

Heinrich-Heine-Gymnasium

Seminararbeit

Aus dem Fach

Chemie

Thema:

Quantitative Analyse von Vitamin C in
Obst und Gemüse

Verfasser: Dominik Staude

Kursleiterin: Frau Klotz

Erzielte Note: in Worten:

Erzielte Punkte: in Worten:

abgegeben bei Oberstufenkoordination:

.....
Unterschrift der Kursleiterin

Abb. 1: Kochen einer Tomate

Inhaltsverzeichnis:

Inhaltsverzeichnis	2
1. Geschichte der Vitamine und im besonderen des Vitamin C	3
2. Quantitative Analyse von Vitamin C in Obst und Gemüse	4
2.1. Chemische Eigenschaften der Ascorbinsäure	4
2.1.1. Struktur	4
2.1.2. Stereochemie und Acidität	5
2.1.3. Stabilität und Reduzierbarkeit	5
2.2. Vorkommen	5
2.3. Experimentelle Bestimmung des Vitamin C Gehaltes	6
2.3.1. Theoretische Grundlagen des Versuchs	6
2.3.2. Benötigte Materialien und Chemikalien	7
2.3.3. Versuchsaufbau	7
2.3.4. Durchführung und Beobachtung der Experimente	8
2.3.4.1. Bei der Limette	8
2.3.4.2. Bei der Orange	9
2.3.4.3. Bei der Nektarine	9
2.3.4.4. Bei der Tomate	9
2.3.4.4.1. Roh	9
2.3.4.4.2. Gekocht	10
2.3.4.5. Bei der Paprika	10
2.3.4.5.1. Roh	10
2.3.4.5.2. Gekocht	10
2.3.5. Auswertung der Versuchsergebnisse	10
2.3.6. Probleme und deren Lösungen während des Experimentierens	12
3. Bedarf und Nutzen von Vitamin C	12
3.1. In der Industrie	12
3.2. Im menschlichen Körper	12
Anhang	14
- Literaturverzeichnis	15
- Abbildungsverzeichnis	17

1. Geschichte der Vitamine und im Besonderen des Vitamin C

Für die Entdeckung der Vitamine und im Besonderen des Vitamin C, auch Ascorbinsäure, ist vor Allem die Mangelkrankung Skorbut verantwortlich, welche die Arterienwände schwächt und dadurch eine innere Verblutung des Erkrankten herbeiführt.

Vorwiegend im 18. Jahrhundert trat diese Krankheit vermehrt auf, da in der Seefahrt, welche in dieser Zeit eine bedeutende Rolle besaß, häufig die ausreichende Ernährung durch Frischobst- und Gemüse nicht gegeben war. Daraus entwickelte sich ein starker Vitamin C Mangel (Avitaminose), der meistens zu Skorbut führte. Typische Symptome hierfür sind das Zahnfleischbluten und blutige Ödeme. *„Einer großen Anzahl der Besatzungsmitglieder begann aus ungeklärter Ursache das Zahnfleisch zu bluten. [...] In der Gegend der Arm- und Beingelenke bildeten sich [...] schmerzhaft verdickungen. [...]“*¹. (Helmut M. Böttchner)

Deshalb untersuchte der britische Schiffsarzt James Lind diese Erkrankung und entdeckte, dass die Matrosen bei der Aufnahme von Zitrusfrüchten nicht erkrankten, was dazu führte, dass auf längeren Schiffsreisen stets ausreichend Obst, zum Beispiel Orangen, oder auch Sauerkraut vorhanden waren.

Mit der Entdeckung der Dampfmaschine und der damit einhergehenden Dampfschiffahrt um 1850 geriet die Erforschung der Heilungsursachen für Skorbut, durch beispielsweise Zitrusfrüchte, in Vergessenheit, da sich nun die Reisedauer stark verkürzte.

Erst im 19. Jahrhundert trat die Forschung wieder in den Vordergrund, da bei den Arktisexpeditionen zahlreiche Mitglieder an Skorbut erkrankten. Daraufhin wurde 1907, nach zahlreichen Tierversuchen, bewiesen, dass bestimmte Stoffe in Nahrungsmitteln für die Heilung verantwortlich sind.

Fünf Jahre später entdeckte der Biochemiker Casimir Funk, dass bei dem Fehlen dieser Stoffe in der Ernährung Mangelkrankungen auftreten. Diese Substanzen nannte er Vitamine (lat. *vita* = Leben). Das für die Heilung von Skorbut bekannte Vitamin wurde zunächst „Antiskorbut-Vitamin“ genannt.

Nach weiteren sechs Jahren gelang es dem ungarischen Wissenschaftler Albert Szent-Györgyi das erste Mal Vitamin C, aus zum Beispiel Fruchtsäften, zu isolieren.

Allerdings war diese Substanz zunächst falsch identifiziert worden, sodass erst 1931 nachgewiesen wurde, dass die Ascorbinsäure das Skorbut heilende Vitamin C war.

Das Verfahren zur Isolierung von Ascorbinsäure konnte in ähnlichen Formen nun auch bei anderen Vitaminen genutzt werden, wodurch eine große Palette an Vitaminen auch für die Bevölkerung zugänglich wurde, was vor Allem während des zweiten Weltkrieges zu einer erhöhten Nachfrage an Vitaminpräparaten sorgte, da diese von der Regierung als körperstärkend verkauft wurden.

In der heutigen Zeit weiß man allerdings, dass bei einer ausgewogenen Ernährung derartige Präparate nicht notwendig sind, weshalb im Folgenden die Menge an Vitamin C in Obst und Gemüse nachgewiesen wird, um darzulegen, dass bereits ausreichend Ascorbinsäure in Lebensmitteln vorhanden ist.

2. Quantitative Analyse von Vitamin C in Obst und Gemüse

Bei der quantitativen Analyse wird bestimmt, wie viel von einem Stoff enthalten ist.

2.1. Chemische Eigenschaften von Ascorbinsäure

Ascorbinsäure ist in ungelöster Form ein farb- und geruchsloser, kristalliner Feststoff mit saurem Geschmack. Sie ist gut wasserlöslich und in gelöster Form leicht oxidierbar.

2.1.1. Struktur

Das Molekül der Ascorbinsäure / des Vitamin C besteht aus sechs Kohlenstoff-, acht

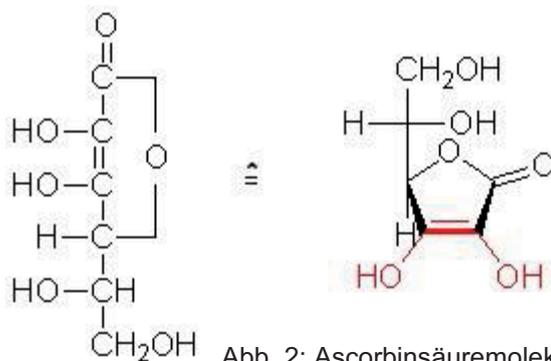


Abb. 2: Ascorbinsäuremolekül

Wasserstoff- und sechs Sauerstoffatomen woraus die Summenformel $C_6H_8O_6$ folgt. Die Molekülstruktur ist mit der der Monosaccharide verwandt, besitzt jedoch eine Ketogruppe (siehe Abb. 2). Vier Kohlenstoff- und ein Sauerstoffatom bilden zusammen einen Lactonring als Zentrum des Moleküls.

Die Besonderheit bei der Ascorbinsäure ist, dass zwei Hydroxygruppen (rot markiert) an zwei Kohlenstoffatomen gebunden sind, zwischen denen eine Doppelbindung

vorliegt. Dies wird auch als Endiolstruktur bezeichnet und ist ausschlaggebend für die chemischen Eigenschaften von Vitamin C.

2.1.2. Stereochemie und Acidität

Ascorbinsäure kann in vier verschiedenen stereoisomeren Formen vorliegen, die alle optische Aktivität aufweisen. Allerdings ist nur die L-Ascorbinsäure (Abb. 3) biologisch aktiv und somit für die Natur von Nutzen. Außerdem wirkt Ascorbinsäure mit einem

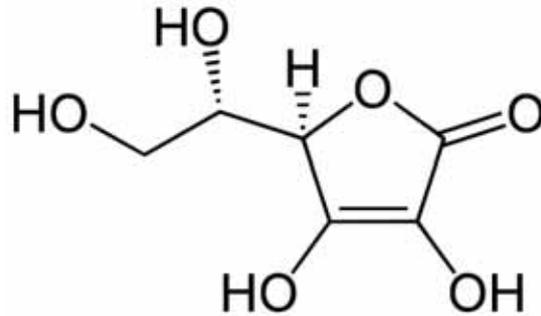


Abb. 3: L-Ascorbinsäure

pK_s -Wert von ca. 4,25 als mittelstarke Säure, was sich zum einen durch die Endiolstruktur aber auch durch die zweite enolsche OH-Gruppe (unten rechts Abb. 3) und die benachbarte Carbonylgruppe begründen lässt.

2.1.3. Stabilität und Reduzierbarkeit

Ascorbinsäure ist in fester Form relativ stabil gegenüber dem Luftsauerstoff und Wärme. In gelöster Form ist sie allerdings leicht oxidierbar und eignet sich somit gut als Reduktionsmittel, da pro Molekül zwei Protonen abgegeben werden können. Dabei entsteht Dehydroascorbinsäure (Abb. 4), welche biologisch inaktiv ist.

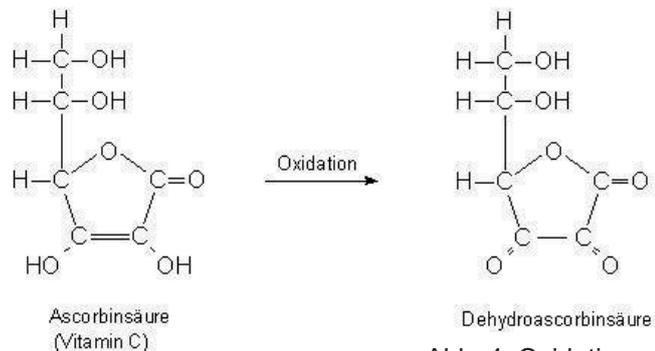


Abb. 4: Oxidation der Ascorbinsäure

2.2 Vorkommen

Vitamin C kommt vor Allem in Pflanzen, aber auch in Tieren vor. Allerdings schwanken die Gehaltswerte sehr stark. Beispielsweise enthalten die Leber und die Nebennieren deutlich mehr Ascorbinsäure als das restliche Gewebe. Auch bei Pflanzen und deren Früchten können starke Unterschiede im Ascorbinsäuregehalt auftreten, abhängig von verschiedenen Fruchtarten, deren Herkunftsort und Reifegrad. Die Acerolakirsche beispielsweise besitzt einen sehr hohen Vitamin C Anteil, während die Kartoffel kaum welches besitzt. Auch die Zeit der Lagerung und ob die Frucht gekocht wurde spielt eine große Rolle, da bei der Lagerung wie auch beim Kochen die Ascorbinsäure durch

Oxidation mit dem Luftsauerstoff umgewandelt oder durch die hohe Temperatur sogar zerstört werden kann. Beim Kochen beträgt der Verlust beispielsweise ca. 15%-30%.

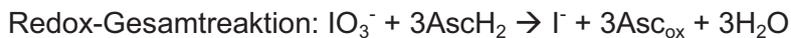
2.3. Experimentelle Bestimmung des Vitamin C Gehaltes

2.3.1. Theoretische Grundlagen des Versuchs

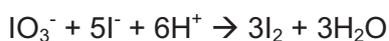
Um Ascorbinsäure quantitativ zu bestimmen, führt man eine Titration mit Kaliumiodat durch. Hierbei wird die Ascorbinsäure oxidiert und das Kaliumiodat reduziert. Da das Kalium keine Beteiligung an den Reaktionen besitzt, wird dies einfacherweise in den Reaktionsgleichungen weggelassen.



Um ein Gleichgewicht zu erhalten muss die Oxidation drei Mal ablaufen, damit ausreichend Protonen für die Reduktion vorhanden sind, woraus sich folgende Gesamtgleichung ergibt:



Sobald die komplette Ascorbinsäure oxidiert wurde, reagiert das dann vorliegende Kaliumiodat mit dem Redoxreaktionsprodukt Iodid, wodurch I_2 entsteht. Um H^+ -Ionen für die Reaktion vorliegen zu haben, muss diese in saurem Milieu stattfinden, das durch die Zugabe von beispielsweise Schwefelsäure zu Beginn der Reaktion erreicht werden kann.



Damit der Äquivalenzpunkt sichtbar gemacht werden kann, gibt man anfangs Stärke hinzu, welche zusammen mit dem Iod einen violetten Iod-Stärke-Komplex ausbildet.

Für den Nachweis von geringen Ascorbinsäurewerten kann man optional Kaliumiodid vor Beginn der Reaktion zugeben, damit eine Reaktion des Kaliumiodats und des Iodids nach der Oxidation der Ascorbinsäure schneller stattfindet.

Eine Reaktion zwischen dem Kaliumiodat und dem Kaliumiodid zuvor findet nicht statt, da die Reaktion zwischen der Ascorbinsäure und dem Iodat schneller abläuft, weil Ascorbinsäure in saurem Milieu fast neutral vorliegt und die Protonen bereits teilweise zur Verfügung stellt und sich Kaliumiodid und Kaliumiodat durch ihre negative Ladung zunächst abstoßen.

Sobald der Äquivalenzpunkt erreicht ist, liest man die Menge an verbrauchtem Kaliumiodat ab. Die Masse an enthaltener Ascorbinsäure wird mit folgender Formel berechnet:

$$m \text{ (g)} = (17,6 / 1000) * x$$

m ist hierbei die Masse an Ascorbinsäure in Gramm und x ist die Menge an Kaliumiodatlösung in ml, die bis zum Farbumschlag verbraucht wurde.

2.3.2. Benötigte Materialien und Chemikalien

Um eine Titration durchführen zu können, benötigt man eine Bürette (50 ml), einen Erlenmeyerkolben (250 ml), zwei Bechergläser (50 ml), eine Pipette (5 ml), einen Bunsenbrenner, einen Standfuß, eine Keramikplatte, ein großes Becherglas (1 l), einen Rührstab, einen Spatel, Filterpapier, eine Waage, ein Sieb, einen Mixer und da mit Säuren gearbeitet wird einen Schutzmantel und eine Schutzbrille.

Außerdem benötigt man die Salze Kaliumiodat und Kaliumiodid sowie Schwefelsäure (2 mol/l), lösliche Stärke, dest. Wasser und verschiedene Obst- und Gemüseproben.

2.3.3. Versuchsaufbau

Wie in Abb. 5 (rechts)

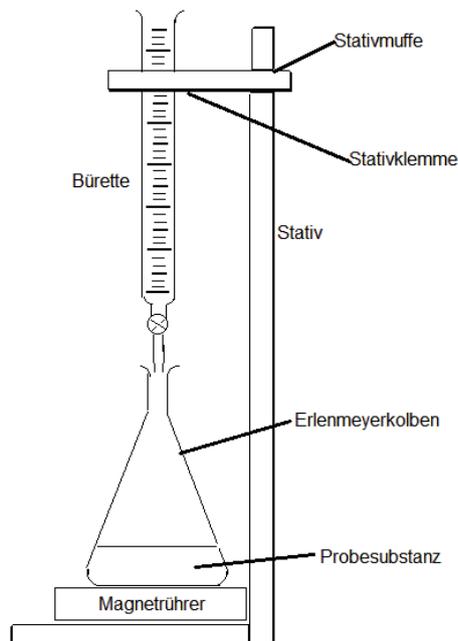


Abb. 5: Versuchsaufbau einer Titration

2.3.4. Durchführung und Beobachtung der Experimente

Zu Beginn der Versuche müssen die Reagenzien vorbereitet werden. Als erstes wird die Kaliumiodatlösung hergestellt. Damit die Lösung bei allen Versuchen verwendet werden kann, benötigt man einen halben Liter mit der Konzentration 0.0333 mol/l. Hierfür löst man 7,13 g Kaliumiodat in 0,5 l dest. Wasser und verrührt dies sorgfältig. Weiterhin wird 1 g der Stärke in 10 ml dest. Wasser gelöst. Da Stärke schlecht wasserlöslich ist, kann ein Magnetrührer benutzt und das Wasser erhitzt werden. Außerdem gibt man ca. 15 ml der Schwefelsäure in ein Becherglas um die Säure im ursprünglichen Gefäß beim Experimentieren nicht zu verunreinigen. Die Kaliumiodidlösung muss separat vor jedem Versuch erneut zubereitet werden, da diese bei Lichteinstrahlung leicht zerfällt und folglich unbrauchbar wird. Zur Herstellung verrührt man 3,32 g in 10 ml dest. Wasser bis die Lösung vollständig klar ist. Nun kann man mit der Durchführung beginnen.

2.3.4.1. Bei der Limette

Als erstes presst man mehrere Limetten aus, sodass man 50 ml Limettensaft erhält.



Abb. 6: Limettensaft im Erlenmeyerkolben

Dies kann per Hand durchgeführt werden. Anschließend lässt man den Saft durch ein Sieb laufen, um Fruchtfleisch und Kerne zu entfernen, damit diese bei der Reaktion nicht stören. Daraufhin füllt man die 50 ml Limettensaft in den Erlenmeyerkolben und gibt 5 ml Schwefelsäure hinzu. Dafür kann man die Pipette verwenden, welche nach jeder Benutzung gründlich gereinigt werden muss. Anschließend füllt man 50 ml der Kaliumiodatlösung in die Bürette und gibt 1,5 ml der gelösten Stärke in den Erlenmeyerkolben. Als nächstes stellt man die Kaliumiodidlösung her und gibt



Abb. 7: Iod-Stärke-Komplex im Limettensaft

2 ml davon in das Gemisch. Zu beachten ist, dass die Lösung vor Licht geschützt hergestellt und benutzt werden muss. Die Probe im Kolben wird nun gut mit einem Rührstab oder durch den Magnetrührer vermischt (siehe Abb. 6)

Anschließend lässt man die Kaliumiodatlösung durch die Bürette hinzu tropfen. Hierbei muss beachtet werden, dass dies unter ständigem

Rühren geschieht. Außerdem darf das titrieren erst gestoppt werden, wenn der Farbumschlag dauerhaft besteht um ein möglichst genaues Ergebnis zu erhalten (siehe Abb. 7). Bei der Limette wurden bis zum Farbumschlag 6 ml von der Kaliumiodatlösung verbraucht. Da der Limettensaft einen leicht grünlichen Farbton besitzt, färbt sich das Gemisch durch den Iod-Stärke-Komplex grünlich.

2.3.4.2. Bei der Orange

Die quantitative Bestimmung von Ascorbinsäure ist bei der Orange dieselbe wie bei der Limette. Der Farbumschlag tritt bei 1,4 ml der Kaliumiodatlösung ein. Außerdem färbt sich das Gemisch aufgrund der ursprünglichen gelben Farbe eher grün (siehe Abb. 8).



Abb. 8: Iod-Stärke-Komplex im Orangensaft

2.3.4.3. Bei der Nektarine

Bei der Nektarine sind Durchführung und Beobachtung ähnlich zu denen der Limette/Orange. Allerdings muss man die Nektarine zuvor mit einem Mixer pürieren und dann durch Filterpapier filtern, um einen klaren Saft zu erhalten, damit möglichst viel Ascorbinsäure frei in dem Gemisch zur Verfügung steht und die Bestimmung so genau wie möglich wird, da bei vielen enthaltenen Fruchtstücken die Ascorbinsäure nicht für die Reaktion mit Kaliumiodat erreichbar ist. Bei der Nektarine wurden 0,25 ml der Kaliumiodatlösung verbraucht, bis ein dauerhafter Farbumschlag zu erkennen war.

2.3.4.4. Bei der Tomate

2.3.4.4.1. Roh

Ebenfalls wie bei der Nektarine muss die Tomate püriert und gefiltert werden, um sie von der Schale und den Kernen zu



Abb. 9: Tomatensaft



Abb. 10: Iod-Stärke-Komplex im Tomatensaft

befreien. Außerdem werden hier zwei Versuchsdurchläufe angewendet, einmal im rohen und einmal im gekochten Zustand, um nachzuweisen, ob und wie viel Vitamin C bei dem Kochvorgang verloren bzw. zerstört worden ist. Bei der rohen Tomate mussten 1,1 ml Iodatlösung bis zum Erreichen des Äquivalenzpunktes zugegeben werden.

2.3.4.4.2. Gekocht

Nach zehn Minuten im siedenden Wasser benötigt man mit 0,6 ml Iodatlösung deutlich weniger bis zum Farbumschlag wie zuvor bei der rohen Tomate.

2.3.4.5. Bei der Paprika

2.3.4.5.1. Roh

Wie bei der Tomate muss auch die Paprika zunächst püriert und gefiltert werden. Eine weitere Besonderheit ist, dass aufgrund der natürlichen grünen Farbe der Paprikasaft noch um den Faktor zehn mit Wasser verdünnt werden muss, damit man die Färbung des Iod-Stärke-Komplexes erkennen kann. Ansonsten bleibt der Versuchsablauf identisch zu den vorherigen. Bei der rohen Paprika wurden 26 ml anstatt 2,6 ml von der Kaliumiodatlösung

verbraucht, da der Paprikasaft um den Faktor zehn mit Wasser verdünnt wurde.



Abb. 11: verdünnter Paprikasaft



Abb. 12: Paprikasaft

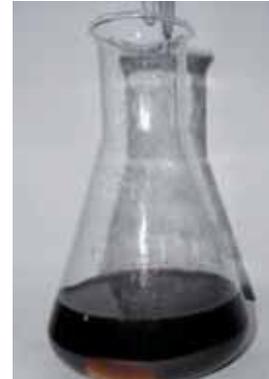


Abb. 13: Iod-Stärke-Komplex im Paprikasaft

2.3.4.5.2. Gekocht

Im gekochten Zustand ist der Versuchsablauf identisch. Allerdings wurde hier mit 15 ml der Titrierlösung wie bei den Tomaten deutlich weniger Kaliumiodat benötigt.

2.3.5. Auswertung der Versuchsergebnisse

Im Folgenden werden die Gehälter von Ascorbinsäure in den verschiedenen Obst- und Gemüseproben mithilfe der in 2.3.1. genannten Formel berechnet, mit den Literaturwerten verglichen und mögliche Ursachen für die Abweichungen genannt.

Bei der Limette wurden 1,5 ml Kaliumiodatlösung bis zum Äquivalenzpunkt verbraucht. Daraus folgt, dass laut der Formel etwa 26,4 mg Ascorbinsäure in 50 g Limette enthalten sind. Der Literaturwert beträgt ca. 53 mg pro 100 g. Folglich weicht der Versuchswert mit 52,8 mg pro 100 g nur geringfügig ab und ist somit sehr exakt.

Bei der Orange wurde mit 1,4 ml ein ähnlicher Wert wie bei der Limette erreicht. Folglich beinhalten 50 g Orange etwa 24,6 mg Ascorbinsäure. Der Literaturwert liegt bei ca. 50 mg pro 100 g, wodurch auch hier der Versuch sehr gut funktioniert hat.

Bei der Nektarine wurden 0,25 ml des Kaliumiodats verbraucht, woraus sich ein Ascorbinsäuregehalt von ca. 9 mg pro 100 g ergibt. Da der wirkliche Wert bei ca. 10 mg liegt ist auch hier das Ergebnis relativ präzise.

Bei der rohen Tomate wurden 1,1 ml der Iodatlösung zugegeben, woraus sich ein Ascorbinsäuregehalt von ca. 39 mg pro 100 g ergibt. Mit dem echten Wert von 38 mg pro 100 g hat auch hier der Versuch äußerst genau funktioniert. Bei der gekochten Tomate erhält man mit 0,6 ml verbrauchter Lösung einen Wert von ca. 21 mg pro 100 g. Da beim Kochen ca. 15%-30% des Vitamin C oxidiert werden, sollte ein Mindestwert von ca. 27 mg Ascorbinsäure vorliegen. Dieser Unterschied von ca. 6 mg kann zum einen durch Messfehler oder durch eine ungenaue Ablesung zustande gekommen sein. Andererseits ist die Abweichung sehr wahrscheinlich auf das aufgenommene Wasser durch die Frucht während des Kochvorganges oder die Abgabe von Vitamin C an das Kochwasser zurückzuführen, wodurch der Gehalt zusätzlich verringert wird.

Bei der Paprika erhält man mit 26 ml verbrauchter Lösung einen Vitamin C Gehalt von ca. 90 mg pro 100 g. Der Literaturwert liegt bei Paprika mit 100 mg pro 100 g etwas höher. Allerdings enthalten grüne Paprikas von Natur aus weniger Ascorbinsäure, wodurch der ermittelte Wert durchaus richtig sein kann. Bei der gekochten Paprika wurde mit 15 ml deutlich weniger von der Iodatlösung verbraucht. Daraus folgt ein Ascorbinsäuregehalt von ca. 53 mg pro 100 g. Ähnlich wie bei der Tomate unterscheidet sich auch hier der Wert sehr stark vom Literaturwert, das an denselben Ursachen wie bei der Tomate liegen kann. Noch hinzukommt, dass durch die Verdünnung und den schwerer erkennbaren Farbumschlag durch die Eigenfarbe die Wahrscheinlichkeit für Messfehler gestiegen ist.

Zusammenfassend lässt sich allerdings sagen, dass die quantitative Analyse von Ascorbinsäure durch eine Titration mit Kaliumiodat sehr präzise und im Allgemeinen leicht durchzuführen ist.

2.3.6. Probleme und deren Lösungen während des Experimentierens

Während des Experimentierens traten einige Probleme auf, die durchaus vorkommen können. Ein Problem war zum Beispiel das Ablesen der verbrauchten Menge der Kaliumiodatlösung, da die Werte von 26 ml bis 0,5 ml schwankten und deshalb eine 50 ml Bürette verwendet werden musste, auf der das genaue Ablesen schwierig ist. Alternativ hätte man eine kleinere Bürette benutzen können, die allerdings nicht zur Verfügung stand.

Ein weiteres Problem war, dass die Proben bei Zugabe der Kaliumiodatlösung nicht reagierten bzw. nur sehr schwach. Um dies zu beheben musste man mehr Schwefelsäure zufügen, damit die Oxidation der Ascorbinsäure besser ablaufen kann nach dem Prinzip von Le Chatelier, damit das Gleichgewicht auf die Seite der Produkte, also dem Iodid, verlagert wird.

Außerdem musste mehr Kaliumiodid zu Beginn beigemischt werden, da bei den Proben nur relativ geringe Ascorbinsäuremengen enthalten waren, um den Farbumschlag deutlich erkennbar zu machen.

3. Bedarf und Nutzen von Vitamin C

3.1. In der Industrie

In Europa wird Ascorbinsäure mit der Zulassungsnummer E 300 ausgewiesen und wird als Antioxidans für Lebensmittel eingesetzt. Es verlängert die Haltbarkeit von Nahrungsmitteln und besitzt keine Höchstgrenze bei der Zugabe. Allerdings wird E 300 oftmals beigemischt, um den Vitamin C Gehalt eines Produktes zu erhöhen, weil ein hoher Vitamin C Gehalt in der Bevölkerung als sehr gesund gilt und somit öfter gekauft wird.

3.2. Im menschlichen Organismus

Ein normaler erwachsener Mensch benötigt ca. 100 mg Vitamin C am Tag. Im Gegensatz zu den meisten anderen Tieren kann der Mensch Ascorbinsäure nicht selbst herstellen und muss diese demnach durch die Nahrung aufnehmen. Folglich ist Vitamin C ein essentielles Vitamin.

Im menschlichen Organismus besitzt die Ascorbinsäure zahlreiche wichtige Funktionen.

Beispielsweise unterstützt Vitamin C den Aufbau von Kollagen, welches in Zähnen, Knochen und dem Bindegewebe vorkommt. Dabei bildet Vitamin C mithilfe einiger Eiweißbausteine eine Vorläuferform, das Prokollagen, welches dann zu verschiedenen Kollagenarten weiterverarbeitet wird. Eine unzureichende Kollagenproduktion führt zu brüchigen und schwachen Bindegeweben und erhöht die Blutungsneigung, was im schlimmsten Falle zu Skorbut führen kann.

Außerdem schützt die Ascorbinsäure den Körper vor freien Radikalen wie aggressiven sauerstoffhaltigen Stoffen, welche zur Schädigung des Gewebes und des Erbgutes führen können.

Noch hinzu kommt das Ascorbinsäure zur Bildung von Carnitin benötigt wird. Carnitin kommt im menschlichen Körper fast überall vor und ist verantwortlich für die Verwertung von Fettsäuren und somit für die Energieproduktion. Infolgedessen können bei Vitamin C Mangel auch häufig Müdigkeit, Erschöpfung und Muskelschwäche auftreten.

Zum Schluss kann noch gesagt werden, dass alle Vitamine eine bedeutende Rolle in der Welt spielen. Sie erfüllen lebensnotwendige Aufgaben im menschlichen Körper sowie bei allen anderen Lebewesen und sind mitverantwortlich für die Existenz von Leben auf der Erde.

„Die Beobachtung zwingt mich zu glauben, dass mit keinem anderen Mittel so viel menschliches Leid zu bannen ist, wie mit dem richtigen Verständnis und der richtigen Anwendung der Vitamine. Das reiche Feld zukünftiger medizinischer Forschung liegt in den weiten Gebieten zwischen Gesundheit und Avitaminose“²(Szent-Györgyi)

Anhang

Literaturverzeichnis

Bücherquellen

- Bächli, Beat: Vitamin C für alle!, Pharmazeutische Produktion, Vermarktung und Gesundheitspolitik (1933-1953), Zürich, 2009
- Biesalski, Hans Konrad: Vitamine Bausteine des Lebens, München, 1997
- Ulmer, Günter Albert: Das Vitamin, das die Gesundheit organisiert: Vitamin C, Tübingen

Internetquellen

- Wikipedia 2012: Ascorbinsäure <http://de.wikipedia.org/wiki/Ascorbins%C3%A4ure> (Stand: 4.10.2012)
- fu-Berlin: Versuch: quantitative Bestimmung von Ascorbinsäure mit Kaliumiodat <http://userpage.fu-berlin.de/mirjamk/getraenke/GAMN/versuch2.htm> (Stand: 2.10.2012)
- Chemgaroo: Struktur des Vitamin C http://www.chemgapedia.de/vseengine/vlu/vsc/de/ch/3/anc/vitamin_c/allgemeines_und_chemie.vlu/Page/vsc/de/ch/3/anc/vitamin_c/2_chemie/2_1_struktur/struktur_m87ht0801.vscml.html (Stand: 23.9.2012)
- Wiechoczek, Dagmar(2005): Maßanalytische Redox titrationen der Ascorbinsäure <http://www.chemieunterricht.de/dc2/asch2/a-bueret.htm> (Stand : 7.9.2012)
- Wiechoczek, Dagmar(2005): Versuch: quantitative Bestimmung von Ascorbinsäure mit Kaliumiodat http://www.chemieunterricht.de/dc2/citrone/c_v08g.htm (Stand: 13.6.2012)
- Hertz, Cyril : Messung des Vitamin C Gehaltes in Orangen mit und ohne Schalen <http://www.c-hertz.ch/PDF/Vitaminbestimmung-in-Orangen.pdf?phpMyAdmin=3B-eXM7s2yj1jQru2ndktqgfTZ4> (Stand: 23.8.2012)
- Bujak, Lena; Lina,Bartel: Wir wollen´s wissen! Vergleich des Vitamin C Gehalts in Abhängigkeit von der Zubereitungs- und Aufbewahrungsart verschiedener Lebensmittel http://www.gymnasium-luenen-altluenen.de/www/images/stories/Schulkultur/Herausforderungen/Wettbewerbe/Jugend_forscht/vitamin_c.pdf (Stand: 16.9.2012)

- Lavita: Vitamin C(Ascorbinsäure) <http://www.lavita.de/vitamin-c-ascorbinsaure/>
(Stand: 5.10.2012)
- Lebensmittellexikon: Vitamin C, Ascorbinsäure, E 300 <http://www.lebensmittellexikon.de/v0000110.php> (Stand: 4.10.2012)
- Onmeda-Redaktion: Vitamin C: Funktion im Körper http://www.onmeda.de/lexika/nahrungstoffe/vitamine/vitamin_c-funktion-im-koerper-2256-2.html (Stand: 3.10.2012, 13.00 Uhr)
- Uni-Leipzig: Das richtige Titrieren http://www.uni-leipzig.de/~atomi/titration/lehre_titrationen_einfuehrung.htm (Stand: 23.8.2012)

Abbildungsverzeichnis

- Abb. 1: Während des Experimentierens aufgenommen
- Abb. 2: http://www.chemgapedia.de/vsengine/vlu/vsc/de/ch/3/anc/vitamin_c/allgemeines_und_chemie.vlu/Page/vsc/de/ch/3/anc/vitamin_c/2_chemie/2_1_struktur/struktur_m87ht0801.vscml.html
- Abb. 3: http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/thumb/e/e7/L-Ascorbic_acid.svg/200px-L-Ascorbic_acid.svg.png
- Abb. 4: <http://www.chemieunterricht.de/dc2/haus/images/das.jpg>
- Abb. 5: <http://4.bp.blogspot.com/-rrqi4RWiMic/UBAFyK5pghI/AAAAAAAAAdQ/YXaalaBIH-A/s1600/titration.gif> mit eigener Bearbeitung
- Abb. 6: Während des Experimentierens aufgenommen
- Abb. 7: Während des Experimentierens aufgenommen
- Abb. 8: Während des Experimentierens aufgenommen
- Abb. 9: Während des Experimentierens aufgenommen
- Abb. 10: Während des Experimentierens aufgenommen
- Abb. 11: Während des Experimentierens aufgenommen
- Abb. 12: Während des Experimentierens aufgenommen
- Abb. 13: Während des Experimentierens aufgenommen

Ich erkläre hiermit, dass ich meine Seminararbeit ohne fremde Hilfe angefertigt habe und nur die im Literaturverzeichnis angeführten Quellen und Hilfsmittel benützt habe.

....., den

Ort

Datum

Unterschrift des Schülers