

Министерство образования и науки Российской Федерации  
АМУРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
Инженерно-физический факультет

Т.А. Родина

# ХИМИЯ. ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИУМ

Учебное пособие

для студентов специальности

130101.65 «Прикладная геология»



Благовещенск

2013

ББК 24.1 я73  
Р60

*Рекомендовано*  
*учебно-методическим советом университета*

*Рецензенты*

*Г.Г. Охотникова, к.т.н., доцент кафедры химии и естествознания АмГУ*  
*А.В. Мельников, к.г.-м.н., ведущий научный сотрудник ИГиП ДВО РАН*

Родина, Т.А.

Р60 Химия. Лабораторный практикум. / Т.А. Родина. – Благовещенск:  
Изд-во АмГУ, 2013. – 80 с.

В пособии рассмотрены основные разделы общей и неорганической химии. Пособие включает лабораторные работы для проведения химического практикума с описанием экспериментальной части, правил техники безопасности, оборудования. Каждая лабораторная работа содержит также краткие теоретические сведения по изучаемой теме.

Пособие предназначено для студентов, обучающихся по программам высшего образования специальности 130101.65 «Прикладная геология» для подготовки и выполнения лабораторных работ по дисциплине «Химия».

ББК 24.1 я73

© Амурский государственный университет, 2013

## ОГЛАВЛЕНИЕ

Предисловие.....	4
Тематика лабораторных работ.....	7
Введение.....	8
Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории.....	10
Лабораторная работа № 1, 2. Приготовление растворов заданных концентраций.....	15
Лабораторная работа № 3. Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.....	21
Лабораторная работа № 4. Электролитическая диссоциация.....	27
Лабораторная работа № 5. Гидролиз солей.....	32
Лабораторная работа № 6. Коллоидные растворы.....	35
Лабораторная работа № 7. Изучение адсорбции уксусной кислоты на угле....	39
Лабораторная работа № 8. Окислительно-восстановительные реакции.....	42
Лабораторная работа № 9. Комплексные соединения.....	45
Лабораторная работа № 10. Общие свойства неметаллов.....	51
Лабораторная работа № 11. Свойства органических соединений.....	56
Лабораторная работа № 12. Общие свойства металлов.....	61
Лабораторная работа № 13. Свойства металлов побочных подгрупп.....	67
Лабораторная работа № 14. Комплексометрическое титрование.....	70
Лабораторная работа № 15. Колоночная хроматография.....	73
Лабораторная работа № 16. Фотоэлектроколориметрия.....	76
Библиографический список.....	79

## ПРЕДИСЛОВИЕ

Дисциплина «Химия» входит в базовую часть естественнонаучного и математического цикла ФГОС ВПО (код УЦ ООП С2.Б4) основной образовательной программы подготовки специалистов 130101.65 «Прикладная геология». Она тесно взаимосвязана с другими естественнонаучными дисциплинами: физикой, математикой, экологией и базируется на знаниях, полученных при изучении школьного курса химии. Химические знания необходимы для освоения дисциплин: геология и геохимия, минералогия, методы лабораторного изучения минерального сырья, обогатительные процессы, безопасность жизнедеятельности и др.

В соответствии с учебным планом специальности и рабочей программой дисциплины изучение химии осуществляется в 1 и 2 семестрах и предусматривает выполнение лабораторного практикума объемом 32 часа.

Целью изучения дисциплины является формирование у студентов целостного естественнонаучного мировоззрения, развитие химического мышления, углубление, развитие и систематизация химических знаний о строении и реакционной способности важнейших классов неорганических соединений, необходимых для освоения ряда изучаемых дисциплин и при решении практических вопросов в будущей практической деятельности.

Задачами дисциплины являются:

- изучение основных химических явлений;
- овладение фундаментальными понятиями, законами и теориями общей химии, углубление и систематизация химических знаний;
- развитие представлений о генетических связях между отдельными классами неорганических и органических соединений;
- овладение методами и приемами решения конкретных задач в области научной и практической деятельности;
- формирование навыков проведения химического эксперимента;
- формирование способности использовать химические знания для решения прикладных задач учебной и профессиональной деятельности.

В процессе выполнения лабораторных работ по химии студент формирует и демонстрирует следующие общекультурные и профессиональные компетенции:

- готовность обобщать, анализировать, воспринимать информацию, ставить цели и выбирать пути ее достижения (ОК-1);
- готовность к кооперации с коллегами, работу в коллективе (ОК-4);
- готовность организовать свой труд, самостоятельно оценивая результаты своей деятельности, владеть навыками самостоятельной работы, в том числе в сфере проведения научных исследований (ПК-4);
- готовность устанавливать взаимосвязи между фактами, явлениями, событиями и формулировать научные задачи по их обобщению (ПК-21);
- способность планировать и выполнять аналитические, имитационные и экспериментальные исследования, критически оценивая результаты исследований и делать выводы (ПК-23).

В результате освоения лабораторного практикума по дисциплине студент должен демонстрировать следующие результаты образования:

1) Знать: строение атома; химические элементы и их соединения, общие закономерности протекания химических реакций, химическую термодинамику и кинетику, энергетику химических процессов, химическое и фазовое равновесие, реакционную способность веществ, химический, физико-химический и физический анализ.

2) Уметь: описывать строение атомов элементов и объяснять периодичность их свойств; определять виды связей и объяснять пространственное строение веществ; составлять химические уравнения, описывающие свойства оксидов, кислот, оснований, солей; вычислять состав и количества индивидуальных веществ в растворах; составлять молекулярно-ионные уравнения диссоциации и гидролиза и определять реакцию среды; составлять уравнения процессов окисления-восстановления, расставлять коэффициенты, определять окислитель и восстановитель; применять физические и химические законы для решения типовых профессиональных

задач; выбирать методы анализа химических элементов в природных средах и использовать их для решения геологических задач.

3) Владеть: базовыми знаниями в области различных разделов химии для усвоения дисциплин профессионального и естественно-математического цикла; практическими навыками работы с химической литературой, справочными изданиями, словарями, научно-исследовательской периодикой; владеть техникой химических экспериментов, навыками работы с химической посудой и оборудованием, навыками исследовательской работы в химической лаборатории.

## ТЕМАТИКА ЛАБОРАТОРНЫХ ЗАНЯТИЙ

№ п/п	Тема занятия	Кол-во часов
1, 2	Приготовление растворов заданных концентраций	4
3	Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие	2
4	Электролитическая диссоциация	2
5	Гидролиз солей.	2
6	Коллоидные растворы	2
7	Изучение адсорбции уксусной кислоты на угле	2
8	Окислительно-восстановительные реакции.	2
9	Комплексные соединения	2
10	Общие свойства неметаллов	2
11	Свойства органических соединений	2
12	Общие свойства металлов	2
13	Свойства металлов побочных подгрупп	2
14	Комплексометрическое титрование	2
15	Колоночная хроматография	2
16	Фотоэлектроколориметрия	2
	Всего	32

## ВВЕДЕНИЕ

Химия – наука, изучающая строение и свойства веществ, а также их превращения, сопровождающиеся изменением состава и/или строения. Предметом изучения химии являются химические элементы и их соединения.

Химия относится к естественным наукам, т.е. наукам о природе. Она является важнейшей областью современного естествознания. Место химии в системе естественных наук определяется специфичной только для нее химической формой движения материи, которая проявляется в разрыве и образовании химических связей. Атомы, молекулы, макромолекулы, ионы, радикалы, а также и другие образования являются материальными носителями химической формы движения материи. Химическая форма движения качественно неисчерпаема, бесконечна в своих проявлениях.

Современная химия тесно связана с другими науками – физикой, биологией, геологией, математикой и др. Соприкосновение химии с другими науками порождает специфические области взаимного их проникновения. Так, на стыке химии и физики появились физическая химия и химическая физика. Между химией и биологией, химией и геологией возникли особые пограничные области – геохимия, биохимия, биогеохимия, молекулярная биология. Важнейшие законы химии формулируются на математическом языке, и теоретическая химия не может развиваться без математики. Химия оказывала и оказывает влияние на развитие философии и сама испытывала и испытывает её влияние.

Исторически сложились два основных раздела химии: неорганическая химия, изучающая в первую очередь химические элементы и образуемые ими простые и сложные вещества (кроме соединений углерода), и органическая химия, предметом изучения которой являются соединения углерода с другими элементами (органические вещества). В настоящее время границы этих разделов неизмеримо расширились. Неорганическая химия соприкасается, прежде всего, с геохимией и далее с минералогией и геологией, т.е. с науками о неорганической природе. Органическая химия представляет отрасль химии, которая изучает разнообразные соединения углерода вплоть до сложнейших биополи-



мерных веществ; через биоорганическую химию она тесно связана с биологией. На стыке между неорганической и органической химией находится область элементоорганических соединений.

Основными проблемами химии являются изучение состава и строения веществ, зависимости их свойств от строения, конструирование веществ с заданными свойствами, исследование закономерностей химических превращений и путей управления ими в целях получения веществ, материалов, энергии. Поэтому содержание лабораторного практикума структурировано по нескольким блокам: закономерности протекания химических процессов, химические системы (растворы, окислительно-восстановительные системы), свойства химических элементов и их соединений, методы химического анализа.

Проведение лабораторного практикума по общей и неорганической химии предназначено для более глубокого усвоения студентами теоретического материала на основании непосредственного эксперимента, приобретения элементарных навыков работы в лаборатории, грамотной постановки и выполнения опытов, а также выработки умения правильно вести наблюдения, делать обобщения и выводы, проводить химические расчеты, прогнозировать химическое поведение соединений на основании их состава и строения, составлять отчеты по результатам экспериментального исследования.

## **Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории**

При выполнении лабораторных работ по общей и неорганической химии используются концентрированные кислоты, щелочи, щелочные металлы, токсичные органические вещества. При небрежном отношении к работе возможны несчастные случаи, попадание опасных веществ в глаза и на кожу, ожоги, возникновение пожаров. При работе в химической лаборатории необходимо строго соблюдать требования техники безопасности. Студенты несут ответственность за соблюдение правил поведения в химической лаборатории, техники безопасности при работе с химическими реактивами, посудой, оборудованием.

Все студенты обязаны выполнять **общие правила** поведения в химической лаборатории.

В химической лаборатории нельзя находиться в верхней одежде. Студенты должны работать в халатах, волосы должны быть убраны.

Во время работы в лаборатории необходимо соблюдать чистоту, тишину и порядок, не отвлекать и не мешать выполнять работу другим студентам.

Студенты могут находиться в лаборатории только с разрешения преподавателя или лаборанта. Не допускается присутствие в лабораториях посторонних лиц во время проведения работ.

Рабочее место должно содержаться в чистоте и порядке, его не следует загромождать бумагами, посудой и реактивами. Запрещается класть на рабочие столы одежду, вещи, сумки и любые посторонние предметы. Нельзя загромождать проходы между рабочими столами.

В лаборатории запрещается принимать пищу и напитки, курить.

Категорически запрещается пробовать химические реактивы на вкус. Запах соединений определяют, осторожно направляя его пары легким движением руки. Нельзя подносить сосуд к носу и делать глубокий вдох.

Нельзя заглядывать в склянки и бутылки сверху, все наблюдения необходимо вести через боковую стенку сосуда.

Необходимо следить, чтобы химические реактивы не попали на одежду, кожу. Во время работы нельзя подносить руки к лицу, глазам, волосам.

Перед проведением каждой операции необходимо убедиться в исправности посуды и оборудования, правильном выборе химических реактивов.

Лабораторные работы выполняются по два человека. Запрещается выполнять химический эксперимент одному.

**Перед началом работы** работающие в химических лабораториях должны изучить методику выполнения лабораторной работы, инструкции к приборам, последовательность выполнения операций. Прослушать текущий инструктаж преподавателя по проведению лабораторной работы.

**Во время работы** студенты должны соблюдать общие правила поведения и работы в химических лабораториях, выполнять требования техники безопасности при работе со щелочными металлами, кислотами и щелочами, нагревательными приборами, стеклянной посудой; меры противопожарной безопасности:

1. Использовать химические реактивы, указанные в лабораторной работе, обращая внимание на формулы веществ, их концентрации и последовательность использования. Запрещается пользоваться реактивами без этикеток или с сомнительными надписями на них.

2. Часть реактивов находится на рабочих столах студентов. Это опасные вещества, не обладающие токсичным действием – растворы кислот, оснований, солей, твердые соли, простые вещества, индикаторы. Вещества, представляющие опасность находятся в вытяжном шкафу – концентрированные кислоты и щелочи, раствор брома в воде, щелочные металлы, горючие или токсичные вещества.

3. Реактивы, находящиеся в вытяжном шкафу, нельзя переносить на рабочее место. Все работы с ними необходимо проводить только в вытяжном шкафу. Возле вытяжного шкафа не следует создавать толчею, мешать друг другу.

4. Реактивы сразу после использования следует закрывать теми же пробками, сразу ставить на место. Передавать реактивы можно только в закрытом состоянии. Запрещается ходить с реактивами по аудитории.

5. Перед помещением реактивов в пробирку необходимо убедиться в ее чи-

стоте и целостности. Нельзя использовать загрязненную или треснутую посуду.

6. Необходимый объем растворов измеряется мерными пробирками, пипетками или другой мерной посудой. Лишнее количество реактивов нельзя выливать обратно в склянку. Нельзя засасывать реактивы в пипетку ртом, нужно пользоваться резиновой грушей или дозатором.

7. При работе с кислотами следует наливать кислоту в воду. Запрещается наливать воду в кислоту, так как может произойти выброс кислоты вследствие сильного разогревания смеси.

8. При работе со щелочными металлами необходимо соблюдать особую осторожность, не допуская их соприкосновения с водой. Вынимать металлический натрий и калий следует только сухим пинцетом. Щелочные металлы нельзя брать руками. Керосин с поверхности кусочков металла удаляют фильтровальной бумагой. В реакции используют кусочки не больше горошины. Нельзя наклоняться над стаканом во время реакции.

9. Категорически запрещается выбрасывать остатки щелочных металлов в канализацию, урну.

10. В качестве нагревательных приборов используют электрические плитки с закрытой спиралью; водяные бани; спиртовки.

11. Перед зажиганием спиртовки следует убедиться, что она исправна, фитиль вытасчен на нужную высоту, а горловина и держатель фитиля сухие. Если спиртом смочен держатель фитиля и горловина спиртовки, при зажигании может произойти взрыв паров внутри.

12. Спиртовку можно зажигать только спичками, запрещается зажигать одну спиртовку от другой. Гасить спиртовку можно только одним способом – накрывать пламя фитиля колпачком. Нельзя задуть пламя, так как при этом может произойти небольшой взрыв смеси паров спирта с воздухом и горящий спирт выбросится в лицо.

13. Горящую спиртовку нельзя наклонять, перемещать, ходить с ней по аудитории во избежание разлива и возгорания спирта.

14. Пробирки, используемые для нагревания, должны быть чистыми, сухими

и целыми. Пробирка не должна быть наполнена содержимым более чем на треть.

15. Пробирку закрепляют в держателе в верхней части пробирки. Пробирку с содержимым предварительно прогревают по всей длине во избежание ее растрескивания. Отверстие пробирки при нагревании должно быть направлено в сторону от всех работающих.

**По окончании работы** необходимо:

1. Проверить и привести в порядок рабочее место, приборы и аппараты, вымыть руки.
2. Грязную посуду складывают на специальные противни. Не следует оставлять грязную посуду на рабочем столе.
3. Содержимое пробирок после лабораторной работы сливают в специально отведенные емкости. Нельзя выливать химические реактивы в канализацию.

При возникновении очага возгорания необходимо немедленно сообщить об этом преподавателю.

При загорании твердых горючих веществ (мебель, пол, стены и т. д.) в качестве средств пожаротушения применяют песок, накидки из толстой ткани, огнетушители пенные и порошковые, воду.

При возгорании легко воспламеняющихся жидкостей (ЛВЖ) и горючих жидкостей (ГЖ) (спирт, бензол, и др.) применяют песок, накидки, любые огнетушители.

Для тушения щелочных и щелочноземельных металлов используют сухой песок или порошковые огнетушители. Применять воду, пенные и углекислотные огнетушители категорически запрещается.

Для тушения электроприборов, находящихся под напряжением, применяют накидки, песок, порошковые и углекислотные огнетушители. Нельзя тушить водой и пенными огнетушителями.

Действия при оказании первой помощи:

1. При ожогах химическими веществами, особенно кислотами и щелочами, пораженный участок кожи быстро промывают большим количеством воды, за-

тем на обожженное место накладывают примочку: при ожогах кислотой – из 2%-ного раствора питьевой соды, при ожогах щелочью – из слабого 1–2%-ного раствора уксусной кислоты.

2. При попадании брызг кислоты в глаза требуется немедленное промывание большим количеством воды и затем 3%-ным раствором питьевой соды. После этого пострадавшего необходимо немедленно доставить в медпункт.

3. При порезах рук стеклом необходимо удалить из раны мелкие осколки, затем промыть раны 2%-ным раствором перманганата калия или спиртом и, смазав йодной настойкой, забинтовать.

4. При воспламенении одежды необходимо загасить огонь на горящем (не бегать!), набросив на него одеяло, халат, пальто и т.д. Погасив огонь, приступить к оказанию первой помощи.

5. Ядовитые вещества могут попасть в организм через пищеварительный тракт, дыхательные пути, иногда через кожу и слизистые оболочки. При всех случаях отравления необходимо доставить пострадавшего в медпункт или вызвать скорую помощь.

## Лабораторная работа 1, 2. Приготовление растворов заданных концентраций

Цель работы: научиться правильно готовить растворы химических веществ заданных концентраций.

Задание: изучить способы выражения состава растворов, выполнить расчеты по предложенным вариантам, научиться работать с химическими веществами, химической мерной посудой, химическими весами и ареометром, приготовить растворы указанных концентраций по заданию преподавателя.

### Теоретическая часть.

Для количественного выражения состава раствора применяют следующие виды концентраций: массовая доля вещества в растворе или процентная концентрация  $\omega$  (%); молярная концентрация  $C_M$  (моль/л); эквивалентная или нормальная концентрация  $C_H$  (моль/л); титр  $T$  (г/мл). Состав раствора можно также выразить через его плотность  $\rho$  (г/мл).

1. Массовая доля вещества в растворе  $\omega$  (%) показывает, сколько процентов масса растворенного вещества составляет от массы раствора:

$$\omega(\%) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%$$

2. Молярная концентрация  $C_M$  (моль/л) показывает количество молей растворенного вещества в 1 литре раствора.

$$C_M = \frac{n}{V(\text{раствора})} = \frac{m}{M \cdot V}, \text{ где}$$

$m$  – масса растворенного вещества, г;

$M$  – его молярная масса, г/моль;

$V$  – объем раствора, л.

3. Эквивалентная или нормальная концентрация  $C_H$  (моль/л) показывает число эквивалентов растворенного вещества, содержащихся в 1 литре раствора.

$$C_H = \frac{n_3}{V(\text{раствора})} = \frac{m}{M_3 \cdot V} = \frac{m}{M \cdot f_3 \cdot V}, \text{ где}$$

$m$  – масса растворенного вещества, г;

$M_3$  – молярная масса эквивалента (эквивалентная масса), г/моль;

$M$  – молярная масса, г/моль;

$f_{\text{Э}}$  – фактор эквивалентности вещества;

$V$  – объем раствора, л.

4. Титр (от фр. *titre* – титул, качество, заглавие; от лат. *titulus* – надпись) раствора – показывает число граммов растворенного вещества в 1 мл или 1 см<sup>3</sup> (г/мл; г/см<sup>3</sup>).

$$T = \frac{m}{V}, \text{ где}$$

$m$  – масса растворенного вещества, г;

$V$  – объем раствора, мл.

Зная нормальность раствора и молярную массу эквивалента (эквивалентную массу) растворенного вещества, титр легко найти по формуле:

$$T = \frac{C_{\text{н}} \cdot M_{\text{Э}}}{1000}$$

5. Выражение состава раствора через его плотность  $\rho$  основано на том, что с изменением содержания растворенного вещества в данной массе или объеме раствора плотность также изменяется,  $m = \rho \cdot V$ .

Для быстрого, но приближенного определения плотности жидкости служит **ареометр**. Он представляет собой поплавок с дробью или ртутью и узким отростком – трубкой, в которой находится шкала с делениями. Ареометр погружается в различных жидкостях на различную глубину. При этом он вытесняет объемы этих жидкостей одной и той же массы, равной массе ареометра, а, следовательно, обратно пропорциональные их плотности.

Для определения плотности раствор наливают в высокий цилиндр и опускают ареометр так, чтобы он не касался стенок сосуда. То деление шкалы, до которого ареометр погружается в жидкость, показывает плотность этой жидкости. Показания ареометра отмечают по нижнему краю мениска.

От плотности раствора можно перейти к его составу, пользуясь таблицами. Если в таблице нет величины, отвечающей значению на шкале ареометра, а есть близкие значения, то массовую долю вычисляют методом интерполяции (определение промежуточной величины по двум известным крайним).



Таблица 1 - Массовая доля  $\omega$  (%) и плотность растворов кислот (при 15°C)

$\omega$ (%)	Плотность раствора г/мл			$\omega$ (%)	Плотность раствора г/мл	
	H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	HCl	CH <sub>3</sub> COOH		H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	CH <sub>3</sub> COOH
4	1,027	1,019	1,0052	56	1,460	1,0660
8	1,055	1,039	1,0113	60	1,503	1,0685
12	1,083	1,059	1,0171	64	1,547	1,0707
16	1,112	1,079	1,0228	68	1,594	1,0725
20	1,143	1,100	1,0284	72	1,640	1,0740
24	1,174	1,121	1,0337	76	1,687	1,0747
28	1,205	1,142	1,0388	80	1,732	1,0748
32	1,238	1,163	1,0436	84	1,776	1,0742
36	1,273	1,183	1,0481	88	1,808	1,0726
40	1,307		1,0523	92	1,830	1,0696
44	1,342		1,0562	96	1,840	1,0644
48	1,380		1,0598	100	1,838	1,0553
52	1,419		1,0631			

**Пример расчета концентрации раствора по его плотности.**

1. Измеряют плотность раствора ареометром.

Например,  $\rho$  (H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>) = 1,200 г/см<sup>3</sup>.

2. Находят в таблице 1 значения плотностей, в интервале которых находится экспериментальное значение, и соответствующие им концентрации  $\omega$  (%):

$$\rho_1 = 1,174 \text{ г/см}^3, \omega_1 = 24 \%$$

$$\rho_2 = 1,205 \text{ г/см}^3, \omega_2 = 28 \%$$

3. Считают, что в этих интервалах концентрация раствора изменяется прямо пропорционально изменению плотности раствора. Находят разницу концентраций для соответствующей разницы плотностей:

$$\Delta_1 = \rho_2 - \rho_1 = 1,205 - 1,174 = 0,031 \text{ г/см}^3$$

$$\Delta_2 = \omega_2 - \omega_1 = 28 - 24 = 4 \%$$

4. Находят разницу между плотностью данного раствора и меньшей табличной величиной:

$$\Delta_3 = \rho - \rho_1 = 1,200 - 1,174 = 0,026 \text{ г/см}^3$$

5. На основании пропорции находят поправку к концентрации раствора:

$$\Delta_4 = \frac{\Delta_3 \cdot \Delta_2}{\Delta_1} = \frac{0,026 \cdot 4}{0,031} = 3,35\%$$

б. Находят истинную концентрацию раствора:

$$\omega (\%) = \omega_1 + \Delta_4 = 24 + 3,35 = 27,35 \%$$

Оборудование: аналитические весы; теххимические весы; набор ареометров; мерные колбы на 50, 100, 200, 250 мл; мерные цилиндры емкостью на 50, 100, 250 мл; стаканы емкостью на 100 и 250 мл; воронки; пустые склянки для растворов; стеклянные палочки; шпатели и капсулаторки; резиновые груши; пипетки; стаканчики для взвешивания; фильтры.

Реактивы: дистиллированная вода; твердые соли  $\text{CoSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ ,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ ,  $\text{NiSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ ; твердый  $\text{NaOH}$ ; концентрированные растворы  $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ .

#### Ход работы

Для приготовления определенной массы раствора с заданной массовой долей рассчитывают массу растворяемого вещества и воды. Затем берут навеску растворяемого вещества на теххимических весах, отмеряют мерным цилиндром воду, помещают их в стакан и перемешивают стеклянной палочкой до получения однородного раствора.

Для приготовления определенного объема раствора заданной молярной концентрации рассчитывают только массу растворяемого вещества и взвешивают ее на аналитических весах. Навеску помещают в мерную колбу соответствующего объема, вливают в нее небольшой объем воды, в которой растворяют навеску. Затем в колбу доливают воду до метки, закрывают пробкой и перемешивают.

Растворы заданной нормальной концентрации готовят аналогично молярным, но при определении массы растворенного вещества для расчета используют не молярную массу вещества, а молярную массу его эквивалента.

#### ***Вариант № 1.***

а) Приготовить 100 г 5%-ного раствора сульфата кобальта  $\text{CoSO}_4$  из кристаллогидрата.

б) Приготовить 100 мл 2М раствора гидроксида натрия NaOH из твердого основания.

в) Приготовить 100 мл 1н раствора соляной кислоты HCl из концентрированного раствора.

**Вариант № 2.**

а) Приготовить 100 г 10%-ного раствора гексацианоферрата(III) калия  $K_3[Fe(CN)_6]$  из твердой соли.

б) Приготовить 100 мл 1н раствора сульфата меди  $CuSO_4$  из кристаллогидрата.

в) Приготовить 100 мл 1М раствора уксусной кислоты  $CH_3COOH$  из концентрированного раствора.

**Вариант № 3.**

а) Приготовить 100 г 10%-ного раствора гексацианоферрата(II) калия  $K_4[Fe(CN)_6]$  из кристаллогидрата.

б) Приготовить 100 мл 1н раствора серной кислоты  $H_2SO_4$  из концентрированного раствора.

в) Приготовить 100 мл 1М раствора хлорида натрия NaCl из твердой соли.

**Вариант № 4.**

а) Приготовить 100 г 5%-ного раствора сульфата меди  $CuSO_4$  из кристаллогидрата.

б) Приготовить 100 мл 2М раствора гидроксида натрия NaOH из твердого основания.

в) Приготовить 50 мл 2н раствора серной кислоты  $H_2SO_4$  из концентрированного раствора.

**Вариант № 5.**

а) Приготовить 90 г 5%-ного раствора карбоната натрия  $Na_2CO_3$  из твердой соли.

б) Приготовить 100 мл 1М раствора сульфата никеля  $NiSO_4$  из кристалло-

гидрата.

в) Приготовить 50 мл 0,1н раствора соляной кислоты HCl из концентрированного раствора.

**Вариант № 6.**

а) Приготовить 150 г 5%-ного раствора карбоната натрия Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> из твердой соли.

б) Приготовить 50 мл 1н раствора соляной кислоты HCl из концентрированного раствора.

в) Приготовить 200 мл 1 М раствора хлорида натрия NaCl из твердой соли.

**Вариант № 7.**

а) Приготовить 80 г 5%-ного раствора сульфата кобальта CoSO<sub>4</sub> из кристаллогидрата.

б) Приготовить 50 мл 1М раствора уксусной кислоты CH<sub>3</sub>COOH из концентрированного раствора.

в) Приготовить 100 мл 2 н раствора гидроксида натрия NaOH из твердого основания.

**Вариант № 8.**

а) Приготовить 110 г 5%-ного раствора сульфата меди CuSO<sub>4</sub> из кристаллогидрата.

б) Приготовить 250 мл 1М раствора уксусной кислоты CH<sub>3</sub>COOH из концентрированного раствора.

в) Приготовить 50 мл 1н раствора сульфата кобальта CoSO<sub>4</sub> из кристаллогидрата.

**Вариант № 9.**

а) Приготовить 120 г 5%-ного раствора карбоната натрия Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub> из твердой соли.

б) Приготовить 250 мл 1М раствора серной кислоты H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> из концентрированного раствора.

в) Приготовить 50 мл 2н раствора хлорида натрия NaCl из твердой соли.

### ***Вариант № 10.***

а) Приготовить 85 г 3%-ного раствора хлорида натрия NaCl из твердой соли.

б) Приготовить 200 мл 1М раствора соляной кислоты HCl из концентрированного раствора.

в) Приготовить 50 мл 1н раствора сульфата никеля NiSO<sub>4</sub> из кристаллогидрата.

### **Лабораторная работа 3. Химическая кинетика. Скорость химических реакций. Химическое равновесие**

Цель работы: установить влияние внешних факторов на скорость химической реакции и химическое равновесие.

Задание: экспериментально подтвердить закон действующих масс, правило Вант-Гоффа, принцип Ле Шателье. Построить графики зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ и от температуры.

#### Теоретическая часть.

Раздел химии, изучающий скорость химических реакций и факторы, влияющие на нее, называется химической кинетикой. Химические реакции могут протекать в гомогенной или гетерогенной среде. Гомогенная реакция протекает во всем объеме системы равномерно, в то время как гетерогенная реакция протекает на поверхности раздела фаз.

Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ, концентрации веществ, давления, температуры, поверхности раздела фаз, катализатора.

Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ определяется **законом действующих масс: *скорость гомогенной химической реакции при постоянной температуре прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведённых в степень их стехиометрических коэффициентов.*** Для реакции  $aA + bB = dD$ , матема-

тическое выражение закона действующих масс записывается:  $v = kC_A^a C_B^b$ . Коэффициент пропорциональности,  $k$ , называется константой скорости реакции.

В отличие от гомогенных систем, где реакция протекает во всем объеме, в гетерогенных системах реакция протекает на поверхности реагирующих фаз. При этом концентрация твердой фазы не влияет на скорость реакции и не входит в выражение скорости. Для гетерогенных реакций важное значение имеет степень раздробленности твердой фазы. Чем меньше размеры частиц твердой фазы, тем больше поверхность раздела фаз и тем выше скорость гетерогенной реакции.

Скорость реакции зависит от температуры. Эта зависимость определяется эмпирическим **правилом Вант – Гоффа**: *при повышении температуры на каждые 10 градусов скорость химической реакции увеличивается в 2-4 раза*:

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\Delta t/10}, \text{ где}$$

$v_1$  – скорость реакции при температуре  $t_1$ ;

$v_2$  – скорость реакции при температуре  $t_2$ ;

$\Delta t$  – разность температур;

$\gamma$  – температурный коэффициент

Температурный коэффициент показывает, во сколько раз увеличится скорость химической реакции при увеличении температуры на  $10^\circ$ .

**Катализатором** называется вещество, изменяющее скорость химической реакции, но остающееся химически неизменным в ее результате. Увеличение скорости реакции под влиянием катализатора связано с изменением механизма реакции. Кроме того, катализатор влияет на пространственное расположение частиц и устраняет стерические препятствия на пути реакции.

Химические реакции бывают обратимыми и необратимыми. Необратимыми называются реакции, которые протекают только в одном направлении и до конца. Большинство реакций являются обратимыми. Это процессы, в которых одновременно протекают две взаимно противоположные реакции – прямая и обратная. Такие реакции до конца не доходят и характеризуются установлением химического равновесия. В состоянии химического равновесия обе реак-

ции – прямая и обратная – протекают с одинаковыми скоростями.

Концентрации всех веществ, которые устанавливаются при химическом равновесии, называются равновесными концентрациями. Состояние равновесия характеризуется величиной константы равновесия. Константа равновесия равна отношению произведения равновесных концентраций конечных продуктов к произведению равновесных концентраций исходных веществ, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам перед формулами соответствующих веществ в уравнении химической реакции. Для обратимой реакции  $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$  константа равновесия имеет вид:

$$K_c = \frac{[C]^c [D]^d}{[A]^a [B]^b}$$

Смещение равновесия (увеличение скорости прямой или обратной реакции) в зависимости от изменения внешних условий – концентрации реагирующих веществ, температуры, давления (в случае газовых реакций) в общем виде определяется **принципом Ле Шателье**: *если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказывается внешнее воздействие, равновесие сместится в направлении, уменьшающем это воздействие.*

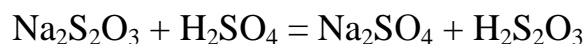
Оборудование: штатив с пробирками, мерные пробирки, секундомеры, три стакана емкостью 200-250 мл, термометры на 50 °С, стеклянные палочки, пипетки, асбестовая сетка, фильтровальная бумага, шпатели, прибор для изучения смещения химического равновесия в газообразной системе, горячая вода, лед.

Реактивы: мрамор в порошке и кусочками по 0,5 г, порошок алюминия, порошок йода, кристаллический хлорид аммония, растворы: тиосульфата натрия (1н), серной кислоты (1н), соляной кислоты (2н); хлорида железа(III) (0,1н; насыщенный), роданида аммония (0,1н; насыщенный), дистиллированная вода.

#### Ход работы

**Опыт 1.** Зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

Реакция тиосульфата натрия с серной кислотой протекает по уравнению:



Предварительно сделайте качественный опыт, для чего в пробирку внесите 1,5 мл 1н раствора тиосульфата натрия и 1,5 мл 1н раствора серной кислоты. Наблюдайте появление слабой опалесценции и дальнейшее помутнение раствора от выпавшей свободной серы. Помутнение раствора происходит не сразу после сливания реактивов, а спустя некоторое время. Поэтому, определив время, необходимое для появления признаков протекания реакции, можно охарактеризовать скорость реакции.

В три пробирки налейте по 6 мл 1н раствора серной кислоты. В другие три пробирки налейте 1н раствор тиосульфата натрия: в первую – 2 мл, во вторую – 4 мл, в третью – 6 мл. Затем в первую пробирку с тиосульфатом натрия добавьте 4 мл дистиллированной воды, а во вторую пробирку – 2 мл дистиллированной воды, с тем, чтобы объемы растворов во всех пробирках были одинаковы. Таким образом, концентрация  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  будет: в пробирке № 1 – **1С**, в пробирке № 2 – **2С**, в пробирке № 3 – **3С**.

Слейте первую пару пробирок серной кислотой и тиосульфатом натрия и тотчас включите секундомер. Заметьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе заметной опалесценции. Также слейте вторую и третью пары пробирок, отмечая время секундомером до появления опалесценции.

Данные опыта занесите в таблицу:

№ пробирки	V $\text{H}_2\text{SO}_4$ , мл	V $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , мл	V $\text{H}_2\text{O}$ , мл	Общ. V, мл	Условная конц-я	Время, т, сек.	Условная скорость
1	6	2	4	12	1С		
2	6	4	2	12	2С		
3	6	6	–	12	3С		

Начертите график зависимости скорости реакции от концентрации реагирующих веществ. На оси абсцисс отложите относительные концентрации тиосульфата натрия, на оси ординат – соответствующие им скорости  $\nu = 1/\tau$ . Сде-



лайте вывод о влиянии концентрации на скорость реакции.

**Опыт 2.** Влияние температуры на скорость реакции.

В три пробирки налейте по 5 мл раствора тиосульфата натрия. В три другие пробирки налейте по 5 мл раствора серной кислоты. Первую пару пробирок соль-кислота слейте при комнатной температуре, включив сразу секундомер. Отметьте по секундомеру время, когда появится легкая опалесценция (чем по времени раньше отмечено появление голубоватого помутнения, тем точнее результат опыта).

Вторую пару пробирок, не сливая, нагрейте предварительно в стакане с горячей водой до температуры на 10 градусов выше комнатной. Смешайте содержимое обеих пробирок, отметьте время секундомером до появления опалесценции. Третью пару пробирок также предварительно нагрейте до температуры на 20 градусов выше комнатной и снова слейте, отметив время секундомером до появления опалесценции.

Постройте график зависимости скорости реакции от температуры, откладывая по оси абсцисс температуру, по оси ординат – условную скорость реакции.

Результаты опыта занесите в таблицу:

№ пробирки	V H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , мл	V Na <sub>2</sub> S <sub>2</sub> O <sub>3</sub> , мл	Общ. V, мл	Температура, t °C	Время, τ, сек.	Условная скорость
1	5	5	10	t		
2	5	5	10	t + 10		
3	5	5	10	t + 20		

Сделайте вывод о влиянии температура на скорость реакции. Вычислите среднюю величину температурного коэффициента этой реакции. Как данные опыта согласуются с правилом Вант – Гоффа?

**Опыт 3.** Влияние величины поверхности реагирующих веществ на скорость химической реакции.

Реакции в гетерогенной системе, в отличие от гомогенной, проходят не во всем объеме, а лишь на поверхности раздела фаз. Для гетерогенной системы,

состоящей из двух фаз, одна из которых твёрдая, скорость химического взаимодействия сильно зависит от степени измельчения твёрдого вещества, т. е. степени дисперсности.

Поместите в одну пробирку кусочек мрамора, а в другую – порошок мрамора. Массы кусочка и порошка мрамора составляют по 0,5 г. Затем в каждую пробирку налейте по 5 мл 2н раствора соляной кислоты. Что наблюдаете? Сравните время растворения мрамора в каждой пробирке.

Составьте уравнение реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Сделайте вывод о влиянии величины поверхности твердого вещества на скорость химической реакции.

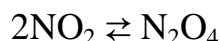
**Опыт 4.** Влияние катализатора на скорость химической реакции (групповой опыт).

На асбестовую сетку насыпьте немного порошка алюминия и в 10 раз меньшее количество мелко растёртого сухого йода. Тщательно перемешайте. Отметьте, что реакция практически не идёт. Добавьте пипеткой 1-2 капли воды. Что наблюдаете? Как влияет вода на скорость реакции?

Напишите уравнение реакции. Отметьте все наблюдения. Сделайте вывод о влиянии катализатора на скорость химической реакции.

**Опыт 5.** Влияние температуры на смещение химического равновесия.

Прибор для наблюдения сдвига химического равновесия заполнен диоксидом азота  $\text{NO}_2$  бурого цвета. Измерения молекулярной массы диоксида азота показали, что газ при температуре выше  $140^\circ\text{C}$  состоит исключительно из молекул  $\text{NO}_2$ , ниже этой температуры происходит частичная димеризация оксида азота(IV) по уравнению:



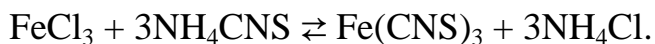
Газ  $\text{NO}_2$  имеет бурый цвет, а  $\text{N}_2\text{O}_4$  – бесцветная жидкость. Один шар прибора поместите в стакан с горячей водой, другой – в сосуд, наполненный водой со льдом. Наблюдайте изменение цвета в каждом сосуде.

На основании принципа Ле Шателье объясните изменения, происходящие в приборе. Сделайте вывод о влиянии температуры на смещение химического

равновесия.

**Опыт 6.** Влияние концентрации реагирующих веществ на смещение химического равновесия.

Исследование проводится на примере реакции:



Красное окрашивание роданида железа  $\text{Fe}(\text{CNS})_3$  позволяет фиксировать смещение химического равновесия при изменении концентрации реагирующих веществ.

Налейте в пробирку 5 мл 0,1н раствора хлорида железа(III) и добавьте 5 мл 0,1н раствора роданида аммония. Полученный раствор разделите на четыре части. Одну пробирку оставьте в качестве контрольной для сравнения. Ко второй пробирке прилейте несколько капель концентрированного раствора роданида аммония, к третьей – несколько капель концентрированного раствора хлорида железа(III). В четвёртую пробирку присыпьте кристаллического хлорида аммония  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Встряхните пробирку, чтобы усилить растворение соли.

Результаты наблюдений занесите в таблицу:

№ пробирки	Добавленный реактив	Интенсивность окраски	Смещение равновесия
1	Контрольная		
2	$\text{FeCl}_3$		
3	$\text{NH}_4\text{CNS}$		
4	$\text{NH}_4\text{Cl}$		

Сравните окраску растворов в пробирках с окраской контрольной пробирки и объясните происходящие изменения, исходя из принципа Ле Шателье. Запишите выражение константы равновесия для данной реакции. Изменилось ли значение константы? Сделайте вывод о влиянии концентрации на смещение химического равновесия.

#### **Лабораторная работа 4. Электролитическая диссоциация**

Цель работы: изучить свойства растворов электролитов.

Задание: сравнить химическую активность сильных и слабых электролитов, установить роль воды в процессе диссоциации, исследовать влияние внешних условий на протекание процесса диссоциации, изучить особенности протекания химических реакций в растворах электролитов.

### Теоретическая часть.

Вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток, были названы **электролитами**. Вещества, не обладающие в растворе или расплаве электрической проводимостью, – **неэлектролитами**.

Причиной электропроводности является наличие подвижных ионов в расплаве и растворе электролита. В расплаве под действием температуры, а в растворе под влиянием полярных молекул растворителя электролиты распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы. Процесс распада электролита на ионы под действием полярных молекул растворителя называется **электролитической диссоциацией**.

По современным представлениям электролитическая диссоциация происходит в результате сложного физико-химического процесса взаимодействия молекул или кристаллов электролита и полярных молекул растворителя. Каждый ион имеет гидратную оболочку. Гидратированный ион входит в структуру жидкого раствора.

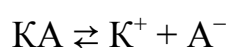
Процесс диссоциации может быть количественно охарактеризован рядом величин: степенью электролитической диссоциации, константой диссоциации, изотоническим коэффициентом.

**Степень диссоциации  $\alpha$**  – это отношение числа молекул, распавшихся на ионы, к общему числу молекул:

$$\alpha = (N_{\text{дис.}}/N_{\text{общ.}}) \cdot 100\%$$

По степени диссоциации электролиты делятся на сильные ( $\alpha > 30\%$ ), слабые ( $\alpha < 3\%$ ) и электролиты средней силы ( $3 < \alpha < 30\%$ ).

При диссоциации слабых и средних электролитов в растворе устанавливается равновесие:



Применяя к данному равновесию закон действующих масс, получим:

$$K_d = \frac{[K^+] \cdot [A^-]}{[KA]}, \text{ где}$$

$K_d$  – константа равновесия, называемая константой диссоциации. Чем больше величина  $K_d$ , тем сильнее электролит.

**Кислоты** – это электролиты, которые при диссоциации не образуют других катионов, кроме катионов водорода. Образование катионов водорода при диссоциации обуславливает общие свойства кислот – кислый вкус, изменение окраски индикатора.

**Основания** – это электролиты, которые при диссоциации не образуют других анионов, кроме гидроксид-ионов. Образование гидроксид-ионов при диссоциации обуславливает общие свойства оснований – ощущение “мылкости” на коже и изменение окраски индикаторов.

**Соли** – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы, отличные от катионов водорода, и анионы, отличные от гидроксид-ионов.

#### **Электролитическая диссоциация воды.**

Процесс диссоциации воды протекает с образованием ионов  $H^+$  и  $OH^-$ :



и последующей гидратацией ионов водорода:  $H^+ + H_2O \rightarrow H_3O^+$

Вода является слабым электролитом,  $K_d = [H^+] \cdot [OH^-] / [H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16}$ . Присутствие в воде ионов  $H^+$  и  $OH^-$  придает ей свойства кислоты и основания, т.е. вода является амфотерным соединением.

Так как степень диссоциации воды очень мала, то концентрацию недиссоциированных молекул воды можно считать постоянной и равной:  $[H_2O] = 1000/18,016 = 55,56$  моль/л.

$$[H^+] \cdot [OH^-] = K_d \cdot [H_2O] = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,56 = 10^{-14}.$$

Так как  $K_d \cdot [H_2O]$  – величина постоянная, то ее обозначают  $K_B$ . Таким образом, и для чистой воды и для водных растворов произведение концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов величина постоянная и называется **ионным произведением воды**.

Величина  $K_B$  позволяет рассчитывать характер среды в водных растворах. Для нейтральной среды  $[H^+] = [OH^-] = 10^{-7}$ , в кислой среде  $[H^+] > 10^{-7}$ , а в щелочной среде  $[H^+] < 10^{-7}$ .

Для удобства пользуются не величиной концентрации ионов водорода, а величиной **водородного показателя, рН**. Он равен отрицательному десятичному логарифму концентрации ионов водорода:  $pH = -\lg[H^+]$ . В нейтральной среде  $pH = 7$ , в кислой среде  $pH < 7$ , в щелочной среде  $pH > 7$ .

**Реакции в растворах электролитов**, при которых не происходит изменения зарядов ионов, называются ионообменными реакциями. Протекание таких реакций определяется **правилом Бертолле** – *реакции обмена в растворах электролитов идут практически необратимо и до конца, когда в качестве продуктов реакции образуется либо малорастворимые вещества (осадки и газы), либо малодиссоциированные соединения (слабые электролиты или комплексные ионы).*

Оборудование: штативы с пробирками, стакан с горячей водой.

Реактивы: дистиллированная вода; растворы: 1н HCl, 1н CH<sub>3</sub>COOH, 0,1н HCl, 0,1н CH<sub>3</sub>COOH, NH<sub>4</sub>OH, NaOH, AgNO<sub>3</sub>, NaCl, CuCl<sub>2</sub>, FeCl<sub>3</sub>; кристаллические CH<sub>3</sub>COONa, NH<sub>4</sub>Cl, CuCl<sub>2</sub>; цинк металлический; кусочки мрамора; ацетон; фенолфталеин, метиловый оранжевый.

#### Ход работы

**Опыт 1.** Сравнение химической активности кислот.

а) В одну пробирку налейте 5 мл 1н раствора соляной кислоты, в другую – такое же количество 1н раствора уксусной кислоты. Выберите два приблизительно одинаковых по величине кусочка мрамора и поместите по одному в каждую пробирку. Какой газ выделяется? В какой пробирке реакция идет интенсивнее? Почему? Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций.

б) В одну пробирку налейте 3 мл 0,1н раствора соляной кислоты, в другую – 3 мл 0,1н раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку опустите по одинаковому кусочку цинка. Обе пробирки поместите в стакан с горячей водой. Какой газ выделяется? С какой кислотой реакция идет более энергично? Объ-

ясните это явление. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах.

**Опыт 2.** Влияние одноименного иона на степень диссоциации слабых электролитов.

а) В пробирку налейте 4 мл раствора уксусной кислоты и добавьте 3-4 капли индикатора метилоранжа. Под влиянием каких ионов метилоранж принимает розовую окраску?

Разделите содержимое пробирки на 2 части. Одну пробирку оставьте для сравнения, а в другую добавьте немного кристаллического ацетата натрия. Пробирку встряхните несколько раз. Сравните окраску растворов в обеих пробирках и объясните её изменение. Что надо добавить к раствору слабой кислоты, чтобы сместить равновесие в сторону образования малодиссоциированных молекул?

б) В пробирку налейте 4 мл раствора гидроксида аммония и добавьте 2-3 капли индикатора фенолфталеина. Как меняется окраска индикатора? Почему?

Разделите содержимое пробирки на две части. Одну пробирку оставьте для контроля, а в другую добавьте немного кристаллического хлорида аммония. Хорошо встряхните несколько раз пробирку. Почему при этом окраска фенолфталеина бледнеет? Изменение концентрации каких ионов происходит?

**Опыт 3.** Диссоциация солей.

а) Возьмите немного хлорной меди и отметьте цвет твердой соли. Одну часть соли растворите в ацетоне, а другую – в воде. Наблюдайте цвет раствора в первом и во втором случаях. Дайте объяснение.

б) Несколько кристаллов хлорной меди растворите в малом количестве воды (1-2 капли). Какого цвета раствор? Добавьте несколько миллилитров воды (1-2 мл.). Что наблюдаете? Каков цвет полученного раствора? Составьте уравнение реакции гидратации иона меди и отметьте цвет гидратированного иона.

**Опыт 4.** Ионные реакции.

а) Налейте в пробирку 1 мл 0,1N раствора соляной кислоты и прибавьте несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Подобным обра-

зом испытайте в отдельных пробирках действие нитрата серебра на растворы хлорида натрия, хлорида меди(II) и хлорида железа(III). Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Каким сокращенным ионным уравнением можно выразить все четыре реакции?

б) В пробирку с раствором гидроксида натрия добавьте 1-2 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? В эту пробирку прилейте 1-2 мл раствора соляной кислоты. Что происходит? Почему? Напишите молекулярное и ионное уравнения реакций.

### **Лабораторная работа 5. Гидролиз солей**

Цель работы: изучить процесс гидролиза солей.

Задание: установить роль воды в процессе гидролиза, исследовать влияние внешних условий на протекание процесса гидролиза, научиться определять тип механизма гидролиза, записывать уравнения реакций гидролиза.

Теоретическая часть.

Вода способна разлагать растворенные вещества, действуя, как кислота или как основание. Реакции обменного разложения с участием воды называются **гидролизом**. Гидролитическому разложению подвергаются различные органические и неорганические соединения. В неорганической химии важное значение имеют реакции гидролиза солей. Условием протекания гидролиза солей является образование слабого электролита.

В зависимости от силы кислоты и основания образующиеся соли можно разделить на 4 типа.

**1. Соли, образованные сильной кислотой и сильным основанием:**  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KNO}_3$ ,  $\text{CaCl}_2$  и др. Эти соли гидролизу не подвергаются, так как при их взаимодействии с водой не могут быть получены слабые электролиты. Смещение равновесия диссоциации воды не происходит, среда раствора остается нейтральной,  $\text{pH} = 7$ .

**2. Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием:**  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{K}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{CH}_3\text{COONa}$  и др. Такие соли гидролизуются по аниону. Гидро-



лиз многозарядных анионов происходит ступенчато. Количество ступеней гидролиза определяется величиной заряда. В результате гидролиза накапливаются гидроксид-ионы, поэтому среда раствора становится щелочной,  $\text{pH} > 7$ .

**3. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием:**  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и др. Такие соли гидролизуются по катиону. В результате гидролиза накапливаются катионы водорода, поэтому среда раствора становится кислой,  $\text{pH} < 7$ .

**4. Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием:**  $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ ,  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$  и др. Такие соли гидролизуются и по катиону и по аниону. Большинство солей данного типа полностью разлагаются водой. В зависимости от константы диссоциации образующихся слабой кислоты и слабого основания среда раствора может быть слабокислой или слабощелочной.

Так как процесс гидролиза является обратимым процессом, равновесие гидролиза можно смещать действием внешних факторов. В соответствии с принципом Ле Шателье гидролиз усиливается при разбавлении раствора (увеличении концентрации воды). Гидролиз является эндотермической реакцией, так как обратная реакция нейтрализации является экзотермической. Поэтому степень гидролиза возрастает при нагревании. В горячих растворах гидролиз может настолько усиливаться, что произойдет полное разложение соли. Поэтому для предохранения растворов от разрушения вследствие гидролиза следует избегать их чрезмерного разбавления и нагревания.

Процесс гидролиза может быть усилен или ослаблен в присутствии других электролитов. Так, для солей, гидролизующихся по катиону, и имеющих в растворе кислую среду, добавление щелочи приведет к усилению гидролиза, а добавление кислоты – к его подавлению. Для солей, гидролизующихся по аниону и имеющих в растворе щелочную среду, усиление гидролиза произойдет при добавлении кислоты, а ослабление гидролиза – при добавлении щелочи.

Гидролиз может усиливаться при совместном присутствии солей. Если соли создают разную реакцию среды в растворе, то они будут взаимно усиливать гидролиз друг друга.

Оборудование: штативы с пробирками, держалки, спиртовки, спички.

Реактивы: дистиллированная вода; растворы солей: NaCl, ZnCl<sub>2</sub>, Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>COONH<sub>4</sub>, CH<sub>3</sub>COONa; концентрированный раствор SbCl<sub>3</sub> или Bi(NO<sub>3</sub>)<sub>3</sub>; индикаторы: фенолфталеин, метиловый оранжевый, лакмус.

### Ход работы

**Опыт 1.** Определение среды растворов солей.

В четыре пробирки налейте по 1 мл растворов солей: хлорида натрия, хлорида цинка, карбоната натрия, ацетата аммония. Каким индикатором – фенолфталеином или лакмусом можно определить среду растворов этих солей? Добавьте несколько капель соответствующего индикатора. О чем говорят изменения, происходящие в пробирках? Результат опыта внесите в таблицу:

№	Формула соединения	Индикатор	Окраска индикатора	Среда раствора	Тип механизма гидролиза
1	NaCl				
2	Na <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>				
3	ZnCl <sub>2</sub>				
4	CH <sub>3</sub> COONH <sub>4</sub>				

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакции гидролиза исследованных солей.

**Опыт 2.** Влияние нагревания на гидролиз.

К раствору ацетата натрия добавьте 1–2 капли фенолфталеина. Отметьте цвет раствора. Нагрейте содержимое пробирки до кипения. Объясните изменение окраски при нагревании раствора и после его охлаждения под струей холодной воды. Составьте уравнения в молекулярной и ионной форме.

**Опыт 3.** Влияние концентрации соли на гидролиз.

Отметьте цвет концентрированного раствора хлорида сурьмы (или нитрата висмута). К 1–2 мл этого раствора прилейте двойной объем дистиллированной воды. Что наблюдаете? Объясните наблюдаемое явление. Напишите уравнение реакции гидролиза. Каким индикатором следует подействовать, чтобы определить характер среды?

#### **Опыт 4. Совместный гидролиз солей.**

К раствору хлорида цинка прилейте по каплям раствор карбоната натрия. Наблюдайте образование осадка. Какое вещество выпадает в осадок? Пузырьки какого газа выделяются при этом? Составьте уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде.

### **Лабораторная работа 6. Коллоидные растворы**

Цель работы: изучить свойства коллоидных растворов.

Задание: научиться получать коллоидные растворы различными методами, определять заряд коллоидных частиц, записывать строение мицеллы.

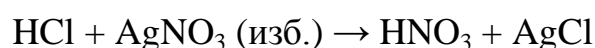
Теоретическая часть.

Коллоидные системы представляют пример дисперсных систем. **Дисперсными** называются системы, состоящие из частиц дисперсной фазы (раздробленного вещества), равномерно распределенных в непрерывной дисперсионной среде. Дисперсные системы классифицируются по размеру частиц дисперсной фазы или по степени дисперсности. По этому признаку различают истинные растворы с размером частиц  $10^{-9}$ – $10^{-7}$  м, коллоидные растворы с размером частиц  $10^{-7}$ – $10^{-5}$  м, грубодисперсные системы с размером частиц более  $10^{-5}$  м.

Коллоидные растворы могут быть получены двумя методами:

- диспергационными – дроблением крупных частиц на более мелкие;
- конденсационными – путем агрегации молекул или ионов в более крупные частицы.

Рассмотрим строение коллоидных частиц на примере золя хлорида серебра, полученного по обменной реакции:



Основу коллоидной частицы составляют монокристаллы труднорастворимого  $\text{AgCl}$ , которые называют **агрегатами**. В соответствии с **правилом Липатова**: *на поверхности твердого тела предпочтительно адсорбируются ионы, находящиеся в избытке, и способные достраивать его кристалличе-*

скую решетку или образующие с ионами, входящими в состав кристаллической решетки наиболее труднорастворимые соединения. Поэтому избирательной адсорбироваться на поверхности агрегата будут находящиеся в избытке ионы  $\text{Ag}^+$ , образующие положительно заряженный слой. Ионы  $\text{Ag}^+$  являются **потенциалобразующими ионами (ПОИ)**. Агрегат вместе с ПОИ является частицей твердой фазы и его называют **ядром**. Под действием электростатических сил к ядру притягиваются ионы противоположного знака, компенсирующие заряд ядра. Эту роль выполняют ионы  $\text{Cl}^-$ . Часть противоионов  $(n-x)\text{Cl}^-$  наиболее близко расположена к ядру. Они удерживаются не только электростатическими силами, но и силами Ван-дер-Ваальса и образуют **адсорбционный слой противоионов**. Весь этот комплекс передвигается в растворе как единое целое и его называют коллоидной частицей или гранулой. Так как положительных зарядов в адсорбционных слоях больше, чем отрицательных коллоидная частица заряжена положительно. Оставшиеся противоионы  $x\text{Cl}^-$  образуют **диффузный слой** и связаны с ядром слабее. Гранула вместе с диффузным слоем образует **мицеллу**. Мицелла является электронейтральной. Формула мицеллы имеет следующий вид:



Коллоидные системы характеризуются кинетической и агрегативной устойчивостью.

**Кинетическая устойчивость** обусловлена гетерогенностью и высокой дисперсностью коллоидных систем. Тепловое движение частиц дисперсной фазы (броуновское движение) сохраняет их во взвешенном состоянии и препятствует седиментации (оседанию или всплыванию).

**Агрегативная устойчивость** объясняется наличием у коллоидных частиц одноименных зарядов и сольватных оболочек, что мешает им соединиться в более крупные агрегаты. Уменьшение величины заряда способствует укрупнению частиц и вызывает их коагуляцию (слипание).

Чтобы начался процесс коагуляции, нужно наличие некоторой минимальной концентрации электролита в золе. Наименьшая концентрация электролита, вызывающая коагуляцию 1 мл данного золя, называется **порогом коагуляции** и выражается в ммоль/л.

Оборудование: штативы с пробирками, мерный цилиндр на 100 мл, две плоскодонные колбы на 100 мл, химический стакан на 150 мл, электрическая плитка, фильтровальная бумага, стеклянные палочки, капилляры.

Реактивы: дистиллированная вода, насыщенный раствор серы в этиловом спирте, 3%-ный раствор  $\text{FeCl}_3$ , 0,005н раствор  $\text{FeCl}_3$ , 0,005н раствор  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

#### Ход работы

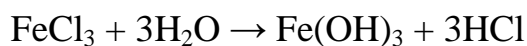
##### **Опыт 1.** Получение золя серы.

Сера растворяется в этиловом спирте, образуя истинный раствор. В воде сера практически нерастворима, поэтому при добавлении воды к спиртовому раствору молекулы серы объединяются в более крупные агрегаты.

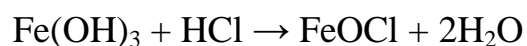
В колбу налейте ~ 80 мл дистиллированной воды и прилейте при перемешивании по каплям ~ 20 мл насыщенного раствора серы в этиловом спирте. Образуется молочно-белый опалесцирующий золь. Какой способ получения коллоидных систем используется для получения золя? Напишите строение мицеллы золя серы.

##### **Опыт 2.** Получение золя гидроксида железа(III).

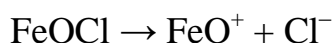
Получение золя гидроксида железа(III) осуществляется по реакции гидролиза:



Поверхностные молекулы агрегата  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  вступают в химическую реакцию с  $\text{HCl}$ :



Молекулы FeOCl, подвергаясь диссоциации, образуют ионы:



Руководствуясь правилом Липатова, в соответствие с которым из растворов на поверхности коллоидных частиц адсорбируются ионы, близкие по своей природе к составу агрегата, строение мицеллы золя гидроксида железа можно изобразить следующим образом:



Нагрейте до кипения 100 мл дистиллированной воды. В горячую воду по каплям при перемешивании добавьте 5-10 мл 3%-ного раствора FeCl<sub>3</sub>. Образуется коллоидный раствор гидроксида железа(III) интенсивного красно-коричневого цвета.

Какой способ получения коллоидных систем используется для получения золя?

**Опыт 3.** Получение золь берлинской лазури с различными зарядами.

Приготовьте в двух пробирках коллоидные растворы берлинской лазури из 0,005н раствора FeCl<sub>3</sub> и 0,005н раствора K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] в следующих соотношениях:

- а) 3 мл раствора FeCl<sub>3</sub> и 1 мл раствора K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>];
- б) 3 мл раствора K<sub>4</sub>[Fe(CN)<sub>6</sub>] и 1 мл раствора FeCl<sub>3</sub>.

Напишите формулу мицеллы для обоих золь и определите знак заряда каждой коллоидной частицы.

Определите знак заряда коллоидных частиц на фильтровальной бумаге методом капиллярного анализа. Он основан на том, что целлюлозные стенки капилляров фильтровальной бумаги заряжаются отрицательно, а пропитывающая бумагу вода – положительно. На листок фильтровальной бумаги нанесите каплю исследуемого золя. После впитывания капли золь с положительно заряженными частицами адсорбируется на бумаге и дает окрашенное в центре и бесцветное по краям пятно. Золь с отрицательно заряженными частицами не адсорбируется бумагой и образует равномерно окрашенное пятно.

## Лабораторная работа 7. Изучение адсорбции уксусной кислоты на угле

Цель работы: исследовать зависимость процесса адсорбции от концентрации.

Задание: рассчитать величину адсорбции уксусной кислоты при разных концентрациях раствора, построить график изотермы адсорбции, используя логарифмическую форму уравнения Фрейндлиха, графически найти величину константы адсорбции и адсорбционного показателя.

### Теоретическая часть.

**Адсорбция** – это процесс поглощения веществом из окружающей среды молекул, атомов или ионов на своей поверхности. Причина адсорбции – наличие адсорбционного силового поля вблизи поверхности. Вещество, создающее такое поле (способное поглощать другие вещества), называется **адсорбентом**. Вещество, молекулы которого могут адсорбироваться, называется **адсорбтивом**, а уже адсорбированное вещество – **адсорбатом**.

В качестве адсорбентов используют пористые материалы с высокоразвитой поверхностью, что характерно для веществ с пористой или губчатой структурой, или находящихся в высокодисперсном состоянии. Наиболее распространенными сорбентами являются активированные угли, цеолиты, силикагель, алюмосиликаты, синтетические ионообменные смолы.

Природа адсорбционных сил может быть различной. Поэтому различают **физическую** и **химическую** адсорбцию. При физической адсорбции поглощаемые молекулы удерживаются силами Ван-дер-Ваальса, а при химической адсорбции – хемосорбции – образуются поверхностные химические соединения.

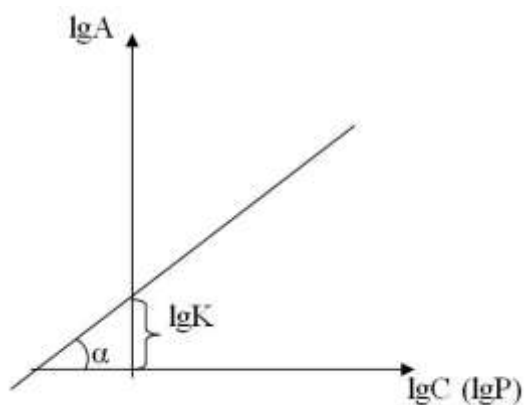
Количественной характеристикой адсорбции является число молекул адсорбированного вещества, приходящееся на единицу поверхности или единицу массы адсорбента:  $A = X/m$ , где  $A$  – величина адсорбции,  $X$  – количество адсорбированного вещества (моль),  $m$  – масса адсорбента (г). Эта величина определяется свойствами адсорбента и адсорбтива, давлением газа или концентрацией вещества, температурой. Зависимость величины адсорбции от давления газа или концентрации вещества при постоянной температуре называется **изо-**

**термой адсорбции.** При различных условиях изотермы адсорбции могут иметь различный вид.

При высоких температурах или малых парциальных давлениях при очень малых заполнениях поверхности уравнение изотермы имеет вид уравнения Генри:  $A = K_H P$  или  $A = K_H C$  (где  $P$  – давление газа,  $C$  – концентрация вещества,  $K_H$  – константа Генри).

При больших заполнениях это уравнение перестает выполняться. Поэтому **Г. Фрейндлих** предложил описывать изотерму адсорбции эмпирическим уравнением:  $A = KP^n$  или  $A = KC^n$ , где  $K$  и  $n$  – константы.  $K$  зависит от природы адсорбента и адсорбтива, а также от температуры. Физический смысл константы  $K$  – она представляет собой величину адсорбции при  $C = 1$  моль/л или  $P = 1$  кПа. Константа  $n$  – адсорбционный показатель, он зависит от природы адсорбтива и от температуры и имеет значения от 0,1 до 1.

При логарифмировании уравнение Фрейндлиха переходит в линейную форму и изотерма имеет вид прямой.



$$\lg A = \lg K + n \lg C \text{ или } \lg A = \lg K + n \lg P$$

Отрезок на оси ординат, отсекаемый прямой, равен  $\lg K$ , а тангенс угла наклона  $\text{tg } \alpha = n$ .

Уравнение Фрейндлиха справедливо для промежуточных значений концентрации и давления, а для низких и высоких давлений расчеты не согласуются с экспериментальными данными.

Равновесие в широком диапазоне давлений и концентраций можно рассмотреть на основе уравнения изотермы адсорбции **Ленгмюра**.

Уравнение изотермы адсорбции Ленгмюра имеет вид:

$$A = A_{\text{пр}} \cdot \frac{KC}{KC + 1} \quad \text{или} \quad A = A_{\text{пр}} \cdot \frac{KP}{KP + 1}, \text{ где}$$



$A$  – величина адсорбции,  $A_{\text{пр}}$  – предельная адсорбция (предельная емкость адсорбента),  $K$  – константа равновесия адсорбции.

Адсорбция находит разностороннее применение. Твердые адсорбенты используются для очистки газов и растворов от примесей. Адсорбция применяется для извлечения ценных продуктов, находящихся в виде примесей. Процессы адсорбции играют важную роль в гетерогенном катализе и при крашении. Адсорбция лежит в основе хроматографии.

Оборудование: бюретки на 25 мл, колбы конические на 100 мл с пробками, колбы конические на 100 мл для титрования, воронки, цилиндры мерные на 100 мл и 10 мл, стаканы на 50 и 100 мл, фильтры, фарфоровые ступки и пестики.

Реактивы: 0,2н, 0,1н и 0,05н растворы  $\text{CH}_3\text{COOH}$ , 0,1н раствор  $\text{NaOH}$ , уголь активированный в таблетках, фенолфталеин.

#### Ход работы

В три сухие пронумерованные колбы поместите по 1 грамму измельченного активированного угля. В каждую колбу поместите по 50 мл растворов уксусной кислоты определенной концентрации: 0,2н, 0,1н и 0,05н. Интенсивно взболтайте содержимое и оставьте на 20-30 минут для установления равновесия. Взбалтывайте колбы каждые 5 минут.

Приготовьте три сухие колбы с воронками, в которые поместите складчатые фильтры. Отфильтруйте растворы кислот с адсорбентом по истечении 20 минут. Первые порции фильтрата (3-5 мл) отбросьте. В колбы для титрования поместите по 10 мл фильтрата 0,2н и 0,1н растворов кислот и 20 мл фильтрата 0,05н раствора кислоты. Каждую пробу оттитруйте 0,1н раствором гидроксида натрия в присутствии фенолфталеина до появления малиновой окраски.

Результаты занесите в таблицу:

До адсорбции	После адсорбции			А моль/г
	С кислоты, н	V кислоты, мл	V NaOH, мл	
0,2	10			

0,1	10			
0,05	20			

Величину адсорбции рассчитайте по формуле:

$$A = \frac{C_1 - C_2}{m} \cdot V, \text{ где}$$

$C_1$  – исходная концентрация кислоты, моль/л.

$C_2$  – равновесная концентрация кислоты, моль/л.

$V$  – объем раствора, взятый для адсорбции, мл.

$m$  – масса адсорбента, г.

Вычислите  $\lg A$  и  $\lg C$ , постройте график изотермы адсорбции, откладывая  $\lg A$  на оси ординат, а  $\lg C$  – на оси абсцисс. Рассчитайте значения  $K$  и  $n$ .

### Лабораторная работа 8. Окислительно-восстановительные реакции

Цель работы: исследовать условия протекания окислительно-восстановительных реакций.

Задание: провести окислительно-восстановительные реакции различных типов, научиться определять степени окисления элементов, окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления, расставлять коэффициенты в уравнениях окислительно-восстановительных реакций, установить роль среды на направление окислительно-восстановительных реакций и характер образующихся продуктов.

#### Теоретическая часть.

**Окислительно-восстановительными** называются реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов.

**Степень (состояние) окисления** – это гипотетический заряд атома, вычисленный в предположении, что все связи в соединении являются ионными. Существуют элементы с постоянной и переменной степенью окисления. Степень окисления элементов в простых веществах равна нулю.

Любая окислительно-восстановительная реакция представляет собой со-

вокупность двух взаимосвязанных противоположных процессов – окисления и восстановления.

**Окисление** – это процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. При окислении степень окисления элемента повышается. Вещества, которые окисляются, являются восстановителями.

**Восстановление** – это процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом. При восстановлении степень окисления элемента понижается. Вещества, которые восстанавливаются, являются окислителями.

Окислителями могут быть нейтральные атомы любых элементов, атомы элементов в высших и промежуточных положительных степенях окисления.

Восстановителями могут быть нейтральные атомы всех элементов, кроме фтора, атомы неметаллов в отрицательных степенях окисления, атомы элементов в промежуточных положительных степенях окисления.

Можно выделить три типа окислительно-восстановительных реакций:

1. Реакции межмолекулярного окисления-восстановления. Окислитель и восстановитель находятся в молекулах различных веществ.

2. Реакции внутримолекулярного окисления-восстановления. Окислитель и восстановитель входят в состав одной и той же частицы. Это могут быть атомы разных элементов или атомы одного элемента в разных степенях окисления.

3. Реакции самоокисления-самовосстановления или реакции диспропорционирования. Окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента. Степень окисления одной части атомов понижается за счет повышения степени окисления другой части атомов. Диспропорционировать могут атомы элементов в промежуточной степени окисления.

Протекание окислительно-восстановительных реакций зависит от среды раствора, и в случае разного уровня рН могут образоваться различные продукты.

Оборудование: штатив с пробирками, металлический штатив с лапкой, лучинки, спички, фарфоровая чашка, большие пробирки.

Реактивы: 0,1н раствор KI, 2н раствор H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 30%-ный раствор H<sub>2</sub>O<sub>2</sub>,

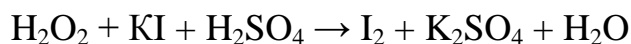
крахмальный клейстер, 0,1н раствор  $\text{KMnO}_4$ ,  $(\text{NH}_4)_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  кристаллический, бромная вода, 30%-ный раствор  $\text{NaOH}$ , 0,1н раствор  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ .

### Ход работы

**Опыт 1.** Окислительные свойства пероксида водорода.

В пробирку налейте 2 мл 0,1н раствора иодида калия и 1 мл 2н раствора серной кислоты. Затем прибавьте 1 мл пероксида водорода. Отметьте изменение окраски раствора. Какое вещество придаёт раствору окраску? Разбавьте содержимое пробирки водой до соломенно-желтого цвета и прилейте 1-2 капли раствора крахмала. Что наблюдаете? Объясните наблюдаемые явления.

Реакция протекает по уравнению:



Методом электронно-ионных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции. Определите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

**Опыт 2.** Восстановительные свойства пероксида водорода.

В пробирку налейте 2 мл 0,1н раствора перманганата калия и 1 мл 2н раствора серной кислоты. Прибавьте по каплям пероксид водорода до полного обесцвечивания раствора. Обратите внимание на выделение газа. Испытайте выделяющийся газ тлеющей лучинкой. Объясните наблюдаемые явления.

Составьте уравнение реакции.

Методом электронно-ионных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции. Определите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления. Сравните поведение пероксида водорода в опыте 1 и 2.

**Опыт 3.** Внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции.

В фарфоровую чашку поместите горкой 1-2 грамма дихромата аммония. К вершине горки прикоснитесь зажженной лучинкой. Через несколько секунд наблюдайте бурное разложение соли.

Реакция протекает по уравнению:



Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Атомы какого элемента проявляют функции окислителя; восстановителя? Как меняется их степень окисления?

**Опыт 4.** Реакции диспропорционирования (самоокисления-самовосстановления).

В пробирку налейте 2 мл бромной воды и добавьте по каплям 30%-ный раствор щелочи до обесцвечивания. Реакция протекает по уравнению:



Расставьте коэффициенты в уравнении реакции, пользуясь методом полуреакций. Как изменяется степень окисления брома? Укажите окислитель и восстановитель. Какие реакции называются реакциями диспропорционирования?

**Опыт 5.** Роль среды в протекании окислительно-восстановительных реакций.

В три пробирки налейте по 2 мл 0,1н раствора перманганата калия. В одну из них добавьте такой же объем 2 н раствора серной кислоты, в другую – 1-2 мл воды, в третью – 2-3 мл концентрированного раствора щелочи. Во все три пробирки прибавьте по каплям свежеприготовленный 0,1н раствор сульфита натрия до изменения окраски растворов. Как изменяется окраска растворов? Какие ионы обуславливают окраску?

Запишите полные уравнения реакций:



Расставьте коэффициенты в уравнениях реакций методом электронно-ионных уравнений. Определите окислитель и восстановитель. В какой среде  $\text{MnO}_4^-$  проявляет более высокую окислительную активность?

## Лабораторная работа 9. Комплексные соединения

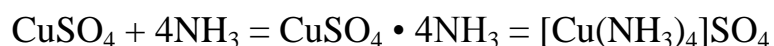
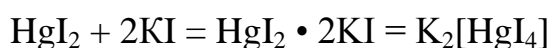
Цель работы: исследовать протекание процессов комплексообразования в растворах.

Задание: получить комплексные соединения с комплексным катионом, комплексным анионом, комплексным катионом и анионом, изучить химические свойства комплексных соединений в реакциях окисления-восстановления, обмена, изучить устойчивость комплексных соединений, научиться записывать формулы комплексных соединений, давать им названия.

### Теоретическая часть.

Соединения, в узлах кристаллической решетки которых находятся сложные молекулы или ионы, способные к самостоятельному существованию в растворах, называют **комплексными** или **координационными**.

Реакции комплексообразования могут протекать между веществами, находящимися в любом агрегатном состоянии, но наиболее многочисленными являются реакции, происходящие в растворах. Например:



В комплексных соединениях можно выделить центральный ион – комплексообразователь и ионы или нейтральные молекулы, координирующие вокруг комплексообразователя – лиганды.

**Комплексообразователь** – атом или ион, который является акцептором электронных пар, предоставляя вакантные атомные орбитали. В качестве комплексообразователей чаще выступают металлы, особенно d-металлы, но могут быть и атомы неметаллов.

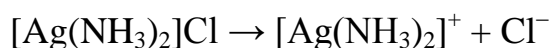
**Лиганды** – молекулы или ионы, которые являются донорами электронных пар и непосредственно связаны с комплексообразователем. Количество связей, образуемых комплексообразователем с лигандами, определяет его **координационное число (КЧ)**. Число связей, образуемых каждым лигандом с комплексообразователем, определяет **дентатность** (или координационную емкость) лиганда. В соответствие с этим, различают моно-, би- и, в общем случае, полидентатные лиганды.

Комплексообразователь и лиганды образуют внутреннюю координацион-

ную сферу комплекса, которая при написании заключается в квадратные скобки.

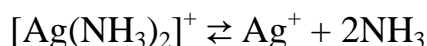
Сумма условных зарядов комплексообразователя и лигандов определяет заряд комплексной частицы. При положительном заряде комплексная частица является комплексным катионом:  $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ ; при отрицательном заряде – комплексным анионом:  $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ ; нулевым зарядом обладают комплексные молекулы:  $[\text{PtCl}_4(\text{NH}_3)_2]$ . Заряд комплексного иона нейтрализуется равным зарядом противоионов, которые образуют внешнюю координационную сферу комплекса. Противоионы могут быть как простые, так и комплексные.

Комплексные соединения в водных растворах могут диссоциировать на комплексные и внешнесферные ионы. Ионное равновесие комплексных соединений подчиняется закономерностям поведения в растворах сильных электролитов.



Диссоциации по такой схеме не подвергаются только комплексные соединения – неэлектролиты, т.е. комплексные молекулы.

Вторичная диссоциация – это распад внутренней сферы комплекса на комплексообразователь и лиганды. Она обусловлена разрывом ковалентной связи, поэтому сильно затруднена и имеет равновесный характер подобно диссоциации слабых электролитов:



Вторичная диссоциация, как всякий равновесный процесс, характеризуется константой равновесия или константой диссоциации комплексного иона. В связи с тем, что величина константы диссоциации характеризует устойчивость комплексного иона в растворе, ее называют константой нестойкости  $K_{\text{нест.}}$ . Для комплексного иона  $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$  выражение константы нестойкости имеет вид:

$$K_{\text{нест.}} = [\text{Ag}^+] \cdot [\text{NH}_3]^2 / [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+]$$

Чем меньше константа нестойкости, тем стабильнее внутренняя сфера комплекса, т.е. тем меньше она диссоциирует в водном растворе.

Оборудование: штатив с пробирками, мерные пробирки, стеклянные па-

лочки, пипетки.

Реактивы: бензол, гексацианоферрат(III) калия кристаллический, роданид аммония кристаллический, растворы: нитрат висмута 0,5н, иодид калия 0,5н и 0,1н, нитрат ртути(II) 0,5н, гидроксид натрия 2н, сульфат (или хлорид) никеля(II) 0,5н, 25% раствор аммиака, гексацианоферрат(II) калия 0,5н, сульфат меди 0,5н, соляная кислота 2н, перманганат калия 0,5н, хлорид (сульфат) кобальта(II) 0,5н.

### Ход работы

#### **Получение комплексных соединений.**

**Опыт 1.** Получение соединений с комплексным анионом.

а) Получение тетраиодовисмутата(III) калия.

В пробирку к 3-4 каплям 0,5н раствора нитрата висмута прибавьте по каплям раствор 0,5н раствора иодида калия до выпадения темно-бурого осадка иодида висмута. Растворите этот осадок в избытке раствора иодида калия. Отметьте цвет полученного раствора. Может ли эта окраска обуславливаться присутствием ионов  $K^+$ ,  $I^-$ ,  $Bi^{3+}$ ? Какой из этих ионов может быть комплексообразователем? С какими лигандами он может образовать в данном растворе сложный ион?

Напишите формулу координационного соединения и уравнения реакций его получения.

б) Получение тетраиодомеркурата(II) калия.

В две пробирки поместите по 2-3 капли 0,5н раствора нитрата ртути(II). Одну пробирку оставьте в качестве контрольной, а в другую добавьте 1-2 капли 0,5н раствора иодида калия до образования оранжевого осадка иодида ртути(II). Затем прилейте избыток иодида калия до полного растворения осадка. Испытайте растворы в обеих пробирках на присутствие ионов  $Hg^{2+}$ , добавив в каждую пробирку по 2 капли раствора гидроксида натрия.

Из какого раствора выпадает желтый осадок оксида ртути(II)? Почему во второй пробирке при действии щелочи осадок не выпадает?

Напишите уравнения проведенных реакций: образования иодида ртути и



его взаимодействия с избытком иодида калия (координационное число иона  $\text{Hg}^{2+}$  равно четырем).

Напишите уравнения электролитической диссоциации нитрата ртути(II) и полученной комплексной соли – тетраиодомеркурата(II) калия.

Напишите выражение константы нестойкости для комплексного соединения.

**Опыт 2.** Получение соединений с комплексным катионом. Получение аммиачного комплекса никеля.

Получите осадок гидроксида никеля(II), внося в пробирку 1-2 мл 0,5н раствора сульфата никеля и такой же объем 2н раствора гидроксида натрия. К части осадка добавьте 0,5-1 мл 25%-ного раствора аммиака. Что происходит? Сравните окраску ионов  $\text{Ni}^{2+}$  в растворе сульфата никеля с окраской полученного раствора. Присутствие каких ионов обуславливает окраску раствора?

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакции образования комплексного соединения никеля.

**Опыт 3.** Получение координационного соединения с комплексными анионом и катионом.

В пробирку внесите 1 мл 0,5н раствора гексацианоферрата(II) калия,  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ , и двойное количество 0,5н раствора сульфата никеля(II). К полученному осадку прилейте раствор аммиака (25%) до полного растворения осадка. Содержимое пробирки перемешайте стеклянной палочкой.

Наблюдайте постепенное образование мелких бледно-лиловых кристаллов комплексной соли  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ .

Напишите уравнение реакции получения комплексного соединения.

### **Химические свойства комплексных соединений.**

**Опыт 4.** Комплексные соединения в реакциях обмена. Взаимодействие гексацианоферрата(II) калия с сульфатом меди(II).

В пробирку внесите 1-1,5 мл 0,5н раствора сульфата меди и добавьте такой же объем 0,5н раствора комплексной соли  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ . Отметьте цвет образовавшегося осадка гексацианоферрата(II) меди. Напишите молекулярное и

ионное уравнения реакции.

**Опыт 5.** Комплексные соединения в окислительно-восстановительных реакциях.

а) Восстановление гексацианоферрата(III) калия.

В пробирку внесите 1,5-2 мл 0,1н раствора иодида калия, 0,5-1 мл 2н соляной кислоты и 0,5 мл бензола. Отметьте, что бензол остается бесцветным. Добавьте несколько кристаллов комплексной соли железа(III)  $K_3[Fe(CN)_6]$  и перемешайте раствор стеклянной палочкой. По изменению окраски бензола убедитесь в выделении свободного йода.

Напишите уравнение реакции взаимодействия гексацианоферрата(III) калия с иодидом калия, учитывая, что  $K_3[Fe(CN)_6]$  переходит при этом в  $K_4[Fe(CN)_6]$ . Указать окислитель и восстановитель.

Какие ионы в комплексном соединении изменили степень окисления?

б) Окисление гексацианоферрата(II) калия

Поместите в пробирку 0,5-1 мл 0,5н раствора перманганата калия, добавьте несколько капель 2н раствора серной кислоты и добавляйте по каплям 0,5н раствор гексацианоферрата(II) калия до обесцвечивания раствора.

Обесцвечивание раствора происходит вследствие восстановления перманганата калия до сульфата марганца(II). При этом комплексное соединение  $K_4[Fe(CN)_6]$  окисляется до  $K_3[Fe(CN)_6]$ .

Напишите уравнение реакции окисления. Укажите окислитель и восстановитель.

**Опыт 6.** Устойчивость комплексного иона. Реакции обмена лигандами.

Внесите в пробирку 1 мл хлорида (сульфата) кобальта(II) и прибавьте несколько кристаллов раствора роданида аммония  $NH_4CNS$ . Наблюдайте образование комплексного соединения синего цвета:



Добавьте в пробирку воды. Что наблюдаете? Сравните полученный раствор с раствором хлорида кобальта. Сравните устойчивость роданидного и аквакомплекса кобальта.

## Лабораторная работа 10. Общие свойства неметаллов

Цель работы: изучить методы получения, физические и химические свойства неметаллов и их соединений.

Задание: получить водород в лаборатории и научиться определять его присутствие, изучить физические свойства неметаллов, исследовать окислительные и восстановительные свойства неметаллов и их соединений, провести качественные реакции на галогенид-ионы, сульфат-ион, изучить дегидратирующие свойства концентрированной серной кислоты.

### Теоретическая часть.

В периодической системе химических элементов неметаллы расположены в правой верхней части. По сравнению с металлами атомы неметаллов характеризуются высокими энергиями ионизации и высоким сродством к электрону. Поэтому они легко присоединяют электроны, проявляя окислительные свойства.

Неметаллы не обладают характерным для металлов блеском, хрупки, очень плохо проводят теплоту и электрический ток. Некоторые из них при обычных условиях газообразны. Неметаллы образуют простые вещества молекулярного и немолекулярного строения, отличающиеся своими физическими свойствами.

Простые вещества с немолекулярным строением – **C, B, Si** имеют атомные кристаллические решетки, поэтому обладают высокой твердостью и очень высокими температурами плавления. Простые вещества с молекулярным строением – **F<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, S<sub>8</sub>** при обычных условиях газы, жидкости или твердые вещества с низкими температурами плавления. В твердом состоянии все они образуют молекулярные кристаллические решетки.

Один и тот же элемент может образовывать несколько типов простых веществ, называемых **аллотропными модификациями**. Известно свыше четырехсот разновидностей простых веществ. Явление аллотропии может быть обусловлено различным составом молекул простого вещества данного элемента (аллотропия состава), либо способом размещения молекул и атомов в кристал-

лах (аллотропия формы). Способность элемента к образованию аллотропных модификаций обусловлена строением атомов, которое определяет тип химической связи, строение молекул и кристаллов.

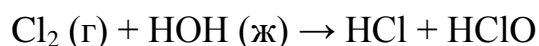
В соответствии с характером изменения структуры и типа химических связей закономерно изменяются и свойства простых веществ – плотность, температуры плавления и кипения, электро- и теплопроводность и др. В периоде слева направо уменьшаются металлические свойства и усиливаются неметаллические. В этом же ряду понижаются температуры кипения и плавления простых веществ. В группах металлические свойства сверху вниз возрастают, а неметаллические – уменьшаются.

В химических реакциях неметаллы, кроме фтора, могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства и характеризуются как положительными, так и отрицательными степенями окисления. Фтор всегда является окислителем и в соединениях проявляет только отрицательную степень окисления.

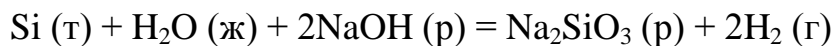
Характер изменения восстановительной и окислительной активности простых веществ в группах и периодах определяется изменением электроотрицательности элементов. В группах сверху вниз с увеличением заряда ядра окислительные свойства ослабевают, а восстановительные нарастают. В периодах слева направо ослабевают восстановительные и усиливаются окислительные свойства.

Взаимодействуя с металлами, типичные неметаллы образуют соединения с ионной связью: NaCl, KBr и др. Неметаллы взаимодействуют друг с другом, образуя соединения как полярные – HCl, H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, так и неполярные – CO<sub>2</sub>, CH<sub>4</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>. С водородом неметаллы образуют летучие соединения – фтороводород HF, сероводород H<sub>2</sub>S, аммиак NH<sub>3</sub>, метан CH<sub>4</sub>. С кислородом неметаллы образуют кислотные оксиды: SO<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, CO<sub>2</sub>, SiO<sub>2</sub> и др.

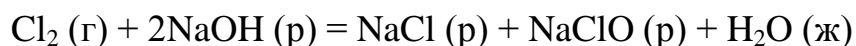
Большинство неметаллов не растворяется в воде и не взаимодействует с ней. Но простые вещества наиболее электроотрицательных элементов (Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>) при растворении вступают с водой в реакции диспропорционирования:



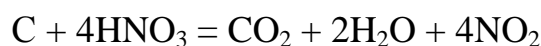
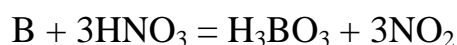
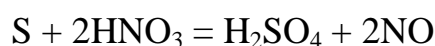
Растворение неметаллов в растворах щелочей происходит либо вследствие окисления водой с выделением водорода (ОН<sup>-</sup>-группы выполняют роль комплексообразователя):



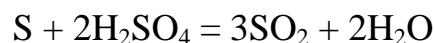
либо за счет самоокисления – самовосстановления:



С разбавленными кислотами неметаллы не взаимодействуют, но способны реагировать с кислотами-окислителями. Так, концентрированные азотная и серная кислоты взаимодействуют с фосфором, углеродом, серой, бором и др. Азотная кислота окисляет неметаллы до соответствующих кислот, восстанавливаясь до NO или NO<sub>2</sub>:



Подобно азотной кислоте действует на простые вещества и концентрированная серная кислота, которая сама при этом восстанавливается чаще всего до SO<sub>2</sub>:



Оборудование: штативы с пробирками, спиртовки, спички, держатели, ложечки для сжигания веществ, колба на 100 мл, пробки с оттянутой трубкой, 3 стакана на 50 мл, стеклянная палочка, 2 стеклянные пластинки.

Реактивы: дистиллированная вода; растворы серной кислоты (1:5) и 20%; раствор иодида калия (1%); лакмус; цинк гранулированный; сера кристаллическая; йод кристаллический; кристаллические хлорид калия, бромид калия, иодид калия; серная кислота (конц.); соляная кислота (конц.); аммиак (конц.); из-

мельченая сахароза; спирт этиловый; 0,1н растворы  $\text{KClO}_3$ ,  $\text{KBrO}_3$ ,  $\text{KIO}_3$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{KI}$ ,  $\text{AgNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{CuSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ; 2н раствор  $\text{HNO}_3$ ; раствор крахмала (1%); 0,5н растворы  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  и  $\text{KMnO}_4$ ; бромная вода.

### Ход работы

**Опыт 1.** Получение водорода действием металла на кислоту.

В пробирку поместить 2 кусочка цинка и прилить на 1/3 по высоте раствор серной кислоты (1:5). Пробирку закрыть пробкой с оттянутой трубкой и надеть на трубку другую пробирку. Собрать водород в пробирку и, не переворачивая, поднести к спиртовке. Что наблюдаете? Написать уравнения реакций. Можно ли получить водород действием на цинк соляной кислотой; концентрированной серной кислотой?

**Опыт 2.** Свойства йода.

А) В сухую пробирку поместить кристаллик йода. Пробирку закрепить в держалке и нагреть на пламени спиртовки. Отметить происходящие изменения. Объяснить изменения в пробирке. Охладить пробирку на воздухе. Что происходит?

Б) В пробирку поместить несколько кристалликов йода и прибавить 5 мл воды. Взболтать. Какова растворимость йода в воде, почему? Добавить несколько капель раствора иодида калия. Как изменяется цвет раствора и растворимость йода? Почему?

В) В пробирку поместить один кристаллик йода и прилить 1 мл этилового спирта. Что наблюдаете? Сравнить растворимость йода в воде и спирте, дать объяснения.

**Опыт 3.** Восстановительные свойства галогеноводородов.

В три сухие пробирки поместить по 1 г измельченных хлорида калия, бромида калия, иодида калия. В каждую пробирку прилить по 2 мл конц. серной кислоты. (**Осторожно! Работу проводить в вытяжном шкафу!**) Какие изменения происходят в каждой пробирке? Дать объяснения. Написать уравнения реакций. Как изменяются восстановительные свойства в ряду галогеноводородов?

**Опыт 4.** Окислительные свойства кислородсодержащих соединений галогенов.

В три пробирки внесите по 0,5 мл по 0,1М растворов  $KClO_3$ ,  $KBrO_3$ ,  $KIO_3$ . В каждую пробирку прибавьте по 1 капле крахмала и по 0,5 мл раствора  $KI$ . Затем в каждую пробирку прилейте по 0,5 мл 20%-й серной кислоты и отметьте время появления йода. Опишите наблюдения. Напишите уравнения реакций. Объясните результаты.

**Опыт 5.** Качественная реакция на галогенид-ионы.

Образование осадков  $AgCl$ ,  $AgBr$ ,  $AgI$  является реакцией, характерной для ионов галогенов. Налейте в 3 пробирки по 1 мл 0,1н растворов  $KCl$ ,  $KBr$  и  $KI$ , добавьте несколько капель раствора нитрата серебра. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций. К полученным осадкам добавьте по 2-3 капли 2н раствора азотной кислоты. Наблюдается ли их растворение?

**Опыт 6.** Горение серы в кислороде.

В ложечку для сжигания веществ поместить небольшое количество серы. Поджечь серу на пламени спиртовки. Аккуратно опустить ложечку с горящей серой в колбу. (**Работу проводить в вытяжном шкафу**). После сгорания серы, налить в колбу 20-30 мл воды и добавить лакмус. О чем свидетельствует изменение окраски? Написать уравнения происходящих реакций. Сделать вывод о характере свойств соединений серы.

**Опыт 7.** Качественная реакция на сульфат-ион.

В три пробирки налейте по 1 мл 0,1н. растворов: в первую – серной кислоты, во вторую – сульфата натрия, в третью – сульфата меди(II). В каждую прилейте по 0,5 мл 0,1М раствора хлорида бария. Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионной формах. Укажите произведение растворимости (ПР) сульфата бария.

**Опыт 8.** Дегидратирующие свойства серной кислоты (демонстрационный).

В химический стакан на 50 мл поместить 5 г мелко измельченной сахарозы, добавить 0,5 мл воды и 2-3 мл концентрированной серной кислоты. Разме-

шать содержимое стеклянной палочкой. Объяснить происходящие изменения. Написать уравнение реакции. Сделать вывод о свойствах концентрированной серной кислоты.

**Опыт 9.** Восстановительные свойства аммиака.

В три пробирки внесите отдельно по 0,5 мл: а) бромной воды; б) перманганата калия; в) бихромата калия. В каждую из пробирок добавить по 3-5 капель 25%-ного раствора аммиака. В каждом случае растворы слегка подогреть до изменения их окраски.

Напишите соответствующие уравнения реакций, учитывая, что в каждом случае аммиак окисляется до свободного азота, перманганат калия восстанавливается до оксида марганца(IV), а бихромат калия – до оксида хрома(III). Во всех случаях отметить изменение окраски растворов.

**Опыт 10.** Взаимодействие аммиака с хлороводородом (демонстрационный).

В два стакана на 50 мл налить по 2 мл концентрированного раствора соляной кислоты и концентрированного раствора аммиака. Закрыть стаканы стеклянными пластинами, чтобы стаканы заполнились газообразными аммиаком и хлороводородом. Убрать пластины и соединить отверстия двух стаканов. Что наблюдаете? Объяснить происходящее явление. Какие свойства проявляют аммиак и хлороводород в этой реакции. Написать уравнение реакции.

**Лабораторная работа 11. Свойства органических соединений**

Цель работы: изучить химические свойства органических соединений – углеводов.

Задание: сравнить химическую активность алканов, алкенов и аренов в реакциях замещения, присоединения, окисления, провести качественные реакции на кратные связи.

Теоретическая часть.

Алканами (или насыщенными, предельными углеводородами) называют такие соединения углерода с водородом, в молекулах которых каждый атом уг-



лерода затрачивает на соединение с любым соседним атомом не более одной валентности, причем все свободные (не затраченные на соединение с углеродными атомами) его валентности насыщены водородом. В алканах все атомы углерода находятся в  $sp^3$ -гибридном состоянии (существуют только  $\sigma$ -связи).

Общая формула гомологического ряда алканов  $C_nH_{2n+2}$ . Природными источниками предельных углеводородов являются нефть, природный и попутный газы.

По сравнению с другими классами органических соединений алканы проявляют относительно небольшую химическую активность. Для алканов характерны реакции замещения (S) с разрывом связи C–H и реакции расщепления молекулы с разрывом как C–H, так и C–C-связей с образованием свободных радикалов. Эти процессы требуют большой энергии активации и поэтому при обычной температуре идут только в присутствии катализаторов. При увеличении температуры и создании других условий, способствующих увеличению реакционной способности реагентов, радикальные реакции становятся наиболее характерными для предельных углеводородов.

Алкенами называют углеводороды, которые в открытой цепи содержат одну двойную связь. В алкенах атомы углерода находятся во втором валентном состоянии ( $sp^2$ -гибридизация) с образованием двойной  $>C = C<$  связи, состоящей из одной  $\sigma$ -связи и одной  $\pi$ -связи. Алкены образуют гомологический ряд  $C_nH_{2n}$ . Родоначальником этого ряда является этилен:  $H_2C=CH_2$ .

В промышленности этиленовые углеводороды получают крекингом фракций нефти или каталитическим дегидрированием предельных углеводородов. Химическая активность алкенов обусловлена наличием в их молекуле двойной связи и способностью присоединять другие атомы и группы. Для алкенов наиболее характерны реакции присоединения, окисления, полимеризации. Алкены легко присоединяют галогены, водород, галогеноводород, воду. Также алкены вступают в реакции полимеризации, которая протекает за счет разрыва кратных связей и не сопровождается выделением побочных низкомолекулярных продуктов. Продукты полимеризации алкенов находят широкое

применение в производстве синтетических волокон, упаковочных материалов, каучуков, строительных материалов и др.

Алкены легко окисляются. Если на алкены действовать разбавленным водным раствором  $\text{KMnO}_4$  при обычной температуре, то они превращаются в двухатомные спирты – гликоли (**реакция Е.Е. Вагнера**). Так же, как и реакцию с бромом, реакцию Вагнера можно использовать для качественного определения непредельных соединений. В ходе реакции происходит обесцвечивание водного раствора перманганата калия и выпадение характерного бурого осадка оксида марганца(IV).

К классу ароматических углеводородов относятся бензол, его полиядерные аналоги и их алкильные производные. Атомы углерода в молекуле бензола находятся в состоянии  $sp^2$ -гибридизации. Негибридные  $2p$ -орбитали всех атомов углерода, расположенные перпендикулярно плоскости кольца, перекрываются между собой и образуют устойчивую замкнутую электронную систему. Таким образом, признаки ароматичности и химическая устойчивость ароматических соединений связываются с особенностями их строения. *Ароматичность* – признак органических соединений, обладающих совокупностью следующих особых свойств:

- равномерное распределение  $\pi$ -электронной плотности в молекуле, наличие единой замкнутой системы  $\pi$ -электронов в молекуле. Это основной признак ароматичности;
- преимущественное вступление в реакции замещения, а не присоединения (несмотря на формальную ненасыщенность);
- высокая устойчивость к окислителям.

Связь между углеродными атомами в молекуле бензола называется **ароматической связью**. Общая формула гомологического ряда бензола  $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$ , при  $n \geq 6$ .

В промышленности ароматические углеводороды получают путем сухой перегонки каменного угля и из нефти. Синтетическим путем бензол может быть получен при каталитическом (Pt, Pd) дегидрировании циклогексана, а также

тримеризацией ацетилена.

Несмотря на формальную ненасыщенность, бензол проявляет химические свойства, характерные для предельных углеводородов, т.е. вступает в реакции замещения и устойчив в реакциях присоединения и окисления.

Реакции присоединения протекают в присутствии катализаторов и приводят к разрушению всего бензольного кольца. Бензольное кольцо с большим трудом поддается окислению. Такие окислители как перманганат калия, оксид хрома(VI), азотная кислота на холоду на бензол не действуют. При окислении кислородом воздуха на катализаторе  $V_2O_5$  образуется малеиновая кислота. Гомологи бензола при действии обычных окислителей превращаются в ароматические кислоты.

Оборудование: пробирки, штативы, стеклянные палочки, кварцевая лампа, стакан со льдом, фильтровальная бумага.

Реактивы: бромная вода, раствор  $KMnO_4$  (2 %), жидкие алканы, жидкие алкены, бензол, толуол, ксилол, дистиллированная вода, серная кислота (конц.), азотная кислота (конц.), железные опилки, 2н раствор серной кислоты.

#### Ход работы

**Опыт 1.** Отношение алканов к бромной воде и окислителям.

В две пробирки поместите по 1 мл смеси жидких алканов. В первую пробирку прилейте 0,5 мл бромной воды, а во вторую – 0,5 мл раствора перманганата калия. Встряхните содержимое пробирок. Обратите внимание, изменится ли окраска этих реагентов. Дайте объяснение наблюдаемым явлениям.

**Опыт 2.** Бромирование предельных углеводородов.

В сухую пробирку поместите 1 мл смеси жидких алканов и добавьте 0,5 мл раствора брома. Перемешайте содержимое пробирки. Окраска брома не исчезает. Для увеличения скорости реакции пробирку выставьте на свет, облучите кварцевой лампой или, присыпав несколько крупинок железных опилок (катализатор), нагрейте в стакане с очень горячей водой. Составьте уравнение реакции бромирования гексана.

**Опыт 3.** Отношение алканов к концентрированным серной и азотной

кислотам.

В две пробирки прилейте по 0,5 мл жидких алканов. К одной прилейте столько же концентрированной серной кислоты, к другой – азотной. Что наблюдаете? Сделайте вывод о реакционной способности алканов.

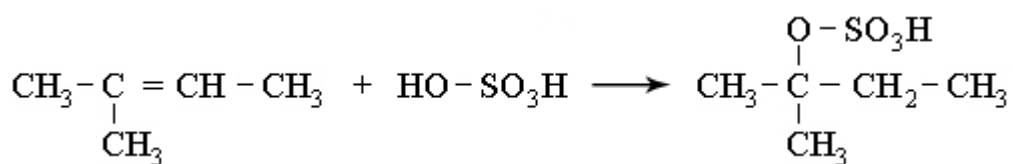
**Опыт 4.** Отношение алкенов к бромной воде и окислителям.

В две пробирки поместите по 1 мл смеси жидких алкенов. В первую пробирку прилейте 0,5 мл бромной воды, а во вторую – 0,5 мл раствора перманганата калия. Встряхните содержимое пробирок. Обратите внимание, изменится ли окраска этих реагентов. Дайте объяснение наблюдаемым явлениям.

Составьте уравнения реакций бромирования этилена и окисления его раствором  $\text{KMnO}_4$  до этиленгликоля. Реакции с бромной водой и раствором перманганата калия являются качественными реакциями на кратные связи.

**Опыт 5.** Отношение алкенов к концентрированным серной и азотной кислотам.

В две пробирки прилейте по 0,5 мл жидких алканов. К одной прилейте столько же концентрированной серной кислоты, к другой – азотной. Содержимое хорошо перемешайте (**Осторожно!**) и в течение 1–2 минут охладите в стакане со снегом. Смеси разогреваются, слой алкена исчезает. Серная кислота взаимодействует с алкенами с образованием алкилсерных кислот:



В результате реакции с азотной кислотой образуется сложная смесь, содержащая смолообразные продукты.

Сделайте вывод о реакционной способности алкенов.

**Опыт 6.** Отношение бензола к бромной воде и окислителям.

В две пробирки поместите по 1 мл бензола. В первую пробирку прилейте 0,5 мл бромной воды, а во вторую – 3 мл воды, 0,5 мл раствора перманганата калия и 2 мл раствора серной кислоты. Встряхните содержимое пробирок. Обратите внимание, изменится ли окраска этих реагентов. Дайте объяснение

наблюдаемым явлениям. Отметьте отношение бензола к окислителям.

**Опыт 6.** Окисление гомологов бензола.

В пробирку поместите 3 мл воды, 1 мл раствора перманганата калия и 2 мл раствора серной кислоты. Добавьте 1 мл ксилола, закройте пробкой и энергично встряхивайте в течение 1-2 минут. Что наблюдаете? Напишите уравнение реакции окисления ксилола.

**Опыт 7.** Влияние катализаторов на ход бромирования ароматических углеводородов.

В две сухие пробирки налейте по 2 мл толуола и 0,5 мл бромной воды. В одну пробирку добавьте немного железных опилок, во вторую катализатор не добавляйте. Содержимое обеих пробирок часто встряхивайте при комнатной температуре. Наблюдайте различия в скорости и интенсивности изменения окраски бромной воды. Отметьте, как влияет катализатор на скорость бромирования. Напишите уравнение реакции бромирования толуола.

Сравните химическую активность ароматических, предельных и непредельных углеводородов.

## **Лабораторная работа 12. Общие свойства металлов**

Цель работы: изучить физические и химические свойства металлов и их соединений.

Задание: изучить химические свойства металлов в реакциях с водой, разбавленными и концентрированными кислотами, растворами оснований и солей, исследовать окислительные и восстановительные свойства металлов и их соединений.

### Теоретическая часть.

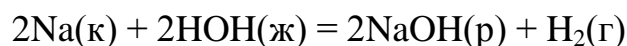
подавляющее большинство химических элементов в свободном состоянии представляют собой металлы. Если в периодической системе элементов провести диагональ от бора к астату, то в правой верхней части будут находиться неметаллы (кроме элементов побочных подгрупп), а в левой нижней – металлы. Элементы, расположенные вблизи диагонали (Al, Ti, Ga, Sb и др.), об-

ладают двойственными свойствами. В этом случае нельзя проводить резкую черту между металлами и неметаллами. Некоторые элементы (Tl, As, Sb, Ge) ведут себя как металлы в одних условиях и как неметаллы – в других.

Все металлы в обычных условиях являются твердыми веществами, кроме ртути, и обладают характерными свойствами: металлический блеск, электропроводность, теплопроводность, пластичность. Свойства металлов обусловлены металлическим типом химической связи. Основные физические свойства металлов: твердость, температура плавления, плотность.

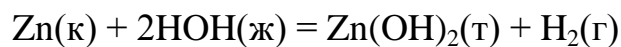
Атомы металлов могут отдавать электроны внешнего электронного слоя, образуя положительно заряженные ионы. В отличие от неметаллов, атомы металлов не присоединяют электроны и не образуют отрицательно заряженных ионов. Т.е. металлы являются электроположительными и восстановителями. Мерой активности металлов является величина их электродного потенциала. Чем более отрицательна величина стандартного электродного потенциала, тем выше восстановительная активность металла. Металлы способны взаимодействовать с простыми веществами – неметаллами (водородом, галогенами, углеродом, азотом, серой, кислородом и др.) с образованием соответствующих бинарных соединений – гидридов, галогенидов, карбидов, нитридов, сульфидов, оксидов и др. Возможность протекания подобных реакций определяется изменением величины энергии Гиббса ( $\Delta G$ ).

Возможность взаимодействия с водой, сопровождающегося выделением водорода, определяется уменьшением энергии Гиббса, а также величиной электродных потенциалов и растворимостью образующихся гидроксидов. Электродный потенциал системы  $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- = \text{H}_2$  для воды при  $\text{pH} = 7$  составляет  $\varphi^0 = -0,414$  В. Следовательно, выделение водорода из воды имеет место при взаимодействии с ней металлов, электродный потенциал которых имеет более отрицательное значение, чем  $-0,414$  В. Например,



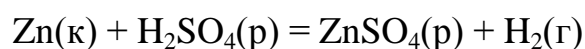
Такое взаимодействие характерно для щелочных и щелочноземельных металлов. Реакция идет с заметной скоростью, если образующийся гидроксид

растворим в воде. Образование же нерастворимого или малорастворимого гидроксида на поверхности металла тормозит дальнейшее протекание реакции, например:



Поэтому металлы, образующие малорастворимые гидроксиды (Mg, Al, Zn, Fe), могут взаимодействовать с водой только при нагревании.

Многие металлы вступают в окислительно-восстановительные реакции с кислотами. Металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, способны вытеснять водород из растворов кислот.

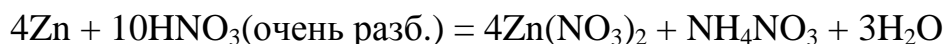
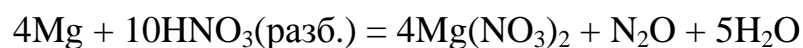


В ряде случаев при взаимодействии металлов с кислотами образуются нерастворимые или малорастворимые продукты, которые препятствуют протеканию реакции. Например, свинец не растворяется в разбавленных кислотах – серной, соляной, так как на поверхности свинца образуются нерастворимые в воде осадки  $\text{PbSO}_4$ ,  $\text{PbCl}_2$ , предохраняющие его от дальнейшего окисления. Торможение или полное прекращение химического процесса за счет продуктов взаимодействия называется **пассивированием**.

При взаимодействии металлов с кислородсодержащими кислотами-окислителями окисление металла происходит не за счет катионов водорода кислоты, а за счет анионов кислотных остатков. С такими окислителями взаимодействуют металлы, стоящие в ряду напряжений как до водорода, так и после водорода. Сильным окислительным действием обладает азотная кислота, содержащая азот в высшей степени окисления. В зависимости от концентрации кислоты и активности металла состав продуктов реакции может быть различным. При взаимодействии малоактивного металла с разбавленной азотной кислотой обычно выделяется  $\text{NO}$ , а с концентрированной –  $\text{NO}_2$ :

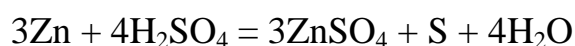


Активные металлы могут восстанавливать азотную кислоту до  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{N}_2$  или  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ , например:

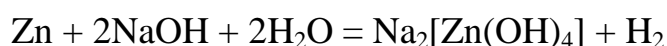


В концентрированной серной кислоте металлы окисляются ионами  $\text{SO}_4^{2-}$ .

В зависимости от активности металла продукты восстановления могут быть различны:

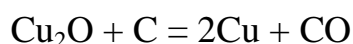
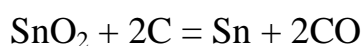


Растворы щелочей за счет присутствия ионов  $\text{OH}^-$  способствуют образованию анионных комплексов. Поэтому реакции протекают тем легче, чем устойчивее образующиеся комплексные анионы. Так, гидроксокомплексы наиболее устойчивы у цинка, алюминия и бериллия, поэтому эти металлы довольно легко растворяются в щелочах:

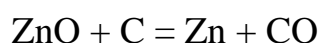
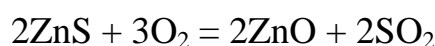


подавляющее большинство металлов получают путем химической обработки их соединений, входящих в состав руд. В зависимости от окислителя, с которым металл связан в соединении, руды бывают оксидные, карбонатные, силикатные, сульфидные, фосфатные, галидные. Выделение металлов из природных руд производится различными методами:

1. Пирометаллургический метод – восстановление металлов из руд при повышенной температуре с помощью угля, оксида углерода(II), алюминия или водорода.



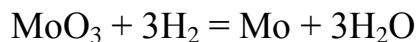
Сульфидные руды подвергают обжигу, а затем восстанавливают с помощью угля:



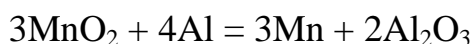
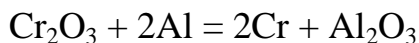
Однако углем восстанавливаются только те металлы, которые не образуют прочных карбидов. Для восстановления металлов, образующих с углеродом



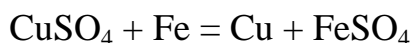
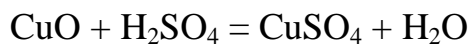
прочные соединения, применяют водород:



Такие металлы можно выделить методом металлотермии, т.е. восстановлением из оксидов более активным металлом, обладающим большим сродством к кислороду:



2. Гидрометаллургический метод – извлечение соединений металлов из руд с помощью химических реагентов ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ , KCN и др.) в виде растворимых соединений, с последующим электролизом или обработкой растворов для извлечения металлов:



Этим методом получают Ag, Zn, Cd, Mo, U.

3. Электротермический метод – восстановление активных легких металлов (K, Na, Ca, Mg, Al) из расплавленных оксидов, хлоридов, гидроксидов электролизом.

Таким образом, в основе всех методов получения металлов лежат окислительно-восстановительные реакции.

Оборудование: штатив с пробирками, химические стаканы на 100 мл, держатели, спиртовки, спички, фильтровальная бумага, пинцет.

Реактивы: металлические натрий и кальций, гранулированные цинк и свинец, медные стружки, алюминиевые пластинки, железные гвозди, фенолфталеин, дистиллированная вода, растворы: NaOH 2н, HCl 2н, HCl концентрированная,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  2н,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  концентрированная,  $\text{HNO}_3$  2н,  $\text{HNO}_3$  концентрированная,  $\text{CuSO}_4$  0,5н,  $\text{FeSO}_4$  0,5н,  $\text{ZnCl}_2$  0,5н,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  0,5н.

#### Ход работы

**Опыт 1.** Взаимодействие металлов с водой.

В химический стакан налейте 50 мл воды. Опустите кусочек натрия, предварительно обсушив его фильтровальной бумагой (**Осторожно! Натрий**

**брать только пинцетом!)).** Что происходит? Почему кусочек металла превратился в каплю? После окончания реакции прилейте в стакан 2-3 капли фенолфталеина. Что наблюдаете? Чем обусловлено появление окраски?

Повторите опыт с кальцием. Обратите внимание на скорость реакции. Сравните химическую активность натрия и кальция на основании значений стандартных электродных потенциалов и положения в периодической системе химических элементов.

Напишите уравнения реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

**Опыт 2.** Взаимодействие металлов с кислотами.

В шесть пробирок поместите по кусочку гранулированного цинка и прибавьте по 2-3 мл кислот: 2н раствора HCl, 2н раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, 2н раствора HNO<sub>3</sub>, конц. HCl, конц. H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>, конц. HNO<sub>3</sub>. (Опыты проводить в вытяжном шкафу). Что наблюдаете? Какие условия необходимы для реакции концентрированной серной кислоты с цинком?

Напишите уравнения реакций, расставьте коэффициенты. Укажите окислитель и восстановитель. С какими из этих кислот будет взаимодействовать медь? Почему?

**Опыт 3.** Отношение металлов к растворам оснований.

Налейте в пробирку 5 мл 2н раствора гидроксида натрия. Нагрейте раствор до кипения и опустите в него алюминиевую пластинку. Что наблюдаете? Докажите опытным путем, что выделяющийся газ – водород. Составьте уравнение реакции. Укажите окислитель и восстановитель. Дайте название образующемуся гидроксокомплексу.

**Опыт 4.** Реакции металлов с солями.

В четыре пробирки налейте по 3 мл 0,5н растворов солей: CuSO<sub>4</sub>, FeSO<sub>4</sub>, ZnCl<sub>2</sub>, Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub>. Опустите в первую пробирку железный гвоздь, во вторую – медные стружки, в третью – кусочек свинца, в четвертую – кусочек цинка. Через 2-3 минуты отметьте, в каких пробирках произошли изменения. Почему? Сравните значения стандартных электродных потенциалов металлов.

Напишите уравнения реакций. Укажите окислитель и восстановитель.

### **Лабораторная работа 13. Свойства металлов побочных подгрупп**

Цель работы: изучить методы получения и химические свойства металлов побочных подгрупп и их соединений.

Задание: получить в лаборатории оксиды и гидроксиды переходных металлов, исследовать их кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства.

#### Теоретическая часть.

Переходные элементы расположены в побочных подгруппах периодической системы. У переходных элементов заполняются внутренние  $(n - 1)d$ -оболочки. Они занимают промежуточное положение между типичными s-металлами и p-элементами. Из 109 элементов периодической системы 37 относятся к d-элементам; из них последние 7 радиоактивны и входят в незавершенный седьмой период. Все переходные элементы металлы. Многие из них проявляют высокую каталитическую активность.

Электронное строение атомов d-элементов определяет их химические свойства. Вследствие незаполненности d-оболочек и наличия близких по энергии незаполненных ns- и np-уровней, d-элементы склонны к комплексообразованию; их комплексные соединения, как правило, окрашены и парамагнитны. Переходные элементы чаще, чем элементы главных подгрупп, образуют соединения переменного состава (оксиды, гидриды, карбиды, силициды, нитриды, бориды). Кроме того, они образуют сплавы между собой и с другими металлами, а также интерметаллические соединения. Для d-элементов характерен большой набор валентных состояний и, как следствие этого, изменение кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств в широких пределах. Соединения, в которых d-элементы находятся в низшей степени окисления, образуют кристаллы ионного типа, в химических реакциях проявляют основные свойства и являются, как правило, восстановителями. Соединения, в которых d-элементы находятся в промежуточных степенях окисления, проявляют амфотерные свойства и окислительно-восстановительную двойственность. Устойчивость соединений, в которых d-элементы находятся в высшей степени окисле-

ния (равной номеру группы), увеличивается в пределах каждого переходного ряда слева направо.

Оборудование: штатив с пробирками, фарфоровые чашки, держатели, стеклянные палочки, спиртовки, спички, универсальная индикаторная бумага.

Реактивы: кристаллические  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{FeSO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , растворы:  $\text{NaOH}$  2н,  $\text{NaOH}$  концентрированный,  $\text{HCl}$  2н,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  2н,  $\text{AgNO}_3$  1%,  $\text{CuSO}_4$  2н,  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$  2н,  $\text{MnSO}_4$  2н,  $\text{FeSO}_4$  2н,  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  2н,  $\text{KSCN}$  0,5н,  $\text{KMnO}_4$  0,5н,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$  0,5н,  $\text{KI}$  1н, крахмал 1%.

### Ход работы

**Опыт 1.** Оксиды d-металлов, получение и свойства.

а) Получение и свойства оксида меди(II).

В фарфоровую чашечку насыпьте небольшое количество кристалликов нитрата меди  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$  и осторожно нагрейте. Что наблюдаете? Полученный продукт разделите на две части. К одной части добавьте 2н раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , к другой – концентрированный раствор  $\text{NaOH}$ . Что наблюдаете? Напишите уравнения реакций. Сделайте выводы о характере полученного оксида.

б) Получение и свойства оксида серебра(I).

В пробирку с раствором нитрата серебра (0,5 мл) прибавьте несколько капель 2н раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете? Какую кислоту следует брать для доказательства характера полученного вещества? Почему? Напишите уравнения реакций.

**Опыт 2.** Гидроксиды d-металлов, получение и свойства.

а) Получение гидроксида меди(II) и исследование его свойств.

В две пробирки поместите по 1 мл растворов сульфата меди и гидроксида натрия. Отметьте характер и цвет образовавшегося гидроксида меди(II). В одну пробирку прибавьте дополнительно 1 мл раствора гидроксида натрия, в другую – такой же объем раствора серной кислоты. В каком случае осадок  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  растворяется?

Напишите уравнения реакций и сделайте вывод о химических свойствах гидроксида меди(II).

б) Получение гидроксида хрома(III) и изучение его свойств.

В две пробирки поместите по 1 мл растворов сульфата хрома(III) и гидроксида натрия. Отметьте характер и цвет образовавшегося гидроксида хрома(III). В одну из пробирок добавьте избыток концентрированного раствора гидроксида натрия, в другую – 2 мл раствора кислоты. Наблюдайте растворение осадка в обоих случаях. Напишите уравнения соответствующих реакций. Сделайте вывод о характере химических свойств гидроксида хрома(III).

в) Получение гидроксида марганца(II) и изучение его свойств.

В три пробирки внесите по 1 мл раствора сульфата марганца(II) и по 2 капли раствора гидроксида натрия. Отметьте цвет осадка. В одной из пробирок размешайте осадок стеклянной палочкой и оставьте стоять в штативе на некоторое время. В другую пробирку прилейте 2 мл раствора соляной кислоты, в третью – 2 мл раствора гидроксида натрия. Что наблюдаете в каждом случае? Как изменился цвет осадка в первой пробирке? Напишите уравнения всех происходящих реакций.

**Опыт 3.** Восстановительные свойства соединений железа(II).

а) Восстановление перманганата калия.

К 1 мл раствора сульфата железа(II) добавьте 1 мл раствора серной кислоты и 0,5 мл раствора перманганата калия. Что происходит? К полученному раствору добавьте 2–3 капли раствора тиоцианата (роданида) калия. Почему в пробирке появляется красное окрашивание? Составьте уравнения происходящих реакций.

б) Восстановление дихромата калия.

К 1 мл раствора дихромата калия добавьте 1 мл раствора серной кислоты и несколько кристалликов сульфата железа(II). Раствор перемешайте. Какие изменения происходят в растворе? С помощью какой реакции можно обнаружить наличие в растворе ионов  $Fe^{3+}$ ? Составьте уравнения происходящих реакций.

**Опыт 4.** Окислительные свойства соединений железа(III).

а) Окисление иодида калия.

К 1 мл раствора сульфата железа(III) добавьте 1–2 капли раствора иодида калия. Как изменяется цвет раствора? Используя характерные качественные реакции докажите образование в растворе ионов железа(III) и йода. Составьте уравнения происходящих реакций.

б) Окисление сульфита натрия.

К 1 мл раствора сульфата железа(III) добавьте несколько кристалликов сульфита натрия. Раствор перемешайте и подогрейте до обесцвечивания. Определите характер среды в растворе с помощью универсальной индикаторной бумаги. Составьте уравнения происходящих реакций.

### **Лабораторная работа 14. Комплексометрическое титрование.**

#### **Определение содержания кальция, магния и общей жесткости воды**

Цель работы: изучить метод титрования с использованием комплексонов и его применение для определения жесткости воды.

Задание: определить в водопроводной воде содержание ионов кальция, магния и общую жесткость воды, сделать вывод о качестве воды и соответствии величины жесткости требованиям СанПиН.

#### Теоретическая часть.

Методы комплексометрии основаны на реакциях комплексообразования с участием комплексонов. Комплексоны – это производные аминополикарбоновых кислот, способные образовывать устойчивые комплексные соединения с ионами  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Zn}^{2+}$  и другими катионами. Наиболее частое применение находит динатриевая соль этилендиаминтетрауксусной кислоты (ЭДТА, комплексон III, трилон Б). С ионами металлов ЭДТА образует внутрикомплексные соли.

Для фиксирования точки эквивалентности в качестве индикаторов используют металлохромные индикаторы. Наиболее часто применяют мурексид и хромоген черный (эриохром черный Т). Комплексы металлов с мурексидом имеют красную окраску, а индикатор в свободном состоянии имеет лиловую

окраску. Эриохром черный образует с ионами металлов комплексы винно-красного цвета. В свободном состоянии индикатор имеет синий цвет.

Суммарное содержание солей кальция и магния в воде определяет ее общую жесткость. Она делится на карбонатную и некарбонатную. Первая обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция и магния, которые при кипячении разлагаются:



Поэтому карбонатную жесткость называют временной жесткостью.

Жесткость, остающаяся после кипячения, называется постоянной. Она обусловлена сульфатами или хлоридами кальция и магния. Сумма временной и постоянной жесткости составляет общую жесткость. Величина общей жесткости варьирует в зависимости от типа пород и почв, слагающих бассейн водосбора, а также от сезона года. При жесткости до 4 мг-экв/л вода считается мягкой; 4 – 8 мг-экв/л – средней жесткости; 8 – 12 мг-экв/л – жесткой; более 12 мг-экв/л – очень жесткой. Величина общей жесткости в источниках централизованного водоснабжения в соответствии с требованиями СанПиН 2.1.4.2496-09 «Питьевая вода. Гигиенические требования к качеству воды централизованных систем питьевого водоснабжения. Контроль качества. Гигиенические требования к обеспечению безопасности систем горячего водоснабжения» допускается до 7 мг-экв/л, в отдельных случаях по согласованию с санитарно-эпидемиологическими службами – до 10 мг-экв/л. По нормам ВОЗ оптимальная жесткость питьевой воды составляет 1,0-2,0 мг-экв/л.

Комплексонометрическое определение жесткости основано на образовании прочного комплексного соединения ионов кальция и магния с ЭДТА.

Оборудование: шпатели; конические колбы для титрования на 250 мл; химические стаканы на 100 и 250 мл; бюретки; пипетки Мора на 100 мл; воронки; груши резиновые; фильтры.

Реактивы: 0,05н раствор трилона Б; аммиачный буферный раствор; 2н раствор гидроксида натрия; 2н раствор соляной кислоты; бромная вода; водо-

проводная вода; дистиллированная вода; индикаторы: мурексид; эриохром черный Т.

### Ход работы

Сначала проводят определение кальция. Для этого в коническую колбу на 250 мл вносят 100 мл водопроводной воды, добавляют 2 мл 2н раствора гидроксида натрия и 10-15 мг сухой смеси индикатора мурексида. Медленно титруют раствором трилона Б при помешивании до перехода окраски от красной до лиловой. Определяют объем трилона Б, пошедший на титрование. Определение проводят три раза и рассчитывают средний объем трилона Б. Концентрацию ионов кальция (мг/л) рассчитывают по формуле:

$$A = \frac{20,04 \cdot C_n \cdot K \cdot V_T \cdot 1000}{V}, \text{ где}$$

20,04 – молярная масса эквивалента кальция;  $C_n$  – нормальная концентрация трилона Б;  $K$  – поправочный коэффициент к титру раствора трилона Б;  $V_T$  – объем раствора трилона Б, израсходованного на титрование, мл;  $V$  – объем пробы, взятой для титрования, мл.

Для получения результатов в мг-экв/л расчет проводят по формуле:

$$A = \frac{C_n \cdot K \cdot V_T \cdot 1000}{V},$$

где обозначения те же.

Для определения магния пробу нейтрализуют 2 мл 2н раствора соляной кислоты. Разложение мурексида ускоряется нагреванием или добавлением капли бромной воды. Затем прибавляют 5 мл аммиачного буферного раствора, 0,1 г индикатора эриохром черный Т и титруют до перехода винно-красной окраски в синюю. По результатам титрования трех проб определяют среднее значение объема трилона Б, пошедшего на титрование. Концентрацию ионов магния (мг/л) рассчитывают по формуле:

$$B = \frac{12,16 \cdot C_n \cdot K \cdot V_T \cdot 1000}{V}, \text{ где}$$

12,16 – молярная масса эквивалента магния;  $C_n$  – нормальная концентрация трилона Б;  $K$  – поправочный коэффициент к титру раствора трилона Б;  $V_T$  –



объем раствора трилона Б, израсходованного на титрование, мл;  $V$  – объем пробы, взятой для титрования, мл.

Для получения результатов в мг-экв/л расчет проводят по формуле:

$$B = \frac{C_n \cdot K \cdot V_T \cdot 1000}{V},$$

где обозначения те же.

Общую жесткость рассчитывают по формуле:

$$Ж = A + B, \text{ где}$$

$A$  – содержание кальция в мг-экв/л;

$B$  – содержание магния в мг-экв/л;

По результатам анализа делают вывод о степени жесткости исследуемой воды и соответствии величины жесткости требованиям СанПиН.

## **Лабораторная работа 15. Колоночная хроматография.**

### **Определение меди в растворе сульфата меди**

Цель работы: изучить метод хроматографии и его применение для определения содержания металлов в растворах.

Задание: определить содержание меди в исследуемом растворе с использованием колоночной ионообменной хроматографии.

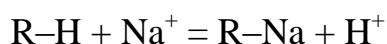
#### Теоретическая часть.

**Хроматография** – это метод разделения и анализа смесей веществ, основанный на различном распределении их между двумя несмешивающимися фазами – подвижной и неподвижной. В качестве неподвижной фазы используют твердый сорбент или пленку жидкости, нанесенную на носитель. Подвижной фазой может быть газ или жидкость. Хроматографические методы классифицируют по различным признакам.

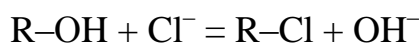
1. По агрегатному состоянию: газовая, жидкостная, газо-жидкостная.
2. По механизму разделения: комплексообразовательная, адсорбционно-распределительная, осадочная, окислительно-восстановительная, ионообменная.

3. По форме проведения: колоночная, капиллярная, плоскостная (бумажная, тонкослойная).

Ионный обмен заключается в том, что некоторые вещества, ионообменники (иониты), при погружении в раствор электролита поглощают из него катионы или анионы, выделяя в раствор эквивалентное количество других ионов с зарядом того же знака. Катионообменники обмениваются с раствором катионами, а анионообменники – анионами. Катионообменники (катиониты) содержат в своем составе ионогенные группы кислотного характера:  $-\text{SO}_3\text{H}$ ,  $-\text{COOH}$ ,  $-\text{OH}$  и другие. Химическую формулу катионообменника можно изобразить как  $\text{R}-\text{H}$  или  $\text{R}-\text{Na}$ , где  $\text{R}$  – полимерная матрица. В первом случае ионит находится в  $\text{H}$ -форме, во втором – в  $\text{Na}$ -форме. Обмен катионами происходит по реакции:



Анионообменники (аниониты) содержат в своей структуре ионогенные группы основного характера. Их химические формулы могут быть изображены как  $\text{R}-\text{OH}$  или  $\text{R}-\text{Cl}$ . В первом случае анионит находится в  $\text{OH}$ -форме, во втором – в  $\text{Cl}$ -форме. Обмен анионами происходит по реакции:



В качестве неподвижной фазы используют неорганические и органические ионообменные материалы, в качестве подвижной фазы – водные растворы.

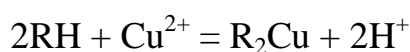
Для проведения ионообменной хроматографии используют хроматографическую колонку, представляющую собой стеклянную трубку длиной 20-50 см и диаметром 1 см. Колонку заполняют ионитом, предварительно промытым и находящимся в  $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^-$  или солевой форме. Высота ионообменника в колонке должна быть 15-20 см, а слой воды над ионитом – 3-4 см. Подготовленную колонку можно использовать для многократных анализов, проводя после каждой работы регенерацию ионита.

Оборудование: хроматографические колонки, заполненные катионитом КУ-1 в  $\text{H}$ -форме; бюретки для титрования; колбы конические на 100 мл для титрования; воронки стеклянные; стаканы химические на 50 и 100 мл; пипетки на 10 мл; груши резиновые; стеклянные палочки; предметные стекла.

Реактивы: исследуемый раствор сульфата меди; 0,1н раствор гидроксида натрия; 2М раствор соляной кислоты; фенолфталеин; метиловый оранжевый; дистиллированная вода.

### Ход работы

Хроматографическую колонку, заполненную катионитом в Н-форме, промывают дистиллированной водой несколько раз до нейтральной реакции по метиловому оранжевому. Пипеткой переносят 10 мл исследуемого раствора сульфата меди в колонку. При прохождении сульфата меди через катионит ионы меди(II) обмениваются на катионы водорода:



Колонку промывают дистиллированной водой и прошедший через колонку раствор собирают в коническую колбу, проверяя содержание кислоты индикатором метиловым оранжевым. Промывание заканчивают, когда вода будет свободна от кислоты. Все пробы собирают и титруют 0,1н раствором гидроксида натрия в присутствии фенолфталеина до появления бледно-розовой окраски. Определяют содержание кислоты в растворе, которое эквивалентно содержанию ионов меди(II).

$$T(NaOH/Cu^{2+}) = \frac{C(NaOH) \cdot M_3(Cu)}{1000};$$

$$m_{\Pi}(Cu^{2+}) = T(NaOH/Cu^{2+}) \cdot V(NaOH);$$

$$m_1(Cu^{2+}) = m_{\Pi}(Cu^{2+}) \cdot \frac{1000}{V_{\Pi}}$$

Объединяя три формулы, получим:

$$m_1(Cu^{2+}) = \frac{C(NaOH) \cdot M_3(Cu) \cdot V(NaOH)}{V_{\Pi}}, \text{ где}$$

$m_{\Pi}(Cu^{2+})$  – масса меди в объеме пипетки, г;

$m_1(Cu^{2+})$  – масса меди в 1 л раствора, г;

$V(NaOH)$  – объем раствора NaOH, пошедший на титрование, мл;

$C(NaOH)$  – эквивалентная концентрация раствора гидроксида натрия;

$M_3(Cu)$  – молярная масса эквивалента меди г/моль;

$V_{\Pi}$  – объем пипетки, мл.

Рассчитайте эквивалентную концентрацию сульфата меди в растворе.

### **Лабораторная работа 16. Фотоэлектроколориметрия.**

#### **Определение содержания железа с сульфосалициловой кислотой**

Цель работы: изучить метод фотоэлектроколориметрии и его применение для определения содержания ионов в растворах.

Задание: определить содержание железа в водопроводной воде и сделать вывод о соответствии качества воды требованиям СанПиН.

#### Теоретическая часть.

Фотометрический анализ основан на переведении определяемого компонента в окрашенное соединение и измерении оптической плотности, или светопоглощения, полученного раствора. Его измеряют путем сравнения интенсивностей света внешнего источника, падающего на образец и прошедшего сквозь него. Уменьшение интенсивности света при прохождении через образец может быть вызвано светопоглощением не только определяемого вещества, но и других компонентов (например, растворителя), а также рассеянием, отражением и т.д. Чтобы исключить влияние светорассеяния, фотометрируемый раствор должен быть прозрачным. Прочие эффекты можно скомпенсировать, используя раствор сравнения. В простейшем случае им является чистый растворитель или раствор контрольного опыта (содержащий все компоненты, кроме определяемого).

Интенсивность окраски раствора находится в прямой зависимости от концентрации растворенного вещества и от толщины оптического слоя. Эта зависимость выражается основным законом колориметрии – **законом Бугера-Ламберта-Бера: *растворы одного и того же вещества при одинаковой концентрации этого вещества и толщине слоя раствора поглощают равное количество световой энергии.***

Зависимость величины оптической плотности от концентрации раствора и толщины оптического слоя определяется математическим выражением закона Бугера-Ламберта-Бера:  $A = \lg I_0/I = \epsilon c l$ , где  $\epsilon$  – молярный коэффициент погло-

щения,  $c$  – молярная концентрация вещества,  $l$  – толщина слоя раствора, см. Молярный коэффициент поглощения равен оптической плотности раствора с концентрацией 1 моль/л и толщиной оптического слоя 1 см.

Закон Бугера-Ламберта-Бера справедлив только для разбавленных растворов. На результат определения влияют температура, концентрация вещества, присутствие посторонних электролитов, среда раствора.

Измерение оптической плотности абсорбционными приборами (фотоэлектроколориметр) основано на сравнении сигнала от исследуемого раствора, светопоглощение которого принимается за нуль (раствор сравнения).

Колориметрические методы применяют для определения малых количеств веществ, при решении проблем технологического контроля, в санитарно-гигиеническом анализе, в анализе воздуха, воды, почвы.

Оборудование: фотоэлектроколориметр; кюветы с длиной оптического слоя 2 см; мерные колбы на 50 мл и на 500 мл; воронки стеклянные; пипетки; груши резиновые; шпатели; марлевые салфетки; стаканы химические на 100 и 200 мл; аналитические весы; стаканчики для взвешивания.

Реактивы: дистиллированная вода; 20% раствор сульфосалициловой кислоты; 2н раствор хлорида аммония; 10% раствор аммиака; стандартные растворы железа: а) основной раствор – в мерной колбе вместимостью 500 мл в дистиллированной воде растворяют 0,4318 г железоаммонийных квасцов  $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$  или 0,4505 г железокалиевых квасцов  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot \text{K}_2\text{SO}_4 \cdot 24\text{H}_2\text{O}$ . После растворения добавляют 3 мл хлороводородной кислоты пл. 1,19 г/см<sup>3</sup> и доводят объем до метки дистиллированной водой. В 1 мл содержится 0,1 мг железа; б) рабочий раствор готовят разбавлением основного дистиллированной водой в мерной колбе в 20 раз. В 1 мл содержится 0,005 мг железа. Применяют свежеприготовленным.

#### Ход работы

В мерную колбу на 50 мл отбирают 25 мл водопроводной воды, прибавляют 1 мл 2н раствора хлорида аммония, 1 мл 20% раствора сульфосалициловой кислоты, 1 мл 10% раствора аммиака. После добавления каждого реактива

содержимое перемешивают, затем доводят объем до метки дистиллированной водой, перемешивают и через 15 минут фотометрируют при фиолетовом свето-фильтре ( $\lambda = 400-430$  нм) в кюветах с толщиной оптического слоя 2 см по отношению к дистиллированной воде, обработанной как проба. Настройку фото-электроколориметра и его подготовку к работе проводят в соответствии с инструкцией к прибору. Окраска устойчива в течение 1 месяца. Содержание железа (мкг) находят по калибровочному графику.

Калибровочный график. В ряд мерных колб вместимостью 50 мл вносят 0-1-3-5-10 мл рабочего стандартного раствора, что соответствует содержанию железа 0-5-15-25-50 мкг, доводят объем до 25-30 мл дистиллированной водой и проводят анализ как исследуемой воды. Калибровочный график строят в координатах оптическая плотность – содержание железа (мкг). Концентрацию железа рассчитывают по формуле:  $X = C/V$ , где  $C$  – содержание железа, найденное по калибровочному графику, мкг;  $V$  – объем пробы, взятой для анализа, мл.

Содержание железа в источниках централизованного водоснабжения нормируется в соответствии с требованиями СанПиН 2.1.4.2496-09 «Питьевая вода. Гигиенические требования к качеству воды централизованных систем питьевого водоснабжения. Контроль качества. Гигиенические требования к обеспечению безопасности систем горячего водоснабжения» и допускается до 0,3 мг/л.

Сравните полученное значение содержания железа в водопроводной воде с величиной ПДК и сделать вывод о соответствии качества воды требованиям СанПиН.

## БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

1. Глинка Н.Л. Общая химия: учеб. пособие/ Н.Л. Глинка. – М.: КноРус, 2009. – 747с.
2. Угай Я.А. Общая и неорганическая химия: учеб. рек. Мин. обр. РФ/ Я.А. Угай. – М.: Высшая школа, 2004. – 528 с.
3. Лебухов, В.И. Физико-химические методы исследования / В.И. Лебухов, А.И. Окара, Л.П. Павлюченкова. – Лань. – 2012. – 480 с. (ЭБС Лань)
4. Васильев, В.П. Аналитическая химия: учеб.: в 2 кн. Кн. 2: Физико-химические методы анализа. / В.П. Васильев. – Дрофа – 2009. – 384 с. (ЭБС Ун.-та – online)
5. Васильев, В.П. Аналитическая химия: учеб.: рек. Мин. обр. РФ: в 2 кн. Кн. 1: Титриметрические и гравиметрический методы анализа. / В.П. Васильев. – Дрофа – 2009. – 368 с. (ЭБС Ун.-та – online)
6. Петров А.А. Органическая химия: доп. Мин. обр. РФ/ А.А. Петров, Х.В. Бальян, А.Т. Трощенко. – СПб.: Иван Федоров, 2005.

**Татьяна Андреевна Родина,**

*доцент кафедры химии и естествознания АмГУ, канд. хим. наук.*

**Химия. Лабораторный практикум.**

Изд-во АмГУ. Подписано к печати \_\_\_\_\_ Формат 60x84/16. Усл. печ. л. 4,65.  
Тираж 50. Заказ \_\_\_\_.