

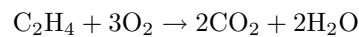
# Übung Chemische Kinetik, Serie 1

Christoph Mahnke, 003200856

6th November 2005

## Aufgabe 1

Verbrennung von Ethylen :

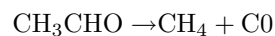


Für die Reaktionsgeschwindigkeit  $r$  gilt damit :

$$r = -\frac{d[\text{C}_2\text{H}_4]}{dt} = -\frac{1}{3} \frac{d[\text{O}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{CO}_2]}{dt} = \frac{1}{2} \frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt}$$

## Aufgabe 2

Bestimmen der Geschwindigkeitskonstanten  $k$  folgender Reaktion :



mit

$$r = k \cdot [\text{CH}_3\text{CHO}]^{\frac{3}{2}}$$

Ansatz :  $r$  muss die Dimension  $\frac{\text{Konzentration}}{\text{Zeit}}$ , also z.B.  $\frac{\text{mol}}{\text{l} \cdot \text{s}}$  haben. Demnach ergibt sich für  $k$  die Dimension

$$(\text{Konzentration})^{-\frac{1}{2}} \cdot (\text{Zeit})^{-1} = \frac{1^{\frac{1}{2}}}{\text{mol}^{\frac{1}{2}} \cdot \text{s}}$$

## Aufgabe 3

Methode der Anfangsgeschwindigkeiten :

Messwerte :  $[\text{A}]_0^* = 2[\text{A}]_0$  und  $\left(\frac{d[\text{A}]}{dt}\right)_0^* = 4 \cdot \left(\frac{d[\text{A}]}{dt}\right)_0$

die Ordnung  $z_A$  ergibt sich aus dem Zusammenhang

$$\frac{\left(\frac{d[\text{A}]}{dt}\right)_0}{\left(\frac{d[\text{A}]}{dt}\right)_0^*} = \left(\frac{[\text{A}]_0}{[\text{A}]_0^*}\right)^{z_A} \rightarrow \frac{1}{4} = \left(\frac{1}{2}\right)^{z_A}$$

$$\Rightarrow z_A = 2$$

## Aufgabe 4

Reaktion  $\text{A} \rightarrow \text{B}$ , Ordnung =1, Halbwertszeit  $\tau_A = 90\text{s}$ .

$$r = k \cdot [\text{A}] = -\frac{d[\text{A}]}{dt} \Rightarrow [\text{A}]_t = \frac{1}{2}[\text{A}]_0 = [\text{A}]_0 \cdot e^{-k\tau_A}$$

$$\ln \frac{1}{2} = -k\tau_A \Rightarrow k = -\frac{\ln \frac{1}{2}}{90\text{s}} = 7,7 \cdot 10^{-3} \text{s}^{-1}$$