

# Schulversuchspraktikum

Dörte Hartje

Sommersemester 2013

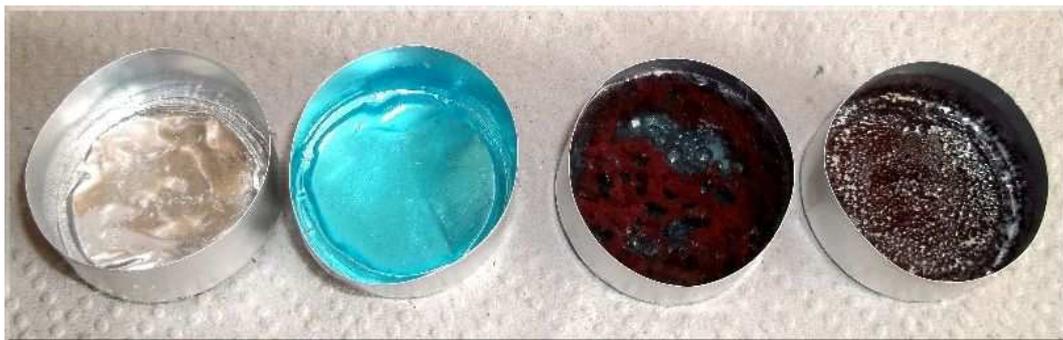
Klassenstufen 11 & 12



---

## Katalyse

---



**Auf einen Blick:**

Dieses Protokoll enthält drei Lehrer- und drei Schülerversuche zum Thema „Katalyse“. Diese Versuche sollen die Wirkungsweise eines Katalysators vermitteln. Sinnvoll eingesetzt werden die Versuche, wenn Vorwissen über Katalysatoren vorhanden ist. Die vorgestellten Experimente bauen auf den in vorangegangenen Schuljahren vermittelten Inhalten auf. Schwerpunkt der Versuche sind die Arten der Katalyse sowie Katalysatoren in der Technik. Das Arbeitsblatt kann unterstützend zu V 1 eingesetzt werden.

**Inhalt**

1	Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele.....	1
2	Relevanz des Themas für SuS.....	2
3	Lehrerversuche .....	3
3.1	V 1 – Modellversuch zum Claus-Prozess .....	3
3.2	V 2 – Wasserstoffperoxid und Mangan .....	5
3.3	V 3 – Blaues Wunder.....	7
4	Schülerversuche.....	10
4.1	V 4 – Zink in verdünnter Schwefelsäure.....	10
4.2	V 5 – Katalytische Säure-Korrosion von Aluminium.....	12
4.3	V 6 – Autokatalyse .....	14
5.	Reflexion des Arbeitsblattes .....	19
5.2	Erwartungshorizont (Inhaltlich).....	20

## 1 Beschreibung des Themas und zugehörige Lernziele

Katalysatoren sind Stoffe, die eine chemische Reaktion beschleunigen und nach der Reaktion unverändert vorliegen (V 4). Sie reagieren mit den Edukten zu Zwischenstufen. Dies ermöglicht einen Reaktionsweg mit niedriger Aktivierungsenergie. Bei der Produktbildung wird der Katalysator wieder freigesetzt. Bei der homogenen Katalyse liegen Katalysator und die Reaktanden in der gleichen Phase vor. Wenn der Katalysator und die Reaktanden in unterschiedlichen Phasen vorliegen, wird von einer heterogenen Katalyse gesprochen. Dabei liegt der Katalysator meistens in fester Form vor und die Moleküle der Reaktanden werden an der Oberfläche adsorbiert. Dieses Prinzip wird in V 2 erklärt. Bei der Autokatalyse (V 6) erläutern die SuS, dass die Reaktionsprodukte katalytisch wirken. Diese werden vermehrt im Verlauf der Reaktion gebildet, wodurch die Reaktion deutlich schneller ablaufen kann. Auch bei der Korrosion beschleunigt ein Katalysator die ablaufende Reaktion (V 4 und V 5). Der Versuch V 3 kann als Einstieg in das Thema „Katalyse“ dienen. Anhand des Experimentes erklären die SuS, dass Katalysatoren keinen Einfluss auf die Lage des chemischen Gleichgewichts nehmen. Sie sorgen lediglich für eine schnellere Einstellung des Gleichgewichts, denn eine Gleichgewichtsverschiebung durch Katalysatoren ist thermodynamisch unmöglich. Katalysatoren beschleunigen die Hin- und Rückreaktion gleichermaßen. Damit ändern sie die Kinetik chemischer Reaktionen, nicht aber die Thermodynamik. Die Bedeutung und Verwendung der Katalysatoren in der Technik wird mit V 1 am Beispiel des Claus-Prozess zur Schwefelgewinnung erläutert. Dabei recherchieren die SuS außerdem, in welchen technischen Prozessen Katalysatoren eingesetzt werden (z. B. Haber-Bosch-Verfahren) und begründen, wie chemische Reaktionen gesteuert werden können. Dabei erklären die SuS, dass die Reaktionsgeschwindigkeit der katalysierten Reaktion auch von der Konzentration des Katalysators abhängt. Je höher die Konzentration des Katalysators ist, desto schneller läuft die Reaktion ab und desto größer ist der Stoffumsatz. Daran begründen und bewerten die SuS die Bedeutung der Katalysatoren für die Technik. In V 5 erläutern die SuS, dass ein Katalysator auch an die Korrosion begünstigen kann. Folgende Kompetenzen der Basiskonzepte „Energie“ und „Kinetik und chemische Reaktion“ werden gefördert:

- Fachwissen: Die SuS beschreiben die Wirkungsweise von Katalysatoren.
- Die SuS beschreiben, dass Katalysatoren die Einstellung des chemischen Gleichgewichts beschleunigen.
- Kommunikation: Die SuS recherchieren zu Katalysatoren in technischen Prozessen.
- Die SuS stellen die Aktivierungsenergie und die Katalysatorwirkung im Energiediagramm dar.

Bewertung: Die SuS beurteilen die Möglichkeiten der Steuerung von chemischen Reaktionen in technischen Prozessen.

## 2 Relevanz des Themas für SuS

Das Thema „Katalysatoren“ ist für die SuS relevant, da diese in jedem modernen Auto eingebaut sind und zum Leben gehören. Darüber hinaus werden wichtige technische Prozesse (Claus-Prozess zur Schwefelgewinnung, Haber-Bosch-Verfahren zur Ammoniaksynthese) durch Katalysatoren beschleunigt und effizient gestaltet. Auch im menschlichen Körper sind Enzyme als Katalysatoren beteiligt, damit wichtige Stoffwechselfvorgänge optimal ablaufen können. Für das Fach Chemie ist die Wirkungsweise der Katalysatoren relevant, da diese in vielen chemischen Reaktionen eingesetzt werden, um Reaktionen zu beschleunigen. Somit wird ein wichtiges Prinzip der Chemie vermittelt. Wichtig ist, dass den SuS vermittelt wird, dass Katalysatoren keinen Einfluss auf die Lage des chemischen Gleichgewichts haben. Oft entsteht die Fehlvorstellung, dass Katalysatoren das Gleichgewicht verschieben. Diese Fehlvorstellungen sollen mit den Experimenten beseitigt werden. In der Deutung von V 3 kann auf die Strukturformeln von Methylenblau verzichtet werden, um die Deutung nicht zu kompliziert zu gestalten. In einem leistungsstarken Kurs kann dies aber thematisiert werden. Auch auf das Aufstellen der Redoxgleichungen bei den Versuchen zur Korrosion kann bei Bedarf verzichtet werden, wenn die SuS dieses Fachwissen bereits besitzen. Andererseits kann auf diese Weise das Thema Redoxreaktionen wiederholt werden. Gut geeignet sind die Experimente, um in der Auswertung Diagramme zu erstellen, die den Einfluss eines Katalysators auf die Aktivierungsenergie zeigen. Somit wird eine Vernetzung verschiedener Themen erreicht. Voraussetzung ist, dass die SuS den Begriff „Aktivierungsenergie“ bereits kennen und Diagramme erstellen können. Auch Kenntnisse über das chemische Gleichgewicht und dessen Beeinflussung werden vorausgesetzt.

### 3 Lehrerversuche

#### 3.1 V 1 – Modellversuch zum Claus-Prozess

In diesem Demonstrationsversuch soll der Claus-Prozess zur Schwefelgewinnung in der Technik als Modellversuch erarbeitet werden. Im Anschluss an den Versuch sollte eine detaillierte Besprechung der ablaufenden Reaktionen sowie eine Modellkritik erfolgen. Auch eine Recherche zum Einsatz von Katalysatoren in der Technik ist sinnvoll. Vorwissen über chemische Reaktionen und Aktivierungsenergie ist nötig. Die Behandlung des Themas Katalyse erleichtert das Verständnis des Prozesses. Der Begriff Synproportionierung sollte bekannt sein.

Gefahrenstoffe		
Schwefelwasserstoff	H: 220, 280, 330, 400	P: 210, 260, 273, 304+340, 315, 377, 381, 403, 405
Schwefeldioxid	H: 280, 314, 331	P: 260, 280, 304+340, 303+361+353, 305+351+338, 315, 405, 403
Natriumdisulfit	H: 302, 318	P: 280, 305+351+338, 313
Schwefelsäure	H: 290, 314	P: 280, 301+330+331, 309, 310, 305+351+338
Spülmittel	H: -	P: -
		

**Materialien:** U-Rohr, 2 Kolbenprober, 2 Stopfen, Stativmaterial, Gasentwicklungsapparatur, Schlauchmaterial, Schlauchklemmen, Schliff fett, HWS-Klemmen, Spatel.

**Chemikalien:** Schwefeldioxid, Schwefelwasserstoff, Spülmittel, dest. Wasser, Natriumdisulfit, Schwefelsäure (w=10 %).

**Durchführung I:** Es wird Schwefeldioxid in einer Gasentwicklungsapparatur hergestellt. Dazu wird vorsichtig Schwefelsäure auf festes Natriumdisulfit getropft.

**Beobachtung I:** Es entsteht ein Gas.

Deutung I: Es ist Schwefeldioxid gemäß folgender Reaktionsgleichung entstanden:



Durchführung II: Ein trockener Kolbenprober wird zu einem Drittel mit Schwefeldioxid gefüllt. Ein weiterer trockener Kolbenprober wird zu zwei Dritteln mit Schwefelwasserstoff gefüllt. Ein U-Rohr wird mit Spülmittel und einem Wasserrest gespült. Die Versuchsapparatur wird gemäß der Skizze aufgebaut. Die Zuleitungen werden mit Schlauchklemmen gesichert, die Schliffe werden gefettet. Die Gase (es wird mit Schwefeldioxid begonnen) werden sehr langsam in das U-Rohr geschoben.

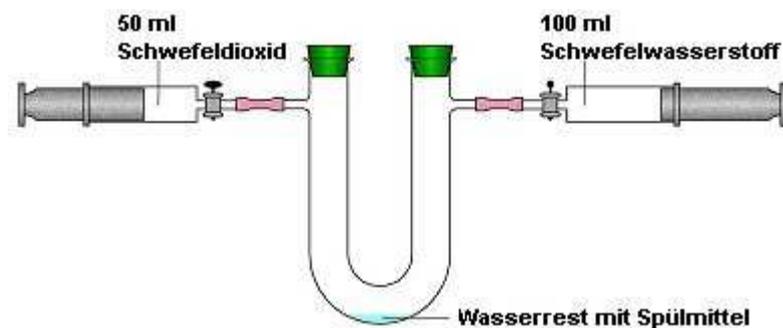


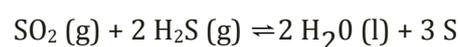
Abb. 1: Versuchsaufbau „Modellversuch zum Claus-Prozess“

Quelle: R. Blume,

<http://www.chemieunterricht.de/dc2/abgas/abgas06.htm>, 11.02.2009, zuletzt abgerufen am 02.08.2013 um 13:50 Uhr

Beobachtung II: Es entsteht schnell ein weißer Nebel. An der Wand bildet sich ein gelber Feststoff.

Deutung II: Bei dem im Experiment gebildeten gelben Niederschlag handelt es sich um Schwefel. Bei dem weißen Nebel handelt es sich um Kondenswasser. Der Claus-Prozess ist ein in der Industrie eingesetztes Verfahren zur Schwefelgewinnung. Dort wird Schwefelwasserstoff in einer Synproportionierung zu elementarem Schwefel oxidiert. In der Technik wird etwa ein Drittel des Schwefelwasserstoffs mit Luftsauerstoff zu Schwefeldioxid verbrannt. Danach wird Schwefeldioxid mit Schwefelwasserstoff zur Reaktion gebracht. In der Technik wird Bauxit als Katalysator eingesetzt. Im Modellversuch dient Wasser als Katalysator. Das Spülmittel wurde zur Oberflächenvergrößerung eingesetzt. Es läuft im Modellversuch folgende Reaktion ab:



Das chemische Gleichgewicht liegt auf Seiten der Produkte. Damit ist die Bildung des gelben Niederschlags erklärbar.

Die Reaktion im Modell verläuft autokatalytisch, da das gebildete Kondenswasser als Katalysator wirkt.

Entsorgung: Schwefel wird in den Feststoffabfall gegeben. Die Gase werden in den Abzug geleitet.

Literatur: [1] R. Blume, <http://www.chemieunterricht.de/dc2/abgas/abgas06.htm>, 11.09.2009 (zuletzt abgerufen am 02.08.2013 um 13:50 Uhr).

pTipp: Im Anschluss bzw. als Alternative kann über das Thema "Katalysator im Auto" gesprochen werden (evtl. ist auch ein Demonstrationsversuch zum Abgaskatalysator geeignet). Dabei kann vertiefend vermittelt werden, dass Katalysatoren vergiftet werden können.

### 3.2 V 2 – Wasserstoffperoxid und Mangan

In diesem Demonstrationsversuch soll die heterogene Katalyse gezeigt werden. Voraussetzung für den Versuch sind Kenntnisse über die Glimmspanprobe und das chemischen Gleichgewichts. Der Begriff Katalysator kann bereits eingeführt sein, kann aber auch an diesem Experiment vermittelt werden.

Gefahrenstoffe		
Wasserstoffperoxid (w=15%)	H: 271, 302, 314, 332, 335	P: 220, 261, 280, 305+351+338, 310
Mangandioxid	H: 272, 303+332	P: 221

Materialien: Standzylinder, Messzylinder, Spatel, Glimmspan, Feuerzeug.

Chemikalien: Wasserstoffperoxid, Mangandioxid.

**Durchführung:** Ein Standzylinder wird mit 40 mL Wasserstoffperoxidlösung ( $w=15\%$ ) gefüllt. Es wird die Glimmspanprobe durchgeführt. Anschließend wird in den ersten Standzylinder eine Spatelspitze Mangandioxid gegeben und die Glimmspanprobe wird durchgeführt.

**Beobachtung:** Im Standzylinder, der nur Wasserstoffperoxidlösung enthält, ist eine leichte Gasentwicklung erkennbar und die Glimmspanprobe ist negativ. Bei Zugabe von Mangandioxid zum Wasserstoffperoxid ist eine Gasentwicklung zu beobachten und die Glimmspanprobe ist positiv. Nach der Reaktion liegt das Mangandioxid unverändert vor.



Abb. 2: Versuchsbeobachtung des Versuchs „Wasserstoffperoxid und Mangan“

links: Wasserstoffperoxid mit Mangandioxid;  
rechts: Wasserstoffperoxid

**Deutung:** An der leichten Gasentwicklung ist erkennbar, dass sich Wasserstoffperoxid in wässriger Lösung nur langsam in Wasser und Sauerstoff zersetzt. Die Glimmspanprobe ist negativ, da der gebildete Sauerstoff genauso schnell aus dem Standzylinder herausdiffundiert, wie er gebildet wurde. Bei Zugabe von Mangandioxid verläuft die Sauerstoffentwicklung lebhafter. Dies zeigt auch die Glimmspanprobe, die positiv ausfällt. Da das Mangandioxid nach Reaktionsende unverändert vorliegt lässt sich schließen, dass es die Reaktion katalysiert hat, ohne verbraucht zu werden. Die Reaktionsgeschwindigkeit wurde erhöht. Es handelt sich um eine heterogen Katalyse, da der Katalysator und die Reaktionspartner in unterschiedlichen Phasen vorliegen. Es läuft folgende Reaktion ab:

$2 \text{H}_2\text{O}_2 (\text{aq}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + \text{O}_2 (\text{g})$ . Das chemische Gleichgewicht liegt dabei auf der Seite der Produkte. Der Katalysator führt zu einer schnelleren Einstellung des Gleichgewichts.

Entsorgung: Die Lösung wird in den Schwermetallsammelbehälter gegeben.

Literatur: [2] Tausch & v. Wachtendonk (2003), Chemie S II Stoff – Formel – Umwelt, C. C. Buchners Verlag, Bamberg, S. 86.

Tipp I: Statt Mangandioxid kann auch Kaliumiodidlösung verwendet werden.

Tipp II: Den Versuch unter dem Abzug durchführen, um die Gasentwicklung nicht in den Raum zu leiten.

### 3.3 V 3 – Blaues Wunder

Dieses Wunderexperiment kann als Einstieg in das Thema „Katalysator“ verwendet werden. Nützlich ist Vorwissen über Säure-Base-Reaktionen, Indikatoren, Redoxreaktionen und das chemische Gleichgewicht. Es kann als Einstieg die Frage in den Raum gestellt werden: Wie funktioniert das „Blaue Wunder“?

Gefahrenstoffe		
Methylenblau	H: 302	P: 301+312
Glucose	H: -	P: -
Natronlauge (w=10 %)	H: 290, 314	P: 280, 301+330+331, 309+310, 305+351+338



Materialien: Rundkolben (1 L), Stopfen, Messzylinder, Spatel, Waage.

Chemikalien: Methylenblau, Glucose, Natronlauge (w=10 %), dest. Wasser.

Durchführung: In einen 1 L-Rundkolben werden 300 mL dest. Wasser und 50 mL Natronlauge (w=10 %) gegeben. In dieser Mischung werden 50 g Glucose gelöst. Danach wird so viel Methylenblaulösung zugegeben, bis eine tiefblaue Färbung erkennbar ist. Die Lösung wird einige Minuten stehen gelassen. Anschließend wird die Lösung stark geschüttelt. Nun wird die Lösung wieder stehen gelassen. Der Vorgang wird mehrmals wiederholt.

Beobachtung: Die Lösung im Rundkolben hat vor Zugabe von Methylenblau eine gelbliche Färbung. Nach Zugabe von Methylenblau ist die Lösung dunkelblau. Nach etwa einer Minute stehen lassen ist eine Entfärbung erkennbar. Nach dem Schütteln färbt sich die Lösung wieder tiefblau. Nach einem erneuten stehen lassen (ca. eine Minute) bleibt die Färbung nur an der Phasengrenze Luft-Flüssigkeit erhalten. Im Zeitverlauf ist eine zunehmende Gelbfärbung der Lösung zu beobachten.



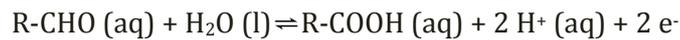
Abb. 3: Versuchsaufbau „Blue Bottle“ vor dem Schütteln



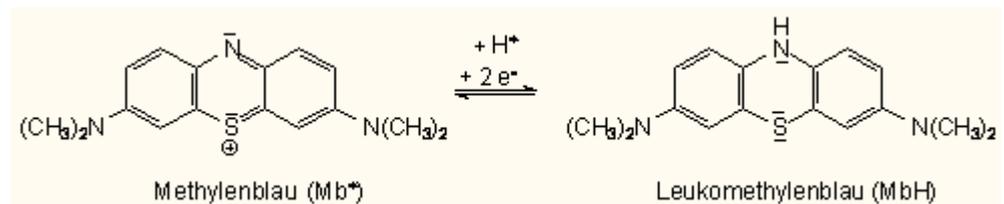
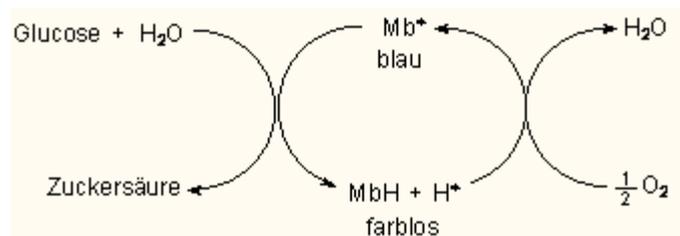
Abb. 4: Versuchsaufbau „Blue Bottle“ nach dem Schütteln

Deutung: Es handelt sich um eine durch Methylenblau katalysierte Oxidation der Glucose (zu Gluconsäure). Als Katalysator wird Luftsauerstoff verwendet.

Die Mitwirkung von Metylenblau zeigt sich durch die Entfärbung. Metylenblau wirkt als Oxidationsmittel. Das alkalische Milieu ist erforderlich, da der Sauerstoff durch Reaktion mit Wasser eingefügt wird und nicht durch Luftsauerstoff. Formal gesehen entstehen dabei Protonen, die eine weitere Reaktion verhindern. Die Reaktionsgleichung für die Oxidation der Glucose lautet:



Diese Protonen werden mit Natronlauge neutralisiert. Dabei verschiebt sich das chemische Gleichgewicht auf die Seite der Produkte (Gluconsäure). Es laufen folgende Reaktionen ab:



Quelle: <http://www.chemieunterricht.de/dc2/katalyse/vkat-007.htm>

04.01.2005 (zuletzt abgerufen am 02.08.2013 um 15:34 Uhr).

Das farblose Leukometylenblau kann als aktive Übergangsverbindung eines Katalysators angesehen werden (es bildet sich ein Zwischenprodukt). Dabei handelt es sich um eine Gleichgewichtsreaktion. Der Katalysator beschleunigt die Einstellung des Gleichgewichts, nimmt aber keinen Einfluss auf die Lage des chemischen Gleichgewichts.

Metylenblau wird als Redoxindikator eingesetzt. Durch das Schütteln diffundiert Luftsauerstoff in die Lösung und oxidiert das Leukometylenblau zu Metylenblau.

Die Gelbfärbung der Lösung ist dadurch erklärbar, dass Glucose zunehmend zersetzt wird und das Zersetzungsprodukt der Flüssigkeit eine gelbe Farbe gibt.

Entsorgung: Die Lösung aus dem Rundkolben wird gesammelt und mit den organischen Reststoffen entsorgt.

Literatur: [3] R. Blume, <http://www.chemieunterricht.de/dc2/katalyse/vkat-007.htm>, 04.01.2005, (zuletzt abgerufen am 02.08.2013 um 15:34 Uhr)

[4] H. Roesky (2006), Glanzlichter chemischer Experimentierkunst, WILEY-VCH Verlag GmbH & Co. KGaA, Weinheim, S. 71 f.

## 4 Schülerversuche

### 4.1 V 4 – Zink in verdünnter Schwefelsäure

Dieser in der Schule oft verwendete Versuch zeigt die Wirkung eines Katalysators auf die Reaktionsgeschwindigkeit und zeigt, dass auch Korrosion katalysiert werden kann. Er kann (ja nach Wissensstand der SuS) als Erarbeitungs- oder Übungsexperiment eingesetzt werden. Vorwissen über das Thema Redoxreaktionen (besonders Korrosion) ist hilfreich für die Deutung.

Gefahrenstoffe		
Zinkgranalien	H: 410	P: 273, 391, 501
Schwefelsäure (0,5 mol/L)	H: 290, 314	P: 280, 301+330+331, 309, 310, 305+351+338
Kupfersulfat	H: 302, 315, 319, 410	P: 273, 305+351+338, 302+352
		

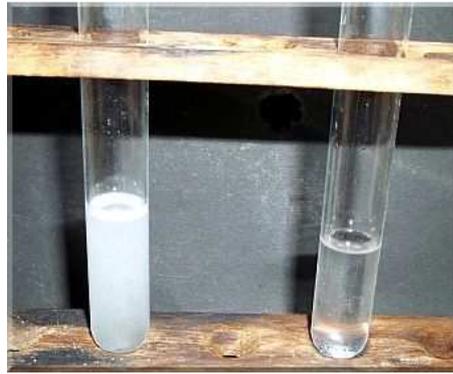
Materialien: 2 Reagenzgläser, Reagenzglasständer, Pipette, Peleusball, Spatel.

Chemikalien: Zinkgranalien, Schwefelsäure ( $c = 0,5 \text{ mol/L}$ ), Kupfersulfatlösung ( $w=1 \%$ ).

Durchführung: In jedes Reagenzglas wird eine Zinkgranalie gegeben. Anschließend werden in jedes Reagenzglas 5 mL Schwefelsäure gegeben. Sich bildendes Gas wird abgeklopft. Nach etwas Warten werden einige Tropfen Kupfersulfatlösung in ein Reagenzglas zugegeben.

Abb. 5: Versuchsaufbau „Zink in verdünnter Schwefelsäure“

links: mit Zugabe von Kupfersulfatlösung  
rechts: ohne Zugabe von Kupfersulfatlösung



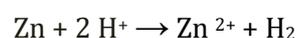
**Beobachtung:** Nach Zugabe von Kupfersulfatlösung beginnt eine starke Gasentwicklung, die mehr als drei Stunden anhält. Auf dem Zink im Reagenzglas mit der Kupfersulfatlösung befindet sich ein kupferfarbener Niederschlag. Die Zinkgranalie im Reagenzglas ohne Kupfersulfatlösung bleibt silberfarbig und es ist keine Gasentwicklung erkennbar.

Abb. 6:

Versuchsbeobachtung: Zinkgranalie in Schwefelsäure mit Kupfersulfatlösung



**Deutung:** Der Versuch zeigt, dass Katalysatoren die Reaktionsgeschwindigkeit beeinflussen. Katalysatoren nehmen an der Reaktion teil und liegen nach der Reaktion unverändert vor. Der Kupferzusatz wirkt in diesem Experiment als Katalysator. Unter Korrosion wird die Zersetzung von Metallen in Gegenwart von Säuren, Salzen oder Wasser verstanden. Gefördert wird die Korrosion durch Lokalelemente. Dabei wird das unedlere Metall (in diesem Fall Zink) korrodiert. In der Schwefelsäure ist die Korrosion von Zink gehemmt. Bei Zugabe von Kupfer ist eine starke Korrosion erkennbar. Kupfer wirkt als Katalysator der Korrosion von Zink. Die Korrosion von Zink in Schwefelsäure ist gehemmt, weil folgende Redoxreaktion abläuft:



Die gebildeten Wasserstoffbläschen verhindern den Durchtritt der Protonen und somit ist die Korrosion gehemmt. Das zugegebene edlere Kupfer

zieht die Elektronen an. Die Wasserstoffionen werden an der Kupferoberfläche entladen und die Zinkionen können das Metallgitter verlassen. Die Korrosion findet statt.

Alternative: Der Versuch kann auch im Becherglas durchgeführt werden. Dazu werden 50 mL Schwefelsäure in das Becherglas gegeben. Ein Zinkblech wird in die Säure gestellt und es wird beobachtet. Dann wird ein Kupferblech neben das Zinkblech in das Becherglas gestellt (beide Bleche dürfen sich nicht berühren. Dann berührt man das Zinkblech mit dem Kupfer und wartet ab.

Entsorgung: Die Lösungen werden neutralisiert und in den Schwermetallsammelbehälter gegeben.

Literatur: [5] R. Blume, <http://www.chemieunterricht.de/dc2/katalyse/vkat-023.htm>, 30.11.2007 (zuletzt abgerufen am 02.08.2013 um 15:13 Uhr).

#### 4.2 V 5 – Katalytische Säure-Korrosion von Aluminium

In diesem Erarbeitungsexperiment erleben die SuS katalytische Säurekorrosion. Benötigt wird Vorwissen zu den Themen Korrosion und Redoxreaktionen. Die Wartezeit während des Versuchs sollte für weitere Experimente bzw. Übungsaufgaben verwendet werden.

Gefahrenstoffe		
Benzin	H: 224, 304, 315, 336, 340, 350 , 361, 411	P: 201, 210, 280, 301+310, 403+233
Kupfer(II)-sulfatlösung (c=0,1 mol/L)	H: 302, 315, 319, 410	P: 273, 305+351+338, 302+352
Kupfer(II)-chloridlösung (c=0,1 mol/L)	H: 302, 315, 319, 410	P: 260, 273, 302+352, 305+351+338
Natriumchlorid (w=10 %)	H: -	P: -
		

Materialien: 4 Teelichtbehälter aus Aluminium, 2 Bechergläser, Spatel.

Chemikalien: Benzin, dest. Wasser, Kupfer(II)-sulfat, Kupfer(II)-chlorid, Natriumchloridlösung, Leitungswasser.

Durchführung: Die Teelichtbehälter werden von der Lehrkraft mit Benzin gesäubert, damit sie wachs- und fettfrei sind. In das erste Teelicht wird Leitungswasser gegeben. Es werden jeweils 0,1 M Lösungen von Kupfer(II)-chlorid und Kupfer(II)-sulfat hergestellt. In den zweiten Teelichtbecher wird Kupfersulfatlösung gegeben. In den dritten Teelichtbehälter wird Kupfer(II)-chloridlösung gefüllt. Die Teelichtbehälter werden für etwa 1 Stunde abgestellt und beobachtet. Für einen weiteren Ansatz wird ein vierter Teelichtbehälter mit Natriumchloridlösung gefüllt. Dazu werden einige Tropfen Kupfer(II)-chloridlösung gegeben.

Beobachtung: Im ersten und zweiten Teelichtbehälter ist keine Veränderung erkennbar. Im dritten Teelichtbehälter tritt sofort eine Farbänderung ein, die Lösung färbt sich rostfarbig und wird heiß. Nach etwas einer Stunde wird der Teelichtbehälter undicht, die Flüssigkeit tritt aus. Nach etwa einer Stunde ist im zweiten Teelichtbehälter eine ganz leichte kupferfarbige Abscheidung und eine Gasentwicklung erkennbar. Nach etwa 4 Stunden ist die kupferfarbige Abscheidung in Teelichtbehälter zwei leicht verstärkt worden.



Abb. 7: Versuchsbeobachtung „Katalytische Säure-Korrosion von Aluminium“ (nach 20 Minuten)

links: Teelichtbehälter mit Wasser

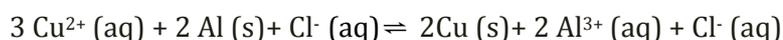
zweiter von links: Teelichtbehälter mit Kupfersulfatlösung

dritter von links: Teelichtbehälter mit Kupferchloridlösung

rechts: Teelichtbehälter mit Natriumchlorid und Kupferchlorid

Deutung: Bei der Reaktion von Aluminium mit Kupferionen findet aufgrund der Passivierungsschicht aus Aluminiumoxid zuerst keine Reaktion statt. Bei Zugabe von Kupfer(II)-chlorid hingegen setzt die Reaktion schnell ein.

Die Chloridionen dienen als Katalysator, der die Reaktion beschleunigt. Sie katalysieren die Kupferabscheidung aus einem Salz auf das Aluminium. Die Chloridionen durchdringen das Kristallgitter des Aluminiumoxids und starten damit die Redoxreaktion:



Somit beschleunigt der Katalysator die Einstellung des chemischen Gleichgewichts. Dies zeigt der Vergleich mit der Kupfersulfatlösung ohne Chloridionen. Auch hier tritt eine Korrosion ein, allerdings deutlich später. Damit wird deutlich, dass Katalysatoren die Reaktionsgeschwindigkeit erhöhen, ohne selbst an der Reaktion teilzunehmen. Die Reaktionsgleichung zeigt, dass die Chloridionen nicht reagiert haben. Sie liegen nach Reaktionsende weiterhin vor.

Entsorgung: Die Lösungen werden in den Schwermetallsammelbehälter gegeben.

Literatur: [6] R. Blume, <http://www.chemieunterricht.de/dc2/katalyse/vkat-053.htm>, 04.01.2005 (zuletzt abgerufen am 03.08.2013 um 10:25 Uhr)

#### 4.3 V 6 – Autokatalyse

Dieser Versuch zeigt das Prinzip der Autokatalyse. Es sollte genügend Zeit zur Verfügung stehen, um mehrfach Permanganat zuzufügen und die Entfärbung beobachten zu können. Als Vorwissen sollte das Prinzip eines Katalysators behandelt worden sein. Einsetzbar ist dieses Experiment als Erarbeitungsexperiment, um das Prinzip der Autokatalyse zu verdeutlichen. Dabei erkennen die SuS, dass ein Reaktionsprodukt als Katalysator dienen kann.

Gefahrenstoffe		
Schwefelsäure	H: 290, 314	P: 280, 301+330+331, 309, 310, 305+351+338
Oxalsäure	H: 302, 312, 318	P: 264, 280, 301+312, 305+351+338
Kaliumpermanganat	H: 272, 302, 410	P: 210, 273
Mangan(II)-sulfat	H: 373, 411	P: 260, 273, 314, 391, 501

Materialien: Messzylinder, Pipette, Peleusball, Becherglas, Stoppuhr.

Chemikalien: Schwefelsäure, Oxalsäure, Kaliumpermanganat, dest. Wasser, Mangan(II)-sulfat.

Durchführung: Zuerst wird eine verdünnte Schwefelsäure aus 25mL konzentrierter Schwefelsäure und 75 mL dest. Wasser hergestellt. Dann werden 100 mL Oxalsäurelösung ( $w=6\%$ ) sowie eine Kaliumpermanganatlösung ( $w=0,6\%$ ) hergestellt. In ein Becherglas werden 25 mL verdünnte Schwefelsäure, 12,5 mL Oxalsäurelösung sowie 20 mL dest. Wasser gegeben. Anschließend werden 5 mL Permanganatlösung zugesetzt und die Zeit bis zur Entfärbung wird gemessen. Dann werden erneut 5 mL Permanganatlösung zugefügt und die Reaktionszeit wird gemessen. Der Vorgang wird so lange wiederholt, bis keine Entfärbung mehr eintritt. Anschließend wird der Versuchsansatz noch einmal hergestellt, allerdings wird zu Beginn Mangan(II)-sulfat zugefügt. Es werden erneut jeweils 5 mL Kaliumpermanganatlösung zugefügt und die Zeit bis zur Entfärbung gemessen.

Beobachtung: Die Zeit bis zur Entfärbung (von violett über rot nach farblos) nach der ersten Zugabe von Permanganatlösung beträgt 58 Sekunden. Bei weiterer Zugabe von 5 mL Permanganatlösung beträgt die Reaktionszeit 22 Sekunden (die Reaktionszeit wird bei weiteren Zugabe von Kaliumpermanganat kürzer; s. Tabelle). Nach der elften Zugabe von Kaliumpermanganatlösung entfärbt sich die Lösung nicht mehr. Sie bleibt orange. Im Versuchsansatz mit dem Mangansulfat ist zu beobachten, dass die Reaktionszeit deutlich geringer (29 Sekunden) ist. Nach der zehnten Zugabe von Kaliumpermanganatlösung tritt keine Entfärbung mehr ein.

Zugabe Kaliumpermanganat in Milliliter	Versuchsansatz ohne Mangansulfat: Zeit in Sekunden bis zur Entfärbung	Versuchsansatz mit Mangansulfat: Zeit in Sekunden bis zur Entfärbung
5 mL	58	29
Weitere 5 mL	22	26
Weitere 5 mL	20	24
Weitere 5 mL	18	23
Weitere 5 mL	15	20
Weitere 5 mL	14	18
Weitere 5 mL	13	17
Weitere 5 mL	12	16

Weitere 5 mL	25	30
Weitere 5 mL	27	Keine Entfärbung auch nach 10 Minuten Wartezeit.
Weitere 5 mL	Keine Entfärbung auch nach 10 Minuten Wartezeit.	



Abb. 8: Versuchsbeobachtung „Autokatalyse“

1: Lösung nach Zugabe von Kaliumpermanganat (vor Entfärbung)

2: Es tritt eine beginnende Entfärbung ein.

3: Eine Entfärbung tritt auf,

4: Es tritt keine Entfärbung mehr ein.

Deutung:

Bei der Oxidation von Oxalsäure mit Kaliumpermanganat in saurer Lösung lässt sich das Prinzip der homogenen Katalyse bzw. der Autokatalyse erkennen. Es handelt sich um eine homogene Katalyse, da der Katalysator und die Reaktionspartner in einer Phase vorliegen. Die unterschiedlichen Färbungen der Lösung zeigen die Oxidationsstufen von Mangan. Da es sich um eine Autokatalyse handelt wird deutlich, da die Katalyse durch ein Reaktionsprodukt (Mangan(II)-ionen) erfolgt. Damit ist die geringer werdende Reaktionszeit bei Zugabe weiterer Permanganatlösung zu erklären. Im zweiten Reaktionsansatz wird zu Beginn bereits Mangan(II)-sulfat zugegeben. Durch die Autokatalyse kann die Reaktion besonders schnell ablaufen.

Es läuft folgende Reaktion ab:



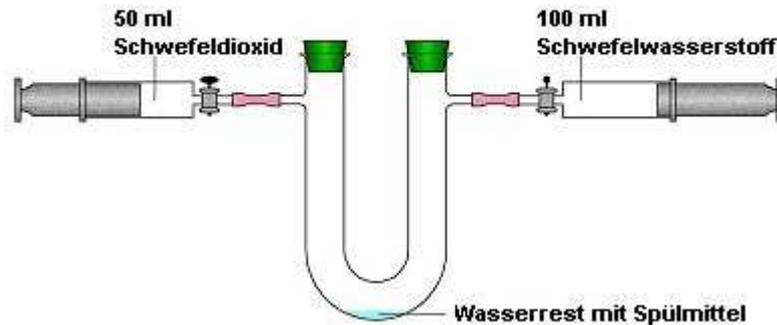
Wenn keine Entfärbung mehr zu beobachten ist, liegt Braunstein vor (orange Färbung). Dann wurde so viel Permanganat zugesetzt, dass es nicht mehr reduziert werden kann.

**Entsorgung:** Die Lösung wird neutralisiert und in den Schwermetallsammelbehälter gegeben.

**Literatur:** [7] E. Irmer, R. Kleinhenn, M. Sternberg, J. Töhl-Borsdorf (2010), elemente chemie 11/12 Niedersachsen G 8, Ernst Klett Verlag, Stuttgart, S. 154.

[8] H. Keune, H. Böhland (2002), Chemische Schulexperimente Band 3, Allgemeine physikalische und analytische Chemie und Umwelt, 1. Auflage, Volk und Wissen Verlag, Berlin, S. 116.

**Tipp:** Die Abnahme der Konzentration der Permanganationen kann auch mit einem Photometer verfolgt werden. Damit kann gleichzeitig die Methode der Photometrie vermittelt werden.

**Arbeitsblatt: Modell des Claus-Prozess**

Quelle: R. Blume, <http://www.chemieunterricht.de/dc2/abgas/abgas06.htm>, 11.02.2009, zuletzt abgerufen am 02.08.2013 um 13:50 Uhr

- 1.) Beschreibt die Durchführung und die Beobachtungen des Demonstrationsexperiments (die Skizze oben dient als Hilfe) (Einzelarbeit).
- 2.) Deutet das Experiment und erläutert die Funktion des Wassers und des Spülmittels im Experiment. (Partnerarbeit)
- 3.) Vergleicht den Aufbau des Demonstrationsversuchs mit dem Claus-Prozess in der Technik. Das Internet dient als Hilfsmittel zur Recherche. (Einzelarbeit)
- 4.) Erklärt den Einfluss eines Katalysators auf die Aktivierungsenergie anhand eines Diagramms. (Partnerarbeit)
- 5.) Recherchiert über einen weiteren technischen Prozess, in dem Katalysatoren eingesetzt werden (z. B. Haber-Bosch-Verfahren) und bewertet dort den Einsatz eines Katalysators. Stellt die Ergebnisse der Klasse vor. (Gruppenarbeit)

## 5. Reflexion des Arbeitsblattes

Das Arbeitsblatt „Modell des Claus-Prozess“ kann sinnvoll eingesetzt werden, um den Modellversuch V 1 auszuwerten und weitere Einsatzmöglichkeiten von Katalysatoren in der Technik zu vermitteln. Auf diese Weise wird der Umgang mit einem Modellversuch geübt und die SuS erleben, dass Katalysatoren in der Technik oft eingesetzt werden, um Reaktionen effektiver ablaufen zu lassen. Vorrangig geht es in dem Arbeitsblatt darum, den Modellversuch zu reflektieren und den Einsatz von Katalysatoren in der Technik zu recherchieren. Der Zeitaufwand für das Demonstrationsexperiment und die Auswertung mittels Arbeitsblatt beträgt mindestens eine Doppelstunde, evtl. ist für die Recherche zusätzliche Zeit nötig. Die Recherche (Aufgabe 5) könnte bei Zeitmangel auch als Hausaufgabe durchgeführt werden. Dann müsste in der Gruppenarbeit in der folgenden Stunde nur die Diskussion und das Erstellen der Präsentation erfolgen. Die Präsentation der Ergebnisse sollte ausführlich erfolgen, damit alle Ergebnisse gewürdigt werden. Unbedingt erfolgen muss eine gründliche Auswertung und Diskussion über weitere technische Prozesse (mit Ergänzungen und Erklärungen durch die Lehrkraft), damit die ablaufenden Reaktionen verstanden werden. Dafür wird auch mindestens eine Unterrichtsstunde benötigt.

### 5.1 Erwartungshorizont (Kerncurriculum)

Das Arbeitsblatt wurde entworfen, um folgende Kompetenzbereiche der Basiskonzepte „Energie“ und „Kinetik und chemisches Gleichgewicht“ zu fördern:

Fachwissen:	Die SuS beschreiben die Wirkungsweise von Katalysatoren. (Aufgabe 1)
	Die SuS beschreiben, dass Katalysatoren die Einstellung des chemischen Gleichgewichts beschleunigen. (Aufgabe 2)
Kommunikation:	Die SuS recherchieren zu Katalysatoren in technischen Prozessen. (Aufgabe 5)
	Die SuS stellen die Aktivierungsenergie und die Katalysatorwirkung im Energiediagramm dar. (Aufgabe 4)
Bewertung:	Die SuS beurteilen die Möglichkeiten der Steuerung von chemischen Reaktionen in technischen Prozessen. (Aufgabe 3 + 5)

Die Aufgabe 1 ist dem Anforderungsbereich I zuzuordnen, da die SuS ein Experiment und die zugehörigen Beobachtungen beschreiben. Dabei beschreiben die SuS die Wirkungsweise von Katalysatoren. Die Auswertung des Versuchs erfolgt in Aufgabe 2.

Die Aufgabe 2 ist dem Anforderungsbereich II zuzuordnen, da die SuS einen durchgeführten Versuch deuten. Dabei wenden sie gelernte Inhalte aus dem Unterricht an, um das Experiment zu deuten. Ziel ist, dass die SuS beschreiben, dass Katalysatoren die Einstellung des chemischen Gleichgewichts beschleunigen.

Die Aufgabe 3 ist dem Anforderungsbereich II zuzuordnen, da die SuS Analogien zwischen dem Claus-Prozess im Modellversuch und der Realität herstellen. Ziel ist, dass die SuS erkennen, wie technische Prozesse gesteuert werden können und wie Katalysatoren in der Technik eingesetzt werden.

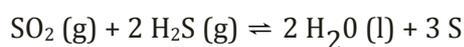
Aufgabe 4 ist dem Anforderungsbereich II zuzuordnen, da im Unterricht bereits das Thema Aktivierungsenergie behandelt wurde und die SuS ihr bereits erworbenes Wissen auf diese Reaktion beziehen und anwenden. Dabei nutzen sie Methoden der Mathematik (Diagramme erstellen). Damit soll erreicht werden, dass die SuS den Einfluss eines Katalysators auf die Aktivierungsenergie erklären können.

Die Aufgabe 5 umfasst den Anforderungsbereich III, da die SuS zu Katalysatoren in der Technik recherchieren und deren Einsatz bewerten. Dabei müssen sie Informationen aus komplexen (fachwissenschaftlichen) Quellen entnehmen. Ziel ist die Beurteilung der Steuerung chemischer Reaktionen in der Technik. Darüber hinaus präsentieren die SuS ihre Ergebnisse in angemessener Weise unter Verwendung der Fachsprache.

## 5.2 Erwartungshorizont (Inhaltlich)

In Aufgabe 1: Der Versuch wird gemäß der Abbildung auf dem Arbeitsblatt aufgebaut. Das U-Rohr wird zuerst mit Spülmittel und Wasser gefüllt. Ein Kolbenprober wird zu einem Drittel mit Schwefeldioxid gefüllt, der andere Kolbenprober wird zu zwei Dritteln mit Schwefelwasserstoff gefüllt. Danach werden die Gase langsam nacheinander in das U-Rohr geschoben. Dabei wird mit Schwefeldioxid begonnen. Dabei ist zu beobachten, dass sich an der Wand des U-Rohres ein weißer Nebel bildet. An der Wand des U-Rohres schlägt sich außerdem eine gelbe Masse nieder. Dabei ist erkennbar, dass das Wasser vor und nach der Reaktion vorliegt.

Aufgabe 2: Das Spülmittel wird verwendet, um eine Oberflächenvergrößerung zu erzeugen. Das Wasser dient im Modellversuch als Katalysator und liegt auch nach Ende der Reaktion weiter vor. Es handelt sich um eine Autokatalyse, da das entstehende Produkt (Wasser) die Einstellung des Gleichgewichts beschleunigt. Der entstandene weiße Nebel ist Kondenswasser. Der gelbe Feststoff ist Schwefel. Dabei läuft folgende Reaktion ab:

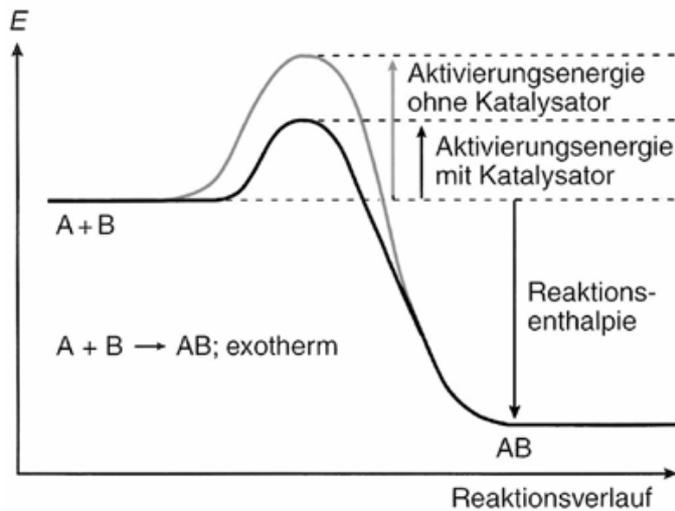


Der Katalysator nimmt keinen Einfluss auf die Lage des chemischen Gleichgewichts, er fördert lediglich das schnellere Einstellen des Gleichgewichts.

Aufgabe 3: Im technischen Prozess wird durch Verbrennen von Schwefelwasserstoff mit Luft die benötigte Menge Schwefeldioxid (Reaktion 1:  $2 \text{H}_2\text{S} + 3 \text{O}_2 \rightleftharpoons \text{SO}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$ ) hergestellt; dabei wird etwa ein Drittel des Schwefelwasserstoffs zu Schwefeldioxid verbrannt. Diese Reaktion erfolgt bei ca. 1100 °C. Das Schwefeldioxid reagiert dabei zum Großteil mit dem restlichen Schwefelwasserstoff, Schwefel entsteht:

Reaktion 2:  $\text{SO}_2 (\text{g}) + 2 \text{H}_2\text{S} (\text{g}) \rightleftharpoons 2 \text{H}_2\text{O} (\text{l}) + 3 \text{S}$ . Der gewonnene Schwefel ist flüssig. In zwei weiteren katalytischen Schritten wird nach Reaktion 2 mit einem Bauxit-Katalysator (bei 200 °C) Schwefel gewonnen. Im Abgas hinter der zweiten katalytischen Stufe befinden sich noch  $\text{H}_2\text{S}$  und  $\text{SO}_2$ . Diese Stoffe werden in der Industrie thermisch oder katalytisch gereinigt. Die Ausbeute beim Claus-Prozess beträgt 95 %. Die Ausbeute im Demonstrationsversuch ist wahrscheinlich geringer als im technischen Prozess, da das Modell die ablaufenden Reaktionen lediglich verdeutlichen soll. Im Demonstrationsversuch wird als Katalysator Wasser eingesetzt, während im technischen Prozess Bauxit als Katalysator eingesetzt wird. Das Schwefeldioxid kann in der Technik auch aus der Rauchgasentschwefelung (Wellmann-Lord-Verfahren) stammen. Die Gewinnung von Schwefeldioxid erfolgt im Modell im Rundkolben mit einer Gasentwicklungsapparatur, um die ablaufende Gewinnung in der Technik im Labormaßstab zu zeigen. In der Industrie laufen unterschiedliche Reaktionen bei verschiedenen Temperaturen ab. Dies ist im Modell nicht der Fall, die Reaktion läuft bei Raumtemperatur ab. Die beiden Kolbenprober im Modell simulieren, dass die Gase zusammengebracht werden, um eine Reaktion zu erzeugen. Das verschlossene U-Rohr soll symbolisieren, dass die Reaktion in einem geschlossenen Raum stattfindet.

Aufgabe 4: Das Diagramm unten zeigt, dass ein Katalysator die Aktivierungsenergie senkt, damit die Reaktion schneller ablaufen kann (erhöhte Reaktionsgeschwindigkeit). Ohne Katalysator ist die Aktivierungsenergie, die aufgebracht werden muss, deutlich größer.



Quelle: Wirtschaftsgesellschaft des Kfz-Gewerbes mbH, <http://www.chemie-am-auto.de/abgase/>, unbekannt (zuletzt abgerufen am 07.08.2013 um 13:11 Uhr)

Aufgabe 5: Ein weiteres technisches Verfahren, in dem Katalysatoren eingesetzt werden ist das Haber-Bosch-Verfahren zur industriellen Herstellung von Ammoniak. Dort wird ein Gasgemisch aus Stickstoff und Wasserstoff an einem Eisenoxid-Mischkatalysator bei 300 bar Druck und 450 °C zur Reaktion gebracht. Der eigentliche Katalysator Ferrit entsteht erst im Reaktor durch die Reduktion von Eisenoxid mit Wasserstoff. Der Katalysator senkt die Aktivierungsenergie für die Spaltung der Dreifachbindung im Stickstoff, dennoch sind weiterhin hohe Temperaturen für die Ammoniaksynthese nötig, um eine angemessene Reaktionsgeschwindigkeit zu erhalten. Das Verfahren zeigt, dass Katalysatoren für die Technik extrem wichtig sind, um Reaktion effektiv ablaufen zu lassen und um die Produktausbeute zu erhöhen. Ohne Katalysatoren könnten viele Stoffe nicht effektiv in großtechnischem Maßstab hergestellt werden. Sie sind eine gute Möglichkeit, um chemische Reaktionen steuern zu können. Die Ergebnisse werden von den SuS unter Verwendung der Fachsprache präsentiert.

