

ÜS 12 - Chemische Reaktionslehre

Grundsätzlich lassen sich chemische Reaktionen physikalisch über zwei Disziplinen beschreiben, der Thermodynamik (Beschreibung des Gleichgewichtszustands anhand der Stabilität von Reaktanten und Produkten) und der Reaktionskinetik (Beschreibung von Reaktionsgeschwindigkeiten und den Weg in den Gleichgewichtszustand anhand der Stabilität des Übergangszustands).

Thermodynamik: Energieänderung Anfangs- und Endzustand

Kinetik: Weg zwischen Anfangs- und Endzustand

Beide Konzepte müssen nicht immer konform sein. So kann eine Rkn. grundsätzlich thermodynamisch sehr günstig sein, jedoch kinetisch so gehemmt, dass sie nicht stattfindet.

Thermodynamik

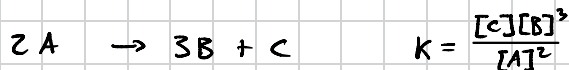
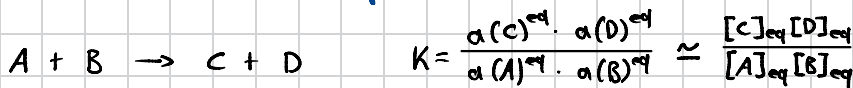
Eine chemische Reaktion ist grundsätzlich spontan, wenn ihre Gibbs-Energie positiv ist, ob sie tatsächlich stattfindet hängt von ihrer Kinetik ab.

$$\Delta_{\text{rxn}} G = \Delta_{\text{rxn}} H - T \cdot \Delta_{\text{rxn}} S$$

↑ ↑ ↑ ↑
Reaktions- Reaktions- Absolute Temperatur Reaktionsentropie
Gibbsenergie enthalpie [T] = K = °C - 273.15

$$\Delta_{\text{rxn}} H^\circ = \sum_{\text{Prod. } i} \nu_i \Delta_f H_i^\circ - \sum_{\text{Reak. } j} \nu_j \Delta_f H_j^\circ$$

Grundsätzlich nehmen wir an, dass organische Reaktionen reversibel sind (Gleichgewichtsreaktionen). Analog zu ACCT ist die Gleichgewichtskonstante K, als Quotient der Produktaktivitäten durch die Reaktantenaktivitäten im Gleichgewicht definiert, die guter Näherung der dimensionslosen Konzentrationen entsprechen.



K ist dimensionslos (! K hat keine Einheit !)

Die Gleichgewichtskonstante lässt sich auch aus der Reaktions-gibbsenergie berechnen:

$$\Delta_{\text{rxn}} G^0 = -RT \ln(K)$$

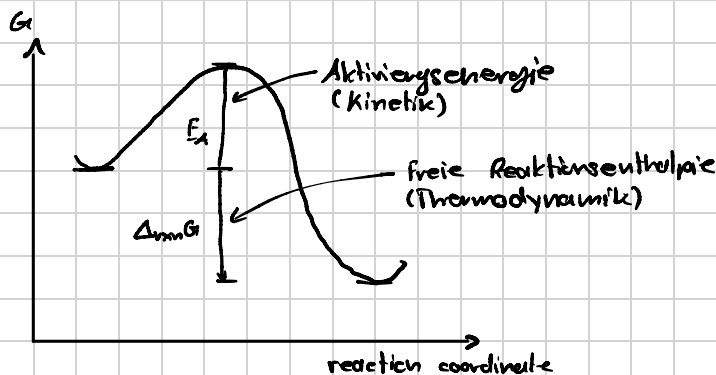
$R \hat{=}$ Gaskonstante

$T \hat{=}$ Absolute Temperatur

Reaktionskinetik

Sehr wichtig: Egal wie thermodynamisch bevorzugt eine Reaktion ist, wir können keine Aussage zur Reaktionsgeschwindigkeit (Kinetik) anhand der thermodynamischen Daten treffen. Wenn wir jetzt im folgenden Konzentrationen in eckigen Klammern schreiben, dann meinen wir auch Konzentrationen mit Einheiten ($\frac{\text{mol}}{\text{L}}$ oder cm^{-3}) und nicht eigentlich dimensionslose Aktivitäten. Was jetzt folgt, ist meine eigene Zusammenfassung von "PC II: Chemische Reaktionskinetik", die ihr im dritten Semester haben werdet und dort das ganze Thema noch deutlich ausführlicher behandeln werdet. Ihr müsst jedoch für die ACOC I Prüfung Kinetik schon recht gut beherrschen und das Skript ist dazu etwas sparsamisch formuliert.

Allgemeiner Reaktionsverlauf einer chem. Reaktion:



Warm up:

$$\int_{c_0}^c \frac{1}{x} dx = \ln(c) - \ln(c_0)$$

$$\int_{c_0}^c \frac{1}{x^2} dx = -\frac{1}{c} + \frac{1}{c_0}$$

Definitionen

- Geschwindigkeit:

Umsatzgeschwindigkeit:

$$v_i = \frac{1}{\nu_i} \cdot \frac{dn_i}{dt}$$

← Stoffmenge
← stöchiometrischer Koeff. (Achtung Vorzeichen)

Reaktionsgeschwindigkeit:

$$v_i = \frac{1}{\nu_i} \cdot \frac{dc_i}{dt}$$

← Konzentration

→ wie kommt man vom einen aufs andere?

$$v_i^{rxn} = v_i^{ums} \cdot \frac{1}{V}$$

← Durch Volumen teilen

Stöchiometrische Koeffizienten finden:



$$\Rightarrow -A - B + C + D = 0$$

← ν_i (stöch. Koeff.)

Alles auf eine Seite und Edukte negativ (Konvention)

Bsp.: Schreibe die Geschwindigkeit der unteren



Für Prüfung:
alle Stoffe aufschr.

1.) Koeffizienten bestimmen:

$$-A - B + C + D = 0$$

2.) Geschw. aufschreiben

$$v = -\frac{dA}{dt} = -\frac{dB}{dt} = +\frac{dC}{dt} = +\frac{dD}{dt}$$

Gesetze:

→ allgemein: Diese Form von Gesetzen gilt nur für Elementarreaktionen, aber das ist das was wir in dieser Vorlesung ausschliesslich haben.

BRUNNEN

$$v = k \cdot \prod_{i=1}^n c_i^{\nu_i}$$

← stöch. Koeff. → immer positiv

• Nur Konz. der Edukte aufschreiben, weil v nicht von Produkten abhängt.

①

Geschwindigkeitsgesetz:

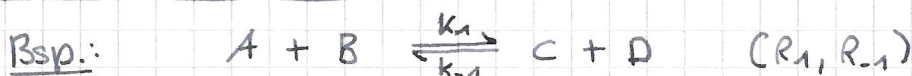
Kombination von Geschwindigkeit und Gesetz

$$v = - \frac{dc_A}{dt} = k \cdot c_A^{-1} \cdot c_B^{-1} = k c_A c_B$$

→ bei Rechnungen v nicht mehr so wichtig, sondern die DGL $\frac{dc_A}{dt} = -k c_A c_B$

Bis hier: für genau eine Reaktion: Edukte → Produkte

Kombinieren von Reaktionen



Das sind zwei Elementarreaktionen



Schreibe das Geschwindigkeitsgesetz für den Stoff A hin:

1.) Schreibe $\frac{dc_{...}}{dt}$ mit pos. Vorzeichen

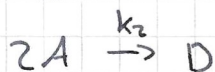
$$\frac{dc_A}{dt} = \dots$$

2.) Bestimme die Vorzeichen für Gesetze anhand von "nimmt Stoff ab oder zu in Rxn"-Überlegung

$$\frac{dc_A}{dt} = \ominus k_1 c_A c_B \oplus k_{-1} c_C c_D$$

Abnahme / Zunahme

Bsp.: Selbe Aufgabe, aber mit:



Vorgehen wie vorher

1.) $\frac{dc_A}{dt} = \dots$

2.) $\frac{dc_A}{dt} = -k_1 c_A c_B - 2k_2 c_A^2$

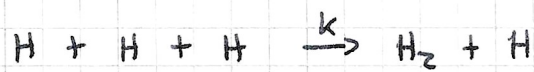
Faktor 2

Woher Faktor 2?

$$(R_1): - \frac{dc_A}{dt} = k_1 c_A c_B$$

$$(R_2): - \frac{1}{2} \frac{dc_A}{dt} = k_2 c_A^2 \xrightarrow{\cdot 2} - \frac{dc_A}{dt} = 2k_2 c_A^2$$

Bsp.: Atomrekombinationen



$$\frac{dc_H}{dt} = -2k c_H^3 + k c_H$$

Drittes H ist Stosspartner, das ist ein Stoff der nicht (chemisch) an der Reaktion teil nimmt.

$$\Rightarrow H + H + H = H_2 + H \Rightarrow -2H + H_2 = 0$$

$$v = -\frac{1}{2} \frac{dc_H}{dt} = + \frac{dH_{H_2}}{dt} \quad (\text{Geschwindigkeit})$$

$$v = k \cdot c_H^3 \quad (\text{Gesetz} = k \cdot \prod c_{Ed.})$$

$$\rightarrow \text{kombiniert: } -\frac{1}{2} \frac{dc_H}{dt} = k c_H^3 \Leftrightarrow \frac{dc_H}{dt} = 2k c_H^3$$



$$-\frac{1}{2} \frac{dc_H}{dt} = k c_H^2 c_M = k c_H^3$$

Reaktionsordnung (nur definiert für Gesetze der Form $v_c = k \cdot \prod c_i^{m_i}$)

Reaktionsordnung ist die Summe alle Exponenten m_i

$$v_c = k \prod c_i^{m_i} \quad \text{Ordnung bzgl. Stoff } i$$

$$\text{also Ordnung der Rxn.} = \sum_i m_i$$

Vorher: $m_i = |v_i|$ weil Elementarreaktionen

↳ m_i muss aber nicht $|v_i|$ oder überhaupt ganzzahlig sein $\rightarrow$ experimentell bestimmt.

↳ je nach Aufg. m_i berechnen oder direkt "wissen" von oben

Bsp.: $v = k_1 c_A c_B^2 + k_2 c_A$

$$v = c_A^1 (k_1 c_B^2 + k_2)$$

Ordnung von B nicht definiert weil keine Produktform
Ordnung von A = 1 & definiert

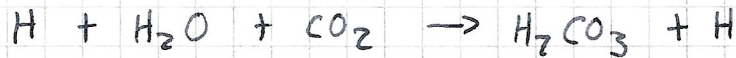
↳ also Reaktionsordnung auch nicht definiert

Molekularität

Anzahl an Teilchen, die beim "essentiellen/wesentlichen" Schritt der Reaktion dabei sind.

- Unimolekular (monomolekular)
- Bimolekular
- Trimolekular (! Atomrekombination)

Bsp.:



Bimolekular, weil wesentliche Rkt. ist
 H_2O & CO_2 zu H_2CO_3 ($\text{H} \hat{=}$ Stosspartner)

Ordnung d. Reaktion: 2-3

↳ Ordnung bzgl. H_2O , CO_2 : 1

↳ Ordnung bzgl. H : 0-1

Aber wie mache ich jetzt Geschwindigkeitsgesetz wenn
 Ordnung 0-1?

$$v_c = - \frac{d c_{\text{H}_2\text{O}}}{dt} = k c_{\text{H}_2\text{O}} c_{\text{CO}_2} \cdot c_{\text{H}}^m = k' c_{\text{H}_2\text{O}} c_{\text{CO}_2} \quad m=0-1 \quad k' = k \cdot c_{\text{H}}^m$$

für $\frac{d \dots}{dt}$
 keine Stosspartner, weil $\frac{d c_{\text{H}}}{dt} = 0$

Dimension und Einheit von k

$$\dim(k) = \frac{1}{(\text{Konzentration})^{m_{\text{tot}}-1} \cdot \text{Zeit}}$$

$$m_{\text{tot}} = \sum_i m_i$$

$$[k] = \frac{1}{\left(\frac{\text{mol}}{\text{L}}\right)^{m_{\text{tot}}-1} \cdot \text{s}}$$

Mögliche Bedingungen beim Aufschreiben von Gesetzen

- Überschuss: $[A]_0 \gg [B]_0 \Rightarrow [A](t) \hat{=} [A]_0$
- Gleiche Anfangskonzentration: $[A]_0 = [B]_0 = [C]_0 = \dots$
 $\rightarrow A + B \rightarrow \dots$ hier ist $[A] = [B]$ weil $[A]_0 = [B]_0$

$$v = - \frac{d c_A}{dt} = k c_A c_B = k c_A^2$$

Lösen von Geschwindigkeitsgesetzen

! Tabelle für Zusammenfassung machen.

Bsp.: $A + B \rightarrow \text{Produkte}$ mit $[A]_0 = [B]_0$

Was ist $c_A(t)$

1.) Geschwindigkeitsgesetz aufschreiben (& eben we go from here)

$$v = - \frac{d[A]}{dt} = k \cdot [A][B] = k \cdot [A]^2$$

2.) DGL lösen

$$\int_{c_0}^{c(t)} \frac{dc_A}{c_A^2} = \int_{t_0}^t -k dt$$

$$\left[-\frac{1}{c_A} \right]_{c_0}^{c(t)} = [-kt]_{t_0}^t$$

$$\frac{1}{c_0} - \frac{1}{c_A(t)} = -kt$$

$$\frac{1}{c_0} + kt = \frac{1}{c_A(t)} \quad | \text{ Kehrwert erweitere mit } c_0$$

$$c_A(t) = \frac{1}{\frac{1}{c_0} + kt} = \frac{c_0}{1 + c_0 kt}$$

Halbwerts - , Lebens - und x - Zeit

↳ schreibt Formeln für die versch. Gesetze auf Zsmf.

- Lebenszeit: $\tau = \frac{1}{k_{\text{eff}}}$ effektive Geschwindigkeitskonstante
↳ wenn noch 1/e vom Stoff da ist.

$$\text{Also } c(t_0) = c_0 \text{ und } c(\tau) = \frac{c_0}{e}$$

- Halbwertszeit(en): $t_{1/2}$ → es gibt noch mehr, hier nur zwei
- "Radioaktiver Zerfall": $\frac{dc_A}{dt} = -k c_A$ $t_{1/2} = \frac{\ln(2)}{k}$
↳ $t_{1/10} = \frac{\ln(10)}{k}$
- Wenn $A + B + C + \dots$ und $[A]_0 = [B]_0 = \dots$

$$\text{dann: } -\frac{dc_A}{dt} = k c_A c_B \dots = k c_A^m \quad t_{1/2}(c_0) = \frac{2^{m-1} - 1}{c_0^{m-1} \cdot k \cdot (m-1)}$$

$$\text{oder: } t_{1/2}(c_0) = a \cdot c_0^{1-m} \quad a = \frac{2^{m-1} - 1}{k \cdot (m-1)}$$

linearisiert (wichtig für später)

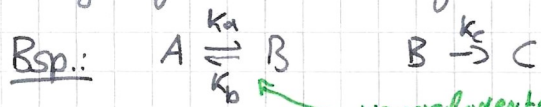
$$\ln(t_{1/2}) = \ln(a) + (1-m) \ln(c_0)$$

Quasistationarität und vorgelagertes Gleichgewicht

- Quasistationarität: Wenn ein Stoff quasistationär ist, dann gilt: $\frac{dc_A}{dt} \approx 0$ Bedeutet nicht $c_A(t) = 0$

D.h. rechnerisch: $\frac{dc_A}{dt} = k \cdot \dots \stackrel{QS}{=} 0$
diese Gl. lösen

- Vorgelagertes Gleichgewicht:



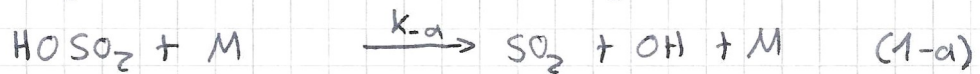
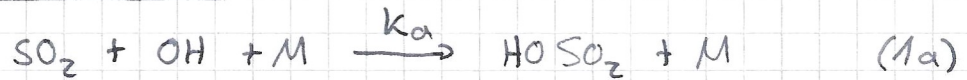
vorgelagertes GGW. (Vor- & Rückreaktion sind gleich schnell)

D.h. rechnerisch:

$$\underbrace{k_a c_A}_{\text{Hinreakt.}} = \underbrace{k_b \cdot c_B}_{\text{Rückreakt.}} \Rightarrow \frac{k_a}{k_b} = \frac{c_B}{c_A} := K \leftarrow \text{damit weiterrechnen.}$$

Beispiele:

Sommer 2015



1.) Schreibe Geschwindigkeit v auf für 1a-1d jeweils separat.

2.) Bestimme Ordnung und Molekularität der Reaktionen

3.) Gib $\dim()$ und Einheit von k an

4.) Stelle Gesetz für H_2SO_4 auf und finde Ausdruck, der nur von SO_2 , OH , M & O_2 abhängt, indem HOSO_2 , SO_3 , $\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ als quasistationär angenommen werden

$$1.) \quad v_a = - \frac{d[\text{SO}_2]}{dt} = - \frac{d[\text{OH}]}{dt} = \frac{d[\text{HOSO}_2]}{dt}$$

$$\left(\frac{d[\text{SO}_2]}{dt} = -k_a [\text{SO}_2][\text{OH}][\text{M}]^m + k_{-a} [\text{HOSO}_2][\text{M}]^m \right)$$

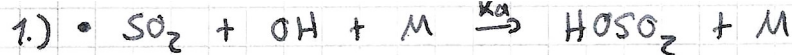
$$\left(\frac{d[\text{HOSO}_2]}{dt} = k_a [\text{SO}_2][\text{OH}][\text{M}]^m - k_{-a} [\text{HOSO}_2][\text{M}]^m - k_b [\text{HOSO}_2][\text{O}_2] \right)$$

$$v_b = - \frac{d[\text{HOSO}_2]}{dt} = - \frac{d[\text{O}_2]}{dt} = \frac{d[\text{SO}_3]}{dt} = \frac{d[\text{O}_2\text{H}]}{dt}$$

$$v_c = - \frac{d[\text{SO}_3]}{dt} = - \frac{d[(\text{H}_2\text{O})_2]}{dt} = \frac{d[\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]}{dt} = \frac{d[\text{H}_2\text{O}]}{dt}$$

$$\left(\frac{d[\text{SO}_3]}{dt} = -k_c [\text{SO}_3][(\text{H}_2\text{O})_2] + k_b [\text{HOSO}_2][\text{O}_2] \right)$$

$$v_d = - \frac{d[\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}]}{dt} = \frac{d[\text{H}_2\text{SO}_4]}{dt}$$



$$v = - \frac{dc_{\text{SO}_2}}{dt} = - \frac{dc_{\text{OH}}}{dt} = \frac{dc_{\text{HOSO}_2}}{dt} \neq \frac{dc_{\text{M}}}{dt}$$



$$v = - \frac{dc_{\text{HOSO}_2}}{dt} = \frac{dc_{\text{SO}_2}}{dt} = \frac{dc_{\text{OH}}}{dt}$$



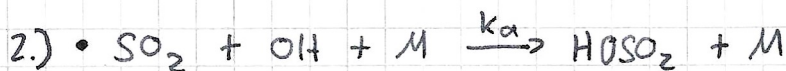
$$v = - \frac{dc_{\text{HOSO}_2}}{dt} = - \frac{dc_{\text{O}_2}}{dt} = \frac{dc_{\text{SO}_3}}{dt} = \frac{dc_{\text{O}_2\text{H}}}{dt}$$



$$v = - \frac{dc_{\text{SO}_3}}{dt} = - \frac{dc_{(\text{H}_2\text{O})_2}}{dt} = \frac{dc_{\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}}{dt} = \frac{dc_{\text{H}_2\text{O}}}{dt}$$



$$v = - \frac{dc_{\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}}{dt} = \frac{dc_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{dt}$$



x Bimolekular, weil Energie zwischenspeicherbar in HOSO_2 -Bindung, bevor Stosspartner kommt.
 , weil wesentlicher Schritt bimolek ist
 und M für Energieabfuhr da ist.

x Ordnungen: $\text{SO}_2, \text{OH}: 1$

M: 0-1

total: 2-3



x Unimolekular, weil wesentlich ist Zerfall von HOSO_2 ,
 nicht Anregung

(Mononuklear, wenn nicht mal Anregung nötig)
 ↳ z.B. radioaktiver Zerfall

x Ordnungen: $\text{HOSO}_2: 1$
 M: 0-1 } total: 1-2

Rest: Molekularität: Bimolekular

Ordnung: für alle Edukte = 1 und total = 2

3.) Note: Alle Gesetze hier sind von der Form

$$v = k \cdot c_1 \cdot c_2 \quad \text{außer (1.a) mit } k = k_1 c_M^m$$

für (1.a) und (1d): $v = k \cdot c$

$$\dim(k) = \frac{1}{\text{Zeit}} \quad [k] = \frac{1}{s}$$

für den Rest: $v = k \cdot c_1 \cdot c_2$

$$\dim(k) = \frac{1}{\text{Konz.} \cdot \text{Zeit}} \quad [k] = \frac{1}{s} \cdot \frac{L}{\text{mol}}$$

4.) 1.) QS Stoffe aufschreiben und null setzen:

$$\textcircled{1} \quad \frac{dc_{\text{HOSO}_2}}{dt} = k'_a c_{\text{SO}_2} c_{\text{OH}} - k'_{-a} c_{\text{HOSO}_2} - k_b c_{\text{HOSO}_2} c_{\text{O}_2} \stackrel{\text{QS}}{=} 0 \quad \left| \begin{array}{l} k'_a = k_a c_M^m \\ k'_{-a} = k_{-a} c_M^m \end{array} \right.$$

$$\textcircled{2} \quad \frac{dc_{\text{SO}_3}}{dt} = k_b c_{\text{HOSO}_3} c_{\text{O}_2} - k_c c_{\text{SO}_3} c_{(\text{H}_2\text{O})_2} = 0$$

$$\textcircled{3} \quad \frac{dc_{\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}}{dt} = k_c c_{\text{SO}_3} c_{(\text{H}_2\text{O})_2} - k'_d c_{\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}} = 0 \quad k'_d = k_d c_{\text{H}_2\text{O}}^m$$

2.) Gleichung für gesuchten Stoff aufstellen:

$$\frac{dc_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{dt} = k'_d c_{\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}}$$

3.) einsetzen, einsetzen, ...

$$\textcircled{3} \Rightarrow k'_d c_{\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}} = k_c c_{\text{SO}_3} c_{(\text{H}_2\text{O})_2}$$

$$\textcircled{2} \Rightarrow k_b c_{\text{HOSO}_3} c_{\text{O}_2} = k_c c_{\text{SO}_3} c_{(\text{H}_2\text{O})_2}$$

$$\Rightarrow k'_d c_{\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}} = k_b c_{\text{HOSO}_3} c_{\text{O}_2}$$

$$\textcircled{1} \quad k'_a c_{\text{SO}_2} c_{\text{OH}} - k'_{-a} c_{\text{HOSO}_2} = k_b c_{\text{HOSO}_3} c_{\text{O}_2}$$

$$\Rightarrow k'_d c_{\text{SO}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}} = k'_a c_{\text{SO}_2} c_{\text{OH}} - k'_{-a} c_{\text{HOSO}_2}$$

$$\Rightarrow \left(\frac{dc_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{dt} = k'_a c_{\text{SO}_2} c_{\text{OH}} - k'_{-a} c_{\text{HOSO}_2} \right) \quad \text{merde}$$

$$\textcircled{1} \Rightarrow c_{\text{HOSO}_2} = \frac{k'_a c_{\text{SO}_2} c_{\text{OH}}}{k_b c_{\text{O}_2} + k'_{-a}}$$

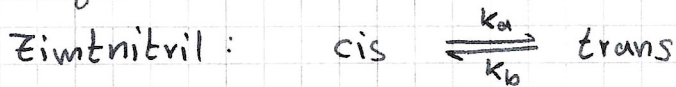
$$c_{\text{HOSO}_2} (-k_b c_{\text{O}_2} - k'_{-a}) = -k'_a c_{\text{SO}_2} c_{\text{OH}}$$

$$c_{\text{HOSO}_2} = \frac{k'_a c_{\text{SO}_2} c_{\text{OH}}}{k_b c_{\text{O}_2} + k'_{-a}}$$

$$\textcircled{1} \text{ in } \textcircled{2}: k_b c_{\text{HOSO}_3} c_{\text{O}_2} = k_b \frac{k'_a c_{\text{SO}_2} c_{\text{OH}}}{k_b c_{\text{O}_2} + k'_{-a}} c_{\text{O}_2} = \frac{k'_a k_b c_{\text{SO}_2} c_{\text{OH}} c_{\text{O}_2}}{k_b c_{\text{O}_2} + k'_{-a}}$$

$$\Rightarrow \frac{d[\text{CH}_2\text{SO}_2]}{dt} = \frac{k_a k_b [\text{SO}_2] [\text{OH}][\text{O}_2]}{k_b [\text{O}_2] + k'_a}$$

Übung 4 (vom Semester), A2



- Berechne Relaxationszeit $\tau_R = \frac{1}{k_{\text{eff}}}$

Für solche Aufgaben ist folgende Def. wichtig

$$\Delta = \frac{1}{V_i} (c_i - c_i^{\text{eff}}) \quad | \text{Auslenkung aus dem GGW}$$

→ analog in anderen Kontexten: Umsatzvariable

$$X = \frac{1}{V_i} (c_i - c_i^0)$$

1.) Geschwindigkeitsgesetz aufschreiben

$$\frac{dc_{\text{cis}}}{dt} = -k_a c_{\text{cis}} + k_b c_{\text{trans}}$$

2.) Δ aufschreiben und einsetzen

$$\Delta = -(c_{\text{cis}} - c_{\text{cis}}^{\text{eq}}) = c_{\text{cis}}^{\text{eq}} - c_{\text{cis}} \rightarrow c_{\text{cis}} = c_{\text{cis}}^{\text{eq}} - \Delta$$

$$\Delta = +(c_{\text{trans}} - c_{\text{trans}}^{\text{eq}}) \rightarrow c_{\text{trans}} = \Delta + c_{\text{trans}}^{\text{eq}}$$

$$\frac{d(c_{\text{cis}}^{\text{eq}} - \Delta)}{dt} = -k_a (c_{\text{cis}}^{\text{eq}} - \Delta) + k_b (\Delta + c_{\text{trans}}^{\text{eq}})$$

$$\Rightarrow -\frac{d\Delta}{dt} = +k_a \Delta - k_a c_{\text{cis}}^{\text{eq}} + k_b \Delta + k_b c_{\text{trans}}^{\text{eq}}$$

$$-\frac{d\Delta}{dt} = (k_a + k_b) \Delta - \underbrace{k_a c_{\text{cis}}^{\text{eq}} + k_b c_{\text{trans}}^{\text{eq}}}_{\text{es muss sich bei } \Delta \text{ mit eq immer was streichen.}}$$

Reaktionsgeschw. der Hin- & Rückreakt. im Equilibrium, also gleich gross

$$\Rightarrow -\frac{d\Delta}{dt} = (k_a + k_b) \Delta$$

3.) DGL lösen

$$\Delta(t) = \Delta_0 e^{-(k_a + k_b)t}$$

$$k_{\text{eff}} = k_a + k_b$$

$$\rightarrow \tau_R = \frac{1}{k_a + k_b}$$