

Untersuchung der alkalischen Hydrolyse des Benzoessäurebenzylesters in Wasser-Äthanol 1:1

F. Mansilla, P. Martinez und J. Sancho

Chemische Forschungsabteilung der C.S.I.C. und der Autonomen Universität Madrid

(Z. Naturforsch. **29 a**, 1697–1698 [1974]; eingegangen am 21. August 1974)

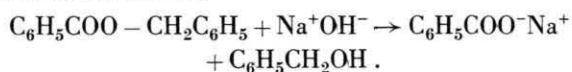
Study of the Basic Hydrolysis of Benzyl Benzoate in Water-Ethyl Alcohol 1:1

By using a conductometric method, the kinetics of the basic hydrolysis of benzyl benzoate in water-alcohol medium has been investigated. The second order rate constant follows the equation $K = A \exp \{-E/RT\}$ with $A = 1.35 \cdot 10^{10} \text{ l mol}^{-1} \text{ min}^{-1}$ and $E = 14.5 \text{ kcal mol}^{-1}$. A reaction mechanism is postulated, which is consistent with the experimental data.

Die hydrolytische Spaltung einer Reihe von Benzoessäureestern ist bereits untersucht worden¹⁻⁴, die des Benzoessäurebenzylesters hat man jedoch noch nicht erforscht. Dieser Ester ist in Wasser unlöslich. Als geeignete Lösungsmittel sind die Mischungen Dioxan-Wasser⁵ und Äthanol-Wasser vorgeschlagen worden.

Verschiedene Versuche haben gezeigt, daß die Mischung Äthanol-Wasser im Verhältnis 1:1 für die konduktometrische Erfassung des hydrolytischen Vorgangs am besten geeignet ist. Eine größere Alkoholmenge setzt die DK des Mediums stark herab, weshalb sich die elektrische Leitfähigkeit während des Prozesses wenig ändert, und eine größere Wassermenge erschwert die Löslichkeit des Benzoessäurebenzylesters.

Die hydrolytische Spaltung kann folgendermaßen formuliert werden:



Die Gesamtleitfähigkeit des Reaktionssystems nimmt mit der Zeit ab, da während des Prozesses OH^- -Ionen verschwinden und langsamere $\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-$ -Ionen an ihre Stelle treten.

Die Konzentration (x) des zersetzten Esters kann durch Messung der spezifischen Leitfähigkeit der Lösung am Anfang (χ_0) und zu verschiedenen Zeiten (χ), und durch Bestimmung der Äquivalent-Leitfähigkeit Λ_{OH^-} und $\Lambda_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-}$ nach der Gleichung

$$x = \frac{(\chi_0 - \chi) 10^3}{\Lambda_{\text{OH}^-} - \Lambda_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COO}^-}} \text{ val/l} \quad (1)$$

ermittelt werden. Zur Messung wurde ein Beckmann-Konduktometer, Modell RC 16 BZU, mit Leitfähigkeitszellen der Zellkonstanten $K = 0,1$ benutzt. Die verwendeten Reagenzien waren: Benzoessäure-

benzylester, Natriumbenzoat, absoluter Alkohol und Natriumhydroxid 0,1 N „Titrisol“, alle p. A. von Merck. Die NaOH - und Ester-Konzentrationen waren etwa $2 \cdot 10^{-2} \text{ val/l}$, also hinreichend niedrig, um die Kinetik bequem zu verfolgen und das Kohlrauschsche Gesetz richtig anwenden zu können. Die Arbeitstemperaturen waren 20, 30 und 40 °C bei Benutzung von Ultrathermostaten Colora, Modell NB/DS-1268, deren Temperaturkonstanz 0,05 °C betrug.

Die alkalische Hydrolyse von Estern folgt dem Zeitgesetz für Reaktionen zweiter Ordnung:

$$\log \frac{a-x}{b-x} = \log \frac{a}{b} + \frac{(a-b)Kt}{2,303}. \quad (2)$$

Zur Bestimmung von K wurde eine Ausgleichsrechnung durchgeführt. Der Fehler der K -Werte ist kleiner als 2%.

Aus den bei den drei Temperaturen erhaltenen K -Werten wurde die Aktivierungsenergie E und die Aktionskonstante A der Arrheniusschen Gleichung

$$K = A \exp \{-E/RT\} \quad (3)$$

nach der Methode der kleinsten Quadrate ermittelt. Die Genauigkeit dieser Werte beträgt 99%.

Zur Berechnung der Aktivierungsentropie ΔS^\ddagger diente die Gleichung

$$A = e(kT/h) \exp \{\Delta S^\ddagger/R\}. \quad (4)$$

der Theorie der absoluten Reaktionsgeschwindigkeiten. Der mittlere Fehler des ΔS^\ddagger -Wertes ist etwa 1%.

In der Tabelle findet man die kinetisch-thermodynamischen Werte. In Abb. 1 ist die graphische Darstellung der hydrolytischen Spaltung bei den drei untersuchten Temperaturen wiedergegeben. Abbildung 2 zeigt die entsprechende Arrheniussche Gerade.

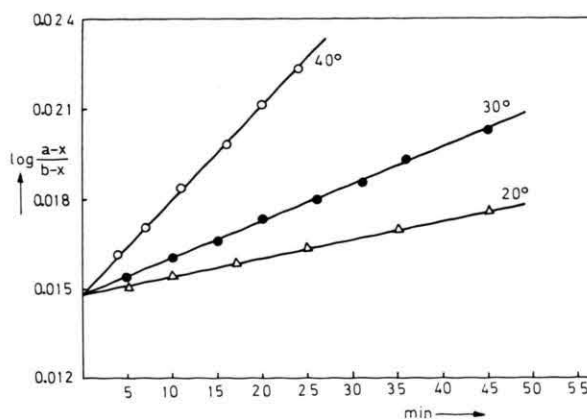


Abb. 1.



Dieses Werk wurde im Jahr 2013 vom Verlag Zeitschrift für Naturforschung in Zusammenarbeit mit der Max-Planck-Gesellschaft zur Förderung der Wissenschaften e.V. digitalisiert und unter folgender Lizenz veröffentlicht: Creative Commons Namensnennung-Keine Bearbeitung 3.0 Deutschland Lizenz.

Zum 01.01.2015 ist eine Anpassung der Lizenzbedingungen (Entfall der Creative Commons Lizenzbedingung „Keine Bearbeitung“) beabsichtigt, um eine Nachnutzung auch im Rahmen zukünftiger wissenschaftlicher Nutzungsformen zu ermöglichen.

This work has been digitalized and published in 2013 by Verlag Zeitschrift für Naturforschung in cooperation with the Max Planck Society for the Advancement of Science under a Creative Commons Attribution-NoDerivs 3.0 Germany License.

On 01.01.2015 it is planned to change the License Conditions (the removal of the Creative Commons License condition "no derivative works"). This is to allow reuse in the area of future scientific usage.

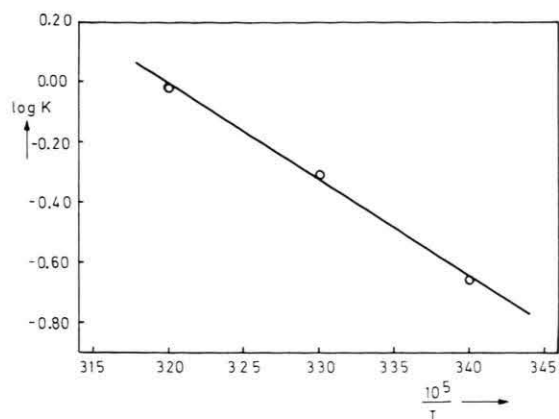


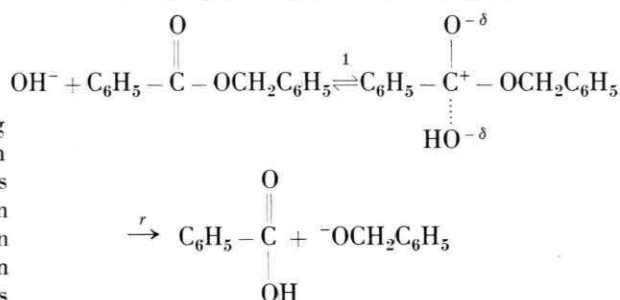
Abb. 2

Der stark negative ΔS^\ddagger -Wert legt die Vermutung eines stark polaren, hochstrukturierten, aktivierten Komplexes nahe, was auf einen B ac 2-Mechanismus hindeutet. Dieser Mechanismus besteht aus einem ersten, langsameren, geschwindigkeitsbestimmenden Schritt des Typus S_N2 (der in einem nukleophilen Angriff des OH^- -Ions auf die Carboxylgruppe des

Tab. 1. Alkalische Hydrolyse des Benzoesäurebenzylesters in Wasser-Äthanol 1:1.

T (°C)	K (l Mol ⁻¹ min ⁻¹)	
20,0	0,219	$E = 14,50 \text{ kcal Mol}^{-1}$,
30,0	0,487	$A = 1,35 \cdot 10^{10} \text{ l Mol}^{-1} \text{ min}^{-1}$,
40,0	0,944	$\Delta S^\ddagger = -14,2 \text{ cal Grad}^{-1} \text{ Mol}^{-1}$.

Esters besteht und die Kinetik zweiter Ordnung des Gesamtprozesses erklärt) und einer zweiten, schnelleren Trennung des $\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2\text{O}^-$ -Restes:



¹ J. Waschkuhn, J. Pharm. Sci. **59**, (6) 779 [1970].

² M. Karfanto, C. R. Acad. Sci. Paris **259**, (7) 2803 [1964].

³ Z. S. Chaw u. A. Fischer, J. Chem. Soc. (B) **1971**, 1818.

⁴ A. A. Humfray u. J. J. Lian, J. Chem. Soc. (B) **1967**, 468.

⁵ E. Tommila, Suomen Kemistilehti, B **40**, 212 [1967].

⁶ J. R. Robinson, Amer. Chem. **39**, 1178 [1967].