

## Konservierungsmittel

Schon bei den Römern kannte man Verfahren, um Lebensmittel haltbar zu machen. So legten sie z.B. Früchte wie Äpfel in Honig ein und konnten damit die Früchte über anderthalb Jahre lang lagern. Noch heute werden Gurken in Essig eingelegt, Früchte eingekocht oder geschwefelt, Fleisch gepökelt oder geräuchert. Allgemein kann man sagen, dass diese Verfahren ähnliche Wirkungsweisen haben. Sie töten bzw. hemmen Lebensmittel zersetzende Keime. Ein weiteres geläufiges Verfahren der Haltbarmachung ist das Zusetzen von „Antioxidantien“. Diese Substanzen schützen Fette vor dem Ranzigwerden und fettlösliche Vitamine (A, D, E und K) vor Schädigungen. Alles, chemisch gesehen, Konservierungsmittel. Doch heutzutage denkt man bei diesem Wort eher an gefährliche Substanzen mit mysteriösen E-Nummern. Auch aus diesem Grund haben wir, der Chemie-Kurs, das Thema Konservierungsmittel behandelt.



Zu Beginn untersuchten wir den Honig auf seine konservierenden Stoffe und bemerkten: Honig ist sauer!

Ja! Mit einem pH-Wert von 3,5-5,5 gehört er zu den sauren Lebensmitteln. Dies ist so zu erklären, dass

Honig das Konservierungsmittel „Ameisensäure“ (HCOOH) enthält, außerdem beinhaltet er Wasserstoffperoxid, Benzoesäure und natürlich Zucker. Somit ist er ein Paradebeispiel für natürliche Konservierung. Er enthält neben zwei sehr häufig in der Haltbarmachung benutzten Säuren auch noch Wasserstoffperoxid, welches eine keimtötende Wirkung besitzt.

In einem weiteren Versuch fragten wir uns, wieso Lebensmittel gesalzen oder gezuckert werden. Es stellte sich heraus, dass bei diesem Verfahren der Wassergehalt des zu konservierenden Stoffes eine große Rolle spielt. So wird einem Lebensmittel, wenn man es salzt, Wasser entzogen. Hierdurch wird den Keimen die Lebensgrundlage erschwert oder sogar entzogen. Genau dasselbe passiert beim Zuckern.

Eine weitere Methode zur Haltbarmachung ist die Keimabtötung. Wir wiesen nach, dass Trockenfrüchte geschwefelt, d.h. mit Schwefeldioxid (SO<sub>2</sub>) behandelt wurden. Das Schwefeln verwendet man nicht nur zur Verhinderung des mikrobiell bedingten Verderbs, sondern auch zur Farberhaltung und zur Verhinderung unerwünschter Verfärbungen. Dieses Konservierungsverfahren ist in der letzten Zeit in Kritik geraten, da Lebensmittel mit sehr hohem Schwefelgehalt giftig sind. In der EU gibt es deswegen vorgeschriebene Höchstwerte, die nicht überschritten werden dürfen.

Beim nächsten Experiment ging es um folgendes Problem: Wenn man einen Apfel aufschneidet, so wird dieser spätestens nach einem Tag an der Schnittfläche unappetitlich braun. Nun fragten wir

uns, ob es möglich ist, die Braunfärbung zu stoppen. Dazu führten wir mehrere Versuche durch.



Die fünf Apfelschnitze wurden unterschiedlich behandelt: Wir kochten einen Schnitt in heißem Wasser, bestrichen den zweiten mit Vitamin C (Ascorbinsäure), den folgenden mit Natriumsulfit und legten einen weiteren in Essig ein. Und natürlich machten wir eine „Blindprobe“, das heißt wir ließen eine Apfelscheibe unbehandelt an der Luft liegen. Wie zu erwarten, wurde unser „Blindversuch“ innerhalb einer Stunde schon braun. Sowohl bei der mit Essig behandelten, als auch bei der mit Ascorbinsäure behandelten Apfelscheibe war nur eine schwache Braunfärbung erkennbar. Die gekochte Apfelscheibe hatte am Anfang ihre natürliche weiße Farbe, bräunte aber innerhalb der zweiten Stunde sehr schnell. Erstaunlicherweise hatte die mit Natriumsulfit behandelte Scheibe noch am nächsten Tag (!) keine Braunfärbung. Um diese Beobachtungen zu erklären, mussten wir erst mal schlaue Bücher wälzen. Wir stellten fest, dass es sich um eine Aufnahme von Luftsauerstoff durch Enzyme handelt. Dabei wird eine Polymerisation in Gang gesetzt, welche zur eigentlichen Braunfärbung führt. Die beteiligten Enzyme werden meist von Mikroorganismen freigesetzt, um eine Verdauung des Obstes herbeizuführen.

Wegen seiner keimhemmende Eigenschaften hält Essig Äpfel länger frisch. Die Ascorbinsäure wirkt jedoch durch Hemmen der Polymerisation der Apfelbestandteile. Beim Kochen der Apfelscheibe werden alle Mikroorganismen abgetötet, können

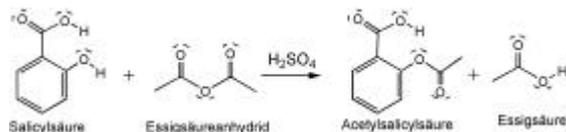
sich aber später wieder anlagern. Deswegen entsteht nach einer Weile auch wieder eine bräunliche Schicht. Diese blieb bei der Behandlung mit Natriumsulfit aus, was auf die sehr giftige Wirkung des Stoffes zurückzuführen ist. Natriumsulfit ist ein Salz der schwefligen Säure und hat somit die Eigenschaft, unter bestimmten Bedingung Schwefeldioxid frei zu setzen. Deshalb hat es eine ähnliche Wirkungsweise wie das Schwefeln von Lebensmitteln. Seine Verwendung zur Konservierung von Lebensmitteln ist darum ebenfalls umstritten. Es wird deswegen geraten, Natriumsulfit nur in geringen Mengen zu sich zu nehmen.

Dieser Versuch verdeutlichte uns, dass es nicht immer die Methode der Wahl gibt. Entweder ist die Haltbarmachung nur kurzzeitig wirkungsvoll, dafür für die Gesundheit unbedenklich, oder sie ist sehr effektiv, dafür aber in ihrer Wirkung auf den Körper umstritten. Jedoch sollte man Konservierungsmittel nicht generell verteufeln, denn ohne sie hätten wir eine viel eingeschränktere Auswahl an Essensgenüssen.



## Aspirin

Am Sonntagmorgen besprach unser Kurs die Vorgehensweise bei der Herstellung von Aspirin, auf die wir uns alle schon seit einigen Tagen gefreut hatten. Der Kurs unterlag heute einem strengen Zeitplan, da die Synthese von Aspirin sehr zeitaufwendig ist. Die Kursleiter teilten uns schnell die Versuchsvorschriften aus und erklärten uns kurz den Ablauf: Es gab nämlich einige Dinge zu beachten. Sie gaben uns die Reaktionsgleichung:



Zunächst bauten wir in Zweiergruppen die Versuchsanordnung auf und füllten folgendes in den Erlenmeyerkolben: 6,0 g Salicylsäure; 6,0 ml Acetanhydrid und 3 Tropfen konz. Schwefelsäure. Als nächstes wurde der Erlenmeyerkolben in die mit 60°C warmem Wasser gefüllte Wasserschale gestellt. Nach ca. 2 min wurde die weiße Masse so hart, dass Rühren unmöglich wurde.



Um eine vollständige Umsetzung der Reaktionsprodukte zu gewährleisten, ließen wir den Erlenmeyerkolben bei gleichbleibender Temperatur von 60°C noch 15 Minuten im Wasserbad.

Nun nahmen wir den Erlenmeyerkolben

aus dem Wasserbad, ließen ihn kurz abkühlen und gaben 60 ml destilliertes Wasser dazu. Die feste, weiße Masse wurde von uns mit dem Glasstab zerkleinert und die Suspension in die Fritte auf der Saugflasche überführt. Die Flüssigkeit wurde im Wasserstrahlvakuum abgesaugt. Um das "Rohaspirin" in der Fritte zu reinigen, musste man noch zweimal mit destilliertem Wasser nachspülen. Um weitere Verunreinigungen zu entfernen, haben die Gruppen das Rohaspirin umkristallisiert. Das bedeutet, dass man den Feststoff löst und ihn später wieder ausfällt. Bei diesem Vorgang bleiben unerwünschte Begleitstoffe im Lösungsmittel und der Reinstoff liegt in Form von Kristallen vor.

Dazu haben wir den Erlenmeyerkolben gereinigt, den weißen Feststoff wieder in den Kolben gefüllt und 15 ml Ethanol mit 40 ml destilliertes Wasser hinzugegeben. Wir tauchten den Erlenmeyerkolben erneut in das 60°C heiße Wasser und erhitzen auf 70°C, bis sich der weiße Feststoff gelöst hatte. Wir nahmen den Erlenmeyerkolben und stellten ihn in das von uns vorbereitete Eisbad. Nach kurzer Zeit

schieden sich bereits einige Aspirin-Kristalle ab. Nach einer Viertelstunde war die Kristallisation beendet und wir konnten den Erlenmeyerkolben aus dem Eisbad nehmen. Danach wurde die Flüssigkeit wieder im Wasserstrahlvakuum abgesaugt, noch einmal gespült und getrocknet. Abschließend füllten wir die silbrig glänzenden Aspirinkristalle, die einfach faszinierend aussahen, in Schnappdeckelgläschen. Danach wurde es gewogen, die Ausbeute meiner Gruppe betrug 8,2 g.

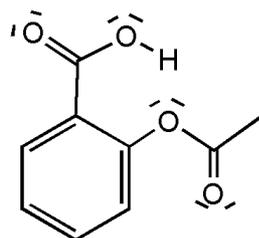
### Steckbrief von Aspirin:

Eigentlicher Name: Acetylsalicylsäure

Erstmalige Herstellung: 1853

Wirkung: Acetylsalicylsäure hemmt im Körper die Synthese von Prostaglandinen, die für die Schmerzempfindung verantwortlich sind.

Strukturformel:



Acetylsalicylsäure

## Exkursionstag in Heidelberg

Dieser Tag begann für uns noch früher als sonst, da wir nach Heidelberg fahren wollten. Ziel des Tages war es, zwei Vorträge im Krebsforschungszentrum anzuhören, danach in der Heidelberger Universität unser Aspirin auf seine Reinheit zu testen und schließlich einen Stadtbummel zu machen. Als wir die Vorträge gehört hatten, liefen wir mit unserem Chemiekurs in Richtung Chemisches Institut der Universität Heidelberg. Da die Universität sehr groß ist, benötigten wir eine Weile, bis wir uns im Chemie-Gebäude eingefunden hatten. Frau Ehret führte uns zur NMR-Spektroskopie, ein Verfahren, mit dem man Aufschluss über die Struktur eines Stoffes gewinnt. In unserem Fall haben wir die Wasserstoffatome unseres Aspirins untersucht.



Bevor wir beginnen konnten, machte uns Frau Gutruf, die Verantwortliche für die Durchführung der Spektroskopie, darauf aufmerksam, dass wir noch unsere Uhren, Kreditkarten und sonstige Dinge ablegen sollten, weil diese durch das Magnetfeld

des Spektrometers beeinträchtigt werden. Wir lösten unser Aspirin in einem deuterierten Lösungsmittel und gaben dieses in kleine Probenröhrchen. Diese wiederum stellten wir in das Spektrometer, das mit Hilfe von Radiowellen das Spektrum misst.

Das Gerät wurde so heiß, dass es mit flüssigem Helium (-269°C) gekühlt werden musste, welches selbst von flüssigem Stickstoff (-198°C) gekühlt wurde. Da die Messung aller Proben länger dauerte, hatten wir genügend Zeit, um ein weiteres Verfahren zur Prüfung der Reinheit von Stoffen kennen zu lernen.

Wir wanderten weiter durch das Gebäude und gelangten schließlich zu einem Pipettierroboter, der dem Menschen diese lästige und zeitraubende Arbeit des Pipettierens erspart.

Frau Dienemann, die mit uns diesen Versuch durchführte, wies uns an, 5 mg von unserem Aspirin in 45 ml eines 2:1 Wasser-Alkohol Gemisches zu lösen. Die genau abgewogenen Lösungen gaben wir in Probengläser und stellten sie in den Pipettierroboter. Der Roboter nimmt Eisen(III)-chlorid-lösung in seine Pipetten auf und spritzt sie zu der Aspirinlösung. Falls dort noch Reste von Salicylsäure sein sollten, würde ein violetter Eisenkomplex entstehen. Nach dem Pipettieren wurden die Probengläser von dem Roboter in ein Photometer gestellt, das misst, wie lichtdurchlässig die Lösung ist. Je durchlässiger sie ist, desto reiner ist das Aspirin. Der Computer hat Vergleichswerte eingespeichert und kann so genau berechnen wieviel Salicylsäure noch als Verunreinigung in unserem Aspirin enthalten ist. Das Ergebnis erfreute

alle, denn das Aspirin war nahezu 100% salicylsäurefrei. Als nächstes begaben wir uns in ein Organik-Labor, den Victor-Meyer-Saal. Dort zeigte uns der Doktorand Marc Röder viele Apparaturen, die einen unangenehmen Geruch hatten, aber doch sehr interessant waren.

Im Labor arbeiteten mehrere sehr fröhliche Studenten an ihren Experimenten. Obwohl das Labor schon sehr alt war, war die Einrichtung gut erhalten. Es waren viele Geräte zu sehen, die wir noch nicht kannten. Herr Röder erklärte uns deren Funktionsweise.

Danach wurden wir von Frau Ehret mit köstlichem Schokoladeneis überrascht. In einem Seminarraum waren Tische und Stühle für uns aufgestellt und vorne stand eine große Schüssel mit Schokoladenmasse. Flüssiger Stickstoff wurde in die Schüssel geleert und so wurde das Eis langsam fest.



Uns lief mittlerweile schon das Wasser im Mund zusammen. Als alle gemütlich Eis schleckten, besprachen wir den weiteren Tagesablauf.

Frau Ehret holte die Spektren ab und der Rest des Kurses machte sich auf zum großen Hörsaal der Chemie, ein atemberaubend großer Raum in dem

## Alcopops & Co.

meine ganze Schule problemlos Platz gefunden hätte. Im Bus gab es natürlich viel zu erzählen, da jeder Kurs etwas anderes erlebt hatte. Nach dem Stadtbummel waren wir alle geschafft und freuten uns auf das Abendessen im Ruderclub direkt am Neckar.



Am nächsten Morgen besprachen wir im Chemie-Kurs die Spektren, wobei sich Frau Gaidzik sehr viel Mühe gab, uns die komplexen Spektren zu erklären. Wir stellten fest, dass unser Aspirin zu 99.99 % rein war. Ein erfreuliches Ergebnis, oder?

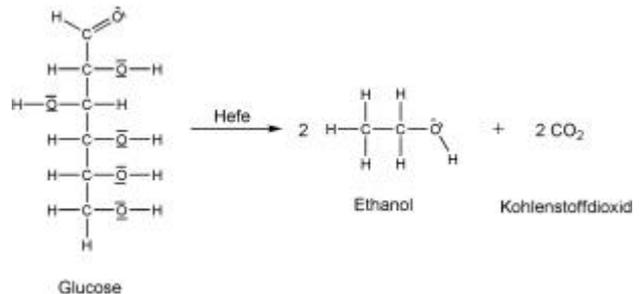


## Alcopops & Co.

Heute gingen wir mit großen Erwartungen ins Labor, denn der Aufhänger unseres Kurses sollte nun endlich behandelt werden: Alcopops und Co. Doch zuerst dachte ich, ich hätte mich im Labor geirrt, denn ich fand nur einen Haufen Flaschen mit verschiedenen Zuckern und eine Menge seltsam gebogener Röhrchen vor.



Frau Briese erklärte mir, dass wir den Alkohol ja schließlich erst mal selber herstellen müssten. Dies geschehe in den seltsam gebogenen Röhrchen, den Gärröhrchen, mit Hilfe von Zuckern. Aha, jetzt wusste ich Bescheid und legte auch gleich los. Ich stellte eine Hefesuspension her, vermischte sie mit Zucker und hatte meine Mühe diese luftblasenfrei in das Röhrchen zu füllen. Und ab gings! Mit einer Stoppuhr bewaffnet, verfolgte ich die  $\text{CO}_2$  Bildung bei den Gärvorgängen.



Je nachdem welchen Zucker wir verwendeten, fand die Gärung unterschiedlich schnell statt. Doch wie

wir Chemiker nun mal sind, wollten wir es genauer wissen: Was ist denn Alkohol?

Alkohol ist eine Verbindung, die aus mehreren Elementen besteht. Diese wiesen wir durch Elementaranalysen nach. Dabei fanden wir Wasserstoff, Sauerstoff und Kohlenstoff. Obwohl es nur drei Elemente waren, beschäftigten sie uns den ganzen Mittag. Da seht ihr mal, wie langwierig Chemie sein kann! Völlig erschöpft ver-schoben wir alles andere auf den nächsten Tag. Nach dem Plenum stürzten wir uns ins Labor, wo uns ein Haufen Molekülbau-kästen erwarteten. Mit weißen, roten und schwarzen Kugeln bastelten wir unser Ethanolmolekül.

Noch am selben Nachmittag gingen wir auf die Suche nach neuem Untersuchungsmaterial für unsere Alkoholexperimente. Auf unserer Einkaufsliste standen endlich (!) Alcopops. Dieser Begriff ist abgeleitet aus dem Englischen von ALCOhol und Lollipop (=Lutscher). Zur allgemeinen Erheiterung des Chemie-Kurses trug unsere Kursleiterin Frau Briese bei, indem sie die grellen, künstlich-bunten Mischgetränke als `AlkoHOLpops` bezeichnete. Bei unterschiedlichen Versuchen kamen wir zu dem überraschenden Ergebnis, dass Alcopops ohne Farbstoff besser schmecken (selbstverständlich haben wir nur verschwindend geringe Mengen davon gekostet). Um die Farbstoffe zu extrahieren, benutzten wir Aktivkohlefilter. Am Ende muss man sagen, dass das Experimentieren und die Erforschung von Alkohol uns allen sehr viel Spaß gemacht hat!

Aber Alkohol ist nicht nur zum Trinken da. Der umgangssprachlich bezeichnete Stoff „Alkohol“, der

mit Wein und Bier in Verbindung steht, heißt in der Chemie Ethanol. Er hat für Bakterien giftige Wirkung und wird daher auch als Desinfektionsmittel verwendet. Als Brennstoff wird Ethanol in Form von Brennspritus verkauft. Außer Ethanol verwenden wir noch viele andere Alkohole im Alltag. Also überlegten wir uns, welche Alkohole wir denn kannten.



Als erstes kam das Stichwort Sorbit. Dies ist ein 6-wertiger Alkohol, der als Zuckersatzstoff für Diabetiker verwendet wird. Der süße Geschmackseindruck von Sorbit ähnelt dem des Haushaltszuckers (Saccharose). Jedoch benötigt der menschliche Körper kein Insulin (ein Blutzucker senkendes Hormon) zum Abbau von Sorbit. Daher ist dieser Stoff zum Süßen von Diabetikerlebensmitteln geeignet. Zum Ärger vieler Diabetiker wirkt Sorbit schon bei geringen Mengen abführend, weil es teilweise unverdaut in den Dickdarm gelangt, wo es viel Wasser an sich zieht und für wässrigen Durchfall sorgt. Obwohl man beim Wort Süßstoff gleich an künstliche Produkte denkt, kommt Sorbit auch in manchen Früchten vor. Beispiele dafür sind die Beeren der Eberesche (Vogelbeeren) und Pflaumen. Weiterhin wird es als Ausgangsstoff für die Synthese von Ascorbinsäure (Vitamin C) verwendet.

Auf der Zunge erzeugt Sorbit eine kühlende Wirkung, da es wegen der festen Bindung beim Lösen viel Energie benötigt, welche es dann aus seiner Umgebung, z.B. der Zunge, nimmt. Außerdem ist Sorbit weniger süß und wird deswegen in

Eiskonfekt und zuckerfreiem Kaugummi (z. B. Orbit, von sORBIT) verwendet.

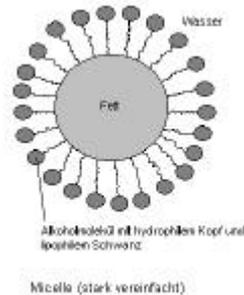
Mir fiel ein, dass ich den Begriff Alkohol auch schon mal auf Cremedosen entdeckt hatte. Wofür braucht man Alkohol in Creme? In diesem Zusammenhang wurde uns die Aufgabe erteilt, Ethanol auf Wasser- und Fettlöslichkeit zu untersuchen. Indem wir es mit Methylblau und Sudanrot vermischten, bewiesen wir, dass es sowohl lipophile (fettverträgliche), als auch hydrophile (wasserverträgliche) Eigenschaften hat, d.h. dass Alkohol in einem Wasser-Fett-Gemisch als Emulgator dienen kann.

Diese Eigenschaft macht sich die Industrie bei der Herstellung von Handcreme zu Nutze.

Normalerweise sorgt die Haut selbst für ihren Schutz. Ihr natürlicher Schutzmantel enthält Lipide und Feuchtigkeit in einer ausgewogenen Mischung. Durch unseren modernen „Waschzwang“ entziehen wir der Haut mehr Lipide als sie nachliefern kann. In diesem Fall können Hautcremes die Verluste ausgleichen. Auch in unserem



Labor standen schon alle Komponenten zur Herstellung einer Handcreme bereit. Um die Creme zu vervollständigen, parfümierten wir sie. Allerdings



bereitete die Dosierung des Parfums uns einige Kopfschmerzen.

Wegen seiner bedenklichen Wirkung konnten wir einen bestimmten Alkohol im Labor nicht untersuchen. Dieser Alkohol ist unter dem Begriff Nitroglycerin bekannt; diese Bezeichnung ist jedoch nicht ganz richtig! Korrekt wäre Glycerintrinitrat, das durch Nitrierung von Glycerin gewonnen wird. Es ist ein farbloses, giftiges, hochexplosives Öl, das durch Aufquellen mit Kallodiumwolle handhabungssicher gemacht wird. Die Sprengkraft beruht auf dem Entstehen von gasförmigen Verbrennungsprodukten. Durch Aufsaugen in Kieselgur gewinnt man Dynamit. Glycerintrinitrat bewirkt eine starke Erweiterung der Gefäße und somit einen vorübergehenden Blutdruckfall. Wegen dieser Eigenschaft wird es auch in der Medizin verwendet.



## Beispiel eines Arbeitsblattes

Im Buch „Die geheimnisvolle Insel“ von JULES VERNE wird geschildert, wie fünf Männer während des amerikanischen Bürgerkrieges im März 1865 mit einem Ballon aus Richmond (Virginia) fliehen. Während des Fluges geraten sie in einen Sturm und landen auf einer unbewohnten Pazifikinsel.



Hier müssen sie sehr erfinderisch sein, um überleben zu können. In mühevoller Arbeit haben sie verschiedene Chemikalien hergestellt: Schwefelsäure (daraus durch Zersetzung von Salpeter Salpetersäure) und Glycerin, nachzulesen in den entsprechenden Texten,... und was nun? Ein Ziel der „Kolonisten“ war einen Wasserfall zu schaffen, den sie vielfältig nutzen wollten. Aber was hatte das mit den Chemikalien zu tun?

Wozu sollte jedoch die Salpetersäure dienen? Darüber hatte der Ingenieur sich seinen Gefährten gegenüber noch immer nicht ausgesprochen. Dennoch rückte das Ziel näher und eine letzte Operation sollte die Substanz liefern, die so viel Vorarbeiten nötig gemacht hatte. Die Salpetersäure wurde nämlich mit dem durch Verdampfung etwas konzentrierten Glycerin in Verbindung gebracht, und so erhielt der Ingenieur, selbst ohne Anwendung einer Kältemischung, mehrere Liter einer gelblichen, öligen Flüssigkeit. Diese Arbeit hatte CYRUS SMITH fern von den Kaminen und allein vorgenommen, weil eine Explosion bei ihr leicht vorkommen kann,

und als er eine Kleinigkeit jener Flüssigkeit seinen Gefährten zeigte, sagte er einfach: „Hier ist Nitroglycerin!“.

Es war in der Tat jenes fürchterliche Sprengmittel, das etwa die zehnfache Kraft des Schießpulvers besitzt und schon so viele Unglücksfälle verursachte. Seitdem man aber Mittel gefunden hat es in Dynamit umzuwandeln, das heißt es mit einer festen, aber porösen Substanz wie Ton oder Zucker zu vermischen, lässt sich die gefährliche Flüssigkeit auch mit mehr Sicherheit verwenden. Zur Zeit, als die Kolonisten aber auf der Insel Lincoln tätig waren, kannte man das Dynamit noch nicht.

„Und diese Flüssigkeit soll unsere Felsen sprengen?“, fragte PENCROFF mit etwas ungläubiger Miene.

„Jawohl, mein Freund“, antwortete der Ingenieur, „dieses Nitroglycerin wird eine desto größere Wirkung haben, da der harte Granit ihm so beträchtlichen Widerstand entgegengesetzt.“

Aus: Jules Verne: Die geheimnisvolle Insel. Arena Verlag, 3. Auflage, Würzburg 1996, Seite 122.

### Fragen zum Text:

Weshalb hat der Ingenieur Salpetersäure hergestellt?

Was ist Nitroglycerin? Zeichne die Strukturformel.

Wie kann man Nitroglycerin sicher handhaben?

Informiere dich über das Leben und Werk von Alfred Nobel.

Wofür wurde dieses Jahr der Nobelpreis für Chemie vergeben?

## Literatur

- Unterrichtsmaterialien Raabits Chemie, Raabe-Verlag
- Arbeitsvorschriften aus dem vom BMFT gefördertes Projekt „Chemie im Kontext“
- Chemie im Kontext Baden-Württemberg
- Arbeitsvorschriften (Aspirin) von der Arbeitsgruppe Prof. Dr. R. Krämer, Universität Heidelberg

## Bilder

Haas, Helmuth; Gaidzik, Nikola

## Autoren

Briese, Inka; Dossow, Katrin; Ehret, Nadine; Gaidzik, Nikola; Glocker, Anne; Gramberg, Greta; Guo, Jessica Jing; Haas, Helmuth; Kern, Robert; Letzguß, Adina, Obermeier, Daniel; Reuter, Ragna; Rosenthal, Felix; Schnürer, Frank; Schwendemann, Karen; Zittel, Eva



... und am Ende ...

