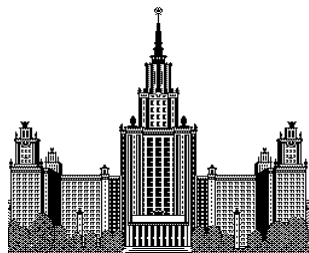


МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ М.В. ЛОМОНОСОВА



Химический факультет
Кафедра общей химии

О.В. Архангельская, Н.Л. Зверева

Методическое пособие по курсу общей и неорганической химии

*для студентов фармацевтического отделения
факультета фундаментальной медицины МГУ*

Москва – 2013

МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ М.В. ЛОМОНОСОВА

Химический факультет
Кафедра общей химии

Утверждено
Учебно-методической комиссией
кафедры общей химии

О.В. Архангельская, Н.Л. Зверева

Методическое пособие по курсу общей и неорганической химии
для студентов первого курса фармацевтического отделения факультета
фундаментальной медицины МГУ

Под редакцией
Профессора, д.х.н. Л.А. Асланова

Москва – 2013

Оглавление

Студенту.....	5
Формы обучения	6
<i>Лекции</i>	<i>6</i>
<i>Семинары</i>	<i>6</i>
<i>Лабораторные занятия.....</i>	<i>7</i>
Формы контроля знаний	8
<i>Контрольные работы.....</i>	<i>8</i>
<i>Коллоквиумы</i>	<i>8</i>
<i>Экзамен</i>	<i>9</i>
<i>Модульно-рейтинговая система обучения и контроля.....</i>	<i>9</i>
Примерный календарный план	10
Модульно-рейтинговая система обучения и контроля	13
Темы семинарских занятий	16
<i>Семинар №1. Техника безопасности. Химический эквивалент. Способы выражения концентраций. Термодинамика и термохимия.</i>	<i>16</i>
<i>Семинар №2. Термодинамика и термохимия (продолжение). Основы кинетики химических процессов.....</i>	<i>16</i>
<i>Семинар №3. Основы кинетики химических процессов (продолжение). Химическое равновесие.</i>	<i>17</i>
<i>Семинар №4. Равновесия в растворах электролитов.</i>	<i>17</i>
<i>Семинар №5. Равновесия в растворах электролитов (продолжение).....</i>	<i>18</i>
<i>Семинар №6. Окислительно - восстановительные реакции (ОВР).....</i>	<i>18</i>
<i>Семинар №7. Химия элементов IV – VII А групп.</i>	<i>19</i>
<i>Семинар №8. Строение атома и химическая связь</i>	<i>19</i>
<i>Семинар №9. Координационные соединения (КС).....</i>	<i>20</i>
<i>Семинар №10. Координационные соединения (продолжение). Химия переходных элементов.</i>	<i>21</i>
<i>Семинар №11. Химия щелочных и щелочноземельных элементов. Итоговое занятие - ответы на вопросы студентов по пройденному на семинарах материалу.</i>	<i>21</i>
План оформления лабораторных работ	22
<i>Лабораторная работа: «Определение теплового эффекта реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.</i>	<i>23</i>
<i>Лабораторная работа : «Равновесие в растворах электролитов с участием комплексных ионов»</i>	<i>31</i>

<i>Лабораторная работа: «Равновесие в растворах слабых электролитов»</i>	33
<i>Пример оформления лабораторной работы по химии элементов. Лабораторная работа: «Химия элементов VII A группы»</i>	35
Темы аудиторных контрольных работ и примеры задач	37
<i>Аудиторная контрольная работа №1</i>	37
<i>Аудиторная контрольная работа №2</i>	39
<i>Аудиторная контрольная работа №3</i>	41
Список тем домашних контрольных работ	43
Темы коллоквиумов	44
<i>Коллоквиум №1</i>	44
<i>Коллоквиум №2</i>	44
<i>Коллоквиум №3</i>	45
Пример экзаменационного билета	48
Рекомендуемая учебная литература	50

Студенту

Изучение химии в МГУ имени М.В. Ломоносова на естественных факультетах начинается с курса общей и неорганической химии, который является базовым для последующих общих и специальных курсов. Без знания основ химии не может быть должного понимания процессов, происходящих в человеческом организме, поэтому мы предлагаем насыщенный учебным материалом курс в расчете на напряженную работу студентов. Без заинтересованного совместного труда преподавателей и студентов нет современного образования, поэтому для успешного усвоения материала требуется четкая организация учебного процесса, чему в значительной мере служит читаемое вами пособие. В курсе общей химии большая часть работы перенесена на самостоятельную подготовку студентов дома с последующей проверкой домашних работ преподавателями. Настройтесь на добросовестный труд, и мы поможем вам освоить необходимые знания.

Программа курса общей и неорганической химии рассчитана на один семестр и содержит шестнадцать лекций, одиннадцать семинарских занятий и одиннадцать лабораторных занятий. Во время прохождения курса вы напишите три аудиторное контрольные работы, десять домашних контрольных работ, сдадите три коллоквиума. Окончательная оценка знаний студента будет выставлена после сдачи письменного экзамена. С программой курса общей и неорганической химии для студентов фармацевтического отделения ФФМ МГУ имени М.В. Ломоносова, можно ознакомиться на сайте Химического факультета МГУ. Оценка работы студентов в семестре производится с помощью модульно-рейтинговой системы.

Курс общей и неорганической химии для студентов-фармацевтов построен на основании знаний и навыков, полученных ими при изучении курса химии средней общеобразовательной школы. Перед тем, как приступить к изучению курса общей и неорганической химии для студентов-фармацевтов, обязательно ознакомьтесь с образовательными стандартами по химии основного общего (8-й и 9-й классы) и основного полного среднего образования (10-й и 11-й классы), которые содержат требования к подготовке выпускников средней школы по химии (эти стандарты вы можете найти в открытой печати или в Интернете). Постарайтесь восполнить пробелы (если они есть) в знаниях по химии, полученных вами в школе, чтобы усвоение новых знаний стало бы как можно более эффективным.

В заключение напоминаем, что наряду с вами и мы, преподаватели, заинтересованы в хороших результатах вашей учебы. Желаем успехов!

Формы обучения

Лекции

Лекционный курс представляет собой систематическое, изложение преподавателем теоретического материала, сопровождаемое демонстрационным экспериментом. На лекциях:

- ✓ даются основные, базовые понятия и рассматриваются фундаментальные теории и законы;
- ✓ определяется место химии среди других наук, показывается ее использование в профессиональной деятельности фармацевта;
- ✓ дается краткий обзор новейших достижений в химии.

Для подготовки к лекции следует прочитать материал по учебникам. Список рекомендованной литературы вы найдете в конце данного пособия. Это поможет вам более продуктивно воспринимать лекцию. Материал, даваемый на лекции, необходимо конспектировать.

Лекции надо посещать регулярно, поскольку на них дается материал, знать который потребуется на экзамене. Лекции по химии проводятся регулярно раз в неделю в течение двух академических часов.

Семинары

На семинарах происходит коллективное обсуждение учащимися вместе с преподавателем учебного материала для углубленного изучения тем различных разделов курса. Семинар проводится раз в неделю в течение двух академических часов, перед выполнением лабораторной работы.

На семинарах:

- ✓ детализируется лекционный материал и предлагается теоретический материал, которого не было в лекциях;
- ✓ проводится решение основных типов задач, аналогичные задачи затем войдут в контрольные работы и экзамен.

Темы семинаров даются в логической последовательности: химическая термодинамика – химическая кинетика - химическое равновесие – растворы, равновесия в растворах – строение атома – химическая связь – периодическая система Д.И. Менделеева – неорганическая химия (химия элементов IV – VII групп) – комплексные соединения - неорганическая химия (химия d-элементов). Семинары тесно связаны между собой внутрипредметными связями. Системообразующим фактором построения семинарских занятий является химическая термодинамика.

К каждому семинару необходимо проработать теоретический материал (по лекции и по учебнику), согласно содержанию каждого семинара.

Лабораторные занятия

В процессе лабораторных занятий студенты приобретают навыки работы с химическими веществами и осваивают основы химической интуиции.

На лабораторных занятиях студенты учатся:

- ✓ производить расчеты и выполнять простейшие химические эксперименты, получая навыки работы с химическим оборудованием и реактивами;
- ✓ описывать наблюдения, делать соответствующие выводы и анализировать полученные результаты;
- ✓ объяснять отклонения экспериментальных данных от теоретических.

Лабораторные работы проводятся раз в неделю и длятся три академических часа.

Описание лабораторных работ содержится в учебнике «Практикум по общей химии» под ред. Профессора С.Ф. Дунаева (№1 в списке рекомендуемой литературы данного методического пособия) [1].

К выполнению лабораторной работы допускаются студенты, которые заранее подготовились к работе и оформили ее в тетради для лабораторных работ согласно плану оформления лабораторной работы (с. 22).

После проведения работы, необходимо получить у преподавателя отметку в тетради для лабораторных работ о том, что работа выполнена. После этого, преподаватель задаст студенту вопросы по теме проведенной работы и поставит отметку в практикантской книжке о том, что работа сдана. Практикантская книжка выдается каждому студенту в начале семестра, на первом лабораторном занятии, в этой книжке делаются отметки о сдаче преподавателю лабораторных работ и выставляются баллы за контрольные и коллоквиумы. Она является документом, который необходимо сдать старшему экзаменатору в день экзамена. В ней должны быть сделаны отметки о сдаче всех лабораторных работ, а также выставлены баллы, полученные студентом за аудиторские и домашние контрольные работы, и коллоквиумы. Отсутствие отметки о выполнении и сдаче хотя бы одной из лабораторных работ или о сдаче контрольной работы или коллоквиума являются основанием не допустить студента к экзамену.

Формы контроля знаний

Контрольные работы

Контрольные работы – это одна из форм контроля знаний студентов, полученных в процессе аудиторных занятий и самостоятельной работы.

Аудиторная контрольная работа – это письменная контрольная работа, которая проводится после прохождения студентами нескольких тем. Написание такой работы отводится два - три академических часа. Во время работы запрещается пользоваться учебными пособиями и мобильными средствами связи. К аудиторной контрольной работе необходимо тщательно подготовиться, решая задачи на темы контрольной работы, которые даны в настоящем пособии (с. 37) и в учебниках.

Домашняя контрольная работа – это форма контроля не только знаний студентов на определенную тему, но и способности студентов к самостоятельной работе. Каждому студенту дается вариант контрольной работы для самостоятельного выполнения дома в течение одной недели. Работа оформляется в тетради, объемом не более 12 листов, которую необходимо сдать лектору перед началом лекции.

Контрольная работа на лекции (миниконтрольная) – это форма контроля понимания студентами лекционного материала. Такая контрольная работа проводится в конце лекции, и содержит небольшое задание, позволяющее оценить знания студентов, полученные на лекции. На выполнение работы отводится от 5 до 10 мин. Контрольные работы даются на тех лекциях, уровень усвоения которых лектор считает целесообразным проверить.

Контрольная работа на семинаре (миниконтрольная) – это форма контроля знаний студентов по теме семинара. Дается такая контрольная работа не на каждом семинаре. Работа представляет собой небольшое задание по материалу семинара. На выполнение работы отводится от 5 до 10 мин.

«Нулевая контрольная» – это форма контроля знаний, дающая возможность преподавателю и студенту оценить полноту знаний по химии, полученных из школьной программы. Проводится эта контрольная на первом семинаре, для ее написания отводится 20 мин. Оценка за нулевую контрольную не входит в рейтинг, и ее результат никак не влияет на итоговую оценку, которую получит студент по курсу общей и неорганической химии.

Коллоквиумы

Коллоквиумы – это форма контроля знаний студентов, позволяющая оценить знания студентов и умение излагать в устной форме теоретический

материал. На проведение коллоквиума отводится четыре академических часа. Каждому студенту выдается вариант с вопросами по пройденным темам. На коллоквиуме запрещается пользоваться какими-либо учебными пособиями, а также мобильными средствами связи.

За 15-20 мин. студент должен составить план ответа на вопросы задания, написать необходимые формулы, реакции, диаграммы или графики, которые могут служить демонстрационным материалом при устном ответе на вопросы задания. Затем каждому из студентов будет предоставлено преподавателем время для ответа. После ответа на каждый из вопросов задания, преподаватель задает дополнительные вопросы.

К коллоквиумам необходимо самостоятельно готовиться, используя материалы лекций, семинаров, практических работ, а также рекомендованную литературу (с. 44).

Экзамен

Заключительной формой контроля знаний студентов, полученных в процессе прохождения всего курса общей и неорганической химии, является письменный экзамен. Каждому студенту на экзамене будет выдан вариант с заданиями по всем темам курса. Оформить ответы на задания необходимо в письменной форме. На проведение экзамена отводится шесть академических часов. На экзамене запрещается пользоваться какими-либо учебными пособиями, а также мобильными средствами связи. Подготовка к экзамену предполагает освоение материалов лекций, семинаров, лабораторных работ, учебной литературы и т.п.

Модульно-рейтинговая система обучения и контроля

В качестве системы обучения и контроля на фармацевтическом отделении ФФМ применяется модульно-рейтинговая система. Эта система позволяет преподавателям контролировать уровень знаний студентов в течение всего семестра, а студентам – видеть динамику изменения своей успеваемости. И кроме того, модульно-рейтинговая система побуждает студентов к более тщательной проработке материала в течение семестра.

Примерный календарный план

(уточненный календарный план занятий с датами их проведения будет выдан студентам на первом практическом занятии)

Неделя	Лекции	Семинары	Практические работы	Номера работ и опытов [1]
1	Термохимия, термодинамика	Вводная контрольная работа. Техника безопасности. Формы обучения и контроля. Семинар №1. Способы выражения конц. р-ров. Эквивалент. Термохимия и термодинамика.	Мерная посуда, приготовление растворов. Титрование. <i>Выдача домашней контрольной (ДК) №1 на основные законы и понятия химии.</i>	Работа 1, опыт 2 (с. 36), Работа 2, опыт 7 (с. 40).
2	Основы химической кинетики <i>Сдача ДК №1.</i>	Семинар №2. Термохимия и термодинамика (продолжение). Основы кинетики химических процессов. <i>Выдача ДК №2</i> <i>Основы термодинамики и кинетики.</i>	Определение теплового эффекта реакции нейтрализации.	с.77-81. Раб.2, оп. 3 (с.84-87).
3	Химическое равновесие. <i>Сдача ДК №2.</i>	Семинар №3. Основы кинетики химических процессов (продолжение). Химическое равновесие.	Зависимость скорости хим. реакц. от конц. реагирующих веществ и от температуры. Равновесия в растворах электролитов с участием КС.	с.88-91, 95-99, 102-105, раб. 2, (с.95), оп. 2 (с. 96) оп. 3 (с. 98) с.73-76, раб. 6, оп. 25 и 27.

неделя	Лекции	Семинары	Практические работы	Номера работ и опытов [1]
4	Химия растворов. Равновесия в растворах электролитов	<p style="text-align: center;">АУДИТОРНАЯ КОНТРОЛЬНАЯ №1 <i>Выдача ДК №3 на коллигативные свойства растворов.</i> Оработки</p>		
5	Окислитель-но-восстано-вительные реакции.	<p style="text-align: center;">КОЛЛОКВИУМ №1 <i>Выдача ДК №4 Равновесия в растворах сильных и слабых электролитов: рН, буферные растворы на примере соединений I-VA гр.</i></p>		
6	Строение атома. <i>Сдача ДК №4.</i>	Семинар №4. Химические равновесия в растворах электролитов.	Химическое равновесие в растворах кислот и оснований. рН. Буферные растворы.	с.52-54, 61-67, раб.2 (с.61), оп.5, 8; раб.3 (с.65), оп.11.
7	Химическая связь. <i>Сдача ДК №3.</i>	Семинар №5. Химические равновесия в растворах электролитов (продолжение)	Гидролиз солей. Произведение растворимости.	с.55-57, 67-73, раб.4, оп.15 – 19 (с.68-70); раб.5, оп.21 (с.72).
8	Химия элементов VII гр.	Семинар №6. Окислительно-восстановительные реакции. <i>Выдача ДК №5 на ОВР.</i>	Окислительно-восстановитель-ные реакции.	с.106-114, раб.2 (с. 111), оп. 6,7.
9	Химия элементов VI гр.	<p style="text-align: center;">АУДИТОРНАЯ КОНТРОЛЬНАЯ № 2 Оработки</p>		
10	Химия элементов IV-V гр. <i>Сдача ДК №5.</i>	<p style="text-align: center;">КОЛЛОКВИУМ №2 <i>Выдача ДК №6 на химию элементов VII А группы.</i></p>		

Неделя	Лекции	Семинары	Практические работы	Номера работ и опытов [1]
11	Координационные соединения. <i>Сдача ДК №6.</i>	Семинар №7. Химия элементов IV - VII А гр. <i>Выдача ДК №7 на химию элементов V-VIA групп.</i>	Химия элементов VII А гр.	с.151-165, раб.1 (с.154), оп. 1, 6, 10; раб.2 (с.160), оп.11.
12	Химия элементов III-IV А групп. <i>Сдача ДК №7.</i>	Семинар №8. Строение атома и химическая связь. <i>Выдача ДК №8 на химию элементов III-IV А групп.</i>	Химия элементов IV-V- VI А гр.	с.165-166, раб.1 (с.166), оп.2. с.163-165, раб.2 (с.167), оп. 9. с. 174-177, раб.1 (с.177), оп.2. с.182, раб.2, оп. 11. с.188-191, раб.1, оп. 3, 4 (с. 192). с.193-194, раб. 2 оп. 5.
13	Химия Fe, Co, Ni и I-ПБ групп. <i>Сдача ДК №8.</i>	Семинар №9. Координационные соединения. <i>Выдача ДК №9 на химию элементов триады железа и I-ПБ гр.</i>	Химия d-элементов	с.262-269, раб.1 (с.263), оп.1, 2, 3, 6; раб.2. (с.267) оп. 10. с. 270-272. с. 273 оп. 2.1., с. 274 оп. 4, 6.
14	Химия Cr, Mo, W, Mn <i>Сдача ДК №9.</i>	Семинар №10 Координационные соединения (продолжение). Химия переходных металлов. <i>Выдача ДК №10 на химию элементов VI-VII В и I-ПА гр.</i>	Химия d-элементов	с.244-246, раб.1 (с.247), оп. 5, 9,10. с.281, оп.3. с. 238-243, раб. 1 (с. 242) оп. 5, 6 , с. 230-235, раб. 1 (с. 234-235) оп. 3, 6.
16	Химия и медицина. <i>Сдача ДК №10</i>	АУДИТОРНАЯ КОНТРОЛЬНАЯ №3 Отработки		
17	КОЛЛОКВИУМ №3			

Модульно-рейтинговая система обучения и контроля

В таблице 1 представлен вариант структуры модульно-рейтинговой системы, который использовался в 2012 – 2013 учебном году. Рейтинг, использующийся в текущем семестре выдается каждому студенту на первом семинаре (он может несколько отличаться от приведенного в данном пособии).

Таблица 1

РЕЙТИНГ НА ФАРМАЦЕВТИЧЕСКОМ ОТДЕЛЕНИИ ФФМ 2012 - 2013

№	Формы контроля	Макс. кол-во баллов
1	Аудиторная контрольная работа №1	50
2	Аудиторная контрольная работа №2	50
3	Аудиторная контрольная работа №3	50
4	Коллоквиум №1	20
5	Коллоквиум №2	20
6	Коллоквиум №3	20
9	миниконтрольные (на лекции или семинаре) по 2 балла за контрольную работу, всего 7 контрольных.	14
10	Домашняя контрольная работа №1	10
11	Домашняя контрольная работа №2	10
12	Домашняя контрольная работа №3	10
13	Домашняя контрольная работа №4	10
14	Домашняя контрольная работа №5	10
15	Домашняя контрольная работа №6	10
16	Домашняя контрольная работа №7	10
17	Домашняя контрольная работа №8	10
18	Домашняя контрольная работа №9	10
19	Домашняя контрольная работа №10	10
	ИТОГО	324
20	ЭКЗАМЕН	100
	ИТОГО	424

Наибольшим числом баллов оцениваются аудиторные контрольные работы, так как при их выполнении, в отличие от ДК, студенты не могут пользоваться никакими источниками информации, кроме справочных таблиц.

На втором месте стоят коллоквиумы. Во время коллоквиума, который сдается в устной форме, студент может продемонстрировать свои знания в ходе

беседы с преподавателем, что предполагает наводящие вопросы, уточнение сказанного и т.д.

Баллы за домашние контрольные работы в 5 раз меньше тех, которые выставляются за аудиторские контрольные. Это вполне понятно, т.к. при выполнении домашних работ студент не ограничен временем, имеет доступ к учебникам и интернет ресурсам

И, наконец, самое малое число баллов имеют миниконтрольные (на лекции или семинаре). Эти контрольные даются для проверки усвоения материала, причем студент не знает, на какой именно лекции или семинаре будет миниконтрольная.

Если студент выполнил весь учебный план, т.е. выполнил и сдал все лабораторные работы и сдал все контрольные и коллоквиумы, он допускается до экзамена.

Студенты, набравшие в течение семестра 308 и более баллов, получают экзамен «автомат» – «отлично». Если же сумма баллов, набранных за семестр, меньше, то студент сдает письменный экзамен.

Баллы за семестр и экзамен суммируются, и выставляется экзаменационная оценка (при условии, что экзамен сдан не менее чем на 40 баллов):

Сумма баллов за семестр и экзамен	Оценка*
Более 382 баллов	отлично
От 297 до 381 баллов	хорошо
От 212 до 296 баллов	удовлетворительно
менее 216 баллов или менее 40 баллов за экзамен	Не удовлетворительно

*- данные приведены для модульно-рейтинговой системы 2012/2013 учебного года)

Пропущенные аудиторские контрольные работы и коллоквиумы, подлежат передаче только при наличии подтверждения учебной частью ФФМ того, что студент пропустил занятие по уважительной причине. В этом случае, студенту будет назначено время, в которое он может написать аудиторскую работу или сдать коллоквиум.

Лабораторные работы в рейтинг не входят, но дифференцируются по принципу сдано/ не сдано.

Студенты, пропустившие лабораторные занятия по уважительной причине, допускаются к отработкам практических работ в специально отведенные для этого дни работы практикума.

Домашние контрольные работы, сданные позже времени, по уважительной причине, проверяются и оцениваются как обычно. Несданные вовремя без уважительной причины домашние контрольные работы на проверку не принимаются и не оцениваются. При проверке домашних контрольных работ применяются так называемые «штрафные санкции» в отношении «списанных» работ. В этом случае оценка выставляется следующим образом – полученный за работу балл делится на количество «списанных» работ.

Для объективной оценки аудиторных контрольных работ проверка производится коллективом преподавателей, каждый из которых проверяет конкретную задачу в одном варианте у всех студентов, написавших этот вариант.

Темы семинарских занятий

Семинар №1. Техника безопасности. Химический эквивалент. Способы выражения концентраций. Термодинамика и термохимия.

1. Техника безопасности работы в практикуме.
2. «Нулевая» контрольная работа.
3. Организационные вопросы.
4. Понятия химического эквивалента, понятие фактора эквивалентности, понятие молярной массы эквивалента, закон эквивалентов.
5. Способы выражения концентраций; растворы; растворимость.
6. Понятие термодинамической системы (открытая, закрытая, изолированная). Энергетические эффекты химических реакций.
7. Зависимость энергетического эффекта химической реакции от природы участвующих в реакции веществ, их агрегатного состояния, аллотропной или полиморфной модификаций, количества исходных веществ.
8. Тепловой эффект химической реакции. Эндо- и экзотермические реакции. Энергетические диаграммы хода реакции.
9. Термохимические уравнения химических реакций. Стандартные условия, стандартное состояние вещества.

Семинар №2. Термодинамика и термохимия (продолжение). Основы кинетики химических процессов.

1. Стандартные энтальпии:
 - образования вещества;
 - сгорания вещества;
 - химической связи;
 - фазового, аллотропного или полиморфного переходов.
2. Уменьшение внутренней энергии системы, как один из критериев самопроизвольного протекания химических реакций.
3. Закон Гесса и следствия из него.
4. Понятие термодинамической вероятности (W) как суммы вероятностей микросостояний термодинамической системы. Связь между W и степенью беспорядка системы.
5. Понятие энтропии. Энтропия как функция термодинамической вероятности. Увеличение энтропии как существенный фактор самопроизвольного протекания химической реакции.

6. Факторы, от которых зависит энтропия (природы вещества, кол-ва вещества, агрегатного состояния, аллотропной или полиморфной модификации, температуры).
7. Критерий самопроизвольного протекания химической реакции. Энергия Гиббса.
8. Скорость химической реакции. Методы ее наблюдения и измерения.
9. Основной закон химической кинетики. Закон действующих масс в гомогенных и гетерогенных системах.
10. Факторы, определяющие скорость реакции.
11. Порядок и молекулярность реакции.

Семинар №3. Основы кинетики химических процессов (продолжение).

Химическое равновесие.

1. Энергия активации. Уравнение Аррениуса. Правило Вант-Гоффа.
2. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Ферментативный катализ. Ингибирование реакции.
3. Обратимые и необратимые химические реакции.
4. Равновесие, как динамический процесс. Кинетическое условие химического равновесия. Равновесные и начальные концентрации реагирующих веществ.
5. Константа равновесия (K). Математическое выражение для константы равновесия в гомо- и гетерогенных системах. Факторы, влияющие на K. Расчет количественных характеристик химического равновесия (исходные концентрации, равновесные концентрации, константа равновесия).
6. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия.
7. Термодинамическое условие химического равновесия.

Семинар №4. Равновесия в растворах электролитов.

1. Понятие электролита. Процесс диссоциации. Степень диссоциации. Классификация электролитов. Определения кислот и оснований согласно теориям Аррениуса, Бренстеда – Лоури и Льюиса.
2. Равновесия в растворах электролитов, понятие о протолитическом равновесии. Автопротолиз воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (pH) растворов.

3. Ионная сила растворов, коэффициент активности и активность ионов. Расчет рН растворов сильных электролитов.
4. Диссоциации слабых оснований и кислот. Константа диссоциации как константа равновесия процесса диссоциации. Закон разбавления Освальда, расчет степени диссоциации и рН растворов слабых кислот и оснований.
5. Буферные растворы. Определение буферного раствора. Механизм работы буферного раствора. Расчет рН буферных растворов на основе константы равновесия слабой кислоты или слабого основания. Буферная емкость.

Семинар №5. Равновесия в растворах электролитов (продолжение).

1. Понятие гидролиза как взаимодействия вещества с водой. Гидролиз анионов и катионов солей.
2. Константа гидролиза как константа равновесия процесса гидролиза; степень гидролиза. Конкуренция процессов гидролиза и диссоциации слабого электролита. Расчет рН растворов солей.
3. Смещение равновесия при гидролизе. Необратимый гидролиз.
4. Понятие малорастворимого электролита. Разница между понятиями «малорастворимый» и «малодиссоциирующий» электролиты.
5. Понятие насыщенного раствора. Равновесие в системе малорастворимый электролит – насыщенный раствор. Произведение растворимости (ПР). Растворимость. Факторы, влияющие на растворимость.
6. Условия выпадения и растворения осадков.

Семинар №6. Окислительно - восстановительные реакции (ОВР).

1. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель, восстановитель, процессы окисления и восстановления, типичные окислители и восстановители. Сопряженные пары окислитель - восстановитель. Окислительно-восстановительная двойственность.
2. Использование метода электронно-ионного баланса при уравнивании ОВР. Границы применимости этого метода.
3. Стандартное изменение энергии Гиббса окислительно-восстановительной реакции и стандартные окислительно-восстановительные потенциалы (электродные потенциалы).
4. Уравнение Нернста. Зависимость протекания ОВР от рН среды. Определение направления протекания окислительно-восстановительных

реакций по разности окислительно-восстановительных потенциалов (ЭДС).

5. Связь между константой равновесия ОВР, ЭДС и энергией Гиббса.
6. Диаграммы Латимера.

Семинар №7. Химия элементов IV – VII A групп.

1. Сравнительный анализ свойств элементов (по группам и периодам):
 - Электронное строение атомов.
 - Характерные валентности и степени окисления.
 - Изменение ионизационных потенциалов и орбитальных радиусов.
2. Свойства простых веществ:
 - Физические свойства.
 - Химические свойства (, получение, взаимодействие с простыми и сложными веществами).
3. Водородные соединения (получение, химические свойства).
4. Кислородные соединения (получение, химические свойства).
5. Гидроксиды (получение, химические свойства).
6. Соли (получение, химические свойства).
7. Изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов в зависимости от степени окисления и положения в Периодической таблице Д.И. Менделеева.

Семинар №8. Строение атома и химическая связь

1. Квантово-механические представления о строении атома. Принцип неопределенности. Квантовые числа. Узловая структура электронных орбиталей. Строение 1s, 2s, 3s, 2p, 3p и 3d орбиталей. Граничные поверхности орбиталей.
2. Электронная конфигурация атомов и ионов. Изоэлектронные частицы. Принцип наименьшей энергии, принцип Паули. Правило Хунда. Свойства атома:
 - радиус (ковалентный, металлический, ионный, орбитальный);
 - энергии ионизации и сродства к электрону.
3. Определение химической связи. Единая электростатическая природа образования любой связи. Метод валентных связей. Перекрывание орбиталей, σ и π связи. Характеристики

ковалентной связи: прочность, полярность, кратность, насыщенность, направленность.

4. Типы химических связей:
 - ковалентные связи (полярная и неполярная);
 - донорно-акцепторная связь, как частный случай ковалентной связи;
 - ионная связь, как крайний случай ковалентной связи;
 - металлическая связь.
5. Межмолекулярные взаимодействия. Водородная связь и силы Ван-дер-Ваальса.
6. Метод молекулярных орбиталей (ММО). Связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали. Неэффективное перекрывание орбиталей.
7. Энергетические диаграммы бинарных молекул и ионов, построенные методом молекулярных орбиталей на основании табличных данных об энергиях валентных орбиталей.
8. Свойства соединений: строение, магнитные свойства (пара или диамагнитные). Кратность связи.
9. Гипервалентные соединения. Понятие о несвязывающих орбиталях.

Семинар №9. Координационные соединения (КС).

1. Определение координационных (комплексных) соединений (КС). Номенклатура и строение КС (центральный атом, лиганды, внутренняя и внешняя сфера, координационное число и степень окисления центрального атома).
2. Моно- и полидентатные лиганды. Хелатные соединения. Макроциклы.
3. Комплексные катионы, анионы, нейтральные комплексные молекулы. Дентатность лигандов.
4. Химическая связь в КС. Взаимовлияние лигандов и комплексообразователя.
5. Химические реакции КС: присоединения, замещения, изомеризации, окислительно-восстановительные.
6. Константа устойчивости (нестойкости) КС.
7. Расчёт концентраций ионов и молекул в растворах комплексных соединений.

Семинар №10. Координационные соединения (продолжение). Химия переходных элементов.

1. Разрушение комплексных соединений: выделение в виде нерастворимой соли комплексообразователя, замена комплексообразователя, замена лиганда, окисление (восстановление).
2. Переходные элементы. Сравнительный анализ свойств переходных элементов (по группам или периодам):
 - электронное строение атомов;
 - характерные валентности и степени окисления;
 - изменение ионизационных потенциалов и орбитальных радиусов;
 - изменение металлических свойств.
3. Свойства простых веществ:
 - физические свойства;
 - химические свойства (взаимодействие с простыми и сложными веществами).
4. Кислородные соединения (получение, химические свойства).
5. Гидроксиды (получение, химические свойства).
6. Изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений элементов в зависимости от степени окисления и положения в Периодической таблице Д.И. Менделеева.

Семинар №11. Химия щелочных и щелочноземельных элементов. Итоговое занятие - ответы на вопросы студентов по пройденному на семинарах материалу.

1. Общая характеристика щелочных и щелочноземельных элементов.
2. Ионы *s*-металлов в водных растворах; энергии гидратации ионов.
3. Взаимодействие металлов с кислородом, образование оксидов, пероксидов, гипероксидов (супероксидов, надпероксидов).
4. Гидриды щелочных и щелочноземельных металлов (получение, химические свойства).
5. Гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов (получение, химические свойства).
6. Ионы щелочных и щелочноземельных металлов в комплексообразовании.
7. Ответы на вопросы студентов по пройденному на семинарах материалу.

План оформления лабораторных работ

К лабораторным работам, также как и к семинарам и лекциям, необходимо готовиться, используя рекомендованную литературу. По учебнику [1] необходимо прочитать все, что касается текущей лабораторной работы. Проработать теоретическую часть. В результате чего вам должен быть ясен весь ход выполнения эксперимента. Перед выполнением работы в специально отведенную для лабораторных работ тетрадь необходимо занести все, что касается текущей работы:

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Реактивы и оборудование.
4. План работы (краткое описание опытов).
5. Рисунок прибора (если необходимо).
6. Уравнения химических реакций.
7. Формулы для расчетов и все необходимые расчеты по этим формулам, которые возможно сделать до выполнения эксперимента.
8. Таблицы с внесенными в них данными теоретических расчетов.
9. Запись всех математических формул, в которые вы будете подставлять экспериментальные данные, а также формулу для расчета ошибки эксперимента, если это требуется в данной работе.
10. Решить задачи и ответить на вопросы, которые даются в конце каждой темы и после каждого выполняемого опыта.

Разберем это на примере нескольких лабораторных работ.

Одной из наиболее сложных работ, как показывает практика, является работа по определению теплового эффекта химической реакции.

Поскольку в выданном вам учебнике [1] эта работа достаточно объемна и текст, касающийся этой темы, находится в двух работах главы II.5, а также в приложениях. Предлагаем вам более компактное описание той части лабораторной работы по тепловым эффектам химических реакций, которая входит в ваш календарный план.

Лабораторная работа: «Определение теплового эффекта реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.»

Вводная часть

Экспериментально тепловые эффекты химических реакций определяют в специальных приборах — калориметрах. Используемая в настоящей работе калориметрическая установка представлена на рис. 1.

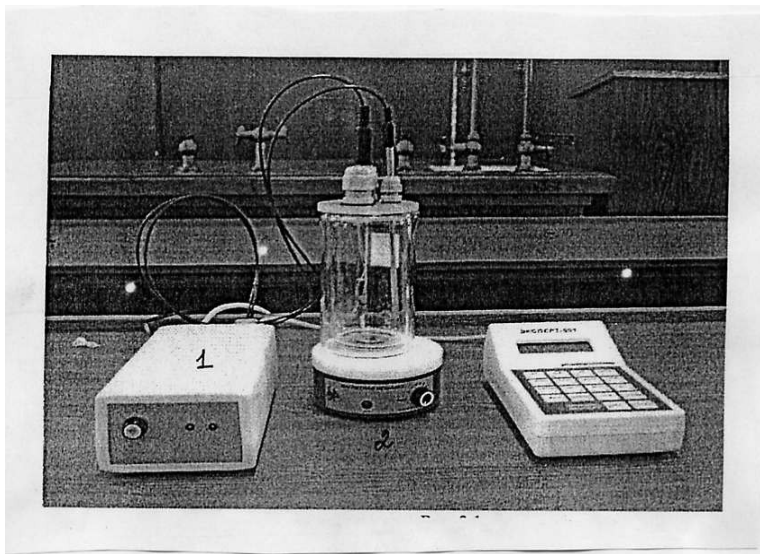


Рис. 1. Общий вид калориметрической установки: 1 – зарядное устройство. 2– калориметр; 3 – прибор «Эксперт – 001»

Установка состоит из калориметра, зарядного устройства, и прибора «ЭКСПЕРТ-001». В некоторых моделях последние два элемента калориметрической установки объединены. Схематическое изображение калориметра приведено на рис. 2. Этот рисунок необходимо нарисовать в тетради для лабораторных работ.

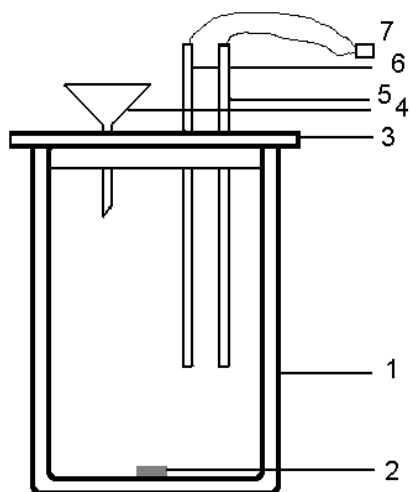


Рис. 2. Схематическое изображение калориметра. 1 – стакан; 2 – сердечник магнитной мешалки; 3 – крышка, 4 — воронка, 5 — датчик температуры, 6 — нагреватель, 7 — клеммы в блоке питания.

В стакан (1) помещен сердечник магнитной мешалки (2). Пластмассовая крышка (3), закрывающая стакан, имеет три отверстия: одно

— для воронки (4), второе — для датчика температуры (5), позволяющего регистрировать температуру с точностью до сотых долей градуса, и третье — для нагревателя (6), с определенным значением электросопротивления. Отверстия в крышке снабжены зажимами, позволяющими надежно закреплять на необходимой высоте нагреватель и датчик температуры. Высота крепления нагревателя и датчика температуры должна быть такой, чтобы они были погружены в раствор во время проведения эксперимента, а сердечник магнитной мешалки не задевал за них при работе.

Калориметрическая установка может работать в ручном режиме или с использованием компьютерного управления. При работе в ручном режиме температуру, значения которой в процессе опыта высвечиваются на дисплее прибора «ЭКСПЕРТ— 001» (рис.3), необходимо записывать в тетрадь. По полученным данным надо построить на миллиметровой бумаге график в координатах время (τ) — температура (t).

При работе с компьютером запись температурных данных и построение графика осуществляется автоматически.

Цель работы

Получить практические навыки экспериментальной работы с простейшим калориметрическим прибором. Экспериментально определить теплоту нейтрализации сильной кислоты сильным основанием.

Реактивы

Дистиллированная вода, 0,4М HCl, 6М КОН.

Оборудование

Калориметрическая установка, мерные колбы на 100 и 50 мл, мерный цилиндр на 20 мл.

Порядок выполнения эксперимента.

Определение теплоты нейтрализации сильной кислоты сильным основанием проводится в калориметрической установке, которая была описана выше. На рис. 3 представлены кнопки управления прибора «Эксперт – 001»:

Дисплей



Рис. 3 Кнопки управления прибора «ЭКСПЕРТ – 001».

Прежде чем начать проводить измерения температуры калориметрической системы необходимо знать, как должен выглядеть график. Успех выполнения данной практической работы зависит, прежде всего, от умелого построения графика. Примерный график зависимости температуры от времени для реакции нейтрализации представлен на рис. 4.

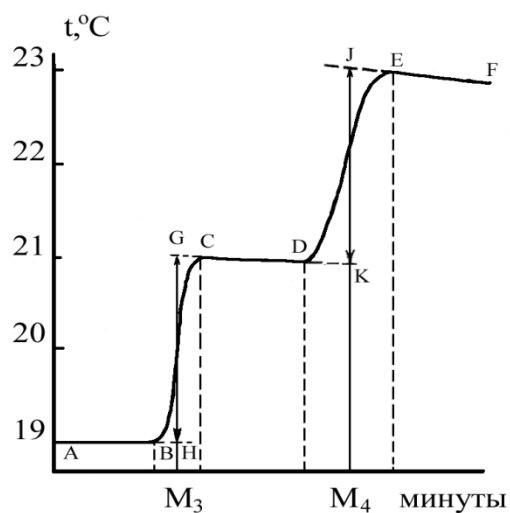


Рис 4. Изменения температуры для реакции нейтрализации.

График должен состоять из пяти участков: АВ, ВС, CD, DE и EF.

Итак, начинаем работу:

Подготовка прибора к работе:

1. С помощью мерных колб на 50 и 100 мл налейте в калориметрический стакан 150 мл 0,4М. раствора соляной кислоты. Оставшиеся в колбах следы соляной кислоты смойте в калориметр небольшим количеством дистиллированной воды.
2. В мерный цилиндр налейте 12 мл 6 М раствора КОН.
3. Нажмите и удерживайте в течение 2 с кнопку «ВКЛ» на приборе «ЭКСПЕРТ-001» (Рис. 3). При этом на приборе должна загореться лампочка и начать светиться жидкокристаллический дисплей.
4. Опустите в калориметрический стакан сердечник магнитной мешалки, включите блок питания установки и, с помощью ручки регулировки вращения магнитной мешалки, добейтесь оптимальной скорости ее вращения.
5. Кнопками «←» или «→» выберите режим «ТЕРМОМЕТР».
6. Выберите время работы электрического нагревателя (с), необходимое для определения теплового значения калориметра. Для этого нажмите кнопку «Ф2» и далее кнопку «ЧИСЛ». Цифровыми кнопками наберите время работы нагревателя. Рекомендуемое время 200 с. После установки времени работы нагревателя два раза нажмите кнопку «ВВОД».

Непосредственное выполнение эксперимента.

Прежде чем начать измерения, начертите в тетради таблицу, в которую вы будете записывать результаты измерений температуры:

τ , сек	$t^{\circ}C$		τ , сек	$t^{\circ}C$		τ , сек	$t^{\circ}C$

Рассчитайте сами, насколько большой должна быть ваша таблица, т. е. сколько примерно точек должно быть на вашем графике.

Начните выполнение опыта, нажав кнопку «ИЗМ». На дисплее появятся данные работы секундомера, работающего в режиме прямого отсчета времени и значения температуры в калориметрическом стакане. Если установка подключена к компьютеру — одновременно нажмите команду «СТАРТ» в меню программы измерения данных на компьютере.

Далее записываем экспериментальные данные (помним, что график состоит из пяти участков):

1. Участок АВ – определение температурного хода калориметрической системы.

В течение нескольких минут измеряем температуру установки (участок АВ). Если измерения показывают, что в течение 5 мин температура практически не меняется, переходим к следующему участку.

2. Участок ВС – изменение температуры калориметрической системы за счет химической реакции.

Влейте через воронку в калориметрический стакан 12 мл 6М раствора КОН. За счет реакции нейтрализации будет происходить быстрое изменение температуры, поэтому фиксируйте значения температуры через возможно малые промежутки времени (каждые 1–5 с).

3. Участок CD – остывание системы после окончания химической реакции.

После того, как реакция закончится, изменение температуры замедлится и температурный ход снова станет равномерным (участок CD), продолжайте измерения температуры через каждые 30 с в течение еще 5 – 10 мин.

4. Участок DE – изменение температуры калориметрической системы за счет работы электрического нагревателя.

Нажмите клавишу «ВВОД». На дисплее появится время, установленное в начале эксперимента для нагрева калориметрической установки. Секундомер начнет работать в режиме обратного отсчета времени. Записывайте данные измерений температуры в рабочий журнал через каждые 30 с.

5. Участок EF – остывание системы после окончания нагрева электрическим нагревателем.

После окончания нагрева рост температуры замедлится, а затем температура начнет медленно падать. Фиксируйте изменение

температуры через каждые 30 с еще в течение 5 – 10 мин. После этого нажмите клавишу «ОТКЛ» (выполните команду «Стоп» на компьютере).

Изображение графика

Результаты температурных измерений представьте в виде графика. На оси абсцисс нанесите время в минутах, а на оси ординат — показания температуры в °С.

При построении графика необходимо выполнить следующие условия:

1. Точки лучше рисовать в виде небольшого кружочка, чтобы они были хорошо видны.
2. Масштаб по осям x (время τ мин.) и y ($t^{\circ}\text{C}$) следует выбирать так, чтобы график занял все поле миллиметровой бумаги.
3. Через точки, соответствующие каждому из пяти участков проводят ПРЯМЫЕ линии, которые максимально приближены к соответствующим точкам. В местах пересечения прямых график скругляется.
4. Из точек, имеющих практически одинаковые координаты в выбранном масштабе, на график наносят только одну.

При работе установки с компьютерным управлением значения температуры, в зависимости от времени в течение всего эксперимента, будут фиксироваться автоматически. В результате на мониторе компьютера появится график, соответствующий изменению температуры системы в течение всего эксперимента. Распечатайте полученный график на принтере.

Обработка графика.

1. Наличие небольшого наклона на графике температурной зависимости на участках CD , EF и, возможно, на участке AB свидетельствует о том, что во время опыта имеет место теплообмен калориметра с окружающей средой. В расчетах теплообмен учитывается следующим образом. Прямая AB экстраполируется вправо, а прямая CD влево. Точки B и C – расхождение экстраполяционных прямых с графиком. Интервал времени от B до C делится пополам и через эту точку проводится перпендикуляр к оси абсцисс до пересечения его с экстраполированными участками прямых AB и CD (точки H , G). Величина отрезка HG соответствует изменению температуры калориметрической системы ΔT_1 , связанному непосредственно с реакцией.

2. Аналогично определяется ΔT_2 – изменение температуры

калориметрической системы за счет нагрева ее электрическим нагревателем.

Расчет теплового эффекта реакции нейтрализации.

Тепловой эффект химической реакции может быть рассчитан по формуле

$$q = K \cdot \Delta T_1 \quad (1)$$

где K – тепловое значение калориметра – количество теплоты, которое необходимо для нагревания калориметра с его содержимым на 1 градус. Оно определяется экспериментально, вслед за выполнением основной работы. Для этого, с помощью электрического нагревателя, включенного на заданное время Δt , калориметрической системе сообщается точно известное количество теплоты $q_{эл}$ и определяется соответствующее ему изменение температуры ΔT_2 (участок KJ на графике). Количество тепловой энергии $q_{эл}$, сообщенное калориметрической системе при нагреве, вычисляется по формуле Джоуля:

$$q_{эл} = (U^2 \cdot \Delta t) / R \quad (2)$$

где U – напряжение постоянного тока, подаваемого на нагреватель, R – сопротивление нагревателя, Ом; Δt – время нагрева калориметра, с.

Тепловое значение калориметра:

$$K = q_{эл} / \Delta T_2 \quad (3)$$

Подставив значение K в формулу (1), получаем тепловой эффект реакции.

Измеренный тепловой эффект следует отнести к 1 моль вещества, для чего необходимо разделить его на число молей (ν) того из веществ участников реакции, которое находится в недостатке, тогда:

$$Q_{экспер.} = \frac{q_{эл.} \cdot \Delta T_1}{\Delta T_2 \cdot \nu} \quad (4)$$

Расчет относительной ошибки эксперимента.

Расчет относительной ошибки эксперимента ($\epsilon_{отн.}$) осуществляется по формуле:

$$\epsilon_{отн.} = \frac{|Q_{экспер.} - Q_{теорет.}|}{Q_{теорет.}} \quad (5)$$

где $Q_{теорет.}$ – тепловой эффект реакции нейтрализации сильной кислоты сильным основанием: $H^+ + OH^- = H_2O_{ж}$, который рассчитывается исходя из табличных данных стандартных энтальпий образования участвующих в реакции веществ.

ИТАК, в тетради до выполнения эксперимента должно быть:

1. Название работы.
2. Цель работы.
3. Оборудование.
4. Реактивы.
5. Схема графика, который у вас должен получиться после выполнения эксперимента.
6. Пункты подготовки прибора к работе.
7. Таблица, для внесения в нее экспериментальных данных.
8. Запись всех необходимых формул для расчетов с указанием названий и размерности каждой из величин формулы.
9. Запись уравнения реакции, которая протекает в калориметре, и расчет теоретического значения ее теплового эффекта.
10. Запись формулы для расчета относительной ошибки эксперимента.

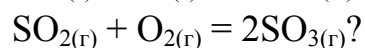
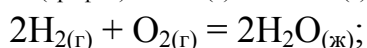
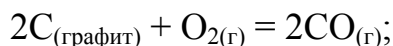
При проведении лабораторной работы необходимо сделать следующее:

1. Непосредственное выполнение эксперимента.
2. Изображение и обработка графика.
3. Расчет экспериментального теплового эффекта химической реакции.
4. Расчет относительной ошибки эксперимента в %.

Для сдачи работы студент должен представить преподавателю тетрадь для лабораторных работ, со всеми необходимыми записями и рисунками, а также ответить на ряд вопросов преподавателя, некоторые из которых приведены ниже.

Примеры вопросов, которые преподаватель может задать вам при сдаче данной работы:

1. Дайте определение понятию «энтальпия химической реакции».
2. Опишите прибор, в котором определяются тепловые эффекты химических реакций. Как называется этот прибор?
3. Можно ли экспериментально определить тепловые эффекты следующих реакций:



Дайте обоснованный ответ.

4. Напишите уравнения химической реакции (в полном и сокращенном ионном виде), тепловой эффект который вы определяли в эксперименте. Каков знак энтальпии и теплового эффекта этой реакции?
5. Напишите формулу для определения количества тепловой энергии, получаемой калориметром за счет нагрева электрическим током.
6. Что такое тепловое значение калориметра?
7. Каким образом на графике в координатах температура – время учитывается теплообмен калориметра с окружающей средой? Укажите на графике величины, соответствующие подъему температуры за счет химической реакции и за счет нагрева электрическим током.
8. Чем отличаются графики температура – время для экзо- и эндотермических реакций?
9. Какова размерность теплового эффекта химической реакции?
10. По какой формуле рассчитывается относительная ошибка эксперимента? Объясните, по какой причине полученное в эксперименте значение величины теплового эффекта химической реакции может быть больше или меньше теоретического значения этой величины.

Лабораторная работа : «Равновесие в растворах электролитов с участием комплексных ионов»

В этой работе вы должны научиться делать логические выводы из проделанной экспериментальной работы, т.е. из того, что вы наблюдали в процессе эксперимента.

Домашняя работа по подготовке к этой работе заключается в следующем:

1. Прочитать и продумать теоретический материал по учебнику [1] с.73-74;
2. Прочитать и продумать опыты 25 и 27;
3. В тетради должно быть записано следующее:
 - название работы;
 - цель работы;
 - оборудование и реактивы;
 - ход работы;
 - таблица с внесёнными в нее записями и расчетами, которые можно сделать до проведения эксперимента. Мы заполнили для примера

все шесть столбцов таблицы для первого эксперимента, и для пятого эксперимента – только первые три столбца (таблица 2).

Таблица 2

№.№	Уравнение равновесия в сокращенном молекулярно-ионном виде	Воздействие	Наблюдения		Вывод	
			Ожидаемые	Наблюдаемые	На основании наблюдений	С теоретическим обоснованием
	1	2	3	4	5	6
1	$\text{Fe}^{3+} + 6\text{CNS}^- \rightleftharpoons [\text{Fe}(\text{CNS})_6]^{3-}$ (красный цвет)	Добавляем Fe^{3+}	Усиливается интенсивность красной окраски раствора	Усиливается интенсивность красной окраски раствора	Вещество красного цвета является продуктом, следовательно равновесие смещается в сторону прямой реакции (образования окрашенного продукта)	Согласно принципу Ле Шателье, увеличение кол-ва Fe^{3+} приведет к смещению равновесия в сторону уменьшения кол-ва Fe^{3+} , т.е. в сторону прямой реакции
2						
3						
4						
5	$[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+} + 4\text{Cl}^- \rightleftharpoons [\text{CoCl}_4]^{2-} + 6\text{H}_2\text{O}$ (розовый) = (синий)	Нагреваем	Раствор приобретает синюю окраску.			На основании принципа Ле Шателье сделайте вывод: экзо- или эндотермическими являются прямая и обратная реакции.

При проведении лабораторной работы необходимо сделать следующее:

1. Выполнить эксперимент;

2. Заполнить таблицы;
3. Сделать выводы о том, какие факторы могут смещать равновесие в данных реакциях;
4. Ответить на вопросы после опытов;
5. Сдать работу преподавателю.

При сдаче данной работы преподавателем могут быть предложены следующие вопросы:

1. Дайте определение понятию «химическое равновесие».
2. Назовите кинетическое и термодинамическое условия химического равновесия.
3. Сформулируйте принцип Ле Шателье.
4. Запишите уравнения реакций, на примере которых вы исследовали смещение химического равновесия, в сокращенном молекулярно-ионном виде.
5. Запишите выражения для соответствующих констант равновесия.
6. Как влияет на смещение равновесия добавление различных веществ в проведенных вами опытах? Объясните это влияние.
7. Как влияет изменение температуры на смещение химического равновесия? Объясните на конкретных примерах.

Лабораторная работа: «Равновесие в растворах слабых электролитов»

Равновесие в растворах слабых электролитов рассмотрим на примере равновесий в растворе аммиака.

Домашняя работа по подготовке к этой работе заключается в следующем:

1. Прочитать и продумать теоретический материал по учебнику [1] с.61-62.
2. Прочитать и продумать опыты 5, 8 и 11.
3. В тетради для практических работ написать: название работы, дату проведения работы, цель работы, оборудование и реактивы.
4. Перерисовать в тетрадь таблицу № 2 [1].
5. Написать уравнение диссоциации гидроксида аммония в водном растворе и выражение для константы равновесия данного слабого основания.
6. Из выражения для константы равновесия вывести формулу для расчета теоретического значения $pH_{\text{теор}}$ в растворе аммиака.
7. Рассчитать по формуле теоретическое значение $pH_{\text{теор}}$ для растворов трех концентраций и перенести эти значения в таблицу.

8. Написать формулы для расчета величин, данных в таблице: $[\text{OH}^-]$ через pH , α через $[\text{OH}^-]$, K_d через α .
9. В опыте 11 выведите формулу для расчёта константы диссоциации гидроксида аммония через pH буферного раствора и рассчитайте значение этой константы через экспериментально измеренное значение pH . Сравните полученную величину с табличной, и сделайте соответствующие выводы.

При проведении лабораторной работы необходимо сделать следующее:

1. Выполнить эксперимент, описанный в опыте 5. Ответить на вопросы после опыта, используя выведенные формулы. Заполнить таблицу № 2.
2. Выполнить эксперимент, описанный в опыте 8. Ответить на вопросы после опыта.
3. Выполнить эксперимент, описанный в опыте 11. Ответить на вопросы после опыта, используя выведенные формулы.

При сдаче данной работы преподавателем могут быть предложены следующие вопросы:

1. Ответьте, как и почему добавление соли аммония влияет на смещение равновесия в реакции диссоциации гидроксида аммония.
2. Что такое электролиты? Являются ли электролитами следующие вещества: а) HBr_g , б) $\text{H}_3\text{PO}_{4\text{p-p}}$, в) $\text{KCl}_ж$, г) $\text{CsNO}_{3,\text{кр.}}$, д) $\text{H}_2\text{S}_{\text{p-p}}$, е) $\text{CO}_{2\text{p-p}}$, ж) $\text{NH}_{3ж}$, з) $\text{H}_2\text{O}_ж$, и) $\text{BaSO}_{4к}$?
3. Какие электролиты называются сильными? Какие слабыми? Среди растворов нижеперечисленных веществ укажите сильные и слабые электролиты: а) HCl , б) H_2SO_4 , в) NaCl , г) NaNO_3 , д) H_2S , е) CO_2 , ж) NH_3 , з) BaSO_4 , и) $\text{Al}(\text{OH})_3$, к) H_3PO_4 .
4. Что такое ионная сила раствора, коэффициент активности иона и активность иона? По каким формулам они рассчитываются? Каковы границы применимости этих формул?
5. Выведите формулу для расчета pH сильного основания и сильной кислоты определенной концентрации без учета ионной силы раствора. Как и почему ионная сила раствора влияет на величину pH ?
6. Почему при прибавлении раствора соли, например, NaBr или $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ к раствору HCl происходит изменение pH ?
7. Дайте определение степени диссоциации электролита. От каких факторов зависит эта величина?

8. Чему равна величина pH в растворах NaOH и HCl с концентрацией электролитов 10^{-9} ?
9. Напишите уравнения диссоциации сероводородной кислоты по двум ступеням и уравнения соответствующих констант диссоциации.
10. Выведите формулу для расчета степени диссоциации гидроксида аммония в растворе аммиака.
11. Среди нижеперечисленных растворов электролитов укажите те, pH которых изменится при прибавлении одноименного аниона: а) HNO₃, б) CH₃COOH, в) H₃PO₄, г) NaCl, д) Na₃PO₄, е) NH₄Cl, ж) CuSO₄. Если pH изменится, то в какую сторону: увеличится или уменьшится? Дайте обоснованный ответ.
12. Среди растворов электролитов, перечисленных в предыдущем задании, укажите те, pH растворов которых изменится при прибавлении одноименного катиона. Если pH изменится, то в какую сторону: увеличится или уменьшится? Дайте обоснованный ответ.
13. Почему экспериментальные и рассчитанные теоретически значения pH растворов в проведенных вами экспериментах несколько отличаются друг от друга?
14. Можно ли утверждать, что разбавление раствора HCl в 10 раз приводит к изменению pH на 1?

Пример оформления лабораторной работы по химии элементов.

Лабораторная работа: «Химия элементов VII A группы»

Домашняя работа по подготовке к этой лабораторной работе заключается в следующем:

1. Прочитать и продумать теоретический материал по практикуму на стр.151-155 и стр. 160 [1].
2. Прочитать и продумать опыты №№ 1, 6 и 10 из работы № 1 (стр. 154-159) и опыт №11 из работы №2 (стр. 161) [1].
3. Переписать в тетрадь для практических работ:
 - Название работы;
 - Дату проведения работы;
 - Цель работы;
 - Оборудование и реактивы;
 - Краткий план проведения каждого из опытов;

- Перерисовать в тетрадь рисунок прибора по получению хлора в опыте №1 [1];
4. Написать уравнения всех реакций. Окислительно-восстановительные реакции уравнивать методом электронно-ионного баланса.
 5. Ответить письменно на все вопросы и задания, которые даются после каждого из опытов.
 6. Привести в тетради решение всех задач со стр. 162 [1].

При проведении лабораторной работы необходимо сделать следующее:

1. Выполнить эксперименты, описанные в опытах, перечисленных в календарном плане.
2. Описать наблюдения после каждого из опытов.
3. Сдать работу преподавателю.

При сдаче данной работы преподавателем могут быть предложены следующие вопросы:

1. Какими окислительно-восстановительными свойствами обладает молекулярный хлор? Приведите примеры реакций.
2. Как меняются окислительно-восстановительные свойства в ряду галогенов? Приведите примеры реакций.
3. Как и почему меняется сила кислот в ряду галогенводородных кислот?
4. Какими окислительно-восстановительными свойствами обладают галогенид ионы?
5. Как и почему меняются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства в ряду кислородсодержащих кислот хлора?
6. Какая из кислот сильнее: HClO_4 или HBrO_4 ? Ответ обоснуйте.

Темы аудиторных контрольных работ и примеры задач

Аудиторная контрольная работа №1

Аудиторная контрольная работа №1 (АК№1) включает в себя задачи на темы семинаров №№ 1-3 (с. 16-17 данного пособия).

Примеры задач:

1. Определите молярные массы эквивалентов и факторы эквивалентности для каждого из веществ в реакции: $2\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = [\text{Al}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
2. Рассчитайте объем 6 М раствора КОН ($\rho = 1,395$ г/мл), необходимый для приготовления 100 г 10% раствора КОН.
3. Вычислите массовую долю раствора Na_2SO_4 , полученного при растворении 10 г $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в 150 г 5%-ного раствора Na_2SO_4 .
4. Какова должна быть процентная концентрация глюкозы в растворе, чтобы в нем на 30 моль воды приходился 1 моль глюкозы?
5. Напишите термохимическое уравнение реакции, тепловой эффект которой равен: 1) энтальпии образования $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{ж})}$; 2) энтальпии сгорания $\text{C}_6\text{H}_{6(\text{ж})}$ 3) энтальпии связи в $\text{HBr}_{(\text{г})}$; 4) энтальпии испарения воды.
6. Вычислите энтальпию образования ацетилен, если $\Delta_{\text{сгорания}} H^\circ (\text{C}_2\text{H}_2) = -1299,6$ кДж/моль, $\Delta_f H^\circ (\text{CO}_{2(\text{г})}) = -393,5$ кДж/моль; $\Delta_f H^\circ (\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}) = -285,8$ кДж/моль.
7. Вычислите, сколько теплоты выделится при сгорании 5 моль этанола, если стандартные энтальпии образования этанола, углекислого газа и воды соответственно равны: $-276,9$; $-353,5$; $-285,8$ кДж/моль.
8. Определите энтальпию связи Cl–O в молекуле Cl_2O , исходя из следующих термохимических уравнений реакций:
 $2\text{Cl}_2\text{O}_{(\text{г})} = 2\text{Cl}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} + 153,14$ кДж;
 $2\text{Cl}_{(\text{ат})} = \text{Cl}_{2(\text{г})} + 242,6$ кДж
 $2\text{O}_{(\text{ат})} = \text{O}_{2(\text{г})} + 458,4$ кДж
9. Рассчитайте значение $\Delta_r G^\circ$ для реакции:
 $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
при: а) 25°C ; б) 200°C .

10. Реакция $2A_{(г)} + B_{(г)} = 2C_{(г)}$ элементарная. Каковы размерности констант прямой и обратной реакций? Во сколько раз и как изменится скорость обратной реакции при увеличении давления в 2 раза? Во сколько раз и как изменится скорость прямой реакции при увеличении концентрации исходных веществ в 2 раза?

11. Для одностадийной (элементарной) реакции $A + 2B = 2C$ Начальные концентрации веществ А, В и С соответственно равны (моль/л): 0,1, 0,18 и 0. Через 10 секунд после начала реакции концентрация вещества А стала 0,02 моль/л. Константа скорости прямой реакции равна 1,2.

Определите:

- среднюю скорость прямой реакции по веществу А;
- среднюю скорость прямой реакции по веществу С;
- истинную скорость прямой реакции в начальный момент времени;
- истинную скорость обратной реакции через 10 секунд после начала реакции.
- порядок прямой реакции;
- размерность константы скорости прямой реакции.

12. В таблице представлены результаты исследования кинетики реакции:

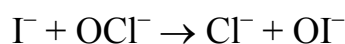


Таблица 3

	Номер эксперимента		
	1	2	3
Исходная концентрация Г, моль/л	0,1	0,2	0,2
Исходная концентрация ОСГ, моль/л	0,1	0,1	0,2
Начальная скорость реакции, $(\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с} \cdot \text{ек}})$	0,6	1,2	2,4

Составьте кинетическое уравнение и вычислите константу скорости данной реакции.

13. В присутствии катализатора энергия активации некоторой реакции снижается с 89,3 до 70,8 кДж/моль. Во сколько раз возрастет скорость реакции при неизменной температуре в 30°C?

14. Вычислите энергию активации реакции, если известно, что при 25°C она заканчивается за 1 мин 35 с, а при 55°C – за 25 с.

15. Вычислите энергию активации реакции, если при 300 °С константа скорости равна $2 \cdot 10^{-3} \text{ с}^{-1}$, а при 150 °С – $5 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$. Укажите порядок этой реакции.
16. Появление изотопа иода (^{131}I) имеет место при авариях на АЭС. Период его полураспада 8 суток. За какое время этот изотоп распадается: а) на 1%; б) на 70%; в) на 99 %?
17. В реакторе объемом 2 л смешали азот с водородом, после установления равновесия в сосуде содержалось: 0,6 моль азота, 1,8 моль водорода и 0,8 моль аммиака. Вычислите исходные концентрации азота и водорода и константу равновесия реакции.
18. Рассчитайте равновесные концентрации газов для реакции:

$$\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2,$$
 если известно, что $K = 1$ при 930,5 К, и до начала реакции в реакторе объемом 1 л были смешаны 2 моль CO, 1 моль H₂O и 0,5 моль CO₂.
19. В каком направлении и почему сместится равновесие реакции:

$$2\text{Cl}_2\text{O}_{(г)} \rightleftharpoons 2\text{Cl}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} + 153,14 \text{ кДж}$$
 при: а) уменьшении давления, б) увеличении температуры.

Аудиторная контрольная работа №2

Аудиторная контрольная работа №2 (АК №2) включает в себя задачи на темы семинаров №№ 4-6 (с. 17-18 данного пособия).

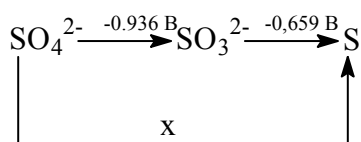
Примеры задач:

1. Рассчитайте рН 0,001 М HBr с учетом и без учета ионной силы (с точностью до третьего знака после запятой). Объясните различия в полученных значениях.
2. Рассчитайте рН раствора, содержащего HCl (0,001 М) и Ba(NO₃)₂ (0,001 М) с учетом и без учета ионной силы раствора (с точностью до третьего знака после запятой).
3. Рассчитайте значение рН раствора полученного смешением а) 30 мл 0,1 М раствора HBr и 20 мл 0,1 М раствора KOH.
4. Рассчитайте ΔG° диссоциации сернистой кислоты по I ступени в водном растворе, используя табличное значение K_a .
5. Рассчитайте степень диссоциации муравьиной кислоты в растворе с концентрацией 0,1 М.
6. Рассчитайте константу диссоциации азотистой кислоты, если рН 0,01 М раствора нитрита калия равен 7,7.

7. В 200 мл воды растворили 0,116 г KF. Рассчитайте pH полученного раствора. Как изменится pH раствора, если его разбавить в 10 раз?
8. Выведите формулы для расчета константы гидролиза (K_h), степени гидролиза (h) и pH водного раствора Na_2S , учитывая только первую ступень гидролиза. Рассчитайте K_h , h и pH по выведенным формулам, если концентрация соли равна 0,03 моль/л.
9. Рассчитайте степень гидролиза и pH 0,1 М раствора CuSO_4 . Укажите условия, при которых гидролиз будет протекать «до конца».
10. Выведите формулу для расчета и рассчитайте pH раствора, полученного при сливании 400 мл 2М CH_3COOH и 600 мл 1,5 М CH_3COONa . Изменением объема при сливании растворов пренебречь. Чему будет равен pH этого раствора при добавлении 1 моль HCl?
11. Вычислите растворимость хлорида серебра а) в чистой воде; б) в 0,01 М растворе хлорида бария.
12. Вычислите растворимость сульфата бария в:
 - а) водном растворе;
 - б) в 0,2 М Na_2SO_4 .
13. Выпадет ли осадок при сливании 50 мл 0,1 М раствора CaI_2 и 250 мл 0,002 М раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$?
14. Будет ли выпадать осадок при смешивании 300 мл 0,001 М раствора хлорида меди со 100 мл 0,0002 М раствора нитрата свинца?
15. Сколько воды потребуется для растворения при ст.у. 1 г CaC_2O_4 ?
16. Чему равна ΔG° реакции гидролиза NH_4Cl ?
17. Допишите и уравняйте реакцию с помощью электронно-ионного баланса:

$$\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$$
 Чему равны факторы эквивалентности и молярные массы эквивалентов окислителя и восстановителя.
18. Уравняйте окислительно-восстановительные реакции с помощью электронно-ионного баланса:
 - а) $\text{HCl} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow$
 - б) $\text{CrCl}_3 + \text{KClO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
 - в) $\text{AlCl}_3 + \text{KMnO}_4 \rightarrow$
 Рассчитайте K при стандартных условиях и сделайте вывод о возможности протекания процессов при ст.у.
19. Серебряный электрод погружен в 0,1 М раствор AgNO_3 . Он соединен с водородным электродом ($p = 1$ атм., а концентрация H^+ неизвестна). ЭДС полученного элемента равна 0,78 В. Вычислите pH раствора, в котором находится водородный электрод.

20. Будет ли KMnO_4 окислять ионы Br^- при следующих концентрациях:
 $[\text{H}^+] = 10^{-3}$ моль/л; $[\text{Mn}^{2+}] = [\text{MnO}_4^-] = 1$ моль/л;
 $[\text{Br}^-] = 1$ моль/л и $[\text{Br}_2] = 1 \cdot 10^{-4}$ моль/л? Ответ подтвердите расчетами.
21. Напишите все полуреакции, соответствующие схеме. Выведите формулу для расчета и вычислите значение неизвестного стандартного электродного потенциала, если дано:
 $\text{pH} = 14$



Аудиторная контрольная работа №3

Аудиторная контрольная работа №3 (АК№3) включает в себя задачи на темы семинаров №№ 7-11 (с. 19-21 данного пособия).

Примеры задач:

1. Изобразите электронную структуру: Cu^{2+} , Ni .
2. Напишите формулы не менее четырех соединений, которые состоят из ионов, изоэлектронных Rb^+ .
3. Напишите формулы трех частиц (одного катиона, одного аниона и одной молекулы), в каждом из которых содержится 18 электронов.
4. Изобразите узловые поверхности и формы $2s$ и $3d_{z^2}$ орбиталей.
5. Изобразите схемы энергетических диаграмм молекул CO и O_2 (ММО). Основываясь на построенных диаграммах, укажите кратность связи и магнитные свойства молекул.
6. Назовите комплексное соединение $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$. Укажите степени окисления элементов в этом соединении. Опишите комплексный ион методом валентных связей. Какой тип гибридизации атомных орбиталей возникает при образовании этого иона? Каково его пространственное строение? Какими магнитными свойствами обладает этот комплексный ион?
7. Назовите следующее комплексное соединение $\text{H}[\text{AuCl}_4]$. Укажите координационное число и степень окисления комплексообразователя, заряд комплексного иона, типы химической связи, реализующиеся в данном комплексном соединении и пространственную структуру комплексного иона.

8. Рассчитайте концентрацию всех частиц в водном растворе, содержащем 0,1 моль $\text{Na}_3[\text{FeF}_6]$ 1 моль NaF . Объем раствора 2 л.
9. В 300 мл 0,2М водного раствора тетрахлорокупрата (II) калия растворили 2 г поваренной соли. Рассчитайте концентрацию всех частиц в растворе (изменением объема раствора пренебречь).
10. Определите стандартный окислительно-восстановительный потенциал полуреакции: $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} + e = [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, используя табличное значение стандартного окислительно-восстановительного потенциала полуреакции: $\text{Co}^{3+} + e = \text{Co}^{2+}$ и константы устойчивости комплексных катионов.
11. Вычислите ΔG° и $K_{\text{равн}}$ реакции:
 $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^{3-} + 2\text{CN}^- \rightleftharpoons [\text{Ag}(\text{CN})_2]^- + 2\text{NH}_3$.
 В каком направлении смещено равновесие?
12. Дана следующая цепочка превращений:
 $\text{Fe} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4(p)} \text{X}_1 \xrightarrow{\text{Na}_2\text{CO}_3} \text{X}_2 \xrightarrow{\text{CO}_2, \text{H}_2\text{O}} \text{X}_3 \xrightarrow{\text{NaOH}} \text{X}_4 \xrightarrow{\text{O}_2} \text{X}_5$
 Напишите уравнения реакций и условия их протекания. ОВР уравняйте методом электронно-ионного баланса.
13. Какие кислородные соединения образуют щелочные металлы? Напишите реакции их получения.
14. Напишите уравнения реакций взаимодействия карбидов натрия, кальция и алюминия с водой.
15. Напишите уравнения реакций, характеризующих кислотно-основные свойства гидроксидов натрия, магния, алюминия и кремния.
16. Напишите уравнения следующих реакций и уравняйте их методом электронно-ионного баланса:
 $\text{MnO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$
 $\text{KI} + \text{FeCl}_3 \rightarrow$
 $\text{S} + \text{HClO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 $\text{Se} + \text{KBrO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$
17. Напишите уравнения химических реакций получения четырех солей, исходя из воздуха и дистиллированной воды.
18. В 120 мл раствора азотной кислоты с массовой долей 7% (плотностью 1,03 г/мл) внесли 12,8 г карбида кальция. Сколько миллилитров 20%-ной соляной кислоты (плотностью 1,10 г/мл) следует добавить к полученной смеси для её полной нейтрализации?

Список тем домашних контрольных работ

Домашняя контрольная работа №1. Основные понятия и законы химии, концентрации и приготовление растворов, растворимость, эквивалент.

Домашняя контрольная работа №2. Термохимия, термодинамика, химическая кинетика.

Домашняя контрольная работа №3. Коллигативные свойства растворов.

Домашняя контрольная работа №4. Равновесия в растворах сильных и слабых электролитов: рН, буферные растворы на примере соединений I-V А гр.

Домашняя контрольная работа №5. ОВР.

Домашняя контрольная работа №6. Химия элементов VII А группы.

Домашняя контрольная работа №7. Химия элементов V-VIA групп.

Домашняя контрольная работа №8. Химия элементов III-IV А групп.

Домашняя контрольная работа №9. Химия элементов триады железа и I-II Б групп.

Домашняя контрольная работа №10. Химия элементов VI – VII Б и I-II А групп.

Темы коллоквиумов

Коллоквиум №1

1. Способы выражения концентрации растворов (массовая и молярная доли, молярная и моляльные концентрации.)

2. Химическая система (открытая, закрытая, изолированная). Внутренняя энергия.

3. Энергетические эффекты химических реакций. Виды энергетических эффектов химических реакций. Факторы, влияющие на энергетический эффект химической реакции (природа и количество веществ – участников реакции). Термохимические уравнения. Теплота и энтальпия: химической реакции, образования вещества, химической связи, сгорания, фазового перехода. Стандартное состояние вещества. Закон Гесса и следствия из него.

4. Понятие энтропии. Энтропия вещества как функция термодинамической вероятности. Изменение энтропии мира как критерий самопроизвольности процессов. Факторы, влияющие на изменение энтропии в ходе химической реакции.

5. Изобарный потенциал реакции (свободная энергия Гиббса). Критерий самопроизвольности реакций.

6. Скорость химической реакции. Методы ее наблюдения и измерения. Основной закон химической кинетики.

7. Закон действующих масс в гомогенных и гетерогенных системах. Порядок и молекулярность реакции. Факторы, определяющие скорость реакции.

8. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.

9. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ. Ферментативный катализ. Ингибирование реакции.

10. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение равновесия. Принцип Ле Шателье.

Коллоквиум №2

1. Растворы. Определение раствора. Механизмы растворения. Растворимость и факторы, на нее влияющие: природа растворителя и растворяемого вещества (агрегатное состояние, полярность), температура, давление, состав раствора (наличие одноименного иона).

2. Коллигативные свойства растворов. Закон Рауля (понижение давления пара над раствором). Эбуллиоскопия, криоскопия, осмотическое давление.

3. Растворы сильных и слабых электролитов. Протолитические равновесия. Кислоты, основания, амфолиты по Бренстеду. Степень диссоциации и факторы, на нее влияющие (природа электролита, концентрация, состав раствора). Ионная сила раствора. Активность, коэффициент активности.

4. Равновесия в растворах слабых электролитов. Константа и степень диссоциации слабых электролитов, рН. Буферные растворы. Буферная емкость. Гидролиз солей, константа и степень гидролиза. Равновесие осадок-раствор, ПР. Константа устойчивости и нестойкости комплексного иона.

5. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель, восстановитель, окисление, восстановление. Расстановка коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях с помощью электронных полуреакций (в газовых и твердых средах) и электронно-ионных схем для реакций, протекающих в водных растворах. Зависимость продуктов окислительно-восстановительных реакций от рН раствора.

6. Электрохимические процессы. Электродные потенциалы. ЭДС реакции. Уравнение Нернста. Связь электродного потенциала, свободной энергии Гиббса и константы равновесия.

7. Строение атома (квантово-механические представления). Принцип неопределенности. Квантовые числа. Принцип Паули. Правило Хунда. Узловая структура электронных орбиталей.

8. Химическая связь (ковалентная, ионная, металлическая). Строение молекул. Метод молекулярных орбиталей. Межмолекулярные взаимодействия (водородные, Ван-дер-Ваальса).

Коллоквиум №3

1. Координационные соединения. Номенклатура, строение и изомерия. Расчет концентраций всех частиц в растворах комплексных солей. Способы разрушения комплексных ионов.

2. Химия элементов VII А группы. Электронное строение атомов и молекул. Размеры атомов, ионизационные потенциалы, сродство к электрону. Нахождение в природе, методы получения простых веществ в лаборатории и промышленности. Применение. Галогеноводороды. Плавиковая и соляная кислоты, их получение и применение. Галогениды металлов и неметаллов. Оксокислоты хлора. Электронное строение анионов, окислительно-

восстановительные свойства, кислотные свойства, диспропорционирование солей. Реакции получения. Бертолетова соль.

3. Химия элементов VI A группы. Электронное строение атомов и молекул. Нахождение в природе, методы получения простых веществ в лаборатории и промышленности. Применение. Озон, “озоновый щит Земли”. Водородные соединения. Строение молекул. Свойства водных растворов. Получение и применение сероводорода. Сульфиды и полисульфиды. Вода. Строение молекулы и вещества. “Аномальные” свойства воды. Автопротолиз. Аквакомплексы. Диаграмма состояния воды. Клатраты. Оксиды металлов (металлоподобные, основные, амфотерные и кислотные) и неметаллов (кислотные, несолеобразующие). Получение и применение оксидов. Пероксиды. Физические и химические свойства, получение и применение пероксида водорода. Оксокислоты халькогенов в степенях окисления +4 и +6. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Свойства, получение и применение серной и сернистой кислот. Олеум. Тиосоединения.

4. Химия элементов V A группы. Строение атомов и молекул. Нахождение в природе, получение и применение азота и фосфора. Экологическая роль. Неустойчивость соединений азота. Водородные соединения. Строение молекул. Получение, свойства и применение аммиака. Гидроксид и соли аммония. Оксиды азота. Строение молекул. Свойства, определяющие экологическую роль оксидов азота (II) и (IV). Свойства, получение и применение азотной и азотистой кислот и их солей. Оксокислоты фосфора (фосфорноватистая, фосфористая, фосфорная). Строение анионов. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Получение, свойства и применение ортофосфорной кислоты и фосфатов. Полифосфорные кислоты и полифосфаты.

5. Химия элементов IVA группы. Строение атомов. Нахождение в природе, получение и применение углерода и кремния. Адсорбционные свойства углей и силикагеля. Молекулярные сита. Стекло. Водородные соединения углерода и кремния. Оксиды углерода. Строение молекул, получение, свойства, применение. Угольная кислота и ее соли. Карбонатные буферные системы в природе.

6. Химия элементов IIIA группы. Соединения бора: бориды, бораны, борный ангидрид, борная кислота, бура. Нахождение в природе, получение и применение алюминия. Положение в ряду напряжений, коррозионная стойкость. Катионные и анионные комплексы в водных растворах (амфотерность).

7. Химия элементов IB и IIB групп. Строение атомов. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Оксиды и гидроксиды. Катионные и анионные комплексы. Соединения меди (I) и (II). Биогенная роль меди. Амальгамы. Экологическая роль ртути.

8. Химия переходных элементов VI – VIIIБ групп. Проявляемые степени окисления и их относительная стабильность. Оксиды и гидроксиды. Комплексные соединения. Катионные и анионные комплексы. Применение. Изо- и гетерополикислоты. Оксиды и гидроксиды, реакции их получения, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Биогенная роль переходных элементов.

9. Общая характеристика элементов I – IIA групп. Взаимодействие металлов с кислородом, образование оксидов, пероксидов, гипероксидов (супероксидов, надпероксидов). Взаимодействие с водой этих соединений. Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов; амфотерность гидроксида бериллия. Гидриды щелочных и щелочно-земельных металлов и их восстановительные свойства.

Пример экзаменационного билета

МОСКОВСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ
ИМЕНИ М.В. ЛОМОНОСОВА
ФАРМАЦЕВТИЧЕСКОЕ ОТДЕЛЕНИЕ
ФАКУЛЬТЕТА ФУНДАМЕНТАЛЬНОЙ МЕДИЦИНЫ
(2012/2013 учебный год)

№ экз. билета **1**

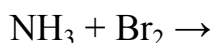
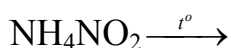
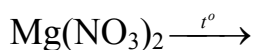
Наименование дисциплины: **Общая и неорганическая химия**

ФИО студента _____

ФИО преподавателя семинаров _____

№ зад.	1	2	3	4	5	6	7	8	9	Σ	Семестр. балл	Σ	%	ОТМ.
Мак балл	7	7	6	19	17	11	10	4	19	100	324	424	100	5(отл.)
Реальный балл														

1. Что такое термодинамическая вероятность (W)? Энтропия как функция термодинамической вероятности.
2. Стандартная энергия Гиббса реакции:
 $2\text{H}_2\text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$ при 25°C равна $-233,6$ кДж/моль, а при 80°C $-240,5$ кДж/моль. Используя только эти данные, рассчитайте $\Delta_r H^0$ и $\Delta_r S^0$ реакции.
3. Дайте определение гидролиза и степени гидролиза. Рассчитайте значение рН раствора, полученного растворением в 200 мл воды 0,116 г фторида калия. Изменением объема раствора при растворении соли пренебречь.
4. Сформулируйте условие выпадения осадка. Рассчитайте, выпадет ли осадок при сливании 1 мл 0,001М сульфата натрия и 3мл 0,0006М хлорида бария?
5. Допишите и уравняйте реакции:
 $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 $\text{F}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
 $\text{NaOH} + \text{S} \rightarrow$



Укажите условия протекания реакций.

Первую реакцию уравняйте с помощью электронно-ионных полуреакций, рассчитайте $\Delta_r G^\circ$ и K этой реакции, используя ΔE° . Сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания первой реакции исходя из рассчитанных значений.

- Изобразите электронную конфигурацию атома Cl. Сформулируйте принцип Паули. Какие степени окисления и валентности проявляет этот атом в соединениях? Для каждой степени окисления и валентности приведите примеры соединений в виде графических формул. Напишите реакции взаимодействия хлора с гидроксидом натрия при с.у. и при нагревании. Уравняйте их с помощью электронно-ионных полуреакций.
- Какие кислородные соединения образуют щелочные металлы? Напишите реакции их получения и взаимодействия с оксидом углерода (IV) и с водой.
- Напишите четыре неорганических соединения различных классов, с которыми реагирует серная кислота. Укажите классы, к которым принадлежат эти соединения и напишите уравнения соответствующих реакций.
- Напишите уравнение реакции получения фосфора. Укажите условия протекания реакции.
- На полное сжигание смеси углерода с оксидом кремния (IV), потребовалось 22,4 г кислорода. Известно, что в смеси содержится 70% углерода по массе. Какой минимальный объем 20% раствора едкого кали ($\rho=1,19$ г/мл) потребуется для взаимодействия его с исходной смесью?

Рекомендуемая учебная литература

Основная

1. Практикум по общей химии. Под ред. С.Ф. Дунаева.—4-е изд., перераб. и доп. – Изд-во МГУ, 2005.
2. Жмурко Г.П., Казакова Е.Ф., Кузнецов В.Н., Яценко А.В. Общая химия. Под редакцией С.Ф. Дунаева. М.: Издательский центр «Академия», 2011.
3. Ершов Ю.А., Попков В.А., Берлянд А.С., Книжник А.З. Общая химия (учебник для студентов медицинских специальностей высших учебных заведений). М.: Высшая школа, 2000.
4. Витинг Л.М., Резницкий Л.А. Задачи и упражнения по общей химии. М.: Изд-во МГУ, 1995.

Дополнительная

1. Слесарев В.И. Основы химии живого. М. Химиздат, 2000.
2. Общая химия. Под ред. Е.М. Соколовской, Л.С. Гузея. М.: «Изд-во МГУ», 1989.
3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 1999.
4. Справочные таблицы для семинаров по общей химии. Составлены и подготовлены к печати С.Е. Филипповой, Ю.Д. Серопегиним.
5. Неорганическая химия. В 3-х томах. Под ред. Третьякова Ю.Д. М.: Изд. центр "Академия". 2004.
6. Третьяков Ю.Д., Мартыненко Л.И., Григорьев А.Н., Цивадзе А.Ю. Неорганическая химия. Химия элементов. В 2-х томах. М.: Изд-во МГУ; ИКЦ "Академкнига". 2007.
7. Н. Гринвуд, А. Эрншо. Химия Элементов. В 2-х томах. М.: БИНОМ. 2008.