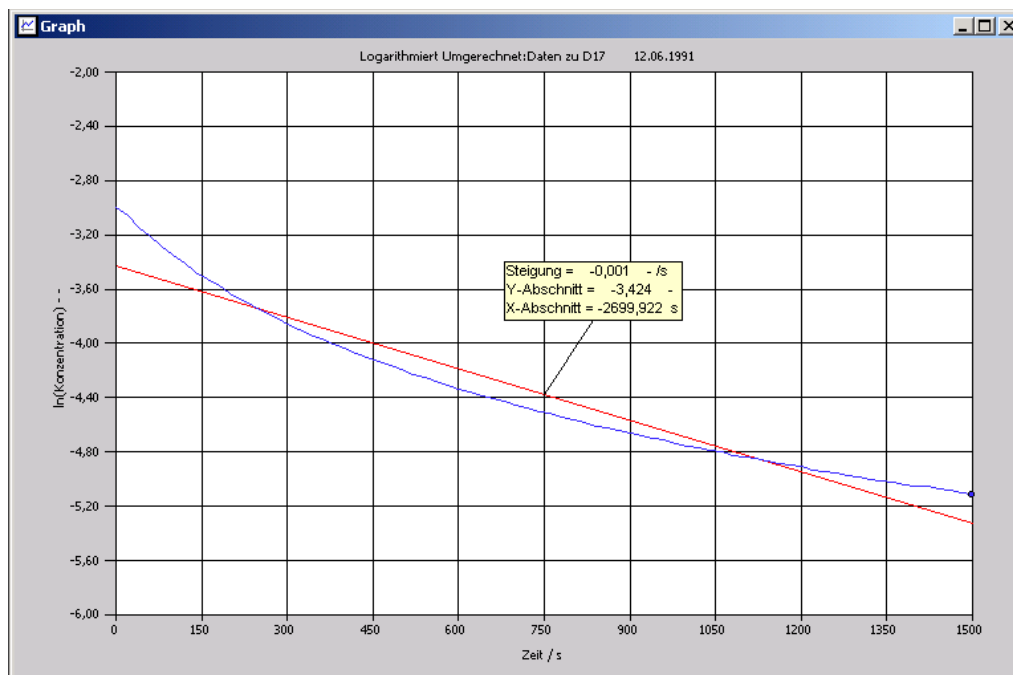
$$\ln c_t = \ln c_0 - k_1 \cdot t$$

Trägt man $\ln c$ gegen t auf, so muss sich eine Gerade ergeben:

Umrechnung aufrufen mit  oder im Hauptmenü: \Rightarrow Rechnen \Rightarrow „Umrechnen mit einzugebender Funktion“

Bei: Was wollen Sie tun? "Kinetik: Logarithmieren (ln) Y-Werte" OK Weiter: OK

Einzeichnen der Ausgleichsgeraden:  Zeichnen Eintragen der Werte:  Beschriften Ende: Fertig



Der Korrelationskoeffizienten (-0.970) zeigt eine relativ große Abweichung und bestätigt das, was der Graph zeigt: Keine Reaktion erster Ordnung

Auswertung nach Reaktion 2. Ordnung

Die Geschwindigkeitsgleichung für eine Reaktion zweiter Ordnung lautet:

$$v = - \frac{dc}{dt} = k_2 \cdot c^2$$


Durch Integration der Gleichung erhält man



$$\frac{c_0}{c_t} = k_2 \cdot c_0 \cdot t + 1$$




Formt man die Gleichung um, so erhält man:

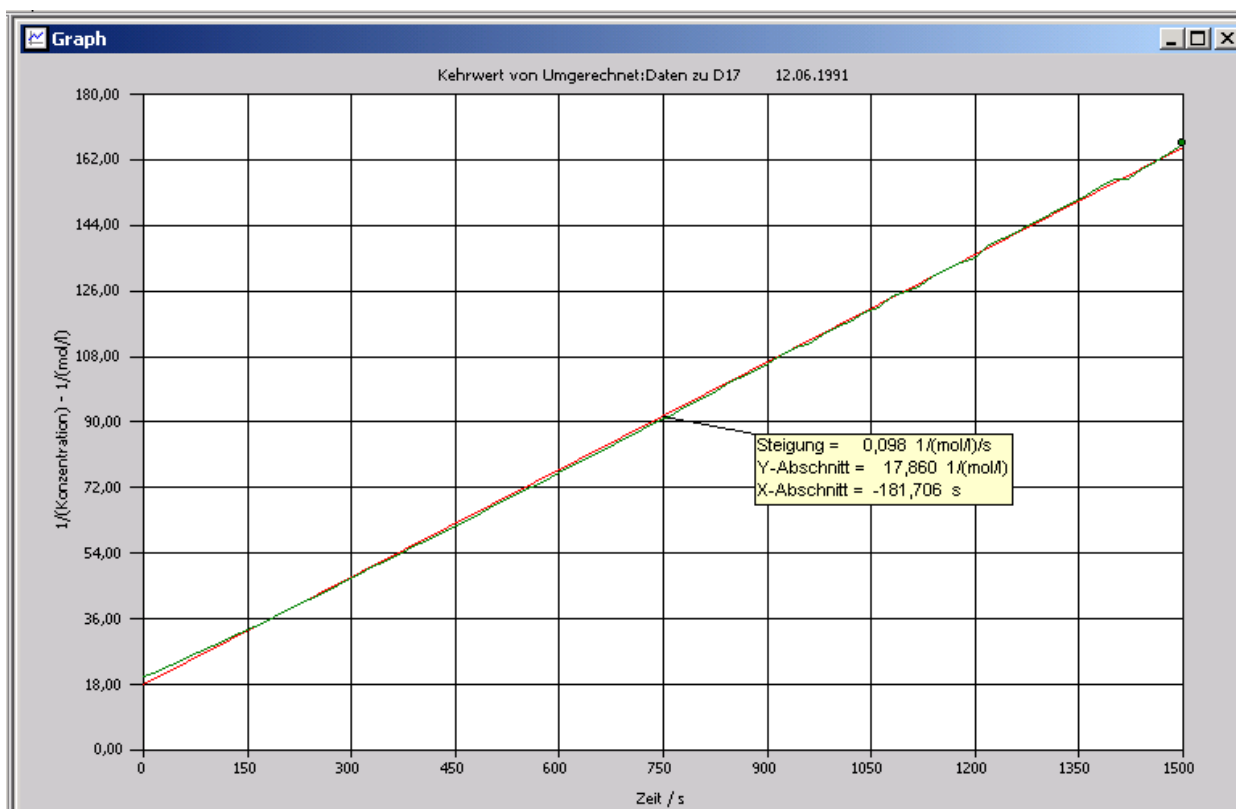
$$\frac{1}{c_t} = k_2 \cdot t + \frac{1}{c_0}$$

Trägt man $1/c$ (y-Achse) gegen t (x-Achse) auf, müsste es bei Vorliegen einer Reaktion zweiter Ordnung eine Gerade ergeben. Man zeichnet eine Ausgleichsgerade und ermittelt die Steigung dieser Geraden.

Umrechnung aufrufen mit  oder im Hauptmenü: \Rightarrow Rechnen \Rightarrow „Umrechnen mit einzugebender Funktion“

Was wollen Sie tun? „Kinetik: Kehrwert der Y-Werte“  **OK** und:  **OK**

Einzeichnen der Ausgleichsgeraden:  Zeichnen Eintragen der Werte:  Beschriften Ende:  Fertig



Der Korrelationskoeffizienten (1.00) ist fast zu gut!!.