

A large, bright, white and yellow explosion is captured in a laboratory setting. The explosion is the central focus, with a large, billowing cloud of smoke and fire. In the background, laboratory equipment and a person's head are visible, though they are out of focus. The overall scene is dramatic and intense.

Spektakuläre Chemieversuche

Gergely Rozsa • Stefan Lebernegg

Was Du bereits wissen solltest...

Chemieversuche können zwar **spektakulär** sein, aber auch **gefährlich**. Vor diesem Hintergrund solltest Du Dich mit den Risiken, die sich hinter den Experimenten verbergen, gründlich auseinandersetzen und Maßnahmen für ein sicheres Arbeiten treffen. Darüber hinaus sind auch theoretische Kenntnisse erforderlich, um die Beobachtungen aus der Praxis erklären zu können. Hierzu gehören insbesondere folgende Themen der allgemeinen Chemie:

- Stöchiometrisches Rechnen – Begriff des Mol
- Säure-Base-Reaktionen – Theorie nach Brønsted – pH-Wert
- Oxidationen und Reduktionen – Redoxreaktionen – Oxidationsmittel und Reduktionsmittel

Da Vorgänge in der Chemie mit physikalischen Phänomenen eng gekoppelt sind, wie beispielsweise die Wahrnehmung von Farbtönen und Leuchterscheinungen, ist es von Vorteil, sich auch mit Grundlagen der Physik vertraut zu machen. Tiefer gehendes Wissen über Metall-Komplexe, Elektrochemie und Orbitaltheorie sind grundsätzlich zu begrüßen, sind aber für die Durchführung und Deutung der Versuche nicht erforderlich.

Was erwartet uns? Wie gehen wir vor?

Als erstes werden wir auf die Aspekte der **Sicherheit** eingehen. Dabei werden wir die Gefahren von Stoffen und Stoffgemischen näher beleuchten und erörtern, welche Schutzmaßnahmen zum sicheren Umgang mit diesen Gefahrstoffen getroffen werden müssen. Anschließend fahren wir mit sehenswerten Versuchen fort, die thematisch nicht sortiert sind. Zu jedem Experiment gibt eine mehr oder weniger kurze Einleitung Informationen und Auskunft über geschichtliche Hintergründe sowie mögliche Anwendungen. Hierauf folgen – mit einem blauen Balken auf der linken Seite markiert – die Beschreibungen und **Arbeitsvorschriften** für die Durchführung der entsprechenden Versuche. In Klammern wird jeweils angegeben, ob das Experiment von einer Zweiergruppe, einzeln oder, bei als zu gefährlich eingestuften Versuchen, ausschließlich durch den Kursbetreuer zu bearbeiten beziehungsweise demonstrieren ist.

Am Schluss dieses Skripts ist eine Liste mit weiterführender Literatur aufgeführt, an die zum einen die vorgestellten Experimente angelehnt sind und auf die zum anderen in den einleitenden Informationen verwiesen wird. Als Standardwerke für spektakuläre Chemieversuche gelten insbesondere das Buch *Chemische Kabinettstücke* von H. W. Roesky und K. Möchel, das Buch *Feuer und Flamme, Schall und Rauch* von F. W. Kreißl und O. Krätz sowie das Buch *Glanzlichter chemischer Experimentierkunst* von H. W. Roesky.^[1-3]

Viel Spaß beim Experimentieren!

Gergely Rozsa, Stefan Lebernegg

Berchtesgaden, den 21. Oktober 2019

Sicherheitshinweise

Für Arbeiten in einem Chemielabor sowie beim Umgang mit Chemikalien, sogenannten Gefahrstoffen, ist es außerordentlich wichtig, sich vorab mit den Gefahren, die von Substanzen ausgehen können, vertraut zu machen. Allgemein werden die Risiken über Symbole auf den zugehörigen Flaschen und Behältern dargestellt, die auf verschiedene Eigenschaften des Inhalts hinweisen. *Abbildung 1* zeigt eine Zusammenfassung der Gefahrenkennzeichen nach **GHS**, dem **Global Harmonized System**.



Abbildung 1: GHS-Symbole zur Kennzeichnung von Gefahrstoffen.

Viele Lösemittel der Organischen Chemie sind aufgrund ihres niedrigen Flammpunktes leicht entzündbar und sind daher in speziellen Schränken und Schubladen aufzubewahren, die sich im Brandfall automatisch selbst verschließen. Oxidationsmittel wirken als Brandverstärker und sind daher vor Hitze, offenen Flammen, heißen Oberflächen und anderen Zündquellen zu schützen. Neben den Gefahren von verflüssigten Gasen, die in Stahlflaschen bei einem Druck von bis zu 200 bar gelagert werden, aber auch Materialien, die wegen ihrer raschen Zersetzung als explosiv gelten, passieren kleinere Laborunfälle durch Verätzungen bei der Arbeit mit Säuren und Basen oder Reizungen und Irritationen in Augen und auf der Haut. Das System nach GHS unterscheidet hinsichtlich Toxizität zwischen „giftig“, womit akute Lebensgefahr durch Einatmen, Hautresorption oder Inkorporation (Verschlucken) gemeint ist, und „gesundheitsschädlich“, was auf Kanzerogenität (Krebserregender Stoff) sowie Mutagenität (Erbgutschädigung) abzielt. Eine Liste aus **H-Sätzen** (für engl.: *hazard*, Gefährdung) kategorisiert die Risiken stufenweise nach Physikalischen Gefahren, Gesundheitsgefahren und Umweltgefahren. Ergänzend dazu geben **P-Sätze** (für engl.: *protection*, Schutz) Verhaltensregeln für die Handhabung der Substanzen. Grundsätzlich sollte ein funktionierendes Chemielabor zunächst über eine Raumlüftungsanlage mit

definierter Zu- und Abluftmenge sowie mehrere Abzüge für Experimente mit Gasen, Rauch, Dämpfen und Aerosolen verfügen. Darüber hinaus spielt die persönliche Schutzausrüstung eine große Rolle. Die Gebotszeichen hierfür sowie für Notfalleinrichtungen sind in *Abbildung 2* zusammengestellt.



Abbildung 2: Schutz- und Erste-Hilfe-Maßnahmen für ein sicheres Arbeiten im Labor sowie für das Verhalten im Gefahrfall.

Schutzbrille und -kittel, teilweise auch Labormantel genannt, dürfen unter keinen Umständen fehlen und sind in einem Labor stets zu tragen. Geschlossenes und festes Schuhwerk gewährleistet Rutschfestigkeit und Schutz vor Glasscherben oder Chemikalien auf dem Fußboden, das heißt Sandalen und ähnliches sind in Laboratorien unzuweckmäßig. Eine Staubschutzmaske ist insbesondere dann zu verwenden, wenn das Einatmen von feinsten Staubpartikeln oder Aerosolen verhindert werden soll. Zu guter Letzt dienen Schutzhandschuhe der Vermeidung von Kontakt mit Gefahrstoffen durch die Hände. Dabei ist jedoch zu beachten, dass diese aus verschiedenen Polymeren gefertigten Einmalhandschuhe (Nitril oder Latex) unterschiedliche Durchlässigkeit für diverse Substanzen haben. Darüber hinaus müssen sie regelmäßig gewechselt werden, damit die Haut nicht zu sehr aufweicht und somit anfälliger für die Aufnahme von Chemikaliendämpfen wird. Für den Gebrauch von konzentrierten Säuren und Basen sind eigens hierfür vorgesehene Säurehandschuhe aus dickerem Kunststoff erhältlich, ebenso gibt es Spezialhandschuhe für Arbeiten bei hohen Temperaturen. Körperstellen, die durch den Schutzkittel nicht abgedeckt werden, sollten durch die eigene Kleidung geschützt sein. Das bedeutet, dass neben geschlossenen Schuhen auch lange Hosen und T-Shirts oder Hemden bis mindestens zum unteren Halsbereich empfehlenswert sind. Zu grundsätzlichen Schutzmaßnahmen neben der persönlichen Ausrüstung zählt auch, der Transport von Gefahrstoffen, vor allem von Glasflaschen, der immer in entsprechenden Transportbehältern (großen Eimern) zu erfolgen hat, damit ein Herunterfallen und eine damit verbundene unbeabsichtigte Freisetzung verhindert wird.

Das Konsumieren und Aufbewahren von Lebensmitteln im Labor ist strengstens untersagt! Während des Versuchs ist auf ein sauberes Arbeiten zu achten. Chemikalienbehälter und -gebilde werden nur für die Dauer der Entnahme geöffnet und danach sofort wieder verschlossen. Zum Herausnehmen müssen Laborgeräte, besonders Spatel und Löffel rein und trocken sein, um einer Vermischung mehrerer Substanzen vorzubeugen. Vor dem Experiment sind Gefährdung und die daraus abzuleitenden Schutzmaßnahmen für die einzelnen Gefahrstoffe zu studieren. Hierfür stehen im Chemielabor sogenannte **Betriebsanweisungen** zur Verfügung, genauer gesagt ein Katalog, der für jede Substanz H- und P-Sätze, Verhaltensregeln im Gefahrenfall und Tätigkeiten als Ersthelfer aufführt. Sind alle Vorsorgemaßnahmen getroffen, steht einem erfolgreichen und spannenden Experimentieren nichts mehr im Wege.

Synthese eines Farbstoffes

Der erste Versuch behandelt einen Farbstoff, der bereits seit Beginn des 18. Jahrhunderts bis heute in Tinten von Füllfederhaltern, aber auch in Druckfarben Verwendung findet. Ursprünglich als Preußisch Blau bezeichnet trägt er heute den Namen Berliner Blau und kann aus Eisen(III)-chlorid FeCl_3 und dem Gelben Blutlaugensalz, Kaliumhexacyanidoferrat(II) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, als Ausgangsverbindungen auf eine einfache Weise hergestellt werden. Ein entsprechender Versuchsaufbau zur Beobachtung einer langsam einsetzenden Reaktion der beiden Edukte ist in *Abbildung 3* dargestellt.

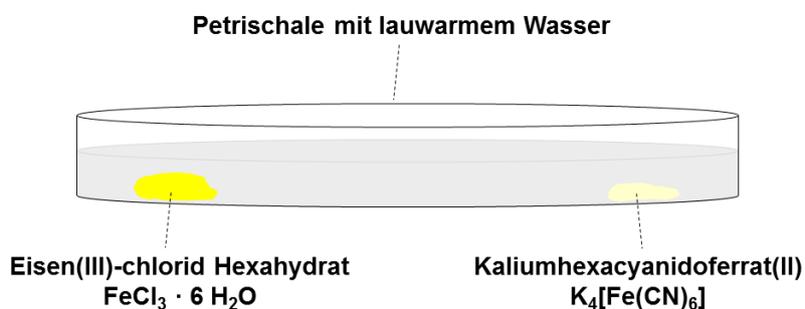
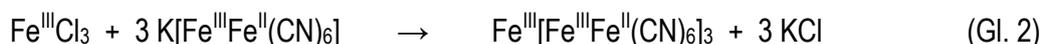


Abbildung 3: Versuchsaufbau zur langsamen Synthese von Berliner Blau.

Die beiden Komponenten lösen sich allmählich im lauwarmen Wasser. Durch Diffusion, die durch leichtes Pusten über die Wasseroberfläche beschleunigt werden kann, kommt es an der Grenze der zwei Lösungsphasen zur Entstehung eines tiefblauen Schleiers. Die Umsetzung von einem Äquivalent FeCl_3 mit einem Äquivalent $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ergibt zunächst die lösliche Form von Berliner Blau:



Das Farbpigment liegt im Wässrigen kolloidal gelöst vor. Ein Überschuss aus Fe^{3+} -Ionen liefert allerdings das „unlösliche Berliner Blau“:



Der Farbstoff fällt als Niederschlag aus. Auch in Säuren ist dieser zwar schwer löslich, im Basischen kann er jedoch zersetzt werden:



Das erhaltene Eisen(III)-hydroxid $\text{Fe}(\text{OH})_3$ wird als rotbrauner Feststoff sichtbar. Die Bildung von Berliner Blau an den Wänden der Entwesungs- und Gaskammern in nationalsozialistischen Vernichtungslagern aus Eisen(II)- und Eisen(III)-Salzen in den Wänden sowie der Blausäure des eingesetzten Zyklon B sollte als eindeutiger Beweis für den Massenmord während des Zweiten Weltkrieges (1939–1945) gelten. Allerdings ist die Möglichkeit des Auftretens des Farbstoffes unter den gegebenen Umständen umstritten. Cyanid-Verbindungen allgemein hingegen konnten in den Kammern zweifelsfrei dokumentiert werden, die die Tötung mittels des Giftgases Blausäure belegen. Aufgrund seiner hohen Farbintensität wird Berliner Blau in der analytischen Chemie insbesondere als Nachweis von Eisen-Ionen angewandt.

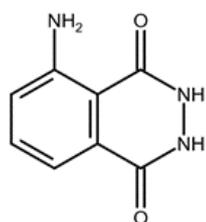
Versuch 1 (Jeder einzeln durchführen!)

Eine Petrischale wird etwa bis zur Hälfte mit lauwarmem Wasser gefüllt. Gib anschließend in den Randbereich der Schale eine Spatelspitze(!) Eisen(III)-chlorid Hexahydrat und in den gegenüberliegenden Randbereich eine Spatelspitze Gelbes Blutlaugensalz, Kaliumhexacyanidoferrat(II), hinzu, siehe [Abbildung 3](#). Lege zur besseren Erkennung von Farbänderungen ein weißes Blatt Papier unter die Petrischale. Puste vorsichtig über die Wasseroberfläche. Was beobachtest Du? Verrühre nun die Lösung mit einem Glasstab. Füge nun zwei bis drei Spatelmengen(!) Natriumcarbonat hinzu und rühre solange, bis eine Änderung zu sehen ist. Was beobachtest Du jetzt? Tropfe etwas verdünnte Salzsäure in die Lösung. Was ist an der Eintropfstelle zu erkennen? Formuliere Reaktionsgleichungen! Wiederhole den Versuch diesmal mit Eisen(II)-chlorid FeCl_2 und Rotem Blutlaugensalz $\text{K}_3[\text{Fe}^{\text{III}}(\text{CN})_6]$.

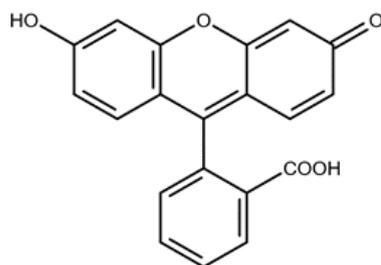
Chemilumineszenz

Unter chemischen Reaktionen verstehen wir im Wesentlichen die Umwandlung von Stoffen, aber auch die Freisetzung oder den Verbrauch von Energie. Neben Wärme, die sich in der Änderung der Temperatur äußert, kann auch eine Leuchterscheinung Folge einer chemischen Umsetzung sein. Diese wird Chemilumineszenz oder Chemolumineszenz genannt. Im 17. Jahrhundert beschrieb Hennig BRAND das blass grüne Leuchten von weißem Phosphor während der Autooxidation mit Luftsauerstoff. Gegen Ende des 19. Jahrhunderts wurde der Begriff der Chemilumineszenz eingeführt. Oxalsäureester und -derivate können unter basischen Bedingungen durch Wasserstoffperoxid oxidiert werden, während das Reaktionsprodukt im elektronisch angeregten Energiezustand entsteht und durch Ausstrahlung (Emission) von Licht in den elektronischen Grundzustand übergeht. Einer der bekanntesten Vertreter für Lumineszenzversuche ist **Luminol**. Es wird auch in kriminaltechnischen Untersuchungen als Indikator für Blutspuren eingesetzt, wobei die im Blut enthaltenen Eisen-Ionen die Oxidation katalysieren. In der Biosphäre tritt Chemilumineszenz bei sogenannten Leuchtkäfern („Glüh-

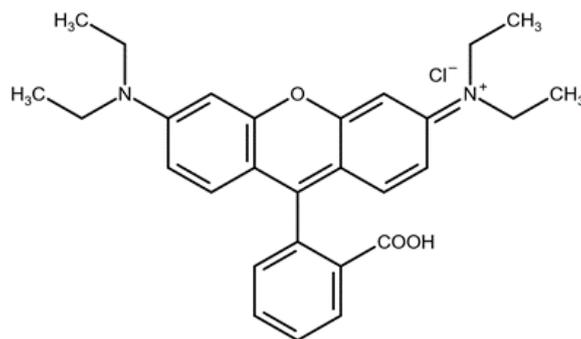
würmchen“) auf, die das Leuchten durch eine enzymkatalysierte Reaktion von Luciferinen mit Sauerstoff erzeugen. Aber auch in der Biochemie bedient man sich der Lumineszenz zum Nachweis von Adenosintriphosphat (ATP) oder Nicotinamidadeninucleotidphosphat [NAD(P)H]. In kommerziell erhältlichen Knicklichtern (Leuchtstäben) werden durch ein leichtes Knicken die Trennwände zwischen den einzelnen Gefäßen durchgebrochen, wobei ein Oxalsäureester mit Wasserstoffperoxid vermischt wird. Ein organischer Farbstoff als Zusatzkomponente kann die Farbe des emittierten Lichts variieren. Beispiele für solche fluoreszenzaktiven Farbstoffe sind **Fluorescein** und **Rhodamin B**. Die entsprechenden Lewis-Formeln sind in *Abbildung 4* zu sehen.^[4,5]



Luminol



Fluorescein



Rhodamin B

Abbildung 4: Strukturformeln von Luminol, Fluorescein und Rhodamin B.

Luminol erweist sich als hellbläuliche, kalte Lichtquelle. Fluorescein überdeckt dies mit einem intensiven neongrünen Farbton. Rhodamin B dagegen verleiht der Lösung eine rötliche Erscheinung, siehe *Abbildung 5*.

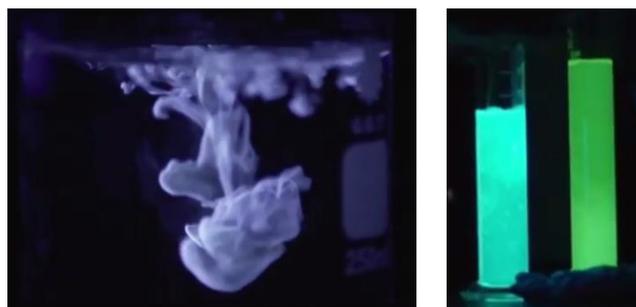


Abbildung 5: Chemilumineszenz bei der Reaktion von Luminol unter basischen Bedingungen mit Wasserstoffperoxid.

Der Reaktionsmechanismus der eisenkatalysierten Oxidation von Luminol zu 3-Aminophthalat mit Hilfe von Wasserstoffperoxid H_2O_2 ist in *Abbildung 6* verdeutlicht.

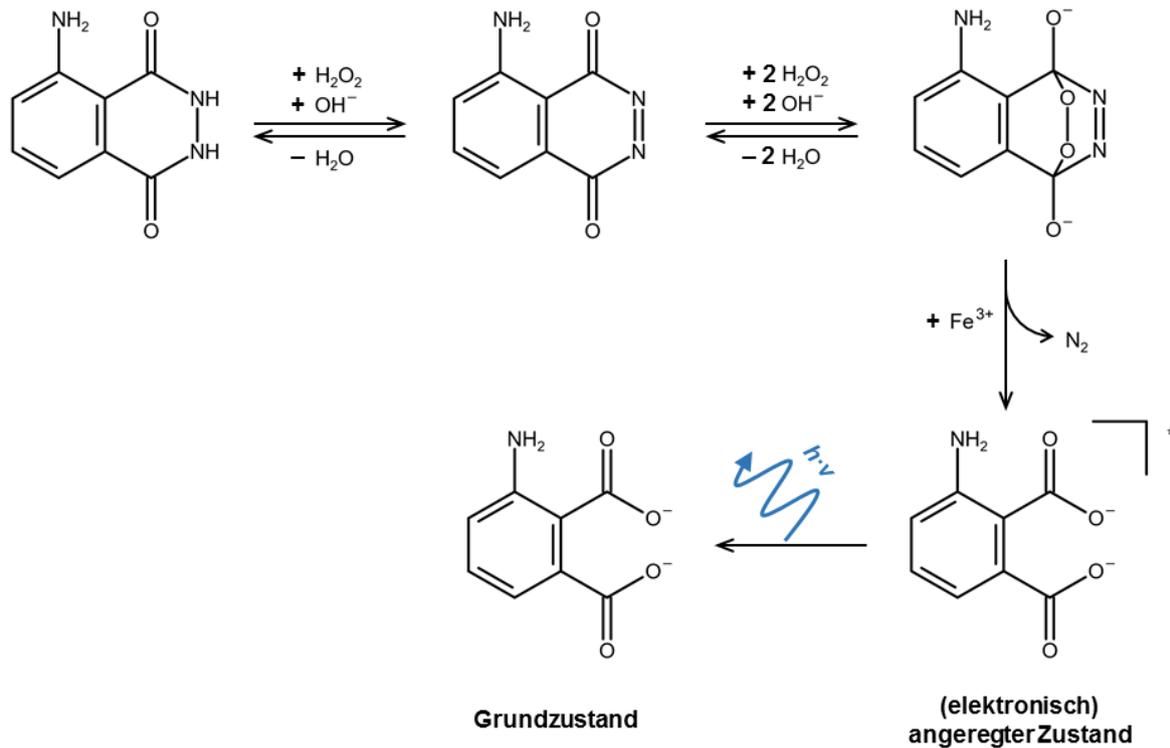


Abbildung 6: Mechanismus der Reaktion von Luminol mit Wasserstoffperoxid unter basischen Bedingungen.

Unter basischen Bedingungen kommt es zunächst zur Bildung eines Dianions, bei dem durch nukleophilen Angriff eine Peroxoverbrückung entsteht. Nach der Abspaltung von elementarem Stickstoff N_2 bleibt das 3-Aminophthalat-Dianion in einem energetisch angeregten Zustand übrig, das unter Lichtemission in den Grundzustand relaxiert. Das durch die Luminol-Reaktion generierte Licht kann weitere Farbstoffkomponenten (Fluorescein oder Rhodamin B) zur Fluoreszenz anregen, wodurch die Lösungen in unterschiedlichen Farbtönen wahrgenommen werden.

Versuch 2 (In Zweiergruppen)

Es werden drei Lösungen hergestellt. Lösung A besteht aus 1,0 g Luminol, 50 mL einer 3 molaren Natronlauge sowie 450 mL Wasser. Diese Lösung ist bereits hergestellt und wird vom Kursbetreuer ausgegeben. Lösung B enthält 50 mL von Lösung A und 450 mL Wasser. Lösung C schließlich setzt sich aus 1,5 g Rotem Blutlaugensalz [Kaliumhexacyanidoferrat(III)], 500 mL Wasser und 3 mL Wasserstoffperoxid (30%-ige Lösung) zusammen. In drei große Messzylinder wird jeweils ein kleiner Kristall des Roten Blutlaugensalzes gegeben. Diese werden ebenfalls vom Kursbetreuer ausgehändigt. In einen der drei Messzylinder wird eine Spatelspitze(!) Fluorescein und in einen zweiten eine Spatelspitze Rhodamin B gegeben. Der dritte bleibt frei. Lösung B und C werden jeweils so auf weitere Bechergläser aufgeteilt, dass von beiden Lösungen jeweils drei Bechergläser zu gleichen Volumina vorliegen. Zur Vorführung des Versuchs sollte der Raum abgedunkelt werden. Es ist darauf zu achten, dass in einen Messzylinder ein Becherglas mit Lösung B und ein Becherglas mit Lösung C gleichzeitig eingefüllt werden. Welche Lumineszenz hat die längere Leuchtdauer?

Blitzlicht

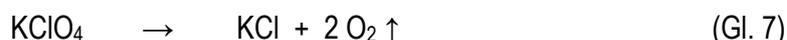
Ende des 19. Jahrhunderts wurden mit der Entwicklung der Fotografie mehrere Möglichkeiten entwickelt, um auch bei eingeschränkten Lichtverhältnissen Bilder aufnehmen zu können. Als erste Methode diente das Verbrennen von Magnesium. Um die Belichtungszeit zu verkürzen, wurde bald Magnesium mit Kaliumchlorat KClO_3 umgesetzt, was sich bis zur Entwicklung elektrisch betriebener Blitzlichtgeneratoren bewährte. Im Ersten Weltkrieg (1914–1918) wurden Blendgranaten entwickelt, in denen Magnesium mit Kaliumpermanganat KMnO_4 umgesetzt wurde. Das auf diese Weise erzeugte Licht verursachte eine zwar reversible, aber längerfristige Schädigung der Augen. Magnesium verbrennt allgemein mit einer äußerst hellen Flamme. Die Beimischung von Oxidationsmitteln wie KClO_3 oder KMnO_4 beschleunigen die Reaktion, da diese als Sauerstofflieferanten fungieren. Oberhalb von $240\text{ }^\circ\text{C}$ reagiert Kaliumpermanganat zu Manganat MnO_4^{2-} , Braunstein MnO_2 , Kaliumoxid K_2O und Sauerstoff O_2 :



Bei höheren Temperaturen zersetzt sich auch Kaliummanganat:



Im Falle von Kaliumchlorat findet zunächst eine Disproportionierung in Kaliumperchlorat KClO_4 und Kaliumchlorid KCl statt, bevor aus KClO_4 schließlich unter Sauerstoffabgabe ebenfalls KCl erhalten wird:



In der Gesamtgleichung mit Magnesium als Zündquelle ergibt sich:



Die Zündermischungen wurden meist in Teebeuteln aufbewahrt und es kam immer wieder zu Unfällen, die teilweise verheerende Brände zur Folge hatten. Der Ablauf einer Reaktion ab der Zündung des Reaktionsgemischs ist in [Abbildung 7](#) veranschaulicht.



Abbildung 7: Zeitlicher Ablauf der Umsetzung von Kaliumchlorat KClO_3 mit elementarem Magnesium Mg .

Versuch 3 (In Zweiergruppen)

In einer Porzellanschale werden 1,8 g Magnesiumpulver und 3,0 g Kaliumchlorat mit Hilfe eines Reagenzglases miteinander vermengt, aber **NICHT** verrieben! Kleinere Klumpen werden vorsichtig zerdrückt. Das weitgehend homogene Gemisch wird in einen Kaffeefilter gefüllt und dieser durch Verdrehen zu einem kleinen Beutel geformt. Im Anschluss wird eine Wunderkerze, dessen Metalldraht vorher abgezwickelt worden ist, von unten so in den an einem Stativ mit einer Stativklammer befestigten Beutel gesteckt, dass ein Herausrieseln des pulverigen Reaktionsgemischs verhindert wird. Die Zündung erfolgt ausschließlich unter Aufsicht des Kursbetreuers! **Dabei ist zu beachten, dass die Flamme des Bunsenbrenners auf keinen Fall auf den Kaffeefilter gerichtet wird!**

Explosion von Iodstickstoff

Wird elementares Iod in einer konzentrierten Ammoniak-Lösung über eine oder mehrere Stunden bei Raumtemperatur gerührt, so gelangt man zu einem schwarzbraunen Feststoff, der ein Addukt aus Ammoniak und Iodstickstoff ist.



Iodstickstoff NI_3 gilt, sobald es trocken vorliegt, als hoch explosiv. Kleinste Erschütterungen reichen bereits aus, um die Zersetzung in die Elemente einzuleiten:



Einen Eindruck über die sogenannte Schlagempfindlichkeit von Iodstickstoff gibt [Abbildung 8](#). Dabei wird der Feststoff über eine an einem Zeigestab angebrachte Feder leicht angetippt, was letztendlich zur Explosion führt. Das dabei freigesetzte elementare Iod wird durch einen rasch aufsteigenden violetten Dampf sichtbar.



Abbildung 8: Explosion von trockenem Iodstickstoff NI_3 durch Berührung mit einer Feder.

Iodstickstoff ist aufgrund seiner hohen Instabilität als Sprengstoff ungeeignet und findet im Gegensatz zu den bekannteren Verbindungen Glycerinnitrat („Nitroglycerin“, NG), Trinitrotoluol (TNT), Pikrinsäure (PA) oder Hexogen (RDX) keine besondere Verwendung. *Abbildung 9* zeigt die Strukturformeln dieser Explosivstoffe.

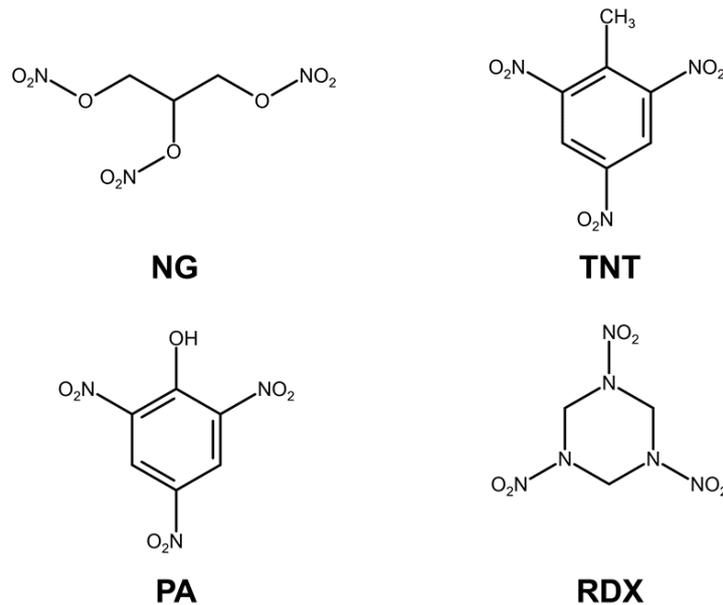


Abbildung 9: Strukturformeln von Glycerinnitrat (NG), Trinitrotoluol (TNT), Pikrinsäure (PA) und Hexogen (RDX).

Versuch 4 (In Zweiergruppen unter Aufsicht)

Drei Spatelspitzen (!) Iod werden in ein Becherglas mit Magnetrührstäbchen gegeben. Etwa 20 mL der 25%-igen, wässrigen Ammoniak-Lösung werden hinzugefügt und die Suspension wird für etwa eine Stunde bei Raumtemperatur gerührt. Anschließend wird das Magnetrührstäbchen aus dem Reaktionsgemisch entfernt und der schwarze Niederschlag filtriert. Erst wenn der gesamte schwarze Feststoff mit wenig Wasser ins Filterpapier gespült worden ist, wird der Filterrückstand mit 20 mL Ethanol gewaschen, das Filterpapier schließlich zum Trocknen im Abzug über dem Dreifuß ausgebreitet. **Unter der Aufsicht eines Betreuers** wird das Iodstickstoff mit einer an einem Holzstab befestigten Feder zur Explosion gebracht. **Gehörschutz ist aufzusetzen!**

Thermit-Reaktion

Zur Herstellung von Metallen eignen sich verschiedene Verfahren, die im Wesentlichen auf der Reduktion unterschiedlicher Erze beruhen. Dabei wird entweder Kohlenstoff zu Kohlenstoffdioxid oxidiert oder unedlere Metalle als Element mit Oxiden oder Sulfiden von Edelmetallen zur Reaktion gebracht. Dieses Prinzip liegt auch der **aluminothermischen Gewinn-**

nung von elementarem Eisen zugrunde, die durch den deutschen Chemiker Hans GOLDSCHMIDT Ende des 19. Jahrhunderts entwickelt wurde. Dabei wird Aluminiumpulver mit Eisen(III)-oxid Fe_2O_3 umgesetzt, indem die Mischung entweder durch eine Wunderkerze oder durch ein Magnesiumband, das in eine Zündkirsche (Mischung aus Bariumperoxid und Magnesium, eingebettet in einer Mulde im Thermit-Gemisch) mündet, gezündet wird.



Abbildung 10 gibt einen schematischen Überblick über den Versuchsaufbau.

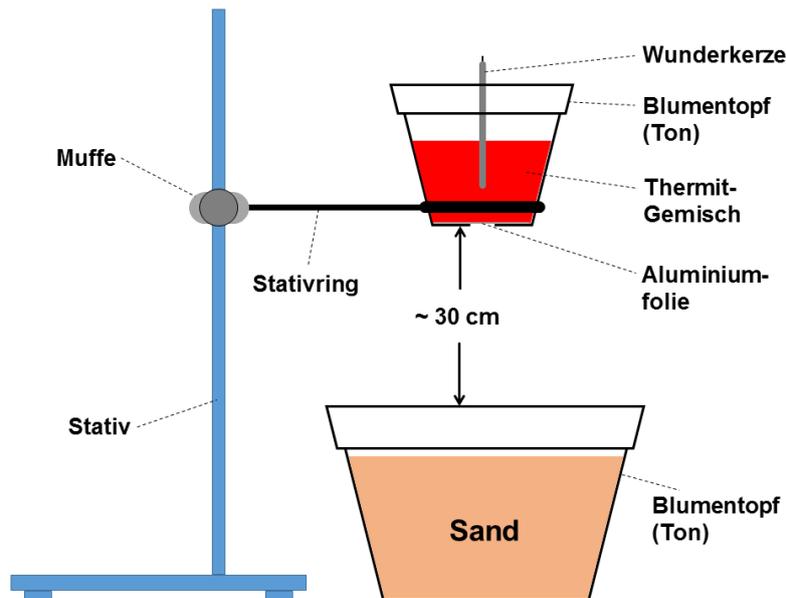


Abbildung 10: Versuchsaufbau zur Thermit-Reaktion, der aluminothermischen Herstellung von elementarem Eisen. Die Zündung erfolgt über eine im Thermit-Gemisch steckende Wunderkerze, deren Metallgriff abgeschnitten wurde. Das Thermit-Gemisch in einem Blumentopf aus Ton enthält Aluminiumpulver und Eisen(III)-oxid. Ein großer Blumentopf (Ton), gefüllt mit Sand, dient zum Auffangen des flüssigen Metalls.

Die ablaufende Redoxreaktion ist stark exotherm. Die freigesetzte Energie äußert sich in einer Temperatur von ungefähr 2400 °C . Das reicht aus, um das entstehende Eisen, das seinen Schmelzpunkt bei etwa 1530 °C hat, zu verflüssigen, das schließlich in einem mit Sand gefüllten Blumentopf aufgefangen und gesammelt wird. Nach Befreien des abgekühlten Blocks von Nebenprodukten, der sogenannten **Schlacke**, wird das metallische Eisen in seiner Gussform durch einen charakteristischen Glanz sichtbar und zeigt in Anwesenheit eines Magneten ferromagnetische Eigenschaften. Die Tatsache, dass mit geringem Aufwand und aus leicht zugänglichen Ausgangsverbindungen reines und flüssiges Eisen erhalten wird, bietet vor allem in der Eisenbahntechnik einen großen Vorteil. So können bei Gleisbauarbeiten Schienen leicht durch das als **Thermit-Schweißen** bezeichnete Verfahren ohne Verschraubungen miteinander verbunden werden.

Versuch 5 (In Zweiergruppen)

Beim experimentellen Vorgehen ist unbedingt darauf zu achten, dass sauber und trocken gearbeitet wird! 160 g Eisen(III)-oxid und 54,0 g Aluminiumpulver werden getrennt abgewogen und anschließend vorsichtig in einem 500 mL-Becherglas langsam miteinander vermengt. Ein Blumentopf aus Ton wird vorbereitet, indem das Auslaufloch am Boden des Topfs mit einer dünnen Schicht Aluminiumfolie verschlossen wird. Schließlich wird das Thermit-Gemisch vorsichtig in den Blumentopf überführt und eine Wunderkerze, deren Metallgriff zuvor mit einer Zange abgeschnitten worden ist, in das Aluminium-Eisenoxid-Gemisch gesteckt. Mit Hilfe eines Pistills kann die Reaktionsmischung durch Drücken komprimiert werden, ist aber nicht notwendig. Unter der Aufsicht eines Betreuers wird die Reaktion in einem in *Abbildung 10* dargestellten Aufbau gestartet.

Brummender Gummibär

Gummibärchen bestehen hauptsächlich aus Zucker und Gelatine, zwei organischen Materialien, die leicht zu oxidieren und damit brennbar sind. Eine Schmelze des starken Oxidationsmittels Kaliumchlorat KClO_3 , das wir bereits aus dem Blitzlicht-Versuch kennen, reagiert unmittelbar nach Zugabe eines Gummibärchens mit diesen Komponenten unter sehr hellem Glühen und starker Rauchentwicklung in der Reaktionsmischung, siehe *Abbildung 11*.



Abbildung 11: Reaktion von geschmolzenem Kaliumchlorat KClO_3 mit Gummibären. Ein helles Leuchten und starke Rauchentwicklung sind Kennzeichen dieser Redoxreaktion.

Hierbei wird das Kaliumchlorat gemäß den Gleichungen 6 und 7 zu Kaliumchlorid reduziert, während die Kohlenwasserstoffe zu Kohlenstoffdioxid CO_2 und Wasserdampf H_2O zersetzt werden. Obwohl auch in diesem Fall Energie frei wird, benötigt die Verbrennung der Gummibärchen mit Kaliumchlorat im Gegensatz zur Thermit-Reaktion keine Zündung und läuft spontan ab.

Versuch 6 (Demonstrationsversuch vom Betreuer)

Ein Reagenzglas wird schräg in eine Stativklammer, die selbst an einem Stativ befestigt ist, eingespannt. Es ist strikt darauf zu achten, dass die Öffnung des Reagenzglases auf keine Person gerichtet ist. Etwa 10 g Kaliumchlorat werden ins Reagenzglas gegeben und mit einem Bunsenbrenner vorsichtig geschmolzen. Über eine Pinzette wird ein Gummibär in die Schmelze geworfen. Eine heftige Reaktion setzt sofort ein!

Bengalisches Feuer

Bereits seit Jahrtausenden prägt das Feuer die Menschheit, ob bei der Zubereitung von Speisen oder als Wärmequelle in der kalten Jahreszeit. Die Tatsache, dass Flammen durch entsprechende Zusätze gefärbt werden können, wurde bereits in der Region des heutigen Bangladesch und Westindien (Westbengalen) zur Beleuchtung von fürstlichen Residenzen genutzt. Heute findet dieser Effekt in der Chemie in der sogenannten Spektralanalyse zur Charakterisierung und zum qualitativen Nachweis von Alkali- (Lithium, Natrium, Kalium), Erdalkali- (Calcium, Strontium, Barium) und einigen wenigen Übergangsmetallen (Kupfer, Blei) Anwendung.^[6] Kommerziell wird die Flammenfärbung aber vor allem in der Pyrotechnik, wie in „Bengalos“, die gerne in Fußballstadien zum Einsatz kommen, bei Signalmunition sowie beim Feuerwerk genutzt. Zu letzterem liefert *Abbildung 12* ein bildhaftes Beispiel.



Abbildung 12: Feuerwerk über der Donau zum ungarischen Nationalfeiertag am 20. August 2019 in Budapest.

Die Grundlage des Bengalischen Feuers bildet stets eine einfache Redox-Reaktion. Als Oxidationsmittel eignen sich Nitrate oder Kaliumchlorat, als Reduktionsmittel können Schwefel, Sulfide oder Zucker verwendet werden. Im Falle von Kohlenhydraten, am Beispiel der Saccharose, kann der beim Bengalischen Feuer ablaufende Prozess mit Kaliumchlorat als Oxidationsmittel folgendermaßen beschrieben werden:



Beimischungen von Alkali- und Erdalkalimetallsalzen geben den so entstehenden Flammen einen entsprechenden Farbton, siehe *Abbildung 13*.



Abbildung 13: Bengalisches Feuer auf einer Tonschale mit Strontiumnitrat $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ nach Zündung durch eine Wunderkerze (links).

Versuch 7 (In Zweiergruppen)

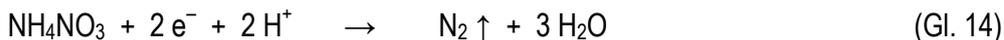
12 g Kaliumchlorat werden in einer Porzellanschale abgewogen und mit der Außenseite eines Reagenzglases mögliche Klumpen vorsichtig zerdrückt. In Bechergläsern werden 5,0 g Saccharose (Zucker) sowie einige Gramm eines ausgewählten Alkali- oder Erdalkalimetallnitrats vorbereitet (1,0 g Strontiumnitrat für eine rote, 4,0 g Bariumnitrat für eine grüne Färbung). Danach wird zunächst das Nitratsalz mit dem Kaliumchlorat vermengt, bevor der Zucker hinzugefügt wird. Die Reaktionskomponenten werden nach Zugabe einiger Spatelspitzen Eisen(III)-oxid Fe_2O_3 noch einmal vorsichtig vermischt. **Unter der Aufsicht eines Betreuers** wird der Versuch mit Hilfe einer Wunderkerze auf einer feuerfesten Unterlage (Abzug!) gestartet.

Zündendes Wasser oder Eis

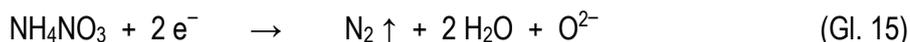
Liegen starke Oxidations- und Reduktionsmittel in einem Gemisch vor, reicht meist ein kleines Stück Eis oder ein Tropfen Wasser aus, um eine heftige Reaktion unter Flammenbildung zu entfachen. Wird also elementares Zink Zn in Form von Zinkstaub mit Ammoniumnitrat NH_4NO_3 vermengt, so kann durch Zugabe eines Wassertropfens und vor allem in Gegenwart von Ammoniumchlorid NH_4Cl nach anfänglichem Zischen ein kleines Feuer beobachtet werden, dessen Flammen und Funken durch Zusatz eines Erdalkalimetallsalzes wie Strontiumnitrat $\text{Sr}(\text{NO}_3)_2$ (rot) gefärbt werden können. Es ist klar, dass in diesem Beispiel Zink als Reduktionsmittel zu Zn^{2+} oxidiert wird:



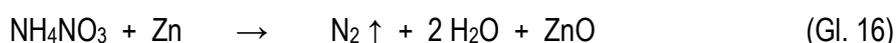
Die Stickstoffatome des Ammoniumnitrats mit den Oxidationsstufen +V im Nitrat-Anion NO_3^- und -III im Ammoniumkation NH_4^+ komproportionieren unter Aufnahme von zwei weiteren Elektronen zu elementarem Stickstoff N_2 :



Woher kommen aber die beiden Protonen, die für die Reduktion erforderlich sind? Sie stammen aus dem Ammonium-Kation NH_4^+ selbst. Analog zu Redox-Vorgängen in Lösungen benötigen Redox-Reaktionen in sogenannten **Schmelzen** saure oder basische Bedingungen, damit sie stattfinden können. So wird bei ersteren das **konjugierte Säure-Base-Paar** $\text{NH}_4^+/\text{NH}_3$ und bei letzteren $\text{HCO}_3^-/\text{CO}_3^{2-}$ eingesetzt. Für die Umsetzung von Zink mit Ammoniumnitrat fungiert die Beimischung von Ammoniumchlorid folglich als zusätzliche Protonenquelle. Da die Oxonium-Ionen des Ammonium-Kations als Protonendonoren bereits ausreichen, kann die obige Reaktionsgleichung zunächst wie folgt vereinfacht werden:



Daraus folgt mit Zink als Oxidationsmittel und unter Vernachlässigung der übertragenen Elektronen:



Die durch hohe Temperaturen und Selbstentzündung des Gemisches spürbare freiwerdende Energie verdeutlicht die exotherme Reaktion, wie in *Abbildung 14* dargestellt.



Abbildung 14: Brennendes Reaktionsgemisch von Zink und Ammoniumnitrat nach Zündung durch einen Wassertropfen.

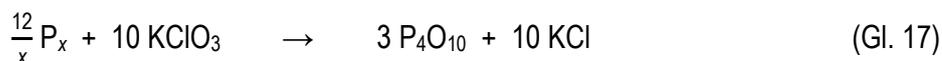
Dass trotz Zugabe von Strontiumnitrat oder eines anderen Erdalkalimetallsalzes keine entsprechende Flammenfärbung erkennbar ist, ist auf die Verbrennung von elementarem Zink zurückzuführen. Zink selbst kann eine grün gefärbte Flamme erzeugen, die in diesem Fall zum Vorschein tritt.

Versuch 8 (In Zweiergruppen)

4,0 g Ammoniumnitrat, 1,0 g Ammoniumchlorid und 1,0 g Strontiumnitrat werden in einer Porzellanschale mit der Außenseite eines Reagenzglases vorsichtig miteinander vermischt. Danach wird 4,0 g Zinkpulver abgewogen und in eine zweite Porzellanschale gegeben. **Informiere den Betreuer / Assistenten!** Dieser wird Zink mit den Ammonium- und Strontiumsalzen vermengen und die Mischung durch ein Stück Eis oder durch einen Tropfen Wasser zünden.

Knallender Phosphor

Phosphor ist ein chemisches Element und **allotrop**, das heißt, es tritt in verschiedenen **Modifikationen** auf, die sich in ihren chemischen und physikalischen Eigenschaften unterscheiden. **Weißer Phosphor** ist von allen die reaktivste. Er besitzt eine tetraedrische Molekülstruktur mit vier Phosphoratomen, die die Spitze des Tetraeders bilden, und reagiert an Luft unter Selbstentzündung in einer exothermen Reaktion zu Phosphor(V)-oxid. Hierbei schmilzt der brennende Phosphor und beginnt aufgrund von Siedeverzug zu spritzen, weshalb der weiße Phosphor leider vielfach eine Anwendung in Brandbomben, die auch als Phosphorbomben bezeichnet werden, gefunden hat. In Verbindung mit einem Gemisch aus Naphthen- und Palmitinsäure oder einer Kautschuk-Gel-Masse können sie verheerende Verletzungen und Zerstörungen verursachen. **Roter Phosphor** hingegen ist deutlich weniger reaktiv und besteht aus längeren, unregelmäßigen, miteinander zu einem Netzwerk verknüpften Ketten von Phosphoratomen. Roter Phosphor ist folglich **polymer** und zudem **amorph**. Eine höhere Ordnung der Atome wird erreicht, wenn dieser über mehrere Wochen auf über 550 °C erhitzt wird. Hier wandelt sich der rote Phosphor in **violetten Phosphor**, auch „**Hittorfscher Phosphor**“ genannt, um. In dieser komplizierten polymeren Struktur ist jedes Phosphoratom an drei weitere kovalent gebunden. Kaum zu beobachten ist **schwarzer Phosphor**, der aus weißem Phosphor unter hohem Druck entsteht und die am wenigsten reaktive Modifikation darstellt. Die Atome bilden leicht wellenförmige Schichten, die übereinander gestapelt sind.^[7] Im Jahr 2005 schließlich wurde über eine neuartige Form, dem **faserigen Phosphor**, berichtet, die durch Sublimation von rotem Phosphor und unter Verwendung von Iod als Katalysator gewonnen wird.^[8] In der Oxidationsstufe +V ist Phosphor Bestandteil von Phosphaten und spielt beispielsweise in Düngemitteln, aber auch im menschlichen Stoffwechsel eine zentrale Rolle, vom Aufbau der DNS (engl.: **DNA**, *deoxyribonucleic acid*; Desoxyribonukleinsäure) bis hin zu Energiespeichern, wie **ATP** (Adenosintriphosphat) oder **GTP** (Guanosintriphosphat). Obwohl roter Phosphor kein so starkes Reduktionsmittel wie weißer Phosphor ist, ist er dennoch zu heftigen, explosionsartigen Reaktionen mit starken Oxidationsmitteln in der Lage. So reagiert auch der rote Phosphor mit Kaliumchlorat durch einen Schlag mit dem Hammer auf das Reaktionsgemisch oder durch Reibung, wie beim Schnipsen mit den Fingern. Die dabei ablaufende Reaktion kann als



beschrieben werden. Ersatzweise kann statt Phosphor auch elementarer Schwefel als Reduktionsmittel dienen.

Versuch 9 (Demonstrationsversuch vom Betreuer)

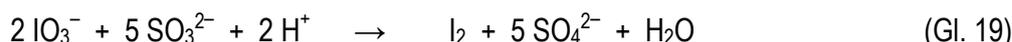
Eine Spatelmenge Kaliumchlorat wird als kleines Häufchen auf einen Eisenblock aufgetragen. Danach wird ebenfalls eine Spatelmenge roten Phosphors vorsichtig auf das Kaliumchlorat gegeben. **Gehörschutz ist aufzusetzen!** Durch einen gezielten Schlag mit einem Hammer auf das Reaktionsgemisch werden die Edukte umgesetzt.

Cola und Bier selbst gemacht – Landolt Reaktionen

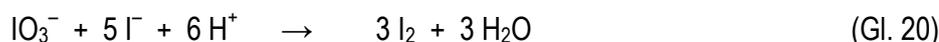
Iodat IO_3^- wird von überschüssigem Sulfit SO_3^{2-} zu Iodid I^- reduziert:



Liegt das Iodat im Überschuss vor, so entsteht in saurer Lösung Iod I_2 :



Mit Iodid reagiert Iodat in saurer Lösung ebenfalls zu Iod:



Allerdings bleibt die Bildung von Iod im Experiment selbst bei stöchiometrischer Zusammensetzung der Edukte zunächst aus und setzt erst nach einer bestimmten zeitlichen Verzögerung, der sogenannten **Inkubationszeit**, ein, was bei Vorliegen von Stärke in der Lösung an einer tiefblauen Färbung sichtbar wird. Diese zeitliche Verzögerung beruht auf der Tatsache, dass Iod durch Sulfit schneller verbraucht wird als durch die Reaktionen in den Gleichungen 19 oder 20 entsteht:



Iod kann folglich solange nicht in Erscheinung treten, solange sich noch Sulfit-Ionen in der Lösung befinden. Erst wenn alles Sulfit verbraucht ist, wird Iod mit Stärke als Farbkomplex sichtbar. Die Theorie des „Wettkampfes“ zwischen diesen chemischen Reaktionen wurde von dem Schweizer Chemiker Hans Heinrich LANDOLT erstmals ausführlich untersucht.

Die Inkubationszeit wird im Wesentlichen durch die Reaktionen Iodat und Sulfit (Gl. 18) sowie Iodat und Iodid (Gl. 20) beeinflusst. Sie nimmt mit sinkender IO_3^- - und H^+ -Konzentration stärker zu als mit sinkender SO_3^{2-} -Konzentration. Die Reduktion von Iod durch Sulfit (Gl. 21) läuft unmessbar rasch ab. Die Temperaturabhängigkeit der Reaktionsgeschwindigkeit k wird durch die **Arrhenius-Gleichung**:

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}} \quad (\text{Gl. 22})$$

beschrieben. E_a ist die erforderliche Aktivierungsenergie, R die allgemeine Gaskonstante und A der Arrhenius-Faktor. Vereinfacht kann aber durch eine Faustregel, der **Reaktionsgeschwindigkeit-Temperatur-Regel** (RGT-Regel), angenommen werden, dass k sich bei einer Erhöhung von T um 10°C verdoppelt. Bei der Landolt-Reaktion wächst die Inkubationszeit bei einer Erniedrigung der Temperatur um 10°C um etwa 30%.

Die Intensität der Farbe des Iod-Stärke-Komplexes erinnert an Cola, während ohne Stärke, dagegen in Anwesenheit von schäumendem Spülmittel, elementares Iod aufgrund seiner gelblich bräunlichen Farbe den Eindruck von Bier vermittelt. So lässt sich die Landolt-Reaktion bei Durchführung in einer Cola-Flasche oder im Maßkrug als Zauberkunststück von selbst hergestellter Cola oder selbst gebrautem Bier vorführen. In [Abbildung 15](#) ist der zeitliche Verlauf der verzögerten Bildung von Iod bildlich dargestellt.



Abbildung 15: Zeitlicher Ablauf der Reaktion von Iodat mit Sulfid zur Herstellung von „Cola“ und „Bier“ über Landolt-Reaktionen.

Versuch 10 (In Zweiergruppen)

Es werden drei Lösungen hergestellt. **Lösung A** besteht aus 8,6 g Kaliumiodat KIO_3 und 2000 mL destilliertem Wasser. **Lösung B** aus 8,0 g konzentrierter Schwefelsäure, 20 mL Ethanol, 2,32 g Natriumsulfid Na_2SO_3 und 2000 mL destilliertem Wasser. **Lösung C** schließlich setzt sich aus 2,0 g löslicher Stärke und 500 mL destilliertem Wasser zusammen, die kurzzeitig bis zum Sieden erhitzt wird. Nach Abkühlen der Stärke-Lösung wird eine Cola-Flasche vorbereitet, indem sie zunächst mit 200 mL destilliertem Wasser befüllt wird. Danach kommen 20 mL der Lösung C und 100 mL von Lösung B hinzu. Kurz bevor der Effekt gezeigt werden soll, wird auch Lösung A (100 mL) in die Cola-Flasche gegeben, diese mit einem Schraubdeckel verschlossen, kurz geschüttelt und auf dem Experimentiertisch abgestellt. Nach einigen Sekunden schlägt die Farbe der farblosen Lösung rasch in dunkelblau bis schwarz um. Im Falle von „Bier“ wird ein Maßkrug mit 400 mL Wasser gefüllt. Zusätzlich werden etwa 2 mL Spülmittel und 250 mL von Lösung B hinzugegeben. Damit die Lösung bereits eine Schaumkrone besitzt, sollte mit einem Glasstab umgerührt werden. Schließlich wird zum Abschluss der Vorführung Lösung A (250 mL) zügig hinzugefügt und noch einmal mit dem Glasstab kurz umgerührt. Nach wenigen Sekunden stellt sich eine gelbe bis braune Färbung der Reaktionslösung ein, die mit der Schaumkrone an Bier erinnert.

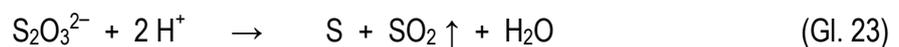
Sonnenuntergang

Jeder hat es irgendwann schon einmal gesehen oder erlebt, wenn im Sommer die Sonne in der Abenddämmerung untergeht. Dabei ändert sie ihre Farbe von gelb über orangefarben bis hin zu tiefrot, bevor nach ihrem Verschwinden hinter dem Horizont die Dunkelheit hereinbricht. Dieses Spektakel lässt sich auch chemisch als sogenannter „chemischer Sonnenuntergang“ nachahmen, siehe [Abbildung 16](#).



Abbildung 16: Der chemische Sonnenuntergang. Disproportionierung von Thiosulfat $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$.

Hierbei wird der Effekt ausgenutzt, dass Thiosulfat-Ionen $\text{S}_2\text{O}_3^{2-}$ in wässrig-saurer Lösung zu gasförmigem Schwefeldioxid SO_2 und elementarem Schwefel S disproportioniert, der als **Kolloid** die Lösung trübt.



Das durch einen Projektor und das Reaktionsgefäß gestrahlte weiße Licht wird durch die zunehmende Trübung gestreut, so dass es auf eine Leinwand projiziert seine Farbe von weiß über gelb und orangefarben zu tiefrot ändert, bis schließlich kaum noch Licht durchkommt und das Projektionsbild vollständig verdunkelt – eben wie beim Sonnenuntergang an einem romantischen Sommerabend.

Versuch 11 (In Zweiergruppen)

Zuerst werden zwei Lösungen in zwei Bechergläsern hergestellt. Lösung I besteht aus 1,0 g Natriumthiosulfat Pentahydrat in 50 mL destilliertem Wasser und Lösung II aus etwa 20%-iger Salzsäure (wenn erforderlich, selbst herstellen aus 40 mL 35%-iger Salzsäure und 30 mL destilliertem Wasser!). Auf einem Tageslichtprojektor wird ein Fotokarton platziert, der in der Mitte ein Loch hat. In dieses Loch wird eine Petrischale positioniert. Diese wird nun zur Hälfte mit Lösung I gefüllt. Anschließend gibt man so viel von Lösung II hinzu, dass die Petrischale nicht überläuft. Die Lösungen werden mit einem Glasstab miteinander vermischt. Innerhalb von 5 Minuten sollte der chemische Sonnenuntergang zu beobachten sein. [Abbildung 17](#) zeigt schematisch den Versuchsaufbau mit einem Tageslichtprojektor.

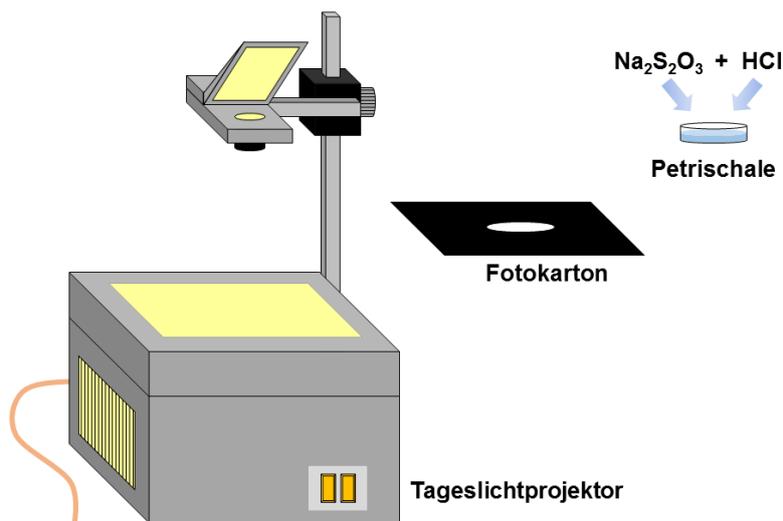


Abbildung 17: Versuchsaufbau für den chemischen Sonnenuntergang in der Petrischale.

Weiterführende Literatur

- [1] H. W. Roesky, K. Möchel, *Chemische Kabinettstücke*, VCH Weinheim, New York, Basel, Cambridge, Tokyo, 1. Auflage, **1994**, ISBN: 3-527-29426-0.
- [2] F. R. Kreißl, O. Krätz, *Feuer und Flamme, Schall und Rauch*, Wiley-VCH-Verlag Weinheim, 2. Auflage, **2008**, ISBN: 978-3-527-32276-3.
- [3] H. W. Roesky, *Glanzlichter chemischer Experimentierkunst*, Wiley-VCH-Verlag Weinheim, **2006**, ISBN-13: 978-3-527-31511-6, ISBN-10: 3-527-31511-X.
- [4] H. Brandl, S. Albrecht, M. Haufe, *Chemie in unserer Zeit*, **1993**, 27(6), 303–305.
- [5] S. Albrecht, H. Brandl, W. Adam, *Chemie in unserer Zeit*, **1990**, 24(5), 227–238.
- [6] J. Strähle, E. Schweda, *Jander-Blasius – Lehrbuch der analytischen und präparativen anorganischen Chemie*, S. Hirzel Verlag Stuttgart, 16. Auflage, **2006**, ISBN-10: 3-7776-1388-6, ISBN-13: 978-3-7776-1388-8.
- [7] C. E. Mortimer, U. Müller, *Chemie – Das Basiswissen der Chemie*, Georg Thieme Verlag Stuttgart – New York, 8. Auflage, **2003**.
- [8] M. Ruck, D. Hoppe, G. Seifert, *Angew. Chem.* **2005**, 117, 7788–7792; *Angew. Chem. Int. Ed.* **2005**, 44, 7616–7619.