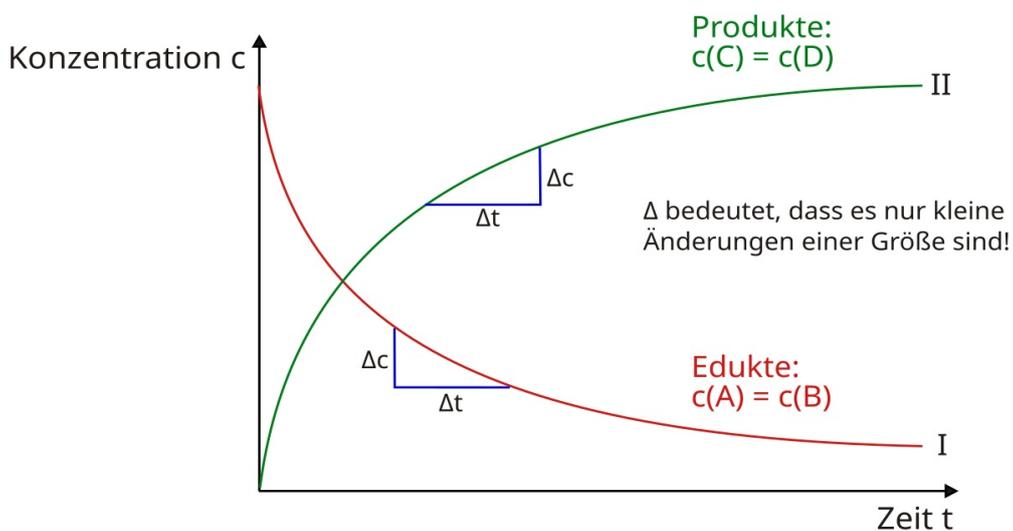


Kapitel 21: Physikalische Chemie II - Reaktionskinetik und Reaktionsgeschwindigkeit

Generelle Darstellung der Konzentrationsänderungen einer chemischen Reaktion nach dem Schema:
 $A + B \rightarrow C + D$

Inhalt

Kapitel 21: Physikalische Chemie II - Reaktionskinetik und Reaktionsgeschwindigkeit.....	1
Inhalt.....	2
Reaktionskinetik: Wie kann man die Reaktionsgeschwindigkeit messen?.....	4
Was ist die Reaktionsgeschwindigkeit?.....	4
Zum Vergleich: Geschwindigkeit und ihre Messung in der Physik:.....	5
Einführungsversuche: Messung der Zunahme des Volumens in Abhängigkeit von der Zeit.....	6
Generell gilt für die Reaktionsgeschwindigkeit:.....	8
Warum misst man nicht gleich die Konzentration?.....	9
Was sollte man messen - Edukte oder Produkte?.....	10
Schülerversuch: Untersuchung der Reaktion von Thiosulfationen mit Säure.....	11
Messung der Reaktionsgeschwindigkeit.....	13
Bestimmung der Reaktionsgeschwindigkeit grafisch:.....	13
Die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit.....	14
Die momentane Reaktionsgeschwindigkeit.....	15
Voraussetzungen für das Zustandekommen einer Reaktion - die Stoßtheorie (Kollisionstheorie).....	16
Die Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit.....	18
a) Einfluss des Verteilungsgrades auf die Reaktionsgeschwindigkeit.....	18
b) Einfluss der Temperatur auf die Reaktionsgeschwindigkeit.....	19
Die Reaktionsordnung.....	20
Reaktionsordnungen im Vergleich.....	21
Reaktionsordnungen im Vergleich: Der Sonderfall - Reaktionen nullter Ordnung.....	21
Reaktionsordnungen im Vergleich: Reaktionen erster Ordnung (monomolekulare Reaktionen).....	22
Beispiel Reaktionen erster Ordnung: Zerfall von Ethan durch Hitze:.....	22
Halbwertszeit (HWZ).....	22
Reaktionsordnungen im Vergleich: Reaktionen zweiter Ordnung (bimolekulare Reaktionen).....	23
Reaktionsordnungen im Vergleich: Reaktionen dritter Ordnung.....	24
Reaktion mit zwei Edukten (mit einem Edukt in doppelter Anzahl):.....	24
Reaktion mit drei Edukten.....	24
Zusammenfassung zur Reaktionsordnung.....	25
Grafische Auswertung.....	26
Für Profis:.....	27
Sonderfall Ammoniak-Synthese.....	28
Auswertung von Reaktionen 2. Ordnung.....	29
Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von Temperatur und Konzentration.....	29
Die Arrheniusgleichung.....	30
Wichtig: Die Kelvinskala.....	30
Berechnung der EA mithilfe der Arrheniusgleichung (nur LK).....	32
Zusammenfassung 1.....	33
Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration.....	33
Zusammenfassung: Reaktionen sind in ihrer Geschwindigkeit abhängig von:.....	33
Erklärung für die Temperaturabhängigkeit chemischer Reaktionen.....	35
Kinetische Energie in Abhängigkeit von der Temperatur - Maxwell-Boltzmann-Verteilung:.....	35
Aktivierungsenergie.....	36
Die Maxwell-Boltzmann Verteilung.....	37
Anwendungsbereiche für die RGT-Regel.....	37
Einfluss der Konzentration auf die Reaktionsgeschwindigkeit.....	38
Zusammenfassung 2.....	39
Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration.....	40
a) Die Landolt-Reaktion („Ioduhr“)......	40
Nachweis von Jod mittels Stärke (blaue Farbe).....	40
Nähere Betrachtung: Reaktionsdauer und Reaktionsgeschwindigkeit.....	41
b) Die Golduhr.....	43
RGT-Regel:.....	43
Reaktionsgeschwindigkeit und Katalysator.....	44
Versuch: Spaltung von Wasserstoffperoxid mithilfe von Braunstein.....	44
Autokatalyse:.....	44

Wirkungsweise von Katalysatoren.....	45
Zusatzinformationen:.....	45
Großtechnische Anwendung: Synthese von Ammoniak (das Haber-Bosch Verfahren).....	46
Übersicht über industrielle katalytische Verfahren.....	46
Biokatalysatoren.....	46
Wiederholungsversuch.....	47
Wiederholungsaufgaben zum Thema „Reaktionskinetik“.....	48

Reaktionskinetik: Wie kann man die Reaktionsgeschwindigkeit messen?

Möchte man nun Reaktionsgeschwindigkeiten messen, stellt sich die Frage, wie man das macht.

V: Verbrennen von Papier und beobachten. Was hat sich in dieser Zeit geändert? (Stoffmenge und Konzentration der Edukte und Produkte ändern sich)

Reaktionskinetik befasst sich mit der Geschwindigkeit von Reaktionen. Dabei misst man entweder die Abnahme der Edukte oder die Zunahme von Produkten gegen die Zeit.

Die Reaktionskinetik gehört als Thema in den Bereich der Thermodynamik, welche Bestandteil der physikalischen Chemie ist.

Aufgaben:

1. Erkläre/ definiere die folgenden Begriffe:

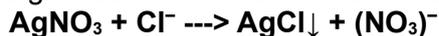
- Chemische Reaktion und ihre Erkennungsmerkmale
- Aktivierungsenergie und Reaktionsenergie (ab jetzt Reaktionsenthalpie genannt)
- Endotherme sowie exotherme Reaktionen sowie Energiediagramm
- Standard- und Normalbedingungen
- Reaktionsgeschwindigkeit
- Oxidation, Reduktion, Redoxreaktion
- angeregter Zustand sowie Lichtemission

Was ist die Reaktionsgeschwindigkeit?

Es gibt:

a) Reaktionen, die schnell ablaufen:

V: Fällungsreaktion von Silbernitrat mit Salzsäure

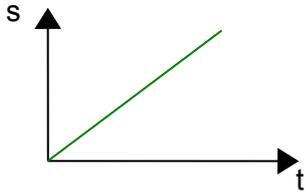


b) Reaktionen, die langsam ablaufen:

V: RG mit Thiosulfat und HCl (untergehende Sonne - in kleinem Becherglas mit Kreuz):

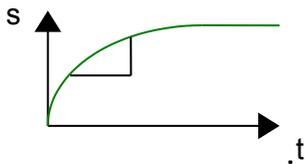


Die Reaktionsgeschwindigkeit chemischer Reaktionen ist u.a. von den chemischen Eigenschaften der Reaktionspartner abhängig.

Zum Vergleich: Geschwindigkeit und ihre Messung in der Physik:a) gleichförmige Bewegung:

Geschwindigkeit = Weg / Zeit
 $v = \Delta s / \Delta t$

Geradensteigung $m = \Delta y / \Delta x$

b) ungleichförmige Bewegung:

Δs verändert sich bei konstantem Δt !

Unterscheide:

$$\text{mittlere Geschwindigkeit} = v = \frac{\Delta s}{\Delta t}$$

$$\text{momentane Geschwindigkeit} = \lim_{(\Delta t \rightarrow 0)} \frac{\Delta s}{\Delta t} = \frac{ds}{dt}$$

In der **Chemie** haben wir es mit Reaktionen zu tun. Was könnte sich hier als messbares Zeichen für die Reaktionsgeschwindigkeit ändern?

Die Konzentrationsabnahme von Edukten bzw. die Konzentrationszunahme der Produkte eignen sich, um die Reaktionsgeschwindigkeit zu bestimmen. (Entstehen eines Produktes, Verschwinden eines Eduktes).

Ersatzweise kann bei Gasreaktionen auch die Zu- bzw. Abnahme des Volumens gemessen werden. (Bei Farbreaktionen kann der Trübungsgrad mithilfe eines Photometers gemessen werden.)

Gut geeignet sind:

- Reaktionen, bei denen ein Gas entsteht.
- Reaktionen mit Farbänderungen.

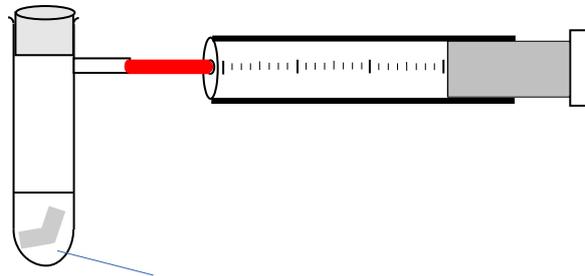
Grundsätzlich kann man die Reaktionsgeschwindigkeit über das „Entstehen“ der Produkte und das „Verschwinden“ der Edukte erfassen.

Einführungsversuche: Messung der Zunahme des Volumens in Abhängigkeit von der Zeit**V: Reaktion von Mg mit HCl¹:**

Reagenzglas mit seitlichem Ausgang (!) mit 10ml 2mol HCl und 3g Mg-Band (ca. 5cm) mit Schlauch und Kolbenprober.

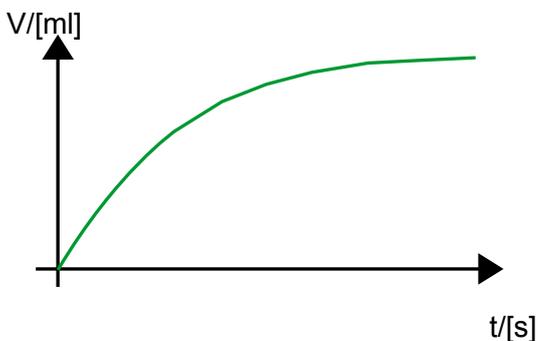
B:

Zeit t [s]	Volumen Vol [ml]
0	0
15	
30	
45	
...	



Mg + HCl

S: Die Gasentwicklung der Reaktion ist anfangs heftig, lässt aber nach.



$$v = \frac{\Delta V (\text{H}_2)}{\Delta t}$$

Unter der Reaktionsgeschwindigkeit versteht man die Änderung der Konzentration eines Reaktionsteilnehmers (Δc) in einer bestimmten Zeiteinheit (Δt) bei einer chemischen Reaktion.

Bei abnehmender Konzentration bekommt der Quotient ein negatives Vorzeichen.

(Die Reaktionsgeschwindigkeit v ist der Quotient aus dem Zeitintervall Δt und der Konzentrationsänderung Δc eines Reaktionspartners.)

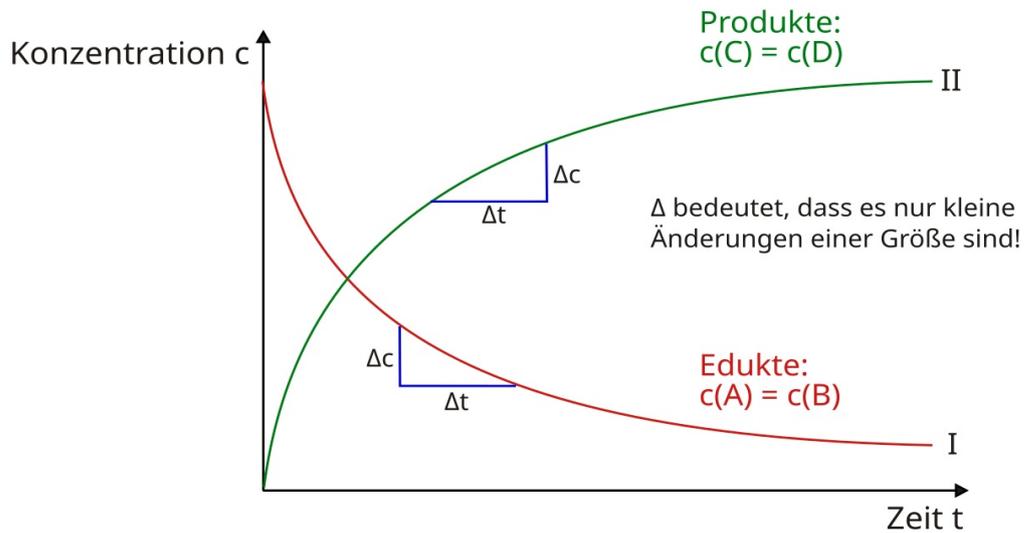
Beachte:

- Dieser Kurvenverlauf ist typisch für eine Messung der (zunehmenden) Produkte
- Da die Gasentwicklung am Anfang schneller als am Ende verläuft, kann man daraus folgern, dass die Reaktionsgeschwindigkeit also nicht konstant ist. Vielmehr nimmt sie im Verlauf der Reaktion ab.
- Das entstehende H₂-Volumen (V) ist abhängig von der Stoffmenge (n) des entstehenden Gases ($c = n/V$).
Generell wäre eine Konzentrationsmessung günstiger. Konzentrationsmessungen sind aber immer sehr aufwändig. Da aber Volumen und Stoffmenge und Konzentration in dem oben genannten mathematischem Verhältnis stehen, ist eine Messung des Volumens generell erlaubt und möglich!

1 37%ige Salzsäure hat eine Konzentration von 12 mol/l

Ganz generell kann man nicht nur die Zunahme der Produkte messen, sondern auch die Abnahme der Edukte. Es ändert sich dabei das Vorzeichen!

Bei abnehmender Konzentration bekommt der Quotient ein negatives Vorzeichen.



=> Es gilt folgender Zusammenhang für die (exaktere) Konzentrationsmessung:

$$v = \frac{\Delta c \text{ (Produkt)}}{\Delta t} = - \frac{\Delta c \text{ (Edukt)}}{\Delta t}$$

Generell gilt für die Reaktionsgeschwindigkeit:

Durch die Tangentensteigungen werden Momentangeschwindigkeiten bestimmt!

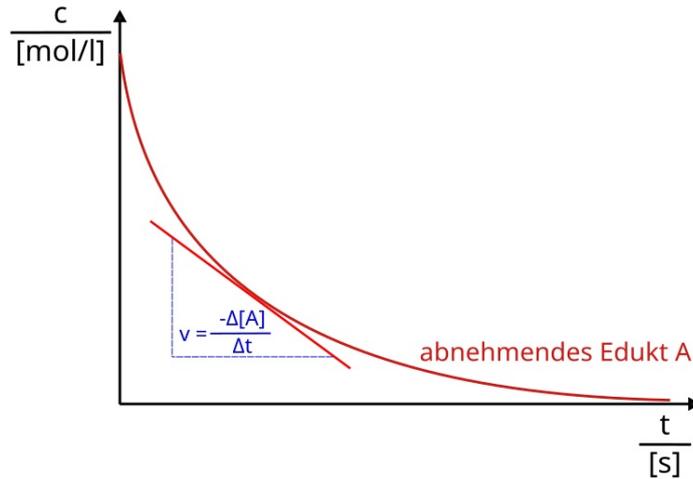
Für die Reaktion: $A + B \rightarrow C + D$ kann man die Reaktionsgeschwindigkeit jeweils bezogen auf die einzelnen Stoffe ermitteln (durch den Differentialquotienten):

Für abnehmende Edukte (negatives Vorzeichen!):

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

oder

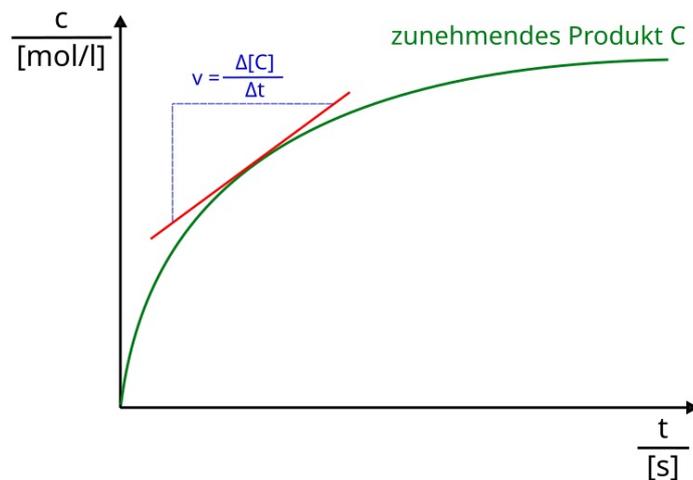
$$\frac{-d[B]}{dt} = v$$

**Oder für zunehmende Produkte (positives Vorzeichen):**

$$\frac{d[C]}{dt} = v$$

oder

$$\frac{d[D]}{dt} = v$$



Warum misst man nicht gleich die Konzentration?

Das Problem daran ist, die Konzentration überhaupt zu messen, da sich die Konzentrationen im Reaktionsverlauf natürlich ändern! Wie will man also die Konzentration eines Stoffes bestimmen?

Folgende drei Möglichkeiten bieten sich an:

1. Sind bei einer Reaktion Säuren beteiligt, so ist eine Messung der H^+ Konzentrationen (geht recht leicht mit einem pH-Meter) möglich. Der pH-Wert muss dann nur in die Konzentration der H^+ bzw. H_3O^+ Ionen umgerechnet werden.
2. Sind Ionen bei einer Reaktion beteiligt und verändert sich deren Anzahl in einer Reaktion (z.B. $H_2SO_4 + 2H_2O \rightarrow 2H_3O^+ + (SO_4)^{2-}$; bei den Produkten sind keine Ionen, es entstehen drei Ionen), so ist über die Messung von Leitfähigkeitsänderungen eine Aussage zur Ionenkonzentration möglich.

z.B. **Hydrolyse von 2 Chlor-2methyl-propan** (Bildung eines Ions)



3. Ändert sich die Durchlässigkeit für Licht bei einer Reaktion, z.B. weil eine trübe Lösung aufklart (oder eine klare Lösung sich trübt), oder wenn im Laufe einer Reaktion eine neue Farbe entsteht, dann kann eine Messung von Extinktionsänderungen mithilfe eines Photometers eine Aussage zur Konzentration erleichtern. Ein Beispiel wäre die Entfärbung von Kristallviolett mit OH^- .

Was sollte man messen - Edukte oder Produkte?

Misst man besser die zunehmende Konzentration (oder das Volumen usw...) der Produkte oder die abnehmende der Edukte? Im Grunde ist dies egal! Vergleiche am Ablauf der folgenden Reaktion:

**Es gilt:**

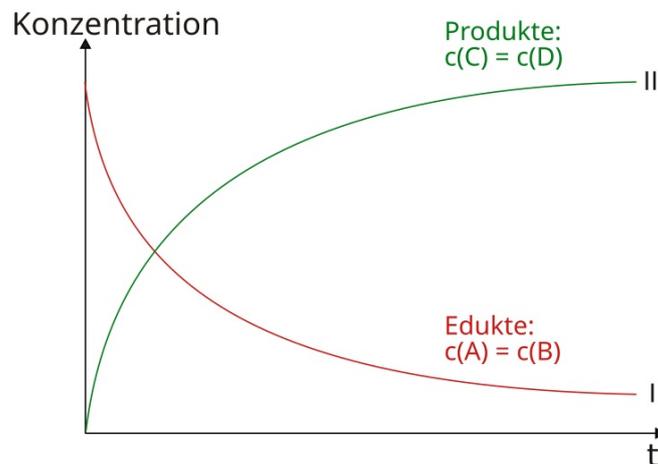
- Die Konzentration der Ausgangsstoffe [A] und [B] nimmt gleichermaßen ab.
- Die Konzentration der Produkte [C] und [D] nimmt zu.

Messung der Edukte:

$$v = \frac{-\Delta [A]}{\Delta t} = \frac{-\Delta [B]}{\Delta t} \Rightarrow v \text{ hat negatives Vorzeichen} \Rightarrow \text{Reaktion führt zu Konzentrationsabnahme!}$$

oder Messung der Produkte:

$$v = \frac{\Delta [C]}{\Delta t} = \frac{\Delta [D]}{\Delta t} \Rightarrow v \text{ hat positives Vorzeichen} \Rightarrow \text{Konzentration der Produkte nimmt zu!}$$



Schülerversuch: Untersuchung der Reaktion von Thiosulfationen mit Säure

V: Es werden 1g Natriumthiosulfat in 100ml Wasser aufgelöst. Diese wird auf 4 kleine 100ml Bechergläser verteilt. (Alternativ: 200ml einer 1molaren $(S_2O_3)^{2-}$ mit 5ml HCl (1molar))

Die Reaktionen beginnen jeweils, wenn etwas HCl zu den einzelnen Lösungen zugefügt wird. Ein Kreidekreuz auf dem Experimentiertisch dient als optisches Merkmal für den Schlusspunkt der Messung.

BG1: 20ml Natriumthiosulfatlösung werden mit HCl versetzt.

BG2: 20ml Natriumthiosulfatlösung + 20ml Wasser werden mit HCl versetzt.

BG3: 20ml Natriumthiosulfatlösung + 40ml Wasser werden mit HCl versetzt.

BG4: 20ml Natriumthiosulfatlösung werden auf das doppelte der Raumtemperatur erhöht und mit HCl versetzt.

	Beobachtung	Schlussfolgerung
Konzentrationsabhängigkeit	Eine Verringerung der Konzentration um die Hälfte verlangsamt die Reaktionsdauer ca. um die Hälfte.	Je höher die Konzentration der Edukte, desto eher kommt es zu wirksamen Zusammenstößen zwischen den Thiosulfationen und den Oxoniumionen (H_3O^+). => die Reaktionsgeschwindigkeit nimmt zu.
Temperaturabhängigkeit	Eine Erhöhung der Lösungstemperatur beschleunigt die Reaktionsdauer ca. auf ca. das Doppelte.	Je höher die Temperatur, desto stärker ist die Eigenbewegung der Teilchen der Lösung (in diesem Fall der $(S_2O_3)^{2-}$ und der H_3O^+ -Moleküle). Je stärker ihre Eigenbewegung ist, desto eher kommt es zu wirksamen Zusammenstößen zwischen ihnen. => die Reaktionsgeschwindigkeit nimmt zu.

Die Reaktion ist übrigens eine Redoxreaktion. Beide Produkte kann man nach einiger Zeit (mehreren Minuten) gut bestimmen.

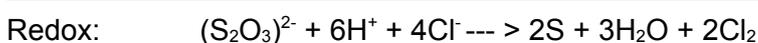
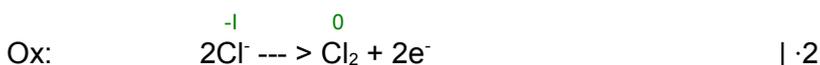
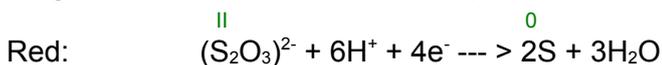
1. Es entsteht ein gelbes Produkt => Schwefel bildet sich.

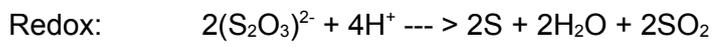
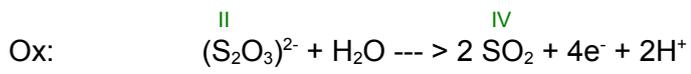
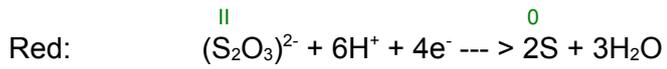
=> Der Schwefel in Thiosulfat hat die Oxidationsstufe II, in Schwefel hat er dann 0

=> Es fand eine Elektronenaufnahme, also eine Reduktion statt.

2. Es bildet sich ein stechender Geruch. In der Lösung befinden sich neben Thiosulfat noch Natriumionen (Na^+) und Chlorid (aus der HCl) in der Lösung. Da eine Elektronenabgabe (Oxidation) stattgefunden haben muss, könnte Chlor entstanden sein. Dies ist allerdings unwahrscheinlich, aber nicht ausgeschlossen.

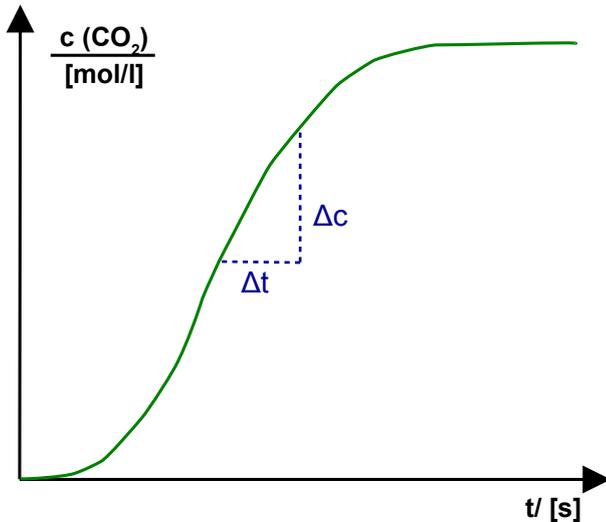
Ein anderes stechendes Gas, welches auch einen kurzzeitigen pelzigen Geschmack auf der Zunge hinterlässt ist Schwefeldioxid. Diese Reaktion ist die dominante.

Möglichkeit 1: (unwahrscheinlich)

Möglichkeit 2:

Messung der Reaktionsgeschwindigkeit

Theoretischer Beispierversuch: Verbrennen von Papier - Messung des entstehenden Kohlenstoffdioxids.



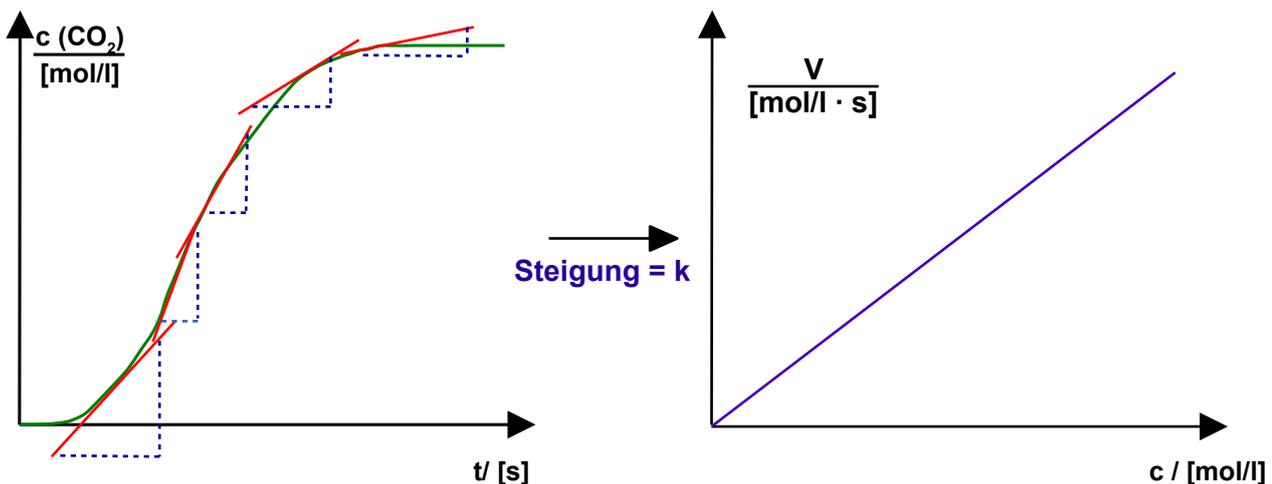
=> Geschwindigkeit der Papierverbrennung:

$$v = \frac{\Delta c(\text{CO}_2)}{\Delta t}$$

Bestimmung der Reaktionsgeschwindigkeit grafisch:

Aus dem Konzentrations-Zeit-Diagramm werden die Momentangeschwindigkeiten durch anlegen von Tangenten (z.B. mittels der Kapillarrohrmethode) bestimmt. Dazu muss von jeder Tangente per Steigungsdreieck die Steigung berechnet werden. Je kleiner das Steigungsdreieck dabei wird, desto genauer wird dabei die momentane Geschwindigkeit bestimmt. Mit der Kapillarrohrmethode kann man direkt Momentangeschwindigkeiten bestimmen (= > Steigung entspricht der Tangente):

$$\frac{\Delta c}{\Delta t} = \bar{v} = \text{Reaktionsgeschwindigkeit} = \frac{\text{Konzentrationsänderung}}{\text{Zeitintervall}}$$



Nachdem die so bestimmten Steigungen der Tangenten errechnet sind, kann man diese Momentangeschwindigkeiten gegen die Konzentration auftragen. Die Steigung dieser neuen Geraden ist k.

Die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit

In der Chemie interessiert uns in erster Linie die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit. In einer Beispielreaktion entsteht Sauerstoff.

Die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit sieht sich als:

$$\bar{v}_R = \Delta V (\text{O}_2) / \Delta t$$

Umrechnung auf die umgesetzte Teilchenzahl:

1 mol eines Gases nimmt unter Normalbedingungen (0°C, 101325 Pa = 1013,25 mbar) ein Volumen von 22,4 l ein.

$$n = V_0 / V_m$$

$$\begin{aligned} 22,4 \text{ l} &= 1 \text{ mol} \\ V &= n \end{aligned}$$

$$\Rightarrow n = 1 \text{ mol} \cdot V (\text{l}) / 22,4 \text{ l}$$

Also ergibt sich für die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit:

$$\bar{v}_R = \Delta n (\text{O}_2) / \Delta t$$

Beachte: In unserem Versuch liegt eine **heterogene Reaktion** mit unterschiedlichen Phasen vor! **Homogene Reaktionen** laufen jedoch in einer Phase ab.

Bei homogenen Reaktionen steht die Teilchenzahl in direktem Zusammenhang mit der Konzentration:

$$\text{Konzentration: } c = n/V$$

Für die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit gilt hier also:

$$\bar{v}_R = \Delta c / \Delta t$$

Reaktionsgeschwindigkeit = Quotient aus der Konzentration eines Reaktionsteilnehmers und dem entsprechenden Zeitabschnitt.

Man kann sie erfassen als **Zunahme der Konzentration der Produkte**, dann hat sie ein positives Vorzeichen, oder als **Abnahme der Konzentration der Edukte**, dann hat sie ein negatives Vorzeichen.

Die momentane Reaktionsgeschwindigkeit

Die in einem genügend kleinen Zeitraum gemessene mittlere Reaktionsgeschwindigkeit nennt man momentane Reaktionsgeschwindigkeit. Es ist die Geschwindigkeit zu **genau einem Zeitpunkt**.

$$v = \lim_{t \rightarrow 0} \Delta c / \Delta t$$

bzw:

$$v_m = \lim_{\Delta t \rightarrow 0} \frac{\Delta c (\text{CO}_2)}{\Delta t} \left(\frac{\text{mol}}{\text{l} \cdot \text{s}} \right)$$

So lässt sich nun auch leicht die Halbwertszeit (HWZ) für eine Reaktion erster Ordnung bestimmen:

$$\text{HWZ} = t_{1/2} = \ln 2 / k$$

k = Zerfallskonstante

In dieser Halbwertszeit hat sich die Konzentration des Stoffes um die Hälfte verringert.

Zusatzinformationen:

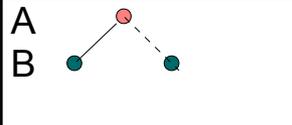
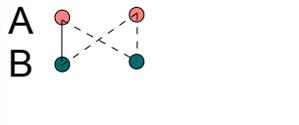
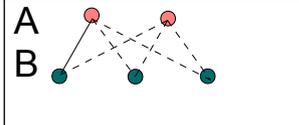
<https://de.wikipedia.org/wiki/Zerfallsgesetz>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Halbwertszeit>

Voraussetzungen für das Zustandekommen einer Reaktion - die Stoßtheorie (Kollisionstheorie)

Damit Teilchen miteinander reagieren können, müssen diese:

1. zusammenstoßen.
2. Eine genügend hohe Geschwindigkeit haben, um sich auch wirksam zu treffen (sie müssen also genug kinetische Energie haben).
3. Die richtige räumliche Orientierung haben.

			
Teilchenzahl	A: 1 B: 2	A: 2 B: 2	A: 2 B: 3
erfolgsversprechende Zusammenstoßmöglichkeiten	$1 \cdot 2 = 2$	$2 \cdot 2 = 4$	$2 \cdot 3 = 6$

Das Aufeinandertreffen von miteinander reagierenden Teilchen ist bei geringer konzentrierten Lösungen unwahrscheinlicher => die Reaktionsgeschwindigkeit ist geringer.

Beispiel:

$A + B \rightarrow C$ (geschwindigkeitsbestimmender Schritt einer Reaktion)

Ist das Zusammentreffen beider Reaktionspartner wichtig, so ergibt sich:

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

bimolekulare Reaktion

Erhöht man jetzt die Konzentration, also die Dichte der Teilchen, so erhöht sich auch die Reaktionsgeschwindigkeit.

Bei bimolekularen Reaktionen ist die Reaktionsgeschwindigkeit proportional zum Produkt der Konzentration der beiden Edukte.

Herleitung über die Stoßzahl s:

$$s \sim N(A) \cdot N(B)$$

$$\text{mit } N = n \cdot N_A$$

$$\Rightarrow s \sim n(A) \cdot N_A \cdot n(B) \cdot N_A \quad \text{mit } c = n/V \Leftrightarrow n = cV$$

$$\Rightarrow s \sim c(A) \cdot V \cdot N_A \cdot c(B) \cdot V \cdot N_A \text{ mit } V, N_A = \text{konst}$$

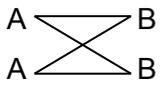
$$\Rightarrow s \sim c(A) \cdot c(B)$$

$$\Rightarrow v \sim c(A) \cdot c(B)$$

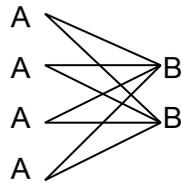
$$\Rightarrow v = k \cdot c(A) \cdot c(B)$$

Weitergehendes Beispiel:

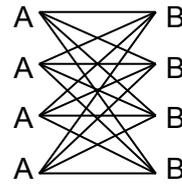
Reaktion $A + B \rightarrow C + D$



4 Möglichkeiten
für Zusammenstöße



8 Möglichkeiten
für Zusammenstöße



16 Möglichkeiten
für Zusammenstöße

Bei großen Konzentrationen sind viele Moleküle im Reaktionsgefäß vorhanden. Die Wahrscheinlichkeit für einen Zusammenstoß, bei dem die Moleküle zum Reaktionsprodukt reagieren, ist folglich sehr hoch => die Reaktion läuft schnell ab.

Die Zahl der Zusammenstöße pro Zeiteinheit (also auch die Geschwindigkeit der Reaktion) ist umso größer, je mehr Teilchen in der Volumeneinheit vorhanden sind (=Konzentration).

Die Reaktionsgeschwindigkeit ist damit proportional dem Produkt der Konzentrationen der Stoffe A und B:

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

k = Geschwindigkeitskonstante

- Die Geschwindigkeitskonstante ist charakteristisch für eine Reaktion!
- Die Geschwindigkeitskonstante ist abhängig von der Temperatur!

Die Geschwindigkeitskonstante k ist ein Maß für die Zahl der erfolgreichen Zusammenstöße.

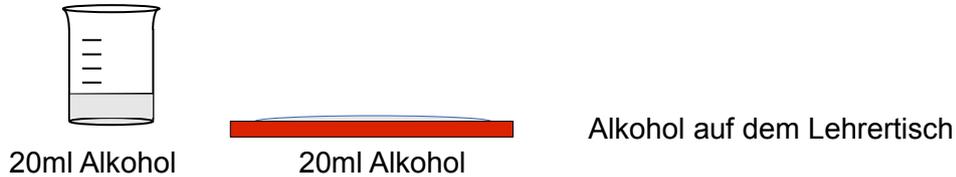
Zusatzinformationen:

<https://de.wikipedia.org/wiki/Stoßtheorie>

Die Beeinflussung der Reaktionsgeschwindigkeit

a) Einfluss des Verteilungsgrades auf die Reaktionsgeschwindigkeit

V: Gleiche Volumina von Alkohol (Spiritus) wird in einer kleinen (oder einem engen Becherglas) und einer großen Verbrennungsschale (bzw. auf dem Lehrertisch) entzündet.



B: Der Alkohol im engen Becherglas brennt deutlich länger.

Warum brennt der Alkohol im Glas länger?

Die Kontaktfläche, an der die Verbrennung stattfindet, ist im 2. Versuch größer.

Sauerstoff kann nur an der Oberfläche an der Verbrennung teilnehmen.

S: Die Reaktionsgeschwindigkeit dieser Verbrennung ist von Größe der Flüssigkeitsoberfläche abhängig, an der Luft und Alkohol in Kontakt stehen. (Grund: O_2 kann nur an der Oberfläche mit dem Ethanol reagieren).

Bei Reaktionen, die in einer Phase ablaufen, nennt man homogenen Reaktionen. Befinden sich die Reaktionspartner in verschiedenen Phasen, so spricht man von heterogenen Reaktionen.

Bei heterogenen Reaktionen wächst die Reaktionsgeschwindigkeit mit zunehmender Oberfläche, an der die Reaktionspartner miteinander Kontakt haben.

Aufgaben:

1. Welcher wichtige Umwelteinfluss könnte die Reaktionsgeschwindigkeit noch beeinflussen?
2. Zeichne Kurven der Reaktionsgeschwindigkeit beider Verbrennungen in ein Diagramm.

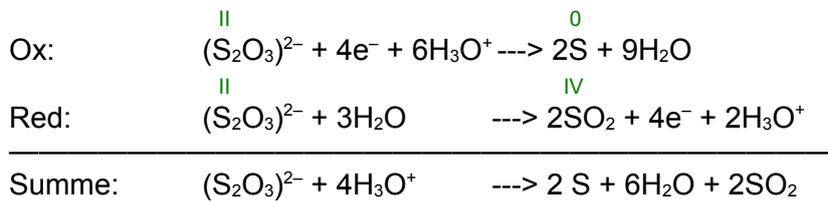
b) Einfluss der Temperatur auf die Reaktionsgeschwindigkeit

V: Thiosulfatlösung wird mit Salzsäure im Wasserbad angesäuert (z.B.: $c(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ mol/l}$; $c(\text{HCl}) = 0,1 \text{ mol/l}$) Der Versuch wird bei drei verschiedenen Temperaturen durchgeführt. Die Reaktionsdauer bis zum Eintritt der Trübung wird mit einer Stoppuhr (mithilfe eines Kreuzes unter dem Becherglas) gemessen. Wenn das Kreuz nicht mehr sichtbar ist, gilt die Reaktion als beendet.

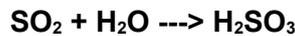
B:

T [°C]	T [K]	Reaktionsdauer [s]	1/t [s ⁻¹]
20	293	76	$1,3 \cdot 10^{-3}$
30	303	38	$2,6 \cdot 10^{-3}$
40	313	56	$1,8 \cdot 10^{-3}$

S: In dieser Reaktion wird Schwefel aus dem Thiosulfat sowohl oxidiert, also auch reduziert. Eine solche Reaktion nennt man auch Disproportionierung.

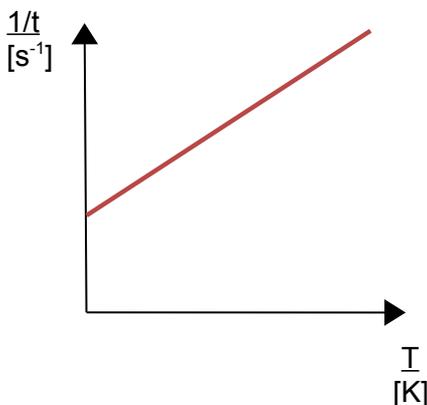


Der entstehende Schwefel fällt als wasserunlöslicher Feststoff aus und sorgt so für die Trübung. In einer Folgereaktion reagiert das Schwefeldioxid noch mit Wasser zu schwefliger Säure (Reaktion von einem Nichtmetalloxid mit Wasser):



Betrachtet man nun die Reaktionsgeschwindigkeit in Abhängigkeit von der Temperatur, so stellt man bei guten Messungen fest, dass eine Temperaturerhöhung um 10K die Reaktionsdauer sich ca. halbiert und somit die Reaktionsgeschwindigkeit ca. um den Faktor zwei steigt.

Trägt man nun die Zeit (hier 1/t) gegen die Temperatur auf, so erhält man im Idealfall eine Gerade:



RGT-Regel (Reaktionsgeschwindigkeit - Temperatur - Regel)
Bei einer Temperaturerhöhung um 10 K (10°C) verdoppelt bis verdreifacht sich die Reaktionsgeschwindigkeit.

Aufgaben:

1. Die Reaktion von jeweils einem mol Wasserstoff und Sauerstoff (Knallgasreaktion) dauert bei Raumtemperatur ca. 10^8 Jahre, bei 730 °C ca. 10^{-5} s. Erkläre den Unterschied.
2. Wieso haben wir eine Auftragung $1/t$ gewählt?

$$v \sim 1/t$$

Zusatzinformationen:

[https://de.wikipedia.org/wiki/Kinetik_\(Chemie\)](https://de.wikipedia.org/wiki/Kinetik_(Chemie))

<https://de.wikipedia.org/wiki/Disproportionierung>

Die Reaktionsordnung

Die Reaktionsordnung ist eine Beschreibung einer Reaktion, welche angibt, wie viele Eduktteilchen miteinander reagieren, um eine bestimmte Anzahl an Produkt-Teilchen zu bilden.

Bei der folgenden hypothetischen Reaktion würden 2 Teilchen A gleichzeitig mit einem Teilchen B und einem Teilchen C miteinander kollidieren müssen, damit ein Teilchen E entsteht:



Das Reaktionsgeschwindigkeitsgesetz dazu:

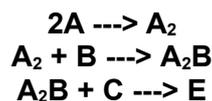
$$v = k \cdot [A]^2 \cdot [B] \cdot [C]$$

Beachte, dass die 2, welche in der Reaktionsgleichung vor dem A steht, im Geschwindigkeitsgesetz zum Exponenten wird! Diese Reaktion würde also eine Reaktion vierter Ordnung sein.

Die Reaktionsordnung ergibt sich aus der Summe der Exponenten der Konzentrationen.

Natürlich ist es sehr unwahrscheinlich, dass genau 4 Teilchen zum richtigen Zeitpunkt, mit der richtigen Energie und der richtigen Orientierung zueinander aufeinander treffen. Deshalb sind Reaktionen vierter Ordnung fast ausgeschlossen.

Am häufigsten sind Reaktionen zweiter oder manchmal dritter Ordnung, da es nun mal wahrscheinlicher ist, dass zunächst zwei Teilchen zusammen treffen, ein Zwischenprodukt bilden, dieses Zwischenprodukt dann erneut mit einem weiteren Teilchen kollidiert usw...:



(E wäre also A_2BC)

Es gibt auch Reaktionen nullter und erster Ordnung. Sie stellen innerhalb der Chemie Sonderfälle dar und sind eher in der Physik zu finden.

Reaktionsordnungen im Vergleich

Reaktionsordnungen im Vergleich: Der Sonderfall - Reaktionen nullter Ordnung

Eine solche Reaktion ist unabhängig von der Konzentration der Edukte, d.h. die Reaktionsgeschwindigkeit ist konstant und ändert sich nicht.

**Eine Reaktion nullter Ordnung ist unabhängig von der Konzentration der Reaktionspartner!
=> die Reaktionsgeschwindigkeit ist konstant:**

Dies gilt z.B. bei Elektrolysen, wo die Reaktion einzig von der Stromstärke und der Spannung abhängig ist. Weiterhin findet man solche Reaktionen in seltenen Fällen, wenn z.B. eine lichtabhängige Reaktion (=photochemische Reaktion - dann ist k nur Lichtintensität abhängig!) oder katalytische Reaktionen vorliegen.

$$v = - \frac{\Delta c_A(t)}{\Delta t} \quad \text{bzw.} \quad k_0 = - \frac{d(A)}{dt}$$

wobei:

v = Reaktionsgeschwindigkeit

$C_A(t)$ = Konzentration des Stoffes A zum Zeitpunkt t

t = Zeit

k = Geschwindigkeitskoeffizient / Reaktionsgeschwindigkeitskonstante

Reaktionsordnungen im Vergleich: Reaktionen erster Ordnung (monomolekulare Reaktionen)

Bei einer Reaktion erster Ordnung ist die Reaktionsgeschwindigkeit nur von der Konzentration eines Stoffes abhängig.

Bei katalytischen Reaktionen oder radioaktivem Zerfall ist die Reaktionsgeschwindigkeit nur von der Konzentration eines zerfallenden Stoffes abhängig.

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

Integriert: $[A]_t = [A]_0 \cdot e^{-kt}$

mit: $[A]_t$ – Konzentration von A zum Zeitpunkt t ; $[A]_0$ – Anfangskonzentration von A

Beispiel Reaktionen erster Ordnung: Zerfall von Ethan durch Hitze:



Diese Reaktionsgeschwindigkeit ist nur abhängig von der vorhandenen Konzentration des Edukts und somit dessen Zerfallsgeschwindigkeit!
=> Reaktion erster Ordnung.

Diese Reaktionsgeschwindigkeit entspricht logischerweise der Bildungsgeschwindigkeit der Produkte. Damit gilt für Reaktionen erster Ordnung:

$$\frac{-d[\text{Ethan}]}{dt} = v = k \cdot [\text{Ethan}]$$

bzw: für die Bildung der Produkte:

$$\frac{d[\text{Ethen}]}{dt} = v = k \cdot [\text{Ethen}]$$

Allgemeine Form für Reaktionen erster Ordnung:

$$\frac{dc}{dt} = k \cdot c$$

Halbwertszeit (HWZ)

Aus dem c/t Diagramm werden Momentangeschwindigkeiten bestimmt (z.B. Kapillarrohrmethode). Die Steigungen der Tangenten werden gegen die Konzentration aufgetragen. Die Steigung dieser Geraden ist k. Daraus lässt sich dann auch die HWZ für Reaktionen 1. Ordnung herleiten:

$$\text{HWZ} = t_{1/2} = k^{-1} \cdot \ln 2$$

Reaktionsordnungen im Vergleich: Reaktionen zweiter Ordnung (bimolekulare Reaktionen)

Bei Reaktionen zweiter Ordnung ist die Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration zweier Edukte abhängig.

$$-\frac{dc}{dt} = k \cdot c(A) \cdot c(B)$$

Da es oft schwierig ist, die Konzentrationen von zwei Edukten oder von zwei Produkten zu messen, ist eine allgemein gültige Vereinfachung (bei äquimolaren Verhältnissen), davon auszugehen, dass A und B in der gleichen Konzentration vorliegen. Wenn man also einen von beiden misst, reicht dies und der Wert wird quadriert:

$$-\frac{dc}{dt} = k \cdot c(A)^2$$

Liegt einer der beiden Stoffe aber in großem Überschuss vor (ab 20-50facher Überschuss), so ist die Reaktion vor allem von dem Partner geringer Konzentration abhängig (da der Stoff hoher Konzentration erst einmal Reaktionspartner (nach der Stoßtheorie) finden muss!). Man spricht von einer Reaktion „Pseudo“-erster Ordnung.

Beispiel für eine Reaktion 2. Ordnung

Verseifung von Diethylester:



Normalerweise liegt ein Gleichgewicht vor. Da allerdings Hydroxidionen eingesetzt werden (statt Wasser) findet die Rückreaktion nicht statt.

$$V = k [\text{Ester}] \cdot [\text{OH}^-]$$

Es gibt zwei Möglichkeiten:

1. Zwei Edukte reagieren zu einem oder mehreren Produkten. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist abhängig von den Konzentrationen der beiden Ausgangsstoffe:

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

2. Oder nur ein Stoff reagiert zu dem Produkt, aber dies mit sich selbst:

$$V = -\frac{d[A]}{dt} = k \cdot [A]^2$$

integriert:

$$[A]_t = \frac{1}{k \cdot t + (1/[A]_0)}$$

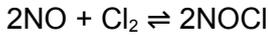
wobei: [A] = Konzentration des Stoffes A ; [B] = Konzentration des Stoffes B

Die meisten bimolekularen Reaktionen in Flüssigkeiten oder Feststoffen reagieren nach 2. Reaktionsordnung miteinander.

Reaktionsordnungen im Vergleich: Reaktionen dritter Ordnung

Bei Reaktionen dritter Ordnung ist die Reaktionsgeschwindigkeit entweder von der Konzentration drei verschiedener beteiligter Reaktionspartner abhängig (selten, da sich ja erst einmal drei Moleküle treffen müssen) oder es liegt eine Reaktion vor, bei der ein Stoff in doppelter Anzahl vorliegt:

Reaktion mit zwei Edukten (mit einem Edukt in doppelter Anzahl):

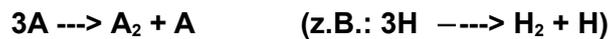


$$\frac{-dc}{dt} = k \cdot c(\text{NO})^2 \cdot c(\text{Cl}_2)$$

Reaktion mit drei Edukten

Solche trimolekularen Reaktionen (mit drei Edukten) sind eher selten. In der Regel reagieren bei solchen Reaktionen zuerst zwei Edukte miteinander und diese dann mit dem dritten. Es würden in der Realität also eher als Reaktion zweiter Ordnung reagieren.

Ein solches seltenes Beispiel einer wirklich trimolekularen Reaktion ist die Atomrekombination:



Es gilt dann:

$$v = -\frac{1}{2} \cdot \frac{d[\text{A}]}{dt} = k \cdot [\text{A}]^3$$

Integrierte Form:

$$\frac{1}{[\text{A}]_0^2} - \frac{1}{[\text{A}]_t^2} = -4k \cdot t$$

Zusatzinformationen:

[https://de.wikipedia.org/wiki/Kinetik_\(Chemie\)#Die_Reaktionsordnung](https://de.wikipedia.org/wiki/Kinetik_(Chemie)#Die_Reaktionsordnung)

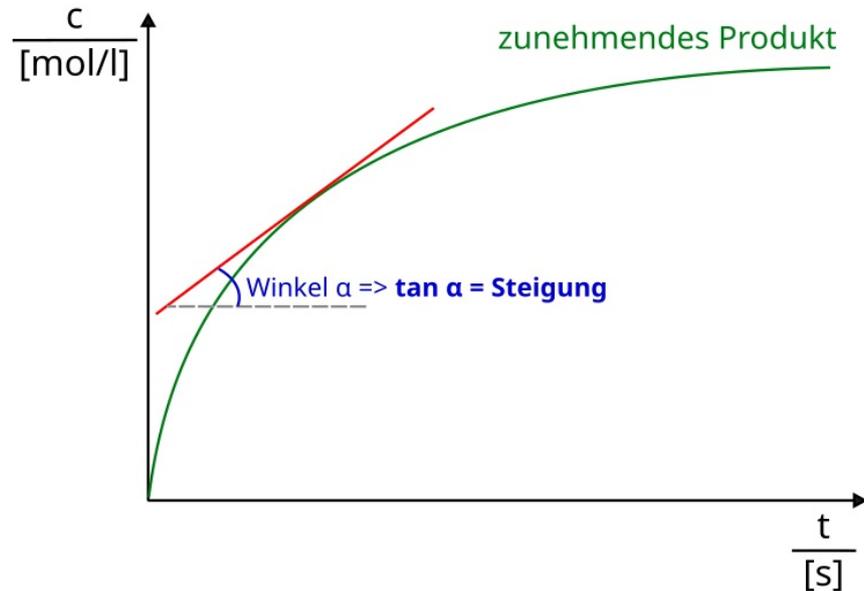
Zusammenfassung zur Reaktionsordnung

Eine Konsequenz der verschiedenen Geschwindigkeitsgesetze ist, dass die Gleichgewichtskonstante k jedes Mal eine andere Einheit hat:

- Reaktion nullter Ordnung: k [mol/l·s]
- Reaktion erster Ordnung: k [1/s]
- Reaktion zweiter Ordnung: k [l/mol·s]

Grafische Auswertung

Messung der Bildung eines Produkts

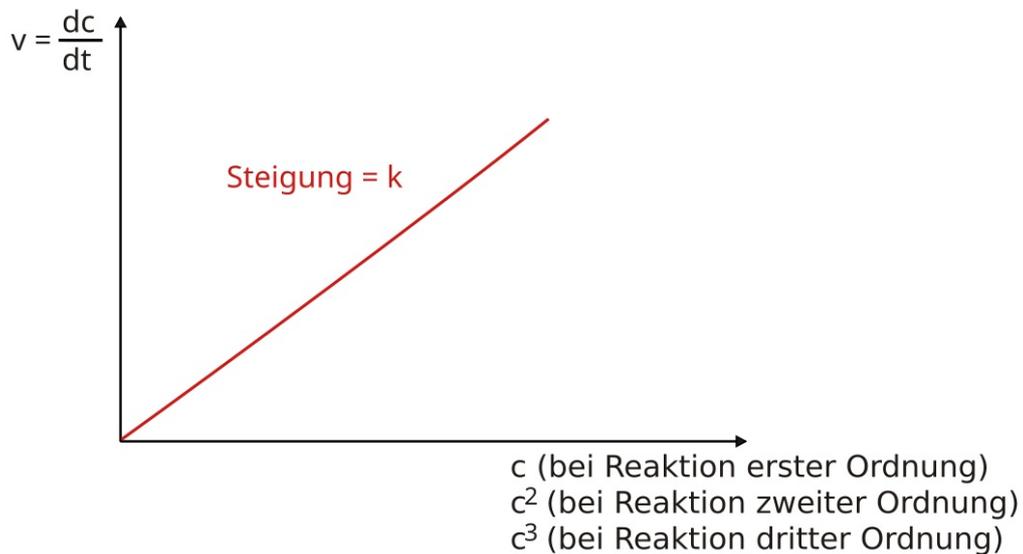


Entweder man bestimmt die Momentangeschwindigkeiten über das Steigungsdreieck:

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

oder man misst den Steigungswinkel α zur waagerechten x-Achse und bestimmt den $\tan \alpha$.Trägt man nun die so ermittelten Momentangeschwindigkeiten gegen die Momentankonzentrationen auf, sollte man bei einer Reaktion erster Ordnung eine Nullpunktgerade erhalten, deren Steigung k ergibt:

$$\frac{dc}{dt} = k \cdot c$$

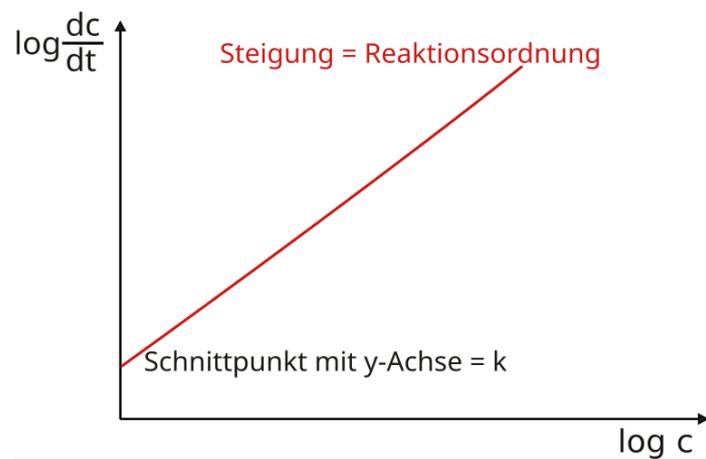


Ergibt sich keine Gerade, so sollte man die Konzentration ins Quadrat setzen. Ergibt sich dann eine Gerade, liegt eine Reaktion zweiter Ordnung vor (usw.)

Für Profis:

Man kann das Geschwindigkeitsgesetz auch Logarithmieren und kann so direkt k und die Reaktionsordnung ermitteln:

$$\frac{-dc}{dt} = k \cdot c^n \Rightarrow \log \frac{-dc}{dt} = \log k + n \cdot \log c$$



Sonderfall Ammoniak-Synthese

Stickstoff und Wasserstoff reagieren mit einem glühenden Nickeldraht als Katalysator zu Ammoniak. Die Reaktionsgeschwindigkeit scheint für Hin- und Rückreaktion unabhängig von der Ammoniakkonzentration zu sein. Außerdem ist die Reaktionsordnung für beide Reaktionen scheinbar verschieden. Kann das sein?

Theoretisch folgt aus der Reaktionsgleichung doch, dass die Reaktionsordnung für Hinreaktion 4 und für die Rückreaktion 2 ist!

=> Das tatsächliche Geschwindigkeitsgesetz lässt sich nicht ohne weiteres aus der Reaktionsgleichung ableiten, sondern muss experimentell bestimmt werden.

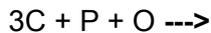
In der Regel ist es so, dass es in der Praxis nur einen geschwindigkeitsbestimmenden Schritt gibt und der gerade die Ordnung der Gesamtmolekularität hat!

=> In der Thermodynamik ist eine Reaktion 4. Ordnung zwar möglich, kinetisch sind solche Reaktionen 4. Ordnung aber wenig wahrscheinlich, wenn auch nicht unmöglich!

Also, vermutlich musst Du einfach zwischen theoretischer Ordnung und tatsächlicher kinetischer unterscheiden. Und da kann es sein, dass der Katalysator alles so langsam macht, dass man so etwas wie pseudo-nullter Ordnung hat!

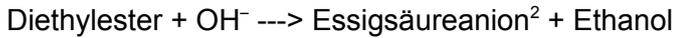
Aufgaben:

1. Bestimme die Reaktionsordnung und den Besitzer (!) des folgenden Produkts:

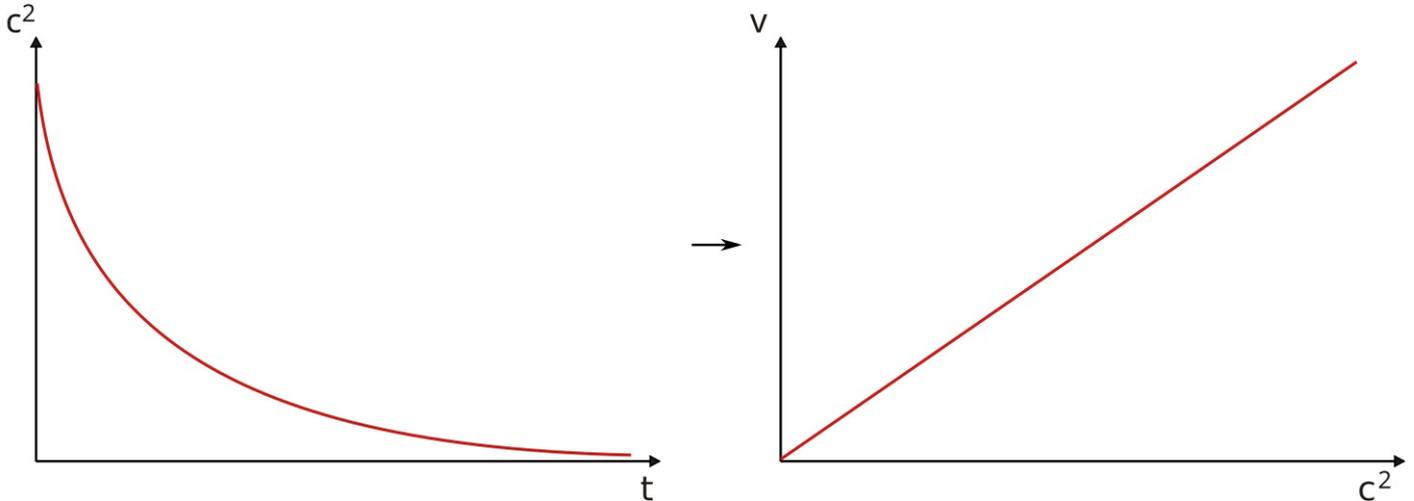


Auswertung von Reaktionen 2. Ordnung

z.B. Verseifung ein Diethylester



Da sowohl der Ester, als auch Hydroxidionen zur Reaktion gebraucht werden, müssen beide Konzentrationen berücksichtigt werden! Zur Vereinfachung reicht es in der Regel aus, die Konzentration eines der beiden Stoffe zu nehmen und sie ins „Quadrat“ zu nehmen.



$$\Rightarrow v = k \cdot [\text{Ester}] \cdot [\text{OH}^-]$$

$$\text{vereinfacht: } v = k \cdot [\text{Ester}]^2$$

Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von Temperatur und Konzentration

V1: Reaktion von Zn mit HCl in verschieden temperierten Wasserbädern (in 10°C Schritten)

S1: RGT-Regel

V2: Reaktion von Zn mit HCl mit verschieden Säuren steigender Konzentration

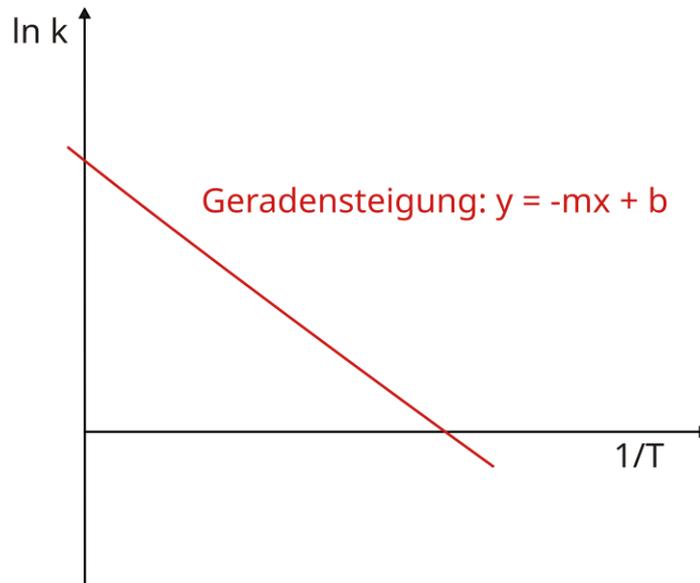
S2: Je größer die Konzentration der beteiligten Stoffe, desto größer ist die Reaktionsgeschwindigkeit.

2 Normalerweise liegt ein Gleichgewicht vor, allerdings wird durch den Einsatz von Hydroxidionen (anstelle von Wasser) eine Rückreaktion verhindert.

Die Arrheniusgleichung

Svante August Arrhenius (1859 - 1927) war ein schwedischer Chemiker. Nach seiner Gleichung ist es möglich die quantitative Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeitskonstanten k von der Temperatur zu berechnen. Für seine Leistungen erhielt er den Nobelpreis.

Mit den in im vorherigen Versuch V1 gewonnen Konstanten kann eine Arrheniusauftragung gemacht werden und so die Aktivierungsenergie und die Arrheniuskonstante bestimmt werden.



$$\ln k = \ln A - \frac{\Delta H_{\text{Aktivierung}}}{R} \cdot \frac{1}{T}$$

Aus dieser Gleichung bestimmte Arrhenius dann die endgültige Arrheniusgleichung!

$$k = A \cdot e^{-\left(\frac{E_A}{R \cdot T}\right)} \quad \text{bzw.:} \quad \ln k = \ln A - \frac{E_A}{R \cdot T}$$

A = präexponentieller Faktor oder Frequenzfaktor (entspricht nach der Stoßtheorie dem Produkt aus der Stoßzahl Z und dem Orientierungsfaktor P)

E_A = Aktivierungsenergie in [J/mol]

R = universelle Gaskonstante (=8,314 J/ [K·mol])

T = absolute Temperatur in [K]

k = Reaktionsgeschwindigkeitskonstante

Wichtig: Die Kelvinskala

Alle Temperaturangaben sind in Kelvin (nicht in Grad Celsius). Dabei gilt:

- K ist eine SI-Einheit
- 1°C entspricht 1K (ohne Gradzeichen!)
- - 273,15°C ist der absolute Nullpunkt. Er wird als 0K definiert.
- => 0°C = 273,15K; 25°C entsprechen demzufolge 298,15K
- Im Laboralltag verzichtet man meist bei Umrechnungen auf die 0,15K Genauigkeit, sodass 25°C also 298K entsprechen.

Zusatzinformationen:

<https://de.wikipedia.org/wiki/Arrhenius-Gleichung>

https://de.wikipedia.org/wiki/Svante_Arrhenius

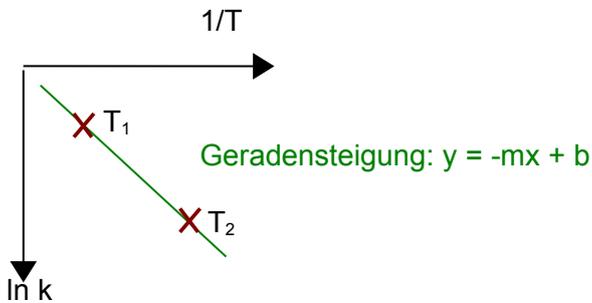
<https://de.wikipedia.org/wiki/Kelvin>

https://de.wikipedia.org/wiki/Absoluter_Nullpunkt

Berechnung der EA mithilfe der Arrheniusgleichung (nur LK)

Die logarithmierte Form der Arrheniusgleichung lautet:

$$\ln k = \ln A - \frac{E_A}{R \cdot T}$$



Trägt man $\ln k$ gegen $1/T$ auf, so erhält man eine Gerade der allgemeinen Gleichung $y = -mx + b$,

$$\begin{aligned} x &= 1/T \\ y &= \ln k \\ m &= -E_A/R \\ b &= \ln A \end{aligned}$$

Mit dieser Geraden lässt sich nun leicht die Aktivierungsenergie E_A ermitteln. Dazu muss man nur die Steigung der Geraden berechnen: $E_A = -m \cdot R$

Hat man nun eine Messung mit zwei Punkten (also bei zwei verschiedenen Temperaturen (mit mindestens 5K Abstand), lässt sich die Aktivierungsenergie leicht durch Subtraktion der Punkte voneinander bestimmen:

Es gilt für T_1 :

$$\ln k_1 = \ln A - \frac{E_A}{R \cdot T_1}$$

Es gilt für T_2 :

$$\ln k_2 = \ln A - \frac{E_A}{R \cdot T_2}$$

Subtraktion der Gleichung (T_2) von Gleichung (T_1):

$$\ln \frac{k_1}{k_2} = \frac{E_A}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_2} - \frac{1}{T_1} \right)$$

Auflösen nach E_A ergibt die Lösung:

$$E_A = \frac{R \cdot T_1 \cdot T_2}{(T_1 - T_2)} \ln \frac{k_1}{k_2}$$

Zusammenfassung 1

Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration

1. bimolekulare Reaktion: $A + B \rightarrow C + D$
 $v_r = k \cdot c(A) \cdot c(B)$

2. monomolekulare Reaktion: $A \rightarrow B + C$
 $v_r = k \cdot c(A)$

3. bimolekulare Reaktionen mit Gasen (ausgedrückt über Partialdruck p)
 $v_r = k' \cdot p(A) \cdot p(B)$ da $p \sim c$

Zusammenfassung: Reaktionen sind in ihrer Geschwindigkeit abhängig von:

- Der Konzentration (genau genommen der Aktivität der Teilchen)
- Minimal auch dem Verhältnis der Menge der Edukte im Verhältnis zur Menge der Produkte
- der Temperatur
- der Stoßenergie
- der Anwesenheit von Katalysatoren
- vom Partialdruck (nur bei Gasreaktionen)
- der Orientierung und der Ausrichtung großer Reaktionspartner (Enzyme, Katalysatoroberfläche) beim Zusammenstoß
- dem Zerteilungsgrad/ dem Verteilungsgrad (bzw. Oberfläche) und der Durchmischung der Reaktionspartner

Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Temperatur

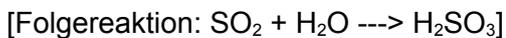
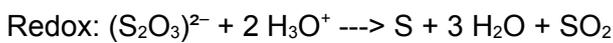
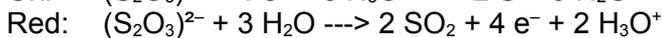
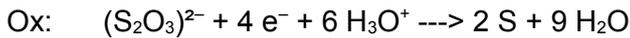
V1: Bei 3 verschiedenen Temperaturen wird Thiosulfatlösung mit Salzsäure angesäuert. Die Reaktionsdauer bis zum Eintritt einer Trübung wird gemessen.

B:

T [°C]	T [K]	Reaktionsdauer [s]
22	295	
32	305	
42	315	

S:

a) Reaktionsgleichungen:

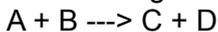
**Betrachtung der Reaktionsgeschwindigkeit:**

Bei der Temperaturerhöhung um 10 K erfährt die Reaktionsdauer eine ungefähre Verdopplung.
=> die Reaktionsgeschwindigkeit halbiert sich.

RGT-Regel (Reaktionsgeschwindigkeit-Temperaturregel): Bei einer Temperaturerhöhung um 10 K (10°C) verdoppelt bis verdreifacht sich die Reaktionsgeschwindigkeit.

Die Erklärung dazu ist in der Stoßtheorie (Kollisionstheorie) zu finden:

Betrachtung der Teilchenebene:



Voraussetzung für eine Reaktion eines Teilchens A mit einem Teilchen B:

1. Zusammenstoß dieser Teilchen
2. mit der erforderlichen Mindestenergie (Mindestgeschwindigkeit) (=> kinetische (!) Energie)
3. und der richtigen Orientierung

Erklärung für die Temperaturabhängigkeit chemischer Reaktionen

Vorversuch: Lege die Köpfe von Zündhölzern auf eine heiße Platte und beobachte, bei welcher Temperatur sie sich entzünden.

S: Reaktion der Zündplättchen: $10 \text{ KClO}_3 + \text{P}_4 \rightarrow 3 \text{ P}_4\text{O}_{10} + 10 \text{ KCl}$

Die notwendige Mindestenergie zum Ablauf der Reaktion ist die Aktivierungsenergie.

Vermutung: Bei einer höheren Temperatur der Platte hat vermutlich ein größerer Anteil der Teilchen die erforderliche Mindestenergie (Mindestgeschwindigkeit) und kann sich so selbst entzünden.

=> **Bei einer höheren Temperatur ändert sich die Energieverteilung.**

=> **Maxwell-Boltzmann-Verteilung**

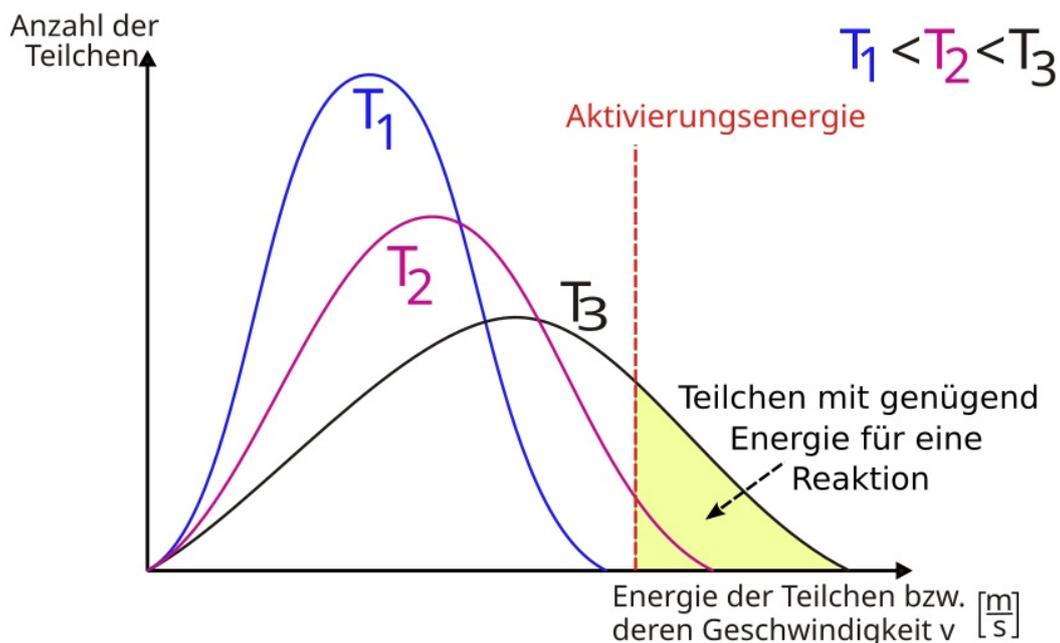
Kinetische Energie in Abhängigkeit von der Temperatur - Maxwell-Boltzmann-Verteilung:

Betrachtet man Teilchen in einer Flüssigkeit oder einem Gas, so wird man statistisch gesehen die meisten Teilchen mit einem mittleren Energiegehalt vorfinden und weniger Teilchen mit hoher bzw. geringer Energie. Durch Kollisionen kann ein Teilchen entsprechend Energie gewinnen oder verlieren. Da sich die Gesamtenergiemenge nicht ändert, liegt im Grunde eine Gaus'sche Normalverteilung vor.

Einige wenige Teilchen haben aber vielleicht soviel Energie, dass sie für eine Reaktion genügend Aktivierungsenergie haben.

Mit zunehmender Temperatur nimmt deshalb bei chemischen Reaktionen die Anzahl der Teilchen mit höherem Energiegehalt (also höherer kinetischer Energie und folglich höherer Geschwindigkeit) zu. Dadurch nimmt die Anzahl der wirksamen Zusammenstöße zu. Außerdem sind die Zusammenstöße „stärker“ (also energiereicher).

Die Maxwell-Boltzmann-Verteilung liefert also eine Erklärung für die Zunahme der Reaktionsgeschwindigkeit bei Temperaturerhöhung, da bei höheren Temperaturen mehr Teilchen die notwendige Aktivierungsenergie erreichen (siehe auch RGT-Regel).



Bei geringen Temperaturen sind die Zusammenstöße hingegen weniger häufig und oft reicht auch die Energie der Zusammenstöße für eine wirksame Reaktion nicht aus. So lässt sich ein Gemisch aus Wasserstoff und Sauerstoff lange aufbewahren, ohne dass eine Reaktion stattfindet.

Diese Art der Auftragung wird Maxwell-Boltzmann-Verteilung genannt:

Maxwell-Boltzmann-Verteilung: Bei einer höheren Temperatur hat ein größerer Anteil der Teilchen die erforderliche Mindestenergie (Mindestgeschwindigkeit), die zum Ablaufen einer Reaktion notwendig ist.

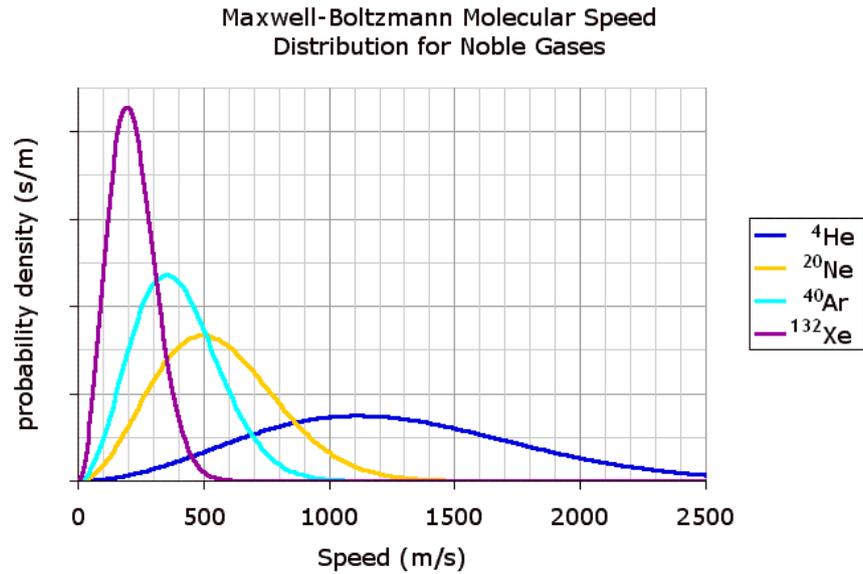
Es stoßen innerhalb eines Zeitintervalls (1s) also mehr Teilchen der Reaktionspartner so „kräftig“ zusammen, sodass eine Reaktion (Änderung in den Bindungsverhältnissen) stattfindet.

Aktivierungsenergie

Damit im eben genannten Beispiel von Wasserstoff und Sauerstoff eine Reaktion stattfindet, muss ein Energiebetrag beim Zusammentreffen von Teilchen erreicht, bzw. überschritten werden, damit überhaupt eine Reaktion stattfinden kann.

Nur wirksame Zusammenstöße führen zu einer chemischen Reaktion. Zu einem wirksamen Zusammenstoß gehören neben der notwendigen Energie, auch die günstige Orientierung der Reaktionsteilchen.

Die Maxwell-Boltzmann Verteilung



Quelle Bild: Public domain by wikipediauser Pd Bailey - thank you <https://en.wikipedia.org/wiki/Image:MaxwellBoltzmann.gif>

Zusatzinformationen:

<https://de.wikipedia.org/wiki/Maxwell-Boltzmann-Verteilung>

Anwendungsbereiche für die RGT-Regel

Biologie:

- Wechselwarme Tiere sind bei Kälte langsam und bei Hitze schnell. Ursache ist das schnellere Ablaufen der Stoffwechselfvorgänge im Körper der Tiere. Beispiele sind langsamere Stechmücken im Herbst, Reptilien welche sich bei Kälte nur langsam bewegen usw.
- Pflanzen wachsen in Wärme schneller. Schneeealgen wachsen bei 0°C extrem langsam.

Haushalt:

- Reinigungsvorgänge (zum Waschen wird heißes Wasser verwendet).

Technik:

- Ammoniak-Synthese (Haber-Bosch-Verfahren)
- Erhitzen chemischer Reaktionen mit dem Bunsenbrenner

Aufgaben:

1. Die Reaktion von jeweils einem mol Wasserstoff und Sauerstoff (Knallgasreaktion) dauert bei Raumtemperatur ca. 108 Jahre, bei 730°C ca. 10^{-5} s. Erkläre den Unterschied.

2. Im Sommer trocknet Wäsche schneller als im Herbst. Erkläre mithilfe der Maxwell-Boltzmann-Verteilung (bedenke zuerst, ob überhaupt eine chemische Reaktion vorliegt!)

3. Wasserteilchen an der gewischten Tafel sollten eigentlich gar nicht verdampfen, da der Raum (hoffentlich) kühler als 100°C ist. Erkläre das Phänomen des Verdunstens mithilfe der Maxwell-Boltzmann-Verteilung und stelle es dem Verdampfen gegenüber.

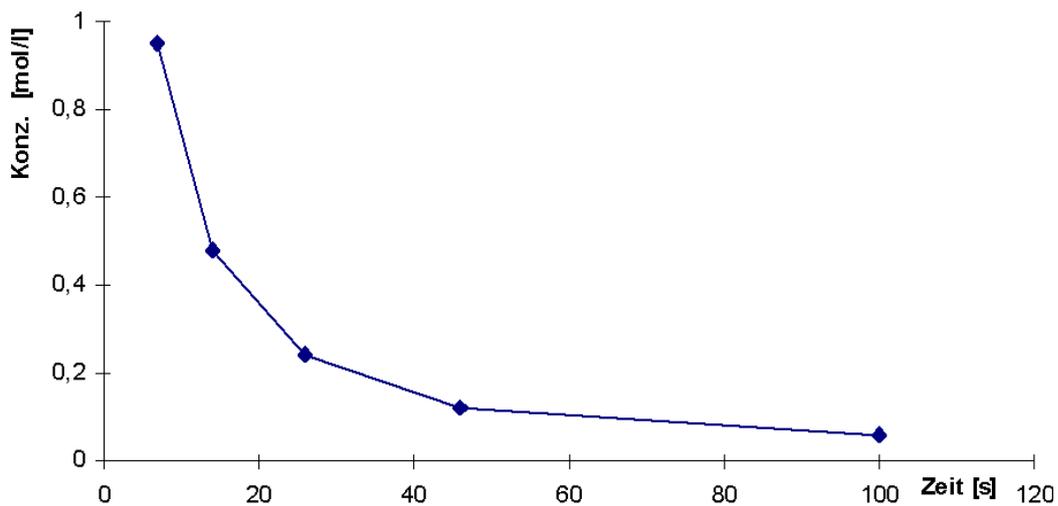
Einfluss der Konzentration auf die Reaktionsgeschwindigkeit

V: Thiosulfat reagiert mit Chlorwasserstoff. Während des Versuchs werden über die Volumina der Stoffe die Konzentrationen bestimmt. Werte die Tabelle aus, erstelle ein Geschwindigkeitsdiagramm und ziehe Schlussfolgerungen.

B:

Glas	V (S ₂ O ₃ ²⁻) [ml]	V (H ₂ O) [ml]	V (HCl) [ml]	c (S ₂ O ₃ ²⁻) [mol/l]	Zeit t [s]	1/t [s ⁻¹]
1	100	0	5	0,95	7	0,142857
2	50	50	5	0,48	14	0,0714285
3	25	75	5	0,24	26	0,03846
4	12,5	88	5	0,12	46	0,021739
5	6	92	5	0,06	100	0,01

S:

Geschwindigkeitsdiagramm:

Was kann man aus dem Diagramm (oder aus den Daten) über die Reaktionsgeschwindigkeit ablesen?
 - Abnahme der Reaktionsgeschwindigkeit, bei Abnahme der Konzentration (1/2)

**Die Reaktionsgeschwindigkeit ist von der Konzentration der beteiligten Stoffe abhängig.
 Je größer die Konzentration ist, desto größer ist auch die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit.**

Wie kann man sich das erklären und wer reagiert bei dieser Reaktion miteinander?
 - Thiosulfatteilchen mit Proton.

Was muss passieren, damit die Teilchen miteinander reagieren können?
 => ein Aufeinandertreffen der Teilchen ist erforderlich.

Zusammenfassung 2

- Bei Reaktionen reagieren immer Edukte zu Produkten.
- Die Reaktionsgeschwindigkeit misst man also durch die Entstehung der Produkte oder das „Verschwinden“ der Edukte.
- Misst man das Verschwinden der Edukte, so erhält die Reaktionsgeschwindigkeit definitionsgemäß ein negatives Vorzeichen.
- Von Interesse für Chemiker ist besonders die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit: $v_v = \Delta V / \Delta t$
- Messen lässt sich praktischerweise das Entstehen oder Verschwinden eines Volumens (bei Gasreaktionen) oder die Zunahme oder Abnahme der Stoffmenge (n) eines Teilchens, da die Stoffmenge zum Volumen in direkt proportionaler Beziehung steht: $n = V_0 / V_m$ ($V_m = 22,4$ l/mol)
- Für solche Reaktionen ist die Reaktionsgeschwindigkeit: $v_n = \Delta n / \Delta t$
- Als dritte Methode kann die Reaktionsgeschwindigkeit durch die Änderung von Stoffmengenkonzentration (c) gemessen werden (leicht in wässrigen Systemen durch z.B. passende Ionennachweise). Bei solchen Reaktionen ist die Konzentration der Stoffmenge direkt proportional: $c = n/V_{(Lsg.)}$, wobei $V_{(Lsg.)}$ als konstant angenommen werden kann. Die Reaktionsgeschwindigkeit ist also $v_c = \Delta c / \Delta t$.

Abhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit von der Konzentration

a) Die Landolt-Reaktion („Ioduhr“)

Durchführung und Beobachtung:

I: Sulfitlösung: 1000 ml H₂O + 10 ml EtOH + 2,5 ml H₂SO₄ + 1,16 g Na₂SO₃

II: Iodatlösung: 1000 ml H₂O + 4,2 g KIO₃

III: Stärkelösung: 1000 ml H₂O + 2 g Stärke (in Siedehitze gelöst)

Versuch	H ₂ O dest.	Lösung I	Lösung III	Lösung II	Zeitdauer
1	200 ml	20 ml	10 ml	20 ml	10 s
2	180 ml	20 ml	10 ml	40 ml	5 s
3	210 ml	20 ml	10 ml	10 ml	20 s

Nach Zugabe von Lösung III wird die Zeitdauer gemessen.

Auswertung:

- Gesamtvolumen der 3 Lösungen ist gleich (250 ml).
- Die Konzentration an Lösung I und Lösung II ist auch in allen Fällen gleich.
=> nur die Iodatkonzentration ist unterschiedlich

V1: Das Produkt der Konzentrationen ist c_1 (Lösung I+III) · c_1 (Lösung II)

V2: Das Produkt der Konzentrationen ist c_1 (Lösung I+III) · 2 c_1 (Lösung II),
die Reaktionsdauer war nur halb so groß,
die Reaktionsgeschwindigkeit doppelt so hoch wie bei V1.

V3: Das Produkt der Konzentrationen ist c_1 (Lösung I+III) · $\frac{1}{2} c_1$ (Lösung II)
die Reaktionsdauer war doppelt so groß,
die Reaktionsgeschwindigkeit halb so hoch wie bei V1.

Nach Verbrauch von Sulfit können die Reaktionen I und III nicht mehr ablaufen. Ist noch Iodid übrig, wird es von Iodat zu Iod oxidiert.

Nachweis von Jod mittels Stärke (blaue Farbe)

Lös A: KIO₃ (2 g in 200 ml H₂O) ---> $c(\text{IO}_3^-) = 10 \text{ g/l}$

Lös B: Na₂SO₃ (2 g in 200 ml H₂O) ---> $c(\text{SO}_3^{2-}) = 10 \text{ g/l}$

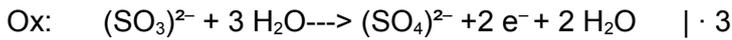
5 ml Eisessig

2 g Stärke

Die Geschwindigkeit, mit der die Blaufärbung auftritt, ist direkt proportional zur Konzentration der Iodatlösung.

Es finden folgende **Teilreaktionen** statt

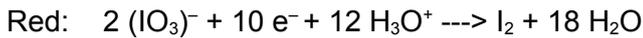
a)



langsam

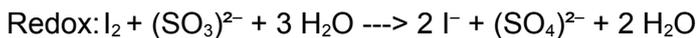
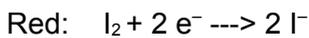
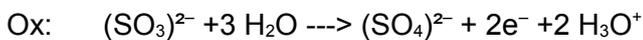
Das Iodat fungiert also als Oxidationsmittel fürs Sulfid.

b)



schnell

c)

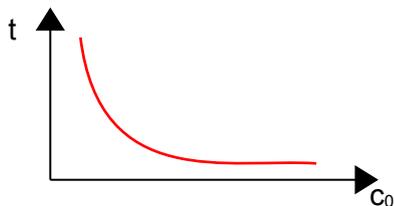


sehr schnell

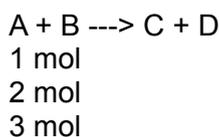
Nähere Betrachtung: Reaktionsdauer und Reaktionsgeschwindigkeit

Die Gesamtzeit bis zum Umschlag der Reaktion (sozusagen Δt_{ges}) bezeichnen wir als **Reaktionsdauer t** :
 Reaktionsdauer t = Zeitspanne bis zum Farbumschlag.

Auftragung der Reaktionsdauer gegen die Anfangskonzentration:



Bis zum Farbumschlag ist immer die gleiche Menge an Edukt verbraucht worden!
 Wenn zum Beispiel der Umschlag bei $c(\text{D}) = 0,5 \text{ mol/l}$ erfolgt, sind unabhängig von der Ausgangskonzentration immer die gleiche Menge umgesetzt worden!



Wir wissen: $v = \Delta c / \Delta t \quad \Rightarrow v = \Delta c / t$

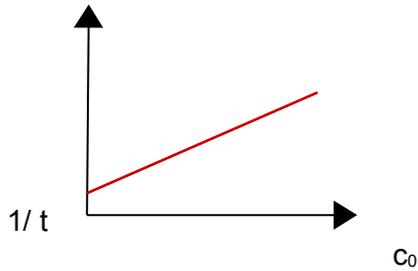
mit $\Delta c = \text{konst.}$

$$\Rightarrow v = \text{konst.} / t$$

$$\Rightarrow v \text{ ist proportional } 1/t$$

Der Kehrwert der Reaktionsdauer ist somit ein Maß für die mittlere Geschwindigkeit.

=> Auftragung von $1/t$ gegen die Ausgangskonzentration:



Die mittlere Geschwindigkeit ist in diesem Fall der Ausgangskonzentration direkt proportional:

$$v = k \cdot c_0 \quad [k = \text{Geschwindigkeitskonstante dieser Reaktion}]$$

Hier hat also nur die Konzentration des Reaktionspartners Auswirkungen auf die Reaktionsgeschwindigkeit. Das ist nicht bei allen Reaktionen so.

Entscheidend für die Bestimmung der Gesamt-Reaktionsgeschwindigkeit ist immer der geschwindigkeitsbestimmende Schritt. Will man wissen, von welchem Reaktionspartner (bzw. dessen Konzentration) die Reaktionsgeschwindigkeit abhängt, so muss man diesen geschwindigkeitsbestimmenden Schritt betrachten.

b) Die Golduhr

Becherglas	1	2	3	4	5 40 °C (30 °C)
Lsg B [ml]	40	20	10	5	20
H ₂ O [ml]	10	30	40	45	30
Dazu jeweils 50 ml Lsg A					
Zeit [sec]	25	47	103	360	22
	26	47	90	270	16 (50 °C)
	20	42	94	316	12 (65 °C)

Auftragen der Werte in einem $[S_2O_3^{2-}] / \text{Zeit}$ -Diagramm

Vgl. Auswirkung der Temperaturerhöhung

S: Reaktion (stark vereinfacht)



Natriumarsenit-Lösung: $NaAsO_2$

Natriumthiosulfatlösng: $Na_2S_2O_3$

RGT-Regel:

Erhöht man die Reaktionstemperatur um 10 °C so verdoppelt bis vervierfacht sich die Reaktionsgeschwindigkeit.

(Stoßzahlen in Gasen: 1 Gasteilchen hat pro Sekunde mehrere Milliarden Zusammenstöße)

Reaktionsgeschwindigkeit und Katalysator

Das chinesische Schriftzeichen für Katalysator bedeutet angeblich auch „Heiratsvermittler“, was die Eigenschaft eines Katalysators sehr treffend formuliert.

V1: In den Wasserstoffstrom wird feinverteiltes Platin gehalten (oder platinisiertes Platin).

B: Ohne einen Funken entzündet sich der Wasserstoff.
Das Platin sieht nach dem Entzünden genauso aus wie vorher!

S: Platin scheint die Aktivierungsenergie herabzusetzen. An der Reaktion nimmt es nicht teil. Es dient als Katalysator.



V2a: Entzünden von Zucker mit dem Bunsenbrenner.

V2b: Entzünden von Zucker und etwas Zigarettenasche mit dem Bunsenbrenner.

B: Nur in Gegenwart von Asche kann Zucker entzündet werden.

S: Ganz offensichtlich brennt nicht die Asche, da sie ja schon verbrannt ist. Vielmehr ermöglicht sie erst das Ablaufen der Reaktion. Die Asche ist in diesem Fall ein Katalysator. Den Wasserstoff hingegen kann sie nicht entzünden!

Katalysatoren verringern die Aktivierungsenergie einer Reaktion.

Dadurch erhöhen sie die Reaktionsgeschwindigkeit!

Sie liegen nach der Reaktion unverändert vor, können jedoch während der Reaktion eine Bindung mit mindestens einem Reaktionspartner eingehen.

Katalysatoren sind reaktionsspezifisch - sie wirken also selektiv.

Man unterscheidet:

- **Homogene Katalyse:** Katalysator und Edukte liegen in selber Phase (z.B. gelöst in Wasser) vor.
- **Heterogene Katalyse:** Katalysator und Edukte liegen in verschiedenen Phasen vor.
z.B.: fester Katalysator und gasförmige Edukte (wie z.B. im Auto, bei der Ammoniak-Synthese oder der Wasserstoffverbrennung mit Platin).

Versuch: Spaltung von Wasserstoffperoxid mithilfe von Braunstein

V: Zu Wasserstoffperoxid wird etwas Braunstein (Mangandioxid) zugegeben.

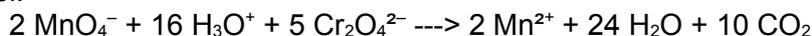
B: Die Zugabe führt zum Aufschäumen der Flüssigkeit, Gasentwicklung, Glimmspanprobe ist positiv.



Autokatalyse:

Der Katalysator entsteht erst während der Reaktion und die Reaktion verstärkt sich so selbst:

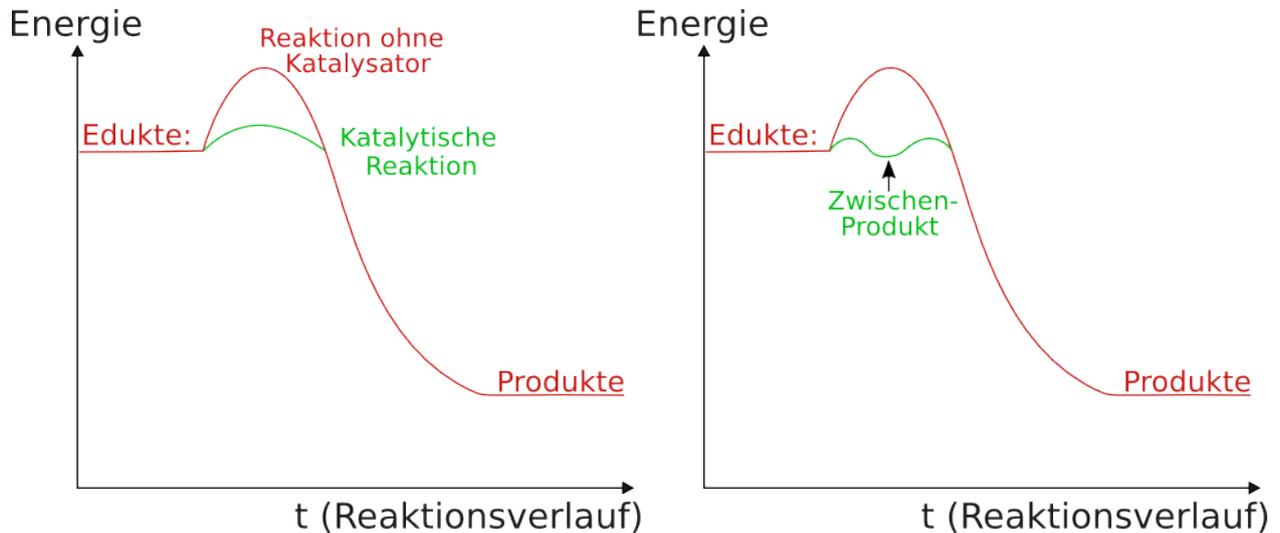
Beispiel:



Wirkungsweise von Katalysatoren

Katalysatoren setzen die Aktivierungsenergie herab.

=> mehr Teilchen haben die Mindestenergie für wirksame Zusammenstöße!



Die Wirkung eines Katalysators beruht auf

- Der Bildung einer Zwischenverbindung
 $A + \text{Kat} \rightarrow \text{AKat}$
 $\text{AKat} + B \rightarrow AB + \text{Kat}$
- Der Oberflächenwirkung (z.B. bei Pt, Pd, Ni)
 (siehe zum Beispiel Döbereiners Feuerzeug)
 Die Wirkung beruht auf
 - auf Schwächung von Bindungen
 - räumliche Annäherung der Reaktanden
 - räumliche Fixierung

Für Gleichgewichte gilt:

Katalysatoren beschleunigen die Hin- und Rückreaktion gleichermaßen und ändern also die Lage eines Gleichgewichtes nicht.

Zusatzinformationen:

<https://de.wikipedia.org/wiki/Katalysator>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Katalyse>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Autokatalyse>

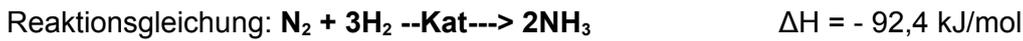
https://de.wikipedia.org/wiki/Homogene_Katalyse

https://de.wikipedia.org/wiki/Heterogene_Katalyse

<https://de.wikipedia.org/wiki/Katalysatorgift>

<https://de.wikipedia.org/wiki/Biokatalysator>

https://de.wikipedia.org/wiki/Johann_Wolfgang_Döbereiner#Katalyse_und_das_Döbereiner-Feuerzeug

Großtechnische Anwendung: Synthese von Ammoniak (das Haber-Bosch Verfahren)

Wie man schon an der Reaktionsenthalpie erkennt, ist Stickstoff extrem inert (=reaktionsträge)!

Mechanismus:

Der Katalysator verbindet sich kurzzeitig mit beiden Edukten. Er „hilft“ so bei der Spaltung der extrem stabilen Edukte.

Übersicht über industrielle katalytische Verfahren

Verfahren	Produkt	Katalysator	Bedingung
Ammoniaksynthese	NH_3	Eisen/ Al_2O_3	$T = 450-500 \text{ }^\circ\text{C}$; $p = 25-40 \text{ MPa}$
Methanolsynthese	CH_3OH	$\text{CuO/Cr}_2\text{O}_3$, oder $\text{ZnO/Cr}_2\text{O}_3$ oder CuO/ZnO	$T = 210-280 \text{ }^\circ\text{C}$; $p = 6 \text{ MPa}$
Schwefelsäureherstellung	H_2SO_4	V_2O_5	$T = 400-500 \text{ }^\circ\text{C}$
Salpetersäureherstellung (=Ostwaldverfahren)	HNO_3	Platin/Rhodium	$T = 800 \text{ }^\circ\text{C}$

Biokatalysatoren

Siehe Kapitel Biologie „Eiweiße und Enzyme“.

Enzyme sind äußerst effektive Biokatalysatoren. Sie setzen die Aktivierungsenergie herab und ermöglichen so Stoffumsetzungen selbst bei Körpertemperatur und darunter!

Biokatalysatoren werden durch Schwermetalle vergiftet und durch Hitze zerstört.

Wiederholungsversuch

Nenne Möglichkeiten, die Reaktionsgeschwindigkeit zu erfassen
(Über Messung der Änderung von Volumen, Stoffmenge oder Konzentration)

Wovon hängt die Reaktionsgeschwindigkeit ab?
(den chemischen Eigenschaften wie Zerteilungs- bzw. Verteilungsgrad)

Bei einem Versuch reagiert 1g Zinkpulver mit Salzsäure und parallel eine feste Zinkgranalie (Masse 1g) mit der gleichen Menge Salzsäure.

a) Erstelle die Reaktionsgleichung.

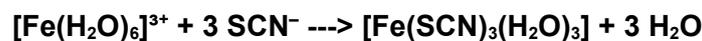
Reaktionsgleichung: **$2\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{H}_2 + \text{ZnCl}_2$**

b) Treffe eine Vorhersage zur Reaktionsgeschwindigkeit der beiden Versuche

c) Was lässt sich also allgemein für den Zusammenhang zwischen Oberfläche (Verteilungsgrad) und Reaktionsgeschwindigkeit sagen?

Wiederholungsaufgaben zum Thema „Reaktionskinetik“

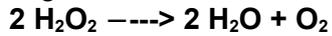
1. Nenne Kennzeichen chemischer Reaktionen.
2. Welche Aussagen kann ein Energiediagramm treffen?
3. Erstelle für jeweils frei gewählte Reaktionen ein exothermes und ein endothermes Energiediagramm.
4. Wie unterscheiden sich Standard- und Normalbedingungen?
5. Was versteht man unter Reaktionsgeschwindigkeit? Wie unterscheiden sich dabei mittlere und momentane Reaktionsgeschwindigkeit?
6. Wie kann man die Reaktionsgeschwindigkeit messen? Nenne verschiedene praktische Möglichkeiten.
7. Man hat eine Reaktion, die in mehreren Teilschritten abläuft. Wie kann man das Gesetz für die Reaktionsgeschwindigkeit finden?
8. Was versteht man unter Gibb'scher freier Enthalpie und unter Entropie?
9. Welche Faktoren beeinflussen die Reaktionsgeschwindigkeit?
10. Nenne Möglichkeiten Reaktionsgeschwindigkeiten zu messen.
11. Welchen Einfluss hat die Orientierung eines Moleküls dabei?
12. Erkläre den Zusammenhang zwischen Oberfläche (Verteilungsgrad) und der Reaktionsgeschwindigkeit.
13. Erkläre die Stoßtheorie und erstelle dazu die passende Maxwell-Boltzman-Verteilung.
14. Wie kann man erklären, dass bei höheren Temperaturen die Reaktionsgeschwindigkeit steigt?
15. Nenne ein Beispiel für die Konzentrationsabhängigkeit chemischer Reaktionen.
16. Wie kann man die Konzentrationsabhängigkeit mit der Stoßtheorie erklären?
17. Eine Reaktion läuft in mehreren Teilschritten ab. Wie kann man das Gesetz für die Reaktionsgeschwindigkeit aufstellen?
18. Im geschwindigkeitsbestimmenden Schritt einer Reaktion bildet ein Eisen(III)ion mit Thiocyanat einen Komplex (siehe Gleichung). Wie lautet das dazugehörige Geschwindigkeitsgesetz?



19. Wie lautete das Geschwindigkeitsgesetz bei einer monomolekularen Reaktion mit Gasen?
20. Was ist die RGT-Regel? Welchen Zusammenhang spiegelt sie wider? Erkläre.
21. Bei 22°C läuft eine Reaktion in 80s ab. Wie lange braucht es ungefähr bei 62°C?
22. Stelle die Redoxreaktionsgleichung der Reaktion von Natriumthiosulfatlösung mit HCl auf. Erkläre dabei auch den Niederschlag.
23. Bei der Reaktion von Natriumthiosulfatlösung mit HCl entsteht das Gas SO₂. Warum wurde keine Gasentwicklung beobachtet?
24. Wie lautet die Arrheniusgleichung? Wie kann man mit ihr k bzw. die Aktivierungsenergie bestimmen?
25. Distickstoffpentoxid zerfällt in Stickstoffdioxid und Sauerstoff. Bei einem Versuch werden 3,24g Distickstoffpentoxid eingesetzt. Die Reaktion läuft mit einer Geschwindigkeit von $v_r = 5 \cdot 10^{-4}$ mol/s. Wie viel Zeit vergeht, bis die Reaktion vollständig abgelaufen ist?
(Tipp: Betrachten Sie bei Ihrer Rechnung die Sauerstoffentwicklung als Maß für die Reaktionsgeschwindigkeit !)
26. Eine Zinkgranalie und die gleiche Masse an Zinkpulver reagieren Salzsäure
 - a) Stelle die Reaktionsgleichung auf
 - b) Was für ein Reaktionstyp liegt vor?
 - c) Wie unterscheiden sich die Reaktionsgeschwindigkeiten
 - d) Finde Wege die Reaktionsgeschwindigkeit zu bestimmen.
27. Magnesium reagiert mit Salzsäure. Nach 1min. misst man ein Wasserstoffvolumen von 30ml.
 - a) Stelle die Reaktionsgleichung auf und benenne alle Stoffe
 - b) Bestimme die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit v_r in mol/s
28. Salzsäure reagiert auch mit Calciumcarbonat. Es bildet sich wiederum ein Gas. Nach 2min. Wird eine Massenabnahme von 0,960g gemessen. Berechne die mittlere Änderung der Stoffmenge des Kohlenstoffdioxids. $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ g/mol}$
29. Erkläre, wie Katalysatoren wirken und nenne mehrere Beispielreaktionen dafür.
30. Welchen Einfluss haben Katalysatoren auf die Reaktionsgeschwindigkeit?
31. Wie unterscheidet sich das Energiediagramm einer katalytischen Reaktion, von dem einer

herkömmlichen Reaktion.

32. Wie kann man die Selektivität von Katalysatoren erklären?
 33. Erkläre mithilfe der Maxwell-Boltzmann-Verteilung, warum katalysierte Reaktionen nicht eine geringere Aktivierungsenergie haben, sondern auch, warum sie schneller ablaufen.
 34. Nenne weitere Merkmale von katalytischen Reaktionen.
 35. Die Wasserstoffperoxidkonzentration einer wässrigen Wasserstoffperoxidlösung nimmt bei der folgenden Reaktion ab:



Es liegen folgende Konzentrationen vor:

$$c_0(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,98 \text{ mol/l}$$

$$c_1(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,74 \text{ mol/l}$$

Berechnen Sie den zugehörigen Zeitabschnitt, wenn die mittlere Reaktionsgeschwindigkeit $v_r = -7,48 \text{ mol/l}\cdot\text{s}$ im betrachteten Zeitabschnitt ist.

Lösungen:

10. Geschwindigkeitsgesetz: $v_r = k \cdot c([\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}) \cdot c^3(\text{SCN}^-)$

13. 5s

