

**МИНИСТЕРСТВО СЕЛЬСКОГО ХОЗЯЙСТВА РОССИЙСКОЙ ФЕДЕРАЦИИ**  
Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение  
высшего образования  
**«КУБАНСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ  
ИМЕНИ И. Т. ТРУБИЛИНА»**

**ФАКУЛЬТЕТ \_ВЕТЕРИНАРНОЙ\_ МЕДИЦИНЫ**

УТВЕРЖДАЮ  
Декан факультета  
ветеринарной медицины  
  
доцент А. Н. Шевченко

28 апреля 2021 г.

**Рабочая программа дисциплины**  
**НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**Направление подготовки**  
**36.03.01 Ветеринарно-санитарная экспертиза**

**Направленность подготовки**  
Ветеринарно-санитарная экспертиза

**Уровень высшего образования**  
бакалавриат

**Форма обучения**  
очная

**Краснодар**  
**2021**


Рабочая программа дисциплины Неорганическая и аналитическая химия разработана на основе ФГОС ВО по направлению 36.03.01 Ветеринарно-санитарная экспертиза, утвержденного приказом Министерства образования и науки РФ от 19 сентября 2017 г. № 939.

Автор:  
К.х.н., доцент

  
\_\_\_\_\_ С.А. Пестунова

Рабочая программа обсуждена и рекомендована к утверждению решением кафедры от 2 марта 2021 г., протокол № 7

Заведующий кафедрой  
Д.х.н., профессор

  
\_\_\_\_\_ Е.А. Кайгородова

Рабочая программа одобрена на заседании методической комиссии факультета ветеринарной медицины, протокол №8 от 07.04.2021 г., протокол № 8

Председатель  
методической комиссии,  
к. в. н., доцент

  
\_\_\_\_\_ М. Н. Лифенцова

Руководитель  
основной профессиональной  
образовательной программы,  
д. в. н., профессор

  
\_\_\_\_\_ А. А. Шевченко

## **1 Цель и задачи освоения дисциплины**

**Целью** освоения дисциплины «Неорганическая и аналитическая химия» является формирование комплекса знаний об основах химической науки:

- формирование представлений о сущности химических явлений;
- создание прочных знаний фундаментальных понятий, основных законов химии, химических свойств элементов и их соединений;
- овладение методами химического анализа;
- приобретение способности обосновывать и реализовывать в профессиональной деятельности современные технологии с использованием приборно-инструментальной базы и использовать основные естественные, биологические и профессиональные понятия, а также методы при решении общепрофессиональных задач

### **Задачи дисциплины**

- добиться прочного усвоения студентом теоретических представлений о строении вещества для понимания химических основ прогрессивных технологий и творческого решения ряда технологических приемов и проблем;
- предложить обучающимся такие формы заданий, которые помогут усвоить основные закономерности протекания химических реакций;
- помочь студенту овладеть методами химического анализа, элементами химического контроля при проведении ветеринарно-санитарной экспертизы для оценки качества и безопасности продукции;
- приобрести навыки обращения с веществом, с основными приемами очистки и разделения веществ, идентификации продуктов химических реакций, работы на приборах в специализированных кафедральных химических лабораториях;

## **2 Перечень планируемых результатов обучения по дисциплине, соотнесенных с планируемыми результатами освоения ОПОП ВО**

В результате изучения дисциплины Неорганическая и аналитическая химия обучающийся должен получить знания и навыки в соответствии с требованиями профессионального стандарта 3++ на 23.12.2019 г.

ИД-1 Применяет систему и структуру информационных и компьютерных технологий в области оформления заключений по результатам ветеринарно-санитарной экспертизы, заключений (актов, постановлений) об обезвреживании (обеззараживании), запрещении использования продукции по назначению, о ее утилизации или уничтожении

**В результате освоения дисциплины формируются следующие компетенции:**

ОПК-4. Способен обосновывать и реализовывать в профессиональной деятельности современные технологии с использованием приборно-инструментальной базы и использовать основные естественные, биологические и профессиональные понятия, а также методы при решении общепрофессиональных задач

### **3 Место дисциплины в структуре ОПОП ВО**

«Неорганическая и аналитическая химия» является дисциплиной обязательной части (части формируемой участниками образовательных отношений) ОПОП ВО подготовки обучающихся по направлению 36.03.01 Ветеринарно-санитарная экспертиза, направленность Ветеринарно-санитарная экспертиза.

### **4 Объем дисциплины (180 часов, 5 зачетных единиц)**

Виды учебной работы	Объем, часов
	Очная
<b>Контактная работа</b>	92
в том числе:	
— аудиторная по видам учебных занятий	88
— лекции	40
— лабораторные	48
— внеаудиторная работа	
— зачет	1
— экзамен	3
<b>Самостоятельная работа</b>	88
<b>Итого по дисциплине</b>	180

### **5 Содержание дисциплины**

По итогам изучаемого курса студенты сдают зачет и экзамен. Дисциплина изучается на 1-ом курсе: в 1 семестре (форма контроля зачет), во 2-ом семестре обучающиеся сдают экзамен.

## Содержание и структура дисциплины по очной форме обучения

№ п/п	Наименование темы с указанием основных вопросов	Формируемые компетенции	Семестр	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)		
				Лек- ции	Лабо- рные заняти я	Самостоя тельная работа
1	<b>Основные законы и понятия химии.</b> Стехиометрия: моль, постоянная Авогадро, молярная масса, закон сохранения постоянства состава, закон Авогадро, химический эквивалент, молярная масса эквивалента, закон эквивалентов.	ОПК-4	1	2	4	2
2	<b>Строение атома. Периодический закон Д.И. Менделеева</b> Современные представления о строении атома, периодическом законе Д.И. Менделеева и химической связи: основные принципы квантовой теории строения вещества; квантовые числа: главное, орбитальное, магнитное и спиновое; энергетические уровни и подуровни атома; принципы заполнения электронных орбиталей атома в основном состоянии: принцип Паули, правило Хунда; электронные ёмкости орбиталей, подуровней и уровней атома; способы записи электронных формул атома; современная формулировка периодического закона; структура периодической системы; правила Клечковского; периодичность изменения свойств атомов элементов: энергии ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности, радиусов Ван-дер-Ваальса; периодический характер изменения химических свойств элементов; связь распространённости химических элементов с их положением в ПС, макро- и микроэлементы; типы химической связи; характеристики связей: электрические дипольные моменты, эффективные заряды атомов, степень ионности, направленность	ОПК-4	1	2	6	4

№ п/п	Наименование темы с указанием основных вопросов	Формируемые компетенции	Семестр	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)		
				Лек- ции	Лабо- рные зани- я	Самостоя- тельная работа
	и насыщенность, энергия и длина связи; метод валентных связей; сигма- и пи-связи, типы гибридизации атомных орбиталей и геометрия молекул.					
3	<b>Комплексные соединения.</b> Строение координационной сферы комплексных соединений: комплексообразователь, лиганды, донорные атомы лигандов, дентатность, координационное число, геометрия координационной сферы; внешнесферные ионы; устойчивость комплексных соединений в растворах, константы устойчивости и константы нестойкости; факторы, влияющие на устойчивость комплексных соединений в растворах: температура, заряд центрального иона-комплексообразователя, теория координационной химической связи, значение комплексных соединений.	ОПК-4	1	2	2	3
4	<b>Окислительно-восстановительные реакции.</b> Степень окисления, окислители и восстановители; составление уравнения о-в реакций; О-В потенциалы; уравнение Нернста; определение направления протекания О-В реакций с помощью окислительно-восстановительных потенциалов, роль ОВР в природе.	ОПК-4	1	–	2	3
5	<b>Химическая кинетика. Химическое равновесие.</b> Скорость и энергетика химической реакции: факторы, влияющие на скорость реакции; закон действующих масс для элементарной стадии реакции, константа скорости реакции; зависимость скорости химической реакции от температуры, правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса, энергия активации, активированный комплекс, катализ, катализатор, фермент; значение учения о скорости химической реакции в химии, биологии и сельском хозяйстве; химическое равновесие, закон действующих масс для химического равновесия, принцип Ле-Шателье, роль	ОПК-4	1	2	2	3

№ п/п	Наименование темы с указанием основных вопросов	Формируемые компетенции	Семестр	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)		
				Лек- ции	Лабо- рные зани- я	Самостоя- тельная работа
	химических равновесий в природе; Основы химической термодинамики. Термодинамические системы: открытые, закрытые, изолированные, гомогенные и гетерогенные; внутренняя энергия, энтальпия, тепловой эффект химической реакции, закон Гесса, энтропия, изменение энергии Гиббса как критерий возможности самопроизвольного протекания реакции.					
6	<b>Растворы.</b> Способы выражения концентрации раствора, молярная концентрация эквивалента, массовая доля, титр, термодинамические причины образования растворов.; физические и химические силы, обуславливающие образование растворов; отличие сильных электролитов от слабых; типы сильных электролитов; гидратация ионов, кристаллогидраты; активность, коэффициент активности; типы слабых электролитов, константы и степени диссоциации слабых электролитов; вода как слабый электролит, водородный и гидроксильный показатели растворов, способы измерения водородного показателя; буферные растворы; гидролиз солей, типы гидролиза, константы и степени гидролиза солей; значение растворов сильных и слабых электролитов..	ОПК-4	1	4	6	4
7	<b>Химия p-элементов.:</b> Общие свойства элементов IVA-подгруппы; химия неорганических соединений углерода; особенности химических свойств кремния; оксид, кремния, кремниевые кислоты и их соли; общие свойства элементов VA-подгруппы; особенности химических связей азота с водородом, углеродом и кислородом; термодинамическая неустойчивость химических соединений азота, её причины; химические свойства молекулярного азота; аммиак и его производные; оксиды азота, азотная,	ОПК-4	1	4	6	6

№ п/п	Наименование темы с указанием основных вопросов	Формируемые компетенции	Семестр	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)		
				Лек- ции	Лабо- рные зани- я	Самостоя тельная работа
	азотистая кислоты и их соли; особенности азота как биогенного элемента, особенности термодинамической устойчивости различных соединений фосфора в земных условиях, оксиды фосфора; ортофосфорная кислоты и её соли, конденсированные фосфорные кислоты и их соли; особенности фосфора как биогенного элемента, специфика поведения и значение соединений фосфора в биосистемах; значение фосфора как элемента питания, общие свойства элементов VIA-подгруппы; молекулярный кислород как окислитель; озон; оксиды, кислородсодержащие кислоты, основания, соли кислородсодержащих кислот как важнейшие классы неорганических соединений; пероксид водорода и другие пероксиды, молекулярный кислород в биоэнергетике, особенности химических связей серы; оксиды серы; серная кислота и ее соли; сернистая кислота и ее соли; сероводород и полисульфаны, сульфиды и полисульфиды; сера как биогенный элемент; применение сульфатов и других соединений серы в сельском хозяйстве, экологическая опасность сернистого газа; общие свойства элементов VIIA-подгруппы; степени окисления галогенов в соединениях, особенности связей, фтороводород, фтороводородная кислота и ее соли; хлороводород, хлороводородная кислота и ее соли, соединения с положительными степенями окисления хлора, их химические свойства; особенности хлора как биогенного элемента, роль хлора в живой клетке; применение соединений хлора в сельском хозяйстве; фтор как жизненно необходимый элемент и как элемент-загрязнитель окружающей среды; использование соединений брома и йода в ветеринарии, медицине.					



№ п/п	Наименование темы с указанием основных вопросов	Формируемые компетенции	Семестр	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)		
				Лек- ции	Лабо- рные заняти я	Самостоя тельная работа
8	<b>Химия d-элементов.</b> Общие свойства переходных металлов; общие свойства и особенности переходных металлов; соединения хрома в степенях окисления +3 и +6; соединения молибдена (VI); соединения марганца в степенях окисления +2, +4, +6 и +7; роль соединений хрома, молибдена, марганца, железа, никеля, меди и цинка в жизнедеятельности человека и животных; соединения железа в степенях окисления +2 и +3, соединения меди в степенях окисления +1 и +2; соединения цинка, кадмия и ртути; роль соединений хрома, молибдена, марганца, железа, никеля, меди и цинка в жизнедеятельности человека и животных; токсичность соединений кадмия и ртути.	ОПК-4	1	2	4	6
9	<b>Аналитическая химия.</b> Предметы и задачи аналитической химии. Понятия и термины аналитической химии. Аналитический сигнал и его измерение. Метрологические характеристики методов анализа. Точность аналитических определений. Аппаратура и техника выполнения аналитической работы.	ОПК-4	2	2		5
10	<b>Качественный анализ.</b> Основные принципы качественного анализа. Аналитические реакции и способы их выполнения. Требования к аналитическим реакциям, их чувствительность и селективность. Аналитическая классификация ионов. Групповые реагенты. Дробный и систематический анализ. Анализ неизвестного вещества.	ОПК-4	2	2	4	9
11	<b>Равновесие в гомогенных системах.</b> Кислотно-основные равновесия и их роль в аналитической химии. Сильные электролиты в растворах. Коэффициент активности и ионная сила. Протолитическое равновесие. Ионное произведение воды. Определение pH в ходе анализа. Гидролиз солей. Буферные	ОПК-4	2	4		6

№ п/п	Наименование темы с указанием основных вопросов	Формируемые компетенции	Семестр	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)		
				Лек- ции	Лабо- ра- торные заняти я	Самостоя тельная работа
	системы					
12	<b><i>Равновесие в гетерогенных системах.</i></b> Произведение растворимости малорастворимого электролита. Условия образования осадков. Фракционное осаждение ионов. Условия растворения осадков. Направление протекания обменных реакций.	ОПК-4	2	2		5
13	<b><i>Количественный анализ.</i></b> Предмет и методы количественного анализа. Классификация методов анализа. Гравиметрический анализ, сущность метода и область его применения. Операции в гравиметрическом анализе. Вычисления в гравиметрическом анализе.	ОПК-4	2	2	2	8
14	<b><i>Титриметрический анализ.</i></b> Принцип метода и область его применения. Основные понятия и термины. Методы титриметрического анализа. Первичные и вторичные стандартные растворы. Измерительная посуда. Приготовление раствора соляной кислоты.	ОПК-4	2	2	2	6
15	<b><i>Кислотно-основное титрование.</i></b> Сущность метода и область его применения. Теория индикаторов. Кривые титрования, выбор индикатора, порядок титрования. Определение гидрокарбонатной щелочности воды.	ОПК-4	2	4	2	6
16	<b><i>Окислительно-восстановительное титрование.</i></b> Методы окислительно-восстановительного титрования (ОВТ). Виды ОВТ. Индикаторы ОВТ. Кривые титрования. Перманганатометрическое титрование. Дихроматометрическое титрование. Определение железа (II).	ОПК-4	2	2	4	6
17	<b><i>Комплексонометрическое (хелатометрическое) титрование.</i></b> Сущность метода. Комплексоны. Индикаторы комплексонометрического титрования. Применение комплексонометрии. Определение общей жесткости воды. Значение инструментальных методов анализа, их	ОПК-4	2	2	2	6

№ п/п	Наименование темы с указанием основных вопросов	Формируемые компетенции	Семестр	Виды учебной работы, включая самостоятельную работу студентов и трудоемкость (в часах)		
				Лек- ции	Лабо- ра- торные зани- ма- ния	Самос- то- ятельная работа
	преимущество. Методы разделения и концентрирования					
Итого				40	48	88

## 6 Перечень учебно-методического обеспечения для самостоятельной работы обучающихся по дисциплине

### 6.1 Учебная литература и методические указания (для самостоятельной работы)

1. Кайгородова Е. А. Неорганическая химия: теоретические основы и практическое применение : учеб. пособие / Е. А. Кайгородова. – Краснодар : КубГАУ, 2019. – 105 с. ISBN 978-5-00097-998-3  
[https://edu.kubsau.ru/file.php/105/Uchebnoe\\_Posobie\\_2019\\_6\\_pechatnykh\\_listov\\_pravki\\_ot\\_19.08\\_-\\_kopija\\_502918\\_v1\\_.PDF](https://edu.kubsau.ru/file.php/105/Uchebnoe_Posobie_2019_6_pechatnykh_listov_pravki_ot_19.08_-_kopija_502918_v1_.PDF)
2. . Гайдукова Н. Г. Тестовые задания по аналитической химии для самостоятельной работы: учеб. пособие. / Н. Г. Гайдукова, И. В. Шабанова. – Краснодар: КубГАУ, 2012. – 95 с.  
[https://edu.kubsau.ru/file.php/105/03\\_03.07.13/10\\_Testovye\\_zadaniya\\_po\\_analiticheskoj\\_khimii\\_dlja\\_samostojatelnoi\\_raboty\\_studentov.GaidukovaNG.SHabanoaI\\_V.pdf](https://edu.kubsau.ru/file.php/105/03_03.07.13/10_Testovye_zadaniya_po_analiticheskoj_khimii_dlja_samostojatelnoi_raboty_studentov.GaidukovaNG.SHabanoaI_V.pdf)
3. Пестунова С.А. Химия (основы общей и неорганической, аналитическая) Методические указания по изучению дисциплины и индивидуальные задания для самостоятельной работы обучающихся : метод. указания / сост. С. А. Пестунова. – Краснодар : КубГАУ, 2019. – 104 с.  
[https://edu.kubsau.ru/file.php/105/Na\\_pechat.2019\\_Pestunova\\_MU\\_PP\\_PT\\_FINIS\\_H\\_Indiv\\_zadaniya\\_499296\\_v1\\_.PDF](https://edu.kubsau.ru/file.php/105/Na_pechat.2019_Pestunova_MU_PP_PT_FINIS_H_Indiv_zadaniya_499296_v1_.PDF)
4. Кайгородова Е. А. Неорганическая и аналитическая химия: учеб.-метод. пособие / Е. А. Кайгородова, И. И. Сидорова. – Краснодар: КубГАУ, 2017. – 88 с. [https://edu.kubsau.ru/file.php/105/KHimija\\_ehlementov\\_pv.pdf](https://edu.kubsau.ru/file.php/105/KHimija_ehlementov_pv.pdf)
5. Неорганическая и аналитическая химия. Теоретические основы и индивидуальные задания для самостоятельной работы студентов биологических направлений и специальностей аграрных вузов: учеб. пособие с грифом МСХ / Е.А. Кайгородова, И.И. Сидорова, Н.А. Кошеленко, Н.Е. Косянок. – Краснодар: КубГАУ, 2012 – 184 с.

[https://edu.kubsau.ru/file.php/105/03\\_03.07.13/16\\_Teoreticheskie\\_osnovy\\_i\\_individualnye\\_zadaniya\\_po\\_neorganicheskoi\\_i\\_analiticheskoi\\_khimii.KaigorodovaEA\\_SidorovaII\\_KoshelenkoNA.pdf](https://edu.kubsau.ru/file.php/105/03_03.07.13/16_Teoreticheskie_osnovy_i_individualnye_zadaniya_po_neorganicheskoi_i_analiticheskoi_khimii.KaigorodovaEA_SidorovaII_KoshelenkoNA.pdf)

## 6.2 Литература для самостоятельной работы

- 1.Александрова Э.А. Аналитическая химия : учеб. и практикум для прикл. бакалавриата. В 2 кн. Кн. 1 : Химические методы анализа / Э.А Александрова, Н.Г. Гайдукова; Куб. гос. аграр. ун-т . - 2-е изд., испр. и доп. - М. : Юрайт, 2014. - 551 с. (Библиотека кафедры)
- 2.Пестунова С. А. Растворы и другие дисперсные системы: учеб. пособие / С. А. Пестунова, Е. С. Костенко, Е. А. Кайгородова. – Краснодар : 2013. – 479 с.  
[http://edu.kubsau.ru/file.php/105/04\\_Rastvory\\_i\\_drugie\\_dispersnye\\_sistemy\\_Pestunova\\_Kostenko\\_Kaigorodova.pdf](http://edu.kubsau.ru/file.php/105/04_Rastvory_i_drugie_dispersnye_sistemy_Pestunova_Kostenko_Kaigorodova.pdf)
3. Пестунова С. А. Комплексные соединения. Комплексообразование в водных растворах: учеб. пособие / С. А. Пестунова, Е. С. Костенко, Е. А. Кайгородова. – Краснодар : КубГАУ, 2013. – 161 с.  
[http://edu.kubsau.ru/file.php/105/01\\_Kompleksnye\\_soedinenija\\_Pestunova\\_Kostenko\\_Kaigorodova.pdf](http://edu.kubsau.ru/file.php/105/01_Kompleksnye_soedinenija_Pestunova_Kostenko_Kaigorodova.pdf)
- 4.Косянок Н.Е. Справочник по общей и неорганической химии / Н.Е. Косянок., Е.С. Костенко, Е.А Кайгородова. – Краснодар : КубГАУ. - 19,6 п.л., 2013 [Электронный ресурс]  
[http://edu.kubsau.ru/file.php/105/03\\_03.07.13/15\\_Spravochnik\\_po\\_obshchei\\_i\\_neorganicheskoi\\_khimii\\_Kosjanok\\_Kostenko\\_Kaigorodova.pdf](http://edu.kubsau.ru/file.php/105/03_03.07.13/15_Spravochnik_po_obshchei_i_neorganicheskoi_khimii_Kosjanok_Kostenko_Kaigorodova.pdf)
5. Наумова Г.М. Техника ведения химического эксперимента в лаборатории химии / Г.М. Наумова, Е.К. Яблонская, Е.А Кайгородова. – Краснодар : КубГАУ, 2013. – 80 с.  
[https://edu.kubsau.ru/file.php/105/03\\_03.07.13/08\\_tekhnika\\_vedenija\\_khimicheskogo\\_eksperimenta.pdf](https://edu.kubsau.ru/file.php/105/03_03.07.13/08_tekhnika_vedenija_khimicheskogo_eksperimenta.pdf)

## 7 Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации

### 7.1 Перечень компетенций с указанием этапов их формирования в процессе освоения ОПОП ВО

Номер семестра*	Этапы формирования и проверки уровня сформированности компетенций по дисциплинам, практикам в процессе освоения ОПОП ВО
	<i>ОПК-4 Способен обосновывать и реализовывать в профессиональной деятельности современные технологии с использованием приборно-инструментальной базы и использовать основные естественные, биологические и профессиональные</i>

Номер семестра*	Этапы формирования и проверки уровня сформированности компетенций по дисциплинам, практикам в процессе освоения ОПОП ВО
<i>понятия, а также методы при решении общепрофессиональных задач</i>	
<i>Указываются номер семестра по возрастанию</i>	<i>Указываются последовательно дисциплины, практики</i>
1,2	Неорганическая и аналитическая химия
1,2	Биология
2	Биологическая физика
2	Органическая химия
2	Физколлоидная химия
3,4	Биологическая химия
Б 2	Практика
	Обязательная практика
Б 2.0.02	Производственная практика
	Технологическая практика
Б 3	ГИА
Б 3.01	Подготовка к сдаче и сдача государственного экзамена

\* номер семестра соответствует этапу формирования компетенции

## 7.2 Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкалы оценивания

Индикаторы достижения компетенции	Уровень освоения				Оценочное средство
	неудовлетвори- тельно (минимальный)	удовлетвори- тельно (пороговый)	хорошо (средний)	отлично (высокий)	
ОПК-4. Способен обосновывать и реализовывать в профессиональной деятельности современные технологии с использованием приборно-инструментальной базы и использовать основные естественные, биологические и профессиональные понятия, а также методы при решении общепрофессиональных задач					
<b>Знать:</b> — ИД-1 систему и структуру информационных и компьютерных технологий в области оформления заключений по результатам ветеринарно-санитарной экспертизы, заключений (актов, поста-	Уровень знаний ниже минимальных требований, имели место грубые ошибки	Минимально допустимый уровень знаний, допущено много негрубых ошибок	Минимально допустимый уровень знаний, допущено много негрубых ошибок	Уровень знаний в объеме, соответствующем программе подготовки, без ошибок	Кейс-задания, задания для контрольной работы, тесты, рефераты, вопросы к зачету, вопросы к экзамену

Индикаторы достижения компетенции	Уровень освоения				Оценочное средство
	неудовлетвори- тельно (минимальный)	удовлетвори- тельно (пороговый)	хорошо (средний)	отлично (высокий)	
<p>новлений) об обезвреживании (обеззараживании), запрещении использования продукции по назначению, о ее утилизации или уничтожении</p> <p>— <b>Уметь</b></p> <p>Применить систему и структуру информационных и компьютерных технологий в области оформления заключений по результатам ветеринарно-санитарной экспертизы, заключений (актов, постановлений) об обезвреживании (обеззараживании), запрещении использования продукции по назначению, о ее утилизации или уничтожении</p> <p>— <b>Владеть</b></p> <p>навыками использования системы и структуры информационных и компьютерных</p>	<p><i>При решении общепрофессиональных задач не продемонстрированы основные умения, имели место грубые ошибки</i></p> <p>Не может применять систему и структуру информационных и компьютерных</p>	<p><i>Продemonстрированы основные умения, решены типовые задачи с негрубыми ошибками, выполнены все задания, но не в полном объеме</i></p> <p>Не полностью применяет систему и структуру информационных и компьютерных</p>	<p><i>Продemonстрированы все основные умения, решены все основные задачи с негрубыми ошибками, выполнены все задания в полном объеме, но некоторые с недочетами</i></p> <p>В целом успешно применяет систему и структуру информационных и</p>	<p><i>Продemonстрированы все основные умения, решены все основные задачи с отдельными незначительными недочетами, выполнены все задания в полном объеме</i></p> <p>Применяет на высоком уровне систему и структуру информационных и</p>	<p>Кейс-задания, задания для контрольной работы, тесты, рефераты, вопросы к зачету, вопросы к экзамену</p> <p>Кейс-задания, задания для контрольной работы, тесты,</p>

Индикаторы достижения компетенции	Уровень освоения				Оценочное средство
	неудовлетвори- тельно (минимальный)	удовлетвори- тельно (пороговый)	хорошо (средний)	отлично (высокий)	
технологий в области оформления заключений по результатам ветеринарно-санитарной экспертизы, заключений (актов, постановлений) об обезвреживании (обеззараживании), запрещении использования продукции по назначению, о ее утилизации или уничтожении	х технологий в области оформления заключений по результатам ветеринарно-санитарной экспертизы, заключений (актов, постановлений) об обезвреживании (обеззараживании), запрещении использования продукции по назначению, о ее утилизации или уничтожении	х технологий в области оформления заключений по результатам ветеринарно-санитарной экспертизы, заключений (актов, постановлений) об обезвреживании (обеззараживании), запрещении использования продукции по назначению, о ее утилизации или уничтожении	компьютерны х технологий в области оформления заключений по результатам ветеринарно-санитарной экспертизы, заключений (актов, постановлений) об обезвреживании (обеззараживании), запрещении использования продукции по назначению, о ее утилизации или уничтожении	компьютерны х технологий в области оформления заключений по результатам ветеринарно-санитарной экспертизы, заключений (актов, постановлений) об обезвреживании (обеззараживании), запрещении использования продукции по назначению, о ее утилизации или уничтожении	рефераты, вопросы к зачету, вопросы к экзамену

### **7.3 Типовые контрольные задания или иные материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения ОПОП ВО**

Контроль освоения дисциплины «Химия» проводится в соответствии с Пл КубГАУ 2.2.4 «Фонд оценочных средств».

Текущий контроль по дисциплине «Химия» позволяет оценить степень восприятия учебного материала и проводится для оценки знаний, умений, навыков и опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций в процессе освоения ОПОП ВО

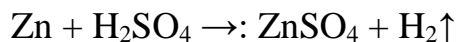
Текущий контроль проводится как контроль тематический (по итогам изучения определенных тем дисциплины) и рубежный (контроль определенного раздела или нескольких разделов, перед тем, как приступить к изучению очередной части учебного материала). Результаты текущего контроля используются при проведении промежуточной аттестации.

#### **Кейс-задания к лабораторным работам**

## Кейс-задание по теме № 1. «Основные законы и понятия химии»

### Б) «Определение молярной массы эквивалента металла»

Определение молярных масс эквивалентов металлов основано на реакции взаимодействия металлов с кислотами:



#### Выполнение эксперимента:

**1. Проверка герметичности прибора** (держит ли он газ). Уровень воды в градуированном сосуде установите на «0». Затем подсоедините к градуированному сосуду реактор и опустите уравнильный сосуд ниже уровня воды в градуированном. При опускании уравнильного сосуда уровень воды в градуированном сосуде немного понизится (~1-1,5 см<sup>3</sup>), но затем стабилизируется. Если через 1-2 мин дальнейшего понижения не будет, прибор можно считать герметичным.

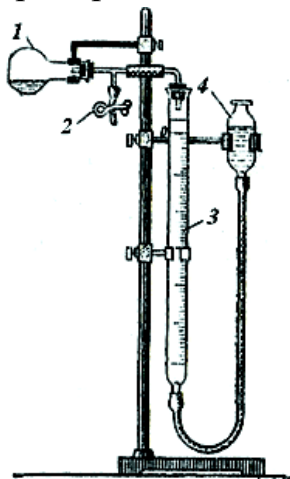


Рисунок. Прибор для определения молярной массы эквивалента металла:  
1 – плоскодонная колба (либо пробирка); 2 – зажим; 3 – мерная бюретка;  
4 – уравнильный сосуд

**2. Заправка реактора.** Осторожно сняв реактор, перенесите в него 2-3 см<sup>3</sup> 2 н раствора H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>. Затем осушите внутренние стенки верхней части реактора фильтровальной бумагой и осторожно поместите в эту часть реактора кусочек взвешенного цинка (массу цинка запишите в журнал).

Реактор с кусочком цинка в верхней части осторожно подсоедините к газоотводной трубке прибора, не допуская попадания цинка в кислоту. Проверьте прибор на герметичность в течение 2-3 мин. После этого определите уровень воды в градуированном сосуде до реакции (V<sub>1</sub>). Затем осторожно, придерживая реактор у входа газоотводной трубки, стряхните цинк в кислоту – начинается выделение водорода и вытеснение воды в уравнильный сосуд.

#### 3. Измерение объема выделившегося водорода



По окончании реакции следует подождать 3-5 мин, чтобы газ в приборе принял температуру окружающего воздуха. Затем опустите уравнильный сосуд до уровня воды в градуированном, и, если в течение 1 мин не наблюдается изменения уровня, запишите уровень воды в градуированном сосуде после реакции ( $V_2$ ).

Объем выделившегося водорода:  $V(H_2) = (V_2) - (V_1)$

#### 4. *Запись данных опыта и расчеты*

1. Масса металла,  $m$ , г.
2. Уровень воды до реакции,  $V_1$ ,  $\text{см}^3$ .
3. Уровень воды после реакции,  $V_2$ ,  $\text{см}^3$ .
4. Объем выделившегося водорода,  $V = V_2 - V_1$ ,  $\text{см}^3$ .
5. Температура,  $t$  °C.
6. Абсолютная температура,  $T$ , К ( $273 + t$  °C).
7. Атмосферное давление,  $P_{\text{атм}}$ .
8. Давление насыщенного водяного пара при данной температуре (см.табл. ниже).
9. Парциальное давление водорода,  $P(H_2) = P - P(H_2O)$ .

***Расчет молярной массы эквивалентов металла двумя способами.***

1. Вычислите массу вытесненного водорода ( $m$ ) по уравнению Клапейрона - Менделеева  $P(H_2)V(H_2) = (m/M)RT$  ( $R=8,31$  Дж·моль/ $\text{К}^{-1}$ , или  $R = 62363,7$   $\text{см}^3 \cdot \text{мм. рт. ст./моль} \cdot \text{град}$ ). После этого рассчитайте молярную массу эквивалентов, используя 1-е математическое выражение закона эквивалентов.
2. Рассчитайте объем выделившегося водорода при нормальных условиях ( $V_0$ ) по уравнению Клапейрона:  $V_0 P_0 / T_0 = V_{H_2} P_{H_2} / T$  при  $P_0 = 760$  мм. рт. ст., 273 К. Зная молярный объем эквивалентов водорода, рассчитайте молярную массу металла (2-е выражение закона эквивалентов).

Таблица. Давление насыщенного водяного пара в равновесии с водой

Температура, °C	Давление пара, Па (мм рт.ст.)	Температура, °C	Давление пара, Па (мм рт.ст.)
0	$0,61 \cdot 10^3$ (4,58)	19	$2,20 \cdot 10^3$ (16,48)
5	$0,87 \cdot 10^3$ (6,54)	20	$2,33 \cdot 10^3$ (17,53)
10	$1,22 \cdot 10^3$ (9,20)	21	$2,48 \cdot 10^3$ (18,65)

15	$1,70 \cdot 10^3(12,79)$	22	$2,64 \cdot 10^3(19,83)$
16	$1,81 \cdot 10^3(13,63)$	23	$2,80 \cdot 10^3(21,09)$
17	$1,93 \cdot 10^3(14,53)$	24	$2,97 \cdot 10^3(22,38)$
18	$2,06 \cdot 10^3(15,48)$	25	$3,16 \cdot 10^3(23,75)$

Вычислите абсолютную и относительную погрешности опыта.

**Абсолютная погрешность  $d_i$ :**

$d_i = M_{\text{эк(оп)}} - M_{\text{эк(ист)}}$ , где  $M_{\text{эк(оп)}}$  – среднее значение молярной массы эквивалентов цинка, рассчитанное по экспериментальным данным, г/моль.

$M_{\text{эк(ист)}}$  – значение истинной молярной массы эквивалентов цинка, г/моль.

**Относительная погрешность,  $d$ , %:**

$$d, \% = \frac{d_i}{M_{\text{эк(ист)}}} \cdot 100\% .$$

**Вывод:**

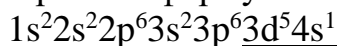
## Кейс-задание по теме № 2 «Строение атома Периодический закон и периодическая система Д. И. Менделеева»

### Цель занятия

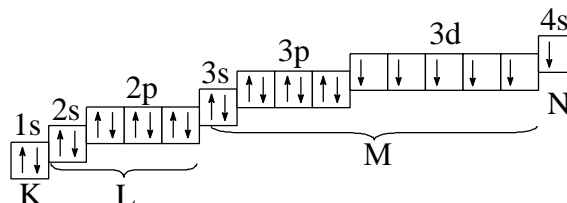
1. Проверить имеющиеся у студентов теоретические знания о строении атома.
2. Научить определять число элементарных частиц в атомах каждого элемента, принадлежность их к металлам или неметаллам.
3. Научить изображать строение атома с помощью формулы Косселя, электронной формулы и графической электронной схемы.
4. Помочь получить практические навыки определения:
  - степеней окисления атомов;
  - написания формул соответствующих оксидов, гидроксидов, летучих водородных соединений (при их наличии);
  - характеристик физических и химических свойств элементов и их соединений.

**Пример.** Составьте электронную и электронно-графическую формулу элемента с порядковым номером 24 и дайте полную характеристику элемента.

**Решение.** По порядковому номеру заключаем: в атоме 24 электрона. Данный элемент - хром. Электронная формула имеет вид:

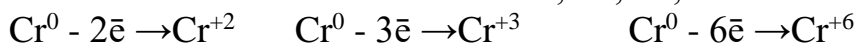


Электронной формуле хрома соответствует следующая электронно-графическая схема:



### Характеристика атома хрома

1. Cr – металл, d – элемент.
2. Валентные состояния: I - VI.
3. Возможные степени окисления: 0, +2, +3, +6.



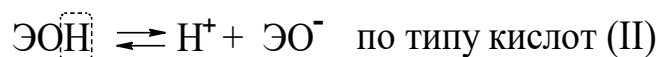
Хром проявляет восстановительные свойства.

4. Хром образует кислородные соединения:

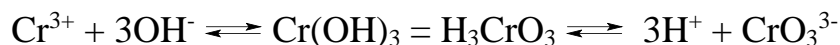
Оксиды	CrO	Cr <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	CrO <sub>3</sub>
Гидроксиды	Cr(OH) <sub>2</sub>	Cr(OH) <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub>
		H <sub>3</sub> CrO <sub>3</sub>	H <sub>2</sub> Cr <sub>2</sub> O <sub>7</sub>
	основные свойства	амфотерные свойства	кислотные свойства
	<div style="text-align: center;"> <span style="border-bottom: 1px solid black; display: inline-block; width: 100%;"></span>                     степень окисления увеличивается                 </div>		

**Пример.** Как зависят кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов от степени окисления атомов элементов, их образующих? Какие гидроксиды называются амфотерными (амфолитами)?

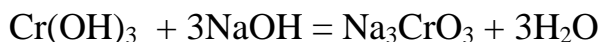
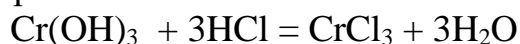
**Решение.** Если элемент проявляет переменную степень окисления и образует несколько оксидов и гидроксидов, то с увеличением степени окисления свойства последних меняются от основных через амфотерные к кислотным. Это объясняется характером электролитической диссоциации (ионизации) гидроксидов ЭОН, которая в зависимости от сравнительной прочности и полярности связей Э-О и О-Н может протекать по двум типам:



Если прочности связей О-Н и Э-О близки или равны, диссоциация гидроксида может одновременно протекать и по (I) и по (II) типам. В этом случае речь идёт об амфотерных электролитах (амфолитах), например для Cr(OH)<sub>3</sub>:



В кислой среде амфолит проявляет основной характер, а в щелочной среде – кислый характер:



**Пример.** Исходя из положения элемента в периодической системе и строения его атома, дайте полную характеристику марганца и брома.

а) составьте электронные и электронно-графические формулы атомов элементов;

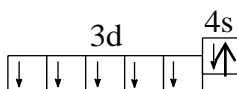
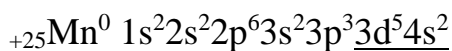
б) определите, к какому электронному семейству относятся данные элементы;

в) определите возможные валентные состояния;

г) определите возможные степени окисления;

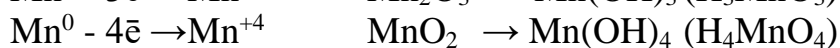
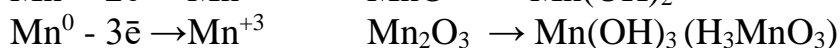
д) напишите возможные водородные и кислородные соединения, определите их кислотно-основной характер.

*Марганец* – d-элемент VII-B группы, металл

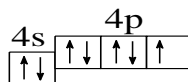
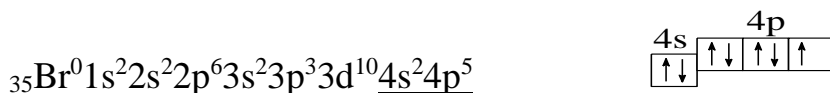


Атом марганца на внешнем энергетическом уровне имеет два электрона, остальные валентные электроны находятся на подстилающем d-подуровне. Теряя электроны, марганец проявляет только восстановительные свойства, что характеризует его как типичный металл.

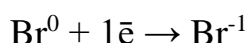
Mn образует оксиды и гидроксиды:



*Бром* – p-элемент VII-A группы, неметалл

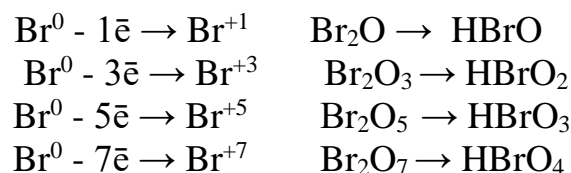


На внешнем энергетическом уровне у атома брома семь валентных электронов. Атом брома легко принимает электрон, образуя отрицательный ион:



Принимая электроны, атом брома проявляет окислительные свойства, что характеризует его как типичный неметалл. Бром образует летучее водородное соединение - бромоводород HBr.

Теряя электроны, бром проявляет слабые восстановительные свойства. С кислородом бром образует оксиды и гидроксиды кислотного характера:



Для успешного освоения материала по данной теме обучающиеся должен ответить на следующие вопросы.

### Контрольные вопросы

1. Дайте определение понятиям: атом, химический элемент.
2. Каков физический смысл порядкового номера химических элементов?
3. Какие квантовые числа характеризуют энергетическое состояние электрона?
4. Что такое «энергетический уровень», «энергетический подуровень»?
5. Пользуясь таблицами 2–5, выпишите характеристики элементов 3-го периода в таблицу № 1.
6. Как определить максимальное число электронов на уровне, подуровне?
7. Чем отличается «возбужденное» состояние атома от «нормального»?
8. Сформулируйте правила В. Клечковского.
9. Сформулируйте принцип Паули, правило Хунда?
10. Дайте современную формулировку периодического закона Д. И. Менделеева.
11. В чем состоит физический смысл номера периода, номера группы?
12. На чем основано различие в электронных конфигурациях атомов элементов главных и побочных подгрупп периодической системы?

Таблица 1 – Характеристики элементов 3-го периода

Показатель \ Элемент	Элементы 3-го периода							
	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
1) № элемента в ПСЭ								
2) число протонов в атоме								
3) число нейтронов								
4) число электронов								
5) электронная формула								

6) валентные электроны								
7) степени окисления								
8) орбитальный радиус, нм								
9) потенциал ионизации, эВ								
10) относительная электроотрицательность								
11) формула оксида								
12) формула гидроксида								
13) характер оксида, гидроксида								
14) формула летучего водородного соединения, его характер								

После заполнения таблицы 1, объясните характер изменений показателей 8, 9, 10. Напишите уравнения реакций, характеризующие кислотно-основные свойства гидроксидов.

13. Что называется энергией ионизации, энергией сродства к электрону?

14. Что такое относительная электроотрицательность?

15. Как изменяется характер оксидов в зависимости от степени окисления элемента?

Таблица 2 – Орбитальные радиусы атомов

Атом	1s	2s	2p	Атом	3s	3p
H	0,053			Na	0,171	
He	0,029			Mg	0,128	
Li	0,019	0,159		Al	0,104	0,131
Be	0,014	0,104		Si	0,090	0,107
B	0,011	0,077	0,078	P	0,080	0,092
C	0,009	0,062	0,060	S	0,072	0,081
N	0,0078	0,052	0,049	Cl	0,066	0,072
O	0,0068	0,045	0,041	Ar	0,061	0,066
F	0,0060	0,040	0,036			
Ne	0,0054	0,035	0,032			

Таблица 3 – Потенциалы ионизации атомов некоторых элементов

Элемент	I <sub>1</sub> , эВ	I <sub>2</sub> , эВ	Элемент	I <sub>1</sub> , эВ	I <sub>2</sub> , эВ
H	13,6	-	Na	5,14	47,20
He	24,58	54,40	Mg	7,64	15,03
Li	5,39	75,62	Al	5,98	18,82
Be	9,32	18,21	Si	8,15	16,34
B	8,30	25,15	P	10,48	19,72
C	11,26	24,38	S	10,36	23,40
N	14,53	29,60	Cl	13,01	23,80
O	13,61	35,15	Ar	15,76	27,62
F	17,42	34,98	K	4,31	13,81
Ne	21,56	41,07	Ca	6,11	11,87

Таблица 4 – Относительная электроотрицательность элементов (ОЭО)

H-2,1						
Li-1	Be-1,5	B-2	C-2,5	N-3,0	O-3,5	F-4,0
Na-0,9	Mg-1,2	Al-1,5	Si-1,8	P-2,1	S-2,5	Cl-3,0
K-0,8	Ca-1,0	Sc-1,8	Ge-1,7	As-2,0	Se-2,4	Br-2,8
Rb-0,8	Sr-1,0	Y-1,3	Sn-1,7	Sb-1,8	Fe-2,1	I-2,4
Cs-0,7	Ba-0,9		Pb-1,6			

Таблица 5 – Сродство к электрону некоторых атомов

Элемент	E, эВ	Элемент	E, эВ
F	3,62	S	2,07
Cl	3,82	P	0,8
Br	3,54	Si	1,90
I	3,24	Al	0,4
O	1,48	Na	0,74
N	0,2	H	0,7
C	1,13	Mg	-0,32
B	0,3	Be	-0,19
Li	0,54	Инертные газы	0

### Кейс задание по теме № 2 «Химическая связь. Строение простейших молекул»

Для соединений I<sub>2</sub>, HI, CrCl<sub>3</sub>, PbO, (H<sub>2</sub>O)<sub>n</sub>, CH<sub>4</sub>

а) укажите тип химической связи в молекулах;

б) составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степень окисления;

в) изобразите электронными уравнениями процессы образования молекул с ионной связью;

г) укажите тип гибридизации углерода в молекуле метана и изобразите геометрическую форму молекулы, укажите валентный угол.

**Сформулируйте, как вид связи влияет на свойства химического вещества?**

## **Практическая работа по теме №2:**

### **«Химическая связь, строение молекул»**

**Задание 1.** а) Определите типы химических связей в молекулах следующих соединений:  $S_2$ ;  $SiH_4$ ;  $Cl-S \equiv S-Cl$ ;  $C_2H_4$ ;  $BaO$ ;  $N_2$

б) в соединениях с ионной связью изобразите процессы образования ионов из атомов и схему образования ионного вещества.

в) в соединениях с ковалентной связью составьте электронные схемы образования молекул.

г) покажите, какие орбитали атомов принимают участие в образовании связи?

д) Определите полярные и неполярные связи,  $\sigma$  и  $\pi$  - связи, тип гибридизации гибридных связей.

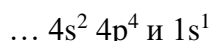
ж) Определите валентность и степень окисления элементов.

**Задание 2.** Покажите механизм образования:

а) иона гидроксония  $(H_3O)^+$  из иона  $H^+$  и молекулы  $H_2O$ , укажите валентность и степень окисления атома кислорода. Изобразите схему перекрывания атомных орбиталей в ионе гидроксония.

б) иона  $[Be(OH)_4]^{2-}$  из молекул  $Be(OH)_2$  и гидроксид – ионов  $(OH^-)$ , укажите валентность и степень окисления атомов в тетрагидроксобериллате  $[Be(OH)_4]^{2-}$

**Задание 3.** Даны электронные конфигурации валентных электронов двух химических элементов:



а) Определите элементы, которым соответствуют данные электронные конфигурации валентных электронов;

б) Напишите формулу молекулы, образованной атомами этих элементов.

в) Определите тип химической связи в этой молекуле, составьте её электронную формулу и изобразите схему перекрывания атомных орбиталей.

г) Укажите тип молекулы.

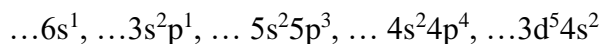
**Задание 4.** Составьте электронные формулы атомов: фтора, азота, брома, железа, никеля, кальция.

Валентные электроны распределите по орбиталям.

Определите возможные валентности и степени окисления этих элементов.

Объясните, почему высшая степень окисления атомов фтора, азота, железа и никеля не соответствует номеру группы?

**Задание 5.** Даны электронные конфигурации валентных электронов химических элементов:



а) Определите элементы, которым соответствуют данные электронные конфигурации валентных электронов;



б) Составьте электронные формулы атомов, распределите электроны по орбиталям, определите возможные валентности и степени окисления.

в) Составьте формулы оксидов и гидроксидов, назовите их, укажите типы связей между атомами в молекулах.

г) Расположите высшие гидроксиды в порядке увеличения кислотных свойств.

**Задание 6.** Определите изменение полярности связи в рядах молекул:

а)  $\text{PH}_3$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{HCl}$

б)  $\text{H}_2\text{O}$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{H}_2\text{Se}$

в)  $\text{HF}$ ;  $\text{HCl}$ ;  $\text{HBr}$ ;  $\text{HI}$ .

**Задание 7.** Расположите представленные молекулы:  $\text{Cl}_2$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{HBr}$ ;  $\text{CO}$ ;  $\text{NH}_3$ ;  $\text{BeH}_2$  в порядке убывания полярности связи. Укажите, в молекуле какого соединения имеет место  $sp$  – гибридизация. Составьте электронную формулу этой молекулы, изобразите перекрывание атомных орбиталей в молекуле, укажите тип молекулы.

### Кейс-задание по теме № 3 «Комплексные соединения»

#### Опыт. Получение и исследование свойств комплексного соединения сульфата тетраамминмеди (II)

**Реактивы:** раствор сульфата меди 1 н., раствор хлорида бария 1 н., олово металлическое, концентрированный раствор аммиака.

Поместите в 2 пробирки по 10 капель раствора сульфата меди и добавьте в одну из них 2 капли хлорида бария, во вторую – внесите кусочек гранулированного олова.

Получите комплексное соединение меди: для этого возьмите в две пробирки по 5-6 капель сульфата меди и добавьте избыток 25 % раствора аммиака до полного растворения, выпавшего вначале осадка.

В пробирки с комплексной солью добавьте: в одну из них 2 капли хлорида бария, во вторую – внесите кусочек гранулированного олова.

**Задание. Запишите данные опыта.**

1) Какие изменения в пробирках в ходе опыта Вы наблюдаете?

2) Составьте уравнения осуществившихся реакций между веществами:

сульфатом меди и хлоридом бария,

сульфатом меди и оловом,

сульфатом меди и аммиаком с образованием комплексного соединения

сульфатом тетраамминмеди (II) и хлоридом бария,

сульфатом тетраамминмеди (II) и оловом.

3) Какая из вышеуказанных реакций не протекает? Почему?

4) Объясните, в чем различия в химических свойствах простой и комплексной соли?

5) Дайте полную характеристику комплексного соединения, указав – внутреннюю и внешнюю сферы, комплексообразователь, лиганды, координационное число.

6) Учитывая, что данные по молярной электропроводности раствора комплексного соединения указывают на диссоциацию его на 2 иона,

напишите уравнение его электролитической диссоциации.

7) На основании проведенных опытов сформулируйте вывод: какие ионы комплексного соединения – внутренней или внешней сферы могут вступать в реакции ионного обмена?

#### **Кейс-задание по теме № 4**

##### **«Окислительно-восстановительные реакции с участием сложных веществ»**

**Опыт. Влияние pH среды на характер восстановления перманганата калия**

**Реактивы и материалы:** раствор перманганата калия 0.5 н, раствор серной кислоты 2 н, раствор гидроксида калия 0.05 н, нитрит калия кристаллический, дистиллированная вода, пробирки, микрошпатель.

**Выполнение работы.** В три пробирки внесите по 3-4 капли раствора перманганата калия ( $\text{KMnO}_4$ ). В первую пробирку добавьте 2-3 капли 2н. раствора серной кислоты, во вторую - столько же воды, в третью - такое же количество гидроксида калия ( $\text{KOH}$ ). Во все три пробирки внесите по два микрошпателя кристаллического нитрита калия ( $\text{KNO}_2$ ) и перемешайте растворы до полного растворения кристаллов. Через 3-4 минуты отметьте изменение окраски в пробирках.

##### **Запись данных опыта.**

1. Напишите уравнения реакций восстановления перманганата калия нитритом калия в кислой, нейтральной и щелочной средах, учитывая, что

ион  $\text{MnO}_4^{-1}$  - имеет фиолетовую окраску, ион  $\text{MnO}_4^{2-}$  - зелёную, ион  $\text{Mn}^{2+}$  - бесцветен,  $\text{MnO}_2$  - осадок бурого цвета.

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты.

3. Укажите окислитель и восстановитель, процесс окисления и восстановления.

4. До какой степени окисления восстанавливается перманганат калия в растворах, имеющих  $\text{pH} > 7$ ,  $\text{pH} = 7$ ,  $\text{pH} < 7$ ? Сколько окислительных эквивалентов содержится в 1 моль  $\text{KMnO}_4$  в каждом из этих случаев?

#### **Кейс-задание по теме № 4**

##### **«Окислительно-восстановительные реакции с участием простых веществ - металлов»**

**Опыт 1. Отношение металлов разной активности к кислотам-окислителям, кислотам-неокислителям и растворам щелочей.**

**А) Химические реакции металлов с концентрированной серной кислотой**

*Концентрированная серная кислота за счет максимальной положительной степени окисления центрального элемента является кислотой-окислителем.*

*При взаимодействии концентрированной серной кислоты  $H_2SO_4$  с металлами возможными продуктами восстановления являются:  $SO_2$ ;  $S$ ;  $H_2S$ . Степень восстановления  $S^{+6}$  зависит от активности металлов. Например, концентрированная серная кислота восстанавливается:*

*а) неактивными металлами до  $SO_2$ ;*

*б) металлами средней активности (между  $Mn$  и  $H_2$ ) последовательно от  $SO_2$  до  $S^0$*

*в) активными металлами (стоящими левее  $Mn$ ) до  $H_2S$*

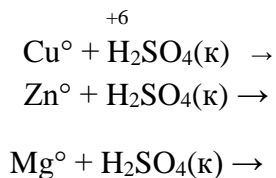
*На металлы  $Cr$ ,  $Fe$ ,  $Al$ ,  $Au$ ,  $Pt$   $H_2SO_4(к)$  не действует при низких температурах.*

**Выполнение.** Поместите в три пробирки по кусочку металлов – меди, цинка и магния. В каждую пробирку добавьте *серную кислоту концентрированную*, чтобы она покрыла металлы (работайте в вытяжном шкафу при включенной вентиляции!).

**Задание. Запись данных опыта.**

Опишите наблюдения.

Составьте уравнения соответствующих реакций.



Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите восстановитель, окислитель, а также процессы окисления и восстановления.

### **Б) Химические реакции металлов с разбавленной серной кислотой**

Поместите в три пробирки по кусочку металлов – меди, цинка и магния. В каждую пробирку добавьте *серную кислоту разбавленную*, чтобы она покрыла металлы. В молекуле разбавленной серной кислоты роль окислителя выполняет ион водорода  $H^+$ .

**Задание . Запись данных опыта.**

Опишите наблюдения. Составьте уравнения *протекающих* соответствующих реакций. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите восстановитель, окислитель, а также процессы окисления и восстановления.





### **В) Химические реакции металлов со щелочами**

*С раствором щелочи взаимодействуют металлы, оксиды и гидроксиды которых обладают амфотерными свойствами.*

**Выполнение задания.** Из трех предложенных в опытах А и Б металлов выберите металл, имеющий амфотерные свойства своих оксидов и гидроксидов, при этом стоящий до водорода в ряду стандартных электродных потенциалов. Опустите металл в пробирку с раствором гидроксида натрия.

#### **Задание .Запись данных опыта.**

Опишите наблюдения. Составьте уравнение соответствующей реакции. В продуктах реакции этого металла с раствором щелочи NaOH укажите его *растворимую комплексную соль*. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса. Укажите восстановитель, окислитель, а также процессы окисления и восстановления.

### **Кейс-задание по теме № 5 «Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ в данных условиях».**

#### **Опыт 1. Зависимость скорости реакции от различных факторов А) от концентрации реагирующих веществ**

**Реактивы и оборудование:** раствор серной кислоты 2 н., раствор тиосульфата натрия ( $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ ) 1н., дистиллированная вода, четыре мерные пробирки, капельницы или пипетки, секундомер.

Тиосульфат натрия реагирует с серной кислотой по следующему уравнению реакции:



Признаком протекающей реакции является образование мути при выпадении серы в осадок.

Для проведения опыта в четырех пробирках приготовьте равные объемы растворов тиосульфата натрия различной концентрации, для этого внесите в пробирки 4, 6, 8 и 12 капель тиосульфата и доведите объем в пробирках до 12 капель, добавив в каждую воду, как указано в таблице 1.

Затем в 1-ю пробирку добавьте 1 каплю серной кислоты, одновременно включив секундомер. Проследите, чтобы капля не попала на стенки пробирки.

Как только появится муть, выключите секундомер, и занесите результат в таблицу 1.

Повторите опыт с 2, 3 и 4-й пробирками.

**Задание. Запись данных опыта.**

1) Занесите в таблицу данные, проведенных исследований

Таблица - Данные опыта

№ пробирки	Количество капель			Общее число капель $V_{\text{общ.}}$	Относительная концентрация. $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ , $C_{\text{отн.}}$	Время появления мути, t, сек	Относительная скорость реакции $1/t$ , $\text{сек}^{-1}$
	Раствор $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$	$\text{H}_2\text{O}$	Раствор $\text{H}_2\text{SO}_4$				
1	4	8	1	13			
2	6	6	1	13			
3	8	4	1	13			
4	12	-	1	13			

2) Рассчитайте относительную практическую скорость реакции для каждого случая ( $1/t$ ), зная время реакции. Занесите в таблицу.

3) Рассчитайте относительную концентрацию тиосульфата: принимая концентрацию в первой пробирке с 4-я каплями  $C_{\text{отн}} = 1$ , с 6-ю каплями –  $C_{\text{отн}} = 1,5$  и т.д. Занесите данные в таблицу.

4) Постройте график зависимости относительной практической скорости реакции от относительной концентрации тиосульфата натрия, откладывая значения  $1/t$  по оси X и  $C_{\text{отн.}}$  по оси Y.

5) Сформулируйте **вывод о зависимости скорости реакции от концентрации тиосульфата натрия при данных условиях.**

**Опыт 2. Зависимость скорости реакции от температуры**

Изучите на примере реакции в опыте 1.

**Выполнение.** Для этого в термостат с температурой на  $10\text{ }^{\circ}\text{C}$  выше комнатной температуры поместите 2 пробирки: одну с 4 каплями 1 н раствора тиосульфата натрия и 8 каплями воды, в другую – с одной каплей серной кислоты. Через 5 минут смешайте содержимое пробирок и отметьте время появления мути.

Повторите опыт при температуре на  $20\text{ }^{\circ}$  и  $30\text{ }^{\circ}$  выше комнатной температуры.

**Задание. Запись данных опыта.**

Результаты внесите в таблицу и постройте график зависимости скорости реакции от температуры. Рассчитайте значение практического температурного коэффициента, используя правило Вант-Гоффа.

### **Опыт 3. Влияние природы реагирующих веществ на скорость химической реакции**

**Выполнение.** В две пробирки прилейте по 2 см<sup>3</sup> раствора KMnO<sub>4</sub> и 2-3 капли раствора серной кислоты. Затем добавьте в первую – свежеприготовленный раствор Na<sub>2</sub>SO<sub>3</sub>, а во вторую Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>.

**Задание. Запись данных опыта.** Отметьте, в какой пробирке происходит изменение окраски раствора. Сформулируйте вывод о влиянии природы реагирующих веществ на скорость химической реакции.

### **Кейс-задание по теме № 5 «Химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье»**

#### **Опыт 1. Смещение химического равновесия в зависимости от концентрации продуктов и исходных веществ, при взаимодействии хлорида железа(III) с роданидом калия**

**Оборудование и материалы.** 1. Четыре конические пробирки. 2. Пипетки. 3. Белый экран. 4. Хлорид железа (III) FeCl<sub>3</sub> 0,0025 н. 5. Роданид калия KSCN 0,0025 н. 6. Хлорид калия KCl (кристаллический). 7. Дистиллированная вода.

**Выполнение работы.** В четыре конические пробирки внесите по 5-7 капель 0,0025 н. растворов хлорида железа (III) и роданида калия. Растворы размешайте стеклянной палочкой и поставьте в штатив. Одну пробирку с полученным раствором сохраните для сравнения результатов опыта. В остальные пробирки добавьте следующие реактивы: в первую - 1 каплю насыщенного раствора хлорида железа (III), во вторую - 1 каплю насыщенного раствора роданида калия, в третью - несколько кристалликов хлорида калия. Сравните интенсивность окраски полученных растворов с интенсивностью окраски эталона.

**Запись данных опыта.** Запишите свои наблюдения при проведении работы. Составьте уравнение соответствующей обратимой реакции и напишите выражение константы равновесия.

1. Какие вещества находятся в исследуемом растворе при равновесии?
2. Какое вещество придает раствору красную окраску?
3. Как изменяется интенсивность окраски раствора и, в каком направлении смещается равновесие данной равновесной системы при добавлении: а) хлорида железа (III); б) роданида калия; в) хлорида калия?
4. Как изменяются при этом в каждом случае концентрации компонентов равновесной системы а) роданида; б) хлорида калия; в) хлорида железа (III); г) роданида калия по сравнению с их концентрациями при установлении первоначального равновесия?

## **Опыт 2. Влияние температуры на сдвиг химического равновесия**

**Реактивы и материалы:** иодная вода, раствор крахмала, пробирки, спиртовка, держатель.

**Выполнение работы.** Налейте в две пробирки по 3 см<sup>3</sup> йодной воды и добавьте в каждую из них по 1-2 капли раствора крахмала. Нагрейте одну из пробирок. Сравните окраску.

**Задание.** Укажите направление сдвига химического равновесия при повышении температуры и знак теплового эффекта реакции.

### **Кейс-задание по теме № 6**

#### **«Растворы: расчетный практикум»**

**Сформулируйте следующие понятия, представьте формульные выражения:**

Массовая доля растворенного вещества, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалентов, моляльная концентрация, титр раствора, плотность раствора, ареометр (назначение), кристаллогидрат.

**Задание.** 1. Изучите теоретический материал по данной теме;

2. Решите задачи вашего варианта, относящиеся к изучаемой теме.

### **Опыт. Приготовление раствора хлорида натрия с заданной массовой долей**

**Реактивы:** кристаллический хлорид натрия, дистиллированная вода.

**Выполнение работы.** 1. Рассчитайте массы хлорида натрия и объем воды, необходимые для приготовления 150 г раствора с массовой долей NaCl, равной 0,05.

2. На технохимических весах (с точностью 0,02 г) определите массу бюкса и взвесьте в нем найденную по расчету массу хлорида натрия (при взвешивании небольших навесок используйте часовое стекло).

3. Отмерьте цилиндром необходимый объем дистиллированной воды. Навеску соли перенесите в стаканчик емкостью 200 мл. Во избежание потерь соли обмойте бюкс из промывалки над стаканом водой. Оставшуюся воду в цилиндре перелейте в стакан по стеклянной палочке. Раствор перемешайте до полного растворения кристаллов соли.

4. Измерьте плотность приготовленного раствора *ареометром* в цилиндре, в который перенесите исследуемый раствор. С этой целью в цилиндр, заполненный, примерно на  $\frac{3}{4}$  исследуемым раствором, осторожно погрузите ареометр, не выпуская его из рук до тех пор, пока не убедитесь, что ареометр плавает.

Ареометр должен находиться в центре цилиндра и ни в коем случае не касаться стенок или быть близко к ним, так как из-за мениска показания искажаются. Совершенно недопустимо, чтобы ареометр касался дна цилиндра. Отсчет произведите по делениям шкалы ареометра, на уровне верхнего края мениска жидкости.

5. По соответствующей таблице справочника найдите концентрацию раствора. Если в таблице нет цифры, точно отвечающей отсчету по шкале ареометра, то концентрацию растворенного вещества вычислите *интерполированием* по двум ближайшим величинам.

Такая интерполяция может применяться только в том случае, когда растворы не очень концентрированные.

Для очень концентрированных растворов следует пользоваться более подробными таблицами, с меньшими интервалами в значениях плотности.

**Запись данных опыта.** 1. Все расчеты и результаты взвешивания запишите в лабораторный журнал. 2. Вычислите молярность и молярную концентрацию эквивалентов (нормальность) полученного раствора.

Таблица – Плотность растворов хлорида натрия различной концентрации при 15 °С, г/см<sup>3</sup>

Массовая доля, %	NaCl
4	1,029
8	1,059
12	1,089
16	1,119
20	1,151
24	1,184
28	-

### Кейс-задание по теме № 6 «Растворы электролитов»

#### Опыт 1. Характер диссоциации гидроксидов. Получение гидроксида магния

**Реактивы:** раствор хлорида магния 1 н., раствор гидроксида натрия 1 н., раствор соляной кислоты 1 н.

**Выполнение опыта.** В две пробирки внесите по 5-6 капель 1 н раствора хлорида магния и добавьте в каждую по 5-6 капель 1н. раствора гидроксида натрия.

В первую пробирку к осадку добавьте 8-10 капель 1 н раствора соляной кислоты, а в другую 8-10 капель 1 н раствора гидроксида натрия.

#### Задание. Запись данных опыта

1) Какие признаки реакций Вы наблюдаете? В каком случае наблюдается растворение осадка?

2) Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции: получения гидроксида магния; гидроксида магния с соляной кислотой, гидроксида магния с гидроксидом натрия.

Какая реакция не протекает?

3) Каков характер диссоциации гидроксида магния? Запишите уравнение диссоциации гидроксида магния.

#### Опыт 2. Получение и свойства гидроксида цинка



**Выполнение опыта.** В две пробирки внесите по 5-6 капель 0,5 н раствора сульфата цинка и добавьте в каждую по 2 капли 2 н раствора гидроксида натрия до момента образования осадка. В первую пробирку к осадку добавьте по каплям 2 н раствор хлороводородной кислоты до растворения осадка, а в другую – избыток 2 н раствора гидроксида натрия до полного растворения осадка.

**Задание. Запись данных опыта.**

- 1) Какие признаки реакций Вы наблюдаете?
- 2) Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.
- 3) Каков характер диссоциации гидроксида цинка? Запишите уравнение диссоциации гидроксида цинка.

### **Опыт 3. Влияние соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты**

**Выполнение опыта.** В две пробирки внесите по 5-7 капель 0,1 н раствора уксусной кислоты. В каждую пробирку прибавьте одну каплю индикатора метилового оранжевого. Одну пробирку с уксусной кислотой оставьте в качестве контрольной, а в другую внесите 3-4 микрошпателя кристаллов ацетата натрия и перемешайте раствор стеклянной палочкой.

**Задание. Запись данных опыта.**

- 1) Какие признаки реакций Вы наблюдаете?
- 2) Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.
- 3) Сформулируйте выводы о влиянии соли слабой кислоты на диссоциацию этой кислоты.

### **Опыт 4. Влияние соли слабого основания на диссоциацию этого основания**

**Выполнение опыта.** В две пробирки внесите по 5-7 капель 0,1 н раствора аммиака. В каждую пробирку прибавьте одну каплю раствора индикатора фенолфталеина. Одну пробирку с раствором аммиака оставьте в качестве контрольной, а в другую добавьте 3-4 микрошпателя кристаллов хлорида аммония и перемешайте раствор стеклянной палочкой.

**Задание. Запись данных опыта.**

- 1) Какие признаки реакций Вы наблюдаете?
- 2) Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.
- 3) Сформулируйте выводы о влиянии соли слабого основания на диссоциацию этого основания.

## **Кейс-задание по теме № 6**

### **«Буферные растворы и их биологическое значение»**

**Пример.** Рассчитайте pH буферного раствора, содержащего 0,1 моль  $\text{NH}_4\text{OH}$  и 0,1 моль  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Как измениться pH: а) при добавлении к 1 л раствора 0,01 моль раствора  $\text{HCl}$ ; б) при добавлении к 1 л раствора 0,01 моль раствора  $\text{NaOH}$ ; в) при разбавлении раствора водой в 10 раз? Константа диссоциации гидроксида аммония  $K_d = 1,79 \cdot 10^{-5}$ ,  $\text{pK}_o = 4,75$ .

**Решение.** Для аммиачной буферной системы

$$\text{pH} = 14 - \text{pK}_o + \lg \frac{c_o}{c_c}$$

находим значение pH:  $\text{pH} = 14 - 4,75 + \lg \frac{0,1}{0,1} = 9,25$ .

При добавлении 0,01 моль раствора  $\text{HCl}$  концентрация гидроксида аммония уменьшается до 0,09 моль, а концентрация хлорида аммония возрастает до 0,11 моль.

Находим величину pH:  $\text{pH} = 14 - 4,75 + \lg \frac{0,09}{0,11} = 9,15$ .

При добавлении к 1 л раствора 0,01 моль раствора  $\text{NaOH}$  равное количество молей  $\text{NH}_4\text{Cl}$  превратится в  $\text{NH}_4\text{OH}$ , тогда получим:

$$\text{pH} = 14 - 4,75 + \lg \frac{0,11}{0,09} = 9,33$$

При разбавлении раствора в 10 раз имеем:

$$\text{pH} = 14 - 4,75 + \lg \frac{0,01}{0,01} = 9,25$$

### **Опыт. Изучение свойств буферных смесей**

**Реактивы:** 0,1 н растворы  $\text{HCl}$  и  $\text{NaOH}$ , фиксанал для приготовления ацетатной буферной смеси, универсальный индикатор.

**Выполнение работы.** В три пробирки внесите по 5 мл ацетатного буферного раствора. Раствор в первой пробирке разбавьте в два раза дистиллированной водой, во вторую пробирку прибавьте 2–3 капли раствора хлороводородной кислоты, в третью пробирку 2–3 капли раствора гидроксида натрия. В каждую пробирку прибавьте по 3–4 капли универсального индикатора. Отметьте цвет раствора в каждой пробирке.

*Запись данных опыта.* Сделайте вывод о влиянии на величину pH буферного раствора разбавления, добавления кислоты, щелочи.

### **Кейс-задание по теме № 6 «Гидролиз солей. Водородный показатель»**

#### **Опыт. «Гидролиз солей. Определение pH растворов различных по составу гидролизующихся солей»**

**Реактивы:** раствор сульфата алюминия 0,5 н., раствор хлорида натрия 0,5 н., кристаллический сульфит натрия, кристаллический карбонат натрия, дистиллированная вода.

**Выполнение опыта.** Сначала приготовьте растворы карбоната и сульфита натрия, для чего внесите по 1 шпателю солей в отдельные пробирки и

добавьте 5 мл дистиллированной воды, тщательно встряхните.

В 5 пробирок налейте по 10 капель: в 1-ю - дистиллированной воды, во 2-ю – раствора сульфата алюминия, в 3-ю – раствора сульфита натрия, в 4-ю – раствора хлорида натрия, в 5-ю – 5 капель карбоната натрия и 5 капель сульфата алюминия.

В каждую пробирку положите по кусочку универсальной индикаторной бумаги.

**Задания. Запись данных опыта.**

1) Сравните окраску бумаги в растворах солей с ее окраской на шкале значений pH. По изменению окраски сделайте вывод о реакции среды в растворе каждой соли.

2) Какие изменения наблюдаются в 5-й пробирке? Какое вещество выпало в виде осадка и выделилось в виде пузырьков газа?

3) Составьте уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде:

гидролиза сульфат алюминия,  
гидролиза сульфита натрия,  
гидролиза хлорида натрия,  
образования и гидролиза карбоната алюминия.  
Какая реакция не протекает?

**4) Заполните таблицу, указав сведения о типах гидролиза**

Соль образованная		Пример соли	pH	Окраска универс. индик.
Сильным основанием	Слабой кислотой			
Слабым основанием	Сильной кислотой			
Слабым основанием	Слабой кислотой			
Сильным основанием	Сильной кислотой			

**Кейс-задание по теме № 7 «Химия p-элементов VII A п/гр»**

**Цель занятия**

1. Изучить теоретические основы химии галогенов
2. Выполнить лабораторную работу.
3. Закончив выполнение каждого опыта, приведите химизм рассматриваемых процессов. Напишите уравнения реакций. Опишите визуальные наблюдения. Сделайте выводы. Ответьте на вопросы, если они заданы.

**Опыт № 1. Сравнительная характеристика окислительных свойств свободных галогенов**

**Реактивы:** 0,5 н растворы солей KI, KBr, хлорная вода, бромная вода, бензол.

**Выполнение работы.** В одну пробирку внесите 3–5 капель 0,5 н раствора бромид калия, в две другие по 3 - 5 капель 0,5 н раствора иодида калия. В пробирки с раствором бромида и иодида внесите по 3 - 4 капли хлорной воды, в последнюю пробирку, с раствором иодида столько же

бромной воды. Содержимое пробирок перемешайте и по окраске бензола установите, какой галоген выделяется в свободном виде в каждой из пробирок.

Запись данных опыта. 1. Напишите уравнения реакций в молекулярной форме. В каждом случае укажите окислитель и восстановитель. 2. Расположите галогены в ряд по убыванию их окислительной активности. Объясните последовательность расположения галогенов в этом ряду. 3. Могут ли свободные галогены быть восстановителями? Ответ обоснуйте.

## **Опыт № 2. Сравнительная характеристика восстановительных свойств отрицательно заряженных галогенид-ионов**

**Реактивы:** 0,5 н растворы солей KI, KBr, раствор соли FeCl<sub>3</sub>.

**Выполнение работы.** В одну пробирку внесите 3 – 4 капли раствора иодида калия, во вторую – такой же объем раствора бромида калия. В обе пробирки добавьте по 3 – 4 капли хлорида железа (III). Что наблюдаете?

Запись данных опыта. 1. В каком случае произошло восстановление FeCl<sub>3</sub>? Напишите уравнение протекающей реакции. 2. Чем объяснить различную восстановительную способность отрицательно заряженных ионов галогенов? 3. Могут ли галогениды проявлять окислительные свойства? Ответ обоснуйте.

## **Опыт № 3. Действие хлороводородной кислоты на металлы**

**Реактивы:** HCl – концентрированный и 2 н растворы, Zn гранулированный.

**Выполнение работы.** В две пробирки поместите по кусочку цинка, в одну пробирку прибавьте 3–4 капли концентрированного раствора HCl, в другую – 3–4 капли 2 н раствора HCl.

Запись данных опыта. Отметьте выделение водорода и напишите уравнения соответствующих реакций. Какой ион является окислителем в этих реакциях?

## **Опыт № 4. Качественные реакции на галогенид-ионы**

**Реактивы:** 0,5 н растворы солей: NaCl, KBr, KI; 0,001 н раствор AgNO<sub>3</sub>, 2 н раствор HNO<sub>3</sub>.

**Выполнение работы.** Внесите в три пробирки по 3 – 4 капли растворов следующих солей: в первую пробирку – хлорида натрия, во вторую – бромида калия, в третью – иодида калия. В каждую пробирку добавьте по 1 – 2 капли раствора нитрата серебра до выпадения характерных осадков. Проверьте растворимость осадков в азотной кислоте.

Запись данных опыта. Укажите цвета осадков галогенидов серебра и напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

## **Контрольные вопросы**

1. Исходя из строения атомов галогенов, указать возможные степени окисления для хлора, брома и йода.
2. Дать сравнительную характеристику атомов галогенов, указав: а) характер изменения энергии ионизации; б) характер изменения энергии сродства к электрону.
3. Написать уравнения реакций взаимодействия галогенов с водой и растворами щелочей (горячими и холодными).
4. Дать сравнительную характеристику свойств галогено-водородов, указав характер изменения: а) температур кипения и плавления; б) термической устойчивости; в) восстановительных свойств.
5. Указать способы получения галогеноводородов.
6. В каких сосудах хранят водный раствор фтороводорода?
7. Какова реакция среды в водных растворах фторида натрия, фторида аммония?
8. Действием каких галогенов можно выделить свободный бром из раствора бромида калия?
9. Как изменяются в ряду  $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$ : а) устойчивость кислот; б) кислотные свойства?
10. Какие свойства проявляют галогеноводороды в окислительно-восстановительных реакциях?

## **Химия *p* - элементов. Сера и ее соединения (VIA п/гр)**

### **Цель занятия**

1. Изучить теоретические основы химии халькогенов.
2. Выполнить лабораторную работу.

### **Опыт № 1. Окислительные и восстановительные свойства сульфит-иона $\text{SO}_3^{2-}$**

**Реактивы:** 0,5 н растворы солей  $\text{KMnO}_4$ ,  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{KI}$ , кристаллический  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ , 2 н растворы  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ .

**Выполнение работы.** 1. *Восстановительные свойства  $\text{SO}_3^{2-}$  иона.* В пробирку внесите 5–6 капель раствора перманганата калия и 3–4 капли 2 н раствора  $\text{HCl}$ , прибавьте несколько кристалликов сульфита натрия. Отметьте обесцвечивание раствора. Добавьте 1–2 капли 2 н раствора азотной кислоты и столько же капель раствора хлорида бария.

Запись данных опыта. 1. Напишите уравнение реакции восстановления перманганата калия сульфитом натрия (в кислой среде раствора перманганат-ион  $\text{MnO}_4^-$  восстанавливается до иона  $\text{Mn}^{2+}$ ). 2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты. 3. Напишите уравнение реакции взаимодействия сульфат-аниона с хлоридом бария.

2. *Окислительные свойства  $\text{SO}_3^{2-}$  иона.* В пробирку внесите 5–6 капель раствора иодида калия, 4 капли 2 н раствора  $\text{HCl}$  и добавьте несколько кристалликов сульфита натрия. Отметьте изменение окраски раствора.

Запись данных опыта. 1. Напишите уравнение реакции окисления иодида калия (в кислой среде  $\text{SO}_3^{2-}$  анион восстанавливается до  $\text{S}^0$ ). 2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты.

### **Опыт № 2. Взаимодействие серной кислоты с металлами**

**Реактивы:** металлы Zn, Cu,  $\text{H}_2\text{SO}_4$  – концентрированный и разбавленный (2 н) растворы.

**Выполнение работы.** 1). В две пробирки внесите по 5-6 капель 2 н раствора серной кислоты и по одному кусочку металлов: в первую – цинка, во вторую – меди. В какой пробирке реакция не происходит?

2). В две пробирки внесите по 5-6 капель концентрированного раствора серной кислоты и по одному кусочку металлов: в первую – цинка, во вторую – меди. Пробирки осторожно нагрейте. Что наблюдается?

Запись данных опыта. 1. Напишите уравнение реакции взаимодействия разбавленной серной кислоты с цинком. 2. Напишите уравнения реакций взаимодействия концентрированной серной кислоты с металлами. 3. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в реакциях. Укажите окислитель и восстановитель в каждой реакции.

### **Опыт №3. Качественная реакция на сульфат – анион**

**Реактивы:** 0,5 н растворы солей  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{BaCl}_2$ , 2 н раствор  $\text{HNO}_3$ .

**Выполнение работы.** Внесите в пробирку 3-4 капли раствора сульфата натрия и добавьте 1-2 капли раствора хлорида бария. Затем к осадку прибавьте 3–4 капли 2 н раствора азотной кислоты. Что наблюдается?

Запись данных опыта. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения протекающих реакций.

### **Опыт №4. Тиосульфат натрия и его свойства**

**Реактивы:**  $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$  кристаллический, 2 н раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , бромная и иодная вода, дистиллированная вода.

а) *неустойчивость тиосульфата натрия в кислой среде.*

**Выполнение работы.** Внесите в пробирку 5-6 капель свежеприготовленного раствора тиосульфата натрия и 3-4 капли 2 н раствора серной кислоты. Отметьте выпадение серы. По запаху определите, какой газ выделился.

Запись данных опыта. 1. Приведите графическую формулу тиосульфата натрия. 2. Напишите уравнение реакции взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой.

б) *восстановительные свойства тиосульфата натрия.*

**Выполнение работы.** В две пробирки внесите отдельно по 5-6 капель бромной и йодной воды. В обе пробирки добавьте по несколько капель свежеприготовленного раствора тиосульфата натрия до обесцвечивания растворов.

Запись данных опыта. Напишите уравнения протекающих реакций, учитывая, что бром окисляет тиосульфат до сульфата, при этом в реакции участвует вода. (выделяющаяся сера является продуктом побочной реакции.)

Йод окисляет тиосульфат до тетрагидрат-иона  $S_4O_6^{2-}$ . Отметьте, в какую степень окисления переходят при этом бром и йод?

### Контрольные вопросы

1. Как изменяется сила кислот и их восстановительная активность в ряду:  $H_2S - H_2Se - H_2Te$ ?
2. Чем обусловлена аллотропия серы?
3. У какой из кислот: серной или сернистой, лучше выражены кислотные и окислительные свойства?
4. Методом электронного баланса расставьте коэффициенты, укажите окислитель и восстановитель:
  - а)  $H_2S + HIO_3 \rightarrow S + I_2 + H_2O$
  - б)  $P + H_2SO_4 \rightarrow H_3PO_4 + SO_2 + H_2O$
  - в)  $S + KOH \rightarrow K_2S + K_2SO_4 + H_2O$
  - д)  $KMnO_4 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + S + K_2SO_4 + H_2O$
5. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций гидролиза: сульфита натрия, сульфата меди, сульфида калия.
6. Напишите уравнения реакций, характеризующие химические свойства сероводородной кислоты.
7. В какой степени окисления сера проявляет: только восстановительные свойства, восстановительные и окислительные, только окислительные.
8. Какие свойства проявляет сернистая кислота в окислительно-восстановительных реакциях. Ответ поясните.
9. Составьте уравнения диссоциации: сернистой кислоты, гидросульфата меди, сульфата гидроксицинка, сульфида калия.
10. Составьте уравнения реакций взаимодействия серной кислоты с гидроксидом кальция, приводящие к образованию кислой, средней и основной солей.

### Химия *p*-элементов VA п/гр. Химические свойства азота и его соединений

#### Цель занятия

1. Изучить теоретические основы химии азота.
2. Выполнить лабораторную работу.

#### Опыт № 1. Восстановительные свойства аммиака

**Реактивы:** растворы солей  $KMnO_4$ ,  $K_2Cr_2O_7$ ,  $NH_3$ -кон-центрированный, бромная вода.

**Выполнение работы.** В три пробирки внесите отдельно по 3-4 капли растворов: а) бромной воды; б) перманганата калия; в) дихромата калия. В каждую из пробирок добавьте по 5 капель концентрированного раствора аммиака. Растворы слегка подогрейте. Отметьте в каждом случае изменение окраски растворов.

Запись данных опыта. Напишите соответствующие уравнения реакций, учитывая, что в каждом случае аммиак окисляется до свободного азота, перманганат калия восстанавливается до  $\text{MnO}_2$ , а дихромат калия до  $\text{Cr}_2\text{O}_3$ . Во всех случаях укажите окислитель и восстановитель.

### **Опыт № 2. Гидролиз солей аммония**

**Реактивы:** кристаллические  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ , вода дистиллированная, раствор лакмуса.

**Выполнение работы.** В каждую из трех пробирок налейте по 5-6 капель нейтрального раствора лакмуса, а затем добавьте по 2 микрошпателя кристаллов: в пробирку № 1 - хлорида аммония, в пробирку № 2 - нитрата аммония, в пробирку № 3 - ацетата аммония. Растворы перемешайте.

Запись данных опыта. Отметьте изменение окраски лакмуса в каждом случае. Напишите краткие и полные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций гидролиза.

### **Опыт № 3. Качественная реакция на $\text{NH}_4^+$ -ион**

**Реактивы:** 0,5 н раствор  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , 2 н раствор  $\text{NaOH}$ , красная лакмусовая бумага.

**Выполнение работы.** В пробирку внесите 2-3 капли раствора хлорида аммония и добавьте столько же капель 2 н раствора гидроксида натрия. Слегка нагрейте пробирку и над ее отверстием подержите влажную красную лакмусовую бумажку. По запаху и по изменению цвета лакмусовой бумажки убедитесь в выделении аммиака и образовании  $\text{OH}^-$  иона.

Запись данных опыта. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнение реакции. Можно ли этой реакцией обнаружить  $\text{NH}_4^+$  в присутствии солей  $\text{KCl}$ ,  $\text{NaNO}_3$ ? Ответ обоснуйте.

### **Опыт № 4. Восстановительные и окислительные свойства нитритов**

**Реактивы:** растворы солей  $\text{KMnO}_4$  и  $\text{KI}$ , 2 н раствор  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , кристаллический  $\text{KNO}_2$ .

**Выполнение работы.** В две пробирки внесите по 3-4 капли: в первую - иодида калия, во вторую - перманганата калия. В обе пробирки добавьте по 2-4 капли 2 н раствора серной кислоты и несколько кристалликов нитрита калия. Отметьте изменение окраски растворов в обоих случаях.

Запись данных опыта. 1. Напишите уравнения реакций, учитывая, что в первой пробирке нитрит калия восстанавливается до  $\text{NO}$ , во второй –  $\text{KMnO}_4$  переходит в сульфат марганца (II). В какое соединение переходит при этом  $\text{KNO}_2$ ? 2. В каком случае нитрит калия является окислителем, в каком восстановителем? 3. Почему нитриты могут проявлять свойства как окислителей так и восстановителей?

### **Опыт № 5. Действие азотной кислоты на металлы**

**Реактивы:** 2 н раствор  $\text{HCl}$ ,  $\text{Al}$  – гранулы, концентрированный раствор  $\text{HNO}_3$ .



**Выполнение работы.** В пробирку налейте 5–6 капель 2 н раствора  $\text{HCl}$  и погрузите в нее кусочек алюминия. Убедившись, что при этом выделяется водород, выньте кусочек алюминия, промойте водой и, протерев фильтровальной бумагой, опустите на короткое время в концентрированный раствор азотной кислоты.

Через 1-2 минуты осторожно вынув алюминий и промыв его водой, снова погрузите в  $\text{HCl}$ . Водород не выделяется.

Запись данных опыта. Объясните наблюдаемое явление, напишите уравнения соответствующих реакций.

### Контрольные вопросы

1. Исходя из положения азота в периодической системе элементов, дайте его полную характеристику. Определите возможные степени окисления и напишите формулы водородного и кислородных соединений.
2. Исходя из степени окисления азота в аммиаке, определите, какую роль выполняет аммиак в окислительно-восстановительных реакциях? Приведите примеры соответствующих реакций.
3. Объясните механизм образования иона аммония. Какая качественная реакция позволяет обнаружить ион аммония?
4. Какие типы реакций характерны для аммиака? Приведите примеры.
5. Напишите уравнения реакций, лежащих в основе промышленного способа получения  $\text{HNO}_3$ .
6. Напишите уравнения реакций получения аммиака в лаборатории и в промышленности?
7. Какие свойства проявляет  $\text{HNO}_2$  и её соли в окислительно-восстановительных реакциях?
8. Напишите уравнения реакций получения аммиачной селитры и ее гидролиза, составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.
9. Какой реакцией можно отличить аммиачную селитру от калийной? Составьте молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакций.
10. Напишите уравнения реакции взаимодействия разбавленной азотной кислоты с магнием, расставьте коэффициенты в этой реакции методом электронного баланса.

### Химия *p*-элементов. Фосфор и его соединения

#### Цель занятия

1. Изучить теоретические основы химии фосфора.
2. Выполнить лабораторную работу.

### Опыт № 1. Получение фосфатов кальция

**Реактивы:** 0,5 н растворы солей  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ .

**Выполнение работы.** В одну пробирку внесите 3-4 капли раствора фосфата натрия, во вторую – гидрофосфата натрия и в третью – дигидрофосфата натрия, затем в каждую из них добавьте раствор хлорида кальция. В первых двух пробирках выпадают белые осадки.

Запись данных опыта. Напишите уравнения происходящих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Сделайте вывод о растворимости фосфатов кальция в воде.

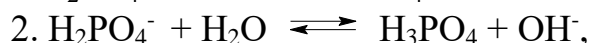
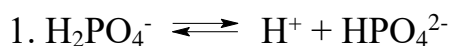
### Опыт № 2. Гидролиз фосфатов натрия

**Реактивы:** кристаллические  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ,  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$ , раствор нейтрального лакмуса.

**Выполнение работы.** В три пробирки внесите по 5–6 капель раствора нейтрального лакмуса. Одну пробирку оставьте как контрольную, во вторую добавьте 3-4 кристалла фосфата натрия, в третью – столько же дигидрофосфата натрия. Содержимое второй и третьей пробирок размешайте до полного растворения солей. Отметьте изменение окраски лакмуса по сравнению с окраской в контрольной пробирке.

Запись данных опыта. 1. Увеличение концентрации каких ионов способствует изменению окраски лакмуса при растворении фосфата натрия и дигидрофосфата натрия? 2. Напишите уравнение первой ступени гидролиза фосфата натрия в молекулярной и ионно-молекулярной форме. При объяснении учтите следующее:

Кислотность раствора  $\text{NaH}_2\text{PO}_4$  обусловлена тем, что из двух реакций:



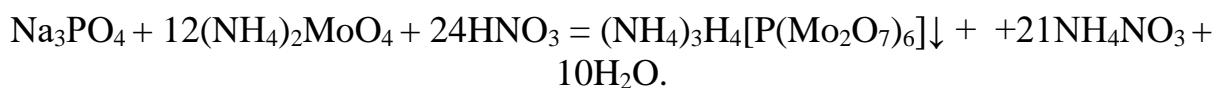
первая - диссоциация  $\text{H}_2\text{PO}_4^-$  протекает более интенсивно, чем вторая - гидролиз этого иона, так как сопровождается образованием более слабого электролита  $\text{HPO}_4^{2-}$  по сравнению с  $\text{H}_3\text{PO}_4$  ( $K_{\text{д}} \text{HPO}_4^{2-} = 4,5 \cdot 10^{-12}$ ;  $K_{\text{д}} \text{H}_3\text{PO}_4 = 7,9 \cdot 10^{-3}$ ).

### Опыт № 3. Качественная реакция на $\text{PO}_4^{3-}$ - ион

**Реактивы:** молибденовая жидкость (раствор молибдата аммония  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$  в азотной кислоте), 0,5 н раствор  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ .

**Выполнение работы.** В пробирку внесите 5-6 капель молибденовой жидкости и нагрейте на водяной бане, затем прибавьте каплю раствора фосфата натрия. Отметьте выпадение желтого кристаллического осадка фосфоромолибдата аммония, подтверждающего наличие фосфата-иона:

Запись данных опыта. Уравнение качественной реакции на фосфат-ион:



### Контрольные вопросы

1. Изобразите строение атома фосфора и иона  $\text{P}^{3-}$ : а) с помощью модели Косселя; б) электронной формулы; в) графической электронной схемы.
2. В чем причина аллотропии фосфора? Перечислите аллотропные модификации фосфора, их свойства.
3. Напишите уравнения диссоциации фосфорной кислоты. Напишите выражение констант диссоциации для каждой ступени.
4. Как получают в промышленности ортофосфорную кислоту? Напишите уравнения соответствующих реакций.
5. Напишите уравнения реакций получения простого суперфосфата и двойного суперфосфата.
6. Напишите уравнения реакций, характеризующие химические свойства ортофосфорной кислоты. Сильным или слабым электролитом является эта кислота? Ответ обоснуйте.
7. Напишите молекулярное, полное и сокращенное ионные уравнения гидролиза соли фосфата калия. Определите реакцию среды. Как можно усилить гидролиз этой соли?
8. Составьте формулы всех солей, образующихся в результате взаимодействия ортофосфорной кислоты и гидроксида кальция. Назовите их.
9. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:  
 $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca} \rightarrow (\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{CaHPO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow ?$   
 $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaH}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$
10. Как на практике можно отличить простой суперфосфат от двойного суперфосфата?

### Химия *d*-металлов I – VIII групп периодической системы Д. И. Менделеева

#### Цель занятия

1. Изучить теоретические основы химии *d*-элементов, обратить внимание на особенности строения атомов металлов и их кристаллическую структуру.
2. Изучить отношение металлов к различным окислителям, а также зависимость свойств их соединений от степени окисления металлов.
3. Выполнить лабораторную работу.

#### Опыт № 1. Взаимодействие металлов с различными кислотами

**Реактивы:** 2 н растворы  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HNO}_3$ , цинк гранулированный, железо, медь.

**Выполнение работы.** В три пробирки внесите по 4-5 капель 2 н растворов соляной, серной, азотной кислот, затем в каждую пробирку

поместите по кусочку цинка. Прodelайте аналогичные опыты с железом и медью. Отметьте в каждом случае наблюдаемые эффекты.

Запись данных опыта. 1. Напишите уравнения протекающих реакций. Укажите окислитель и восстановитель. Подберите коэффициенты. 2. Сделайте вывод о различном отношении металлов к растворам кислот в зависимости от их активности.

### **Опыт № 2. Растворение цинка в кислотах и щелочах**

**Реактивы:** 2 н растворы  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ , цинковая пыль.

**Выполнение работы.** В две пробирки поместите по одному микрошпателью цинковой пыли и прибавьте: в первую – 2 н раствор серной кислоты, а во вторую – 2н раствор гидроксида натрия. Отметьте наблюдаемые эффекты.

Запись данных опыта. Напишите уравнения соответствующих реакций, подберите коэффициенты. Укажите окислитель и восстановитель.

### **Опыт № 3. Получение и свойства гидроксида хрома (III)**

**Реактивы:** 0,5 н раствор соли  $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ , 2 н растворы  $\text{HCl}$ ,  $\text{NaOH}$ .

**Выполнение работы.** Получите в двух пробирках гидроксид хрома (III) взаимодействием раствора соли хрома (III) с 2 н раствором щелочи. В одну пробирку добавьте по каплям 2 н раствор хлороводородной кислоты, во вторую – раствор щелочи до растворения осадка. Отметьте наблюдаемые эффекты.

Запись данных опыта. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций получения гидроксида хрома (III), диссоциации гидроксида хрома (III) и взаимодействия гидроксида хрома с кислотой и щелочью, учитывая, что со щелочью получается комплексный анион.

### **Опыт № 4. Свойства хроматов и дихроматов**

**Реактивы:** растворы солей  $\text{K}_2\text{CrO}_4$ ,  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ , 2 н растворы  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$ .

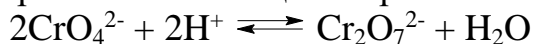
*а) Перевод хромата калия в дихромат.*

**Выполнение работы.** К 3–4 каплям раствора хромата калия прибавьте по каплям 2н раствор серной кислоты. Отметьте окраску исходного и полученного растворов.

*б) Перевод дихромата калия в хромат.*

**Выполнение работы.** К 3–4 каплям раствора дихромата калия прибавьте по каплям раствор щелочи до изменения окраски.

Запись данных опыта. 1. Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной форме. 2. Как смещается равновесие в системе:



при добавлении кислоты и щелочи?

### **Опыт № 5. Окислительные свойства хроматов**

**Реактивы:** растворы солей  $K_2Cr_2O_7$ ,  $KI$ , йодкрахмальная бумага, 2 н раствор  $H_2SO_4$ .

**Выполнение работы.** К 4-5 каплям раствора дихромата калия добавьте 1-2 капли 2 н раствора серной кислоты и 3-4 капли раствора иодида калия. Внесите в пробирку полоску йодкрахмальной бумаги и по изменению ее цвета определите выделение свободного йода.

Запись данных опыта. Напишите уравнение реакции, подберите коэффициенты методом электронного баланса.

#### **Опыт № 6. Качественная реакция на ион $Fe^{2+}$**

**Реактивы:** раствор соли  $K_3[Fe(CN)_6]$ ,  $FeSO_4$  кристаллический, вода дистиллированная.

**Выполнение работы.** Приготовьте в пробирке раствор сульфата железа (II) и прилейте к нему 1-2 капли реактива  $K_3[Fe(CN)_6]$ . Отметьте наблюдаемые эффекты.

Запись данных опыта. Напишите молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакции и укажите цвет выпавшего осадка.

#### **Опыт № 7. Качественная реакция на ион $Fe^{3+}$**

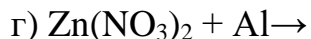
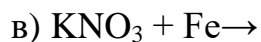
**Реактивы:** растворы солей  $FeCl_3$ ,  $K_4[Fe(CN)_6]$ .

**Выполнение работы.** Поместите в пробирку 2-3 капли раствора хлорида железа (III) и добавьте 1-2 капли реактива  $K_4[Fe(CN)_6]$ . Отметьте наблюдаемые эффекты.

Запись данных опыта. Напишите молекулярное и ионно-молекулярные уравнения реакций, укажите цвет осадка.

#### **Контрольные вопросы.**

1. Составьте формулы оксидов и гидроксидов, в которых марганец проявляет степень окисления +2 и +7. Напишите уравнения реакций, характеризующих их основные и кислотные химические свойства.
2. Закончите следующие уравнения реакций:
  - а)  $Pb + H_2SO_4$  (разб.)  $\rightarrow$
  - б)  $Pb + H_2SO_4$  (конц.)  $\rightarrow$
  - в)  $Pb + Cl_2 \rightarrow$
3. Какие из перечисленных металлов:  $Ni$ ,  $Pb$ ,  $Mg$ ,  $Zn$  взаимодействуют с раствором щелочи? Напишите соответствующие уравнения реакций.
4. Составьте формулы оксидов и гидроксидов, в которых хром проявляет степень окисления +2, +3, +6. Какой из этих оксидов проявляет только окислительные свойства и почему?
5. Докажите амфотерность оксида и гидроксида железа (III).
6. Какое соединение марганца:  $MnO$ ,  $MnO_2$ ,  $K_2MnO_4$ ,  $KMnO_4$ . проявляет только окислительные свойства? Почему?
7. В каком случае возможно вытеснение металла из раствора его соли:
  - а)  $CuCl_2 + Al \rightarrow$
  - б)  $NiSO_4 + Fe \rightarrow$



8. Какие из нижеприведенных оксидов проявляют амфотерные свойства:  $\text{MnO}$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_3$ ,  $\text{MnO}_2$ ,  $\text{Mn}_2\text{O}_7$ ? Напишите соответствующие уравнения реакций, подтверждающих амфотерность.

9. Составьте уравнения реакций получения амфотерного гидроксида хрома (III) и взаимодействия его с серной кислотой и гидроксидом калия.

10. Какие из нижеприведенных оксидов проявляют основные, а какие кислотные свойства:  $\text{MgO}$ ,  $\text{NiO}$ ,  $\text{SnO}_2$ ,  $\text{WO}_3$ ? Напишите уравнения реакций, характерные для основных и кислотных оксидов.

### Кейс-задание по теме № 9,10

#### Введение в аналитическую химию. Качественный анализ

##### Цель занятия

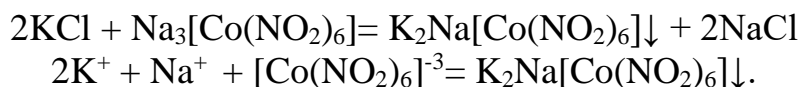
1. Познакомиться с основными понятиями качественного анализа.
2. Изучить качественные реакции катионов и анионов, имеющих биологическое и сельскохозяйственное значение.
3. Научиться работать самостоятельно, а также организовывать работу в составе группы студентов.
4. Выполнить лабораторную работу.

#### Качественные реакции на катионы

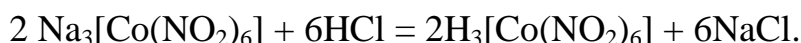
##### Реакции катиона $\text{K}^+$

**Реактивы:** гексанитрокобальтат (III) натрия  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ , 2 н растворы  $\text{HCl}$  и  $\text{NaOH}$ , 0,5 н раствор  $\text{KCl}$ .

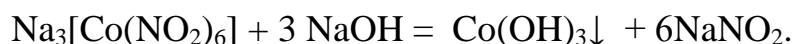
**Выполнение работы:** в три пробирки налейте по 2-3 капли свежеприготовленного раствора гексанитрокобальтата натрия. В первую пробирку добавьте 2-3 капли раствора  $\text{KCl}$  и наблюдайте выпадение жёлтого кристаллического осадка:



Во вторую пробирку добавьте 3-4 капли 2 н раствора  $\text{HCl}$ , а затем 2-3 капли раствора  $\text{KCl}$ . Наблюдается ли выделение жёлтого кристаллического осадка в кислой среде?



В третью пробирку добавьте 3-4 капли 2 н раствора гидроксида натрия, а затем 2-3 капли раствора  $\text{KCl}$ . Наблюдается ли выпадение жёлтого осадка в щелочной среде?



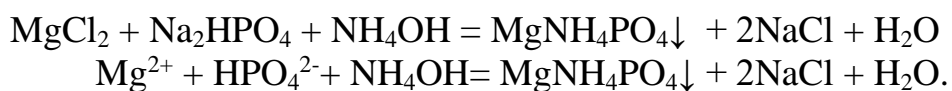
Выполнению этой реакции мешает катион аммония  $\text{NH}_4^+$ , дающий осадок  $(\text{NH}_4)_2\text{Na}[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$ , по цвету похожий на осадок катиона  $\text{K}^+$ .

Запись данных опыта. Напишите уравнения всех протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

### Реакция катиона $\text{Mg}^{2+}$

**Реактивы:** 0,5 н растворы солей:  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ ,  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , 2 н раствор  $\text{NH}_4\text{OH}$ .

**Выполнение работы.** К 2-3 каплям раствора хлорида магния прилейте 2 капли раствора хлорида аммония и 4 капли раствора гидрофосфата натрия. Затем добавьте 2 н раствор гидроксида аммония до щелочной среды на лакмус, перемешивая раствор палочкой после добавления каждой капли реактива. Из разбавленного раствора осадок выпадает не сразу: появление можно ускорить, потирая стеклянной палочкой о стенки пробирки. Иногда раствору дают постоять 15-минут:



Реакция с гидрофосфатом натрия используется для обнаружения катиона  $\text{Mg}^{2+}$  в ходе систематического анализа. Мешают обнаружению катиона  $\text{Mg}^{2+}$  с гидрофосфатом натрия катионы других аналитических групп.

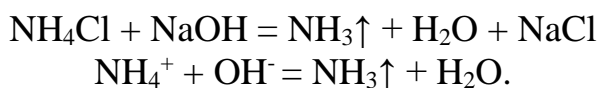
Запись данных опыта. Напишите уравнения всех протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

### Реакции катиона аммония $\text{NH}_4^+$

#### 1. Реакция со щелочами.

**Реактивы:** 2 н растворы  $\text{NaOH}$  или  $\text{KOH}$ , 0,5 н раствор  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , красная лакмусовая бумага.

**Выполнение работы.** В пробирку налейте 2-3 капли раствора хлорида аммония, прибавьте 3-4 капли 2 н раствора гидроксида натрия, поставьте пробирку на водяную баню и подержите над пробиркой (не касаясь стенок пробирки) красную лакмусовую бумажку, смоченную дистиллированной водой:



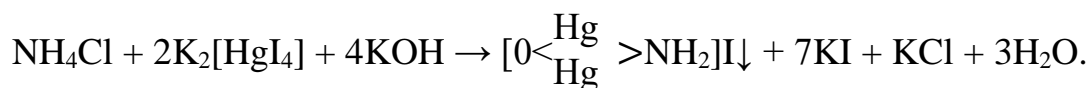
Что наблюдается?

Запись данных опыта. 1. Почему красная лакмусовая бумажка изменила окраску? Напишите уравнения всех протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

#### 2. Реакция с реактивом Несслера.

**Реактивы:** реактив Несслера ( $\text{K}_2[\text{HgI}_4] + \text{KOH}$ ), 0,5 н раствор  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .

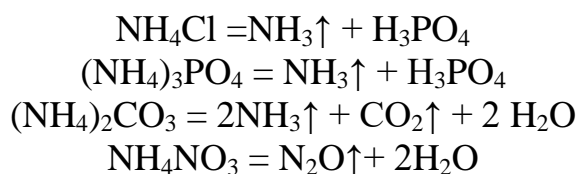
**Выполнение реакции:** на предметное стеклышко нанесите 1 каплю раствора хлорида аммония и прибавьте 2-3 капли реактива Несслера. Образуется красно-бурый осадок иодида оксодимеркураммония:



Выполняя реакцию, обязательно действуйте избытком реактива, так как образуется осадок, растворимый в солях аммония. Реакция очень чувствительная и показывает присутствие даже случайных примесей катиона  $\text{NH}_4^+$ , поэтому её используют для проверки полноты удаления аммонийных солей, мешающих обнаружению других катионов.

### 3. Термическое разложение солей аммония

Катион аммония мешает обнаружению катионов  $\text{K}^+$  и  $\text{Na}^+$ , и поэтому в ходе систематического анализа перед обнаружением  $\text{K}^+$  и  $\text{Na}^+$  должен быть удалён из раствора. Для удаления используют свойство солей аммония разлагаться при нагревании:

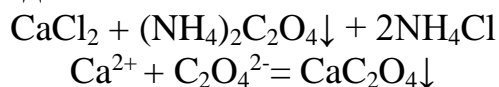


**Выполнение работы.** В фарфоровый тигель поместите по 1 капле растворов  $\text{MgCl}_2$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{NaCl}$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ , осторожно выпарьте досуха, а затем прокаливайте сухой остаток до прекращения выделения белого «дыма». Когда тигель остынет, растворите часть сухого остатка в капле воды на предметном стекле и выполните пробу с реактивом Несслера. Если катион  $\text{NH}_4^+$  не удален полностью, то продолжайте прокалывание до отрицательной пробы с реактивом Несслера.

#### Реакция катиона $\text{Ca}^{2+}$

**Реактивы:** 0,5 н растворы солей  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$ ,  $\text{CaCl}_2$ , 2 н растворы  $\text{HCl}$ ,  $\text{CH}_3\text{COOH}$ .

**Выполнение работы.** В 2 пробирки налейте по 2-3 капли раствора хлорида кальция и прибавьте в обе пробирки по 2-3 капли раствора оксалата аммония, отметьте цвет осадка:



К осадку в одной пробирке добавьте 5-6 капель 2 н раствора хлороводородной кислоты, а в другую пробирку 5-6 капель 2 н раствора уксусной кислоты. Что наблюдаете?

Запись данных опыта. Напишите уравнения всех протекающих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.



### Качественные реакции на анионы

Общепринятой классификации анионов не существует, чаще всего принято деление анионов на три аналитические группы по растворимости бариевых и серебряных солей. Групповыми реагентами при такой классификации служат хлорид бария и нитрат серебра.

Анализ анионов имеет свои особенности. В отличие от катионов, анионы обычно не мешают обнаружению друг друга, поэтому многие из них обнаруживают дробным методом в отдельных порциях исследуемого раствора.

#### Реакции сульфат-иона

**Реактивы:** 0,5 н растворы солей  $\text{BaCl}_2$ ,  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ , 2 н растворы  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{HCl}$ .

Хлорид бария образует с сульфат-ионом белый кристаллический осадок сульфата бария.

**Выполнение работы.** В две пробирки налейте по 4-5 капель раствора сульфата натрия и прибавьте по 2-3 капли хлорида бария. Убедитесь, что образовавшийся осадок не растворяется в кислотах, для этого добавьте в одну пробирку 2 н раствор соляной кислоты, а в другую 2 н раствор азотной кислоты.

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде. Отметьте нерастворимость осадков в кислотах.

#### Реакции карбонат-иона

**Реактивы:** 2 н растворы  $\text{HCl}$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , раствор соли  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , известковая вода  $(\text{CaOH})_2$ .

Кислоты разлагают карбонаты с выделением оксида углерода (IV), вызывающего помутнение известковой воды.

**Выполнение работы.** К 4-5 каплям раствора карбоната натрия прилейте 3 – 4 капли 2 н раствора кислоты. Выделившийся газ пропустите через известковую воду.

Запись данных опыта. Напишите уравнения реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

#### Реакции фосфат-иона

**Реактивы:** раствор  $(\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4$  в  $\text{HNO}_3$ , 0,5 н раствор соли  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ .

Молибденовая жидкость образует с фосфат-ионом желтый кристаллический осадок фосфоромолибдата аммония.

**Выполнение работы.** В пробирку прилейте 5-6 капель молибденовой жидкости и нагрейте на водяной бане, затем прибавьте 1 – 2 капли гидрофосфата натрия и дайте постоять. Что наблюдается?

Запись данных опыта. Напишите уравнение реакции в молекулярном и кратком ионно-молекулярном виде.

### Реакции хлорид-иона

**Реактивы:** растворы солей  $\text{NaCl}$ ,  $\text{AgNO}_3$ , 2 н раствор  $\text{HNO}_3$ .

Нитрат серебра образует с хлорид-ионом белый творожистый осадок хлорида серебра.

**Выполнение работы.** В пробирку налейте 4-5 капель раствора хлорида натрия и прибавьте 2-3 капли раствора нитрата серебра. Добавьте к осадку 5-6 капель 2 н раствора азотной кислоты и хорошо перемешайте. Что наблюдается?

Запись данных опыта. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнение качественной реакции на хлорид-ион. Укажите цвет осадка и отношение его к азотной кислоте.

### Реакции нитрат-иона

**Реактивы:** 0,5 н раствор соли  $\text{NaNO}_3$ , концентрированная  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , кусочки меди.

**Выполнение работы.** К 2-3 каплям раствора нитрата натрия прибавьте 1-2 капли концентрированной серной кислоты и кусочек меди. Содержимое пробирки нагрейте. Что наблюдается?

Запись данных опыта. 1. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции. 2. Подберите коэффициенты методом электронного баланса, определите окислитель, восстановитель.

### Контрольные вопросы

1. Какие реакции называются аналитическими?
2. Что такое аналитический сигнал?
3. Какие существуют способы выполнения аналитических реакций?
4. Какие условия необходимо соблюдать при выполнении аналитических реакций?
5. Дать определение понятиям: реакции селективные, реакции специфические.
6. Что называется групповым реагентом? В чем заключается удобство применения групповых реагентов?
7. Какую реакцию называют специфической? Приведите примеры.
8. Какие реакции называются селективными? Примеры.
9. Что означают понятия: дробный анализ, систематический анализ?
10. В растворе присутствуют карбонат и хлорид анионы. Какими качественными реакциями можно обнаружить эти ионы?

### Кейс-задание по теме 13, 14

#### Количественный анализ. Титриметрия

##### Цель занятия

1. Усвоить основные понятия титриметрического метода анализа.
2. Изучить виды мерной посуды, правила пользования ею.
3. Получить навыки исследовательской работы, умения анализировать полученные экспериментальные данные, делать выводы.
4. Выполнить лабораторную работу.

## Приготовление и стандартизация раствора HCl

**Реактивы и оборудование:** кристаллический  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ , раствор HCl плотностью  $1,059 \text{ г/см}^3$ , индикатор – метиловый оранжевый; мерная пипетка на 10 мл; штатив с бюреткой; коническая колба для титрования; стакан для слива.

Эта лабораторная работа включает несколько этапов:

**1) приготовление 250 мл  $\approx 0,1$  н раствора хлороводородной кислоты:** массу HCl, необходимую для приготовления в 250 мл  $\approx 0,1$  н раствора, вычисляют по уравнению:

$$m(\text{HCl}) = M_{\text{эк}} \cdot c_{\text{эк}} \cdot V_p$$

Молярная масса эквивалентов HCl равна  $36,46 \text{ г/моль}$ , в 250 мл ( $0,25 \text{ л}$ )  $0,1$  н раствора ее должно содержаться:

$$m(\text{HCl}) = 36,46 \cdot 0,1 \cdot 0,25 = 0,912 \text{ г.}$$

Далее необходимо определить плотность имеющейся в лаборатории хлороводородной кислоты, для этого нужно опустить ареометр в цилиндр с кислотой и определить плотность кислоты. Воспользовавшись справочной таблицей, находим массовую долю кислоты, она составила  $12 \%$ .

Поскольку в лаборатории имеется раствор HCl с массовой долей  $12 \%$ , то необходимо сделать пересчет вычисленной массы  $m(\text{HCl})$  на массу раствора  $12\%$ -й хлороводородной кислоты ( $m_p$ ).

Воспользуемся формулой:

$$\omega(B) = \frac{m(B)}{m_p} \cdot 100\%$$

Преобразуя формулу, получим:  $m_p = m(\text{HCl}) \cdot 100 / \omega(\text{HCl})$ .

$$m_p = (0,912 \cdot 100) : 12 = 7,6 \text{ г HCl.}$$

Рассчитаем объем  $12\%$ -ного раствора хлороводородной кислоты  $V_p$ , необходимый для приготовления 250 мл  $0,1$  н раствора:

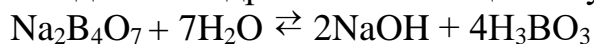
$$V_p = \frac{m_1}{\rho} \text{ мл; } V_p = 7,6 / 1,059 = 7,18 \text{ мл (12\%-го раствора HCl)}$$

Находим объем дистиллированной воды  $V(\text{H}_2\text{O})$ , необходимый для приготовления раствора по формуле:  $V(\text{H}_2\text{O}) = V_p - V(\text{HCl})$

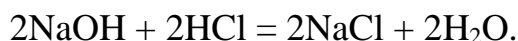
Мерным цилиндром отмеряем нужный объем дистиллированной воды и переносим его в бутылку для приготовления раствора.

Другим мерным цилиндром отмеряем нужный объем  $12\%$ -й кислоты и переносим кислоту в бутылку с водой. Содержимое тщательно перемешиваем.

**2) приготовление 100 мл первичного стандартного раствора тетрабората натрия:** исходным веществом для установки титра хлороводородной кислоты, считают тетраборат натрия  $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ . Водный раствор его вследствие гидролиза имеет щелочную реакцию:



поэтому его можно титровать кислотами:



Суммарное уравнение:



Для приготовления 100 мл 0,1 н раствора тетрабората натрия требуется:

$$m = M_{\text{эк}} \cdot c_{\text{эк}} \cdot V = 190,7 \cdot 0,1 \cdot 0,1 = 1,907 \text{ г}.$$

$$M_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 381,4 / 2 = 190,7 \text{ г/моль}.$$

На аналитических весах берут точную навеску тетрабората натрия, переносят в мерную колбу вместимостью 100 см<sup>3</sup>, добавляют немного горячей воды, добившись полного растворения, раствор охлаждают и доводят до метки дистиллированной водой.

Титр раствора тетрабората вычисляют по уравнению:

$$T(B) = \frac{m_{(B)}}{V_P}.$$

Зная титр раствора, молярную концентрацию эквивалентов тетрабората натрия рассчитывают по уравнению:

$$c_{\text{эк}} = \frac{T \cdot 1000}{M_{\text{эк}}};$$

### 3) стандартизация раствора хлороводородной кислоты по тетраборату натрия:

а) подготавливают бюретку к работе;

б) чистой пипеткой отмеривают точный объем тетрабората натрия, добавляют 1 каплю индикатора метилового оранжевого;

в) ставят колбу с раствором тетрабората натрия под бюретку и приступают к титрованию, приливая кислоту в колбу медленно, по каплям, перемешивая раствор до появления бледно-розовой окраски. Титрование повторяют еще дважды, все результаты титрования записывают в таблицу.

Таблица 2 Результаты титрования тетрабората натрия раствором HCl

№	V(буры), мл	V(HCl), мл	c <sub>эк</sub> (Na <sub>2</sub> B <sub>4</sub> O <sub>7</sub> ), моль/л	c <sub>эк</sub> (HCl), моль/л
1	10			
2	10			
3	10			
		V <sub>ср</sub> =		

Находят среднее арифметическое объема HCl и вычисляют молярную концентрацию эквивалентов раствора хлороводородной кислоты:

$$c_{\text{эк}}(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = c_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) \cdot V(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7)$$

$$c_{\text{эк}}(\text{HCl}) = c_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) \cdot V_{\text{эк}}(\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7) / V_{\text{эк}}(\text{HCl}).$$

Стандартизированный раствор хлороводородной кислоты используют для определения щелочности воды.

### Контрольные вопросы

1. Рассчитайте молярную массу эквивалентов:
  - а) винной кислоты в реакции полной нейтрализации;
  - б)  $\text{CuSO}_4 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ .
2. Чему равен титр 0,1150 н раствора NaOH. Какова масса NaOH, содержащаяся в 500 мл этого раствора.
3. Что такое титрование, титрант?
4. Что такое первичный стандартный раствор? Каковы требования, предъявляемые к первичным стандартным веществам?
5. Что такое конечная точка титрования, степень оттитрованности?
6. На титрование 25 мл 0,1210 н раствора гидроксида калия израсходовано 22,4 мл раствора хлороводородной кислоты. Вычислите молярную концентрацию эквивалентов и титр раствора HCl.
7. Какой объем 0,09820 н раствора серной кислоты расходуется на титрование 25 мл 0,1120 н раствора гидроксида калия?
8. Что такое вторичный стандартный раствор?
9. Требования, предъявляемые к соединениям, используемым для приготовления первичных стандартных растворов.
10. Какой объем 0,1500 н раствора NaOH пойдет на титрование:
  - а) 21,00 мл 0,1133 н раствора HCl;
  - б) 21,00 мл раствора HCl с титром 0,003810 г/см<sup>3</sup>?

### Кейс-задание по теме 15

#### Кисотно-основное титрование

#### Определение гидрокарбонатной щелочности воды

##### Цель занятия

1. Усвоить основные приемы кислотно-основного титрования.
2. Научиться правильно выбирать индикатор при титровании различных кислот, оснований, солей.
3. Уметь рассчитывать величину pH в различные моменты титрования (для построения кривых титрования).
4. Выполнить лабораторную работу.

#### Лабораторная работа

**Реактивы и оборудование:** стандартизированный раствор HCl; индикаторы – метиловый оранжевый и универсальный индикатор; анализируемая вода (0,5 л); мерная пипетка на 100 мл; штатив с бюреткой (для HCl); коническая колба для титрования; стакан для слива.

**Выполнение работы.** Чистой мерной пипеткой вместимостью 100 мл переносят 100 мл анализируемой воды в коническую колбу. Прибавляют 2–3 капли индикатора метилового оранжевого, раствор окрасится в желтый цвет.

Приступая к титрованию, проверяют уровень раствора кислоты в бюретке. Он должен быть на нулевой отметке по нижнему краю мениску.

Для повышения точности титрования в другой конической колбе готовят

«свидетель»: отмеривают в нее 20 мл дистиллированной воды, прибавляют 1 каплю метилового оранжевого и 1–2 капли кислоты. При этом раствор должен приобрести очень слабое, но заметное розовое окрашивание.

Далее титруют воду раствором HCl до перехода желтой окраски индикатора в бледно-розовую. Повторяют титрование 2–3 раза и заносят результаты титрования в таблицу.

Таблица 3. Данные титрования воды хлороводородной кислотой:

№	$V(H_2O)$ , мл	$V(HCl)$ , мл	$c_{эк}(HCl)$ , моль/л	$\text{Щ}_{(HCO_3^-)}$ , ммоль/л
1	100			
2	100			
		$V_{ср.}$		

Чтобы вычислить гидрокарбонатную щелочность (по ГОСТу), находят молярную концентрацию эквивалентов гидрокарбонат-ионов и умножают ее на 1000:

$$\text{Щ}_{(HCO_3^-)} = \frac{V(HCl) \cdot c(HCl)}{V(H_2O)} 1000, \text{ ммоль/л.}$$

### Контрольные вопросы

1. Сущность кислотно-основного титрования. Какие титранты применяют в этом методе анализа?
2. Индикаторы кислотно-основного титрования. Укажите области перехода и показатели титрования кислотно-основных индикаторов.
3. В чем сущность хромофорной теории индикаторов? Какие индикаторы можно использовать при стандартизации раствора хлороводородной кислоты по тетраборату натрия? Укажите область перехода и показатели титрования этих индикаторов.
4. Что такое: область перехода индикатора, показатель титрования индикатора?
5. Что такое первичные стандартные растворы? Каковы требования, предъявляемые к исходным стандартным веществам веществам?
6. Вторичные стандартные растворы, как их готовят? Что такое фиксаж?
7. Чему равны молярные массы эквивалентов  $H_2SO_4$ ,  $H_2SO_3$ ,  $Mg(OH)_2$  и  $Ba(OH)_2$  в реакциях полной нейтрализации и в реакциях неполной нейтрализации?
8. Какой объем 0,1050 н раствора гидроксида натрия расходуется на титрование 15 мл 0,0855 н раствора серной кислоты?
9. Рассчитайте титр 0,15 н раствора:
  - а) азотной кислоты;
  - б) ортофосфорной кислоты;
  - в) гидроксида кальция.

10. Вычислите массовую долю щавелевой кислоты в 0,6882 г технического образца растворенного в 100 мл воды. Для титрования 10 мл полученного раствора было израсходовано 3,5 мл 0,09852 н раствора NaOH.

**Кейс-задание по теме № 17**  
**Комплексонометрическое титрование.**  
**Определение общей жесткости воды**

**Цель занятия**

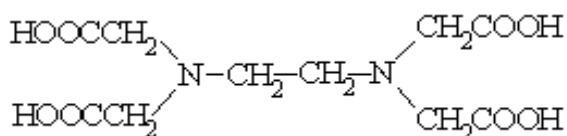
1. Усвоить основные понятия комплексонометрического метода анализа.
2. Получить навыки исследовательской работы, умения анализировать полученные экспериментальные данные, делать выводы.
3. Выполнить лабораторную работу.

В химическом анализе широко используют *хелатные* внутрикомплексные соединения (ВКС), т.е. координационные соединения металлов с полидентатными лигандами. Хелатными (клешневидными) их назвали потому, что в таких ВКС происходит образование цикла как бы за счет замыкания клешней вокруг иона металла.

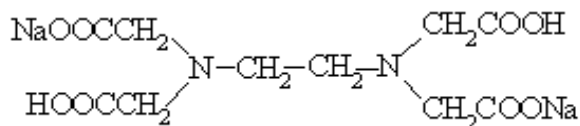
Для определения общей жесткости природных вод, которую характеризуют молярной концентрацией эквивалентов кальция и магния и выражают в ммоль/л или градусах жесткости, применяют *комплексонометрическое (хелатометрическое) титрование*.

Метод комплексонометрии основан на реакциях, при которых определяемые ионы образуют хелатные комплексы в результате титрования анализируемых растворов комплексонами.

Наиболее широко применяют этилендиаминтетрауксусную кислоту (ЭДТУК) – комплексон II и ее динатриевую соль (ЭДТА) – комплексон III, другое название – трилон Б:



*Комплексон II*

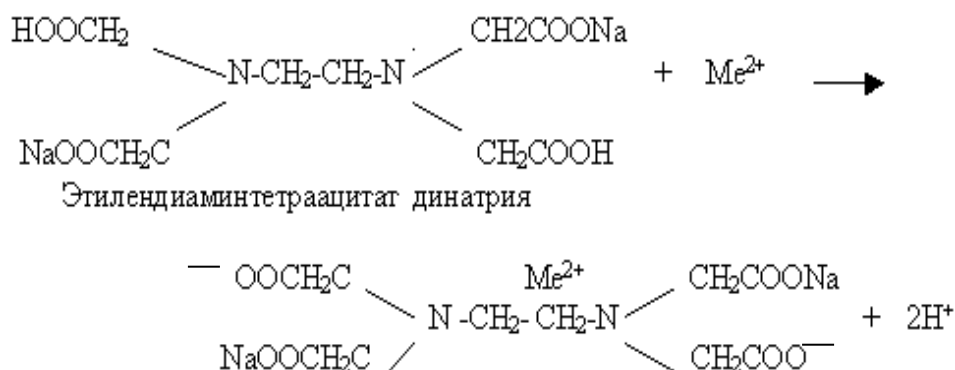


*Комплексон III*

Широкое использование комплексонов II и III обусловлено тем, что их реакции с катионами металлов (Ca, Sr, Ba, Cu, Mg, Mn, Zn и др.) протекают полно и в соответствии со стехиометрией, их растворы устойчивы при

хранении; эти реагенты доступны и можно получить их препараты высокой чистоты.

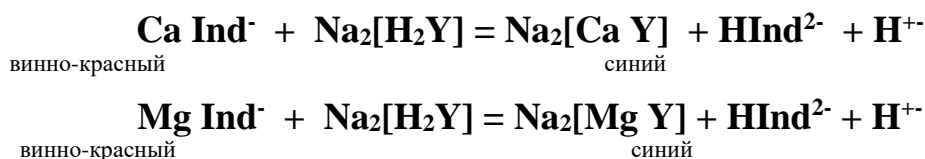
В водных растворах комплексоны образуют с катионами этих металлов комплексоны, высокая устойчивость которых объясняется замыканием хелатных металлоциклов, как в случае комплекса иона  $Mg^{2+}$  или  $Ca^{2+}$  с комплексоном III:



Приготовленную для анализа воду подщелачивают аммонийной буферной смесью до  $\text{pH} \approx 10$ . Индикатором служит обычно хромоген черный специальный ET-00, образующий с ионами  $Ca^{2+}$  и  $Mg^{2+}$  растворимые комплексы винно-красного цвета:



Константы устойчивости этих комплексов равны соответственно  $2,6 \cdot 10^6$  и  $1 \cdot 10^7$ . Но константы устойчивости комплексов  $Ca^{2+}$  и  $Mg^{2+}$  с комплексоном III гораздо больше ( $3,7 \cdot 10^7$  и  $5 \cdot 10^8$ ). Поэтому при титровании комплексы металлов с индикатором разрушаются и образуются более прочные комплексы с комплексоном III (при  $\text{pH} \approx 10$ ):



В точке эквивалентности винно-красная окраска раствора сменяется синей вследствие накопления анионов индикатора.

Необходимую для определения аммонийную буферную смесь приготавливают в мерной колбе вместимостью 1000 мл, смешивая 100 мл раствора хлорида аммония с массовой долей  $\text{NH}_4\text{Cl}$  20% со 100 мл раствора аммиака с массовой долей  $\text{NH}_3$  20% и доводя объем смеси дистиллированной водой до метки.

Обычно природную воду титруют 0,05 н раствором комплексона III. Раствор готовят из точной навески химически чистого препарата, учитывая, что формула комплексона III  $\text{Na}_2\text{C}_{10}\text{H}_{14}\text{O}_8\text{N}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ , а молярная масса



эквивалентов его в данной реакции равна половине молярной массы ( $Z=2$ ). Иногда концентрацию раствора комплексона устанавливают по 0,05 н раствору сульфата магния  $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ , приготовленному из фиксанала (или по хлориду кальция).

### Лабораторная работа

**Реактивы и оборудование:** 0,05 н раствор комплексона III, аммиачный буферный раствор, индикатор хромоген черный специальный, бюретка на 25 мл, колба для титрования на 250 мл; пипетка на 100 мл, фарфоровый стакан для слива, воронка, Ø 3 см, мерная пробирка на 10 мл, колба с анализируемой водой.

**Выполнение работы.** Тщательно вымытую бюретку ополаскивают и заполняют раствором комплексона III до нулевой отметки.

В тщательно вымытую колбу для титрования отмеряют пипеткой 100,0 мл исследуемой воды и приливают 5 мл аммонийной буферной смеси, вносят на конце шпателя 20–30 мг сухой смеси индикатора хромогена черного до появления хорошо заметной, но не очень темной винно-красной окраски.

Приступая к титрованию, проверяют уровень раствора в бюретке. Он должен быть на нулевой отметке по нижнему мениску. Прибавляют по каплям комплексон к воде медленно, постоянно перемешивая колбу с водой, наблюдая за окраской раствора. Титруют до перехода окраски из винно-красной в синюю от одной лишней капли титранта. Данные заносят в таблицу. Титрование повторяют 2–3 раза и из сходящихся отсчетов берут среднее значение.

Таблица. Данные титрования

№ п/п	$V_B$ , мл	$V_T$ , мл	$C_T$ , моль/л
1	100		0,05
2	100		
3	100		

$$V_T(\text{ср}) = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3}$$

**Общую жесткость воды** ( $Ca^{2+}$  и  $Mg^{2+}$  на 1 л) вычисляют по формуле:

$$Ж = \frac{C_T V_T \cdot 1000}{V_B}, \text{ ммоль/л}$$

где  $C_T$  – молярная концентрация эквивалентов раствора комплексона III;  
 $V_T$  – средний объем рабочего раствора комплексона, затраченный на титрование, мл;

$V_B$  – объем воды, взятый для определения, мл.

Сделайте выводы: 1) к какому типу относится исследуемая вода (мягкая, жесткая); 2) пригодна ли эта вода для питьевых целей по величине жесткости?

### Контрольные вопросы

1. Какие требования предъявляются к качеству питьевой воды? Перечислите общие показатели качества воды.
2. Какие соли обуславливают жесткость воды? Чему равна жесткость воды, в 10 л которой содержится 4,08 г кальция?
3. В каких единицах измеряется жесткость? Чему равна жесткость мягкой воды, жесткой, очень жесткой?
4. Рассчитайте, сколько г комплексона III потребуется для приготовления 250 мл 0,05 н раствора.
5. Рассчитайте концентрацию ионов магния в воде, если при титровании 100,00 мл воды трилоном Б с хромогеном черным до синей окраски пошло 19,20 мл 0,1012 н раствора трилона Б.
6. На чем основан метод комплексонометрии? Почему его по другому называют хелатометрией? Запишите уравнения реакций, происходящих при комплексонометрическом титровании.
7. Какова химическая формула комплексона III? В чем проявляется его способность к образованию комплексонатов с металлами?
8. Вычислите молярную массу эквивалентов комплексона III. Почему его эквивалентное число равно 2?
9. Какие индикаторы применяют в комплексонометрическом титровании? Объясните причину изменения окраски индикатора в ходе хелатометрического титрования.
10. Зачем к титруемому раствору добавляют аммонийную буферную смесь?

### **Задания для контрольной работы**

Компетенция ОПК-4 Способен обосновывать и реализовывать в профессиональной деятельности современные технологии с использованием приборно-инструментальной базы и использовать основные естественные, биологические и профессиональные понятия, а также методы при решении общепрофессиональных задач

### **Примерные практические контрольные работы**

#### **Контрольная работа № 1**

**Темы: Основные понятия и законы химии. Строение атома. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Химическая связь. Строение молекул. Комплексные соединения. Окислительно-восстановительные реакции**

#### **Вариант 1**

1. Заполните таблицу, все расчеты приведите ниже таблицы.

Вещество	<b>M</b> , г/моль	<b>m</b> , г	<b>n</b> , моль	<b>V</b> , л (н.у.)	<b>N</b>	<b>n<sub>эк</sub></b>	<b>M<sub>экв.</sub></b>
HNO <sub>3</sub>				-		3	

- Какие элементарные частицы определяют заряд ядра атома? Определите заряд ядра атома висмута, составьте электронную формулу данного атома и его иона **Bi<sup>3+</sup>**.
- Расположите элементы в порядке возрастания электроотрицательности: **N, B, F, As, I**. Ответ мотивируйте.
- Определите типы связей в соединениях: **KCl, BCl<sub>3</sub>, CH<sub>4</sub>**. Составьте электронные схемы образования молекул с ковалентной связью. Определите валентность и степень окисления элементов. Укажите тип гибридизации углерода в молекуле метана и изобразите геометрическую форму молекулы метана.
- С помощью электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнениях, и укажите окислитель, восстановитель, и процесс:  
**Cu + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → CuSO<sub>4</sub> + SO<sub>2</sub> + H<sub>2</sub>O.**  
**MnO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>S + H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> → K<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> + S + MnSO<sub>4</sub> + H<sub>2</sub>O**
- Вычислите электродный потенциал, возникающий при погружении цинка в раствор его соли с концентрацией катионов Zn<sup>2+</sup> 0,001 моль/дм<sup>3</sup>.
- Напишите уравнения диссоциации и константу нестойкости комплексного иона, а также укажите комплексообразователь, лиганды и координационное число для **[Co(H<sub>2</sub>O)<sub>5</sub>Cl]Cl<sub>2</sub>**. Назовите комплексное соединение.
- Напишите выражение константы равновесия для следующей реакции:  
**2H<sub>2</sub>O<sub>(г.)</sub> + 2Cl<sub>2(г.)</sub> ⇌ 4HCl<sub>(г.)</sub> + O<sub>2(г.)</sub>**  
 Куда сместится равновесие при увеличении давления?

## Контрольная работа №2

**Темы: Растворы. Расчетный практикум. Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей. pH среды. Буферные растворы**

### Вариант 1

- Вычислите молярную и молярную концентрацию эквивалента 20 %-ного раствора хлорида кальция плотностью 1,178 г/см<sup>3</sup>.
- Составьте молекулярные и ионные уравнения реакций:  
**CaCO<sub>3</sub> + HCl → ; Pb(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> + HCl → .**
- Рассчитайте концентрацию ионов [H<sup>+</sup>] и pH среды, если [OH<sup>-</sup>]=10<sup>-3</sup>. Укажите цвет индикатора лакмус в данной среде.
- Составьте уравнение гидролиза солей в молекулярном и молекулярно-ионном виде:  
**KNO<sub>3</sub>, BaSO<sub>3</sub>, MgCl<sub>2</sub>, Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>, Fe(CH<sub>3</sub>COO)<sub>2</sub>.**  
 Укажите, по какому иону идет гидролиз, и какую реакцию имеет среда.
- Пероксид водорода, его кислотные и окислительно-восстановительные свойства.
- Закончите следующие уравнения реакций:  
 а) **Ni+соль→**      б) **Ni+HNO<sub>3</sub> (разб.)→**      в) **Ni+HNO<sub>3</sub> (конц.)→**
- Рассчитайте pH буферного раствора, содержащего 0,1 моль NH<sub>4</sub>OH и 0,1 моль NH<sub>4</sub>Cl. Как измениться pH: а) при добавлении к 1 л раствора 0,01 моль раствора HCl; б) при добавлении к 1 л раствора 0,01 моль раствора NaOH; в) при разбавлении раствора водой в 10 раз? Константа диссоциации гидроксида аммония K<sub>д</sub>= 1,79·10<sup>-5</sup>, pK<sub>о</sub> = 4,75.

**Контрольная работа №3**  
**Темы: Химия p- и d-элементов и их соединений**  
**Вариант 1**

1. Осуществите превращения:

Цинк → нитрат цинка → гидроксид цинка → цинкат натрия → хлорид цинка.

Какую среду будет иметь раствор нитрата цинка в воде. Ответ поясните.

2.. Осуществите превращения:

$X \xrightarrow{1} H_2S \xrightarrow{2} \text{оксид серы (IV)} \xrightarrow{3} \text{сернистая кислота} \xrightarrow{4} \text{сульфит натрия} \xrightarrow{5} \text{гидросульфит}$   
 $\text{натрия} \xrightarrow{6} \text{сернистая кислота} \rightarrow \text{сульфат натрия}$

Для уравнения 2 приведите электронный баланс, для превращений (4), (5) напишите сокращенные ионно-молекулярные уравнения.

3. Приведите электронную и электронно-графическую формулы атома железа. Определите характерные степени окисления. Осуществите превращения:

$FeCl_2 \leftarrow Fe \rightarrow FeCl_3 \rightarrow Fe(OH)Cl_2$   
 $\downarrow \qquad \qquad \qquad \downarrow$

$Fe(OH)_2 \rightarrow Fe(OH)_3 \leftarrow Fe(OH)_2Cl$

4. Составьте молекулярные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения для превращений:

Гидроксид бария  $\xrightarrow{1}$  нитрат бария  $\xrightarrow{2}$  сульфат бария  $\xrightarrow{2}$  карбонат бария

К кому типу относятся написанные реакции – обратимые или необратимые? Почему?.

## Тесты

### Тема № 1 Основные понятия и законы химии

#### Тестовые задания

1. Простые вещества

- 1) полиэтилен
- 2) графит
- 3) белый фосфор
- 4) аммиак

2. Молярный объем газа измеряется

- 1) моль
- 2) моль/л
- 3) кмоль/м<sup>3</sup>
- 4) л/кмоль

3. Моль любого газа при н. у. занимает объем 22,4 л – следствие

- 1) закона сохранения массы вещества
- 2) закона постоянства состава
- 3) закона Авогадро
- 4) закона кратных отношений

4. Закон сохранения массы вещества был открыт ...

- 1) Раулем

- 2) Менделеевым  
3) Авогадро  
4) Ломоносовым
5. Эквивалент – это реальная или условная частица вещества, которая в данной кислотно-основной реакции эквивалентна одному катиону водорода или в данной окислительно-восстановительной реакции одному ...  
1) позитрону  
2) протону  
3) электрону  
4) нейтрону
6. Массу вещества, взятого в количестве 1 моль, называют ... массой  
1) атомной  
2) эквивалентной  
3) молярной  
4) молекулярной
7. Простое вещество (в отличие от сложного) – это  
1) озон  
2) фенол  
3) сода  
4) графит
8. При нормальных условиях  $3,01 \cdot 10^{23}$  молекул газа занимают объем  
1) 11,2 л  
2) 22,4 л  
3) 11,2 л  
4) 5,6 л
9. За 1 а. е. м. (атомную единицу массы) принято  
1)  $1/12$  массы атома изотопа  $^{12}\text{C}$   
2)  $1/12$  массы природной смеси атомов изотопов углерода  
3)  $1/16$  массы атома изотопа  $^{16}\text{O}$   
4)  $1/14$  массы атома изотопа  $^{14}\text{C}$
10. Химически неделимые частицы – это  
1) атом кислорода  
2) молекула воды  
3) протон  
4) молекула аммиака

## Тема 2: Строение атома

### Тестовые задания

1. Металлические свойства наиболее выражены у атома  
1) лития  
2) натрия  
3) калия  
4) кальция
2. Наибольший радиус атома имеет

- 1) K
- 2) Na
- 3) Li
- 4) Rb

3. Заряд ядра атома кремния равен

- 1) +28
- 2) +31
- 3) +4
- 4) +14

4. Электронную конфигурацию  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$  имеет атом

- 1) фосфора
- 2) хлора
- 3) брома
- 4) фтора

5. В периоде с увеличением заряда ядра атомов металлические свойства

- 1) ослабевают
- 2) усиливаются
- 3) не изменяются
- 4) нет закономерности

6. В малых периодах с увеличением заряда ядра радиусы атомов

- 1) увеличиваются
- 2) изменяются периодически
- 3) уменьшаются
- 4) не изменяются

7. Элементу с электронной формулой атома  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$  соответствует формула высшего оксида

- 1)  $B_2O_3$
- 2)  $Al_2O_3$
- 3)  $N_2O_5$
- 4)  $P_2O_5$

8. Три частицы  $Ne^0$ ,  $Na^+$ ,  $F^-$  имеют одинаковое

- 1) массовое число
- 2) число нейтронов
- 3) число электронов
- 4) число протонов

9. Число энергетических уровней у атома, имеющего 19 протонов

- 1) 3
- 2) 5
- 3) 4
- 4) 2

10. Число протонов, нейтронов и электронов у атома с порядковым номером 40

- 1) 40, 91, 40
- 2) 40, 51, 40
- 3) 20, 51, 40
- 4) 40, 40, 40

11. Число подуровней на энергетическом уровне определяет ... квантовое число

- 1) главное
- 2) магнитное
- 3) орбитальное
- 4) спиновое

12. Максимальное число электронов на  $f$  – подуровне

- 1) 8
- 2) 2
- 3) 10
- 4) 14

13. Переменную степень окисления проявляет элемент с электронной формулой

- 1)  $\dots 3s^2 3p^4$
- 2)  $\dots 4d^{10} 5s^2$
- 3)  $\dots 3s^2 3p^6$
- 4)  $\dots 3d^{10} 4s^2$

14. Элемент с электронной формулой  $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$  находится

- 1) 5 группе, главной подгруппе
- 2) 5 группе, побочной подгруппе
- 3) 7 группе, побочной подгруппе
- 4) 7 группе, главной подгруппе

15. Наименьшей энергией ионизации обладает

- 1) кальций
- 2) мышьяк
- 3) хром
- 4) бром

16. Усиление кислотных свойств оксидов происходит в ряду

- 1)  $P_2O_5 \rightarrow SiO_2 \rightarrow Al_2O_3$
- 2)  $MnO \rightarrow MnO_2 \rightarrow Mn_2O_7$
- 3)  $N_2O_5 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow As_2O_5$
- 4)  $Cr_2O_7 \rightarrow P_2O_5 \rightarrow Al_2O_3$

17. Ослабление основных свойств гидроксидов происходит в ряду

- 1)  $Mn(OH)_2 \rightarrow Mn(OH)_3 \rightarrow Mn(OH)_4$
- 2)  $Al(OH)_3 \rightarrow Si(OH)_4 \rightarrow NaOH$
- 3)  $Ca(OH)_2 \rightarrow Sr(OH)_2 \rightarrow Ba(OH)_2$
- 4)  $Ge(OH)_4 \rightarrow Ga(OH)_3 \rightarrow Zn(OH)_2$

18. Возможность нахождения электронов на одной орбитали определяет ... квантовое число

- 1) главное
- 2) магнитное
- 3) орбитальное
- 4) спиновое

19. Заряд ядра атома, имеющего 21 элементарную частицу, равен

- 1) +7
- 2) +12
- 3) +21
- 4) +10

20. Свойства атомов химических элементов находятся в периодической зависимости от

- 1) массы атома  
2) массы ядра  
3) числа протонов  
4) заряда ядра
21. Электронная формула иона  $\text{Cl}^-$  совпадает с электронной формулой  
1) иона  $\text{F}^-$  2) атома  $\text{Ar}$   
3) атома  $\text{Na}$  4) иона  $\text{Na}^+$
22. Наибольшее значение энергии ионизации у атома  
1) фтора 2) калия 3) азота 4) хрома
23. Электронная формула атома марганца  
1)  $\dots 3s^2 3p^6 4s^2 4p^3$   
2)  $\dots 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2 4p^1$   
3)  $\dots 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$   
4)  $\dots 3s^2 3p^6 3d^6 4s^1$
24. Газообразное соединение с водородом образует элемент  
1)  $\text{Mn}$  2)  $\text{Mo}$   
3)  $\text{As}$  4)  $\text{V}$
25. Наибольшее значение электроотрицательности у элемента  
1)  $\text{Be}$  2)  $\text{O}$  3)  $\text{N}$  4)  $\text{C}$
26. У атома марганца на d-подуровне находится электронов  
1) 8 2) 10 3) 5 4) 2
27. Наименьшее сродство к электрону у атома  
1)  $\text{C}$  2)  $\text{N}$  3)  $\text{O}$  4)  $\text{F}$
28. Максимальное число электронов на 4-ом энергетическом уровне  
1) 8 2) 18 3) 32 4) 2
29. Наименее активный неметалл имеет значение относительной электроотрицательности равное  
1) 2,2 2) 1,0 3) 2,35 4) 1,4
30. Максимальная положительная степень окисления элемента равна  
1) номеру периода  
2) номеру ряда  
3) номеру группы  
4) порядковому номеру

## **Тема 2. Химическая связь. Строение простейших молекул**

### **Тестовые задания**

1. Химическая связь в молекуле фосфина  $\text{PH}_3$   
1) ковалентная полярная  
2) ковалентная неполярная  
3) ионная  
4) металлическая



2. Соединениями с ковалентной полярной связью являются

- 1) вода и сероводород
- 2) бромид калия и азот
- 3) аммиак и водород
- 4) кислород и метан

3. Вещество с ковалентной полярной связью имеет формулу

- 1) KCl
- 2) HBr
- 3) P<sub>4</sub>
- 4) CaCl<sub>2</sub>

4. Соединениями с ковалентной неполярной связью являются

- 1) хлорид натрия и метан
- 2) хлор и азот
- 3) бром и аммиак
- 4) йод и сероводород

5. В соединениях: PH<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>, H<sub>3</sub>PO<sub>3</sub> фосфор имеет степени окисления соответственно

- 1) +3, +5, -3
- 2) -3, +5, +3
- 3) -3, +3, +5
- 4) +3, -5, -3

6. Степень окисления азота в ионе NH<sub>4</sub><sup>+</sup> равна

- 1) -1
- 2) -3
- 3) +3
- 4) +4

7. Вещество с ионной связью имеет формулу:

- 1) AlCl<sub>3</sub>
- 2) PI<sub>5</sub>
- 3) N<sub>2</sub>O
- 4) AsH<sub>3</sub>

8. В соединении NaOH связь

- 1) ионная и ковалентная полярная
- 2) ионная и донорно-акцепторная
- 3) ковалентная полярная и водородная
- 4) ковалентная неполярная и металлическая

9. Ионная связь возникает между атомами

- 1) металлов
- 2) неметаллов
- 3) металлов и неметаллов
- 4) в молекулах простых веществ

10. Свойством ковалентной связи не является

- 1) направленность
- 2) поляризуемость
- 3) насыщаемость

4) сопротивляемость.

### Тема 3. Комплексные соединения

#### Тестовые задания

- Координационное число комплексообразователя в соединении  $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$  равно
  - 4
  - 6
  - 2
  - 3
- Атомы галогенов входят в состав комплексных соединений в роли
  - лигандов
  - внешней сферы
  - лигандов и комплексообразователей
  - лигандов и внешней сферы
- Степень окисления комплексообразователя в соединении  $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  равна
  - +3
  - +2
  - +4
  - +6
- Заряд внутренней сферы в соединении  $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$  равен
  - +4
  - 4
  - 3
  - 2
- Степень окисления комплексообразователя в соединении  $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$  равна
  - +4
  - +2
  - 0
  - +6
- Координационное число определяет
  - число связей комплексообразователя с лигандами
  - число лигандов
  - число центральных атомов
  - заряд внутренней сферы
- Щелочные металлы входят в состав комплексных соединений в роли
  - лигандов
  - комплексообразователей
  - лигандов и внешней сферы
  - внешней сферы
- Заряд внутренней сферы в соединении  $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$  равен:
  - +2
  - +6
  - 3

4) -2

9. Степень окисления комплексообразователя в соединении  $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_2$  равна:

- 1) +4
- 2) +2
- 3) 0
- 4) +6

10. Координационное число комплексообразователя не зависит

- 1) от природы комплексообразователя
- 2) заряда комплексообразователя
- 3) температуры
- 4) давления

#### **Тема 4 Окислительно-восстановительные реакции**

#### **Тестовые задания**

1. Степень окисления атома хрома равна +3 в соединении

- 1)  $\text{CrO}$
- 2)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$
- 3)  $\text{CrO}_3$
- 4)  $\text{H}_2\text{CrO}_4$

2. Степень окисления азота увеличивается в ряду

- 1)  $\text{NH}_4\text{Cl}$ ,  $\text{N}_2$ ,  $\text{NO}_2$
- 2)  $\text{KNO}_2$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{NH}_3$
- 3)  $\text{NO}$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{HNO}_3$
- 4)  $\text{NO}_2$ ,  $\text{NH}_3$ ,  $\text{NO}$

3. Элемент S проявляет только восстановительные свойства в соединении

- 1)  $\text{H}_2\text{SO}_3$
- 2)  $\text{H}_2\text{S}$
- 3)  $\text{SO}_3$
- 4)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$

4. Элемент Cr проявляет только восстановительные свойства в соединении

- 1)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- 2)  $\text{Cr}$
- 3)  $\text{Cr}_2\text{O}_3$
- 4)  $\text{NaCrO}_2$

5. В кислой среде перманганат калия ( $\text{KMnO}_4$ ) восстанавливается до соединения, содержащего атом марганца в степени окисления

- 1) +6    2) +2    3) +4    4) +3

6. Степень окисления серы равна +4 в соединении

- 1)  $\text{H}_2\text{S}$
- 2)  $\text{Na}_2\text{SO}_3$
- 3)  $\text{K}_2\text{SO}_4$
- 4)  $\text{SO}_3$

7. Минимальная степень окисления равная -2 характерна для

- 1) азота            2) железа  
3) серы            4) хлора

8. Атом марганца проявляет только окислительные свойства в соединении

- 1) Mn  
2)  $\text{KMnO}_4$   
3)  $\text{MnO}_2$   
4)  $\text{K}_2\text{MnO}_4$

9. Максимальная степень окисления равная +5 характерна для атомов

- 1) кремния  
2) азота  
3) серы  
4) фтора

10. Серная кислота является окислителем за счет серы

- 1)  $\text{S}^{+4}$       2)  $\text{S}^{+6}$       3)  $\text{S}^{+2}$       4)  $\text{S}^{+5}$

## **Тема 5. Скорость химической реакции. Химическое равновесие.**

### **Принцип Ле-Шателье**

#### **Тестовые задания**

1. Средняя скорость равна

- а) отношению изменения молярной концентрации одного из реагентов или продуктов к промежутку времени, в течение которого это изменение происходит  
б) отношению изменения массы одного из реагентов или продуктов к промежутку времени, в течение которого это изменение происходит  
в) отношению изменения количества вещества к промежутку времени, в течение которого это изменение происходит

2. Наибольшую скорость при комнатной температуре имеет реакция

- а) цинка с разбавленной серной кислотой  
б) магния с хлороводородной кислотой  
в) железа с кислородом  
г) нитрата серебра (р-р) с хлороводородной кислотой

3. Математическое выражение скорости простейшей реакции  $2\text{A} + \text{B} = \text{C}$  а) имеет вид:

- б)  $v = k [\text{B}]$     в)  $v = k [\text{B}]^2$     г)  $v = k [\text{A}]^2 [\text{B}]$     д)  $v = k [\text{A}]^2$

4. Общий порядок химической реакции –

- а) общее число молекул, участвующих в акте химического превращения  
б) сумма стехиометрических коэффициентов перед молекулами реагирующих веществ в записи уравнения реакции  
в) число молекул в правой части уравнения реакции  
г) сумма показателей степеней при концентрациях реагирующих веществ в кинетическом уравнении реакции

5. Скорость прямой реакции  $\text{SO}_{2(\text{г.})} + 0,5\text{O}_{2(\text{г.})} \rightleftharpoons \text{SO}_{3(\text{г.})} + 99\text{кДж}$  при понижении температуры

- а) уменьшится      б) не изменится      в) увеличится

6. Скорость реакции при повышении температуры на  $20^\circ\text{C}$  (при температурном коэффициенте 3 ) увеличивается в

- а) 3 раза      б) 6 раз      в) 9 раз      г) 90 раз

7. Скорость реакции  $2\text{AB}(\text{г.}) + \text{B}_2(\text{г.}) = 2\text{AB}_2(\text{г.})$  возрастает в 1 000 раз при увеличении давления

- а) в 5 раз      б) в 10 раз      в) в 100 раз      г) в 1000 раз

8. Выход аммиака по уравнению реакции  $\text{N}_{2(\text{г.})} + 3\text{H}_{2(\text{г.})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{г.})} + Q$  увеличится, если

- а) повысить температуру, повысить давление  
б) повысить давление, понизить температуру  
в) повысить давление и температуру  
г) понизить давление и температуру

9. Катализатор ускоряет химическую реакцию благодаря

- а) снижению энергии активации  
б) повышению энергии активации  
в) возрастанию теплоты реакции  
г) уменьшению теплоты реакции

10. Ингибиторами называют

- а) положительные катализаторы  
б) отрицательные катализаторы  
в) вещества, увеличивающие активность катализаторов

11. Скорость прямой реакции  $\text{N}_{2(\text{г.})} + 3\text{H}_{2(\text{г.})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{г.})} + Q$  растёт при

- а) увеличении концентрации водорода      б) уменьшении концентрации азота  
в) увеличении концентрации аммиака      г) уменьшении концентрации аммиака

12. При понижении давления скорость прямого процесса возрастает в реакциях

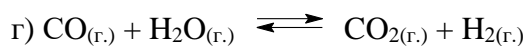
- а)  $\text{FeO}_{(\text{тв.})} + \text{CO}_{(\text{г.})} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(\text{тв.})} + \text{CO}_{2(\text{г.})}$       б)  $\text{CO}_{2(\text{г.})} + \text{C}_{(\text{тв.})} \rightleftharpoons 2\text{CO}_{(\text{г.})}$   
в)  $\text{CaCO}_{3(\text{тв.})} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(\text{тв.})} + \text{CO}_{2(\text{г.})}$       г)  $\text{N}_{2(\text{г.})} + 3\text{H}_{2(\text{г.})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{г.})}$

13. Выход аммиака по уравнению реакции  $\text{N}_{2(\text{г.})} + 3\text{H}_{2(\text{г.})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{г.})} + Q$  увеличится, если

- а) повысить температуру, повысить давление  
б) повысить давление, понизить температуру  
в) повысить давление и температуру  
г) понизить давление и температуру

14. . Повышение давления в системе приводит к повышению выхода продуктов реакции в

- а)  $2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г.})} \rightleftharpoons 2\text{H}_{2(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})}$   
б)  $\text{N}_{2(\text{г.})} + 3\text{H}_{2(\text{г.})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{г.})}$   
в)  $\text{CaCO}_{3(\text{тв.})} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(\text{тв.})} + \text{CO}_{2(\text{г.})}$



15. Скорость прямой реакции  $4\text{NO}_{2(\text{г.})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г.})} + \text{O}_{2(\text{г.})} \rightleftharpoons 4\text{HNO}_{3(\text{ж.})} + Q$  увеличится

- а) при повышении температуры и давления
- б) при понижении температуры и давления
- в) при повышении давления и понижении температуры
- г) при понижении давления и повышении температуры

## Тема 6. Растворы. Способы выражения состава растворов

### Тестовые задания

1. Массовую долю растворенного вещества рассчитывают по формуле

1)  $C = \frac{n}{V}$

2)  $\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}$

3)  $m = V \cdot \rho$

4)  $m(\text{вещества}) = m(\text{раствора}) - m(\text{H}_2\text{O})$

2. Молярную концентрацию раствора рассчитывают по формуле

1)  $C = \frac{n}{V}$

2)  $\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}$

3)  $m = V \cdot \rho$

4)  $m(\text{вещества}) = m(\text{раствора}) - m(\text{H}_2\text{O})$

3. Раствор содержит 20 г вещества и 80 г воды. Концентрация раствора в массовых долях

- 1) 20 %
- 2) 25 %
- 3) 0,25
- 4) 0,20

4. Титр раствора с содержанием 0,22 г вещества в 100 мл раствора равен ... г/мл

- 1) 0,0220
- 2) 2,2000
- 3) 0,0022
- 4) 22,0000

5. Масса растворенного вещества в 200 г 15 % раствора

- 1) 30,0 г
- 2) 15,0 г
- 3) 3,0 г
- 4) 1,5 г

6. Количество вещества NaOH в 500 мл 0,2 М раствора

- 1) 0,2 моль

- 2) 0,1 моль
- 3) 0,01 моль
- 4) 0,02 моль

7. Масса  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$  ( $M = 286 \text{ г/моль}$ ) в граммах, необходимая для приготовления 100 мл 0,1 н раствора равна

- 1) 14,3
- 2) 8,6
- 3) 1,43
- 3) 2,86

8. Титр раствора рассчитывают по формуле:

1) 
$$c = \frac{T \cdot 1000}{M_{\text{эк.}}}$$

2) 
$$T = \frac{m}{V}$$

3) 
$$\omega = \frac{m}{m}$$

4)  $c_1 V_1 = c_2 V_2$

9. Молярная концентрация эквивалентов раствора  $\text{HCl}$  с титром 0,00365 г/мл равна ... моль/л.

- 1) 0,01
- 2) 0,5
- 3) 0,1
- 4) 0,05

10. Масса  $\text{NaCl}$  ( $M = 58,5 \text{ г/моль}$ ) в граммах, необходимая для приготовления 100 мл 0,01 М раствора равна

- 1) 5,850
- 2) 0, 585
- 3) 0, 0585
- 4) 58,500

## Тема 6. Растворы электролитов

### Тестовые задания

1. Электролитической диссоциацией называют

- 1) разделение смеси путем нагревания
- 2) растворение соединения в воде
- 3) распад растворённого вещества на ионы
- 4) взаимодействие вещества с водой

2. Наиболее сильная кислота с точки зрения ТЭД

- 1)  $\text{H}_2\text{CO}_3$
- 2)  $\text{HF}$
- 3)  $\text{H}_2\text{S}$
- 4)  $\text{HCl}$

3. Сильным электролитом является раствор

- 1)  $\text{HClO}$
- 2)  $\text{H}_2\text{CO}_3$
- 3)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- 4)  $\text{H}_2\text{SO}_3$

4. Наиболее сильным электролитом является раствор

- 1)  $\text{KOH}$
- 2)  $\text{NaOH}$
- 3)  $\text{RbOH}$
- 4)  $\text{LiOH}$

5. Способны диссоциировать по типу кислоты электролиты

- 1)  $\text{Zn}(\text{OH})_2$
- 2)  $\text{Ba}(\text{OH})_2$
- 3)  $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- 4)  $\text{Al}(\text{OH})_3$

6. Реакция идёт до конца в растворе между ионами

- 1)  $\text{Ba}^{2+}$  и  $\text{Cl}^-$
- 2)  $\text{Ba}^{2+}$  и  $\text{NO}_3^-$
- 3)  $\text{Ba}^{2+}$  и  $\text{SO}_4^{2-}$
- 4)  $\text{Ba}^{2+}$  и  $\text{CH}_3\text{COO}^-$

7. Наиболее слабым электролитом является (приведены  $K_1$ )

- 1)  $\text{H}_2\text{SO}_3$        $K_d = 1,6 \cdot 10^{-2}$
- 2)  $\text{H}_2\text{SiO}_3$        $K_d = 2,2 \cdot 10^{-10}$
- 3)  $\text{H}_2\text{SeO}_3$        $K_d = 3,5 \cdot 10^{-8}$
- 4)  $\text{H}_2\text{TeO}_3$        $K_d = 3 \cdot 10^{-3}$

8. Сокращённому ионно-молекулярному уравнению  $\text{S}^{2-} + \text{Cu}^{2+} = \text{CuS}$  соответствует молекулярное уравнение

- 1)  $3\text{H}_2\text{S} + \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2 = 3\text{CuS} + 2\text{H}_3\text{PO}_4$
- 2)  $\text{H}_2\text{S} + \text{Cu}(\text{CH}_3\text{COO})_2 = \text{CuS} + 2\text{CH}_3\text{COOH}$
- 3)  $\text{Na}_2\text{S} + \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 = \text{CuS} + 2\text{H}_2\text{O}$
- 4)  $3\text{H}_2\text{S} + \text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2 = 3\text{CuS} + 2\text{H}_3\text{PO}_4$

9. Выражение константы диссоциации можно записать для

- 1)  $\text{HNO}_3$
- 2)  $\text{H}_2\text{CO}_3$
- 3)  $\text{K}_2\text{CO}_3$
- 4)  $\text{MgCl}_2$

10. Степень электролитической диссоциации не зависит от

- 1) концентрации раствора
- 2) давления
- 3) природы электролита
- 4) температуры

## Тема 6. Ионное произведение воды. Водородный показатель

### Тестовые задания



1. Лакмус в растворе кислоты
  - 1) красный
  - 2) синий
  - 3) фиолетовый
  - 4) желтый
  
2. Малиновую окраску в щелочной среде имеет индикатор
  - 1) лакмус
  - 2) метилоранж
  - 3) универсальный
  - 4) фенолфталеин
  
3. Метилоранж в присутствии кислот имеет окраску
  - 1) синюю
  - 2) красную
  - 3) бесцветную
  - 4) оранжевую
  
4. Увеличение в растворе концентрации гидроксид - ионов соответствует
  - 1) уменьшению рОН
  - 2) увеличению  $[H^+]$
  - 3) уменьшению рН
  - 4) увеличению рН
  
5. Значению рН= 3 соответствует концентрация ионов  $[OH^-]$  моль/л
  - 1)  $-lg10^{-3}$
  - 2)  $-3$
  - 3)  $10^{-11}$
  - 4)  $10^{-3}$
  
6. Электролитическая диссоциация воды приводит к образованию ионов
  - 1)  $H^+ + O^{2-}$
  - 2)  $2 H^+ + O^{2-}$
  - 3)  $H_3O^+ + OH^-$
  - 4)  $OH^- + O^{2-}$
  
7. Концентрация ионов водорода в чистой воде равна... моль/л
  - 1)  $10^{-7}$
  - 2)  $10^{-4}$
  - 3)  $10^{-1}$
  - 4)  $10^{-11}$
  
8. Концентрации гидроксид ионов  $10^{-9}$  моль/л соответствует рН...
  - 1) 5
  - 2) 4
  - 3) 10
  - 4) 7
  
9. Значению рОН=3 будет отвечать величина рН, равная
  - 1) 10
  - 2) 7
  - 3) 11

4) 4

10. Концентрация гидроксид-ионов в 0,1М растворе NaOH равна моль/л.

- 1)  $10^{-1}$
- 2)  $10^{-11}$
- 3)  $10^{-13}$
- 4)  $10^{-10}$

## Тема 6. Гидролиз солей

### Тестовые задания

1. Гидролизу подвергаются соли

- 1) KCl
- 2) NaCN
- 3)  $\text{CH}_3\text{COONa}$
- 4)  $\text{NaNO}_3$

2. Гидролизу не подвергаются соли

- 1)  $\text{NH}_4\text{NO}_3$
- 2)  $\text{AlCl}_3$
- 3)  $\text{BaCl}_2$
- 4)  $\text{Na}_2\text{SO}_4$

3. Полному гидролизу подвергаются соли

- 1)  $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$
- 2)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- 3)  $\text{FeCl}_3$
- 4)  $\text{Al}_2\text{S}_3$

4. Значение  $\text{pH} < 7$  имеют водные растворы солей

- 1)  $\text{Cr}(\text{NO}_3)_2$
- 2)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- 3)  $\text{CuSO}_4$
- 4)  $\text{BaCl}_2$

5. Значение  $\text{pH} > 7$  имеют водные растворы солей

- 1)  $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- 2)  $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$
- 3)  $\text{NaCH}_3\text{COO}$
- 4)  $\text{K}_2\text{S}$

6. Уравнение  $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-$  относится к гидролизу соли

- 1)  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- 2)  $\text{Al}_2(\text{CO}_3)_3$
- 3)  $\text{K}_2\text{CO}_3$
- 4)  $\text{KHCO}_3$

7. Основные соли образуются при гидролизе

- 1)  $\text{MgCl}_2$
- 2)  $\text{Al}_2\text{S}_3$
- 3)  $\text{K}_3\text{PO}_4$
- 4)  $\text{CuSO}_4$

8. Лакмус окрашивается в розовый цвет в растворах солей

- 1)  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$
- 2)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$
- 3)  $\text{K}_2\text{S}$
- 4)  $\text{ZnCl}_2$

9. Кислые соли образуются при гидролизе

- 1)  $\text{CuSO}_4$
- 2)  $\text{CaS}$
- 3)  $\text{MgCl}_2$
- 4)  $\text{Na}_2\text{S}$

10. Фенолфталеин приобретает малиновую окраску в растворах солей

- 1)  $\text{AlCl}_3$
- 2)  $\text{KNO}_2$
- 3)  $\text{Na}_2\text{S}$
- 4)  $\text{K}_2\text{SiO}_3$

### **Аналитическая химия**

#### **Тема № 9,10 Основные понятия. Качественный анализ**

#### **Тестовые задания**

1. Реактивом на катион  $\text{K}^+$  является

- 1) гексанитрокобальтат (III) натрия
- 2) оксалат аммония
- 3) гексагидроксостибиат натрия
- 4) карбонат аммония

2. С каким из указанных реактивов ион  $\text{Mg}^{2+}$  дает характерную реакцию

- 1)  $\text{NH}_4\text{OH}$
- 2)  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$
- 3)  $\text{Na}_2\text{HPO}_4 + \text{NH}_4\text{OH}$
- 4)  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$

3. В какой среде следует открывать ион  $\text{K}^+$  реакцией с гексанитрокобальтатом (III) натрия

- 1) кислой
- 2) щелочной
- 3) нейтральной
- 4) любой из них

4. Какая из указанных схем соответствует характерной реакции открытия иона  $\text{NH}_4^+$

- 1)  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NH}_4\text{OH}$
- 2)  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{Na}_2\text{CO}_3$
- 3)  $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH}$



5. В растворе присутствуют ионы  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ . Каким реактивом можно обнаружить ион  $\text{K}^+$

- 1)  $\text{NaHC}_4\text{H}_4\text{O}_6$
- 2)  $\text{K}[\text{Sb}(\text{OH})_6]$
- 3)  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$
- 4)  $\text{UO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2$

6. На смесь ионов  $\text{K}^+$ ,  $\text{Na}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$  подействовали  $\text{NaOH}$ . Какие из перечисленных ионов выпадут в осадок

- 1)  $\text{K}^+$
- 2)  $\text{Na}^+$
- 3)  $\text{NH}_4^+$
- 4)  $\text{Mg}^{2+}$

7. С каким из указанных реактивов ион  $\text{NH}_4^+$  дает характерную реакцию

- 1)  $\text{UO}_2(\text{CH}_3\text{COO})_2$
- 2)  $\text{H}_2\text{SO}_4$
- 3)  $\text{NH}_4\text{OH}$
- 4)  $\text{NaOH}$

8. Катионы 1-ой группы открывают в следующей последовательности:

- 1)  $\text{NH}_4^+$   $\text{Na}^+$   $\text{K}^+$   $\text{Mg}^{2+}$
- 2)  $\text{NH}_4^+$   $\text{Mg}^{2+}$   $\text{K}^+$   $\text{Na}^+$
- 3) любой последовательности
- 4)  $\text{NH}_4^+$   $\text{K}^+$   $\text{Mg}^{2+}$   $\text{Na}^+$

9. На смесь ионов  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{NH}_4^+$ , подействовали  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$ . Какие из перечисленных ионов выпадут в осадок?

- 1)  $\text{Mg}^{2+}$  2)  $\text{K}^+$  3)  $\text{Na}^+$  4)  $\text{Ba}^{2+}$

10. Обнаружению иона калия с  $\text{Na}_3[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]$  не мешают ионы:

- 1)  $\text{NH}_4^+$
- 2)  $\text{Mg}^{2+}$
- 3)  $\text{Na}^+$
- 4) все перечисленные

11. В растворе присутствуют ионы  $\text{NH}_4^+$ ,  $\text{K}^+$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ . Дробным методом могут быть обнаружены

- 1)  $\text{NH}_4^+$  2)  $\text{K}^+$  3)  $\text{Na}^+$  4)  $\text{Mg}^{2+}$

12. С каким из указанных реактивов ион  $\text{Ca}^{2+}$  дает характерную реакцию:

- 1)  $\text{Na}_2\text{HPO}_4$
- 2)  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$
- 3)  $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$
- 4)  $\text{H}_2\text{SO}_4$

13. В растворе присутствуют анионы:  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ . В какой последовательности их обнаруживают:

- 1)  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{NO}_3^-$
- 2)  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{NO}_3^-$
- 3)  $\text{NO}_3^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$
- 4) любой последовательности

14. При прибавлении к раствору, содержащему ионы  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{NO}_3^-$  раствора хлорида бария выпадают в осадок

- 1)  $\text{Cl}^-$
- 2)  $\text{CO}_3^{2-}$
- 3)  $\text{PO}_4^{3-}$
- 4)  $\text{NO}_3^-$

15. Хлорид бария осаждает анионы 1-ой группы в среде

- 1) кислой
- 2) щелочной
- 3) нейтральной
- 4) слабощелочной

16. Молибденовой жидкостью можно обнаружить ион:

- 1)  $\text{Cl}^-$
- 2)  $\text{CO}_3^{2-}$
- 3)  $\text{PO}_4^{3-}$
- 4)  $\text{NO}_3^-$

17. Термическому разложению легко подвергаются соли:

- 1) хлорид калия
- 2) хлорид натрия
- 3) хлорид аммония
- 4) нитрат аммония

18. Действием нитрата серебра на раствор, содержащий смесь ионов  $\text{CO}_3^{2-}$ ,  $\text{Cl}^-$ ,  $\text{PO}_4^{3-}$ ,  $\text{NO}_3^-$  осаждается

- 1)  $\text{CO}_3^{2-}$
- 2)  $\text{Cl}^-$
- 3)  $\text{PO}_4^{3-}$
- 4)  $\text{NO}_3^-$

19. Действием соляной кислоты можно обнаружить ион:

- 1)  $\text{NO}_3^-$
- 2)  $\text{PO}_4^{3-}$
- 3)  $\text{CO}_3^{2-}$
- 4)  $\text{Cl}^-$

20. Анализ анионов выполняется методом

- 1) систематическим
- 2) возгонкой
- 3) отгонкой
- 4) дробным.

### Тема 13, 14. Количественный анализ. Титриметрия

#### Тестовые задания

1. Выражение закона эквивалентов в титриметрическом анализе имеет вид:

- 1)  $c = \frac{n}{V}$
- 2)  $T = \frac{n \cdot M}{V}$
- 3)  $\omega = \frac{m}{M}$
- 4)  $c_T V_T = c_X V_X$

2. К первичным стандартным веществам относят те, которые:

- 1) при хранении не разрушаются
- 2) имеют окраску
- 3) не содержат примесей
- 4) имеют состав, соответствующий химической формуле

3. Процесс постепенного приливания раствора титранта к исследуемому раствору называется:

- 1) разбавлением
- 2) титрованием
- 3) перемешиванием
- 4) эквивалентом титранта

4. Момент завершения химической реакции в титриметрии называют:

- 1) скачком титрования
- 2) кривой титрования
- 3) линией нейтральности
- 4) точкой эквивалентности

5. Из пипетки анализируемый раствор следует:

- 1) выдувать грушей
- 2) сливать по стенке колбы
- 3) выдувать ртом

4) вытряхивать

6. Титр раствора рассчитывают по формуле:

1)  $c = \frac{T \cdot 1000}{M_{\text{эк}}}$

2)  $T = \frac{m}{V}$

3)  $\omega = \frac{m}{m}$

4)  $c_1 V_1 = c_2 V_2$

7. Масса  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10 \text{H}_2\text{O}$  ( $M = 286 \text{ г/моль}$ ) для приготовления 100 мл 0,1 н раствора равна

1) 14,3г

2) 28,6г

3) 1,43г

4) 2,86г

8. Раствор, приготовленный по точной навеске вещества

а) стандартный

б) стандартизированный

в) оттитрованный

г) буферный

9. Растворы с точно известной концентрацией готовят в ### колбах

10. Молярная концентрация  $c$  раствора рассчитывается по формуле:

1)  $c = \frac{m}{M \cdot V}$

2)  $c = \frac{T \cdot 1000}{M_{\text{эк}}}$

3)  $c = \frac{m}{M_{\text{эк}} \cdot V}$

4)  $c = \frac{m(\text{в} - \text{ва})}{m(\text{р} - \text{ра})}$

## Тема 15 Кислотно-основное титрование

### Тестовые задания

1. Графическая зависимость рН от объема добавленного титранта это:

1) скачок титрования

2) кривая титрования

3) линия нейтральности

4) кривая эквивалентности

2. Объем раствора титранта, затраченного на титрование, измеряют с помощью ###

3. Раствор, который нельзя приготовить по точной навеске называют:

- 1) стандартным
- 2) стандартизированным
- 3) фиксальным
- 4) буферным

4. Объем 0,5 н раствора соляной кислоты затраченного на титрование 40 мл 0,05 н раствора буры, равен

- 1) 5,0 мл
- 2) 20 мл
- 3) 4,0 мл
- 4) 0,4 мл

5. Молярную концентрацию эквивалентов рассчитывают по формуле:

1)  $T = \frac{m}{V}$

2)  $\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}$

3)  $c = \frac{n}{V}$

4)  $c_{\text{эк}} = \frac{n_{\text{эк}}}{V}$

6. Слабое основание титруют сильной кислотой с индикатором

- 1) метилоранжем
- 2) фенолфталеином
- 3) хромогеном
- 4) мурексидом

7. Изменение окраски индикатора кислотно-основного титрования связано с переходом одной формы индикатора в другую под действием:

- 1)  $H^+$
- 2) солнечного света
- 3)  $OH^-$
- 4) температуры

8. Колба для титрования с дистиллированной водой, индикатором и 2-3 каплями титранта - это

- 1) стандартный раствор
- 2) раствор свидетеля



- 3) колба для слива
- 4) буферный раствор

9. При титровании уксусной кислоты нельзя использовать в качестве титранта:

- 1) NaOH
- 2) KOH
- 3) CsOH
- 4) NH<sub>4</sub>OH

10. Для кислотно-основного титрования пригодны только те индикаторы, показатели титрования (pT) которых находятся в пределах

- 1) линии нейтральности
- 2) скачка титрования
- 3) области перехода окраски
- 4) осей координат кривой титрования.

### **Тема 17 Комплексометрическое титрование Тестовые задания.**

1. Комплексометрическое титрование воды проводят в присутствии индикатора

- 1) метилового оранжевого
- 2) хромогена черного
- 3) фенолфталеина
- 4) лакмуса

2. Общую жёсткость воды определяют методом ... титрования

- 1) кислотно-основного
- 2) осадительного
- 3) комплексометрического
- 4) перманганатометрического

3. Эквивалентное число комплексона III при взаимодействии с ионом  $Me^{2+}$  равно:

- 1) 1
- 2) 3
- 3) 2
- 4) 4

4. Титрантом комплексометрического титрования является:

- 1) хромоген чёрный
- 2) аммонийный буфер

- 3) комплексон III
- 4) жёсткая вода

5. Щелочную реакцию среды в комплексонометрическом титровании поддерживают с помощью:

- 1) трилона Б
- 2) хромогена
- 3) аммонийного буфера
- 4) NaOH

6. Комплексонометрическим титрованием обнаруживают ионы:

- 1)  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{Fe}^{2+}$
- 2)  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$
- 3)  $\text{Na}^+$ ,  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{K}^+$
- 4)  $\text{Ca}^{2+}$ ,  $\text{Mg}^{2+}$ ,  $\text{H}^+$ ,  $\text{OH}^+$ .

7. Растворы, сохраняющие постоянное значение pH при добавлении небольших количеств кислоты или щёлочи, называют:

- 1) приготовленными
- 2) буферными
- 3) стандартными
- 4) разбавленными

8. Общую жёсткость воды выражают в

- 1) мг/л
- 2) моль/л
- 3) ммоль/л
- 4) моль/кг

9. Общую жёсткость воды рассчитывают по формуле:

1)  $T = \frac{m}{V}$                       2)  $Ж = \frac{C_T \cdot V_T}{V_{H_2O}}$

3)  $Ж = \frac{C_T \cdot V_T}{V_{H_2O}} \cdot 1000$                       4)  $C = \frac{n}{M \cdot V}$

10. Для комплексных соединений характерны типы химической связи:

- 1) металлическая и координационная
- 2) ковалентная неполярная и металлическая
- 3) ионная и ковалентная по донорно-акцептному механизму
- 4) ковалентная полярная и водородная

### **Примерные темы рефератов (докладов)**

1. Распространение химических элементов в природе. Макро- и микроэлементы в окружающей среде и организмах животных и человека.
2. Аллотропия кислорода, получение, свойства, значение в природе, технике и сельском хозяйстве.
3. Свойства элементов I А-подгруппы – натрия и калия, их свойства, биологическое значение, соединения.
4. Биологическая роль элементов II А-подгруппы, их соединения, значение магния и кальция в живых организмах, применение в медицине и ветеринарии.
5. Свойства бора, алюминия и других элементов III-А-подгруппы, их соединения, применение в биологии и технике.
6. Физико-химические свойства углерода, кремния, их соединения, биогенное значение углерода и кремния. Аллотропия углерода.
7. Фосфор – элемент жизни и мысли.
8. Буферные системы, их роль в жизнедеятельности организмов.
9. Оксиды азота, механизм их действия на живые организмы.
10. Биологическая роль р-элементов VI-А – группы. Применение их соединений в ветеринарии и медицине.
11. Биологическая роль р-элементов VII-А группы, их соединения.
12. Вода, её свойства, значение в биологических процессах.
13. Тяжёлая и лёгкая вода, их особенности, польза и вред, перспективы рационального применения.
14. Биологическая роль d-элементов. Применение их соединений в ветеринарии.
15. Водородный показатель, механизм действия среды на биологические системы
16. Кислотно-основные равновесия в аналитической химии.
17. Комплексные соединения в аналитической химии.
18. Окислительно-восстановительные равновесия в аналитической химии.
19. Равновесия в гомогенных системах.
20. Условия образования и растворения осадков.
21. Применение титриметрии в ветеринарии.
22. Йодо- и йодиметрия. Йодиметрические определения в ветеринарии.
23. Металлохромные индикаторы и принципы их использования в анализе.
24. Определение содержания кальция и магния в кормах и в воде.
25. Потенциометрия. Сущность метода. Механизм электродных процессов.
27. Применения потенциометрического титрования в ветеринарии с использованием реакций нейтрализации, комплексообразования, окисления-восстановления.
28. Спектрофотометрия. Теоретические основы метода. Использование метода в ветеринарии (определение в кормах фосфат-ионов, катионов тяжёлых металлов).

29. Хроматография. Классификация и характеристика методов. Колоночная (адсорбционная, распределительная, ионообменная) хроматография.
30. Бумажная и тонкослойная хроматография, их особенности и примеры практического использования в ветеринарии (определение содержания аминокислот, жиров, липидов).
31. Аналитический контроль качества продуктов животноводства.
32. Инструментальные методы исследований объектов окружающей среды.
33. Качественный анализ в исследовании объектов окружающей среды
34. Применение ПК в обработке результатов химического анализа природных объектов
35. Методы разделения, выделения и концентрирования.
36. Биологические катализаторы – ферменты.
37. Аналитический контроль тяжёлых металлов в продуктах сельского хозяйства
38. Осмос. Значение осмоса для биологических систем.
39. Мышьяк – микроэлемент. Применение соединений мышьяка в биологии.
40. Применение физико-химических методов анализа для контроля качества сельскохозяйственной продукции.

### **Темы научных дискуссий (круглых столов)**

#### **Химическая связь. Строение молекул.**

1. Квантово-механическая теория химической связи. Метод валентных связей. Природа и механизм возникновения ковалентной связи.
2. Виды ковалентной связи. Параметры и свойства ковалентной связи: энергия, длина, полярность, поляризуемость, насыщенность, направленность.
3. Понятие о  $\sigma$  - и  $\pi$  – связях.
4. Механизм образования ионной связи, ее свойства.
5. Понятие об изомерии.
6. Донорно-акцепторная связь. Механизм ее образования.
7. Понятие о водородной связи. Механизм ее образования.
8. Понятие о металлической связи. Механизм ее возникновения.
9. Понятие о степени окисления.
10. Типы кристаллических решеток.
11. Гибридизация атомных орбиталей.
12. Геометрическая структура молекул.
13. Полярность молекул.
14. Виды межмолекулярного взаимодействия.

#### **Вопросы к зачету**

1. Основные черты химии 21 века. Неорганическая химия, атомно-молекулярная теория строения вещества.
2. Основные законы химии: закон сохранения массы вещества; закон постоянства состава химических соединений; закон Авогадро и следствия из

него; закон эквивалентов. Эквивалент. Молярные массы эквивалентов, их расчет.

3. Моль, молярная масса, молярный объем газа.

4. Строение ядра атома. Изотопы, их применение. Принципы заполнения атомных орбиталей: принцип наименьшей энергии, правило Клечковского, Гунда. Квантовые числа. Принцип Паули. Расположение электронов по энергетическим уровням и подуровням. Составьте электронные формулы Cl, Mn, As, P и других атомов. Определение валентности и степени окисления по электронно-графической формуле атома.

5. Периодический закон Д. И. Менделеева. Структура периодической системы. Период. Группа. Периодичность изменения свойств элементов и их соединений. Энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность.

6. Природа химической связи. Основные типы химической связи. Рассмотрите механизм образования связи в соединениях: NaCl, CaO,  $AlH_3$ ,  $H_2S$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ . Ионная связь, ее свойства: ненасыщаемость и ненаправленность. Ковалентная связь. Механизм образования, свойства: энергия связи, направленность, насыщаемость. Гибридизация атомных орбиталей. Ковалентная связь по донорно-акцепторному механизму. Водородная связь.

7. Неорганические комплексы. Структура комплексных соединений. Изомерия. Диссоциация. Природа химической связи. Приведите примеры и рассмотрите строение химической связи.

8. Понятие о скорости химической реакции, факторы, влияющие на скорость. Закон действующих масс. Правило Вант-Гоффа. Катализаторы. Гомогенный и гетерогенный катализ. Специфичность катализаторов. Ферменты, обратимые и необратимые химические реакции, химическое равновесие. Принцип Ле-Шателье.

9. Окислительно-восстановительные реакции. Типы ОВР.

10. Тепловые эффекты реакций. Энтальпия. Закон Гесса и следствия из него.

11. Вода, нахождение в природе, свойства.

12. Растворы. Способы выражения концентрации растворов.

13. Растворимость веществ в воде. Ненасыщенный, насыщенный, пересыщенный растворы.

14. Химическая теория растворов Д.И. Менделеева.

15. Сольваты и гидраты. Кристаллогидраты.

16. Теория электролитической диссоциации. Механизм диссоциации (теория Каблукова).

17. Степень электролитической диссоциации, факторы, влияющие на нее. Константа диссоциации, взаимосвязь со степенью. Зависимость характера диссоциации от заряда и радиуса центрального иона.

18. Теория сильных электролитов. Понятие об активности, и коэффициенте активности.

19. Диссоциация кислот, оснований, солей (примеры).

20. Диссоциация воды. Ионное произведение воды.

21. Водородный и гидроксильный показатели.

22. Кислый, щелочной и нейтральный растворы. Определение среды раствора с

помощью индикаторов.

23. Буферные растворы. Механизм их действия. Буферная емкость.

24. Гидролиз солей. Типичные случаи гидролиза солей. Степень гидролиза.

25. Галогены: F, Cl, Br, I. Строение атома. Нахождение в природе. Получение.

Физические и химические свойства. Важнейшие соединения. Биологическое значение.

26. Галогеноводороды: HF, HCl, HBr, HI. Свойства кислот.

27. Кислородные соединения хлора: HClO, HClO<sub>2</sub>, HClO<sub>3</sub>, HClO<sub>4</sub>. Хлорная известь.

28. Халькогены: O, S: Строение атома. Нахождение в природе. Получение.

Физические и химические свойства. Важнейшие соединения. Биологическое значение.

29. Пероксид водорода, его кислотные и окислительно-восстановительные свойства.

30. Оксиды серы: SO<sub>2</sub>, SO<sub>3</sub>.

31. Сернистая кислота, ее кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Сульфиты.

32. Серная кислота, получение, свойства, соли.

33. Действие H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> на металлы и неметаллы.

34. Азот, нахождение в природе, получение, свойства. Биологическое значение.

35. Аммиак, получение, свойства (физ. и хим.). Соли аммония. Азотистая кислота, свойства, роль в ОВР.

36. Азотная кислота, свойства. Действие на металлы и неметаллы..

37. Фосфор, нахождение в природе, получение, аллотропия, свойства. Оксиды фосфора: P<sub>2</sub>O<sub>3</sub>, P<sub>2</sub>O<sub>5</sub>.

Фосфорные кислоты, их получение, свойства. Соли.

38. B, C, Si - нахождение в природе, получение, свойства, биологическое значение.

38. Оксиды: CO, CO<sub>2</sub>, SiO<sub>2</sub>. Угольная кислота, ее соли, жесткость природных вод. Способы ее устранения.

39. Кремниевая кислота, ее свойства, соли.

40. Металлы, их положение в периодической системе. Металлическая связь. Общие свойства металлов.

41. Металлы – s-элементы: Na, K, Mg, Ca, нахождение в природе, получение, свойства, оксиды и гидроксиды, важнейшие соединения.

42. Металлы - d-элементы: Cu, Zn, Mg, Fe, Co, Cr: . Нахождение в природе. Получение. Свойства. Оксиды и гидроксиды. Важнейшие соединения.

43. Алюминий, его оксид и гидроксид, их амфотерный характер.

44. Хром, его оксиды и гидроксиды, их характер.

45. Хроматы и дихроматы, как окислители.

46. Цинк, его оксид и гидроксид, их амфотерный характер.

47. Бериллий - оксид и гидроксид, их амфотерный характер.

48. Рассчитайте массу CuSO<sub>4</sub> · 5 H<sub>2</sub>O, необходимую для приготовления 5 л 0,01% раствора.

49. Рассчитайте pH раствора соляной кислоты, если его концентрация равна 0,01 моль/л

50. Рассчитайте массу безводного хлорида магния, необходимого для приготовления 500 мл:

а) 0,1 м раствора

б) 0,2 н раствора

в) 1% раствора

51. Рассчитайте, какую массу медного купороса ( $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ ) необходимо взять для приготовления 3 % раствора массой 3 кг. Какую среду будет иметь этот раствор. Напишите уравнения реакции гидролиза.

52. Рассчитайте массу сульфата магния, необходимую для приготовления 200 мл 0,02 М раствора. Приведите электронную формулу атома магния и катиона магния  $\text{Mg}^{2+}$ .

53. С помощью индикатора определите в какой из трех пробирок находится раствора  $\text{FeCl}_3$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ,  $\text{NaCl}$ . Ответ поясните с помощью уравнений реакции гидролиза

54. Как, пользуясь индикатором, различить растворы  $\text{KCN}$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{HCl}$ . Ответ поясните уравнениями реакций.

55. Составьте сокращенные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза хлорида аммония и нитрата меди (II). Перечислите факторы с помощью которых можно усилить гидролиз  $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ .

56. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций гидролиза сульфата железа (II) и фторида натрия.

57. Укажите какие из приведенных солей гидролизуются:

а) только по катиону;

б) только по аниону;

в) и по катиону и по аниону:

$\text{AlCl}_3$ ,  $\text{CsCl}$ ,  $\text{K}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{Fe}(\text{SO}_4)_3$ ,  $\text{NaClO}$ ,  $\text{Na}_2\text{S}$ ,  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ,  $\text{NH}_4\text{ClO}_2$ ,  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ . Составьте уравнение гидролиза  $\text{AlCl}_3$  и  $\text{NaClO}$ , определите pH среды в растворах этих солей.

58. Чему равен pH раствора гидроксида калия с концентрацией 0,001 моль/л.

59. Напишите реакции  $\text{Cu}(\text{OH})_2$  с  $\text{H}_2\text{SO}_4$ , которые позволяют получить кислую, среднюю и основную соль.

60. Напишите уравнение диссоциации  $\text{NH}_4\text{OH}$  и приведите выражение константы диссоциации. Рассчитайте какой объем занимают 34 г  $\text{NH}_3$  (н.у.).

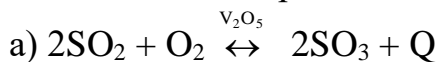
61. В трех пробирках находятся растворы хлоридов калия, цинка и магния. Какие реакции будут проходить, если в каждую из пробирок добавлять раствор гидроксида натрия? Дайте пояснения.

62. Как изменится скорость химической реакции, если температура увеличится на  $30^\circ$ , а  $\gamma = 2$ . Дайте определение «скорость химической реакции»

63. С какими из перечисленных веществ будет реагировать железо: а) в обычных условиях; б) при нагревании:

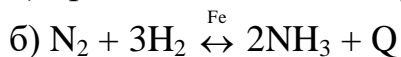
O<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, HCl, H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (разб.), H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub> (конц.), CuBr<sub>2</sub>, Cu(OH)<sub>2</sub>. Приведите уравнения возможных реакций.

64. В каком направлении сместится равновесие реакции:



1) при повышении давления;

2) при понижении температуры;



1) при увеличении концентрации NH<sub>3</sub> в реакционной смеси;

2) при уменьшении давления;

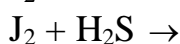
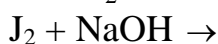
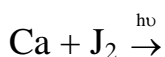
3) реакцию провести без катализатора. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.

65. Напишите и уравняйте реакции KMnO<sub>4</sub> с NaNO<sub>2</sub> в кислой, нейтральной и щелочной средах.

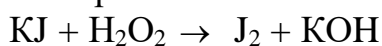
66. Используя метод электронного баланса подберите коэффициенты для реакции:



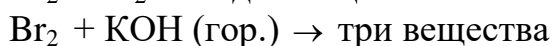
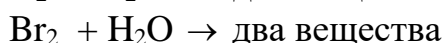
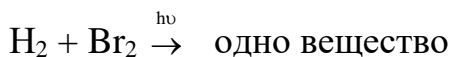
67. Окислительно-восстановительные свойства йода на примере реакций:



68. Расставьте коэффициенты в уравнениях с использованием метода электронного баланса:

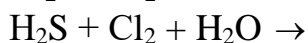
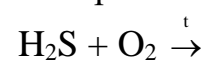


69. Окислительно-восстановительные свойства брома на примере реакций.

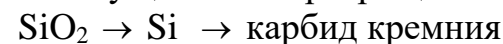


70. Составьте схемы электролиза водных растворов нитрата алюминия и хлорида меди с инертными электродами.

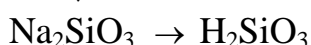
71. Напишите уравнения, уравняйте с использованием метода электронного баланса, определите окислитель и восстановитель.



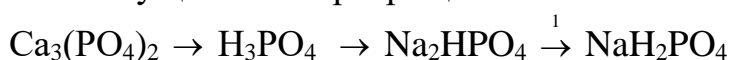
72. Осуществите превращения:



↓



73. Осуществите превращения:



<sup>3</sup> ↓

<sup>2</sup> ↓

P

Na<sub>3</sub>PO<sub>4</sub>

74. Осуществите превращения:



углерод  $\xrightarrow{1}$  оксид углерода (IV)  $\xrightarrow{2}$  карбонат кальция  $\xrightarrow{3}$  гидрокарбонат кальция; углерод  $\xrightarrow{4}$  карбид алюминия.

Для реакций (1) и (4) напишите схему электронного баланса, укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления

75. Осуществите превращения:

Al  $\xrightarrow{1}$  нитрат алюминия  $\xrightarrow{2}$  гидроксид алюминия  $\xrightarrow{3}$  хлорид алюминия  $\xrightarrow{4}$  хлорид гидроксиалюминия

Для уравнения (1) приведите схему электронного баланса, определите окислитель и восстановитель. Для уравнений 2, 3, 4, запишите в молекулярном и сокращенном ионно-молекулярном виде

76. Осуществите превращения:

Цинк  $\rightarrow$  нитрат цинка  $\rightarrow$  гидроксид цинка  $\rightarrow$  цинкат натрия  $\rightarrow$  хлорид цинка.

Какую среду будет иметь раствор нитрата цинка в воде. Ответ поясните.

77. Осуществите превращения:

X  $\xrightarrow{1}$  H<sub>2</sub>S  $\xrightarrow{2}$  оксид серы (IV)  $\xrightarrow{3}$  сернистая кислота  $\xrightarrow{4}$  сульфит натрия  $\xrightarrow{5}$  гидросульфит натрия

Сернистая кислота  $\rightarrow$  сульфат натрия

Для уравнения 6 приведите электронный баланс, для превращений (4), (5) напишите сокращенные ионно-молекулярные уравнения.

78. Осуществите превращения: X  $\rightarrow$  Na  $\rightarrow$  Na<sub>2</sub>O<sub>2</sub>  $\rightarrow$  Na<sub>2</sub>O  $\rightarrow$  Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>  $\rightarrow$  BaSO<sub>4</sub>.

79. Осуществите превращения: SiO<sub>2</sub>  $\xrightarrow{1}$  Si  $\xrightarrow{2}$  Na<sub>2</sub>SiO<sub>3</sub>  $\xrightarrow[(\text{гидролиз})]{\text{H}_2\text{O}}$

80. Осуществите превращения: N<sub>2</sub>  $\rightarrow$  NH<sub>3</sub>  $\rightarrow$  NH<sub>4</sub>Cl  $\rightarrow$  NH<sub>4</sub>NO<sub>3</sub>

↓

[Ag(NH<sub>3</sub>)<sub>2</sub>]  $\leftarrow$  NH<sub>3</sub>

81. Приведите электронную и электронно-графическую формулы атома железа. Определите характерные степени окисления. Осуществите превращения:

FeCl<sub>2</sub>  $\leftarrow$  Fe  $\rightarrow$  FeCl<sub>3</sub>  $\rightarrow$  Fe(OH)Cl<sub>2</sub>

↓ ↓

Fe(OH)<sub>2</sub>  $\rightarrow$  Fe(OH)<sub>3</sub>  $\leftarrow$  Fe(OH)<sub>2</sub>Cl

82. Составьте молекулярные и сокращенные ионно-молекулярные уравнения для превращений:

Гидроксид бария  $\xrightarrow{1}$  нитрат бария  $\xrightarrow{2}$  сульфат бария  $\xrightarrow{2}$  карбонат бария

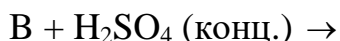
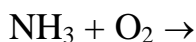
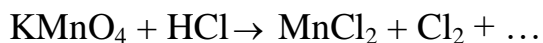
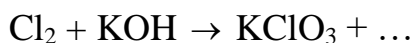
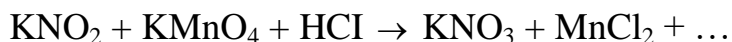
К какому типу относятся написанные реакции – обратимые или необратимые? Почему?.

83. Осуществите превращения:

Cr  $\rightarrow$  Cr<sub>2</sub>O<sub>3</sub>  $\rightarrow$  Cr<sub>2</sub>(SO<sub>4</sub>)<sub>3</sub>  $\rightarrow$  Cr(OH)<sub>3</sub>  $\rightarrow$  Na<sub>3</sub>CrO<sub>3</sub>

84. Напишите электронную формулу атома хрома и катиона хрома 3+. Сравните Кислотно-основные свойства гидроксидов хрома (II), (III), (VI).

85. Расставьте коэффициенты методом электронного баланса:



### Вопросы к экзамену

1. Предмет и методы аналитической химии.
2. Аналитический сигнал.
3. Качественный анализ. Основные принципы качественного анализа.
4. Аналитические реакции. Способы выполнения аналитических реакций
5. Условия выполнения аналитических реакций.
6. Характеристика чувствительности аналитических реакций: предельное разбавление, предельная концентрация, минимальный объем предельно разбавленного раствора, предел обнаружения (открываемый минимум).
7. Реакции специфические и селективные.
8. Факторы, влияющие на чувствительность аналитических реакций.
9. Макро-, полумикро- и микроанализ.
10. Аналитические классификации катионов и анионов. Групповые реагенты.
11. Анализ неизвестного вещества.
12. Химическое равновесие в гомогенных системах. Степень и константа электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты
13. . Ионное произведение воды. Определение pH в ходе анализа. Вычисление pH и pOH в водных растворах кислот и оснований.

14. Буферные системы в химическом анализе. Определение рН и рОН буферных систем.
15. Гидролиз солей в аналитической химии. Степень и константа гидролиза.
16. Произведение растворимости малорастворимого сильного электролита.
17. Окислительно-восстановительные равновесия в химическом анализе. Окислительно-восстановительный потенциал.
18. Предмет и методы количественного анализа. Задачи количественного анализа. Классификация методов количественного анализа. Химические методы.
19. Точность аналитических определений. Ошибки систематические и случайные. Вычисление абсолютной и относительной погрешности.
20. Титриметрический анализ. Основные понятия и термины титриметрии.
21. Требования к реакциям в титриметрическом анализе. Приемы титрования (прямое, обратное, титрование заместителя).
22. Методы титриметрического анализа.
23. Первичные и вторичные стандартные растворы.
24. Способы выражения концентрации в титриметрическом анализе.
25. Кислотно-основное титрование. Сущность метода.
26. Индикаторы кислотно-основного титрования. Кривые кислотно-основного титрования.
27. Окислительно-восстановительное титрование. Сущность метода. Перманганатометрия.
28. Комплексонометрия. Сущность метода. Индикаторы. Определение общей жесткости воды.
29. Какую навеску сульфата железа  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  следует взять для определения в нем железа в виде  $\text{Fe}_2\text{O}_3$  (считая норму осадка равной  $\sim 0,2$  г)?  
*Ответ:* 0,7 г.
30. Какой объем 1 н. раствора  $\text{BaCl}_2$  потребуется для осаждения иона  $\text{SO}_4^{2-}$ , если растворено 2 г медного купороса с массовой долей примесей 5%? Учтите избыток осадителя. *Ответ:* 23 мл.
31. Какой объем 0,1 н.  $\text{HCl}$  потребуется для осаждения серебра из навески  $\text{AgNO}_3$  массой 0,6 г? *Ответ:*  $\sim 53$  мл (с полуторным избытком).
32. Какой объем 0,5 н. раствора  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  потребуется для осаждения иона  $\text{Ca}^{2+}$  из раствора, полученного при растворении  $\text{CaCO}_3$  массой 0,7 г? *Ответ:*  $\sim 42$  мл (с полуторным избытком).
33. Вычислите массовую долю (%) гигроскопической воды в хлориде натрия по следующим данным: масса бюкса 0,1282 г; масса бюкса с навеской 6,7698 г; масса бюкса с навеской после высушивания 6,7506 г. *Ответ:* 3,01%.
34. Из навески соединения бария получен осадок  $\text{BaSO}_4$  массой 0,5864 г. Какой массе: а)  $\text{Ba}$ ; б)  $\text{BaO}$ ; в)  $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$  соответствует масса полученного осадка? *Ответ:* а) 0,3451 г; б) 0,3853 г; в) 0,6137 г.
35. В чем отличия титриметрического метода анализа от гравиметрического?

36. Что такое точка эквивалентности, как ее определяют?
37. Чему равны молярные массы эквивалентов  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_3$ ,  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  и  $\text{Ba}(\text{OH})_2$  в реакциях полной нейтрализации и в реакциях неполной нейтрализации?
38. Что такое титр раствора? Какова масса  $\text{HNO}_3$ , содержащаяся в 500 мл раствора, если титр его равен 0,006300 г/мл? *Ответ: 3,15 г/*
39. Титр раствора  $\text{HCl}$  равен 0,003592 г/мл. Вычислите молярную концентрацию раствора. *Ответ: 0,09858 н.*
40. Какой объем 0,1500 н раствора  $\text{NaOH}$  пойдет на титрование: а) 21,00 мл 0,1133 н раствора  $\text{HCl}$ ; б) 21,00 мл раствора  $\text{HCl}$  с титром 0,003810? *Ответ: а) 15,85 мл; б) 14,63 мл.*

#### **7.4 Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков характеризующих этапы формирования компетенций**

*Локальный нормативный акт университета Пл КубГАУ 2.5.1 «Текущий контроль успеваемости и промежуточная аттестация обучающихся».*

##### **Кейс-задания**

*Результат выполнения кейс-задания оценивается с учетом следующих критериев:*

- полнота проработки ситуации;*
- полнота выполнения задания;*
- новизна и неординарность представленного материала и решений;*
- перспективность и универсальность решений;*
- умение аргументировано обосновать выбранный вариант решения.*

*Если результат выполнения кейс-задания соответствует обозначенному критерию студенту присваивается один балл (за каждый критерий по 1 баллу).*

**Оценка «отлично»** – при наборе в 5 баллов.

**Оценка «хорошо»** – при наборе в 4 балла.

**Оценка «удовлетворительно»** – при наборе в 3 балла.

**Оценка «неудовлетворительно»** – при наборе в 2 балла.

##### **Тестовые задания**

*Оценка «отлично»* выставляется при условии правильного ответа студента не менее чем на 85 % тестовых заданий.

*Оценка «хорошо»* выставляется при условии правильного ответа студента не менее чем на 70 % тестовых заданий.

*Оценка «удовлетворительно»* выставляется при условии правильного ответа студента не менее чем на 51 %.

*Оценка «неудовлетворительно»* выставляется при условии правильного ответа студента менее чем на 50 % тестовых заданий.

### **Критерии оценки участия в дискуссии:**

Оценивается знание материала, способность к его обобщению, критическому осмыслению, систематизации, умение анализировать логику рассуждений и высказываний: навыки публичной речи, аргументации, ведения дискуссии и полемики, критического восприятия информации.

Оценка **«отлично»** ставится, если: студент полно усвоил учебный материал. Проявляет навыки анализа, обобщения, критического осмысления, публичной речи, аргументации, ведения дискуссии и полемики, критического восприятия информации. Материал изложен грамотно, в определенной логической последовательности, точно используется терминология; показано умение иллюстрировать теоретические положения конкретными примерами, применять их в новой ситуации; высказывать свою точку зрения; продемонстрировано усвоение ранее изученных сопутствующих вопросов, сформированность и устойчивость компетенций, умений и навыков. Могут быть допущены одна – две неточности при освещении второстепенных вопросов.

Оценка **«хорошо»** ставится, если: ответ удовлетворяет в основном требованиям на оценку «5», но при этом имеет один из недостатков: в усвоении учебного материала допущены небольшие пробелы, не искажившие содержание ответа; допущены один – два недочета в формировании навыков публичной речи, аргументации, ведения дискуссии и полемики, критического восприятия информации.

Оценка **«удовлетворительно»** ставится, если: неполно или непоследовательно раскрыто содержание материала, но показано общее понимание вопроса и продемонстрированы умения, достаточные для дальнейшего усвоения материала. Имелись затруднения или допущены ошибки в определении понятий, использовании терминологии, исправленные после нескольких наводящих вопросов; при неполном знании теоретического материала выявлена недостаточная сформированность компетенций, умений и навыков, студент не может применить теорию в новой ситуации.

Оценка **«неудовлетворительно»** ставится, если: не раскрыто основное содержание учебного материала; обнаружено незнание или непонимание большей или наиболее важной части учебного материала. Допущены ошибки в определении понятий, при использовании химической терминологии, которые не исправлены после нескольких наводящих вопросов; не сформированы компетенции, умения и навыки публичной речи, аргументации, ведения дискуссии и полемики, критического восприятия информации.

### **Процедура оценивания реферата:**

**Критериями оценки реферата** являются: новизна текста, обоснованность выбора источников литературы, степень раскрытия сущности вопроса, соблюдения требований к оформлению.

Оценка **«отлично»** — выполнены все требования к написанию реферата: обозначена проблема и обоснована её актуальность; сделан анализ

различных точек зрения на рассматриваемую проблему и логично изложена собственная позиция; сформулированы выводы, тема раскрыта полностью, выдержан объём; соблюдены требования к внешнему оформлению.

Оценка **«хорошо»** — основные требования к реферату выполнены, но при этом допущены недочёты. В частности, имеются неточности в изложении материала; отсутствует логическая последовательность в суждениях; не выдержан объём реферата; имеются упущения в оформлении.

Оценка **«удовлетворительно»** — имеются существенные отступления от требований к реферированию. В частности: тема освещена лишь частично; допущены фактические ошибки в содержании реферата; отсутствуют выводы.

Оценка **«неудовлетворительно»** — тема реферата не раскрыта, обнаруживается существенное непонимание проблемы или реферат не представлен вовсе.

### **Контрольная работа**

Контрольное задание может состоять из теоретического вопроса, практического задания или нескольких заданий (как теоретических, так и практических), в которых студент должен проанализировать и дать оценку конкретной ситуации или выполнить другую аналитическую работы.

### **Критерии оценки знаний студента при написании контрольной работы**

Оценка **«отлично»** — выставляется студенту, показавшему всесторонние, систематизированные, глубокие знания вопросов контрольной работы и умение уверенно применять их на практике при решении конкретных задач, свободное и правильное обоснование принятых решений.

Оценка **«хорошо»** — выставляется студенту, если он твердо знает материал, грамотно и по существу излагает его, умеет применять полученные знания на практике, но допускает в ответе или в решении задач некоторые неточности, которые может устранить с помощью дополнительных вопросов преподавателя.

Оценка **«удовлетворительно»** — выставляется студенту, показавшему фрагментарный, разрозненный характер знаний, недостаточно правильные формулировки базовых понятий, нарушения логической последовательности в изложении программного материала, но при этом он владеет основными понятиями выносимых на контрольную работу тем, необходимыми для дальнейшего обучения и может применять полученные знания по образцу в стандартной ситуации.

Оценка **«неудовлетворительно»** — выставляется студенту, который не знает большей части основного содержания выносимых на контрольную работу вопросов тем дисциплины, допускает грубые ошибки в формулировках основных понятий и не умеет использовать полученные знания при решении типовых практических задач.

### **Критерии оценки на экзамене**

**Оценка «отлично»** выставляется обучающемуся, который обладает всесторонними, систематизированными и глубокими знаниями материала учебной программы, умеет свободно выполнять задания, предусмотренные учебной программой, усвоил основную и ознакомился с дополнительной литературой, рекомендованной учебной программой. Как правило, оценка «отлично» выставляется обучающемуся усвоившему взаимосвязь основных положений и понятий дисциплины в их значении для приобретаемой специальности, проявившему творческие способности в понимании, изложении и использовании учебного материала, правильно обосновывающему принятые решения, владеющему разносторонними навыками и приемами выполнения практических работ.

**Оценка «хорошо»** выставляется обучающемуся, обнаружившему полное знание материала учебной программы, успешно выполняющему предусмотренные учебной программой задания, усвоившему материал основной литературы, рекомендованной учебной программой. Как правило, оценка «хорошо» выставляется обучающемуся, показавшему систематизированный характер знаний по дисциплине, способному к самостоятельному пополнению знаний в ходе дальнейшей учебной и профессиональной деятельности, правильно применяющему теоретические положения при решении практических вопросов и задач, владеющему необходимыми навыками и приемами выполнения практических работ.

**Оценка «удовлетворительно»** выставляется обучающемуся, который показал знание основного материала учебной программы в объеме, достаточном и необходимым для дальнейшей учебы и предстоящей работы по специальности, справился с выполнением заданий, предусмотренных учебной программой, знаком с основной литературой, рекомендованной учебной программой. Как правило, оценка «удовлетворительно» выставляется обучающемуся, допустившему погрешности в ответах на экзамене или выполнении экзаменационных заданий, но обладающему необходимыми знаниями под руководством преподавателя для устранения этих погрешностей, нарушающему последовательность в изложении учебного материала и испытывающему затруднения при выполнении практических работ.

**Оценка «неудовлетворительно»** выставляется обучающемуся, не знающему основной части материала учебной программы, допускающему принципиальные ошибки в выполнении предусмотренных учебной программой заданий, неуверенно с большими затруднениями выполняющему практические работы. Как правило, оценка «неудовлетворительно» выставляется обучающемуся, который не может продолжить обучение или приступить к деятельности по специальности по окончании университета без дополнительных занятий по соответствующей дисциплине.

*Оценки «зачтено» и «незачтено» выставляются по дисциплине Неорганическая химия, формой заключительного контроля которой является зачет. При этом оценка «зачтено» должна соответствовать параметрам любой из положительных оценок («отлично», «хорошо», «удовлетворительно»), а «незачтено» — параметрам оценки «неудовлетворительно».*

## **8 Перечень основной и дополнительной учебной литературы**

### **Основная учебная литература**

1. Князев Д.А. Неорганическая химия. В 2-х томах. Учебник и практикум / Д.А. Князев., С.Н. Смартыгин – М.:Юрайт, 2014. - 1136 с.

(в наличие в библиотеке университета)

2. Кайгородова Е. А. Неорганическая и аналитическая химия : учеб.-метод. пособие / Е. А. Кайгородова, И. И. Сидорова. – Краснодар: КубГАУ, 2016. – 138 с.

[http://edu.kubsau.ru/file.php/105/02\\_Neorganicheskaja\\_i\\_analiticheskaja\\_khimija.\\_Uch.-metod.\\_posobie\\_dlja\\_studentov\\_veterinarnogo\\_fakulteta.pdf](http://edu.kubsau.ru/file.php/105/02_Neorganicheskaja_i_analiticheskaja_khimija._Uch.-metod._posobie_dlja_studentov_veterinarnogo_fakulteta.pdf)

3. Александрова Э.А Химия неметаллов : учеб.пособие с грифом МСХ / Э.А. Александрова, И.И. Сидорова. - Краснодар, КГАУ, 2015 г. – 355 с.

[http://edu.kubsau.ru/file.php/105/03\\_03.07.13/02\\_KHimija\\_nemetallov\\_Aleksandrova\\_EH.A.\\_Sidorova\\_I.I.pdf](http://edu.kubsau.ru/file.php/105/03_03.07.13/02_KHimija_nemetallov_Aleksandrova_EH.A._Sidorova_I.I.pdf)

### **Дополнительная учебная литература**

1. Пестунова С. А. Растворы и другие дисперсные системы: учеб. пособие / С. А. Пестунова, Е. С. Костенко, Е. А. Кайгородова. – Краснодар : 2013. – 479 с.

[http://edu.kubsau.ru/file.php/105/04\\_Rastvory\\_i\\_drugie\\_dispersnye\\_sistemy\\_Pestunova\\_Kostenko\\_Kaigorodova.pdf](http://edu.kubsau.ru/file.php/105/04_Rastvory_i_drugie_dispersnye_sistemy_Pestunova_Kostenko_Kaigorodova.pdf)

3. Пестунова С. А. Комплексные соединения. Комплексообразование в водных растворах: учеб. пособие / С. А. Пестунова, Е. С. Костенко, Е. А. Кайгородова. – Краснодар : КубГАУ, 2013. – 161 с.

[http://edu.kubsau.ru/file.php/105/01\\_Kompleksnye\\_soedinenija\\_Pestunova\\_Kostenko\\_Kaigorodova.pdf](http://edu.kubsau.ru/file.php/105/01_Kompleksnye_soedinenija_Pestunova_Kostenko_Kaigorodova.pdf)

4. Александрова Э.А Химия металлов : учеб. пособие / Э.А. Александрова, О.А. Демиденко. – Краснодар. : КубГАУ, 2015. – 299 с.

[http://edu.kubsau.ru/file.php/105/Uch\\_posobie\\_KHimija\\_metallov\\_2\\_1.pdf](http://edu.kubsau.ru/file.php/105/Uch_posobie_KHimija_metallov_2_1.pdf)  
[https://edu.kubsau.ru/file.php/105/03\\_03.07.13/15\\_Spravochnik\\_po\\_obshchei\\_i\\_n\\_organicheskoi\\_khimii\\_Kosjanok\\_Kostenko\\_Kaigorodova.pdf](https://edu.kubsau.ru/file.php/105/03_03.07.13/15_Spravochnik_po_obshchei_i_n_organicheskoi_khimii_Kosjanok_Kostenko_Kaigorodova.pdf)

5. Кайгородова Е.А. Химия элементов: курс лекций для студентов биологических факультетов / Е.А. Кайгородова, Е.С. Костенко, С.А. Пестунова. – Краснодар : КубГАУ, 2013. – 132 с.

[http://edu.kubsau.ru/file.php/105/03\\_03.07.13/14\\_KHimija\\_elementov\\_Kostenko\\_Pestunova\\_Kaigorodova.pdf](http://edu.kubsau.ru/file.php/105/03_03.07.13/14_KHimija_elementov_Kostenko_Pestunova_Kaigorodova.pdf)



## 9 Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

Электронно-библиотечные системы библиотеки, используемые в Кубанском ГАУ

№	Наименование	Тематика	Ссылка
1.	Znaniium.com	Универсальная	<a href="https://znaniium.com/">https://znaniium.com/</a>
2.	IPRbook	Универсальная	<a href="http://www.iprbookshop.ru/">http://www.iprbookshop.ru/</a>
3.	Издательство «Лань»	Универсальная	<a href="http://e.lanbook.com/">http://e.lanbook.com/</a>
4.	Образовательный портал КубГАУ	Универсальная	<a href="https://edu.kubsau.ru/">https://edu.kubsau.ru/</a>

### Информационно-телекоммуникационные ресурсы сети «Интернет»

1. <http://cyberleninka.ru> Научная электронная библиотека «Киберленинка»
2. <http://cheloveknauka.com> Человек и наука
3. <http://www.rsl.ru/ru> Российская государственная библиотека
4. <http://elibrary.ru> Научная электронная библиотека
5. <http://wikipedia.org/wiki> - Википедия – поисковая система.
6. <http://www.iqlib.ru> – электронно-библиотечная система.
7. <http://studentam.net> – электронная библиотека учебников.
8. [www.dissertac.ru](http://www.dissertac.ru) – электронная библиотека диссертационных работ
9. Электронная библиотека РФФИ (e-library).
10. Образовательный портал КубГАУ [Электронный ресурс]: Режим доступа: <http://edu.kubsau.local>

## 10 Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

1. Кайгородова Е. А. Неорганическая и аналитическая химия : учеб.-метод. пособие / Е. А. Кайгородова, И. И. Сидорова. – Краснодар: КубГАУ, 2016. – 138 с.  
[http://edu.kubsau.ru/file.php/105/02\\_Neorganicheskaja\\_i\\_analiticheskaja\\_khimija.\\_Uch.-metod.\\_posobie\\_dlja\\_studentov\\_veterinarnogo\\_fakulteta.pdf](http://edu.kubsau.ru/file.php/105/02_Neorganicheskaja_i_analiticheskaja_khimija._Uch.-metod._posobie_dlja_studentov_veterinarnogo_fakulteta.pdf)
2. Наумова Г.М. Техника ведения химического эксперимента в лаборатории химии / Г.М. Наумова, Е.К. Яблонская, Е.А Кайгородова. – Краснодар: КубГАУ, 2013. – 80 с.  
[http://edu.kubsau.ru/file.php/105/03\\_03.07.13/08\\_tekhnika\\_vedenija\\_khimicheskogo\\_eksperimenta.pdf](http://edu.kubsau.ru/file.php/105/03_03.07.13/08_tekhnika_vedenija_khimicheskogo_eksperimenta.pdf)
3. Пестунова С.А. Рабочая тетрадь к лабораторным работам по дисциплине «Химия» / С.А. Пестунова, Е. К. Яблонская. – Краснодар : КубГАУ, 2013 – 60 с.  
<http://edu.kubsau.ru/course/view.php?id=105>.
4. Пестунова С.А. Рабочая тетрадь по аналитической химии для студентов биологических факультетов / С.А. Пестунова и др. – Краснодар : КубГАУ, 2013 – 109 с.  
[https://edu.kubsau.ru/file.php/105/RT\\_po\\_analiticheskoi\\_khimii.pdf](https://edu.kubsau.ru/file.php/105/RT_po_analiticheskoi_khimii.pdf)

## **11 Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень программного обеспечения и информационных справочных систем**

Информационные технологии, используемые при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, позволяют:

- организовать процесс образования путем визуализации изучаемой информации посредством использования презентаций, учебных фильмов;
- контролировать результаты обучения на основе компьютерного тестирования;
- автоматизировать поиск информации посредством использования справочных систем.

Перечень лицензионного ПО

№	Наименование	Краткое описание
1	Microsoft Windows	Операционная система

– Система тестирования ИНДИГО

## **Авторские программные продукты, базы данных**

1. Свидетельство о государственной регистрации баз данных № 2008620374 Мультимедийные лекции по химии: «Химия. Основные понятия и законы», авторы Кайгородова Е.А., Гайдукова Н.Г., Яблонская Е.К.

2. Свидетельство о государственной регистрации баз данных № 2008620370 Мультимедийные лекции по химии: «Вода и её свойства. Водоподготовка», авторы Кайгородова Е.А., Гайдукова Н.Г., Яблонская Е.К.

3. Свидетельство о государственной регистрации баз данных № 2009620262 Мультимедийные лекции по химии: «Химическая кинетика и термодинамика», авторы Кайгородова Е.А., Гайдукова Н.Г., Яблонская Е.К.

6. Свидетельство о государственной регистрации базы данных РФ № 2010620518 «Равновесия в гомогенных системах», авторы: Гайдукова Н.Г. Яблонская Е.К., Сидорова.

7. Свидетельство о государственной регистрации базы данных РФ № 2010620525 «Окислительно-восстановительные равновесия в химических реакциях», авторы: Гайдукова Н.Г. Яблонская Е.К., Сидорова И.И.

## **12 Материально-техническое обеспечение для обучения по дисциплине** *В соответствии с ФГОС ВО и ОПОП ВО*

Наименование учебных предметов, курсов, дисциплин (модулей), практики, иных видов учебной деятельности, предусмотренных учебным планом образовательной программы	Наименование помещений для проведения всех видов учебной деятельности, предусмотренной учебным планом, в том числе помещения для самостоятельной работы, с указанием перечня основного оборудования, учебно-наглядных пособий и используемого программного обеспечения	Адрес (местоположение) помещений для проведения всех видов учебной деятельности, предусмотренной учебным планом (в случае реализации образовательной программы в сетевой форме дополнительно указывается наименование организации, с которой заключен договор)
Специальные помещения: учебные аудитории для проведения занятий лекционного типа, занятий семинарского типа, курсового проектирования (выполнения курсовых работ), групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации		
.Химия	Ауд. 412 Лекционная аудитория Акустическая система и компьютерная техника: Ноутбук Lenovo, Проектор для демонстрации мультимедийных презентаций, экран с электроприводом, трибуна докладчика Polymedia. Оборудование используется для чтения лекций Трибуна Экран с электроприводом	г. Краснодар, ул. Калинина д. 13, здание учебного корпуса зооинженерного факультета.
	Ауд. 411 Лаборатория по подготовке демонстрационных опытов Вытяжной шкаф Таблицы Набор реактивов и химической посуды для проведения демонстрационных опытов Стол химический Стул жесткий – 2 Стул ПМ Шкаф аптечный	г. Краснодар, ул. Калинина д. 13, здание учебного корпуса зооинженерного факультета.
Химия	Помещение №136 ЗОО, посадочных мест — 12; площадь — 41,1м <sup>2</sup> ; лаборатория .  лабораторное оборудование (встряхиватель — 1 шт.; стенд лабораторный — 5 шт.; калориметр — 4 шт.); технические средства обучения (принтер — 1 шт.); специализированная мебель(учебная доска, учебная мебель).	г. Краснодар, ул. Калинина д. 13, здание учебного корпуса зооинженерного факультета.
Химия	Помещение №132 ЗОО, посадочных мест — 12; площадь	г. Краснодар, ул. Калинина

Наименование учебных предметов, курсов, дисциплин (модулей), практики, иных видов учебной деятельности, предусмотренных учебным планом образовательной программы	Наименование помещений для проведения всех видов учебной деятельности, предусмотренной учебным планом, в том числе помещения для самостоятельной работы, с указанием перечня основного оборудования, учебно-наглядных пособий и используемого программного обеспечения	Адрес (местоположение) помещений для проведения всех видов учебной деятельности, предусмотренной учебным планом (в случае реализации образовательной программы в сетевой форме дополнительно указывается наименование организации, с которой заключен договор)
	— 64,6м <sup>2</sup> ; лаборатория . лабораторное оборудование (микроскоп — 1 шт.; шкаф лабораторный — 1 шт.; центрифуга — 3 шт.); специализированная мебель(учебная доска, учебная мебель).	д. 13, здание учебного корпуса зооинженерного факультета.
Химия	Помещение №232 ЗОО, посадочных мест — 12; площадь — 42,9м <sup>2</sup> ; лаборатория . лабораторное оборудование (дозатор — 3 шт.); технические средства обучения (экран — 1 шт.); специализированная мебель(учебная доска, учебная мебель).	г. Краснодар, ул. Калинина д. 13, здание учебного корпуса зооинженерного факультета.
Химия	Помещение №234 ЗОО, посадочных мест — 12; площадь — 38,6м <sup>2</sup> ; лаборатория . лабораторное оборудование (шкаф лабораторный — 1 шт.; центрифуга — 1 шт.); специализированная мебель(учебная доска, учебная мебель).	г. Краснодар, ул. Калинина д. 13, здание учебного корпуса зооинженерного факультета.
Органическая химия	Помещение №402 ЗР, площадь — 45,3м <sup>2</sup> ; лаборатория . холодильник — 1 шт.; лабораторное оборудование (весы — 2 шт.; насос — 1 шт.; мешалка — 1 шт.); специализированная мебель(учебная доска, учебная мебель).	350044, Краснодарский край, г. Краснодар, ул. Калинина, 13, здание учебного корпуса факультета защиты растений
Органическая химия	Помещение №404 ЗР, посадочных мест — 16; площадь — 61,7м <sup>2</sup> ; лаборатория . лабораторное оборудование (весы — 1 шт.); специализированная мебель(учебная доска, учебная мебель).	350044, Краснодарский край, г. Краснодар, ул. Калинина, 13, здание учебного корпуса факультета защиты растений
Органическая химия	Помещение №418 ЗР, посадочных	350044, Краснодарский

Наименование учебных предметов, курсов, дисциплин (модулей), практики, иных видов учебной деятельности, предусмотренных учебным планом образовательной программы	Наименование помещений для проведения всех видов учебной деятельности, предусмотренной учебным планом, в том числе помещения для самостоятельной работы, с указанием перечня основного оборудования, учебно-наглядных пособий и используемого программного обеспечения	Адрес (местоположение) помещений для проведения всех видов учебной деятельности, предусмотренной учебным планом (в случае реализации образовательной программы в сетевой форме дополнительно указывается наименование организации, с которой заключен договор)
	мест — 16; площадь — 40,6м <sup>2</sup> ; лаборатория . лабораторное оборудование (весы — 1 шт.; иономер — 3 шт.); специализированная мебель(учебная доска, учебная мебель).	край, г. Краснодар, ул. Калинина, 13, здание учебного корпуса факультета защиты растений
Органическая химия	Помещение №419 ЗР, посадочных мест — 16; площадь — 38,7м <sup>2</sup> ; лаборатория . лабораторное оборудование (шкаф лабораторный — 1 шт.; весы — 1 шт.; кондуктометр — 1 шт.; иономер — 2 шт.; стенд лабораторный — 1 шт.); специализированная мебель(учебная доска, учебная мебель).	350044, Краснодарский край, г. Краснодар, ул. Калинина, 13, здание учебного корпуса факультета защиты растений