

**Mario Gerwig**

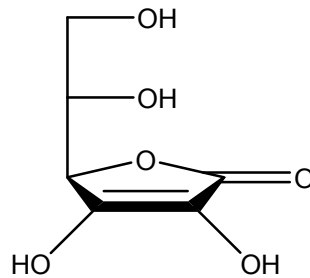
**Versuch:** **Fruchtsaft – der gesunde Durstlöscher**

**Dauer:** Vorbereitung: 20 Minuten  
Durchführung: 20 Minuten  
Entsorgung: 10 Minuten

**Chemikalien:** Kaliumiodat (KIO<sub>3</sub>): O, Xi Orangensaft:  
**R:** 8 Stärke:  
**S:** 17 Kaliumiodid (KI):  
Schwefelsäure (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>): C  
**R:** 35  
**S:** 1/2, 26, 30, 45

**Geräte:** Erlenmeyerkolben (250 ml), Messkolben (100 ml), Pipette (10 ml),  
Bürette (50 ml).

**Strukturformeln:**



Ascorbinsäure  
(Vitamin C)

**Versuchsaufbau:**



Vor (links) und nach der Titration.

**Durchführung:**

Bei diesem Versuch soll der Vitamin-C-Gehalt in unterschiedlichen Orangensäften untersucht werden. Dazu bereitet man folgende Säfte vor:

- Frisch gepresster Fruchtsaft
- Gekaufter Fruchtsaft
- Frisch gepresster Fruchtsaft, 5 Minuten gekocht
- Gekaufter Fruchtsaft, 5 Minuten gekocht

Eine 50-mL-Probe des zu untersuchenden Safts wird mit 3 mL Schwefelsäure ( $c = 2 \text{ mol/L}$ ), 2 mL Kaliumiodidlösung ( $c = 2 \text{ mol/L}$ ) und 2 mL Stärkelösung ( $w = 2 \%$ ) versetzt. Dann wird Iodatlösung ( $c = 0,3 \text{ mol/L}$ ) bis zur bleibenden Blaufärbung zutitriert.

Die Menge  $m$  (in g) der in der Probe enthaltenen Ascorbinsäure berechnet sich nach folgender Gleichung (zur Herleitung siehe unten):

$$m_{\text{Ascorbinsäure}} = (17,6 / 1000) \cdot \text{mL verbrauchte Iodatlösung}$$

**Beobachtung:**

Verbrauch Iodatlösung bei den Titrationen:

- zu a) 1,4 mL
- zu b) 0,95 mL
- zu c) 1,4 mL
- zu d) 0,9 mL

**Entsorgung:**

Die Lösungen können neutral im Abguss entsorgt werden.

**Fachliche Analyse:**

*Herleitung der Gleichung:*

Die allgemeine Gleichung für volumetrische Titrationen lautet:

$$V_1 \cdot c_1 = V_2 \cdot c_2 \quad \leftrightarrow \quad c_1 = \frac{V_2 \cdot c_2}{V_1}$$

Zur Herleitung der Auswertungsgleichung wird zunächst die Reaktionsgleichung benötigt:



Drei Ascorbinsäuremoleküle reagieren also mit einem Iodat-Ion, woraus sich der Äquivalenzfaktor  $1/3$  ergibt, d.h. ein Mol Iodat ist zu drei Mol  $\text{AscH}_2$  äquivalent.

Durch Rückgriff auf die allgemeine Titrationsgleichung ergibt sich:

$$c_{\text{AscH}_2} = \frac{V_{\text{Iodat}}}{V_{\text{AscH}_2}} \cdot c_{\text{Iodat}}$$

Im Allgemeinen interessiert aber nicht die Konzentration, sondern die Menge an  $\text{AscH}_2$ , die im Saft enthalten ist. Da die Molmasse von Vitamin C  $M_{\text{AscH}_2} = 176 \text{ g/mol}$  ist, gilt, dass 176 g  $\text{AscH}_2$  einem Liter Iodatlösung mit  $c = 0,3 \text{ mol/L}$  entsprechen.

Mit der allgemeinen Titrationsgleichung folgt:

$$\frac{m_{\text{AscH}_2 \text{ unbekannt}}}{\text{mL Iodatlg}_{\text{verbraucht}}} = \frac{176 \text{ g}}{1000 \text{ mL Iodatlg}}$$

$$\leftrightarrow m_{\text{AscH}_2 \text{ unbekannt}} = \frac{176 \text{ g}}{1000 \text{ mL}} \cdot \text{mL Iodatlg}_{\text{verbraucht}}$$

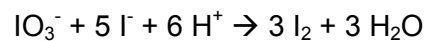
Zur feineren Steuerung der Titration wurde die Iodatlösung auf 0,03 mol/L verdünnt, womit sich die Masse der  $\text{AscH}_2$ , die in einem Liter Iodatlösung äquivalent ist, auf 17,6 g/mol.

Endgültige Formel:

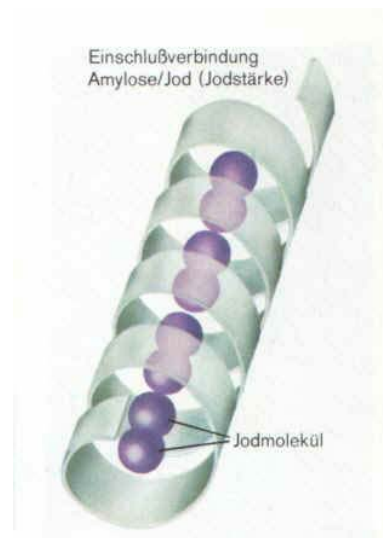
$$m_{\text{AscH}_2 \text{ unbekannt}} = \frac{17,6 \text{ g}}{1000 \text{ mL}} \cdot \text{mL Iodatlg}_{\text{verbraucht}}$$

*Zur Titration:*

Der Äquivalenzpunkt der Titration lässt sich an der Blaufärbung der Lösung erkennen. Dabei wird schlagartig Iod, welches aus der Synproportionierungsreaktion zwischen nunmehr überschüssigem Iodat und dem Redoxreaktionsprodukt Iodid stammt, frei:



Das Iod lagert sich unter Bildung eines Charge-Transfer-Komplexes in die Stärke-Helix ein (blau-violett, Bild rechts).



*Auswertung der Ergebnisse:*

Probe	Verbrauch Lösung (gemessen) [mL]	Vitamin-C-Gehalt in 50 mL (berechnet) [mg]
Frisch gepresst	1,4	24,6
Gekauft	0,95	16,7
Frisch gepresst, 5 Min gekocht	1,4	24,6
Gekauft, 5 Min gekauft	0,9	15,8

Aus diesen Ergebnissen lassen sich mehrere Schlüsse ziehen:

Zum einen enthält frisch gepresster Orangensaft mehr Vitamin C als gekaufter. Zum anderen stimmen die Angaben auf der Verpackung des gekauften Safts (Angabe: 35 mg in 100 mL, *vitafit*, Aldi Nord; gemessen wurden 33,4 mg).

Außerdem zeigt dieser Versuch, dass Vitamin C nicht, wie häufig angenommen, durch Temperaturen von 100 °C zerstört wird. Laut Literatur liegt die Zersetzungstemperatur bei 192 °C.

*Fehlerbetrachtung:*

Bei diesem Versuch führen mehrere Dinge zu ungenauen Messungen. So wurde beispielsweise der Titer der Iodat-Lösung nicht bestimmt. Auch bei jeder Titration den gleichen Umschlagspunkt zu treffen ist problematisch, da sich der Saft erst gräulich, dann blau und dann fast schwarz färbt.

**Didaktische  
Diskussion:**

Dieser Versuch ist für die Schule in jeglicher Hinsicht geeignet. Es werden keine giftigen Chemikalien benötigt, Titration ist den Schülern hinlänglich bekannt wenn man Vitamine im Unterricht behandelt und durch den großen Alltagsbezug ist das Thema ohnehin von besonderem Interesse.

Im Unterricht könnte man in Gruppenarbeit verschiedene Fruchtsäfte auf ihren Vitamin-C-Gehalt testen und vergleichen. Außerdem könnte man nicht nur erhitzte, sondern auch länger dem Sonnenlicht ausgesetzte Säfte überprüfen, denn durch UV-Licht wird Vitamin C, im Gegensatz zu Temperaturen um 100 °C, zerstört.

**Literatur:**

- GESTIS Stoffdatenbank
- <http://dc2.uni-bielefeld.de/dc2/asch2/index.html>
- [http://p13953.typo3server.info/fileadmin/user\\_upload/BASF-Inhalte/young\\_corner/lehrer/pdf/Lebensmittelchemie\\_II.pdf](http://p13953.typo3server.info/fileadmin/user_upload/BASF-Inhalte/young_corner/lehrer/pdf/Lebensmittelchemie_II.pdf)