

Die Reaktionsgeschwindigkeit

Die Reaktionsgeschwindigkeit ist definiert als Stoffumsatz pro Zeiteinheit. Sie ist abhängig von äußeren Faktoren wie der Temperatur. Entscheidend ist aber auch die Konzentration der an der chemischen Reaktion beteiligten Stoffe. Man kann sich diesen Umstand erklären, indem man annimmt, dass eine Reaktion immer dann stattfinden kann, wenn zwei Teilchen zusammenstoßen (Kollision).

Je höher die Konzentrationen der beteiligten Teilchen sind, desto größer ist die Wahrscheinlichkeit, dass es zu einem Zusammenstoß zwischen ihnen kommt. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist somit voraussichtlich proportional zu der Teilchenkonzentration.

Zudem wird sie abhängen vom Zerteilungsgrad und einem möglicherweise eingesetzten Katalysator.

7.1. Eine Brausetablette löst sich in Wasser

Definition der Reaktionsgeschwindigkeit

Um eine Vorstellung von der Reaktionsgeschwindigkeit zu bekommen wird eine Brausetablette in Wasser gelöst. Dabei entsteht Kohlendioxid, das entweicht. Legt man die gesamte Versuchsanordnung auf eine Waage, so kann man den Massenverlust im Verlauf der Zeit bestimmen.

Lösen einer „Vitamin“-Brausetablette in Wasser

Geräte:	Chemikalien:	Sicherheit:
• Getränkebecher (leicht) • Waage (auf 1 mg genau)	• Brausetablette (Multivitamin o.ä.) • Wasser	

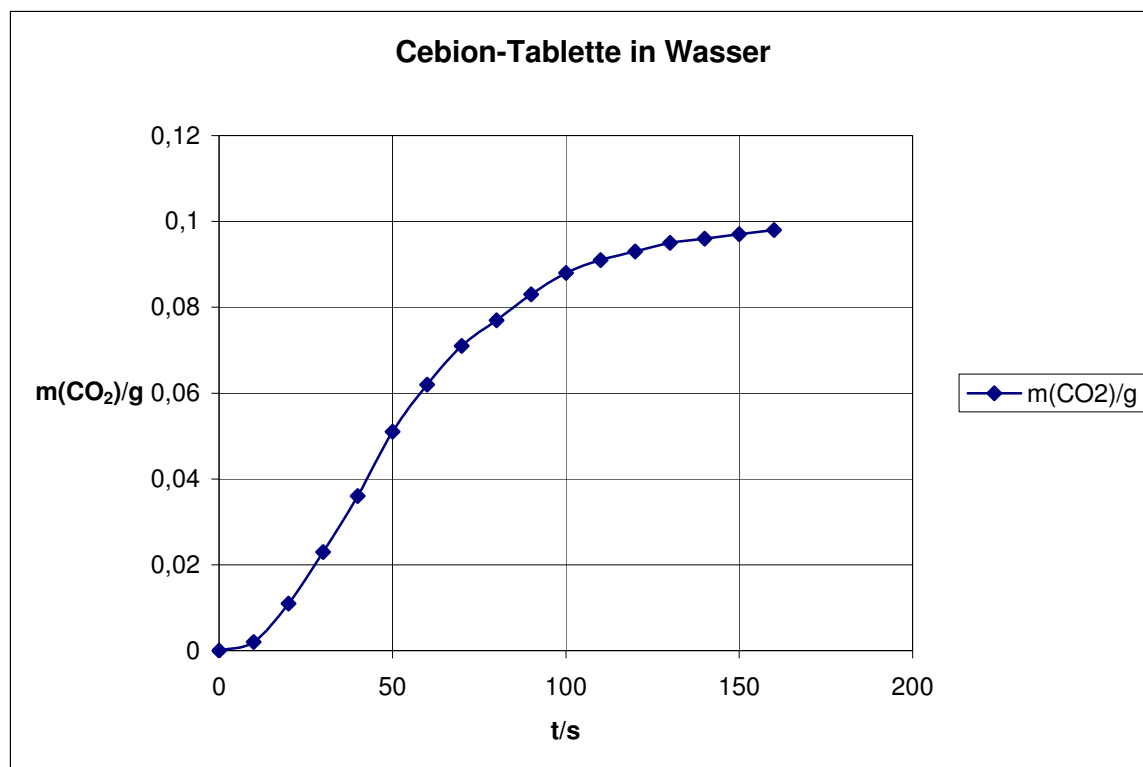
Durchführung:

Man stellt den mit ca. 50 mL Wasser gefüllten Getränkebecher auf die Waage und legt die Tablette daneben auf die Waagschale. Mittels der Tara-Taste wird die Anzeige auf Null gestellt. Mit Zugabe der Brausetablette wird die Uhr gestartet und die Massenabnahme alle 5 Sekunden notiert.

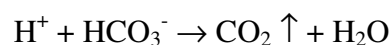
□ — Brauseta

Beobachtung: Es entwickelt sich Kohlendioxid, das entweicht. Der Massenverlust entspricht demnach der gebildeten Masse an Kohlendioxid.

Auswertung: In einem Diagramm wird die gebildete Masse an CO_2 gegen die Zeit aufgetragen.
(Die Tablette enthält NaHCO_3 und feste Säure. Bei Zugabe von Wasser bilden sich frei bewegliche H^+ -Ionen, die mit den HCO_3^- -Ionen zu CO_2 und H_2O reagieren)



Der zeitliche Verlauf der Massenabnahme von CO₂ lässt sich gut heranziehen, um die Reaktionsgeschwindigkeit zu definieren.



Die Masse an gebildetem CO₂ [$\Delta m(\text{CO}_2)$] in einem bestimmten Zeitintervall [Δt] wäre eine geeignetes Maß für die Reaktionsgeschwindigkeit (RG).

$$\text{RG} = \frac{\Delta m(\text{CO}_2)}{\Delta t}$$

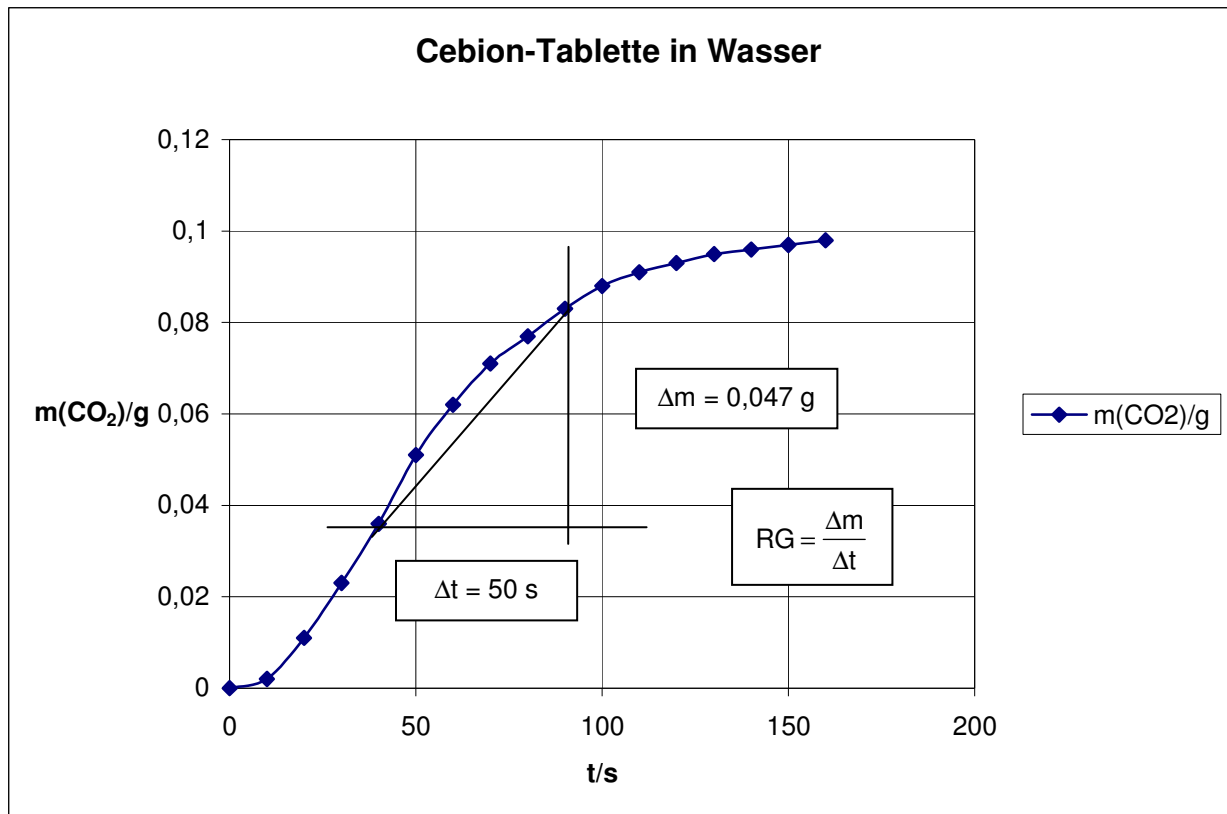
In der graphischen Auftragung findet sich dieser Quotient als Steigungsdreieck wieder (s. Abbildung). Der Quotient stellt die Steigung der Sekanten dar, ist also ein ungefähres Maß für die Reaktionsgeschwindigkeit in dem Intervall Δt . Um eine genauere Geschwindigkeit zu erhalten, muss man das Δt -Intervall immer kleiner werden lassen. Die Sekante geht dann in eine Tangente über und man erhält die **Momentangeschwindigkeit** als Steigung der Tangente.

In der Praxis ersetzt man die Massenänderung durch die Stoffmengenänderung Δn . Die Umrechnung geschieht mit:

$$\Delta n = \frac{\Delta m}{M} \quad (M = \text{Molare Masse})$$

Für die Reaktionsgeschwindigkeit gilt dann:

$$\text{RG} = \frac{\Delta n(\text{CO}_2)}{\Delta t}$$

**Beispiel:**

Die Reaktionsgeschwindigkeit im obigen Intervall beträgt:

$$\text{RG} = \frac{\Delta m(\text{CO}_2)}{\Delta t} = \frac{0,047 \text{ g}}{50 \text{ s}} = 9,4 \cdot 10^{-4} \frac{\text{g}}{\text{s}}$$

$$\text{RG} = \frac{\Delta n(\text{CO}_2)}{\Delta t} = \frac{\Delta m(\text{CO}_2)}{M(\text{CO}_2) \cdot \Delta t} = \frac{0,047 \text{ g}}{44 \frac{\text{g}}{\text{mol}} \cdot 50 \text{ s}} = 2,14 \cdot 10^{-5} \frac{\text{mol}}{\text{s}}$$

Übungsaufgabe:

Berechne die Momentangeschwindigkeiten für drei ausgewählte Punkte auf der Kurve.

Der Verlauf der Kurve zeigt deutlich, dass nach einer kurzen Anlaufphase die Reaktion mit einer großen Reaktionsgeschwindigkeit startet, die dann immer geringer wird. Dies ist auch verständlich, da die Zahl der Reaktionspartner mehr und mehr abnimmt. Es ist zu vermuten, dass eine Beziehung besteht zwischen der Zahl der Teilchen pro Volumen, d.h. der Konzentration der Reaktionspartner und der Reaktionsgeschwindigkeit. Dieser Zusammenhang soll im nächsten Experiment geklärt werden.

7.2. Reaktionsgeschwindigkeit und Konzentration

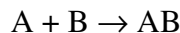
Die Erfahrung zeigt, dass die Reaktionsgeschwindigkeit konzentrationsabhängig ist.

Beispiele:

- Zink reagiert mit 0,1 m Schwefelsäure langsamer als mit 1 m Schwefelsäure.
- Eisenwolle verbrennt in Sauerstoff wesentlich schneller als in Luft

Die experimentell bestimmbareren Zusammenhänge zwischen den Reaktionsgeschwindigkeiten und den Konzentrationen der Reaktionspartner lassen sich zu **Geschwindigkeitsgesetzen** oder **Zeitgesetzen** chemischer Reaktionen zusammenfassen.

So können z.B. für die Reaktion



unterschiedliche Zusammenhänge bestehen.

1. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist proportional der Konzentration des Stoffes A:

$$v = k_1 \cdot c(A)$$

Der Proportionalitätsfaktor k_1 wird als **Geschwindigkeitskonstante** bezeichnet. Da die Konzentration in der 1. Potenz $c^1(A)$ erscheint, liegt eine Reaktion **1. Ordnung** vor.

2. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist sowohl der Konzentration des Stoffes A als auch der Konzentration des Stoffes B proportional:

$$v = k_2 \cdot c(A) \cdot c(B)$$

Es könnte auch sein, dass die Reaktionsgeschwindigkeit dem Quadrat der Konzentration eines Eduktes proportional ist:

$$v = k_3 \cdot c^2(A)$$

Da in beiden Fällen die Konzentrationen in der 2. Potenz erscheinen, spricht man von Reaktionen **2. Ordnung**.

3. Bei einigen Reaktionen hängt die Geschwindigkeit nicht von den Konzentrationen der Reaktionspartner ab, d.h. sie bleibt konstant:

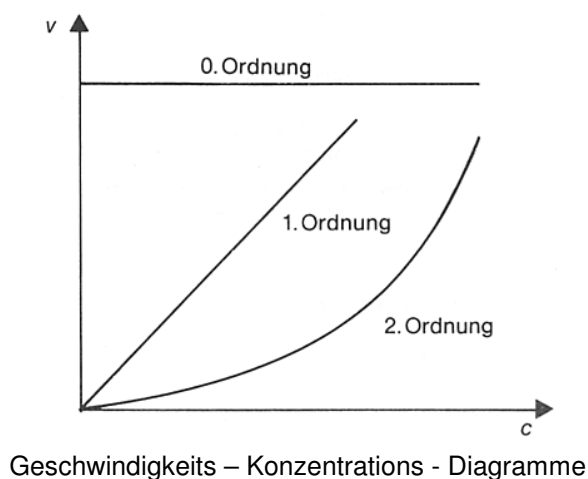
$$v = k_4$$

Hier liegt eine Reaktion **0. Ordnung** vor.

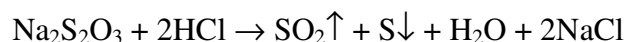
Das allgemeine Geschwindigkeitsgesetz für eine Reaktion mit den Edukten A und B lautet:

$$v = k \cdot c^m(A) \cdot c^n(B)$$

Die Summe der Exponenten m und n gibt die Reaktionsordnung an.



In einem Experiment soll geklärt werden, wie die Konzentrationsabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit zu bestimmen ist. Eine gut zu verfolgende Reaktion ist:



oder:



Natriumthiosulfatlösung wird mit Salzsäure angesäuert. Dabei fällt Schwefel aus, der den Lichtdurchfall behindert. Die Zeit wird bestimmt, bis man durch die Lösung nicht mehr hindurchsehen kann. Sie ist ein Maß für die Reaktionsgeschwindigkeit. Es wird nur die Thiosulfationenkonzentration verändert; die Salzsäurekonzentration bleibt gleich.

Abhängigkeit der RG von der Konzentration

Geräte: • 2 Messpipetten • 10 gleichartige Reagenzgläser • Papier mit schwarzem Kreuz • Becherglas 100 mL eng • Reagenzglasständer • Stoppuhr • Gummistopfen	Chemikalien: • Natriumthiosulfatlösungen c = 0,1 – 1 mol/L • Salzsäurelösung c = 0,1 mol/L	Sicherheit: 
---	--	--

Durchführung: Konstante Größen: $V(\text{S}_2\text{O}_3^{2-}) = 5 \text{ mL}$

$V(\text{HCl}) = 2 \text{ mL}$

$c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/L}$

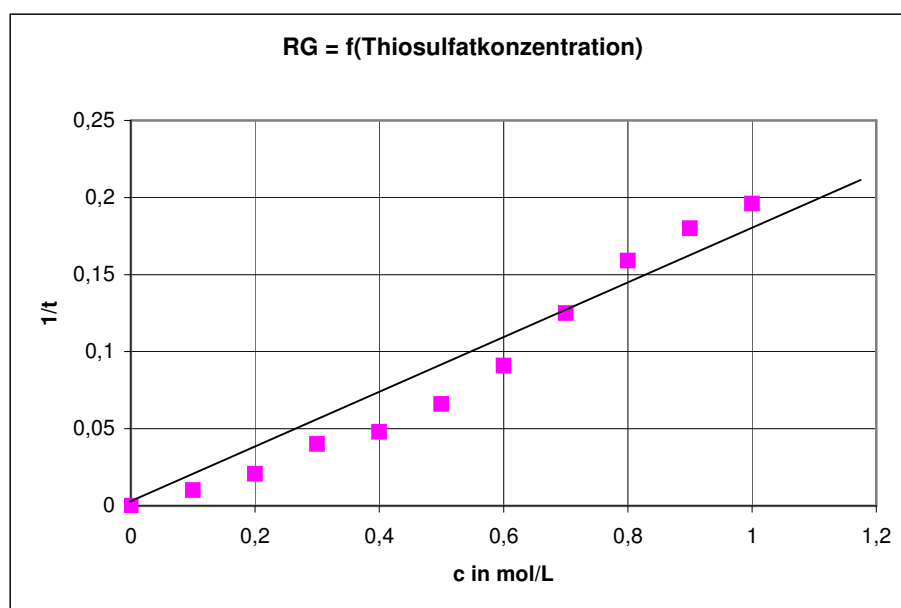
Geben Sie in 10 gleichartige Reagenzgläser mit Hilfe einer Pipette jeweils 5 ml der Thiosulfatlösung. Beginnen Sie mit der Lösung der geringsten Konzentration; Sie brauchen dann nicht zwischenzeitlich die Pipette zu spülen. Dazu geben Sie ebenfalls mit einer Messpipette 2 ml der Salzsäurelösung. Verschließen Sie das Rea-

genzglas zügig mit einem Stopfen und schütteln Sie einmal um. Starten Sie sofort mit der Zeitmessung. Das Ende der Messung ist erreicht, wenn Sie senkrecht durch das Reagenzglas blickend das schwarze Kreuz auf dem Papier nicht mehr erkennen können.

Messergebnisse:

Nr.	$[\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]$	t in s [Gruppe]						t_{Mittel} in s	$1/t$ in s^{-1}
		1	2	3	4	5	6		
1	0	∞	∞	∞	∞	∞	∞	∞	0
2	0,1	100	99	87	100	107	95	98	0,0102
3	0,2	50	49	40	48	50	50	48	0,0208
4	0,3	30	22	24	30	26	25	26	0,04
5	0,4	22	16	21	28	20	20	21	0,048
6	0,5	17	12	16	17	15	13	15	0,066
7	0,6	11	10	9	13	12	13	11	0,0909
8	0,7	9	6	7	9	7	10	8	0,124
9	0,8	7	5	6	6	6	8	6,3	0,159
10	0,9	7	4	5	6	7	4	5,5	0,18
11	1,0	5	3	6	6	8	3	5,1	0,196

Auswertung: Die Größe $1/t$ ist ein Maß für die Reaktionsgeschwindigkeit. Sie wird gegen die Thiosulfatkonzentration aufgetragen.

**Ergebnis:**

Die Reaktionsgeschwindigkeit ist proportional zur Konzentration an Thiosulfat.

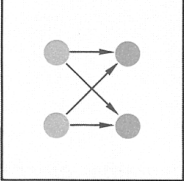
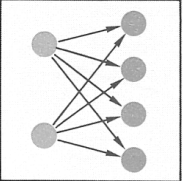
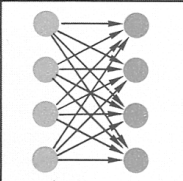
$$v = k \cdot [\text{S}_2\text{O}_3^{2-}]^1$$

D.h., die Reaktionsordnung ist bezüglich der Thiosulfationenkonzentration 1. Ordnung.

Um eine chemische Reaktion eingehen zu können, müssen die Teilchen miteinander reagierender Stoffe zusammenstoßen. Je größer die Zahl der in einem bestimmten Volumen vorhandener Teilchen ist, desto größer wird auch die Zahl der Zusammenstöße. Auch wenn nicht bei

jedem Teilchenzusammenstoß wirklich eine chemische Reaktion eintritt, wird die Geschwindigkeit der beobachteten Reaktion umso größer, je größer die molaren Konzentrationen der reagierenden Stoffe sind.

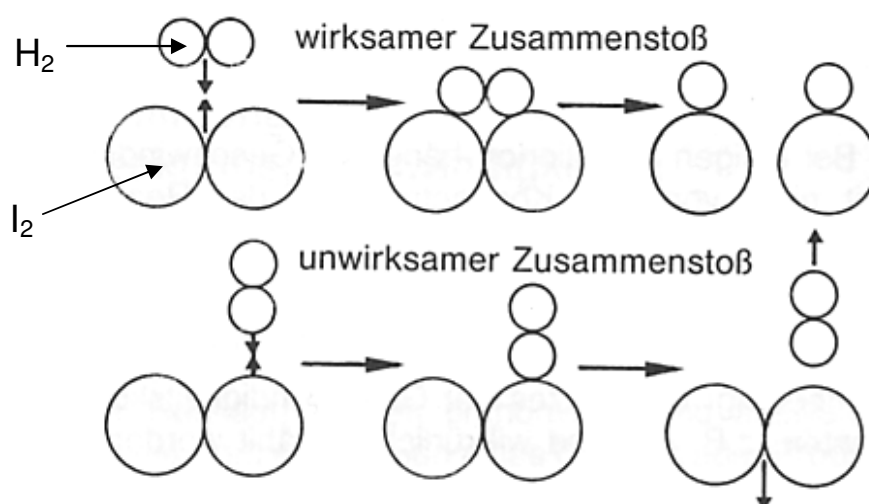
Die Reaktionsgeschwindigkeit wächst mit der Zunahme der molaren Konzentrationen der reagierenden Stoffe.

			
Konzentration	c_1	c_2	c_3
Wahrscheinlichkeit des Zusammenstoßes	$2 \cdot 2 = 2^2$	$2 \cdot 4 = 2^3$	$4 \cdot 4 = 4^2 = 2^4$
Reaktionsgeschwindigkeit	RG_1	RG_2	RG_3

Berechnungen der durchschnittlichen Stoßzahl ergeben, dass diese bereits bei Raumtemperatur so hoch ist, dass alle Reaktionen nahezu momentan ablaufen müssten, wenn jeder Zusammenstoß wirksam wäre.

Ein wesentlicher Grund, weshalb nicht jeder Zusammenstoß zum Erfolg führt, liegt darin, dass die Teilchen der reagierenden Stoffe nicht einfach zusammenstoßen, sondern mit der richtigen gegenseitigen Orientierung aufeinander treffen müssen.

Beispiel: Bildung von HI aus den Elementen: $H_2 + I_2 \rightarrow 2 HI$



Eine Reaktion erfolgt nur dann, wenn ein Iodmolekül in richtiger Orientierung auf ein Wasserstoffmolekül stößt.

7.3. Reaktionsgeschwindigkeit und Temperatur

Temperaturabhängigkeit der RG

Geräte: • Becherglas • 11 Reagenzgläser • Thermometer • Brenner • Dreifuß • Drahtnetz • Papier mit schwarzem Kreuz	Chemikalien: • $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$-Lösung ($c = 0,1 \text{ mol/L}$) (24,82 g auf 1000 mL) • HCl(aq) ($c = 0,1 \text{ mol/L}$) • dest. Wasser	Sicherheit: 
---	--	--

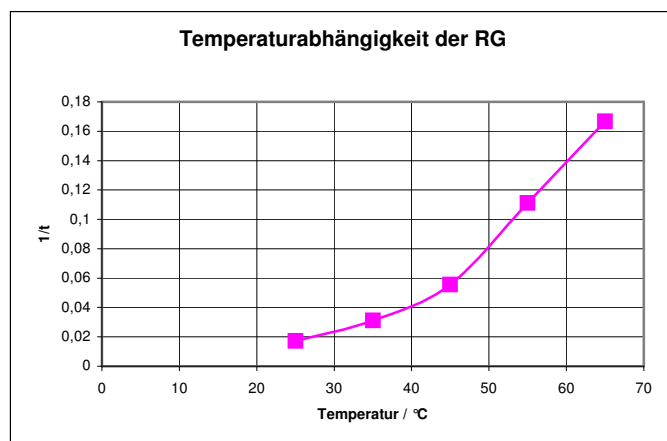
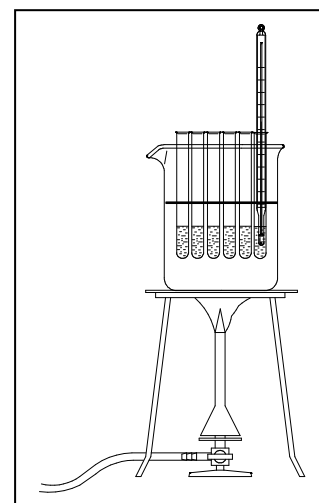
Durchführung: In einem Becherglas befinden sich 11 Reagenzgläser. Jeweils 5 mit der Thiosulfatlösung (5 mL) und Salzsäure (5 mL) in einem Wasserbad. Im elften befindet sich Wasser und das Thermometer. Man erhitzt auf 25 °C und nimmt ein RG mit der Thiosulfatlösung und eins mit der Salzsäure aus dem Wasserbad und gibt die Lösungen zusammen. Die Zeit, die verstreicht, bis man den Boden nicht mehr erkennen kann, wird bestimmt.

Die Temperatur wird in 10 °C-Schritten gesteigert und die Messwerte bei höheren Temperaturen aufgenommen (35 °C, 45 °C, 55 °C, 65 °C)

Reaktionsgleichung: $\text{S}_2\text{O}_3^{2-} + 2 \text{H}^+ \rightarrow \text{SO}_2 + \text{S}^- + \text{H}_2\text{O}$

Messwerte:

Nr.	$\vartheta / ^\circ\text{C}$	t in s [Gruppe]						t_{Mittel} in s	$1/t$ in s^{-1}
		1	2	3	4	5	6		
1	25	55	75	70	32	38	78	58	0,0172
2	35	39	33	30	28	25	38	32	0,0312
3	45	16	20	21	16	15	22	18	0,0555
4	55	9	11	11	9	8	11	9	0,1111
5	65	4,5	9	8	4,5	6	5	6	0,1666



Ergebnis:

Eine Temperatursteigerung um ca. 10 °C verdoppelt die Reaktionsgeschwindigkeit!
(Reaktionsgeschwindigkeits-Temperatur-Regel, RGT-Regel)

Deutung der Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit

Es ist eine allgemeine Erscheinung, dass chemische Reaktionen bei höherer Temperatur rascher verlaufen. Durch eine Temperatursteigerung von 10 °C wird die Geschwindigkeit einer Reaktion ungefähr verdoppelt. Diese Faustregel für die Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit nennt man die RGT-Regel (Reaktionsgeschwindigkeit-Temperaturregel).

Da in den Geschwindigkeitsgesetzen chemischer Reaktionen die Temperaturen nicht direkt erscheinen, müssen die Geschwindigkeitskonstanten k temperaturabhängig sein. Dieser Zusammenhang wurde bereits 1889 von **Arrhenius** experimentell ermittelt.

Arrhenius-Gleichung:	$k = A \cdot e^{-\frac{W_A}{RT}}$
	k = Geschwindigkeitskonstante
	A = Konstante (reaktionstypisch)
	e = 2,718 (Basis der natürlichen Logarithmen)
	W_A = Aktivierungsenergie
	R = universelle Gaskonstante [$R = 8,31 \frac{J}{mol \cdot K}$]
	T = absolute Temperatur in K

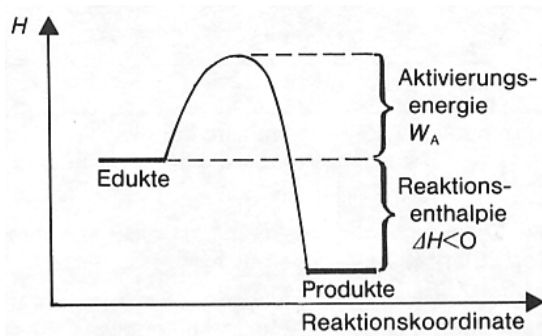
Es liegt nahe, zu vermuten, dass die bei höherer Temperatur größere Reaktionsgeschwindigkeit darauf zurückzuführen ist, dass als Folge der rascheren Teilchenbewegung Zusammenstöße zwischen verschiedenen Teilchen häufiger sind. Aber selbst bei einfachen Reaktionen - bei denen die Wahrscheinlichkeit "günstiger" Zusammenstöße sehr groß ist - ist die beobachtete Reaktionsgeschwindigkeit immer noch viel geringer, als nach der errechneten Zahl der Zusammenstöße erwartet werden könnte. Offenbar sind also nicht alle Teilchen einer Substanz gleich "reaktionsbereit", was daran liegen muss, dass nur solche Teilchen reagieren können, deren Energie einen bestimmten Mindestbetrag überschreitet.

Diese Energie ist als **Aktivierungsenergie** bekannt:

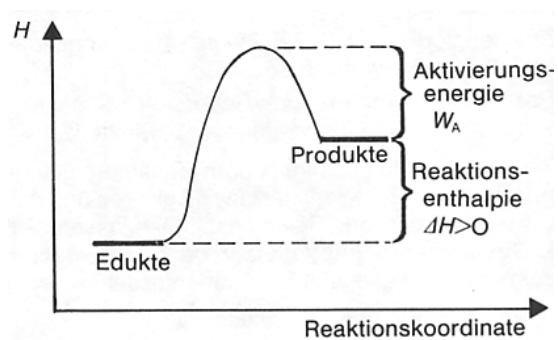
Die Aktivierungsenergie W_A ist die Energie, die aufgewendet werden muss, um Teilchen in einen reaktionsbereiten Zustand zu versetzen
--

Nur Reaktionspartner, deren Energie größer als die Aktivierungsenergie ist, können bei einem Zusammenstoß reagieren. Für die Bildung von Jodwasserstoff ist dies sofort ersichtlich: Nur wenn ein Zusammenstoß zweier Moleküle so heftig ist, dass sich die Elektronenhüllen durchdringen, können sich die Atome so stark nähern, dass neue Bindungen ausgebildet werden können.

Enthalpiediagramme¹ lassen die Aktivierungsenergie deutlich werden:

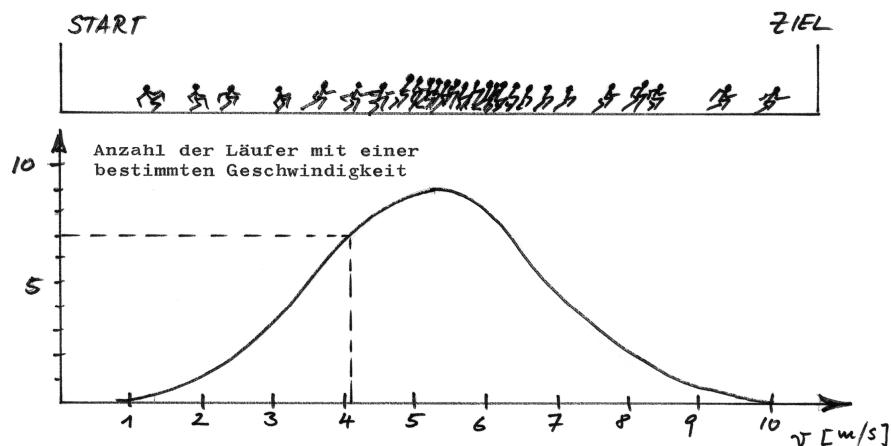


Enthalpiediagramm einer exothermen Reaktion



Enthalpiediagramm einer endothermen Reaktion

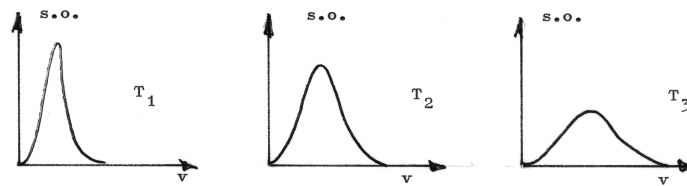
Die Aktivierungsenergie kann z.B. durch elektrische Funken, durch Bestrahlung mit Licht oder - am häufigsten – durch Erwärmen zugeführt werden. Da der Anteil der Teilchen, deren Energie einen gewissen durchschnittlichen Energiebetrag überschreitet, mit zunehmender Temperatur sehr stark wächst, besitzt bei höherer Temperatur eine größere Anzahl von Teilchen die für eine bestimmte Reaktion erforderliche Aktivierungsenergie, so dass sich mehr Teilchen pro Zeiteinheit miteinander umsetzen können und die betreffende Reaktion dann mit höherer Geschwindigkeit abläuft.



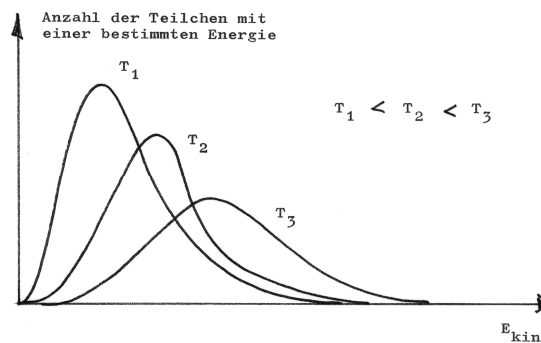
Die Geschwindigkeit frei beweglicher Teilchen in einem Gas oder in einer Flüssigkeit ist nicht einheitlich. Dies wird deutlich, wenn man sich Gasmoleküle mit gleicher Geschwindigkeit in einem abgeschlossenen Gasvolumen vorstellt. Im Laufe der Zeit wird dann durch Zusammenstöße die Geschwindigkeit einiger Teilchen verringert, anderer Teilchen jedoch erhöht. Die nunmehr resultierende Geschwindigkeitsverteilung ist in groben Zügen vergleichbar mit der von Langstreckenläufern am Ende eines Laufes.

In diesem Beispiel haben z.B. 7 Läufer die Geschwindigkeit 4,2 m/s. Um im Analogiebeispiel einen gleichmäßigen Kurvenverlauf zu erhalten, muss man von sehr vielen Läufern ausgehen, so dass alle möglichen Geschwindigkeiten auch tatsächlich registriert werden können. Die Fläche unter der Kurve entspricht dann der Gesamtzahl der Läufer bzw. der Teilchen. Eine Temperaturerhöhung bewirkt eine Steigerung der Geschwindigkeit der Teilchen. Im Analogiebeispiel "Langstreckenlauf" würde dies einer Steigerung der mittleren Geschwindigkeit eines Laufes entsprechen, das Feld der Läufer wird auseinandergezogen. Es ergeben sich Geschwindigkeitsverteilungen gemäß der Abbildung.

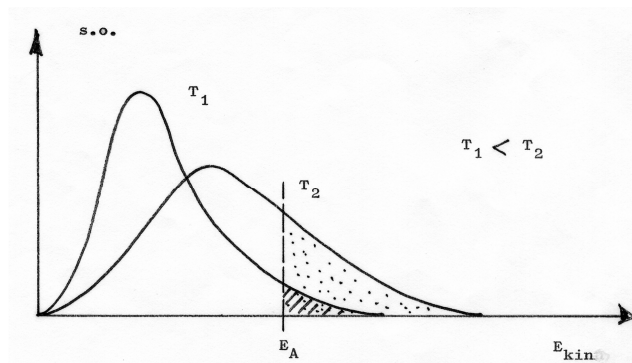
¹ Enthalpie = Reaktionswärme



Da die kinetische Energie (Bewegungsenergie) der Teilchen durch $E_{\text{kin}} = 1/2 m v^2$ gegeben ist, kann aus der Geschwindigkeitsverteilung auch die Energieverteilung der Teilchen bestimmt werden



Die Anzahl der Teilchen, deren Energie bei einer bestimmten Temperatur T größer ist als die Aktivierungsenergie E_A , ist durch die schraffierte Fläche unter dem Kurvenverlauf gegeben. Bei einer Temperaturerhöhung auf T wird diese Anzahl größer (gepunktete Fläche) und somit auch die Anzahl der wirksamen Zusammenstöße, was zu einer Steigerung der Reaktionsgeschwindigkeit führt.



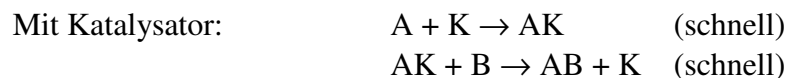
7.4. Katalysatoren

Katalysatoren sind Stoffe, die die Reaktionsgeschwindigkeit erhöhen und am Ende der Reaktion unverändert vorliegen.

Der Begriff stammt vom griechischen Wort *katalysis* = „Beseitigung eines Hindernisses“². Die Wirkung eines Katalysators (K) besteht darin, dass er mit einem Edukt (A) eine reaktive Zwischenverbindung (AK) bildet, die unter Freisetzung des Katalysators mit dem anderen Edukt (B) reagiert.

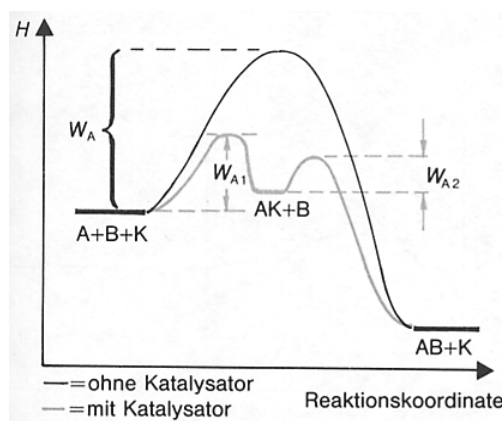
Ohne Katalysator: $A + B \rightarrow AB$ (langsam)

² s. Power-point-Präsentation von Olga Schmoor „Katalyse-comic“



Mit dem Katalysator laufen andere Reaktionen ab als ohne Katalysator. Sie führen allerdings zum gleichen Produkt.

Für die Bildung des Zwischenproduktes AK und seiner Reaktion mit B ist eine geringere Aktivierungsenergie erforderlich als für die direkte Vereinigung von A und B. D.h. die katalysierte Reaktion läuft schneller ab.



Merke:

Katalysatoren sind in der Lage, durch einen Reaktionsumweg die Aktivierungsenergie herabzusetzen und damit die Reaktionsgeschwindigkeit zu erhöhen. Dieser Vorgang heißt **Katalyse**.

heterogene Katalyse (H_2O_2 – Zersetzung mit Pt, MnO_2)

Geräte: • 3 Reagenzgläser • Reagenzglasständer • Brenner	Chemikalien: • Braunstein (MnO_2) (Xn) • Pt-Draht • Wasserstoffperoxidlösung (ca. 3%) • Holzspan	Sicherheit: X 
---	--	---

Durchführung: Man füllt die Reagenzgläser zu 1/3 mit der Wasserstoffperoxid-Lösung (H_2O_2). In das erste gibt man ein Körnchen Braunstein, in das zweite hält man den Platindraht, den man zuvor in der heißen Bunsenbrennerflamme ausgeglüht hat. Das dritte Reagenzglas dient zum Vergleich.

Beobachtung: In den ersten beiden Reagenzgläsern setzt eine Gasentwicklung ein. Das Gas lässt sich mit Hilfe der Spanprobe als Sauerstoff identifizieren.

Auswertung: $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$

Als Katalysatoren fungieren hier Platin bzw. Braunstein. An ihren Oberflächen zersetzt sich das Wasserstoffperoxid

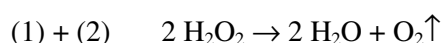
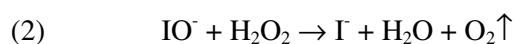
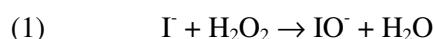
homogene Katalyse (H_2O_2 – Zersetzung mit KI)

Geräte: • 2 Reagenzgläser • Reagenzglasständer	Chemikalien: • Kaliumiodid-Lösung, gesättigt • Wasserstoffperoxidlösung (ca. 3%) • Holzspan	Sicherheit:  
---	--	---

Durchführung: Man füllt die Reagenzgläser zu 1/3 mit der Wasserstoffperoxid-Lösung (H_2O_2). In das erste gibt man einen Tropfen der gesättigten KI-Lösung. Das zweite Reagenzglas dient zum Vergleich.

Beobachtung: In dem ersten Reagenzgläsern setzt eine Gasentwicklung ein. Das Gas lässt sich mit Hilfe der Spanprobe als Sauerstoff identifizieren.

Auswertung: $2 \text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2\uparrow$ (Katalysator = KI-Lösung)



Hinweis: IO^- = Hypoiodid-Ion (leitet sich von der Hypoiodigen Säure HIO ab)

Während im ersten Versuch Platin bzw. Braunstein als Katalysatoren fungieren – beides Stoffe mit einer festen Oberfläche –, so ist es im zweiten Versuch das Iodid-Ion, das sich mit der Lösung gleichförmig vermischt.

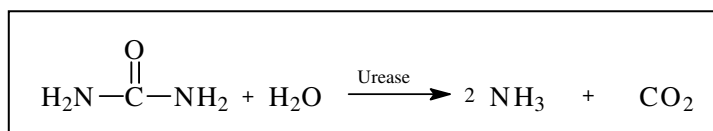
Im ersten Fall handelt es sich um eine **heterogene Katalyse**, bei der Edukte und Katalysator nicht in der gleichen Phase vorliegen, im zweiten Fall spricht man von einer **homogenen Katalyse**; hier bilden Edukte und Katalysator eine einheitliche homogene Phase

7.5. Enzyme - Katalysatoren der Natur

Enzyme sind Katalysatoren von außerordentlicher Effektivität. Sie haben die komplizierte Funktion, die Aktivierungsenergien sämtlicher Reaktionen in einer Zelle so abzusenken, dass die chemischen Vorgänge in einem ganz engen, relativ niedrigen Temperaturbereich, dem der Körpertemperatur, ablaufen können. Enzyme sind Eiweißstoffe, die hoch spezialisiert nur ganz bestimmte Reaktionen katalysieren; Hitze und zahlreiche Metallionen machen sie unwirksam.

Harnstoff stellt ein Abbauprodukt des tierischen und menschlichen Organismus dar und wird in gelöster Form im Urin ausgeschieden. Fügt man als Katalysator Urease, das als erstes kristallines Enzym aus Sojabohnen isoliert wurde, zu einer wässrigen Harnstofflösung, so zersetzt sich diese in Kohlenstoffdioxid und Ammoniak. Beide Produkte können leicht nachgewiesen werden.

Reaktion:



Die Wirkungsweise des Enzyms Urease

Geräte:	Chemikalien:	Sicherheit:
• Trichter • Filterpapier • Spatel • Reagenzgläser • Reagenzglashalter • Pipetten • Bunsenbrenner	• Urease, 3 %ige-Urease-Aufschwemmung, • 10 %ige Harnstoff-Lösung • Phenolphthalein-Lösung • Silbernitratlösung	

a) Nachweis der Produkte der Harnstoffspaltung:

In ein Reagenzglas gibt man einige ml der Harnstoff-Lösung, eine Spatelspitze Urease und fügt noch etwas der Indikatorlösung hinzu. Die nach einigen Minuten einsetzende Rotfärbung zeigt die Enzymwirkung.

b) Denaturierung und Vergiftung:

In 3 Reagenzgläser gibt man jeweils eine Spatelspitze Urease, ca. 3 ml dest. Wasser und einige Tropfen Phenolphthalein-Lösung. Reagenzglas 1 dient als Kontrolle. Die Lösung in Reagenzglas 2 wird kurz aufgeköcht, zu Reagenzglas 3 gibt man noch einige Tropfen der Silbernitratlösung. In jedes Reagenzglas wird nun ca. 3 ml der Harnstoff-Lösung zugegeben.

Ergebnis: Nur in Reagenzglas 1 zeigt sich die Enzymaktivität. Durch Hitze wird die Urease denaturiert und verliert ihre Wirkung; ebenso durch die Vergiftung mit Schwermetallsalzen.