

Katalyse – Katalysator



Diese Versuchsanleitung nimmt das Thema Katalysator und katalytische Prozesse in den Fokus. Historische Zusammenhänge werden ebenso verdeutlicht wie moderne Verwendungen in Umwelt und Industrie. Sicherlich können nicht alle Bereiche von katalytischen Vorgängen in wissenschaftlicher Gründlichkeit referiert werden. Dies ist aber auch nicht die Absicht unserer Versuchsanleitung! Wir wollen Ihnen diesmal auch wieder Anregungen für Ihren Unterricht geben. Vielleicht können Sie das eine oder andere Modul in den Unterricht einbauen ... Die Begriffe Kat., Katalysator, chemische Katalyse und katalytische Prozesse sind heute in aller Munde. Die Begriffe sind zwar äußerst wichtig – dies werden wir später noch sehen – dennoch spielen sie im Chemieunterricht keine zentrale, sondern eher eine marginale Rolle. Schüler lernen oft Katalysatordefinitionen auswendig, ohne dass im Unterricht der tiefere Zusammenhang deutlich wird. Katalysatoren verdienen es – gerade auf Grund ihrer überragenden Bedeutung bei chemischen Prozessen aller Art – auch im Unterricht stärker in den Mittelpunkt gerückt zu werden. In der Schulchemie werden Katalysatoren häufig als Reaktionsbeschleuniger, die sich selbst nicht verbrauchen, definiert. Diese Definition ist zwar richtig, allerdings aber auch unvollständig, denn Katalysatoren lenken und hemmen auch chemische Reaktionen (um nur ein paar Definitionen zu nennen). Sicherlich sollte man in der Sekundarstufe 1 das Modul didaktisch reduzieren. Ideal wäre der Themenkomplex Katalysator für Projektstage! Unser Lehrplan lässt es ja leider nicht zu, dieses Thema in aller Gründlichkeit zu behandeln!

Weitere Tipps:

Wir haben darauf verzichtet, exemplarisch die Haber-Bosch-Synthese oder das Doppelkontaktverfahren als Beispiele für katalytisch gesteuerte Reaktionen zu vertiefen. Hierüber gibt es sicherlich auch bei Ihnen in der Schule genug Materialien. Wir halten es aber für äußerst bedeutend, dass im Unterricht mindestens auch ein großtechnisches Verfahren, welches im wesentlichen katalytisch gesteuert wird, behandelt wird! Hier würde sich gerade das Doppelkontaktverfahren anbieten, welches man als Demoexperiment (allerdings sehr aufwendig, aber lohnend) durchführen sollte. Im Vergleich dazu könnte man dann das Doppelkontaktverfahren aus der Industrie besprechen und die Schüler auf die wesentlichen Unterschiede zwischen Schulexperiment und großtechnischer Wirklichkeit hinweisen. Ideal wäre auch die Vergabe eines Referates zu diesem Thema. Stellen Sie selbst ein großtechnisches Verfahren im Unterricht vor und überlassen Sie es Schülern, ein zweites Verfahren (z.B. mit Hilfe einer Präsentation (ppt)) vorzustellen!



Konkrete Tipps und Anregungen:

- Impulsreferate von Schülern können auch sehr motivierend sein. Geben Sie Ihren Schülern z.B. die Aufgabe 2 Min. über das Thema Düngen im Mittelalter zu referieren. Geben Sie den Ball an die Schüler. Wenn man erst im 10. Schuljahr anfängt, Referate von Schülern halten zu lassen, dann ist es zu spät. Fangen Sie im 8.Schuljahr an!
- Internetrecherchen sind sinnlos, wenn Sie keine konkrete Aufgabe geben! Geben Sie ein Zeitlimit und bestimmen Sie dann wer referiert!
- Versuchen Sie die verschiedenen Medien einzubeziehen. Ein kurzer Videospot (1-2 Min. z.B. zur Herstellung der Schwefelsäure in der Industrie) kann sehr motivierend für die Stunde wirken, ein überlanger Film – sei er auch noch so interessant – führt zur Abstumpfung ... es sei denn, Sie geben ganz konkrete Arbeitsaufträge. Geben Sie auch bei Filmeinspielungen kurze Arbeitsaufträge!
- In einer Fachkonferenz Chemie kann geklärt werden, wie man z.B. moderne Medien in den Unterricht einbeziehen kann. Warum sollten die Kollegen nicht einmal Rutherford als Computeranimation zeigen. Das ist auf jeden Fall besser als an der Tafel.
- Gehend sie forschend-entwickelt vor!

INHALT

Ausblick und Einleitung

Wir haben bisher darauf verzichtet R- und S-Sätze zu den verwendeten Chemikalien hinzuzufügen.

- a) **Geschichte der Katalyse**
- b) **Der Begriff, Definition**
- c) **Die Klassifizierung – Versuch der Einordnung**
- d) **Katalysator ist nicht gleich Katalysator – die Vergiftung eines Katalysators**
- e) **Funktion von Katalysatoren**
- f) **1. Versuch: Davys Nachtlampe**
- g) **2. Versuch: Der Würfelzucker – oder wie führe ich einen Katalysator in den Unterricht ein**
- h) **3. Versuch: Das Cracken von Dekan**
- i) **4. Versuch: Die alkoholische Gärung**
- j) **5. Versuch: Dehydratisierung/Dehydrierung von Ethanol**

An welche Stelle können diese Versuche in den Unterricht integriert werden?

Welche Voraussetzungen müssen die Schüler haben?

- a. Teile der Versuche können schon in der 8. Klasse durchgeführt und behandelt werden; es kommt immer auf die didaktische Reduzierung an!
- b. Teile der organischen Chemie können erst im 10.Schuljahr durchgeführt werden.
- c. Ideal wäre diese Unterrichtsreihe im 10.Schuljahr – während einer Projektwoche – oder im 11. Schuljahr!

Historischer Zusammenhang

Einleitung



Der Begriff Katalysator ist heute in aller Munde, wobei man dann meistens an die Entgiftung schädlicher Autoabgase denkt. Das Wort Katalyse ist alt; schon die Alchemisten verwendeten „Katalysis“ als Namen für den der „Genesis“ entgegen gerichteten Prozesse. Enzyme, also biologische Katalysatoren, so genannte Biokatalysatoren, wurden schon lange verwendet. Lange bevor man etwas Näheres über sie wusste. Man fragte nicht "wieso ?" und "warum ?"! Es funktionierte einfach.

Geschichte der Katalyse

Die Ägypter brauchten schon vor Tausenden Jahren Enzyme. Mit ihrer Hilfe stellten sie Bier, Wein, Sauerteig, Käse und Joghurt her. Bis ins 19. Jahrhundert hatte der Mensch viele Verwendungen für die Enzyme gefunden. Die Forschung aber hatten die Enzyme noch nicht einmal entdeckt. Wie so oft waren es am Anfang Zufälle.



Die erste Katalyse wurde wohl von H. Davy 1816 beobachtet.

Ausgangspunkt der so genannten Nachtlampe war die von Davy 1816 entwickelte Grubengaslampe zum Schutz gegen Gasexplosionen. Er fand heraus, dass Mischungen von Luft mit brennbaren Gasen wie z.B. Methan in Gegenwart eines Platindrahtes ohne Flamme reagieren und dabei so viel Wärme freisetzen, dass der Platindraht glüht und glühend bleibt, bis die Gaskonzentration so niedrig ist, dass das Luft-Gas-Gemenge nicht mehr entzündlich ist. So konnte der Bergmann sich jetzt auch nach einer Grubengasexplosion trotz einer zu geringen Sauerstoffkonzentration in der Luft orientieren. Die Flamme erlosch, glühte aber weiter ... Die Flamme war von einem Drahtnetz umgeben. Dadurch wurde die Energie an das Drahtnetz abgegeben. Trat über dem Benzinflämmchen ein leicht bläulicher Saum auf, war der Bergmann gewarnt. Dann bestand die Gefahr einer Methangasexplosion ("schlagendes Wetter"). Die Benzinflamme konnte das Methangas nicht entzünden, da außerhalb des Drahtnetzes die Entzündungstemperatur des Methangases nicht erreicht wurde.

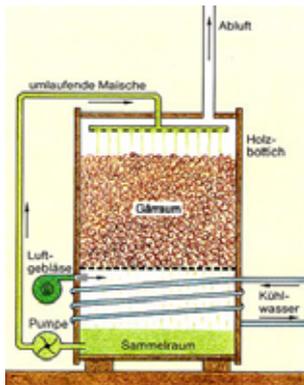
1833 beobachtet **Anselme Payen**, dass eine Malzlösung die Auftrennung von Stärke in Glucose stark beschleunigt. Er fand in der Malzlösung den Stoff, der für die Beschleunigung verantwortlich ist. Er nannte ihn Diastase (vom griechischen Wort für "trennen"). Ohne es zu wissen, hatte Anselme Payen das erste Enzym entdeckt.

Der Begriff Katalyse

Berzelius sprach 1836/37 von einer katalytischen Kraft (Katalysis (griech.) = Zersetzung, Auflösung) bei der Bildung von bestimmten Verbindungen. Er notierte: *„Die katalytische Kraft scheint eigentlich darin zu bestehen, dass Körper durch ihre bloße Gegenwart, und nicht durch ihre Verwandtschaft, die bei dieser Temperatur schlummernden Verwandtschaften zu*

erwecken vermögen, so dass zufolge derselben in einem zusammengesetzten Körper die Elemente sich in solchen anderen Verhältnissen ordnen, durch welche eine größere elektrochemische Neutralisierung hervorgebracht wird“.

Berzelius fand in seinen Forschungen heraus, dass es einen Zusammenhang zwischen vielen chemischen Reaktionen, die bis dahin getrennt voneinander betrachtet wurden, geben muss. Berzelius bezog sich bei seiner Definition auf einige chemische Reaktionen, die zuvor in kein Schema zu passen schienen ... An dieser Stelle seien nur einige Beispiele genannt:



- Die seit Jahrtausenden praktizierte Gärung insbesondere die Alkohol- und Essigherstellung
- Weitere Gärungsvorgänge beim Brauen und Backen
- Die Herstellung von Schwefelsäure aus schwefeliger Säure
- Die Zersetzung von Alkohol zu Ethen



Die Klassifizierung von Katalyse, Versuch einer Einordnung

Es gibt heute in der Fachliteratur unterschiedliche Katalysedefinitionen.

Die Definition von Katalysator und Katalyse ist vielschichtiger wie manche Fachliteratur und vor allen Dingen Schulbuchliteratur vorgibt. Bis 1900 war man der Ansicht, dass ein Katalysator eine Reaktion hervorruft oder beschleunigt.

Ostwald dann betonte ausschließlich das Beschleunigungselement. Gerade in der Schulchemie hat sich dieser Beschleunigungsaspekt (positiv und negativ - hemmen, verzögern) durchgesetzt. Katalytische Prozesse sollte man, wenn möglich strukturieren und klassifizieren.

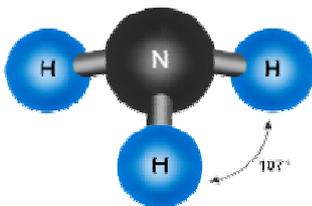


1. Historische Experimente zur Katalyse
2. Katalyse kann beschleunigen, hemmen und in bestimmte Richtungen lenken
3. Katalytische Prozesse in der chemischen Industrie (z.B. Haber-Bosch oder Schwefelsäureherstellung)
4. Katalyse im Alltag (Hefeteig)
5. Biokatalyse (enzymatische Prozesse, Alkoholgärung, Essigsäuregärung)

Zu 5.) Heute kennen wir Tausende von Enzymen, also Biokatalysatoren! Die Lebensmittelindustrie wäre ohne Enzyme nicht denkbar. Auch die zahlreichen Stoffwechselfvorgänge im menschlichen Körper wären ohne Biokatalysatoren überhaupt nicht vorstellbar. Diese Eigenart der Biokatalysatoren macht sich die Biotechnologie zunutze. Enzyme bestehen aus einer oder mehreren Ketten einzelner Bausteine. Es gibt 20 verschiedene Bausteine, welche Aminosäuren genannt werden. Somit gehören die Enzyme zur Klasse der Eiweiße. Enzyme sind an fast allen Stoffwechselreaktionen beteiligt. In den meisten Zellen werden weit über tausend Reaktionen jeweils durch verschiedene Enzyme katalysiert.

Damit Enzyme ihre Substratmoleküle finden, haben sie eine charakteristische Oberfläche. Diese ist zerklüftet und besteht aus Hohlräumen und Spalten. Eine solche Spalte bildet das aktive Zentrum eines Enzyms. Im aktiven Zentrum verläuft die Katalyse. Die Substrate haben je nach Beschaffenheit und Art unterschiedliche Oberflächen. Nur bestimmte Enzyme mit den entsprechenden Oberflächen passen in ganz bestimmte Substrate, wie ein Schlüssel in ein Schloss!

Zu 3.) Wirtschaftlich wohl noch bedeutender sind die zahlreichen Anwendungen in der chemischen Industrie. Diese laufen zu einem Großteil mit Hilfe von Katalysatoren ab: So kann man z.B. mit fein zerteiltem Platin (Platin-Asbest, Platin-Mohr) Wasserstoffperoxid zersetzen, Wasserstoff verbrennen, Ammoniak oxidieren, Schwefeldioxid in Schwefeltrioxid überführen, usw. Die direkte Destillation von Erdöl liefert nur etwa 20% des notwendigen Benzins. Hauptsächlich erhält man als Destillate nur langkettige Kohlenwasserstoffe. Diese langkettigen Kohlenwasserstoffe kann man spalten (cracken). Dies kann man entweder durch hohe Temperaturen (900°C) und hohen Druck erzielen oder durch den Einsatz von Katalysatoren. Nimmt man Katalysatoren, dann braucht man nur etwa 450°C und geringeren Druck. Außerdem kann durch eine Auswahl des Kats der Crackprozess hinsichtlich des gewünschten Produktes besser gesteuert werden! Das heißt, man braucht wesentlich weniger Energie. Die Entwicklung neuer Katalysatoren ist aber sehr aufwändig.



Die Ammoniaksynthese brauchte jahrelange Entwicklung, weil Haber und Bosch fast 20000 Katalysatoren ausprobierten. Ohne diesen Fund des Haber-Bosch-Teams müssten weitaus größere Teile der Teile der Weltbevölkerung Hunger leiden. Haber-Bosch konnten durch die Synthese (nur durch Katalysatoren möglich!) aus Wasserstoff und Stickstoff Ammoniak herstellen.

Ammoniak ist ein Hauptausgangsstoff, um Düngemittel im groß-technischen Stil herzustellen.

Von den etwa 100Millionen Ammoniak werden mindestens 80% für die Düngemittelindustrie verwandt.



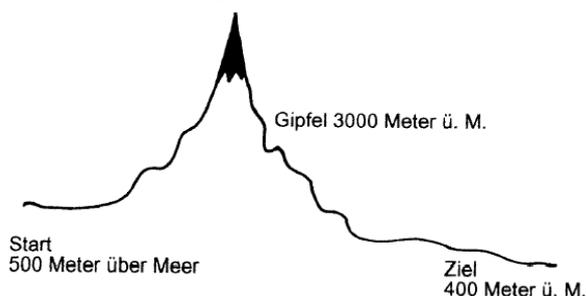
Katalysator ist nicht gleich Katalysator

Man unterscheidet zwischen homogenen und heterogenen Katalysatoren. Bei der homogenen Katalyse gehört der Katalysator der gleichen Phase an wie das Reaktionssystem (z.B. flüssiger Katalysator in flüssiger Reaktionsmischung gelöst); bei der heterogenen Katalyse liegt der Katalysator meist als Feststoff vor. Das Reaktionsgemisch (flüssig oder gasförmig) und der Katalysator sind verschiedene Phasen, haben aber Kontakt (daher oft auch der Name Kontakt).

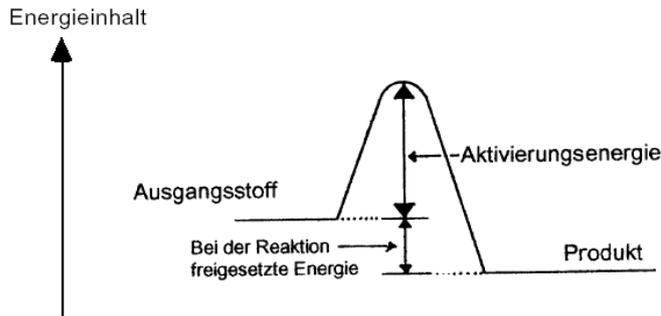
Vergiftung des Katalysators

Die meisten Katalysatoren in der Großchemie sind Misch- oder Mehrstoffkatalysatoren, d.h., neben der katalytisch wirksamen Substanz enthalten sie noch weitere Zusätze. Diese sind oft Zusätze, die die Katalysatorwirkung verstärken. Ein Hauptproblem in der Großchemie ist aber die Verschmutzung von Katalysatoren. Durch Verschmutzung wird die katalytische Wirkung wesentlich vermindert. Aus diesem Grund wird darauf geachtet, dass z.B. Gase vor Einleitung über den Kontakt von Schmutzstoffen und Staubpartikeln befreit werden bzw. es wird dafür gesorgt, dass die Störfaktoren entfernt werden.

Funktion von Katalysatoren



Will man als Wanderer über einen Berg, dann muss man relativ viel Energie aufwenden, um den Weg und vor allen Dingen die Höhendifferenz zu überwinden. Der Energiebedarf wird auf jeden Fall sehr hoch sein. Erst wenn die Spitze erklommen ist, dann beginnt der leichte Weg ins Tal. Chemische Reaktionen kann man mit diesem Bild recht gut vergleichen. Um die Spitze des Energieberges zu erreichen, benötigen wir oft viel Energie. Dieser Energiebetrag ist bei den unterschiedlichen chemischen Reaktion häufig auch sehr verschieden. Um den Berg zu erklimmen, kann man jedoch auch einen anderen Weg, der u. U. länger und gewundener ist, gehen. Der Weg ist leichter und schneller zu bewältigen, dadurch ist der Energieaufwand geringer. Dies macht bei unseren chemischen Reaktionen genau der Katalysator. Er wählt einen günstigeren, weniger energieaufwendigen Weg. Die Aktivierungsenergie ist dadurch geringer und praktisch heißt dies, dass Katalysatoren dabei helfen, Strom und Energie einzusparen. In einer Zeit, in der die Energiekosten zu explodieren, in der unsere Öl- und Gasvorkommen bald aufgebraucht sein werden, ist es umso notwendiger durch Einsatz von Katalysatoren Energie einzusparen.



Bei der Funktion des Katalysators kommt es im Wesentlichen auf 3 Bedingungen an:

- **Welchen Katalysator wählt man aus (möglicherweise auch eine Mischung)**
- **Die Wahl der sonstigen Reaktionsbedingungen (z.B. Druck, Temperatur etc.)**
- **Die Wahl des Reaktors, des Reaktionssystems**

Genauere Funktion am Katalysator

Es gibt keine universelle Erklärung für die Funktion von Katalysatoren, sondern es gibt einzelne Schritte, die sich oft ergänzen. Im Wesentlichen sind dies:

- **Die Bildung instabiler Zwischenverbindungen**
- **Bildung von aktiven Zentren an der Oberfläche der Reagenzien**
- **Adsorption durch Elektronenübergang vom Katalysator zum Substrat und umgekehrt mit der Bildung von reaktionsfähigen Ionen und Radikalen**

Im Fall der heterogenen Katalyse erfolgt die Reaktion an der Oberfläche des Katalysators. Dabei werden die Edukte bei der Adsorption an der Katalysatoroberfläche in einen aktiven Zustand versetzt. Die sogenannten aktiven Zentren an der Oberfläche des Substrats gehen vermutlich auf freie Valenzen zurück, durch welche die Bindung innerhalb der absorbierenden Moleküle so stark gelockert wird, dass eine oder mehrere Folgereaktionen ablaufen.

Die **katalytische Aktivierung** ist meist von einem Elektronenübergang begleitet; entweder vom Katalysator zum adsorbierten Molekül oder umgekehrt. So beruht die Wirkung von V_2O_5 (bei Schwefelsäureherstellung (SO_2 zu SO_3)) auf einem permanenten Valenzwechsel vom 5- zum 3-wertigen Vanadiumoxid.

1. Versuch: Davys Nachtlampe

Materialien:

- Platindraht

Chemikalien:

- Brennspritus



Durchführung

Mit dem Glasstab wird der Draht zu einer Spirale geformt. Diese wird dann am Docht des Brenners befestigt. Die eng gewickelte Spirale zeigt vom Docht nach oben. Wir entzünden den Brenner und warten bis die Spirale anfängt zu glühen. Jetzt pusten wir die Flamme – kurz und kräftig – aus. Der Draht sieht jetzt erloschen und blank aus. Nach einiger Zeit (ca. 20 Sek.) fängt der Draht wieder an zu glühen. Der Draht fängt von unten nach oben wieder an zu glühen. Der Draht bleibt so lange glühend bis der ganze Spiritus aufgebraucht ist. Falls man den Glühprozess vorher beenden möchte, dann pustet man so lange, bis die Temperatur, die notwendig ist, unterschritten ist.

Auswertung

Die Schüler sehen, dass die Lampe nicht brennt, sondern glüht. Damit – für jeden nachvollziehbar – bedeutete sie keine Feuergefahr wie das zum Beispiel bei einer abbrennenden Kerze der Fall war. Außerdem konnte man mit dem glühenden Platindraht jederzeit ein Feuer entzünden.

Ein Nachteil war die relativ geringe Helligkeit und der stechende Geruch (nach Ethanal), der durch die unvollständige Oxidation des Alkohols entstand. Falls man andere Metalle einsetzt, dann glüht der Draht oft nur kurzfristig auf.

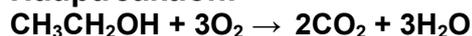
Deutlich wird, dass nur durch die Anwesenheit eines Pt-Katalysators diese Reaktion ermöglicht wird. Der Alkohol wird unter Wärmentwicklung am Metall oxidiert. Wir notieren einen stechenden charakteristischen Geruch.

Mit Platin, Konstantan oder auch Kupfer gelingt der Versuch. Mit anderen Metallen gelingt er nicht! Ohne die Wirkung des heißen Drahtes ist die Oxidation des Alkohols nicht beobachtbar!

Tipp:

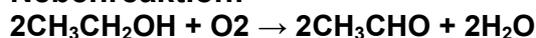
Ein kleiner historischer Ausflug wäre hier sehr angebracht, denn diese Lampe war für den Bergmann damals sehr wichtig und sogar lebensrettend (siehe oben).

Hauptreaktion:



Ethanol und Sauerstoff → Kohlenstoffdioxid und Wasser

Nebenreaktion:



Ethanol und Sauerstoff → Ethanal und Wasser

2. Versuch: Der Würfelzucker - oder wie führe ich einen Katalysator in den Unterricht ein

Materialien:

- Tiegelzange
- Feuerzeug

Chemikalien:

- Zucker

Durchführung

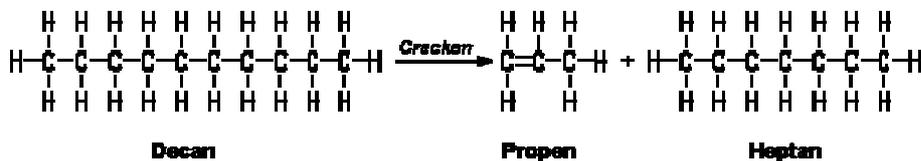
Unter ein Stück Würfelzucker halten wir einige Zeit ein Feuerzeug. Der Zucker verfärbt sich schwarz und der Zucker fängt an zu schmelzen, aber er brennt nicht. Nun wiederholen wir den Versuch, in dem wir vorher eingesammelte Zigarettenasche auf dem Würfel verteilen. Jetzt halten wir dieses behandelte Stück Zucker erneut in die Flamme. Diesmal brennt der Zucker mit kleiner Flamme.

Auswertung

Die Asche fungiert als Reaktionsbeschleuniger. Denn um eine Flamme zu bilden, müssen Gase entstehen und mit dem Sauerstoff der Luft reagieren. Wenn man das Zuckerstück aber vorher mit Asche bestäubt, brennt es ab und verkohlt. Die Asche wirkt nämlich als Katalysator, der die Aktivierungsenergie der Verbrennungsreaktion herabsenkt. Doch der Versuch funktioniert auch mit anderen Stoffen.

3. Versuch: Cracken von Dekan

Katalytisches Cracken von Dekan



Mit diesem Versuch kann man insbesondere zeigen, welche großtechnische Bedeutung Katalysatoren haben!

Materialien:

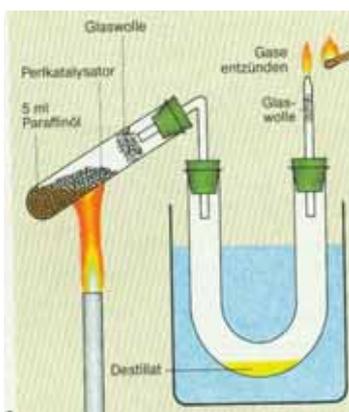
- Schwer schmelzbares Reagenzglas
- Siedesteine
- Becherglas
- Brenner
- gebogenes Glasrohr
- durchbohrter Stopfen
- Reagenzglas mit Seitenöffnung oder U-Rohr mit Spitze



Chemikalien:

- Eiswasser
- n-Dekan (C₁₀H₁₂)
- Stahlwolle
- Bromwasser oder Bayers Reagenz

Durchführung



In das Spezialreagenzglas füllen wir 4-5 ml Dekan und einige Siedesteine ein. Darüber schichten wir etwas Stahlwolle. Diese wird von Pfropfen Glaswolle umschlossen. Wir schließen das Reagenzglas mit dem durchbohrten Stopfen. In diesen führen wir das gebogene Glasrohr ein. Am anderen Ende des Glasrohres führen wir das normale Reagenzglas mit Seitenöffnung (mit durchbohrtem Stopfen) ein. Dieses Reagenzglas steht in einem Gefäß mit Eiswasser. Wir erhitzen jetzt die Stahlwolle bis zum Glühen.

Im Reagenzglas bildet sich langsam ein Destillat. An der Seitenöffnung entweicht ein Gas, das wir nach ca. 1 Min. entzünden können.

Das Destillat können wir mit Bromwasser auf Doppelbindungen prüfen. Wenn das Bromwasser entfärbt wird, dann haben wir Kohlenstoffwasserbindungen mit Doppelbindungen nachgewiesen. Bei diesem Mechanismus handelt es sich um die elektrophile Addition!

An der Spitze des U-Rohrs bzw. an der Seitenöffnung des Reagenzglases entweichen bei Zimmertemperatur gasförmige Kohlenwasserstoffe, die brennen. Es kann sich also nur um Methan, Ethan, Butan und Propan handeln!

Tipp:

An dieser Stelle könnte man das industrielle Cracken (am Beispiel des Steamcrackers) vorstellen!

4. Versuch: Die alkoholische Gärung

Materialien:

- Glasstab
- 2 Erlenmeyerkolben

Chemikalien:

- Mehl
- Traubenzucker
- Wasser
- Hefe
- Calciumhydroxidlösung (Kalkwasser)

Durchführung

In jeden Erlenmeyerkolben geben wir jeweils ein Gemisch von 30 g Mehl, 2 g Traubenzucker und 5 ml Wasser. In den zweiten Kolben geben wir zusätzlich 4 g Hefe. Jetzt verrührt man gut. Die Kolben werden bei Zimmertemperatur gelagert.

Auswertung

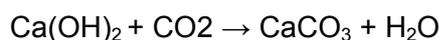
Im ersten Kolben können wir auch nach längerer Zeit keine Reaktion beobachten. Im zweiten Kolben setzt schon nach einigen Minuten eine Gasentwicklung ein. Das Gas können wir mit einigen Tropfen Kalkwasser am Glasstab als CO₂ identifizieren. Der entstehende Geruch lässt Alkohol vermuten.

Die Hefe ist ein biologischer Katalysator, der die alkoholische Gärung beschleunigt.



Die Vergärung von Zucker zu Ethanol wird von Hefeenzymen gesteuert. Diese kommen – ebenso wie die Essigsäurebakterien – überall in der Luft vor. Aus diesem Grund muss man bei der Weingärung nicht unbedingt Hefe hinzufügen. Praktisch wird dies jedoch gemacht.

CO₂-Nachweis



5. Versuch: Dehydratisierung/Dehydrierung von Ethanol

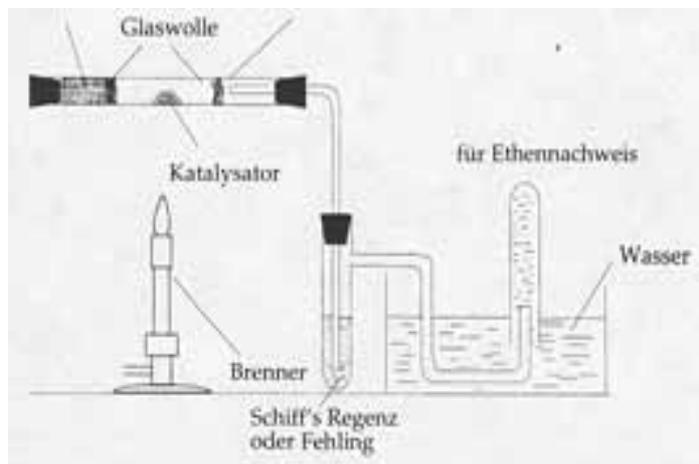
Materialien:

- Feuerfestes Reagenzrohr (mit 2 Öffnungen; Länge: 25-30mm)
- Stopfen
- 2 durchbohrte Stopfen
- gebogene Glasrohre
- Verbindungsschläuche
- Reagenzglas mit seitlichem Ansatz
- mehrere Reagenzgläser
- pneumatische Wanne
- Brenner
- Stativmaterial

Chemikalien:

- Ethanol
- Aluminioxid
- Kupferpulver
- Glaswolle
- Sand
- Bromwasser (für Nachweis)
- Schiff's Reagenz oder Fehling I und II

Durchführung A



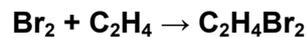
Das Feuerfeste Reagenzglas wird mit getränktem (Ethanol) Sand gefüllt. Davor geben wir etwas Glaswolle hinein; dann füllen wir von der anderen Seite den Kat ein; dann schließen wir diesen Raum ebenfalls mit etwas Glaswolle ab. Dann führen wir (siehe Zeichnung) das gebogene Reagenzglas in das Nachweisreagenzglas (mit Seitenöffnung). Hier haben wir vorher Schiff's Reagenz bzw. Fehling I oder II eingefüllt. Über die Seitenöffnung führen wir ein weiteres gebogenes Rohr in die pneumatische Wanne. Diese ist mit Wasser gefüllt. Das entstehende Gas wird mit einem Reagenzglas aufgefangen.



Auswertung

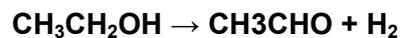


Bei Anwesenheit von Acetaldehyd entsteht eine charakteristisch rot-violette Färbung. Der Nachweis ist negativ! Zu dem letzten Reagenzglas wird etwas Bromwasser gegeben. Bei Anwesenheit von Ethen entfärbt sich das Bromwasser. Bromwasser entsteht.



Durchführung B

Man wiederholt den Versuch. Diesmal jedoch nehmen wir statt Aluminiumoxid Kupferpulver.



Im letzten Reagenzglas macht man zum Abschluss die Knallgasprobe. Außerdem färbte sich unsere Reagenz violett.

Aluminiumoxid hat im Gegensatz zu Kupfer die Dehydratisierung begünstigt. Kupfer hat die Dehydrierung bevorzugt. Diese Versuche zeigen insbesondere, dass man die Reaktion durch die Art des Katalysators lenken kann. Man kann also so bestimmen, welche Reaktionsprodukte entstehen. Man kann – je nach Kat – auch die Menge an H₂ oder Ethen vorher festlegen. Diese kleine Tabelle gibt einen kleinen Überblick. Sie finden mit Sicherheit noch viel mehr in der Literatur oder auch im Internet.

Kat	Ethen mit Bromwasser	Schiff	Fehling	H ₂
ohne	+			
Al ₂ O ₃	++	+	-	-
Cu	-	+	+	+
MgO	+	+	+	+

Autor: Harald Scheve