

Physikalische Chemie I

Versuchsprotokoll

K5-2 Rohrzuckerinversion

Inhaltsverzeichnis

1 Ziel	2
2 Geräte und Chemikalien	2
3 Durchführung	2
4 Auswertung	2
4.1 Titration	2
4.2 Diagramm	4
5 Fehlerbetrachtung	6
Literatur	6
Anhang	7
A.1 Diagramm $\ln(\alpha_t - \alpha_\infty)$ gegen t	7

1 Ziel

Im Versuch sollen die Konzentrationen zweier HCl-Lösungen sowie die jeweilige Geschwindigkeitskonstante der Rohrzuckerinversion bei entsprechender Katalysatorkonzentration bestimmt werden. Des Weiteren wird die Katalysekonstante k_{kat} ermittelt. Beide Reaktionsgeschwindigkeitskonstanten sowie die Katalysekonstante werden grafisch aus einem Diagramm unter Zuhilfenahme der sich ändernden Drehwinkel der Lösungen bestimmt.

2 Geräte und Chemikalien

Geräte	Chemikalien
3 Erlenmeyerkolben mit Stopfen (100 ml)	2 HCl-Lösungen unbekannter Konzentration
2 Erlenmeyerkolben (300 ml)	HCl (1 M)
2 Tropfer	NaOH (1 M)
1 Bürettentrichter	Saccharose-Lösung (20 %-ig)
3 Küvetten	
1 Peleusball	
1 Rundkolben (50 ml)	
1 Stoppuhr	
1 Pipette (10 ml)	
1 Pipette (25 ml)	

3 Durchführung

Die Durchführung erfolgte wie im Skript^[1] beschrieben. Die Versuchstemperatur betrug 26,5 °C.

4 Auswertung

4.1 Titration

Bei der Konzentrationsbestimmung von 10 ml NaOH-Lösung mit 1 M HCl wurden folgende Volumina HCl-Lösung verbraucht und folgendes arithmetisches Mittel $\bar{V}(\text{HCl})$ daraus

ermittelt:

Titration	$V(\text{HCl})$ in ml
1	9,9
2	9,9
3	9,9

$$\bar{V}(\text{HCl}) = 9,9 \text{ ml}$$

Daraus ergibt sich eine Konzentration von:

$$\begin{aligned} c(\text{NaOH}) &= \frac{V(\text{HCl}) \cdot c(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})} \\ &= \frac{9,9 \text{ ml} \cdot 1 \text{ mol/l}}{10 \text{ ml}} \\ &= \underline{\underline{0,99 \text{ mol/l}}} \end{aligned}$$

Anschließend wurden die zwei unbekanntes HCl-Lösungen ($V = 10 \text{ ml}$) mit der NaOH-Lösung titriert. Es wurde folgender Verbrauch gemessen:

Titration	$V(\text{NaOH})$ in ml	
	HCl 1	HCl 2
1	8,4	4,5
2	8,3	4,55
3	8,25	4,55

$$\text{HCl 1: } \bar{V}(\text{NaOH}) = 8,317 \text{ ml}$$

$$\text{HCl 2: } \bar{V}(\text{NaOH}) = 4,53 \text{ ml}$$

$\bar{V}(\text{NaOH})$ ist hier das arithmetische Mittel der Volumina der drei Einzeltitrationen der jeweiligen Salzsäurelösung. Die Berechnung der Konzentration erfolgt analog der obigen Rechnung.

$$c(\text{HCl 1}) = \underline{\underline{0,823 \text{ mol/l}}}$$

$$c(\text{HCl 2}) = \underline{\underline{0,448 \text{ mol/l}}}$$

Zur Bestimmung der Katalysekonstante k_{kat} muss mit der halben Konzentration der Salzsäure gerechnet werden, da die untersuchte Lösung zur Hälfte aus Saccharose-Lösung und zur anderen Hälfte aus Salzsäure bestand.

$$c_{\frac{1}{2}}(\text{HCl 1}) = \underline{\underline{0,412 \text{ mol/l}}}$$

$$c_{\frac{1}{2}}(\text{HCl 2}) = \underline{\underline{0,224 \text{ mol/l}}}$$

4.2 Diagramm

Es wurden die Drehwinkel der beiden Lösungen in bestimmten Zeitabständen gemessen sowie der Drehwinkel α_{∞} nach „unendlicher“ Reaktionszeit.

$$\alpha_{\infty} = -4,00$$

Tabelle 1 Messwerte.

HCl 1			HCl 2		
t in min	α_t	$\ln(\alpha_t - \alpha_{\infty})$	t in min	α_t	$\ln(\alpha_t - \alpha_{\infty})$
3:40	14,15	2,8987	2:30	14,45	2,9151
11:10	14,55	2,9205	10	14,05	2,8931
20	12,75	2,8184	20	13,50	2,8622
30	11,65	2,7505	30	13,20	2,8449
40	11,15	2,7180	40	12,70	2,8154
50	10,40	2,6672	50	12,15	2,7819
60	9,35	2,5915	60	11,65	2,7505
80	8,00	2,4849	80	10,95	2,7047
100	7,10	2,4069	100	10,25	2,6568
120	6,00	2,3026	120	9,80	2,6247
140	5,00	2,1972	140	8,80	2,5494

Die in Klammern gesetzten Werte wurden nicht in das Diagramm (siehe Anhang A.1) eingezeichnet, weil sie zu sehr abweichen.

Stellt man die Gleichung

$$\ln \frac{[S_0]}{[S_t]} = \ln \frac{\alpha_0 - \alpha_{\infty}}{\alpha_t - \alpha_{\infty}} = k \cdot t$$

nach $\ln(\alpha_t - \alpha_{\infty})$ um, erhält man:

$$\ln(\alpha_t - \alpha_{\infty}) = -k \cdot t + \ln(\alpha_0 - \alpha_{\infty})$$

Daraus ist erkennbar, dass man eine Gerade erhält, wenn man $\ln(\alpha_t - \alpha_\infty)$ gegen t aufträgt. Die Geschwindigkeitskonstante kann einfach aus dem negativen Anstieg ermittelt werden. Zur exakteren Bestimmung wurde die Geradengleichung mittels linearer Regression mit dem Taschenrechner ermittelt.

Für HCl 1 ergibt sich:

$$\ln(\alpha_t - \alpha_\infty) = -5,142 \cdot 10^{-3} \cdot t + 2,91462062 \quad (R^2 = 0,99800728)$$
$$k_1 = \underline{\underline{5,142 \cdot 10^{-3} \text{ 1/min}}}$$

Für HCl 2 ergibt sich:

$$\ln(\alpha_t - \alpha_\infty) = -2,653 \cdot 10^{-3} \cdot t + 2,91868171 \quad (R^2 = 0,99846433)$$
$$k_2 = \underline{\underline{2,653 \cdot 10^{-3} \text{ 1/min}}}$$

Man sieht, dass die Geschwindigkeitskonstante proportional zur Konzentration der Salzsäure ist. Bei etwa doppelt so hoher Konzentration der Salzsäure verdoppelt sich auch die Geschwindigkeitskonstante. Die Salzsäure (genauer gesagt die Protonen) dient im Versuch als Katalysator.

Die Katalysekonstante ist definiert als:

$$k_{\text{kat}} = \frac{k}{c(\text{H}^+)} \quad c(\text{H}^+) = c(\text{HCl})$$

Für die beiden Lösungen beträgt k_{kat} :

$$k_{\text{kat1}} = \frac{5,142 \cdot 10^{-3} \text{ 1/min}}{0,412 \text{ mol/l}}$$
$$= \underline{\underline{0,012481 \text{ 1/mol}\cdot\text{min}}}$$

$$k_{\text{kat2}} = \frac{2,653 \cdot 10^{-3} \text{ 1/min}}{0,224 \text{ mol/l}}$$
$$= \underline{\underline{0,011844 \text{ 1/mol}\cdot\text{min}}}$$

Bildet man den Mittelwert beider Katalysekonstanten, erhält man:

$$\bar{k}_{\text{kat}} = \frac{k_{\text{kat1}} + k_{\text{kat2}}}{2}$$
$$= \underline{\underline{0,012162 \text{ 1/mol}\cdot\text{min}}}$$

Die Katalysekonstante aus beiden Messreihen unterscheidet sich nur geringfügig und kann dieser Versuchsdurchführung nach zu urteilen tatsächlich als Konstante angesehen werden.

5 Fehlerbetrachtung

Die Bestimmung des Drehwinkels erfolgte am Polarimeter. Der Analysator wurde so eingestellt, dass die Helligkeiten der Sichtfelder nicht mehr zu unterscheiden sind. Hier konnte der Analysator um einige Hundertstel Grad gedreht werden, ohne dass es zu einer erkennbaren Veränderung der Helligkeit kam. Demzufolge gibt es hier maximal einen geringfügigen relativen Fehler bei der Geschwindigkeitskonstante und der Katalysekonstante, der aber bei einer Größenordnung von unter 1 % einzuordnen ist.

Bei jeder Messung wurde die jeweilige Küvette für ca. eine Minute aus dem Wasserbad entnommen. Mit einer Temperatur von $\vartheta = 26,5\text{ °C}$ lag die Temperatur des Wasserbades über der Raumtemperatur, sodass die Lösung während der Messung im Polarimeter immer etwas abkühlte. Da die Reaktionsgeschwindigkeits- und Katalysekonstante stark temperaturabhängig sind, könnten die ermittelten Konstanten etwas zu klein ausgefallen sein, da die Rohrzuckerinversion durch die Abkühlung verlangsamt wird.

Ebenso sind Fehler der Volumenmessgeräte aufgetreten. Hier ist vor allem der durch die Bürette verursachte Fehler hervorzuheben.

Durch Einsatz eines grafikfähigen Taschenrechners zur Bestimmung der Regressionsgeraden wurde der Fehler bei der grafischen Auswertung minimiert. Dieser würde bei einer handschriftlichen Auswertung wahrscheinlich größer ausfallen. Aber auch eine lineare Regression ist mit Ungenauigkeiten verbunden, die durch das oben angegebene Bestimmtheitsmaß R^2 ausgedrückt werden.

Literatur

- [1] <http://theory.chm.tu-dresden.de/PC/teach/practical/Modul-PCI/K5-2.pdf>, Abrufdatum: 29.11.2011.

Anhang

A.1 Diagramm $\ln(\alpha_t - \alpha_\infty)$ gegen t

