

Phillipps- Universität Marburg

Isabelle Kuhn

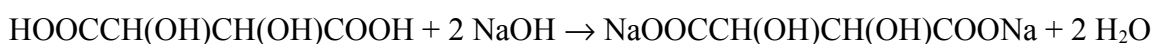
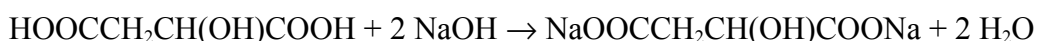
Organisch Chemisches Grundpraktikum Lehramt WS 2006/07

Praktikumsleiter: Herr Reiß

Gruppe 07:

Bestimmung der Gesamtsäure von Most

Reaktion:



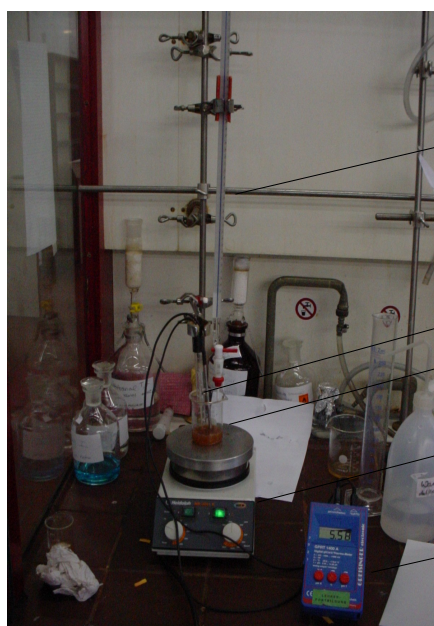
Chemikalien:

<i>Eingesetzte Stoffe</i>	Gefahrensymbole	R- und S- Sätze	Einsatz in der Schule
Natronlauge (0,3 mol/L)	Xi	R 36/38 S 26	Sekundarstufe II
Apfelmost (es geht auch anderer Most)	-	-	Keine Einschränkung

Materialien:

Bürette, Stativmaterial, Magnetrührgerät, Rührfisch, 100 mL Becherglas, pH-Messgerät, Vollpipette

Aufbau:



Bürette

Einstabmesskette

Becherglas

Magnetrührer

pH-Meter

Durchführung:

Vorversuch:

Da es Apfelmost nur in Keltereien zu kaufen gibt, kann man sich diesen auch selbst herstellen. Man nimmt für dafür einige Äpfel und presst sie aus. Der so entstandene Saft nennt sich Most.

Versuchsvorschrift:

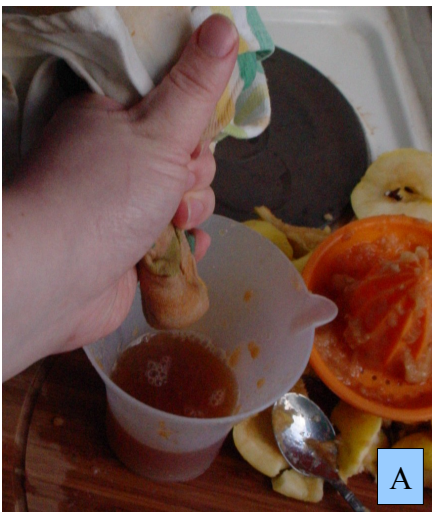
1. Falls dies nicht schon geschehen ist Eichung mit einer Puffer-Eichlösung
2. Man überträgt mit der Vollpipette 20 mL Most in das Becherglas. Das Becherglas stellt man mit der Einstabmesskette des pH-Meters auf den Magnetrührer und misst den pH-Wert der Lösung.

Nun wird portionsweise Natronlauge aus der Bürette in die Lösung zugegeben. Man notiert dabei den laufenden Laugenverbrauch und den jeweiligen pH-Wert in der Messtabelle. Wenn der pH-Wert stark zu steigen beginnt, darf nur noch tropfenweise Lauge zugegeben werden.

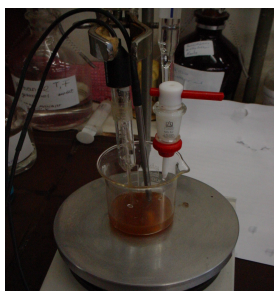
Beobachtung:

Vorversuch:

Nach dem Versuch die Äpfel mit der Zitronenpresse in der heimischen Küche auszupressen musste ich feststellen, dass man dabei nur Apfelmus herstellte, aus diesem Grund habe ich den so entstandenen Mus in ein Baumwolltuch gegeben und ausgedrückt (siehe Foto A). Außerdem kann man beobachten wie sich der Mus sowie der daraus entstehende Saft trotz der hellen Äpfel sofort braun färbt (Foto B).



Versuch:



Man kann beobachten wie der pH- Wert nach vermehrter Zugabe der Natronlauge steigt (Werte siehe Tabelle).

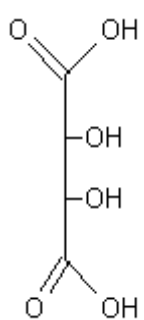
$V_{\text{NaOH}}[\text{ml}]$	pH-Wert	$V_{\text{NaOH}}[\text{ml}]$	pH-Wert
0	5,48	7	11,2
0,5	5,53	7,5	11,6
1	5,54	8	11,8
1,5	5,6	8,5	12
2	5,63	9	12,1
2,5	5,65	9,5	12,15
3	5,69	10	12,2
3,5	5,8	10,5	12,25
4	6,02		
4,5	6,9		
5	8,7		
5,5	9,6		
6	10,7		
6,5	11,8		

Entsorgung:

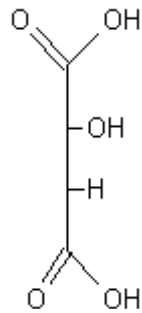
Neutral in den Abfluss geben.

Fachliche Analyse:

Die im Most hauptsächlich Vorkommenden Säuren sind die Apfel- und die Weinsäure.



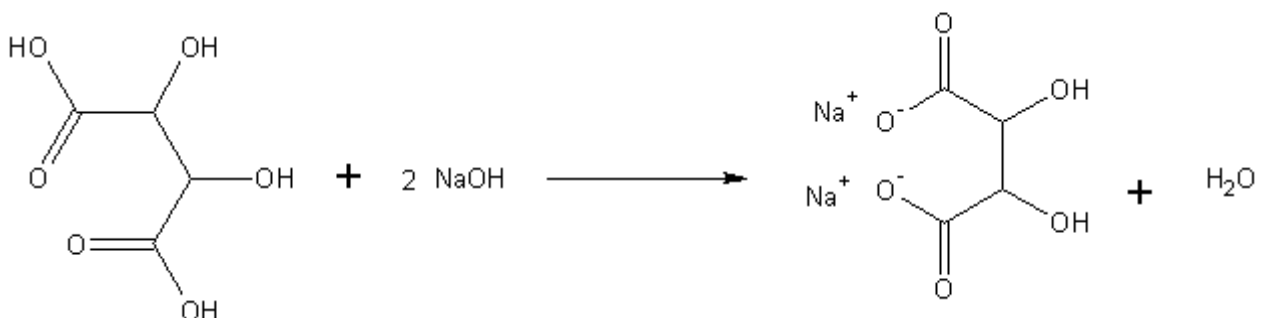
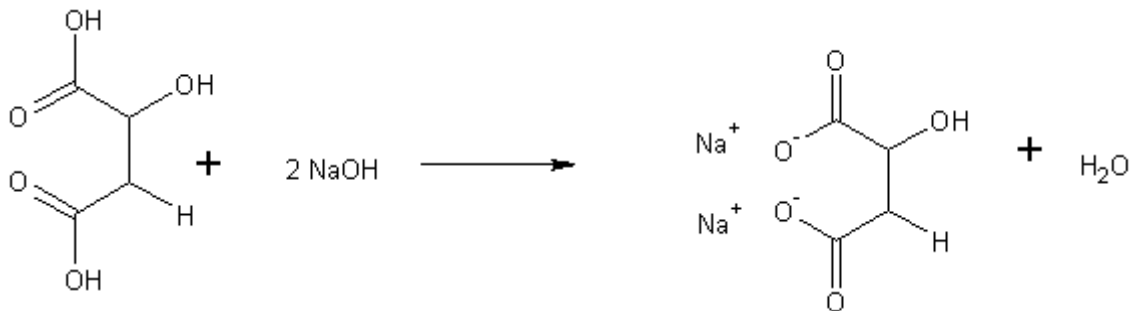
Weinsäure



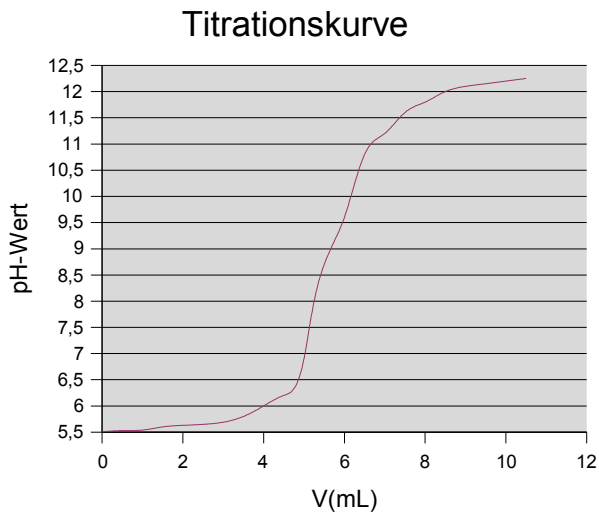
Apfelsäure

In der Getränkeindustrie hat man sich jedoch angewöhnt den Säuregehalt der Getränke in Weinsäuregehalt in g/L anzugeben, weswegen ich später nicht nur den Apfel- sondern auch den Weinsäuregehalt berechnen werde.

Folgende Reaktion laufen also bei der Titration mit der Natronlauge ab, falls wir annehmen das nur Apfel und Weinsäure im Most enthalten sind:



Aus der oben stehenden Tabelle ergibt sich zunächst folgendes Diagramm:



Aus dem Diagramm liest man ab, dass der Umschlagspunkt bei ca.

$$V = 5,6 \text{ ml}$$

Natronlauge liegt. Daraus errechnet man mit Hilfe der Titergleichung

$$c_S \cdot V_S \cdot z_S = c_L \cdot V_L \cdot z_L$$

eine Weinsäurekonzentration

$$\begin{aligned} c_S &= c_L \cdot V_L \cdot z_L / (V_S \cdot z_S) \\ &= (0,3 \text{ mol/L} \cdot 5,6 \text{ mL} \cdot 1) / (20 \text{ mL} \cdot 2) \\ &= 0,042 \text{ mol/L.} \end{aligned}$$

Dabei bedeuten:

c_S , c_L : Konzentration der Säure bzw. Lauge

V_S , V_L : Volumen der Säure bzw. Lauge

z_S , z_L : Protonigkeit der Säure bzw. Lauge.

Apfelsäure hat die Formel $C_4H_6O_5$. Ihre Molmasse beträgt daher

$$M(C_4H_6O_5) = 134 \text{ g/mol.}$$

Weinsäure hat die Formel $C_4H_6O_6$. Ihre Molmasse beträgt daher

$$M(C_4H_6O_6) = 150 \text{ g/mol.}$$

Damit ergibt sich ein Apfelsäuregehalt β von

$$\beta = 0,042 \text{ mol/L} * 134 \text{ g/mol}$$
$$= 5,628 \text{ g/L}$$

oder als Weinsäure berechnet ein Gehalt β von

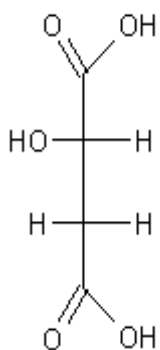
$$\beta = 0,042 \text{ mol/L} * 150 \text{ g/mol}$$
$$= 6,3 \text{ g/L}$$

Dies ist für schon ein recht hoher Wert für ein Getränk und erklärt sich daraus das der Apfelsaft, bzw. Most frisch gepresst und somit hochkonzentriert war.

Bei der Titration von Weinsäure mit Natronlauge liegt beim Erreichen des Äquivalenzpunktes eine Natriumhydrogentartrat-Lösung vor, d.h. gemäß der Einteilung der Basen nach ihrer Basenstärke die Lösung einer sehr schwachen Base. Der pH-Wert am Äquivalenzpunktes liegt somit nicht bei $\text{pH} = 7$ sondern ist etwas in den alkalischen Bereich verschoben. Auch diese Tatsache ist in der Titrationskurve abzulesen.

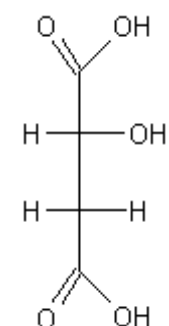
Allgemeines zur Apfelsäure:

Die Äpfelsäure besitzt ein asymmetrisches, auch chirales genannt, Kohlenstoffatom und ist deshalb optisch aktiv.



L-Äpfelsäure in der Fischer-Projektion

Das Enantiomer zur L-Äpfelsäure, die D-Äpfelsäure trägt die OH Gruppe in der Fischerprojektion rechts:

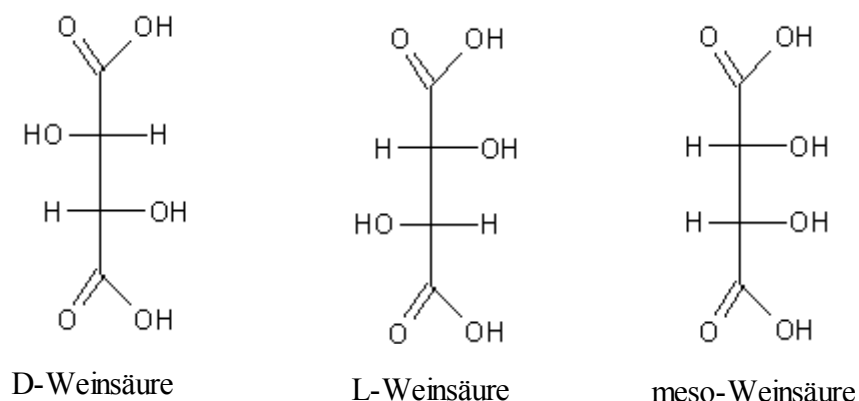


Die Apfelsäure ist ein natürliches, meist aber künstlich hergestelltes Säuerungsmittel oder Konservierungsmittel.

Sie kommt natürlicherweise u.a. vor in Äpfeln, Quitten, Stachelbeeren und Trauben. Sie wird auch mit der Nummer E 296 bezeichnet. Apfelsäure ist neben der Weinsäure und der Zitronensäure eine der drei wichtigsten Säuren im Wein mit einem Anteil von 0,5 bis 4 g/l. Je unreifer die Trauben sind, desto mehr Apfelsäure enthalten sie. Bei der bei Rotweinen üblichen malolaktischen Gärung wird die Apfelsäure in Milchsäure umgewandelt. Der Name Apfelsäure kommt wie folgt zustande: Die Apfelsäure kommt in fast allen Obstsorten vor, wurde aber im Apfel zu erst entdeckt.

Allgemeines zum Thema Weinsäure:

bei der Weinsäure gibt es sogar 2 chirale Kohlenstoffatome, auch hier gibt es D- und L- Weinsäure sowie eine optisch inaktive meso-Verbindung, in der Fischerprojektion sehen diese wie folgt aus:



In der Natur kommt meist die linksdrehende L(+)-Form vor.

Eine Mischung gleicher Mengen von L(+)- und D(-)-Weinsäure (Racemat) wird als Traubensäure bezeichnet.

Besonders die L(+)-Weinsäure sowie deren Calcium-, Kalium- und Magnesiumsalze finden sich reichlich in den Trauben und Blättern des Weinstocks sowie im Löwenzahn, in Zuckerrüben und in verschiedenen Früchten. Bei der Weinherstellung scheiden sich schwerlösliche Salze der Weinsäure als Weinstein am Boden von Weinfässern oder Weinflaschen ab. Die Salze der Weinsäure werden, abgeleitet von ihrem lateinischen Namen *acidum tartaricum*, als Tatrare bezeichnet.

Die D(-)-Weinsäure, auch unnatürliche Weinsäure genannt, findet sich nur in den Blättern des westafrikanischen Baumes *Bankinia reticulata*. Die meso-Form existiert in der Natur nicht.

Methodisch- Didaktische Analyse:

Der zeitlich Aufwand dieses Versuches ist verhältnismäßig hoch, vor allem wenn man man keine Kelterei in der Nähe hat und als Vorbereitung erstmal den Most selber pressen muss. Man kann jedoch anstatt dem Apfelm most auch Apfelwein oder Wein verwenden, was die Vorbereitungszeit deutlich verkürzt. Die Durchführung und Nachbereitung halte sich dafür in Grenzen und sind durchaus machbar.

Der Apparative Aufwand ist ebenfalls relativ hoch nicht nur wegen der Menge an Geräten, die durchaus noch machbar ist, sondern vor allem weil an der Schule meist nur ein pH-Meter vorhanden ist, deshalb eignet sich dieser Versuch lediglich zur Demonstration durch den Lehrer. Alternativ dazu könnte man dazu Versuche im Halbmikromaßstab durchführen, in denen die Schülerinnen und Schüler selbst Titrationskurven aufnehmen können. Dabei kann die pH-Bestimmungen nicht potentiometrisch, sondern anhand der Farbe eines Universalindikators, der den Reaktionslösungen zugesetzt wird bestimmt werden. Hierfür müsste man jedoch einen Saft nehmen dessen Eigenfarbe nicht zu intensiv ist. Hierfür spricht auch, dass es sich um recht ungefährliche Chemikalien handelt (siehe Tabelle auf der ersten Seite)

Der Versuch zeigt sehr gut wie man den Carbonsäuregehalt in Säften bestimmen kann und stellt somit einen Alltagsbezug für die Schüler her. Man könnte den Schülern auch am Tag zuvor die Hausaufgabe geben selbst einen Saft von zu Hause mitzubringen.

Die Aufnahme von Titrationskurven ist für das Verständnis von Säuren/Laugen und Acidimetrie/Alkalimetrie sehr wichtig.

Diesen Versuch kann man zum Beispiel in der 11 Klasse durchführen hier wird unter dem Thema Kohlenstoffverbindungen und funktionelle Gruppen das Unterthema Alkansäuren und ihre Derivate behandelt. Vorwissen sollte demnach Carbonylverbindungen und Alkanole sein.

Fazit: Trotz des relativ großen Aufwands lohnt sich dieser Versuch und seine Durchführung im Unterricht sehr, nicht nur weil er den Carbonsäuregehalt eines alltäglichen Gegenstandes wie dem Most, Saft oder Wein, sondern vor allem weil das Titrieren eine sehr wichtige Laborarbeit ist die ein jeder Schüler zu mindestens einmal gesehen haben sollte.

Literatur:

- Praxis der Naturwissenschaften; Heft 6/48 Jahrgang 1999
- <http://www.wzw.tum.de>
- www.fbc.fh-darmstadt.de
- <http://de.wikipedia.org>