

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение высшего
профессионального образования
«Московский государственный университет имени М.В.Ломоносова»
Факультет фундаментальной физико-химической инженерии

УТВЕРЖДЕН

на заседании Ученого совета

« 14 » июня 2013 г.

протокол № 4

Заместитель декана по учебной работе

_____ / Григорьева Л.Д. /

« 14 » июня 2013 г.

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЙ КОМПЛЕКС

дисциплины «НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ»

Специальность

020101 "Химия"

Квалификация

"Химик"

Форма обучения

очная

УМК соответствует учебному плану
подготовки,
утвержденному ректором Московского
государственного университета им.
М.В.Ломоносова академиком РАН В.А.
Садовничим 23.10.2009

Москва 2013

Название дисциплины: Неорганическая химия.

1. Цели и задачи освоения дисциплины.

Дать учащемуся основные теоретические знания в области неорганической химии и привить навыки практической работы с химическими веществами. Дать базовые знания, необходимые для дальнейшего изучения блока химических дисциплин.

2. Требования к результатам освоения содержания дисциплины

В результате освоения дисциплины студент должен

знать - теоретические основы неорганической химии, включающие строение атома и электронных орбиталей, Периодический закон Д.И.Менделеева, модели химической связи неорганических соединений (кристаллов и молекулярных структур); основные свойства химических элементов и их соединений, закономерности в изменении этих свойств; методы получения неорганических веществ из природных объектов и иметь представление об их роли в современном мире; базовые представления химической термодинамики и кинетики, химического равновесия, кислотно-основных и окислительно-восстановительных процессов;

уметь - использовать теоретические модели для обоснования строения и реакционной способности неорганических соединений;

владеть - методами синтеза и исследования неорганических веществ;

иметь опыт работы - с химическими веществами, со стандартным оборудованием химической лаборатории.

3.1. Структура дисциплины

Общая трудоемкость дисциплины составляет 500 часов, из них 136 ч. – лекции по неорганической химии, 68 ч. – семинары по неорганической химии, 122 ч. - лабораторные работы по неорганической химии, 174 ч. - самостоятельная работа по подготовке к текущему и промежуточному контролю, оформлению лабораторных работ.

Вид работы	Семестр		Всего
	1	2	
Общая трудоёмкость, акад. часов	290	210	500
Аудиторная работа:	198	128	326
Лекции, акад. часов	72	64	136
Семинары, акад. часов	36	32	68
Лабораторные работы, акад. часов	90	32	122
Самостоятельная работа, акад. часов	92	82	174
Вид итогового контроля (зачёт, зачёт с оценкой, экзамен)	Зачет, экзамен	Зачет, экзамен, к.р.	

Разделы дисциплины по семестрам

№ раз-дела	Наименование раздела	Количество часов					Форма теку-щего кон-троля
		Всего	Аудиторная работа			Самостоя-тельная рабо-та	
			Лекции	Семинары	Лаб. работы		
1	Теоретические основы неор-ганической химии	118	28	18	28	44	Т, К, КР, ЛР
2	Химия неперепе-	172	44	18	62	48	Т, К,

	ходных элементов						КР, ЛР
3	Химия s-металлов и переходных элементов	190	56	32	32	70	Т, К, КР, ЛР
4	Современные проблемы неорганической химии	20	8	-	-	12	Т, К

Разделы лекционного курса

1. Теоретические основы неорганической химии
2. Химия непереходных элементов
3. Химия s-металлов и переходных элементов
4. Современные проблемы неорганической химии

1. УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ

4.1. Планы лекций

№ раздела	Наименование раздела	Содержание раздела
1	Теоретические основы неорганической химии	10 часов. Основы химической термодинамики и кинетики. Общие определения в химии, первый закон термодинамики, второй закон термодинамики, химическое равновесие, понятие о кинетике химических реакций. 10 часов. Фазовые равновесия и растворы. Правило фаз, фазовые равновесия в одно- и двухкомпонентных системах, фазовые диаграммы. Растворы неэлектролитов и электролитов: коллигативные свойства, равновесия, теория кислотно-основных равновесий, окислительно-восстановительные процессы. 8 часов. Строение атома и химическая связь. Электронное строение атома, периодический закон, изменение свойств элементов в периодах и группах периодической системы. Представление о химической связи, количественные характеристики прочности, модели химической связи (метод валентных связей, метод молекулярных орбиталей).
2	Химия непереходных элементов	18 часов. Водород, 17 и 16 группы элементов. Химия водорода, соединения водорода с кислородом. Химия галогенов: сравнительная характеристика элементов, простые вещества, галогеноводороды, межгалогенные соединения, кислородные соединения галогенов. Химия

		халькогенов: сравнительная характеристика элементов, простые вещества, соединения в степенях окисления -2, +4, +6, кислородные соединения серы. 8 часов. 15 группа элементов. Содержание: Сравнительная характеристика элементов. Азот: свойства азота, соединения азота с водородом и кислородом, кислородные кислоты и их соли, галогениды азота. Фосфор: простое вещество, соединения с водородом, галогенами и кислородом, кислородные кислоты фосфора. Основные соединения мышьяка, сурьмы, висмута, сравнение свойств. 18 часов. 14 и 13 группы элементов, инертные газы. Содержание: Сравнительная характеристика элементов 14 группы, простые вещества, соединения с водородом, кислородом, галогенами, серой; сравнение соединений в степенях окисления +2 и +4. Сравнительная характеристика элементов 13 группы, простые вещества, соединения с водородом, кислородом, галогенами, халькогенами и азотом. Физико-химическая характеристика инертных газов, химические соединения инертных газов и их свойства.
3	Химия s-металлов и переходных элементов	8 часов. 1 и 2 группы элементов. Сравнительная характеристика щелочных элементов, простые вещества, методы получения. Соединения щелочных элементов: оксиды, гидроксиды, соли. Сравнительная характеристика бериллия, магния и щелочноземельных элементов, простые вещества, методы получения, принципы вскрытия руд. Соединения элементов 2 группы: оксиды, гидроксиды, соли, комплексы бериллия. 18 часов. 4 и 5 группы элементов, комплексы. Содержание: Сравнительная характеристика элементов группы титана, получение и свойства простых веществ, соединения с кислородом и галогенами. Сравнительная характеристика элементов группы ванадия, получение и свойства простых веществ, проявляемые степени окисления в соединениях, соединения с кислородом и галогенами, соли кислородных кислот. Комплексные соединения: основные понятия, номенклатура, изомерия, химическая связь (метод валентных связей, теория кристаллического поля, метод молекулярных орбиталей), кинетическая и термодинамическая устойчивость комплексов. 12 часов. 6 и 7 группы элементов. Содержание: Сравнительная характеристика элементов группы хрома, переработка минералов, простые вещества, соединения в различных степенях окисления, кластеры. Сравнительная характеристика элементов группы марганца, проявляемые степени окисления, комплексы. 18 часов.

		8 – 12 и 3 группы элементов. Содержание: Сравнительная характеристика элементов триады железа, соединения в различных степенях окисления, комплексы. Общая характеристика платиновых металлов, простые вещества, основные соединения. Сравнительная характеристика элементов группы меди, соединения в различных степенях окисления, комплексы. Сравнительная характеристика элементов группы цинка, соединения в различных степенях окисления, комплексы. Сравнительная характеристика элементов 3 группы. Особенности химии лантанидов. Особенности химии актинидов.
4	Современные проблемы неорганической химии	8 часов. Физико-химические методы исследования неорганических соединений, основы химии твердого тела, бионеорганическая химия, нанохимия и наноматериалы.

4.2. Семинары (практические занятия)

№ раз-дела	№ заня-тия	Тема	Кол-во ча-сов
1	1	Первый закон термодинамики	2
	2	Второй закон термодинамики	2
	3	Химическое равновесие	2
	4	Фазовые равновесия	2
	5	Растворы	2
	6	Окислительно-восстановительные процессы	2
	7	Модели строения атома, периодическая система	2
	8	Химическая связь	2
2	9	Галогены, часть 1	2
	10	Галогены, часть 2	2
	11	Элементы группы серы, часть 1	2
	12	Элементы группы серы, часть 2	2
	13	Элементы 15 группы, азот	2
	14	Фосфор, мышьяк, сурьма, висмут	2
	15	Элементы 14 группы: углерод, кремний	2
	16	Элементы 14 группы: германий, олово, свинец	2
	17	Элементы 13 группы, бор	2
3	18	Щелочные элементы	2
	19	Элементы 2 группы, алюминий	2
	20	Элементы 4 группы	2
	21	Элементы 5 группы	2
	22	Комплексные соединения, часть 1	2
	23	Комплексные соединения, часть 2	2
	24	Элементы 6 группы, хром	2
	25	Элементы 6 группы, молибден, вольфрам	2
	26	Элементы 7 группы	2
	27	Элементы семейства железа, часть 1	2
	28	Элементы семейства железа, часть 2	2
	29	Платиновые металлы	2
	30	Элементы 11 группы	2
	31	Элементы 12 группы	2
	32	Элементы 3 группы	2

	33	Лантаниды	2
	34	Актиниды	2

4.3. Лабораторные работы

№ раз-дела	№ ЛР	Наименование лабораторных работ	Кол-во часов
1	1	Перекристаллизация солей. Очистка летучих твердых веществ методом сублимации. Очистка воды от растворенных в ней солей методом перегонки. Взаимодействие хлорида железа(III) с роданидом аммония. Исследование равновесия хромат-дихромат. Влияние концентрации реагирующих веществ и температуры на скорость взаимодействия тиосульфата натрия с серной кислотой.	14
	2	Пересыщенные растворы. Определение растворимости веществ в воде весовым методом. Электропроводность растворов. Сравнение силы кислот и оснований. Гидролиз солей. Произведение растворимости.	14
2	3	Получение водорода. Восстановление водородом оксидов металлов. Получение и свойства кислорода. Получение и свойства пероксида водорода. Реакции образования хлора. Получение хлора действием соляной кислоты на перманганат калия или оксид марганца (IV). Свойства хлора. Получение брома и его свойства. Получение йода и его свойства. Малорастворимые галогениды. Окисление галогенид-ионов. Взаимодействие хлорида натрия, бромида и иодида калия с концентрированными серной и ортофосфорной кислотами. Получение хлороводорода и его взаимодействие с водой ("фонтанчик"). Получение бромоводорода или иодоводорода. Получение модификаций серы и исследование их свойств. Сероводород. Сульфиды металлов. Получение и свойства оксида серы (IV). Серная кислота и ее соли. Получение и свойства тиосульфата натрия.	30
	4	Получение и свойства аммиака. Получение аммиака и растворение его в воде. Соли аммония.	16

		Свойства гидразина и гидроксиламина. Получение и свойства азотистой кислоты. Свойства разбавленной азотной кислоты. “Царская водка”. Термическая устойчивость нитратов. Получение белого фосфора. Фосфорный ангидрид. Свойства метафосфорной кислоты и ее солей. Свойства пиррофосфорной кислоты и ее солей. Получение (из фосфорного ангидрида и фосфорита) и свойства ортофосфорной кислоты и ее солей. Свойства сурьмы. Оксид сурьмы (III). Оксид сурьмы (V). Сульфиды и тиосоли сурьмы (III) и (V). Получение и свойства висмута. Свойства соединений висмута (III). Получение и свойства соединений висмута (V).	
	5	Оксид углерода (IV). Соли угольной кислоты. Оксид углерода (II). Свойства кремния (отношение к щелочам и кислотам, кроме плавиковой). Гидролиз соединений кремния. Получение и свойства олова. Соединения олова. Получение и свойства свинца. Оксиды и гидроксиды свинца. Соли свинца и их свойства. Свойства бора. Окрашенные перлы буры.	16
3	6	Гидроксиды щелочных элементов. Получение и свойства гидрокарбоната натрия. Получение и свойства карбоната натрия. Малорастворимые соли лития и калия. Свойства магния. Получение и свойства гидроксида магния. Карбонаты магния. Магнийаммонийфосфат. Соли кальция, стронция, бария. Свойства алюминия. Получение и свойства гидроксида алюминия. Соли алюминия.	4
	7	Свойства титана. Титановая кислота. Пероксидные соединения титана. Получение раствора сульфата титана(III). Свойства соединений титана(III). Получение и свойства оксида ванадия(V). Поливанадаты и ванадиевая кислота. Соли ванадиевой кислоты. Пероксидные соединения ванадия. Соединения ванадия низших степеней окисления.	4

8	Получение и свойства хлорида хрома(II). Получение и свойства оксида хрома(III). Получение и свойства гидроксида хрома (III). Свойства солей хрома (III). Свойства солей хромовых кислот. Получение и свойства оксида хрома(VI). Пероксидные соединения хрома. Молибденовый и вольфрамовый ангидриды. Молибденовые и вольфрамовые кислоты. Тиосоли и сульфиды молибдена и вольфрама. Восстановление соединений молибдена(VI) и вольфрама(VI). Пероксидные соединения молибдена и вольфрама. Гидроксид марганца (II). Соли марганца(II). Соединения марганца(III-VI). Свойства перманганата калия.	6
9	Свойства железа. Гидроксиды железа(II), железа(III), кобальта(II), кобальта(III), никеля(II) и никеля(III). Свойства солей железа (II). Свойства солей железа (III). Получение и свойства ферратов(VI). Свойства солей кобальта(II). Оксиды кобальта. Свойства солей никеля(II). Оксид никеля(III). Аммиакаты кобальта и никеля. Гексанитритокобальтат(III) калия. Получение и свойства меди. Получение и свойства оксида меди(I). Получение и свойства галогенидов меди(I). Получение и свойства оксида и гидроксида меди(II). Свойства солей меди(II). Получение и свойства серебра. Оксиды серебра. Галогениды серебра. Серебрение. Оксиды цинка и кадмия. Гидроксиды цинка и кадмия. Сульфиды цинка и кадмия. Оксиды ртути(I) и (II). Соли ртути(I) и (II). Реактив Несслера.	18

4.4. Курсовая работа (несколько возможных тем)

1. Синтез и рентгенографическое исследование NaLaScNbO_6 и NaLaScCoO_6
2. Получение HSiF_3
3. Исследование сплавов Cu-Zr-Ni, обогащенных цирконием, при температуре 1123К
4. Синтез и исследование $\text{CsUO}_2\text{SiO}_3\text{OH}\cdot\text{H}_2\text{O}$
5. Синтез наночастиц и наностержней золота
6. Синтез бинарного оксида $\text{NiO} - \text{ZrO}_2$

7. Получение комплекса $[\text{Ba}(\text{hfa})_2(\text{tetraglyme})]$ и исследование его свойств
8. Синтез SnO_2 методом пиролиза аэрозоля для газовых сенсоров
9. Получение ВТСП состава $\text{Bi}_2\text{Sr}_2\text{Ca}_{n-1}\text{Cu}_n\text{O}_{2n+4+\delta}$ ($n = 2, 3$)
10. Синтез цирконий-фосфатных катализаторов

2. УЧЕБНИКИ И УЧЕБНЫЕ ПОСОБИЯ

Основная литература

1. Ю.Д. Третьяков, Л.И. Мартыненко, А.Н. Григорьев, А.Ю. Цивадзе. Неорганическая химия. Химия элементов. Учебник в 2 томах. М.: МГУ и ИКЦ «Академкнига», 2007.
2. М.Е. Тамм, Ю.Д. Третьяков. Неорганическая химия. Т. 1. Физико-химические основы неорганической химии. М.: Изд. центр «Академия», 2004
3. А.А. Дроздов, В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов. Под ред. Ю.Д. Третьякова. Неорганическая химия. Т. 2. Химия неперегородных элементов. М.: Изд. центр «Академия», 2004.
4. А.А. Дроздов, В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов. Под ред. Ю.Д. Третьякова. Неорганическая химия. Т. 3. Химия переходных элементов. Кн. 1. М.: Изд. центр «Академия», 2007.
5. А.А. Дроздов, В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов. Под ред. Ю.Д. Третьякова. Неорганическая химия. Т. 3. Химия переходных элементов. Кн. 2. М.: Изд. центр «Академия», 2007.
7. Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм. Под ред. Ю.Д. Третьякова Сборник задач по неорганической химии. М.: Мир, 2004.
8. Ю.М. Корнев, А.Н. Григорьев, Н.Н. Желиговская, К.М. Дунаева. Задачи и вопросы по общей и неорганической химии с ответами и решениями. М.: Мир, 2004.
9. Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм. Вопросы и задачи к курсу неорганической химии. М.: МГУ, 2000.

Дополнительная литература

1. Н.С. Ахметов. Общая и неорганическая химия. М.: Высшая школа, 2001.
2. Ф. Коттон, Дж. Уилкинсон. Современная неорганическая химия: в 3 т. М.: Мир, 1969.
3. Дж. Хьюи. Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность. М.: Химия, 1987.
4. Д. Шрайвер, П. Эткинс. Неорганическая химия. М.: Мир, 2004.
5. В.В. Скопенко, А.Ю. Цивадзе, Л.И. Савронский, А.Д. Гарновский. Координационная химия. М.: ИКЦ «Академкнига», 2007.
6. Г.Грей. Электроны и химическая связь. М.: Мир, 1967.

Интернет-ресурсы

1. В.А.Алешин (составитель). Электронные лабораторные тетради. <http://vle3.chem.msu.ru/>
2. В.А.Алешин (составитель). Тестовые вопросы по неорганической химии (ЭВМ-контроль). <http://vle3.chem.msu.ru/>
3. Ардашникова Е.И., Карпова Е.В., Мазо Г.Н., Тамм М.Е., Шевельков А.В. Вопросы базового уровня к коллоквиумам по неорганической химии. Части I, II. http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/colloquium_inorg/quest_base_1.pdf; http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/colloquium_inorg/quest_base_2.pdf
4. Третьяков Ю.Д., Шевельков А.В., Гудилин Е.А. Методы исследования неорганических веществ и материалов. <http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/goodilin/meth.pdf>
5. Третьяков Ю.Д., Шевельков А.В., Гудилин Е.А. Неорганическая химия. Лекции для студентов 1-го курса. <http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/thermo/welcome.html>

6. Шевельков А.В. Методы исследования в неорганической химии (учебные материалы к лекциям по неорганической химии). <http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/shevelkov1.pdf>
7. Шевельков А.В. Комплексные соединения (программа лекций и рекомендации к семинарам в курсе неорганической химии). <http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/shevelkov2.pdf>
8. Спиридонов Ф.М., Зломанов В.П. Химия халькогенов.
<http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/spiridonov/welcome.html>
9. Дроздов А.А., Зломанов В.П. Химия элементов главных групп периодической системы Д.И. Менделеева: галогены. <http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/zlomanov/welcome.html>
10. Путляев В.И., Еремина Е.А. Правило фаз (однокомпонентные системы).
<http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/fasa/welcome.html>
11. Алешин В.А., Дунаева К.М., Субботина Н.А. Неорганические синтезы.
<http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/aleshin/welcome.html>
12. И.В.Морозов, А.И.Болталин, Е.В.Карпова. Окислительно-восстановительные процессы.
<http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/karpova/welcome.html>
13. Е.Д.Демидова, В.Д.Долженко, К.О.Знаменков, П.Е.Казин. Иллюстративные материалы к семинарам по неорганической химии. Раздел 1 (первый семестр).
<http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/kazin/kazin1.pdf>
14. Е.Д. Демидова, В.Д. Долженко, К.О. Знаменков, О.А. Брылев, П.Е. Казин. Иллюстративные материалы к семинарам по неорганической химии. Раздел 2 (второй семестр).
<http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/kazin/kazin2.pdf>
15. Казин П.Е. Магнитные методы в химии.
<http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/kazin/welcome.html>
16. Н.А.Добрынина. Бионеорганическая химия (методическое пособие для студентов I курса). <http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/dobrinina/welcome.html>

3. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ПРЕПОДАВАТЕЛЯ

В учебном процессе можно использовать пассивные, активные и интерактивные формы проведения занятий. Интерактивное обучение основано на прямом взаимодействии студентов со своим опытом и опытом своих соучеников, так как большинство интерактивных упражнений обращается к опыту самого учащегося.

При использовании пассивных форм обучения студенты выступают в роли «объекта» образовательного процесса, они должны усвоить и воспроизвести материал, который передается им преподавателем - носителем знания. Основные методы - лекция, чтение, опрос.

При использовании активных форм обучения учащиеся являются «субъектом» образовательного процесса, они выполняют творческие задания, вступают в диалог с преподавателем. Основные методы обучения - творческие задания и дискуссии, ответы на взаимные вопросы.

Рекомендуемый порядок проведения занятий.

Лекции. При чтении лекций целесообразно использовать вспомогательный иллюстративный материал, размещенный на сайте

<http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/thermo/welcome.html>

Семинары. При проведении семинарских занятий по курсу «Неорганическая химия» необходимо особое внимание следует уделить решению практических задач. Тема семинара должна соответствовать теме предшествующей лекции.

Рекомендуемый порядок проведения семинарского занятия

- проверить присутствие студентов на занятии,
- объявить тему текущего семинарского занятия,
- при необходимости обсудить со студентами вопросы, вызвавшие затруднения при выполнении домашнего задания,

- провести опрос студентов по основным вопросам текущего семинарского занятия,
- особое внимание уделить решению практических задач по изучаемой теме,
- по окончании занятия подвести итог, выделить главное из изученной темы, проинформировать студентов о теме следующего семинара.

При проведении семинаров целесообразно использовать вспомогательный иллюстративный материал, размещенный на сайтах

<http://www.chem.msu.su/rus/teaching/kazin/kazin1.pdf>

<http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/kazin/kazin2.pdf>

Преподаватель, ведущий занятия в студенческой группе, в течение всего семестра должен постоянно информировать студентов группы о результатах текущего рейтингового контроля успеваемости (см. п.9).

Варианты домашних заданий.

1. Напишите уравнения реакций следующих превращений, используя для каждого превращения минимальное число стадий. Для выделенной стадии составьте электронно-ионные уравнения полуреакций. (Приведена «цепочка» превращений химических веществ, в которой часть продуктов и реагирующих веществ скрыта.)
2. В четырех пробирках находятся сухие соли CaCO_3 , NH_4Cl , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$, Na_2S .
 - 1) Используя минимальное число реактивов, распознайте химическим путем, что находится в каждой пробирке. Проведите идентификацию каждого вещества на основе характерных для него реакций. Напишите уравнения всех предложенных Вами реакций.
 - 2) Сравните восстановительные свойства Na_2S и Na_2Se в водных растворах. Подтвердите Ваш вывод уравнениями реакций.
 - 3) Определите pH 0.01M раствора NH_4Cl ($K_b(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1.8 \cdot 10^{-5}$). Напишите уравнение реакции гидролиза в ионной форме.
3. На рисунке (приведен рисунок) представлен фрагмент p - T диаграммы серы (до $p=2$ атм).
 - 1) Обозначьте на диаграмме фазовые поля.
 - 2) Определите координаты тройной точки А, если известно, что температурная зависимость давления насыщенного пара над ромбической серой описывается уравнением $\lg p(\text{Па}) = 16.527 - 5172/T$, а над моноклинной $\lg p(\text{Па}) = 16.277 - 5080/T$.
 - 3) Покажите на диаграмме точку кипения серы при 1 атм.
 - 4) Пары серы нагрели до 700°C и резко охладили. Полученную серу растворили в CS_2 . Температура кипения раствора, содержащего 1.92 г серы в 100 г сероуглерода на 0.23°C выше, чем температура кипения чистого CS_2 ($E=2.29$). В то же время известно, что раствор ромбической серы такой же концентрации кипит на 0.172° выше, чем чистый сероуглерод. Объясните такое различие. Ответ подтвердите расчетом.
4. Черное кристаллическое вещество **A** реагирует с раствором H_2O_2 с образованием белого осадка. Взаимодействие 3.591 г вещества **A** с кислородом приводит к образованию твердого вещества **B** оранжевого цвета и 33.6 мл бесцветного газа **C** (подтвердите расчетом). Вещество **B** реагирует с раствором HNO_3 . При этом образуется темный осадок **D** и раствор вещества **E**, при добавлении к которому раствора KI наблюдается образование ярко-желтого раствора. Если к веществу **D** прилить конц. раствор соляной кислоты, то выделяется желто-зеленый газ. Газ **C** поглощается раствором NaOH . При этом образуется раствор соли **F**. Если к веществу **A** прилить раствор соляной кислоты, то выделяется резко пахнущий газ **G**, пропускание которого через водный раствор **C**, приводит к образованию желтоватого осадка **H**. Вещество **H** реагирует с раствором **F** при нагревании. При этом образуется раствор вещества **I**, обесцвечивающего йодную воду. Определите соединения **A-I** и напишите уравнения всех химических реакций.
5. Стандартная энтропия образования оксида азота (II) составляет 12.32 Дж/моль*К.

- 1) Определите, при каких температурах возможен синтез оксида азота (II) из простых веществ, если $E^{\circ}(\text{NO}_{(\text{г.})}/\text{N}_{2(\text{г.})})=1.68 \text{ В}$ и $E^{\circ}(\text{O}_{2(\text{г.})}/\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})})=1.23 \text{ В}$ при $\text{pH}=0$ и $T=298 \text{ К}$. Напишите полуреакции, соответствующие данным потенциалам. При проведении расчетов зависимость ΔH°_T и ΔS°_T реакции от температуры следует пренебречь.
- 2) Возможен ли синтез из простых веществ других оксидов азота? Напишите уравнения соответствующих реакций. Какие знаки имеют $\Delta_r H^{\circ}_T$ и $\Delta_r S^{\circ}_T$ этих реакций? Объясните, почему $\Delta_r H^{\circ}_T$ и $\Delta_r S^{\circ}_T$ имеют именно такие знаки.
- 3) Предложите способ синтеза хлорида гидроксилamina, используя в качестве единственного источника азота и хлора кристаллический нитрат натрия и газообразный хлор, соответственно.

Примеры вопросов и задач промежуточного (текущего) и рубежного контроля приведены в Фонде оценочных средств.

Образовательные технологии

лекции с демонстрационными экспериментами,
использование средств дистанционного сопровождения учебного процесса,
семинары,
лабораторные работы.

4. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ СТУДЕНТА

В процессе самостоятельной работы должны формироваться самостоятельность мышления, способности к саморазвитию (самопознанию, самоопределению, самообразованию, самосовершенствованию, самореализации, саморегуляции), умения по поиску и использованию справочной и специальной литературы, а также других источников информации.

Самостоятельное изучение разделов дисциплин

№ раз-дела	№ во-проса	Вопросы, выносимые на самостоятельное изучение	Кол-во часов
1	1	[1], с.5 -13, 87-88.	16
	2	[1], с.14 -22.	12
	3	[1], с.25 -27.	16
2	4	[1], с.27 -38.	16
	5	[1], с.38 -44.	16
	6	[1], с.44 -52; [2], с.334 -335.	16
3	7	[1], с.53 -59.	16
	8	[1], с.49 -66.	12
	9	[1], с.66 -74.	18
	10	[1], с.74 -85; [3], с. 342, 382-383.	24
4	11	[3], с.87-88, 226-227, 242; [4], с.286.	12

[1]. Е.И. Ардашникова, Г.Н. Мазо, М.Е. Тамм. Вопросы и задачи к курсу неорганической химии. М.: МГУ, 2000. – 96 с.

[2]. А.А. Дроздов, В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов. Неорганическая химия. Т. 2. Химия неперегородных элементов. Под ред. Ю.Д. Третьякова. - М.: Изд. центр «Академия», 2004. - 368 с.

[3]. А.А. Дроздов, В.П. Зломанов, Г.Н. Мазо, Ф.М. Спиридонов. Неорганическая химия. Т. 3. Химия переходных элементов. Кн. 2. Под ред. Ю.Д. Третьякова. - М.: Изд. центр «Академия», 2007. - 400 с.

[4]. А.В. Кнотыко, И.А. Пресняков, Ю.Д. Третьяков. Химия твердого тела. М.: Изд. Центр «Академия», 2006. – 304 с.

Учебно-методические рекомендации для самостоятельной работы студентов.

Методические указания к лабораторным занятиям

1. В.А. Алешин, К.М. Дунаева, А.И. Жиров, Ю.М. Киселев, Ю.М. Коренев, Н.А. Субботина, М.Е.Тамм. Под ред. Ю.Д. Третьякова Практикум по неорганической химии. М.: Изд. центр «Академия», 2004.

2. В.А.Алешин (составитель). Электронные лабораторные тетради. <http://vle3.chem.msu.ru/>

Программное обеспечение современных информационных компьютерных технологий

1. В.А.Алешин (составитель). Электронные лабораторные тетради. <http://vle3.chem.msu.ru/>

2. В.А.Алешин (составитель). Тестовые вопросы по неорганической химии (ЭВМ-контроль). <http://vle3.chem.msu.ru/>

Сетевой ресурс поддержки образовательного процесса

<http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/inorg.html>

http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/colloquium_inorg/quest_base_1.pdf

http://www.chem.msu.ru/rus/teaching/colloquium_inorg/quest_base_2.pdf

8. ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ

8.1. Вопросы и задания текущего, промежуточного и итогового контроля

- Контрольные вопросы (вопросы контрольных работ).

1. Напишите уравнения следующих химических превращений и укажите условия их проведения (приводится «цепочка» превращений соединений, в которой часть продуктов и реагирующих веществ скрыта).

2. В растворе присутствуют CoCl_2 , CuCl_2 , HgCl_2 . Предложите способ разделения указанной смеси солей и выделите кобальт в виде $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, медь и ртуть в форме любых соединений. Напишите уравнения всех предложенных Вами реакций.

3. Используя диаграммы Латимера (приводится соответствующая диаграмма),

а) вычислите величину константы равновесия процесса $[\text{AuCl}_2]^- \leftrightarrow \text{Au}^+ + 2\text{Cl}^-$;

б) определите, будет ли окисляться $[\text{AuCl}_2]^-$ до $[\text{AuCl}_4]^-$ кислородом в стандартных условиях, если $E^\circ(\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) = 1.23 \text{ В}$? Напишите уравнение возможной реакции в ионной форме. Ответ подтвердите расчетом значения $\Delta_r G^\circ_{298}$.

4. Смесь двух металлов А и В обработали раствором соляной кислоты. При этом образовался светло-зеленый раствор соли С, который отделили от металла В. При добавлении к полученному раствору С раствора H_2O_2 получается желто-коричневый раствор соли D. Если к раствору D прилить раствор KOH , то выпадает коричневый осадок E, который реагирует с бромом при нагревании с образованием красного осадка F. Осадок F растворяется в конц. соляной кислоте. При этом выделяется газ и образуется раствор D. Если к раствору D добавить насыщ. раствор $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$, то образуется зеленый раствор соединения I. Металл В растворяется при нагревании в конц. HNO_3 с образованием бесцветного раствора G. Если к этому раствору добавить раствор KI , то выпадает желтоватый осадок H, растворимый в насыщ. растворе $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Определите все неизвестные вещества. Напишите уравнения соответствующих реакций.

- Вопросы теоретического минимума (вопросы коллоквиумов).

1. Сформулируйте первый закон термодинамики. Запишите выражение I-го начала термодинамики.

2. Рассчитайте $\Delta_r H^\circ_{298}$ следующих реакций, используя табличные значения $\Delta_f H^\circ$ соответствующих веществ (указаны вещества и реакции).

3. Изобразите схему Р-Т фазовой диаграммы воды. Укажите на диаграмме: а) линии, соответствующие зависимости давления насыщенного пара над жидкостью, над твердым веществом; б) тройную точку; в) область существования твердой фазы. Какое равновесие осуществляется при Т и Р, соответствующих тройной точке? Что такое температура кипения, от каких факторов она зависит?
4. Возможно ли селективно окислить перманганатом калия хлорид-ионы в присутствии бромид-ионов? Возможно ли такое селективное окисление другим окислителем? Для ответа на вопрос используйте значения стандартных электродных потенциалов (приведены соответствующие данные).
5. Каково пространственное строение анионов оксокислот хлора HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 и название кислот и их солей. Как меняется сила кислот в ряду HClO - HClO_2 - HClO_3 - HClO_4 ? Для какой соли, KClO или KClO_3 , значение рН растворов с одинаковой концентрацией будет больше, почему?
6. Какая из кислот, серная или сернистая, является более сильным окислителем? Ответ подтвердите примерами уравнений реакций.
7. Нарисуйте энергетическую диаграмму расщепленных d -орбиталей и распределение электронов (ТКП) для аквакомплексов Cr^{+2} и Cr^{+3} . Сравните для этих комплексов: а) величину расщепления (Δ_0), б) термодинамическую устойчивость (ЭСКП), в) кинетическую устойчивость (лабильность, инертность), г) магнитный момент (мБ). Что изменится в строение этих комплексов, если воду заменить цианид-ионом?
8. Напишите реакцию восстановления дихромата калия сульфитом калия в кислой среде. Определите возможность протекания этой реакции при рН=5, если для рН=0 $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1,33\text{В}$, $E^\circ(\text{SO}_4^{2-}/\text{H}_2\text{SO}_3) = 0,17\text{В}$, а все остальные активности равны единице.
9. Какие бинарные соединения железа и серы вы знаете? Можно ли осадить сульфид железа сероводородом? Качественно (без численных выкладок) объясните это с помощью понятий Pr и $\text{K}_a \text{H}_2\text{S}$.
10. Получите Ag_2O_2 из AgNO_3 . Какие степени окисления проявляет серебро в этих соединениях? Напишите уравнения соответствующих реакций и условия их проведения.

• Образцы тестов.

Тест 1

Вопрос 1.	В атмосфере какого оксида азота гаснет тлеющая лучинка?
1	NO
2	NO_2
3	N_2O
Вопрос 2.	Каков один из продуктов взаимодействия и сумма коэффициентов в правой части уравнения реакции $\text{N}_2\text{H}_4 + \text{CuCl}_2$ в щелочной среде?
1	Cu 8
2	Cu 11
3	Cu_2O 17
4	Cu_2O 8
Вопрос 3.	Какое соединение образуется при взаимодействии белого фосфора с избытком раствора AgNO_3 ?
1	H_3PO_3
2	H_3PO_2
3	H_3PO_4
4	$(\text{HPO}_3)_x$
Вопрос 4.	Какое соединение образуется при взаимодействии раствора H_3PO_3 с AgNO_3 при нагревании ?
1	PH_3

2	H ₃ PO ₄
3	Ag ₃ PO ₄
4	H ₃ PO ₂
Вопрос 5.	Какое соединение является наиболее сильным окислителем?
1	KBiO ₃
2	NaH ₂ PO ₄
3	Na ₃ AsO ₄
4	Na[Sb(OH) ₆]
Вопрос 6.	При какой температуре будет устойчива смесь NO ₂ и N ₂ O ₄ , в которой P(NO ₂) = P(N ₂ O ₄) = 1 атм? Необходимые термодинамические константы взять из `Практикума`.
1	46 C
2	0 C
3	100 C
4	319 C
Вопрос 7.	Напишите уравнение реакции KMnO ₄ + Na ₂ HPO ₃ + H ₂ SO ₄ --> и подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения. Укажите продукт окисления Na ₂ HPO ₃ .
1	5 P ₂ O ₅
2	15 (HPO ₃) _n
3	16 H ₃ PO ₄
4	10 Na ₂ HPO ₄
Вопрос 8.	Как меняются окислительные свойства высших кислородсодержащих кислот элементов VA группы (рассмотреть RedOx-пары NO ₃ ⁻ /(1/2)N ₂ ; H ₃ PO ₄ /(1/4)P ₄ ; H ₃ AsO ₄ /As; HSb(OH) ₆ /Sb; Bi ₂ O ₅ *x(H ₂ O)/Bi; pH=0.
1	Bi > N > As > Sb приближенно равны P
2	N > P > As > Sb > Bi
3	N > Bi > As приближенно равны Sb > P
4	Bi > N > P приближенно равны As > Sb

Тест 2

Вопрос 1.	Какой из щелочных металлов является самым сильным восстановителем в водном растворе?
1	K
2	Cs
3	Li
4	Na
Вопрос 2.	Какое соединение следует добавить к раствору BeCl ₂ , чтобы уменьшить гидролиз ?
1	HCl
2	NaOH
3	NaCl
4	NH ₃
Вопрос 3.	Какой гидроксид проявляет амфотерные свойства ?
1	Be(OH) ₂
2	Ba(OH) ₂
3	Ca(OH) ₂
4	Mg(OH) ₂
Вопрос 4.	Какой хлорид можно получить в кристаллическом виде упариванием его водного раствора?
1	BeCl ₂ * 4H ₂ O
2	CaCl ₂
3	MgCl ₂ * 6H ₂ O
4	CaCl ₂ * 6H ₂ O
Вопрос 5.	Какой из гидроксидов наиболее растворим в воде?

1	Ba(OH) ₂
2	Be(OH) ₂
3	Mg(OH) ₂
4	Al(OH) ₃
Вопрос 6.	Подсчитайте сумму коэффициентов в правой части уравнения при взаимодействии Na ₂ O ₂ с KJ в водной среде.
1	6
2	8
3	5
4	10
Вопрос 7.	Рассчитайте pH 0,01M раствора BeCl ₂ . K ₂ (Be(OH) ₂) = 5 * 10 ⁻¹¹
1	3,5
2	4,0
3	2,0
4	2,8
Вопрос 8.	Сколько граммов осадка выпадет при обработке 1 л насыщенного раствора Ag ₂ C ₂ O ₄ (Pr = 1,1 * 10 ⁻¹¹) 1 л 0,01M раствора Sr(NO ₃) ₂ ?
1	0.0246
2	0.0064
3	0.0328
4	0.041

- Полный перечень вопросов к зачету.

1. Первый закон термодинамики. Внутренняя энергия. Теплота и работа различного рода. Энтальпия. Стандартное состояние и стандартная энтальпия химических реакций. Энтальпия образования. Термохимические расчеты, основанные на законе Гесса. Второй закон термодинамики, его формулировки. Энтропия, её статистическое толкование. Зависимость энтропии от температуры. Стандартная энтропия. Изменение энтропии при фазовых переходах и химических реакциях. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца. Константа химического равновесия как мера глубины протекания процессов. Факторы, влияющие на величину константы равновесия. Принцип Ле-Шателье.
2. Фазовые равновесия. Основные понятия: компонент, фаза, степень свободы. Правило фаз Гиббса. Диаграмма состояния однокомпонентной системы. Диаграммы состояния двухкомпонентных систем.
3. Представление об истинных и коллоидных растворах. Процессы растворения. Способы выражения состава растворов. Понятие о коллигативных свойствах растворов неэлектролитов и электролитов: давление насыщенного пара, понижение температуры замерзания (криоскопия), повышение температуры кипения (эбулиоскопия), осмос и осмотическое давление в неорганических и биологических системах. . Кислотно-основное равновесие. Понятия "кислота" и "основание". Стандартный электродный потенциал. Ряд напряжений. Уравнение Нернста, связь константы равновесия со стандартными потенциалами. Ряды Латимера, диаграммы «вольт-эквивалент — степень окисления», ВЭ-СО (диаграммы Фроста).
4. Скорость химической реакции, ее зависимость от природы и концентрации реагентов, температуры. Порядок и молекулярность реакции. Константа скорости и ее зависимость от температуры. Уравнение Аррениуса. Понятие о гомогенном и гетерогенном катализе и аутокатализе.
5. Структура Периодической системы и ее связь с электронной структурой атомов. Периодичность в изменении величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности атомов в группе и по периоду. Периодичность в изменении свойств про-

- стых веществ и основных классов химических соединений (оксиды, гидроксиды, галогениды). Вертикальные, горизонтальные и диагональные аналогии в Периодической системе.
6. Основные типы химической связи. Характеристики химической связи в молекулах: энергия, длина, валентный угол, порядок (кратность) и полярность. Представление о гибридизации атомных орбиталей. Геометрия многоатомных молекул: модель Гиллепси на примере частиц H_2O , SF_4 , ICl_4^- .
7. Основные положения метода молекулярных орбиталей (ММО). Метод МО ЛКАО. Двухцентровые двухэлектронные молекулярные орбитали. Энергетические диаграммы двухатомных гомоядерных молекул, образованных элементами 1-го и 2-го периодов. Корреляции между порядком связи, энергией ионизации и магнитными свойствами на примере частиц O_2^+ , O_2 , O_2^- , O_2^{2-} .
8. Основные понятия химии комплексных соединений: центральный атом и его координационное число; лиганды, дентатность, донорный атом, внутренняя и внешняя координационные сферы. Изомерия комплексных соединений. Понятие о классификации комплексных соединений. Хелатный эффект.
9. Теория кристаллического поля (ТКП). Симметрия d -орбиталей. Изменение энергии d -орбиталей в сферическом, октаэдрическом и тетраэдрическом поле лигандов. Энергия стабилизации кристаллическим полем (ЭСКП). Влияние на величину энергии расщепления природы центрального атома (заряда, радиуса, электронной конфигурации), природы, числа и расположения лигандов. Спектрохимический ряд.
10. Окраска и магнитные свойства комплексов. Эффект Яна—Теллера, тетрагональное искажение октаэдрических комплексов. Плоскоквадратные комплексы. Сравнение строения комплексных ионов NiCl_4^{2-} и $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$.
11. Элементы 1-й группы (Li, Na, K, Rb, Cs). Закономерности в изменении электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации атомов. Диагональное сходство литий — магний. Получение и сравнение устойчивости соединений Li_2O_2 и Na_2O_2 ; Li_2O и Na_2O .
12. Элементы 2-й группы (Be, Mg, Ca, Sr, Ba). Закономерности в изменении электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации атомов. Диагональное сходство бериллий — алюминий. Получение гидроксидов $\text{M}(\text{OH})_2$ и сравнение их кислотно-основных свойств в ряду Be-Mg-Ca-Sr-Ba.
13. Элементы 13-й группы (B, Al, Ga, In, Tl). Закономерности в изменении электронной конфигурации, размеров атомов, энергий ионизации, сродства к электрону, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов. Химические способы разделения соединений алюминия и бериллия. Получение, строение, свойства диборана B_2H_6 .
14. Элементы 14-й группы (C, Si, Ge, Sn, Pb). Закономерности в изменении электронной конфигурации, размеров атомов, энергий ионизации, сродства к электрону, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов. Кислородные соединения элементов 14-ой группы. Сопоставление строения и свойств CO_2 и SiO_2 .
15. Элементы 15-й группы (N, P, As, Sb, Bi). Закономерности в изменении электронной конфигурации, размеров атомов, энергий ионизации, сродства к электрону, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов. Сопоставление прочности одинарных (Э—Э), двойных (Э=Э) и тройных (Э≡Э) связей. Получение, сопоставление строения и свойств (кислотных, окислительной активности и термической устойчивости) HNO_2 и HNO_3 .
16. Элементы 16-й группы (O, S, Se, Te, Po). Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, характерных степеней окисления, электроотрицательности и координационных чисел атомов. Отличительные свойства кислорода, кратность связи и особенности катенации (образования гомоядерных цепей) в ряду O — S — Se — Te. Получение, сопоставление строения и свойств (кислотных, окислительной активности и термической устойчивости) H_2SO_3 и H_2SO_4 .
17. Элементы 17-й группы (F, Cl, Br, I). Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону, характерных степеней окисления атомов. Особенности фтора. Межмолекулярные взаимодействия и физические свойства простых веществ. Строение и свойства (термодинамическая устойчивость, окисли-

тельные, кислотно-основные свойства) кислот и оксоанионов хлора по ряду $\text{Cl(I)} \text{ — } \text{Cl(III)} \text{ — } \text{Cl(V)} \text{ — } \text{Cl(VII)}$.

18. Элементы 4-й группы (Ti, Zr, Hf). Закономерности в изменении электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов. Сопоставление строения и свойств однотипных соединений в ряду $\text{Ti(IV)} \text{ — } \text{Ti(III)} \text{ — } \text{Ti(II)}$ (оксиды, гидроксиды, галогениды). Комплексные соединения Ti.

19. Элементы 5-й группы (V, Nb, Ta). Закономерности в изменении электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, степеней окисления, координационных чисел атомов. Строение и химические свойства катионных и анионных форм соединений ванадия (V) в водном растворе. Получение и сопоставление окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств соединений $\text{V(II)} \text{ — } \text{V(III)} \text{ — } \text{V(IV)} \text{ — } \text{V(V)}$ в водном растворе.

20. Элементы 6-й группы (Cr, Mo, W). Закономерности в изменении электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов. Кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства соединений хрома в ряду $\text{Cr(VI)} \text{ — } \text{Cr(III)} \text{ — } \text{Cr(II)}$. Получение, сопоставление строения и свойств (кислотных свойств, термодинамической устойчивости и окислительной активности) оксидов ЭO_3 ($\text{Э} = \text{Cr, Mo, W}$).

21. Элементы 7-й группы (Mn, Tc, Re). Закономерности в изменении электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов. Кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства соединений марганца в ряду $\text{Mn(II)} \text{ — } \text{Mn(III)} \text{ — } \text{Mn(IV)} \text{ — } \text{Mn(VI)} \text{ — } \text{Mn(VII)}$. Получение, сопоставление строения и свойств (термодинамической устойчивости, кислотно-основных, окислительно-восстановительных) соединений $\text{Mn(VII)} \text{ — } \text{Te(VII)} \text{ — } \text{Re(VII)}$.

22. 3d элементы 8-й, 9-й и 10-й групп (Fe, Co, Ni). Закономерности в изменении электронной конфигурации, радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов. Кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства гидроксидов M(OH)_2 и M(OH)_3 в ряду Fe-Co-Ni. Получение и сопоставление свойств (термодинамической устойчивости, кислотно-основных, окислительно-восстановительных) соединений Fe(II), Fe(III) и Fe(VI).

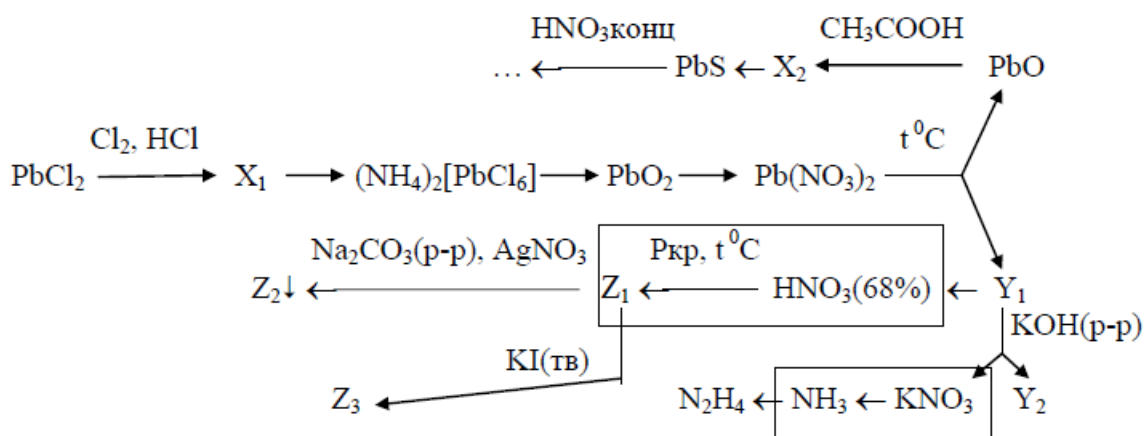
23. Элементы 11-й группы (Cu, Ag, Au). Закономерности в изменении электронных конфигураций, величин радиусов, энергии ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов. Термодинамическая устойчивость, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов M(II) , $\text{M} = \text{Cu}$ и Ag. Получение, строение и диспропорционирование соединений Cu^+ .

24. Элементы 12-й группы (Zn, Cd, Hg). Закономерности в изменении электронных конфигураций, радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов. Кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства гидроксидов M(OH)_2 в ряду Zn-Cd-Hg. Получение, строение и диспропорционирование соединений Hg_2^{2+} .

- Полный перечень вопросов к экзамену.

I семестр. Вариант 1.

1. Напишите уравнения реакций и укажите условия их проведения. Для выделенных реакций напишите электронно-ионный баланс.



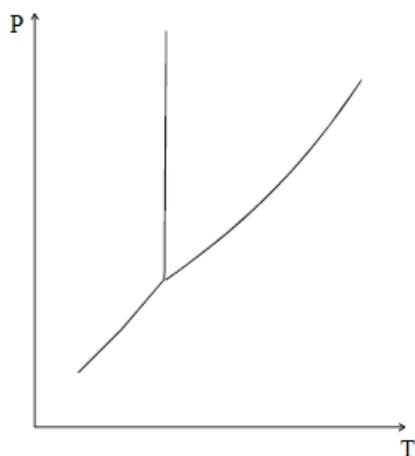
X_i – вещества, содержащие **свинец**; Y_i – вещества, содержащие **азот**; Z_i – вещества, содержащие **фосфор**.

2. 1) Как и почему меняется сила кислот в ряду $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI}$?
- 2) Сравните окислительные свойства H_2SO_3 и H_2SO_4 (в растворах одинаковой концентрации). Ответ подтвердите уравнениями реакций.
- 3) Опишите строение NH_3 , используя МОЭПВО (модель Гиллеспи).
- 4) Как и почему меняются основные свойства в ряду $\text{NH}_3 - \text{PH}_3 - \text{AsH}_3 - \text{SbH}_3$?

3. В четырех пробирках находятся растворы солей KI , KNO_2 , K_2SO_3 , K_2SeO_3 .

- 1) Используя минимальное число реактивов, распознайте химическим путем, что находится в каждой пробирке. Проведите идентификацию каждого вещества на основе характеристических реакций. Напишите все предложенные Вами реакции.
- 2) Сколько граммов $\text{K}_2\text{SO}_3 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ нужно взять для приготовления 100 мл 3%-ного раствора ($\rho = 1.01 \text{ г/мл}$, $T = 298 \text{ К}$). Определите pH полученного раствора. Приведите уравнения соответствующих реакций. $K_2(\text{H}_2\text{SO}_3) = 6.2 \cdot 10^{-8}$.
- 3) Определите растворимость (моль/л) PbI_2 в водном растворе, $\text{PP}(\text{PbI}_2) = 1.1 \cdot 10^{-9}$, $T = 298 \text{ К}$. Будет ли выпадать осадок PbI_2 при смешивании 5 мл 0.01M раствора KI и 10 мл 0.05M раствора $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$? Ответ подтвердите расчетом. Считайте, что конечный объем раствора равен сумме объемов исходных растворов.

4. На рисунке схематично представлен фрагмент $p - T$ диаграммы ICl (до $p = 2 \text{ атм}$).



- 1) Обозначьте на диаграмме фазовые поля.
- 2) Определите координаты тройной точки, если известно, что температурная зависимость давления насыщенного пара над твердым ICl описывается уравнением $\lg p(\text{мм.рт.ст.}) = 8.5 - 2079/T$, а над жидким ICl $\lg p(\text{мм.рт.ст.}) = 10.4 - 2660/T$.

- 3) Определите, какова температура кипения ICl при давлении 1 атм (расчет). Отметьте эту точку на диаграмме.
- 4) Определите степень диссоциации $\text{ICl}(\text{г})$ в газовой фазе при температуре 400 К и $p = 1$ атм.
- 5) Определите, как изменение давления в системе будет влиять на степень превращения $\text{ICl}(\text{г})$?

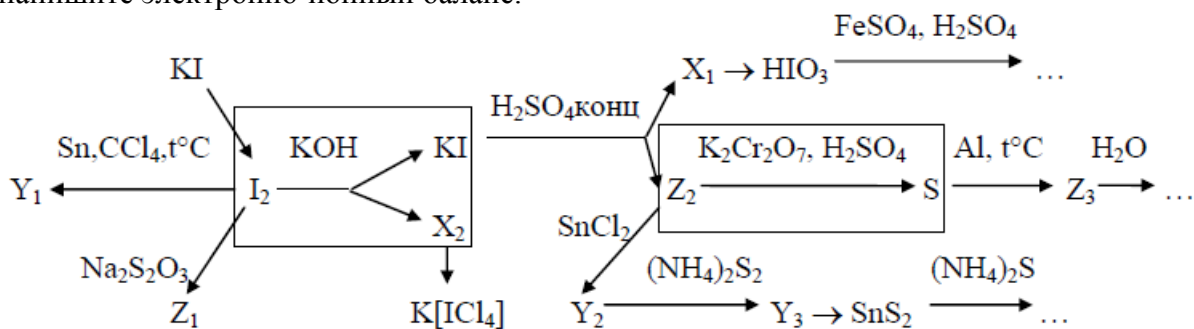
Для п.п. 4 и 5 проведите расчеты и дайте обоснованные ответы, используя данные таблицы, и считая, что $\Delta_f H^\circ_{\text{T}}$ и $\Delta_f S^\circ_{\text{T}}$ не зависят от температуры.

	$\text{Cl}_2(\text{г})$	$\text{ICl}(\text{г})$	$\text{I}_2(\text{г})$
$\Delta_f H^\circ_{298}$, кДж/моль	0	17.41	62.43
S°_{298} , Дж/моль·К	223.0	247.4	260.6

5. Определите, возможно ли избирательно окислить перманганатом калия бромид-ионы в присутствии хлорид-ионов в растворе, и если возможно, то в каком диапазоне значений pH. Считайте активности всех реагентов равными 1, кроме ионов водорода. $E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1.087$ В, $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1.358$ В, $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{Mn}^{2+}) = 1.507$ В (pH = 0). Напишите уравнения соответствующих реакций.

I семестр. Вариант 2.

1. Напишите уравнения реакций и укажите условия их проведения. Для выделенных реакций напишите электронно-ионный баланс.



X_i – вещества, содержащие **под**; Y_i – вещества, содержащие **олово**; Z_i – вещества, содержащие **серу**.

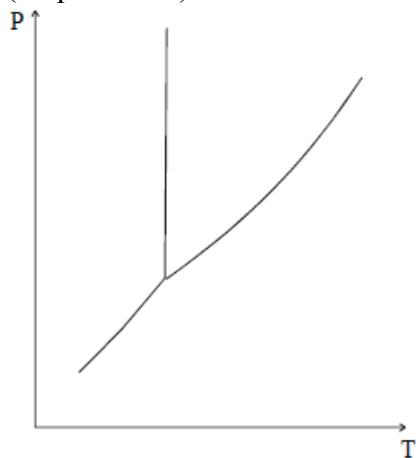
2. 1) Как и почему меняется сила кислот в ряду $\text{HClO} - \text{HClO}_2 - \text{HClO}_3 - \text{HClO}_4$?
- 2) Сравните окислительные свойства HNO_2 и HNO_3 (в растворах одинаковой концентрации). Ответ подтвердите уравнениями реакций.
- 3) Используя МОЭПВО (модель Гиллеспи), опишите строение CH_4 .
- 4) Как и почему меняется термическая устойчивость в ряду $\text{CH}_4 - \text{SiH}_4 - \text{GeH}_4 - \text{SnH}_4$?

3. В четырех пробирках находятся растворы солей NaCl , NaClO_3 , Na_2CO_3 , NaNO_2 .

- 1) Используя минимальное число реактивов, распознайте химическим путем, что находится в каждой пробирке. Проведите идентификацию каждого вещества на основе характеристических реакций. Напишите все предложенные Вами реакции.
- 2) Сколько граммов $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ нужно взять для приготовления 100 мл 2%-ного раствора ($\rho = 1.01$ г/мл, $T = 298$ К). Определите pH полученного раствора. Приведите уравнения соответствующих реакций. $K_2(\text{H}_2\text{CO}_3) = 4.8 \cdot 10^{-11}$.
- 3) Определите растворимость (моль/л) Ag_2CO_3 в водном растворе, $\text{PP}(\text{Ag}_2\text{CO}_3) = 1.2 \cdot 10^{-12}$, $T = 298$ К. Будет ли выпадать осадок Ag_2CO_3 при смешивании 10 мл

0.01M раствора Na_2CO_3 и 20 мл 0.01M раствора AgNO_3 ? Ответ подтвердите расчетом. Считайте, что конечный объем раствора равен сумме объемов исходных растворов.

4. На рисунке схематично представлен фрагмент $p - T$ диаграммы NOCl (до $p = 2$ атм).



- 1) Обозначьте на диаграмме фазовые поля.
- 2) Определите координаты тройной точки, если известно, что зависимость давления насыщенного пара от температуры над твердым NOCl описывается уравнением $\lg p(\text{мм.рт.ст.}) = 9.37 - 1660/T$, а над жидким NOCl $\lg p(\text{мм.рт.ст.}) = 7.92 - 1347/T$.
- 3) Определите, какова температура кипения NOCl при давлении 1 атм (расчет). Отметьте эту точку на диаграмме.
- 4) Определите температуру, при которой степень диссоциации $\text{NOCl}(\text{г})$ в газовой фазе равна 1% при $p = 1$ атм.
- 5) Объясните, как изменение давления в системе будет влиять на степень превращения $\text{NOCl}(\text{г})$?

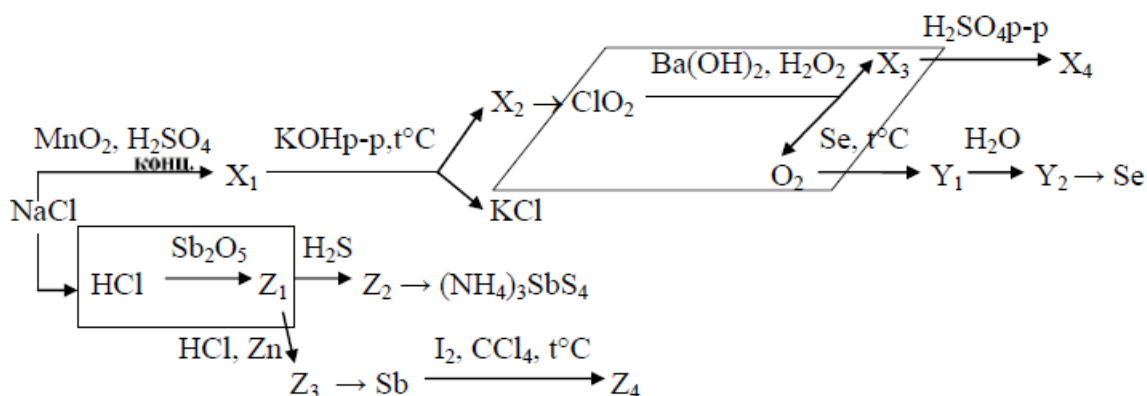
Для п.п. 4 и 5 проведите расчеты и дайте обоснованные ответы, используя данные таблицы, и считая, что $\Delta_f H^\circ_T$ и $\Delta_f S^\circ_T$ не зависят от температуры.

	$\text{Cl}_2(\text{г})$	$\text{NO}(\text{г})$	$\text{NOCl}(\text{г})$
$\Delta_f H^\circ_{298}$, кДж/моль	0	90.2	52.5
S°_{298} , Дж/моль·К	223.0	210.6	261.5

5. Определите, возможно ли избирательно окислить дихроматом калия иодид-ионы в присутствии хлорид-ионов в растворе, и если возможно, то в каком диапазоне значений pH. Считайте активности всех реагентов равными 1, кроме ионов водорода. $E^\circ(\text{Cl}_2/\text{Cl}^-) = 1.358$ В, $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0.536$ В, $E^\circ(\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}/\text{Cr}^{3+}) = 1.330$ В (pH = 0). Напишите уравнения всех соответствующих реакций.

I семестр. Вариант 3.

1. Напишите уравнения реакций и укажите условия их проведения. Для выделенных реакций напишите электронно-ионный баланс.



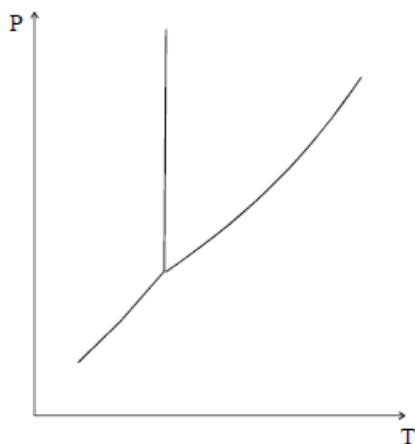
X_i – вещества, содержащие **хлор**; Y_i – вещества, содержащие **селен**; Z_i – вещества, содержащие **сурьму**.

- 1) Как и почему меняется сила кислот в ряду $\text{H}_3\text{PO}_2 - \text{H}_3\text{PO}_3 - \text{H}_3\text{PO}_4$?
- 2) Сравните восстановительные свойства солей NH_4^+ и N_2H_5^+ (в растворах одинаковой концентрации). Ответ подтвердите уравнениями реакций.
- 3) Используя МОЭПВО (модель Гиллеспи), опишите строение H_2O .
- 4) Как и почему меняются кислотные свойства в ряду $\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te}$?

3. В четырех пробирках находятся растворы солей Na_2S , Na_2HPO_3 , Na_3PO_4 , NaNO_3 .

- 1) Используя минимальное число реактивов, распознайте химическим путем, что находится в каждой пробирке. Проведите идентификацию каждого вещества на основе характеристических реакций. Напишите все предложенные Вами реакции.
- 2) Сколько граммов $\text{Na}_2\text{S} \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ нужно взять для приготовления 100 мл 1%-ного раствора ($\rho = 1.01 \text{ г/мл}$, $T = 298 \text{ К}$). Определите pH полученного раствора. Приведите уравнения соответствующих реакций. $K_2(\text{H}_2\text{S}) = 2.5 \cdot 10^{-13}$.
- 3) Определите растворимость (моль/л) Sb_2S_3 в водном растворе, $\text{IP } \text{Sb}_2\text{S}_3 = 1.6 \cdot 10^{-93}$, $T = 298 \text{ К}$. Будет ли выпадать осадок Sb_2S_3 при смешивании 10 мл 0.001M раствора Na_2S и 30 мл 0.01M раствора SbCl_3 ? Ответ подтвердите расчетом. Считайте, что конечный объем раствора равен сумме объемов исходных растворов.

4. На рисунке схематично представлен фрагмент $p - T$ диаграммы H_2O (до $p = 2 \text{ атм}$).



- 1) Обозначьте на диаграмме фазовые поля.
- 2) Определите координаты тройной точки, если известно, что температурная зависимость давления насыщенного пара над льдом описывается уравнением $\lg p(\text{Па}) = 12.465 - 2650.69/T$, а над жидкой водой $\lg p(\text{Па}) = 11.26 - 2321.75/T$.

- 3) Определите, какова температура кипения H_2O при давлении 2 атм (расчет). Отметьте эту точку на диаграмме.
- 4) Определите температуру, при которой степень диссоциации $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ в газовой фазе равна 0.1% при $p = 1$ атм.
- 5) Объясните, как изменение давления в системе будет влиять на степень превращения $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$?

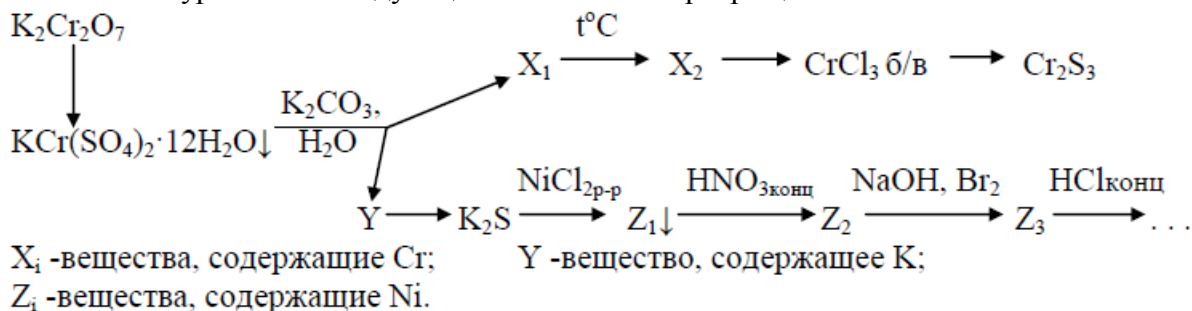
Для п.п. 4 и 5 проведите расчеты и дайте обоснованные ответы, используя данные таблицы, и считая, что $\Delta_f H^\circ_T$ и $\Delta_f S^\circ_T$ не зависят от температуры.

	$\text{O}_2(\text{г})$	$\text{H}_2(\text{г})$	$\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
$\Delta_f H^\circ_{298}$, кДж/моль	0	0	-241.8
S°_{298} , Дж/моль·К	205.0	130.5	188.9

5. Определите, возможно ли избирательно окислить оксидом марганца (IV) иодид-ионы в присутствии бромид-ионов в растворе, и если возможно, то в каком диапазоне значений pH. Считайте активности всех реагентов равными 1, кроме ионов водорода. $E^\circ(\text{Br}_2/\text{Br}^-) = 1.087$ В, $E^\circ(\text{I}_2/\text{I}^-) = 0.536$ В, $E^\circ(\text{MnO}_2/\text{Mn}^{2+}) = 1.224$ В (pH = 0). Напишите уравнения соответствующих реакций.

II семестр. Вариант 1.

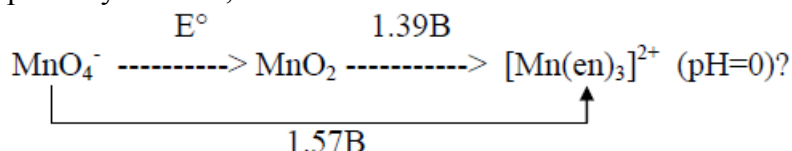
1. Напишите уравнения следующих химических превращений:



2. 1) Как меняются ионные радиусы двухзарядных катионов в парах Ca-Zn, Sr-Cd и Ca-Sr, Zn-Cd? Ответ поясните.
- 2) Какой характер (с позиции кислотно-основных равновесий) имеют гидроксиды двухвалентных Ca, Sr, Zn и Cd? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
- 3) Что происходит при добавлении к гидроксидам Zn и Cd раствора аммиака? Напишите уравнения реакций. Какие координационные числа характерны для Zn(II) и Cd(II)?
- 4) Напишите уравнения реакций:
- (а) хромата и молибдата натрия с избытком Na_2S в щелочной среде;
- (б) хромата и молибдата натрия с избытком H_2S в кислой среде.

Сравните окислительную способность в ряду соединений Cr(VI) – Mo(VI).

3. Будет ли протекать реакция взаимодействия марганца(II) с перманганатом калия с образованием оксида марганца (IV) в водном растворе в присутствии этилендиамина(en) в стандартных условиях, если



- 1) Рассчитайте $E^\circ(\text{MnO}_4^-/\text{MnO}_2)$ при pH=0.
- 2) Напишите уравнение реакции.

- 3) Ответ подтвердите расчетом $\Delta_r G^0_{298}$.
- 4) Как меняется pH среды в процессе этой реакции? Ответ обоснуйте.
- 5) Изобразите распределение электронов по *d*-орбиталям центрального иона в $[\text{Mn}(\text{en})_3]^{2+}$ с позиций ТКП, рассчитайте (по модулю) величину энергии стабилизации кристаллическим полем (ЭСКП), если параметр расщепления (Δ_o) равен 260 кДж/моль, а энергия спаривания *P* равна 285.0 кДж/моль.
- 6) Рассчитайте величину эффективного магнитного момента ($\mu_{\text{эфф.}}$).
- 7) Изобразите возможные изомеры для $[\text{Mn}(\text{en})_3]^{2+}$.
- 8) Приведите пример комплексного октаэдрического иона, для которого возможно образование *гран*- и *ос*-изомеров. Изобразите эти изомеры.

4. На рис.1 изображена схема фазовой диаграммы системы CoO-TiO₂.

- 1) Определите составы соединений А и В.
- 2) Укажите, используя правило фаз Гиббса, какие фазы находятся в равновесии и рассчитайте число степеней свободы в системе в состояниях, соответствующих фигуративным точкам 1, 2, 3 на диаграмме.
- 3) Можно ли из расплава состава 90 мол.% CoO получить при охлаждении до 1000°C только соединение А? Если нельзя, то каков будет фазовый состав полученной смеси?
- 4) Определите, какое из соединений, присутствующих на данной фазовой диаграмме, имеет структуру, приведенную на рис.2. Укажите координационное число и координационный полиэдр катионов и анионов в данной структуре.

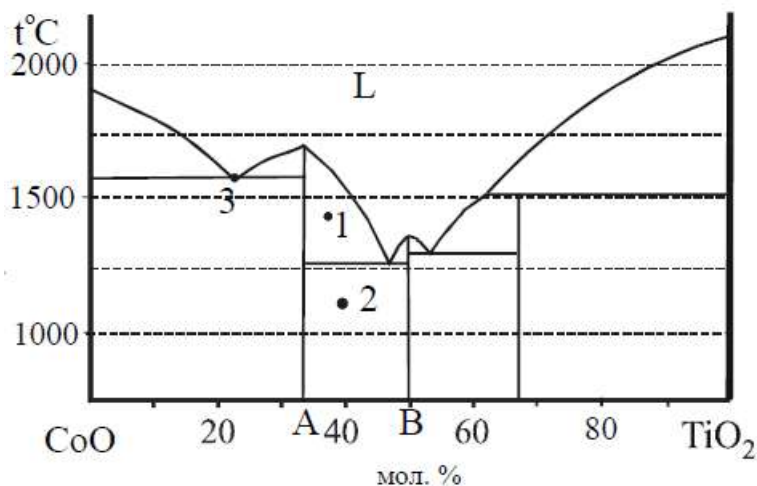


Рис.1

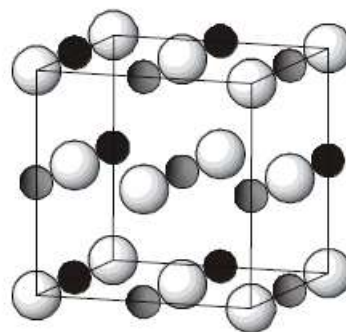


Рис.2

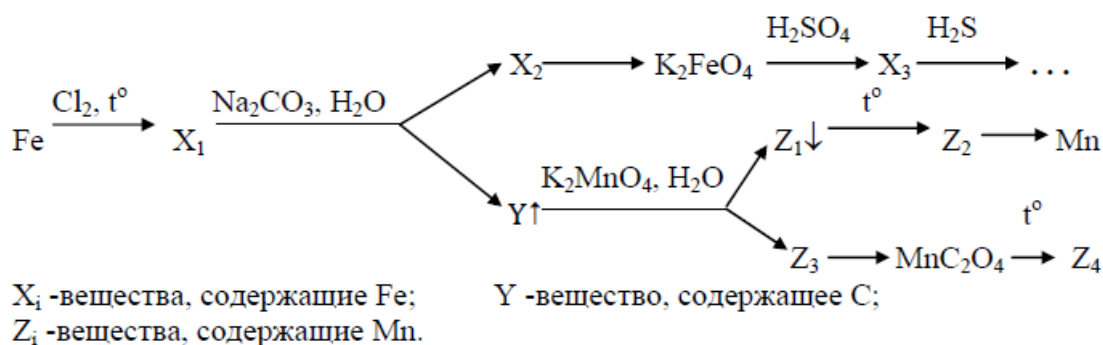
5. Минерал серпентин $3\text{MgO} \cdot \text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ содержит примеси железа (II) и включения минерала аваруита Ni_3Fe . Данный материал кипятили в концентрированной соляной кислоте. Укажите состав полученного раствора и состав нерастворившегося остатка (писать уравнение не надо).

Предложите:

- а) схему разделения соединений магния, железа и никеля из получившегося солянокислого раствора;
 - б) схему дальнейшего выделения этих элементов в виде безводных хлоридов;
 - в) способ доказательства отсутствия железа в нерастворившемся остатке минерала.
- Напишите уравнения всех необходимых для выполнения п.п. а) – в) реакций.

II семестр. Вариант 2.

1. Напишите уравнения следующих химических превращений:



2. 1) Как меняются ионные радиусы двухзарядных катионов в парах Sr-Ba, Cd-Hg и Sr-Cd, Ba-Hg? Ответ поясните.

2) Какой характер (с точки зрения кислотно-основных равновесий) имеют гидроксиды двухвалентных Sr, Ba, Cd и Hg? Ответ подтвердите уравнениями реакций.

3) Что происходит при добавлении к хлоридам Cd(II) и Hg(II) раствора аммиака? Напишите уравнения реакций. Какие координационные числа характерны для Cd(II) и Hg(II)?

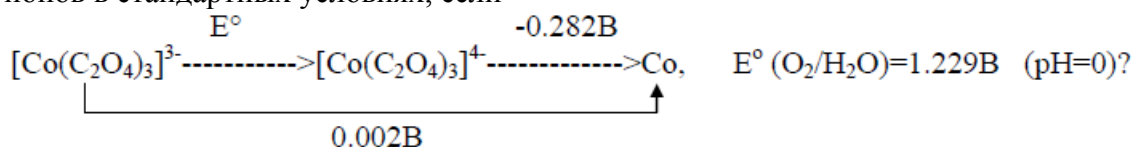
4) Напишите уравнения реакций:

(а) MnO_2 и $\text{VO}(\text{OH})_2$ с подкисленным раствором $\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{HCl}$;

(б) MnO_2 и $\text{VO}(\text{OH})_2$ с концентрированной HCl .

Сравните окислительную способность в ряду соединений Mn(IV) – V(IV).

3. Будет ли протекать реакция окисления Co^{2+} кислородом воздуха в присутствии оксалат-ионов в стандартных условиях, если



1) Рассчитайте $\text{E}^\circ([\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}/[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{4-})$ при $\text{pH}=0$.

2) Напишите уравнение реакции.

3) Ответ подтвердите расчетом $\Delta_r G_{298}^0$ реакции.

4) Как меняется pH среды в процессе реакции окисления $[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{4-}$? Ответ обоснуйте.

5) Изобразите распределение электронов по d -орбиталям центрального иона в $[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{4-}$ с позиций ТКП, рассчитайте (по модулю) величину энергии стабилизации кристаллическим полем (ЭСКП), если параметр расщепления (Δ_0) равен 215 кДж/моль, а энергия спаривания равна 250 кДж/моль.

6) Рассчитайте величину эффективного магнитного момента ($\mu_{\text{эфф}}$).

7) Изобразите возможные изомеры для $[\text{Co}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{4-}$.

8) Приведите пример комплексного октаэдрического иона, для которого возможно образование *цис*- и *транс*- изомеров. Изобразите эти изомеры.

4. На рис. 1 изображена схема фазовой диаграммы системы $\text{Na}_2\text{O}-\text{TiO}_2$.

1) Определите составы соединений А и В.

2) Укажите, используя правило фаз Гиббса, какие фазы находятся в равновесии в системе и рассчитайте число степеней свободы в состояниях, соответствующих фигуративным точкам 1, 2, 3 на диаграмме.

3) Можно ли из расплава состава 70 мол.% Na_2O получить при охлаждении до 1000°C только соединение А? Если нельзя, то каков будет фазовый состав полученной смеси?

4) Определите, какое из соединений, присутствующих на данной фазовой диаграмме, имеет структуру, приведенную на рис. 2. Укажите координационное число и координационный полиэдр катионов и анионов в данной структуре. (катионы изображены в виде шариков белого цвета, анионы – черного).

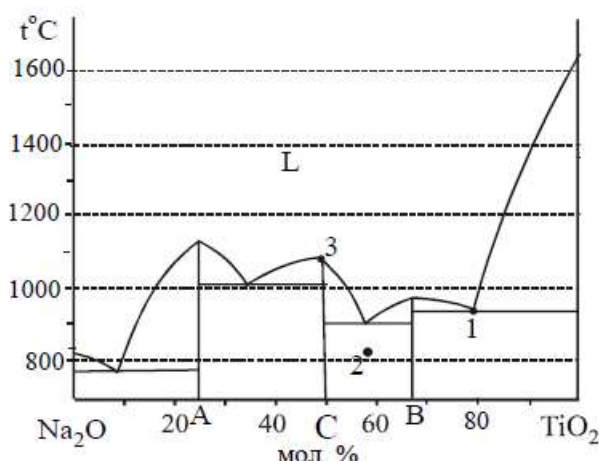


Рис.1

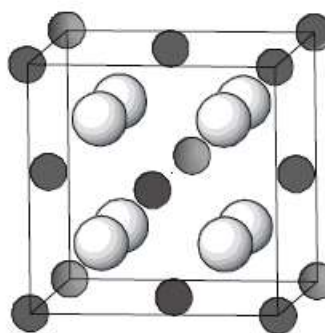


Рис.2

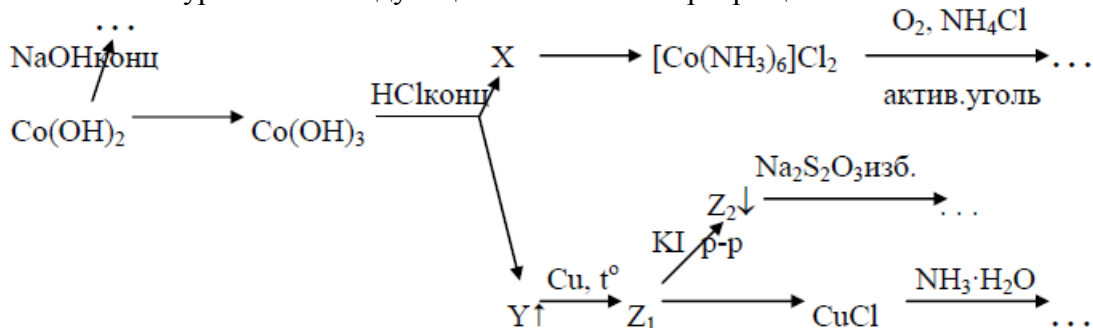
5. Совместно присутствующие минералы тодорokit $[\text{Mn}^{2+}, \text{Ca}^{2+}]\text{Mn}_3\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}$ и вудрафит $[\text{Mn}^{2+}, \text{Zn}^{2+}]\text{Mn}_3\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}$ сплавили с гидроксидом и пероксидом натрия. Затем плав обработали раствором NaOH. Напишите состав полученного раствора (уравнение писать не надо).

Предложите:

- схему разделения соединений марганца, цинка и кальция из получившегося щелочного раствора;
 - схему дальнейшего выделения чистых металлов;
 - способ доказательства присутствия Mn(IV) в $[\text{Mn}^{2+}, \text{Ca}^{2+}]\text{Mn}_3\text{O}_7 \cdot \text{H}_2\text{O}$.
- Напишите уравнения всех необходимых для выполнения п.п. а) – в) реакций.

II семестр. Вариант 3.

1. Напишите уравнения следующих химических превращений:

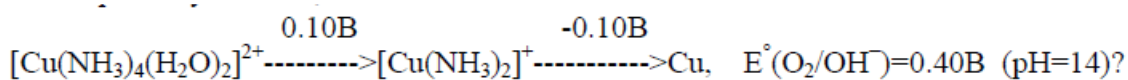


X - вещество, содержащее Co; Y - вещество, содержащее Cl;
Z₁ - вещества, содержащие Cu.

(20 баллов)

- 1) Как меняются ионные радиусы катионов в парах Li-Na, Be-Mg и Li-Be, Na-Mg? Ответ поясните.
 - 2) Какой характер (с точки зрения кислотно-основных равновесий) имеют гидроксиды Li, Na, Be и Mg? Ответ подтвердите уравнениями реакций.
 - 3) Что происходит при добавлении к хлоридам Be и Mg раствора карбоната аммония. Напишите уравнения реакций. Какие координационные числа характерны для Be(II) и Mg(II)?
 - 4) Напишите уравнения реакций:
 - взаимодействия Co(OH)_2 и Ni(OH)_2 с пероксидом водорода в щелочной среде;
 - взаимодействия Co(OH)_2 и Ni(OH)_2 с броматом калия в щелочной среде.
- Сравните восстановительную способность в ряду соединений Co(II)-Ni(II).

3. Будет ли протекать реакция взаимодействия меди с кислородом воздуха с образованием $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$ в водном растворе в среде $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ в стандартных условиях, если



- 1) Рассчитайте $E^\circ([\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}/\text{Cu})$.
- 2) Напишите уравнение реакции.
- 3) Определите $\Delta_r G_{298}^\circ$ реакции окисления меди в присутствии NH_3 в стандартных условиях.
- 4) Как меняется pH среды в процессе реакции окисления меди в аммиачном растворе? Ответ обоснуйте.
- 5) Изобразите распределение электронов по d -орбиталям центрального иона в $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$ с позиций ТКП (искажением октаэдра пренебрегите), рассчитайте (по модулю) величину энергии стабилизации кристаллическим полем (ЭСКП), если параметр расщепления (Δ_o) равен 93 кДж/моль.
- 6) Рассчитайте величину эффективного магнитного момента ($\mu_{\text{эфф.}}$).
- 7) Изобразите изомеры для $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$.
- 8) Приведите пример комплексного октаэдрического иона, для которого возможно образование оптических изомеров. Изобразите эти изомеры.

4. На рис. 1 изображена схема фазовой диаграммы системы $\text{BeF}_2\text{-LiF}$.

- 1) Определите состав соединения А.
- 2) Укажите, используя правило фаз Гиббса, какие фазы находятся в равновесии в системе и рассчитайте число степеней свободы в состояниях, соответствующих фигуративным точкам 1, 2, 3 на диаграмме.
- 3) Можно ли из расплава состава 40 мол.% BeF_2 получить при охлаждении до 400°C только соединение А? Если нельзя, то каков будет фазовый состав полученной смеси?
- 4) Определите, какое из соединений, присутствующих на данной фазовой диаграмме, имеет структуру, приведенную на рис. 2. Укажите координационное число и координационный полиэдр катионов и анионов в данной структуре.

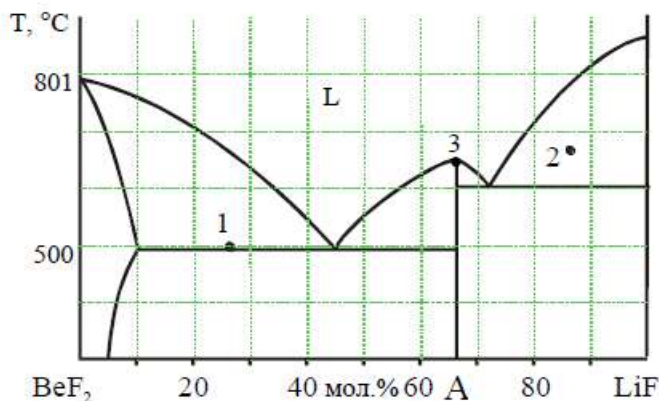


Рис.1

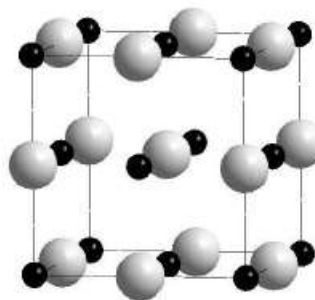


Рис.2

5. При нагревании минерала аверьевита $\text{Cu}_5\text{O}_2(\text{VO}_4)_2 \cdot \text{CsCl}$ с концентрированной серной кислотой при нагревании образуется раствор и выделяется газ. Укажите состав полученного раствора и состав газа (писать уравнение не надо). Предложите:

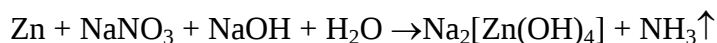
- а) схему разделения соединений меди, ванадия и цезия из получившегося сернокислого раствора;
 - б) схему дальнейшего выделения меди в виде CuCl , ванадия в виде V_2O_5 , цезия в виде Cs_2CO_3 ;
 - в) способ доказательства отсутствия ванадия в полученном CuCl .
- Напишите уравнения всех необходимых для выполнения п.п. а) – в) реакций.

8.2. Вопросы и задания для контроля уровня остаточных знаний

1. Теоретические вопросы

1. Структура Периодической системы и ее связь с электронной структурой атомов. Периодичность в изменении величин радиусов, энергий ионизации, сродства к электрону, электроотрицательности атомов в группе и по периоду. Периодичность в изменении свойств простых веществ и основных классов химических соединений (оксиды, гидроксиды, галогениды). Вертикальные, горизонтальные и диагональные аналогии в Периодической системе.
2. Теория кристаллического поля (ТКП). Симметрия *d*-орбиталей. Изменение энергии *d*-орбиталей в сферическом, октаэдрическом и тетраэдрическом поле лигандов. Энергия стабилизации кристаллическим полем (ЭСКП). Влияние на величину энергии расщепления природы центрального атома (заряда, радиуса, электронной конфигурации), природы, числа и расположения лигандов. Спектрохимический ряд.
3. Сопоставление свойств элементов 1-ой (Li, Na, K, Rb, Cs) и 11-й групп (Cu, Ag, Au). Закономерности в изменении электронных конфигураций, величин радиусов, энергии ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов. Диагональное сходство литий — магний. Эффект Яна—Теллера и тетрагональное искажение октаэдрических комплексов на примере комплексов Cu(II).
4. Сопоставление свойств элементов 2-ой (Be, Mg, Ca, Sr, Ba) и 12-й (Zn, Cd, Hg) групп. Закономерности в изменении электронных конфигураций, радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов. Диагональное сходство бериллий-алюминий. Кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства гидроксидов $M(OH)_2$ в рядах Zn-Cd-Hg и Be-Mg-Ca-Sr-Ba.
5. Сопоставление свойств элементов 14-й (C, Si, Ge, Sn, Pb) и 4-ой (Ti, Zr, Hf) групп. Закономерности в изменении электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления, координационных чисел атомов. Кислородные соединения элементов 14-ой и 4-ой групп. Сопоставление строения и свойств CO_2 и SiO_2 .
6. Элементы 15-й группы (N, P, As, Sb, Bi). Закономерности в изменении электронной конфигурации, размеров атомов, энергий ионизации, сродства к электрону, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов. Сопоставление прочности одинарных (Э—Э), двойных (Э=Э) и тройных (Э≡Э) связей. Получение, сопоставление строения и свойств (кислотных, окислительной активности и термической устойчивости) HNO_2 и HNO_3 .
7. Халькогены и галогены. Закономерности в изменении электронной конфигурации, величин радиусов, энергии ионизации, сродства к электрону, характерных степеней окисления, электроотрицательности и координационных чисел атомов. Особенности катенации (образования гомоядерных цепей) в ряду O — S — Se — Te. Строение и свойства (термодинамическая устойчивость, окислительные, кислотно-основные свойства) кислот и оксоанионов хлора по ряду Cl(I) — Cl(III) — Cl(V) — Cl(VII).
8. Элементы 5-й группы (V, Nb, Ta). Закономерности в изменении электронных конфигураций, величин радиусов, энергий ионизации, степеней окисления, координационных чисел атомов. Получение и сопоставление окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств соединений V(II) — V(III) — V(IV) — V(V) в водном растворе. Изополи- и гетерополисоединения.
9. Закономерности в изменении окислительно-восстановительных и кислотно-основных свойств оксидов и кислот с увеличением степени окисления переходного металла на примере

10. 3d-элементы 8-й, 9-й и 10-й групп (Fe, Co, Ni). Закономерности в изменении электронной конфигурации, радиусов, энергий ионизации, характерных степеней окисления и координационных чисел атомов. Кислотно-основные, окислительно-восстановительные свойства гидроксидов $M(OH)_2$ и $M(OH)_3$ в ряду Fe-Co-Ni.



1) Расставьте коэффициенты, используя метод электронно-ионных полуреакций.

2) Определите $\Delta_r G_{298}^0$, используя данные таблицы:

	$\text{Zn}_{(\text{тв.})}$	$\text{NO}_3^-_{(\text{р-р})}$	$\text{OH}^-_{(\text{р-р})}$	$\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж.})}$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}_{(\text{р-р})}$	$\text{NH}_{3(\text{г.})}$
$\Delta_f H_{298}^0$ (кДж/моль)	0	-230.5	-230.2	-285.8	-1092.5	-46.2
S_{298}^0 (Дж/моль К)	41.6	147.3	-8.6	70.1	89.7	192.6

3) Рассчитайте значение $E^0([\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}_{(\text{р-р})}/\text{Zn}_{(\text{тв.})})$, учитывая, что $E^0(\text{NO}_3^-_{(\text{р-р})}/\text{NH}_{3(\text{г.})}) = -0.12\text{В}$

4) Определите, будет ли протекать реакция восстановления нитрата натрия при $\text{pH} = 11$. Ответ подтвердите расчетом э.д.с. реакции. Считайте, что активности всех участников реакции, кроме OH^- , равны 1.

7. Для комплексного иона $[\text{Fe}(\text{ox})_3]^{3-}$ (ox – оксалат-анион $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$) энергия расщепления $\Delta_o = 168.6$ кДж/моль, а энергия спаривания $P = 357.9$ кДж/моль. Определите, какой тип комплекса (низко- или высокоспиновый) образуется. Изобразите распределение электронов по d-орбиталям центрального иона в октаэдрическом поле лигандов с позиций ТКП. Вычислите ЭСКП (в кДж/моль). Напишите формулу и рассчитайте величину эффективного магнитного момента ($\mu_{\text{эфф.}}$).

3. Практические задачи

1. Хлорид железа(III)

Соберите в вытяжном шкафу прибор, изображенный на рис. 1.

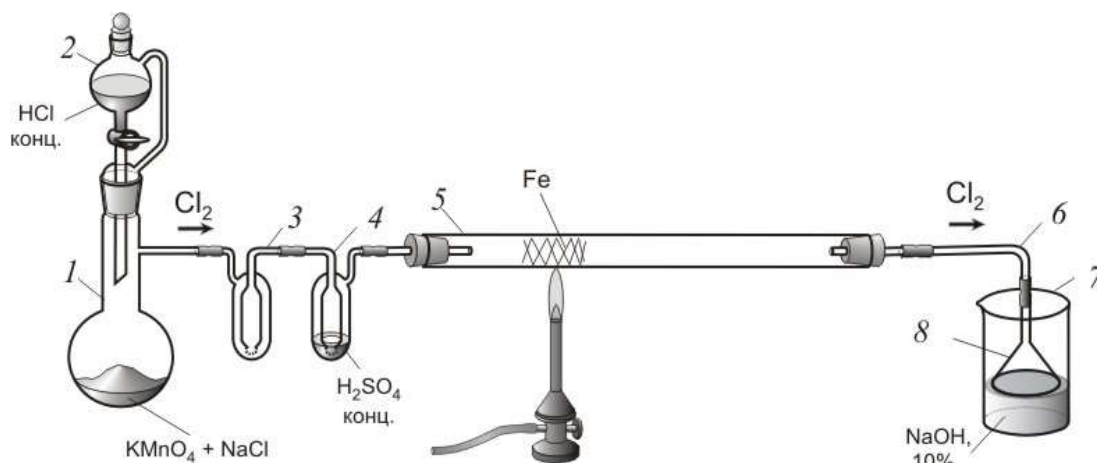


Рис. 1. Прибор для получения хлорида железа(III):

1 – колба Вюрца; 2 – капельная воронка; 3 – предохранительная промывалка; 4 – промывалка с серной кислотой; 5 – реактор; 6 – газоотводная трубка; 7 – стакан химический; 8 – воронка стеклянная.

Тщательно перетрите в фарфоровой ступке (в вытяжном шкафу! Наденьте защитные очки!) смесь 20 г перманганата калия с 15 г хлорида натрия и пересыпьте в колбу Вюрца 1 через воронку для сыпучих веществ. Промывалку 4 заполните концентрированной серной кислотой. (Наденьте защитные очки и перчатки!)

Взвесьте ~0,5 г железной проволоки и поместите в реакционную трубку 5 из кварцевого или тугоплавкого стекла. Проволока должна находиться ближе к левой части трубки. Проверьте герметичность собранного прибора.

В химический стакан 7 (рис.1) налейте 50 мл 10%-ного раствора гидроксида натрия для поглощения хлора на выходе из реактора (*наденьте защитные очки и перчатки!*). Воронка 8 должна слегка касаться поверхности раствора. В капельную воронку 2 налейте концентрированную соляную кислоту.

Медленно приоткройте кран капельной воронки 2 (рис.1) и по каплям добавляйте концентрированную соляную кислоту к перманганату калия в колбу Вюрца 1 (*в защитных очках и перчатках!*). После заполнения прибора хлором осторожно обогрейте, а затем сильно нагрейте пламенем газовой горелки реакционную трубку 5 с железной проволокой. Установите такой ток хлора, чтобы железо непрерывно "горело", а хлорид железа не уносился из прибора. При сильном разогревании железа уберите горелку. Реакция может идти без внешнего подогрева.

После расходования всего железа охладите реакционную трубку 5 в слабом токе хлора, затем закройте кран капельной воронки 2 (рис.1). Отсоедините реакционную трубку 5 от промывалок и быстро перенесите хлорид железа(III) в предварительно взвешенную сухую пробирку с перетяжкой. (Хлорид железа(III) чрезвычайно гигроскопичен!)

Пробирку с веществом тотчас запаяйте и взвесьте (*наденьте защитные очки!*). Напишите уравнения реакций и рассчитайте выход в процентах относительно взятого количества железа. Небольшое количество хлорида железа, оставшееся на стенках реакционной трубки 5, растворите в воде и определите pH раствора с помощью универсальной индикаторной бумаги. Напишите уравнения реакций.

2. Дымящая азотная кислота

Азотная кислота является сильным окислителем. Органические вещества при взаимодействии с концентрированной кислотой могут воспламеняться. Пары азотной кислоты раздражающе действуют на дыхательные пути, могут вызвать отек легких. Концентрированная, а тем более дымящая безводная азотная кислота вызывает тяжелые ожоги кожи. Опыты с концентрированной азотной кислотой проводите только в вытяжном шкафу, в перчатках и защитных очках или маске!

Соберите в вытяжном шкафу прибор (рис. 1). В качестве приемника 3 используйте плоскодонную колбу.

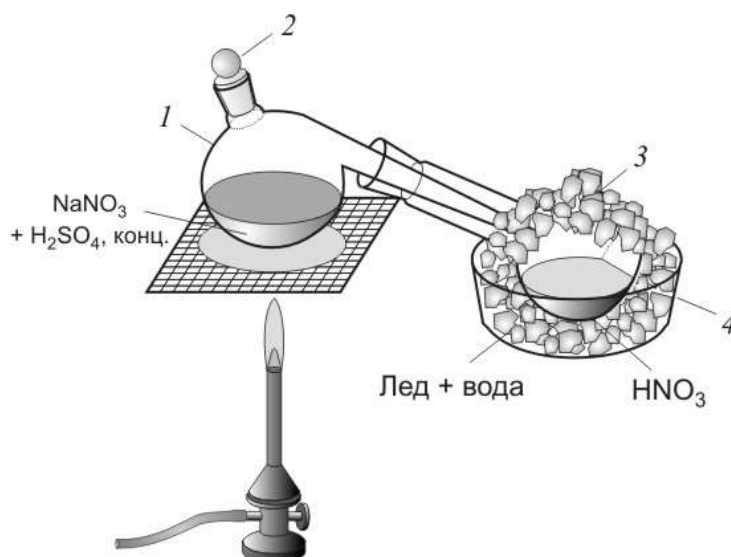


Рис. 1. Прибор для получения дымящей азотной кислоты:
1 – реторта; 2 – пробка; 3 – колба-приемник плоскодонная; 4 – баня со льдом и водой.

В реторту 1 поместите 30 г нитрата натрия и прилейте 30 мл 96%-ной серной кислоты (в защитных очках и перчатках!). Закройте тубус реторты стеклянной пришлифованной пробкой 2 или пробкой из асбеста. Колбу-приемник 3 погрузите в баню 4 со льдом и водой.

Осторожно нагрейте реторту газовой горелкой через металлокерамическую сетку (в защитных очках и перчатках!). Не перегревайте! При образовании в реторте большого количества пены или появления бурых паров уменьшите пламя горелки. Когда в приемнике 3 соберется 10 – 15 мл азотной кислоты, уберите горелку.

Прodelайте следующие опыты с дымящей азотной кислотой (в вытяжном шкафу, защитных очках и перчатках!).

1. Закрепите вертикально в лапке штатива пробирку над баней с песком и налейте в нее 1 – 2 мл дымящей азотной кислоты. Слегка подогрейте кислоту газовой горелкой (в защитных очках и перчатках!) и опустите в нее тлеющую лучинку.

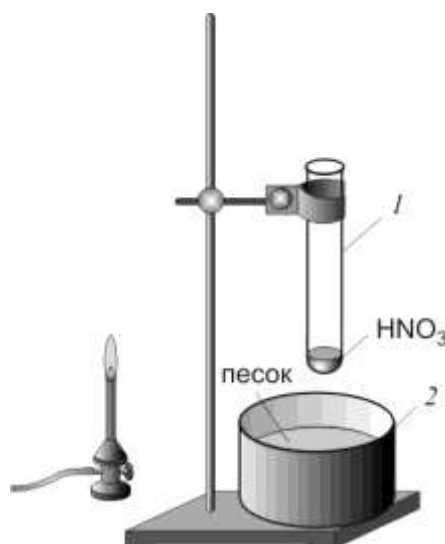


Рис. 2. Изучение свойств дымящей азотной кислоты.

2. Закрепите вертикально в лапке штатива над баней с песком другую пробирку и налейте в нее 1 – 2 мл дымящей азотной кислоты (рис.3). Опустите в пробирку кусочек серы и нагрейте кислоту до кипения (в защитных очках и перчатках!). Охладите пробирку и вылейте содержимое в стакан с водой. Докажите присутствие в полученном растворе сульфат-ионов.

3. Налейте в пробирку 1 – 2 мл дымящей азотной кислоты (рис.3) и внесите небольшое количество сульфида меди, смесь слегка подогрейте (в защитных очках и перчатках!).

4. Налейте последовательно в две пробирки по 1 – 2 мл дымящей азотной кислоты (рис.3) и испытайте ее действие на цинк и олово.

Напишите уравнения всех реакций и объясните наблюдаемые явления.

3. Ацетат свинца(II) (свинцовый сахар)

Растворите 3 г основного карбоната свинца(II) в 10 мл горячего 50%-ного раствора уксусной кислоты (рис.1) (в вытяжном шкафу, защитных очках и перчатках!).

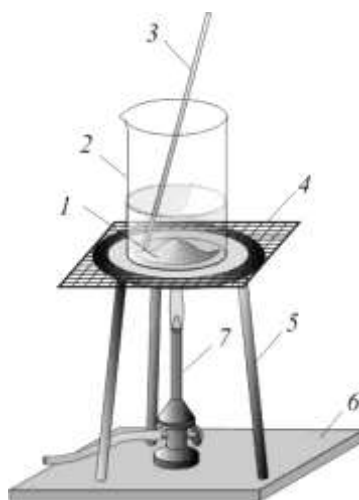


Рис. 1. Получение ацетата свинца(II):

1 – растворяемое вещество, 2 – стакан, 3 – стеклянная палочка, 4 – металлокерамическая сетка, 5 – треножник, 6 – термостойкая подставка, 7 – горелка.

Раствор профильтруйте через бумажный фильтр (*в вытяжном шкафу, защитных очках и перчатках!*), к фильтрату добавьте 1 мл уксусной кислоты той же концентрации.

Полученный раствор выпарьте на водяной бане (*в вытяжном шкафу!*) до половины первоначального объема и оставьте кристаллизоваться. Кристаллы отделите от раствора на стеклянном пористом фильтре (*в защитных очках или маске!*) и промойте небольшими порциями спирта по 3 – 5 мл, а затем эфиром. Вещество взвесьте. Напишите уравнение реакции и рассчитайте выход в процентах.

Небольшую часть кристаллов нагрейте в сухой пробирке сначала осторожно, а затем сильнее. Смочите раствором ацетата свинца полоску фильтровальной бумаги, положите ее на стекло и дайте просохнуть на воздухе. Высушенную полоску бумаги внесите в пламя горелки. Напишите уравнения реакций и объясните наблюдаемые явления.

4. Сульфат тетраамминмеди(II)

Растворите 0,5 г мелко растертого пентагидрата сульфата меди(II) в 12,5 мл 15%-ного раствора аммиака. Если раствор получился мутным, то профильтруйте его через бумажный фильтр.

К фильтрату добавьте 7,5 мл этанола и оставьте на некоторое время в вытяжном шкафу. Выпавшие кристаллы отфильтруйте на воронке со стеклянным фильтрующим дном и промойте вначале смесью (1:1) этанола и концентрированного раствора аммиака, а затем, последовательно, этанолом и диэтиловым эфиром.

Полученное вещество перенесите в бюкс и взвесьте. Напишите уравнение реакции и рассчитайте выход в процентах. Рассмотрите кристаллы сульфата тетраамминмеди(II) под микроскопом.

5. Оксид сурьмы(V)

Обработайте в фарфоровой чашке 0,2 – 0,3 г тонкоизмельченной сурьмы 2 – 3 мл концентрированной азотной кислоты при нагревании на водяной бане (рис.1) (*в вытяжном шкафу, защитных очках и перчатках!*).

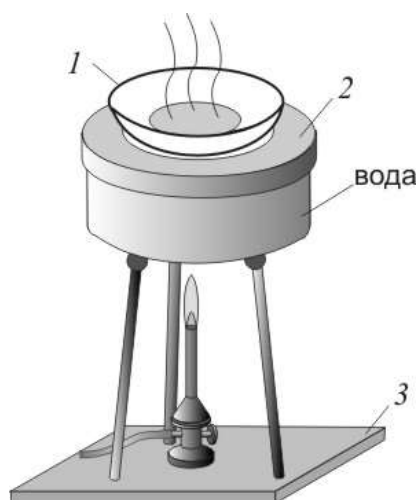


Рис. 1. Получение оксида сурьмы(V):
1 – чашка фарфоровая; 2 – баня водяная; 3 – подставка термостойкая.

По окончании окисления реакционную смесь разбавьте водой и отделите осадок от раствора путем декантации. Осадок в чашке высушите при нагревании на водяной бане, затем перенесите в фарфоровый тигель и дегидратируйте в тигельной или шахтной печи при 275°C в течение 30 мин.

Взвесьте полученное вещество. Напишите уравнения реакций и рассчитайте выход в процентах.

Подействуйте на полученный оксид сурьмы(V) в пробирках концентрированной соляной кислотой и гидроксидом натрия. Напишите уравнения реакций и объясните наблюдаемые явления.

6. Хлориды серы

Соберите в вытяжном шкафу прибор, изображенный на рис. 1.

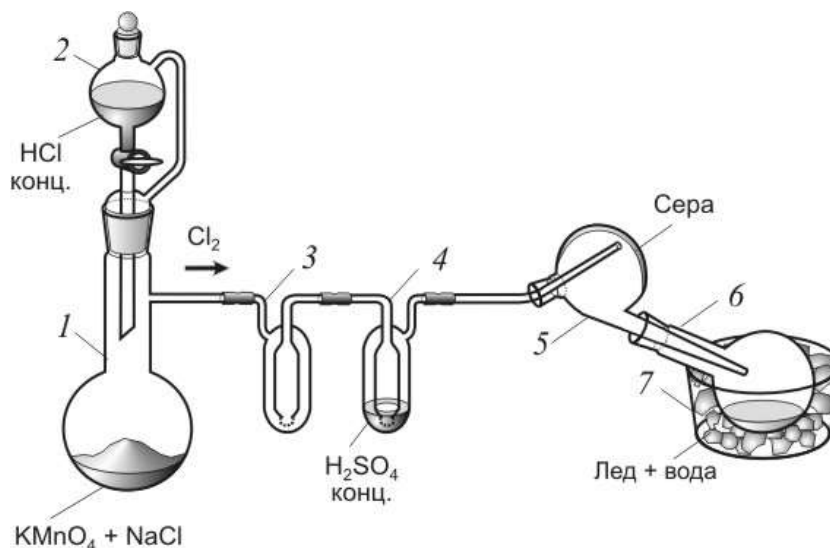


Рис. 1. Прибор для получения хлоридов серы:
1 – колба Вюрца; 2 – капельная воронка; 3 – предохранительная промывалка; 4 – промывалка с серной кислотой; 5 – реторта; 6 – колба-приемник; 7 – баня со льдом и водой.

В колбу Вюрца 1 поместите смесь 10 г перманганата калия с 7 г хлорида натрия, тщательно растертую в фарфоровой ступке (в вытяжном шкафу, защитных очках и перчатках!). Промывалку 4 заполните концентрированной серной кислотой (наденьте защитные очки и перчатки!).

Расплавьте 1 – 2 г серы в реторте 5 и, поворачивая реторту, смочите ее внутренние стенки тонким слоем жидкой серы. Для создания равномерного слоя вращайте реторту до полного затвердевания серы. Присоедините реторту указанным на рис. 1 способом к прибору для получения хлора. Проверьте герметичность собранного прибора. В капельную воронку 2 налейте концентрированную соляную кислоту.

Горло реторты вставьте в небольшую колбу 6, охлаждаемую в бане со льдом. Пропустите ток хлора через реторту. Для инициирования реакции, при необходимости, слегка обогрейте реторту 5, не расплавляя серу. Опыт ведите до расходования всей серы с образованием жидкости, собирающейся в колбе 6.

Проделайте следующие опыты с полученной смесью хлоридов серы (*в вытяжном шкафу!*).

1. Налейте в пробирку воды и добавьте несколько капель хлоридов серы
2. В пробирку с 3 – 4 мл 20%-ного раствора гидроксида натрия и добавьте по каплям хлориды серы.
3. Поместите в пробирку небольшое количество серы, затем добавьте 1 – 2 мл полученных хлоридов серы и взболтайте.

Напишите уравнения реакций и объясните наблюдаемые явления.

7. Тетрахлороиодат(III) калия (из иодида калия)

Соберите в вытяжном шкафу прибор, изображенный на рис. 1.

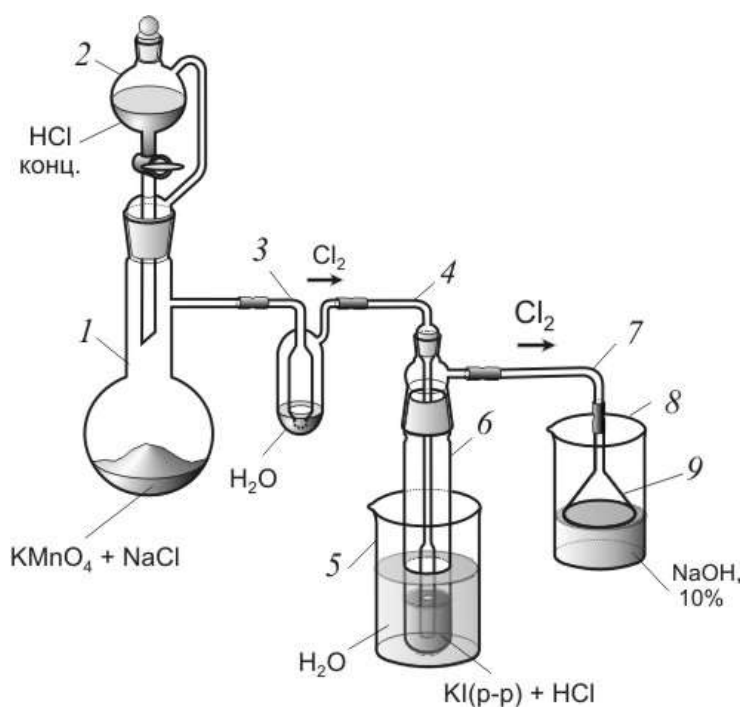


Рис. 1. Прибор для получения дигидрата тетрахлороиодата(III) калия:

1 – колба Вюрца; 2 – капельная воронка; 3 – промывалка с водой; 4 – газоподводящая трубка; 5 – стакан с водой; 6 – реактор.

Тщательно перетрите в фарфоровой ступке смесь 15 г перманганата калия с 10 г хлорида натрия (*в вытяжном шкафу! Наденьте защитные очки!*) и пересыпьте в колбу Вюрца через воронку для сыпучих веществ. Промывалку 3 заполните водой.

Проверьте герметичность собранного прибора. В реактор 6 налейте раствор 3 г иодида калия в 7 мл воды и добавьте 1 – 2 мл концентрированной соляной кислоты. Реактор погрузите в стакан 5 с теплой (30 – 40°C) водой. В капельную воронку 2 налейте концентрированную соляную кислоту (*наденьте защитные очки и перчатки!*).

Медленно приоткройте кран капельной воронки 2 и добавляйте по каплям концентрированную соляную кислоту к перманганату калия (*Наденьте защитные очки и перчатки!*).

Хлор пропускайте до тех пор, пока весь выпавший первоначально иод не прореагирует с хлором и окраска раствора не станет светло-желтой. Для ускорения реакции раствор с осадком иода в реакторе 6 рекомендуется периодически перемешивать длинной стеклянной палочкой, кратковременно приподнимая крышку реактора с газоподводящей трубкой 4, не прекращая пропускать хлор. После растворения всего выпавшего иода реакцию ведите при комнатной температуре. Для этого замените стакан 5 с теплой водой на стакан с водой комнатной температуры.

После завершения взаимодействия и изменения окраски раствора охладите реактор 6 в бане со льдом. Выпавшие кристаллы отделите на стеклянном пористом фильтре (*наденьте защитные очки или маску!*) и высушите на фильтре при включенном водоструйном насосе.

Полученный препарат поместите в бюкс и взвесьте. Напишите уравнения реакций и рассчитайте выход в процентах. Небольшие количества полученного вещества (на кончике шпателя) растворите в пробирках с холодной и горячей водой. Определите pH раствора. Покажите, присутствует ли в растворе свободный иод. Для этого прилейте в пробирки по 2 – 3 мл тетрахлорида углерода.

9. ПОЛОЖЕНИЕ О РЕЙТИНГОВОМ КОНТРОЛЕ ЗНАНИЙ ПРЕДМЕТА

Система рейтинга на 1 семестр

Рейтинговая оценка успеваемости студентов складывается из пяти пунктов:

1. Оценка преподавателем работы студента в практикуме: выполнение опытов, ведение рабочего журнала. Всего – **6 тем**, соответствующих темам коллоквиумов. Темы оцениваются следующим образом:

- 1) Очистка веществ, химическое равновесие – **3 балла**;
- 2) Растворы – **3 балла**;
- 3) Кинетика, водород, кислород, пероксид водорода – **4 балла**;
- 4) Галогены, сера – **7 баллов**;
- 5) Элементы 15 группы – **7 баллов**;
- 6) Элементы 14 группы, бор – **6 баллов**.

2. Синтезы, включая выполненные в "Малом практикуме". Всего **5 синтезов**. Максимальная оценка за один синтез – **4 балла**.

3. Оценка преподавателем теоретической подготовки студента: работа на семинарах, самостоятельная подготовка, ЭВМ-контроль (используется для допуска к коллоквиумам), коллоквиумы. Всего **6 коллоквиумов**, №1 и №2 оцениваются каждый максимально в **10 баллов**, остальные – максимально в **20 баллов**. Коллоквиум считается принятым, если студент получил положительную оценку за практикум по этой теме и усвоил **не менее 50%** теоретического материала (**5 баллов** для коллоквиумов № 1 и № 2, **10 баллов** – для коллоквиумов №№ 3 – 6). Студент, не сдавший коллоквиум по текущей теме, может выполнять практикум только по одной следующей теме.

4. Контрольные работы. В семестре выполняются **4 курсовые** (по **25 баллов** максимально каждая) контрольные работы. Студенты, пропустившие курсовую контрольную работу по уважительной причине, пишут ее в день разбора. Последний срок написания – 25 декабря 2012 г.

5. Экзамен, максимально **110 баллов**.

Максимально за семестр студент может набрать (без экзамена):

практикум – **30 баллов**; синтезы – **20 баллов**; теория – **100 баллов**;
курсовые контрольные – **100 баллов**; всего – **250 баллов**.

Зачёт получают студенты, выполнившие все темы практикума и сдавшие все коллоквиумы при условии, что они набрали **не менее 25 баллов** за работу в практикуме (п.п. 1. и 2.) и **не менее 50 баллов** за теорию (п. 3.).

Получение оценки по итогам работы в семестре без экзамена.

При наличии зачёта:

оценку **отлично** получает студент, набравший к 26.12 не менее **215 баллов** (из них не менее **80 баллов** за курсовые контрольные работы),

оценку **хорошо** может получить студент, набравший к 26.12 не менее **190 баллов** (из них не менее **65 баллов** за курсовые контрольные работы).

Вывод общей оценки за семестр с экзаменом:

290 баллов и выше, при этом **не менее 80 баллов** за экзамен – **отлично**;

240 – 289 баллов, при этом **не менее 65 баллов** за экзамен – **хорошо**;

170 – 239 баллов, при этом **не менее 45 баллов** за экзамен – **удовлетворительно**,

Ниже 170 баллов, либо **менее 45 баллов** за экзамен – **неудовлетворительно**.

Система рейтинга на 2 семестр

Рейтинговая оценка успеваемости студентов во 2-м семестре текущего учебного года складывается из пяти пунктов.

1. Оценка преподавателем работы в практикуме.

Работа студента в практикуме и ведение рабочего журнала, всего – **4 темы**, соответствующие темам коллоквиума. Темы оцениваются следующим образом:

- 1) Щелочные, магний, щелочноземельные элементы, алюминий – **5 баллов**;
- 2) Титан, ванадий – **5 баллов**;
- 3) Группа хрома, марганец – **7 баллов**;
- 4) Триада железа, группы меди и цинка – **7 баллов**.

2. Синтезы, включая выполненные в "Малом практикуме". Всего **5 синтезов**. Каждый студент должен выполнить не менее одного синтеза в "Малом практикуме". Максимальная оценка за один синтез – **4 балла**.

3. Оценка преподавателем теоретической подготовки студента: работа на семинарах, самостоятельная подготовка, ЭВМ-контроль, коллоквиумы. Всего **4 коллоквиума**, каждый из которых оценивается максимально в **20 баллов**. Коллоквиум считается принятым, если студент получил положительную оценку за практикум по этой теме и усвоил **не менее 50%** материала (**10 баллов рейтинга**). При неоднократной сдаче коллоквиума возможна оценка менее 50%. Студент, не сдавший коллоквиум по текущей теме, может выполнять практикум только по одной следующей теме.

4. Контрольные работы. В семестре выполняются **3 курсовые** (по **25 баллов** максимально каждая) контрольные работы. Студенты, пропустившие курсовую контрольную работу по уважительной причине, пишут ее в день разбора. Последний срок переписывания – **24 мая 2013 г.**

5. Экзамен, максимально **90 баллов**.

Зачёт получают студенты, выполнившие все темы практикума и сдавшие все коллоквиумы при условии, что они набрали **не менее 22 баллов** за работу в практикуме (п.п. 1. и 2.) и **не менее 40 баллов** за теорию (п. 3.).

Максимально за семестр студент может набрать (без экзамена):

практикум – **24 балла**; синтезы – **20 баллов**; теория – **80 баллов**; контрольные – **75 баллов**;
всего – **199 баллов**.

Получение оценки по итогам работы в семестре без экзамена.

При наличии зачёта:

оценку *отлично* получает студент, набравший к **24.05** не менее **170** баллов (из них не менее **60** баллов на курсовых контрольных работах),

оценку *хорошо* может получить студент, набравший к **24.05** не менее **150** баллов (из них не менее **50** баллов на курсовых контрольных работах).

Вывод общей оценки за семестр с экзаменом:

230 баллов и выше, при этом не менее 60 баллов за экзамен – *отлично*;

200 – 229 баллов, при этом не менее 50 баллов за экзамен – *хорошо*;

145 – 199 баллов, при этом не менее 37 баллов за экзамен – *удовлетворительно*,

Ниже 145 баллов, либо менее 37 баллов за экзамен – *неудовлетворительно*.