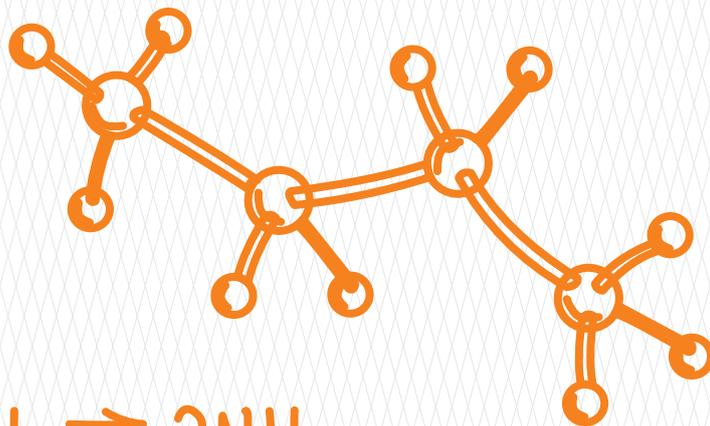
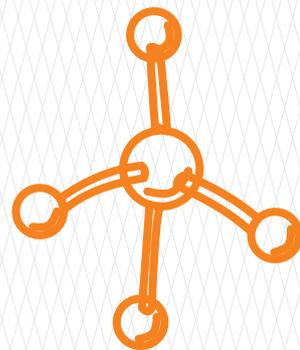
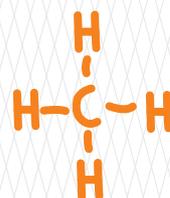
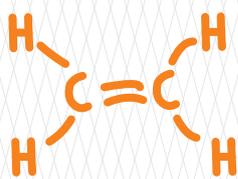




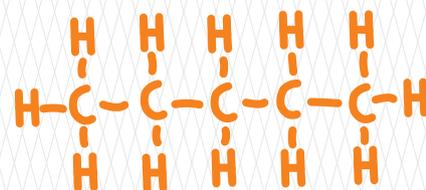
ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ

# ТЕРМОДИНАМИКА

методические указания



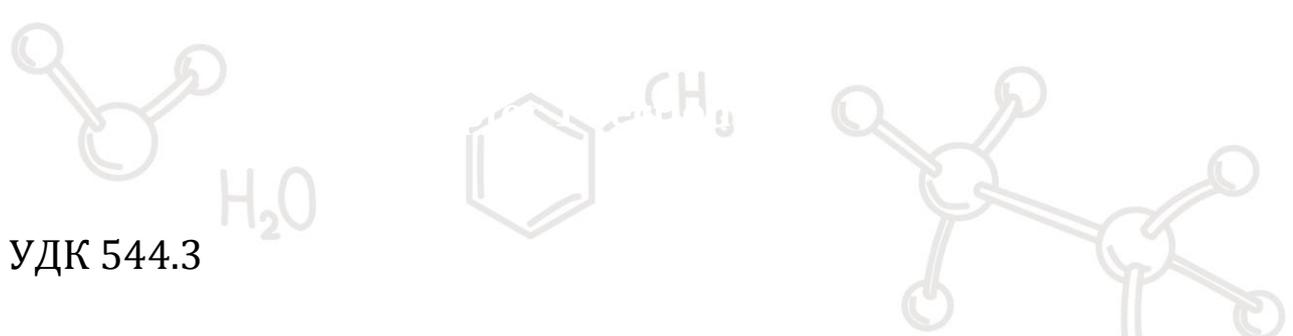
[npounitech.ru](http://npounitech.ru)





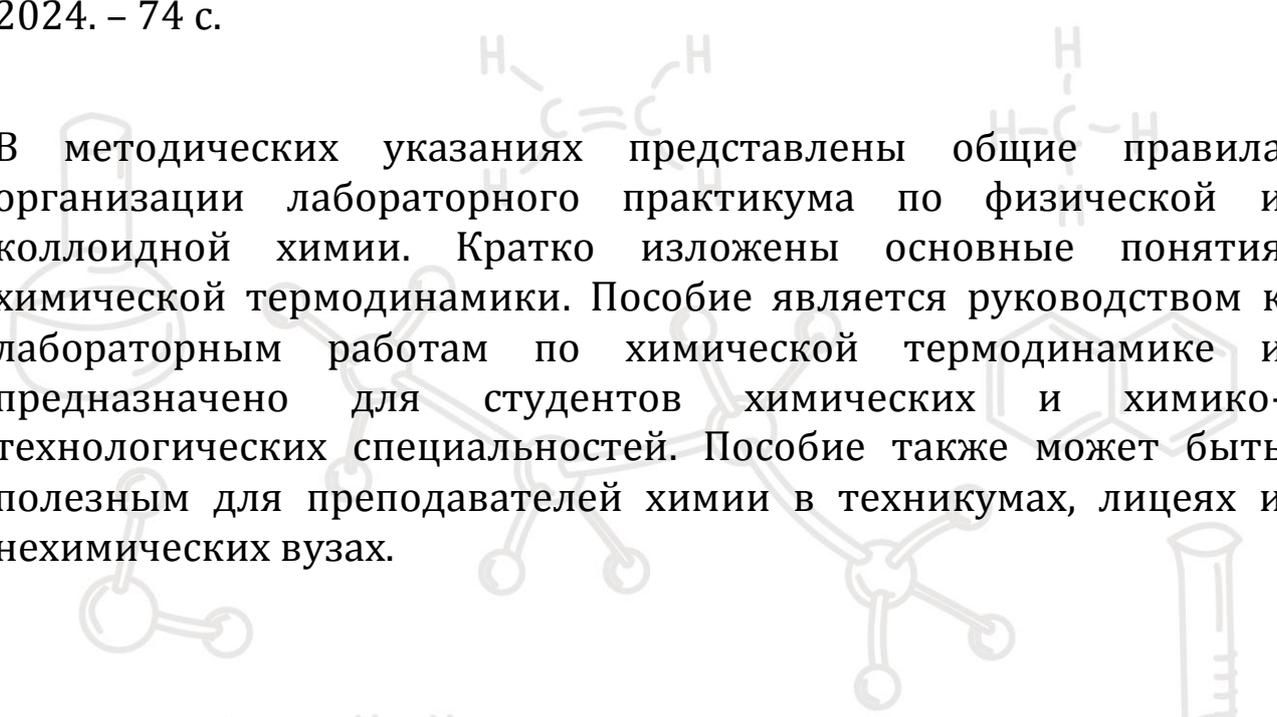
*«Плоды моих трудов — прежде всего в научной известности, составляющей гордость — не одну мою личную, но и общую русскую. Лучшее время жизни и её главную силу взяло преподавательство. Из тысяч моих учеников много теперь повсюду видных деятелей, профессоров, администраторов, и, встречая их, всегда слышал, что доброе в них семя полагал, а не простую отбывал повинность. Третья служба моя Родине наименее видна, хотя заботила меня с юных лет по сих пор. Это служба по мере сил и возможности на пользу роста русской промышленности».*

*Д.И. Менделеев*

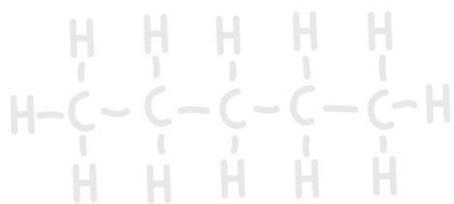


УДК 544.3

Лабораторный практикум «ТЕРМОДИНАМИКА». Методические указания. А.Г. Кагиров, Фолин А.М. Томск: изд. 2-е исправленное, 2024. – 74 с.

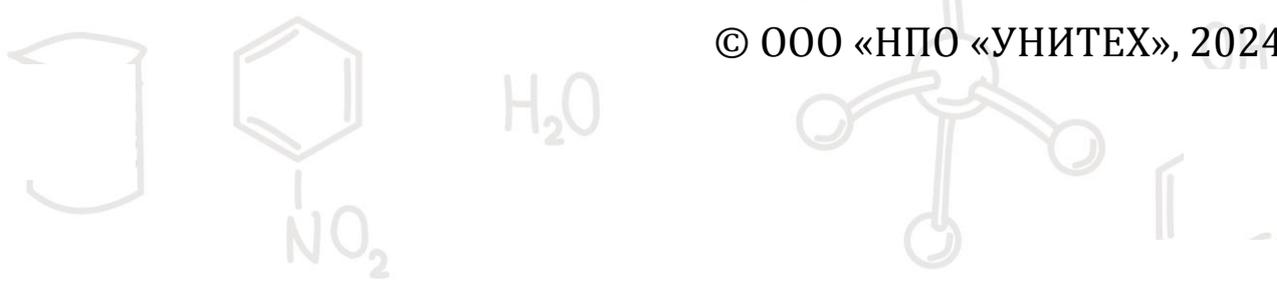


В методических указаниях представлены общие правила организации лабораторного практикума по физической и коллоидной химии. Кратко изложены основные понятия химической термодинамики. Пособие является руководством к лабораторным работам по химической термодинамике и предназначено для студентов химических и химико-технологических специальностей. Пособие также может быть полезным для преподавателей химии в техникумах, лицеях и нехимических вузах.



© Кагиров А.Г., Фолин А.М. 2024

© ООО «НПО «УНИТЕХ», 2024



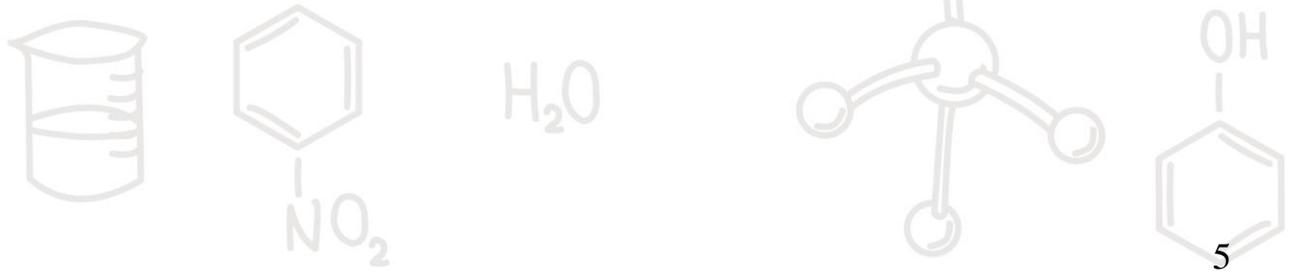
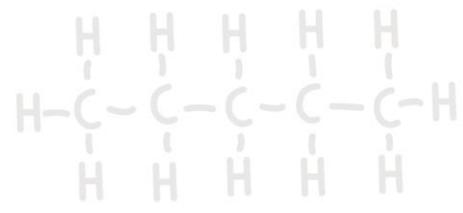
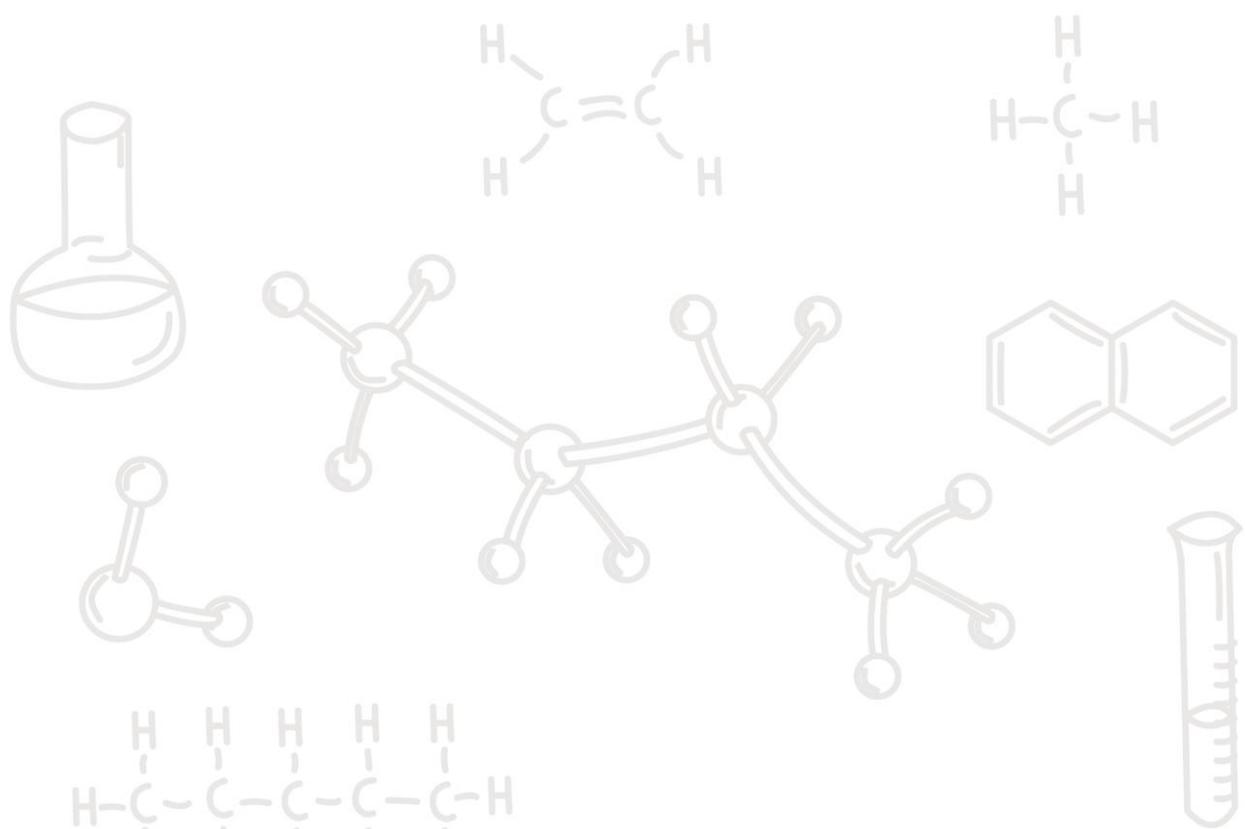
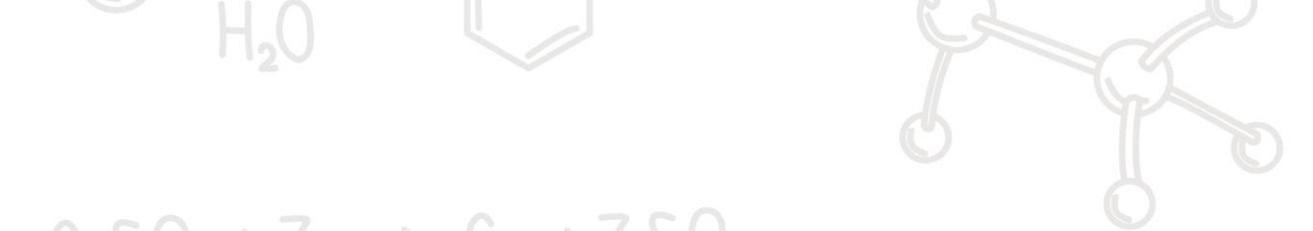
# СОДЕРЖАНИЕ

ОБЩИЕ ТРЕБОВАНИЯ К ОФОРМЛЕНИЮ ОТЧЕТА ПО ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ .....	6
Оформление отчета.....	6
Приближенные величины и действия с ними. ....	7
Ошибки измерений .....	8
<i>Проверьте себя</i> .....	10
Элементарная математическая обработка результатов измерений.....	10
Графическое изображение экспериментальных данных .....	12
Содержание отчета.....	14
ОБЩИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ .....	15
Основная аппаратура. Калориметр .....	21
Определение действительного изменения температуры в калориметрических опытах ....	22
Графический метод определения действительного изменения температуры .....	22
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ РАСТВОРЕНИЯ ХОРОШО РАСТВОРИМОЙ СОЛИ.....	25
Краткие теоретические сведения .....	25
Цель работы.....	27
Оборудование.....	28
Реактивы и посуда.....	28
ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ.....	28
Опыт №1. Определение постоянной калориметра .....	28
Опыт №2. Определение теплоты растворения неизвестной соли.....	30
Рекомендации по оформлению отчета .....	31
Пример расчета теплоты растворения неизвестной соли .....	31
Определение постоянной калориметра.....	31
Определение теплоты растворения неизвестной соли .....	33

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ СИЛЬНОЙ КИСЛОТЫ СИЛЬНЫМ ОСНОВАНИЕМ.....	34
Краткие теоретические сведения .....	34
Цель работы.....	34
Оборудование.....	34
Реактивы и посуда.....	35
ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ.....	35
Опыт №1. Определение постоянной калориметра .....	35
Опыт №2. Определение теплоты нейтрализации и разведения.....	36
Опыт №3. Определение теплоты разведения.....	37
Рекомендации по оформлению отчета .....	37
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛООВОГО ЭФФЕКТА РЕАКЦИИ РАСТВОРЕНИЯ МАГНИЯ В КИСЛОТЕ .....	39
Цель работы.....	39
Оборудование.....	39
Реактивы и посуда.....	39
ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ.....	39
Опыт №1. Определение постоянной калориметра .....	40
Опыт №2. Растворение магния в кислоте.....	41
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ ОБРАЗОВАНИЯ КРИСТАЛЛОГИДРАТА СУЛЬФАТА МЕДИ .....	42
Краткие теоретические сведения .....	42
Цель работы.....	42
Оборудование.....	42
Реактивы и посуда.....	43
ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ.....	43
Опыт №1. Определение постоянной калориметра .....	43
Опыт №2. Растворение безводного сульфата меди .....	44
Опыт №3. Растворение пятиводного сульфата меди .....	44
ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5. ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНСТАНТЫ РАВНОВЕСИЯ РЕАКЦИИ КАЛЬЦИНИРОВАНИЯ ГИДРОКАРБОНАТА НАТРИЯ.....	46

Краткие теоретические сведения .....	46
Цель работы.....	49
Оборудование.....	49
Реактивы и посуда.....	49
<b>ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ.....</b>	<b>50</b>
Рекомендации по оформлению отчета .....	53
<b>ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИХ ХАРАКТЕРИСТИК ПРОЦЕССА ГИДРОЛИЗА .....</b>	<b>56</b>
Краткие теоретические сведения .....	56
Цель работы.....	57
Оборудование.....	57
Реактивы и посуда.....	58
<b>ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ.....</b>	<b>58</b>
Рекомендации по оформлению отчета .....	60
$\Delta H$ , кДж/моль.....	61
<b>ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7. Определение термодинамического равновесия в гомогенной системе.....</b>	<b>62</b>
Краткие теоретические сведения .....	62
Цель работы.....	62
Оборудование.....	62
Реактивы и посуда.....	63
<b>ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ.....</b>	<b>63</b>
Рекомендации по оформлению отчета .....	66
Концентрации .....	71
Исходные .....	71
<b>ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8. Изучение равновесия реакции хлорида железа с роданидом калия .....</b>	<b>72</b>
Цель работы.....	72
Оборудование.....	72
Реактивы и посуда.....	72
<b>ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ.....</b>	<b>72</b>

Рекомендации по оформлению отчета .....	73
Список источников .....	74



# ОБЩИЕ ТРЕБОВАНИЯ К ОФОРМЛЕНИЮ ОТЧЕТА ПО ЛАБОРАТОРНОЙ РАБОТЕ

## Оформление отчета

Лабораторная работа — небольшой научный отчет, обобщающий проведенную студентом работу, которую представляют для защиты преподавателю. К лабораторным работам предъявляется ряд требований, основным из которых является полное, исчерпывающее описание всей проделанной работы, позволяющее судить о полученных результатах, степени выполнения заданий и профессиональной подготовке студентов.

*Титульный лист* является первой страницей любой научной работы и для конкретного вида работы заполняется по определенным правилам. Для лабораторной работы титульный лист оформляется в соответствии с прил. 1.

*Цель работы* должна отражать тему лабораторной работы, а также конкретные задачи, поставленные студенту на период выполнения работы. По объему цель работы в зависимости от сложности и многозадачности работы составляет от нескольких строк до 0,5 страницы.

*Краткие теоретические сведения.* В этом разделе излагается краткое теоретическое описание изучаемого в работе явления — или процесса, приводятся также необходимые расчетные формулы. Материал раздела не должен копировать содержание методического пособия или учебника по данной теме, а ограничивается изложением основных понятий и законов, расчетных формул, таблиц, требующихся для дальнейшей обработки полученных экспериментальных результатов. Объем литературного обзора не должен превышать 1/3 части всего отчета.

*Описание экспериментальной установки и методики эксперимента.* В данном разделе приводится схема

экспериментальной установки с описанием ее работы и подробно излагается методика проведения эксперимента, процесс получения данных и способ их обработки.

*Экспериментальные результаты.* В этом разделе приводятся непосредственно результаты, полученные в ходе проведения лабораторных работ: определенные значения величин, графики, таблицы, диаграммы. Обязательно необходимо оценить погрешности измерений.

*Анализ результатов работы.* Раздел отчета должен содержать подробный анализ полученных результатов, интерпретацию этих результатов на основе физических законов. Следует сравнить полученные результаты с известными литературными данными, обсудить их соответствие существующим теоретическим моделям. Если обнаружено несоответствие полученных результатов и теоретических расчетов или литературных данных, необходимо обсудить возможные причины этих несоответствий.

*Выводы.* В выводах кратко излагаются результаты работы: полученные экспериментально или теоретически значения физических величин, их зависимости от условий эксперимента или выбранной расчетной модели, указывается их соответствие или несоответствие законам и теоретическим моделям, возможные причины несоответствия.

### **Приближенные величины и действия с ними.**

Запись результатов измерений и вычислений производят так, чтобы из них была видна точность, с которой выполнены эти действия. Любые данные, получаемые измерением, всегда приближены, поскольку их точность зависит от многих обстоятельств и в первую очередь — от погрешности средств измерения.

Например, если при измерении температуры последняя цифра оказалась нулем, то её нельзя отбрасывать. Например,

датчик температуры показывает «25.30°C». Это означает, что измерение проводилось с точностью до второго знака после запятой. Если студент в данном случае зафиксирует в тетради «25.3°C», то точность результата будет необоснованно снижена.

При выполнении арифметических действий над приближенными числами следует помнить, что конечный результат сложения или вычитания не должен иметь больше знаков после запятой, чем у наименее точного члена, то есть члена с наименьшим числом знаков. Например, для суммы « $1.222 + 1.88 + 2.4 + 3.9296 = 9.1616$ » правильной является запись «9.2», так как у третьего слагаемого только один знак после запятой. В промежуточных вычислениях после запятой должно быть на один знак больше.

Также при умножении и делении. Например, для произведения « $2.222 \times 0.11 \times 5.02 = 1.2269$ » правильной будет запись «1.2», так как у числа 0.11 всего две значащих цифры. В промежуточных вычислениях значащих цифр должно быть на одну больше.

При возведении в степень или извлечении корня в результате следует оставлять столько значащих цифр, сколько их содержится в исходном числе.

Вычисления и записи, выполненные с нарушением вышеописанных правил, являются неграмотными, так как не отвечают действительной точности результатов работы. Соблюдение этих правил, с другой стороны, облегчает расчеты, так как позволяет отбросить лишние цифры перед выполнением вычислительных операций.

### **Ошибки измерений**

*Систематические ошибки* одинаковы по знаку и обусловлены постоянно действующими факторами, которые можно учесть или исключить. Например, смещён нуль шкалы

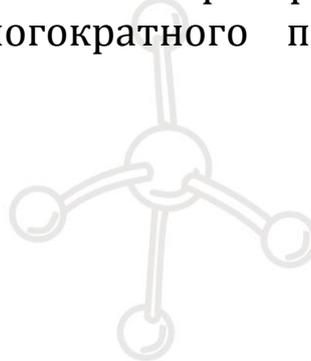
вольтметра, и все результаты измерений отличаются от действительных на 0.07 В.

*Случайные ошибки* — это непредсказуемые по величине и знаку отклонения измерений от среднего результата. Их особенность в том, что они равновероятны по знаку и подчиняются закону нормального распределения, согласно которому вероятность крупных ошибок меньше, чем мелких.

*Промахи* — это грубые ошибки, вызванные нарушением условий эксперимента или небрежностью в работе. Например, в ходе эксперимента самопроизвольно менялось сетевое напряжение, в то время как требовалось его постоянство. Или по невнимательности был сделан отсчет «1.1», в то время как прибор показывал «1.01». Результаты с грубыми ошибками в процессе обработки при наличии обоснований отбрасывают.

Правильность результата, то есть наличие систематической ошибки, всегда не трудно проверить, пользуясь стандартными или эталонными образцами. Этот приём широко используется в практике. Он позволяет находить поправки, с помощью которых можно получить правильные результаты на точно, но неправильно работающих средствах измерения.

Случайные ошибки, в отличие от систематических, исключить нельзя. Но, увеличивая количество измерений, можно уменьшить среднюю величину случайной ошибки и, в итоге, повысить точность результата измерений. Действительно, при одном-двух измерениях не исключается возможность того, что они будут выполнены с большой ошибкой. При многократных же измерениях, согласно закону нормального распределения случайных величин, вероятность многократного появления крупных ошибок мала.



## Проверьте себя

Дано приближенное число 1.0754327 и его предельная абсолютная погрешность 0.0005. Округлите это число, оставив верные цифры. Учтите погрешность округления.

Портняжной сантиметровой лентой измеряют длину окружности меридиана, пушечного ядра Царь-пушки и теннисного мяча. Измерение какой величины даст большую относительную погрешность?

При измерении радиуса круга с точностью до 0.5 см получилось число 12 см. Найдите абсолютную и относительную погрешности площади круга.

Выполните арифметические действия над приближенными числами, все цифры которых верны:

$$130,6 + 0,255 + 1,15224 + 41,84 + 11,8216 = \dots$$

$$35.2 \times 1.748 = \dots$$

$$7.6 / 2.314 = \dots$$

Оцените абсолютную погрешность функции  $y = \ln(x)$ .

Оцените абсолютную погрешность функции  $y = x \times t$  ( $t$  — любое действительное число).

## Элементарная математическая обработка результатов измерений

Чтобы получить результат, как можно более приближающийся к действительному значению определяемой величины, измерения выполняют многократно и из них находят среднее арифметическое от всех значений (исключая промахи), которое и принимают за фактическое значение измеряемой величины.

$$\bar{a} = \frac{a_1 + a_2 + \dots + a_n}{n}$$

Поскольку эта величина приближительная, следует охарактеризовать её точность. В качестве характеристики точности в простейших случаях пользуются величиной средней ошибки.

$$\bar{\Delta a} = \frac{|\Delta a_1| + |\Delta a_2| + \dots + |\Delta a_n|}{n}$$

Окончательный результат записывают в виде

$$a = \bar{a} \pm \bar{\Delta a}$$

Когда определяемая величина является функцией не одной, а нескольких измеряемых величин, то и ошибка определения этой величины зависит от ошибок измерения составляющих величин. Так как ошибки несоизмеримо меньше самих измеряемых величин, можно заменить их разности дифференциалами. Тогда:

$$\Delta Y = \left| \frac{\partial Y}{\partial a} \right| da + \left| \frac{\partial Y}{\partial b} \right| db + \dots + \left| \frac{\partial Y}{\partial k} \right| dk$$

Вычислим относительную ошибку результата для простейших функций:

$$Y = A + B \quad \frac{\Delta Y}{Y} = \frac{\left| \frac{\partial(A+B)}{\partial A} \right| \Delta A + \left| \frac{\partial(A+B)}{\partial B} \right| \Delta B}{A + B} = \frac{\Delta A + \Delta B}{A + B}$$

$$Y = A - B \quad \frac{\Delta Y}{Y} = \frac{\left| \frac{\partial(A-B)}{\partial A} \right| \Delta A + \left| \frac{\partial(A-B)}{\partial B} \right| \Delta B}{A - B} = \frac{\Delta A + \Delta B}{A - B}$$

$$Y = A \cdot B \quad \frac{\Delta Y}{Y} = \frac{\left| \frac{\partial(AB)}{\partial A} \right| \Delta A + \left| \frac{\partial(AB)}{\partial B} \right| \Delta B}{AB} = \frac{\Delta A}{A} + \frac{\Delta B}{B}$$

$$Y = \ln A \quad \frac{\Delta Y}{Y} = \frac{\left| \frac{\partial(\ln A)}{\partial A} \right| \Delta A}{\ln A} = \frac{\Delta A}{A \ln A}$$

Например, при определении молекулярной массы вещества криоскопическим методом пользуются уравнением:

$$M = \frac{K m_1}{m_2 (T_1 - T_2)},$$

где  $m_1$  и  $m_2$  — навески растворенного вещества и растворителя;  $T_1$  и  $T_2$  — температура замерзания растворителя и раствора;  $K$  — криоскопическая постоянная.

Пусть  $m_1 = 1.0000 \pm 0.0002$  г,  $m_2 = 50.00 \pm 0.05$  г,  
 $T_1 = 1.207 \pm 0.003^\circ\text{C}$ ,  $T_2 = 1.000 \pm 0.003^\circ\text{C}$ ,  $K = 1.86$ . Тогда относительная погрешность определения молекулярной массы:

$$\begin{aligned} \frac{\Delta M}{M} &= \frac{\Delta m_1}{m_1} + \frac{\Delta m_2}{m_2} + \frac{\Delta T_1 + \Delta T_2}{T_1 - T_2} = \frac{0.0002}{1.0000} + \frac{0.05}{50.00} + \frac{0.003 + 0.003}{0.207} = \\ &= 0.0002 + 0.001 + 0.029 = 0.0302. \end{aligned}$$

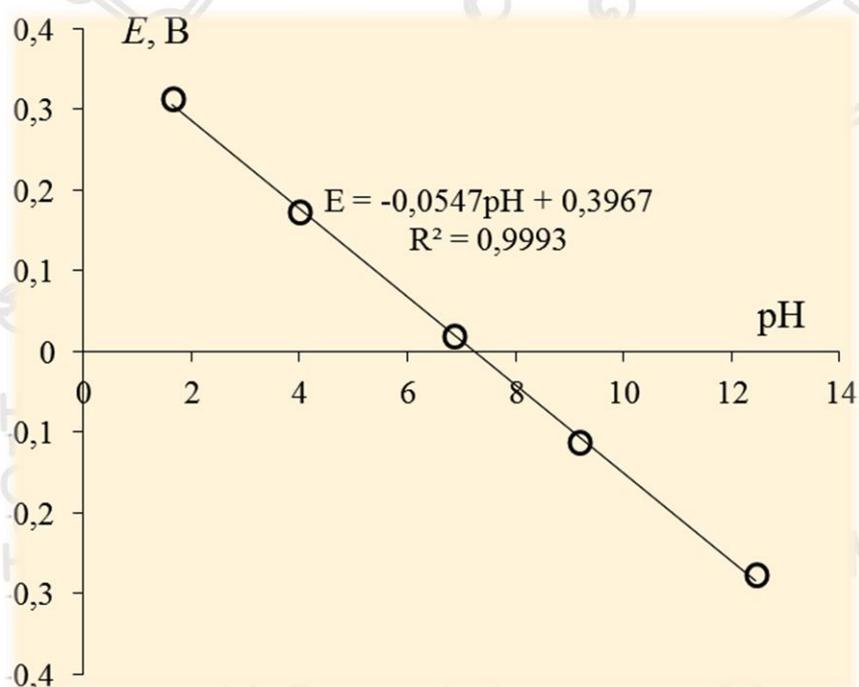
Из расчета следует, что относительная погрешность определения молекулярной массы криоскопическим методом не зависит от молекулярной массы, и наибольшую погрешность вносит ошибка определения разности температур замерзания. Поэтому для повышения точности определения молекулярной массы, в первую очередь, необходимо повышать точность измерения  $\Delta T$ .

### Графическое изображение экспериментальных данных

Наиболее выразительная, информативная и удобная форма представления экспериментальных данных — графическая. Построение графика начинают с выбора его размеров и масштаба координатных осей. Очевидно, что в целях сокращения неиспользуемой площади графика не следует начинать ось с нуля, когда откладываемая величина известна не с нуля. Масштаб выбирают удобным для работы. Например, 1 см по оси соответствует 0.2, 0.5, 1, 2.5 или 10 единицам, но не 0.17, 0.54, 1.3 или 2.48.

Оси должны быть обозначены с указанием размерности. Если измеряемые величины выражаются многозначными цифрами, то их записывают через множитель  $10^n$ , который ставят рядом с условным обозначением оси. Во избежание путаницы в экспериментальных точках при нанесении на один график нескольких зависимостей каждую точку обводят кружком, треугольником или другой фигуркой.

По поставленным точкам строят линию — функциональную зависимость. Так как случайные ошибки неизбежны, точки могут располагаться на графике с некоторым разбросом. Поэтому линию проводят так, чтобы она проходила возможно ближе ко всем точкам, а точки располагались симметрично и равномерно около линии. Обычно прямые строят с помощью линейки, а кривые — с помощью лекал.

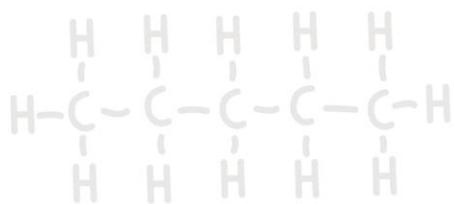


**Зависимость потенциала стеклянного электрода от pH буферных растворов (пример правильного оформления графика).**

На поле и осях графика не должно быть лишних надписей. Подпись к рисунку должна содержать номер рисунка, название зависимости и расшифровку условных обозначений графика.

## Содержание отчета

Отчет является документом, по которому судят о характере работы, о качестве ее выполнения и об уровне квалификации исполнителя. Уровень квалификации проявляется в том, как исполнитель формулирует поставленные перед собой задачи, как понимает и использует теоретический материал, насколько правильно и логично излагает экспериментальную часть работы, как анализирует и оценивает полученные результаты, какие делает выводы. Отсюда следует, что отчет по лабораторной работе служит средством развития навыков по глубокому осмыслению выполняемых заданий и умения выразить свои суждения научным языком.



## ОБЩИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

При химических превращениях происходит изменение внутренней энергии системы, обусловленное тем, что внутренняя энергия продуктов реакции отличается от внутренней энергии исходных веществ. Изучение этих изменений имеет большое значение для термодинамических и технологических расчетов и, кроме того, является одним из путей изучения энергии отдельных химических связей в молекуле и количественной оценки прочности этих связей. Изменение внутренней энергии в различных процессах происходит путем поглощения или выделения теплоты и совершения работы. Теплота реакций имеет большую величину и может быть непосредственно измерена или вычислена.

Термохимией называется раздел химической термодинамики, посвященный определению тепловых эффектов различных физико-химических процессов: химических реакций, фазовых переходов, процессов кристаллизации, растворения и др.

Тепловым эффектом химической реакции называется количество теплоты, которое выделяется или поглощается при необратимом протекании реакций при соблюдении следующих условий:

- не совершается никакой работы, кроме работы расширения;
- температура исходных веществ и продуктов реакции одинакова;
- объем или давление постоянны.

Определение тепловых эффектов основано на использовании первого начала термодинамики. Теплота является объектом изучения в калориметрии. Термодинамические данные, полученные путем

калориметрических измерений, представляет большой интерес для химии, так как при определенных условиях теплоты реакций оказываются мерой изменения внутренней энергии или энтальпии системы. Это условие вытекает из уравнения первого начала термодинамики.

$$dU = \delta Q + \delta W, \quad (1)$$

где  $dU$  — полный дифференциал внутренней энергии системы;  $\delta Q$  — приращение теплоты;  $\delta W = -pdV$  — приращение работы расширения (в случае отсутствия других видов работ).

При постоянном объеме и отсутствии других видов обобщенных работ из этого уравнения после интегрирования получаем

$$\Delta U = Q_v, \quad (2)$$

где индекс  $v$  — обозначает постоянство объема.

Для многих процессов удобно использовать не изохорные теплоты  $Q_v$ , а изобарные  $Q_p$ . Из уравнения первого начала термодинамики и определения энтальпии — ( $H = U + pV$ ) вытекает, что при  $T = \text{const}$ ,  $p = \text{const}$  и при отсутствии других видов работ кроме работы расширения

$$\Delta H = Q_p. \quad (3)$$

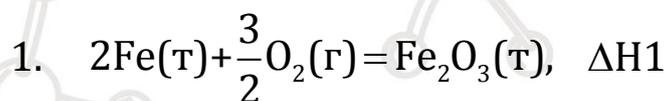
В общем тепловой эффект реакций зависит от пути процесса но, при выполнении указанных условий тепловой эффект реакции является мерой изменения внутренней энергии или энтальпии системы. Из уравнений (2) и (3) следует, что для двух практически важных процессов — изобарного и изохорного — теплота процесса приобретает свойства функции состояния, т.е. она не зависит от пути процесса, а зависит только от начального и конечного состояния системы. Таким образом, тепловой эффект химических реакций можно определить, зная начальное и конечное состояние системы. Это положение было

сформулировано на основании опытных данных Г.И. Гессом и называется законом Гесса.

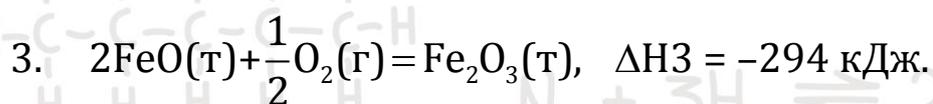
В термохимии при написании химических уравнения принято включать в него тепловой эффект реакции. Тепловой эффект реакции определяется не только природой реагирующих веществ, но и их агрегатным состоянием, поэтому в уравнении реакции указывается и агрегатное состояние реагентов через символы (г), (ж), (т) или (к) означающие газообразное, жидкое и твердое или кристаллическое состояния. Такая запись называется термохимическим уравнением. Например,



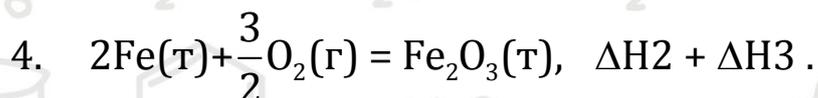
С термохимическими уравнениями, если тепловые эффекты приведены в них при одних и тех же условиях, можно оперировать точно так же, как и с алгебраическими. Это свойство термохимических уравнений вытекает непосредственно из закона Гесса. В качестве примера приведем реакции окисления железа. Пусть тепловой эффект реакции



неизвестен, но известны тепловые эффекты реакций:



На основании этих данных можно вычислить тепловой эффект первой реакции. После алгебраического суммирования реакций (2) и (3) и сокращения одинаковых слагаемых получаем



Как видно, термодинамическое уравнение (4) совпадает с (1). Отсюда, в соответствии с законом Гесса, получаем

$$\Delta H_1 = \Delta H_2 + \Delta H_3 = -527 + (-294) = -821 \text{ кДж.}$$

Термохимия позволяет вычислять тепловые эффекты процессов, для которых отсутствуют экспериментальные данные.

Сопоставление тепловых эффектов и проведение термодинамических расчетов привело к необходимости введения понятия стандартного теплового эффекта. За стандартный тепловой эффект принимают величину теплового эффекта при стандартном давлении  $p^\circ = 105 \text{ Па}$  при некоторой температуре, значение которой указывают отдельно. В справочниках, как правило, приводятся стандартные энтальпии реакций при температуре  $T = 298.15 \text{ К}$  ( $\Delta_r H_{298}^\circ$ ).

Большое практическое значение имеют расчеты тепловых эффектов химических реакций по теплотам образования и сгорания, значения которых для стандартных условий приведены в справочниках.

Теплотой образования называется тепловой эффект образования одного моля соединения из простых веществ. При этом, теплота образования простых веществ ( $\text{N}_2$ ,  $\text{H}_2$ ,  $\text{O}_2$  и др.) принимается равной нулю. Простые вещества рассматриваются в том агрегатном состоянии и той модификации, в какой они устойчивы при стандартных условиях. При расчетах тепловых эффектов по теплотам образования пользуются правилом, которое вытекает из закона Гесса: тепловой эффект химической реакции равен разности между суммой теплот образования продуктов реакции и суммой теплот образования исходных веществ. В математической форме это правило записывается следующим образом:

$$\Delta_r H^\circ = \sum_i \nu_i \Delta_f H_i^\circ, \quad (4)$$

где  $\Delta_r H^\circ$  — тепловой эффект реакции;  $\nu_i$  — стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции (с учетом знаков: для продуктов реакции стехиометрические коэффициенты положительные, а для исходных веществ — отрицательные).

Зная тепловой эффект образования химического соединения в одном агрегатном состоянии, можно на основе закона Гесса вычислить тепловой эффект его образования в другом агрегатном состоянии:

$$\Delta_f H_i^{(r)} = \Delta_f H_i^{(t)} + \Delta_{\text{sub}} H_i = \Delta_f H_i^{(ж)} + \Delta_{\text{vap}} H_i,$$
$$\Delta_f H_i^{(ж)} = \Delta_f H_i^{(t)} + \Delta_{\text{fus}} H_i, \quad \Delta_{\text{sub}} H = \Delta_{\text{fus}} H + \Delta_{\text{vap}} H,$$

где  $\Delta_{\text{sub}} H, \Delta_{\text{fus}} H, \Delta_{\text{vap}} H$  — теплоты возгонки, плавления и испарения.

При термохимических расчетах реакций, протекающих в растворах, нужно учитывать тепловой эффект процесса растворения химического соединения в данном растворителе.

Теплотой сгорания называется тепловой эффект реакции окисления кислородом одного моля химического соединения с образованием высших оксидов, входящих в это соединение элементов или соединений этих оксидов. Теплоты сгорания, найденные из опыта и пересчитанные к стандартным условиям, приведены в справочниках.

Тепловой эффект химической реакции равен разности между суммой теплот сгорания исходных веществ и суммой теплот сгорания продуктов реакции, т.е.:

$$\Delta_r H^\circ = -\sum (\nu_i \Delta_c H_i). \quad (5)$$

Таким образом, на основании закона Гесса, можно сравнительно легко рассчитывать тепловые эффекты различных физико-химических процессов при стандартных условиях.

При расчете тепловых эффектов реакций при температурах, отличных от стандартной, используются теплоемкости. Теплоемкость является одной из важнейших характеристик индивидуального вещества. Теплоемкость веществ широко используется при проведении многих термодинамических расчетов (тепловых балансов, энтропии, химического равновесия и др.).

Теплоемкостью называется количество теплоты, необходимое для нагревания единицы массы вещества на 1 К. При физико-химических и термодинамических расчетах, как правило, пользуются молярными теплоемкостями. Различают истинную и среднюю теплоемкости. Истинной молярной теплоемкостью называется отношение бесконечно малого количества теплоты, которое нужно подвести к одному молю вещества, к бесконечно малому приращению температуры, которое при этом наблюдается:  $c = \frac{\delta Q}{dT}$ , где  $c$  — молярная теплоемкость, Дж/(моль К).

Средней теплоемкостью  $\bar{c}$  в интервале температур от  $T_1$  до  $T_2$  называется отношение конечного количества теплоты, подведенной к одному молю вещества, к разности температур  $T_2 - T_1$ :

$$\bar{c} = \frac{Q}{T_2 - T_1}.$$

В зависимости от условий нагревания или охлаждения вещества различают теплоемкость при постоянном объеме  $c_v$  и при постоянном давлении  $c_p$ . Учитывая, что  $\delta Q_v = dU$  и  $\delta Q_p = dH$  для истинной молярной теплоемкости при постоянном объеме и давлении получаем:

$$c_v = \left( \frac{\partial U}{\partial T} \right)_v ; c_p = \left( \frac{\partial H}{\partial T} \right)_p. \quad (6)$$

Для  $n$  моль получаем

$$dU = nc_v dT \text{ и } dH = nc_p dT. \quad (7)$$

Проинтегрировав эти выражения, получаем:

$$Q_v = \Delta U = nc_v \Delta T, \quad (8)$$

$$Q_p = \Delta H = nc_p \Delta T. \quad (9)$$

Теплота является объектом изучения в калориметрии. Термохимические данные получают путем калориметрических измерений. В принципе, большинство калориметрических измерений сводится к тому, что процесс, тепловой эффект которого должен быть измерен, проводят в специальном приборе — калориметре и наблюдают вызванное этим процессом изменение температуры  $\Delta T$ .

Тепловой эффект процесса, изменение температуры, теплоемкости и массы веществ, связаны между собой уравнением теплового баланса

$$Q_p = \Delta H = (m_1 c_1 + m_2 c_2 + \dots + m_n c_n) \Delta T \quad (10)$$

где  $m_i$  и  $c_i$  — масса и теплоемкость исследуемого вещества и частей калориметра, участвующих в теплообмене.

### Основная аппаратура. Калориметр

Калориметром называется прибор, служащий для измерения тепловых эффектов различных физико-химических процессов, а также для измерения теплоемкостей.

Важнейшими частями калориметра являются: калориметрический сосуд, емкость с калориметрической жидкостью (часто в качестве калориметрической жидкости используется вода), в которой растворяется исследуемое вещество и защитная оболочка, уменьшающая тепловое взаимодействие калориметра с окружающей средой. Способы изолирования калориметра от теплового воздействия различны. В данном практикуме применяется калориметр с

изотермической оболочкой. В крышке калориметра имеются отверстия, куда вставляется пробирка или стаканчик с исследуемым веществом и датчик температуры.

При растворении исследуемого вещества температура растворителя изменяется и, по изменению температуры, рассчитывают тепловые эффекты различных процессов или теплоемкости.

### **Определение действительного изменения температуры в калориметрических опытах**

Общим и обязательным для всех работ в практикуме по термохимии является определение изменения температуры в ходе калориметрического опыта. В ходе калориметрических измерений, проводимых в изотермическом калориметре, происходит теплообмен с окружающей средой, следствием чего являются тепловые потери в окружающую среду. Поэтому разница между температурами начала и конца изучаемого процесса обычно отличается от изменения температуры процесса, определяемого в условиях исключающих тепловые потери. Определить действительное изменение температуры по данным, полученным в результате измерений в изотермическом калориметре, можно двумя способами — аналитическим и графическим.

В настоящем практикуме принят графический способ определения  $\Delta T$ , как более простой, по надежности не уступающий аналитическому, и позволяющий с большой наглядностью судить об особенностях протекания исследуемого процесса.

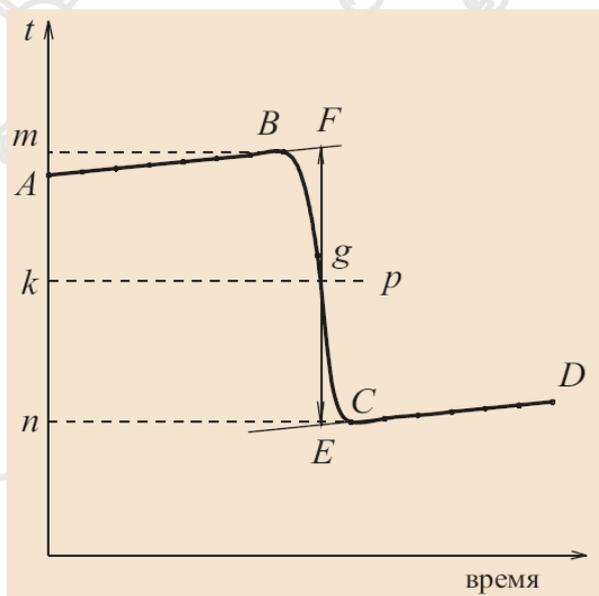
### **Графический метод определения действительного изменения температуры**

При определении действительного изменения температуры фиксируют температуру калориметрической жидкости в стакане, помещенном в подготовленный для работы

калориметр, до тех пор, пока изменение температуры не станет одинаковым и незначительным или изменение температуры не будет наблюдаться (не менее 5 минут). Затем начинают термохимический опыт (например, растворение соли), не прерывая записи температур. Это так называемый главный период. По окончании главного периода, когда изменение температуры снова станет равномерным, продолжают записывать температуру еще 5 минут, после чего опыт считают законченным. Перемешивание жидкости мешалкой облегчает быстрое достижение теплового равновесия в калориметре.

#### Обработка полученных данных

По полученным экспериментальным данным строится график в координатах температура – время. Получающийся график имеет следующий вид.

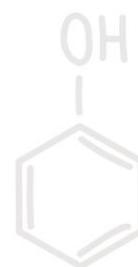
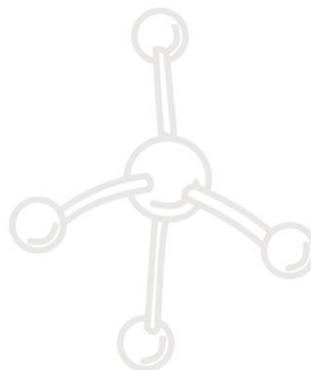
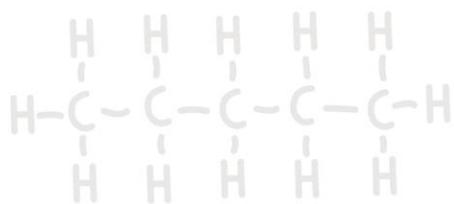
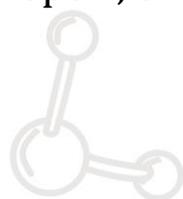


**Рис.1. График для определения действительного изменения температуры.**

Время, относящееся к участку АВ, называется «начальным периодом», ВС — «главным периодом», CD — «конечным». Чтобы определить действительное изменение температуры  $\Delta T$ , проводят линии через точки, фиксирующие равномерное изменение температуры начального и конечного периодов АВ и

CD. За начало главного периода принимают момент начала растворения соли, после которого начинается резкое изменение температуры, а за конец главного периода — точку, которая первой ложится на прямую CD. Точки В и С проектируют на ось ординат, находят середину отрезка  $mn$  и проводят линию  $kr$ . Через точку  $g$  проводят вертикаль. Экстраполируют линейные участки АВ и CD до пересечения с вертикалью в точках Е и F. Отрезок EF соответствует изменению температуры  $\Delta T$  в калориметрическом опыте с учетом поправки на теплообмен.

Крутизна линии BC зависит от характера и условий протекания исследуемого теплового процесса. Крутизна линий АВ и CD зависит от характера теплообмена с окружающей средой. Таким образом, по виду кривой ABCD можно судить о качестве проведенного опыта и учесть его недостатки при проведении следующих опытов. Точность определения изменения температуры за счет теплового процесса является основным фактором, определяющим точность конечного результата.



# ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ РАСТВОРЕНИЯ ХОРОШО РАСТВОРИМОЙ СОЛИ

## КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

Теплота растворения твердого соединения с ионной кристаллической решеткой определяется в основном суммой двух величин: теплоты разрушения кристаллической решетки и теплоты сольватации ионов молекулами растворителя. В связи с тем, что на разрушение кристаллической решетки теплота затрачивается, а процесс сольватации сопровождается выделением теплоты, знак теплоты растворения может оказаться как положительным, так и отрицательным, в зависимости от того, какое из двух слагаемых больше по абсолютной величине.

Теплота растворения зависит от концентрации образующегося раствора. Например, при растворении одного моль  $\text{CuSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  в 8 моль воды поглощается 3.35 кДж теплоты, при растворении того же количества кристаллогидрата в 12 моль воды теплота растворения равна нулю, а при растворении в очень большом количестве воды выделяется 17.67 кДж теплоты.

Различают интегральную и дифференциальную теплоты растворения. Теплота, которая поглощается или выделяется при растворении одного моль вещества в таком количестве растворителя, чтобы образовался раствор с определенной моляльностью  $m$ , называется интегральной теплотой растворения. Дифференциальной теплотой растворения называется тепловой эффект, сопровождающий процесс растворения одного моль вещества в бесконечно большом количестве растворителя.

Дифференциальные теплоты растворения определяются расчетным методом. Интегральные теплоты растворения находятся экспериментально.

Расчет теплоты растворения проводят на основе уравнения теплового баланса

$$Q = \left[ (m_1 + m_2)c + \sum_{i \geq 3}^n m_i c_i \right] \Delta T,$$

где  $m_1$  и  $m_2$  — масса воды и соли, соответственно, г;  $c$  — теплоемкость образующегося раствора, Дж/г·К, (для используемых в данной работе количеств воды и солей  $c \approx 4.18$  Дж/г·К);  $m_i$  и  $c_i$  — масса и теплоемкость составных частей калориметра.

Точно определить  $m_i$  и  $c_i$  не представляется возможным. Поэтому сумму  $\sum_{i \geq 3}^n m_i \cdot c_i$  обозначают символом  $K$ , называемым постоянной калориметра и определяют его значение по изменению температуры при растворении определенного количества соли с известной теплотой растворения. Постоянная калориметра  $K$  — количество тепла, которое необходимо подвести к участвующей в теплообмене части калориметра, чтобы поднять его температуру на  $1^\circ\text{C}$ .

Уравнение теплового баланса запишется тогда:

$$Q = [(m_1 + m_2)c + K] \Delta T.$$

Отсюда

$$K = \frac{Q}{\Delta T} - (m_1 + m_2)c,$$

где  $Q = \Delta H m_2$ ;  $\Delta H$  — интегральная теплота растворения соли, Дж/г.

В качестве соли с известной теплотой растворения можно использовать  $\text{KCl}$  или  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Интегральные теплоты растворения солей даны в справочнике.

В справочнике интегральные теплоты растворения даны для стандартной температуры  $298\text{ K}$ . Если температура воды, в

которой растворяют соль, отличается от стандартной, то теплота растворения будет иной. Поэтому опыт нужно проводить при стандартной температуре или рассчитывать интегральную теплоту растворения для данной температуры с помощью уравнений типа

$\Delta H = \Delta H_{298} - k(298 - T)$ , где  $k$  — коэффициент, характерный для каждой соли. Например, для KCl  $\Delta H_{уд} = 256.9 - 3.89(298 - T)$ , Дж/г.

Теплота растворения соли зависит от концентрации образующегося раствора. Поэтому необходимо рассчитать концентрацию раствора, образующегося при растворении соли с известной теплотой растворения и, в соответствии с этим, интерполяцией определить теплоту растворения этой соли для данной концентрации, а затем рассчитать постоянную калориметра.

Зная постоянную калориметра легко рассчитать теплоту растворения неизвестной соли. Для этого определяют изменение температуры при растворении неизвестной соли и рассчитывают  $Q$ , а также рассчитывают удельную теплоту растворения неизвестной соли  $q$  по формуле

$$q = Q / m_2.$$

Значение удельной теплоты растворения соли можно использовать (наряду с другими данными) для определения соли. Для этого сравнивают, полученное значение, со справочными значениями удельных теплот растворения различных солей.

## ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Определить теплоту растворения хорошо растворимой соли калориметрическим методом.

## ОБОРУДОВАНИЕ

- Учебно-лабораторный модуль «ТЕРМОДИНАМИКА»
- Сетевой кабель
- Платиновый термометр сопротивления
- Соединительный кабель для датчика
- Магнитная мешалка
- Калориметр
- Весы с точностью до 0,01 г

## РЕАКТИВЫ И ПОСУДА

- Промывалка с дистиллированной водой
- Мерный цилиндр 100 мл
- Кристаллический KCl
- Неизвестная соль (например,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  или  $\text{NaCl}$ ).

## ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

### Опыт №1. Определение постоянной калориметра

Вначале определяют постоянную калориметра. Для этого мерным цилиндром отмеряют  $80 \text{ см}^3$  дистиллированной воды, выливают в калориметр и закрывают крышкой. Затем в калориметр помещают магнитную мешалку. Термометр устанавливают в крышке калориметра штатива по центру стакана так, чтобы он не касался его дна. Далее датчик соединяют с помощью соединительного провода с учебно-лабораторным модулем. Собранный и готовый к работе калориметр представлен на Рис. 2.

Выбирают тип эксперимента **Кинетика**. Результаты измерения можно видеть во вкладке **Таблица** или **График**.

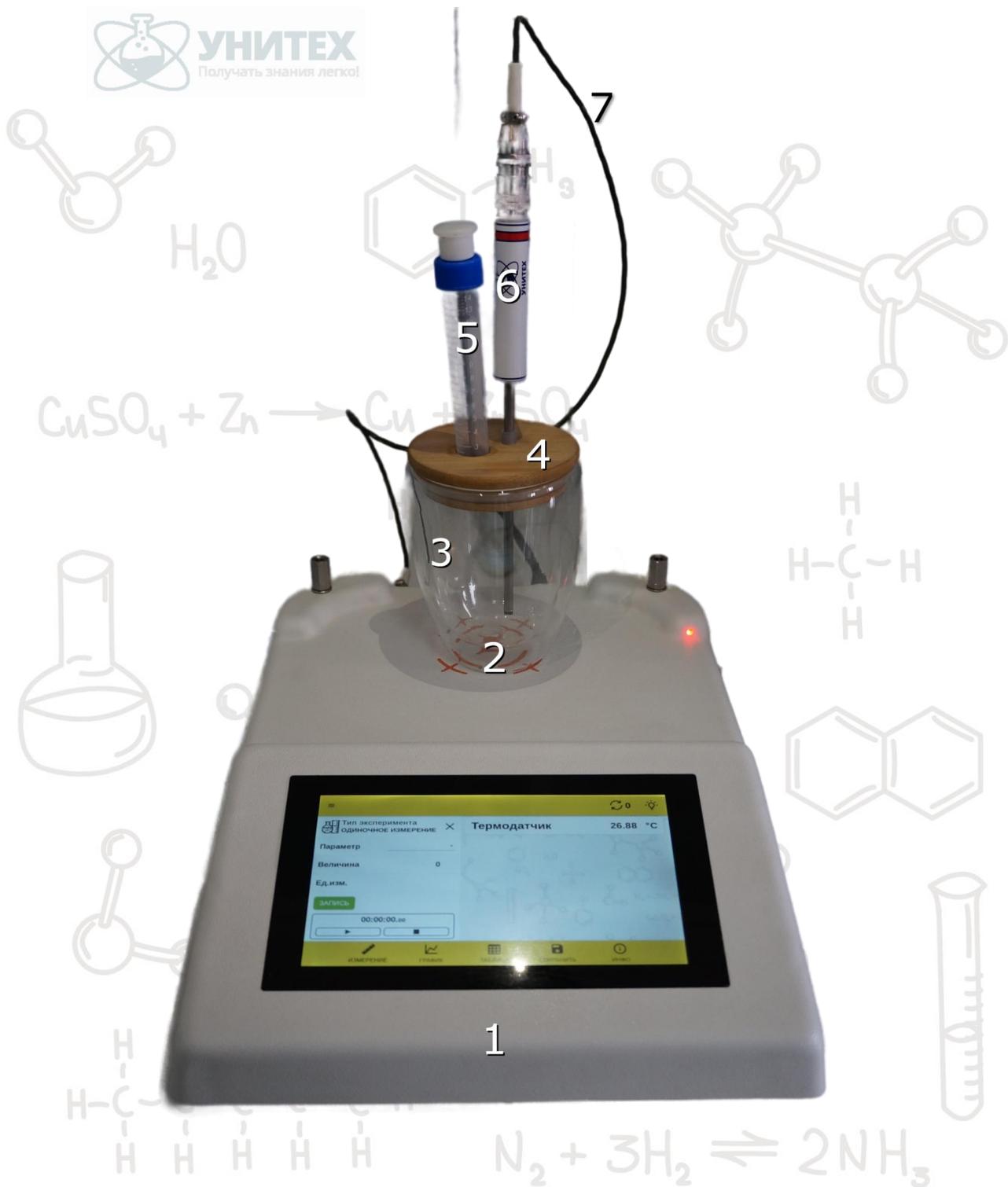


Рис. 2. Калориметр, подготовленный к работе. 1 – модуль «Термодинамика»; 2 – зона магнитной мешалки; 3 – емкость калориметра; 4 – крышка калориметра; 5 – шприц-дозатор для сыпучих реактивов; 6 – платиновый термометр сопротивления; 7- соединительный провод датчика.

Затем включают мешалку на скорость 1 или 2. Задают интервал измерений **3 секунды**, а общее количество точек **100**. Затем нажимают кнопку **ЗАПИСЬ**. После записи данных в течение минимум двух минут (начальный участок температурной кривой) можно всыпать навеску соли.

В сухой шприц-дозатор для калориметра заранее засыпают навеску KCl массой 2 г и устанавливают шприц в отверстие в крышке калориметра. Двигая поршень вверх и вниз, всыпают соль в калориметр спустя 2 минуты после включения записи.

По завершении записи данных просмотреть результаты измерений можно во вкладке **Таблица**. Автоматически построенный график зависимости температуры раствора от времени можно увидеть во вкладке **График**, в верхней части вкладки **График** в обоих полях **п/п** выберите Термометр. Результаты измерений записывают в тетрадь или переносят в электронную таблицу Excel, в которой удобно обрабатывать экспериментальные данные.

Сохранить результаты на флеш-накопитель можно, перейдя во вкладку **Сохранение**, затем выбрать формат .csv или .txt, установить флеш-накопитель в разъем USB и нажать кнопку **Сохранить**. Обратите внимание, что флеш-накопитель должен быть отформатирован в системе FAT32.

После переноса данных, строят график и графическим методом определяют изменение температуры при растворении соли и рассчитывают постоянную калориметра.

## **Опыт №2. Определение теплоты растворения неизвестной соли.**

Затем выливают из стакана раствор, ополаскивают дистиллированной водой, наливают в него 80 мл дистиллированной воды и устанавливают в калориметр. Затем

проводят растворение 2 г (точная навеска) неизвестной соли аналогично растворению соли с известной теплотой растворения, определяют изменение температуры и рассчитывают интегральную теплоту растворения.

Далее проводят расчеты и оформляют отчет.

## РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОФОРМЛЕНИЮ ОТЧЕТА

### Пример расчета теплоты растворения неизвестной соли

Предположим, что в ходе эксперимента были получены следующие данные. При определении постоянной калориметра, в 500 мл воды растворялось 5 г  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Действительное изменение температуры, определенное графическим методом, составило  $0.6^\circ\text{C}$ . При растворении 5 г неизвестной соли, действительное изменение температуры составило  $0.68^\circ\text{C}$ . Температура воды —  $25^\circ\text{C}$ .

### Определение постоянной калориметра.

1. Рассчитывают количество молей  $\text{KCl}$ ,  $M(\text{KCl}) = 74,55$  г/моль:

$$n_{\text{KCl}} = \frac{m_{\text{KCl}}}{M_{\text{KCl}}} = \frac{2 \text{ г}}{74,55 \text{ г/моль}} = 0,0268 \text{ моль}$$

2. Рассчитывают моляльную концентрацию раствора  $\text{KCl}$  при растворении 2 г соли в 80 мл дистиллированной воды:

$$m_{\text{KCl}} = \frac{n_{\text{KCl}} \cdot 1000}{m_{\text{воды}}} = \frac{0,0268 \text{ моль} \cdot 1000}{80 \text{ г}} = 0,335 \text{ моль/кг H}_2\text{O}$$

3. Находят в справочнике значение интегральной теплоты растворения  $\Delta H_{m\text{KCl}}$

т, моли соли на 1 кг $\text{H}_2\text{O}$	$\Delta H_m$ , кДж/моль
0,3	17,55

0,4	17,50
-----	-------

4. Рассчитывают интегральную теплоту растворения раствора KCl с моляльной концентрацией 0,335 моль/кг H<sub>2</sub>O. Рассуждают следующим образом:

Увеличение моляльности на 0,1 моль/кг приводит к уменьшению  $\Delta H_m$  на 17,55–17,50=0,05 кДж/моль.

При увеличении моляльности на 0,335–0,3=0,035 моль/кг H<sub>2</sub>O, уменьшение  $\Delta H_m$  составит  $0,035 \cdot 0,05 / 0,1 = 0,0175$  кДж/моль.

Таким образом, интегральная теплота растворения  $\Delta H_m$  при образовании раствора KCl с моляльной концентрацией 0,335 моль/кг H<sub>2</sub>O составит 17,55–0,0175=17,5325 кДж/моль.

5. Рассчитывают количество теплоты, поглотившейся при растворении 0,0268 моль KCl

$$Q_{KCl} = \Delta H_m \cdot n = 17532,5 \frac{\text{Дж}}{\text{моль}} \cdot 0,0268 \text{ моль} = 469,87 \text{ Дж}$$

6. Определяют графическим способом изменение температуры  $\Delta T$  в ходе калориметрического опыта при растворении KCl, например, величина  $\Delta T$  составила 1,087 С°.

7. Рассчитывают постоянную калориметра по уравнению:

$$K = \frac{Q_{KCl}}{\Delta T_{KCl}} - (m_1 + m_2) \cdot C = \frac{469,87 \text{ Дж}}{1,087^\circ} - (80 \text{ г} + 2 \text{ г}) \cdot 4,18 \frac{\text{Дж}}{\text{г} \cdot \text{К}} = 89,50 \text{ Дж}$$

где  $C = 4,18 \text{ Дж}/(\text{гК})$  – теплоемкость, образующегося раствора,  $m_1$  и  $m_2$  - масса воды и соли соответственно,

## Определение теплоты растворения неизвестной соли

1. Определяют графическим способом изменение температуры  $\Delta T_x$  в ходе калориметрического опыта при растворении неизвестной соли.
2. Рассчитывают количество теплоты при растворении неизвестной соли по уравнению:

$$Q_x = ((m_1 + m_2)C + K) \cdot T_x$$

где  $Q_x$  – теплота растворения неизвестной соли, Дж;  $m_1$  и  $m_2$  – масса воды и соли соответственно, г;  $C$  – теплоемкость, образующегося раствора (4,18 Дж/(г·К));  $K$  – постоянная калориметра, Дж/градус;  $\Delta T_x$  – изменение температуры в ходе калориметрического опыта при растворении неизвестной соли.

3. Рассчитывают удельную теплоту растворения неизвестной соли по уравнению:

$$q_x = \frac{Q_x}{m_x}$$

где  $Q_x$  – теплота растворения неизвестной соли, Дж;  $q_x$  – масса неизвестной соли, г.

Так как молярная масса соли неизвестна, то пересчитываем молярные интегральные теплоты растворения на удельные. Сравнивая значение удельной теплоты растворения, определенной экспериментально со справочными данными из Таблицы 1, делают вывод, о том, какая соль была использована в качестве неизвестной.

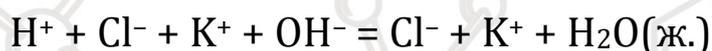
Таблица 1. Удельные теплоты растворения некоторых солей (из расчета 2 г соли на 80 мл воды).

Соль	NaCl	NH <sub>4</sub> Cl	KCl	KBr	NH <sub>4</sub> NO <sub>3</sub>
$q$ , Дж/г	70	284	232	170	316

# ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ СИЛЬНОЙ КИСЛОТЫ СИЛЬНЫМ ОСНОВАНИЕМ

## КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

При взаимодействии сильной кислоты с сильным основанием в разбавленных водных растворах выделяется почти одинаковое количество теплоты  $\Delta H = 55.9$  кДж / моль при 298 К. Постоянство теплот нейтрализации связано с тем, что при взаимодействии сильных кислот и оснований, полностью диссоциированных в водных растворах, из ионов  $H^+$ , (точнее из ионов гидроксония  $H_3O^+$ ) кислоты и ионов  $OH^-$  основания образуются молекулы воды:



В тепловой эффект, наблюдаемый при нейтрализации, помимо теплоты нейтрализации входят теплоты разведения кислоты щелочью и щелочи кислотой.

## ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Определить теплоту реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием калориметрическим способом

## ОБОРУДОВАНИЕ

- Учебно-лабораторный модуль «ТЕРМОДИНАМИКА»
- Сетевой кабель
- Платиновый термометр сопротивления
- Соединительный кабель для датчика
- Магнитная мешалка
- Калориметр
- Ручной дозатор переменного объема
- Весы с точностью до 0,01 г

## РЕАКТИВЫ И ПОСУДА

- Промывалка с дистиллированной водой
- Стакан на 100 мл
- Колба мерная 100 мл – 2 шт.
- Градуированная пипетка 10 мл
- Груша трехходовая
- Водный раствор NaOH, 0.015 моль/л
- Водный раствор HCl, 5 моль/л
- KCl кристаллический

## ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

### Приготовление растворов.

**Раствор гидроксида натрия 0,015 моль/л.** Навеску гидроксида натрия массой 0,06 г насыпают в мерную колбу 100 мл, доливают немного воды, перемешивают до растворения. Затем доводят до метки дистиллированной водой.

**Раствор соляной кислоты 5 моль/л.** Соляную кислоту 36% (плотность 1,18 г/мл) объемом 43 мл вливают в дистиллированную воду объемом около 40-45 мл, налитую в мерную колбу 100 мл. Аккуратно перемешивают и доводят водой до метки.

### Опыт №1. Определение постоянной калориметра

Вначале определяют постоянную калориметра. Для этого наливают в калориметр  $80 \text{ см}^3$  дистиллированной воды, в калориметр помещают якорь магнитной мешалки, и закрывают крышкой. Платиновый термометр сопротивления закрепляют в крышке калориметра и располагают по центру так, чтобы он не касался его дна. Далее датчик соединяют с помощью соединительного провода с учебно-лабораторным модулем.

Выбирают тип эксперимента **Кинетика**. Результаты измерения можно видеть во вкладке **Таблица**.

Затем включают мешалку на скорость 1 или 2. Задают интервал измерений **3** секунды, а общее количество точек **100**. Затем нажимают кнопку **ЗАПИСЬ**. После записи данных в течение минимум двух минут (начальный участок температурной кривой) можно всыпать навеску соли.

Через отверстие в крышке калориметра с помощью шприца-дозатора всыпают в стакан навеску 2 г измельченной соли с известной теплотой растворения (например, KCl). Проводят растворение соли.

По завершении записи данных просмотреть результаты измерений можно во вкладке **Таблица**. Изменение температуры в процессе определяют графическим способом. Исходные данные зависимости температуры раствора от времени можно увидеть во вкладке **График**.

Сохранить результаты на флеш-накопитель можно, перейдя во вкладку **Сохранение**, затем выбрать формат .csv или .txt, установить флеш-накопитель в разъем USB и нажать кнопку **Сохранить**. Обратите внимание, что флеш-накопитель должен быть отформатирован в системе FAT32.

После переноса данных, строя график и графическим методом определяют изменение температуры при растворении соли и рассчитывают постоянную калориметра.

## **Опыт №2. Определение теплоты нейтрализации и разведения**

Затем выливают из калориметра раствор, ополаскивают дистиллированной водой, наливают в него 100 мл раствора щелочи с концентрацией 0.015 моль/л и устанавливают в калориметр. Производят настройку режима записи данных аналогично опыту №1. Затем проводят нейтрализацию щелочи 3 мл 5 моль/л кислотой с помощью ручного дозатора или

пипетки. Далее графически определяют изменение температуры и рассчитывают сумму теплот разведения и нейтрализации.

### Опыт №3. Определение теплоты разведения

Снова выливают из калориметра раствор, ополаскивают дистиллированной водой, наливают в него 100 мл дистиллированной воды. Производят настройку режима записи данных аналогично опыту №1. Затем в стакан добавляют 3 мл 5 моль/л кислоты. Далее графически определяют изменение температуры и рассчитывают теплоту разведения.

### РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОФОРМЛЕНИЮ ОТЧЕТА

В данной работе к большому объему щелочи прибавляется небольшой объем кислоты, поэтому объем щелочи мало изменится при вливании в нее кислоты, теплота разведения щелочи кислотой мала, и ею можно пренебречь.

Теплота разведения кислоты водой в этом случае велика, и ее нужно учитывать при определении теплоты нейтрализации.

Тогда,

$$q_1 = q + q_2; \text{ и } q = q_1 - q_2$$

где  $q$  – теплота нейтрализации;  $q_1$  – теплота нейтрализации и разведения;  $q_2$  – теплота разведения.

Изменение температуры  $\Delta T$ , как для процесса нейтрализации, так и для процесса разведения определяют графически.

Теплоту нейтрализации определяют по формуле

$$q = (m_1 c_1 + m_2 c_2 + K) \Delta T_1 - (m_2 c_2 + m_3 c_3 + K) \Delta T_2$$

где  $m_1, c_1$  – масса и теплоемкость щелочи;  $m_2, c_2$  – масса и теплоемкость кислоты;  $m_3, c_3$  – масса и теплоемкость воды (теплоемкости растворов щелочи, кислоты и воды принимаются за 4,18 Дж/(г·К);  $K$  – постоянная калориметра, Дж;  $\Delta T_{1(P+H)}$ ,  $\Delta T_{2(P)}$

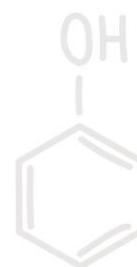
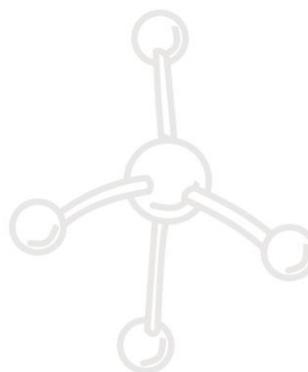
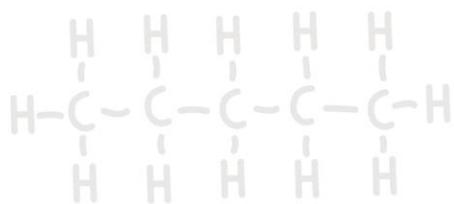
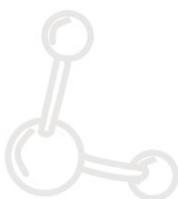
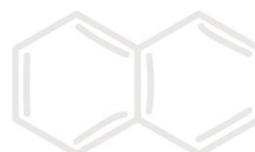
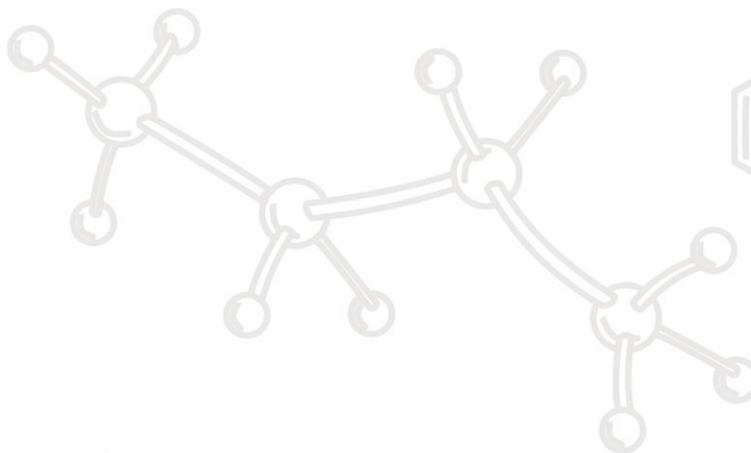
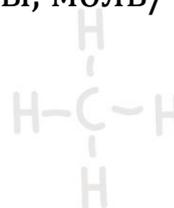
— разность температур при «разведении и нейтрализации» и «разведении» соответственно, К.

Полученный тепловой эффект пересчитывают на 1 моль кислоты по формуле:

$$\Delta H = \frac{q}{\nu c}$$



где  $\nu$  — объем кислоты, л;  $c$  — концентрация кислоты, моль/л.



# ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОВОГО ЭФФЕКТА РЕАКЦИИ РАСТВОРЕНИЯ МАГНИЯ В КИСЛОТЕ

## ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Определить теплоту растворения металлического магния Mg в растворе соляной кислоты HCl

## ОБОРУДОВАНИЕ

- Учебно-лабораторный модуль «ТЕРМОДИНАМИКА»
- Сетевой кабель
- Платиновый термометр сопротивления
- Соединительный кабель для датчика
- Магнитная мешалка
- Калориметр
- Весы с точностью до 0,01 г

## РЕАКТИВЫ И ПОСУДА

- Промывалка с дистиллированной водой
- стакан на 100 мл
- Мерная колба 100 мл
- Водный раствор HCl, 0.1 моль/л
- Mg, стружка/порошок

## ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

### Приготовление 0,1 моль/л раствора соляной кислоты.

Соляную кислоту 36% (плотность 1,18 г/мл) объемом 0,86 мл вливают в дистиллированную воду объемом около 40-45 мл, налитую в мерную колбу 100 мл. Аккуратно перемешивают и доводят водой до метки.

## Опыт №1. Определение постоянной калориметра

Вначале определяют постоянную калориметра. Для этого наливают в калориметр  $80 \text{ см}^3$  дистиллированной воды, в калориметр помещают якорь магнитной мешалки, и закрывают крышкой. Платиновый термометр сопротивления закрепляют в крышке калориметра и располагают по центру так, чтобы он не касался его дна. Далее датчик соединяют с помощью соединительного провода с учебно-лабораторным модулем.

Выбирают тип эксперимента **Кинетика**. Результаты измерения можно видеть во вкладке **Таблица**.

Затем включают мешалку на скорость 1 или 2. Задают интервал измерений **3** секунды, а общее количество точек **100**. Затем нажимают кнопку **ЗАПИСЬ**. После записи данных в течение минимум двух минут (начальный участок температурной кривой) можно всыпать навеску соли.

Через отверстие в крышке калориметра с помощью шприца-дозатора всыпают в стакан навеску 2 г измельченной соли с известной теплотой растворения (например, KCl). Проводят растворение соли.

По завершении записи данных просмотреть результаты измерений можно во вкладке **Таблица**. Изменение температуры в процессе определяют графическим способом. Исходные данные зависимости температуры раствора от времени можно увидеть во вкладке **График**.

Сохранить результаты на флеш-накопитель можно, перейдя во вкладку **Сохранение**, затем выбрать формат .csv или .txt, установить флеш-накопитель в разъем USB и нажать кнопку **Сохранить**. Обратите внимание, что флеш-накопитель должен быть отформатирован в системе FAT32.

После переноса данных, строят график и графическим методом определяют изменение температуры при растворении соли и рассчитывают постоянную калориметра.

### Опыт №2. Растворение магния в кислоте

Затем выливают из калориметра раствор, ополаскивают дистиллированной водой, наливают в него 100 мл раствора кислоты с концентрацией 0.1 моль/л и закрывают крышкой. Производят настройку режима записи данных аналогично опыту №1. Затем высыпаяют точную навеску магния (0.01 г) в калориметр через отверстие в крышке. Далее графически определяют изменение температуры и рассчитывают энтальпию взаимодействия кислоты с металлическим магнием по формуле:

$$q = (m_1 + m_2) \cdot c \cdot \Delta T + K$$

где  $m_1$ , – масса кислоты, г;  $m_2$ , – масса магния, г;  $m_3$ , с – теплоемкость раствора (4,18 Дж/(г·К)); ,  $K$  – постоянная калориметра, Дж;  $\Delta T$  - разность температур, К.

Полученный тепловой эффект пересчитывают на 1 моль кислоты по формуле:

$$\Delta H = \frac{q}{vc}$$

где  $v$  – объем кислоты, л;  $c$  – концентрация кислоты, моль/ л.

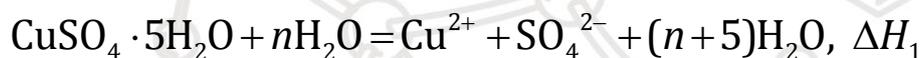
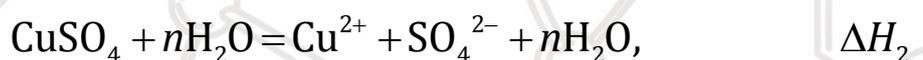
Далее считают относительную погрешность, с учетом энтальпий образования веществ.

Наименование	Формула	$\Delta H_{298K}$ кДж/моль
Хлорид магния	MgCl <sub>2</sub>	-644.8
Соляная кислота	HCl	-167.1

# ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛОТЫ ОБРАЗОВАНИЯ КРИСТАЛЛОГИДРАТА СУЛЬФАТА МЕДИ

## КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

Количество теплоты, которое затрачивается на образование 1 моль твердого кристаллогидрата из твердой безводной соли и соответствующего количества молей воды, называют теплотой гидратообразования. Значение теплоты гидратообразования напрямую определить очень сложно. Эту величину находят расчетным путем по закону Гесса, по разности интегральных энтальпий растворения кристаллогидрата и безводной соли, взятых в таких количествах, чтобы полученный раствор в обоих случаях имел одинаковую концентрацию. Например:



Измерив экспериментально в калориметре  $\Delta H_2$  и  $\Delta H_1$  можно рассчитать теплоту гидратообразования сульфата меди.

## ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Определить теплоту гидратообразования сульфата меди

## ОБОРУДОВАНИЕ

- Учебно-лабораторный модуль «ТЕРМОДИНАМИКА»
- Сетевой кабель
- Платиновый термометр сопротивления
- Соединительный кабель для датчика
- Магнитная мешалка
- Калориметр
- Весы с точностью до 0,01 г

## РЕАКТИВЫ И ПОСУДА

- Промывалка с дистиллированной водой
- Стакан 100 мл
- Сульфат меди пятиводный, кристаллический
- Сульфат меди безводный, кристаллический

## ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

### Опыт №1. Определение постоянной калориметра

Вначале определяют постоянную калориметра. Для этого наливают в калориметр  $80 \text{ см}^3$  дистиллированной воды, в калориметр помещают якорь магнитной мешалки, и закрывают крышкой. Платиновый термометр сопротивления закрепляют в крышке калориметра и располагают по центру так, чтобы он не касался его дна. Далее датчик соединяют с помощью соединительного провода с учебно-лабораторным модулем.

Выбирают тип эксперимента **Кинетика**. Результаты измерения можно видеть во вкладке **Таблица**.

Затем включают мешалку на скорость 1 или 2. Задают интервал измерений **3** секунды, а общее количество точек **100**. Затем нажимают кнопку **ЗАПИСЬ**. После записи данных в течение минимум двух минут (начальный участок температурной кривой) можно всыпать навеску соли.

Через отверстие в крышке калориметра с помощью шприца-дозатора всыпают в стакан навеску 2 г измельченной соли с известной теплотой растворения (например, KCl). Проводят растворение соли.

По завершении записи данных просмотреть результаты измерений можно во вкладке **Таблица**. Изменение температуры в процессе определяют графическим способом.

Исходные данные зависимости температуры раствора от времени можно увидеть во вкладке **График**.

Сохранить результаты на флеш-накопитель можно, перейдя во вкладку **Сохранение**, затем выбрать формат .csv или .txt, установить флеш-накопитель в разъем USB и нажать кнопку **Сохранить**. Обратите внимание, что флеш-накопитель должен быть отформатирован в системе FAT32.

После переноса данных, строят график и графическим методом определяют изменение температуры при растворении соли и рассчитывают постоянную калориметра.

### **Опыт №2. Растворение безводного сульфата меди**

Выливают из стакана содержимое от предыдущего опыта, ополаскивают его дистиллированной водой, наливают в него 100 мл дистиллированной воды и устанавливают в калориметр. Производят настройку режима записи данных аналогично опыту №1. Затем высыпая навеску с точностью до 0,01 г безводного сульфата меди (1-1,2 г) в стакан с водой. Графическим методом определяют изменение температуры при растворении соли и энтальпию этого процесса.

Определяют количество теплоты  $Q_2 = - n_2$  (кДж/моль), выделяющейся при растворении безводной соли сульфата меди в пересчете на 1 моль безводной соли по формуле

$$Q_2 = \frac{(m_{CuSO_4} + m_{H_2O}) \cdot \Delta T \cdot c \cdot M_{CuSO_4} + K}{m_{CuSO_4} \cdot 1000}$$

где  $(m_{CuSO_4} + m_{H_2O})$  – масса соли и воды соответственно, г;  
 $c$  – удельная теплоемкость раствора, 4,184 Дж/г · град;  
 $M_{CuSO_4}$  – молярная масса соли;  $K$  – постоянная калориметра, Дж.

### **Опыт №3. Растворение пятиводного сульфата меди**

Далее повторяют эксперимент как описано в опыте №2, только вместо безводного сульфата меди используют

кристаллогидрат — пентагидрат сульфата меди массой 1,6-1,8 г. Графическим методом определяют изменение температуры при растворении соли и энтальпию этого процесса.

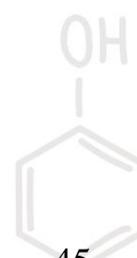
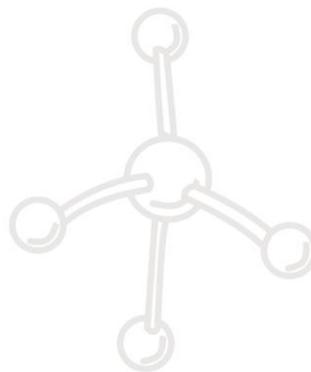
Определяют количество теплоты  $Q_1 = - H_1$  (кДж/моль), выделяющейся при растворении кристаллогидрата сульфата меди.

$$Q_1 = \frac{(m_{CuSO_4 \cdot 5H_2O} + m_{H_2O}) \cdot \Delta T \cdot c \cdot M_{CuSO_4 \cdot 5H_2O} + K}{m_{CuSO_4 \cdot 5H_2O} \cdot 1000}$$

Рассчитывают теплоту образования кристаллогидрата

$$|\Delta H_{\text{гидр}}| = |H_1| - |H_2|$$

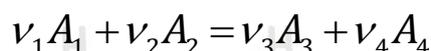
Полученное значение сравнивают с табличной величиной гидратообразования  $\Delta H_{\text{гидр}} = - 77,8 \text{ кДж/моль}$  и находят относительную ошибку.



# ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5. ОПРЕДЕЛЕНИЕ КОНСТАНТЫ РАВНОВЕСИЯ РЕАКЦИИ КАЛЬЦИНИРОВАНИЯ ГИДРОКАРБОНАТА НАТРИЯ

## КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

Рассмотрим термодинамическую систему, в которой протекает некоторая обобщенная химическая реакция:



где  $\nu_i$  - стехиометрический коэффициент,  $A_i$  - реагент.

Полный дифференциал функции Гиббса для этой системы запишется как

$$dG \leq -SdT + VdP + \sum_i \nu_i \mu_i dn_i$$

В состоянии равновесия, при постоянстве температуры и давления,

$$\sum_i \nu_i \mu_i dn_i = 0$$

В состоянии динамического равновесия  $dn_i$  не может быть равно нулю, следовательно,

$$\sum_i \nu_i \mu_i = 0$$

Полученное соотношение является условием химического равновесия реакции. Из него можно получить очень важный для химии закон действия масс. Если рассматриваемая реакция гомогенная, например, все реагенты - газообразные вещества, то с учетом значений химических потенциалов каждого компонента реакции можно записать:

$$\nu_4 \mu_4 + \nu_3 \mu_3 - \nu_2 \mu_2 - \nu_1 \mu_1 = 0$$
$$\nu_4 \mu_4^\circ + RT \ln \frac{p_4}{p^\circ} + \nu_3 \mu_3^\circ + RT \ln \frac{p_3}{p^\circ} - \nu_2 \mu_2^\circ - RT \ln \frac{p_2}{p^\circ} - \nu_1 \mu_1^\circ + RT \ln \frac{p_1}{p^\circ} = 0$$

После группировки членов, зависимых только от температуры и зависимых только от содержания реагентов, получаем:

$$\sum_i \nu_i \mu_i^\circ + RT \ln \frac{\left(\frac{p_4}{p^\circ}\right)^{\nu_4} \left(\frac{p_3}{p^\circ}\right)^{\nu_3}}{\left(\frac{p_2}{p^\circ}\right)^{\nu_2} \left(\frac{p_1}{p^\circ}\right)^{\nu_1}} = 0$$

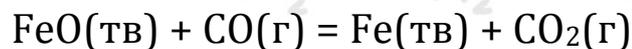
Это соотношение можно записать компактнее, если учесть, что стандартное давление  $p^\circ = 1 \times 10^5$  Па

$$\Delta G^\circ_T + RT \ln K_p = 0$$

В состоянии равновесия при постоянной температуре, выражение под логарифмом также будет постоянным. Следовательно, в состоянии равновесия выражение в квадратных скобках является константой и называется константой равновесия химической реакции  $K_p$

$$K_p = \frac{p_4^{\nu_4} p_3^{\nu_3}}{p_2^{\nu_2} p_1^{\nu_1}}$$

Полученное выражение является законом действующих масс. Закон действия масс применим и к системам, в которых протекают реакции с участием твердых реагентов, т.н. гетерогенные реакции. В качестве примеров можно привести следующие реакции:



Согласно термодинамическому условию равновесия, например, для реакции окисления никеля получим

$$\mu_{\text{NiO}} - \mu_{\text{Ni}} - 0.5\mu_{\text{O}_2} = 0$$

Для газообразного реагента (кислорода)  $\mu_{O_2} = \mu^\circ_{O_2} + RT \ln p_{O_2}$ , для твердого реагента (никеля)  $\mu_{Ni} = \mu^\circ_{Ni}$ , т. к. химический потенциал твердой фазы зависит только от температуры и не зависит от его содержания (давления). С учетом этого:

$$K_p = p_{O_2}^{-0.5}$$

Следовательно, константа равновесия реакции разложения карбоната кальция запишется в виде:

$$K_p = p_{CO_2}$$

А константа равновесия реакции восстановления оксида железа угарным газом равна:

$$K_p = \frac{p_{CO_2}}{p_{CO}}$$

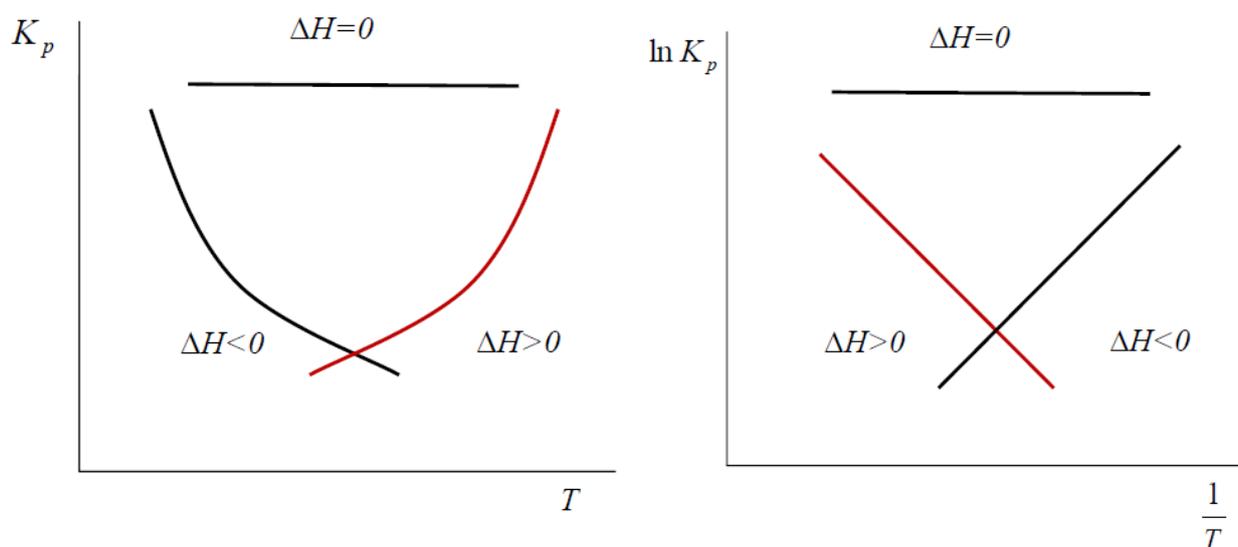
Таким образом, выражение закона действующих масс для гетерогенных химических реакций остается таким же, как и для гомогенных, но только парциальные давления (или концентрации) твердых фаз не входят в уравнения констант равновесия.

Константа равновесия конкретной реакции ( $K_p$  и  $K_c$ ) зависит только от температуры. Влияние температуры на константу равновесия можно получить непосредственно из связи стандартного изобарного потенциала с константой равновесия реакции:

$$\ln K_p = -\frac{\Delta G^\circ}{RT} = \frac{\Delta S^\circ}{R} - \frac{\Delta H^\circ}{RT}$$

Из этого соотношения можно оценить стандартную энтальпию и энтропию химической реакции:

$$\Delta H^\circ = -R \frac{d \ln K_p}{dT}, \quad \Delta S^\circ = R \frac{d(T \ln K_p)}{dT}$$



Зависимость константы равновесия реакции от температуры  $K_p = f(T)$  и логарифма константы равновесия от обратной температуры.

## ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Определить константу равновесия и основные термодинамические величины реакции разложения гидрокарбоната натрия.

## ОБОРУДОВАНИЕ

- Учебно-лабораторный модуль «ТЕРМОДИНАМИКА»
- Сетевой кабель
- Соединительные провода к датчикам
- Платиновый термометр сопротивления
- Магнитная мешалка с функцией термостата
- Датчик давления
- Силиконовая трубка
- Весы с точностью до 0,01 г

## РЕАКТИВЫ И ПОСУДА

- Колба Бунзена 100 мл

- Пробка с отверстием для термометра
- Гидрокарбонат натрия
- Раствор фенолфталеина 0,1%

## ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

**Обезвоживание гидрокарбоната натрия.** Гидрокарбонат натрия очень гигроскопичен, поэтому до начала работы его необходимо высушить. Сушку проводят на плитке магнитной мешалки при температуре до 50°C до прекращения изменения массы. Если соль высушить недостаточно, то при нагреве будут выделяться пары воды, что приведет к искажению точности результатов в большую сторону, а также приведет к избыточному давлению в колбе. Хранить высушенный гидрокарбонат натрия до проведения работы рекомендуется в эксикаторе.

Собирают установку, состоящую из сухой колбы Бунзена, установленную на нагревательной плите, с пробкой, через отверстие которой пройдет термометр. К отводу колбы подсоединяют с помощью силиконового шланга датчик давления газа. Датчики подключают к модулю «Термодинамика» с помощью соединительных проводов, при необходимости, закрепляют в лапке штатива. Собранный установка представлена на Рис. 3.

Рекомендуется обработать силиконовым клеем-герметиком стыки вокруг термометра для герметичности.

Взвешивают колбу, берут навеску гидрокарбоната массой 4-5 г с точностью до 0,01 г и записывают массу с учетом веса колбы. Насыпают соль в колбу и распределяют ее равномерно по дну. Опускают термометр, закрепленный в пробке, внутрь колбы таким образом, чтобы он не касался дна, при этом конец датчика должен быть опущен в порошок гидрокарбоната натрия.

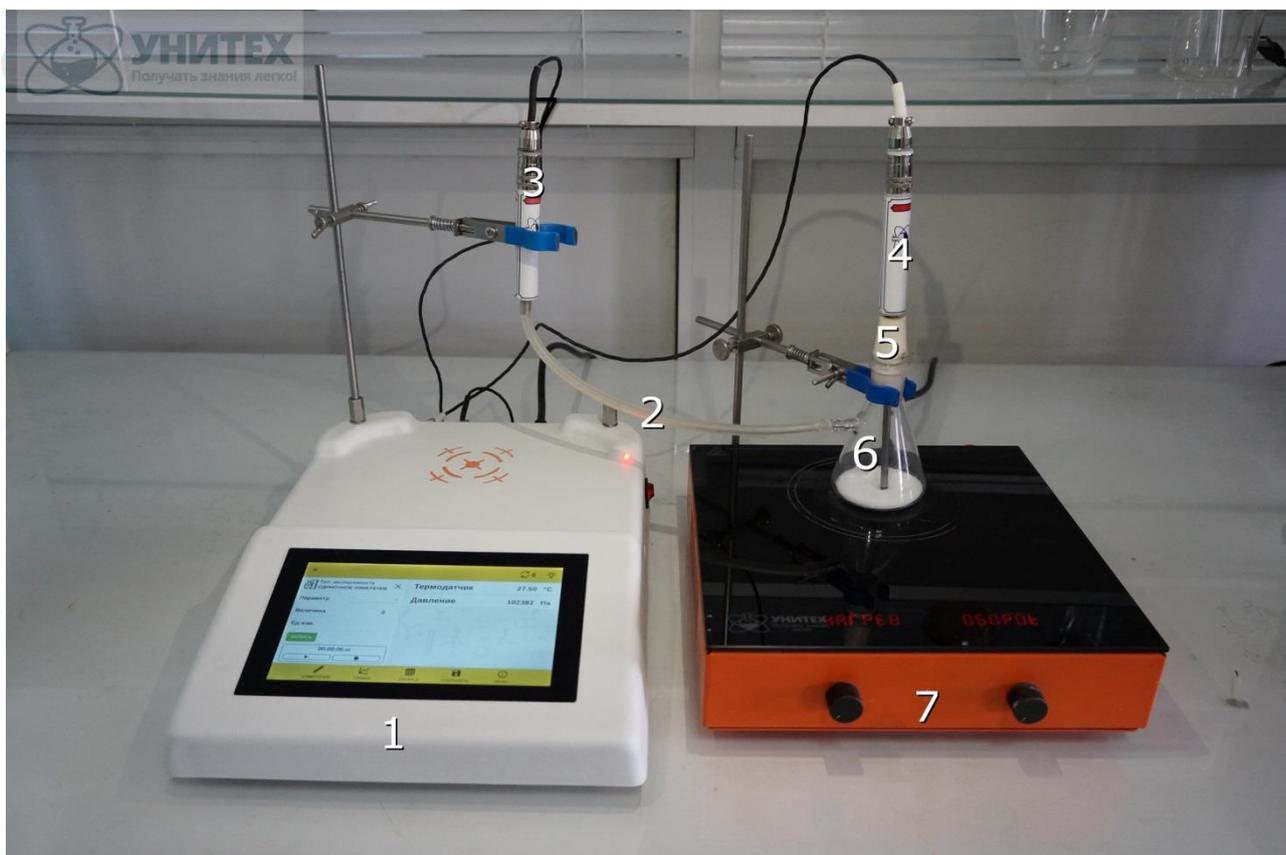


Рис.3. Установка для проведения реакции кальцинирования гидрокарбоната натрия. 1 – модуль «Термодинамика»; 2 – силиконовая трубка; 3 – датчик давления газа; 4 – платиновый термометр сопротивления; 5 – пробка с отверстием для термометра; 6 – колба Бунзена с гидрокарбонатом натрия; 7 – магнитная мешалка с подогревом.

**Примечание.** В случае высокой влажности в помещении после закрытия колбы пробкой, гидрокарбонат натрия может начать впитывать влагу из воздуха, понижая давление внутри колбы. Дождитесь наступления стабильных показаний датчиков ( $T_0$  и  $P_0$ )

После закрепления пробки ждут установки стабильных показаний датчиков давления и температуры, после – фиксируют эти показания для дальнейших расчетов.

Выбирают тип эксперимента **Кинетика**. Задают интервал измерений **30 секунд** а общее количество точек **60**.

Устанавливают нагрев на плитке на 60°C, при достижении температуры соли 50°C включают **Запись**.

Постепенно нагревают смесь до 95-110°C, повышая температуру плитки на 1 степень (30°C) при достижении температуры соли температуры плиты. Измерения прекращают при начале падения давления в колбе или при достижении давления более 160 кПа.

***ВАЖНО! Не допускайте давления в колбе выше 160 кПа, в таком случае может выбить пробку из колбы. При достижении давления выше 160 кПа прекращают нагрев, не касаясь горячей колбы голыми руками, аккуратно отодвигают колбу с нагревательной поверхности и остужают колбу на воздухе до падения давления до атмосферного (101 кПа), после чего вынимают пробку и отсоединяют шланг.***

По завершении записи данных просмотреть результаты измерений можно во вкладке **Таблица**. Данные давления и температуры от времени можно увидеть во вкладке **График**. В верхней части вкладки нужно в одном поле выбрать **Давление**, а в другом – **ПТС (платиновый термометр сопротивления)**.

Переносят полученные результаты на флеш-накопитель, перейдя во вкладку **Сохранение**, затем выбирают формат .csv или .txt, устанавливают флеш-накопитель в разъем USB и нажимают кнопку **Сохранить**. Обратите внимание, что накопитель должен быть отформатирован в системе FAT32.

После переноса данных, строят графики и проводят расчеты.

После окончания нагревания и падения давления, колбу охлаждают на воздухе до комнатной температуры и взвешивают, проверяя завершение реакции. Масса полученного карбоната

натрия должна уменьшиться на 36,917% по сравнению с массой гидрокарбоната натрия.

Также небольшое количество продукта реакции растворяют в воде и добавляют несколько капель 0,1% раствора фенолфталеина. Сравнивают получившуюся окраску с аналогичным окрашиванием раствора гидрокарбоната натрия.

## РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОФОРМЛЕНИЮ ОТЧЕТА

Результаты измерений заносят в таблицу. Переводят температуру в градусы Кельвина, а давление (константу равновесия) – в атмосферы.

$$K_p = (P_T - P_0) / 101325,$$

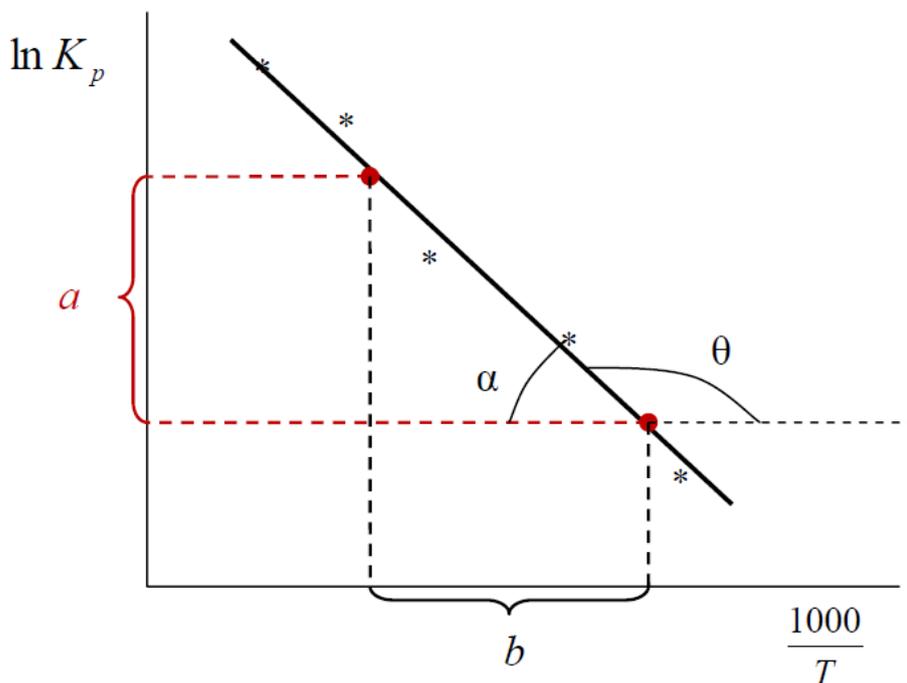
где  $P_T$  – значение давления в точке температуры  $T$ , Па;  $P_0$  – давление до начала нагревания, Па; 101325 Па – перевод значения давления в атмосферы.

Данные заносят в таблицу.

$T, ^\circ\text{C}$	$P_T, \text{Па}$	$T, \text{К}$	$K_p \text{ практ, атм}$	$\ln K_p \text{ практ}$	$1/T$	$1000/T$	$\Delta G_{\text{практ}}$	$\Delta H_{\text{практ}}$

Строят графические зависимости  $K_p = f(T)$ ,  $\ln K_p = f(1/T)$  и  $\ln K_p = f(1000/T)$  в диапазоне протекания реакции, при температурах от 60°C до 110°C.

Далее на графике  $\ln K_p = f(1000/T)$  откладывают прямую линию тренда и определяют тангенс угла наклона получившейся прямой линии, который равен отношению длины противолежащего катета к прилежащему. Длины катетов берутся в абсолютных величинах согласно масштабу получившегося графика.



Линейная зависимость  $\ln K_p$  от  $1000/T$

$$\operatorname{tg} \alpha = \frac{a}{b} = \frac{\Delta(\ln K_p)}{\Delta\left(\frac{1000}{T}\right)}$$

Следовательно, тепловой эффект реакции будет равен  $\Delta H = 1000 \cdot R \cdot \operatorname{tg} \alpha$ , выраженный в джоулях.

Практическое значение энергии Гиббса для каждой точки вычисляют по формуле

$$-\Delta G_{\text{практ}} = R \cdot T \cdot \ln K_p$$

Далее рассчитывают теоретические значения энтальпии  $\Delta H$ , константы равновесия  $K_p$  и энергии Гиббса  $\Delta G$  для реакции кальцинирования. Данные по энтальпии образования и энтропии приведены в таблице ниже.

Наименование	Формула	Энтальпия образования $\Delta H_{298K}$ кДж/моль	Энтропия $\Delta S_{298K}$ Дж/моль·К
Гидрокарбонат натрия	$\text{NaHCO}_3$	-949.08	101.3
Карбонат натрия	$\text{NaCO}_3$	-1129.43	135
Углекислый газ	$\text{CO}_2$	-393.51	213.67
Вода (газ)	$\text{H}_2\text{O}$	-241.82	188.72

Энергию Гиббса рассчитывают по формуле:

$$\Delta G_{\text{теор}} = \Delta H - T \cdot \Delta S$$

В основе расчета константы равновесия реакций при любых температурах лежит уравнение для стандартной энергии Гиббса:

$$-\Delta G_{\text{практик}} = R \cdot T \cdot \ln K_p, \text{ соответственно } \ln K_p = -\frac{\Delta G}{RT},$$

где: R – универсальная газовая постоянная, 8,31 Дж/(К·моль); T – температура, К.

В общих координатах прокладывают графики  $K_p = f(T)$  со справочными и опытными значениями и сравнивают получившиеся данные со справочными. Рассчитывают относительную ошибку.

Делают вывод о характере реакции – экзотермическая или эндотермическая, исходя из значений энергии Гиббса и энтальпии реакции. А также о влиянии температуры на реакцию.

# ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИХ ХАРАКТЕРИСТИК ПРОЦЕССА ГИДРОЛИЗА

## КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

Степень гидролиза  $\alpha$  растворов солей определяется по формуле

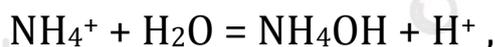
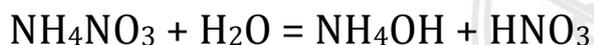
$$\alpha = \frac{c_{\Gamma}}{c}$$

где  $c_{\Gamma}$  – концентрация гидролизированных молекул соли,  $c$  – концентрация негидролизированных молекул соли.

Для разбавленных растворов солей степень гидролиза невелика ( $\alpha \ll 1$ ), а константа гидролиза  $K_{\Gamma}$  приближенно равна:

$$K_{\Gamma} = \alpha^2 c$$

Здесь концентрацию негидролизованной соли  $c$  принимают равной исходной концентрации соли. Для соли, гидролизованной по катиону, например по реакции



концентрация гидролизированных молекул  $c_{\Gamma}$  равна концентрации ионов водорода, соответственно:

$$\alpha = \frac{c_{\text{H}^+}}{c}, \quad K_{\Gamma} = \frac{c_{\text{H}^+}^2}{c}$$

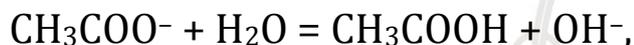
где  $\alpha$  – степень гидролиза;

$c_{\text{H}^+}$  – концентрация ионов водорода (равное  $10^{-\text{pH}}$ ), моль/л;

$c$  – концентрация раствора соли, моль/л;

$K_{\Gamma}$  – константа гидролиза.

Для соли, гидролизованной по аниону, например по реакции



концентрация гидролизованных молекул

$$\alpha = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}}{c_{\text{H}^+} c}, \quad K_{\text{r}} = \frac{K_{\text{H}_2\text{O}}^2 c_{\text{H}^+}^2}{c_{\text{H}^+}^2 c}$$

где  $K_{\text{H}_2\text{O}}$  — ионное произведение воды ( $10^{-14}$ )

Термодинамические характеристики воды определяются по формулам:

$$\Delta G = -RT \ln K_{\text{r}}$$

$$\Delta H = R \ln \left( \frac{K_{\text{r},2} T_2 T_1}{K_{\text{r},1} T_1 - T_2} \right)$$

$$\Delta S = \frac{\Delta H - \Delta G}{T}$$

$K_{\text{r},1}$  и  $K_{\text{r},2}$  – константы гидролиза для температур  $T_1$  и  $T_2$  соответственно.

## ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Определить зависимость степени гидролиза соли  $\alpha$  от степени разбавления раствора при различных температурах, а также определить термодинамические характеристики процесса гидролиза соли: энергию Гиббса, энтальпию и энтропию

## ОБОРУДОВАНИЕ

- Учебно-лабораторный модуль «ТЕРМОДИНАМИКА»
- Сетевой кабель
- Стекланный комбинированный рН-электрод

- Мультидатчик «Потенциометрия» (рН-датчик, вольтметр)
- Термодатчик
- Соединительный провод к датчику
- Магнитная мешалка с функцией термостата
- Извлекатель магнитной мешалки
- Весы с точностью до 0,01 г

## РЕАКТИВЫ И ПОСУДА

- Промывалка с дистиллированной водой
- Стакан 100 мл – 2 шт.
- Колба мерная 100 мл – 5 шт.
- Пипетка градуированная 50 мл
- Одна из солей на выбор:  $\text{NH}_4\text{Cl}$  или  $\text{CH}_3\text{COONa} \cdot 3\text{H}_2\text{O}$

## ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

### Калибровка рН-датчика.

Мультидатчик потенциометрия автоматически пересчитывает разность потенциалов (электродвижущую силу) в показатель кислотности рН используя следующую формулу:

$$\text{pH} = \frac{E_0 - E}{b},$$

где  $E_0$  — сдвиг градуировочной функции, В;  $b$  — крутизна электродной функции, В;  $E$  — показания вольтметра, В; рН — показания рН-метра.

Заводом-изготовителем запрограммированы следующие параметры градуировочной функции: крутизна  $b = 0.059$  В, сдвиг  $E_0 = 0.400$  В. рН-метр не имеет функции автоматической температурной компенсации.

Основные этапы калибровки:

- 1) Провести измерение потенциала по показаниям **Вольтметра** для буферных растворов фиксаналов рН минимум по трём точкам (6.86, 4.01, 9.18).
- 2) В таблице Excel построить точечный график зависимости показаний вольтметра от рН, вывести на график прямую линию тренда, уравнение вида  $y=kx+b$  и величину достоверности аппроксимации  $R^2$  (величина достоверности должна быть не ниже 0,98) на график и по уравнению определить крутизну ( $k$ ) и сдвиг ( $b$ ).
- 3) Ввести в окне калибровки соответствующие параметры (по умолчанию  $k=0.059$ ,  $b=0.400$ ).
- 4) Калибровка закончена.

После окончания калибровки готовят исходный раствор соли с концентрацией 0.4 моль/л. Для этого навеску сухой соли помещают в мерную колбу на 100 мл. Сначала растворяют соль в небольшом количестве воды, затем тщательно перемешивают раствор и осторожно доводят водой до метки.

Далее готовят 0.2 моль/л раствор соли. Для этого пипеткой емкостью на 50 мл отбирают раствор из первой колбы и переносят его в мерную колбу на 100 мл и доводят до метки водой.

Аналогично, путем разбавления, готовят растворы соли 0,1; 0,05 и 0,025М концентрации. Растворы, оставшиеся в колбах, используют для промывания электродов перед измерением рН и для измерения рН.

В стаканчик на 100 мл приливают примерно 50 мл раствора и помещают туда магнитную мешалку. Далее измеряют рН растворов всех пяти концентраций при комнатной температуре, фиксируя показания по термометру сопротивления или термодатчику в составе магнитной мешалки.

Затем устанавливают стаканчик с раствором соли на магнитную мешалку, к которой подключен термодатчик, термодатчик погружают внутрь раствора по центру, не касаясь дна. Ставят нагрев плитки на нужную температуру, контролируя температуру раствора с помощью термодатчика.

Термодатчик вынимают и измеряют рН при 70°C и 50°C, погружая рН-электрод внутрь раствора соли, не касаясь дна. Для получения стабильных показаний рН-датчика ожидают 3-5 минут для рН<7 и 5-7 минут для рН>7.

Затем по экспериментальным значения рН рассчитывают степень и константу гидролиза для растворов соли пяти концентраций и трех температур.

## РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОФОРМЛЕНИЮ ОТЧЕТА

При оформлении отчета по лабораторной работе приводят график зависимости степени гидролиза соли  $\alpha$  от степени разбавления:  $\alpha=f(1/C)$ . Рассчитывают термодинамические характеристики гидролиза по выше приведенным уравнениям.

Делают вывод о зависимости степени гидролиза от концентрации раствора, степени гидролиза от температуры и изменении энергии Гиббса от температуры.

Данные заносят в таблицы ниже.

Степень и константа гидролиза растворов соли

Т,°С	Концентрация С, моль/л	рН	[Н <sup>+</sup> ], моль/л	$\alpha$	К <sub>г</sub>	1/С
ком натн ая	0,4					
	0,2					
	0,1					
	0,05					

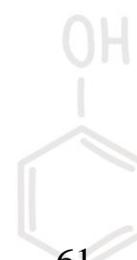
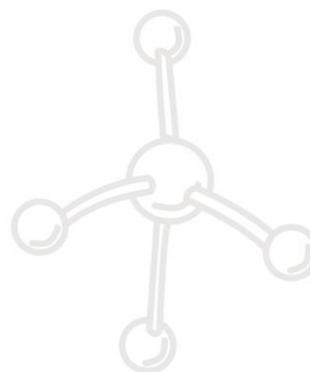
50	0,025					
	0,4					
	0,2					
	0,1					
	0,05					
70	0,025					
	0,4					
	0,2					
	0,1					
	0,05					

### Термодинамические характеристики процесса гидролиза

T, °C	T, K	K <sub>г</sub>	ΔG, кДж/моль	ΔH, кДж/моль	ΔS, Дж/моль К
Комн.					
50					
70					

Сделать вывод о зависимости:

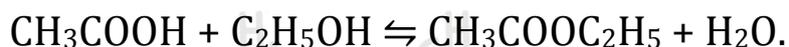
- степени гидролиза от разбавления раствора,
- степени гидролиза от температуры,
- изменения энергии Гиббса от температуры.



# ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕРМОДИНАМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ В ГОМОГЕННОЙ СИСТЕМЕ

## КРАТКИЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ СВЕДЕНИЯ

Реакция образования уксусноэтилового эфира при комнатной температуре протекает медленно.



Поэтому ее проводят при 70...80°C в присутствии HCl в качестве катализатора в течении 3-4 часов. Чтобы низкокипящие вещества улетучивались при нагревании, реакцию проводят в пробирках с завинчивающимися крышками. Теплота образования этилацетата очень мала, поэтому константа равновесия этой реакции, как это следует из уравнения Вант-Гоффа, практически не зависит от температуры. За изменением состава смеси следят по изменению в ней концентрации кислоты в течении реакции. Изучение равновесия реакции осуществляется измерением скоростей прямой и обратной реакции при различных исходных концентрациях CH<sub>3</sub>COOH (для прямой реакции) и CH<sub>3</sub>COOC<sub>2</sub>H<sub>5</sub> (для обратной). За измерением концентрации реагирующих веществ следят до тех пор, пока не наступит равновесие.

## ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Ознакомиться с основными свойствами обратимых реакций и химического равновесия в жидкой фазе на примере реакции образования уксусноэтилового эфира

## ОБОРУДОВАНИЕ

- Учебно-лабораторный модуль «ТЕРМОДИНАМИКА»
- Сетевой кабель
- Магнитная мешалка с плиткой и функцией термостата

- Термодатчик
- Ручной дозатор переменного объема
- Весы с точностью до 0,01 г
- Штатив для титрования с лапкой и муфтой

## РЕАКТИВЫ И ПОСУДА

- Промывалка с дистиллированной водой
- Бюретка 25 мл с оливой
- Мерный цилиндр 100 мл
- Стакан 100 мл
- Стакан 400 мл
- Колба коническая 100 мл
- Колба мерная 100 мл – 4 шт.
- Пробирки с завинчивающейся крышкой – 4 шт
- Этиловый спирт 95-96%
- Лёд для охлаждения воды
- Водный раствор уксусной кислоты, 4.0 моль/л
- Водный раствор соляной кислоты, 0.5 моль/л
- Водный раствор гидроксида натрия 0.5 моль/л
- Этилацетат
- Спиртовой раствор фенолфталеина 0.1%

## ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

### Приготовление растворов.

#### Водный раствор уксусной кислоты, 4.0 моль/л.

24 мл ледяной уксусной кислоты наливают в мерную колбу 100 мл, добавляют немного воды, перемешивают и доводят водой до метки.

#### Водный раствор соляной кислоты, 0.5 моль/л.

Соляную кислоту 36% (плотность 1,18 г/мл) объемом 4,3 мл вливают в дистиллированную воду объемом около 40-45 мл,

налитую в мерную колбу 100 мл. Аккуратно перемешивают и доводят водой до метки.

**Водный раствор гидроксида натрия 0.5 моль/л.**

2 г гидроксида натрия всыпают в мерную колбу 100 мл, доливают небольшое количество воды, перемешивают до растворения и доводят водой до метки.

**Спиртовой раствор фенолфталеина 0.1%.**

0,1 г фенолфталеина всыпают в мерную колбу 100 мл, доливают 40 мл этилового спирта, перемешивают до растворения, затем доливают еще 40 мл спирта и доводят до метки дистиллированной водой.

Четыре сухих пробирки емкостью 50 мл нумеруют. В каждую налить из пипетки или с помощью ручного дозатора следующие соотношения реагентов:

Пробирка №1: 15 мл 4.0 моль/л раствора уксусной кислоты, 5 мл 0.5 моль/л раствора HCl и 5 мл этилового спирта.

Пробирка №2: 15 мл 2.0 моль/л раствора уксусной кислоты, 5 мл 0.5 моль/л раствора HCl и 5 мл этилового спирта.

Пробирка №3: 15 мл дистиллированной воды, 5 мл 0.5 моль/л раствора HCl и 5 мл этилацетата.

Пробирка №3: 12 мл дистиллированной воды, 5 мл 0.5 моль/л раствора HCl и 3 мл этилацетата.

Собирают водяную баню (Рис. 4.). В стакан 400 мл наливают примерно 200-250 мл воды, помещают внутрь него пробирки так, чтобы вода в стакане находилась не ниже уровня жидкости в пробирках, и ставят на плиту магнитной мешалки с подключенным к ней термодатчиком, термодатчик закрепляют в лапке штатива и опускают в воду по центру, не касаясь дна. Устанавливают регулятором температуру на плите 80°C и нагревают пробирки в течение 2 часов.

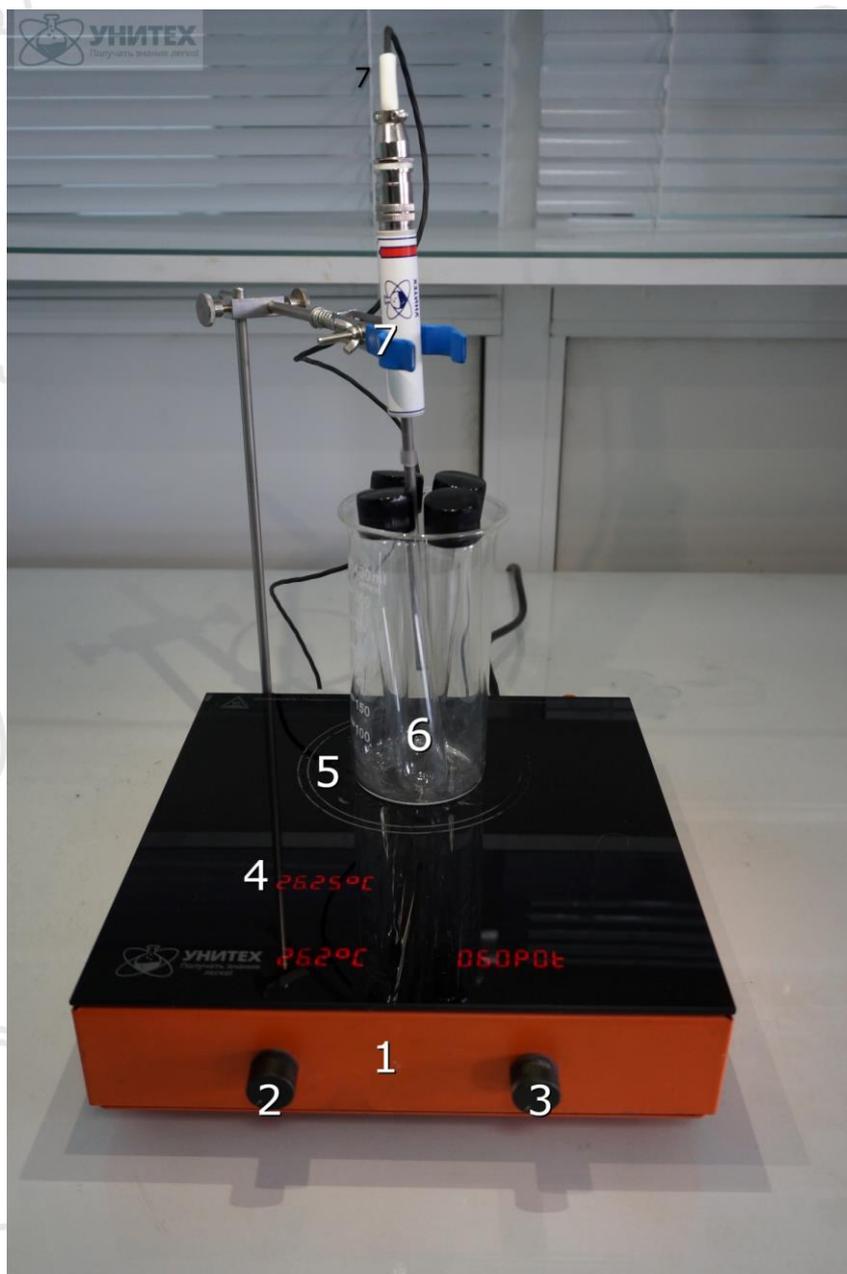


Рис.4. Собранная водяная баня. 1 – магнитная мешалка с термостатом; 2 – регулятор нагрева; 3 – регулятор магнитной мешалки; 4 – текущая температура по датчику; 5 – зона нагрева; 6 – стакан 400 мл с установленными пробирками; 7 – термодатчик.

**Ни в коем случае не допускайте перегрева пробирок, так как в противном случае их содержимое закипит и есть возможность получить серьезный ожог.**

Во время нагревания пробирок определяют точную концентрацию соляной и уксусной кислот, используемых для составления смеси. Для этого отбирают 1 мл уксусной кислоты и отдельно 5 мл HCl и титруют 0.5 моль/л раствором NaOH в присутствии фенолфталеина.

Заранее готовят 200 мл ледяной дистиллированной воды.

После двух часов нагревания из первой пробирки отбирают пробу. Пробирку вынимают из водяной бани и помещают под проточную воду, для того чтобы понизить давление паров смеси и избежать потери вещества и изменения состава смеси при отборе пробы. После охлаждения смеси пипеткой или дозатором отбирают 1 мл смеси для анализа. Взятую пробу выливают в коническую колбу, в которую предварительно наливают 50 мл ледяной дистиллированной воды (ледяная вода должна приостановить реакцию и фиксировать момент, к которому относится измерение концентрации).

Затем закрутить винтовую пробку и поместить пробирку обратно на водяную баню. Во взятой пробе определяют концентрацию кислоты титрованием 0.5 моль/л. раствором NaOH в присутствии фенолфталеина.

Повторяют для всех 4-х пробирок.

Через 30 минут после отбора первой пробы берут повторную пробу и оттитровывают ее. Пробы берут через каждые 30 минут пока результаты титрования последних двух проб не совпадут между собой в пределах 0.1...0.2 мл. Это момент наступления равновесия и окончание опыта с данной смесью.

Анализ смеси в остальных колбах проводят аналогично.

## **РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОФОРМЛЕНИЮ ОТЧЕТА**

Расчет константы равновесия проводится исходя из количества взятых веществ и концентрации кислоты в равновесной смеси.

Порядок расчета константы равновесия реакции.

Обозначение индексов: у.к. – уксусная кислота, с.к. – соляная кислота, сп. – этиловый спирт, э – этилацетат, в – вода.

1) Исходной концентрации уксусной кислоты в смеси определяется по формуле:

$$C_{\text{у.к.}}^0 = \frac{N \cdot V_{\text{у.к.}}}{V}, \text{ моль/л}$$

где  $N$  – нормальность исходного раствора уксусной кислоты, определенная титрованием, моль/л;

$V$  – общий объем смеси, мл;

$V_{\text{у.к.}}$  – объем уксусной кислоты взятый для составления исходной смеси, мл.

2) Исходная концентрация спирта определяется по формуле:

$$C_{\text{сп.}}^0 = \frac{V_{\text{сп.}} \cdot d_{\text{сп.}} \cdot 1000}{M_{\text{сп.}} \cdot V}, \text{ моль/л}$$

где  $V_{\text{сп.}}$  – объем спирта взятый для составления исходной смеси, мл;

$d_{\text{сп.}}$  – плотность спирта, 0,789 г/мл;

$M_{\text{сп.}}$  – молярная масса спирта, г/моль

$V$  – общий объем смеси, мл.

3) Исходная концентрация воды определяется по формуле:

$$C_{\text{в.}}^0 = [V_{\text{у.к.}}(1 - a_{\text{у.к.}}) + V_{\text{сп.}}d_{\text{сп.}}(1 - a_{\text{сп.}}) + V_{\text{с.к.}}d_{\text{с.к.}}] \cdot 1000 / (M_{\text{в.}} \cdot V), \text{ моль/л.}$$

где  $V_{\text{у.к.}}$ ,  $V_{\text{с.к.}}$  – объемы соответственно уксусной и соляной кислот, взятые для составления исходной смеси, мл;

$d_{с.к.}$  – плотность соляной кислоты, 1,007 г/мл;

$a_{у.к.}$ ,  $a_{сп.}$  – содержание соответственно уксусной кислоты и спирта в данном объеме, доли единицы;

$M_{в.}$  – молярная масса воды, г/моль

4) Концентрация уксусной кислоты в равновесной смеси определяется по формуле:

$$C_{у.к.} = \frac{(C_2 - C_1) \cdot V_{с.к.}}{V},$$

где  $C_2$  - суммарная концентрация кислоты в равновесной смеси после реакции, моль/л;

$C_1$  - концентрация взятой HCl, моль/л.

5) Концентрация этилацетата в равновесной смеси рассчитывается как:

$$C_{э.} = C_{у.к.}^0 - C_{у.к.}$$

6) Концентрация спирта в равновесной смеси рассчитывается как:

$$C_{сп.} = C_{сп.}^0 - C_{э.}$$

7) Равновесная концентрация воды рассчитывается как:

$$C_{в.} = C_{в.}^0 + C_{э.}$$

8) Константа равновесия определяется по формуле:

$$K_c = \frac{C_{э.} \cdot C_{в.}}{C_{у.к.} \cdot C_{сп.}}$$

Порядок расчета константы равновесия реакции омыления эфира водой:

Обозначим:  $V_{\text{э}}$  – исходный объем этилацетата, мл;

$d_{\text{э}}$  – плотность этилацетата, 0,901 г/мл;

$M_{\text{э}}$  – молекулярная масса этилацетата, г/моль;

$V_{\text{в}}$  – объем  $\text{H}_2\text{O}$  в исходной смеси, мл.

1) Концентрация этилацетата в исходной смеси рассчитывается как:

$$C_{\text{э}}^0 = \frac{V_{\text{э}} \cdot d_{\text{э}} \cdot 1000}{V \cdot M_{\text{э}}}, \quad \text{моль/л}$$

2) Концентрация воды рассчитывается как:

$$C_{\text{в}}^0 = \frac{(V_{\text{в}} + V_{\text{с.к.}}) \cdot 1000}{M_{\text{в}} \cdot V}, \quad \text{моль/л}$$

3) Равновесная концентрация уксусной кислоты определяется по формуле:

$$C_{\text{у.к.}} = \frac{(C_2 - C_1) \cdot V_{\text{с.к.}}}{V}, \quad \text{моль/л}$$

4) Равновесная концентрация спирта определяется как:

$$C_{\text{сп.}} = C_{\text{у.к.}}, \quad \text{моль/л}$$

5) Концентрация этилацетата в равновесной смеси определяется как:

$$C_{\text{э}} = C_{\text{э}}^0 - C_{\text{у.к.}}, \quad \text{моль/л}$$

6) Концентрация воды в равновесной смеси рассчитывается как:

$$C_{\text{в.}} = C_{\text{в.}}^0 - C_{\text{у.к.}}, \quad \text{моль/л}$$

7) Константа равновесия рассчитывается по формуле:

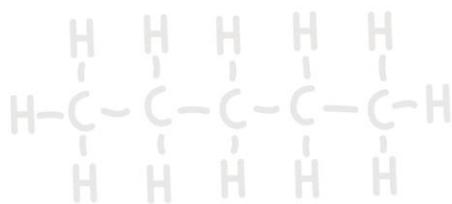
$$K_c = \frac{C_{\text{э}} \cdot C_{\text{в.}}}{C_{\text{у.к.}} \cdot C_{\text{сп.}}}$$

1. Экспериментальные данные и результаты расчетов записать в таблицы ниже.

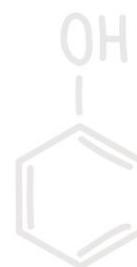


Результаты титрования

Номер пробы	Кол-во 0,5М NaOH, израсходованное на титрование, мл.			
	Пробирка 1	Пробирка 2	Пробирка 3	Пробирка 4

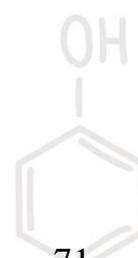
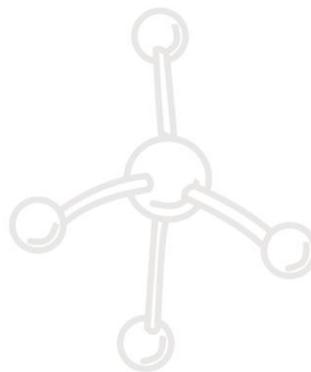


Расчет константы равновесия обратимой реакции



Концентрации	Исходные концентрации, моль/л				Равновесные концентрации, моль/л			
	Пробирки				Пробирки			
	1	2	3	4	1	2	3	4
Суммарная концентрация в равновесной смеси								
Уксусной кислоты								
Этилового спирта								
Этилацетата								
Воды								
$K_c$								

Сделать вывод о свойствах химического равновесия исследуемой обратимой реакции по значениям величин констант равновесия прямой и обратной реакции.



# ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8. ИЗУЧЕНИЕ РАВНОВЕСИЯ РЕАКЦИИ ХЛОРИДА ЖЕЛЕЗА С РОДАНИДОМ КАЛИЯ

## ЦЕЛЬ РАБОТЫ

Качественно доказать применимость принципа Ле-Шателье в обратимой химической реакции хлорида железа (III) с роданидом калия

## ОБОРУДОВАНИЕ

—Весы с точностью до 0,01 г.

## РЕАКТИВЫ И ПОСУДА

- Промывалка с дистиллированной водой
- Мерная колба 100 мл – 4 шт.
- Пробирки с завинчивающимися крышками – 4 шт.
- Водный раствор хлорида железа (III), 0.01 моль/л
- Водный раствор хлорида железа (III), концентрированный
- Водный раствор роданида калия, 0.06 моль/л
- Водный раствор роданида калия, концентрированный
- Хлорид калия сухой

## ПОРЯДОК ПРОВЕДЕНИЯ РАБОТЫ

### Приготовление растворов.

#### Водный раствор хлорида железа (III), 0.01 моль/л.

Навеску  $\text{FeCl}_3$  массой 0,16 г насыпают в мерную колбу 100 мл, добавляют 40-50 мл воды и перемешивают до растворения, затем доводят водой до метки.

**Водный концентрированный раствор хлорида железа (III).** Навеску  $\text{FeCl}_3$  массой около 5 г насыпают в

мерную колбу 100 мл, добавляют 40-50 мл воды и перемешивают до растворения, затем доводят водой до метки.

**Водный раствор роданида калия, 0.06 моль/л.** Навеску KSCN массой 0,58 г насыпают в мерную колбу 100 мл, добавляют 40-50 мл воды и перемешивают до растворения, затем доводят водой до метки.

**Водный раствор роданида калия концентрированный.** Навеску KSCN массой около 5 г насыпают в мерную колбу 100 мл, добавляют 40-50 мл воды и перемешивают до растворения, затем доводят водой до метки.

В пробирку налейте примерно 10 мл раствора хлорида железа (III) и добавьте несколько капель разбавленного раствора роданида калия. Протекающая реакция является обратимой и протекает по уравнению:



Определите какой цвет имеет образующийся в результате реакции гексароданоферрат (III) калия -  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CNS})_6]$ . Полученный раствор разделите примерно поровну на 4 пробирки.

В первую добавьте несколько капель концентрированного раствора хлорида железа, во вторую – концентрированного раствора роданида калия, в третью – добавьте порошкообразный хлорид калия. Сравните изменения окраски растворов в этих пробирках с исходным цветом раствора в четвертой пробирке.

## РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОФОРМЛЕНИЮ ОТЧЕТА

При оформлении отчета по лабораторной работе сделайте вывод о влиянии изменения концентрации реагентов и продуктов реакции на смещение химического равновесия. Запишите формулировку принципа Ле-Шателье.

## СПИСОК ИСТОЧНИКОВ

1. А.Н.Петров, В.А.Черепанов, Е.Ю.Ермишина Практикум по физической химии. Уральский государственный университет. — Екатеринбург —2003.
2. Лабораторный практикум по физической химии: Методические указания к выполнению лабораторных работ/ Составители: В.А. Хомич, С.А. Эмралиева. – Омск: Изд-во СибАДИ, 2011. – 30 с.
3. Практикум по неорганической химии. – Под ред. А.Ф.Воробьева и С.И.Дракина . – М.: Химия, 1984. – 248 с., ил.
4. Сеничева Л. В. Физическая химия: химическое равновесие : учеб. пособие / Л. В. Сеничева, В. А. Яргаева. – Хабаровск : Изд-во Тихоокеан. гос. ун-та, 2008. – 83 с.
5. Сметанина Е.И. Лабораторный практикум по физической химии: учебное пособие / Е.И. Сметанина, В.А. Колпаков: Томский политехнический университет. – Томск: Изд-во Томского политехнического университета, 2012. – 272 с.
6. Учебно-методическое пособие Физическая и коллоидная химия. Составитель И.Е. Стась, И.А. Штоббе. — Алтайский государственный университет. — Барнаул.— 2006.



# НПО УНИТЕХ

Получать знания легко!

 npounitech.ru

Научно-производственное объединение Унитех - отечественный разработчик и поставщик современного учебно-лабораторного оборудования. Более 17 лет помогаем готовить инженеров, химиков и экологов. За это время зарекомендовали себя в качестве надёжного и ответственного поставщика.



**Миссия НПО Унитех - всесторонняя поддержка организации учебно-лабораторных и научно-исследовательских практикумов.**

Мы так же, как и вы, заинтересованы в повышении качества образования молодых специалистов и готовы оснащать классы и учебные лаборатории не только современным типовым оборудованием, но и решать индивидуальные задачи образовательных учреждений всех ступеней, с учетом специфики учебно-исследовательской деятельности каждого нашего клиента.



**Наше оборудование и ваш опыт - это основа качественного практического обучения будущих специалистов.**

## Мы предлагаем:



Современное оборудование, методические пособия и инструктивные материалы.



Комплексные и индивидуальные решения для образовательных организаций.



Всестороннюю поддержку преподавателя в освоении современного учебного оборудования: курсы повышения квалификации, бесплатное обучение и консультации.

