

ФГБОУ ВО Ставропольский государственный аграрный университет

Кафедра химии и защиты растений

ХИМИЯ НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ

РАБОЧАЯ ТЕТРАДЬ

Направления подготовки:

35.03.04 Агронмия

35.03.05 Садоводство

Фамилия _____

Имя _____

Факультет _____

Направление _____

Курс, группа _____

Ф.И.О. преподавателя Волосова Елена Владимировна _____

Ставрополь, 2023

УДК 5.4.6

ББК 24.00

Рекомендовано к изданию
методической комиссией факультета
экологии и ландшафтной архитектуры
Ставропольского ГАУ
(протокол № 1 от 29 сентября 2022 г.)

Рецензенты:

Белик Е.В., кандидат химических наук, доцент, ФГБОУ ВО СтГМУ
Денисова Е.В., кандидат биологических наук, доцент ФГАОУ ВО СКФУ

Авторский коллектив:

Волосова Е.В., кандидат биологических наук, доцент
Шипуля А.Н., кандидат химических наук, доцент
Пашкова Е.В., кандидат технических наук, доцент
Безгина Ю.А., кандидат сельскохозяйственных наук, доцент
Глазунова Н.Н., доктор сельскохозяйственных наук, профессор

Химия неорганическая и аналитическая: рабочая тетрадь / сост. Е.В. Волосова, А.Н. Шипуля, Е.В. Пашкова, Ю.А. Безгина, Н.Н. Глазунова. – Ставрополь : ИПК «АГРУС», 2023. – 95 с .

Изучение дисциплины «Химия неорганическая и аналитическая» способствует формированию основ научного мировоззрения у современных студентов. Настоящая тетрадь предназначена для оказания методической помощи в выполнении лабораторных работ по разделам программы курса «Химия неорганическая и аналитическая». Предусматривает изучение теоретических вопросов в процессе подготовки к занятиям, запись основных химических формул и химических реакций, оформление опытных данных в виде таблиц и графиков, их анализ и умение формулировать выводы.

Адресована студентам аграрных вузов, обучающихся по направлениям подготовки бакалавриата 35.03.04 Агрономия, 35.03.05 Садоводство очной и заочной форм обучения.

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	4
Тема 1. Меры техники безопасности при выполнении лабораторных работ по химии	5
Тема 2. Основные понятия химии. Физические величины, характеризующие вещество	9
Тема 3. Классификация неорганических соединений	18
Тема 4. Современные представления о строении атома	24
Тема 5. Периодический закон. Периодическая система элементов	28
Тема 6. Химическая связь и строение молекул. Валентность и степень окисления атомов.	32
Тема 7. Химическая термодинамика	36
Тема 8. Химическая кинетика и химическое равновесие	41
Тема 9. Окислительно-восстановительные реакции	50
Тема 10. Растворы	54
Тема 11. Теория электролитической диссоциации	59
Тема 12. Водородный показатель. Гидролиз солей	63
Тема 13. Качественный анализ	68
Тема 14. Количественный анализ	75
Учебно-методическое и информационное обеспечение дисциплины	82
Рекомендуемый перечень тем рефератов по дисциплине «Химия неорганическая и аналитическая» и требования к оформлению	83
Рекомендуемый перечень вопросов итогового контроля по дисциплине «Химия неорганическая и аналитическая»	86
Приложения	93

ВВЕДЕНИЕ

Лабораторные и практические занятия являются важным этапом в изучении химии. Использование данной рабочей тетради способствует глубокому усвоению учебного материала, приучает студентов кратко и четко излагать суть рассматриваемых вопросов, овладевают навыками и техникой химического эксперимента, формирует умение анализировать фактический материал.

В рабочей тетради нужно кратко описывать опыты, приводить формулы и расчеты, составлять уравнения химических реакций и выводы. Правильное оформление рабочей тетради дает ценный материал для подготовки к зачетам и экзаменам по курсу аналитической химии.

Настоящая тетрадь является основным рабочим документом студента при выполнении лабораторно-практических занятий. Подготовка к занятию должна начинаться с изучения лекционного материала и разделов учебника, которые указаны в данном пособии. В конце работы необходимо провести анализ полученных данных и сделать заключение.

В конце занятия оформленную работу в рабочей тетради студент должен сдать преподавателю на проверку.

ТЕМА 1. МЕРЫ ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ ВЫПОЛНЕНИИ ЛАБОРАТОРНЫХ РАБОТ ПО ХИМИИ

ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

Для работы в лаборатории отводится рабочий стол на 1-2 студентов, который необходимо содержать в чистоте и порядке, не загромождать посторонними для данной работы предметами.

1. Химические реактивы хранят в определенном для каждого вещества месте, в закрытых банках, склянках и других толстостенных сосудах. На каждой банке должна быть наклеена этикетка с точными названиями и формулой вещества и подробной характеристикой (концентрация, плотность, чистота и т. п.). Запрещается хранить склянки с реактивами без пробок, без этикеток или в неисправной и непригодной таре.

2. Ядовитые химические вещества хранят в отдельных запирающихся шкафчиках в строгом соответствии со специальными правилами и инструкциями по их хранению.

3. При работе с реактивами следует соблюдать частоту и аккуратность, выполнять следующие **правила**:

а) склянки и банки с жидкими и сухими реактивами держать всегда закрытыми; открывать их только при взятии реактивов и сразу же закрывать;

б) закрывать склянки и банки нужно их же пробками или крышками, ни в коем случае нельзя закрывать их пробками или крышками, взятыми от других сосудов, так как при этом реактивы загрязняются и становятся непригодными для использования;

в) если взято больше реактива, чем требуется, нельзя высыпать или выливать излишек обратно в сосуд, в котором он хранится, ибо таким образом можно загрязнить весь запас реактива;

г) реактивы общего пользования не следует уносить на свой рабочий стол; надо соблюдать установленный порядок в расположении сосудов с реактивами как общего, так и индивидуального пользования;

д) остатки растворов солей серебра выливают в специальные банки, находящиеся в вытяжных шкафах;

е) при взятии жидких реактивов склянку с жидкостью держат так, чтобы этикетка всегда оставалась сверху и жидкость не попадала на нее;

ж) при взятии реактива пробку или крышку надо держать в руке или положить на стол, так чтобы входящая в горло склянки сторона пробки или внутренняя часть крышки не касалась стола;

з) во всех случаях (за исключением тех, когда указана точная мера) надо брать самую минимальную дозу реактивов (например, раствора 1-2 капли);

и) категорически запрещается пробовать реактивы на вкус, так как многие из них ядовиты;

к) растворы, содержащие соли ртути, сливают в специальные банки; их нельзя выливать в раковину, так как соли ртути реагируют с чугуном труб, выделяя металлическую ртуть, собирающуюся в коленах коммуникации; при ремонтных работах она выливается и отравляет воздух парами ртути;

л) нельзя хранить растворы щелочей и концентрированных кислот в стеклянной тонкостенной посуде: стекло разъедается и легко разбивается.

м) при разбавлении концентрированных кислот, особенно серной, следует вливать кислоту в воду, а не наоборот.

5. Остатки крепких кислот выливают в специальные банки.

6. Горячие предметы следует ставить только на асбестовую сетку, но не прямо на стол.

7. В лаборатории необходимо соблюдать тишину и дисциплину.

8. В случае неудачи опыта следует продумать все сначала, посоветоваться с преподавателем и снова приступить к работе.

9. Для записи хода лабораторных работ каждый должен иметь тетрадь, па обложке, которой нужно указать свою фамилию, факультет и номер группы.

10. После окончания работы следует вымыть посуду и привести в порядок рабочее место. Только убедившись, что все убрано, горелки и электроприборы выключены - можно уходить из лаборатории.

Кроме изложенных выше указаний по технике безопасности в описании соответствующих опытов указаны дополнительные меры предосторожности, которые необходимо соблюдать, подготавливая и выполняя опыты.

ОКАЗАНИЕ ПЕРВОЙ ПОМОЩИ

При ранениях. Различают ранения: а) с повреждением вен и б) с повреждением артерий. В первом случае кровь из раны вытекает медленно, во втором бьет струей. При ранении руки без повреждения артерии удаляют кровь вокруг раны ватой, смоченной слабым раствором спирта или раствором перманганата калия. Затем смазывают рану настойкой йода и перевязывают чистым бинтом. В случае сильного кровотечения следует туго перевязать рану выше пореза жгутом или толстой резиновой трубкой, завязав ее узлом. Для этой цели можно также использовать веревку, полотенце или, наконец, носовой платок, скрутив его жгутом. Удалив кровь с кожи вокруг раны, накладывают несколько слоев стерильной марли и толстый слой ваты и бинтуют. Пострадавшего следует немедленно отправить в амбулаторию.

При глубоком порезе лица или другого места, на которое нельзя наложить жгут, на место ранения накладывают большой кусок марли - тампон; его следует держать крепко прижатым к ране, чтобы задержать кровь. Пострадавшего необходимо немедленно отправить к врачу.

При ожогах. При ожоге горячей жидкостью или горячим предметом обожженное место, если возможно, следует немедленно погрузить в свежеприготовленный раствор перманганата калия. Концентрация раствора должна быть тем больше, чем сильнее ожог. Затем смазать обожженное место мазью от ожога или вазелиновым маслом, или же присыпать пищевой содой и забинтовать. Очень хорошее средство при небольших ожогах - винный спирт. Смочив вату спиртом, прикладывают ее к месту ожога на 2-3 мин. В случае серьезного ожога на значительном участке кожи прикладывают ко всей обожженной поверхности компресс из раствора перманганата калия или танина и немедленно отправляют пострадавшего к врачу.

При ожоге рук или лица серной кислотой необходимо быстро смыть кислоту большим количеством воды, а затем 10%-ным раствором соды. Ни в коем случае нельзя смывать кислоту мылом, так как выделяющиеся при этом жирные кислоты не позволяют хорошо удалить кислоту. При ожогах фтороводородной кислотой

пользуются 2%-ным раствором CaC_2 или 20%-ной суспензией оксида магния в глицерине. Ожоги, причиненные горящим фосфором, чрезвычайно болезненны и очень медленно заживают. Обожженное место немедленно и тщательно промывают раствором перманганата калия (1: 10) или медного купороса (1: 10), после этого водой, а затем накладывают компресс из ваты, пропитанной 2%-ным раствором медного купороса. Рану, образовавшуюся от ожога, нельзя лечить мазью от ожогов или маслом, так как белый фосфор растворим в жирах и таким путем еще больше распространится по коже. Не ограничиваясь принятыми мерами первой помощи, необходимо, не откладывая, обратиться к врачу, так как возможно отравление фосфором через рану. Едкие щелочи сильно действуют на кожу и особенно на слизистые оболочки. Очень опасно попадание даже мельчайших частиц щелочи в глаза. При поражении тела и глаз щелочью смывают ее водой до тех пор, пока участок, на который она попала, не перестанет быть скользким. Затем промывают 2%-ным (по объему) раствором уксусной кислоты. При поражении кислотами глаза промывают большими количествами воды, а затем 2%-ным раствором гидрокарбоната натрия (питьевая сода). При ожоге полости рта щелочью следует прополоскать рот 3%-ным раствором борной кислоты, а при ожогах кислотой — 5%-ным раствором гидрокарбоната натрия. Оксид кальция (негашеная известь) вызывает раздражение слизистых оболочек и кожи, обжигает (очень опасно попадание в глаза). Первая помощь та же, что и при поражении щелочами.

При отравлениях.

Аммиаком. Немедленно вдыхать пары уксусной кислоты. Затем принять внутрь молоко, белок, лимонный сок или уксус.

Оксидами азота. Вдыхать чистый кислород. Обратиться к врачу.

Бромом. При отравлении парами брома умеренно вдыхать пары аммиака или нюхать слабый раствор сероводородной воды. При ожоге бромом рук или лица промыть обожженное место раствором тиосульфата натрия и наложить ланолин или другой жир. Обратиться к врачу.

Бензином, бензолом. Дать рвотное, затем произвести искусственное дыхание и растирание тела. Дать валериановые капли.

Йодной настойкой. Принимать внутрь крахмальный клейстер или 1%-ный раствор тиосульфата натрия: сразу 100 мл, а затем 2-3 раза через каждые 10 мин по столовой ложке.

Метиловым спиртом. Немедленно дать вдыхать кислород. Срочно вызвать скорую помощь.

Оксидом углерода (II). Больного немедленно перевести в хорошо проветриваемое помещение, дать вдыхать кислород. При затрудненном дыхании применить искусственное дыхание. Немедленно вызвать врача.

Свинцовыми соединениями. Принять внутрь раствор сульфата натрия (1:10) или сульфата магния (1:10) в теплой воде, а также молоко, яичный белок, большое количество активированного угля в воде.

Сероводородом. В легких случаях — свежий воздух, в тяжелых — искусственное дыхание, кислород.

Оксидом серы (IV). Пострадавшего вывести на свежий воздух; если отравление тяжелое, применить искусственное, дыхание.

Парами дисульфида углерода (сероуглеродом). Пострадавшего немедленно перевести в другое помещение, на свежий воздух, тотчас же вызвать врача. До прихода врача — теплые ванны, молоко, искусственное дыхание.

Серной кислотой. Немедленно вызвать врача, так как необходимо промывание желудка. Дать выпить раствор жженой магнезии MgO (15,0 г в 1 л воды), затем раствор яичного белка (пять белков на 1 л воды). **Вызывать рвоту противопоказано.**

Синильной кислотой, цианидом калия. Дать рвотное и немедленно вызвать скорую помощь. До ее прибытия делать искусственное дыхание, холодное обливание затылка (с высоты 50 см) и растирание. Поить концентрированным раствором глюкозы или сахара.

Соляной или уксусной кислотой. Дать оксид кальция, жженую магнезию в воде, молоко. При стесненном дыхании применить искусственное дыхание. Обратиться к врачу. **Вызывать рвоту противопоказано.**

Фосфором. При отравлении фосфором вызвать рвоту, приняв раствор 1 г медного купороса в 2-3 л воды. Давать больному кусочки льда. Молоко и жиры противопоказаны.

Фтороводородной кислотой. Немедленно вызвать врача, так как необходимо промывание желудка. Дать молоко, яичный белок, раствор хлорида кальция (10:200). **Вызывать рвоту противопоказано.**

Хлором. Пострадавшего вывести на свежий воздух. Давать нюхать смесь слабого раствора аммиака с винным спиртом.

Хромовой кислотой. Пить молоко, яичный белок, раствор гашеной извести Ca(OH)₂ в сахарной воде. Обратиться к врачу. **Вызывать рвоту противопоказано.**

Щавелевой кислотой. Дать оксид кальция (жженую магнезию) в сахарной воде или тертый мел, взболтанный с водой, карбонат магния MgCO₃. Обратиться к врачу.

Аллотропия -

Сложное вещество -

Катион –

Анион –

2. Закончите определения и выпишите основные формулы:

Относительная атомная масса элемента -

Запишите формулу:

Относительная молекулярная масса –

Запишите формулу:

Количество вещества-

Запишите формулу:

Молярная масса вещества-

Запишите формулу:

Молярный объем –

Запишите формулу:

Плотность вещества –

Запишите формулу:

Относительная плотность газа –

Запишите формулу:

Массовая доля компонента –

Запишите формулу:

Химический эквивалент –

Запишите формулу:

3. Пользуясь периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева, выпишите из ряда элементов металлы и неметаллы: цинк, хлор, магний, алюминий, углерод, кремний, азот, кислород, железо.

Металл	Неметалл

4. Пользуясь периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева, укажите относительные атомные массы алюминия, хлора, натрия, железа, кислорода, серы, азота, магния, кремния, серебра, свинца, хрома, олова, кобальта, никеля, кадмия.

Ar (Al) =

5. Вычислите относительные молекулярные массы карбоната кальция, сульфата алюминия, хлорида железа (II), нитрата натрия, фосфата кальция, оксида марганца, хромата калия, гидроксида меди, бромида лития.

Mr (CaCO ₃) =

6. Укажите качественный и количественный состав сульфата алюминия, хлорида цинка и гидроксида натрия.

Формула	Качественный состав	Количественный состав

7. Определить, сколько молей составляет $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул CO₂.

Дано:	Решение.

8. Сколько атомов в:

а) 46 г натрия;

б) 64 г серы?

а) Дано:	Решение.
----------	----------

б) Дано:	Решение.
----------	----------

9. Какое количество вещества и сколько атомов содержится в 14 г железа?

Дано:	Решение.
-------	----------

10. Вычислить массу 56 л водорода (н.у.).

Дано:	Решение.
-------	----------

11. Определить объем 8 г кислорода (н.у.).

Дано:	Решение.
-------	----------

12. Плотность этилена по кислороду равна 0,875. Определить молярную массу этилена.

Дано:	Решение.
-------	----------

13. Определите плотность хлороводорода по водороду и по воздуху.

Дано:	Решение.
-------	----------

14. Рассчитать массовую долю (%) азота в нитрате калия.

Дано:	Решение.
-------	----------

15. Вычислить массовые доли (%) действующих веществ N, K, P в удобрениях: NH_4NO_3 , KCl , $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ соответственно.

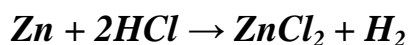
Дано:	Решение.
-------	----------

16. Определить массу 1 м³ азота при температуре 20⁰С и давлении 3 атм.

Дано:	Решение.
-------	----------

Лабораторная работа № 1

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЯРНОЙ МАССЫ ЭКВИВАЛЕНТА МЕТАЛЛА ПО ОБЪЕМУ ВЫДЕЛИВШЕГОСЯ ВОДОРОДА



Практическая часть работы сводится к определению объема вытесненного водорода при данных условиях. Для этого необходимо собрать прибор, проверить его герметичность, снять пробирку, налить 5 мл соляной кислоты (1:1) + 1 каплю раствора CuSO_4 , в верхнюю часть пробирки поместить цинк, присоединить пробирку к прибору, записать объем воды в бюретке до реакции, после прекращения реакции оставить прибор на 3-5 минут для охлаждения и затем записать объем воды после реакции. Объем водорода будет равен разности между объемами воды после и до реакции.

Масса цинка известна. Молярный объем эквивалента водорода при н.у. равен: $V_{\text{э}}(\text{H}_2) = 0,0112 \text{ м}^3/\text{моль (СИ)} = 11,2 \text{ л/моль} = 11200 \text{ мл/моль}$.

Используя уравнение газового состояния вещества приводим полученный объем водорода к нормальным условиям ($V_0(\text{H}_2)$).

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

Затем по закону эквивалентов определяем молярную массу эквивалента

$$\text{цинка: } \frac{m(\text{Zn})}{V_0(\text{H}_2)} = \frac{M_{\text{э}}(\text{Zn})}{V_{\text{э}}(\text{H}_2)}$$

$$M_{\text{э}}(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn}) \cdot V_{\text{э}}(\text{H}_2)}{V_0(\text{H}_2)}$$

Данные для определения МЭ(Zn):

1.	$m(\text{Zn}) = \dots\dots\dots \text{ г.}$	6.	$P_{\text{атмосф.}} = \dots\dots\dots \text{ мм.рт.ст.}$ (по барометру)
2.	$V(\text{H}_2\text{O})$ до реакции (д.р.) = $\dots\dots\dots \text{ мл.}$	7.	$P_{\text{H}_2\text{O}} = \dots\dots\dots \text{ мм.рт.ст.}$ / (по таблице)
3.	$V(\text{H}_2\text{O})$ после реакции (п.р.) = $\dots\dots\dots \text{ мл.}$	8.	$P(\text{H}_2) = P_{\text{атмосф.}} - P_{\text{H}_2\text{O}} = \dots\dots\dots \text{ мм.рт.ст.}$
4.	$V(\text{H}_2) = V(\text{H}_2\text{O})_{\text{п.р.}} - V(\text{H}_2\text{O})_{\text{д.р.}} = \dots\dots\dots \text{ мл.}$	9.	$T_0 = 273 \text{ К}$
5.	$t = \dots \text{ } ^\circ\text{C} = T = t \text{ } ^\circ\text{C} + 273 = \dots\dots\dots \text{ К}$	10.	$P_0 = 760 \text{ мм.рт.ст.}$

Расчет

1. Определяем объем выделившегося водорода при н.у.:

$$\frac{P_0 \cdot V_0}{T_0} = \frac{P \cdot V}{T}; V_0(H_2) \frac{P_{H_2} \cdot V_{H_2} \cdot T_0}{P_0 \cdot T} = \frac{P_{H_2} \cdot V_{H_2} \cdot 273}{760 \cdot T} = \dots\dots\dots$$

мл.

2. Определяем экспериментальное значение молярной массы эквивалента цинка $M_{\text{Э}}(\text{Zn})$:

$$\frac{m(\text{Zn})}{V_0(H_2)} = \frac{M_{\text{Э}}(\text{Zn})}{V_{\text{Э}}(H_2)}; M_{\text{Э}}(\text{Zn}) = \frac{m(\text{Zn}) \cdot 11200}{V_0(H_2)} = \dots\dots\dots$$

г/моль.

3. Определяем процент относительной ошибки

$$M_{\text{Э}}(\text{Zn})_{\text{теоретическая}} = \frac{M(\text{Zn})}{B} = \frac{65.38}{2} = 32.69 \text{ г/моль}$$

$$\sigma_{\text{относит.ошибка}} = \frac{M_{\text{Э}}(\text{Zn})_{\text{теор.}} - M_{\text{Э}}(\text{Zn})_{\text{экспер.}}}{M_{\text{Э}}(\text{Zn})_{\text{теор.}}} \cdot 100\% =$$

= ±Λ %

Ответ: _____.

Дата _____

Подпись преподавателя _____

ТЕМА 3. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Ключевые слова: классификация неорганических веществ, оксиды, основания, кислоты, соли, амфотерность, основность, кислотность.

1. Дать определения и привести примеры:

Оксиды –

Примеры:

Основные оксиды –

Примеры:

Кислотные оксиды –

Примеры:

Амфотерные оксиды -

Примеры:

Основания –

Привести примеры:

Амфотерные основания –

Примеры:

Кислоты –

2. Напишите молекулярные формулы следующих оксидов и укажите их тип:

Название оксида	Молекулярная формула оксида	Тип оксида
оксид железа (III)		
оксид углерода (IV)		
оксид алюминия		
оксид натрия		

3. С какими из перечисленных веществ будут взаимодействовать гидроксид натрия: CaO , CO_2 , Al_2O_3 , N_2O_5 , BeO , MgO , SiO_2 , NO . Напишите уравнения реакций:

1.	$\text{NaOH} +$	$=$	
2.			
3.			
4.			
5.			
6.			
7.			
8.			

4. Приведите примеры одно-, двух-, трехосновных кислот.

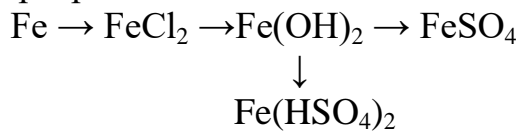
5. Как называется реакция взаимодействия кислоты с основанием? Приведите примеры.

--

6. Назовите по международной номенклатуре: KH_2PO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, $(\text{MgOH})_2\text{CO}_3$, K_2HPO_4 , $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

KH_2PO_4	-

7. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:

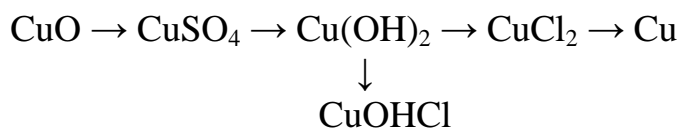


1. Fe +	=
2.	
3.	
4.	

8. Напишите способы получения амфотерных оснований на примере гидроксида алюминия.

--

9. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



1.
2.
3.
4.
5.

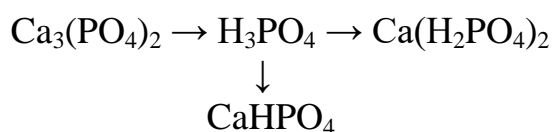
10. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения: $\text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaHSO}_4$

1.
2.
3.

11. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществись превращения: $\text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

1.
2.
3.

12. Напишите уравнения реакций, при помощи которых можно осуществить превращения:



1.
2.
3.

12. Напишите формулы следующих соединений: гидрофосфат кальция, сульфат алюминия, гидроксонитрат меди (II).

Гидрофосфат кальция	-

14. Дополните таблицу «Название кислот и кислотных остатков по международной номенклатуре»:

<i>Название кислоты</i>	<i>Формула</i>	<i>Кислотный остаток (анион)</i>	<i>Название кислотного остатка</i>
азотистая	HNO_2		
	HNO_3	NO_3^{3-}	нитрат
	HBr		бромид
йодистоводородная		I^-	
кремниевая		SiO_3^{2-}	силикат
	HMnO_4		перманганат
		SO_4^{2-}	сульфат
		HSO_4^-	гидросульфат (бисульфат)
сернистая	H_2SO_3		
			гидросульфит
сероводородная		S^{2-}	
		HS^-	
	HCl		хлорид
угольная		CO_3^{2-}	
		HCO_3^-	гидрокарбонат (бикарбонат)
уксусная	CH_3COOH		ацетат
фосфорная	H_3PO_4		
		HPO_4^{2-}	
		H_2PO_4^-	
фтористоводородная			фторид
	HClO	ClO^-	гипохлорит
хлористая	HClO_2		
хлорноватая		ClO_3^-	хлорат
	HClO_4	ClO_4^-	

Дата _____

Подпись преподавателя _____

ТЕМА 4. СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА

Ключевые слова: атом, ядро, изотопы, электрон, электронная орбиталь, атомная орбиталь, квантовые числа, принцип минимальной энергии, принцип Паули, правило Хунда, правило Клечковского.

1. Закончите определения:

Атом –

Ядро атома –

Изотопы -

Изобары –

Электрон –

Электронная (атомная) орбиталь –

Электронное облако –

Главное квантовое число «n» –

Орбитальное квантовое число «l» -

Магнитное квантовое число «m_l» -

Спиновое квантовое число «m_s» -

Значения квантовых чисел и состояния электронов

Главное квантовое число	n = 1	n = 2	n = 3	n = 4
Орбитальное квантовое число и типы АО	s (l=0)	s (l=0), p(l=1)	s(l=0), p(l=1), d(l=2)	s(l=0), p(l=1), d(l=2), f(l=3)
Состояние электрона	1s	2s, 2p	3s, 3p, 3d	4s, 4p, 4d, 4f

Принцип минимальной энергии –

Принцип Паули –

Правило Гунда –

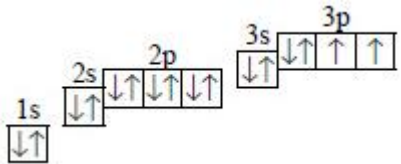
Правило Клечковского –

Электронные конфигурации атомов –

Валентные электроны –

2. Составьте электронно-графические формулы атомов серы, натрия, фосфора и ванадия. Валентные электроны распределите по орбиталям.

1. ${}_{16}\text{S } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$



2.

3.

3. Какой состав имеет ядро изотопа натрия ${}^{24}\text{Na}$? Укажите число протонов и нейтронов. Чем отличаются изотопы одного элемента? Почему они занимают одну клетку в периодической системе?

4. Напишите электронно-графические формулы лития, магния, калия и объясните причину сходства их свойств.

1.
2.
3.

5. Какое максимальное число электронов в атоме может находиться на последнем энергетическом уровне?

6. Составьте схему строения электронной оболочки, электронную формулу и графическую схему элементов, порядковые номера которых 7, 16. Укажите, к какой группе элементов (s, p или d) относится каждый из этих элементов.

--

Дата _____

Подпись преподавателя _____

ТЕМА 5. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН. ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ

Ключевые слова: периодический закон, периодическая система элементов, период, группа, главная подгруппа, побочная подгруппа, радиус атома, энергия ионизации, электроотрицательность, энергия сродства к электрону.

1. Дополните определения:

Периодический закон Д.И. Менделеева –

Периодическая система элементов –

Период -

Группа -

Главная подгруппа «А» -

Побочная подгруппа «В» -

Радиус атома -

Энергия ионизации -

Энергия сродства к электрону -

Электроотрицательность -

2. С точки зрения теории строения атома, объясните, что объединяет элементы в один период, одну группу, в одну подгруппу. Почему марганец и хлор, находясь в одной группе обладают разными свойствами?

—

3. К какому электронному семейству относится элемент с порядковым номером 43?

—

4. Укажите самый активный металл и неметалл в третьем периоде. Чем определяется металличность и неметалличность элемента?

5. Какой из элементов Na, Cl или Ar обладает наибольшей энергией ионизации?

6. Для какого галогена F или I характерно большое сродство к электрону?

7. Почему свойства элементов периодически повторяются?

8. Установите соответствие в пределах периода:

1. радиус атома	А. увеличивается
2. неметаллические свойства	Б. уменьшаются
3. восстановительные свойства	В. не изменяются
4. электроотрицательность	
5. энергия ионизации	
6. энергия сродства к электрону	

9. Дайте характеристику элементам с порядковым номером 15 по его положению в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева.

Дата _____

Подпись преподавателя _____

ПРИМЕРНЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К КОНТРОЛЬНОЙ ТОЧКЕ № 1 ПО ТЕМАМ

«Основные понятия и законы химии. Классификация неорганических соединений. Строение атома. Периодическая система и закон Д.И. Менделеева»

1. Химия как наука о превращениях веществ.
2. Состав и строение веществ.
3. Зависимость свойств веществ от их состава и строения.
4. Основные химические понятия
5. Закон сохранения массы веществ.
6. Закон постоянства состава.
7. Закон Авогадро и следствия из него.
8. Составление формул по валентности.
9. Простые и сложные вещества.
10. Понятие об эквиваленте.
11. Эквивалент простых и сложных веществ.
12. Зависимость эквивалента от реакции, в которой участвует вещество.
13. Эквивалент окислителя и восстановителя.
14. Классификация и номенклатура оксидов и их химические свойства.
15. Классификация и номенклатура оснований и их химические свойства.
16. Амфотерные гидроксиды. Классификация, номенклатура и химические свойства.
17. Классификация и номенклатура кислот и их химические свойства.
18. Классификация и номенклатура солей и их химические свойства.
19. Строение атома. Приведите пример электронной формулы атома серы. Квантовые числа. Правило Гунда.
20. Строение атома: ядро; электрон (орбиталь, квантовые числа, правила и принцип распределения электронов, составление электронных формул).
21. Периодический закон Д.И. Менделеева, периодическая система элементов. Периодическое изменение свойств элементов.
22. Периодический закон, периодическая система элементов. Изменение свойств элементов в периодах, группах..
23. Простые вещества: металлы, неметаллы, молекулярные формулы. Аллотропия, аллотропные формы. Анионы и катионы.

ТЕМА 6. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ. ВАЛЕНТНОСТЬ И СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ АТОМОВ

Ключевые слова: природа химической связи, σ и π связи, энергия и длина химической связи, ковалентная связь, донорно-акцепторная связь, ионная связь, металлическая связь, водородная связь, полярные и неполярные молекулы. валентность. степень окисления.

1. Дайте определения:

Химическая связь -

σ - связь -

π - связь -

Энергия химической связи -

Длина связи -

Ковалентная связь -

Ковалентная неполярная связь -

Ковалентная полярная связь -

Насыщаемость связи -

Ионная связь -

Донорно-акцепторная связь -

Металлическая связь -

Водородная связь -

Неполярные молекулы -

Полярные молекулы -

Валентность –

Степень окисления-

2. Определите типы химических связей между атомами в следующих соединениях и ионах: H_2 , HCl , NH_4^+ , NH_3 , H_2O_2 , Na_2SO_4 , H_2SO_4 , $NaOH$.

Неорганические соединения	Тип химической связи

3. Как изменяется прочность химической связи в следующих соединениях: HF , HCl , HBr , HI ? Как это сказывается на свойствах данных веществ? Ответ объясните.

4. Как изменяется прочность химической связи между металлом и кислородом в следующих основаниях: $LiOH$, $NaOH$, KOH , $RbOH$, $CsOH$? Ответ объясните.

5. Установите соответствие между формулой соединения и типом химической связи:

- | | |
|--|--|
| <ul style="list-style-type: none"> 1. NaJ 2. HBr 3. K₂S 4. H₂O 5. CCl₄ 6. Cl₂
 7. Mg 8. NH₄Cl 9. N₂ 10. HCl 11. FeCl₃ 12. Na 13. NH₄OH 14. KJ 15. HF | <ul style="list-style-type: none"> А. ковалентная полярная Б. ковалентная неполярная В. ионная Г. металлическая Д. водородная Е. ковалентная по донорно-акцепторному механизму |
|--|--|

6. По молекулярным формулам определите: а) валентности; б) степени окисления элементов в следующих соединениях: HPO₃, H₃PO₄, H₄P₂O₇, H₃PO₃, Ca₃(PO₄)₂, Ca(HSO₄)₂, Al₂(SO₄)₃.

а) HPO ₃	б) HPO ₃

Дата _____

Подпись преподавателя _____

ТЕМА 7. ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА

Ключевые слова: тепловой эффект реакции, основные понятия термодинамики, внутренняя энергия, энтальпия, экзотермические реакции, эндотермические реакции, закон Гесса, энтропия, энергия Гиббса.

1. Сформулируйте определения:

Тепловой эффект реакции –

Внутренняя энергия –

Энтальпия –

Термохимия –

Экзотермические реакции –

Эндотермические реакции –

Закон Гесса –

Энтропия –

Энергия Гиббса -

2. Запишите выражения термодинамических параметров и функций:

Термодинамические параметры	Термодинамические (характеристические) функции
- температура	U -
p -	- энтальпия
- количество вещества	S -
c -	- энергия Гиббса
	F -

3. При взаимодействии свежеприготовленного кристаллического оксида алюминия и газообразного оксида серы (VI) получен кристаллический сульфат алюминия. Составьте термохимическое уравнение реакции и вычислите тепловой эффект.

4. **Реакция горения** этана выражается термохимическим уравнением:
 $C_2H_6(g) + 7/2 O_2 = 2CO_2(g) + 3H_2O(ж); \Delta H_x. p = -1559,87 \text{ кДж.}$
Вычислить теплоту образования этана.

5. Как связана величина свободной энергии химического процесса с константой равновесия?

6. Математическое выражение I начала термодинамики.

7. Вычислить тепловой эффект реакции: $4 \text{NH}_3 + 5 \text{O}_2 = 4 \text{NO} + 6 \text{H}_2\text{O}$, если стандартные теплоты образования веществ равны:

$$\Delta H_0(\text{NH}_3) = - 46 \text{ кДж / моль,}$$

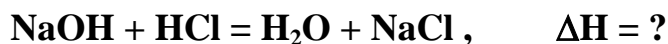
$$\Delta H_0(\text{NO}) = 90 \text{ кДж / моль,}$$

$$\Delta H_0(\text{H}_2\text{O}) = - 242 \text{ кДж / моль ?}$$

Лабораторная работа № 2

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ТЕПЛООВОГО ЭФФЕКТА РЕАКЦИИ НЕЙТРАЛИЗАЦИИ

Определим тепловой эффект реакции:



Определение тепловых эффектов реакций проводят в калориметрах. В зависимости от характера процесса и реагирующих веществ применяют калориметры различных конструкций, но все они содержат калориметрический сосуд, который защищён от потерь тепла и снабжён термометром или другим устройством для измерения температуры.

Простейший калориметр состоит из двух стаканов - внешнего (ёмкостью ≈ 300 мл) и внутреннего (ёмкостью ≈ 100 мл), асбестовых прокладок и ртутного термометра с ценой деления $0,1^\circ\text{C}$. Внутренний стакан калориметра изолирован от внешнего асбестовой прокладкой.

Количество тепла Q , выделяющегося или поглощающегося в калориметре, вычисляют по формуле:

$$Q = C_{p-ра} m_1 (t_{o\max} - t_0) + C_{ст} m_2 (t_{o\max} - t_0),$$

где $C_{p-ра}$, $C_{ст}$ - удельная теплоёмкость соответственно: раствора и стекла, кал/г·град;

m_1 , m_2 - массы раствора и калориметрического стакана соответственно;

$t_{o\max}$ - максимальная температура, $^\circ\text{C}$;

t_0 - средняя температура исходных растворов, $^\circ\text{C}$.

Удельная теплоёмкость раствора зависит от его концентрации, но т.к. в данном случае концентрация NaCl мала, можно принять теплоёмкость раствора, равной теплоёмкости растворителя - воды: $C_{\text{H}_2\text{O}} = 1 \text{ кал/г}\cdot\text{град}$;

Теплоёмкость стекла примем: $C_{ст} = 0$.

Ход работы.

Массу раствора и изменение его температуры определим следующим образом:

1. Взвесим внутренний стакан калориметра на аналитических весах с точностью до 0.01 г (m_1).

2. Отмериваем в него цилиндром 25 мл 1M раствора соляной кислоты и помещаем в калориметр.

3. В другой сухой стакан отмериваем цилиндром 25 мл 1M раствора гидроксида натрия.

4. Измеряем термометром температуру растворов соляной кислоты - t_{o1} и гидроксида натрия - t_{o2} , затем, не вынимая термометр из внутреннего стакана калориметра, быстро вливаем в него щёлочь.

5. Осторожно перемешивая термометром раствор, наблюдаем за повышением температуры. Отмечаем максимальную температуру с точностью до 0.1°C

6. Взвесим калориметрический стакан с раствором с точностью до 0.01 г (m_2).

7. Результаты эксперимента сводим в таблицу:

$m, \text{ г}$	$m_1, \text{ г}$	$m_2, \text{ г}$	$t_{o1}, ^{\circ}\text{C}$	$t_{o2}, ^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{max}}, ^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{средн}}, ^{\circ}\text{C}$

Расчет:

1. Средняя температура исходных растворов:

$$t_{\text{средн}} = (t_{o2} + t_{o1}) : 2$$

2. Масса раствора в калориметрическом стакане:

$$m = m_2 - m_1$$

3. Количество тепла, выделившегося в калориметре при сливании $25\text{ мл } 1\text{М NaOH}$ и $25\text{ мл } 1\text{М HCl}$:

$$Q = c \cdot m (t_{\text{max}} - t_{\text{средн}}), \text{ кал}$$

Как видно из уравнения реакции, при этом образуется 0.025 моль воды. Тогда тепловой эффект реакции будет:

$$\Delta H = \frac{Q}{-0.025 \cdot 10^3}, \text{ ккал / моль}$$

4. Относительная ошибка измерения (σ):

$$\sigma = ((T - \text{Э}) : T) 100 \%$$

где : T — теоретическое значение теплового эффекта реакции нейтрализации
 $T = 13.7\text{ ккал / моль}$

Э — экспериментально полученное значение теплового эффекта.

Дата _____

Подпись преподавателя _____

ТЕМА 8. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Ключевые слова: скорость химической реакции, гомогенные реакции, скорость гомогенной реакции, гетерогенные реакции, скорость гетерогенной реакции, влияние факторов на скорость химической реакции, уравнение Аррениуса, теория активации, энергия активации, катализаторы, гомогенный катализ, гетерогенный катализ, химическое равновесие, принцип (правило) Ле-Шателье.

1. Дайте определения:

Гомогенные реакции -

Скорость гомогенной реакции -

Гетерогенные реакции -

Скорость гетерогенной реакции -

Влияние факторов на скорость химической реакции:

Уравнение Аррениуса -

--

Теория активации –

Энергия активации, E_a -

--

Катализаторы -

Гомогенный катализ -

Гетерогенный катализ -

Химическое равновесие -

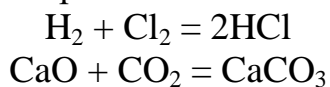
Смещение химического равновесия -

Принцип (правило) Ле-Шателье:

Влияние факторов на смещение химического равновесия:

2. Сформулируйте закон действия масс.

3. Запишите математическое выражение закона действия масс для реакций, прошедших в гомогенной и гетерогенной системах:



4. Сформулируйте правило Вант-Гоффа.

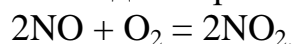
5. Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость прямой реакции, если в системе $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$ давление увеличить в 2 раза, концентрацию исходных продуктов увеличить в 3 раза.

--

6. Температурный коэффициент скорости реакции 2,0. Во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры от 20 до 60°C?

Дано:	Решение.
-------	----------

7. Вычислите константу равновесия для обратимой реакции



Равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л): $[\text{NO}] = 0,056$, $[\text{O}_2] = 0,028$, $[\text{NO}_2] = 0,044$. Найдите исходные концентрации оксида азота (II) и кислорода.

Дано:	Решение.
-------	----------

8. Как изменится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при понижении температуры на 30°C, если температурный коэффициент скорости реакции равен 3?

Дано:	Решение.
-------	----------

9. Реакция протекает по уравнению $A+B = 2C$. Начальная концентрация вещества А равна 0,22 моль/л, а через 10 с - 0,215 моль/л. Вычислите среднюю скорость реакции.

Дано:	Решение.
-------	----------

10. При повышении температуры от 10 до 50°C скорость химической реакции увеличилась в 81 раз. Рассчитайте температурный коэффициент скорости химической реакции.

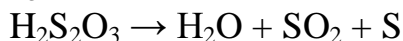
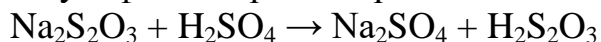
Дано:	Решение.
-------	----------

Лабораторная работа № 3

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

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

Взаимодействие тиосульфата натрия с серной кислотой.



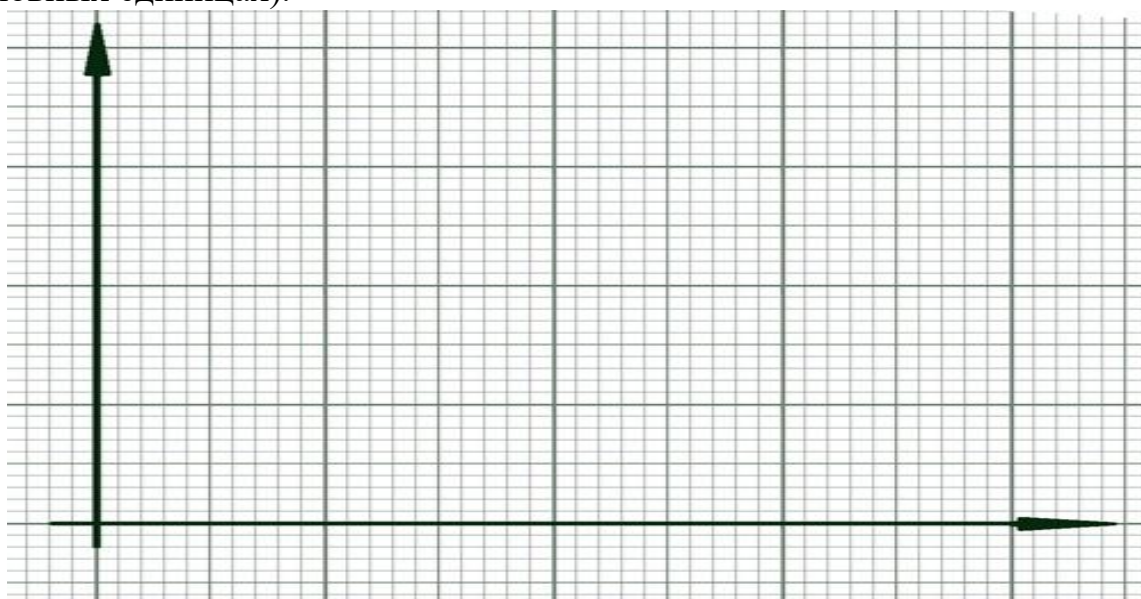
Оборудование и реактивы. Секундомер. Три бюретки. Штатив с пробирками. Тиосульфат натрия (1М раствор). Серная кислота (1 М раствор).

Выполнение работы. В первую пробирку налейте из бюретки 8 мл 1М раствора тиосульфата натрия, во вторую – 4 мл раствора тиосульфата натрия и 4 мл воды, в третью – 2 мл тиосульфата натрия и 6 мл воды, таким образом, при одинаковом общем объеме растворов концентрации тиосульфата натрия в пробирках относятся, как 1:0,5:0,25.

Включите секундомер и одновременно в первую из пробирок влейте 2 мл 1М серной кислоты. Отметьте время от момента добавления кислоты до появления в растворе опалесценции. Аналогично проделайте опыт со второй и третьей пробирками. Результаты запишите в виде таблицы.

№ пробирки	Объем, мл			Относительная концентрация $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Время течения реакции t , с	Условная скорость реакции $V = \frac{1}{t}$
	$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	H_2O	H_2SO_4			
1	8	-	2	1		
2	4	4	2	0,5		
3	2	6	2	0,25		

Построить график по результатам опыта, отложив по оси абсцисс относительные концентрации, по оси ординат – скорость реакций (в условных единицах).



Опыт 2. Влияние температуры на скорость химической реакции.

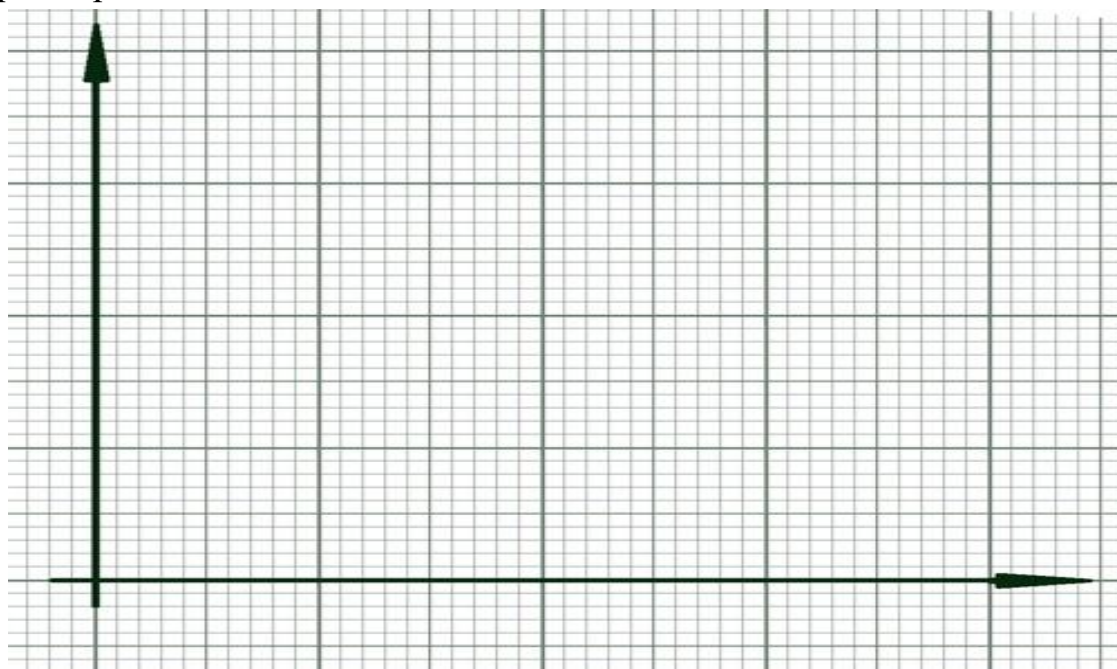
Оборудование и реактивы. Секундомер; водяная баня; штатив с пробирками; две бюретки; термометр; раствор тиосульфата натрия (1М); серная кислота (1М).

Выполнение работы.

Шесть пробирок пронумеровать, на трёх из них, сделать надписи $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, на остальных трех - H_2SO_4 . В три пробирки с надписью $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ отмерить из бюретки по 5 мл раствора тиосульфата натрия. В другие три пробирки, с надписью H_2SO_4 , отмерить из бюретки по 5 мл раствора серной кислоты. Одну пару пробирок (с надписями $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4) оставить при комнатной температуре. Остальные пробирки попарно поместить в водяную баню с термометром. Осторожно нагреть: одну пару выше комнатной температуры на $11-12^\circ\text{C}$, другую на $22-23^\circ\text{C}$. При достижении нужной температуры слить растворы попарно (т.е. растворы $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и H_2SO_4) и включить секундомер. Данные занести в таблицу.

№ пробирки	Температура опыта, $^\circ\text{C}$	Время течения реакции t , с	Условная скорость реакции $V = \frac{1}{t}$
1			
2			
3			

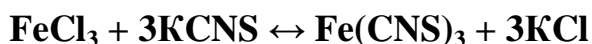
Постройте график зависимости скорости реакции от температуры, откладывая по оси абсцисс температуру опыта, по оси ординат – условную скорость реакции.



Лабораторная работа № 4

СМЕЩЕНИЕ ХИМИЧЕСКОГО РАВНОВЕСИЯ ПРИ ИЗМЕНЕНИИ КОНЦЕНТРАЦИЙ, УЧАСТВУЮЩИХ В РЕАКЦИИ ВЕЩЕСТВ НА ПРИМЕРЕ РЕАКЦИИ $\text{FeCl}_3 + \text{KCNS}$

Для опыта воспользуемся реакцией, протекающей между хлоридом железа (III) и роданидом аммония. Эта реакция является классическим по наглядности примером обратимой реакции, поскольку образующийся в результате реакции раствор роданида железа (III) окрашен в красный цвет, интенсивность которого зависит от концентрации $\text{Fe}(\text{CNS})_3$. Смещение равновесия легко наблюдать по изменению интенсивности окраски раствора. Реакция протекает по уравнению:



Оборудование и реактивы: Штатив с пробирками. Стакан на 50 мл. Раствор FeCl_3 (0,002 М). Раствор NH_4CNS (0,006н). Капельницы с насыщенными растворами хлорида железа (III) и роданида аммония. Кристаллический хлорид аммония. Стеклянные палочки.

Выполнение работы: Смешайте в стакане 10 мл 0,002М раствора FeCl_3 и 10 мл 0,006н раствора NH_4CNS . Разлейте полученную смесь в 4 пробирки (по 5 мл) прилейте в первую пробирку 2-3 капли насыщенного раствора FeCl_3 , во вторую 2-3 капли насыщенного раствора KCNS , в третью всыпать $\approx 0,5$ г KCl . Перемешать содержимое пробирок стеклянными палочками, сопоставить интенсивность окрасок полученных растворов с цветом раствора в 4-ой пробирке и объяснить наблюдаемые явления на основании принципа Ле-Шателье. Данные внести в таблицу:

Добавленное вещество	Изменение интенсивности окраски	Направление смещения равновесия
FeCl_3		
KCNS		
KCl		

Вывод

Дата _____

Подпись преподавателя _____

ПРИМЕРНЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К КОНТРОЛЬНОЙ ТОЧКЕ № 2 ПО ТЕМАМ

«Энергетика химических реакций. Химическая связь. Скорость химических реакций и химическое равновесие»

1. Химическая связь: ковалентная неполярная и полярная, ионная, донорно-акцепторная, металлическая, водородная.

2. Определите типы химических связей между атомами в следующих соединениях и ионах: H_2 , HCl , NH_4^+ , NH_3 , H_2O_2 , Na_2SO_4 , H_2SO_4 , NaOH .

3. Как изменяется прочность химической связи в следующих соединениях: HF , HCl , HBr , HI ? Как это сказывается на свойствах данных веществ? Ответ объясните.

4. Как изменяется прочность химической связи между металлом и кислородом в следующих основаниях: LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH ? Ответ объясните.

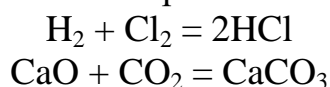
5. Какой тип химической связи объясняет такие свойства металлов, как электропроводность, теплопроводность, пластичность?

6. Дайте определение понятию «скорость химической реакции». В каких единицах она измеряется?

7. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?

8. Сформулируйте закон действия масс.

9. Запишите математическое выражение закона действия масс для реакций, прошедших в гомогенной и гетерогенной системах:



10. Что такое константа скорости химической реакции, от каких факторов она зависит?

11. Сформулируйте правило Вант-Гоффа.

12. Чем характеризуется состояние химического равновесия?

13. Приведите примеры обратимых и необратимых процессов.

14. Какие факторы влияют на положение равновесия и гомогенных жидких и газообразных системах?

15. Сформулируйте принцип Ле-Шателье. Как влияет изменение давления, концентрации реагирующих веществ на положение равновесия в системе:



16. Рассчитайте, во сколько раз изменится скорость прямой реакции, если в системе $2\text{CO} + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{CO}_2$ давление увеличить в 2 раза, концентрацию исходных продуктов увеличить в 3 раза.

17. Температурный коэффициент скорости реакции 2,0. Во сколько раз возрастает скорость реакции при повышении температуры от 20 до 60°C?

18. Энергетика химической реакции. Экзо- и эндотермические реакции.

19. Закон Гесса и его следствия.

20. Термодинамические функции: энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса.

Тема 9. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Ключевые слова: окислитель, восстановитель, процесс окисления, процесс восстановления, окислительно-восстановительные реакции, метод электронного баланса.

1. Дайте определения:

Окислительно-восстановительные реакции –

Окисление –

Восстановление –

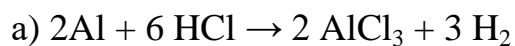
Окислитель –

Восстановитель –

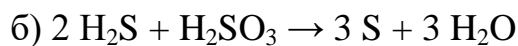
2. Определите, какие реакции являются окислительно-восстановительными:

а) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$	
б) $\text{ZnSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{ZnCO}_3 + \text{Na}_2\text{SO}_4$	
в) $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{ZnS} + 2\text{HCl}$	
г) $\text{Zn} + \text{S} \rightarrow \text{ZnS}$	
д) $\text{ZnO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Zn} + \text{H}_2\text{O}$	
е) $\text{ZnO} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	

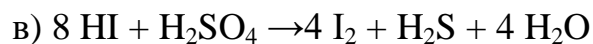
3. Укажите окислитель и восстановитель в реакциях:



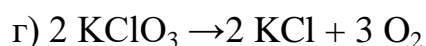
окислитель _____; восстановитель _____



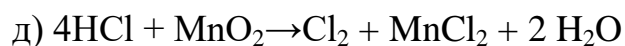
окислитель _____; восстановитель _____



окислитель _____; восстановитель _____

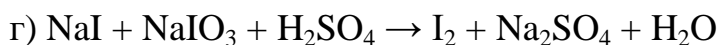
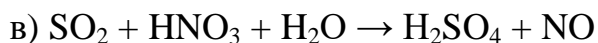
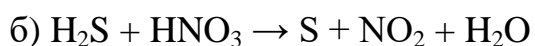
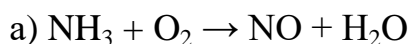


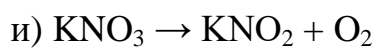
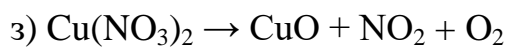
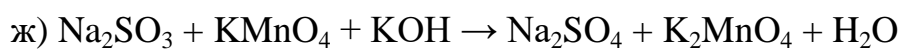
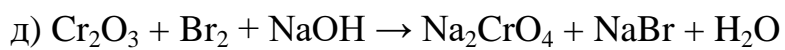
окислитель _____; восстановитель _____

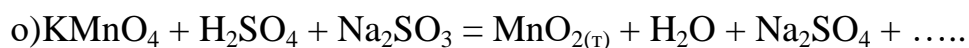
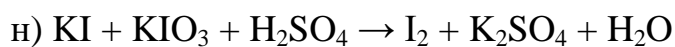
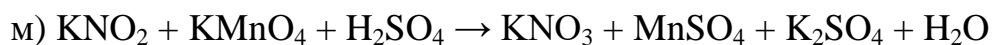


окислитель _____; восстановитель _____

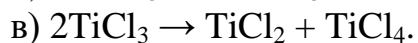
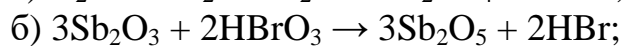
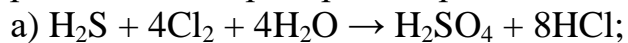
4. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах окислительно-восстановительных реакций:







5. Укажите, какие из приведенных реакций относятся к реакциям диспропорционирования:



Объясните.

ТЕМА 10. РАСТВОРЫ

Ключевые слова: истинные растворы, растворимость, концентрация раствора, массовая доля, молярность, нормальность, коэффициент растворимости, факторы, влияющие на растворимость.

1. Дайте определения:

Растворы –

Концентрация раствора –

Растворимость –

Коэффициент растворимости -

Гидраты –

Сольваты –

Кристаллогидраты –

2. Заполните таблицу:

Способы выражения концентрации	Определение	Формула нахождения
Массовая доля растворённого вещества, $\omega, \%$	– показывает сколько грамм растворённого вещества содержится в 100 г данного раствора.	$\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} \cdot 100\%$
Молярная концентрация, C_M , _____		
Нормальная концентрация, C_N , _____		
Титр раствора, T , _____		
Моляльная концентрация, _____, _____		

3. Определите молярную концентрацию 20% раствора NaOH ($\rho = 1,19 \text{ г/см}^3$).

Дано:	Решение.
--------------	-----------------

4. В 80 мл воды растворили 6 г глюкозы. Рассчитайте массовую долю глюкозы в полученном растворе.

<i>Дано:</i>	<i>Решение.</i>
--------------	-----------------

5. Вычислите массу хлорида натрия, необходимого для приготовления 200 мл раствора, в котором концентрация хлорида натрия равна 0,5 моль/л.

<i>Дано:</i>	<i>Решение.</i>
--------------	-----------------

6. Вычислите молярную массу вещества, если известно, что в 36 л раствора с молярной концентрацией 9 моль/л было растворено 1440 г вещества.

<i>Дано:</i>	<i>Решение.</i>
--------------	-----------------

7. Определите эквивалентную концентрацию (нормальную) хлорида алюминия, если в 250 мл раствора содержится 3,36 г соли. Раствор будет использован для получения гидроксида алюминия по обменной реакции.

<i>Дано:</i>	<i>Решение.</i>
--------------	-----------------

8. Определите молярность 4%-го раствора NaBr с плотностью 1030 г/л.

<i>Дано:</i>	<i>Решение.</i>
--------------	-----------------

9. Определить молярность, нормальность и титр 4 % раствора FeSO₄ объем которого равен 1,5 л, плотность 1037 кг/м³.

<i>Дано:</i>	<i>Решение.</i>
--------------	-----------------

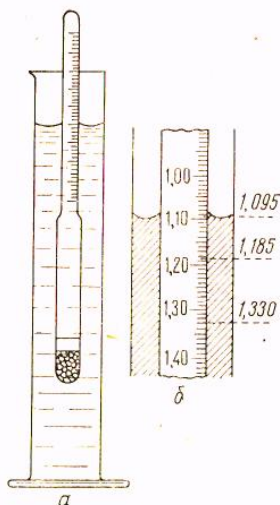
10. Определите молярную, нормальную концентрацию и титр 5 % раствора серной кислоты, плотность 1,1 г/см³ в объеме 1 л.

<i>Дано:</i>	<i>Решение.</i>
--------------	-----------------

Лабораторная работа № 5

ПРИГОТОВЛЕНИЕ РАСТВОРА ХЛОРИДА НАТРИЯ ЗАДАННОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ

Плотность - это масса вещества в единице объема. Зная плотность, можно по таблице определить процентную (или $\omega\%$) концентрацию раствора. Определить плотность раствора можно многими способами. Из них наиболее простой и быстрый - с помощью ареометра (рис.). Его применение основано на том, что плавающее тело погружается в жидкость до тех пор, пока масса вытесненной им жидкости не станет равна массе самого тела. В расширенной нижней части ареометра помещен груз, на верхней узкой части - шейке - нанесены деления, указывающие плотность жидкости, в которой плавает ареометр.



Выполнение работы. Сначала рассчитайте, сколько граммов NaCl и какой объем воды нужно взять для приготовления 250 мл раствора заданной массовой концентрации. На аналитических весах отвесьте (с точностью до 0,01 г) вычисленную массу хлорида натрия. Навеску NaCl перенесите в стакан (емкостью 300 мл). Отмерьте цилиндром рассчитанный объем дистиллированной воды, перелейте ее в стакан с навеской хлорида натрия и перемешайте стеклянной палочкой до полного растворения кристаллов соли. Полученный раствор перелейте в мерный цилиндр. Уровень жидкости должен быть ниже края цилиндра на 3-4 см. Осторожно опустите ареометр в раствор. Ареометр не должен касаться стенок цилиндра. Отсчет плотности по уровню жидкости производите сверху вниз. По таблице, предложенной преподавателем, найдите и запишите массовую концентрацию раствора, отвечающую этой плотности. Если в таблице данное значение плотности отсутствует, то процентную концентрацию находят методом интерполяции. Сравните массовое содержание NaCl приготовленного раствора с заданной массовой концентрацией. Сделайте расчет молярности, нормальности, титра приготовленного раствора. Результаты запишите в таблицу:

Заданная концентрация	Плотность (ρ_1)	Рассчитанные массы компонентов, г		Плотность экспериментальная (ρ_2)	Экспериментальные концентрации				Относительная ошибка, $\sigma\%$
		m(NaCl)	m(H ₂ O)		$\omega\%$	C _M	C _N	T	

Дата _____

Подпись преподавателя _____

ТЕМА 11. ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ

Ключевые слова: электролиты, неэлектролиты, теория Аррениуса, диссоциация, константа диссоциации, степень диссоциации, ионные уравнения реакции.

1. Дайте определения:

Электролиты –

Неэлектролиты –

Основные положения теории Аррениуса:

Диссоциация кислот –

Пример:

Диссоциация оснований –

Пример:

Амфолиты (амфотерные основания) –

Пример:

Диссоциация солей –

Пример:

Константа диссоциации –

Степень диссоциации -

2. Что называется электролитической диссоциацией?

3. Напишите диссоциацию растворов электролитов:

а) сульфата натрия
б) сульфита натрия
в) сульфида натрия

4. Напишите диссоциацию растворов электролитов:

а) нитрата калия
б) фосфата натрия
в) карбоната кальция

5. Составьте по три молекулярных уравнения реакций, которые выражаются ионно-молекулярными уравнениями:



6. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции взаимодействия в растворах между:

а) KHCO_3 и H_2SO_4
б) $\text{Zn}(\text{OH})_2$ и NaOH
в) CaCl_2 и AgNO_3
г) K_2CO_3 и H_2SO_4

ТЕМА 12. ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Ключевые слова: ионное произведение воды, рН, рОН, индикаторы, гидролиз, константа гидролиза, степень гидролиза, гидролиз по катиону, гидролиз по аниону, гидролиз по катиону и аниону.

1. Ответьте на вопросы:

➤ что называется ионным произведением воды и чему оно равно при 22⁰С?

➤ что такое рН?

➤ какова математическая зависимость между рН и концентрацией водородных ионов [H₊]?

➤ что называется индикатором?

➤ что называется интервалом перехода индикатора?

➤ что называется гидролизом?

➤ какие соли подвергаются гидролизу?

2. Из списка солей выпишите те, которые подвергается гидролизу: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, BaCl_2 , Na_2SO_3 , PbCl_2 , K_2CO_3 , KNO_3 , FeCl_3 . Составьте уравнения реакций гидролиза.

3. Составьте ионные уравнения гидролиза:

- | | |
|-----------------------|--------------------------|
| а) карбоната калия; | б) сульфата натрия; |
| в) хлорида меди (II); | г) нитрата аммония; |
| д) карбоната аммония; | е) хлорида железа (III). |

4. Напишите ионные и молекулярные уравнения гидролиза:
Какова реакция среды?

а) хлорида цинка	б) хлорида железа (II)

5. Какую реакцию на лакмус имеют растворы солей:

- а) нитрат натрия; сульфид аммония;
- б) нитрат железа (III); хлорид хрома (III);
- в) фторид калия; сульфид натрия.
- г) нитрат цинка; хлорид бария;
- д) сульфид калия; бромид натрия;
- е) хлорид аммония; сульфат алюминия.

6. Рассчитайте pH 0,001 моль/л раствора серной кислоты.

Дано:	Решение.
-------	----------

7. pH раствора 4,4. Определить концентрацию ионов водорода в этом растворе.

Дано:	Решение.
-------	----------

Лабораторная работа № 6
ОПРЕДЕЛЕНИЕ ХАРАКТЕРА ГИДРОЛИЗА ПРИ ПОМОЩИ
pH - ИНДИКАТОРОВ

Опыт 1. Окраска индикаторов под действием растворов кислот и оснований

Возьмите 9 пробирок. В три из них налейте по 8-10 капель дистиллированной воды. В первую внесите 1 каплю раствора лакмуса, во вторую – 1 каплю фенолфталеина, в третью – 1 каплю метилового оранжевого. Наблюдайте окраску индикаторов в воде. Запишите результаты наблюдений в таблицу (см. ниже).

В другие три пробирки налейте по 8-10 капель соляной кислоты. В первую внесите 1 каплю раствора лакмуса, во вторую – 1 каплю фенолфталеина, в третью – 1 каплю метилового оранжевого. Наблюдайте окраску индикаторов в кислоте. Запишите результат наблюдений в таблицу.

В следующие три пробирки налейте по 8-10 капель щелочи. В первую внесите 1 каплю раствора лакмуса, во вторую – 1 каплю фенолфталеина, в третью – 1 каплю метилового оранжевого. Наблюдайте окраску индикаторов в растворе щелочи. Запишите результат наблюдений в таблицу:

<i>Индикатор</i>	<i>Цвет индикатора</i>		
	<i>В дистиллированной воде</i>	<i>В кислоте</i>	<i>В щелочи</i>
Лакмус			
Фенолфталеин			
Метилоранжевый			

Опыт 2. Определение характера гидролиза при помощи pH-индикаторной бумаги

7 полосок pH-индикаторной бумаги положите на предметные стекла, на 6 из них поместите по 1-2 кристалла солей указанных в нижеследующей таблице, и смочите каплей дистиллированной воды:

<i>Испытуемая соль</i>	<i>Цвет pH-индикаторной бумаги</i>	<i>pH</i>	<i>Уравнение гидролиза солей</i>
CH_3COONa			
Na_2CO_3			
$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$			
ZnSO_4			
KCl			

Результаты внесите в таблицу.

Дата _____

Подпись преподавателя _____

ПРИМЕРНЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ ДЛЯ ПОДГОТОВКИ К КОНТРОЛЬНОЙ ТОЧКЕ № 3 ПО ТЕМАМ

«Растворы. ОВР. ТЭД. pH растворов. Гидролиз солей»

1. Какие дисперсные системы называются истинными растворами?
2. Приведите примеры, доказывающие, что растворение веществ является физико-химическим процессом?
3. Дайте определение следующим понятиям: сольватация, гидратация, сольваты, гидраты, кристаллогидраты.
4. Из гидроксидов металлов и солей важнейших минеральных выделите группу преимущественно растворимых соединений и нерастворимых.
5. Назовите виды численного выражения состава раствора.
6. Что называется электролитической диссоциацией?
7. Что является переносчиком электрического тока: а) в металле; б) в растворе электролитов?
8. Почему электролиты проводят электрический ток?
9. Какие из следующих ионов (назовите их) являются катионами и какие анионами: NO_2^- , Mg^{+2} , SO_4^{2-} , Ca^{+2} , CO_3^{2-} , Ag^+ , PO_4^{3-} .
10. Каков механизм электролитической диссоциации электролитов? Что является причиной распада электролита в растворе на ионы?
11. Напишите диссоциацию растворов электролитов: а) сульфата цинка; б) сульфата натрия; в) сульфида калия.
12. Кислоты с точки зрения теории электролитической диссоциации. Примеры.
13. Основания с точки зрения теории электролитической диссоциации. Примеры.
14. Приведите пример диссоциации многоосновной кислоты и кислой соли.
15. Приведите пример диссоциации многокислотного основания и основной соли.
16. Что называется гидролизом? Какие соли подвергаются гидролизу?
17. Гидролиз по катиону. Гидролиз по аниону. Гидролиз по катиону и аниону.
18. Из списка солей выпишите те, которые подвергается гидролизу: $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, BaCl_2 , Na_2SO_3 , PbCl_2 , K_2CO_3 , KNO_3 , FeCl_3 . Составьте уравнения реакций гидролиза.
19. Составьте ионные уравнения гидролиза: а) карбоната калия; б) сульфата натрия; в) хлорида меди (II); г) нитрата аммония; д) карбоната аммония; е) хлорида железа (III).
20. Выразите молекулярными и ионными уравнениями гидролиз ацетата натрия, сульфата калия.
21. Какие реакции называются окислительно-восстановительными?
22. Что такое степень окисления?
23. Какой процесс называется процессом окисления? Какой процесс называется процессом восстановления?

ТЕМА 13. КАЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

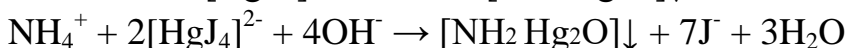
Лабораторная работа № 8

АНАЛИЗ КАТИОНОВ И АНИОНОВ ПО СУЛЬФИДНОЙ КЛАССИФИКАЦИИ

Опыт 1. Первая аналитическая группа катионов (K^+ , Na^+ , NH_4^+ , Mg^{2+} и др.)

Последовательность хода анализа смеси катионов первой группы с ее обоснованием и указанием химических реакций.

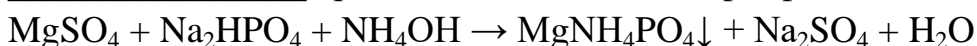
1. Ход анализа начинают с обнаружения иона аммония дробным методом реактивом Несслера (тетраиодиомеркуратом (II) калия), т.к. эта реакция является специфической, ей не мешают другие ионы. Кроме того ион NH_4^+ , будет мешать обнаружению K^+ и Na^+ и о его присутствии необходимо знать заранее. Реактив Несслера – смесь $K_2[HgI_4]$ и KOH , выделяет из раствора солей аммония _____ осадок иодида оксодимеркураммония.



2. Обнаружение иона магния.

Обнаружению Mg^{2+} другие катионы первой группы не мешают, и он тоже обнаруживается дробным методом.

Гидрофосфат натрия Na_2HPO_4 в присутствии NH_4OH и NH_4Cl с ионом Mg^{2+} образует _____ кристаллический осадок фосфата магния аммония.



3. Удаление иона аммония.

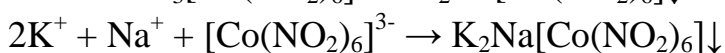
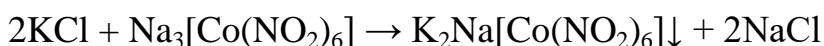
Ион аммония необходимо удалить из исследуемого раствора, т.к. он мешает обнаружению ионов калия и натрия.

Удаление NH_4^+ основано на термическом разложении солей аммония с образованием газообразных продуктов.

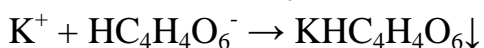
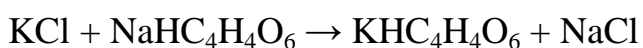


4. Обнаружение иона калия.

В центрифугате, не содержащего NH_4^+ , гексанитрокобальтат (III) натрия $Na_3[Co(NO_2)_6]$ при взаимодействии с ионом калия в нейтральной или уксуснокислой среде образует осадок _____ цвета гексанитрокобальтат (III) натрия - калия - $K_2Na[Co(NO_2)_6]$.



Гидротартрат натрия $NaHC_4H_4O_6$ выделяет из нейтрального раствора, содержащего K^+ , _____ мелкокристаллический осадок гидротартрата калия

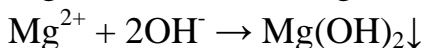
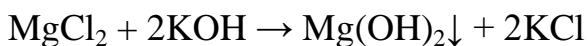


5. Удаление иона магния.

Если в растворе был обнаружен магний, то его необходимо удалить, т.к. он мешает обнаружению натрия.

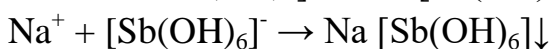
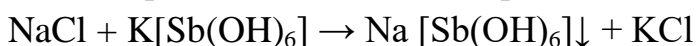
Удаление Mg^{2+} основано на трудной растворимости $Mg(OH)_2$.

При добавлении к центрифугату раствора KOH (но не NaOH !!!) Mg^{2+} осаждается в виде _____ аморфного осадка гидроксида магния.



6. Обнаружение иона натрия в центрифугате, который не содержит NH_4^+ и Mg^{2+} .

Гексагидроксостибиат (V) калия $K[Sb(OH)_6]$ осаждает из нейтрального раствора, содержащего Na^+ , _____ кристаллический осадок гексагидроксостибиата (V) натрия $Na[Sb(OH)_6]$.

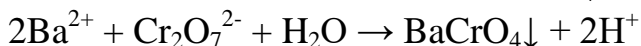
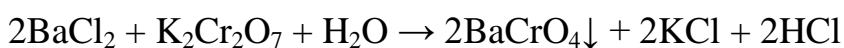
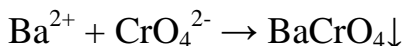
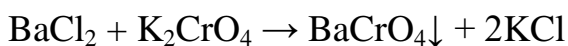


Опыт 2. Вторая аналитическая группа катионов (Ca^{2+} , Ba^{2+} и др.)

1. Обнаружение иона бария.

Поскольку барий мешает обнаружению кальция реакцией с оксалатом аммония $(NH_4)_2C_2O_4$, т.к. образует с этим реактивом _____ осадок, то необходимо узнать, присутствует ли он в растворе.

Хромат калия K_2CrO_4 и дихромат (бихромат) калия $K_2Cr_2O_7$ образуют с катионом бария _____ кристаллический осадок хромата бария $BaCrO_4$:

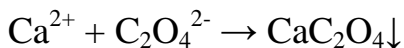
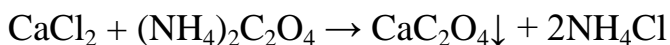


2. Отделение иона бария перед обнаружением кальция.

Осуществляется добавлением к анализируемому раствору хромата или дихромата калия. Ba^{2+} осаждается в виде труднорастворимого хромата (реакции указаны выше), а хромат и дихромат кальция хорошо растворимы и ион кальция остается в растворе.

3. Обнаружение иона кальция в растворе (центрифугате), который не содержит катион бария.

Оксалат аммония $(NH_4)_2C_2O_4$ с катионом кальция образует _____ кристаллический осадок оксалата кальция CaC_2O_4 .

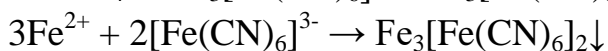
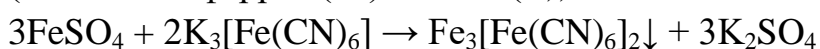


Опыт 3. Третья аналитическая группа катионов (Al^{3+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} , Zn^{2+} и др.)

1. Обнаружение иона железа (II).

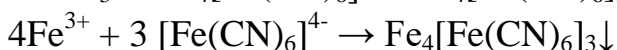
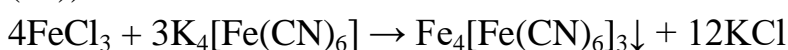
Катионы Fe^{2+} , Fe^{3+} , Mn^{2+} имеют специфические реакции, поэтому их обнаруживают в начале хода анализа в отдельных порциях задачи.

Реактивом на Fe^{2+} является гексацианоферрат (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, с Fe^{2+} образует _____ осадок турбулентной сини (гексацианоферрат (III) железа (II)):



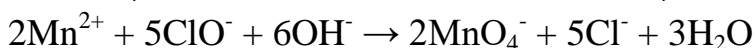
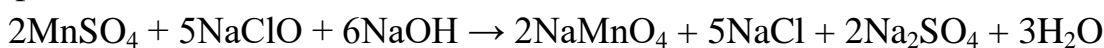
2. Обнаружение иона железа (III).

Реактивом на Fe^{3+} является гексацианоферрат (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, с Fe^{3+} он образует _____ осадок берлинской лазури (гексацианоферрат (II) железа (III)):



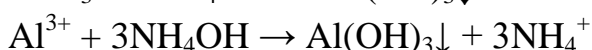
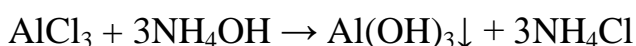
3. Обнаружение иона марганца (II).

Реактивом на Mn^{2+} служит щелочной раствор гипохлорита натрия NaClO . С Mn^{2+} он образует перманганат натрия NaMnO_4 , который окрашивает раствор в малиново-фиолетовый цвет:



4. Обнаружение иона алюминия.

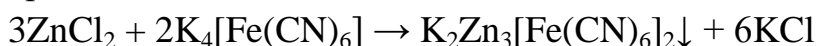
NH_4OH в присутствии NH_4Cl с Al^{3+} образует _____ хлопьевидный осадок $\text{Al}(\text{OH})_3$. Гидроксид цинка $\text{Zn}(\text{OH})_2$ в осадок не выпадает, т.к. он растворяется в избытке NH_4OH и солях аммония.



5. Обнаружение иона цинка.

Действием HCl разрушаем комплексный ион $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ и получаем ион Zn^{2+} .

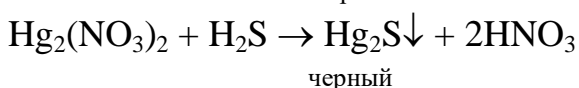
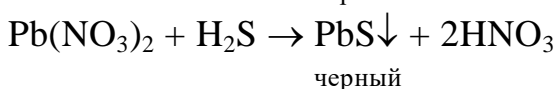
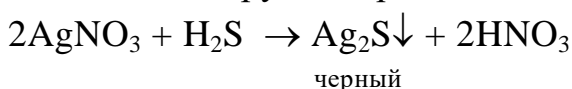
Гексацианоферрат (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ с ионом Zn^{2+} образует _____ кристаллический осадок двойной соли $\text{K}_2\text{Zn}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$.

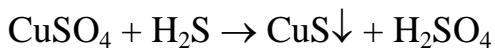


Опыт 4. Четвертая аналитическая группа катионов (Ag^+ , Pb^{2+} , Hg_2^{2+} , Cu^{2+} , Hg^{2+})

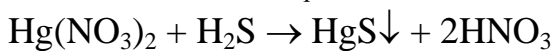
Групповым реактивом 4-й группы служит сероводород в кислой среде (HCl).

Катионы 3-й группы при этом не осаждаются.





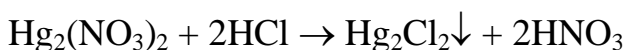
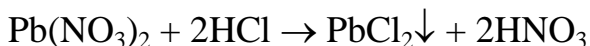
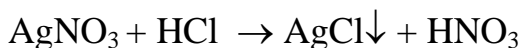
черный



черный

Катионы 4-й группы по растворимости хлоридов делятся на две подгруппы.

В подгруппу серебра входят Ag^+ , Hg_2^{2+} и Pb^{2+} , дающие с хлороводородной кислотой мало растворимые в воде хлориды. **К подгруппе меди относятся Cu^{2+} , Hg^{2+}** , хлориды которых растворимы в воде, _____ цвета.



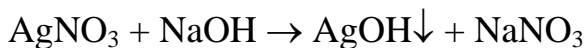
Мало растворимы в воде также гидроксиды, фосфаты и карбонаты катионов 4-й группы.

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ КАТИОНОВ 4 ГРУППЫ

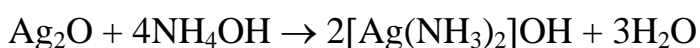
Реакции катиона Ag^+

В водных растворах Ag^+ бесцветен.

1. **Едкие щелочи** образуют с ионом Ag^+ _____ осадок Ag_2O , который образуется вследствие распада получающегося первоначально неустойчивого гидроксида серебра:

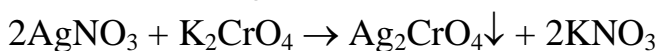


Осадок растворим в NH_4OH с образованием комплексного соединения гидроксид диамминсеребра:

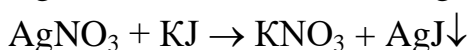
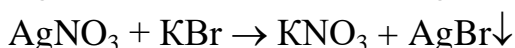
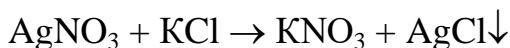


Реакцию проводят в присутствии NH_4Cl

2. **Хромат калия K_2CrO_4** образует с ионом серебра _____ цвета осадок Ag_2CrO_4 :



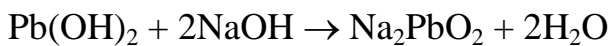
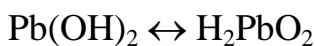
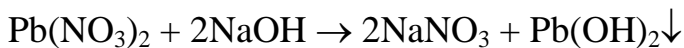
3. **Растворы хлоридов, бромидов, иодидов** (ионы Cl^- , Br^- , I^-) образуют с Ag^+ осадки: _____ $\text{AgCl}\downarrow$, _____ $\text{AgBr}\downarrow$ и $\text{AgI}\downarrow$:



Реакции катиона Pb^{2+}

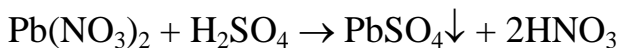
В водных растворах Pb^{2+} бесцветен.

1. **Едкие щелочи и NH_4OH** образуют с Pb^{2+} _____ осадок гидроксида свинца (II) $\text{Pb}(\text{OH})_2$, который растворим в избытке щелочи, т.к. обладает амфотерными свойствами:

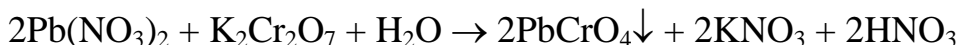
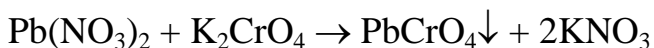


плюмбит натрия

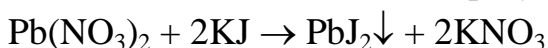
2. **Серная кислота** и растворимые сульфаты (ион SO_4^{2-}) осаждают Pb^{2+} в виде _____ осадка $\text{PbSO}_4 \downarrow$



3. **Хромат калия K_2CrO_4** и бихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ образуют с Pb^{2+} хромат свинца – осадок _____ цвета:



4. **Иодид калия KJ** с Pb^{2+} образует _____ осадок PbJ_2 :



Реакции катионов ртути (в учебных целях не выполнять!!!).

В водных растворах ионы ртути бесцветны. Соли ртути ядовиты! Работать с ними осторожно.

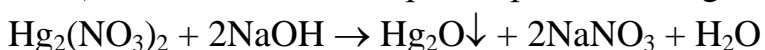
Различают соединения двухвалентной ртути Hg^{2+} и соединения, в которых ртуть электрохимически одновалентна – Hg_2^{2+} .

В соединениях с одновалентной ртутью, ртуть соединяется между собой:

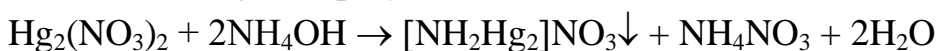


Реакции катионов Hg_2^{2+}

1. **Щелочи** выделяют из растворов солей Hg_2^{2+} черный осадок оксида ртути (I):



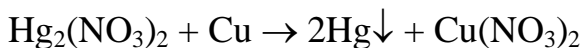
2. **NH_4OH** с Hg_2^{2+} образует белый осадок комплексной соли:



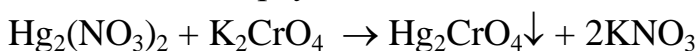
Осадок легко разлагается с выделением черной свободной ртути:



3. Восстановление Hg_2^{2+} до металлической ртути более активными металлами:

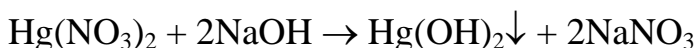


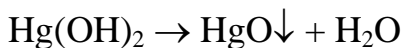
4. **Хромат калия K_2CrO_4** осаждают Hg_2^{2+} в виде красного осадка хромата одновалентной ртути:



Реакции Hg^{2+}

1. **Едкие щелочи** с Hg^{2+} образуют желтый осадок HgO :

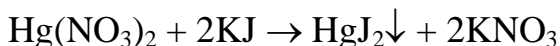




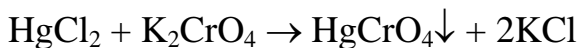
2. NH_4OH осаждает Hg^{2+} в виде белого осадка комплексной соли:



3. **КJ** образует с Hg^{2+} оранжево-красный осадок HgJ_2 :



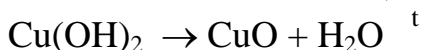
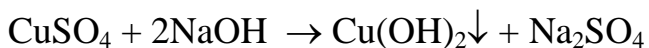
4. **Хромат калия K_2CrO_4** образует с катионом Hg^{2+} желтый осадок хромата ртути (II):



Реакции катиона Cu^{2+}

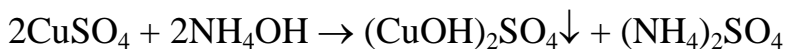
Растворы солей меди _____ или _____ цвета.

1. **Едкие щелочи** образуют с Cu^{2+} _____ осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$, чернеющий при нагревании вследствие превращения в CuO :



2. NH_4OH с Cu^{2+} реагирует следующим образом:

а) при недостатке NH_4OH образуется осадок основной соли _____ цвета



б) избыток NH_4OH переводит основной сульфат меди в комплексную соль – сульфат тетрааммин-меди (II), сообщаящий раствору _____ цвет:

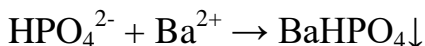
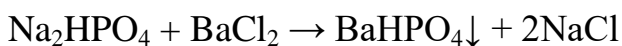
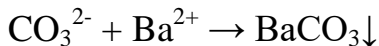
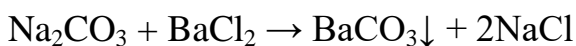
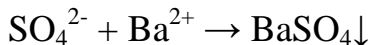
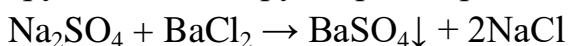


Опыт 5. Анализ анионов (SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , CO_3^{2-} - 1-я группа; Cl^- , Br^- , J^- - 2-я группа; NO_2^- , NO_3^- - 3-я группа)

Последовательность хода анализа смеси анионов 1-3-й групп с указанием химических реакций.

1. Обнаружение сульфат-иона.

Хлорид бария BaCl_2 в нейтральной или слабощелочной среде осаждает анионы 1-й группы в виде труднорастворимых солей бария:

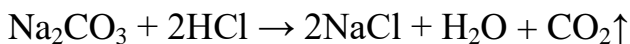


В присутствии щелочей или NH_4OH , переводящих ион HPO_4^{2-} в PO_4^{3-} , получается средняя соль:



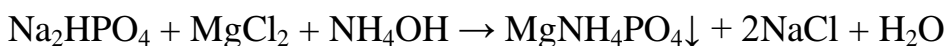
2. Обнаружение карбонат-иона.

Кислоты (HCl , H_2SO_4) разлагают карбонаты с выделением оксида углерода (IV):



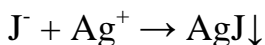
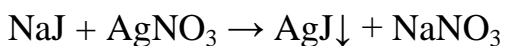
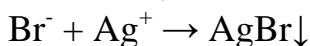
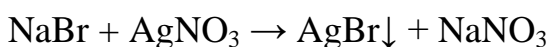
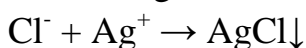
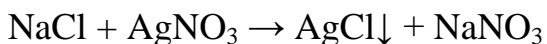
3. Обнаружение фосфат-иона.

Магнезиальная смесь ($\text{MgCl}_2 + \text{NH}_4\text{OH} + \text{NH}_4\text{Cl}$) выделяет из растворов гидрофосфата натрия и фосфата натрия _____ кристаллический осадок фосфата магния – аммония:



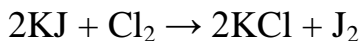
4. Обнаружение хлорид-иона.

Нитрат серебра образует с анионами 2-й группы галогениды серебра, которые не растворимы в воде и разбавленной азотной кислоте:

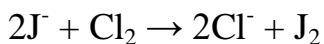


5. Обнаружение иодид - иона и бромид - иона в одной пробирке.

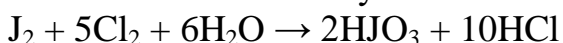
При одновременном присутствии I^- и Br^- хлорная вода сначала окисляет I^- с образованием свободного йода:



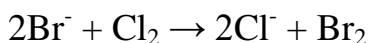
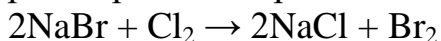
или в ионной форме:



I_2 трудно растворим в воде, но хорошо растворим в бензоле (C_6H_6), четыреххлористом углероде (CCl_4). При этом органический растворитель окрашивается в фиолетовый цвет. При дальнейшем прибавлении к исследуемому раствору хлорной воды, ее избыток окисляет получившийся йод до иодноватой кислоты:



Фиолетовая окраска органического растворителя в результате этого процесса обесцвечивается. После этого хлорная вода содержится в необходимом количестве для окисления Br^- с выделением свободного брома, окрашивающего слой органического растворителя в красновато-бурый цвет:



6. Обнаружение нитрат-иона.

Дифениламин (C_6H_5)₂NH окисляется ионом NO_3^- до продукта, имеющего _____ окраску.

Дата _____

Подпись преподавателя _____

ТЕМА 14. КОЛИЧЕСТВЕННЫЙ АНАЛИЗ

Лабораторная работа № 9

ОПРЕДЕЛЕНИЕ СОДЕРЖАНИЯ БАРИЯ В АНАЛИЗИРУЕМОМ РАСТВОРЕ МЕТОДОМ ОСАЖДЕНИЯ

<i>№ п/п</i>	<i>Наименование операции</i>	<i>Выполнение операции</i>
1	Осаждение Ba^{2+}	<p>1.1. Приготовить р-р осадителя: в коническую колбу отмерить 5 мл 2Н. раствора H_2SO_4 и добавить дистиллированной воды до 30 мл.</p> <p>1.2. Нагреть на песчаной бане анализируемый раствор и раствор осадителя почти до кипения, но не кипятить!!!</p> <p>1.3. Прилить горячий раствор осадителя каплями по палочке при непрерывном перемешивании к анализируемому раствору.</p> <p>1.4. Дать отстояться осадку и проверить полноту осаждения: добавить по стенке стакана 1 каплю осадителя.</p> <p>1.5. Поставить стакан с осадком на песчаную баню (теплую) на 20 мин. для созревания осадка. Затем снять стакан и медленно охладить.</p>
2	Промывание и фильтрование осадка	<p>2.1. Приготовить фильтровальную установку.</p> <p>2.2. Осторожно слить на фильтр, отстоявшийся прозрачный раствор над осадком (декантация).</p> <p>2.3. Нагреть приблизительно до 60^0 промывную жидкость, состав которой 5-10 мл 2Н. H_2SO_4 на 500 мл воды.</p> <p>2.4. Промыть осадок от хлорид-ионов 2-3 раза горячей промывной жидкостью порциями 15-20 мл методом декантации. Промывать осадок до отрицательной реакции на хлорид-ион.</p> <p>2.5. Количественно перенести осадок на фильтр: к промытому осадку добавить 5-10 мл дистиллированной воды, перемешать и взмученный осадок перенести на фильтр по палочке, стенки стакана смыть водой и протереть палочкой с резиновым наконечником.</p>
3	Высушивание осадка	Для того, чтобы фильтр легко отделился от воронки, подсушить воронку с осадком в сушильном шкафу при t^0 105-110°C 5-7 мин.
4	Прокаливание осадка	<p>4.1. Взвесить пустой тигель на аналитических весах с точностью 0,0001г.</p> <p>4.2. Поместить фильтр с осадком в тигель.</p> <p>4.3. Прокалить тигель в муфельной печи при t^0 850°C до белого цвета (в течении 20-30 мин) до постоянной массы.</p>

		4.4. Охладить тигель в эксикаторе (5-10 мин.) до 25°C.
5	Взвешивание	Взвесить тигель с осадком на аналитических весах.

Расчет

1. Определяем массу прокаленного осадка $BaSO_4$ (гравиметрическая форма осадка):

$$m_3(BaSO_4) = m_2 (\text{тигель} + BaSO_4) - m_1(\text{пустой тигель}) = \dots\dots\dots(\text{г}).$$

2. Определяем молярную массу $BaSO_4$:

$$M (BaSO_4) = \dots\dots\dots \text{г/моль}$$

3. Определяем массу Ba^{2+} , содержащегося в гравиметрической форме осадка $BaSO_4$, т.е. в $m_3 (BaSO_4)$:

из молярной массы $BaSO_4$ имеем:

$$\begin{array}{l} BaSO_4 \quad \quad \quad - \quad M \quad Ba^{2+} \\ m_3(BaSO_4) \quad - \quad x \text{ г } Ba^{2+} \end{array}$$

$$x =$$

Столько же Ba^{2+} содержится в исследуемом растворе.

$$\text{Ответ задачи: } m(Ba^{2+}) = \dots\dots\dots(\text{г})$$

Дата _____

Подпись преподавателя _____

Лабораторная работа № 10
ОПРЕДЕЛЕНИЕ НОРМАЛЬНОЙ КОНЦЕНТРАЦИИ И ТИТРА
РАСТВОРА HCl ПО РАСТВОРУ Na₂B₄O₇.
ОПРЕДЕЛЕНИЕ КАРБОНАТНОЙ ЖЕСТКОСТИ ВОДЫ МЕТОДОМ
КИСЛОТНО-ОСНОВНОГО ТИТРОВАНИЯ

При выполнении данных анализов титриметрическим методом в качестве титрованного раствора используется стандартизированный раствор хлороводородной (соляной) кислоты.

Поэтому, эта учебно-исследовательская работа складывается из выполнения нескольких заданий: приготовление приблизительно 0,1Н. раствора хлороводородной кислоты, стандартизация этого раствора, определение щелочи в растворе, определение карбонатной жесткости воды.

Задание 1. Приготовление 250 мл приблизительно 0,1Н. раствора HCl из раствора HCl с плотностью 1,1 г/см³ (г/мл).

Пояснение. Чтобы приготовить заданный раствор, необходимо решить задачу по определению объема раствора HCl с плотностью 1,1 г/см³, требуемого для приготовления 250 мл 0,1Н. раствора HCl.

Решение.

1) Определяем массу (г) хлороводорода, содержащегося в 250 мл 0,1Н. раствора HCl:

а) Определяем молярную массу HCl:

$$M(\text{HCl}) = \quad \quad \quad \text{г/моль}$$

б) Определяем молярную массу эквивалента HCl:

$$M_{\text{э}}(\text{HCl}) = \frac{M(\text{HCl})}{\text{основность к-ты}} = \quad \quad \quad \text{г/моль}$$

в) Определяем массу HCl в растворе:

$$C_{\text{н}}(\text{HCl}) = \frac{m(\text{HCl})}{M_{\text{э}}(\text{HCl}) \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

$$m(\text{HCl}) = C_{\text{н}} \cdot M_{\text{э}}(\text{HCl}) \cdot V_{\text{р-ра}} = \quad \quad \quad \text{г.}$$

2) Определяем массу раствора HCl с плотностью 1,1 г/см³, в котором содержится 0,91 г хлороводорода. По химическому справочнику определяем, какая массовая доля в % HCl (процентная концентрация) соответствует плотности раствора 1,1 г/см³. Это 20% раствор, т.е. ω% (р-ра) = 20%

Из формулы ω% определяем массу раствора: /

$$\omega\%(HCl) = \frac{m(HCl) \cdot 100\%}{m(p-pa)}$$

$$m(p-pa) = \frac{m(HCl) \cdot 100\%}{\omega(HCl)} = \quad \text{г.}$$

3) Определяем объем (мл) 4,55 г раствора HCl с плотностью 1,1 г/см³ (20% р-р):

$$\rho = \frac{m}{V}$$

ρ - плотность раствора, г/см³;

m - масса раствора, г

V — объем раствора (см³), можно в мл.

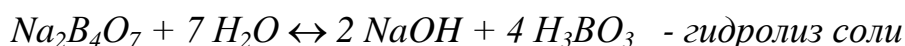
Нельзя отождествлять 1 мл и 1 см³, т.к. 1 мл равен 1,000028 см³. На практике этой разницей обычно пренебрегают и считают, что 1 мл равен 1 см³.

$$V = \frac{m}{\rho} = \quad \text{мл.}$$

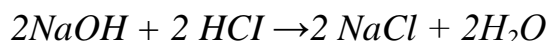
Приготовление раствора HCl: взять мерную колбу объемом 250 мл, цилиндром отмерить в колбу рассчитанный объем раствора HCl с плотностью 1,1 г/см³ и до метки содержимое колбы довести дистиллированной водой, колбу закрыть пробкой и раствор тщательно перемешать.

Задание 2. Определение нормальной концентрации (С_н) и титра (Т) приготовленного раствора HCl по 0,1 Н. раствору тетрабората натрия Na₂B₄O₇ (стандартизация раствора).

Химизм процесса титрования:



Щелочь NaOH титруется кислотой HCl:



В ходе титрования равновесие гидролиза Na₂B₄O₇ смещается вправо и все до полного гидролиза соли.

Из суммарного уравнения:



Ход анализа:

1. Готовим бюретки к работе: слить из бюреток воду, ополоснуть каждую бюретку соответствующим этикетке раствором (одну бюретку 0,1Н. раствором Na₂B₄O₇, другую приготовленным раствором HCl), с помощью воронки каждую бюретку наполнить соответствующим раствором выше нулевого деления, заполнить раствором оттянутую трубку (пипетку), вытеснив из нее пузырьки воздуха, после этого убрать воронку и выпустить лишний раствор, установив нижний мениск

его на нулевом делении.

2. В коническую колбу из бюретки наливаем 10 мл 0,1Н. раствора $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ и добавляем 1 каплю метилового оранжевого. Цвет индикатора будет желтый, т.к. среда щелочная.

3. В другой конической колбе готовим раствор «свидетеля». Для этого надо отмерить в колбу из бюретки 20 мл дистиллированной воды, прибавить 1 каплю метилового оранжевого и 1 - 2 капли приготовленного раствора HCl . Раствор приобретает розовое окрашивание. До такой окраски будем титровать раствор $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$.

4. Коническую колбу с раствором $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$ помещаем под бюретку с приготовленным раствором HCl и начинаем титрование. Титрование заканчиваем при переходе желтой окраски в бледно-розовую. По шкале бюретки определяем объем раствора HCl , который пошел на титрование, и записываем результаты анализа.

Титрование повторяем два раза. Для расчета берем среднее значение. Каждое новое титрование необходимо начинать с нулевого деления уровня раствора в бюретке.

Результаты анализа:

V - объем раствора HCl , пошедший на титрование, мл

$$V_{\text{HCl}} = \text{_____ мл (1)}$$

$$V_{\text{HCl}} = \text{_____ мл (2)}$$

$$V(\text{HCl})_{\text{среднее}} = \frac{V_1 + V_2}{2} = \text{_____ мл}$$

1. Определяем нормальную концентрацию приготовленного раствора HCl :

$$C_{\text{н}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = C_{\text{н}}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) \cdot V(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7),$$

где

$$C_{\text{н}}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = 0.1 \text{ моль/л};$$

$$V(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) = 10 \text{ мл};$$

$V(\text{HCl})$ - среднее значение

$$C_{\text{н}}(\text{HCl}) = \frac{C_{\text{н}}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) \cdot V(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7)}{V(\text{HCl})} = \text{..... моль/л}$$

3. Определяем титр раствора HCl:

$$M_3(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль}$$

$$T_{\text{HCl}} = \frac{C_n(\text{HCl}) \cdot M_3(\text{HCl})}{1000} = \dots\dots\dots \text{г/моль}$$

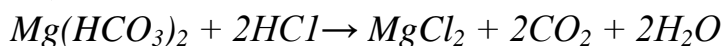
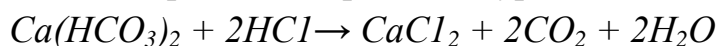
Задание 3. Определение карбонатной жесткости водопроводной воды.

Жесткость обусловлена присутствием в воде растворимых солей кальция и магния.

Карбонатная жесткость зависит от содержания в воде гидрокарбонатов кальция и магния, количественно ее выражают числом милли моль эквивалентов (ммоль-экв) данных солей, содержащихся в 1 литре воды.

Исходя из определения нормальной концентрации раствора, карбонатная жесткость (Ж) - это нормальная концентрация гидрокарбонатов кальция и магния в воде, умноженная на 1000. Ее можно определить титрованием воды раствором HCl.

Химизм процесса выражается уравнениями:



Ход анализа:

1. Уровень раствора HCl в бюретке доводим до нулевого деления.
2. В коническую колбу цилиндром отмеряем 100 мл водопроводной воды и прибавляем 2-3 капли метилового оранжевого.
3. Титруем воду раствором HCl из бюретки до перехода желтой окраски индикатора в бледно-розовую. Титрование повторить 2 - 3 раза. Объемы растворов HCl, пошедших на титрование записать в результаты анализа и для расчетов взять среднее значение.

Результаты:

$$V_{\text{HCl}} = \dots\dots\dots \text{мл (1)}$$

$$V_{\text{HCl}} = \dots\dots\dots \text{мл (2)}$$

$$V(\text{HCl})_{\text{среднее}} = \frac{V_1 + V_2}{2} = \dots\dots\dots \text{мл}$$

Расчет:

$$C_{\text{н солей}} \cdot V_{\text{солей}} = C_{\text{н HCl}} \cdot V_{\text{HCl}}$$

$$V_{\text{солей}} = V_{\text{H}_2\text{O}} = 100 \text{ мл}$$

$C_{\text{н HCl}}$ – берем из задания №2

$$C_{\text{н солей}} = \frac{C_{\text{н}}(\text{HCl}) \cdot V_{\text{HCl}}}{V_{\text{H}_2\text{O}}}$$

$$\mathcal{J} = \frac{C_{\text{н}}(\text{HCl}) \cdot V_{\text{HCl}}}{V_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 1000 = \dots \text{ ммоль-экв / л}$$

Ответ: карбонатная жесткость водопроводной воды равна _____ мэкв/л.

Дата _____

Подпись преподавателя _____

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

а) основная литература:

1. ЭБС «Лань»: Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебник. –Электрон.дан. – СПб. : Лань, 2014. – 744 с.
2. ЭБС «Znanium»: Жебентяев, А. И. Аналитическая химия. Химические методы анализа : учеб.пособие / А. И. Жебентяев, А. К. Жерносек, И. Е. Талуть ; А. И. Жебентяев, А. К. Жерносек, И. Е. Талуть. - 2-е изд. стер. - Москва, Минск : ИНФРА-М : Новое знание, 2014. - 542 с. - (Гр. республики Беларусь).
3. ЭБС «Лань»: Павлов, Н.Н. Общая и неорганическая химия [Электронный ресурс] : учебник. -Электрон.дан. - СПб. : Лань, 2011. – 496 с.
4. ЭБС «Лань»: Саргаев, П. М. Неорганическая химия : учеб. пособие. – 2-е изд., испр. и доп. – СПб.: Лань, 2013. – 384 с.: ил. – (Учебники для ву-зов.Специальная литература).
5. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия : учебник для студентов химико-технол. специальностей вузов . - 7-е изд., стер. - М. : Высш. шк., 2006. - 743 с. : ил. - (Гр.).
6. Глинка, Н. Л. Общая химия : учеб. пособие для вузов / Н. Л. Глинка ; под ред. А. И. Ермакова. - 30-е изд., испр. - М. : ИНТЕГРАЛ-ПРЕСС, 2010 (и предыдущие издания). - 728 с.
7. Павлов, Н. Н. Общая и неорганическая химия : учебник для техн. и химико-технол. направлений подготовки бакалавров и магистров / Н. Н. Павлов. - 3-е изд., испр. и доп. - СПб. : Лань, 2011. - 496 с. : ил. - (Учебники для вузов. Специальная литература. Гр. УМО).

б) дополнительная литература:

1. БД «Труды ученых СтГАУ»: Неорганическая химия [электронный полный текст] : электронный учебник / сост. Е.С. Романенко, Е.В. Дергунова, Е.В. Волосова, Н.Н. Францева; СтГАУ. – Ставрополь, 2012. – 118 МБ.
2. БД «Труды ученых СтГАУ»: Аналитическая химия [электронный полный текст] : электронный учебник / сост.: Е. С. Романенко, Е. В. Дергунова, Е. В. Волосова, Н. Н. Францева ; СтГАУ. - Ставрополь, 2012. - 118 МБ.
3. ЭБС «Лань»: Блинов, Л.Н. Химия [Электронный ресурс] : учебник / Л.Н. Блинов, М.С. Гутенев, И.Л. Перфилова [и др.]. –Электрон.дан. – СПб. : Лань, 2012. – 474 с.
4. ЭБС «Лань»: Егоров, В.В. Теоретические основы неорганической химии. Краткий курс для студентов сельскохозяйственных вузов [Электронный ре-сурс] : учебник. –Электрон.дан. – СПб. : Лань, 2005. – 192 с.
5. ЭБС «Лань»: Кусакина, Н. А. Аналитическая химия и физико-химические методы анализа: учеб.пособие/ Новосиб. гос. аграр. ун-т; Н. А. Кусакина, Т. И. Бокова, Г. П. Юсупова. – Новосибирск, 2010. – 118 с.
6. Шипуля, А. Н. Химия : учеб. пособие для бакалавров по агроп. направлениям / А. Н. Шипуля, Л. Н. Некольченко, Ю. А. Безгина ; СтГАУ. - Ставрополь : Параграф, 2011. - 164 с. - (Гр. УМО).
7. Хомченко, Г. П. Неорганическая химия : Учебник для с.-х. вузов. - 2-е изд., перераб. и доп. - М. : Высш. шк., 1987. - 464 с.: ил.

в) перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

<http://www2.chef.ac.uk/chemistry/chemistry-www-sites.html> (Директория по химии Web).

<http://hackberry.chem.niu.edu:70/0/webpage.html> (Химия в Интернете. Химические ресурсы).

<http://www2.osc.edu/chemistry.html> (Архив по вычислительной химии (CCL)).

РЕКОМЕНДУЕМЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ ТЕМ РЕФЕРАТОВ ПО ДИСЦИПЛИНЕ «ХИМИЯ НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ»

1. Адсорбционные индикаторы.
2. Анализ веществ растительного и животного происхождения.
3. Аналитическая служба как система.
4. Жизнь и деятельность Д.И. Менделеева.
5. Жизнь и деятельность М.В. Ломоносова.
6. Жизнь и деятельность Марии Складовской - Кюри.
7. Использование неводных растворителей в химическом анализе.
8. История появления карандаша.
9. Йодированная пищевая соль: состав и возможные режимы применения при производстве продуктов питания.
10. Капельный анализ: современные варианты.
11. Комплексные соединения в науки и технике.
12. Макроэлементы, их биологическая роль.
13. Медь и цинк как необходимые микроэлементы: биологическое действие, содержание в пищевых продуктах и напитках.
14. Методы разложения проб минеральной и органической природы.
15. Мышьяк и сурьма в пищевых продуктах и напитках. Токсическое действие мышьяка. Биологическое действие сурьмы.
16. Неорганические соединения в кормопроизводстве.
17. Нитраты и нитриты как консерванты пищевых продуктов.
18. Олово в пищевых продуктах и напитках: биологическое действие, применение в пищевой промышленности.
19. Оптимизация методов первичной обработки и хранения проб.
20. Проблемы оптимизации чувствительности и селективности в титриметрическом анализе.
21. Разделение и концентрирование на основе процессов химического осаждения и соосаждения.
22. Разделение методами отгонки и дистилляции.
23. Редкоземельные элементы. Синтетические элементы.
24. Роль женщин в химии.
25. Роль неорганической химии как науки в развитии сельского хозяйства.
26. Селен в пищевых продуктах и напитках и его биологическое действие.
27. Сера в пищевых продуктах и его роль в процессе жизнедеятельности организма.
28. Статистика в аналитической химии.
29. Сульфиты и оксид серы (IV) как консерванты пищевых продуктов.
30. Токсическое действие тяжелых металлов.
31. Токсичность свинца и его соединений. Причины загрязнения свинцом пищи и напитков.
32. Фосфор в пищевых продуктах и его роль в процессе жизнедеятельности организма.
33. Функции кислотности веществ. Твердые кислоты и основания.
34. Хелатные комплексы в химическом анализе.

35. Химические методы в анализе лекарственных препаратов.
36. Хлорирование воды: за и против.
37. Хром, марганец и железо как необходимые микроэлементы: биологическое действие, содержание в пищевых продуктах и напитках.
38. Экстракционные методы разделения и концентрирования.
39. Электрогравиметрические методы анализа.
40. Электрохимические методы разделения и концентрирования.

ТРЕБОВАНИЯ К ОФОРМЛЕНИЮ РЕФЕРАТА

- ✓ **Написание реферата является обязательным для получения допуска к зачету или экзамену.**

Реферат включает: подготовку реферата (**обязательно**), доклада и презентации (**по желанию**) по теме реферата.

Реферат пишется **от руки** на одной стороне белой бумаги формата А4. **Общий объем реферата должен составлять не менее 30 страниц.**

При оформлении текста реферата следует учитывать, что открывается работа **титульным листом**. Титульный лист реферата кроме названия реферата должен содержать сведения об учреждении образования, факультете, кафедре и дисциплине, по которой выполнен реферат. На титульном листе указывают фамилию, курс, группу исполнителя, фамилию преподавателя дисциплины, а также место и год выполнения работы (**приложение**).

Главный критерий качества работы – полнота и комплексность освещения темы. Каждый раздел работы должен начинаться с соответствующего заголовка по оглавлению с нумерацией каждой страницы. **Реферат, не соответствующий указанным требованиям, возвращается на доработку.** Оформленный реферат должен быть сброшюрован.

Преподаватель принимает у студента реферат **в строго определенный срок** (устанавливается индивидуально для каждого направления подготовки). За правильно оформленный реферат преподаватель выставляет студенту **10 баллов** к рейтингу в БРС.

Примерная структура реферата

- Титульный лист.
- Оглавление (содержание работы).
- Введение. Здесь формируются цели и задачи работы, обосновываются актуальность и практическая значимость темы.
- Основные разделы работы. Реферат содержит два, три и более раздела по основному вопросу выбранной темы. Каждый раздел начинается с заголовка, указанного в содержании с порядковым номером раздела. В конце каждого раздела делается краткий вывод.
- Заключение. В нем формулируются выводы, предложения или рекомендации.
 - Литература. В алфавитном порядке перечисляются источники, нормативные акты, официальные статистические сборники и публикации, монографии, статьи, периодические издания (**список литературы предоставляется в печатном виде**).

**РЕКОМЕНДУЕМЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ ВОПРОСОВ ИТОГОВОГО
КОНТРОЛЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ
«ХИМИЯ НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ» (экзамен)**

1. Анализ органических и биологических объектов.
2. Аналитические реакции обнаружения ионов и аналитические реакции отделения ионов, привести примеры.
3. Аналитические реакции, проводимые «сухим» и «мокрым» путем, привести примеры.
4. Атомно-молекулярное учение. Основные понятия химии: атом, элемент (металлы, неметаллы, групповые названия элементов), молекула, молекулярная формула.
5. Биологические методы анализа Аналитические индикаторы в биологических методах анализа.
6. Буферные растворы.
7. Вода. Физические и химические свойства. Биологическая роль. Жесткость воды.
8. Водород. Изотопы водорода. Восстановительные свойства водорода.
9. Газовая хроматография
10. Гальванический элемент. Индикаторный электрод. Электрод сравнения. ЭДС гальванического элемента.
11. Гидролиз солей, его роль в анализе. Факторы, влияющие на глубину протекания гидролитических реакций.
12. Гидролиз солей. Гидролиз по катиону и аниону. Привести примеры, указать среду.
13. Гидролиз солей. Типы гидролиза солей. Приведите примеры, укажите и поясните среду.
14. Гравиметрический метод анализа Классификация химических методов анализа. Сущность гравиметрического анализа. Область применения.
15. Групповой реагент, на чем основано его действие? Привести примеры отделения III группы от II-ой.
16. Дробный ход анализа. Привести примеры реакций на катионы железа (II), железа (III), марганца (II).
17. Железо. Оксид железа (II), оксид железа (III), гидроксид железа (II), гидроксид железа (III). Особенности свойств оксида и гидроксида железа (III).
18. Задача качественного анализа. Аналитические реакции, привести примеры. Сущность качественного анализа.
19. Ионное произведение воды. Водородный показатель «рН». Значение рН в разных средах.
20. Ионообменная хроматография.
21. Какие реакции между растворами электролитов идут практически до конца? Приведите примеры. Объясните, используя теорию химического равновесия.
22. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Биологические катализаторы.
23. Качественный и количественный рентгеноспектральный анализ.
24. Кислотно-основное титрование. Сущность метода.

25. Кисотно-основные индикаторы. Теория индикаторов. Интервал перехода окраски индикатора.
26. Кислоты. Общие химические свойства кислот (схемы реакций).
27. Классификация анионов на три аналитические группы, указать групповые реагенты.
28. Классификация катионов на четыре аналитической группы, указать групповые реагенты.
29. Классификация методов хроматографического анализа. Методы получения хроматограмм. Типы стационарных и подвижных фаз.
30. Классификация неорганических веществ.
31. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Расчетные формулы осмотического давления, изменения t кипения и замерзания растворов.
32. Комплексные соединения, их структура, номенклатура, диссоциация, константа устойчивости комплексного иона.
33. Комплексные соединения. Структура. Номенклатура. Диссоциация. Константа устойчивости комплексного иона.
34. Кондуктометрический метод анализа. Сущность метода, область его применения, преимущества. Электропроводность растворов электролитов.
35. Кондуктометрическое титрование. Кривая кондуктометрического титрования. Определение конечной точки титрования.
36. Константы кислотности и основности, ионное произведение растворимости. Равновесие в водных растворах кислот и оснований, расчет рН растворов. Величина рН как условие проведения аналитических реакций. 7. Буферные растворы, их использование в аналитической химии.
37. Марганец. Оксиды и гидроксиды марганца, перманганат калия. Окислительные свойства перманганата калия.
38. Металлы и неметаллы в периодической системе, особенности строения атомов, общие химические свойства металлов.
39. Методы оптической спектрометрии: атомно-эмиссионный, атомно-абсорбционный, атомно-флуоресцентный.
40. Методы потенциометрического анализа. Потенциометрические методы определения концентрации водородных ионов. рН-метр.
41. Метрологические характеристики методик анализа.
42. Микроорганизмы как аналитические индикаторы.
43. Общая характеристика IA группы элементов. Натрий, оксид натрия, гидроксид натрия, особенности их свойств.
44. Общая характеристика III A группы элементов. Алюминий, оксид алюминия, гидроксид алюминия, особенности их свойств.
45. Общая характеристика II A группы элементов. Кальций, оксид кальция и гидроксид кальция. Соли кальция основных минеральных кислот.
46. Общая характеристика IV A группы элементов. Углерод, биологическая роль, аллотропные формы. Оксид углерода (IV), угольная кислота. Соли угольной кислоты.
47. Общая характеристика IVA группы элементов. Углерод, аллотропные формы. Оксид углерода (IV), оксид углерода (II), угольная кислота и ее соли. Соединения кремния.

48. Общая характеристика VA группы элементов. Получение и химические свойства аммиака. Исполнзования в животноводстве.
49. Общая характеристика VA группы элементов. Азот, оксид азота (V), оксид азота (III). Азотная кислота, азотистая кислота и их соли.
50. Общая характеристика VA группы элементов. Фосфор (аллотропные формы), оксид фосфора (V), ортофосфорная кислота (фосфорная). Соли фосфорной кислоты.
51. Общая характеристика VI A группы элементов. Сера, оксид серы (VI), оксид серы (IV), серная кислоты, сернистая кислота и их соли.
52. Общая характеристика VI A группы элементов. Сера, сероводород, соли сероводородной кислоты.
53. Общая характеристика VIA группы элементов. Кислород. Аллотропные формы кислорода. Биологическая роль кислорода. Окислительные свойства кислорода.
54. Общая характеристика VIA группы элементов. Кислород. Аллотропные формы кислорода. Биологическая роль кислорода. Окислительные свойства кислорода.
55. Общая характеристика VIA группы элементов. Свойства воды. Тяжелая вода. Биологическая роль воды. Жесткость воды.
56. Общая характеристика VII A группы элементов. Хлор, хлороводород, соляная кислота. Соли соляной кислоты.
57. Общая характеристика катионов III-ей группы, их биологическая роль.
58. Общая характеристика катионов IV-ой группы, их биологическая роль.
59. Общие свойства металлов. Привести реакции химических свойств. Биологическая роль металлов.
60. Общие свойства металлов: металлы - элементы, металлы - простые вещества; ряд стандартных электродных потенциалов; общие физические свойства; общие химические свойства. Коррозия металлов.
61. Окислительно-восстановительные реакции. Типы ОВР. Биологическая роль.
62. Оксиды. Типы оксидов, общие химические свойства оксидов.
63. Операции гравиметрического анализа: отбор средней пробы, перекристаллизация, взятие навески вещества, растворение анализируемого вещества, осаждение, фильтрование, соосаждение, промывание осадка, высушивание и прокаливание осадка.
64. Осадки и их свойства. Кристаллические и аморфные осадки. Свойства осадков и причины их загрязнения: соосаждение, адсорбция, окклюзия. Фракционное осаждение. Условия получения чистых осадков.
65. Основания. Типы оснований: щелочи, труднорастворимые, амфотерные. Химические свойства оснований.
66. Основные законы химии: закон сохранения массы, закон постоянства состава, закон Авогадро, закон эквивалентов, периодический закон.
67. Основные методы рентгеноспектральноэмиссионного анализа. Пределы обнаружения в методах рентгеноспектрального анализа.
68. Основные направления использования органических реагентов в химическом анализе, наиболее распространенные химические реагенты. Комплексоны. Общие свойства комплексанатов. Использование комплексона III.

69. Основные неорганические и органические окислители и восстановители, используемые в анализе. Окислительно-восстановительные потенциалы и направление ОВР. Количественная характеристика полноты протекания ОВР.
70. Основные понятия и методы количественного анализа.
71. Основные понятия химии: моль, молярная масса, молярный объем, относительная плотность газа, химический эквивалент.
72. Основные понятия: титрование, точка эквивалентности, конец титрования, стандартные и стандартизированные растворы. Первичные стандарты и требования, предъявляемые к ним. Фиксаналы. Точность титриметрического анализа. Источники погрешностей.
73. Отбор и подготовка пробы к анализу.
74. Периодический закон Д.И. Менделеева, периодическая система элементов. Периодическое изменение свойств элементов.
75. Периодический закон, периодическая система элементов. Изменение свойств элементов в периодах, группах, (радиус атома, электроотрицательность, металличность, неметалличность, окислительно-восстановительные свойства).
76. Полнота осаждения и факторы, влияющие на полноту осаждения: влияние одноименных ионов.
77. Потенциометрический метод анализа. Сущность метода. Область его применения.
78. Потенциометрическое титрование. Кривые потенциометрического титрования с использованием реакций нейтрализации. Способы нахождения конечной точки титрования.
79. Предмет, задачи, значение аналитической химии. Классификация методов анализа.
80. Применение хроматографии для определения и разделения неорганических и органических веществ.
81. Произведение растворимости, произведение активностей и растворимость электролита. Правила произведения растворимости. Условия выпадений осадков.
82. Простые вещества: металлы, неметаллы, молекулярные формулы. Аллотропия, аллотропные формы.
83. Распределительная хроматография.
84. Растворы. Теория растворения веществ. Тепловой эффект растворения. Кристаллогидраты.
85. Реакции кислотно-основного взаимодействия. Протолитическая теория кислот и оснований Бренстеда-Лоури. Электронная теория Льюиса. Теория Усановича и др. Кислотно-основные свойства растворителя.
86. Свойства комплексных соединений, используемых в аналитической химии. Использование комплексообразования для определения, маскирования ионов, для растворения осадков, для измерения потенциала. Особенности комплексообразования органических веществ.
87. Свойства растворов неэлектролитов. Особенности свойств растворов электролитов Изотонический коэффициент. Расчетные формулы $P_{осм}$, $\Delta t_{кип}$, $\Delta t_{зам}$.
88. Селективные аналитические реакции, пример.
89. Систематический ход анализа. Составить последовательность действий в ходе анализа смеси катионов I группы и обосновать ее.

90. Скорость и механизм протекания реакций окисления-восстановления. Редокс индикаторы. Использование реакций окисления-восстановления.
91. Скорость реакций в химическом анализе. Быстрые и медленные реакции. Скорость определяющая стадия. Факторы, влияющие на скорость. Управление реакциями и процессами в аналитической химии.
92. Скорость химической реакции. Факторы, влияющие на скорость реакции. Закон действия масс, правило Вант-Гоффа, температурный коэффициент; катализаторы.
93. Скорость химической реакции: теория активных молекул; гомогенные и гетерогенные реакции, скорость реакций; факторы, влияющие на скорость реакции (природа реагирующих веществ; концентрация реагирующих веществ, закон действия масс, константа скорости; температуры).
94. Соли. Типы солей. Общие химические свойства и способы получения.
95. Спектроскопические методы анализа. Общая характеристика метода. Классификация.
96. Специфические аналитические реакции, привести примеры.
97. Способы выражения концентрации растворов, расчетные формулы.
98. Способы выражения концентрации растворов, расчетные формулы. Плотность раствора.
99. Строение атома. Приведите пример электронной формулы атома серы. Квантовые числа. Правило Гунда.
100. Строение атома: ядро (заряд, протон, нейтрон, массовое число, изотопы); электрон (орбиталь, квантовые числа, правила и принцип распределения электронов, составление электронных формул).
101. Строение ядра атома. Изотопы. s, p, d, f - элементы. Валентные электроны.
102. Сущность фотометрического анализа. Фотоколориметрические методы. Сущность колориметрического анализа. Закон Бугера-Ламберта-Бера. Оптическая плотность раствора.
103. Сущность хроматографического анализа.
104. Теория химического равновесия. Равновесные концентрации. Принцип Ле-Шателье. Константа химического равновесия.
105. Типы химических связей в методе валентных связей. Биологическая роль водородной связи.
106. Титриметрический анализ: классификация методов, сущность методов, измерительная посуда. Способы выражения состава растворов и вычисление в различных методах титриметрического анализа.
107. Условия проведения аналитической реакции на примере катиона натрия.
108. Устройство ФЭК-56 М. Применение фотометрического анализа.
109. Физико-химические методы анализа. Классификация методов.
110. Химическая связь: ковалентная неполярная и полярная, ионная, донорно-акцепторная, металлическая, водородная. Валентность, спиновая теория валентности. Степень окисления атомов в молекуле. Полярные и неполярные молекулы. Межмолекулярное взаимодействие.
111. Химический эквивалент, молярная масса эквивалента элемента, простого и сложного вещества. Фактор эквивалентности. Закон эквивалентов.

112. Химический эквивалент. Закон эквивалентов. Фактор эквивалентности. Молярная масса эквивалента вещества.

113. Химическое равновесие: необратимые реакции (в каких случаях реакции идут до конца); обратимые реакции; химическое равновесие, равновесные концентрации, константа химического равновесия; смещение химического равновесия, принцип Ле-Шателье.

114. Электролитическая диссоциация. Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Константа диссоциации. Ионные уравнения.

115. Электролиты и неэлектролиты. Ионы. Теория электролитической диссоциации. Диссоциация кислот, оснований, солей.

116. Энергетика химической реакции. Экзо- и эндотермические реакции. Закон Гесса. Термодинамические функции: энтальпия, энтропия, свободная энергия Гиббса.

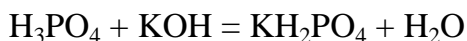
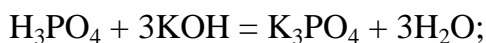
117.

РЕКОМЕНДУЕМЫЙ ПЕРЕЧЕНЬ ЗАДАЧ ИТОГОВОГО КОНТРОЛЯ ПО ДИСЦИПЛИНЕ

«ХИМИЯ НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ» (экзамен)

1. Определите pH 0,01 М соляной кислоты ($\alpha = 1$).
2. Определите pH 0,01 М азотной кислоты ($\alpha = 1$).
3. Какой объем 30 % серной кислоты с плотностью 1,5 г/см³ необходим для приготовления 2 л 10 % серной кислоты с плотностью 1,1 г/см³?
4. До какого объема необходимо разбавить 500 см³ 20 % раствора хлорида натрия с плотностью 1,152 г/см³ чтобы получить 4,5 % раствор с плотностью 1,029 г/см³?
5. Смешали 200 см³ 50 % серной кислоты с плотностью 1,4 г/см³ и 300 см³ 96 % серной кислоты с плотностью 1,84 г/см³. Найдите процентную концентрацию серной кислоты после смешения.
6. К 500 см³ раствора с плотностью 1,092 г/см³ и массовой долей гидроксида калия 0,1 прибавили 200 см³ раствора с плотностью 1,045 г/см³ и массовой долей гидроксида калия 0,05 и разбавили водой до 2 л. Найдите молярную концентрацию гидроксида калия в полученном растворе.
7. Раствор нитрата калия содержит 192,6 г соли в 1 л. Плотность раствора 1,14 г/см³. Определите процентную, молярную, моляльную концентрации нитрата калия и титр раствора.
8. В 750 г раствора содержится 10 г серной кислоты. Плотность раствора 1,2 г/см³. Вычислите молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента серной кислоты.
9. Вычислите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и титр раствора с массовой долей ортофосфорной кислоты 0,4 и плотностью 1,24 г/см³.
10. Определите молярную концентрацию эквивалента 2М серной кислоты.
11. Какой объем 2 Н раствора гидроксида кальция необходим для нейтрализации 200 см³ 1 Н азотной кислоты.

12. Определите эквиваленты и молярные массы эквивалентов ортофосфорной кислоты в реакциях:



13. Укажите величины эквивалентных объемов газов: водорода, кислорода? Какой объем водорода при нормальных условиях выделится при растворении в разбавленной серной кислоте 6 г металла, молярная масса эквивалента которого равна 12 г/моль?

14. Какой объем ацетилена можно получить при нормальных условиях при действии воды на 100 г карбида кальция, содержащего 4 % примесей?

15. Какой объем диоксида углерода при нормальных условиях образуется при разложении 150 г мела (CaCO_3), имеющего 6 % некарбонатных примесей?

16. К 1 м³ жесткой воды прибавили 132,5 г карбоната натрия. На сколько понизилась жесткость этой воды?

17. Напишите выражение для скорости реакции растворения магниевых опилок в соляной кислоте. Как изменится скорость реакции при увеличении концентрации кислоты в 3 раза?

18. Как изменится скорость химической реакции, протекающей в газовой фазе, при уменьшении температуры на 40 °С, если температурный коэффициент равен 3?

19. Напишите выражение для константы равновесия системы $\text{H}_2 + \text{I}_2 \leftrightarrow 2\text{HI}$. В какую сторону сместится равновесие системы при увеличении концентрации водорода? Йодистого водорода?

20. Напишите термохимическое уравнение реакции горения метана, в результате которой образуются пары воды и газообразный диоксид углерода. Вычислите ΔH этой реакции, если $\Delta H_{298}^{\circ} \text{CH}_4 = -84,67$ кДж/моль, $\Delta H_{298}^{\circ} \text{CO}_2 = -393,51$ кДж/моль, $\Delta H_{298}^{\circ} \text{H}_2\text{O}(г) = -241,83$ кДж/моль.

21. Гальванический элемент имеет схему: $\text{Ag} | 0,1\text{M AgNO}_3 || 0,001\text{M AgNO}_3 | \text{Ag}$. Определите анод и катод и вычислите ЭДС данного гальванического элемента, напишите электронные уравнения анодного и катодного процессов.

22. Вычислите ЭДС гальванического элемента, имеющего следующую схему: (-) $\text{Co} | \text{CoSO}_4 || \text{CuSO}_4 | \text{Cu}$ (+) при концентрации $[\text{Co}^{2+}] = 0,01$ моль/л, $[\text{Cu}^{2+}] = 0,001$ моль/л. Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.

23. Какие вещества и в каком количестве выделяются на угольных электродах при электролизе раствора нитрата калия в течение 20 минут при силе тока 1 А? Напишите электронные уравнения анодного и катодного процессов.

24. Какой газ и в каком объеме выделится на аноде при электролизе раствора хлорида натрия при силе тока 6 А в течение 1 час?

ПРИЛОЖЕНИЕ

1. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

ПЕРИОДЫ	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																	
	A I B	A II B	A III B	A IV B	A V B	A VI B	A VII B	A	VIII	B								
1	(H)							H 1.00794 Hydrogenium Водород	He 4.002602 Helium Гелий									
2	Li 6.941 Lithium Литий	Be 9.0122 Beryllium Бериллий	B 10.811 Borium Бор	C 12.011 Carboneum Углерод	N 14.007 Nitrogenium Азот	O 15.999 Oxygenium Кислород	F 18.998 Fluorum Фтор	Ne 20.179 Neon Неон										
3	Na 22.99 Natrium Натрий	Mg 24.305 Magnesium Магний	Al 26.9815 Aluminium Алюминий	Si 28.086 Silicium Кремний	P 30.974 Phosphorus Фосфор	S 32.066 Sulfur Сера	Cl 35.453 Chlorium Хлор	Ar 39.948 Argon Аргон										
4	K 39.098 Kalium Калий	Ca 40.08 Calcium Кальций	Sc 44.956 Scandium Скандий	Ti 47.90 Titanium Титан	V 50.941 Vanadium Ванадий	Cr 51.996 Chromium Хром	Mn 54.938 Manganum Марганец	Fe 55.847 Ferrum Железо	Co 58.933 Cobaltum Кобальт	Ni 58.70 Niccolum Никель								
	Cu 63.546 Cuprum Медь	Zn 65.39 Zincum Цинк	Ga 69.72 Gallium Галлий	Ge 72.59 Germanium Германий	As 74.992 Arsenicum Мышьяк	Se 78.96 Selenium Селен	Br 79.904 Bromum Бром	Kr 83.80 Krypton Криптон										
5	Rb 85.468 Rubidium Рубидий	Sr 87.62 Strontium Стронций	Y 88.906 Yttrium Иттрий	Zr 91.22 Zirconium Цирконий	Nb 92.906 Niobium Ниобий	Mo 95.94 Molybdaenum Молибден	Tc 97.91 Technetium Технеций	Ru 101.07 Ruthenium Рутений	Rh 102.906 Rhodium Родий	Pd 106.4 Palladium Палладий								
	Ag 107.868 Argentum Серебро	Cd 112.41 Cadmium Кадмий	In 114.82 Indium Индий	Sn 118.71 Stannum Олово	Sb 121.75 Stibium Сурьма	Te 127.60 Tellurium Теллур	I 126.9045 Iodum Иод	Xe 131.29 Xenon Ксенон										
6	Cs 132.905 Cesium Цезий	Ba 137.33 Barium Барий	La* 138.9055 Lanthanum Лантан	Hf 178.49 Hafnium Гафний	Ta 180.9479 Tantalum Тантал	W 183.85 Wolframium Вольфрам	Re 186.207 Rhenium Рений	Os 190.2 Osmium Осмий	Ir 192.22 Iridium Иридий	Pt 195.08 Platinum Платина								
	Au 196.967 Aurum Золото	Hg 200.59 Hydrargyrum Ртуть	Tl 204.38 Thallium Таллий	Pb 207.19 Plumbum Свинец	Bi 208.980 Bismuthum Висмут	Po 209.98 Polonium Полоний	At 209.99 Astatium Астат	Rn [222] Radon Радон										
7	Fr [223] Francium Франций	Ra [226] Radium Радий	Ac** [227] Actinium Актиний	Rf [261] Rutherfordium Фезерфордий	Db [262] Dubnium Дубний	Sg [263] Seaborgium Сиборгий	Bh [262] Bohrium Борий	Hs [265] Hassium Хассий	Mt [266] Meitnerium Мейтнерий	[110] [269]								
ФОРМУЛЫ ВЫСШИХ ОКСИДОВ	R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄										
ФОРМУЛЫ ЛЕТАЧИХ ОДНОРОДНЫХ СОЕДИНЕНИЙ				RH ₄	RH ₃	RH ₂	RH											
ЛАНТАНОИДЫ*	Ce 140.12 Cesium Цезий	Pr 140.908 Praseodymium Празеодим	Nd 144.24 Neodymium Неодим	Pm 144.91 Promethium Прометий	Sm 150.36 Samarium Самарий	Eu 151.96 Europium Европий	Gd 157.25 Gadolinium Гадолиний	Tb 158.926 Terbium Тербий	Dy 162.50 Dysprosium Диспрозий	Ho 164.930 Holmium Гольмий	Er 167.26 Erbium Эрбий	Tm 168.934 Thulium Тулий	Yb 173.04 Ytterbium Иттербий	Lu 174.967 Lutetium Лютеций				
АКТИНОИДЫ**	Th 232.038 Thorium Торий	Pa 231.04 Protactinium Протактиний	U 238.03 Uranium Уран	Np 237.05 Neptunium Нептуний	Pu 244.06 Plutonium Плутоний	Am 243.06 Americium Америций	Cm 247.07 Curium Кюрий	Bk 247.07 Berkelium Берклий	Cf 251.08 Californium Калифорний	Es 252.08 Einsteinium Эйнштейний	Fm 257.10 Fermium Фермий	Md 258.10 Mendelevium Менделевий	No 259.10 Nobelium Нобелий	Lr 260.10 Lawrencium Лауренсий				



2. Таблица растворимости кислот, оснований и солей в воде

Растворимость кислот, оснований и солей в воде

Катионы \ Анионы	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	-	Н	Н	Н	
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Р	М	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	М	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	М	-
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	-	-	Н	-	-	
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Р	Н	Р	Р
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	-	-	Н	-	Н	Н	Н	Н	Н	Н	-	Н	-	-	
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	Р	-	Н	Н	Н	Н	-	Н	Н	-	-	Н	Н	-	-	-	Н	-	Н	
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	-	Р
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р

Электрохимический ряд напряжений металлов

Li...Rb...K...Ba...Sr...Ca...Na...Mg...Al...Mn...Zn...Cr...Fe...
 Cd...Co...Ni...Sn...Pb...H...Sb...Bi...Cu...Hg...Ag...Pd...Pt...Au

3. Образец оформления титульного листа реферата

**ФГБОУ ВО СТАВРОПОЛЬСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ**

Кафедра химии и защиты растений

РЕФЕРАТ

Дисциплина: Химия неорганическая и аналитическая

Тема: «_____»

Выполнил:

студент факультета агробиологии и
земельных ресурсов,
1 курса, 1 группы,
направление 35.03.04 Агрономия
Иванов В.В.

Проверила:

к.б.н., доцент Волосова Е.В.

Ставрополь, 2022

ВОЛОСОВА Елена Владимировна
ШИПУЛЯ Анна Николаевна
ПАШКОВА Елена Валентиновна
БЕЗГИНА Юлия Александровна
ГЛАЗУНОВА Наталья Николаевна