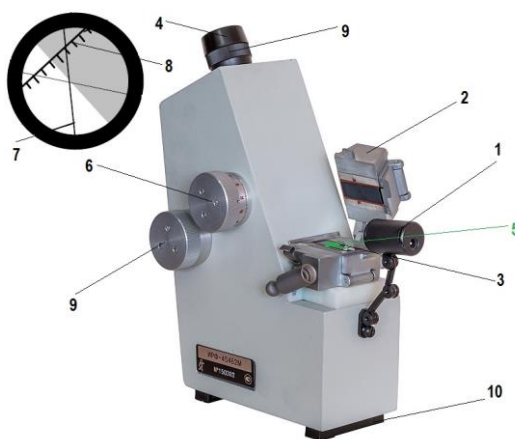


**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ РОССИЙСКОЙ  
ФЕДЕРАЦИИ  
МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
ПИЩЕВЫХ ПРОИЗВОДСТВ**

---

**Кафедра Химии и экотоксикологии**

**Методические рекомендации по решению  
ситуационных задач практической  
части предпрофессионального экзамена по Химии  
(для обучающихся Инженерных классов  
Химико-технологическое направление)**



**Москва - 2020**

УДК 541.(075.58)

© Корнилов К.Н. Методические рекомендации по решению ситуационных задач практической части предпрофессионального экзамена по Химии (для обучающихся Инженерных классов, выбравших Химико-технологическое направление). – М., МГУПП, 2020

Методические указания содержит работы по некоторым разделам неорганической, физической химии и физико-химическим методам анализа, вынесенным на практическую часть предпрофессионального экзамена. Рассмотрены методы физико-химических измерений, обработки экспериментальных данных и способы их расчёта. Большое внимание уделено тем аспектам химии, которые технологам пищевых производств необходимо применять в их повседневной работе.

Лабораторный практикум предназначен для выпускников инженерных классов.

Автор: Корнилов Кирилл Николаевич, к.х.н., доцент

© Московский государственный университет пищевых производств, кафедра Химии и экотоксикологии, 2020  
125080, Москва, Волоколамское шоссе, 11

## Содержание

стр.

Введение .....	4
Критерии оценивания .....	4
Перечень тем для подготовки .....	5
Определение теплового эффекта химических реакций. Определение теплового эффекта растворения вещества в воде .....	6
Определение теплоёмкости пищевых продуктов .....	8
Определение содержания концентрации пищевых кислот в растворе по его электропроводности .....	10
Определение рН раствора и концентрации ионов водорода в нём .....	12
Определение массовой доли вещества по плотности раствора .....	17
Рефрактометрическое определение содержания сахара в растворе .....	19

## Введение

Все представленные в настоящем Практикуме работы строго ориентированы на практическую деятельность специалиста технолога, выпускника инженерных классов.

Результатом выполненной работы являются:

- 1) оформленный лабораторный журнал,
- 2) зафиксированные в журнале результаты, полученные в ходе выполнения работы.

Оформление каждой Лабораторной работы (ЛР) состоит из следующих частей:

1. **Название.**
2. **Теоретическое введение.** Здесь студентам необходимо самим выписать для себя основные термины, формулировки законов и формулы, которые им нужны для расчётов.
3. **Пошаговая инструкция.** В ней по пунктам перечисляется последовательность действий, которые студент осуществляет при выполнении Работы.
4. **Список оборудования и реактивов.** На основании тех действий, которые указаны в Пошаговой инструкции необходимо самостоятельно составить список оборудования, который студенту понадобится при выполнении работы. Оборудованием обеспечивают сотрудники Кафедры. Однако в некоторых случаях необходимо помочь им в подготовке рабочего места.
5. **Обработка и оформление результатов.** Обычно оно осуществляется в виде Таблицы, которая есть в представленном Практикуме.
6. **Выводы.** Здесь студент пишет, чему он научился в ходе выполнения ЛР.

Оформление первых 4 пунктов необходимо проводить перед Лабораторной работой, самостоятельно.

Для начала выполнения Работы студент получает у преподавателя допуск к ней. Без допуска выполнение Работы категорически запрещено и засчитано не будет.

После выполнения Работы и получения результатов студент показывает их экзаменатору и получает баллы в соответствии с Критериями оценивания:

### Критерии оценивания вопросов практической части экзамена

№	Критерии оценивания	Баллы
1	Полностью подготовлено оборудование к эксперименту	20
	Не подготовка каждого составного элемента оборудования	- 5
2	Полностью проведён сам эксперимент	20
	Неправильно проведён шаг эксперимента	- 5
	Эксперимент приостановлен, необходима подсказка экзаменатора	- 10
3	Проведены расчёты, вытекающие из экспериментальных данных,	20

	и получен итоговый результат	
	Каждая допущенная ошибка в вычислениях	- 5
	Экзаменуемый не владеет фундаментальными законами химии, изучаемыми в школе (например, не может найти молярную массу вещества)	- 20
	Итого	60

### **Перечень тем для подготовки**

Энергетическая ценность пищевых продуктов:

- Определение теплового эффекта химической реакции.
- Определение теплового эффекта процесса растворения вещества в воде.
- Определение удельной теплоёмкости пищевого продукта.

Кондуктометрическое исследование растворов:

- Определение содержания концентрации пищевых кислот в растворе по его электропроводности.

Потенциометрия:

- Определение рН раствора и концентрации ионов водорода в нём.

Анализ пищевых продуктов физико-химическими методами:

- Определение массовой доли вещества по плотности раствора

Рефрактометрия:

- Рефрактометрическое определение содержания сахара в растворе.

## Определение теплового эффекта химической реакции

### Определение теплового эффекта процесса растворения вещества в воде

#### Теоретическая часть

Раздел химии, который занимается изучением тепловых эффектов химических реакций, называется термохимией. К задачам термохимии относятся экспериментальное определение тепловых эффектов разных процессов.

Теоретической основой термохимии является первый закон термодинамики (теплота из ниоткуда не возникает и в никуда не пропадает), а экспериментальной основой – методы измерений, которые в совокупности называются калориметрией (от слова "калория" – количество теплоты, требуемое для увеличения температуры 1 г воды на 1 °С, 1 калория = 4.19 джоулей). В настоящей работе предлагается определить тепловой эффект реакции нейтрализации кислоты щёлочью – одной из ярко выраженных термохимических реакций, сопровождающейся мощным экзотермическим эффектом, т.е. выделением тепла.

Экспериментальная установка, позволяющая определить количество выделившейся (или поглощённой) теплоты  $Q$  называется **калориметром**.

Количество полученной системой теплоты вычисляется по формуле:

$$Q = n \cdot C_p \Delta T \quad (2),$$

Где  $\Delta T$  – изменение температуры в результате процесса, а  $C_p$  – молярная теплоёмкость системы (Дж/(моль\*К)) – то количество теплоты, которое нужно, чтобы нагреть 1 моль вещества на 1 градус,  $n$  – количество вещества.

В состав калориметра входят вещества и материалы, непосредственно участвующие в исследуемом процессе. Но в него входят так же термометр, перемешивающее устройство, внутренние стенки реактора и другие детали постольку, поскольку они участвуют в теплообмене с содержимым реактора. По этой причине для вычисления  $Q$  по уравнению (2) должна использоваться не молярная или удельная теплоёмкость какого либо вещества или веществ, а эффективная теплоёмкость всей системы в данном калориметре. Эту эффективную теплоёмкость обычно называют константой прибора (калориметра) и обозначают  $K$ . Смысл этой величины – количество теплоты, которое необходимо подвести в калориметр для повышения температуры системы на 1 К. Однако, в отличие от теплоёмкости, константа прибора не может быть молярной величиной. Поэтому, если в процессе изменяются  $n$  молей вещества, то уравнение (2) имеет вид:

$$Q = -K \Delta T / n \quad (3)$$

То есть  $K$  измеряется в Дж\*/К. Однако можно представить, что основная масса выделившейся теплоты идёт на нагревание водного раствора, а не термометра или стенок калориметра.

В таком случае нам достаточно знать теплоёмкость воды (4.19 Дж/г\*К) и найти тепловой эффект по формуле (2), вместо молярной теплоёмкости  $C_p$

используя удельную теплоёмкость  $C$ , а вместо количества вещества  $n$ , массу воды  $m$ .

Определением константы калориметра и сравнением её с удельной теплоёмкостью воды необходимо будет заняться в будущем, в курсе Физической химии.

### Цели работы:

1. Научиться пользоваться калориметром.
2. Научиться определять изменение температуры при прохождении химической реакции.
3. Определить тепловой эффект реакции нейтрализации.

### Пошаговая инструкция

1. С помощью мерного цилиндра отмерить 25 мл 1н раствора соляной кислоты и через воронку влить её во внутренний стакан калориметра (Рисунок 1).

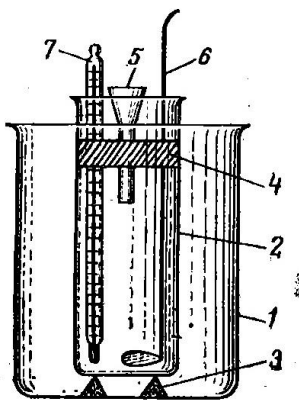


Рис.1. Калориметрическая установка  
(1 – наружный стакан, 2 – реакционный стакан, 3 – подставка, 4 – крышка, 5 – воронка, 6 – мешалка, 7 – термометр)

2. Через 5 минут провести замер начальной температуры  $T_n$ . В этот момент начинается эксперимент, а время от начала опыта равно 0.
3. Через каждую минуту измерять температуру термометра в течение 4 минут.
4. Во время, равное 5 минутам от начала измерения  $T_n$  влить в калориметр 25 мл 1н раствора гидроксида натрия и при постоянном перемешивании смеси фиксировать температуру каждые 30 секунд 10 раз.

5. Результаты измерений занести в Таблицу 5.

Таблица 1.

Время, мин	0	1	2	3	4	5.5	6	6.5	7	7.5	8.5	9.0	9.5	10
T														

6. Построить график изменения температуры во времени:

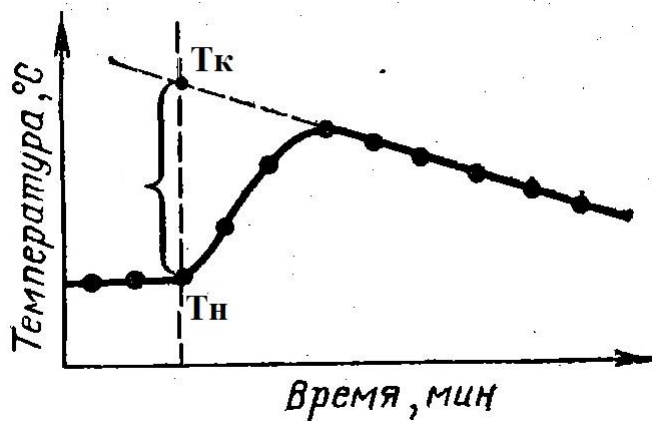


Рис.2. Примерный вид графика изменения температуры раствора во внутреннем стакане калориметра со временем

$1 \text{ мин} = 1 \text{ см}, 1 \text{ }^\circ\text{C} = 2 \text{ см}.$

7. Методом экстраполяции определить  $\Delta T$  (Рисунок 2).
8. Вычислить тепловой эффект реакции по формуле:

$$Q = \Delta T \cdot C \cdot (m_{\text{к}} + m_{\text{щ}}),$$

Где  $C = 4.19$  (Дж/К\*г),  $m_{\text{к}}$  — масса кислоты (при плотности 1.015 г/мл), а  $m_{\text{щ}}$  — масса щёлочи (при плотности 1.025 г/мл). Если вместо соляной используется серная кислота (1н), то

плотность её 1.032 г/мл. Плотности растворов нужно предварительно проверить, т.к. неизвестно кто их готовил и неизвестно как. Для сопоставления плотности раствора и его концентрации необходимо использовать **справочные данные**. Например, Приложение 1 к нашему Лабораторному практикуму.

9. Провести перерасчёт теплового эффекта на моль кислоты. В 25 мл 1н раствора содержится 0.025 эквивалент кислоты (и столько же моль). Тогда:  $Q_{\text{м}} = Q/0.025$  (кДж/моль). Если истинная концентрация хотя бы одного раствора не 1н, то необходим пересчёт!
10. Полученный экспериментальным путём результата необходимо сравнить с табличным значением  $Q_{\text{теор}} = 57.53$  кДж/моль. Определить процент расхождения.

### Определение удельной теплоёмкости пищевого продукта

(сколько калорий надо потратить, чтобы сварить картошку?)

*Цель работы:* определение в калориметрической установке удельных теплоемкостей твердых пищевых продуктов (картофеля и моркови) путем их сравнения с удельной теплоёмкостью воды.

*Средства измерений, вспомогательные устройства:* термометр, аналитические весы.

*Химическая посуда и другие лабораторные принадлежности:* термостойкий стакан на 200 мл, мерный стакан (цилиндр) на 100 мл, щипцы и калориметрическая установка.

*Реактивы и прочие расходные материалы:* вода, картофель, морковь, фильтровальная бумага.

*Выполнение определения:* Определение основано на уравнивании в результате теплопередачи температур двух различных тел. При этом считается, что количество теплоты, отданное одним из них и полученное другим, равно.

1. Картофель кладется на фильтровальную бумагу и взвешивается на аналитических весах. Значение полученной массы ( $m_2$ , кг) записывается в табл. 3



### Результаты измерений

Твердый пищевой продукт	Масса твердого пищевого продукта	Начальная температура горячей воды (твердого пищевого продукта)	Масса воды в калориметре	Начальная температура воды в калориметре	Конечная температура воды в калориметре
	$m_2$ , кг	$T_2$ , °С (К)	$m_1$ , кг	$T_1$ , °С (К)	$T$ , °С (К)
Картофель	...	...	0,1	...	...
Морковь	...	...	0,1	...	...

2. Взвешенный картофель помещается на дно термостойкого стакана и заливается горячей водой. Через 10 минут с помощью термометра измеряется ее температура ( $T_2$ , °С), т.е. начальная температура картофеля перед взаимодействием с водой в калориметре. Результат фиксируется в табл.5.1.

3. Во внутренний стакан калориметрической установки с помощью мерного цилиндра наливается 100 мл холодной воды массой ( $m_1$ , кг) равной 0,1 кг и замеряется ее температура ( $T_1$ , °С) с помощью термометра. Результат записывается в табл.5.1.

4. Нагретый картофель быстрым движением с помощью щипцов из термостойкого стакана перемещается во внутренний стакан калориметрической установки с холодной водой.

5. Через 10 минут с помощью термометра измеряется конечная температура ( $T$ , °С) нагретой во внутреннем стакане воды. Результат записывается в табл.5.1.

6. В той же последовательности повторяется опыт с морковью. Его результаты фиксируются в табл.5.1.

*Обработка результатов.* Лабораторная работа проводится в калориметрической установке, где между твердым пищевым продуктом и водой в процессе теплообмена устанавливается тепловое равновесие, т.е. их температуры становятся одинаковыми.

Холодная вода в калориметре получает от нагретого твердого пищевого продукта следующее количество тепла ( $Q_1$ , Дж):

$$Q_1 = c_1 \cdot m_1 \cdot (T - T_1),$$

где  $c_1$  – стандартное значение удельной теплоемкости воды,  $c_{H_2O} = 4187$  Дж/(кг·К);  $m_1$  – масса воды во внутреннем стакане калориметра, кг;  $T$  – конечная температура воды во внутреннем стакане калориметра после погружения в нее твердого пищевого продукта, К;  $T_1$  – начальная температура воды во внутреннем стакане калориметра до погружения в нее твердого пищевого продукта, К.

Нагретый твердый пищевой продукт отдает при охлаждении воде в калориметре следующее количество тепла ( $Q_2$ , Дж):

$$Q_2 = c_2 \cdot m_2 \cdot (T_2 - T),$$

где  $c_2$  – значение удельной теплоемкости твердого пищевого продукта, Дж/(кг·К);  $m_2$  – масса твердого пищевого продукта, кг;  $T$  – конечная температура воды во внутреннем стакане калориметра после погружения в нее твердого пищевого продукта, К;  $T_2$  – начальная температура твердого горячей воды (твердого пищевого продукта), К.

Поскольку опыт проводится в калориметре, то количество теплоты, потерянное нагретым твердым пищевым продуктом, будет равно количеству теплоты, приобретенному холодной водой, т.е.:

$$Q_2 = Q_1 \text{ или } c_2 \cdot m_2 \cdot (T_2 - T) = c_1 \cdot m_1 \cdot (T - T_1),$$

Следовательно, **удельная теплоёмкость** твердого пищевого продукта ( $c_2$ , Дж/(кг·К)), т.е. физическая величина, численно равная количеству теплоты, которое необходимо передать единичной массе данного твердого пищевого продукта, чтобы его температура изменилась на единицу, вычисляется по формуле:

$$c_2 = \frac{4187 \cdot 0,1 \cdot (T - T_1)}{m_2 \cdot (T_2 - T)}$$

Полученный опытным путем результат ( $c_2$ , Дж/(кг·К)) сравнивается со стандартным значением ( $c_2^{cm}$ , Дж/(кг·К)) из Таблицы 5.3 и вычисляется относительная ошибка определения ( $Z$ , %) по формуле:

$$Z = \left| \frac{c_2^{cm} - c_2}{c_2^{cm}} \right| \cdot 100\%$$

**Выводы:** В ходе лабораторной работы определялась удельная теплоемкость твердых пищевых продуктов (клубня картофеля или моркови) и рассчитывалась относительная ошибка опыта. Результаты проведенных экспериментов представлены в табл.4

Таблица 4

#### Результаты лабораторной работы

Твердый пищевой продукт	Удельная теплоемкость твердого пищевого продукта, Дж/(кг·К)	Стандартное значение удельной теплоемкости твердого пищевого продукта, Дж/(кг·К)	Относительная ошибка опыта, %
Картофель	...	...	...
Морковь	...	...	...

### Определение содержания концентрации пищевых кислот в растворе по его электропроводности

**Цель работы:** Освоить метод измерения удельной электрической проводимости раствора электролита и определить этим методом константу диссоциации слабой кислоты, применяемой в пищевой промышленности, например, бензойной (E210) или лимонной (E330).

#### Теоретическое введение

Когда к проводнику электрического тока приложена разность электрических потенциалов, в нем происходит перемещение заряженных частиц. Растворы электролитов как раз и проводят электрический ток и называются **проводниками второго рода**.

Для любого проводника тока существует такая характеристика, как удельное сопротивление  $\rho$ . Оно равно сопротивлению проводника длиной 1 м (L) с поперечным сечением 1 м<sup>2</sup> (S) и измеряется в Ом\*м, что похоже R – обычное сопротивление, известное нам из физики:

$$\rho = R \cdot S / L$$

Величина, обратная удельному сопротивлению называется **удельная электропроводность**  $\kappa$ .

$$\kappa = 1/\rho$$

Изменяется удельная электропроводность в  $\text{ом}^{-1}\cdot\text{м}^{-1}$  или в  $\text{См}^*\text{м}$ , т.к. обычная электропроводность  $G$  измеряется в См (сименсах).

Для того, чтобы сравнивать электролиты между собой по их способности проводить электрический ток, применяется  $\lambda$  – **молярная электропроводность**.

$$\lambda = \kappa/C \text{ (измеряется в } \text{См}^*\text{м}^2/\text{моль})$$

Существует такое понятие как предельная молярная электропроводность при бесконечном разбавлении  $\lambda_\infty$ . Это максимальная электропроводность, какая может быть у данного электролита.

В **слабых электролитах** не все молекулы распадаются на ионы в воде. Поэтому для них существует такое понятие как **степень диссоциации**  $\alpha$ . Она равна отношению реальной молярной электропроводности  $\lambda$  к максимальной молярной электропроводности  $\lambda_\infty$ :

$$\alpha = \lambda/\lambda_\infty$$

**Закон разбавления Оставльда** для слабых электролитов (изученный ещё в ходе курса Общей и Неорганической химии) выглядит следующим образом:

$$K = \alpha^2 C / (1 - \alpha),$$

где  $K$  – такая важная характеристика любого слабого электролита, как **константа диссоциации**. Её-то нам и надо найти!

Значит,

$$K = \lambda^2 C / (\lambda_\infty * (\lambda_\infty - \lambda))$$

Преобразуем это уравнение:  $K * \lambda^2_\infty - K * \lambda_\infty * \lambda = \lambda^2 C$ . Теперь разделим всё на  $K * \lambda^2_\infty * \lambda$  и получим новое уравнение:

$$1/\lambda = 1/\lambda_\infty + (\lambda * C) / (K * \lambda^2_\infty)$$

А это уравнение уже имеет линейный вид  $y = a + bx$ !  $y = 1/\lambda$ ,  $x = \lambda * C$ ,  $a = 1/\lambda_\infty$ ,  $b = 1/K * \lambda^2_\infty$ .

Если мы теперь построим график зависимости  $1/\lambda$  от  $\lambda * C$ , то найдём по нему и  $a = 1/\lambda_\infty$  (отрезок, отсекаемой графиком от оси  $y$ ) и тангенс угла наклона  $= b$ .

Как же найти электропроводность раствора? В этом нам поможет прибор – кондуктометр. Он измеряет электропроводность  $G$  в См. Т.к.

$$\kappa = 1/\rho = L/R * S = L * G/S,$$

то зная  $G$  и зная постоянной кондуктометра ( $L/S$ ), мы легко найдём  $\kappa$ .

Правда, после этого из него придётся вычесть электропроводность воды. Обычно она равна  $10^{-3}$  См/м. Но её необходимо измерять экспериментально. Тогда мы получим  $\kappa_{\text{ист}}$ .

## Пошаговая инструкция



Приготовить 5 растворов лимонной кислоты (пищевая добавка E330) с массовой долей 1, 3, 5, 7, 10%. При помощи кондуктометра определить удельную электропроводность к всех приготовленных растворов. Построить калибровочный график зависимости электропроводности от концентрации. Используя данный график определить концентрацию лимонной кислоты в апельсиновом соке.

#### Алгоритм решения

##### 1. Подготовка к эксперименту

1. Элемент оборудования – кондуктометр
2. Элемент оборудования – лимонная кислота и сок из торговой сети
3. Элемент оборудования – электронные весы
4. Элемент оборудования – комплект посуды для приготовления растворов

##### 2. Эксперимент

1. Взвесить в химическом стакане необходимое количество лимонной кислоты.
2. Приготовить из навески раствор в 10%, а из него – менее концентрированные растворы.
3. Определить электропроводность воды кондуктометром
4. Определить электропроводность всех растворов

##### 3. Расчеты

1. Вычислить по пропорции электропроводность растворов, обусловленных кислотой
2. Построить градуировочный график
3. Определить электропроводность сока
4. Рассчитать по графику концентрацию кислоты в соке.

### **Определение pH раствора и концентрации ионов водорода в нём (от pH пищевых продуктов зависит их качество!)**

#### **Теоретическое введение**

**Цель работы:** освоить метод потенциметрического определения pH и определить константу диссоциации слабой одноосновной кислоты

В воде существует равновесие диссоциации



Хотя степень диссоциации по этому уравнению крайне мала, оно имеет особое значение в химии, отчасти потому что вода – самый распространённый растворитель, и отчасти из-за свойств иона водорода  $H^+$ . Ион  $H^+$  имеет много меньший размер, чем любой другой ион, что является причиной особых химических свойств. В частности, он является катализатором большинства реакций в растворах и оказывает сильное влияние на многие химические равновесия в водной среде. В связи с этим в химии протона существует специальная терминология и специальные количественные характеристики.

Диссоциацию воды можно охарактеризовать практической константой  $K_c = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]}$ ,

где  $[H^+]$  и  $[OH^-]$  – концентрации  $H^+$  и  $OH^-$ ,  $[H_2O]$  – концентрация недиссоциированной  $H_2O$ . Вместо константы  $K_c$  обычно пользуются величиной  $K_w = [H^+][OH^-]$ , которую называют **ионным произведением** воды. При  $25\text{ }^\circ\text{C}$  эта константа равна  $1 \cdot 10^{-14}$  (моль/л)<sup>2</sup>. В чистой воде, по условию электрической нейтральности, должно соблюдаться  $[H^+] = [OH^-]$ . Отсюда следует  $K_w = [H^+]^2 = 1.0 \times 10^{-14}$  (моль/л)<sup>2</sup>, и  $[H^+] = [OH^-] = 1.0 \cdot 10^{-7}$  моль/л.

В водных растворах концентрации ионов  $H^+$  и  $OH^-$  могут быть другими. При растворении кислоты концентрация  $H^+$  повышается, а концентрация  $OH^-$  уменьшается, так как эти величины обратно пропорциональны друг другу по уравнению  $K_w = [H^+][OH^-]$ . При растворении щелочи концентрация  $H^+$  уменьшается, а концентрация  $OH^-$  повышается. В других растворах концентрации  $H^+$  и  $OH^-$  так же могут быть не равны  $10^{-7}$  моль/л из-за гидролиза растворённого вещества. (Гидролиз – химическая реакция растворённого вещества с водой).

Для удобного выражения концентрации  $H^+$  в начале 20-ого века было введено понятие водородного показателя, рН (пэ-аш), который первоначально определялся как отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода,  $pH = -\lg [H^+]$ .

Так как в растворах кислот  $[H^+] > 10^{-7}$  моль/л, у них  $pH < 7$ . Такие растворы принято называть кислотными. В растворах оснований  $[H^+] < 10^{-7}$  моль/л и  $pH > 7$ . Такие растворы принято называть основными или щелочными. Растворы с  $pH \approx 7$  называют нейтральными.

Условием электронейтральности раствора слабой одноосновной кислоты  $HA$  является  $[H^+] = [A^-] + [OH^-]$  – так же, как для раствора сильной кислоты. Однако, в отличие от сильной кислоты, нельзя принять  $[A^-] = c_{HA}$ , потому что, по определению, слабая кислота диссоциирует не полностью. Вместо этого, справедливо  $c_{HA} = [A^-] + [HA]$ , то есть общая концентрация кислоты равна сумме концентраций аниона и недиссоциированной кислоты. Концентрации  $[A^-]$  и  $[HA]$  связаны константой равновесия диссоциации:

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

Особенно простое соотношение между  $K$  и  $[H^+]$  получается, если рН измеряется в смеси кислоты  $HA$  и её соли, содержащий катион щелочного металла -  $NaA$ .

Соли щелочных металлов и анионов большинства кислот диссоциируют нацело. Поэтому  $[Na^+] = C_{NaA}$ , где  $C_{NaA}$  – общая концентрация соли:

С другой стороны, если общая концентрация кислоты НА не слишком мала, то она диссоциирована в растворе лишь в незначительной степени. В этом случае концентрациями  $[H^+]$  и  $[OH^-]$  можно пренебречь по сравнению с относительно большими величинами  $c_{NaA}$  и  $[A^-]$ . Таким образом,

$$c_{NaA} = [A^-]$$

Кроме того, из-за низкой степени диссоциации кислоты, можно принять:

$$c_{HA} \approx [HA]$$

В итоге получим:

$$K = [H^+] \cdot c_{соли} / c_{(HA)}$$

Эти уравнения называются уравнениями Хендерсона. Очень часто, отрицательный десятичный логарифм константы диссоциации обозначают символом рК (пэ-ка), по аналогии с рН. С этим обозначением **уравнение Хендерсона** имеет вид:

$$pK = pH - \lg(c_{соли} / c_{HA})$$

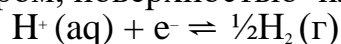
Заметим, что по уравнениям рН смеси слабой кислоты и её соли зависит только от их относительных концентраций. Например, если раствор разбавить водой, то рН должен остаться приблизительно постоянным. Растворы, рН которых не изменяется при небольшом изменении их состава, называют **буферными**.

Измерив рН раствора и зная концентрации соли и кислоты, можно вычислить её К диссоциации.

Совокупность методов измерения рН называется рН-метрией. Наиболее точным методом является потенциометрия (от названия прибора – **потенциометра**, предназначенного для измерения разности потенциалов). В этом методе исследуемый раствор помещают в электрохимическую ячейку, состоящую из двух электродов. Один из них имеет потенциал, зависящий от активности ионов водорода; его принято называть измерительным или индикаторным электродом. Другой электрод, называемый электродом сравнения, должен иметь постоянный потенциал, не зависящий от состава исследуемого раствора.

Практически, известны только четыре вида измерительных электродов для определения рН: водородный, хингидронный, сурьмяной и стеклянный.

**Водородный** электрод представляет собой платиновую пластину или проволоку с пористой поверхностью, омываемую током пузырьков газообразного водорода. В течение измерений ток водорода должен быть непрерывным, так чтобы поры поверхностного слоя пластины были постоянно насыщены водородом  $H_2$ . Когда это устройство находится в исследуемом растворе, достигается окислительно-восстановительное равновесие между раствором, поверхностью платины и газообразным  $H_2$ :



(электрон принадлежит металлической платине). Благодаря этому равновесию потенциал водородного электрода следует теоретическому уравнению во всём диапазоне рН. Если он изготовлен и эксплуатируется

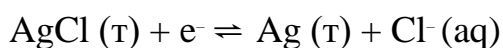
правильно, он превосходит по точности измерений все остальные рН-метрические электроды. Кроме того, это – единственный электрод, пригодный для точных измерений в области  $pH > 11$ . Распространённость этого электрода в лабораториях, однако, ограничена сложностью конструкции (водородный электрод не производится коммерчески, он изготавливается в лабораториях штучно), а так же большим временем установления равновесного потенциала и трудностью обеспечения безопасности при работе с газообразным  $H_2$ .

Самым распространённым в современной рН-метрии является **стеклянный** электрод, который относится к классу так называемых мембранных ионо-селективных электродов. Эти электроды представляют собой сложную конструкцию, в которой обычный электрод сравнения (чаще всего хлорсеребряный) погружен в специальный внутренний раствор с постоянным составом, и отделён от исследуемого раствора тонким слоем ионообменного материала. Этот тонкий слой называют мембраной. Мембрана обменивается собственными ионами с ионами исследуемого раствора с одной стороны, и с ионами внутреннего раствора с другой стороны. Когда составы растворов, контактирующих с мембраной с двух сторон, отличаются, на мембране устанавливается некоторая разность потенциалов. Поскольку состав внутреннего раствора постоянен, эта разность полностью зависит от состава исследуемого раствора. В случае стеклянного электрода для рН-метрии роль мембраны выполняет тонкое силикатное стекло специального состава, обеспечивающее обратимость ионного обмена стекла с ионами  $H^+$  раствора. Следует, однако, отметить, что некоторые другие ионоселективные электроды так же имеют в своей конструкции мембраны из силикатных стёкол, например электрод для измерения активности ионов  $Na^+$  (электрод с  $Na^+$ -электродной функцией). Тем не менее, когда говорят просто о стеклянном электроде, имеют в виду именно электрод для рН-метрии.

В качестве внутреннего электрода сравнения в стеклянном (измерительном) электроде всегда используется **хлорсеребряный** электрод, представляющий собой серебряную проволоку, на поверхность которой нанесён тонкий слой хлорида серебра. Эта проволока погружена в кислый раствор, содержащий хлорид ионы (в некоторых марках используется раствор 0.1 моль/л  $HCl$ , в других - смесь  $NaCl$  с фосфорной или другой кислотой). Схематически полуячейку стеклянного измерительного электрода можно представить в виде

$Ag | AgCl | 0.1 \text{ моль/л } HCl \square // \text{исследуемый раствор}$ ,

где символом  $//$  обозначена стеклянная мембрана. На хлорсеребряном электроде устанавливается равновесие



следствием которого является потенциал.

Потенциометрическое определение рН раствора сводится к определению э.д.с. гальванического элемента, состоящего из стеклянного и хлорсеребряного электрода, погружённых в исследуемый раствор.

### Пошаговая инструкция

1. Необходимо измерить э.д.с. 5 стандартных буферных растворов:
  - 1) Калий тетраоксалат, рН = 1.68
  - 2) Калий виннокислый кислый, рН = 3.56
  - 3) Калий фталевокислый, рН = 4.01
  - 4) Калий фосфорнокислый, рН = 6.86
  - 5) Натрий тетрабонокислый, рН = 9.18
2. Построить график зависимости э.д.с. от рН. Однако если есть **рН-метр**, в 1 и 2 пунктах нет необходимости.
3. Готовим 3 ацетатных буферных раствора с соотношением уксусная кислота/ ацетат натрия = 1:1, 1:2, 2:1.
4. Определяем э.д.с. гальванического элемента, состоящего из хлорсеребряного и стеклянного электродов, опущенных в буферные растворы (уксусная кислота + ацетат натрия) разных концентраций. Результаты заносим в Таблицу 10. Если есть рН-метр, то можно внести в таблицу сразу значения рН.

Таблица 10.

Стандартные буферные растворы		Ацетатные буферные растворы		
рН	э.д.с	С кислоты/С соли	э.д.с.	рН
		1:1		
		1:2		
		2:1		

5. Найти значения рН ацетатных буферных растворов или по графику и ли с помощью рН-метра.
6. По формуле  $pK = pH - \lg(C_{\text{соли}}/C_{\text{НА}})$  находим рК кислоты, а затем и саму К.диссоциации.. Делаем это для всех трёх растворов, находим  $K_{\text{ср}}$  и доверительный интервал.





Рис. 3. рН-метр.

## Определение массовой доли вещества по плотности раствора

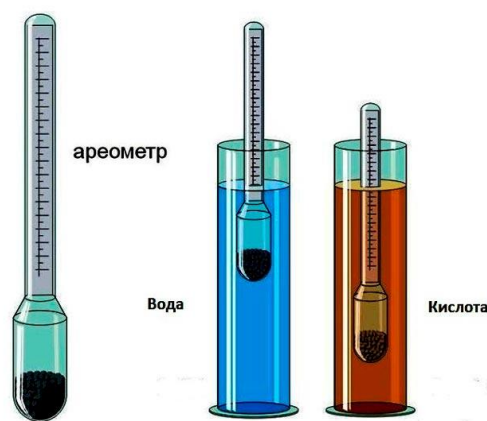
### Теоретическое введение

#### Цели работы:

1. Научиться определять плотности жидкостей.
2. Научиться статистически обрабатывать результаты измерений и находить Доверительный интервал.
3. Научиться определять по значению плотности истинный градус алкогольных напитков.
4. Ознакомится с Таблицей плотностей водных растворов спирта из Краткого справочника химика (КСХ), Алкоголеметрическими таблицами из Государственной Фармакопеи X (ГФ).

Формулу для самостоятельного пересчёта массовой доли спирта в объёмную долю можно найти в работе [1]:

1. Толстых С.Д., Корнилов К.Н. Исследование биологической активности этилового спирта сверхмалых концентраций. // *III Международный научно-исследовательский конкурс «Лучшая студенческая статья 2016 года»*. Сборник статей. - 2016. – С. 44-47.



Определить плотность раствора сульфата меди (II) и по ней определить массовую долю вещества.

#### Алгоритм решения

##### 1. Подготовка к эксперименту

1. Элемент оборудования – ареометр
2. Элемент оборудования – рабочий раствор
3. Элемент оборудования – мерный цилиндр
4. Элемент оборудования – таблица плотностей

##### 2. Эксперимент

1. Залить рабочий раствор в мерный цилиндр
2. Использовать ареометр
3. Прочитать показания ареометра
4. Зафиксировать показания ареометра в г/мл

##### 3. Расчеты

1. Найти в таблице плотностей исследуемый раствор
2. Обнаружить соответствующий показатель плотности
3. Определить по соответствующему показателю плотности массовую долю
4. Перевести массовую долю в молярную концентрацию

По плотности раствора сахара определить его массовую долю в растворе

#### Алгоритм решения

##### 1. Подготовка к эксперименту

1. Элемент оборудования – ареометр
2. Элемент оборудования – рабочий раствор из торговой сети
3. Элемент оборудования – мерный цилиндр
4. Элемент оборудования – таблица плотностей

##### 2. Эксперимент

1. Залить рабочий раствор в мерный цилиндр
2. Использовать ареометр
3. Прочитать показания ареометра

4. Зафиксировать показания ареометра в г/мл

### 3. Расчеты

1. Найти в таблице плотностей исследуемый раствор
2. Обнаружить соответствующий показатель плотности
3. Определить по соответствующему показателю плотности массовую долю
4. Определить процент отклонения между экспериментом и этикеткой.

По плотности алкогольного напитка определить его градус и массовую долю этилового спирта.

### Алгоритм решения

#### 1. Подготовка к эксперименту

1. Элемент оборудования – ареометр
2. Элемент оборудования – рабочий раствор из торговой сети
3. Элемент оборудования – мерный цилиндр
4. Элемент оборудования – алкоголетрическая таблица

#### 2. Эксперимент

1. Залить рабочий раствор в мерный цилиндр
2. Использовать ареометр
3. Прочитать показания ареометра
4. Зафиксировать показания ареометра в г/мл

### 3. Расчеты

1. Найти в таблице плотностей исследуемый раствор
2. Обнаружить соответствующий показатель плотности
3. Определить по соответствующему показателю плотности массовую долю
4. Определить процент отклонения эксперимента от этикетки

## Рефрактометрическое определение содержания сахара в растворе

### Теоретическая часть

Показатель преломления раствора  $n$  меняется с увеличением содержания сахарозы в нём. Какой характер имеет это изменение? Необходимо провести эксперимент и построить такой график!

Для построения градуировочного графика с массовой долей сахарозы 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10% необходимо приготовить несколько стандартных растворов сахарозы. Они готовятся в пробирках вместимостью 10 мл путём растворения взвешенного на весах сахара в соответствующем количестве дистиллированной воды (см. табл. 2.1), отмеряемой с помощью пипетки.

Таблица 5

### Исходные растворы сахарозы для построения градуировочного графика

Номер раствора для градуировки	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Массовая доля	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10

сахарозы в растворе, %											
Масса сахара, г	0	0,1	0,2	0,3	0,4	0,5	0,6	0,7	0,8	0,9	1,0
Объем дистиллированной воды, мл	10	9,9	9,8	9,7	9,6	9,5	9,4	9,3	9,2	9,1	9,0

По методике, принятой в лабораторной практике **реальных** пищевых производств, для определения содержания сахара в продукте берут его навеску массой 10 г, экстрагируют сахар при перемешивании в течение 20 минут, доводят раствор до 250 мл и только потом определяют n раствора. Получается, что при содержании сахара в 30%, его масса будет равна 3 г, а массовая доля в растворе объёмом 250 мл (при плотности 1 г/мл) будет равна  $3/250 = 1.2\%$ . Однако, на производстве в этом случае концентрацию сахарозы определяют просто:  $\omega = (n \text{ (раствора)} - n \text{ (воды)}) * 10\ 000$ .

Видимо, градуировочный график необходимо строить немного в других координатах. Однако его применимость для объектов пищевой промышленности ещё надо проверить.

Естественно, графики зависимости n растворов от концентрации экспериментально давно построены как для сахарозы, так и для спирта:

Таблица 6.

**Показатель преломления некоторых водных растворов  
(при 20 °С, спектральная линия D натрия  $\lambda = 589$  нм)**

Растворенное вещество	Массовое содержание растворенного вещества, %									
	10	20	30	40	50	60	70	80	90	100
Метанол СН <sub>4</sub> О	1,335 3	1,338 1	1,340 4	1,341 9	1,342 4	1,341 7	1,340 1	1,337 4	1,333 5	1,328 6
Этанол С <sub>2</sub> Н <sub>6</sub> О	1,339 6	1,347 0	1,353 5	1,358 0	1,361 2	1,363 3	1,364 6	1,364 9	1,364 2	1,361 3
1-Пропанол С <sub>3</sub> Н <sub>8</sub> О	1,342 2	1,351 5	1,357 9	1,363 9	1,369 1	1,374 0	1,378 0	1,381 4	1,484 2	1,385 4
2-Пропанол С <sub>3</sub> Н <sub>8</sub> О	1,342 1	1,351 2	1,358 8	1,364 0	1,368 4	1,371 9	1,374 6	1,376 6	1,377 7	1,377 3
Этиленгликоль С <sub>2</sub> Н <sub>6</sub> О <sub>2</sub>	1,342 4	1,352 4	1,362 5	1,372 8	1,383 1	1,393 4	1,403 4	1,413 2	1,422 6	1,431 8
Глицерин С <sub>3</sub> Н <sub>8</sub> О <sub>3</sub>	1,344 8	1,357 5	1,370 7	1,384 1	1,398 1	1,413 0	1,427 9	1,442 9	1,458 4	1,474 4
Ацетон С <sub>3</sub> Н <sub>6</sub> О	1,340 3	1,347 7	1,353 7	1,358 4	1,362 4	1,364 4	1,365 4	1,364 8	1,362 5	1,359 1
Уксусная кислота С <sub>2</sub> Н <sub>4</sub> О <sub>2</sub>	1,340 2	1,347 3	1,354 0	1,359 9	1,365 5	1,370 2	1,374 0	1,376 9	1,377 2	1,371 7
Сахароза С <sub>12</sub> Н <sub>22</sub> О <sub>11</sub>	1,347 8	1,363 8	1,381 1	1,401 6	1,420 0	1,441 8	1,465 1	1,490 1	-	-

То есть мы в нашей работе можем сравнить эти данные с полученными нами.

**Пошаговая инструкция**

1. Пройти инструктаж по подготовке к работе и использованию рефрактометра ИРФ (рефрактометра Аббе) (Рисунок 1). Данный прибор позволяет определять показатель преломления жидкостей в диапазоне от 1.3300 до 1.7000 с точностью  $\pm 0.0003$ .

Для определения показателя преломления призмный блок рефрактометра раскрывается, и ватным тампоном протираются верхняя и нижняя призмы. Затем на нижнюю призму наносятся несколько капель исследуемой жидкости, призмы закрываются, и включается осветитель 1. Вращением ручки 9 находится такое его положение, при котором в окуляре видны две половинки поля зрения – темная и светлая.

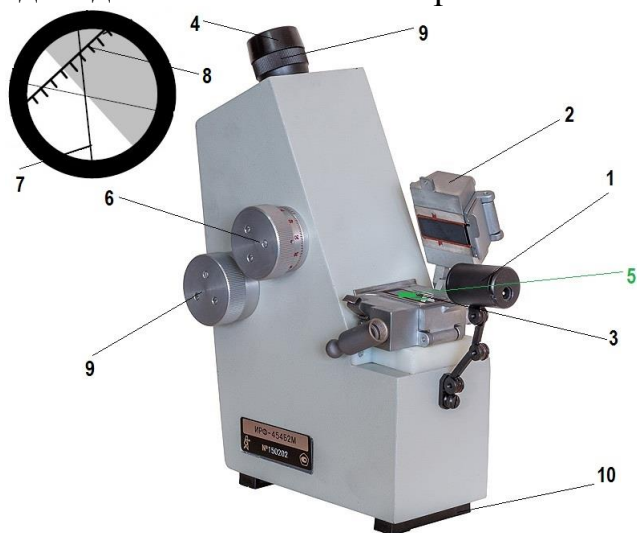


Рис.4. Рефрактометр ИРФ-454:

- 1- лампа источника света; 2 – верхняя осветительная призма; 3 – нижняя измерительная призма; 4 – окуляр; 5 – исследуемая жидкость; 6 – ручка компенсатора; 7 – перекрестье указателя; 8 – измерительная шкала; 9 – ручка вращения окуляра; 10 – стойка корпуса рефрактометра

Вращением ручки компенсатора 6 устраняется радужность границы раздела светотени, т.к. вследствие дисперсии она может быть нечёткой, размытой и окрашенной во все цвета радуги. Компенсатор дисперсии – это специальное устройство, состоящие из двух призм, вращающихся в разные стороны. Он нужен для устранения радужной спектральной полосы на границе светлого и темного полей зрения при использовании солнечного или электрического света для освещения прибора. Компенсатор устроен таким образом, чтобы только свет с длиной волны D-линии натрия проходил через него, не изменяя

своего направления.

Вращением рычага добиваются прохождения границы светотени через перекрестье указателя 7, которая указывает на шкале 8 рефрактометра значение показателя преломления исследуемой жидкости ( $n$ ), заключенной между его призмами.

Как правильно выглядит картинка в окуляре рефрактометра, показано на Рисунке 2:



Рис.5. Что мы видим в окуляре.

2. Определить  $n$  воды и сравнить его с данными КСХ. При необходимости ввести поправочный коэффициент п.к.  $n$ .
3. Подготовить стандартные растворы сахарозы в соответствии с Таблицей 2.1.
4. Определить  $n$  раствора и построить градуировочный график, по данным Таблицы 2.3.

Таблица 7

**Результаты измерения показателя преломления  
градуировочных растворов**

Номер пробирки	Измеренные значения $n$			Среднее значение $n_{\text{сред.}}$
	1	2	3	
<i>Растворы сахарозы</i>				
0	...	...	...	...
1	...	...	...	...
...	...	...	...	...
10	...	...	...	...



5. Получить у преподавателя растворы с неизвестными концентрациями сахарозы, не менее трех раз измерить его показатель преломления и результаты исследований занести в табл. 2.5.

Рис.6. Градуировочный график зависимости показателя преломления  $n_{\text{сред}}$  от концентрации вещества в растворе (%)

Таблица 8

**Результаты измерений показателя преломления растворов  
с неизвестными концентрациями**

Раствор неизвестной концентрации	Измеренные значения $n$			Среднее значение $n_{\text{сред.}}$
	1	2	3	
Сахарозы	...	...	...	...

6. Определить содержание сахара в реальном пищевом продукте по построенному градуировочному графику и по методике реальных пищевых производств. Сравнить результаты (Таблица 2.5.)

Таблица 9

**Результаты лабораторной работы**

Раствор	Концентрация растворов, полученная по результатам градуировочного графика, $C_{граф}$ , %	Концентрация, полученная по методике пищевых производств $C_{реал}$ , %	Расхождение, $\Delta\omega$
Сахарозы	...	...	...

7. Сравнить данные Таблицы 8 (где теоретические цифры) и Таблицы 9 (где полученные экспериментально).