

Chemische Kinetik

0. Einführung & grundlegende Konzepte

TABLE 1.1 SOME BRANCHES OF SCIENCE TO WHICH KINETICS IS RELEVANT

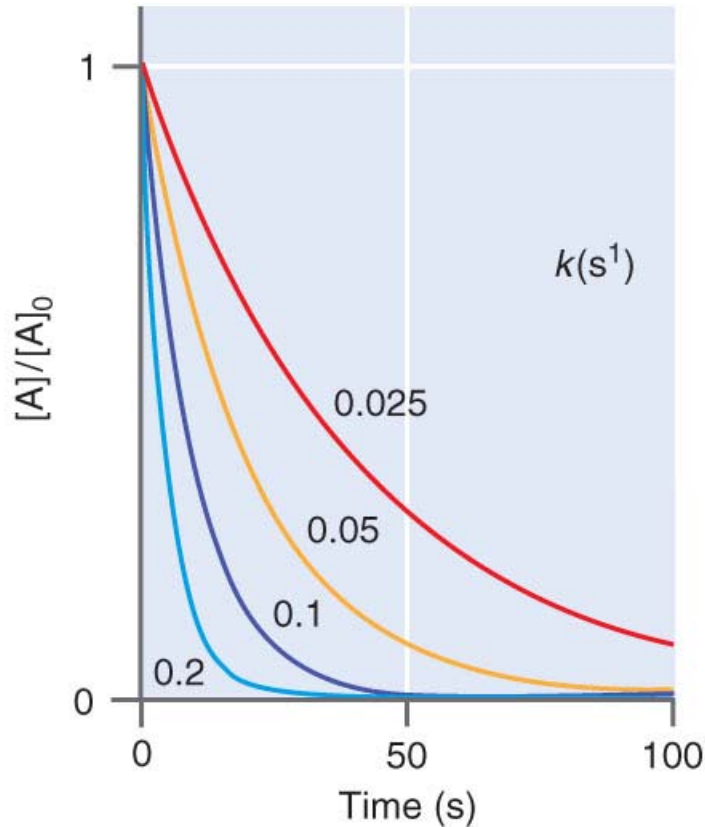
Branch	Applications of kinetics
Biology	Physiological processes (e.g., digestion and metabolism), bacterial growth
Chemical engineering	Reactor design
Electrochemistry	Electrode processes
Geology	Flow processes
Inorganic chemistry	Reaction mechanisms
Mechanical engineering	Physical metallurgy, crystal dislocation mobility
Organic chemistry	Reaction mechanisms
Pharmacology	Drug action
Physics	Viscosity, diffusion, nuclear processes
Psychology	Subjective time, memory

Laidler

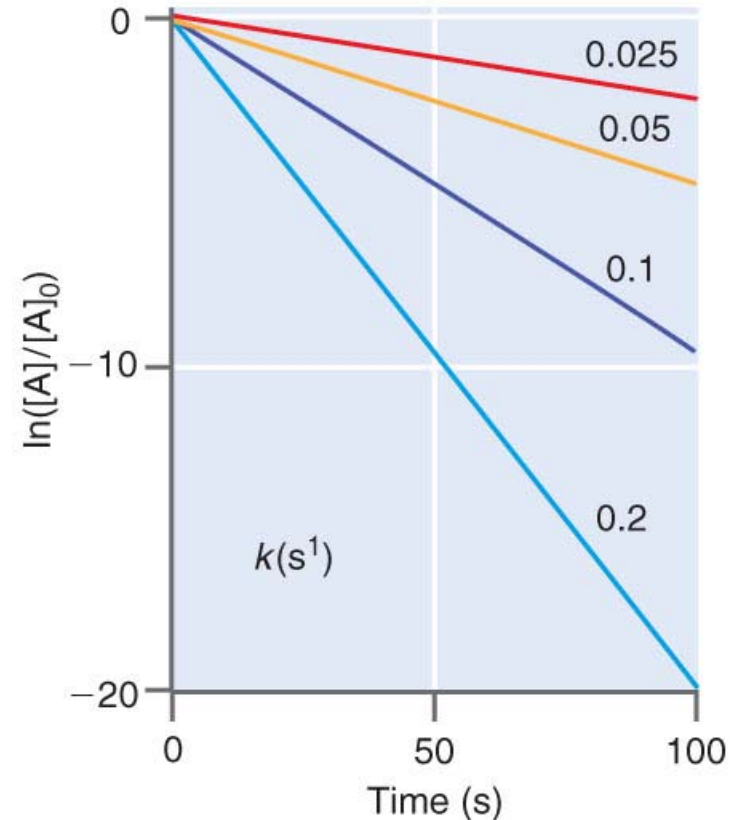
zentrale Punkte

- **Grundlegende Konzepte**
 - Reaktionsgeschwindigkeit
 - Reaktionslaufzahl
 - Geschwindigkeitsgesetz & Reaktionsordnung
 - Elementarschritte & Elementarreaktionen
- **Experimentelle Bestimmung des Geschwindigkeitsgesetzes**
 - Integration des Geschwindigkeitsgesetzes
 - Isolationsmethode
 - Methode der Halbwertszeiten
 - Methode der Anfangsgeschwindigkeiten

Experimentelle Bestimmung der Reaktionsgeschwindigkeit / Integration des Geschwindigkeitsgesetzes (Beispiel)



(a)



(b)

Experimentelle Bestimmung der Reaktionsgeschwindigkeit / Isolationsmethode (Beispiel)



$$-\frac{d}{dt}[A] = k[A]^\alpha[B]^\beta$$

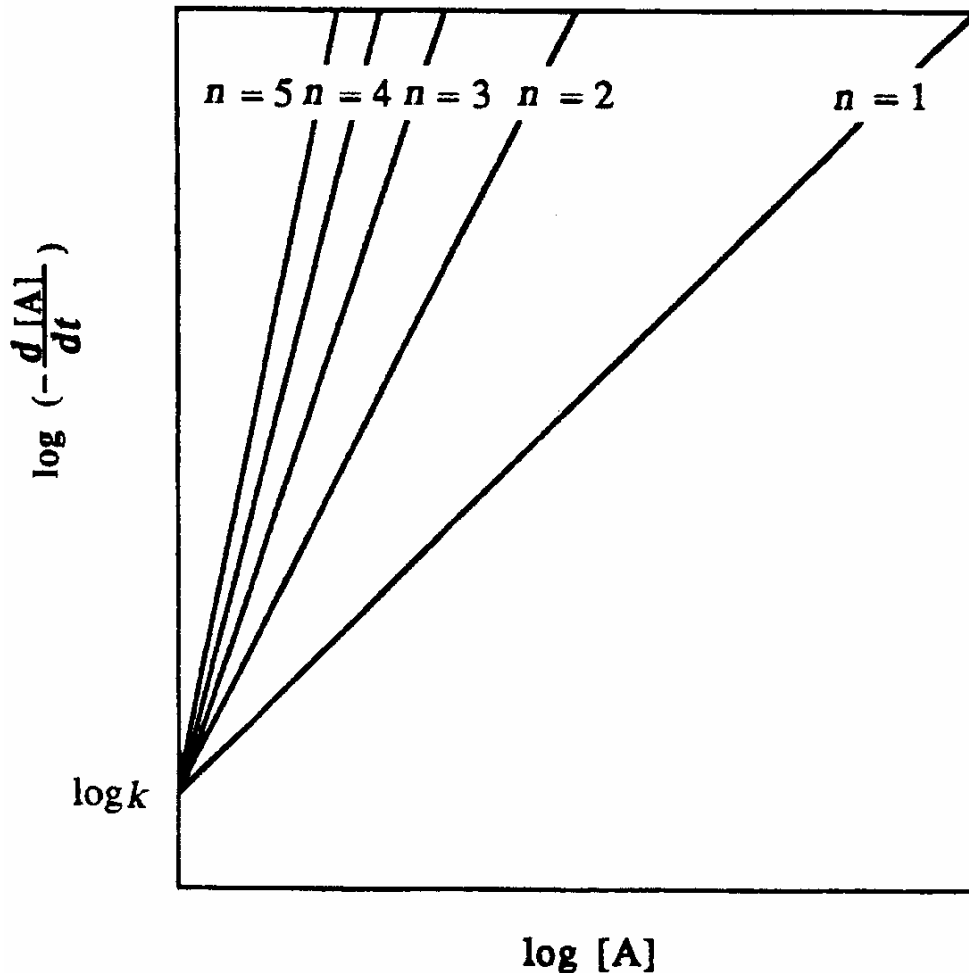
[A] = 0.01M, isoliert
[B] = 1.00M, Überschuss

$$= k'[A]^\alpha$$

[B] = 0.01M, isoliert
[A] = 1.00M, Überschuss

$$= k''[B]^\beta$$

Experimentelle Bestimmung der Reaktionsgeschwindigkeit / Isolationsmethode – Van't-Hoff Darstellung



Steinfeld / Francisco / Hase

Experimentelle Bestimmung der Reaktionsgeschwindigkeit / Methode der Halbwertszeiten (Beispiel)

$$t_{1/2} : [A]_{1/2} = \frac{1}{2}[A]_0$$

$$\underbrace{\ln \left(\frac{[A]_{1/2}}{[A]_0} \right)}_{\ln \left(\frac{1}{2} \right)} = -k t_{1/2}$$
$$\ln \left(\frac{1}{2} \right) = -\ln 2$$

$$t_{1/2} = \frac{\ln 2}{k} = \text{const.}$$

Experimentelle Bestimmung der Reaktionsgeschwindigkeit / Methode der Anfangsgeschwindigkeiten

Idee: $A + B \rightarrow C$

$$-\frac{d}{dt}[A]_0 = k[A]_0^\alpha [B]_0^\beta$$

$$\ln \left(-\frac{d}{dt}[A]_0 \right) = \ln k + \alpha \ln[A]_0 + \beta \ln[B]_0$$

↑
Durch Variation der Anfangskonzentrationen
lassen sich die verschiedenen
Reaktionsordnungen bestimmen

Experimentelle Bestimmung der Reaktionsgeschwindigkeit / Methode der Anfangsgeschwindigkeiten (Beispiel)



[A] variabel

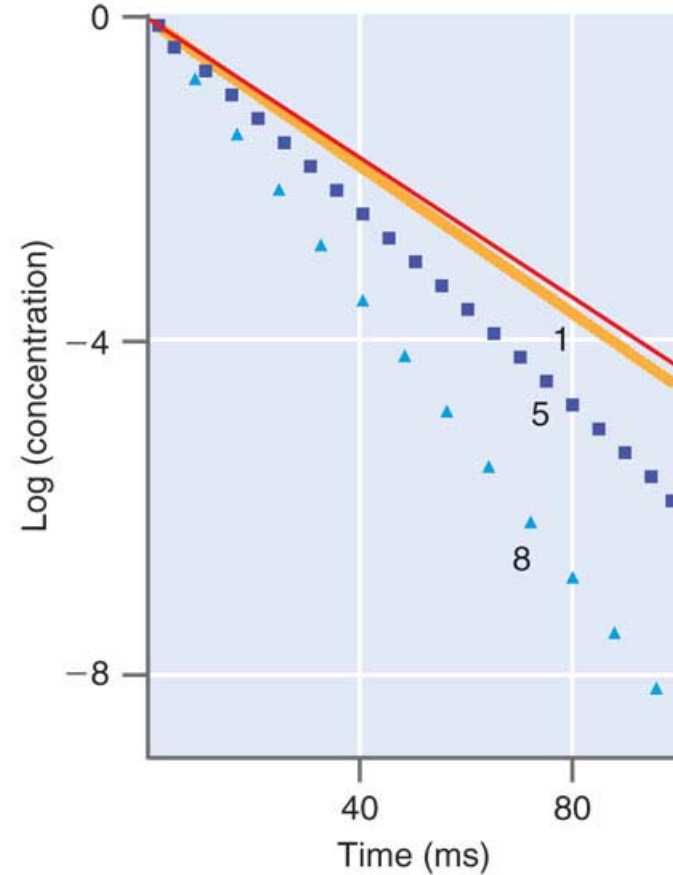
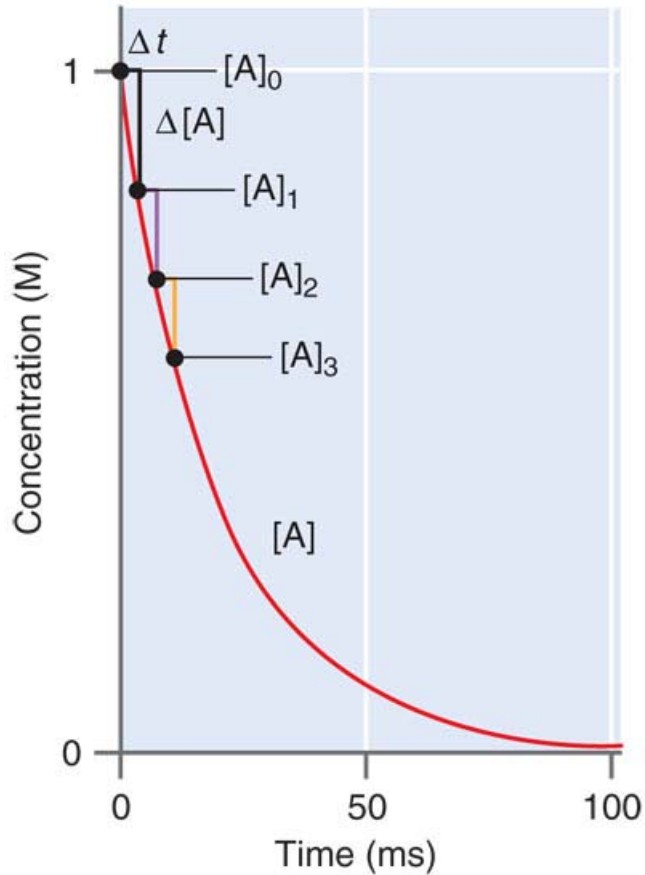
[B], k bleiben konstant

$$\frac{R_1}{R_2} = \frac{k[A]_1^\alpha [B]_0^\beta}{k[A]_2^\alpha [B]_0^\beta} = \left(\frac{[A]_1}{[A]_2} \right)^\alpha$$

$$\ln \left(\frac{R_1}{R_2} \right) = \alpha \ln \left(\frac{[A]_1}{[A]_2} \right)$$

↑
experimentelle Bestimmung

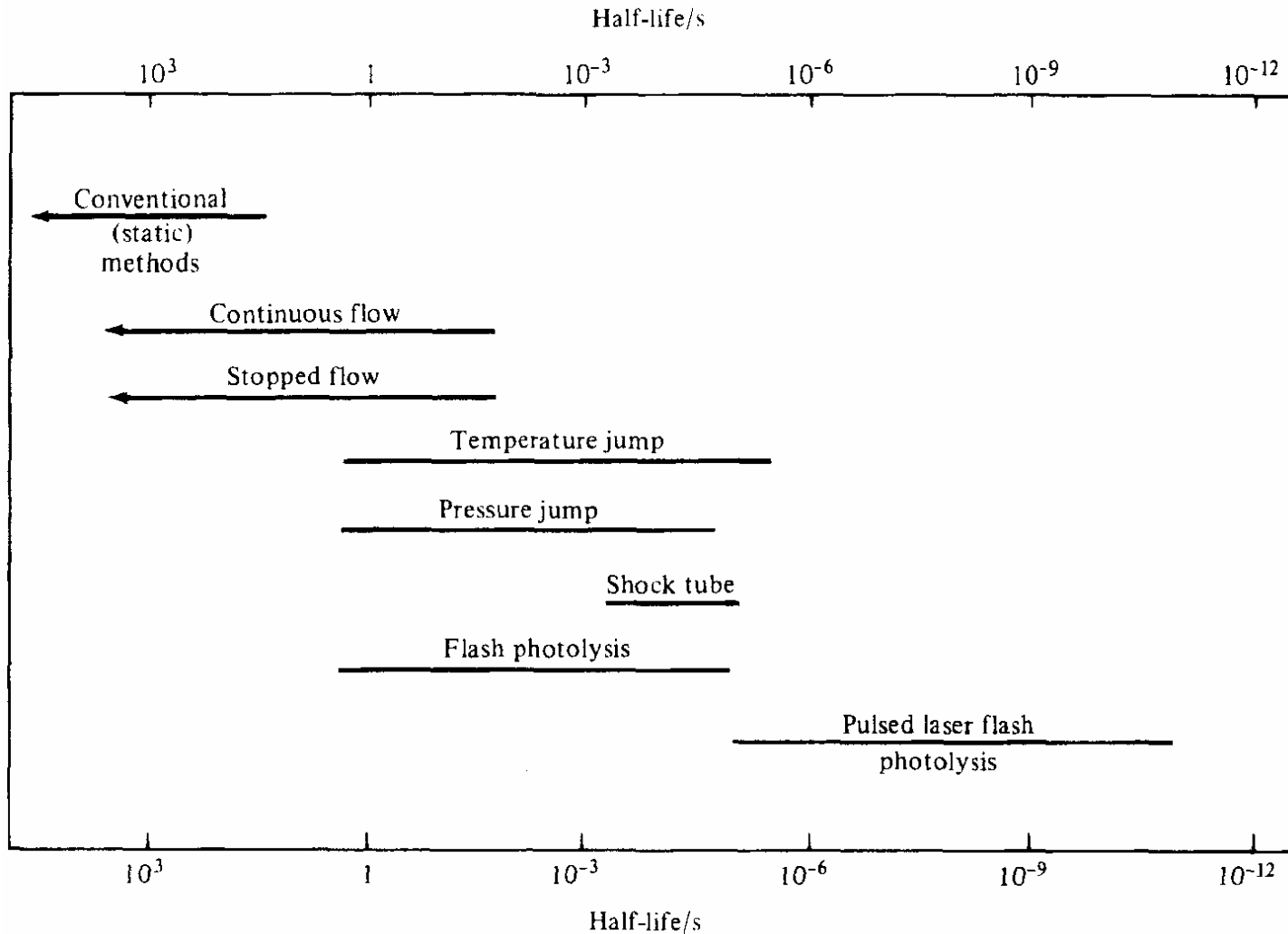
Experimentelle Bestimmung der Reaktionsgeschwindigkeit / Ausblick: Numerische Verfahren



Copyright © 2006 Pearson Education, Inc., publishing as Benjamin Cummings

Copyright © 2006 Pearson Education, Inc., publishing as Benjamin Cummings

Experimentelle Verfahren zur Bestimmung der Reaktionsgeschwindigkeit



Laidler

weiterführende Literatur

- Peter W. Atkins, Julio de Paula: *Physikalische Chemie*
Kapitel 22
- Thomas Engel, Philip Reid: *Physikalische Chemie*
Kapitel 36
- Gerd Wedler: *Lehrbuch der Physikalischen Chemie*
Kapitel 6
- Jeffrey I. Steinfeld, Joseph S. Francisco, William L. Hase:
Chemical Kinetics and Dynamics, chapter 1
- Keith L. Laidler: *Chemical Kinetics*
chapter 1,2

Ankündigung:

VL'en vom 18. 5. und 25. 5.

**fallen aus und werden im
Laufe des Semesters
nachgeholt**