

Photometrische Bestimmung von Vitamin C in Apfelsaft *

*normalerweise wird Vitamin C mit der Volumetrie zusammen mit dem Reagenz Dichlorindophenol (DCPIP, Tillmans Reagenz) bestimmt. Rein theoretisch müsste man die Bestimmung aber auch photometrisch durchführen können.

Für die Kalibrierung wurden folgende Werte gefunden:

Massenkonzentration an Vitamin C	Extinktion
500 mg/L	0,233
1000 mg/L	0,464
1500 mg/L	0,700
2000 mg/L	0,930

Es wurden 2 Säfte untersucht : 1.) Naturtrüber Apfelsaft E= 0,441
2.) Klarer Apfelsaft E= 0,557

M (VitaminC) =176 g/mol

Aufgaben :

- 1.) Bestimmen Sie die Massenkonzentration zeichnerisch für den klaren und naturtrüben Apfelsaft.
- 2.) Berechnen Sie die 4 Extinktionskoeffizienten.
- 3.) Berechnen Sie die Konzentration der Proben.
- 4.) Vitamin C hat einen ADI von 150 mg/kg. Kann man den Wert durch Trinken von Apfelsaft überschreiten?
- 5.) Man sollte täglich 150 mg Vitamin C zu sich nehmen, wie viel A-Saft muss man trinken?

Nur so als Information:

Vitamin C in 100 g Lebensmittel:

Ananas: 1000 mg
Hagebutten: 1250 mg
Paprika: 120 mg
Brennnessel: 175 mg
Broccoli: 115 mg
Grünkohl: 105 mg
Blumenkohl: 30 mg
Johannisbeere, schwarz: 180 mg
Kiwi: 60 mg
Zitrone: 53 mg
Apfelsine: 50 mg
Rinderleber: 31 mg
Schweineleber: 23 mg

Lösungen :

1.) Naturtrüb : 950 mg/L 2.) Klarer Saft : 1200 mg/L

$$2.) \quad \varepsilon_1 = 1 \text{ cm} \cdot \frac{0,233 \cdot 176 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ L}}{0,5 \text{ g}} = 82,02 \text{ L/mol} \cdot \text{cm}$$

$$\varepsilon_2 = 1 \text{ cm} \cdot \frac{0,464 \cdot 176 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ L}}{1 \text{ g}} = 81,66 \text{ L/mol} \cdot \text{cm}$$

$$\varepsilon_3 = 1 \text{ cm} \cdot \frac{0,700 \cdot 176 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ L}}{1,5 \text{ g}} = 82,13 \text{ L/mol} \cdot \text{cm}$$

$$\varepsilon_2 = 1 \text{ cm} \cdot \frac{0,930 \cdot 176 \text{ g/mol} \cdot 1 \text{ L}}{2 \text{ g}} = 81,84 \text{ L/mol} \cdot \text{cm}$$

$$\varnothing = 81,91 \text{ L/mol} \cdot \text{cm}$$

$$3.) \quad c = d \cdot \varepsilon = \frac{E}{1 \text{ cm} \cdot 81,92 \text{ L}} = 0,005 \text{ mol/L}$$

$$c = d \cdot \varepsilon = \frac{E}{1 \text{ cm} \cdot 81,92 \text{ L}} = 0,007 \text{ mol/L}$$

4.) $70 \text{ kg} \cdot 150 \text{ mg} = 10500 \text{ mg}$ pro Tag

1 L enthält 950 mg bzw. 1200 mg

$$10500 \text{ mg} \cdot \text{L} / 950 \text{ mg} = 11,05 \text{ L trüber Saft}$$

$$10500 \text{ mg} \cdot \text{L} / 1200 \text{ mg} = 8,75 \text{ L trüber Saft}$$

$$5.) \quad 950 \text{ mg} = 1 \text{ L} \quad 150 \text{ mg} = x \quad x = 0,16 \text{ L}$$

$$1200 \text{ mg} \quad x = 0,125 \text{ L}$$

Photometrische Manganbestimmung

Es handelt sich um einen Farbkomplex, der bei 530nm gemessen wird.

Für die Kalibrierung wurden folgende Werte gefunden:

Massenkonzentration	Extinktion
400 µg/100 mL	0,152
800 µg/100 mL	0,332
1200 µg/100 mL	0,498

$M(\text{Mn}) = 54,938 \text{ g/mol}$

Die Probe hat eine Extinktion von 0,340

- 1.) Bestimmen Sie die Massenkonzentration zeichnerisch.
- 2.) Berechnen Sie den Extinktionskoeffizienten.
- 3.) Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration.
- 4.) Welche Farbe hat der Komplex und welche Farbe sieht man?

Lösungen:

1.) 843 µg/100 ml

$$2.) \quad \varepsilon_1 = 1 \text{ cm} \cdot \frac{\frac{0,152}{0,0004 \text{ g}} \cdot \frac{54,938 \text{ g/mol} \cdot 0,1 \text{ L}}{0,0004 \text{ g}}}{0,0004 \text{ g}} = 2087,6 \text{ L/mol} \cdot \text{cm}$$

$$\varepsilon_2 = 1 \text{ cm} \cdot \frac{\frac{0,332}{0,0008 \text{ g}} \cdot \frac{54,938 \text{ g/mol} \cdot 0,1 \text{ L}}{0,0008 \text{ g}}}{0,0008 \text{ g}} = 2279,9 \text{ L/mol} \cdot \text{cm}$$

$$\varepsilon_3 = 1 \text{ cm} \cdot \frac{\frac{0,498}{0,0012 \text{ g}} \cdot \frac{54,938 \text{ g/mol} \cdot 0,11 \text{ L}}{0,0012 \text{ g}}}{0,0012 \text{ g}} = 2279,9 \text{ L/mol} \cdot \text{cm}$$

$$\emptyset = 2215,8 \text{ L/mol} \cdot \text{cm}$$

$$3.) \quad c = d \cdot \varepsilon = \frac{0,34 \cdot \text{mol}}{1 \text{ cm} \cdot 2215,8 \text{ L}} = 0,000155 \text{ mol/L}$$

Photometrische Bestimmung von Kobalt als Tris(1-nitroso-2-naphthol-3,6-disulfonato)kobalt

Es handelt sich um einen Farbkomplex, der bei 490nm gemessen wird.

Für die Kalibrierung wurden folgende Werte gefunden:

Massenkonzentration	Extinktion
25µg/100 mL	0,161
50 µg/100 mL	0,329
75µg/100 mL	0,497
100µg/100 mL	0,666

$M(\text{Co}) = 58,9332 \text{ g/mol}$

Die Probe hat eine Extinktion von 0,267

- 5.) Bestimmen Sie die Massenkonzentration zeichnerisch.
- 6.) Berechnen Sie den Extinktionskoeffizienten.
- 7.) Berechnen Sie die Stoffmengenkonzentration.
- 8.) Welche Farbe hat der Komplex und welche Farbe sieht man?

Lösung:

1.) 41 µg/100 ml

$$2.) \quad \epsilon_1 = 1 \text{ cm} \cdot \frac{0,161 \cdot 58,9332 \text{ g/mol} \cdot 0,1 \text{ L}}{2,5 \cdot 10^{-5} \text{ g}} = 37953 \text{ L/ mol} \cdot \text{cm}$$

$$\epsilon_2 = 1 \text{ cm} \cdot \frac{0,329 \cdot 58,9332 \text{ g/mol} \cdot 0,1 \text{ L}}{5,0 \cdot 10^{-5} \text{ g}} = 38778 \text{ L/ mol} \cdot \text{cm}$$

$$\epsilon_3 = 1 \text{ cm} \cdot \frac{0,497 \cdot 58,9332 \text{ g/mol} \cdot 0,11 \text{ L}}{7,5 \cdot 10^{-5} \text{ g}} = 39053 \text{ L/ mol} \cdot \text{cm}$$

$$\epsilon_4 = 1 \text{ cm} \cdot \frac{0,666 \cdot 58,9332 \text{ g/mol} \cdot 0,11 \text{ L}}{1,0 \cdot 10^{-4} \text{ g}} = 39250 \text{ L/ mol} \cdot \text{cm}$$

$$\varnothing = 38759 \text{ L/ mol} \cdot \text{cm}$$

$$3.) \quad c = d \cdot \epsilon = \frac{0,267 \cdot \text{mol}}{1 \text{ cm} \cdot 38759 \text{ L}} = 6,9 \cdot 10^{-6} \text{ mol/L}$$