

Lernzettel

Grundlagen der Reaktionschemie: Reaktionsklassen, Aktivierungsenergie und Reaktionsgeschwindigkeit

Universität: Technische Universität Berlin
Kurs/Modul: Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie
Erstellungsdatum: September 20, 2025



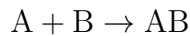
Zielorientierte Lerninhalte, kostenlos!
Entdecke zugeschnittene Materialien für deine Kurse:

<https://study.AllWeCanLearn.com>

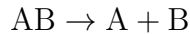
Einführung in die Allgemeine und Anorganische Chemie

Lernzettel: Grundlagen der Reaktionschemie**(1) Reaktionsklassen.**

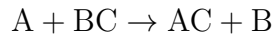
- Synthese (Kombination):



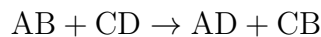
- Zersetzung:



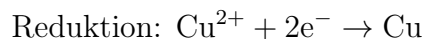
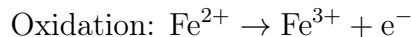
- Einfacher Austausch (Substitution):



- Doppelte Austausch (Metathese):



- Redoxreaktionen (Elektronenübertragung): allgemeine Form



Die Gesamtreaktion ergibt sich aus der Kombination der Teilreaktionen.

(2) Aktivierungsenergie.

- Definition: Die minimale Energie, die nötig ist, damit eine Reaktion verläuft (Übergangszustand).

- Arrhenius-Gleichung:

$$k = A \exp\left(-\frac{E_a}{RT}\right)$$

- Bedeutung: Je niedriger E_a , desto schneller verläuft die Reaktion bei gegebener Temperatur.
- Einfluss eines Katalysators: Senkt E_a und erhöht damit die Reaktionsgeschwindigkeit.

(3) Reaktionsgeschwindigkeit.

- Definition (allgemein):

$$v = -\frac{1}{a} \frac{d[A]}{dt} = \frac{1}{b} \frac{d[B]}{dt} = \dots$$

wobei $a, b, \dots$ die stöchiometrischen Koeffizienten der Reaktanden sind.

- Reaktionsratengesetz (allgemein für eine Stöchiometrie A und B):

$$r = k[A]^m[B]^n$$

- Ordnung einer Reaktion: Die Exponenten m, n sind die Reaktionsordnungen in Bezug auf $[A]$ bzw. $[B]$.
- Einheit der Reaktionsgeschwindigkeit:

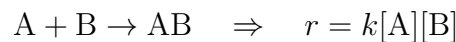
$$\text{mol L}^{-1} \text{s}^{-1}$$

(4) Einflussfaktoren auf die Reaktionsgeschwindigkeit.

- Temperatur: höhere Temperatur erhöht die Teilchenenergie und verringert E_a .
- Konzentrationen der Reaktanden: höhere Konzentrationen erhöhen die Kollisionshäufigkeit.
- Oberflächen- und Phasenanteil: größere Oberflächenfläche steigert die Reaktionsrate (z. B. Feststoffreaktionen).
- Katalysatoren: senken E_a ohne Verbrauch zu werden.
- Druck (bei Gasreaktionen): erhöhter Druck kann Konzentrationen erhöhen und damit die Rate beeinflussen.

(5) Modelle der Reaktionskinetik.

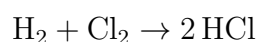
- Elementarreaktionen: Reaktionen, die in einem einzelnen Schritt ablaufen.



- Gesamtreaktion: Komposition mehrerer Schritte; die Gesamtordnung ergibt sich aus den relevanten Autonomen.
- Nullte Ordnung: $r = k$ (unabhängig von den Konzentrationen).
- Erste Ordnung: $r = k[A]$.
- Zweite Ordnung: z. B. $r = k[A]^2$ oder $r = k[A][B]$.

(6) Beispiele aus der Allgemein- und Anorganischen Chemie.

- Beispiel 1 (Belebung einer bimolekularen Reaktion): Gleichgewichtsgeschichte der Reaktion



Die Reaktionsgeschwindigkeit kann als

$$r = k[\text{H}_2][\text{Cl}_2]$$

beschrieben werden.

- Beispiel 2 (Zersetzung): Ammoniumnitrat-Verdünnung oder andere Zerfallsreaktionen können durch eine erste Ordnung beschrieben werden:

$$\frac{d[A]}{dt} = -k[A]$$

- Beispiel 3 (Katalyse): Ein typischer Katalysator senkt E_a und erhöht damit die Reaktionsrate bei gegebener Temperatur.

Zusammenfassung.

- Reaktionsklassen geben die Art der Umwandlung an (Synthese, Zersetzung, Substitution, Metathese, Redox).
- Aktivierungsenergie E_a bestimmt die Hürde, die Reaktion zu starten; Katalysatoren senken sie.
- Reaktionsgeschwindigkeit hängt von der Konzentration der Reaktanden, der Temperatur und der Reaktionsordnung ab.
- Verschiedene kinetische Modelle helfen, Vorhersagen über Reaktionsverläufe zu treffen.