

Stephanie [REDACTED]  
BTA-UH 1  
Gruppe A  
Partner: J. [REDACTED]

Versuch vom 28.11.2001

## **„Titration II“**

(Berechnungen bei der Säure-Base-Titration)

### **Biochemisches Praktikum**

Berufskolleg Kartäuserwall  
Kartäuserwall 30, Köln

bei: Fr. Ulrike Schlicher

## Bestimmung (Kontrolle) der Konzentration einer Säure

### Theorie / Prinzip des Versuchs

In diesem Versuch wollen wir mit Hilfe der Säure-Base-Titration die Konzentration einer uns bekannten Säure kontrollieren. Mit diesem Verfahren kann man jedoch auch unbekannte Säurekonzentrationen bestimmen.

Um die Konzentration berechnen zu können, muss man zuerst die Äquivalenzmasse  $m$  der zu untersuchenden Säure bestimmen. Hat man diese ermittelt, so kann man daraus den Massenanteil  $w$  wie folgt berechnen [Zuvor muss man jedoch den theoretischen Verbrauch ausrechnen, also den Verbrauch, wenn man exakt 0,1-molare Natronlauge verwendet hätte. Hierzu haben wir im letzten Praktikum den Titer unserer Laugen ermittelt. Den theoretischen Verbrauch berechnen wir, damit wir in der Rechnung mit einfachen Werten (z.B. für  $n$ ) rechnen können] :

$$w = V_{\text{theo.}} \cdot m$$

Aus dem Massenanteil in unseren Teilproben können wir über Dreisatz auf den Massenanteil in der verdünnten Gesamtprobe, und dadurch auf den Massenanteil in einer Probe unverdünnten Essigs schließen. Aus dem Massenanteil in 100 ml ergibt sich die Konzentrationsangabe in Prozent.

### Material

*Geräte:* 4 Erlenmeyerkolben, 250 ml von Schott  
Meßkolben, 100 ml ? 0,03 von Brand  
Bürette, 50 ml ? 0,075 von Superior  
Vollpipette 10 ml, 20 ml ? 0,03 von Brand  
Stativ  
Glastrichter  
Pileusball

*Untersuchungsmaterial:* Tafelessig 0,5%ig  
(Essigsäure  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $M=60,05$  g/mol)

*Chemikalien:* Natronlauge, NaOH, 0,1 mol/l,  $t = 0,0988$   
Phenolphthalein 0,1 %ig, ethanolisch  
Aqua dest.

### Durchführung

- ⊕ den Tafelessig im Verhältnis 1:10 verdünnen, d.h. mit einer Vollpipette werden 10 ml Essig abgemessen, in einen Meßkolben gegeben und auf 100 ml aufgefüllt ( 1 Teil Säure + 9 Teile Aqua dest.)
- ⊕ die 100 ml werden mit der Vollpipette in vier 20 ml -Aliquots aufgeteilt
- ⊕ im Erlenmeyerkolben wird wiederum mit Aqua dest. auf 100 ml aufgefüllt

- ⑩ 3-5 Tropfen Phenolphthalein hinzugeben
- ⑩ mit 0,1-molarer Natronlauge titrieren

### Ergebnisse

Verbrauch 0,1-molarer Natronlauge ( $t = 0,0988$ ) für 20/100 Aliquots (Teilproben):

1. 16,90 ml
2. 16,80 ml
3. 16,85 ml
4. 16,75 ml

### Rechnung

1. praktischer Verbrauch  $V_{\text{prak.}}$  = **16,825 ml** = Mittelwert aus 1. - 4.
2. theoret. Verbrauch  $V_{\text{theo.}}$  : Verbrauch, wenn man exakt 0,1-molare NaOH benutzt hätte  
 $= V_{\text{prak.}} \cdot t$  ( $t = 0,988$ )  
 $= 16,825 \text{ ml} \cdot 0,988$   
 $= \mathbf{16,623 \text{ ml}}$

3. Äquivalenzmasse:  $\text{NaOH} + \text{CH}_3\text{COOH} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{Na}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$   
d.h. 1 mol NaOH reagiert mit 1 mol  $\text{CH}_3\text{COOH}$

$$n = c \cdot V$$

$c$  = Konzentration der Maßlösung = 0,1 mol/l

$V$  = Säurevolumen, dass mit 1 ml Maßlösung reagiert = 1ml

$$n = 0,1 \text{ mol/l} \cdot 1 \text{ ml}$$

$$n = 0,1 \text{ mmol/ml} \cdot 1 \text{ ml}$$

$$n = 0,1 \text{ mmol}$$

d.h. 1 mol 0,1 molare NaOH reagiert mit 0,1 mmol  $\text{CH}_3\text{COOH}$

$M$  = Molgewicht der Essigsäure: 60,05 g/mol

$$\rightarrow m = M \cdot n$$

$$m = 60,05 \text{ g/mol} \cdot 0,1 \text{ mmol}$$

$$m = 60,05 \text{ mg/mol} \cdot 0,1 \text{ mmol}$$

$$m = 6,005 \text{ mg}$$

d.h. die molare Masse von 0,1 mmol  $\text{CH}_3\text{COOH}$  beträgt 6,005 mg

$\rightarrow$  1,00 ml 0,1 molare NaOH reagiert mit 6,005 mg  $\text{CH}_3\text{COOH}$

$\rightarrow$  die Äquivalenzmasse beträgt also **6,005 mg**

4.  $m$  ( $\text{CH}_3\text{COOH}$ ) für 20/100 -Aliquot:

$$m = V_{\text{ther.}} \cdot m$$

$$m = 16,623 \text{ ml} \cdot 6,005 \text{ mg/ml}$$

$$m = 99,8 \text{ mg}$$

5. Äquivalenzmasse für 100 ml 20/100 Aliquot (verdünnt):

$$m = 5 * 99,8 \text{ mg}$$

$$m = 499,0 \text{ mg}$$

6. in 100 ml verdünntem Tafellessig befinden sich 499,0 mg Essigsäure



aufgrund des Verdünnungsfaktors 1:10 ergibt sich:

in 10 ml unverdünntem Tafellessig befinden sich ebenfalls 499,0 mg Essigsäure

d.h. in 100 ml unverdünntem Tafellessig befinden sich:

$$m = 499,0 \text{ mg} * 10$$

$$m = 4990,0 \text{ mg}$$

$$m = 4,99 \text{ g}$$

das entspricht einem Massenanteil von 4,99 % ~ 5 %

### Diskussion

Die Ergebnisse meiner Titration weichen nur gering (0,15 ml) voneinander ab. Dadurch liegt der durchschnittliche praktische Verbrauch sehr nah an den Werten des theoretischen Verbrauchs. Und da mit dem durchschnittlichen praktischen Verbrauch gerechnet wurde, liegt das Ergebnis auch sehr nahe am tatsächlichen Wert der Säure.