

## Задания экспериментального тура

### ДЕВЯТЫЙ КЛАСС

#### Определение показателей качества щелоков сульфатцеллюлозного производства

При получении целлюлозы на сульфатцеллюлозном производстве используют варочный раствор, называемый белым щёлоком. Белый щёлок содержит в качестве основных компонентов гидроксид натрия, сульфид натрия и карбонат натрия, растворителем служит вода. Карбонат и сульфид вследствие гидролиза создают щелочную среду и оттитровываются кислотой, как и гидроксид натрия. Значение pH щёлока составляет 13–14 единиц.

Варочный раствор характеризуют содержанием общей, эффективной и активной щёлочи (в пересчёте на оксид или гидроксид натрия).

Общая титруемая щелочь (ОТЩ) – суммарное содержание гидроксида, сульфида и карбоната натрия.

Активная щёлочь (АЩ) – суммарное содержание гидроксида и сульфида натрия.

Эффективная щёлочь (ЭЩ) – суммарное содержание гидроксида, 50% сульфида и 50% карбоната натрия.

**Сущность метода определения показателей белого щёлока.** К измеренному объёму щёлока добавляют хлорид бария, после чего титрованием с индикатором метиловым оранжевым определяют сумму содержания гидроксида и сульфида натрия (*активная щёлочь*).

Для определения *эффективной щёлочи* пробу щёлока оттитровывают с фенолфталеином. Продолжая титрование той же пробы с метиловым оранжевым, определяют *общую титруемую щёлочь*.

**Задание.** Используя имеющиеся на столе реактивы и оборудование, определите концентрации общей титруемой, активной и эффективной щёлочи (в граммах  $\text{Na}_2\text{O}$  на литр) в выданном растворе белого сульфатного щелока.

По полученным результатам определите среднее значение и отклонение от средней концентрации (в %).

#### **Ответьте на теоретические вопросы:**

1. К какому типу титрования относится титрование при определении общей титруемой щёлочи?

2. Каков рН щёлока при содержании гидроксида натрия 20 г/л и отсутствии сульфида и карбоната натрия? Ответ поясните расчётом.
3. Напишите уравнения химических реакций, протекающих при определении ЭЩ, АЩ и ОТЩ. Запишите также реакции, приводящие к изменению цвета индикаторов (в упрощённом виде, обозначая формы индикатора как Инд-ОН и Инд-О<sup>-</sup>). Чем обусловлено изменение цвета индикатора?
4. В чём причина необходимости применения различных индикаторов при определении общей и эффективной щелочи?

**Реактивы:** 1 М НСl (точной концентрации), 20% ВаСl<sub>2</sub>, 0,1% спиртовой раствор фенолфталеина, 0,1% водный раствор метилового оранжевого.

**Оборудование:** бюретка на 25 мл, пипетки на 2, 5 и 20 мл, мерная колба на 50 мл с пробкой, мерный цилиндр на 50 мл, колба Эрленмейера на 250 мл, воронки, пипетки для индикаторов.

### МЕТОДИКА ОПРЕДЕЛЕНИЯ

**Определение эффективной щёлочи.** В колбу вместимостью 250 мл поместите с помощью пипетки 5,0 мл исследуемого щёлока, добавьте цилиндром 50 мл воды и титруйте 1 М раствором соляной кислоты в присутствии фенолфталеина (4 капли) (*a*, мл). РАСТВОР НЕ ВЫЛИВАТЬ!

**Определение общей титруемой щёлочи.** В раствор, оттитрованный с фенолфталеином, добавьте 4 капли метилового оранжевого и продолжайте титрование 1 М соляной кислотой до появления розовой окраски (*b*, мл, отсчёт от начала титрования эффективной щёлочи).

**Определение активной щёлочи.** В мерную колбу на 50 мл внесите 5,0 мл исследуемого щёлока, прилейте 2 мл 20%-го раствора хлорида бария, разбавьте до метки дистиллированной водой и закройте пробкой. Взболтайте содержимое колбы и дайте раствору отстояться.

После отстаивания осадка отберите 20 мл прозрачной жидкости в колбу для титрования (на 250 мл), добавьте 4 капли метилового оранжевого и титруйте 1 М раствором соляной кислоты (*v*, мл)

Титрование повторите 3 раза.

### Расчётные формулы

Молярную концентрацию гидроксид-ионов рассчитывают по результатам титрования по следующей формуле:

$$C_{щ} = \frac{C_k \cdot V_k}{V_{щ}}$$

где:  $C_{щ}$  – концентрация щёлочи (гидроксид-ионов), моль/л,

$C_k$  – концентрация кислоты, равная 1 М,

$V_k$  – объём кислоты, израсходованной при титровании (**a**, **б** или **в**), мл,

$V_{щ}$  – объём щёлочи, равный 5 мл.

Для расчета содержания «щёлочи» в граммах  $\text{Na}_2\text{O}$  /л необходимо  $C_{щ}$  умножить на молярную массу эквивалента оксида натрия ( $\frac{M(\text{Na}_2\text{O})}{2} = \frac{62}{2} = 31$  (г/моль)).

Расчётные формулы:

$$\text{ЭЩ} = a \cdot 31 / 5, \text{ г Na}_2\text{O} / \text{л}$$

$$\text{ОТЩ} = б \cdot 31 / 5, \text{ г Na}_2\text{O} / \text{л}$$

$$\text{АЩ} = в \cdot 31 \cdot 50 / (20 \cdot 5), \text{ г Na}_2\text{O} / \text{л}, \quad \text{где } 5 \text{ – аликвота щелока.}$$

### Ответы на теоретические вопросы

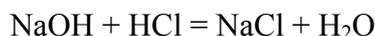
1. Титрование относится к кислотно-основному.
2. Содержание гидроксида натрия в 20 г/л соответствует концентрации гидроксида натрия 0,5 моль/л:

$$C = \frac{m}{M \cdot V} = \frac{20}{40 \cdot 1} = 0,5 \text{ моль / л}$$

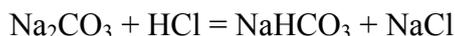
Будучи сильным основанием, гидроксид натрия диссоциирует нацело, и концентрация гидроксид-иона составит 0,5 моль/л,  $\text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-] = 0,3$ , а  $\text{pH} = 14 - \text{pOH} = 13,7$ .

3. Уравнения реакций, протекающих при титровании щелока.

Процессы, протекающие при определении **эффективной щёлочи**:

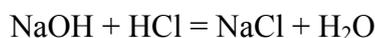


$\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} = \text{NaHS} + \text{NaCl}$  (в присутствии фенолфталеина, изменяющего окраску при pH 8–9, сульфид титруется только до гидросульфида),



(карбонат с этим индикатором титруется до гидрокарбоната),

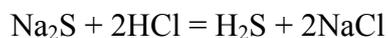
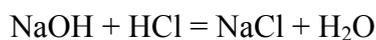
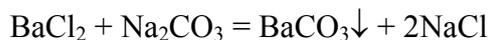
Процессы, протекающие при определении **общей титруемой щёлочи**:



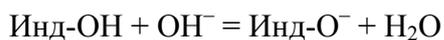
$\text{Na}_2\text{S} + 2\text{HCl} = \text{H}_2\text{S} + 2\text{NaCl}$  (в присутствии метилового оранжевого, изменяющего окраску при pH 3–4, сульфид оттитровывается по обеим ступеням),

$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{CO}_3$  (карбонат с этим индикатором оттитровывается также по обеим ступеням),

Процессы, протекающие при определении **активной щёлочи**:



Реакции, приводящие к изменению цвета **индикаторов**:



4. Показатели общей, эффективной и активной щёлочи складываются из концентраций оснований различной силы (гидроксид натрия, карбонат натрия, сульфид натрия), диссоциирующих при различном значении рН. Следовательно, оттитровываются эти электролиты при достижении различных значений рН. Различные индикаторы изменяют свою окраску при различном значении рН, чем и обусловлено их применение.

## Задания экспериментального тура

### ДЕСЯТЫЙ КЛАСС

#### Определение содержания серной и борной кислот в их смеси

**Задание.** Дан раствор смеси серной и борной кислот. Используя метод потенциометрического титрования, определите массы данных кислот в растворе.

#### **Ответьте на следующие вопросы:**

1. При потенциометрическом титровании борной кислоты щелочью к раствору добавляют глицерин. Какую роль он играет?
2. При титровании смеси сильной и слабой кислоты – какая кислота титруется первой и почему?
3. Что такое  $pK_a$  слабой кислоты? Запишите выражение для  $K_a$  слабой одноосновной кислоты в общем виде.
4. Выведите формулу для расчета массы серной кислоты в колбе на 100 мл по данным титрования щелочью.
5. Возможно ли осуществить раздельное определение соляной и серной кислот в смеси путем титрования щелочью в водном растворе? Поясните ответ.

#### **Оборудование:**

1. рН-метр (иономер) «Эконикс-эксперт».
2. Электрод стеклянный комбинированный.
3. Мешалка магнитная.
4. Штатив с лапками для электрода и бюретки.
5. Бюретка на 25 мл.
6. Колба мерная на 100 мл.
7. Воронка полиэтиленовая  $d = 25$  мм.
8. Пипетка на 20 мл.
9. Стакан для титрования на 100 мл.
10. Стакан для сливов на 250 мл.
11. Цилиндр мерный.
12. Промывалка.
13. Груша резиновая.
14. Пинцет.

### **Реактивы:**

1. Гидроксид калия, раствор с концентрацией 0,1 моль/л, приготовленный из стандарт-титра.
2. Глицерин  $\text{CH}_2\text{OHCH}_2\text{OHCH}_2\text{OH}$ .
3. Буферные растворы для калибровки рН-метра с рН 1,68 и рН 9,18.
4. Вода дистиллированная.
5. Раствор серной и борной кислот в колбе на 100 мл.

### **МЕТОДИКА ОПРЕДЕЛЕНИЯ**

1. Проведите калибровку рН-метра по двум стандартным буферным растворам (см. руководство по работе с иономером) с рН 9,18 и 1,68.

2. Определение основано на последовательном титровании кислот раствором гидроксида натрия. Борную кислоту нельзя оттитровать непосредственно вследствие малого значения константы диссоциации ( $\text{p}K_a = 9,24$ ). Однако в присутствии глицерина и некоторых других веществ кислотные свойства борной кислоты усиливаются, и ее титрование в водном растворе становится возможным. Благодаря этому свойству борной кислоты удастся провести также дифференцированное титрование ее смеси с какой-либо сильной кислотой. Сначала титруют смесь без добавления какого-либо вещества; при этом оттитровывается лишь одна сильная кислота. После этого добавляют в раствор глицерин и оттитровывают  $\text{H}_3\text{BO}_3$  как одноосновную кислоту.

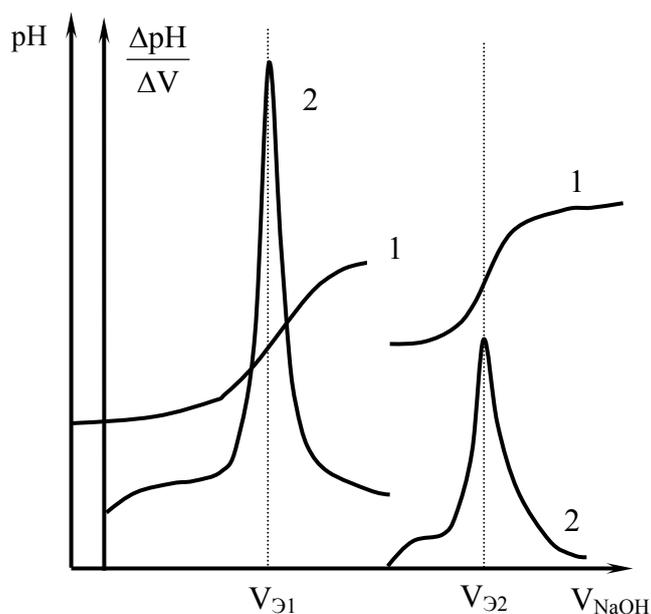
Смесь  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{H}_3\text{BO}_3$  в мерной колбе вместимостью 100 мл доведите до метки дистиллированной водой. Из колбы отберите аликвоту 20 мл в стаканчик для титрования. Стаканчик с раствором установите на магнитную мешалку, поместите в него магнит и отрегулируйте скорость перемешивания. В раствор погрузите комбинированный стеклянный электрод так, чтобы стеклянная мембрана и выходное отверстие хлорсеребряного электрода сравнения находились в растворе (глубина погружения электрода в раствор должна быть не менее 2 см), но не было препятствий для вращения магнита. Заполните бюретку 0,1 М раствором гидроксида калия, не забывая об удалении пузырьков воздуха из носика. Носик бюретки разместите над исследуемым раствором.

3. Проводите ориентировочное титрование смеси 0,1 М раствором  $\text{NaOH}$ , прибавляя его из бюретки порциями по 0,5 мл и записывая величину рН раствора. На основе полученных данных обнаруживают первый скачок рН, отвечающий концу титрования  $\text{HCl}$ . Затем прибавляют в стаканчик для титрования 10 мл глицерина и

продолжают титрование до обнаружения второго, менее резкого скачка, отвечающего концу титрования  $\text{H}_3\text{BO}_3$ .

4. Повторите эксперимент, проведя на этот раз точное титрование раствора смеси кислот. Для этого добавляйте титрант порциями не более 0,5 мл в начале титрования и сократите объем порций титранта до 0,1 мл вблизи скачка pH. После прохождения скачка снова добавляйте титрант по 0,5 мл.

5. На основе экспериментальных данных на миллиметровой бумаге строят две кривых титрования: одну в координатах  $\text{pH} - V(\text{NaOH})$ , другую (дифференциальную) – в координатах  $\Delta\text{pH}/\Delta V - V(\text{NaOH})$ , где  $\Delta\text{pH}$  – изменение pH при добавлении порции титранта объемом  $\Delta V$ .



Вид кривых титрования: 1 - кривая титрования в координатах  $\text{pH} - V(\text{NaOH})$

2 - дифференциальная кривая в координатах  $\Delta\text{pH}/\Delta V - V(\text{NaOH})$ .

Для этого на горизонтальной оси (оси абсцисс) надо отложить объем добавленного титранта  $V$ , а на вертикальной оси (оси ординат) -  $\text{pH}$  раствора (для дифференциальной кривой титрования  $\Delta\text{pH}/\Delta V$ ). При этом рекомендуется использовать следующие масштабы: 1 см по оси абсцисс соответствует 1 мл титранта, 2 см по оси ординат соответствует единице  $\text{pH}$ .

По дифференциальным кривым титрования находят  $V_{э1}$  – объем NaOH, пошедшего на титрование  $H_2SO_4$ , и  $V_{э2}$  – объем NaOH, пошедшего на титрование суммы  $H_2SO_4$  и  $H_3BO_3$ ; разность  $V_{э2} - V_{э1}$  соответствует объему титранта, израсходованному на титрование борной кислоты.

6. Рассчитайте массу  $H_2SO_4$  и  $H_3BO_3$  в смеси по формулам:

$$m_{H_2SO_4} = \frac{C_{NaOH} \cdot V_{э1} \cdot V_K \cdot \mathcal{E}_{H_2SO_4}}{V}, \quad m_{H_3BO_3} = \frac{C_{NaOH} \cdot (V_{э2} - V_{э1}) \cdot V_K \cdot \mathcal{E}_{H_3BO_3}}{V}$$

где  $\mathcal{E}$  – молярная масса эквивалента соответствующей кислоты;

$V$  – объем раствора смеси кислот, взятый на титрование, л;

$V_K$  – объем исходного раствора смеси кислот (объем колбы), л;

$V_{э1}$  – объем NaOH, пошедшего на титрование  $H_2SO_4$ , л;

$V_{э2}$  – объем NaOH, пошедшего на титрование суммы  $H_2SO_4$  и  $H_3BO_3$ , л.

$C_{NaOH}$  – нормальная концентрация гидроксида натрия.

7. Составьте отчет, содержащий результаты выполненной работы.

### Ответы на теоретические вопросы

1. Борную кислоту нельзя оттитровать непосредственно вследствие малого значения константы диссоциации ( $pK_a = 9,24$ ), поэтому ее титруют в присутствии глицерина, который усиливает кислотные свойства борной кислоты в водном растворе. (Борная кислота, реагируя с 1 М водным раствором глицерина, дает комплексную кислоту уже с  $pK$  6,5. Если концентрация раствора глицерина 3,5 М, то образующаяся комплексная кислота имеет  $pK$  5,7).
2. При титровании сильной и слабой кислоты первой титруется сильная кислота. Сильная и слабая кислоты сильно различаются по константам диссоциации, поэтому в кислой среде диссоциация слабой кислоты подавлена. Вследствие этого первой будет титроваться сильная кислота.
3. Величина  $pK_a$  слабой кислоты – это отрицательный десятичный логарифм константы диссоциации слабой кислоты. Выражение для константы диссоциации слабой кислоты HA для процесса диссоциации  $HA \rightleftharpoons H^+ + A^-$ :

$$K_a = \frac{[H^+][A^-]}{[HA]}$$

4. Вывод расчетных формул.

Процесс нейтрализации кислоты щелочью будет подчиняться следующему выражению:

$$C_{\kappa} \cdot V_{\kappa} = C_{\psi} \cdot V_{\psi}$$

где  $C_{\kappa}$  – молярная концентрация ионов  $H^+$ , моль/л;

$V_{\kappa}$  – объем раствора кислоты, взятый на титрование, л;

$C_{\psi}$  – молярная концентрация ионов  $OH^-$ , моль/л;

$V_{\psi}$  – объем раствора щелочи, израсходованный на нейтрализацию кислоты, л.

Выразим концентрацию ионов  $H^+$ :

$$C_{\kappa} = \frac{C_{\psi} \cdot V_{\psi}}{V_{\kappa}}$$

В тоже время  $C_{\kappa}$  можно выразить через массу и основность кислоты в растворе:

$$C_{\kappa} = \frac{m_{\kappa} \cdot n}{M_{\kappa} \cdot V_0}$$

где  $m_{\kappa}$  – масса кислоты, г;

$M_{\kappa}$  – молярная масса кислоты, г/моль;

$V_0$  – исходный объем раствора кислоты, л;

$n$  – основность кислоты.

Рассчитываем массу кислоты:

$$m_{\kappa} = \frac{C_{\psi} \cdot V_{\psi} \cdot M_{\kappa} \cdot V_0}{V_{\kappa} \cdot n}$$

Переписываем последнее выражение применительно к данным кислотам ( $H_2SO_4$  и  $H_3BO_3$ ), учитывая объемы щелочи, которые пошли на титрование сильной и слабой кислоты:

$$m_{H_2SO_4} = \frac{C_{NaOH} \cdot V_{Э1} \cdot V_0 \cdot M_{H_2SO_4}}{V \cdot n}, \quad m_{H_3BO_3} = \frac{C_{NaOH} \cdot (V_{Э2} - V_{Э1}) \cdot V_0 \cdot M_{H_3BO_3}}{V \cdot n}$$

где  $M$  – молярная масса соответствующей кислоты, г/моль;

$V$  – объем раствора смеси кислот, взятый на титрование, л;

$V_0$  – объем исходного раствора смеси кислот (объем колбы), л;

$V_{Э1}$  – объем  $NaOH$ , пошедшего на титрование  $H_2SO_4$ , л;

$V_{Э2}$  – объем  $NaOH$ , пошедшего на титрование суммы  $H_2SO_4$  и  $H_3BO_3$ , л.

$C_{NaOH}$  – концентрация гидроксида натрия, моль/л.

4. Раздельное определение соляной и серной кислот в смеси путем титрования щелочью в водном растворе осуществить нельзя, т.к. эти кислоты сильные и будут диссоциировать вместе нацело в водном растворе. Поэтому общая концентрация

ионов  $[H^+]$  в растворе будет равна сумме концентраций ионов  $[H^+]$  серной и соляной кислот. Кривая титрования смеси сильных кислот ничем не будет отличаться от кривой титрования одной сильной кислоты с концентрацией ионов  $[H^+]$ , равной сумме концентраций ионов  $[H^+]$  кислот, т.е. она будет иметь один скачок титрования.

## Задания экспериментального тура

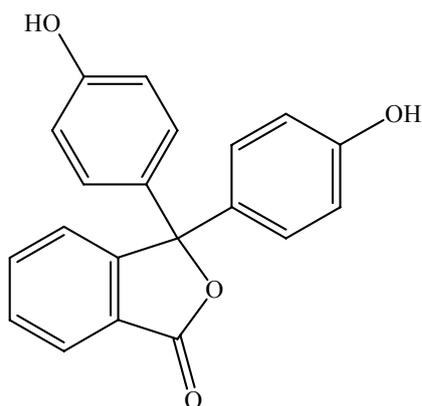
### ОДИННАДЦАТЫЙ КЛАСС

#### Определение концентрации муравьиной и уксусной кислот при совместном присутствии

**Задание.** Дан водный раствор, содержащий муравьиную и уксусную кислоты. Используя имеющиеся на столе реактивы и оборудование, определите с помощью кислотно-основного титрования и фотометрического метода концентрацию кислот в выданном водном растворе.

#### Ответьте на следующие вопросы:

1. К каким классам соединений можно отнести фенолфталеин, в результате какого превращения происходит изменение окраски раствора при титровании в присутствии фенолфталеина?



фенолфталеин

2. К какому типу реакций относится реакция муравьиной кислоты с перманганатом калия? Приведите ее уравнение. Почему ее можно использовать для определения муравьиной кислоты в присутствии уксусной?
3. Что такое фотометрический метод анализа? От каких факторов зависит светопоглощение раствора?
4. Какие продукты образуются при реакциях дегидратации муравьиной и уксусной кислот в различных условиях?

#### Оборудование:

1. Фотометр, 1 кювета с толщиной рабочего слоя 2 см.
2. Колба Эрленмейера вместимостью 250 мл.
3. Пипетки на 1 мл (с делениями) и 10 мл.

4. Бюретка на 25 мл, закрепленная в штативе.
5. Штатив с пробирками.
6. Груша

**Реактивы:**

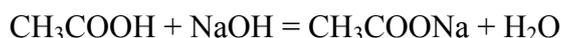
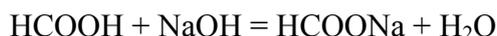
1. Раствор гидроксида натрия известной концентрации ( $C_{\text{NaOH}}$ , моль/л) (раствор 1).
2. Раствор перманганата калия в 10%-ной серной кислоте (раствор 2).
3. Спиртовой раствор фенолфталеина.
4. Стандартный раствор муравьиной кислоты известной концентрации ( $C_{\text{исх}}$ , моль/л) для построения калибровочного (градуировочного) графика.
5. Анализируемый раствор (задача) – водный раствор муравьиной и уксусной кислот неизвестных концентраций, которые необходимо определить.

**МЕТОДИКА ОПРЕДЕЛЕНИЯ**

**1. Определение общей концентрации муравьиной и уксусной кислот**

Бюретку заполняют раствором 1. В колбу Эрленмейера пипеткой вносят 1 мл анализируемого раствора, примерно 50...100 мл дистиллированной воды, несколько капель раствора фенолфталеина и производят титрование до изменения окраски раствора. Расчет общей концентрации муравьиной и уксусной кислот проводят из следующих соображений.

Реакции, протекающие при титровании, можно представить следующим образом:



Так как обе кислоты являются одноосновными, то при титровании раствора их смеси на 1 моль каждой из них расходуется по 1 молю гидроксида натрия. Таким образом, количество израсходованного гидроксида натрия будет аддитивным (как и объем его раствора). Поэтому, если на титрование заданного объема раствора смеси кислот ( $V_{\text{к}}$ , мл) будет израсходовано  $V_{\text{NaOH}}$  мл раствора гидроксида натрия известной концентрации ( $C_{\text{NaOH}}$ , моль/л), то количество молей гидроксида натрия составит:

$$n = V_{\text{NaOH}} \cdot C_{\text{NaOH}} / 1000$$

где  $V_{\text{NaOH}}$  – объем раствора гидроксида натрия, пошедший на титрование, мл;  
 $C_{\text{NaOH}}$  – концентрация раствора гидроксида натрия, моль/л;  
1000 – пересчетный коэффициент (для перевода объема из мл в л).

Эта величина численно равна общему количеству молей муравьиной и уксусной кислот в титруемом растворе. Тогда общая концентрация этих кислот в растворе составит:

$$C_{\text{общ.}} = 1000 \cdot n / V_{\text{к}}$$

где  $V_{\text{к}}$  – объем анализируемого раствора смеси кислот (задачи), мл;  
 $n$  – общее количество муравьиной и уксусной кислот, моль;  
1000 – пересчетный коэффициент (для перевода объема из л в мл).

Анализ проводят дважды и по полученным результатам рассчитывают среднее значение и отклонение от среднего (в %).

## 2. Определение концентрации муравьиной кислоты

**Построение калибровочного (градуировочного) графика.** В 5 пробирок вносят по 10 мл раствора 2 и с интервалом в 5 мин – известные объемы ( $V_i = 0,2; 0,4; 0,6; 0,8; 1,0$  мл) стандартного раствора муравьиной кислоты. Содержимое пробирок перемешивают и через 30 мин реакционную смесь из 1-й пробирки переносят в кювету и измеряют оптическую плотность на фотометре при 525 нм. С интервалом в 5 мин фотометрируют растворы смесей из остальных пробирок. (Инструкция по работе на фотометре прилагается).

С учетом разбавления раствором перманганата калия концентрации муравьиной кислоты ( $C_i$ , моль/л) в фотометрируемых растворах вычисляют по формуле:

$$C_i = C_{\text{ст}} V_i / (V_i + 10)$$

где  $V_i$  – объем стандартного раствора муравьиной кислоты, мл;  
 $C_{\text{ст}}$  – концентрация стандартного раствора муравьиной кислоты, моль/л;  
10 – объем раствора перманганата калия, мл.

По измеренным значениям оптической плотности при 525 нм строят график зависимости оптической плотности при 525 нм от концентрации муравьиной кислоты ( $C_i$ , моль/л) в фотометрируемом растворе.

**Определение муравьиной кислоты в анализируемом растворе с неизвестной концентрацией.** В пробирку вносят 10 мл раствора 2 и 1 мл анализируемого раствора муравьиной и уксусной кислот неизвестных концентраций. Через 30 мин реакционную смесь переносят в кювету и фотометрируют также при 525 нм.

Содержание муравьиной кислоты ( $C_x$ , моль/л) в фотометрируемом растворе определяют по калибровочному (градуировочному) графику и пересчитывают на содержание муравьиной кислоты в анализируемом растворе ( $C_{мк}$ , моль/л):



Анализ проводят дважды. По полученным результатам определяют среднее значение и отклонение от среднего (в %).

### 3. Расчет концентрации уксусной кислоты

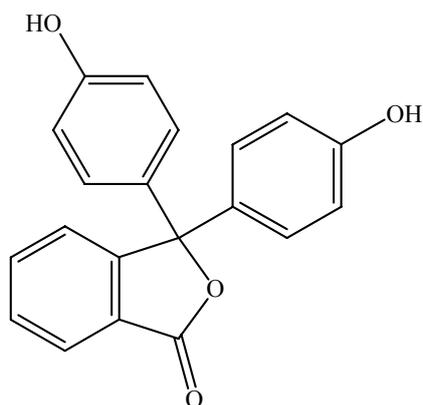
Концентрацию уксусной кислоты ( $C_{ук}$ , моль/л) вычисляют по разности результатов определения общей концентрации муравьиной и уксусной кислот ( $C_{общ}$ , моль/л) и концентрации муравьиной кислоты ( $C_{мк}$ , моль/л):

$$C_{ук} = C_{общ} - C_{мк}$$

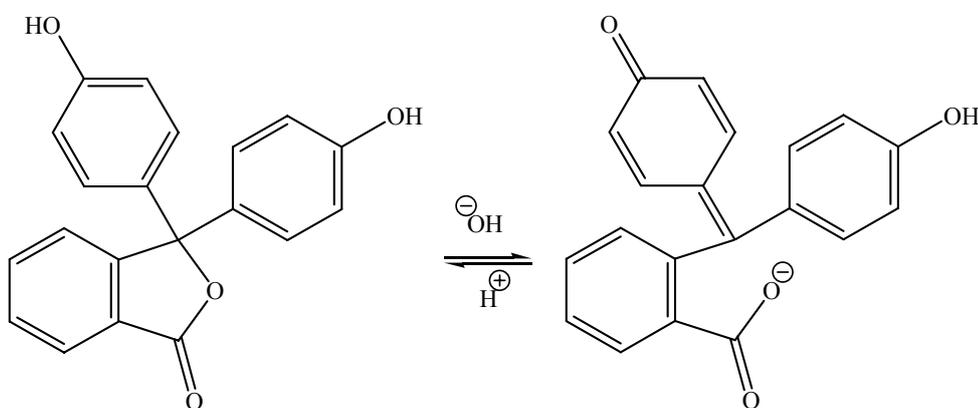
По результатам выполненной работы составьте отчет, содержащий краткое описание хода работы, экспериментальные данные, результаты расчета и статистической обработки (среднее значение и отклонение от среднего в %).

### Ответы на теоретические вопросы

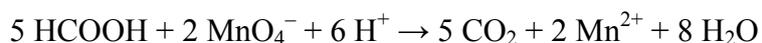
1. Фенолфталеин – трифенилметановый краситель; в соответствии со структурной формулой он может быть отнесен к: ароматическим соединениям, фенолам, лактонам.



Изменение окраски фенолфталеина в условиях кислотно-основного титрования связано с тем, что при рН более 8,2 происходит раскрытие лактонного цикла и образуется анион, в структуре которого имеется отвечающая за окраску хинонметидная группировка:



2. Определение муравьиной кислоты с помощью перманганата калия основано на том, что в отличие от уксусной кислоты, муравьиная обладает восстановительными свойствами и окисляется перманганатом калия. Реакция относится к окислительно-восстановительным:



3. Фотометрический метод количественного анализа основан на зависимости оптической плотности раствора от концентрации поглощающего свет вещества. Эта зависимость носит название «закон Бугера-Ламберта-Бера» и выражается следующим уравнением:

$$A = \varepsilon \cdot C \cdot l,$$

где  $A$  – оптическая плотность анализируемого раствора;

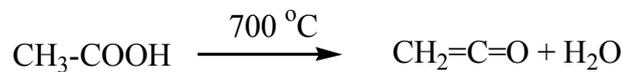
$\varepsilon$  – коэффициент экстинкции,  $\frac{l}{г \cdot см}$ ;

$C$  – концентрация определяемого вещества, г/л;

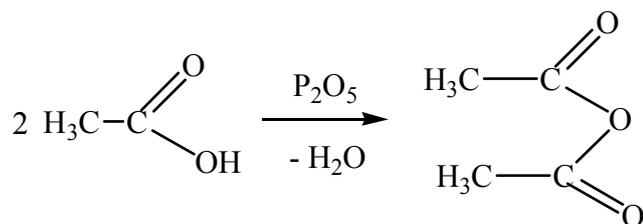
$l$  – толщина рабочего слоя кюветы, см.

В зависимости от способа выражения концентрации (моль/л или г/л) размерность коэффициента экстинкции записывается как  $\frac{л}{\text{моль} \cdot \text{см}}$  или  $\frac{л}{г \cdot \text{см}}$ .

4. При термической дегидратации уксусной кислоты при 700 °С в присутствии триэтилфосфата образуется кетен:



При дегидратации под действием фосфорного ангидрида (пентаоксида фосфора) образуется этановый ангидрид:



При дегидратации муравьиной кислоты под действием концентрированной серной кислоты образуется монооксид углерода – оксид углерода(II):

