

# Das chemische Gleichgewicht – ein Zustand, der auf Störungen reagiert

Ein Beitrag von Dr. Detlef Eckebrecht



© mtreasure/Stock/Getty Images Plus

Das Thema Chemisches Gleichgewicht setzt Kenntnisse in einigen Themenbereichen des Chemieunterrichts voraus. Grundlagen zum Thema Reaktionsgeschwindigkeit werden zu Beginn der 10. Klasse nur knapp reaktiviert. Das Verständnis von chemischen Gleichgewichten findet Anwendung bei den Themen pH-Wert und Säure-Base-Reaktionen ebenso wie für das Verstehen von Löslichkeitsgleichgewichten als chemische Grundlage von Leben. Auch bei diesen beiden Themengebieten sollten zumindest elementare Grundkenntnisse vorhanden sein. Das Thema Chemisches Gleichgewicht enthält ein paar Stolperfallen für die Entwicklung eines fachlich angemessenen Verständnisses bei Lernenden. In den Materialien dieses Beitrags werden mögliche Missverständnisse bewusst thematisiert, sodass sich die Schülerinnen und Schüler damit aktiv auseinandersetzen können.

# Das chemische Gleichgewicht – ein Zustand, der auf Störungen reagiert

Niveau: grundlegend und vertiefend

Klassenstufe: 12/13

Autor: Dr. Detlef Eckebrecht

Methodisch-didaktische Hinweise	1
M1: Von gegensätzlichen Reaktionen zum Gleichgewicht	3
M2: Reaktionsgeschwindigkeiten im chemischen Gleichgewicht	5
M3: Das Massenwirkungsgesetz	9
M4: Einflüsse auf das chemische Gleichgewicht	11
M5: Effiziente Nutzung von Gleichgewichtsreaktionen	15
Lösungen	19
Literatur	26

VORANSICHT

## Von gegensätzlichen Reaktionen zum Gleichgewicht

M1

Unter bestimmten Bedingungen laufen in einem System chemische Reaktionen ab, obwohl keine Veränderungen von Konzentrationen erkennbar sind. Dies wird verständlich, wenn man bedenkt, dass viele Reaktionen auch in entgegengesetzter Richtung ablaufen können.

### Umkehrbarkeit von Reaktionen



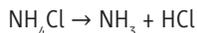
© Thomas Seilnacht

Bild 1: Am weißen Rauch erkennt man die Entstehung von Ammoniumchlorid-Kristallen aus den gasförmigen reagierenden Edukten

Stellt man offene Gefäße mit konzentrierter Ammoniaklösung und konzentrierter Salzsäure bei Raumtemperatur nahe zusammen, so entsteht ein weißer Rauch. Dabei handelt es sich um Ammoniumchlorid.



Erhitzt man das entstandene Ammoniumchlorid auf über 350 °C, so zerfällt es in Ammoniak und Chlorwasserstoff.



Das Beispiel zeigt, dass chemische Reaktionen umkehrbar sind. Die exotherme Bildung von Ammoniumchlorid läuft bei niedrigen Temperaturen ab, die endotherme Zersetzung bei hohen Temperaturen. Die Bildung bzw. Zersetzung von Ammoniumchlorid wird in diesem Fall bei sehr unterschiedlichen **Temperaturen** durchgeführt.

## Reaktionsgeschwindigkeiten im chemischen Gleichgewicht M2

Die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen ist definiert als die Änderung der **Konzentration** im **zeitlichen Verlauf**. Mithilfe von zwei Zeit-Konzentrationswertepaaren lässt sich die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit im jeweiligen Zeitintervall berechnen:

$$\bar{v} = -\frac{\Delta c}{\Delta t}$$

**Tip:** Von der mittleren Reaktionsgeschwindigkeit lässt sich durch eine Grenzwertbetrachtung die Momentangeschwindigkeit ableiten.

$$v = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \frac{\Delta c}{\Delta t} = \frac{dc}{dt}$$

Die Ergebnisse der beiden unter 1. beschriebenen Versuchsteile (Bildung und Hydrolyse eines Esters) lassen erkennen, dass sich nach einiger Zeit die Konzentrationen der Stoffe nicht mehr ändern, obwohl für die Reaktionen in beiden Richtungen noch Edukte vorliegen. Es gilt formal auf der *Stoffebene* für die erste Reaktion (**Hinreaktion**) und die zweite Reaktion (**Rückreaktion**):

$$\bar{v} = -\frac{\Delta c}{\Delta t} = 0$$

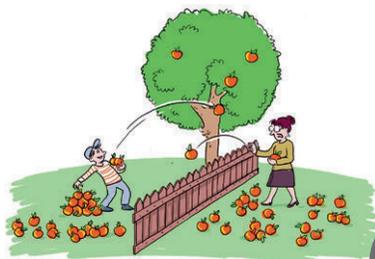
Der Zusammenhang zwischen Konzentration der beteiligten Stoffe und der Reaktionsgeschwindigkeit lässt sich in **Geschwindigkeitsgesetzen** beschreiben.

$$v_{\text{Hin}} = k_1 \cdot c(\text{HCOOH}) \cdot c(\text{CH}_3\text{OH})$$

$$v_{\text{Rück}} = k_2 \cdot c(\text{HCOOCH}_3) \cdot c(\text{H}_2\text{O})$$

Der in den Gleichungen enthaltene **Proportionalitätsfaktor k** wird **Geschwindigkeitskonstante** genannt. Sie enthält Konstanten und alle Variablen, die sich aus der Art der Teilchen und energetischen Aspekten der jeweiligen Reaktion ergeben. Daraus folgt, dass  $k_1$  für die Hinreaktion nicht gleich  $k_2$  für die Rückreaktion ist.

Start:



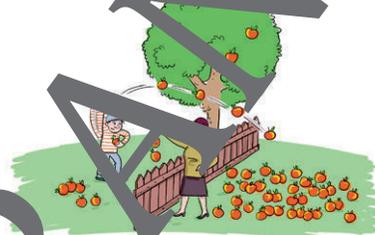
a)



b)



c)



Ende:



Bilder: Julia Lenzmann

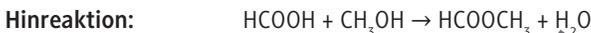
Bild 1: Modell zum chemischen Gleichgewicht

## Das Massenwirkungsgesetz

M3

Am Beispiel des Gleichgewichts aus der Bildung eines Esters aus den Ausgangsstoffen Methansäure und Methanol und der Hydrolyse des Reaktionsprodukts Methansäuremethylester soll die mathematische Beschreibung von **chemischen Gleichgewichten** dargestellt werden.

Folgende Reaktionen stehen im Gleichgewicht:



Befindet sich das System im chemischen Gleichgewicht, können die Gleichungen mit einem **Doppelpfeil** zusammengefasst werden:



Der Doppelpfeil steht für die gleiche Geschwindigkeit von Hin- und Rückreaktion, bedeutet jedoch nicht, dass **Edukte** und **Produkte** die gleichen Mengen oder Konzentrationen vorliegen. Auch die Geschwindigkeitsgesetze können in diesem Zustand zusammengefasst werden:

$$v_{\text{hin}} = v_{\text{rück}} = 0$$

$$k_1 \cdot c(\text{HCOOH}) \cdot c(\text{CH}_3\text{OH}) = k_2 \cdot c(\text{HCOOCH}_3) \cdot c(\text{H}_2\text{O})$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{c(\text{HCOOCH}_3) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}{c(\text{HCOOH}) \cdot c(\text{CH}_3\text{OH})}$$

bzw. mit zusammengefasster Konstante, der **Massenwirkungsgesetzkonstante K**:

$$K = \frac{c(\text{HCOOCH}_3) \cdot c(\text{H}_2\text{O})}{c(\text{HCOOH}) \cdot c(\text{CH}_3\text{OH})}$$

Die Koeffizienten der Reaktionsgleichung treten im Massenwirkungsgesetz als Exponenten der Konzentrationen auf. Im oben genannten Beispiel sind alle Koeffizienten 1. Die Einheit der Massenwirkungsgesetzkonstante ergibt sich aus der Betrachtung der Koeffizienten in der Reaktionsgleichung. In dem hier dargestellten Beispiel hat sie die Einheit 1.

# Sie wollen mehr für Ihr Fach?

## Bekommen Sie: Ganz einfach zum Download im RAABE Webshop.



✓ **Über 5.000 Unterrichtseinheiten**  
sofort zum Download verfügbar

✓ **Webinare und Videos**  
für Ihre fachliche und  
persönliche Weiterbildung

✓ **Attraktive Vergünstigungen**  
für Referendar:innen mit  
bis zu 15% Rabatt

✓ **Käuferschutz**  
mit Trusted Shops



Jetzt entdecken:  
**www.raabe.de**