

4. Übungsblatt zur Vorlesung Physikalische Chemie II

– Kinetik und Struktur –

Prof. Dr. Karl-Heinz Gericke, Mikhail Poretskiy M.Sc.

Institut für Physikalische und Theoretische Chemie der TU Braunschweig

Aufgabe 1

Die Geschwindigkeitskonstanten der zwei Reaktionen sind gleich $3 \cdot 10^{14} \cdot \exp(-4.8(\text{kJ/mol})/RT)$ $\text{cm}^3/\text{mol} \cdot \text{s}$ und $8 \cdot 10^{14} \cdot \exp(+4.8(\text{kJ/mol})/RT)$ $\text{cm}^6/\text{mol}^2 \cdot \text{s}$. Berechnen Sie die Geschwindigkeitskonstanten der Reaktionen unter 293 K in $[\text{cm}^3/\text{Partikel}]$, $[\text{cm}^6/\text{Partikel}^2]$ und in $[\text{mol/L}]$, $[\text{mol}^2/\text{L}^2]$.

Aufgabe 2

Zwei Mol eines Stoff A reagiert in einer Reaktion n-ter Ordnung zu Produkten. Berechnen Sie für die Ordnungen $n = 0, 1$ und für Halbwertszeit $\tau = 1$ Stunde die Zeit, nach der 90 Prozent des Stoffs umgesetzt sind.

Aufgabe 3

Berechnen Sie die Reaktionsgeschwindigkeit v ($\text{mol} \cdot \text{L}^{-1} \cdot \text{s}^{-1}$) und die Geschwindigkeitskonstante k_1 (s^{-1}) für der Reaktion 2-ter Ordnung $2A \rightarrow B + C$. Zum Zeitpunkt $t=0$ ist die Konzentration gleich 1.5 mol/L und zum Zeitpunkt $t=40$ min 0.3 mol/L.

Aufgabe 4

TiO_2 wird auf Oberflächen aufgebracht, da diese dann selbstreinigend werden.

So wurden bei der photokatalytischen Zersetzung eines Farbstoffes an TiO_2 wurden die folgenden Messwerte erhalten:

t [min]	0	20	40	60	80	100	120	∞
c [$\text{mol} \cdot \text{L}^{-1}$]	1,649	1,291	1,001	0,779	0,615	0,479	0,376	0

Bestimmen Sie daraus die Reaktionsordnung und die Geschwindigkeitskonstante.

Anleitung: Tragen Sie die Messwerte geeignet auf unter Verwendung der Formel $\frac{\Delta c}{\Delta t} = -k \cdot c^n$ und erstellen Sie eine Ausgleichsgerade durch die Punkte. Tun Sie dies entweder mit einem Computerprogramm Ihrer Wahl oder zeichnerisch.