

# Praktikum zur Organischen Chemie für Studierende des Lehramts WS 2010/11

Praktikumsleitung: Dr. Reiß

Assistent: Sarah Henkel

Name: Johannes Hergt

Datum: 28. Januar 2011

Gruppe 11: Naturstoffe und Lebensmittel

Versuch (Assi): Antioxidative Wirkung verschiedener Tees

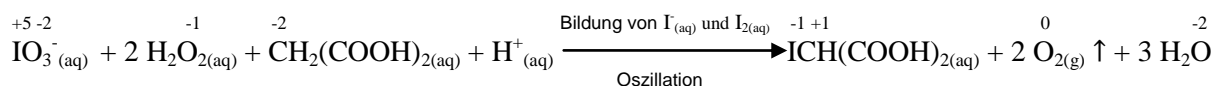
## Zeitbedarf

Vorbereitung: 30 Minuten

Durchführung: 90 Minuten

Nachbereitung: 15 Minuten

## Reaktionsgleichungen



## Chemikalien [2,3]

Tab. 1: Verwendete Chemikalien.

Eingesetzte Stoffe	Summenformel	Menge (pro Ansatz)	R-Sätze	S-Sätze	Gefahrensymbole	Schul-einsatz
Wasserstoffperoxidlösung (w = 0,3)	H <sub>2</sub> O <sub>2(aq)</sub>	10 mL	5-8-20/22-35	(2/1)-17-26-28-36/37/39-45	O, C	S1
Natriumiodatlösung (c = 0,2 mol/L in Schwefelsäure, c = 0,077 mol/L)	NaIO <sub>3(aq)</sub>	10 mL	8-22-42/43	(2)-17-22-36/37-45	O, Xn	S1
Schwefelsäure (c = 0,077 mol/L)	H <sub>2</sub> SO <sub>4(aq)</sub>		36/38	26	Xi	S1
Malonsäurelösung, (c = 0,3 mol/L)	C <sub>3</sub> H <sub>4</sub> O <sub>4(aq)</sub>	5 mL	22-36	26-28-37/39	Xn	S1
Mangansulfat-Monohydratlösung (c = 0,04 mol/L)	(MnSO <sub>4</sub> · H <sub>2</sub> O) <sub>(aq)</sub>	2 mL	48/20/22-51/53	(2)-22-61	Xn, N	S1
Stärke	(C <sub>6</sub> H <sub>12</sub> O <sub>6</sub> ) <sub>n</sub>	1 mL				S1
verschiedene Teesorten						S1

## Geräte

- Magnetrührer mit Rührfisch
- 100 mL Erlenmeyerkolben
- Drei 100 mL Messkolben
- Spritzen (1 mL, 2 mL, 3 mL, 5 mL, 2 x 10 mL)
- Stoppuhr

## Aufbau

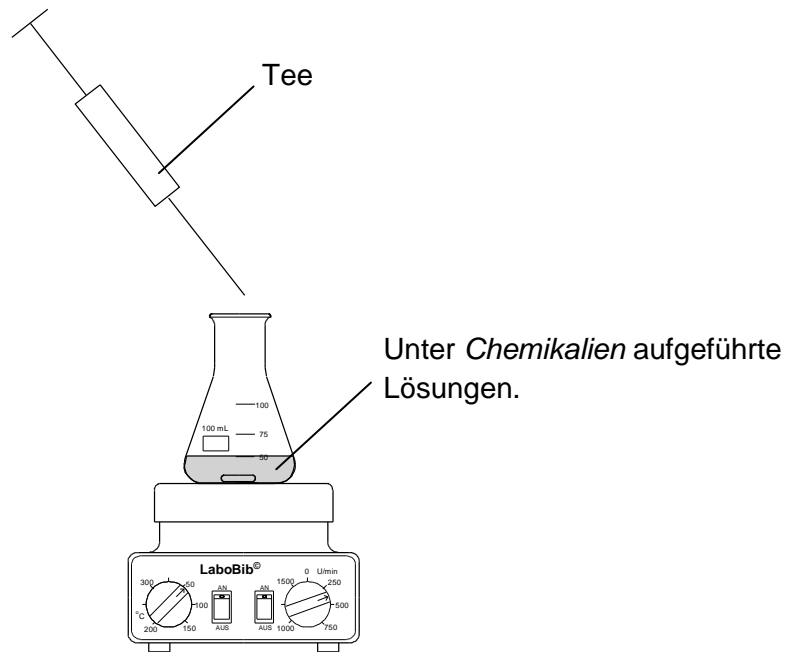


Abb. 1: Versuchsaufbau.

## Durchführung

### Herstellung der Tee-Extrakte

Zunächst werden von den drei Teesorten (im Versuch: schwarzer Tee, grüner Tee und Pfefferminztee) exakt 1,75 g abgewogen und in je einen Teebeutel gefüllt. In drei breite 100 mL-Messzylinder werden nun je 100 mL heißes Wasser gegeben und alle drei Teebeutel zur selben Zeit eingeführt. Nach 5 Minuten werden alle drei gleichzeitig aus dem Wasser genommen.

### Ansetzen verschiedener Tee-Verdünnungen

Es werden folgende Tee-Verdünnungen aus den Tee-Extrakten hergestellt:

1 mL Teextrakt zu 100 mL entmineralisiertes Wasser, außerdem 2:100; 5:100 und 10:100.

### Ansetzen der oszillierenden Ioduhr und Teezugabe

Nachdem die unter *Chemikalien* aufgelisteten Lösungen angesetzt worden sind, wird die „oszillierende Ioduhr“ hergestellt. Dazu wird zunächst 1 mL der Stärkelösung in einen 100 mL-Erlenmeyerkolben überführt. Des Weiteren werden nun (in der exakten Reihenfolge) 2 mL entmineralisiertes Wasser, 10 mL Wasserstoffperoxidlösung, 5 mL Malonsäurelösung und 10 mL Natriumiodatlösung zugeführt. Bevor 2 mL Mangansulfat-Monohydratlösung mit einer Spritze dazugegeben werden, sollten bereits 2 mL einer Teeverdünnung mit der Spritze aufgezogen worden sein.

Nachdem die Mangansulfat-Monohydratlösung zugesetzt wurde, wird bis zur zweiten Blaufärbung der Lösung gewartet. Dann wird sofort 1 mL der Teeverdünnung zugesetzt (siehe Abb. 1). Die Zeit bis zum Wiedereintritt der Blaufärbung wird festgehalten.

## Beobachtung

Während die Mangansulfat-Monohydratlösung zur vorgelegten farblosen Lösung gegeben wird, färbt sich diese rasch tiefgelb (siehe Abb. 2: **2**, **3**). Nach ca. 5 Sekunden ist eine schlagartige Blaufärbung (siehe Abb. 2: **4**) zu beobachten. Die Färbung verblasst nach ca. 10 Sekunden (siehe Abb. 2: **5**) und es folgt eine erneute Gelbfärbung. Nach kurzer Zeit erfolgt wieder ein Farbumschlag zu blau (Färbungs- und Entfärbungskreislauf).

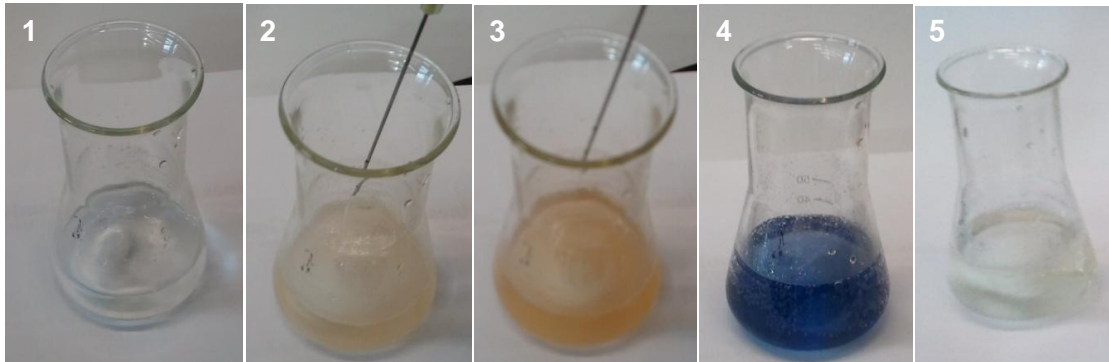


Abb. 2: Wiederkehrende Gelb- und Blaufärbungen (2→3→4→5→2→3→...) nach einmaliger Zugabe von Mangansulfatlösung.

Wird nun beim zweiten Umschlag zur blauen Farbe eine Teelösung hinzugegeben, so entfärbt sich die Lösung wie zuvor nach einer gewissen Zeit (nicht sofort, nach der Teezugabe!). Die gelbe Färbung, die sonst rasch der Entfärbung folgte, verzögert sich nun allerdings. Je nachdem welche Teesorte und -verdünnung zugeführt wird, ist die Dauer bis zur erneuten Gelbfärbung (und dem darauf wieder eintretenden Färbungs- und Entfärbungskreislauf) länger oder kürzer.

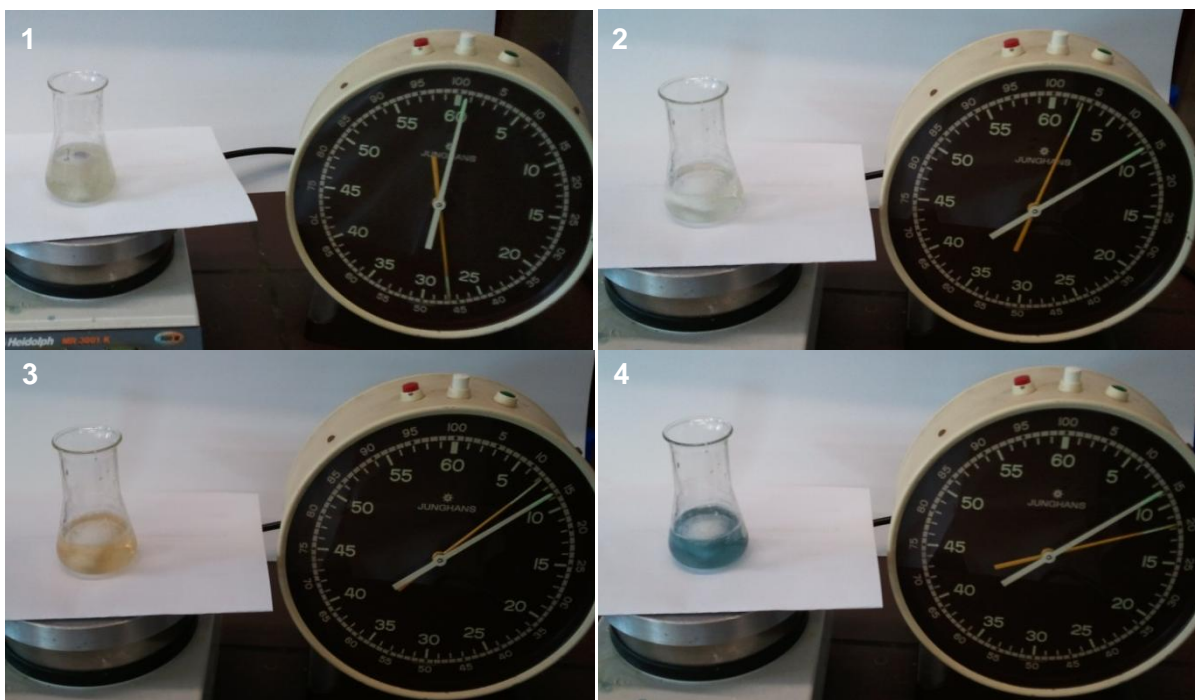


Abb. 3: Nach der Zuführung einer Schwarztee-Verdünnung (10:100) entfärbt sich die Lösung (1) und bleibt über den Zeitraum von ca. 9 Minuten farblos (2). Nach 9 Minuten und 7 Sekunden setzt eine Gelbfärbung ein (3). Nach 9 Minuten und 12 Sekunden erfolgt schlagartig eine Blaufärbung (4).

Die Dauer bis zum erneuten Eintreten der Blaufärbung je nach zugeführter Teesorte wird in folgender Tabelle dargestellt:

Tab. 2: Dauer bis zur erneuten Blaufärbung nach Zugabe verschiedener Teesorten.

Verdünnungs- verhältnis	Dauer bis zur erneuten Blaufärbung in Sekunden		
	Schwarztee	grüner Tee	Pfefferminztee
1/100	35	37	30
2/100	110	75	34
5/100	302	191	45
10/100	552	394	60

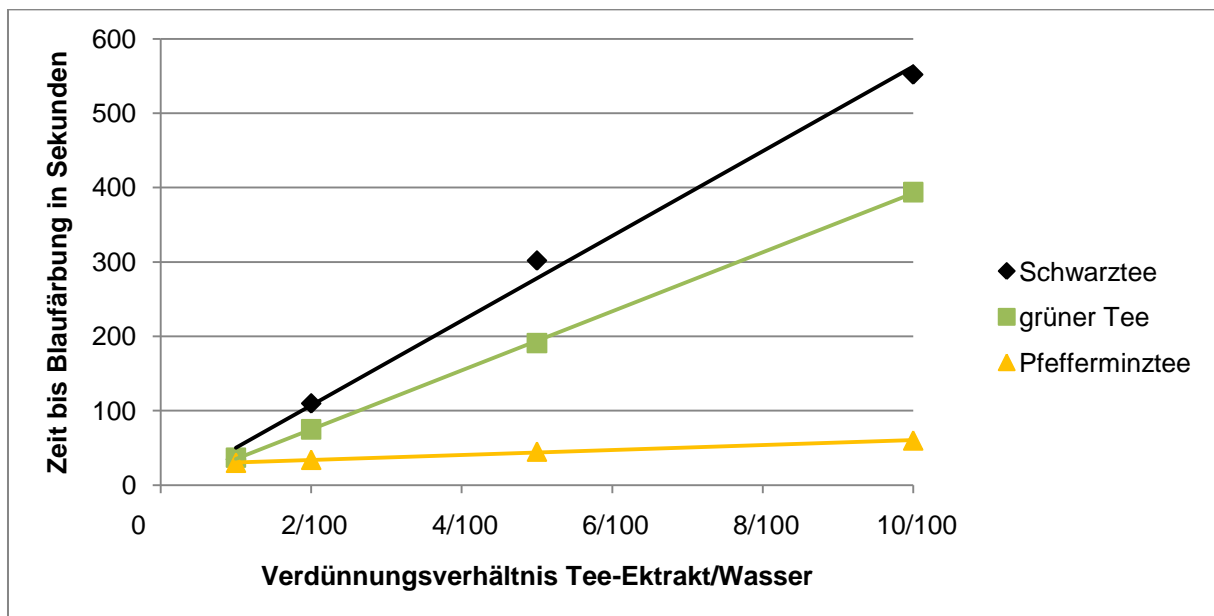
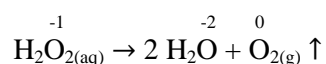


Abb. 4: Trendlinien der ermittelten Werte aus Tab. 2.

Je größer das Verdünnungsverhältnis der verschiedenen Tees im Versuch ist, desto länger dauert es, bis die Blaufärbung wieder einsetzt. Dabei stellt sich heraus, dass die Färbung im Fall von Schwarztee im Durchschnitt am spätesten auftritt. Bei einem Verdünnungsverhältnis von 10/100 ist die Wartezeit fast 10-mal so lang, wie jene des Pfefferminztees. Für den grünen Tee ist die Wartezeit im gleichen Mischungsverhältnis zwar nicht so lang wie die des Schwarztees, jedoch immer noch fast 7-mal länger als jene des Pfefferminztees.

### Entsorgung

Die Lösung muss aufgeköcht werden, damit restliches Wasserstoffperoxid zu Wasser und Sauerstoff disproportioniert:



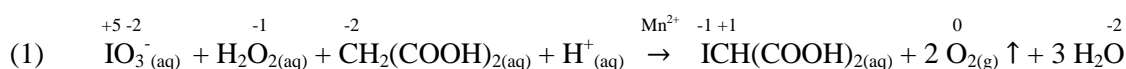
Die Lösung kann anschließend neutral in den Ausguss gegeben werden.

## Fachliche Auswertung der Versuchsergebnisse [4-8]

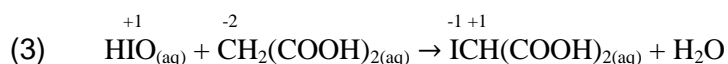
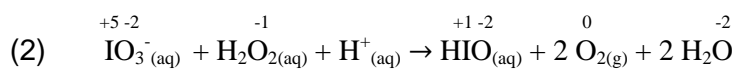
### Briggs-Rauscher-Reaktion

Die Färbung und Entfärbung (deshalb Oszillation = lateinisch „schaukeln“) der Ioduhr-Lösung beruht auf der sog. Briggs-Rauscher-Reaktion. Diese Reaktion ist sehr komplex und lässt sich nicht mit herkömmlichen, aufeinanderfolgenden Reaktionsgleichungen beschreiben. Vielmehr handelt es sich um Reaktionsprozesse, die aus vielen Reaktionsgleichungen bestehen. Die Konzentration an Iodidionen und die Konzentration an Hypoiodiger Säure (HIO) in der Lösung ist bestimmend dafür, welcher dieser Prozesse stattfindet.

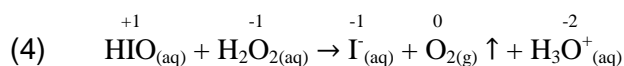
Die durch Mangansulfat katalysierte Gesamtreaktion gibt wenig Aussage über die stattfindenden, farbenbestimmenden Prozesse:



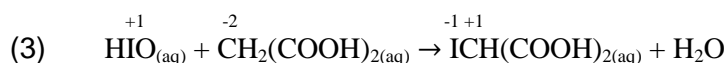
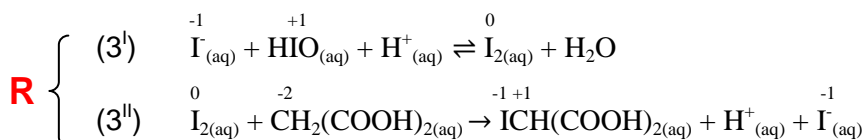
Diese Gesamtreaktionsgleichung lässt sich in zwei Hauptreaktionsgleichungen unterteilen:



Das in (2) gebildete HIO kann mit Wasserstoffperoxid nach folgender Reaktion reagieren, bei der Iodidionen als Produkt hervorgehen:



Ist die Konzentration an Iodidionen kleiner als die an HIO, reagieren die Iodidionen fortlaufend nach Reaktion (3') weiter zu Iod. Die vorliegenden Iodmoleküle geben der Lösung eine **gelbe Farbe**. (Iod reagiert nach (3'') mit der Weinsäure weiter: Es werden Iodidionen nachgebildet!)



Liegt die Konzentration von Iodidionen durch (4) und (3<sup>II</sup>) über der Konzentration von HIO, stehen Iodidionen für eine Reaktion mit Iodmolekülen zur Verfügung. Es werden Polyiodidmoleküle gebildet, die sich aufgrund ihrer linearen Eigenschaften in die Amylosehelix (StärkeLösung) einlagern können. Auf diese Weise kommt der **tiefblaue Farbeindruck** zustande (Charge-Transfer-Komplexe).

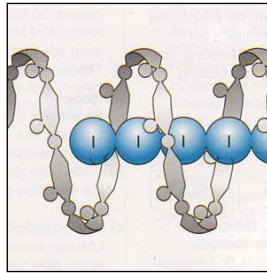
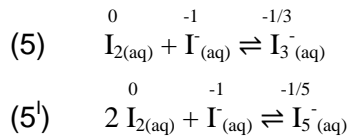
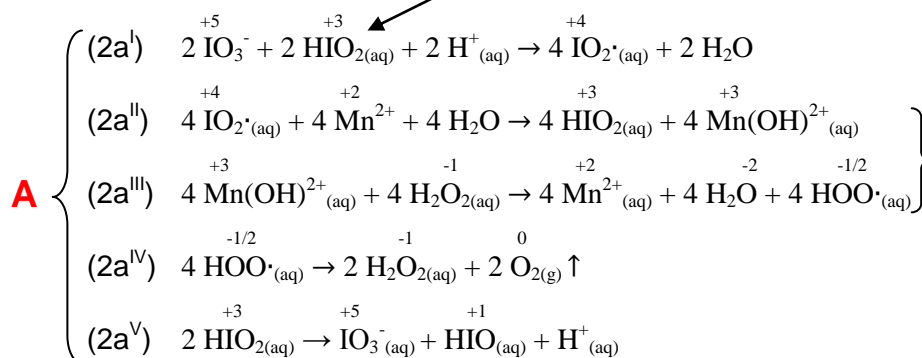


Abb. 6:<sup>[6]</sup> Einlagerung von Polyiodid

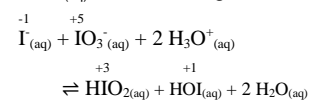
Würde nun keine weitere Reaktion stattfinden, würde die blaue Farbe der Lösung bleiben. Da dies jedoch nicht der Fall ist (die Lösung entfärbt sich wieder), muss die Konzentration der Iodidionen oder der Iodmoleküle durch eine weitere Reaktion absinken. Dies geschieht durch eine Änderung bzw. einen neuen Reaktionsprozess der Reaktion (2).

Liegen kaum Iodidmoleküle vor (d.h. ist  $c(\text{I}^-) < c(\text{HIO})$ ), ist der Reaktionsprozess der Reaktion

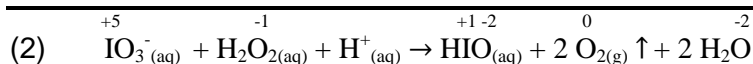
(2) radikalisch:



HIO<sub>2(aq)</sub> wird nach folgender Reaktion gebildet:

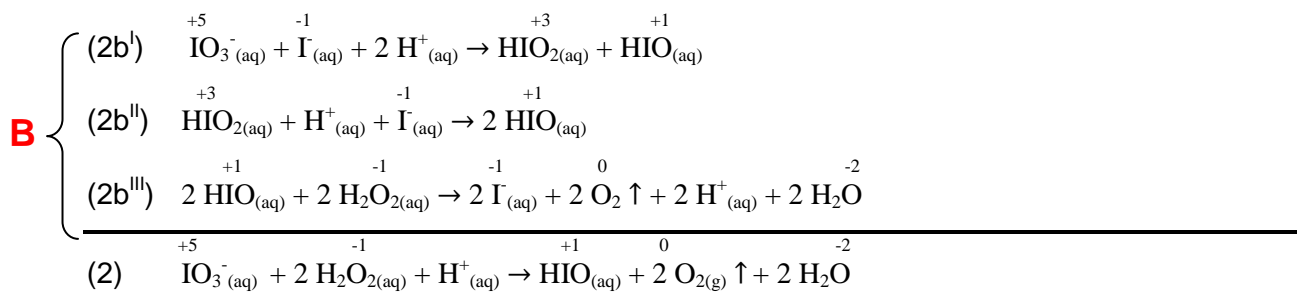


Katalytische Wirkung von Mn<sup>2+</sup> erkennbar.



Dieser Reaktionsprozess findet während der klaren bzw. gelben Färbung der Lösung statt und ist relativ schnell. Aus diesem Grund hält die Gelbfärbung nur für kurze Zeit an.

Tritt die blaue Farbe ein, ist also  $c(I^-) > c(HIO)$ , findet ein nichtradikalischer Prozess der Reaktion (2) statt:



Dieser nichtradikalische Prozess, der Iodidionen einbezieht, sorgt dafür, dass in Reaktion (3<sup>II</sup>) mehr Iod verbraucht wird, als in Reaktion (3<sup>I</sup>) nachgebildet wird. Durch den Mangel an Iodmolekülen können keine Polyiodidionen mehr mit Iodidionen gebildet werden, die Charge-Transfer-Komplexe werden zerstört. Die Lösung wird wieder klar.

Der nichtradikalische Reaktionsprozess **B** und der regulierende Reaktionsprozess **R** verbrauchen nun so viel Hypoiodige Säure (HIO), dass der nichtradikalische Reaktionsprozess abbricht und der radikalische Prozess **A** erneut einsetzt. Auf diese Weise kommt es zur Oszillation.

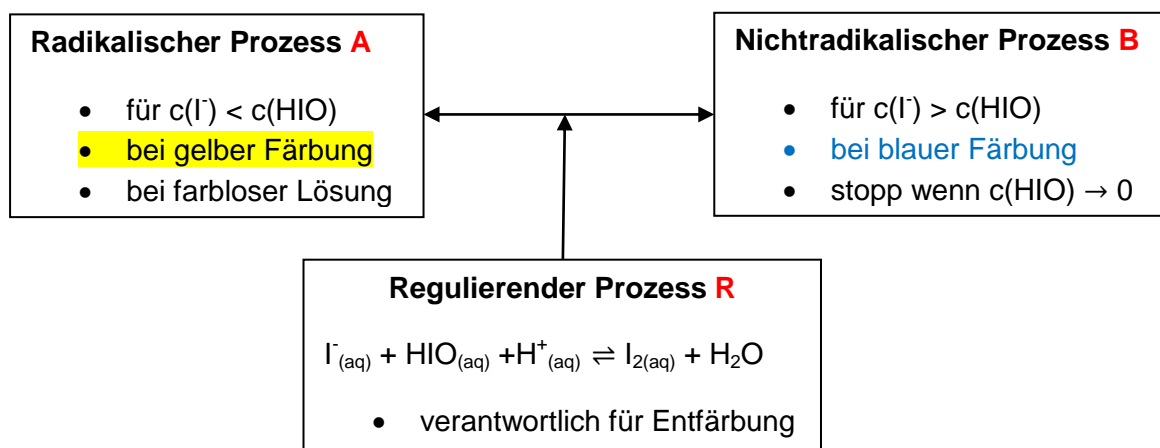


Abb. 7:<sup>[5]</sup> Prozesse der Ioduhr.

### Tee als Radikalfänger

Die Tee-Verdünnung wurde im Versuch nach Einsetzen der zweiten Blaufärbung, also während des nichtradikalischen Prozesses **B** zugeführt. Dabei entfärbte sich die Lösung nicht sofort, sondern, wie zuvor auch, erst nach einer gewissen Zeit. Dies bedeutet, dass die Teeverdünnung keinen direkten Einfluss auf Iodid- bzw. Iodkonzentration im Tee hat.

Ein Unterschied zur vorherigen Oszillation bestand nach Tee-Zuführung jedoch darin, dass die Lösung nun über längere Zeit farblos blieb. Das wiederum bedeutet, dass kein HIO nachgebildet wird, sodass Reaktion (3<sup>I</sup>) nicht stattfinden kann. Es kann also weder zu einer Gelbfärbung, noch zu einer Blaufärbung der Lösung kommen, da nicht genügend Iod nachgebildet wird.

Wo aber liegt nun genau der Einfluss der Tee-Verdünnung?

Im Tee sind Substanzen enthalten, die eine sog. antioxidative Wirkung besitzen und so den radikalischen Prozess **A** als Radikalfänger stören können. So wird das Radikal  $\text{IO}_2\cdot$  aus (2a<sup>1</sup>) „abgefangen“, was bedeutet, dass der Prozess **A** nicht vollständig ablaufen kann und die HIO-Produktion weiterhin unterbunden wird (→ die Lösung bleibt deshalb farblos).

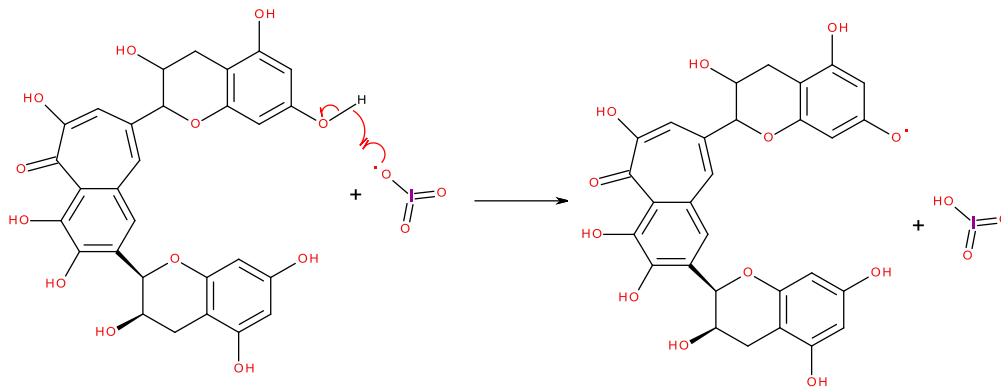


Abb. 8: Wirkung (Mechanismus) des Theaflavins als Radikalfänger.

In Tees sind vor allem Polyphenole (wie das Theaflavin im Schwarztee in Abb. 8) für die antioxidative Wirkung verantwortlich. Sie reagieren mit Radikalen unter Bildung neuer, jedoch deutlich stabilerer Radikale. Diese Stabilität ergibt sich aus der Mesomerie von Phenolradikalen (siehe Abb. 9).

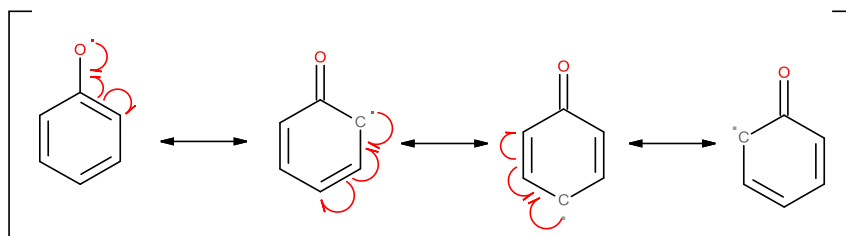


Abb. 9: Mesomerie eines Phenolradikals.

Im Versuch konnte nun ermittelt werden, wie hoch der Anteil dieser antioxidativen Substanzen in verschiedenen Tees ist. Da die durchschnittliche Dauer bis zum Wiedereintreten der blauen Färbung (über die gelbe Färbung) beim schwarzen Tee am höchsten war, bedeutet dies, dass Schwarztee die größte Menge an Radikalfängern besitzt. Grüner Tee besitzt ähnlich wie Schwarztee eine relativ große Menge an Radikalfängern, wohingegen Pfefferminztee eine deutlich geringere Menge an Antioxidantien enthält.



## Bedeutung von Radikalfängern für Bioorganismen

Um der schädigenden Wirkung freier Radikale im Bioorganismus entgegenzuwirken, werden Radikalfänger benötigt. Zu diesen gehören z.B. auch Vitamin C (Ascorbinsäure) und Vitamin E (Tocopherol). Mit schädlichen Radikalen gehen sie als leicht oxidierbare Substanzen stabile Verbindungen ein.

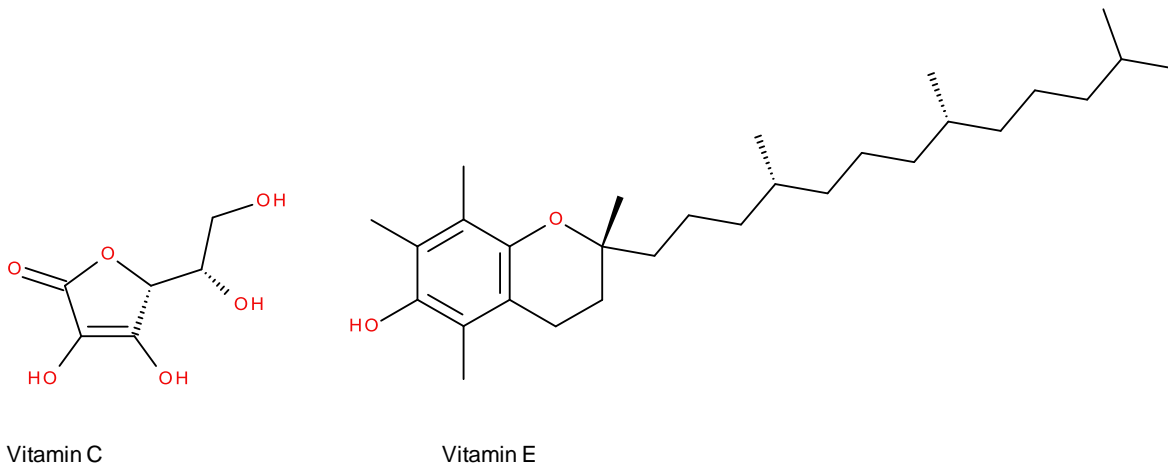


Abb. 9: Vitamin C und Vitamin E als Beispiele für Radikalfänger im menschlichen Körper.

Hieran wird deutlich, dass antioxidative Wirkstoffe, wie sie in gewissen Tees enthalten sind, einen positiven Einfluss auf den menschlichen Körper besitzen.

## Methodisch-Didaktische Analyse

### **1 Einordnung<sup>[9]</sup>**

Der durchgeführte Versuch lässt sich thematisch schwer in den hessischen Lehrplan einordnen. In der Qualifikationsphase 1 (erstes Halbjahr der elften Klasse) wird laut Lehrplan die radikalische Substitution behandelt. An dieser Stelle könnte die Bedeutung von Radikalen und Antioxidantien zur Vertiefung behandelt werden.

Da Antioxidantien und freie Radikale für die Gesundheit des Menschen von Bedeutung sind, besteht bei dem Versuch ein gewisser Alltagsbezug. Dadurch, dass im Versuch verschiedene Teesorten untersucht werden, wird dieser Alltagsbezug noch wesentlich größer. Bei dem Experiment handelt es sich um die quantitative Analyse eines Lebensmittels, was bei Schülern großes Interesse hervorrufen sollte, da sie sich als „Lebensmittelkontrolleure“ betrachten können.

## **2 Aufwand**

Der zeitliche Aufwand des Versuchs ist relativ groß, kann jedoch dadurch, dass gruppenweise gearbeitet wird stark reduziert werden. So könnten Schülergruppen zu untersuchende Teesorten und Tee-Verdünnungen zugeordnet werden, die im Anschluss zusammengetragen werden könnten.

Die Vorbereitung ist aufgrund des Ansetzens der verschiedenen Lösungen sehr zeitaufwändig. Der Lehrer sollte hier ausreichend große Mengen ansetzen, sodass keine Unterrichtszeit damit verloren geht.

Die Entsorgung ist nicht sehr aufwändig, für das Aufkochen der wasserstoffperoxidhaltigen Lösung wird jedoch ebenfalls ein gewisses Maß an Zeit benötigt.

## **3 Durchführung**

Wie unter *Aufwand* erwähnt, sollte der Lehrer die Schüler in Gruppen einteilen. Die Ergebnisse der verschiedenen Teeanalysen könnten im Anschluss an den Experimentierteil im Plenum zusammengetragen werden.

Aufgrund der schönen Farbeindrücke könnte der Lehrer die Schüler ebenfalls dazu auffordern, Fotos zu machen, um die Versuchsdurchführung so zu dokumentieren.

Bei der theoretischen Besprechung ist eine didaktische Reduktion sinnvoll, da die Briggs-Rauscher-Reaktion sehr komplex ist. Die Gesamtreaktionsgleichung, die katalytische Wirkung von Mangan(II) sowie die Entstehung von Zwischenprodukten wie Iod, Iodid und Radikalen sollte erwähnt werden und sollte für die Erklärung der antioxidativen Wirkung von Tees genügen.

## **4 Fazit**

Der Versuch ist aufgrund seines guten Alltagsbezugs und der schönen optischen Eindrücke durchaus als Schulversuch geeignet. Problematisch gestaltet sich lediglich die Einordnung in den Lehrplan, sodass der Versuch evtl. dann durchgeführt werden kann/sollte, wenn der Lehrer nicht zeitlich (bzw. inhaltlich) unter Druck steht.

## Quellenverzeichnis

- [1] Versuchsquelle:  
Höner, Kerstin: *Grüner Tee und Co. - Antioxidative Eigenschaften von Getränken.* (Aus: Mathematisch Naturwissenschaftlicher Unterricht) Heft 54/4, **2001**, S. 347-352.
- [2] GESTIS - Stoffdatenbank:  
<http://biade.itrust.de/biade/lpext.dll?f=templates&fn=main-hit-h.htm&2.0>  
(Zugriff am 31. Januar 2011)
- [3] HessGISS - GUV-Regel Umgang mit Gefahrenstoffen im Unterricht  
Ausgabe Januar 1998 (Aktualisierte Fassung Juni 2004)
- [4] Bruice, Paula Y.: *Organische Chemie*, 5. Aktualisierte Auflage, Pearson Studium, München **2007**, S. 577 f.
- [5] [http://www.chem-page.de/index.php?option=com\\_content&view=article&id=2478:ioduhr-briggs-rauscher-reaktion&catid=167:experimente&Itemid=228](http://www.chem-page.de/index.php?option=com_content&view=article&id=2478:ioduhr-briggs-rauscher-reaktion&catid=167:experimente&Itemid=228)  
Titel: Ioduhr (Briggs-Rauscher-Reaktion)  
Urheber: Manfred Seidl  
Zugriff am: 31. Januar 2011
- [6] (nur Graphik)  
[http://chids.online.uni-marburg.de/dachs/expvotr/775Pflanzeninhaltsstoffe\\_Heinlein.docx](http://chids.online.uni-marburg.de/dachs/expvotr/775Pflanzeninhaltsstoffe_Heinlein.docx)  
Titel: Pflanzeninhaltsstoffe (Experimentalvortrag)  
Urheber: Siegrid Heinlein  
Zugriff am: 8. Januar 2011
- [7] <http://www.organische-chemie.ch/chemie/2010/dez/tee.shtm>  
Titel: Lebensmittelforscher entschlüsseln Inhaltsstoffe des schwarzen Tees  
Urheber: N. Kuhnert  
Zugriff am: 1. Februar 2011
- [8] <http://www.food-info.net/uk/colour/enzymaticbrowning.htm>  
Titel: Enzymatic Browning  
Urheber: Wageningen University  
Zugriff am: 1. Februar 2011
- [9] Hessischer Lehrplan: Chemie. **2010**  
[http://www.hessen.de/irj/HKM\\_Internet?uid=3b43019a-8cc6-1811-f3ef-ef91921321b2](http://www.hessen.de/irj/HKM_Internet?uid=3b43019a-8cc6-1811-f3ef-ef91921321b2)  
(Zugriff am 31. Januar 2011)