

**Федеральное государственное бюджетное образовательное  
учреждение высшего образования  
«Уральский государственный медицинский университет»  
Министерства здравоохранения Российской Федерации  
(ФГБОУ ВО УГМУ Минздрава России)**

**Кафедра фармации и химии**

**ПРАКТИКУМ  
ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ  
ХИМИИ ДЛЯ СТУДЕНТОВ  
ФАРМАЦЕВТИЧЕСКОГО ФАКУЛЬТЕТА**

**ЕКАТЕРИНБУРГ, 2018**

Т.А. Афанасьева, В.Д. Тхай. Практикум по общей и неорганической химии для студентов фармацевтического факультета. / Под редакцией В. Д. Тхай. – Екатеринбург: УГМА, 2018. 28 с.

Курс общей и неорганической химии является базовым для изучения физической, коллоидной, аналитической, органической, токсикологической, фармацевтической химии, биохимии и фармацевтической технологии.

Лабораторные работы способствуют усвоению теоретического материала и развитию навыков экспериментальной работы.

В методическом пособии содержатся лабораторные работы по вариативной дисциплине «Прикладные аспекты общей и физической химии»

## СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие.....	4
Работа 1. Определение точной концентрации раствора кислоты.....	5
Работа 2. Закономерности периодической системы элементов Д. М. Менделеева.....	8
Работа 3. Получение комплексных соединений.....	11
Работа 4. Химическое равновесие.....	14
Работа 5. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца.....	18
Работа 6. Растворы электролитов. Методы определения рН растворов лекарственных веществ.....	21
Работа 7. Теория произведения растворимости. Получение осадков и их свойства.....	24
Работа 8. Определение эквивалента металла.....	28
Работа 9. Действие антацидных лекарственных препаратов на рН желудочного сока.....	31
Работа 10. Способы получения и свойства солей.....	34
Работа 11. Характер среды водных растворов солей.....	36

## ПРЕДИСЛОВИЕ

Лабораторные работы являются неотъемлемой частью курса «Общая неорганическая химия».

Задачами лабораторного практикума являются:

- дать экспериментальное обоснование теоретических вопросов по общей и неорганической химии;
- привить студентам навыки в проведении экспериментов и оформлении экспериментальных данных;
- обучить студентов пользоваться методами физико-химических измерений, применяемых в фармации;
- научить анализировать наблюдения, данные измерений и на основе этого делать обобщающие выводы.

Сознательное выполнение лабораторных работ возможно только при условии предварительной домашней подготовки. Контрольные вопросы позволяют студенту проверить степень теоретической подготовленности по каждому разделу.

## ЛИТЕРАТУРА

1. Ершов Ю.А., Попков В.А., Берлянд А.С. и др. Общая химия. – М.: Высшая школа, 1993.
2. Ершов Ю.А., Кононов А.М., Пузаков С.А. и др. Практикум по общей химии. - М.: Высшая школа, 1988.
3. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. - М.: Высшая школа, 1988.
4. Хьюз М. Неорганическая химия биологических процессов. – М.: Мир, 1983.
5. Бабков А.В. и др. Практикум по общей химии с элементами количественного анализа. 1978.
6. Ленский А.С. Введение в бионеорганическую и биофизическую химию. - М.: Высшая школа, 1989.
7. Орехова А.И., Лелекова Р.П. Задачи и упражнения по общей и неорганической химии. – Екатеринбург, 2002

## РАБОТА 1. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТОЧНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРА КИСЛОТЫ

Важной характеристикой раствора является его концентрация. Многие лекарственные препараты используются в виде растворов определенной концентрации (водные растворы хлоридов натрия и кальция, спиртовой раствор йода, нашатырный спирт, спиртовой раствор аммиака в воде и др.).

Нормальная жизнедеятельность организма невозможна без поддержания постоянной концентрации компонентов во внутриклеточных и тканевых жидкостях организма. Знание этой темы необходимо при изучении аналитической, коллоидной, фармацевтической, биологической химии, физиологии, фармакологии и других дисциплин. Для различных целей могут использоваться разные виды концентраций: массовая, объемная, молярная доли, молярная концентрация, титр и т.п.

Для определения точной концентрации растворов используется метод объемного анализа, основанный на законе эквивалентов – титрование.

Титрование заключается в добавлении по каплям раствора с точно известной концентрацией (титрант) к определенному объему исследуемого раствора с неизвестной концентрации до точки эквивалентности. Точка эквивалентности – это объем титранта, содержащий количество реагента, эквивалентное количеству определяемого вещества в соответствии со стехиометрией реакции:

$$V_{\text{титр.}}^3 = V_{\text{опред. в-ва}}^3$$

Реакция должна быть практически необратима.

Точку эквивалентности определяют по изменению окраски раствора (веществ или добавляемого индикатора), по излому или скачку на кривой титрования, по появлению осадка и т.п.

Титриметрический анализ отличается малой трудоемкостью и высокой точностью.

### **ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ:**

1. Научиться пользоваться мерной посудой (мерные колбы, пипетки, бюретки).
2. Научиться определять концентрацию растворов методом титрования.

### **ЗАДАНИЕ:**

1. Зарисуйте и подпишите пипетку, бюретку, колбу, мерный цилиндр, стаканчик.
2. Установите точную концентрацию раствора.

### **МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ:**

1. Получите конкретное задание от преподавателя: раствор кислоты неизвестной концентрации.
2. Перенесите пипеткой в три конические колбы по 10 мл анализируемого раствора кислоты. Добавьте в них по 1-2 капли фенолфталеина.
3. Приведите бюретку в рабочее состояние. Заполните ее титрованным раствором щелочи.
4. Оттитруйте три пробы анализируемого раствора кислоты. Конец титрования определите по появлению слабо розового окрашивания. Результаты занесите в таблицу.
5. Исходя из закона эквивалентов, рассчитайте точную молярную концентрацию эквивалента анализируемого раствора кислоты (точность: три значащих цифры после запятой). Результаты расчета занесите в отчет. По закону эквивалентов:

$$V_{\text{к-ты}}^{\text{э}} = V_{\text{щ}}^{\text{э}} ; \quad C_{\text{к-ты}}^{\text{э}} V_{\text{к-ты}} = C_{\text{щ}}^{\text{э}} V_{\text{щ}} ; \quad C_{\text{к-ты}}^{\text{э}} = \frac{C_{\text{щ}}^{\text{э}} V_{\text{щ}}}{V_{\text{к-ты}}}$$

6. Рассчитайте среднюю молярную концентрацию анализируемого раствора кислоты. Сделайте вывод о точности определенной Вами концентрации. Для этого рассчитайте относительную ошибку:

$$\omega \% = \frac{|C^{\ominus}_{\text{анализ.}} - C^{\ominus}_{\text{пробы}}|}{C^{\ominus}_{\text{анализ.}}} * 100 \quad C^{\ominus}_{\text{пробы}} - \text{узнайте у преподавателя}$$

7. Зарисуйте и подпишите химическую посуду, используемую вами в данной лабораторной работе.

8. Сделайте выводы по выполненной работе.

Таблица

Результаты титрования		Концентрация по результатам титрования		Относительная ошибка
$V_{\text{к-ты}}$ , мл	$V_{\text{шт}}$ , мл	$C^{\ominus}$ , моль-экв/л	$\overline{C^{\ominus}}$ , моль-экв/л	$\omega$ , %

### КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:

1. Почему для растворов кислот  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$  молярная концентрация и молярная концентрации эквивалента совпадают, а для  $\text{H}_2\text{SO}_4$  и  $\text{H}_3\text{PO}_4$  нет?
2. Во сколько раз молярная концентрация эквивалента выше молярной концентрации для растворов  $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ ,  $\text{AlCl}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{SO}_4)_3$ ?
3. Запишите формулы расчета титра раствора, если известна его молярная концентрация эквивалента.
4. Выразите состояние эквивалентности при взаимодействии растворов всеми возможными способами.
5. Что такое титрование? С какой целью оно проводится?

## РАБОТА 2. ЗАКОНОМЕРНОСТИ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ Д. М. МЕНДЕЛЕЕВА

Химический состав живых организмов, как было показано в трудах академика В. И. Вернадского, находится в тесной зависимости с химическим составом земной коры и океанов. Академик Виноградов А. П. установил, что количественное содержание химических элементов в организме обратно пропорционально их порядковым номерам, поскольку основу организма составляют элементы первых трех периодов периодической системы.

Решающее значение в использовании живыми организмами тех или иных химических элементов принадлежит соотношению различных свойств элементов, их доступности для организмов в окружающей среде, а также способности организмов избирательно поглощать и концентрировать их.

Благодаря естественному отбору основу живых систем составляют шесть химических элементов: углерод, кислород, азот, водород, сера, фосфор; их называют органогены. Для указанных элементов характерно исключительное многообразие образуемых ими связей, что определяет, в свою очередь, многообразие биомолекул в живых организмах.

Наряду с органогенами непосредственное и активное участие в обмене веществ принимают следующие химические элементы: К, Na, Mg, Ca, Mn, Fe, Co, Mo, Cu – металлы жизни; последние в организме человека находятся в виде свободных катионов, либо связаны с биолигандами.

Элементы, необходимые для построения и жизнедеятельности различных клеток организма, называют биогенными. Среди биогенных элементов выделяют макроэлементы (содержание больше  $10^{-3}$  %), главная функция которых состоит в построении тканей и поддержании осмотического, водно-электролитного, кислотно-основного, окислительно-восстановительного и металло-лигандного гомеостаза.



Элементы, содержание которых в организме находится в пределах  $10^{-6}$ - $10^{-3}$  %, получили название микроэлементы. Они входят в состав ферментов, гормонов, витаминов, других биологически активных соединений, в основном, в качестве комплексообразователей или активаторов обмена веществ. Для нормального протекания физиологических процессов в организме должен поддерживаться определенный уровень насыщения тканей микроэлементами.

Изучение биологической роли химических элементов, выяснение взаимосвязи обмена этих элементов и других биологически активных веществ – витаминов, гормонов, ферментов – способствует созданию новых лекарственных препаратов и разработке оптимальных режимов их дозирования, как с лечебной, так и с профилактической целью.

### **ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ:**

Изучить закономерности в изменении кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств элементов ПС и их соединений.

### **ЗАДАНИЕ:**

1. Выполните 5 лабораторных опытов.
2. Сделайте выводы об изменении свойств элементов и их соединений.

### **МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ:**

**Опыт 1. Изучение окислительных свойств галогенов** (опыт проводить в вытяжном шкафу).

Получите хлор. Для этого к небольшому количеству  $MnO_2$  прилейте 3-4 капли концентрированной соляной кислоты. Проведите реакцию выделяющегося хлора с йодидом калия, который нанесен на фильтровальную бумагу. Отметьте появление бурого пятна на фильтровальной бумаге. Запишите уравнения реакций.

В раствор йода поместите небольшое количество  $KCl$ . Возможно ли образование хлора? Ответ поясните.

Как изменяются окислительные свойства элементов по группе?

### **Опыт 2. Определение характера высших гидроксидов элементов 3 периода.**

При помощи универсальной индикаторной бумаги определите pH 0,1 М растворов  $NaOH$ ,  $H_3PO_4$ ,  $H_2SO_4$ . Сделайте вывод об изменении свойств высших гидроксидов элементов одного периода. Напишите уравнения их диссоциации.

### **Опыт 3. Сравнение степени диссоциации высших кислот V A группы.**

При помощи универсальной индикаторной бумаги определите pH 0,1 М растворов азотной и фосфорной кислот.

Сделайте вывод о силе высших кислот элементов одной группы. Сравните степени их диссоциации. Напишите уравнения электролитической диссоциации.

### **Опыт 4. Изучение способов получения и свойств гидроксидов элементов 3 периода.**

В три пробирки налейте по 1 мл 0,1 М растворов: хлорида натрия, хлорида магния, хлорида алюминия. Добавьте в каждую пробирку вначале недостаток 0,1 М раствора гидроксида натрия, а затем избыток. Какие явления при этом наблюдались? Объясните причину. Напишите все происходящие при этом реакции.

Сделайте выводы о возможных способах получения гидроксидов, свойствах, изменении их характера. Как изменяются кислотно-основные свойства гидроксидов одного периода?

### **Опыт 5. Изучение гидролиза солей элементов II A группы и сравнение степени диссоциации гидроксидов соответствующих катионов.**

С помощью универсальной индикаторной бумаги определите pH 0,1 М водных растворов 2-х солей:  $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$  и  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ . Определите характер среды в исследуемых растворах и дайте соответствующие пояснения.

Напишите уравнения возможных реакций гидролиза. Сделайте вывод о характере гидроксидов бериллия и бария, изменении основных свойств гидроксидов в одной группе.

### **ВЫВОДЫ ПО ВЫПОЛНЕННОЙ РАБОТЕ:**

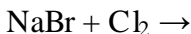
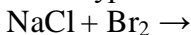
Сделайте вывод по всей работе об изменении окислительно-восстановительных свойств элементов и кислотно-основных свойств оксидов и гидроксидов по группе и по периоду.

### **КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:**

1. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства *s*- и *p*-элементов, кислотно-основные свойства их гидроксидов:

- а) по группе;
- б) по периоду.

2. Допишите уравнения возможных реакций:



Ответ поясните.

3. Докажите кислотно-основные свойства:

- а) высших гидроксидов Na, Al, S;
- б) гидроксидов B, Al, Tl.

### **РАБОТА 3. ПОЛУЧЕНИЕ КОМПЛЕКСНЫХ СОЕДИНЕНИЙ**

Комплексные соединения широко распространены в природе и играют важную роль в биологических процессах. Микроэлементы Co, Mo, Cu, Fe и др. в организме в основном находятся в виде комплексных соединений. Различные ферменты, витамины, гормоны представляют собой

комплексные соединения. Комплексные соединения находят разнообразное практическое применение. Так, образование хелатных комплексов используется при умягчении жесткой воды, растворении камней в почках, выведении металлов-ядов из организма. Комплексные соединения используются для анализа фармацевтических препаратов.

Знание темы «Комплексные соединения» необходимо при изучении биохимии, фармакологии, судебной медицины, гигиенических и некоторых клинических дисциплин.

### **ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ:**

1. Изучить способы получения комплексных соединений.
2. Научиться записывать формулы комплексных соединений, называть их, классифицировать, показывать образование связей в комплексных ионах.

### **ЗАДАНИЕ:**

Выполните пять лабораторных опытов, и заполните таблицу:

1. Напишите уравнение реакции получения комплексного соединения.
2. Рассчитайте заряд комплексного иона.
3. Рассчитайте степень окисления комплексообразователя.
4. Укажите координационное число.
5. Укажите лиганды.
6. Покажите образование связей в комплексном ионе и определите тип гибридизации центрального атома.
7. Классифицируйте комплексное соединение.
8. Назовите комплексное соединение.
9. Оформите отчет по теме. Сделайте вывод о методах получения комплексных соединений.

### **МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ:**

**Опыт 1. Получение комплексного соединения меди**  
 $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$ .

Поместите в пробирку несколько кристаллов сульфата

меди (белый порошок).

Добавьте несколько капель воды. Наблюдайте появление голубой окраски комплексного соединения.

### **Опыт 2. Получение комплексного соединения меди $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$ .**

К 3-4 каплям сульфата меди (II) по каплям добавьте раствор аммиака до образования осадка основной соли меди. К осадку прилейте избыток раствора аммиака. Наблюдайте растворение осадка и получение сине-фиолетового раствора, содержащего комплексные ионы.

### **Опыт 3. Получение внутриккомплексного соединения кобальта (II).**

Поместите в пробирку несколько кристаллов карбоната кобальта (II). Добавьте на кончике шпателя глутаминовой кислоты. Прилейте к содержимому пробирки 4-5 капель воды и нагрейте до окончания выделения углекислого газа. Получившийся розовый раствор указывает на образование глутамата кобальта (II).

### **Опыт 4. Получение комплексного соединения ртути $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$ .**

К 3-4 каплям нитрата ртути (II) добавьте раствор иодида калия до образования ярко-красного осадка иодида ртути (II). К полученному осадку прилейте избыток иодида калия до растворения образовавшегося осадка и появления желтоватого раствора, содержащего ионы  $[\text{HgI}_4]^{2-}$ .

### **Опыт 5. Получение комплексного соединения алюминия $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ .**

К 3-4 каплям раствора сульфата алюминия по каплям добавьте раствор NaOH до образования белого осадка гидроксида алюминия. К осадку прилейте избыток раствора NaOH. Наблюдайте растворение осадка с образованием раствора комплексного соединения.

Таблица

Формула соли, название	Классификация	Уравнение реакции	Заряд комплексного иона	Степень окисления комплексообразователя	Схема образования связей	КЧ комплексообразователя	Тип гибридизации и форма иона

## ВЫВОДЫ ПО ВЫПОЛНЕННОЙ РАБОТЕ:

### КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:

1. Какие соединения называются комплексными?
2. По каким признакам классифицируются комплексные соединения?
3. Классифицируйте и назовите соединения:  $K_3[Cr(OH)_6]$ ,  $[Cu(NH_3)_4]Cl_2$ .
4. Покажите их поведение в растворе, напишите выражение константы нестойкости.
5. Определите степень окисления комплексообразователя, заряд комплексного иона, координационное число. Укажите характер связи между комплексным ионом и внешней сферой, между комплексообразователем и лигандами.

## РАБОТА 4. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Изучение темы «Химическое равновесие» позволяет определить степень прохождения того или иного химического процесса, установить условия, при которых можно получить максимальный выход продукта.

Условия смещения химического равновесия учитываются технологами фармацевтических производств при приготовлении фармацевтических препаратов.

Многие процессы, протекающие в организме являются равновесными, например, обмен  $O_2$  и  $CO_2$  между кровью и тканями. Изменение парциального давления газов приводит к смещению метаболических процессов. Резкое смещение химических равновесий может вызвать смерть. Например, это

может произойти, если больному эмфиземой легких ввести кислород с высокой скоростью.

Химическое равновесие в организме учитывается при назначении лекарственной терапии.

Тема «Химическое равновесие» логически связана с изучением медико-биологических дисциплин: нормальной физиологии, пат. анатомии, эпидемиологии и др. Понятие «Химическое равновесие» необходимо для понимания сущности равновесных процессов метаболизма.

### **ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ:**

Научиться применять закон действующих масс при расчете равновесных концентраций веществ по значениям констант равновесия обратимых химических реакций; определять направление смещения химического равновесия при изменении условий (С, Т, Р).

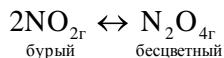
### **ЗАДАНИЕ:**

Выполните три лабораторных опыта и составьте отчет по теме.

### **МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ:**

**Опыт 1. Влияние температуры на химическое равновесие (групповой опыт).**

Выполнение: Для проведения опыта берут два сообщающихся сосуда, заполненных смесью газов NO<sub>2</sub> и N<sub>2</sub>O<sub>4</sub>. При комнатной температуре протекает обратимая реакция:



Один сосуд опускают в кристаллизатор с горячей водой, другой – в кристаллизатор со льдом или снегом. Наблюдают изменение цвета газовой смеси в сосудах.

### **Выводы:**

1. Запишите наблюдения.
2. Как сместилось равновесие в системе при нагревании,

при охлаждении?

3. Дайте пояснение наблюдаемому явлению на основании принципа Ле-Шателье.
4. На основании смещения равновесия определите знак изменения энтальпии реакции.

### **Опыт 2. Влияние концентрации на химическое равновесие.**

Выполнение: В каждую из четырех пробирок налейте по 1 мл раствора хлорида железа и добавьте по 1 мл роданида калия (KSCN), затем в первую пробирку добавьте несколько кристаллов KSCN, во вторую – несколько кристаллов  $FeCl_3$ , в третью – несколько кристаллов KCl. Четвертая пробирка – для сравнения цвета растворов в пробирках. Наблюдайте изменение цвета растворов (потемнел или посветлел раствор).

#### **Выводы:**

1. Запишите наблюдения, сделанные в опыте.
2. Запишите реакцию между  $FeCl_3$  и KSCN и константу равновесия реакции.
3. На основании изменения цвета растворов объясните смещение равновесия в реакции при изменении концентрации веществ с помощью закона действующих масс и K равновесия.

### **Опыт 3. Влияние одноименных ионов на степень ионизации слабых электролитов.**

Выполнение: В пробирку налейте 1 мл уксусной кислоты ( $CH_3COOH$ ). Определите pH раствора  $CH_3COOH$ . Для этого каплю кислоты нанесите на универсальную индикаторную бумагу. Затем в пробирку добавьте несколько кристаллов ацетата натрия ( $CH_3COONa$ ), перемешайте до полного растворения и снова определите pH раствора.

#### **Выводы:**

1. Запишите уравнение реакции ионизации уксусной кислоты и выражение константы ионизации.
2. Напишите уравнение диссоциации ацетата натрия.

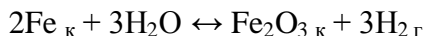


3. Определите направление смещения равновесия по данным изменениям рН раствора при добавлении соли.
4. Объясните смещение равновесия на основании закона действия масс.

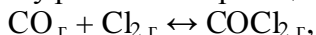
### ВЫВОДЫ ПО ВЫПОЛНЕННОЙ РАБОТЕ:

### КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:

1. Что такое химическое равновесие? Основные признаки.
2. Как формируется закон действующих масс для равновесной системы?
3. От каких факторов зависит константа равновесия?
4. Какими условиями определяется химическое равновесие с позиций кинетики и термодинамики?
5. Запишите выражение  $K_c$  и  $K_p$  для следующих систем:

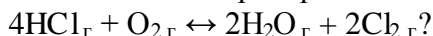


Рассчитайте константу равновесия реакции:

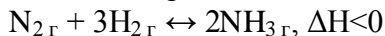


если исходные концентрации оксида углерода (II) и хлорида составляли по 2,2 моль/л и равновесная концентрация фосгена 2 моль/л.

Как следует изменить концентрацию HCl и давление в системе, чтобы повысить выход хлора в реакции:



Объясните смещение равновесия при повышении температуры с точки зрения кинетики и термодинамики:



## **РАБОТА 5. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ МАРГАНЦА**

Окислительно-восстановительные реакции находят широкое применение для анализа химических веществ, используемых в качестве лекарственных препаратов. В курсах физической и аналитической химии для фармацевтического факультета будут использоваться такие методы окислительно-восстановительного анализа как перманганометрия, иодометрия.

Окислительно-восстановительные реакции относятся к числу наиболее распространенных химических реакций в природе и в живых организмах. Дыхание, горение, гниение, усвоение углекислого газа растениями с выделением кислорода, обмен веществ и ряд других биологических процессов – в основе своей окислительно-восстановительные. Важнейшие биохимические процессы связаны с переносом электронов и протонов и осуществляются при помощи строго определенного ряда ферментов-переносчиков. Каждому звену этой цепи соответствует определенное значение редокс-потенциала. Строгая последовательность ферментов в цепи окисления исключает резкую разницу между потенциалами взаимодействующих систем. Это обуславливает постепенное выделение энергии. Знание этой темы необходимо для изучения фармацевтической химии, биохимии, нормальной и патологической физиологии, токсикологической химии.

### **ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ:**

1. Научиться составлять уравнения окислительно-восстановительных реакций ионно-электронным методом, определять направление реакций, пользуясь величинами нормальных окислительно-восстановительных потенциалов.
2. Изучить, как изменяются окислительно-восстановительные свойства элемента и его соединений с изменением степени окисления.

## **ЗАДАНИЕ:**

1. Выполните лабораторные опыты согласно методическим указаниям к проведению работы.
2. Запишите уравнение протекающих реакций. Пользуясь ионно-электронным методом, расставьте в них коэффициенты.
3. По таблице найдите значения соответствующих редокс-потенциалов и подтвердите направление реакций при стандартных условиях.
4. На основании проделанных опытов сделайте вывод о том, как изменяются окислительные и восстановительные свойства соединений марганца в разной степени окисления.

## **МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ:**

**Опыт 1. Восстановительные свойства  $MnSO_4$ .** К 1-2 каплям раствора  $MnSO_4$  прилейте 8-10 капель бн раствора  $HNO_3$  и добавьте на конце шпателя  $NaBiO_3$ . Смесь нагрейте почти до кипения. Прилейте 8-10 капель воды и выдержите, не встряхивая, 1 мин. Появление красно-фиолетовой окраски указывает на образование в растворе ионов  $MnO_4^-$ . Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции и укажите роль  $MnSO_4$ .

**Опыт 2. Восстановительные свойства  $MnO_2$ .** Расплавьте немного твердого гидроксида калия в фарфоровой чашке, прибавьте диоксид марганца и нитрат калия, нагрейте до полного расплавления (при этом весь сплав должен равномерно окраситься в зеленый цвет вследствие образования манганата калия). После охлаждения растворите в воде. Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций. Укажите роль  $MnO_2$  в каждой реакции.

**Опыт 3. Окислительные свойства  $MnO_2$ .** (Опыт демонстрационный, проводить в вытяжном шкафу). К небольшому количеству диоксида марганца прилейте 3-4 капли

концентрированной соляной кислоты. Наблюдайте выделение хлора, докажите, что выделившийся газ – хлор (по появлению бурого пятна на предварительно смоченной КJ бумаге). Напишите уравнения окислительно-восстановительных реакций. Укажите роль  $MnO_2$  в каждой реакции.

**Опыт 4. Окислительные свойства  $KMnO_4$ .** К 3-4 каплям раствора перманганата калия прибавьте 2-3 капли раствора серной кислоты и 3-4 капли сульфита натрия. Наблюдайте происходящее изменение. Напишите уравнение окислительно-восстановительной реакции. Укажите роль  $KMnO_4$ .

Результаты опытов занесите в таблицу

Таблица

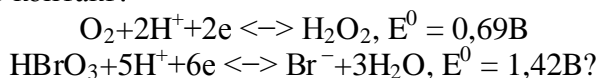
№	Уравнения реакций, полуреакций, с указанием значения ОВ потенциала, укажите окислитель и восстановитель	Наблюдения	Выводы о возможном прохождении реакции в прямом направлении

**ВЫВОДЫ ПО ВЫПОЛНЕННОЙ РАБОТЕ:**

Укажите, как изменяются окислительно-восстановительные свойства соединений с изменением степени окисления.

## КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:

1. Запишите условия прохождения окислительно-восстановительных реакций в прямом направлении.
2. Пользуясь таблицей потенциалов, составьте уравнение реакции, в которой  $\text{PbO}_2$  является окислителем.
3. Пользуясь таблицей потенциалов, составьте уравнение реакции, в которой  $\text{H}_2\text{SO}_4$  является окислителем.
4. Какая реакция произойдет, если две равновесные системы привести в контакт:



### РАБОТА 1. ДЕЙСТВИЕ АНТАЦИДНЫХ ЛЕКАРСТВЕННЫХ ПРЕПАРАТОВ НА PH ЖЕЛУДОЧНОГО СОКА

Основными компонентами многих лекарственных веществ являются электролиты: основания, амфотерные гидроксиды кислоты, соли. Растворы этих веществ имеют разное значения водородного показателя и могут изменять характер среды биологических жидкостей.

Все биологические жидкости имеют определенный кислотно-основной гомеостаз. Многие лекарственные вещества являются сильными или слабыми электролитами. Физиологические жидкости организма также содержат электролиты. Их соотношение определяет величину осмотического давления жидкостей, кислотно-щелочное равновесие, растворимость белков, аминокислот и др. органических соединений. Кислотно-основное равновесие, т.е. соотношение протонов и гидроксид-ионов в тканях организма, зависит от общего количества соединений кислотного и основного характера и степени их диссоциации в растворе. Реакция среды биологических жидкостей (желудочный сок, плазма крови, кишечный сок, слюна, моча, желчь, внутриклеточные жидкости) определяется их

электролитным составом и биологической функцией жидкостей. Нарушения в деятельности органов, вырабатывающих биологические жидкости, приводят к изменениям рН последних и, наоборот, длительное смещение кислотно-основного равновесия биологических жидкостей вызывает отклонение в работе этих органов.

Лекарственные препараты, применяемые для лечения, претерпевают различные протолитические реакции в водных растворах и в биологических жидкостях организма, желудочном соке. Это необходимо учитывать при назначении лекарственных препаратов.

Для определения рН растворов электролитов растворов лекарственных веществ, биологических жидкостей организма используют следующие методы: колориметрический и потенциометрический.

Колориметрический метод основан на сравнении окраски индикатора в исследуемой пробе с эталонной шкалой, его основное достоинство – экспрессность. Более точным и современным методом определения рН биологических сред является метод потенциометрии, суть которого состоит в измерении ЭДС гальванической цепи (рН раствора), состоящей из индикаторного и вспомогательного электродов, опущенных в исследуемый раствор. При этом различают прямую потенциометрию, позволяющую определять концентрацию свободных ионов гидроксония в водном растворе (рН), и потенциометрическое титрование, при котором устанавливается общее содержание кислых слабоионизирующих продуктов обмена. Потенциометрический метод имеет ряд преимуществ перед колориметрическим, а именно погрешность потенциометрического титрования составляет 0,5-1%, потенциометрия позволяет проводить анализ окрашенных и мутных биологических жидкостей.

## **ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ:**

Овладеть практическими навыками измерения рН растворов лекарственных препаратов колориметрическим и потенциометрическим методами.

## **МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ:**

**Опыт 1. Колориметрическое определение рН растворов** (проводят с помощью универсальной индикаторной бумаги). Для этого в стаканчик наливают с помощью цилиндра 20-30 мл исследуемой жидкости и погружают в нее полоску индикаторной бумаги, после чего быстро вынимают полоску бумаги и сравнивают ее окраску с цветной шкалой (стаканчики с исследуемыми растворами сохраняют для следующего опыта). Результаты определения заносят в таблицу.

**Опыт 2. Потенциометрическое определение рН растворов лекарственных препаратов.** Потенциометрическое определение рН растворов проводят с помощью потенциометра со стеклянным и хлорсеребряным электродами. Для этого включают прибор в сеть на 220 В и дают прогреться примерно 20 минут. После этого промывают электроды дистиллированной водой, осушают фильтровальной бумагой, погружают в исследуемый раствор и отмечают показания прибора. Результаты заносят в таблицу.

Таблица

препарат	метод определения	
	колориметрический	потенциометрический
1.		
2.		

--	--	--

## **ВЫВОДЫ ПО ВЫПОЛНЕННОЙ РАБОТЕ:**

Сделайте обоснование применения колориметрического и потенциометрического методов определения рН растворов лекарственных препаратов. Сделайте заключение о характере среды исследуемых растворов. Докажите соответствующими уравнениями.

## **КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:**

1. Дайте определение кислот, оснований, амфотерных веществ с позиций теории электролитической диссоциации.
2. Определите концентрацию  $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^-$  и значение рОН при 25°C и 37°C:
  - а) в лимонном соке с рН = 2,3;
  - б) в растворе питьевой соды с рН = 8,5;
  - в) в слюне с рН = 6,6;
  - г) в желудочном соке с рН = 1,2.
3. рН желудочного сока больного = 0,1. Рассчитайте, сколько граммов альмагеля нужно принять больному, чтобы повысить рН 0,5л желудочного сока на единицу. Препарат «альмагель» представляет собой гель гидроксида алюминия и служит для нормализации кислотности желудочного сока: содержит 5% гидроксида алюминия.

## **РАБОТА 7. ТЕОРИЯ ПРОИЗВЕДЕНИЯ РАСТВОРИМОСТИ. ПОЛУЧЕНИЕ ОСАДКОВ И ИХ СВОЙСТВА**

Теория произведения растворимости объясняет основные закономерности и условия образования осадков в водных растворах и их растворение.

Условия образования и растворения осадков изменяются при изменении внешних факторов: температуры, давления,



добавления др. веществ. Это необходимо знать провизору для определения температурного режима хранения лекарственных препаратов, возможности их использования.

Ежедневно в организм человека поступают с пищей различные минеральные соли, которые участвуют в обменных процессах и обеспечивают нормальную жизнедеятельность всех тканей и органов.

Наряду с хорошо растворимыми солями в организме содержится значительное количество солей, обладающих низкой растворимостью. Это, в основном, соли кальция и магния: фосфаты, гидрофосфаты, сульфаты, фториды, оксалаты, карбонаты, ураты. При нормальном обмене эти вещества находятся в виде ионов в биологических субстратах, моче, крови, лимфе, а при значительных концентрациях – в виде взвеси, представляющей собой коллоидно-дисперсную систему, стабилизированную белками.

При некоторых патологических состояниях, когда белки не выполняют своей защитной функции, эти труднорастворимые соли выпадают в осадок.

Исследования показали, что пересыщенными по ионам труднорастворимых солей  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{Mg}^{2+}$  в организме человека в условиях патологии могут быть следующие биологические жидкости: желчь, моча, слюна и панкреатический сок. Следовательно, в этих жидкостях осаждаются труднорастворимые соли. Результатом нарушения растворимости солей является образование песка и камней, что доставляет больным тяжелые страдания.

Для такого заболевания, как подагра, характерно преимущественное отложение мочекислых солей (уратов) в суставах, при мочекаменной болезни – уратов, оксалатов и фосфатов кальция в тканях почек и мочевыводящих путях. В полости рта возможно образование осадка гидроксоапатита кальция в виде зубных камней.

В организме человека протекают также процессы растворения твердых веществ. В качестве примера можно назвать процесс растворения эмали зубов, приводящей к

кариесу, а также некоторых видов образовавшихся камней в печени при терапевтическом применении лекарственных водных растворов – комплексонов.

### **ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ:**

Закрепить знания по теории произведения растворимости, в том числе:

1. Научиться рассчитывать произведение концентраций ионов труднорастворимых в воде солей.
2. Усвоить условия образования осадков.
3. Усвоить закономерности и условия растворения осадков при добавлении к ним растворов электролитов.
4. Научиться прогнозировать отношение осадка к добавляемым растворам электролитов с помощью схем растворения.

### **ЗАДАНИЕ:**

1. Получите осадки труднорастворимых солей при сливании двух гомогенных растворов.
2. Определите, в каких случаях полученные осадки растворяются при добавлении к ним растворов кислот, щелочей, солей.
3. Дайте объяснение наблюдаемым явлениям на основании теории произведения растворимости.

### **Опыт 1. Получение и свойства оксалата кальция.**

Выполнение: В две пробирки налейте по 5-6 капель 0,01М раствора хлорида кальция и в каждую из них добавьте по 5-6 капель 0,01М раствора оксалата натрия. Наблюдайте появление осадка. Затем в одну из них прибавьте 10 капель раствора HCl, а в другую – 10 капель раствора уксусной кислоты CH<sub>3</sub>COOH. Наблюдайте появление осадков.

### **Выводы:**

1. Напишите уравнение реакции образования оксалата кальция и напишите условие образования осадка.

2. Составьте схемы растворения осадка при добавлении к ним растворов кислот  $\text{HCl}$  и  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

3. Объясните, почему осадок  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  растворяется в растворе соляной и не растворяется в растворе уксусной кислоты.

$$\alpha \text{ CH}_3\text{COOH} = 1,3\%,$$

$$\alpha \text{ H}_2\text{C}_2\text{O}_4 = 31\%$$

### **Опыт 2. Получение и свойства осадка сульфата бария.**

Выполнение: В две пробирки налейте по 5-6 капель раствора сульфата натрия и добавьте столько же капель раствора хлорида бария. Наблюдайте появление осадков.

К содержимому одной пробирки добавьте 10 капель 0,1н раствора азотной кислоты, к другой – 10 капель 0,1н раствора щелочи. Запишите наблюдения.

#### **Выводы:**

1. Запишите уравнение химической реакции образования сульфата бария и напишите условия образования осадка.
2. Объясните, почему осадок не растворился при добавлении кислоты и щелочи.

### **Опыт 3. Получение и свойства хлорида свинца(II).**

Выполнение: Налейте в пробирку 3-4 капли 0,1н раствора нитрата свинца и прибавьте 5-6 капель 0,2М раствора хлорида натрия. К образовавшемуся осадку прибавьте 5-6 капель 0,1н раствора иодида калия и перемешайте. Наблюдайте изменение цвета осадка от белого к желтому.

#### **Выводы:**

1. Напишите уравнение реакции образования осадка. Напишите условие образования осадка.
2. Составьте схему поведения осадка  $\text{PbCl}_2$  при добавлении  $\text{KI}$ .
3. Объясните причину образования осадка  $\text{PbI}_2$ .

### **ВЫВОДЫ ПО ВЫПОЛНЕННОЙ РАБОТЕ:**

Сформулируйте условия образования и растворения осадков.

## **КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:**

1. Какие растворы называют насыщенными, ненасыщенными, пересыщенными?
2. Сформулируйте условия образования осадка.
3. В каких случаях растворяется осадок при добавлении электролитов?
4. Сформулируйте условия растворения осадка.
5. Могут ли возникнуть в плазме крови условия для образования труднорастворимого осадка оксалата кальция  $\text{CaC}_2\text{O}_4$ , учитывая, что в ней обычно находится примерно 0,0025 моль/л  $\text{Ca}^{2+}$  и 0,000022 моль/л  $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ .

## **РАБОТА 8. ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА**

Закон эквивалентов является одним из основных законов химии; используется при приготовлении реактивов и количественном определении веществ титриметрическим методом.

Закон эквивалентов имеет большое значение при анализах чистоты лекарственных препаратов, питьевых и сточных вод, различных биологических жидкостей, при диагностике и контроле за ходом лечения ряда заболеваний.

### **ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ:**

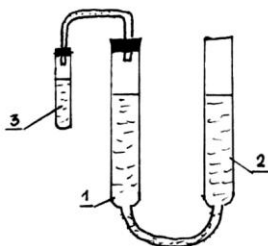
Усвоить понятие эквивалента, ознакомиться с практическим расчетом эквивалента металла на основании экспериментальных данных по выделению им водорода из раствора кислоты.

### **ЗАДАНИЕ:**

1. Проведите экспериментальное определение эквивалента металла по выделению им водорода из раствора кислоты.
2. По величине эквивалента и его степени окисления назовите металл.
3. Составьте отчет.

## МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ:

1. Соберите установку, указанную на рисунке.



- 1) бюретка с водой;
- 2) уравнильный сосуд с водой;
- 3) пробирка с кислотой (5 мл 3 н  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ).

2. Получите у преподавателя навеску металла в папиросной бумаге, смочите ее водой и приклейте к внутренней стенке пробирки над кислотой, плотно присоедините пробирку к прибору.

3. Проверьте герметичность прибора. Для этого опустите уравнильный сосуд так, чтобы уровень воды в нем был ниже уровня в бюретке, и закрепите его на штативе. Если через 1-2 мин понижения уровня не произойдет, прибор герметичен.

4. Установите уравнильный сосуд так, чтобы уровни в нем и бюретке были одинаковы, показания бюретки запишите. Встряхните пробирку так, чтобы металл попал в кислоту. Начинается выделение водорода, уровень воды в бюретке

понижается. Дайте выдержку 10-15 мин, чтобы газ принял температуру окружающей среды.

5. Приведите к одному уровню воду в бюретке и уравнительном сосуде. Если он не изменяется, запишите новое показание бюретки. Данные для расчета запишите по форме в таблице

$m$  – масса металла, г,

$V_1$  – показание бюретки до реакции, мл,

$V_2$  – показание бюретки после реакции, мл,

$(V_1 - V_2)$  – объем выделившегося водорода, мл,

$T$  – температура опыта, К,

$P$  – атмосферное давление, мм. рт. ст.,

$P_{H_2O}$  – давление насыщенного пара воды возьмите из [5],

$P_{H_2} = P - P_{H_2O}$  – парциальное давление водорода.

Объем выделившегося водорода при нормальных условиях рассчитайте по уравнению Менделеева-Клапейрона:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{P V}{T} \quad V_0 = \frac{P V T_0}{T P_0}$$

Эквивалент металла рассчитайте по закону эквивалентов, зная  $V_0$  :

$$\frac{m_{Me}}{\mathcal{E}_{Me}} = \frac{V_0}{V_{\mathcal{E}(H_2)}} \quad \mathcal{E}_{Me} = \frac{m_{Me} V_{\mathcal{E}(H_2)}}{V_0}$$

6. Запишите уравнение реакции взаимодействия металла с кислотой. Назовите металл, зная величину его эквивалента и степень окисления.

7. Сравните полученное и теоретическое значения эквивалента металла, рассчитайте относительную ошибку по формуле:

$$\omega\% \frac{\mathcal{E}_{теор.} - \mathcal{E}_{эсп.}}{\mathcal{E}_{теор.}} 100$$

## КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:

1. Как рассчитать эквивалент элемента, зная его атомную массу, степень окисления?

2. Рассчитайте  $E_{Al}$  в  $Al_2O_3$ ;  $E_{Cr}$  в  $Cr_2(SO_4)_3$ .
3. При действии  $HCl$  на 6 г металла выделится 5,6 л водорода (н.у.). Определите атомную массу металла, если степень окисления его равна 2.
4. На сжигание 1 г металла требуется 560 мл кислорода. Найдите эквивалент металла.
5. Соединение кремния с кислородом содержит 47% кремния. Вычислите эквивалент кремния и степень его окисления.

Таблица

### ФОРМА ОТЧЕТА

Масса металла г	Показания бюретки, мл		Объем $H_2$ , мл	Т, К	Давление, мм рт.ст.			Объем $H_2$ (н.у.), мл	$E_{Me}$ г/моль-экв		Относительная ошибка, %
	до реакции	после реакции			атмос-ферн.	нас. пара воды	$H_2$		экспер.	теор.	

## РАБОТА 9 ДЕЙСТВИЕ АНТАЦИДНЫХ ЛЕКАРСТВЕННЫХ ПРЕПАРАТОВ НА pH ЖЕЛУДОЧНОГО СОКА

Характер среды биологических жидкостей (желудочного, кишечного соков, плазмы крови, слюны, мочи, желчи) определяется их электролитным составом и биологической функцией. Нарушения в деятельности органов, вырабатывающих биологические жидкости, приводят к изменениям водородного показателя последних. Длительное смещение кислотно-основного равновесия биологических жидкостей вызывает отклонение в работе этих органов. Смещение pH биологических жидкостей в сторону меньших значений относительно нормы называется ацидозом, в сторону больших значений – алкалозом.

Лекарственные препараты, применяемые для лечения, претерпевают различные превращения в биологических жидкостях организма. Это необходимо учитывать при назначении лекарственных препаратов.

Антацидные препараты назначают для уменьшения кислотности желудочного сока. Их действие основано на реакциях нейтрализации.

### **ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ:**

Определить значение водородного показателя моделированного желудочного сока ( $pH_0$ ) и значение  $pH$  желудочного сока после добавления к нему различных антацидных препаратов.

Написать уравнения возможных реакций.

### **МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ:**

#### **Опыт.**

В мерный стаканчик налейте 20 мл моделированного желудочного сока и определите его  $pH_0$  при помощи  $pH$ -метра.

Растворите в стаканчике с желудочным соком  $\frac{1}{4}$  таблетки препарата «гастал», отфильтруйте нерастворимый остаток и снова определите значение  $pH_0$ .

Аналогичные опыты проведите с другими антацидными препаратами.

Полученные данные занесите в таблицу.

$pH_0 =$

Таблица

№ п.п.	Препарат	$pH$ желудочного сока после добавления препарата	Увеличение $pH$ ( $\Delta pH$ )	Основные компоненты препарата	Уравнения возможных реакций



1	Гаст ал			Mg(OH) <sub>2</sub>  Al(OH) <sub>3</sub> MgCO <sub>3</sub>	
2					

### ВЫВОДЫ ПО ВЫПОЛНЕННОЙ РАБОТЕ:

Сделайте выводы об изменении водородного показателя желудочного сока после добавления антацидных препаратов. Докажите соответствующими уравнениями реакций.

### КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:

1. Дайте определение кислот, оснований, амфотерных гидроксидов, солей с позиций теории электролитической диссоциации.

2. Определите концентрацию  $H^+$ ,  $OH^-$  и значение рОН при 25°C и 37°C:

- в желудочном соке с рН = 1,1;
- в растворе питьевой соды с рН = 8,2;
- в слюне с рН = 6,8

## **РАБОТА 10. СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ И СВОЙСТВА** **СОЛЕЙ**

Неорганические соли входят в состав костей, зубов, волос и других тканей живого организма. Буферные системы организма, основная роль которых – поддерживать кислотно-основной гомеостаз, также содержат в своем составе неорганические соли.

Многие лекарственные препараты представляют собой соли или их растворы. Так, например, раствор хлорида натрия, изотоничный плазме крови, применяют при внутривенных вливаниях, хлорид кальция используется в составе антигистаминных препаратов, гидрокарбонат натрия входит в состав антацидных средств.

### **ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ:**

Изучить химические свойства солей и способы их получения.

### **ЗАДАНИЕ:**

Выполните 5 лабораторных опытов.

### **МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ:**

#### **Опыт 1. Получение хлорида цинка.**

Определите pH раствора соляной кислоты. Гранулы цинка поместите в пробирку и налейте в нее 5 мл 1 М раствора соляной кислоты. Какие явления наблюдаются? Определите pH раствора после проведения опыта.

#### **Опыт 2. Получение комплексной соли.**

Определите pH раствора NaOH. Алюминиевую стружку поместите в пробирку и налейте в нее 5 мл 6N раствора щелочи. При необходимости пробирку подогрейте. Какие явления наблюдаются? Определите pH раствора после проведения опыта.

#### **Опыт 3. Получение сульфата меди (II).**

Определите рН раствора серной кислоты. Небольшое количество оксида меди (II) поместите в пробирку и добавьте 5 мл 2М раствора серной кислоты. Пробирку немного подогрейте в течение 10-15 минут. Какие явления наблюдаются? Определите рН раствора после проведения опыта.

**Опыт 4. Получение и свойства карбоната кальция.**

В пробирку налейте по 2 мл 0,1М растворов карбоната натрия и хлорида кальция. Запишите наблюдения. Добавьте 1М раствор HCl. Какие изменения наблюдаются?

**Опыт 5. Взаимодействие карбоната кальция с соляной кислотой.**

В фарфоровую чашечку поместите немного порошка карбоната кальция и добавьте к нему несколько капель 0,1М HCl. Запишите наблюдения.

Результаты всех опытов занесите в таблицу 2.

Таблица 2

№ опыта	Уравнения реакции	Наблюдения, рН раствора до и после опыта

**ВЫВОДЫ ПО ВЫПОЛНЕННОЙ РАБОТЕ:**

Назовите способы получения солей, использованных в лабораторной работе. Какие свойства солей были изучены?

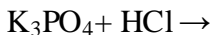
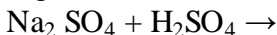
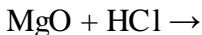
**КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:**

1. Приведите уравнения нескольких реакций получения солей:

а) хлорида магния;

б) сульфита бария.

2. Допишите уравнения возможных реакций:



## РАБОТА №11. ХАРАКТЕР СРЕДЫ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ СОЛЕЙ

В состав многих лекарственных препаратов входят соли. В водных растворах соли, имеющие в своем составе ион слабого электролита, подвергаются гидролизу. При гидролизе солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой, или сильным основанием и слабой кислотой, изменяется характер среды. Это необходимо учитывать при изготовлении и применении лекарственных препаратов.

### **ЦЕЛЬ ЗАНЯТИЯ:**

Определить характер среды при добавлении различных солей. Дать объяснение этому явлению. Изучить процесс гидролиза солей, влияние на него различных факторов.

### **МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ РАБОТЫ:**

#### **Опыт 1.**

**Реакция среды водных растворов солей.** При помощи индикатора определите рН воды. В несколько стаканчиков налейте по 20 мл воды и добавьте немного кристаллов

различных солей. Определите значения рН растворов, результаты занесите в таблицу 1.

Таблица 1.

№ п. п.	Исследуемая система	рН	Уравнения реакций
1.	$H_2O$		
2.	$CH_3COONa$		
3.			

### Опыт 2.

**Влияние температуры на степень гидролиза солей.** В пробирку налейте 5 мл дистиллированной воды и добавьте немного ацетата натрия. Добавьте к раствору каплю фенолфталеина. Запишите наблюдения. Половину полученного раствора отлейте в другую пробирку и оставьте для сравнения, а пробирку с оставшимся раствором опустите в водяную баню с горячей водой. Как изменяется окраска раствора при нагревании?

Запишите уравнение гидролиза, покажите смещение равновесия при нагревании и объясните причину.

### Опыт 3.

**Влияние илы кислоты и основания, образующих соль, на степень ее гидролиза.** В две пробирки налейте по 5 мл дистиллированной воды. В одну пробирку добавьте сульфит натрия, в другую – карбонат натрия. По отсутствию выделения газов убедитесь, что гидролиз протекает лишь по первой ступени. В каждую пробирку добавьте фенолфталеина. В растворе какой соли окраска фенолфталеина интенсивнее? В каком случае концентрация гидроксид-ионов более высокая, и,

следовательно, степень гидролиза более высокая. Объясните наблюдаемое явление, сравнив константы диссоциации угольной и сернистой кислот. Запишите константы гидролиза для данных солей.

### **ВЫВОДЫ ПО ВЫПОЛНЕННОЙ РАБОТЕ:**

Сделайте выводы о характере среды водных растворов солей на основании процесса гидролиза. Поясните влияние различных факторов на степень гидролиза.

### **КОНТРОЛЬНЫЕ ВОПРОСЫ:**

1. Приведите по 2 примера солей, при добавлении которых в воду, рН среды:

- а) уменьшается;
- б) увеличивается;
- в) не изменяется.

Докажите соответствующими уравнениями.

2. Как изменится степень гидролиза карбоната натрия при подкислении раствора.

Докажите соответствующими уравнениями.