

SCHOOL-SCOUT.DE

Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

Auszug aus:

Reaktionsgeschwindigkeiten - Einführung in die Kinetik von Reaktionen

Das komplette Material finden Sie hier:

School-Scout.de



II.F.22

Energetik – chemisches Gleichgewicht – Kinetik

Reaktionsgeschwindigkeiten – Einführung in die Kinetik von Reaktionen

Ein Beitrag von Dr. Detlef Eckebrecht



Foto: Dr. Detlef Eckebrecht

Oben: Manche chemischen Reaktionen, wie die Korrosion bei Metallen, verlaufen sehr langsam.

Schnecken bewegen sich langsam fort, Raketen fliegen schnell. Analog zum Geschwindigkeitsbegriff in der Mechanik kann man langsame Reaktionen wie das Durchrosten eines Metallgegenstandes und den extrem schnellen Reaktionsablauf bei einer Explosion unterscheiden. Diese Unterrichtseinheit führt Schülerinnen und Schüler zu einem Verständnis von Reaktionsgeschwindigkeit und klärt die Parameter, die Einfluss auf die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen haben. Die Anwendung der Stoßtheorie unterstützt sie bei der Entwicklung eines Verständnisses für die Zusammenhänge zwischen den Ursachen und ihren Wirkungen.

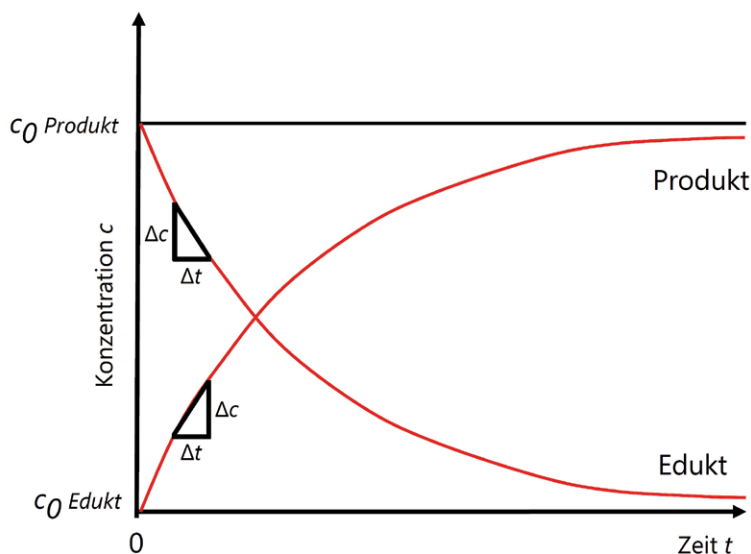
KOMPETENZPROFIL

Klassenstufe/Lernjahr:	12
Dauer:	7 Unterrichtsstunden
Kompetenzen:	Durchführung und Auswertung von Experimenten, grafische Darstellung von Messergebnissen, Nutzung von Modelldarstellungen zur Stoßtheorie, Zusammenarbeit in Gruppen
Thematische Bereiche:	Reaktionsgeschwindigkeit, mittlere Geschwindigkeit, momentane Geschwindigkeit, Reaktionen in heterogenen und homogenen Systemen, Stoßtheorie, Aktivierungsenergie
Medien:	Experimente, Arbeitsblätter, Modelle, Bilder, Hilfskarten
Zusatzmaterialien:	Anleitung zur Herstellung eines Teilchenmodells

Hintergrundwissen

Zu den für den Schulunterricht relevanten Teilgebieten der physikalischen Chemie gehört neben der Thermodynamik und der Elektrochemie die Kinetik oder Reaktionskinetik. Unter der Reaktionskinetik im engeren Sinne werden alle Aspekte des zeitlichen Ablaufs von Reaktionen zusammengefasst. Dieser Bereich wird auch als Mikrokinetik bezeichnet. Zur Reaktionskinetik im weiteren Sinne bzw. der Kinetik gehören zusätzlich die Themen Transportvorgänge und Oberflächenphänomene (z. B. Stoffabscheidungen an Oberflächen, Katalyse und Diffusion). Sie werden auch unter dem Begriff Makrokinetik zusammengefasst.

Thema dieser Unterrichtseinheit ist die Reaktionskinetik im engeren Sinne, also die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen und der Parameter, die sie beeinflussen. Von den makrokinetischen Aspekten werden Zerteilungsgrad und Katalyse behandelt. Die Reaktionsgeschwindigkeit gibt an, wie viele Teilchen pro Zeit bei einer chemischen Reaktion umgesetzt werden. Zur Messung der Reaktionsgeschwindigkeit kann der Verbrauch eines Edukts oder die Bildung eines Produkts herangezogen werden, indem die zeitliche Änderung der Masse, des Volumens oder der Konzentration eines beteiligten Stoffes gemessen wird. Über die Reaktionsgleichung können aus der zeitlichen Veränderung der gemessenen Größe bezüglich eines der Stoffe Rückschlüsse auf die Geschwindigkeiten der Reaktionen der anderen Stoffe gezogen werden. Grundsätzlich geht mit der Abnahme der Konzentration der Edukte eine Zunahme der Konzentration der Produkte einher.



Zur Ermittlung der Reaktionsgeschwindigkeit wird in der Regel eine Größe herangezogen, die einfach quantitativ bestimmt werden kann, wie z. B. das Volumen eines Gases, das bei der Reaktion entsteht. Die Angabe der Reaktionsgeschwindigkeit kann dann über den Quotienten $\frac{\Delta V}{\Delta t}$ erfolgen. Wird die Konzentrationsänderung eines Stoffes bestimmt, lautet der Quotient entsprechend $\frac{\Delta c}{\Delta t}$. Aus zwei Messungen in definiertem zeitlichem Abstand ergibt sich dann für die Produkte:

$$\bar{v} = \frac{c(t_2) - c(t_1)}{t_2 - t_1} = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

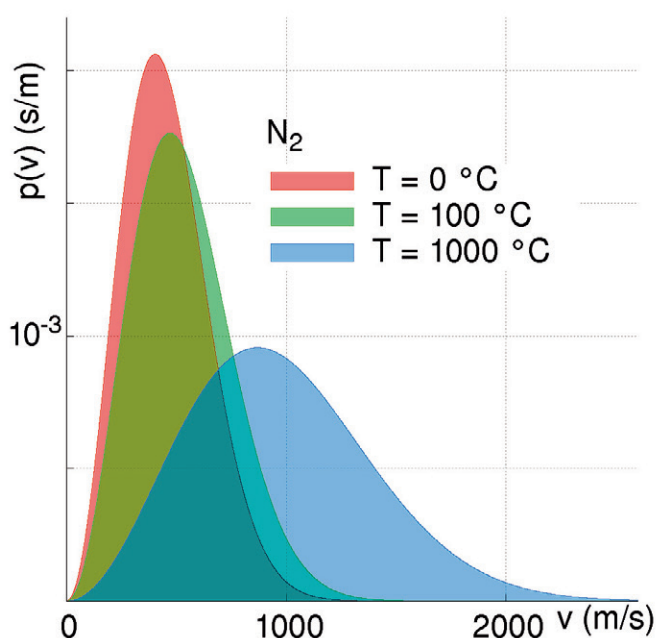
Für die Edukte wird das Vorzeichen geändert, damit v einen positiven Wert erhält: $\bar{v} = -\frac{\Delta c}{\Delta t}$

Bei diesen Angaben handelt es sich um die *mittlere Reaktionsgeschwindigkeit* im Zeitintervall $t_2 - t_1$. Die *momentane Reaktionsgeschwindigkeit* ist die Konzentrationsänderung für einen unendlich kleinen Zeitraum. Mathematisch erhält man sie durch die Bildung des Grenzwertes:

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

Im Konzentrations-Zeit-Diagramm entspricht die Steigung der Sekante zwischen zwei Kurvenpunkten der mittleren Reaktionsgeschwindigkeit, die Steigung der Tangente an einem Punkt der momentanen Reaktionsgeschwindigkeit.

In homogenen Systemen, also solchen ohne Phasengrenze, findet man eine Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von den Konzentrationen der Edukte, bei heterogenen Systemen mit Phasengrenze hängt die Reaktionsgeschwindigkeit von der Größe der Kontaktfläche zwischen den Phasen ab. Beides lässt sich mit der Kollisionstheorie (Stoßtheorie) erklären. Sie besagt, dass eine Reaktion nur dann stattfinden kann, wenn sich die Reaktionspartner treffen. Jedoch nicht jede Kollision führt zu einer Reaktion. Bei nicht kugelsymmetrischen Reaktionspartnern muss eine geeignete räumliche Orientierung bei der Kollision gegeben sein. Eine weitere wichtige Einschränkung besteht durch die für die Reaktion notwendige Aktivierungsenergie. Nur die Teilchen können reagieren, die genügend Energie in die Kollision mitbringen. Die Maxwell-Boltzmann-Verteilung beschreibt die Geschwindigkeitsverteilung von Teilchen eines idealen Gases bei einer bestimmten Temperatur und einem bestimmten Druck. Bei geringer Dichte und hoher Temperatur weichen die Werte für reale Gase nur wenig von den errechneten theoretischen ab. Die Berechnungen für verschiedene Temperaturen zeigen, dass der Anteil der Teilchen, die mindestens eine bestimmte Geschwindigkeit aufweisen, mit der Temperatur steigt. Aus der Geschwindigkeit und der Masse eines Teilchens ergibt sich dessen kinetische Energie.



© TDF/Wikimediacommens/CC0 1.0

Bild oben: Geschwindigkeitsverteilung in gasförmigem Stickstoff bei drei verschiedenen Temperaturen $p(v)$ ist ein Maß für den Anteil der Teilchen mit einer bestimmten Geschwindigkeit v .

Der Anteil der Teilchen mit einer Mindestgeschwindigkeit von 1000 m/s ergibt sich aus der Fläche unter der jeweiligen Kurve rechts von $x = 1000$ m/s. Er nimmt von $T = 0$ °C zu $T = 100$ °C etwas zu, von $T = 100$ °C zu $T = 1000$ °C sehr stark. Hieraus erklärt sich die auf Erfahrungswerte beruhende Reaktionsgeschwindigkeit-Temperatur-Regel (RGT-Regel), die besagt, dass die Reaktionsgeschwindigkeit bei einer Temperaturerhöhung um 10 °C auf etwa das Doppelte ansteigt. Diese Regel gilt bei Reaktionen in Lebewesen nur eingeschränkt. Der Steigerungsfaktor kann bei Enzymreaktionen zwischen 1,4 und 4 betragen, allerdings nur im physiologisch verträglichen Bereich zwischen der Gefrieretemperatur von Wasser und etwas über 40 °C.

Die Wirkung von Katalysatoren lässt sich ebenfalls mit der Maxwell-Boltzmann-Verteilung der Geschwindigkeiten von Teilchen erklären. Die verringerte notwendige Aktivierungsenergie bei katalysierten Reaktionen führt dazu, dass bereits Teilchen mit einer geringeren Geschwindigkeit zur Reaktion fähig sind. Im Bild oben wäre der Anteil der reaktionsfähigen Teilchen z. B. durch die Fläche rechts von 800 °C gegeben und damit größer als die Fläche rechts von 1000 °C.

Heterogene Systeme sind in der chemischen Industrie und in der Technik von großer Bedeutung. Bei solchen Reaktionen kann ein höherer Zerteilungsgrad des Feststoffs zu einer enormen Geschwindigkeitserhöhung führen. Ein anschauliches Beispiel ist Getreide. Bei der Mehlherstellung verläuft ein Brand im Getreidelager in der Regel unspektakulär, während eine Mehlstaubexplosion das ganze Werk zerstören kann. Bei der Verwendung von Katalysatoren ermöglicht das Aufbringen auf einen porösen Träger eine Vervielfachung der Kontaktfläche zu den Edukten der entsprechenden Reaktion und damit zu einer entsprechenden Erhöhung der Reaktionsgeschwindigkeit. Beim Abgaskatalysator im Auto mit Verbrennungsmotor wird ein Platin-Rhodium-Gemisch auf einen Keramikkörper mit zerklüfteter Oberfläche aufgebracht, der zusätzlich durch eine Zwischenschicht aus Aluminiumoxid die Oberfläche noch mal auf das 7000-Fache erhöht. So wird eine weitgehend vollständige Reaktion in der kurzen Zeit des Vorbeiströmens der Abgase erreicht.

Hinweise zur Didaktik und Methodik

Die Schülerinnen und Schüler verfügen über Alltagsvorstellungen zum zeitlichen Aspekt von chemischen Reaktionen. Meist erkennen sie besonders schnelle oder langsame Vorgänge, ohne sich mit den Vorgängen auf der Teilchenebene auseinanderzusetzen. Wenn sie z. B. das Emporschießen einer Feuerwerksrakete an Silvester beobachten, sind das zischende Geräusch und die rasche Beschleunigung Hinweise auf eine Energiefreisetzung, die eine Folge von chemischen Reaktionen zwischen Komponenten des Treibsatzes sind. Vergleichbares gilt für den Knall und die Leuchterscheinung Sekunden später in der Höhe. Im Unterricht zu den verschiedenen Teilaspekten der Reaktionskinetik sind solche Experimente und theoretisch behandelte Beispiele von Vorteil, zu denen die Schülerinnen und Schüler auf der Stoffebene Erfahrungen haben oder die Anschauung unmittelbar verständlich ist. So kann die Bildung eines Gases im zeitlichen Verlauf anschaulich mit Geschwindigkeit assoziiert werden wie bei der Silvesterrakete.

Beim Übergang von der mittleren Geschwindigkeit in einem Zeitintervall zur momentanen Geschwindigkeit muss Rücksicht auf die mathematischen Vorkenntnisse der Schülerinnen und Schüler genommen werden. Der Übergang von $\frac{\Delta c}{\Delta t}$ zu $\frac{dc}{dt}$ kann gegebenenfalls rein anschaulich über ein extrem kurzes Zeitintervall erfolgen, ohne den Limes einzuführen oder zu verwenden.

Auf einen Blick


Ab = Arbeitsblatt Sv = Schülerversuch

1. Stunde

Thema: Ermittlung und Definition der mittleren Reaktionsgeschwindigkeit

Sv: Geschwindigkeit der Reaktion von Calciumcarbonat mit Salzsäure

Dauer: Vorbereitung: 5 min Durchführung: 15 min

Chemikalien: Marmor (granuliert)
 Salzsäure ($w = 5\%$) 

Geräte: Becherglas 100 ml
 Messzylinder 25 ml
 Waage (digital)
 Stoppuhr
 Glaswanne
 Schutzbrille



Die GBUs finden Sie auf der CD 76.

Entsorgung: Säurereste neutralisieren, neutrale Rückstände in den Abfluss

M 1 (Ab) Geschwindigkeit einer chemischen Reaktion

2. Stunde

Thema: Die Stoßtheorie

M 2 (Ab) Reaktionspartner treffen zusammen – die Stoßtheorie

M 3 (Ab) Anfertigen eines Modells zur Stoßtheorie

3. Stunde

Thema: Geschwindigkeitsgesetze, Reaktionsordnung und Stoßtheorie

M 4 (Ab) Geschwindigkeitsgesetz und Reaktionsordnung

4. Stunde

Thema: Reaktionsgeschwindigkeiten im Vergleich

M 5 (Ab) Zusammengesetzte Reaktionen

5. Stunde







- Thema:** Einflüsse von Aktivierungsenergie und Temperatur
- M 6** (Ab) Energieverteilung und Geschwindigkeitskonstante
- M 7** (Ab) Hilfekarten zu **M 6**

6. Stunde

Thema: Katalysatoren beschleunigen Reaktionen.

Sv: Katalysierte Umsetzung von Oxalsäure

Dauer: Vorbereitung: 5 min Durchführung: 15 min





- Chemikalien:**
- verdünnte Schwefelsäure ($w = 5\%$) 
 - Oxalsäurelösung ($w = 6\%$) 
 - Kaliumpermanganatlösung ($w = 0,6\%$) 
 - Mangan(II)-sulfat   
 - Eisennagel
 - Wasser, demineralisiert oder dest.

- Geräte:**
- Erlenmeyerkolben 300 ml
 - 2 Messzylinder 25 ml
 - Stoppuhr
 - Spatel
 - Schutzbrille

Entsorgung: Säurereste ggf. neutralisieren, neutrale Rückstände in den Sammelbehälter für Schwermetallabfälle

Sv: Katalytische Zerlegung von Wasserstoffperoxid

Dauer: Vorbereitung: 5 min Durchführung: 5 min

- Chemikalien:**
- Wasserstoffperoxidlösung ($w = 5\%$)  
 - Braunstein (Mangandioxid)  
 - Eisennagel
- Geräte:**
- Reagenzglasständer mit 3 Reagenzgläsern
 - Spatel
 - Glimmspan
 - Feuerzeug
 - Schutzbrille

- M 8** (Ab) Die Wirkung von Katalysatoren

7. Stunde

- Thema:** Lernzielkontrolle zum Thema Reaktionsgeschwindigkeit
- M 9** (Ab) Aufgaben zum Thema Reaktionsgeschwindigkeit



Die GBUs finden Sie auf der CD 76.



Die GBUs finden Sie auf der CD 76.

SCHOOL-SCOUT.DE

Unterrichtsmaterialien in digitaler und in gedruckter Form

Auszug aus:

Reaktionsgeschwindigkeiten - Einführung in die Kinetik von Reaktionen

Das komplette Material finden Sie hier:

School-Scout.de



II.F.22
Energetik – chemisches Gleichgewicht – Kinetik
Reaktionsgeschwindigkeiten – Einführung in die Kinetik von Reaktionen
Ein Beitrag von Dr. Dorel Eckhardt



© 2014 IZL

Oben: Manche chemische Reaktionen, wie die Korrosion bei Metallen, verlaufen sehr langsam.
Schichten bewegen sich langsam fort, kaltes Regenwasser. Anstieg zum Geschwindigkeitstypus
In der Menschheit sind zwei langsame Reaktionen die von Faktoren eines Zeitgenossen
und den anderen schublen Reaktionslauf bei einer Explosion unterscheiden. Diese Unklarheiten
sind nicht erklärbar und stehen zu einem Verständnis von Reaktionsgeschwindigkeit mit dem
die Parameter, die Einfluss auf die Geschwindigkeit chemischer Reaktionen haben. Die Anwendung
der Stoffmenge ermöglicht es bei der Entwicklung eines Verständnis für die Zusammenhänge
zwischen den Ursachen und ihren Wirkungen.

KOMPETENZPROFIL:
Klassenstufe: 12
Dauer: 7 Unterrichtsstunden
Kompetenzen: Durchführung und Auswertung von Experimenten, grafische Dar-
stellung von Messergebnissen, Nutzung von Modellvorstellungen
zur Stoffmenge, Zusammenhänge in Gasen
Reaktionsgeschwindigkeit, mittlerer Geschwindigkeit, momentane
Geschwindigkeit, Reaktionsverläufe in homogenen
Systemen, Stoffmenge, Aktivierungsenergie
Materie: Experimente, Erklärungen, Modelle, Stoffe, Stoffmengen
Zusammenhänge: Anhebung zur Herstellung eines Bildes