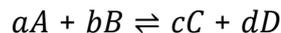


# Fachliche Hintergründe zur Reaktionsgeschwindigkeit

Jennifer Dachauer & Elisabeth Hofer

Universität Wien, AECC Chemie

Für eine allgemeine Reaktion



wird die Reaktionsgeschwindigkeit wie folgt angegeben:

$$-\frac{1}{a} \frac{dc(A)}{dt} = -\frac{1}{b} \frac{dc(B)}{dt} = \frac{1}{c} \frac{dc(C)}{dt} = \frac{1}{d} \frac{dc(D)}{dt}$$

Die Proportionalität der Konzentration der Edukte zur Reaktionsgeschwindigkeit ist im Geschwindigkeitsgesetz verdeutlicht.

Zu jeder Reaktion gibt es eine Geschwindigkeitskonstante  $k$ , welche charakteristisch für die jeweilige Reaktion ist. Während die Konzentration diesen Faktor nicht beeinflusst, hat die Temperatur eine Bedeutung für den Wert der Geschwindigkeitskonstante. Es ergibt sich folgendes Geschwindigkeitsgesetz:

$$v = k * c^a(A) * c^b(B)$$

Durch Summieren der Koeffizienten der Edukte, welche im Geschwindigkeitsgesetz als Exponenten der Konzentrationen der Edukte dargestellt sind, erhält man die Ordnung einer elementaren Reaktion. Messdaten der Reaktionsgeschwindigkeit können als Funktionen der Konzentration gegen die Zeit aufgetragen werden.

Die Reaktionsgeschwindigkeit lässt sich der Thematik des chemischen Gleichgewichts zuordnen. Der Begriff des Gleichgewichts ist in der Chemie allerdings nicht selbsterklärend. Entgegen der Vorstellung einer ausgeglichenen Balkenwaage ist das chemische Gleichgewicht durch die zeitliche Konstanz von Zustandsgrößen beschrieben. Das heißt, finden Hin- und Rückreaktion einer chemischen Reaktion gleich schnell statt, dann können die Geschwindigkeitsgesetze gleichgesetzt werden. Daraus ergibt sich das Massenwirkungsgesetz:

$$K = \frac{c^c(C) * c^d(D)}{c^a(A) * c^b(B)} = \frac{k_{Hin}}{k_{Rück}}$$

Im Gleichgewicht nimmt der Quotient mit der Gleichgewichtskonstante  $K$  dann einen konstanten Wert an, mit dessen Hilfe sich Aussagen über die Lage des Gleichgewichts treffen lassen. Ist  $K > 1$ , liegt das Gleichgewicht auf der Seite der Produkte, ist  $K < 1$ , liegt das Gleichgewicht auf der Seite der Edukte.

## Beeinflussung chemischer Reaktionen

### Einflussfaktoren auf die Reaktionsgeschwindigkeit

#### ▪ *Stoffmengenkonzentration:*

Je höher die Konzentration, desto höher ist der Anteil der Teilchen, die aufeinanderstoßen können. Damit es zu einer Reaktion kommt, ist eine passende Ausrichtung der Teilchen sowie ein Mindestmaß an kinetischer Energie, welches dem Betrag der Aktivierungsenergie zur Ausbildung des Übergangszustandes entspricht, notwendig. Führen Stöße tatsächlich zur Reaktion, spricht man von „effektiven Kollisionen“.

#### ▪ *Temperatur:*

Der Einfluss der Temperatur wird durch die Arrhenius-Gleichung

$$k = A * e^{\frac{-E_A}{RT}}$$

beschrieben. Im Allgemeinen lässt sich daher sagen, dass eine Erhöhung der Temperatur zur Erhöhung der Reaktionsgeschwindigkeit führt.

#### ▪ *Zerteilungsgrad der Reaktanden:*

Je höher der Zerteilungsgrad, desto leichter ist eine größere Menge an Teilchen für eine Reaktion zugänglich.

### Prinzip von Le Chatelier

#### ▪ *Stoffmengenkonzentration:*

Durch Erhöhung der Konzentration auf Seiten der Edukte versucht das System, diesem äußeren Einfluss auszuweichen, indem mehr Produkte erzeugt werden, um dem Überschuss an Edukten entgegenzuwirken. Dasselbe gilt, wenn Produkte permanent aus dem System entfernt werden. Dadurch liegt wiederum ein Überschuss an Edukten vor, dem durch Reaktion zu Produkten entgegengewirkt wird.

#### ▪ *Temperatur:*

Am Beispiel einer exothermen Reaktion, die Wärme vom System an die Umgebung abgibt, führt eine Temperaturerhöhung dazu, dass sich das Gleichgewicht auf die Seite der Edukte verschiebt. Das heißt, die endotherme Rückreaktion, welche Wärme aus der Umgebung aufnimmt, wird begünstigt.

### Literaturtipps

Atkins, P. W., & De Paula, J. (2008). *Kurzlehrbuch Physikalische Chemie*. Weinheim: WILEY-VCH Verlag GmbH & Co. KGaA.

Baur, J., Behrens, J., Brink, A., Demuth, R., Eisenhardt, C., Di Fuccia, D.-S., . . . Wlotzka, P. (2011). *Chemie im Kontext. Sekundarstufe 2*. (R. Demuth, I. Parchmann, & B. Ralle, Hrsg.) Berlin: Cornelsen Verlag.

Janiak, C., & Riedel, E. (2015). *Anorganische Chemie*. Berlin/Boston: Walter de Gruyter GmbH.

Mortimer, C. E., & Müller, U. (2003). *Chemie: Das Basiswissen der Chemie*. Stuttgart: Georg Thieme Verlag.