

ИНСТИТУТ ФАРМАЦИИ
Кафедра аналитической, физической и коллоидной химии

ТЕТРАДЬ ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ

ПО ХИМИИ БИОГЕННЫХ ЭЛЕМЕНТОВ

Утверждено на заседании Учебно-методического совета

Института фармации им. А.П. Нелюбина

26.04.2024г. протокол №7

Москва 2024

Составители:

*доцент, канд. фармацевт. наук Т.К. Слонская,
доцент, канд. хим. наук М.А. Хачатурян,
доцент, канд. хим. наук О.Н. Плахотная*

Под редакцией заведующего кафедрой аналитической,
физической и коллоидной химии, доктора фармацевтических наук,
профессора И.И. Краснюка (мл.)

ОГЛАВЛЕНИЕ

ПРЕДИСЛОВИЕ	4
Рабочие планы лекционных и лабораторно-практических занятий.....	5
Правила техники безопасности при работе в химической лаборатории	8
Введение.....	9
Основные обозначения, использованные в рабочей тетради	10
Рекомендуемая литература для самоподготовки к занятиям	10
 I. ХИМИЯ s-ЭЛЕМЕНТОВ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ	
Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА	11
ЗАНЯТИЕ 11. Химия s-элементов и их соединений	11
Лабораторная работа № 7. Химические свойства водород пероксида	13
Лабораторная работа № 8. Химические свойства s-элементов-металлов и их соединений.....	21
 II. ХИМИЯ d-ЭЛЕМЕНТОВ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ	
Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА	27
ЗАНЯТИЕ 12. Химические свойства d-элементов VI–VII групп ПСЭ Д.И. Менделеева и их соединений.....	27
Лабораторная работа № 9. Химические свойства соединений хрома	31
Лабораторная работа № 10. Химические свойства соединений марганца	38
ЗАНЯТИЕ 13. Химия d-элементов I, II, VIII групп ПСЭ Д.И. Менделеева	43
Лабораторная работа № 11. Химические свойства соединений железа, кобальта и никеля.....	47
Лабораторная работа № 12. Химические свойства серебра и меди	55
Лабораторная работа № 13. Химические свойства цинка и ртути.....	65
ЗАНЯТИЕ 14. РУБЕЖНАЯ КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 3. Химические свойства s- и d-элементов Периодической системы элементов Д.И. Менделеева.....	69
 III. ХИМИЯ p-ЭЛЕМЕНТОВ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ	
Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА	71
ЗАНЯТИЕ 15. Химические свойства p-элементов III–IV групп ПСЭ Д.И. Менделеева и их соединений	71
Лабораторная работа № 14. Свойства p-элементов III–IV групп и их соединений.....	75
ЗАНЯТИЕ 16. Химические свойства p-элементов V группы ПСЭ Д.И. Менделеева и их соединений.....	85
Лабораторная работа № 15. Свойства азота и его соединений.....	89
Лабораторная работа № 16. Химические свойства соединений фосфора	97
ЗАНЯТИЕ 17. Химические свойства p-элементов VI–VII групп ПСЭ Д.И. Менделеева и их соединений	105
Лабораторная работа № 17. Свойства соединений p-элементов VI группы. Сера и ее соединения	109
Лабораторная работа № 18. Свойства p-элементов VIIA группы и их соединений.....	117
ЗАНЯТИЕ 18. РУБЕЖНАЯ КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 4. Химические свойства p-элементов Периодической системы элементов Д.И. Менделеева.....	123
ПРИЛОЖЕНИЕ	124
СПРАВОЧНОЕ ПРИЛОЖЕНИЕ	130

ПРЕДИСЛОВИЕ

Учебное пособие предназначено для студентов 1-го курса Института фармации и медико-профилактического факультета Первого МГМУ имени И.М. Сеченова, обучающихся по специальностям 33.05.01 «Фармация», 30.05.01 «Медицинская биохимия», 30.05.02 «Медицинская биофизика», 06.05.01 «Биоинженерия и биоинформатика», 19.03.01 «Биотехнология».

Учебное пособие по химии биогенных элементов составлено согласно требованиям Федерального Государственного Образовательного Стандарта и соответствует Примерным программам по дисциплинам «Химия биогенных элементов», «Бионеорганическая химия» и «Общая и неорганическая химия» для вышеуказанных специальностей.

Данное пособие подготовлено с целью организации и контроля учебной работы студентов по курсу неорганической химии в часы аудиторных занятий и в часы внеаудиторной подготовки к ним.

Учебные материалы, представленные в тетради студента, включают задания по каждому разделу дисциплины как для самоподготовки, так и для аудиторной работы. Задания для самоподготовки составлены на основе лекционного курса и соответствующих разделов рекомендованной учебной литературы.

Тетрадь содержит задачи для самостоятельного решения, образцы вариантов рубежных контрольных работ, вопросы и задачи для подготовки к промежуточной аттестации, а также ситуационные задачи, решение которых позволяет моделировать реальную ситуацию в будущей профессиональной деятельности специалиста в области медицины и фармации.

Готовясь к текущему занятию, студент изучает теоретический материал, ссылки на который указаны в разделе «Учебный материал для решения целевых задач», а затем работает с материалами пособия по текущей теме, письменно отвечая на предложенные ему задания, включая расчетные задачи.

Значительное место в тетради отведено материалам лабораторного практикума, который включает 12 лабораторных работ. Для оптимизации процесса подготовки студента-первокурсника к лабораторному практикуму даны соответствующие формы протоколов лабораторных работ.

Все записи в лабораторном протоколе должны быть выполнены ручкой, причем экспериментальные данные и наблюдения заносятся в протокол по мере выполнения эксперимента, а теоретические расчеты и уравнения химических реакций должны быть сделаны, составлены и записаны во время домашней подготовки к выполнению лабораторного практикума. **При подготовке к занятию студенту необходимо изучить методику проведения эксперимента и заполнить графы 3 и 4 таблицы протокола лабораторной работы.**

При заполнении отдельных граф протоколов лабораторных работ, а также при решении задач необходимые справочные данные можно найти в части «Справочное приложение» к данному пособию, а также в «Кратком справочнике физико-химических величин» под редакцией А.А. Равделя и А.М. Пономаревой [6].

По окончании лабораторной работы студент обязан подписать результаты эксперимента у преподавателя, ведущего данный лабораторный практикум, и привести в порядок свое рабочее место.

Учебное пособие по химии биогенных элементов должно привить студентам-первокурсникам навыки работы с лекциями, с учебной и справочной литературой, помочь с решениями расчетных задач, научить серьезно готовиться и грамотно проводить химический эксперимент, соблюдая правила работы в химической лаборатории. Приобретенные навыки послужат студентам при последующем изучении базовых химических и специальных дисциплин Учебного плана.

Желаем успеха!

Коллектив авторов

**Рабочий план лекций по химии биогенных элементов
Специальность «Фармация»**

№	Тема лекции
1.	Введение. Значение химии для фармации. Энергетика химических реакций. Внутренняя энергия. Энтальпия. Стандартное состояние. Закон Гесса.
2.	Направление химических реакций. Энтропия. Энергия Гиббса. Химическое равновесие гомогенных и гетерогенных процессов.
3.	Растворы. Теории кислот и оснований. Процессы ионизации, гидролиза, нейтрализации с точки зрения различных теорий кислот и оснований.
4.	pH растворов слабых кислот, оснований, гидролизующихся солей. Амфотерные электролиты (амфолиты).
5.	Квантово-механические теории химической связи. Химия координационных соединений.
6.	Бионеорганическая химия. Химия d-элементов. Общая характеристика. Химия d-элементов VI, VII, VIII групп. Биологическая роль марганца, железа, кобальта и никеля. Применение их соединений в фармацевтическом анализе.
7.	Химия d-элементов I, II групп. Роль меди, серебра, золота, цинка в биосистемах. Токсическое действие кадмия и ртути.
8.	Химия p-элементов. Общая характеристика. Химия p-элементов III–IV групп. Химия бора и алюминия, их биологическая роль, значение для фармации. Химия углерода и кремния, роль в организме, значение для фармации. Химизм токсического действия соединений свинца, применение в медицине. Химические основы использования соединений олова и свинца в анализе фармпрепаратов
9.	Химия p-элементов V, VI групп. Азот, фосфор, их соединения. Биологическая роль, значение для фармации. Токсическое действие элементов подгруппы мышьяка. Химия кислорода и серы. Роль в биосистемах, значение для фармации.

**Календарный план лабораторно-практических занятий
по химии биогенных элементов
Специальность «Фармация»**

№	Содержание занятий
1.	Растворы. Эквивалент. Закон эквивалентов
2.	Растворы. Эквивалент. Закон эквивалентов (продолжение)
3.	Энергетика химических реакций.
4.	ОВР. Термодинамика ОВР
5.	Контрольная работа № 1
6.	Химическое равновесие. Равновесия в растворах сильных электролитов. Осмос.
7.	Равновесия в растворах слабых электролитов. Гидролиз
8.	Контрольная работа № 2. Химическое равновесие. Равновесия в растворах электролитов.
9.	Строение атома. Химическая связь. Комплексные соединения
10.	Часть 1. Химия s-элементов ПСЭ. Часть 2. Химия d-элементов VI–VII групп ПСЭ
11.	Химия d-элементов I, II–VIII групп ПСЭ
12.	Химия p-элементов III–IV групп ПСЭ
13.	Химия p-элементов V группы ПСЭ
14.	Химия p-элементов VI–VII групп ПСЭ
15.	Контрольная работа № 3. Химия s-, d-, p-элементов ПСЭ Д.И. Менделеева
16.	Итоговое занятие. Зачет. Централизованное тестирование

Рабочий план лабораторно-практических занятий по химии биогенных элементов. Специальность «Фармация»

Занятие 1. Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Эквивалент. Закон эквивалентов

- | | |
|--|----------|
| 1. Инструктаж по технике безопасности | 10 мин. |
| 2. Выполнение упражнений и решение задач по теме занятия | 125 мин. |

Занятие 2. Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Эквивалент.

Закон эквивалентов (продолжение)

- | | |
|--|----------|
| 1. Проверка домашнего задания | 10 мин. |
| 2. Тест-контроль № 2 "Растворы. Эквивалент. Закон эквивалентов" | 20 мин. |
| 3. <i>Лабораторная работа № 1</i> "Определение молярной массы эквивалента металла"
(допуск, выполнение, защита) | 105 мин. |

Занятие 3. Элементы химической термодинамики. Энергетика химических процессов.

Термодинамика окислительно-восстановительных процессов

- | | |
|---|---------|
| 1. Проверка домашнего задания | 10 мин. |
| 2. Тест-контроль № 3 "Энергетика химических реакций" | 15 мин. |
| 3. Выполнение упражнений и решение задач по теме занятия: | 60 мин. |
| 4. <i>Лабораторная работа № 2</i> "Определение теплоты реакции нейтрализации" | 50 мин. |

Занятие 4. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Термодинамика ОВР

- | | |
|--|---------|
| 1. Проверка домашнего задания | 10 мин. |
| 2. Тест-контроль № 4 "ОВР" | 25 мин. |
| 3. Выполнение упражнений и решение задач по теме занятия | 40 мин. |
| 4. <i>Лабораторная работа № 3</i> "ОВР" | 60 мин. |

Занятие 5. Контрольная работа № 1 "Растворы. Способы выражения концентрации растворов. Эквивалент. Закон эквивалентов. Элементы химической термодинамики. Термодинамика ОВР"

- | | |
|---|---------|
| 1. Допуск к контрольной работе и собеседование с преподавателем по теоретическим вопросам | 45 мин. |
| 2. Выполнение заданий варианта контрольной работы | 90 мин. |

Занятие 6. Химическое равновесие. Ионные равновесия в растворах сильных электролитов.

Осмотические свойства растворов

- | | |
|---|---------|
| 1. Проверка домашнего задания | 10 мин. |
| 2. Тест-контроль № 5 "Химическое равновесие. Осмос" | 25 мин. |
| 3. Выполнение упражнений и решение задач по теме "Химическое равновесие" | 40 мин. |
| 4. Выполнение упражнений и решение задач по теме "Ионные равновесия в растворах сильных электролитов" | 45 мин. |
| 5. <i>Лабораторная работа № 4</i> "Химическое равновесие" (демонстрационно) | 15 мин. |

Занятие 7. Протолитические равновесия: ионизация слабых электролитов, гидролиз, буферные системы.

- | | |
|--|---------|
| 1. Проверка домашнего задания | 10 мин. |
| 2. Тест-контроль № 6 "Равновесия в растворах слабых электролитов" | 25 мин. |
| 3. Выполнение упражнений и решение задач по теме занятия | 80 мин. |
| 4. <i>Лабораторная работа № 5</i> . "Равновесия в растворах слабых электролитов" (демонстрационно) | 20 мин. |

Занятие 8. Рубежная контрольная работа № 2 "Химическое равновесие в растворах электролитов"

- | | |
|---|---------|
| 1. Допуск к контрольной работе и собеседование с преподавателем по теоретическим вопросам | 45 мин. |
| 2. Выполнение заданий варианта контрольной работы | 90 мин. |

Занятие 9. Строение атома и химическая связь. Комплексные соединения

- | | |
|--|---------|
| 1. Проверка домашнего задания | 10 мин. |
| 2. Тест-контроль № 7 " Комплексные соединения" | 20 мин. |
| 3. Выполнение упражнений и решение задач по теме «Комплексные соединения» | 75 мин. |
| 4. <i>Лабораторная работа № 6</i> "Равновесия в растворах комплексных соединений"
(демонстрационно) | 30 мин. |

Занятие 10. Химия s-элементов ПСЭ. Химия d-элементов VI–VII групп ПСЭ

- | | |
|--|----------|
| 1. Проверка домашнего задания | 10 мин. |
| 2. Тест-контроль № 9. Химия s-элементов ПСЭ. Химия d-элементов VI–VII групп ПСЭ | 25 мин. |
| 3. Лабораторная работа № 7, 8 "Химические свойства водорода пероксида. Химия d-элементов VI–VII групп ПСЭ"(допуск, выполнение, защита) | 100 мин. |

Занятие 11. Химия d-элементов I, II–VIII групп ПСЭ

- | | |
|--|----------|
| 1. Проверка домашнего задания | 10 мин. |
| 2. Тест-контроль № 10 "Химия d-элементов I, II–VIII групп ПСЭ" | 25 мин. |
| 3. Лабораторная работа № 9, 10, 11 "Химия d-элементов I, II–VIII групп ПСЭ" (допуск, выполнение, защита) | 100 мин. |

Занятие 12. Химия p-элементов III–IV групп ПСЭ

- | | |
|---|----------|
| 1. Проверка домашнего задания | 10 мин. |
| 2. Тест-контроль № 11 "Химия p-элементов III–IV групп ПСЭ" | 25 мин. |
| 3. Лабораторная работа № 12 "Химия p-элементов III–IV групп ПСЭ" (допуск, выполнение, защита) | 100 мин. |

Занятие 13. Химия p-элементов V группы ПСЭ

- | | |
|---|----------|
| 1. Проверка домашнего задания | 15 мин. |
| 2. Тест-контроль № 12 "Химия p-элементов V группы ПСЭ" | 15 мин. |
| 3. Лабораторная работа № 13, 14, 15 "Химия p-элементов V группы ПСЭ (химия азота, химия фосфора, химия элементов подгруппы мышьяка)" (допуск, выполнение, защита) | 105 мин. |

Занятие 14. Химия p-элементов VI–VII групп ПСЭ

- | | |
|--|----------|
| 1. Проверка домашнего задания | 15 мин. |
| 2. Тест-контроль № 13 "Химия p-элементов VI–VII групп ПСЭ" | 15 мин. |
| 4. Лабораторная работа № 16, 17 "Химия p-элементов VI–VII групп ПСЭ" | 105 мин. |

Занятие 15. Рубежная контрольная работа № 3. Химия s-, d-, p-элементов ПСЭ Д.И. Менделеева

- | | |
|---|---------|
| 1. Допуск к контрольной работе и собеседование с преподавателем по теоретическим вопросам | 45 мин. |
| 2. Выполнение заданий варианта контрольной работы | 90 мин. |

Занятие 16. Итоговое занятие. ЗАЧЕТ. ЦЕНТРАЛИЗОВАННОЕ ТЕСТИРОВАНИЕ

135 мин.

ПРАВИЛА ТЕХНИКИ БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

1. Работа в лаборатории проводится в **белом халате**. При работе в лаборатории студенты должны соблюдать тишину и порядок.
2. Рабочее место не должно быть загромождено лишними вещами, за исключением книг, тетрадей, химической посуды, необходимых для выполнения текущего задания. Портфели, сумки, прочие предметы должны находиться в специально отведенном для них месте (по указанию преподавателя).
3. Студенты должны бережно обращаться с аппаратурой, химической посудой и реактивами. За порчу аппаратуры и посуды каждый студент несет личную материальную ответственность.
4. Горящие горелки, а также включенные электроприборы оставлять без надзора **ВОСПРЕЩАЕТСЯ**. Включать в сеть электронагревательные приборы можно только сухими руками и в розетку с соответствующим напряжением. Следует помнить, что ток напряжением 127–200 В **опасен для жизни**.
5. Нельзя засорять раковины бумагой и проч. Использованные фильтры бросать только в специальную посуду.
6. Соблюдать **ОСОБУЮ ОСТОРОЖНОСТЬ** при работе с концентрированными кислотами и щелочами. Работать с ними разрешается только под тягой. Если концентрированную кислоту или щелочь требуется наливать в пробирку, необходимо держать ее на расстоянии вытянутой руки от глаз.
7. При разбавлении водой минеральных кислот (серной, соляной и др.), концентрированных растворов едких щелочей, выделяющих при этом тепло, следует приливать их тонкой струей в холодную воду при одновременном помешивании.
8. Нельзя выливать хромовую смесь и растворы концентрированных кислот и щелочей в раковину. Если это необходимо, надо предварительно их нейтрализовать.
9. Работу с огнеопасными веществами, бензином, спиртами производить вдали от пламени.
10. Нельзя пить воду из химической посуды.
11. Нельзя пробовать на вкус и вдыхать химические вещества.
12. Нельзя набирать ядовитые и едкие вещества в пипетку ртом. Для этого использовать пипетку с резиновой грушей.
13. При попадании раствора едких щелочей и кислот на кожу необходимо промыть пораженное место водой, а затем раствором NaHCO_3 , $\omega = 3\%$ (при попадании кислоты) или раствором CH_3COOH , $\omega = 2\%$ (при попадании щелочи).
14. При попадании агрессивных веществ в глаза необходимо промыть водой, а затем раствором NaHCO_3 , $\omega = 3\%$ (если кислота), или насыщенным раствором борной кислоты (если щелочь).
15. По окончании работы студент обязан **привести в порядок свое рабочее место и сдать его дежурному**.

ВВЕДЕНИЕ

Цель изучения курса химии биогенных элементов и бионеорганической химии является единой для каждого лабораторно-практического занятия циклов «s-элементы», «p-элементы», «d-элементы» и может быть сформулирована следующим образом: "Приобретение навыков прогнозирования продуктов взаимодействия и превращений соединений s-, p- и d-элементов на основе изучения общих закономерностей изменения свойств элементов".

Раздел «Значимость темы» показывает связь изучаемого курса с другими химическими и фармацевтическими дисциплинами, знакомит студентов с химическими основами применения некоторых неорганических соединений в медицине и фармации.

Для приобретения навыков проведения количественных расчётов по реакциям взаимодействий и превращений соединений s-, p-, d-элементов в сборнике предлагаются образцы составления реакций последовательных превращений, и составления ОВР методом ионно-электронного баланса.

Подробное решение задач, оформленное с учётом современных требований ИЮПАК по номенклатуре неорганических соединений и рекомендаций по символам и терминологии физико-химических величин и единиц можно найти в Приложении.

В учебное пособие включены для самостоятельной работы студентов незаконченные уравнения окислительно-восстановительных реакций (ОВР) и цепочки реакций последовательных превращений веществ (РПП). При работе с ОВР, протекающими в растворах, необходимо использовать метод электронно-ионного баланса.

Составление каждого из уравнений РПП проводится на основе следующего алгоритма:

1. Определение степени окисления элемента в реагирующих веществах и продуктах реакции.
2. Определение типа химической реакции (окислительно-восстановительные, реакции нейтрализации, обмена и т.п.).
3. Выбор недостающего реагента для проведения реакции.
4. Выбор условий проведения реакции.
5. Составление уравнения протекания данной реакции.

При подготовке к лабораторной работе следует заполнять столбцы таблицы 3 и 4 протокола данной лабораторной работы, столбцы 5 и 6 заполняются на занятии в ходе выполнения лабораторной работы. Заполнять таблицу следует по образцу, приведенному ниже (таблица *).

Таблица *

1	2	3	4	5	6
№ опыта	Методика	Уравнение химической реакции	Расчеты	Наблюдения	Выводы
Опыт 1. Окислительные свойства водорода пероксида					
Наливают в пробирку 5–6 капель 0,5 М раствора калий иодида и 1 каплю 1 М раствора H ₂ SO ₄ , затем прибавляют 1–2 капли раствора H ₂ O ₂ .	$2\text{KI} + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{I}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{I}_2$ $\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{I}^- + \text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} + \text{I}_2$	$\Delta E_{\text{ОВР}}^0 = E^0(\text{H}_2\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}) - E^0(\text{I}_2/2\text{I}^-) = 1,77\text{В} - 0,54\text{В} = 1,23\text{В}$	Раствор окрашивается в желто-коричневый цвет	Реагируя с восстановителем (I ⁻), пероксид водорода проявляет окислительные свойства	

При подготовке к каждому занятию студент обязан проработать материал лекций по изучаемой теме и сделать конспект!

Основные обозначения, использованные в рабочей тетради

$m(X)$ – масса вещества, (г, кг)

$m_{p-p}(X)$ – масса раствора вещества X, (г, кг)

$V_{p-p}(X)$ – объём раствора вещества X, (л, см³)

ρ – плотность раствора или вещества (г/см³, г/мл)

$n(X)$ – количество вещества (моль)

$M(X)$ – молярная масса вещества X, (кг/моль, г/моль)

$f_{\text{экв}}(X)$ или $\frac{1}{Z}(X)$ – фактор эквивалентности вещества X (безразмерная величина)

$M(\frac{1}{Z}X) = \frac{1}{Z}(X) \cdot M(X)$ – молярная масса эквивалента (г/моль, кг/моль)

$C(X) = \frac{n(X)}{V_{p-p}(X)}$ – молярная концентрация (моль/л, моль/м³, моль/дм³). Допускается запись молярной концентрации с использованием символа M для обозначения единиц измерения моль/л, например: $C(H_2SO_4) = 0,2 \text{ M}$ вместо $C(H_2SO_4) = 0,2 \text{ моль/л}$.

$n(\frac{1}{Z}X)$ – количество вещества эквивалента (моль)

$C(\frac{1}{Z}X)$ – молярная концентрация эквивалента (моль/л, моль/м³, моль/дм³), $C(\frac{1}{Z}X) = \frac{C(X)}{\frac{1}{Z}(X)}$

$b(X) = \frac{n(X)}{m(p-ля)}$ – моляльность (моль/кг)

ω , $\omega\%$ – массовая доля (доля единицы или проценты).

$T(X)$ – титр раствора вещества X (г/см³, г/мл, кг/м³).

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА ДЛЯ САМОПОДГОТОВКИ К ЗАНЯТИЯМ

Основная литература

1. Ершов Ю.А., Попков В.А., Берлянд А.С., Книжник А.З. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов: Учебник для студентов медицинских специальностей высших учебных заведений. 7 издание. – М.: Высшая школа, 2009.
2. Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. 3-е изд., испр. – М.: Высш. шк., Изд. центр «Академия», 8-е издание, – Санкт-Петербург: Изд. «Лань», 2014.
3. Харитонов Ю.Я., Слонская Т.К. Электронная библиотека. Химия: общая и неорганическая. – М.: «Русский врач», 2004.

Дополнительная литература:

4. Третьяков Ю.Д., Мартыненко Л.И., Григорьев А.Н., Цивадзе А.Ю. Неорганическая химия. Химия элементов: Учебник для вузов. В 2 книгах. – М.: Химия, 2001.
5. Попков В.А., Пузаков С.А. Общая химия. – М.: ГЭОТАР-Медиа, 2007.
6. Краткий справочник физико-химических величин / Под ред. А.А. Равделя, А.М. Пономаревой. – Санкт-Петербург: «Иван Федоров», 2003.

Работе с учебной литературой предшествует работа студента с конспектом лекций, посещение которых на 1 курсе строго обязательно!

I. ХИМИЯ S-ЭЛЕМЕНТОВ

ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

ЗАНЯТИЕ 11.

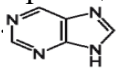
Тема: Химия s-элементов и их соединений.

Часть 1. Водород и его соединения.

Цель: научиться прогнозировать продукты химических превращений с участием водорода и пероксида водорода в зависимости от условий протекания реакции (природа реагентов, pH среды, температура).

Значимость изучаемой темы:

1. Водорода пероксид используется в качественном анализе как реактив для обнаружения в растворе ионов хрома(VI) (см. лабораторную работу). Восстановительные свойства водорода пероксида проявляются при обнаружении в растворе ионов марганца(VII). Указанные реакции являются фармакопейными и используются для подтверждения подлинности лекарственных препаратов и определения количественного содержания действующего вещества в препарате «калия перманганат».
2. Водород пероксид используется как окислитель в фармацевтической химии при анализе производных пурина (теофиллин, кофеин, теобромин и др.) – так называемая "мурексидная проба".

Сущность реакции заключается в том, что алкалоиды пуринового ряда, содержащие группировку , окисляются пергидролем (30% раствор водорода пероксида), и продукт окисления дает с раствором аммиака характерное малиновое окрашивание, обусловленное образованием аммонийной соли пурпуровой кислоты.

3. Водорода пероксид (2,7–3,2%) используется в медицине как антисептик бактериостатического действия (замедление превращений ДНК в бактериях). В практике провизора бывает необходимо получить раствор водорода пероксида (2,7–3,2%) разбавлением пергидроля и периодически проводить анализ содержания H_2O_2 в растворе (перманганатометрически) в связи с неустойчивостью этого соединения. В фармации также применяется вода дистиллированная – универсальный растворитель многих лекарственных препаратов (вода – универсальная среда протекания биохимических реакций в живых организмах). Вода дистиллированная, используемая для инъекций, должна быть апиrogenной (отсутствие микроорганизмов).

Учебный материал для решения целевых задач:

[1] Глава 6, §§ 6.1, 6.2, стр. 223–230.

[2] Часть вторая. Неорганическая химия, Раздел II, глава 2, стр. 299–309.

[4] Том 1, Глава 1, стр. 25–96.

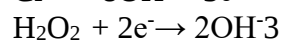
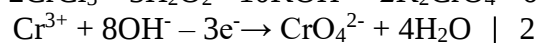
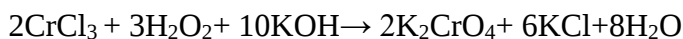
[5] Глава 11, 11.1, стр. 335–339.

Домашнее задание для самоподготовки.

1. Проработать текущий учебный материал по конспекту лекций и по соответствующим главам учебников, ответить на вопросы к экзамену
2. Заполнить графы (3, 4) таблицы протокола лабораторной работы
3. Решить задачи из списка задач для подготовки к промежуточной аттестации по теме занятия
4. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций методом ионно-электронного баланса согласно правилам (см. «Рабочая тетрадь по общей химии») и по приведенному ниже образцу (Пример 1).

Пример 1. $\text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow$

Решение



а) перманганата калия с пероксидом водорода в нейтральной среде

.....

.....

.....

.....

б) сульфата хрома(III) с пероксидом водорода в щелочной среде

.....

.....

.....

.....

в) пероксида водорода с хроматом натрия в нейтральной среде

.....

.....

.....

.....

г) пероксида водорода с иодидом калия в кислой среде.

.....

.....

.....

.....

д) $\text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

.....

.....

.....

.....

.....

.....

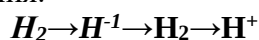
5. Составить уравнения реакций последовательных превращений
 $H_2 \rightarrow NaH \rightarrow H_2$

6. Ответить на вопросы:

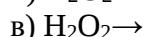
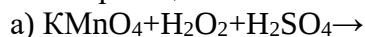
Какие свойства проявляет пероксид водорода в окислительно-восстановительных реакциях? Чем они обусловлены? Указать степень окисления кислорода в этом соединении.

Задания, выполняемые на занятии.

1. Охарактеризовать положение водорода в Периодической системе элементов, его электронную конфигурацию и характерные степени окисления.
2. Составить схемы реакций последовательного превращения с указанием условий их протекания.



3. Прогнозировать продукты в следующих химических реакциях. Составить соответствующие уравнения реакций.



4. Решить задачу.

На реакцию с 10 мл раствора H_2O_2 ($\rho = 1$ г/мл) пошло 30 мл раствора $KMnO_4$ с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л в присутствии H_2SO_4 . Рассчитать массовую долю H_2O_2 в растворе.

$$\omega(H_2O_2) = 2,55\%$$

Работа в лаборатории

1. Выполнить эксперимент по указанию преподавателя.
2. По мере выполнения эксперимента заполнить графы №№ 5, 6 таблицы лабораторной работы.
3. В графе «Наблюдения» записать видимые изменения цвета раствора, отметить выпадение осадков, выделение газов и объяснить эти изменения.
4. В графе «Выводы» сделать заключение по сути изучаемого в данном опыте конкретного свойства вещества или соединения.

Лабораторная работа № 7. Химические свойства водород пероксида

Цель: закрепить навыки проведения эксперимента, наблюдений, объяснения полученных результатов на основе теоретических знаний о свойствах реагирующих веществ.

Посуда и реактивы: штативы с пробирками, газовая горелка, вода дистиллированная, водные растворы: 0,5 М раствор калий иодида, 1 М раствор H_2SO_4 , 3% H_2O_2 , свежеприготовленный раствор крахмала, раствор соли хрома(III) сульфата, 6 М раствор щелочи, кристаллы железа(II) сульфата, диэтиловый эфир, 0,1 М раствор калия дихромата.

1	2	3
№ п/п	Методика проведения эксперимента	Уравнение химической реакции
Опыт 1. Окислительные свойства водород пероксида		
1.1.	Наливают в пробирку 5–6 капель 0,5 М раствора калий иодида и 1 каплю 1 М раствора H_2SO_4 , затем прибавляют 1–2 капли раствора H_2O_2 . разбавляют содержимое пробирки водой до образования слабо-желтой окраски, приливают 1–2 капли свежеприготовленного раствора крахмала.	
1.2.	В пробирку наливают 5–6 капель раствора хрома(III) сульфата и прибавляют по каплям 6 М раствор щелочи до тех пор, пока первоначально выпавший осадок $\text{Cr}(\text{OH})_3$ полностью не растворится в результате образования $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$ ионов. К полученному раствору добавляют несколько капель раствора H_2O_2 и слегка подогревают.	
1.3.	Растворяют несколько кристаллов железо(II) сульфата приблизительно в 1 мл воды и прибавляют 1–2 мл раствора щелочи. К полученному осадку добавляют 1–2 капли раствора H_2O_2 .	
Опыт 2. Восстановительные свойства водород пероксида		
2.1.	К 5–6 каплям раствора калий перманганата прибавляют 5–6 капель разбавленной серной кислоты. Затем приливают по каплям раствор водород пероксида.	

4	5	6
Расчеты	Наблюдения	Выводы
	Отметить цвет раствора. Переход зеленого цвета в желтый объясняется образованием в растворе ионов CrO_4^{2-}.	
	Отметить окраску полученного железа(II) гидроксида. Объяснить изменение цвета осадка.	
	Отметить цвет исходного и полученного раствора	

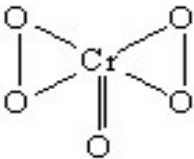
Опыт 3. Обнаружение водород пероксида
--

3.1.	К 5–6 каплям раствора H_2O_2 приливают 3–4 капли 1 М раствора H_2SO_4 и 5–6 капель диэтилового эфира, затем добавляют 1–2 капли 0,1 М раствора калий дихромата и взбалтывают смесь.	
------	--	--

Проанализировав результаты эксперимента, ответить на вопросы:

1. Пероксид водорода. Природа окислительно-восстановительной двойственности.
2. Химические основы применения пероксида водорода в медицине и фармации.
3. Качественные реакции на пероксид водорода, используемые в фармацевтическом анализе.

[illegible]

Расчеты	Наблюдения	Выводы
	Окраску эфирного слоя объясняет образование хром(VI) пероксида (CrO_5): 	

Решить ситуационную задачу

Ситуационная задача 1. Можно ли приготовить раствор, содержащий одновременно калия перманганат, водорода пероксид и серную кислоту? Ответ подтвердите расчетом стандартной энергии Гиббса.

Ситуационная задача 2. Пероксид водорода – лекарственное вещество, применяемое для обработки ран, обладающее бактерицидным и кровоостанавливающим действием. Охарактеризуйте химические свойства пероксида водорода на примере реакций лабораторного практикума. Приведите уравнение реакции обнаружения пероксида водорода в растворе.

Задачи для подготовки к промежуточной аттестации.

1. Какой объем раствора HCl с концентрацией 0,1 моль/л потребуется для нейтрализации продуктов гидролиза 8,4 г кальция гидроксида.
2. При взаимодействии 10 мл раствора H_2O_2 ($\rho = 1,0$ г/мл) с подкисленной серной кислотой раствором KI выделилось 2,5 г йода. Вычислить массовую долю пероксида водорода в растворе.
3. Объем раствора, образовавшегося после гидролиза натрия пероксида, составил 750 мл. Для нейтрализации 10 мл этого раствора потребовалось 15 мл 0,2 М раствора HCl . Сколько граммов натрия пероксида вступило в реакцию с водой?

Вопросы для подготовки к промежуточной аттестации.

1. Водород. Общая характеристика. Особенности положения в периодической системе элементов. Типичные реакции с простыми и сложными веществами. Бинарные соединения. Ион водорода и ион гидроксоний.
2. Вода. Физические и химические свойства. Гидроксиды, аквакомплексы и кристаллогидраты. Получение чистой воды.
3. Пероксид водорода. Получение. Стереохимия и природа связей. Химические свойства. Окислительно-восстановительная двойственность. Применение в медицине и фармации, роль в жизнедеятельности.

Часть 2. Химия s-элементов и их соединений.

Цель: научиться характеризовать закономерности изменения свойств s-элементов и их соединений на основе положения в ПСЭ, характеризовать свойства соединений s-элементов на основе оценки результатов проделанного эксперимента.

Значимость изучаемой темы

Важнейшими биогенными s-элементами являются Na, K, Ca, Mg, которые составляют 99% от общего содержания металлов в организме человека. Присутствуя во всех биологических жидкостях, ионы s-элементов обеспечивают постоянство осмотического давления, участвуют в передаче нервного импульса. Внутриклеточные ионы Mg^{2+} и K^{+} стабилизируют РНК и ДНК. Ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} являются активаторами гидролитических ферментов. Так, например, ионы Mg^{2+} , являясь активаторами фермента фосфатазы, способствуют гидролизу АТФ. Энергия, выделяющаяся при этом, обеспечивает работу натриево-калиевой АТФ-азы. Ca^{2+} участвует в процессе свёртывания крови. Основная часть кальция в организме входит в состав костей в виде $Ca_5(PO_4)_3OH$;

Соединения s-элементов используются как лекарственные препараты.

NaCl (0,9% раствор) – “физиологический раствор”, изотоничен плазме крови, используется для компенсации кровопотерь.

$Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ и $MgSO_4 \cdot 7H_2O$ – используются в основном как слабительные средства, действие которых основано на осмотическом переносе воды в кишечник при введении в него достаточных количеств Mg^{2+} и Na^{+} .

$NaHCO_3$ – поддерживает кислотно-основное равновесие в организме, нейтрализует повышенную кислотность желудочного сока.

NaBr, KBr – используются как седативные (успокаивающие) средства.

Li_2CO_3 – используется при лечении психических заболеваний, терапевтический эффект связан со стабилизацией мембран нейронов ЦНС.

$CaSO_4 \cdot 2H_2O$ – гипс.

$CaCl_2$ – оказывает антиаллергическое и противовоспалительное действие, снимает спазмы сердечной мышцы, активизирует свертывание крови.

MgO – применяется для нейтрализации повышенной кислотности желудочного сока. В основе действия лежит реакция: $MgO + 2HCl \rightarrow MgCl_2 + H_2O$

Знание рассмотренных выше вопросов необходимо при изучении следующих дисциплин: физиологии, биохимии, фармацевтической химии, фармакологии.

Учебный материал для решения целевых задач:

[1] Глава 6, стр. 223–254.

[2] Часть вторая. Неорганическая химия. Раздел II, глава 8, 9, стр. 510–537.

[4] Том 1, Глава 2, стр. 97–149.

[5] Глава 11, 11.2–11.5, стр. 339–369.

Домашнее задание для самоподготовки.

1. Проработать текущий учебный материал по конспекту лекций и по соответствующим главам учебников, ответить на вопросы к экзамену
2. Заполнить графы (3, 4) таблицы протокола лабораторной работы
3. Решить задачи из списка задач для подготовки к промежуточной аттестации по теме занятия
4. Составить уравнения реакций последовательных превращений:
а) $Ca(OH)_2 \rightarrow CaCO_3 \rightarrow Ca(HCO_3)_2$

.....
.....

б) $Na \rightarrow Na_2O_2 \rightarrow NaOH \rightarrow NaHCO_3 \rightarrow Na_2CO_3$

.....
.....
.....

5. Написать уравнения реакций и ответить на вопросы:

5.1. Написать уравнения реакций горения лития, натрия, калия и назвать полученные соединения. Написать уравнения реакций полученных соединений с водой.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

5.2. Какие свойства проявляет пероксид натрия в окислительно-восстановительных реакциях? Указать степень окисления кислорода в этом соединении.....

.....

.....

5.3. Какие свойства проявляет надпероксид калия в окислительно-восстановительных реакциях? Чему равна степень окисления кислорода в этом соединении?.....

.....

.....

5.4. Написать уравнения реакций:

а) перманганата калия с пероксидом натрия в кислой среде

.....

.....

.....

.....

.....

б) надпероксида калия с серной кислотой

.....

.....

.....

.....

в) надпероксида калия с иодидом калия в сернокислой среде

.....

.....

.....

.....

5.5. В чем проявляются отличия свойств Be от свойств других s-элементов II группы? Написать уравнения реакций:

а) бериллия с раствором щелочи

.....

.....

.....

б) гидроксида бериллия с раствором щелочи

.....

Как изменяются кислотно-основные свойства в ряду $\text{Be}(\text{OH})_2$ – $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и почему? Написать уравнения реакций в молекулярном и ионном виде, подтверждающие амфотерные свойства $\text{Be}(\text{OH})_2$

.....

.....

.....

.....

5.6. Написать уравнения реакций пероксида бария:

а) с серной кислотой

.....
.....
.....

б) с раствором нитрата серебра

.....
.....

в) с раствором иодида калия в присутствии хлороводородной кислоты

.....
.....
.....
.....

Указать, какие свойства проявляет пероксид бария в каждой реакции.

Задания, выполняемые на занятии.

1. Охарактеризовать особенности электронной структуры атомов s-элементов.
2. Какое положение занимают s-элементы в Периодической системе?
3. Каковы закономерности изменения свойств атомов s-элементов (радиуса атома, энергии ионизации, электроотрицательности)?
4. Где расположены s-элементы в ряду напряжений металлов?
5. Составить уравнения химических реакций, иллюстрирующих схемы:
 - а) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaH}_2 \rightarrow \text{Ca(OH)}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca(HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaO}$
 - б) $\text{K} \rightarrow \text{KO}_2 \rightarrow \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$
 - в) $\text{Be} \rightarrow [\text{Be(OH)}_4]^{2-} \rightarrow \text{Be(OH)}_2 \rightarrow [\text{Be(H}_2\text{O)}_4]^{2+}$
6. Решить задачу. Объём раствора, образовавшегося после гидролиза натрий пероксида, составил 750 мл. Для нейтрализации 10 мл этого раствора потребовалось 15 мл 0,2 М раствора HCl. Сколько граммов натрий пероксида вступило в реакцию с водой?

$$m(\text{Na}_2\text{O}_2) = 8,74 \text{ г}$$

Работа в лаборатории

1. Выполнить эксперимент по указанию преподавателя.
2. По мере выполнения эксперимента заполнить графы №№ 5, 6 таблицы.
3. В графе «Наблюдения» записывают видимые изменения цвета раствора, отмечают выпадение осадков, выделение газов и объясняют эти изменения.
4. В графе «Выводы» делают заключение по сути изучаемого в данном опыте конкретного свойства вещества или соединения.

Лабораторная работа № 8. Химические свойства s-элементов – металлов и их соединений

Цель: закрепить навыки проведения эксперимента, наблюдения, объяснения полученных результатов на основе теоретических знаний о свойствах реагирующих веществ.

Посуда и реактивы: штативы с пробирками, газовая горелка, вода дистиллированная, 0,1 М водные растворы солей натрия, лития, калия, магния, кальция, стронция, бария, 0,1 М раствор соляной кислоты, 0,5 М раствор натрия гидроксида, 0,1 М раствор аммония хлорида, 0,1 М раствор аммиака, стружка магния, 0,02 М растворы солей (кальция, стронция, бария), 0,02 М раствор сульфата аммония.

1	2	3
№ п/п	Методика проведения эксперимента	Уравнение химической реакции
Опыт 1.Окрашивание пламени горелки летучими солями щелочных и щелочно-земельных металлов*		
1.1.*	Наносят на чистую бумажную полоску каплю раствора соли натрия, вносят ее в пламя горелки и отмечают характерную окраску пламени. Повторяют опыт последовательно с растворами солей лития, калия, кальция, стронция, бария.	
Опыт 2. Восстановительные свойства магния		
2.1.	В три пробирки наливают небольшое количество воды, 0,1 М раствора соляной кислоты и 0,1 М раствора аммоний хлорида, затем в каждую пробирку помещают кусочек стружки магния, отмечают, в каких случаях идут реакции, записывают уравнения реакций.	
2.2.	Нагревают пробирку с водой и магнием и оценивают влияние нагревания на их взаимодействие, составляют уравнение этой реакции и делают вывод о восстановительной активности магния.	
Опыт 3. Получение и химические свойства гидроксидов магния и щелочно-земельных металлов		
3.1.	В четыре пробирки наливают небольшие количества 0,1 М растворов солей магния, кальция, стронция, бария. Добавляют в каждую пробирку по каплям равные объемы 0,5 М раствора натрия гидроксида; отмечают, в каких случаях образуются осадки и сравнивают по количеству, после чего составляют уравнения реакций образования гидроксидов металлов	

4	5	6
Расчеты	Наблюдения	Выводы

3.2.	Исследуют растворимость полученных осадков в сильных кислотах: к осадкам, полученным в опыте 3.1, добавляют равные объемы 1 М раствора соляной кислоты; записывают уравнения соответствующих реакций.	
3.3.	Повторяют опыт 3.1, заменив раствор натрий гидроксида эквимольным раствором аммиака. Составляют уравнения соответствующих реакций и делают выводы.	

Опыт 4. Сульфаты щелочноземельных металлов (получение и свойства)

4.1.	В три пробирки наливают по 1 мл 0,02 М растворов солей кальция, стронция, бария. Добавляют в каждую пробирку равные объемы эквимольного раствора сульфата аммония; отмечают, в каких случаях происходит образование осадков, сравнивают их по количеству.	записывают уравнения соответствующих реакций <i>в молекулярной и ионной форме</i> .
4.2.	Исследуют растворимость сульфатов щелочно-земельных металлов в сильных кислотах. В пробирки с осадками сульфатов, полученных в опыте 4.1, добавляют по каплям 0,1 М раствор соляной кислоты	составляют уравнения соответствующих реакций <i>в молекулярной и ионной форме</i> ,

Сопоставляют величины K_S осадков		
	отмечают, в каких случаях происходит растворение осадков	

Проанализировав результаты эксперимента, ответить на вопросы:

1. Как изменяется радиус атома в подгруппе s-элементов с ростом заряда ядра атома?
2. Какой ион образует наиболее прочные связи с ионом фтора?
а) Rb^+ б) K^+ в) Na^+ г) Li^+
3. Как изменяется сила оснований элементов IIА подгруппы с ростом заряда ядра атома?
Дать аргументированный ответ.
4. Реакция среды в водном растворе соли Be(II) сульфата:
а) кислая б) щелочная в) нейтральная
5. Охарактеризовать растворимость солей металлов IA и IIА групп. Какая из следующих солей наиболее растворима в воде?
а) BaCO_3 б) CaSO_4 в) CaC_2O_4

Решить ситуационную задачу

Ситуационная задача 1. Известен трагический случай гибели больного, в результате того, что врач-рентгенолог дал пациенту перед рентгеновским исследованием желудка принять внутрь вместо препарата сульфата бария – хлорид бария. Препарат находился на привычном для врача месте, в обычной упаковке. Упаковка была распечатана! В чем ошибка (или ошибки) врача? Какое свойство сульфата бария однозначно отличает его от хлорида бария? На что должен был обязательно обратить внимание врач при приготовлении препарата (разведении препарата водой), учитывая произошедшую подмену препаратов. Какие правила хранения препарата были нарушены? Почему препарат бария сульфата тщательно анализируется на содержание примесей карбонатов? Прокомментируйте данную ситуацию с точки зрения провизора – химика. Ответ подтвердите уравнениями реакций.

Ситуационная задача 2. Навеску препарата «кальция хлорида» $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ массой 0,800 г растворяют в воде, объем раствора доводят до 100 мл, тщательно перемешивают. К 25 мл приготовленного раствора добавляют индикатор «эриохром черный» и титруют раствором ЭДТА с концентрацией 0,050 моль/л до сине-фиолетового окрашивания. На титрование приготовленного раствора израсходовано 17,9 мл раствора ЭДТА.

Соответствует ли исследуемый образец препарата требованию Государственной фармакопеи по количественному содержанию, если массовая доля $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ в препарате должна быть не менее 98,0%.

Вопросы для подготовки к промежуточной аттестации.

1. Элементы группы IA (щелочные металлы). Общая характеристика. Химические связи в простых и сложных веществах. Реакции с кислородом и водородом. Оксиды и гидроксиды. Пероксиды и надпероксиды, взаимодействие с водой.
2. Образование комплексных соединений ионами металлов групп IA и IIА. Макроциклические комплексы.
3. Химические основы биологического действия и медицинского применения соединений элементов групп IA и IIА.
4. Элементы группы IIА. Общая характеристика. Изменение свойств в сравнении с группой IA. Бериллий. Амфотерность гидроксида, гидролиз солей. Образование комплексных соединений в растворах. Фтороберилаты.
5. Магний, оксид и гидроксид магния. Растворимость солей в воде. Применение в медицине. Ион магния как комплексобразователь. Магний в хлорофилле. Сходство магния с литием ("диагональное сходство") и его причины.
6. Элементы подгруппы кальция ("щелочноземельные металлы"). Общая характеристика. Свойства гидроксидов. Растворимость солей. Сходство ионов кальция и стронция, изоморфное замещение. Кальций и жёсткость воды. Методы устранения жёсткости.

II. ХИМИЯ d-ЭЛЕМЕНТОВ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Занятие 12.

Тема: Химические свойства d-элементов VI–VII групп ПСЭ Д.И. Менделеева и их соединений.

Часть 1. Химия d-элементов VI группы ПСЭ Д.И. Менделеева. Свойства соединений хрома.

Цель:

1. Используя знания электронного строения атомов элементов VIB подгруппы, прогнозировать возможные типы химических реакций:
 - а) кислотно-основные взаимодействия;
 - б) окислительно-восстановительные реакции;
 - в) комплексообразование.
2. Закрепить навыки проведения и обработки результатов эксперимента на примере реакций соединений хрома.
3. Понимать взаимосвязь химических свойств соединений элементов VIB группы с механизмом их биологической активности.

Значимость изучаемой темы

Знание свойств соединений хрома, типичного представителя d-элементов VIB группы, необходимо студенту фармацевтического факультета для изучения последующих тем курса, для изучения последующих дисциплин (аналитической химии, фармацевтической химии, токсикологической химии, фармакологии и др.), для практической деятельности провизора, врача-лаборанта, исследователя.

Хром постоянно содержится в живых организмах (несколько меньше 6 мг), но роль его окончательно невыяснена; хром необходим для функционирования протеолитических ферментов, является кофактором инсулина и необходим для нормального использования глюкозы. Дефицит хрома обнаруживается при ишемической болезни сердца, хроническом холецистите, при первичном раке печени, при циррозе печени.

Cr(III) может образовывать комплексы с трансферрином и цитохромом C; в ферментативных реакциях были испытаны комплексы АДФ и АТФ с Cr(III).

Калия дихромат (реже калия хромат), используется для определения Fe^{2+} , Mn^{2+} , аскорбиновой кислоты, метилового спирта.

Соединения хрома используются как окислители при получении лекарственных препаратов (метиленового синего, риванола).

На реакции восстановления Cr(VI) до Cr(III) основан экспресс-метод экспертизы алкогольного опьянения.

Радиоактивный хром применяют в лучевой терапии.

Соли хрома (хроматы и дихроматы) – ядовиты, действуют раздражающе на кожу и слизистые оболочки, вызывая изъязвления. Хром – канцероген. Его смертельная доза от 1 до 8 г. Хром накапливается в печени, почках, эндокринных железах.

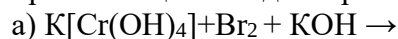
Молибден (элемент VIB группы) – микроэлемент, входит в состав растительных и животных организмов, ряда ферментов, участвующих в метаболизме азота.

Учебный материал для решения целевых задач:

1. Лекции по изучаемой теме.
2. [1] Глава 7, 7.1–7.3, стр. 254–268
[2] Часть вторая. Раздел III, глава 1, 6, стр. 546–550, 597–618.
[4] Том 1, Глава 6, стр. 298–370.
[5] Глава 13, §13.5, стр. 504–512.

Домашнее задание для самоподготовки.

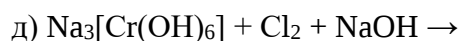
1. Проработать текущий учебный материал по конспекту лекций и по соответствующим главам учебников, ответить на вопросы к экзамену
2. Заполнить графы (3, 4) таблицы протокола лабораторной работы
3. Решить задачи из списка задач для подготовки к промежуточной аттестации по теме занятия
4. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций (для реакций, протекающих в водных растворах, коэффициенты подобрать ионно-электронным методом).



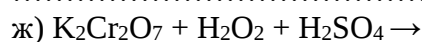
.....
.....
.....



.....
.....
.....



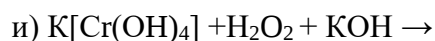
.....
.....
.....



.....
.....
.....



.....
.....
.....

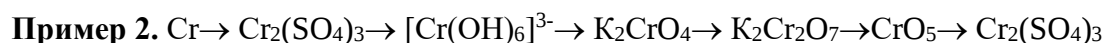


.....
.....
.....
.....

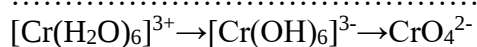
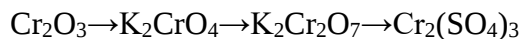


.....
.....
.....

5. Составить уравнения реакций последовательных превращений. (Образец см. Пример 2.)



- 1) $2\text{Cr} + 6\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$ (реакция идет при нагревании)
- 2) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 12\text{KOH} \rightarrow 2\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + 3\text{K}_2\text{SO}_4$
- 3) $2\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6] + 3\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow 2\text{K}_2\text{CrO}_4 + 2\text{KOH} + 8\text{H}_2\text{O}$
- 4) $2\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + 4\text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{CrO}_5 + 5\text{H}_2\text{O} + \text{K}_2\text{SO}_4$
- 6) $4\text{CrO}_5 + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + 7\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$



6. Ответить на вопросы:

6.1. Охарактеризовать положение хрома в ряду стандартных электродных потенциалов. Написать уравнения реакций хрома с разбавленными и концентрированными кислотами.

6.2. Охарактеризовать кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства оксида и гидроксида хрома(III)? Подтвердить уравнениями реакций.

6.3. Указать возможные и характерные степени окисления хрома в соединениях. Как изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства в ряду гидроксидов хрома с увеличением степени окисления хрома? Подтвердить уравнениями реакций.

Задания, выполняемые на занятии

1. Строение электронной оболочки атома хрома. Возможные и характерные степени окисления.

2. Термодинамическая устойчивость соединений хрома(III) и хрома(VI).

$$\Delta G^0_f(\text{Cr}_2\text{O}_3) = -253,2 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta G^0_f(\text{CrO}_3) = -120,7 \text{ кДж/моль}$$

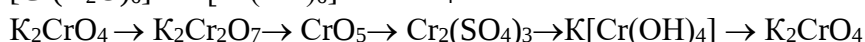
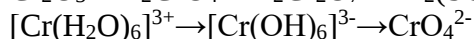
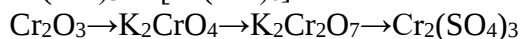
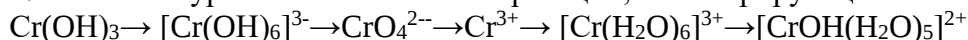
3. Условия и возможность взаимного превращения соединений хрома с одинаковыми степенями окисления; амфотерность хрома(III), взаимные превращения: $\text{CrO}_4^{2-} \leftrightarrow \text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$

4. Условия и возможность взаимного превращения соединений с различными степенями окисления ($\text{Cr(VI)} + \text{Zn} \leftrightarrow \text{Cr(III)}$).

5. Изменение кислотно – основных свойств с изменением СО (степени окисления): Cr(OH)_2 ; Cr(OH)_3 ; $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

6. Образование и устойчивость комплексных соединений хрома: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$; $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$; $[\text{Cr}(\text{SCN})_6]^{3-}$. Пользуясь методом валентных связей, описать структуру предложенных комплексов. Определить тип гибридизации, пространственную структуру, охарактеризовать магнитные свойства.

7. Составить уравнения химических реакций, иллюстрирующих схемы:



8. Решить задачи:

Задача № 1. Растворимость Ag_2CrO_4 составляет $1 \cdot 10^{-4}$ моль/л при 20°C . Вычислить $K_s(\text{Ag}_2\text{CrO}_4)$.
 $(K_s = 4 \cdot 10^{-12} \text{ моль}^3/\text{л}^3)$

Задача № 2. Сколько мл раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ с молярной концентрацией эквивалента равной 0,25 моль/л, следует добавить к подкисленному серной кислотой раствору KI для выделения 0,01 моль I_2 ?
 $(V_p(\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7) = 8 \cdot 10^{-2} \text{ л} = 80 \text{ мл})$

Работа в лаборатории

1. Выполнить эксперимент по указанию преподавателя.
2. По мере выполнения эксперимента заполнить графы №№ 5, 6 таблицы.
3. В графе «Наблюдения» записать видимые изменения цвета раствора, отметить выпадение осадков, выделение газов и объяснить эти изменения.
4. В графе «Выводы» сделать заключение по сути изучаемого в данном опыте конкретного свойства вещества или соединения.

Лабораторная работа № 9. Химические свойства соединений хрома

Цель: закрепить навыки проведения эксперимента, наблюдения, объяснения полученных результатов на основе теоретических знаний о свойствах реагирующих веществ.

Посуда и реактивы: штативы с пробирками, газовая горелка, вода дистиллированная, 0,1 М водные растворы солей хрома(III) хлорида, калия нитрита, калия хромата, натрия карбоната, 1 М раствор серной кислоты, 1 М раствор натрия гидроксида.

1	2	3
№ п/п	Методика проведения эксперимента	Уравнение химической реакции
Опыт 1. Реакция гидролиза в растворах солей хрома(III)		
1.1.	В пробирки вносят по 2–4 капли раствора соли хрома(III) сульфата, добавляют раствор соды. Что наблюдается? Выделяется ли газ?	Записать уравнение реакции совместного гидролиза в молекулярной и протолитической форме
1.2.	Действуют на образовавшийся осадок кислотой и щелочью. Объясняют наблюдения, записывают уравнения протекающих реакций в протолитической форме.	
Опыт 2. Реакция замещения лигандов		
2.1.	В две пробирки вносят по 1 мл раствора хрома(III) хлорида. Одну пробирку нагревают до изменения окраски раствора, вторую оставляют для сравнения. Объясняют причину изменения окраски раствора, записывают уравнение реакции и делают вывод.	
Опыт 3. Ионные равновесия в растворах солей Cr(VI)		
3.1.	К раствору калия хромата приливают по каплям раствор серной кислоты с молярной концентрацией 1 моль/л до изменения цвета раствора. В полученный раствор добавляют по каплям раствор щелочи до изменения цвета. Объясняют наблюдения.	Записать уравнение кислотно-основного равновесия в растворах солей хрома(VI)
Опыт 4. Окислительные свойства соединений Cr(VI)		
4.1.	К 2 мл раствора калия хромата приливают раствор калия нитрита. Разливают раствор на две пробирки, слегка нагревают. В одну пробирку добавляют несколько капель серной кислоты, в другую – щелочи. Какое свойство соединений хрома(VI) изучалось?	

4	5	6
Расчеты	Наблюдения	Выводы
		Охарактеризовать устойчивость хроматов и дихроматов в различных средах
Объясняют влияние pH среды на протекание реакции, используя таблицу стандартных окислительно-восстановительных потенциалов.		

Проанализировав результаты эксперимента, ответить на вопросы:

1. Какие ионы существуют в водных растворах солей хрома(III) и хрома(VI):

а) при $\text{pH} > 7$; б) при $\text{pH} < 7$.

Привести примеры соответствующих соединений, назвать их. Привести уравнения реакций гидролиза этих соединений в протолитической форме.

.....
.....
.....
.....

2. Как получить пероксид хрома из дихромата калия? Какова степень окисления хрома в пероксиде хрома? Какие свойства проявляет пероксид хрома в окислительно-восстановительных реакциях? Подтвердить уравнениями реакций.

.....
.....
.....
.....

3. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций перехода

а) сульфата хрома(III) в хромат калия

б) дихромата калия в хромат калия.

.....
.....
.....
.....

Решить ситуационную задачу

В лаборатории обнаружены следующие растворы соединений хрома (надписи частично стёрлись): сине-зеленый, желтый, оранжевый. Предположите, какие это соединения. Приведите уравнения химических реакций, подтверждающих Ваше предположение. Какие свойства соединений хрома они подтверждают? Для ответа используйте реакции лабораторного практикума.

Вопросы для подготовки к промежуточной аттестации.

1. Химия d-элементов. Общая характеристика: переменные степени окисления, образование комплексных соединений, окраска соединений. Вторичная периодичность в семействах d-элементов. Повышенное сходство d-элементов 5-го и 6-го периодов. Лантаноидное сжатие.

2. Элементы группы VIB. Общая характеристика. Хром. Восстановительные свойства соединений хрома(II). Соединения хрома(III). Амфотерность гидроксида. Растворимость и гидролиз солей. Комплексные соединения хрома(III). Восстановительные свойства соединений хрома(III). Влияние pH.

3. Соединения хрома(VI). Хром(VI) оксид и двуххромовая кислота. Хроматы и дихроматы, равновесие в растворах. Окислительные свойства хроматов и дихроматов, зависимость от pH. Пероксид хрома и его структура. Применение соединений хрома в фармации.

4. Биологическое значение хрома и молибдена. Химические основы применения хрома и молибдена в фармацевтическом анализе.

Задачи для подготовки к промежуточной аттестации.

1. Какая масса натрия хромата образуется при действии избытка водород пероксида и натрия гидроксида на 250 мл 0,04 М раствора хром(III) сульфата?

2. Пользуясь методом валентных связей, объяснить механизм образования химической связи, тип гибридизации и геометрическую конфигурацию комплексного иона $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$.

Часть 2. Химия d-элементов VII группы ПСЭ Д.И. Менделеева.

Цель:

Научиться:

1. Использовать знания электронного строения атомов группы VIIВ и закономерностей изменения свойств элементов по группам и периодам в Периодической системе элементов для прогнозирования возможных типов химических реакций: кислотно-основных, окислительно-восстановительных, комплексообразования.
2. Использовать основные химические законы и понятия при решении задач, связанных с химическими превращениями элементов VIIВ группы и их соединений.
3. Понимать взаимосвязь химических свойств соединений элементов VIIВ группы с химизмом их фармацевтического применения и механизмом их биологической активности.
4. Использовать полученные навыки проведения и обработки результатов эксперимента при объяснении химических реакций соединений марганца.

Значимость изучаемой темы

Знание свойств соединений марганца необходимо для понимания основных особенностей и закономерностей изменения свойств элементов d-блока как внутри блока, так и в сравнении со свойствами элементов s-и p-блоков Периодической системы элементов. Объем знаний по химии d-элементов, приобретенный в курсе неорганической химии, будет востребован при изучении последующих дисциплин (аналитической химии, фармацевтической химии, токсикологии, фармакологии и др.), а также в дальнейшей практической деятельности.

Марганец – микроэлемент, в организме человека 12–20 мг марганца, который находится в костях, печени, почках, поджелудочной железе и гипофизе. Марганец влияет на рост, репродуктивную функцию, липидный и углеводный обмен, развитие скелета. Mn-содержащие ферменты: пируваткарбоксилаза и аргиназа локализуются в печени.

В реакциях биологического окисления (разложение H_2O_2 на воду и молекулярный кислород) участвует фермент каталаза, в активном центре которой содержится Mn^{2+} .

Mn^{2+} входит в состав ферментов, катализирующих гидролитические реакции.

Раствор калий перманганата применяется в качестве стандартного раствора при количественном определении восстановителей – например, Fe^{2+} , I^- , поли- и оксикарбоновых кислот, альдегидов, мочевой, муравьиной и аскорбиновой кислот методом прямого титрования, и окислителей – например, Fe^{3+} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, BrO_3^- , методом обратного титрования.

Калий перманганат используется в токсикологии для качественного обнаружения метилового спирта, новокаина, кокаина (последний образует кристаллы определённого строения).

Раствор калий перманганата используется в качестве дезинфицирующего средства в медицине.

Соединения марганца являются сильными ядами, действующими на центральную нервную систему, поражающие почки, лёгкие, сердце.

Учебный материал для решения целевых задач:

1. Лекции по изучаемой теме.
2. [1] Глава 7, 7.4–7.5, стр. 268–274.
[2] Часть вторая. Раздел III, глава 7, стр. 618–630.
[4] Том 1, Глава 7, стр. 371–419.
[5] Глава 13, §13.6, стр. 512–518.

Задание для самоподготовки

1. Проработать текущий учебный материал по конспекту лекций и по соответствующим главам учебников, ответить на вопросы к экзамену
2. Заполнить графы (3, 4) таблицы протокола лабораторной работы
3. Решить задачи из списка задач для подготовки к промежуточной аттестации по теме занятия
4. Составить и уравнивать методом ионно-электронного баланса уравнения окислительно-восстановительных реакций:
а) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
б) $\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{S}_2\text{O}_8 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
в) $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
г) $\text{MnSO}_4 + \text{NaClO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

- д) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{KOH} \rightarrow$
 е) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 ж) $\text{KMnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
 з) $\text{KMnO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
 и) $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 к) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$

5. Составить уравнения реакций последовательных превращений

- а) $\text{Na}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{NaMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{HMnO}_4$
 б) $\text{Mn} \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{Mn}$
 в) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{MnOHCl}$
 г) $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4$
 д) $\text{Mn}_3\text{O}_4 \rightarrow \text{Mn} \rightarrow \text{MnS} \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$
 е) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{CaMnO}_3 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7$
 ж) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnCl}_2 \rightarrow \text{Mn}$
 з) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow (\text{MnOH})_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4$
 и) $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{MnO}_4$
 к) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{HMnO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7$

1. Какое положение в ряду стандартных электродных потенциалов занимает Mn? Как взаимодействует Mn с кислотами, с водой?

3. Охарактеризовать кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства MnO_2 .
 Ответ подтвердить уравнениями реакций

а) с более высокой степенью окисления

Коэффициенты подобрать ионно-электронным методом.

6. Как влияет pH раствора на окислительные свойства перманганатов? Ответ подтвердить уравнениями реакций, взяв в качестве восстановителей:

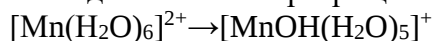
б) иодид калия.

Образец тест-контроля № 9
Химия s-элементов, химия d-элементов VI–VII групп Периодической системы
элементов Д.И. Менделеева
Вариант X.

1. Какой ион можно осадить наиболее полно реактивом натрий карбоната?
а) Mg^{2+} б) Ca^{2+} в) Ba^{2+}
2. Что представляет собой превращение относительно марганца?
 $\text{Mn}^{2+} \rightarrow \text{MnO}_4^-$
а) восстановление в кислой среде б) окисление в кислой среде
в) восстановление в щелочной среде г) окисление в щелочной среде
3. Написать протолитической форме уравнение реакции гидролиза Mn(II) сульфата с указанием pH раствора?
а) $\text{pH} < 7$ б) $\text{pH} \approx 7$ в) $\text{pH} = 7$ г) $\text{pH} > 7$
4. В каком направлении в стандартном состоянии пойдет реакция:
 $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 6\text{SO}_4^{2-} + 14\text{H}^+ \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 3\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 7\text{H}_2\text{O}$
а) влево б) вправо в) система находится в равновесии
5. На раствор, содержащий 0,1 моль/л ионов Ba^{2+} и 0,01 моль/л ионов Ca^{2+} , подействовали раствором аммоний оксалата. Какой из катионов будет осаждаться первым?
а) Ba^{2+} б) одновременно в) Ca^{2+}

Задания, выполняемые на занятии.

1. Привести электронные формулы атома марганца и иона Mn^{2+} .
2. Указать возможные и характерные степени окисления марганца; привести примеры соединений марганца в соответствующих степенях окисления.
3. Охарактеризовать изменение кислотно-основных свойств кислородных соединений марганца с изменением степеней окисления.
4. Написать реакции гидролиза солей марганца.
5. Объяснить возможность образования комплексных соединений марганца.
6. Охарактеризовать изменение окислительно-восстановительной активности соединений марганца с изменением степени окисления.
7. На основе разобранных выше закономерностей составить уравнения реакций последовательных превращений по схеме:



↑



↓



8. Решить задачу. Какую массу $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ надо взять и какой объем раствора FeSO_4 с массовой долей 12% ($\rho = 1,122$ г/мл) приготовить, чтобы восстановить в сернокислой среде 40 мл раствора KMnO_4 с $C(\frac{1}{2} \text{KMnO}_4) = 0,12$ моль/л?

$$(m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 1,33 \text{ г}; V_{\text{р-ра}} = 6,4 \cdot 10^{-3} \text{ л})$$

Работа в лаборатории

1. Выполнить эксперимент по указанию преподавателя.
2. По мере выполнения эксперимента заполнить графы №№ 5, 6 таблицы.
3. В графе «Наблюдения» записывают видимые изменения цвета раствора, отмечают выпадение осадков, выделение газов и объясняют эти изменения.
4. В графе «Выводы» делают заключение по сути изучаемого в данном опыте конкретного свойства вещества или соединения.

Лабораторная работа № 10. Химические свойства соединений марганца

Цель: закрепить навыки проведения эксперимента, наблюдения, объяснения полученных результатов на основе теоретических знаний о свойствах реагирующих веществ.

Посуда и реактивы: штативы с пробирками, газовая горелка, вода дистиллированная, 0,1 М и 1 М водные растворы марганца сульфата, марганца перманганата, аммония хлорида, аммиака, калия гидроксида, соляной кислоты, серной кислоты, азотной кислоты, бромная вода, порошок натрия висмутата (NaBiO_3).

1	2	3
№ п/п	Методика проведения эксперимента	Уравнение химической реакции
Опыт № 1. Свойства соединений марганца(II)		
1.1.	В пробирку наливают 2 мл раствора соли $Mn(II)$ сульфата и добавляют щелочи до образования осадка. Почему на поверхности осадка цвет более темный? Образовавшийся осадок разделяют на три пробирки. Испытывают растворение осадка в кислоте и щелочи. Объясняют наблюдения. *В третью пробирку добавляют несколько капель бромной воды. Какое соединение образовалось?	
1.2.	В две пробирки наливают 1–2 мл раствора соли $Mn(II)$ сульфата; в первую добавляют 2–3 мл раствора NH_4Cl затем в обе пробирки приливают одинаковое количество раствора аммиака. Объясняют наблюдения.	
Опыт № 2. Окислительно-восстановительные свойства соединений марганца		
2.1.	В одну пробирку помещают небольшое количество порошка висмутата натрия $NaBiO_3$, 1–2 мл раствора $HNO_3(1:1)$, 2 капли раствора соли $Mn(II)$ нитрата и перемешивают. Какое соединение марганца образовалось в результате реакции? <i>Реакцию можно провести, выбрав в качестве сильного окислителя PbO_2,</i>	
2.2.	К 6–8 каплям раствора марганца(II) нитрата прибавляют 2 капли раствора $KMnO_4$, нагревают. Каково значение pH среды в растворе после протекания реакции?	

4	5	6
Расчеты	Наблюдения	Выводы
	Отмечают цвет полученного раствора.	Сделать вывод об окислительно-восстановительных свойствах соединений марганца в различных степенях окисления.
	Отмечают произошедшее изменение.	

Проанализировав результаты эксперимента, ответить на вопросы:

1. Каковы наиболее характерные степени окисления марганца и формы их существования в водных растворах. Привести примеры. Указать, в какой среде (кислой, нейтральной, щелочной) устойчивы данные соединения.

.....
.....

2. Какие реакции с участием соединений марганца применяются в фармацевтическом анализе?

.....
.....

Решить ситуационную задачу

При получении гидроксида марганца в лаборатории использовали раствор аммиака и раствор нитрата марганца. Последний готовили из порошка нитрата марганца, взятого из двух разных склянок, в одной из которых соль марганца была загрязнена примесью хлорида аммония.

Одинаковое ли количество осадка гидроксида марганца образуется при добавлении одинаковых количеств $\text{NH}_3(\text{aq})$ к пробам раствора нитрата марганца, приготовленных из разных склянок? Ответ подтвердить уравнениями возможных реакций.

Вопросы для подготовки к промежуточной аттестации

14. Элементы группы VIIВ. Марганец. Общая характеристика. Свойства оксида и гидроксида марганца(II). Соли марганца(II), растворимость и гидролиз. Комплексные соединения марганца(II) и марганца(III).

15. Марганец(IV) оксид. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства, влияние pH. Соединения марганца(VI), их образование, термическая устойчивость, диспропорционирование в растворе и условия стабилизации.

16. Марганец(VII). Перманганаты, окислительные свойства при различных pH. Термическое разложение. Марганцевая кислота и марганцевый ангидрид. Применение в медицине и фармации, роль в жизнедеятельности.

Задачи для подготовки к промежуточной аттестации

1. Какую массу семиводного марганец(II) сульфата необходимо добавить к 250 мл раствора калия перманганата с молярной концентрацией эквивалента 0,04 моль/л для полного осаждения марганец(IV) оксида?

2. Какая масса марганец(II) сульфата образуется при действии избытка водород пероксида в кислой среде на 200 мл 0,2 М раствора калий перманганата?

3. К 0,2л воды добавили 5,91 г калий манганата.

Произошла реакция: $3\text{K}_2\text{MnO}_4 + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KMnO}_4 + \text{MnO}_2 + 4\text{KOH}$.

Какова молярная концентрация образовавшегося раствора по калий перманганату?

Занятие 13.

Тема: Химия d-элементов I, II, VIII групп ПСЭ Д.И. Менделеева

Часть 1. Химия d-элементов VIII группы. Химические свойства соединений железа, кобальта и никеля.

Цель:

1. Закрепить умение:

- а) использовать основные химические законы, правила и понятия для решения расчетных задач и составления уравнений реакций по химии элементов VIII В группы.
 - б) использовать закономерности изменения свойств элементов по группам и периодам в оценке устойчивости и реакционной способности соединений элементов VIII В группы.
 - в) прогнозировать образование и реакционную способность комплексных соединений.
2. Характеризовать химическую основу фармацевтического применения и биологической роли соединений элементов VIII В группы.
3. Развить и закрепить навыки в проведении химических реакций, наблюдений, объяснений наблюдаемых явлений на примере соединений железа, кобальта и никеля.

Значимость изучаемой темы

Знание свойств соединений железа, кобальта и никеля будет востребовано студентом-провизором, при изучении последующих дисциплин (аналитической химии, фармацевтической химии, биохимии, фармакологии, в практической деятельности провизора, врача-лаборанта). Это связано с важной биологической ролью этих элементов, особенно железа и кобальта, в организме человека, а также с лечебными и аналитическими применениями их соединений в фармации, основанными на способности ионов железа и кобальта к участию в реакциях окисления-восстановления и к образованию окрашенных комплексных соединений.

Железо, кобальт и никель как микроэлементы входят в состав организмов животных и растений, в которых выполняют определённые функции. Fe(II), Co(II) и Ni(II) содержатся в активных центрах ферментов: карбоангидразы, киназы, алкогольдегидрогеназы, аконитазы, каталазы и пероксидазы, фосфоглюкомутазы. Установлено, что, благодаря близким значениям ионных радиусов, Co(II) способен замещать Zn(II) в активных центрах многочисленных цинк-содержащих ферментов, что используется при исследовании структуры ферментов. Железо в организме человека находится, в основном, в гемоглобине, который представляет собой железо(II) порфириновый комплекс, связанный с белком. Гемоглобин обратимо связывает кислород и выполняет роль его переносчика.

Белки, включающие железопорфириновые комплексы, выполняют и другие функции. Миоглобин запасает кислород в связанном виде, цитохром-оксидазы в качестве ферментов участвуют в переносе электронов.

В организмах растительного и животного мира железо связано непосредственно с белками. Так железосодержащие белки- ферредоксины участвуют в окислительно-восстановительных процессах. Ферритин – переносчик железа(III) в нетоксичной, растворимой и легкодоступной форме. Трансферрины – белки, содержащие железо негемовой природы. Транспорт железа, кобальта и никеля в организмах осуществляется в виде комплексов этих элементов с белками и их фрагментами.

Комплексные соединения железа $K_4[Fe(CN)_6]$, $K_3[Fe(CN)_6]$ применяют в аналитической химии для качественного открытия катионов Fe(III) и Fe(II), а также для открытия примесей Zn(II) и Cu(II) в фармакопейных препаратах.

Железо(III) хлорид используют для установления подлинности органических лекарственных препаратов (анальгина, бутадiona, морфина, кодеина, фенолов, салициловой кислоты). Перечисленные вещества образуют окрашенные комплексные соединения с Fe(III).

В биохимии используют способность соединений Fe(III), Co(III) и Ni(II) образовывать при $pH > 7$ с белками, пептидами и аминокислотами окрашенные комплексные соединения.

Железо и его соединения (Fe восстановленное, Fe(II) лактат), а также витамин B₁₂ применяют в качестве лекарственных препаратов для лечения железодефицитных анемий.

В повышенных концентрациях Co(II), Fe(III) и Ni(II)–канцерогены. В опухолях обнаружено повышенное содержание Co, Fe и Ni.

Учебный материал для решения целевых задач

1. Лекции по изучаемой теме.
2. [1] Глава 7, §§7.6–7.7, стр. 274–283.
[2] Часть вторая. Раздел III, глава 8, стр. 630–676.
[4] Том 1, Глава 8–10, стр. 420–488.
[5] Глава 13, §13.7, стр. 518–533.

Домашнее задание для самоподготовки.

1. Проработать текущий учебный материал по конспекту лекций и по соответствующим главам учебников, ответить на вопросы к экзамену
2. Заполнить графы (3, 4) таблицы протокола лабораторной работы
3. Решить задачи из списка задач для подготовки к промежуточной аттестации по теме занятия
4. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций (для реакций, протекающих в водных растворах, коэффициенты подобрать ионно-электронным методом).



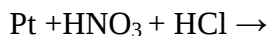
.....
.....
.....
.....



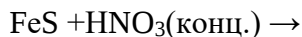
.....
.....
.....
.....



.....
.....
.....
.....



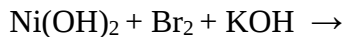
.....
.....
.....
.....



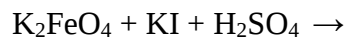
.....
.....
.....
.....



.....
.....
.....
.....



.....
.....
.....
.....

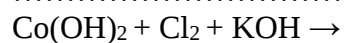


.....

.....

.....

.....

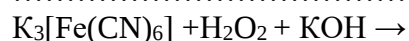


.....

.....

.....

.....



.....

.....

.....

.....

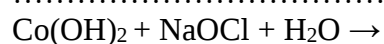


.....

.....

.....

.....



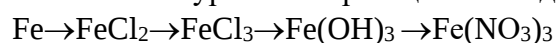
.....

.....

.....

.....

5. Составить уравнения реакций последовательных превращений



.....

.....

.....

.....

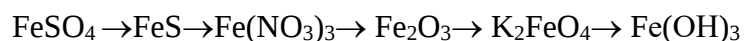
.....

.....

.....

.....

.....



.....

.....

.....

.....

.....

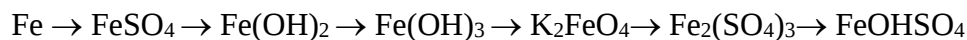
.....

.....

.....

.....

.....



.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....



.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

6. Ответить на вопросы:

6.1. Как взаимодействует железо с концентрированными азотной и серной кислотами при обычных условиях и при нагревании? Составить уравнения соответствующих реакций.

.....

.....

.....

.....

.....

6.2. Написать уравнения реакций гидролиза FeSO_4 и $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ в молекулярной и ионной форме. В каком, случае степень гидролиза больше и почему? Как можно усилить гидролиз этих солей?

.....

.....

.....

.....

6.3. Как изменяются восстановительные свойства гидроксидов $\text{Fe}(\text{II})$, $\text{Co}(\text{II})$ и $\text{Ni}(\text{II})$? Какие из указанных гидроксидов можно окислить пероксидом водорода?

.....

.....

.....

.....

.....

6.4. Как изменяются кислотно-основные и окислительные свойства гидроксидов $\text{Fe}(\text{III})$, $\text{Co}(\text{III})$ и $\text{Ni}(\text{III})$? Написать уравнения реакций хлороводородной кислоты:

а) с гидроксидом железа(III); б) с гидроксидом кобальта(III).

.....

.....

.....

.....

.....

6.5. Как получить феррат натрия из хлорида железа(III)? Какими свойствами обладают ферраты в окислительно-восстановительных реакциях? Написать уравнения реакций феррата натрия:

а) с концентрированной хлороводородной кислотой;

б) с водой

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Задания, выполняемые на занятии

1. Составить уравнения химических реакций, иллюстрирующих схемы:



2. При написании уравнений реакций следует разобрать ответы на вопросы:

2.1. Электронная конфигурация Fe, Co, Ni. Возможные и характерные степени окисления. Окислительно-восстановительные свойства соединений железа, кобальта и никеля.

2.2. Устойчивость комплексных соединений железа, кобальта и никеля с разными лигандами.

2.3. Пользуясь методом валентных связей, описать структуру карбонильных комплексов железа. Определить тип гибридизации, пространственную структуру, охарактеризовать магнитные свойства.

2.4. Почему в растворе не существуют аквакомплексы Co(III) и Ni(III)?

3. Решить задачу. На взаимодействие 0,497 г технического калия гексацианоферрата(II) в подкисленном серной кислотой растворе затрачено 2,38 мл раствора KMnO_4 с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л. Вычислить массовую долю калия гексацианоферрата(II) в образце. ($\omega = 88,15\%$)

Работа в лаборатории

1. Выполнить эксперимент по указанию преподавателя.
2. По мере выполнения эксперимента заполнить графы №№ 5,6 таблицы.
3. В графе «Наблюдения» записать видимые изменения цвета раствора, отмечают выпадение осадков, выделение газов и объяснить эти изменения.
4. В графе «Выводы» сделать заключение по сути изучаемого в данном опыте конкретного свойства вещества или соединения.

Лабораторная работа № 11. Химические свойства соединений железа, кобальта и никеля

Цель: закрепить навыки проведения эксперимента, наблюдения, объяснения полученных результатов на основе теоретических знаний о свойствах реагирующих веществ.

Посуда и реактивы: штативы с пробирками, газовая горелка, универсальная индикаторная бумага, вода дистиллированная, водные растворы солей: CoSO_4 , NiSO_4 , кристаллический $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, 2М раствор щелочи, 3% раствор H_2O_2 , бромная вода, концентрированная HCl , 0,2 М раствор глицина.

1	2	3
№ п/п	Методика проведения эксперимента	Уравнение химической реакции
Опыт 1. Гидролиз солей Fe(II), Co(II), Ni(II).		
1.1.	В две пробирки наливают 5–6 капель растворов солей: CoSO_4, NiSO_4. Раствор FeSO_4 приготовить непосредственно перед опытом, положив кристаллик $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ в пробирку и добавив в нее 5–6 капель дистиллированной воды. Испытать универсальной индикаторной бумагой растворы солей. Записать pH раствора. Записать уравнения реакций гидролиза в протолитической форме. Сделать вывод. Растворы сохранить до следующего опыта.	
Опыт 2. Получение Fe(II), Co(II), Ni(II) гидроксидов.		
2.1.	В каждую пробирку приливают по 5–6 капель 2 М раствора щелочи. Отмечают цвет и структуру образовавшихся осадков. Записывают уравнения реакций. Разделяют осадки из каждой пробирки на две части для следующих опытов.	
Опыт 3. Восстановительные свойства Fe(II), Co(II), Ni(II) гидроксидов.		
3.1.	В три пробирки, содержащие Fe(II), Co(II), Ni(II) гидроксиды, прибавить по 5–8 капель 3% H_2O_2. Отметить изменение цвета осадков. Записать уравнения реакций. Объяснить наблюдаемые явления, используя стандартные ОВ-потенциалы. Осадки сохранить.	
3.2.	*В каждую из трех других пробирок, содержащих Fe(II), Co(II), Ni(II) гидроксиды, прибавляют 5–6 капель бромной воды. Отмечают цвет осадков и объясняют явления, сравнивая стандартные ОВ потенциалы.	

4	5	6
Расчеты	Наблюдения	Выводы
		Сделать вывод об изменении восстановительных свойств гидроксидов в ряду: $\text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{Co(OH)}_2 \rightarrow \text{Ni(OH)}_2$

Опыт 4. Окислительные свойства Fe(III), Co(III), Ni(III) гидроксидов

4.1. К осадкам гидроксидов Fe(III) и Co(III) из опыта 3.1 и Ni(III) из опыта 3.2 прилить 2–3 капли концентрированной HCl (под тягой) и нагреть. Записать уравнения реакций.

Опыт 5 (демонстрационный). Комплексные соединения железа, кобальта и никеля

5.1. **Комплексные соединения Fe(II), Co(II), Ni(II) с аминокислотами (глицином).**
В две пробирки налить по 1 капле раствора солей Co(II) и Ni(II), в третью поместить 1 кристаллик $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$. Затем добавить в каждую пробирку 8–10 капель 0,2 М раствора глицина. Прибавить в две пробирки 3–5 капель 0,1 М раствора щелочи, а в пробирку с раствором Fe(II) прибавить 2 капли 0,1 М раствора щелочи при непрерывном перемешивании.

Записать уравнения реакций. Состав комплексов соответствует 1:2 (металл: лиганд).

	Какой газ выделяется? Какой цвет имеют растворы?	Как изменяются окислительные свойства в ряду: $\text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Co(OH)}_3 \rightarrow \text{NiO(OH)}$?
	Отметить изменение окраски растворов.	Сделать вывод о комплексообразующей способности ионов.

Проанализировав результаты эксперимента, ответить на вопросы:

1. Каковы наиболее характерные степени окисления железа, кобальта и никеля?.....
2. Как изменяется восстановительная активность в ряду Fe(II), Co(II), Ni(II)?.....
3. Как изменяется окислительная активность в ряду Fe(III), Co(III), Ni(III)?.....
4. Сравнить степень гидролиза солей FeCl₂, FeCl₃, Co(NO₃)₂, NiSO₄,.....

Решить ситуационную задачу

Навеску препарата «железо восстановленное» Fe массой 1,0 г растворяют в 25 мл разведенной серной кислоты при нагревании. После растворения железа жидкость быстро охлаждают, переносят в мерную колбу емкостью 100 мл и доводят до метки свежeproкипяченной и охлажденной водой. К 20 мл этого раствора добавляют 10 мл раствора серной кислоты и титруют раствором перманганата калия с молярной концентрацией эквивалента 0,10 моль/л до появления розовой окраски. На титрование израсходовано 35,0 мл раствора перманганата калия.

Соответствует ли исследуемый образец препарату требованию Государственной фармакопеи по количественному содержанию, если массовая доля Fe в препарате должна быть не менее 99,0% по массе?

Задачи для подготовки к промежуточной аттестации

1. 0,033 г порошка металлического железа растворили в разбавленной серной кислоте в атмосфере водорода. На реакцию с образовавшимся в растворе веществом затрачено 2,3 мл 0,25 М раствора калий дихромата. Рассчитать массовую долю основного вещества в образце.
2. На взаимодействие 0,487 г технического калия гексацианоферрата(II) в подкисленном серной кислотой растворе затрачено 2,38 мл раствора KMnO₄ с молярной концентрацией эквивалента 5 моль/л. Вычислить массовую долю калия гексацианоферрата(II) в образце.
3. Какая масса гексамминникель(II) сульфата, образуемая при действии избытка аммиака на 500 мл раствора никель сульфата с концентрацией 0,08 моль/л?
4. Какая масса натрий хромата образуется при действии избытка водород пероксида и натрий гидроксида на 250 мл 0,04 М раствора хром(III) сульфата?

Вопросы для подготовки к промежуточной аттестации

1. Элементы группы VIIIВ. Общая характеристика. Особенности структуры VIII группы. Семейство железа и платиновых металлов.
2. Железо. Химическая активность. Реакции с кислотами и неметаллами. Гидроксиды и соли железа(II) и железа(III). Растворимость, гидролиз солей. Окислительно-восстановительные свойства.
3. Комплексные соединения железа. Макроциклические комплексы: гемоглобин и железосодержащие ферменты, химическая сущность действия. Ферраты, получение и окислительные свойства.
4. Кобальт и никель. Важнейшие соединения кобальта(II), кобальта(III) и никеля(II). Образование комплексных соединений. Реакция Чугаева. Кофермент B₁₂.
5. Платиновые металлы. Общая характеристика. Оксиды осмия(VIII) и рутения(VIII). Комплексные соединения платины(II) и платины(IV). Координационные числа, структура. Реакции окисления-восстановления, замещения. Применение в медицине.

Часть 2. d-элементы I группы и свойства их соединений. Химические свойства соединений меди и серебра

Цель:

1. Закрепить умение:

- Использовать основные химические законы, правила и понятия для решения задач и составления уравнений реакций по химии элементов IB группы.
 - Использовать закономерности изменения свойств элементов по группам и периодам в оценке устойчивости и реакционной способности соединений элементов IB группы.
 - Прогнозировать образование и реакционную способность комплексных соединений меди, серебра и золота.
2. Охарактеризовать химические основы применения в фармации и биологической роли соединений IB группы.
3. Развить и закрепить навыки в проведении химических реакций, наблюдений, объяснений наблюдаемых явлений на примере соединений меди и серебра.

Значимость изучаемой темы

Знание химических свойств соединений меди и серебра необходимо студенту – провизору, студенту – медику для изучения последующих дисциплин (аналитической химии, фармацевтической химии, токсикологической химии, биохимии, фармакологии) и далее в практической деятельности провизора. Это связано с важной биологической ролью меди в организме человека, применением соединений меди и серебра в медицине и фармации, как соединений обладающих сильными комплексообразующими и окислительными свойствами.

Медь, как макроэлемент, входит в состав растительных и животных организмов, в которых находится в связанном с белками виде, и выполняет определённые функции. Так, медь является составной частью крови моллюсков – гемоцианина, функция которого связана с переносом кислорода. Церулоплазмин является переносчиком кислорода в плазме. Цереброкупреин участвует в хранении запаса кислорода в мозге и его переносе.

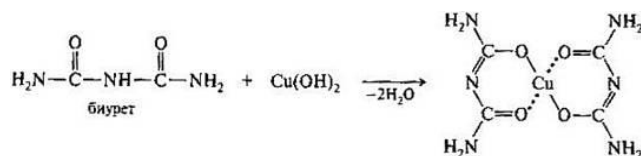
Для функционирования ряда ферментов (цитохромоксидаза (ферменты клеточного дыхания), α -амилаза, аскорбатоксидаза растений, тирозиназа) необходимы катионы меди. Металл служит мостиком между субстратом и ферментом или входит в состав активного центра фермента и выполняет каталитическую функцию. Для многих ферментов катионы меди и серебра являются ингибиторами.

В аналитической химии для качественного определения Cu(II) используют реакцию с аммиаком. Образуется комплексное соединение состава: $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, окрашенное в интенсивно синий цвет.

Для качественного открытия катионов Ag(I) используют анионы Cl^- , Br^- , I^- , которые образуют нерастворимые в воде и в растворе азотной кислоты осадки. Катионы Ag(I) применяют для качественного обнаружения анионов Cl^- , Br^- , I^- в фармакопейных препаратах (KCl , NaCl , NaBr , NaI , CaCl_2).

Для качественного и количественного определения органических лекарственных препаратов (альдегидов и их производных, аминокислот жирного ряда, производных барбитуровой кислоты, амидов сульфаниловой кислоты, производных пиридина, витаминов группы B_2 , витаминов B_5 и B_{12} , алкалоидов пуринового ряда, производных гуанидина) применяют реакции с катионами меди Cu(II) , которые образуют окрашенные комплексные соединения определенного состава.

Ионы меди, серебра, золота образуют с белками и их фрагментами при $\text{pH} > 7$ комплексные соединения. Свойство Cu(II) реагировать с белками и пептидами, а также с биуретом ($\text{NH}_2\text{---CO---NH---CO---NH}_2$) в щелочной среде с образованием окрашенных в сине-фиолетовый цвет комплексных соединений, используют для доказательства наличия пептидных связей. Реакция Cu(II) с биуретом и белками называется биуретовой. Строение комплекса Cu(II) с биуретом:



Радиоактивные изотопы золота применяются для диагностики и лечения некоторых болезней.

Соединения меди и серебра применяются в качестве лекарственных препаратов.

$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – медь(II)сульфат пентагидрат применяют как наружное антисептическое средство.

AgNO_3 – серебро(I)нитрат применяют при воспалительных процессах как бактерицидное средство в виде растворов различных концентраций.

В медицине применяют белковые препараты серебра (колларгол, протаргол), обладающие вяжущим, антисептическим, противовоспалительным действием, наружно, а также внутрь, при язвах желудка и кишечника.

В повышенных концентрациях катионы серебра и золота относятся к канцерогенам.

Аминокислотные комплексы Cu(II) уменьшают рост опухолей.

Учебный материал для решения целевых задач

1. Лекции по изучаемой теме
2. [1] Глава 7, §§7.8–7.9, стр. 283–291.
[2] Часть вторая. Раздел III, глава 9, стр. 676–689.
[4] Том 2, Глава 11, стр. 14–83.
[5] Глава 13, §13.9, стр. 539–556.

Домашнее задание для самоподготовки.

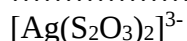
1. Проработать текущий учебный материал по конспекту лекций и по соответствующим главам учебников, ответить на вопросы к экзамену
2. Заполнить графы (3, 4) таблицы протокола лабораторной работы
3. Решить задачи из списка задач для подготовки к промежуточной аттестации по теме занятия
4. Пользуясь методом валентных связей, объяснить механизм образования химической связи, тип гибридизации и геометрическую конфигурацию следующих комплексных ионов:



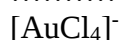
.....
.....
.....



.....
.....
.....

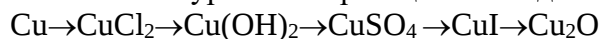


.....
.....
.....

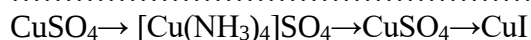


.....
.....
.....

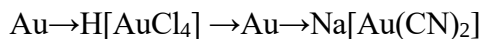
5. Составить уравнения реакций последовательных превращений



.....
.....
.....
.....



.....
.....
.....
.....



6. Написать электронные формулы атомов элементов IV группы. Какие степени окисления могут проявлять Cu, Ag, Au?

.....

.....

.....

7. Написать уравнения реакций гидролиза CuCl_2 и AuCl_3 .

.....

.....

.....

8. Подвергаются ли гидролизу соли серебра?

.....

9. Охарактеризовать взаимодействие меди, серебра и золота с кислотами. Написать уравнения соответствующих реакций

.....

.....

.....

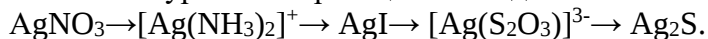
10. Охарактеризовать взаимодействие гидроксида меди(II) с раствором аммиака

.....

.....

Задания, выполняемые на занятии

1. Написать уравнения реакций последовательного превращения веществ:

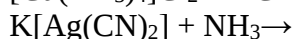


2. При написании уравнений реакций дать ответы на вопросы относительно

а) окислительно-восстановительных свойств соединений меди, серебра и золота.

б) устойчивости комплексных соединений меди, серебра и золота с различными лигандами.

3. Используя величины констант нестойкости соответствующих комплексных ионов, сделать вывод о возможности образования нового комплексного соединения и написать уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде:



4. Решить задачу. Сколько мл 0,1 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ необходимо для растворения 3,76 г AgBr ?

$$(V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 400 \text{ мл})$$

Работа в лаборатории

1. Выполнить эксперимент по указанию преподавателя.

2. По мере выполнения эксперимента заполнить графы №№ 5,6 таблицы.

3. В графе «Наблюдения» записать видимые изменения цвета раствора, отмечают выпадение осадков, выделение газов и объяснить эти изменения.

4. В графе «Выводы» сделать заключение по сути изучаемого в данном опыте конкретного свойства вещества или соединения.

Лабораторная работа № 12. Химические свойства серебра и меди

Цель: закрепить навыки проведения эксперимента, наблюдения, объяснения полученных результатов на основе теоретических знаний о свойствах реагирующих веществ.

Посуда и реактивы: штативы с пробирками, газовая горелка, вода дистиллированная, растворы солей: CuSO_4 , AgNO_3 , $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, KI; 2 М раствор NaOH, NaOH(конц.), NH_3 (конц.), раствор HCl, раствор HNO_3 , 0,2 М раствор глицина.

1	2	3
№ п/п	Методика проведения эксперимента	Уравнение химической реакции
Опыт 1. Гидролиз солей Cu(II) и Ag(I)		
1.1.	В пробирку наливают 8–10 капель раствора соли CuSO_4 . Испытывают раствор соли универсальной индикаторной бумагой. Записывают уравнение реакции гидролиза в протолитической форме. Делают вывод. Раствор сохраняют для следующих опытов.	
Опыт 2. (демонстрационный)		
2.1.	В пробирку наливают 5–10 капель раствора соли AgNO_3 . Испытывают универсальной индикаторной бумагой. Записывают значение pH. Раствор сохраняют для следующих опытов.	
Опыт 3. Получение и свойства Cu(II) и Ag(I) гидроксидов		
3.1.	В пробирку с раствором CuSO_4 приливают 8–10 капель 2 М щелочи. Записывают уравнение реакции. Разделяют осадок на четыре части для следующих опытов.	
3.2.	Одну пробирку с осадком Cu(II) гидроксида нагревают на водяной бане. Что происходит с осадком? Во вторую добавляют 3–5 капель разбавленной HCl, в третью – 3–5 капель концентрированной щелочи (под тягой), в четвертую – 2–3 капли концентрированного раствора аммиака (под тягой). Что происходит с осадками? Записывают уравнения, делают вывод.	
3.3.	Демонстрационный В пробирку с раствором AgNO_3 добавляют 6–8 капель 2 М раствора щелочи. Какого цвета и какого состава образуется осадок? Записывают уравнение реакции. Делают вывод. Осадок разделяют на четыре части и сохраняют для следующих опытов.	

4	5	6
Расчеты	Наблюдения	Выводы
	Отмечают pH	
	Отмечают цвет и структуру осадка..... Указывают цвет растворов.....	

Опыт 4. (демонстрационный)		
4.1.	В первую пробирку с осадком приливают 3–5 капель разбавленного раствора аммиака до полного растворения, во вторую 3–5 капель соляной кислоты, в третью – 3–5 капель разбавленной азотной кислоты и несколько капель раствора KBr , в четвертую – 3–5 капель раствора KI . Три пробирки с осадком солей серебра сохраняют для следующих опытов.	
Опыт 5. Комплексные соединения серебра с неорганическими лигандами		
5.1.	Демонстрационный В каждую из трех пробирок с осадками солей серебра приливают по 3–5 капель концентрированного раствора аммиака (под тягой). Какие соли серебра не растворились? В эти пробирки прибавляют по пять капель натрий тиосульфата. Что наблюдается? Записывают уравнения реакций. Делают вывод.	
5.2.	В пробирку наливают 1 каплю раствора $CuSO_4$, 8–10 капель 0,2 М раствора глицина. Затем прибавляют 3 капли 2 М раствора щелочи. Записывают уравнение реакции. Состав комплекса 1:2 (металл: лиганд).	
Опыт 6. Окислительные свойства солей Cu^{2+}		
6.1.	В пробирку наливают 3–5 капель раствора $CuSO_4$. По каплям приливают раствор KI . Что наблюдается? К раствору с осадком приливают по каплям раствор натрий тиосульфата. Что происходит с раствором и осадком? Записывают уравнение реакции. Делают вывод.	

Расчеты	Наблюдения	Выводы
	Какого цвета образовался раствор?	

Проанализировав результаты эксперимента, ответить на вопросы:

1. Какова реакция среды в водном растворе ацетата серебра? Приведите уравнение реакции гидролиза в протолитической форме.
2. Какова пространственная форма комплексного иона: $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$, $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$. Для ответа на вопрос используйте метод валентных связей.

Решить ситуационную задачу

Ситуационная задача 1. Для количественного определения содержания серебра нитрата в лекарственном препарате «серебра нитрат» точную навеску препарата массой 0,300 г растворяют в 50 мл воды, добавляют 5 мл раствора азотной кислоты, хорошо перемешивают. Содержимое колбы титруют раствором роданида аммония с молярной концентрацией эквивалента 0,100 моль/л (индикатор – железоаммониевые квасцы).

На титрование полученного раствора кислоты израсходовано 17,50 мл раствора роданида аммония.

Соответствует ли исследуемый образец препарата требованию Государственной фармакопеи по количественному содержанию, если AgNO_3 в препарате должно быть не менее 99,75% по массе.

Ситуационная задача 2. Навеску препарата «меди сульфата» $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ массой 0,500 г растворяют в 25 мл воды, добавляют 2 мл раствора серной кислоты, 1,5 г йодида калия. Выделившийся йод титруют раствором тиосульфата натрия с молярной концентрацией эквивалента 0,101 моль/л (индикатор – крахмал). На титрование израсходовано 17,7 мл раствора тиосульфата натрия.

Соответствует ли исследуемый образец препарата требованию Государственной фармакопеи по количественному содержанию, если массовая доля $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ в препарате должна быть не менее 98,0%.

Задачи для подготовки к промежуточной аттестации

1. Рассчитать объём 0,1 М раствора натрий тиосульфата, необходимый для растворения 1,88 г серебро бромида.
2. Определить концентрацию ионов меди(II) в 0,005 М растворе глицината меди в присутствии глицинат-ионов, концентрация которых составляла 0,05 моль/л.
 $K_n = 5,6 \cdot 10^{-16}$ моль/л.
3. Какая масса калий иодида необходима для полного осаждения медь(I) иодида при действии на 200 мл раствора медь(II) сульфата с концентрацией 0,05 моль/л?

Вопросы для подготовки к промежуточной аттестации

1. Элементы группы I В. Общая характеристика. Химическая активность. Оксид, гидроксид и соли меди(II). Растворимость, гидролиз солей. Окислительно-восстановительные реакции ионов меди(II). Комплексные соединения с аммиаком, аминокислотами и многоатомными спиртами.
2. Оксид и галогениды меди(I). Комплексные соединения меди(I) с ионами хлора и аммиаком. Окрашенные и бесцветные соединения меди. Природа окраски. Роль в жизнедеятельности.
3. Серебро. Растворимые и нерастворимые соли. Окислительные свойства. Применение в медицине и фармации. Комплексные соединения серебра. Оксид серебра. Образование и растворимость в воде.
4. Золото. Соединения золота(III). Окисление золота кислородом в присутствии цианидов. Комплексные соединения золота(I). Окислительные свойства соединений золота(I). Применение в медицине.

Часть 3. d-элементы II группы и свойства их соединений. Химические свойства соединений цинка и ртути.

Цель:

Закрепить умение:

- Использовать основные химические законы, правила и понятия для решения задач и составления уравнений реакций по химии элементов II(B) группы.
- Использовать закономерности изменения свойств элементов по группам и периодам в оценке устойчивости и реакционной способности соединений элементов II(B) группы.
- Прогнозировать образование и реакционную способность комплексных соединений цинка, кадмия и ртути.

Значимость изучаемой темы

Знание свойств соединений цинка и ртути необходимо студенту-провизору и студенту-медику для изучения последующих дисциплин (аналитической химии, фармацевтической химии, токсикологической химии, биологической химии, фармакологии и в практической деятельности провизора и врача-лаборанта). Это связано с важной биологической ролью цинка в организме человека, лечебными и аналитическими применениями в медицине и фармации соединений цинка и ртути, обладающих сильными комплексообразующими свойствами.

Цинк, как микроэлемент, входит в состав растений и животных. В организме человека содержится около 2 г цинка. Около 100 ферментов являются металлоэнзимами цинка. Zn обнаружен в активных центрах: карбоангидразы, карбоксипептидазы, аминопептидазы, нейтральной протеазы, дипептидазы, алкогольдегидрогеназы, щелочной фосфатазы, киназ. Цинк входит, в состав инсулина, с белками и их фрагментами образует комплексные соединения.

Ртуть и кадмий, попадая в организм человека, соединяются с белками и их фрагментами с образованием комплексных соединений. Hg(II), Cd(II) являются ингибиторами ферментов.

Для качественного открытия ртути и цинка в растворимых неорганических лекарственных препаратах используют способность катионов Hg(II) и Zn(II) образовывать комплексные соединения с неорганическими лигандами.

Соли Hg(II) и Zn(II) применяют для установления подлинности некоторых органических фармакопейных препаратов (пиридоксина гидрохлорида, барбитуратов), которые образуют с Hg(II) и Zn(II) окрашенные комплексные соединения определённого состава.

ZnO – цинк(II)оксид применяется наружно, как вяжущее, дезинфицирующее средство в виде присыпок, мазей и паст.

ZnSO₄·7H₂O – цинк(II)сульфид применяется наружно, как антисептическое и вяжущее средство.

В Государственной фармакопее (10 издание) приведены следующие препараты ртути:

HgO – ртуть(II)оксид, мелкодисперсный порошок жёлтого цвета, используется как антисептическое средство в глазной практике.

HgCl₂ – ртуть(II)хлорид (сулема) – белый порошок или игольчатые кристаллы, растворимые в воде и спирте. Препарат и его растворы чрезвычайно ядовиты! Водные растворы 1:1000 и 2:1000 применяются в качестве дезинфицирующего средства, которое разрушает белки микроорганизмов.

NH₂HgCl – ртуть(II)амидохлорид получается при приливании водного раствора аммиака к сулеме. Представляет собой снежно-белый порошок, возгоняющийся без разложения при нагревании, нерастворимый в воде и спирте. Ядовит! 3–10% мази применялись при различных заболеваниях кожи и в косметических целях.

Hg(CN)₂·HgO – ртуть(II)оксид-цианид – белый или слегка желтоватый порошок, малорастворимый в воде и нерастворимый в спирте. Водные растворы обладают сильным антисептическим действием поэтому применялись как дезинфицирующее средство при гонорее, конъюнктивитах. Ядовит!

Hg(CN)₂ – ртути (II) цианид получают действием K₄[Fe(CN)₆] на HgO. Бесцветные игольчатые кристаллы, растворимые в воде. Очень ядовит! Применялся для лечения больных сифилисом и в качестве дезинфицирующего средства в водных растворах 1:1000 и 1:200.

Hg₂Cl₂ – ртуть(I) хлорид (каломель) получают при сливании двух растворов Hg(NO₃)₂ и NaCl. Беловатый порошок, нерастворимый в воде. Применяется как антисептическое средство.

Органические соединения ртути (меркузал, салиргон, новурит, тиомерин, проперен) обладают диуретическим действием.

В настоящее время препараты ртути не применяются в медицине из-за их высокой токсичности и развитию выраженных побочных эффектов.

Соединения Cd(II), Hg(I), Hg(II) ядовиты и канцерогенны.

Помощь при отравлении ртутными соединениями.

Признаки отравления: *металлический привкус во рту, боли в животе, рвота, упадок сердечной деятельности, слабость кишечника.*

Первая помощь при отравлениях: *принимать активированный уголь, пить белковую воду, молоко, слизистые отвары (крахмал), жжёную магнезию (MgO)*

Принимать противоядия: *производные ЭДТА, унитиол и дикаптол.*

Учебный материал для решения целевых задач

1. Лекции по изучаемой теме.
2. [1] Глава 7, §§7.10–7.11, стр. 291–300.
[2] Часть вторая. Раздел III, глава 10, стр. 689–698.
[4] Том 2, Глава 12, стр. 84–134.
[5] Глава 13, §13.10, стр. 556–575.

Домашнее задание для самоподготовки

1. Проработать текущий учебный материал по конспекту лекций и по соответствующим главам учебников, ответить на вопросы к экзамену

2. Заполнить графы (3, 4) таблицы протокола лабораторной работы

3. Решить задачи из списка задач для подготовки к промежуточной аттестации по теме занятия

4. Пользуясь методом валентных связей, объяснить механизм образования химической связи, тип гибридизации и геометрическую конфигурацию следующих комплексных ионов:

[HgI₄]²⁻

[Zn(H₂O)₄]²⁺

5. Составить уравнения реакций последовательных превращений

Zn → Na₂[Zn(OH)₄] → Zn(NO₃)₂

Hg → Hg₂(NO₃)₂ → Hg(NO₃)₂ → HgCl₂ → HgNH₂Cl

6. Ответить на вопросы:

6.1. Какие значения стандартных электродных потенциалов имеют Zn и Hg? Как взаимодействуют Zn и Hg с разбавленными и концентрированными кислотами? Написать уравнения реакций.

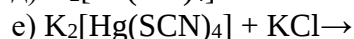
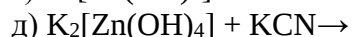
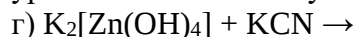
.....
.....
.....
6.2. Написать уравнения реакций взаимодействия солей цинка(II) и ртути(II) с раствором аммиака. Как влияют присутствие солей аммония и избыток аммиака на это взаимодействие?.....
.....
.....

6.3. Написать в молекулярном и ионном виде уравнения реакций гидролиза нитратов цинка, ртути(I) и ртути(II). Как можно ослабить гидролиз этих солей?
.....
.....
.....

6.4. Охарактеризовать окислительно-восстановительные свойства соединений ртути(I) и ртути(II). Ответ подтвердить уравнениями реакций.
.....
.....
.....

6.4. Охарактеризовать способность d-элементов II группы к комплексообразованию на примере Zn, Cd, Hg. Ответ подтвердить уравнениями реакций.
.....
.....
.....

6.5. Используя величины констант нестойкости соответствующих комплексных ионов, сделать выводы о возможности образования новых комплексных соединений и написать уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионном виде:



7. Подготовиться к тестовому контролю по теме занятия.

Образец тест-контроля № 10

Тест-контроль № 10. Химия d-элементов I, II, VIII групп

Вариант X

- Какая электронная формула соответствует иону Zn^{2+} ?
а) $[\text{Kr}] 4d^{10}$ б) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$ в) $[\text{Ar}] 4s^2 3d^8$ г) $[\text{Ar}] 3d^{10}$
- На раствор сулемы для получения ртути(II) амидохлорида следует действовать раствором:
а) аммиака б) аммиака в смеси с водородпероксидом
в) аммоний хлорида г) смеси аммиака с аммоний хлоридом
- Написать уравнение гидролиза кадмий нитрата в виде протолитической реакции. Указать pH раствора:
а) $\text{pH} < 7$ б) $\text{pH} = 7$ в) $\text{pH} \approx 7$ г) $\text{pH} > 7$
- Что представляет собой превращение $\text{K}[\text{Au}(\text{CN})_2] \rightarrow \text{Au}^0$ относительно Au?
а) окисление в нейтральной среде б) восстановление
в) термическое разложение г) окисление в щелочной среде
- Будет ли осаждаться серебро бромид при прибавлении $1 \cdot 10^{-5}$ моль калия бромида к 1 л раствора диамминсеребронитрата ($C = 0,001$ моль/л), содержащему 0,1 моль NH_3 ?
а) образуется осадок б) образуется ненасыщенный раствор
в) образуется насыщенный раствор

Задания, выполняемые на занятии.

- Разобрать ответы на вопросы:
 - Особенность электронной конфигурации ртути и, как следствие, особенность соединений ртути(I). Особенность гидролиза солей ртути.
 - Устойчивость комплексных соединений цинка, кадмия и ртути.
 - Окислительно-восстановительные свойства соединений ртути.
- Написать уравнения реакций последовательного превращения веществ:
$$\text{Zn} \rightarrow [\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} \rightarrow [\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+} \rightarrow [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$$
- Решить задачи:
Задача 1. 10,8 г сулемы обработали 200 мл 0,2 М раствора аммиака. Сколько граммов осадка выделилось в результате реакции **($m = 5,04 \text{ г}$)**

Задача 2. Какая масса натрия гидроксида необходима для **начала** осаждения цинка гидроксида при действии щелочи на 500 мл раствора сульфата цинка с молярной концентрацией 0,005 моль/л? $K_{\text{нест.}}([\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}) = 2,19 \cdot 10^{-15}$.

Работа в лаборатории

- Выполнить эксперимент по указанию преподавателя.
- По мере выполнения эксперимента заполнить графы №№ 5, 6 таблицы.
- В графе «Наблюдения» записывают видимые изменения цвета раствора, отмечают выпадение осадков, выделение газов и объясняют эти изменения.
- В графе «Выводы» делают заключение по сути изучаемого в данном опыте конкретного свойства вещества или соединения.

Лабораторная работа № 13. Химические свойства цинка и ртути

Цель: закрепить навыки проведения эксперимента, наблюдения, объяснения полученных результатов на основе теоретических знаний о свойствах реагирующих веществ.

Посуда и реактивы: штативы с пробирками, газовая горелка, универсальная индикаторная бумага, вода дистиллированная, растворы солей $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$, $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$, калия иодида, натрия хлорида, олово(II) хлорида. Сухая соль аммоний хлорида, 2 М раствор щелочи, концентрированная щелочь, концентрированный аммиак, раствор HCl .

ВНИМАНИЕ!

*Эксперимент 1.1 и 2.2 проводится в условиях лабораторного практикума только с **солями цинка**, но уравнения соответствующих реакций с **солями ртути** необходимо привести *в полном объеме*.

1	2	3
№ п/п	Методика проведения эксперимента	Уравнение химической реакции
Опыт 1. Гидролиз солей Zn(II), Hg(I), Hg(II)		
1.1.	В три пробирки наливают по 5–8 капель растворов солей $Zn(NO_3)_2$, $Hg_2(NO_3)_2$, $Hg(NO_3)_2$. Универсальной индикаторной бумагой определяют pH раствора. Записывают уравнение реакций гидролиза. Делают вывод. Растворы сохраняют для следующих опытов.	
Опыт 2. Получение и свойства Zn(II), Hg(II) и Hg(I) гидроксидов		
	Прибавляют в каждую пробирку по 5–8 капель 2 М щелочи. Отмечают цвет и структуру осадков. Записывают уравнения реакций. Сохраняют осадок цинк гидроксида.	
Опыт 3. Получение и свойства комплексных соединений Zn(II), Hg(II).		
3.1.	Разделяют осадок цинк гидроксида на три части. В первую пробирку добавляют 5–8 капель 2 М щелочи, во вторую прибавляют 5–8 капель раствора аммиака, в третью – 5–8 капель раствора соляной кислоты. Записывают уравнения реакций. Делают вывод.	
3.2.	В две пробирки наливают по 5–8 капель растворов $Zn(NO_3)_2$ и $Hg(NO_3)_2$. В пробирку с раствором $Zn(NO_3)_2$ прибавляют по каплям раствор аммиака до растворения выпавшего осадка цинк гидроксида; в пробирку с раствором $Hg(NO_3)_2$ добавляют по каплям раствор калий йодида до растворения осадка ртути(II) йодида. Записывают уравнения реакций. Указывают названия полученных соединений. Делают вывод о свойствах ртути(II) галогенидов.	

4	5	6
Расчеты	Наблюдения	Выводы
	Отмечают цвет и структуру осадков.	
	Что происходит с осадками в пробирках?	

Проанализировав результаты эксперимента, решить ситуационные задачи

Решить ситуационную задачу

Ситуационная задача 1. Для изучения окислительно-восстановительных свойств ртути в пробирку наливают 3–5 капель раствора соли HgCl_2 . Прибавляют 3–5 капель концентрированной соляной кислоты. К полученному раствору добавляют 1–2 капли олово(II) хлорида. Появляется осадок. К раствору с осадком добавляют еще 4 капли олово(II) хлорида. Цвет осадка изменяется. Привести уравнения протекающих реакций. Описать видимые изменения, сопровождающие их протекание. Сделать вывод о том, какую роль могут играть соли Hg(II) и Hg(I) ?

Ситуационная задача 2. В лабораторных условиях требуется получить ртуть(II) амидохлорид. Для этого наливают в пробирку 3–5 капель раствора ртуть(II) хлорида, прибавляют 3–5 капель раствора аммиака. Образуется осадок.

Привести уравнение реакции и указать цвет образующегося осадка.

Что произойдет, если к осадку прилить 2–5 капель концентрированного раствора аммиака и прибавить сухую соль аммоний хлорид? Объяснить наблюдаемые явления, привести уравнения реакций.

Ситуационная задача 3. В лабораторных условиях требуется получить ртуть(II) амидохлорид. Для этого наливают в пробирку 3–5 капель раствора $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2$, прибавляют насыщенный раствор натрия хлорида. Выпадает осадок. Прибавляют к раствору с осадком 3–5 капель концентрированного раствора аммиака. Отмечают изменение цвета осадка. Объяснить наблюдаемые явления, привести уравнения реакций.

Задачи для подготовки к промежуточной аттестации.

1. Какая масса ртуть(II) амидохлорида образуется при действии 200 мл раствора аммиака с концентрацией 0,1 моль/л на избыток раствора сулемы?
2. 5,4 г сулемы обработали 100 мл раствора аммиака с концентрацией 0,2 моль/л. Какая масса осадка выделилась в результате реакции?
3. Какую массу калия гидроксида необходимо добавить к 0,5 л раствора цинка сульфата с концентрацией 0,2 моль/л для образования калия тетрагидроксоцинката?

Вопросы для подготовки к промежуточной аттестации

1. Элементы группы IIВ. Общая характеристика. Цинк. Амфотерность гидроксида. Соли, их растворимость и гидролиз. Комплексные соединения. Цинк в ферментах. Применение цинка в фармации и медицине.
2. Ртуть. Химическая активность, ковалентность связей, образование и структура катиона ртуть(I). Нитраты ртути. Гидролиз. Основные соли. Оксид ртути.
3. Галогениды ртути. Реакции с аммиаком. Амидохлорид ртути. Окислительно-восстановительные реакции соединений ртути. Химические основы токсического действия соединений ртути.

ЗАНЯТИЕ 14. РУБЕЖНАЯ КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 3.

Тема: Химические свойства s- и d-элементов Периодической системы элементов Д.И. Менделеева.

Цель занятия: контроль уровня знаний и практических навыков, приобретенных студентами при изучении следующих разделов курса общей и неорганической химии:

1. Строение атома. Химическая связь
2. Координационные соединения
3. Химические свойства s-элементов Периодической системы элементов Д.И. Менделеева.
4. Химические свойства d-элементов VI–VIII, I, II групп Периодической системы элементов Д.И. Менделеева.

При подготовке к контрольной работе необходимо еще раз проработать материал лекций, лабораторных работ, ответить на вопросы и решить задачи по соответствующим разделам курса.

Для допуска к контрольной работе необходимо подписать результаты работы по соответствующим разделам рабочей тетради у группового преподавателя.

Образец варианта рубежной контрольной работы № 3 «Свойства s- и d-элементов ПСЭ Д.И. Менделеева»

Вариант X

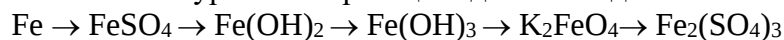
1. Какой ион представляет собой наиболее мягкую кислоту?

- а) K^+ б) Rb^+ в) Cs^+ г) Na^+

2. Напишите уравнение гидролиза меди(II) нитрата в виде протолитической реакции. Укажите pH раствора.

- а) $pH < 7$ б) $pH = 7$ в) $pH > 7$ г) $pH \approx 7$

3. Напишите уравнения реакций для последовательных превращений:

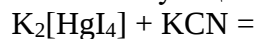


В окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в растворах, коэффициенты расставьте ионно-электронным методом.

4. Какая масса натрия иодида необходима для **начала** осаждения ртути(I) иодида при действии на 200 мл раствора ртути(I) нитрата с концентрацией 0,001 моль/л?***

5. Какая масса серебра выделится при действии избытка цинка на 300 мл 0,2 моль/л раствора диамминсеребро(I)хлорида?

6. Используя величины констант нестойкости соответствующих комплексных ионов, сделайте выводы о возможности образования нового комплексного соединения и напишите уравнение соответствующей реакции в молекулярном и ионном виде:



7. Пользуясь методом валентных связей, опишите электронную конфигурацию комплексного иона $[Ag(S_2O_3)_2]^{3-}$. Определите тип гибридизации комплексообразователя в данном комплексном ионе и пространственную конфигурацию иона.

8. Периодический закон Д.И. Менделеева и его трактовка на основе теории строения атома. s-, p-, d-, f-классификация химических элементов.

9. Водород. Общая характеристика. Особенности положения в периодической системе элементов. Типичные реакции с простыми и сложными веществами. Бинарные соединения.

10. Элементы группы VIII В. Общая характеристика. Особенности структуры VIII группы. Семейство железа и платиновых металлов.

***Образец решения задачи приведен на стр. 70.

**** Задача.** Какую минимальную массу гидроксида калия необходимо добавить к 200 мл водного раствора сульфата меди(II) для **начала** осаждения гидроксида меди.

Дано	Решение
$C(\text{CuSO}_4) = 0,05 \text{ моль/л}$	$\text{CuSO}_4 + 2 \text{ KOH} \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 \quad (1)$
$V_{\text{р-ра}}(\text{CuSO}_4) = 200 \text{ мл}$	Выпадение осадка Cu(OH)_2 начнется при условии, что
$K_s(\text{Cu(OH)}_2) = 5 \cdot 10^{-20}$	достигнутое в ходе добавления KOH гетерогенное
$m(\text{KOH}) = ?$	равновесие:
	$\text{Cu(OH)}_2 \text{ тв} \leftrightarrow \text{Cu}^{2+}_{\text{aq}} + 2 \text{ OH}^{-}_{\text{aq}} \quad (2)$
	будет смещено влево.

Условие смещения равновесия влево:

$$\Delta G_{\text{пр}} = RT \ln \frac{P_c}{K_s} \quad (\text{уравнение изотермы Вант-Гоффа}),$$

$$\Delta G_{\text{пр}} > 0, \text{ при } P_c > K_s; \ln \frac{P_c}{K_s} > 0.$$

$K_s = [\text{Cu}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2$ – ЗДМ для гетерогенного равновесия.

P_c – стехиометрическое произведение концентраций:

$$P_c = C(\text{Cu}^{2+}) \cdot C(\text{OH}^-)^2$$

При $P_c = K_s$ – состояние насыщенного раствора.

$$C(\text{Cu}^{2+}) \cdot C(\text{OH}^-)^2 = 5 \cdot 10^{-20}$$

$$0,05 \text{ моль/л} \cdot C(\text{OH}^-)^2 = 5 \cdot 10^{-20}$$

$$C(\text{OH}^-) = \sqrt{\frac{5 \cdot 10^{-20}}{5 \cdot 10^{-2}}} = 1 \cdot 10^{-9} \frac{\text{моль}}{\text{л}} - \text{концентрация ионов OH}^- \text{ в насыщенном растворе.}$$

$$m(\text{KOH}) = n(\text{KOH}) \cdot M(\text{KOH})$$

$$n(\text{KOH}) = C(\text{KOH}) \cdot V_{\text{р-ра}} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л} \cdot 0,2 \text{ л} = 2 \cdot 10^{-10} \text{ моль}$$

$$m(\text{KOH}) = 2 \cdot 10^{-10} \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 1,12 \cdot 10^{-8} \text{ г} - \text{это масса KOH, которую нужно добавить для достижения гетерогенного равновесия (2).}$$

Начало осаждения Cu(OH)_2 произойдет при $m(\text{KOH}) \geq 1,12 \cdot 10^{-8} \text{ г}$.

III. ХИМИЯ p-ЭЛЕМЕНТОВ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА

Занятие 15.

Тема: Химические свойства p-элементов III–IV групп ПСЭ Д.И. Менделеева и их соединений.

Цель:

Применить знания ранее изученных теоретических положений для:

- а) оценки возможности протекания химических реакций с участием p-элементов III–IV групп и их соединений.
- б) определения условий, в которых возможно то или иное превращение соединений p-элементов III–IV групп.
- в) выбора химических веществ, с помощью которых можно осуществить данное химическое превращение с участием p-элементов III–IV групп или их соединений.
- г) проведения рациональным способом количественных расчётов, связанных с протеканием химических реакций.
- д) формулирования обоснованных выводов о характере протекающих превращений на основании проведённого эксперимента по химии p-элементов III–IV групп.

Значимость изучаемой темы:

Элементы III A и IV A групп ПСЭ играют важную биологическую роль в жизни растений, животных и человека. В первую очередь, это бор, алюминий, углерод и кремний. Тяжёлые элементы, особенно таллий, свинец сильно токсичны.

Бор – важный микроэлемент, необходимый растениям. Под влиянием бора повышается интенсивность фотосинтеза, изменяется скорость и характер физических и биохимических процессов в растениях.

Алюминий играет важную роль в развитии растений. Среднее содержание его в растениях в десять раз больше, чем в организмах животных. Алюминий обнаружен во всех органах, тканях и выделениях человека. Наиболее высокая концентрация алюминия в головном мозге – 0,25 мг, затем в почках – 0,1 мг. В зависимости от дозы алюминий оказывает активизирующее или ингибирующее действие на активность пищеварительных ферментов. Возбуждение центральной нервной системы сопровождается повышением концентрации алюминия в крови, а торможение – понижением.

Углерод – основа всех органических соединений. Организму необходимы также неорганические соединения углерода: CO_2 , H_2CO_3 , NaHCO_3 . Ядовитым веществом является углерод(II) оксид, токсическое действие которого связано с образованием более прочных комплексов с гемоглобином, по сравнению с кислородом. В результате нарушаются процессы дыхания.

Кремний – один из самых распространённых элементов в биосфере. Соединения кремния участвуют в процессе роста волос и костей. Возникновение многих патологических процессов, в том числе некоторых форм рака, атеросклероза, туберкулёза, зоба и др. связано с нарушением обмена в организме соединений кремния. При вдыхании пыли, содержащей соединения кремния, возникает силикоз.

В медицине и фармации применяется ряд соединений элементов IIIA и IVA групп. Например:

- Борная кислота и натрий тетраборат – антисептики; их действие бактериостатическое;
- Жидкость Бурова – 80% раствор алюминий ацетата – вяжущее противовоспалительное средство;
- Алюмокалиевые квасцы – прижигающее средство, 10% раствор применяется для полосканий;
- Углерод в виде активированного угля используется в качестве адсорбента.

Натрий водородкарбонат (питьевая сода) – применяется в качестве антацидного средства при повышенной кислотности желудочного сока (растворы натрия водородкарбоната имеют слабощелочную реакцию в результате гидролиза соли и нейтрализуют избыточное содержание кислоты в желудочном соке);

Раствор свинец(II) ацетата (свинцовая вода) – применяется наружно как противовоспалительное средство. Свинец(II) оксид применяется для изготовления свинцового пластыря, используемого при гнойно-воспалительных заболеваниях кожи.

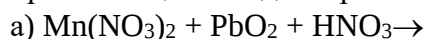
Вяжущие, противовоспалительные средства, вступая в химическое взаимодействие на поверхности ран, образуют альбуминаты, которые в виде плёнок покрывают поверхности тканей, проникают в межклеточные щели, производят их уплотнение. При этом наступает сужение сосудов, уменьшение секреции, что приводит к ограничению воспаления. При больших концентрациях вяжущих средств наступает повреждение живых клеток. Этот вид действия называется прижигающим.

Учебный материал для решения целевых задач

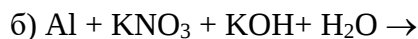
1. Лекции по изучаемой теме.
2. [1] Глава 8, §§8.1–8.5, стр. 305–328.
[2] Часть вторая. Раздел II, глава 6,7, стр. 421–510.
[4] Том 2, Глава 13, стр. 135–212.
[5] Глава 12, §12.1–12.3, стр. 369–403.

Домашнее задание для самоподготовки

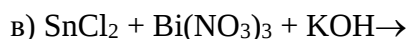
1. Проработать текущий учебный материал по конспекту лекций и по соответствующим главам учебников, ответить на вопросы к экзамену
2. Заполнить графы (3, 4) таблицы протокола лабораторной работы
3. Решить задачи из списка задач для подготовки к промежуточной аттестации по теме занятия
4. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций (для реакций, протекающих в водных растворах, коэффициенты подобрать ионно-электронным методом).



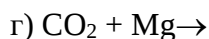
.....
.....
.....
.....



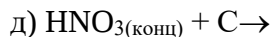
.....
.....
.....
.....



.....
.....
.....
.....



.....
.....
.....
.....



.....
.....
.....
.....



.....
.....
.....
.....



.....
.....
.....
.....

3) $B + KClO + KOH \rightarrow$

.....
.....
.....
.....

5. Составить уравнения реакций последовательных превращений

$CO_2 \rightarrow CO \rightarrow HCN \rightarrow KCNS$

.....
.....
.....
.....

$SiCl_4 \rightarrow SiO_2 \rightarrow Na_2SiO_3 \rightarrow H_2[SiF_6]$

.....
.....
.....
.....

$SnCl_4 \rightarrow SnCl_2 \rightarrow Na_2[Sn(OH)_6]$

.....
.....
.....
.....

$Pb \rightarrow Pb_3O_4 \rightarrow PbO_2 \rightarrow Pb(NO_3)_2$

.....
.....
.....
.....

$B \rightarrow H_3BO_3 \rightarrow Na_2B_4O_7$

.....
.....
.....
.....

$Al \rightarrow [Al(OH)_4]^- \rightarrow [Al(H_2O)_6]^{3+}$

.....
.....
.....
.....

6. Ответить на вопросы.

6.1. С помощью метода молекулярных орбиталей объясните высокую прочность связи в молекуле углерода(II) оксида.

.....
.....
.....
.....
.....
.....
.....

6.2. Охарактеризовать окислительно-восстановительные свойства соединений элементов IIIA группы в степенях окисления +1 и +3. Ответ обосновать. Привести примеры.

.....
.....
.....
.....

6.3. Написать уравнения реакций гидролиза BCl_3 и AlCl_3 . В чем причина отличия гидролиза этих двух соединений?

.....
.....
.....
.....
.....

6.4. Написать уравнения реакций гидролиза тетрафторида кремния и тетрахлорида кремния.

.....
.....
.....
.....
.....

7. Подготовиться к тестовому контролю по теме занятия.

Образец тест-контроля № 11

Химия p-элементов III–IV групп ПСЭ Д.И. Менделеева Вариант X

1. Ионизация борной кислоты происходит с образованием иона:

- а) H_2BO_3^- б) $(\text{BO}_3)_3^{3-}$ в) $\text{B}_4\text{O}_7^{2-}$ г) $\text{B}(\text{OH})_4^-$

Приведите уравнение реакции ионизации борной кислоты.

2. Способность молекулы CO участвовать в образовании комплексных карбонилов объясняется:

- а) наличием свободной p-орбитали атома углерода
б) наличием неподеленной электронной пары атома кислорода
в) наличием неподеленной электронной пары атома углерода
г) sp^2 – гибридизацией атома углерода

3. Кремний растворяется в азотной кислоте в присутствии HF с образованием:

- а) силана б) кремния тетрафторида в) кремниевых кислот
г) кремнефтористоводородной кислоты

Приведите уравнение реакции.

4. Какое вещество наиболее устойчиво к действию восстановителей?

- а) PbO_2 б) GeO_2 в) SnO_2 г) SiO_2

5. Вычислить объем газа (н.у.), выделяющегося при реакции 3,8 г магния силицида с 100 мл 1 М раствора соляной кислоты.

- а) 11,2 л б) 2,24 л в) 1,12 л г) 0,56 л

Задания, выполняемые на занятии

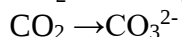
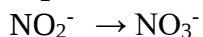
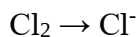
1. На основе положения элементов IIIA и IVA групп в ПСЭ охарактеризовать изменение свойств простых и сложных веществ в подгруппах с увеличением порядкового номера. Возможные и характерные степени окисления элементов.

2. На основе теории строения атома указать, в каких случаях возможно протекание реакций и какие образуются продукты? (Г – галогены).



При выполнении задания обратить внимание на то, что возможность или невозможность протекания этих реакций зависит от наличия (бор, алюминий, кремний) или отсутствия (углерод) у атомов свободных валентных орбиталей для образования связей по донорно – акцепторному механизму.

3. Какие из следующих превращений могут быть осуществлены при участии натрия силиката?



При выполнении задания учесть, что соединения кремния(IV) не проявляют окислительно-восстановительной активности, и потому не могут принимать участие в первых двух превращениях; в кислотно-основных взаимодействиях (третий переход) угольная кислота, как более сильная, вытесняет кремниевую кислоту из растворов её солей.

4. Указать условия протекания следующих реакций и образующиеся продукты, сделать заключение об окислительно-восстановительных свойствах олова и свинца.



При выполнении задания обратить внимание на то, что получение различных продуктов взаимодействий связано с изменением устойчивости степени окисления р-элементов в их соединениях с увеличением порядкового номера.

Решить задачи:

1) Какую массу борной кислоты можно получить из 38 г буры (декагидрат натрия тетрабората) при действии на указанную соль избытком соляной кислоты? ($m(\text{H}_3\text{BO}_3) = 24,7\text{г}$)

2) Рассчитать объёмы 1 М раствора натрия силиката и 0,5 М раствора аммония хлорида необходимые для получения 10 г SiO_2 .

$$V_p(\text{Na}_2\text{SiO}_3) = 17 \cdot 10^{-2} \text{ л} = 170 \text{ мл}; V_p(\text{NH}_4\text{Cl}) = 68 \cdot 10^{-2} \text{ л} = 680 \text{ мл}.$$

Работа в лаборатории

1. Выполнить эксперимент по указанию преподавателя.

2. По мере выполнения эксперимента заполнить графы №№ 5,6 таблицы.

3. В графе «Наблюдения» записать видимые изменения цвета раствора, отметить выпадение осадков, выделение газов и объяснить эти изменения.

4. В графе «Выводы» сделать заключение по сути изучаемого в данном опыте конкретного свойства вещества или соединения.

Лабораторная работа № 14. Свойства р-элементов III–IV групп и их соединений.

Цель: закрепить навыки проведения эксперимента, наблюдения, объяснения полученных результатов на основе теоретических знаний о свойствах реагирующих веществ.

Посуда и реактивы: штативы с пробирками, газовая горелка, вода дистиллированная, фарфоровая чашка, спиртовой раствор фенолфталеина, индикаторная бумага, борная кислота (кристаллы), аммония хлорид (кристаллы), алюминий (стружка), этиловый спирт, растворы концентрированных серной, соляной и азотной кислот, 30% раствор щелочи, 0,1 М растворы щелочи, соляной кислоты, азотной кислоты, водные растворы солей алюминия сульфата, натрия карбоната, олова(II) хлорида, свинца(II) нитрата, висмута(III) нитрата, разбавленный раствор силикатного клея.

Внимание! Опыты, отмеченные символом, не выполняются, приводится описание опыта в полном объёме в таблице лабораторной работы.*

1	2	3
№ п/п	Методика проведения эксперимента	Уравнение химической реакции
Опыт 1. Реакция обнаружения борной кислоты (Демонстрационный)		
1.1.	Помещают в фарфоровую чашку несколько кристаллов H_3BO_3 . Смачивают кристаллы 3–4 каплями концентрированной H_2SO_4 , приливают 2–3мл C_2H_5OH и тщательно перемешивают смесь. Переносят чашку в вытяжной шкаф. Поджигают спиртовую смесь.	Составляют уравнение реакции образования, затем горения борноэтилового эфира.
Опыт 2. Отношение алюминия к кислотам и щелочам		
2.1.	В пробирку наливают 2–3 мл концентрированной HCl и помещают стружку алюминия. Что происходит?	
2.2.	Демонстрационный. Испытывают действие концентрированной HNO_3 на алюминий при кипячении (под тягой).	
2.3.	Испытывают действие алюминия на 30% раствор щелочи при слабом(!) нагревании. Составляют уравнения протекающих реакций.	
Опыт 3. Амфотерность алюминий гидроксида		
3.1.	Получают алюминий гидроксид и испытывают отношение его а) к кислоте б) к избытку щелочи. Составляют уравнения реакций растворения гидроксида алюминия в кислоте и щелочи в протолитической форме. Делают вывод об амфотерности алюминий гидроксида.	

4	5	6
Расчеты	Наблюдения	Выводы
	отмечают окраску пламени	
	Обращают внимание на цвет выделяющегося газа.	

Опыт 4. Гидролиз солей алюминия		
4.1.	В пробирку наливают 2–3 мл раствора алюминий сульфата. Определяют рН раствора универсальной индикаторной бумагой, подтверждая (или нет) гидролиз солей алюминия	Записать уравнение гидролиза алюминий сульфата в протолитической форме. Делают вывод о реакции среды в растворе соли.
4.2.	К 2–3 мл раствора алюминий сульфата добавляют равный объем раствора натрий карбоната. Часть выпавшего осадка переносят в чистую пробирку и добавляют 3–4 капли соляной кислоты. Действуют на другую часть осадка раствором NaOH.	Записывают уравнения реакций гидролиза в протолитической форме.
Опыт 5. Свойства соединений углерода		
5.1.	*В пробирку наливают 2–3 мл дистиллированной воды, добавляют 1 каплю спиртового раствора лакмуса, пропускают в этот раствор углерод(IV) оксид из аппарата Киппа в течение 2–3 минут. При этом происходит изменение цвета окраски раствора.	Записывают уравнение реакций
5.2.	*К 1–2 мл 0,05 М раствора натрий гидроксида прибавляют одну каплю спиртового раствора фенолфталеина и пропускают через него углерод(IV) оксид до тех пор, пока раствор делается почти нейтральным. Нагревают полученный раствор. Какой газ при этом выделяется? Как изменяется цвет раствора? Объясняют наблюдаемые явления. Какая соль – натрий карбонат или натрий водородкарбонат сильнее гидролизуется? Ответ подтверждают расчетами.	Записывают уравнения соответствующих реакций

	Что происходит с осадком?	
Записывают выражение закона действующих масс для константы ионизации угольной кислоты.	Как должна измениться окраска раствора? Объясните изменение цвета окраски раствора.	

Опыт 6. Свойства соединений кремния		
6.1.	К 2–3 каплям раствора силиката натрия добавляют 1–2 капли раствора фенолфталеина. Объясняют изменение окраски индикатора. Разливают раствор по трем пробиркам. В первую добавляют разбавленную HCl. Что наблюдается? Во вторую добавляют немного сухого NH_4Cl. Содержимое пробирки хорошо перемешивают. Каков состав выпавшего осадка? *Через раствор в третьей пробирке пропускают ток углерод(IV) оксида. Что наблюдается? Записывают уравнения реакций. Делают выводы.	Записывают соответствующее уравнение реакции гидролиза в протолитической форме.
Опыт 7. Свойства гидроксидов Sn(II) и Pb(II).		
7.1.	К 1–2 мл растворов солей Sn(II) и Pb(II) приливают по каплям раствор натрия гидроксида до образования олово(II) и свинец(II) гидроксидов. Делят полученные осадки на две части и в одну из пробирок добавляют избыток раствора щелочи, а в другую – раствор кислоты. Какую кислоту следует брать для растворения осадка свинец(II) гидроксида и почему? Составляют уравнения соответствующих реакций, делают вывод о свойствах олово(II) и свинец(II) гидроксидов.	
Опыт 8. Свойства соединений свинца(IV)		
8.1.	*К подкисленному азотной кислотой раствору соли Mn(II) нитрата добавляют небольшое количество свинца(IV) оксида. Объясняют наблюдаемые явления. Записывают уравнения реакции. Проведите аналогичную реакцию, используя в качестве окислителя натрия висмутат. Составьте уравнение реакции	

Расчеты	Наблюдения	Выводы

Опыт 9. Свойства соединений олова(II).		
9.1.	Из раствора олово(II) хлорида при избытке натрия гидроксида получают раствор натрия тетрагидроксостанната(II). Прибавляют к нему несколько капель раствора соли висмута(III). Что наблюдается? Записывают уравнение реакции. Делают вывод о свойствах соединений олова(II) в окислительно-восстановительных реакциях.	

9.1.	Из раствора олово(II) хлорида при избытке натрия гидроксида получают раствор натрия тетрагидроксоостанната(II). Прибавляют к нему несколько капель раствора соли висмута(III). Что наблюдается? Записывают уравнение реакции. Делают вывод о свойствах соединений олова(II) в окислительно-восстановительных реакциях.
------	---

1. Проанализировав результаты эксперимента, ответить на вопросы:

-
- This image shows a full page of a document template designed for handwritten notes or essays. It features approximately 28 evenly spaced horizontal grey lines across the entire page. The margins are consistent on all sides, providing ample space for writing. There are no pre-printed questions, headings, or other markings on the page.

Вопросы для подготовки к промежуточной аттестации

1. Элементы группы III А. Общая характеристика. Электронная дефицитность и ее влияние на свойства атомов. Изменение устойчивости соединений со степенями окисления I и III в группе.
2. Бор. Общая характеристика. Соединения с водородом и природа связей в них. Бориды. Галогениды бора, их гидролиз и комплексообразование. Тетрафторобораты.
3. Борный ангидрид и борная кислота. Бораты. Полимерные борат-ионы. Тетраборат натрия. Эфиры борной кислоты. Борорганические соединения. Применение соединений бора в медицине и фармации.
4. Алюминий, общая характеристика. Амфотерность гидроксида. Аллюминаты. Комплексные соединения. Безводные соли и кристаллогидраты. Галогениды. Квасцы. Применение в медицине. Гидрид алюминия.
5. Элементы группы IV А. Общая характеристика. Валентные состояния и модификация углерода. Активированный уголь. Химические связи в неорганических соединениях углерода. Карбиды. Гидролиз карбидов. Соединения углерода с галогенами. Фреоны.
6. Углерод(IV) оксид, стереохимия и природа связи, равновесия в водном растворе. Карбонаты и водородкарбонаты, их гидролиз и термическое разложение. Карбамид.
7. Углерод(II) оксид. Реакции присоединения. Карбонилы металлов. Химическая природа биологической активности углерод(II) оксида и его токсического действия.
8. Соединения углерода с серой и азотом. Сероуглерод и тиокарбонаты. Цианистый водород. Простые и комплексные цианиды. Тиоцианаты.
9. Кремний. Общая характеристика. Возможность образования пи-связей в простых и сложных веществах. Силициды. Соединения с водородом и их гидролиз. Галогениды кремния. Гексафторсиликаты.
10. Кислородные соединения кремния. Кремний(IV) оксид. Силикагель. Кислоты кремния. Силикаты, растворимость, гидролиз. Кремнийорганические соединения. Силиконы и силоксаны.
11. Элементы подгруппы германия. Общая характеристика. Устойчивость водородных соединений. Соединения с галогенами ЭГ_2 и ЭГ_4 , поведение в водных растворах. Оксиды ЭО и ЭО_2 .
12. Химия олова и свинца. Амфотерность гидроксидов. Соли олова и свинца. Гексахлороловянная кислота. Окислительно-восстановительные реакции в растворах. Свинец (IV) оксид. Ацетат свинца, гидролиз, применение в фармации.

Задачи для подготовки к промежуточной аттестации

1. Какая масса осадка образуется при добавлении избытка раствора натрий карбоната к 30 мл 0,1 М раствора алюминий сульфата?
2. Какую массу борной кислоты можно получить из 19 г буры (декагидрат натрий тетрабората) при действии избытка соляной кислоты?
3. Рассчитать объем 2 моль/л раствора натрий силиката и 1 моль/л раствора аммоний хлорида, необходимого для получения 10 г кремний(IV) оксида.
4. Какой объем раствора алюминий(III) сульфата с концентрацией 0,1 моль/л надо добавить к раствору, содержащему 9,94 г свинец(II) нитрата для полного осаждения свинец(II) сульфата?
5. Какое вещество образуется при растворении 3,36 л углерод(IV) оксида при нормальных условиях в 84 г 10%-го раствора калий гидроксида? Какова масса образовавшегося вещества?
6. Вычислить объем газа (при н.у.), выделяющегося при смешивании насыщенных растворов, содержащих 85,2 г алюминий нитрата и 31,8 г натрий карбоната.
7. Вычислить молярную концентрацию раствора, полученного растворением 13,9 г бор(III) оксида в 1 л раствора натрий гидроксида с концентрацией 0,2 моль/л.
8. Какой объем газа (123°C, 101,3 кПа) образуется при сгорании 6,4 г моносилана?

Занятие 16.

Тема: Химические свойства р-элементов V группы ПСЭ Д.И. Менделеева и их соединений.

Часть 1. Химия р-элементов V группы ПСЭ Д.И. Менделеева. Свойства азота и его соединений.

Цели:

1. Используя знания теоретического материала, научиться:
 - а) решать вопрос о возможности и об условиях взаимного превращения соединений азота с изменением и без изменения степеней окисления
 - б) составлять уравнения реакций в молекулярной и ионной форме, соответствующие указанным превращениям, в том числе, используя метод ионно-электронного баланса для ОВР, и протолитическую формулу для кислотно-основных взаимодействий
 - в) на примере азота и его соединений объяснять общие закономерности изменения кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств веществ в зависимости от электронного строения и степени окисления
2. На основе проведенного эксперимента характеризовать свойства соединений азота в различных степенях окисления.

Значимость изучаемой темы

1. Биогенная роль азота и его соединений.

Азот, наряду с углеродом, кислородом и водородом, является одним из важнейших элементов биосферы, принимающим участие в биологическом, круговороте (цикле). Большинство организмов из-за инертности азота (молекулы N_2) не могут усваивать его непосредственно из атмосферы. В основном они получают его из окружающей среды в связанной форме: аммиак, нитраты, аминокислоты. Содержание связанного азота в почве пополняется, главным образом, за счёт азотфиксирующих бактерий, которые способны восстанавливать молекулярный азот. Затем из почвы азот в окисленной форме (нитраты и нитриты) попадает в растения, где восстанавливается до аммиака и аминокислот, попадающих затем в организм животных и человека. После ряда процессов азот в восстановленном виде опять переходит в почву, где снова окисляется до нитратов и нитритов и снова попадает в растения. Цикл замыкается.

Азот – важная составная часть всех белковых молекул, в значительной мере определяет их свойства и строение. Аминокислоты в живой клетке являются предшественниками белковых молекул. Это их главная роль в организме. Кроме того, они могут служить субстратами для синтеза других биологически активных веществ и, иногда, как источник энергии (в окислительно-восстановительных процессах).

2. Для изучения последующих тем курса.

Донорные свойства молекул аммиака и его производных рассматриваются при изучении многих реакций (особенно комплексообразования). Практически при изучении химии всех элементов используются окислительные свойства азотной кислоты. Свойства соединений фосфора и подгруппы мышьяка сравниваются со свойствами соединений азота.

3. Для изучения последующих дисциплин и в дальнейшей профессиональной деятельности.

а) Аналитическая и фармацевтическая химия.

Ряд соединений азота применяется в аналитической и фармацевтической практике для идентификации компонентов и примесей в реактивах и лекарственных препаратах (качественный и количественный анализ).

Аммиак – для идентификации меди и определения примесей меди в препаратах на основе солей цинка (комплексообразование), для обнаружения ионов Fe^{3+} , Al^{3+} , Pb^{2+} (образование осадков), для идентификации галогенидов серебра (комплексообразование).

Натрий нитрит – для проведения реакций, подтверждающих подлинность препаратов, содержащих группу – NH_2 , связанную с ароматическим ядром (реакция диазотирования).

Гидразин сульфат – для восстановления $As(V)$ до $As(III)$ в лекарственном препарате с последующим определением последнего броматометрическим методом.

б) Токсикологическая химия.

$NaNO_3 + Na_2CO_3$ – для проведения реакций на подлинность фармпрепаратов (определение содержания мышьяка).

Метод "сухой минерализации" – препарат сплавляется с указанной смесью, в которой NaNO_3 является окислителем. Мышьяк окисляется до As(V) и последний определяется в виде Na_2HAsO_4 .

$\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$ – для выделения солей из тканей в методе "мокрой минерализации"; анализируемая ткань (например, печень трупа) обрабатывается при нагревании указанной смесью; вся органическая часть окисляется до CO_2 и H_2O , а оставшая часть анализируется.

4. Ряд соединений азота применяется как самостоятельные лекарственные средства:

N_2 – инертность азота позволяет применять его в медицине при туберкулёзе лёгких (операция пневмоторакса).

N_2O – применяется в качестве наркотического средства в смеси (20–25%) с кислородом. Вдыхание N_2O сначала оказывает возбуждающее действие ("веселящий газ"), а затем вызывает общую анестезию.

NaNO_2 – сосудорасширяющее средство. Применяется также при отравлении цианидами (вводят внутривенно 5 мл 1% раствора). Нитриты очень ядовиты, если их применять в больших количествах.

NH_3 – водный раствор (9,5–10,5% NH_3 – "нашатырный спирт"). Применяется наружно (антисептическое действие) и для возбуждения дыхания (при обмороках). Аммиак раздражает нервные окончания, что вызывает поток импульсов в спинной и головной мозг. При слабом и умеренном раздражении наступает стимулирование дыхательных центров.

BiONO_3 , висмута трикалия дицитрат – применяется в качестве вяжущего и антисептического средства при желудочно-кишечных заболеваниях. Вяжущие средства, вступая в химическое взаимодействие с белком слизи, образуют альбуминаты, которые в виде плёнки покрывают поверхность ткани, что приводит к ограничению воспаления.

Противомикробные свойства обусловлены осаждением белков оболочки микроорганизмов.

Учебный материал для решения целевых задач

1. Лекции по изучаемой теме.
2. [1] Глава 8, §§8.6–8.7, стр. 328–349.
[2] Часть вторая. Раздел II, глава 5, §1, стр. 374–396.
[4] Том 2, Глава 15, стр. 337–363.
[5] Глава 12, §§12.4, 12.4.1–12.4.3, стр. 403–425.

Домашнее задание для самоподготовки

1. Проработать текущий учебный материал по конспекту лекций и по соответствующим главам учебников, ответить на вопросы к экзамену
 2. Заполнить графы (3, 4) таблицы протокола лабораторной работы
 3. Решить задачи из списка задач для подготовки к промежуточной аттестации по теме занятия
 4. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций (для реакций, протекающих в водных растворах, коэффициенты подобрать ионно-электронным методом).
- а) $\text{Cu}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow$

.....
.....
.....
.....

б) $\text{Zn} + \text{NaNO}_3 + \text{NaOH} \rightarrow$

.....
.....
.....
.....

в) $\text{Zn} + \text{HNO}_{3(\text{разб})} \rightarrow$

.....
.....
.....
.....

$$\text{г) } \text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$$

.....

д) $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$

.....

e) $\text{KNO}_2 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$

.....

$$\text{ж) } \text{KNO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$$

.....

5. Составить уравнения реакций последовательных превращений

$$\text{NO}_2 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{N}_2\text{O}_3 \xrightarrow{\text{NaOH}} \text{NaNO}_2 \xrightarrow{\text{H}_2} \text{N}_2$$

.....

$$\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} \rightarrow \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$$

.....

6. Используя метод молекулярных орбиталей, составьте энергетическую диаграмму молекулы азота. Определите кратность связи.

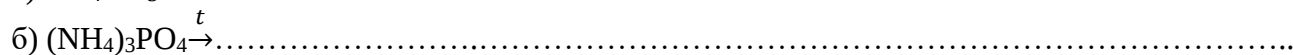
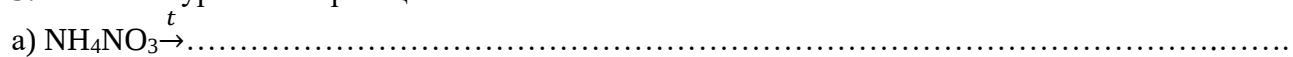
.....

7. Строение атома азота. Важнейшие степени окисления. Окислительно-восстановительные свойства соединений азота в данных степенях окисления.

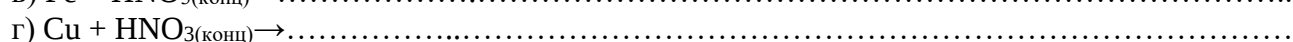
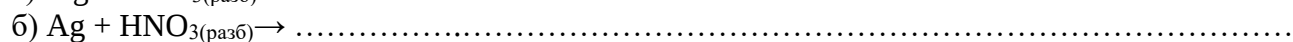
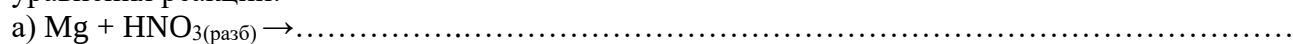
.....

8. Термическая устойчивость солей аммония. Гидролиз солей аммония.

9. Составьте уравнения реакций:



9. Проанализировав строение молекулы азотной кислоты (степень окисления азота в данном соединении), сделать вывод о сильных окислительных свойствах азотной кислоты и составить уравнения реакций:



10. Подготовиться к тестовому контролю по теме занятия.

Образец тест-контроля № 13 Химия p-элементов V группы ПСЭ

Вариант X

1. Для какого из элементов степень окисления +5 является наименее характерной?

- а) N б) P в) As г) Bi

2. Какое вещество образуется при гидролизе сурьма(III) хлорида? Напишите уравнение реакции.

- а) SbOCl б) Sb_2O_3 в) $\text{Sb}(\text{OH})_3$ г) $\text{Sb}(\text{OH})\text{Cl}_2$

3. Какое из ниже приведенных соединений может быть только восстановителем?

- а) NH_4Cl б) N_2 в) N_2O г) NO

4. Какова реакция среды в растворе фосфата калия? Напишите уравнение реакции.

- а) $\text{pH} > 7$ б) $\text{pH} < 7$ в) $\text{pH} < 7$ г) $\text{pH} = 7$

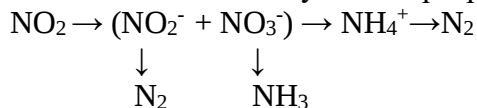
5. Какая из ниже приведенных пар веществ реагирует с выделением свободного хлора? Напишите уравнение реакции.

- а) $\text{Na}_3\text{PO}_4 + \text{HCl} =$ б) $\text{Na}_3\text{AsO}_4 + \text{HCl} =$
в) $\text{Na}_3\text{SbO}_4 + \text{HCl} =$ г) $\text{NaBiO}_3 + \text{HCl} =$

Задания, выполняемые на занятии

1. На основе теоретических знаний химических свойств аммиака (ионизация в водных растворах, получение, восстановительные свойства, донорно-акцепторный механизм образования связи; соли аммония), азотистой кислоты (окислительно-восстановительные и кислотные свойства, гидролиз солей), азотной кислоты и ее солей (окислительные свойства, термическая устойчивость), азот(IV) оксида,

составить схемы следующих превращений соединений азота:



Для перехода $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{NH}_3$ составить уравнение реакции с использованием метода ионно-электронного баланса.

2. Решить задачу:

Какая масса калий нитрита потребуется для выделения всего йода из 16,6 мл 10% раствора калий иодида ($\rho_{\text{р-ра}} = 1,2$ г/мл), подкисленного разбавленной серной кислотой?

($m(\text{KNO}_2) = 1,02$ г.)

Работа в лаборатории

1. Выполнить эксперимент по указанию преподавателя.
2. По мере выполнения эксперимента заполнить графы №№ 5, 6 таблицы.
3. В графе «Наблюдения» записать видимые изменения цвета раствора, отметить выпадение осадков, выделение газов и объяснить эти изменения.
4. В графе «Выводы» сделать заключение по сути изучаемого в данном опыте конкретного свойства вещества или соединения.

Лабораторная работа № 15. Свойства азота и его соединений

Цель: закрепить навыки проведения эксперимента, наблюдения, объяснения полученных результатов на основе теоретических знаний о свойствах реагирующих веществ.

Посуда и реактивы: штативы с пробирками, газовая горелка, вода дистиллированная, спиртовой раствор фенолфталеина, индикаторная бумага, стеклянная палочка, аммония хлорид (кристаллы), медь (стружка), алюминий (цинк), раствор крахмала, 2 М раствор аммиака, растворы концентрированной азотной и серной кислот, 1 М водный раствор азотной кислоты, 1 М водный раствор серной кислоты, водные растворы солей: алюминий сульфата, калий нитрата, натрий нитрита, калий йодида, калий дихромата.

1	2	3
№ п/п	Методика проведения эксперимента	Уравнение химической реакции
Опыт 1. Свойства раствора аммиака		
1.1.	Наливают в три пробирки по 0,5 мл 2 М раствора аммиака, прибавляют по одной капле раствора фенолфталеина. В первую пробирку добавляют кристаллический аммоний хлорид и перемешивают раствор стеклянной палочкой. Во вторую пробирку добавляют по каплям избыток раствора хлорида алюминия. Записывают уравнение реакции в ионной форме. Третью пробирку оставляют для сравнения.	Записывают уравнение реакции ионизации аммиака и объясняют смещение химического равновесия в растворе.
Опыт 2. Свойства азотной кислоты и ее солей		
2.1.	Демонстрационный, проводится под тягой!!! а) Вносят в пробирку 4–5 капель разбавленного раствора HNO_3 ($C=1\text{ моль/л}$) и опускают в нее кусочек медной стружки. Записывают уравнение реакции. б) Проводят аналогичный опыт с концентрированной азотной кислотой. Записывают уравнение реакции. в) Помещают в пробирку 5–6 капель раствора калий нитрата, добавляют 3–4 капли 2 М раствора щелочи и 1–2 кусочка алюминия или цинка. Слегка подогревают до начала реакции. Какой газ выделяется в результате реакции, как можно это доказать? Записывают уравнение реакции.	

4	5	6
Расчеты	Наблюдения	Выводы
	Как изменилась интенсивность окраски раствора в первой пробирке? На изменение концентрации каких ионов в растворе указывает наблюдаемое Вами явление? Как определить конец реакции во второй пробирке?	Какое явление изучается в этих опытах? Как изменяются концентрации NH_3, OH^-, NH_4^+ в растворе в первой и во второй пробирках?
	а) Отмечают цвет выделяющегося газа. б) Отмечают цвет выделяющегося газа.	Какое свойство азотной кислоты и ее солей проявляется в опытах 2а, 2б, 2в?

Опыт 3. Свойства азотистой кислоты и ее солей

3.1.	а) С помощью универсальной индикаторной бумаги определяют рН в растворе натрия нитрита. Записывают уравнение реакции гидролиза. б) К 3–4 каплям раствора натрия нитрита в пробирке добавляют 2–4 капли раствора калий иодида, 2–4 капли 1 М раствора серной кислоты и 1–2 капли раствора крахмала. Перемешивают. Объясняют наблюдения, записывают уравнение реакции. в) Помещают в пробирку 4–6 капель раствора натрия нитрита, добавляют 2–3 капли раствора калий дихромата и 3–4 капли раствора серной кислоты. Слегка подогревают. Объясняют изменение окраски раствора в пробирке и записывают уравнение реакции. г) Помещают в пробирку 0,5 мл раствора натрия нитрита и добавляют кристаллический аммоний хлорид. Нагревают. Наблюдают выделение пузырьков газа. Записывают уравнение реакции. Делают вывод по полученным результатам.	
------	--	--

Расчеты	Наблюдения	Выводы
		Какие свойства солей азотистой кислоты изучаются в опытах 3а, 3б, 3в, 3г?

Проанализировав результаты эксперимента, ответить на вопросы

1. Какие свойства проявляет азотная кислота и ее соли в окислительно-восстановительных реакциях? В какой среде нитраты проявляют наиболее сильные окислительные свойства?

.....
.....
.....

2. Соли азотистой кислоты – нитриты. Природа окислительно-восстановительной двойственности.

.....
.....
.....

Вопросы для подготовки к промежуточной аттестации

1. Элементы группы VA. Общая характеристика. Азот, фосфор и мышьяк в организме, их биологическая роль.

2. Соединения азота с водородом. Характерные, реакции аммиака: присоединение, замещение, окисление. Ион аммония, его соли, кислотные свойства, термическое разложение. Гидразин, гидроксилламин, азотистоводородная кислота и азиды. Амиды и нитриды.

3. Соединения азота с положительными степенями окисления. Оксиды. Stereoхимия и природа связей. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Азотистая кислота и нитриты. Окислительно-восстановительная двойственность.

4. Азотная кислота и нитрат-ион, электронная структура. Нитраты. Смеси азотной кислоты с другими кислотами. “Царская водка”, свойства. Применение соединений азота в медицине и фармации.

Задачи для подготовки к промежуточной аттестации

1. К 10 г 63% раствора азотной кислоты прибавили 2,07 г свинца. После окончания реакции раствор упарили досуха и затем прокалили. Какой объём газов (н.у.) получен при прокаливании?

2. При растворении 1 г магний нитрида в 2 л HCl вещества полностью прореагировали. Какова молярная концентрация соляной кислоты в растворе?

Часть 2. Химия p-элементов V группы ПСЭ Д.И. Менделеева. Свойства фосфора и его соединений

Цель: закрепить навыки проведения эксперимента, наблюдения, объяснения полученных результатов на основе теоретических знаний о свойствах реагирующих веществ.

Значимость изучаемой темы

Фосфор – важнейший биогенный элемент, входит в состав АТФ (аденозинтрифосфорной кислоты), являющейся биохимическим аккумулятором энергии в организме.

В аналитической химии используется Na_2HPO_4 для открытия ионов Mg^{2+} и AsO_4^{3-} .

Препараты фосфора применяются как лекарственные средства: препарат фосфора МАП, фосфакол, обладающие антихолинэстеразной активностью и противоглаукомным действием.

Учебный материал для решения целевых задач

1. Лекции по изучаемой теме.

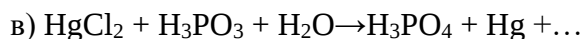
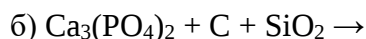
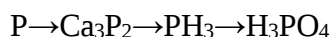
2. [1] Глава 8, §§8.6–8.7, стр. 328–349.

[2] Часть вторая. Раздел II, глава 5, §2, стр. 396–409.

[4] Том 2, Глава 15, §15.1, 15.2.2, 15.3.3, 15.3.4, 15.4.2, 15.5.2, 15.6.2, 15.8.

[5] Глава 12, §12.4, 12.4.4, стр. 425–437.

1. Проработать текущий учебный материал по конспекту лекций и по соответствующим главам учебников, ответить на вопросы к экзамену
2. Заполнить графы (3, 4) таблицы протокола лабораторной работы
3. Решить задачи из списка задач для подготовки к промежуточной аттестации по теме занятия
4. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций (для реакций, протекающих в водных растворах, коэффициенты подобрать ионно-электронным методом).


$$\text{P} \rightarrow \text{PCl}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{HPO}_4 \rightarrow \text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$$


6.1. Строение атома фосфора. Возможные и характерные степени окисления, окислительно-восстановительные свойства, проявляемые в данных степенях окисления.

6.2. Химические и графические формулы кислот фосфора: фосфорноватистая (фосфиновая), фосфористая (фосфоновая), пиррофосфорная, ортофосфорная.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

6.3. Гидролиз солей ортофосфорной кислоты. Написать уравнения возможных протолитических равновесий в растворах солей и указать pH среды: Na_3PO_4 , Na_2HPO_4 , NaH_2PO_4 .

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Задания, выполняемые на занятии

1. Составить схемы реакций последовательных превращений: $\text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NaHPO}_4 \rightarrow \text{Na}_4\text{P}_2\text{O}_7$.
2. Закончить уравнение окислительно-восстановительной реакции и подобрать коэффициенты методом ионно-электронного баланса:
 $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \dots$

Решить задачу

Газ, полученный при взаимодействии 53,5 г аммоний хлорида с избытком раствора натрия гидроксида, при нагревании поглощён 100 г 49% раствора H_3PO_4 . Каков состав образовавшейся соли и сколько граммов её получилось, если вещества прореагировали полностью?

$$(m(X) = 66 \text{ г})$$

Работа в лаборатории

1. Выполнить эксперимент по указанию преподавателя.
2. По мере выполнения эксперимента заполнить графы №№ 5, 6 таблицы.
3. В графе «Наблюдения» записать видимые изменения цвета раствора, отметить выпадение осадков, выделение газов и объяснить эти изменения.
4. В графе «Выводы» сделать заключение по сути изучаемого в данном опыте конкретного свойства вещества или соединения.

Лабораторная работа № 16. Химические свойства соединений фосфора

Цель: закрепить навыки проведения эксперимента, наблюдения, объяснения полученных результатов на основе теоретических знаний о свойствах реагирующих веществ.

Посуда и реактивы: штативы с пробирками, газовая горелка, вода дистиллированная, универсальная индикаторная бумага, концентрированная азотная кислота, водные растворы солей железо(III) хлорида, алюминий сульфата, натрий ацетата, натрий водородфосфата, натрий диводородфосфата, натрий фосфата, аммоний молибдата.

1	2	3
№ п/п	Методика проведения эксперимента	Уравнение химической реакции
Опыт 1. Свойства солей фосфора		
1.1.	В две пробирки вносят по 3–4 капли раствора солей: в первую – FeCl_3, во вторую – $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$. Добавляют в каждую пробирку по 2–3 капли раствора натрия ацетата и натрия водородфосфата. На основе сравнения растворимости средних и кислых фосфатов железа и алюминия делают вывод о составе образовавшихся осадков. Для какой цели осаждение проводится в присутствии натрия ацетата?	
Опыт 2. Гидролиз солей фосфора		
2.1.	В три пробирки наливают по 2 мл растворов Na_3PO_4, Na_2HPO_4, NaH_2PO_4 и определяют pH с помощью универсальной индикаторной бумаги. Как и почему окраска бумаги изменилась неодинаково?	Записывают уравнения возможных протолитических реакций (гидролиз, кислотная ионизация) изучаемых солей.
Опыт 3. Образование гетерополисоединений		
3.1.	К 2–3 каплям молибденовой жидкости (раствор аммония молибдата) прибавляют 1–2 капли концентрированной HNO_3 и несколько капель Na_3PO_4.	$\text{Na}_3\text{PO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{MoO}_4 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ $\rightarrow (\text{NH}_4)_3[\text{P}(\text{Mo}_3\text{O}_{10})_4] \downarrow \text{желтый} + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

4	5	6
Расчеты	Наблюдения	Выводы
	Отмечают цвета осадков.	
Константы протолитических равновесий:		

Проанализировав результаты эксперимента, ответить на вопрос

1. Качественная реакция на фосфат-ион, используемая в фармацевтическом анализе?

.....
.....
.....

Решить ситуационную задачу

Возможно ли обнаружить фосфат-ион в растворе ортофосфата аммония с молярной концентрацией эквивалента 0,003 моль/л при добавлении равного объема раствора азотнокислого серебра с молярной концентрацией эквивалента 0,0001 моль/л, зная, что $K_s(\text{Ag}_3\text{PO}_4) = 1,3 \cdot 10^{-20}$?

Вопросы для подготовки к промежуточной аттестации

1. Фосфор. Общая характеристика. Простые вещества и их химическая активность. Соединения с отрицательными степенями окисления. Фосфиды. Фосфин. Сравнение с соответствующими соединениями азота.
2. Соединения фосфора с положительными степенями окисления. Галогениды и их гидролиз. Оксиды, взаимодействие с водой и со спиртами. Фосфорноватистая и фосфористая кислоты, строение молекул, восстановительные свойства.
3. Ортофосфорная кислота и её ионы. Диводородфосфаты, водородфосфаты и фосфаты. Производные фосфорной кислоты в живых организмах. Дифосфорная и трифосфорная кислоты. Метафосфорные кислоты. Сравнение свойств азотной и фосфорной кислот.

Задачи для подготовки к промежуточной аттестации

1. Рассчитать растворимость железо(III)фосфата в воде.
2. Рассчитать растворимость магния фосфата в воде.

Часть 3. Химия p-элементов V группы ПСЭ Д.И. Менделеева. Подгруппа мышьяка

Цели. На основе теоретических знаний по изучаемой теме:

1. Объяснить амфотерные свойства соединений мышьяка и сурьмы.
2. Доказать восстановительные и окислительные свойства соединений подгруппы мышьяка.
3. Получить тиосоли мышьяка и сурьмы и изучить их отношение к натрий сульфиду.
4. Уметь объяснять принципиальные различия процессов гидролиза солей мышьяка, сурьмы, висмута.

Значимость изучаемой темы

Мышьяка в организме взрослого человека немного – всего около 15 мг. Основная часть его содержится в легких, печени, эпителии и тонком кишечнике. Всасывание мышьяка происходит в желудочно-кишечном тракте.

Антагонистами мышьяка являются такие вещества как **сера, фосфор, селен**, витамины **С, Е** и некоторые аминокислоты. В свою очередь мышьяк ухудшает усвояемость организмом **цинка, селена, фолиевой кислоты**, витаминов **А, С и Е**.

Секрет пользы мышьяка – в его количествах: в малых – он выполняет ряд функций и исключительно полезен, в больших – сильнейший яд.

Малые дозы соединений мышьяка стимулируют жизненные процессы.

Препараты подгруппы мышьяка применяются как лекарственные средства: As_2O_3 – в стоматологии ("убивает – зубной нерв"), Na_2HAsO_4 – при истощении нервной системы.

Висмут в небольших количествах найден у человека в спинномозговой жидкости, в головном мозге, в железах внутренней секреции, в печени. Его биологическое значение не выяснено. Препарат висмута $Bi(OH)_2NO_3$ оказывает вяжущее действие, в мазях – подсушивающее. Препарат висмута трикалия дицитрат «Де-Нол» обладает бактерицидным и бактериостатическим действием по отношению к *Helicobacter pylori* и используется в комплексной терапии гастритов, а также язвы желудка и двенадцатиперстной кишки.

В аналитической химии используется $K[BiI_4]$ –реактив Драгендорфа для открытия алкалоидов, Sb^{3+} – для анализа витаминов А и Д.

Препарат сурьмы в виде $K(SbO)C_4H_4O_6 \cdot 6H_2O$ носит название «рвотный камень», возбуждает рвотный рефлекс, применяют при гельминтозах.

Учебный материал для решения целевых задач

1. Лекции по изучаемой теме.
2. [1] Глава 8, §§8.6–8.7, стр. 328–349.
[2] Часть вторая. Раздел II, глава 5, §3, стр. 409–421.
[4] Том 2, Глава 15, §§15.1, 15.2.3–15.2.5, 15.3.5–15.3.10, 15.4.3–15.4.5, 15.5.3, 15.5.5, 15.6.3, 15.7, 15.8.
[5] Глава 12, §12.4, 12.4.5–12.4.7, стр. 437–443.

Домашнее задание для самоподготовки

1. Проработать текущий учебный материал по конспекту лекций и по соответствующим главам учебников, ответить на вопросы к экзамену
 2. Решить задачи из списка задач для подготовки к промежуточной аттестации по теме занятия.
 3. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций (для реакций, протекающих в водных растворах, коэффициенты подобрать ионно-электронным методом).
- а) $As + HNO_{3(конц)} \rightarrow$

.....
.....
.....

б) $Sb + HNO_{3(конц)} \rightarrow$

.....
.....
.....



.....

.....

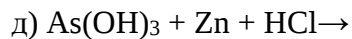
.....



.....

.....

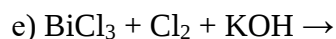
.....



.....

.....

.....



.....

.....

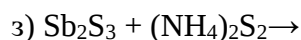
.....



.....

.....

.....

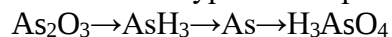


.....

.....

.....

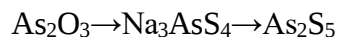
5. Составить уравнения реакций последовательных превращений



.....

.....

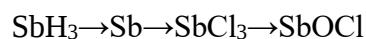
.....



.....

.....

.....



.....

.....

.....



.....

.....

.....

6. Ответить на вопросы.

6.1. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства соединений элементов подгруппы мышьяка в степенях окисления +3, +5? Для какого элемента неизвестны соединения типа $\text{Э}_2\text{O}_5$ и $\text{Э}_2\text{S}_5$? Ответ аргументировать.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

6.2. Реакция Марша – качественная реакция на соединения мышьяка(III) и мышьяка(V). Привести примеры.

.....

.....

.....

6.3. Особенности гидролиза соединений мышьяка, сурьмы и висмута. Приведите уравнения реакций гидролиза AsCl_3 , SbCl_3 , $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

6.4. Тиосоли мышьяка и сурьмы. Получение, химические свойства.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Задания, выполняемые на занятии

1. Объяснить изменение устойчивости в ряду $\text{NH}_3 \rightarrow \text{PH}_3 \rightarrow \text{AsH}_3 \rightarrow \text{SbH}_3 \rightarrow \text{BiH}_3$
2. Оценить амфотерность соединений мышьяка и сурьмы, их способность к образованию тиосолей на примере решения ситуационной задачи 1 и 2.

Ситуационная задача 1.

В лаборатории проведен эксперимент.

В две пробирки внесли по крупинке мышьяк(III) оксид, добавили несколько капель воды. Испытали раствор универсальной индикаторной бумагой.

К содержимому первой пробирки прилили раствор щелочи, к содержимому другой – концентрированную HCl и подогрели.

Описать наблюдаемые явления. Привести уравнения соответствующих реакций.

Ситуационная задача 2.

В лаборатории проведен эксперимент.

К 2–3 мл раствора сурьмы(III) хлорида прилили по каплям до появления осадка, раствор натрий гидроксида. Содержимое пробирки разделили на две пробирки. В одну из пробирок добавили избыток раствора NaOH, в другую – концентрированную HCl. Описать наблюдаемые явления. Привести уравнения соответствующих реакций.

3. Охарактеризовать окислительно-восстановительные свойства соединений мышьяка(V) и мышьяка(III) на примере решения ситуационных задач 3 и 4.

3.1. Решить ситуационную задачу.

Ситуационная задача 3.

В лаборатории проведен эксперимент.

К 1 мл раствора KI прилили несколько капель раствора HCl и 2–3 капли раствора натрий арсената. Описать наблюдаемые явления. Привести уравнения соответствующих реакций.

Какую роль выполняют в этой реакции ионы AsO_4^{3-} ? Какая среда благоприятствует протеканию данной реакции?

Ситуационная задача 4.

В лаборатории проведен эксперимент.

В две пробирки налили по 1–2 капли раствора натрий арсенита. В одну из них прилили раствор KOH и несколько капель йодной воды, в другую пробирку налили раствор серной кислоты и прибавили раствор KMnO_4 .

Описать наблюдаемые явления. Привести уравнения соответствующих реакций.

Какую роль в этих реакциях играет ион AsO_3^{3-} ? Какая среда благоприятствует протеканию данной реакции?

Задача для подготовки к промежуточной аттестации

При анализе биологической пробы на мышьяк по методу Марша после термического разложения арсина образовалось 0,3 мг мышьяка, который затем растворили в десятикратном избытке азотной кислоты. Какой объем 0,001 моль/л раствора азотной кислоты потребовался для растворения мышьяка?

Вопросы для подготовки к промежуточной аттестации

1. Элементы подгруппы мышьяка. Общая характеристика. Усиление металлических свойств в ряду: фосфор-висмут. Соединения с отрицательными степенями окисления. Гидриды. Определение мышьяка по методу Марша.
2. Оксиды и галогениды мышьяка, их реакции с водой. Мышьяковая кислота. Арсенаты и арсениты. Окислительно-восстановительные свойства соединений мышьяка.
3. Соли катионов сурьмы и висмута. Сурьмяная кислота и её соли. Особенности соединений висмута(V). Висмутаты. Тиосоли мышьяка и сурьмы. Применение соединений мышьяка, сурьмы и висмута в медицине и фармации.

Занятие 17.

Тема: Химические свойства р-элементов VI–VII групп ПСЭ Д.И. Менделеева и их соединений.

Часть 1. Свойства соединений р-элементов VI группы. Сера и ее соединения.

Цели. На основе теоретических знаний по изучаемой теме научиться:

1. Объяснять общие закономерности изменения свойств р-элементов в подгруппе (атомных радиусов, ОЭО, энергии ионизации, сродства к электрону).
2. Подбирать условия и реагенты для осуществления реакций последовательных превращений с участием серы, составлять уравнения соответствующих реакций.
4. Объяснять общие закономерности изменений кислотно-основных и окислительно-восстановительных свойств соединений серы в зависимости от степени окисления.

Значимость изучаемой темы

Среди р-элементов VI группы важнейшие биогенные элементы – сера и кислород.

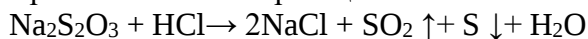
Основная биологическая функция серы – стабилизация третичной структуры белковых молекул за счёт образования дисульфидных мостиков. Сера участвует также в связывании металлов (железо, цинк и др.) в ферментах. Токсическое действие тяжёлых металлов заключается в процессе блокирования сульфгидрильных групп (-SH) протеинов. Сера входит в состав биологически активных веществ, например, гормона инсулина, витамина В₁, В₁₅, К и др.

Кислород является одним из важнейших для жизни элементов. Процессы дыхания животных организмов невозможны без кислорода. Объёмная доля кислорода в воздухе 21%. Кислород является окислителем во многих биохимических реакциях; принимает участие в образовании водородных связей, входит в состав воды – важнейшего биологического растворителя.

Сравнительно недавно установлено, что селен является также жизненно важным элементом. Недостаток его в организме тормозит рост, вызывает некроз печени, атрофию поджелудочной железы, бесплодие. Селен является компонентом глутатионпероксидазы, которая предотвращает накопление токсичных пероксидов в клетке. Селен входит в состав различных поливитаминных препаратов.

Ряд соединений серы применяется как самостоятельные лекарственные препараты.

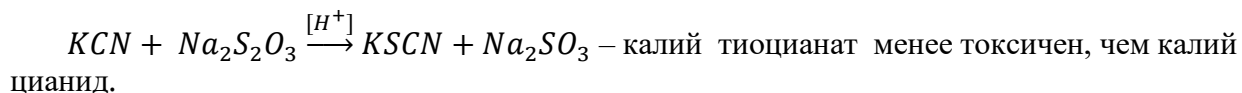
Сера очищенная и сера осаждённая, обладающие бактериостатическим эффектом, применяются при лечении кожных заболеваний. Так, например, натрия тиосульфат – действующее вещество в лекарственном препарате для лечения чесотки. Химизм действия препарата описывается реакцией:



Образующаяся при этом мелкодисперсная сера, а также сера(IV) оксид, обладающий высокой противопаразитарной активностью, прекращают зуд и уничтожают чесоточного клеща.

$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ – глауберова соль – слабительное средство; противоядие при отравлении солями бария и свинца, с которыми сульфат натрия даёт нерастворимые осадки.

$\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – используется как противоядие при отравлении галогенами, цианидами и синильной кислотой:



Смесь HNO_3 и H_2SO_4 используется в токсикологической химии для выделения солей из тканей, при этом вся органическая часть окисляется до CO_2 и H_2O .

Таким образом, знания по данной теме необходимы как для изучения последующих дисциплин (аналитической и фармацевтической химии, фармакологии, токсикологической химии), так и в дальнейшей профессиональной деятельности.

Учебный материал для решения целевых задач

1. Лекции по изучаемой теме.
2. [1] Глава 8, §§8.8–8.9, стр. 349–368.
[2] Часть вторая. Раздел II, глава 4, стр. 338–373.
[4] Том 2, Глава 16, стр. 462–543.
[5] Глава 12, §12.5, стр. 443–473.

Домашнее задание для самоподготовки

1. Проработать текущий учебный материал по конспекту лекций и по соответствующим главам учебников, ответить на вопросы к экзамену
2. Заполнить графы (3, 4) таблицы протокола лабораторной работы
3. Решить задачи из списка задач для подготовки к промежуточной аттестации по теме занятия
4. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций (для реакций, протекающих в водных растворах, коэффициенты подобрать ионно-электронным методом).



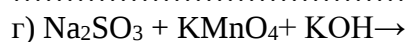
.....
.....
.....



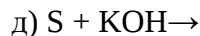
.....
.....
.....



.....
.....
.....

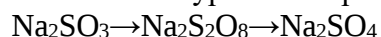


.....
.....
.....

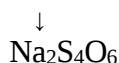


.....
.....
.....

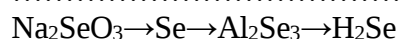
5. Составить уравнения реакций последовательных превращений



.....
.....
.....



.....
.....
.....



.....
.....
.....
.....
.....

6.1. Как изменяются атомный радиус, относительная электроотрицательность, энергия ионизации и энергия сродства к электрону в VI A группе?

.....

.....

.....

.....

[illegible][illegible]
$$\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})} \rightarrow \dots\dots\dots$$

$$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{aq})} \rightarrow \dots\dots\dots$$

.....

$$\text{Al} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow \dots\dots\dots$$

.....

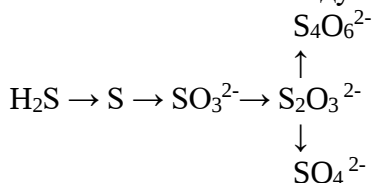
$$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow \dots$$
$$2H_2 + 112SO_4(\text{конц}) \rightarrow \dots$$
$$\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{KOH})} \rightarrow$$

Ca : 112504(конц)

[illegible]

Задания, выполняемые на занятии

1. Составить схемы следующих превращений соединений серы:



2. Решить задачу.

Сколько мл раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ с молярной концентрацией эквивалента равной 0,1 моль/л необходимо для нейтрализации продуктов гидролиза 6,99 г хлорсерной кислоты (HSO_3Cl)?

Ответ: $V_{p-pa} = 1,8 \text{ л} = 1800 \text{ мл}$.

Составляя уравнения реакции последовательных превращений и решая задачу, ответить на вопросы:

1. Общая характеристика р-элементов подгруппы серы, строение атомов, важнейшие степени окисления. Химические основы применения серы в фармации.
2. Закономерности изменения свойств в подгруппе, изменение атомных радиусов, относительной электроотрицательности, энергии сродства к электрону.
3. Водородные соединения серы. Водородсульфид, физические и химические свойства. Сульфиды, растворимость, гидролиз, восстановительные свойства.
4. Тиосульфаты, взаимодействие тиосульфатов с йодом и хлором.
5. Хлорангидриды сернистой и серной кислот, особенности их гидролиза.

Работа в лаборатории

1. Выполнить эксперимент по указанию преподавателя.
2. По мере выполнения эксперимента заполнить графы №№ 5, 6 таблицы.
3. В графе «Наблюдения» записать видимые изменения цвета раствора, отметить выпадение осадков, выделение газов и объяснить эти изменения.
4. В графе «Выводы» сделать заключение по сути изучаемого в данном опыте конкретного свойства вещества или соединения.

Лабораторная работа № 17. Свойства соединений р-элементов VI группы. Сера и ее соединения

Цель: закрепить навыки проведения эксперимента, наблюдения, объяснения полученных результатов на основе теоретических знаний о свойствах реагирующих веществ.

Посуда и реактивы: штативы с пробирками, газовая горелка, вода дистиллированная, разбавленный раствор соляной или серной кислоты, водные растворы солей натрия тиосульфата, натрия сульфита, калий перманганата, калий дихромата, барий хлорида, хлорная вода, бромная вода, йодная вода.

1	2	3
№ п/п	Методика проведения эксперимента	Уравнение химической реакции
Опыт 1. Получение серы		
1.1.	В небольшом количестве воды в пробирке растворяют кристаллик $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 \cdot 5 \text{H}_2\text{O}$ и приливают разбавленную HCl или H_2SO_4 . Записывают уравнения реакции.	
Опыт 2. Свойства сульфит-ионов		
2.1.	Подкисленный раствор Na_2SO_3 добавляют к следующим растворам до их обесцвечивания или изменения окраски: *1) к 3–4 каплям бромной воды 2) к 1–2 каплям раствора калий перманганата 3) к 2–3 каплям раствора калий дихромата. Записывают уравнения реакций.	
Опыт 3. Свойства натрий тиосульфата		
3.1.	*К 3–5 каплям раствора натрий тиосульфата добавляют по каплям хлорную воду. Что происходит? Доказывают присутствие в растворе продукта превращения $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Записывают уравнение реакции. К 2–3 каплям раствора йодной воды добавляют до обесцвечивания раствор натрий тиосульфата. Записывают соответствующее уравнение реакций.	

4	5	6
Расчеты	Наблюдения	Выводы
	Что наблюдается при этом?	
	Отмечают свои наблюдения.	Какую роль выполняет в этих реакциях сульфит-ион?
		Какие свойства тиосульфата иллюстрирует проведенный опыт?

Проанализировав результаты эксперимента, ответить на вопросы:

1. Какие свойства проявляют сульфит-ионы в окислительно-восстановительных реакциях? Ответ обосновать и подкрепить примерами.

2. В какой среде устойчивы тиосоли? Ответ обосновать и подтвердить уравнениями соответствующих реакций.

3. Какие свойства в ОВР проявляют тиосульфаты? Дать аргументированный ответ.

4. Объяснить влияние природы окислителя на продукты окисления тиосульфатов.

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

.....

Вопросы для подготовки к промежуточной аттестации

1. Элементы группы VI А. Общая характеристика. Изменение свойств в сравнении с галогенами. Оксиды, сульфиды, селениды и теллуриды, изменение свойств в ряду. Роль в жизнедеятельности.

2. Кислород. Общая характеристика. Роль кислорода в химии. Электронное строение и химическая активность диоксида. Молекула диоксида в качестве лиганда.

3. Озон. Stereoхимия и природа связей. Химическая активность в сравнении с диоксидом. Реакции с растворами иодидов.

4. Классификация кислородных соединений и их общие свойства. Бинарные соединения: оксиды, пероксиды, надпероксиды, озониды. Особенности иона кислорода, его взаимодействие с водой. Применение кислорода и его соединений в медицине и фармации.

5. Сера. Общая характеристика. Простые вещества. Применение в медицине и фармации. Соединения серы(II). Сероводород и сульфиды, их кислотные и восстановительные свойства. Соединения серы с хлором. Сера в фармацевтических препаратах, ее роль в жизнедеятельности.

6. Соединения серы(IV). Сера(IV) оксид и его водные растворы. Кислотные и окислительно-восстановительные свойства. Сульфиты и водородсульфиты. Дитиониты, их получение, восстановительные свойства.

7. Соединения серы(VI). Сера(VI) фторид. Сера(VI) оксид и его способность к реакциям присоединения. Сера(VI) диоксидхлорид. Строение молекулы серной кислоты и сульфат-иона. Химические свойства серной кислоты и ее водных растворов.

8. Сульфаты, растворимость в воде, термическая устойчивость. Применение в медицине и фармации. Хлорсульфоновая кислота. Пероксосульфатные кислоты (пероксомоносерная и пероксодисерная) и их соли. Окислительные свойства. Тиосульфаты, их получение и реакции с кислотами, окислителями и катионами-комплексобразователями. Полиитионаты, строение. Биологическая роль соединений серы. Кислотные дожди.

Задачи для подготовки к промежуточной аттестации

1. Сколько мл 0,5 М раствора NaOH необходимо для нейтрализации продуктов гидролиза 2,38 г сульфонилхлорида (SOCl_2)?

Часть 2. Свойства р-элементов VII А группы и их соединений.

Цели. На основе теоретических знаний по изучаемой теме научиться:

1. Характеризовать закономерности изменения свойств р-элементов VII группы и их соединений на основе их положения в ПСЭ.
2. Составлять уравнения реакций последовательных превращений веществ с участием р-элементов VII группы.
3. Решать расчётные задачи, связанные с ионно-обменными и окислительно-восстановительными реакциями р-элементов VII группы.
4. Выполнять лабораторные опыты, анализировать полученные результаты, объяснять их, делать заключения по изучаемым свойствам.

Значимость изучаемой темы:

р-Элементы VII группы играют важную роль в жизнедеятельности организма. Хлорид-ионы могут свободно проходить сквозь клеточные мембраны и играют важную роль в поддержании осмотического равновесия. Химические основы действия брома, как микроэлемента, не выяснены, хотя его седативное действие давно известно. Фтор совершенно необходим для нормального роста организма; его недостаток приводит к анемии. Способствуя осаждению кальция фосфата, фторид-ионы ускоряют реминерализацию при кариесе зубов и предотвращают разрушение зубной эмали. Основой физиологического действия йода является участие его в биосинтезе гормонов щитовидной железы. На первой стадии биосинтеза происходит йодирование остатков тирозина в белке тиреоглобулина и дальнейшее их сочетание с образованием определённых йодсодержащих гормонов. Протекание этих ферментативных реакций требует также участия водорода пероксида и иодид-ионов. Тиреоидные гормоны имеют множественное воздействие на организм, на происходящие в нём метаболические процессы; в частности, они принимают участие в регулировании температуры тела.

Токсическое действие свободных галогенов основано на их сильных окислительных свойствах.

Соединения р-элементов VII группы используются как лекарственные препараты (натрий хлорид, калий хлорид, кальций хлорид, соляная кислота, калий бромид, калий иодид, водный и спиртовой растворы йода, изотопно-диагностические препараты йода и др.), также для целей дезинфекции (хлорная или белильная известь, сулема и др.).

Учебный материал для решения целевых задач

1. Лекции по изучаемой теме.
2. [1] Глава 8, §§8.10–8.11, стр. 368–390.
[2] Часть вторая. Раздел II, глава 3, стр. 309–338.
[4] Том 2, Глава 17, стр. 544–617.
[5] Глава 12, §12.6, стр. 473–491.

Домашнее задание для самоподготовки

1. Проработать текущий учебный материал по конспекту лекций и по соответствующим главам учебников, ответить на вопросы к экзамену
2. Заполнить графы (3, 4) таблицы протокола лабораторной работы
3. Решить задачи из списка задач для подготовки к промежуточной аттестации по теме занятия
4. Составить уравнения окислительно-восстановительных реакций (для реакций, протекающих в водных растворах, коэффициенты подобрать ионно-электронным методом).



.....
.....
.....
.....



.....
.....
.....
.....



.....

.....

.....



.....

.....

.....



.....

.....

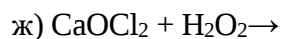
.....



.....

.....

.....



.....

.....

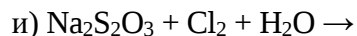
.....



.....

.....

.....



.....

.....

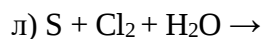
.....



.....

.....

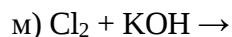
.....



.....

.....

.....



.....

.....

.....



.....

.....

.....



.....



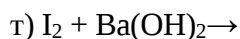
.....



.....

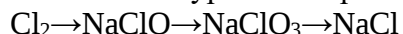


.....

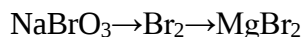


.....

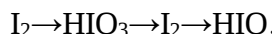
5. Составить уравнения реакций последовательных превращений



.....



.....



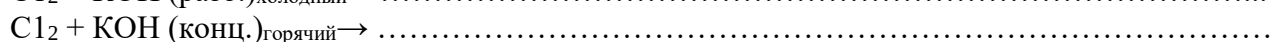
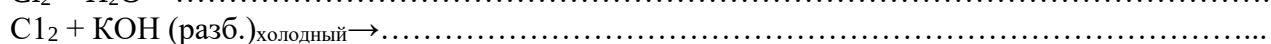
.....

6. Ответить на вопросы

6.1. Строение атома хлора. Важнейшие степени окисления. Возможность диспропорционирования. Какие кислоты соответствуют каждой степени окисления хлора?

.....

Закончить уравнения реакций:



6.2. Как изменяются атомный радиус, относительная электроотрицательность, энергия ионизации и энергия сродства к электрону в VIIA группе сверху вниз?

.....
.....
.....
.....

6.3. Как изменяется сила кислот в ряду: $\text{HF} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{HBr} \rightarrow \text{HI}$? Дайте аргументированный ответ.

.....
.....
.....
.....

6.4. Как изменяется сила кислот в ряду: $\text{HClO} \rightarrow \text{HBrO} \rightarrow \text{HIO}$? Дайте аргументированный ответ.

.....
.....
.....
.....

6.5. Как изменяется сила кислот в ряду: HClO , HClO_2 , HClO_3 , HClO_4 ? Дайте аргументированный ответ.

.....
.....
.....
.....

6.6. Хлорат- и перхлорат-ионы. Окислители в растворах и в расплавах? Влияние среды на окислительные свойства этих ионов.

.....
.....
.....
.....

7. Подготовиться к тестовому контролю по теме занятия.

Образец тест-контроля № 14
Химия p-элементов VI–VII групп ПСЭ Д.И. Менделеева
Вариант X

1. Как изменяются восстановительные свойства в ряду: SO_2 , SeO_2 , TeO_2 , PoO_2 ?

а) увеличиваются б) уменьшаются в) не изменяются

2. Как изменяется термическая устойчивость в ряду: H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te ?

а) увеличивается б) уменьшается в) не изменяется

3. Что образуется при гидролизе SO_2Cl_2 ?

а) H_2SO_4 б) H_2SO_3 в) H_2S г) SO_2

Привести уравнение реакции.

4. Какую роль в окислительно-восстановительных реакциях может играть KClO_4 ?

а) окислитель в водном растворе б) окислитель в расплаве
в) окислитель и в растворе и в расплаве

5. К какому типу реакций относится взаимодействие Br_2 с KOH при нагревании?

а) диспропорционирование б) окисление в) щелочной гидролиз

Привести уравнение реакции.

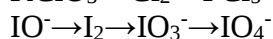
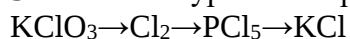
Задания, выполняемые на занятии

Используя знания электронной структуры атомов и ионов р-элементов VII А группы, понятие о возможных и характерных степенях окисления, знания об изменении энергии сродства к электрону и электроотрицательности атомов галогенов с увеличением заряда ядра, ответить на вопросы, решить задачу и выполнить задания:

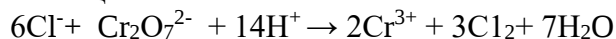
1. Чем отличается гидролиз ионных галогенидов от гидролиза ковалентных галогенидов?

2. Укажите способы получения и свойства хлорной (белильной) извести?

3. Составить уравнения реакций последовательных превращений веществ:



4. Прогнозировать возможность самопроизвольного протекания окислительно-восстановительных реакций (с использованием табличных значений стандартных потенциалов окислительно-восстановительных пар):



5. Решить задачу:

Найти массовую долю калий иодата в растворе, если из 3,21 г этого раствора, подкисленного серной кислотой, при реакции с избытком калий йодида выделено 0,685 г йода.

($\omega(\text{KIO}_3) = 5,99\%$)

Работа в лаборатории

1. Выполнить эксперимент по указанию преподавателя.

2. По мере выполнения эксперимента заполнить графы №№ 5,6 таблицы.

3. В графе «Наблюдения» записать видимые изменения цвета раствора, отметить выпадение осадков, выделение газов и объяснить эти изменения.

4. В графе «Выводы» сделать заключение по сути изучаемого в данном опыте конкретного свойства вещества или соединения.

Лабораторная работа № 18. Свойства р-элементов VIIA группы и их соединений

Цель: закрепить навыки проведения эксперимента, наблюдения, объяснения полученных результатов на основе теоретических знаний о свойствах реагирующих веществ.

Посуда и реактивы: штативы с пробирками, газовая горелка, вода дистиллированная, хлорная вода, бромная вода, йодная вода, 1 М раствор серной кислоты, раствор натрия гидроксида, водные растворы солей натрия сульфида, калий хлорида, калий бромид, калий йодида, калий дихромата, марганец(II) сульфата, никель(II) сульфата, кобальт(II) сульфата, железо(II) сульфата, хром(III) хлорида, натрия гипохлорита, калий бромата, калий йодата.

Внимание! Опыты, отмеченные * выполнять по указанию преподавателя.

1	2	3
№ п/п	Методика проведения эксперимента	Уравнение химической реакции
Опыт 1. Окислительные свойства хлорной, бромной и йодной воды		
1.1.*	а) В три пробирки наливают по 1–2 мл раствора натрий сульфида и добавляют равные объёмы: в первую – хлорной воды, во вторую – бромной воды, в третью – йодной воды. Отмечают происходящие изменения и составляют уравнения реакций.	
1.2.*	б) В две пробирки наливают по 1–3 мл растворов калий иодида и калий бромида, затем в каждую добавляют равные объёмы хлорной воды. Отмечают изменения и записывают уравнения реакций. Повторяют опыт с раствором калий иодида и бромной водой.	
Опыт 2. Восстановительные свойства хлорид-, бромид-, и йодид-ионов		
2.1.	В три пробирки наливают по 1–2 мл растворов калий хлорида, калий бромида, калий иодида, добавляют равные объёмы раствора калий дихромата и 1 моль/л раствора серной кислоты. Отмечают происходящие изменения, составляют уравнения реакций и объясняют различия в протекании реакций с различными восстановителями, используя таблицы стандартных потенциалов сопряженных окислительно-восстановительных пар.	

4	5	6
Расчеты	Наблюдения	Выводы
		Делают вывод о сравнительной окислительной активности хлорной, бромной и йодной воды.
Рассчитать ΔE^0 химических реакций взаимодействия хлорид-, бромид- и иодид-ионов с калий дихроматом в кислой среде.		

1	2	3
№ п/п	Методика проведения эксперимента	Уравнение химической реакции
Опыт 3. Окислительные свойства гипохлорит-ионов		
3.1.*	*В три пробирки наливают по 1–2 мл растворов марганец(II), никель(II), железо(II) сульфатов, добавляют в каждую равные объемы раствора натрия гидроксида и 1 мл раствора натрия гипохлорита. Отмечают изменение цвета образующихся осадков и составляют уравнения соответствующих реакций.	
3.2.*	Наливают в пробирку 1–2 мл раствора хром(III) хлорида, добавляют избыток раствора натрия гидроксида до растворения осадка. Затем добавляют раствор натрия гипохлорита до изменения окраски раствора. Составляют уравнения соответствующих реакций.	
Опыт 4. Окислительные свойства хлорат-, бромат-, йодат-ионов		
4.1.	а) Наливают в пробирку 1–2 мл раствора калий бромата, добавляют равные объемы 1 М раствора серной кислоты и калий бромида. Отмечают цвет раствора и составляют уравнение реакции. б) Повторяют опыт с растворами калий йодата и в) калий йодида.	

Проанализировав результаты эксперимента, ответить на вопросы:

1. Сравните окислительную активность хлорной воды, бромной воды и йодной воды.
2. Как изменяются восстановительные свойства галогенид-ионов в ряду:
 $F^- \rightarrow Cl^- \rightarrow Br^- \rightarrow I^-$?
3. Какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях проявляют гипохлорит-ионы?
4. Какая среда способствует повышению окислительной активности хлорат-, бромат- и йодат-ионов в водном растворе?

.....
.....
.....
.....
.....

Решить ситуационную задачу

В лаборатории проведен эксперимент по изучению окислительных свойств хлорат-, бромат- и йодат-ионов.

В три пробирки налили по 1–2 мл растворов марганец(II), никель(II) и кобальт(II) сульфатов. В каждую пробирку добавили по 5–7 капель раствора натрия гидроксида, а затем по 1–2 мл раствора калий бромата. Затем опыт повторили с раствором калий йодата.

Описать наблюдаемые явления. Привести уравнения соответствующих реакций. Рассчитать ΔG^0_{OBR} для каждой проведенной реакции. Сделать заключение об окислительных свойствах исследуемых ионов в щелочной среде.

Вопросы для подготовки к промежуточной аттестации

1. Элементы группы VII A (галогены). Общая характеристика. Особые свойства фтора как наиболее электроотрицательного элемента. Простые вещества и их химическая активность.
2. Галогенангидриды. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Ионные и ковалентные галогениды, их отношение к действию воды, окислителей и восстановителей.
3. Ионы галогенов как лиганды в комплексных соединениях. Способность иона фтора как жёсткого основания замещать ионы кислорода. Применение галогенидов в медицине и фармации. Роль в жизнедеятельности.
4. Галогены в положительных степенях окисления. Соединения с кислородом и соединения между галогенами. Реакции галогенов с водой и водными растворами щелочей. Кислородные кислоты хлора и их соли. Stereoхимия и природа связей.
5. Кислотные и окислительные свойства кислородных кислот галогенов и их солей в зависимости от степени окисления галогена. Хлорная известь. Механизм бактерицидного действия. Хлораты, броматы и йодаты. Применение в фармации.

Задачи для подготовки к промежуточной аттестации

1. Рассчитать степень гидролиза и концентрацию ионов OH^- в растворе натрия гипохлорита с концентрацией 0,056 моль/л. Повлияет ли и как на степень гидролиза соли добавление к раствору небольшого количества гидроксида натрия, соляной кислоты, а также разбавление и нагревание раствора?

2. Рассчитать объем 0,1 моль/л раствора натрия тиосульфата, необходимый для растворения 3,76 г серебра бромида. Изобразить строение комплексного иона, пользуясь методом валентных связей. Определить тип гибридизации и пространственную форму комплекса.

3. В воде растворено 15,28 г калия бромида и 3,34 г калия бромата. Какую среду следует создать для получения в растворе брома? До какого объема следует разбавить этот раствор, чтобы концентрация брома составила 0,005 моль/л?

ЗАНЯТИЕ 18. РУБЕЖНАЯ КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА № 4

Тема: Химические свойства р-элементов Периодической системы элементов Д.И. Менделеева.

Цель занятия: контроль уровня знаний и практических навыков, приобретенных студентами при изучении следующих разделов курса общей и неорганической химии:

1. Химические свойства р-элементов III–IV групп Периодической системы элементов Д.И. Менделеева.
2. Химические свойства р-элементов V группы Периодической системы элементов Д.И. Менделеева.
3. Химические свойства р-элементов VI–VII групп Периодической системы элементов Д.И. Менделеева.

При подготовке к контрольной работе необходимо еще раз проработать материал лекций, лабораторных работ, ответить на вопросы и решить задачи по соответствующим разделам курса.

К контрольной работе допускаются студенты, рабочая тетрадь которых имеет подписи группового преподавателя по каждому пройденному занятию.

Образец варианта рубежной контрольной работы № 4 «Химия р-элементов ПСЭ Д.И. Менделеева и их соединений»

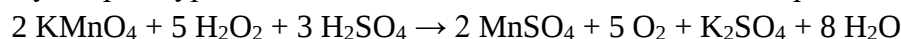
1. В каком веществе нет химических связей между атомами серы? Приведите структурные формулы предложенных соединений.
а) натрий дисульфид б) сероуглерод в) натрий дитионит г) натрий тиосульфат
2. Укажите вещество, наименее устойчивое к нагреванию. Дайте аргументированный ответ.
а) SiCl_4 б) PbCl_4 в) SnCl_4 г) CO_2
3. Напишите уравнения реакций гидролиза хлоридов олова(II) и олова(IV). Укажите, какая соль гидролизует в большей степени. Почему?
4. Осуществите следующие превращения:
 $\text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}_3 \rightarrow \text{I}_2 \rightarrow \text{HIO}$
5. Закончите уравнения следующих реакций, коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в водных растворах, подобрать ионно-электронным методом:
а) $\text{B}_2\text{H}_6 + \text{NaBiO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
б) $\text{SbH}_3 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow$
в) $\text{Na}_2\text{SeO}_4 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow$
6. Какой объем кислорода (при нормальных условиях) необходим для сжигания 8,3 г диборана?
7. Рассчитать объем раствора натрия тиосульфата с молярной концентрацией эквивалента 0,01 моль/л, необходимый для полного растворения 2,5 г йода.
8. Соединения азота с водородом. Характерные реакции аммиака: присоединение, замещение, окисление. Ион аммония и его соли. Кислотные свойства, термическое разложение. Гидразин, гидроксилламин. Азотистоводородная кислота и азиды. Амиды и нитриды.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Задача 1. На реакцию с 10 мл раствора H_2O_2 ($\rho = 1,0$ г/мл) пошло 30 мл раствора KMnO_4 с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л в присутствии H_2SO_4 . Рассчитайте массовую долю H_2O_2 в растворе.

Дано	Решение
$V_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{O}_2) = 10$ мл	1. Запишем уравнение реакции:
$\rho_{\text{р-ра}}(\text{H}_2\text{O}_2) = 1,0$ г/мл	$\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
$V_{\text{р-ра}}(\text{KMnO}_4) = 30$ мл	Запишем электронно-ионные уравнения полуреакций:
$C(\frac{1}{z}\text{KMnO}_4) = 0,5$ моль/л	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{H}_2\text{O}$ – процесс восстановления
$\omega(\text{H}_2\text{O}_2) - ?$	$\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\text{e}^-$ – процесс окисления

Суммарное уравнение окислительно-восстановительной реакции:



2. Определим факторы эквивалентности окислителя (KMnO_4) и восстановителя (H_2O_2):

$$f_{\text{экв}}(\text{KMnO}_4) = \frac{1}{z} \text{MnO}_4^- = \frac{1}{5}, \quad f_{\text{экв}}(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{1}{z}(\text{H}_2\text{O}_2) = \frac{1}{2}.$$

3. Запишем исходную формулу для расчёта массовой доли вещества: $\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}}$

4. Рассчитаем массу раствора H_2O_2 : $m_{\text{р-ра}} = V_{\text{р-ра}} \cdot \rho_{\text{р-ра}} = 10 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл} = 10 \text{ г}$

5. Рассчитаем $m(\text{H}_2\text{O}_2)$: $m(\text{H}_2\text{O}_2) = n(\frac{1}{z}\text{H}_2\text{O}_2) \cdot M(\frac{1}{z}\text{H}_2\text{O}_2)$.

По закону эквивалентов: $n(\frac{1}{z}\text{H}_2\text{O}_2) = n(\frac{1}{z}\text{KMnO}_4) = C(\frac{1}{z}\text{KMnO}_4) \cdot V_{\text{р-ра}} = 0,5 \text{ моль/л} \cdot 0,03 \text{ л} = 0,015 \text{ моль}$

$$M(\frac{1}{z}\text{H}_2\text{O}_2) = M(\text{H}_2\text{O}_2) \cdot \frac{1}{z}(\text{H}_2\text{O}_2) = 34 \text{ г/моль} \cdot \frac{1}{2} = 17 \text{ г/моль}$$

Отсюда: $m(\text{H}_2\text{O}_2) = 0,015 \text{ моль} \cdot 17 \text{ г/моль} = 0,255 \text{ г}$

6. Находим значение массовой доли H_2O_2 в растворе: $\omega = \frac{0,255 \text{ г}}{10 \text{ г}} \cdot 100\% = 2,55\%$

Задача 2. Объём раствора, образовавшегося после гидролиза натрия пероксида, составил 750 мл. Для нейтрализации 10 мл этого раствора потребовалось 15 мл 0,2 моль/л раствора HCl . Сколько граммов натрия пероксида вступило в реакцию с водой?

Дано	Решение
$V_0 = 750$ мл = 0,75 л	$\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} = 2 \text{NaOH} + \text{H}_2$
$V_{\text{пробы}} = 10$ мл = 0,01 л	$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
$V(\text{HCl}) = 15$ мл = 0,015 л	$m(\text{Na}_2\text{O}_2) = n(\text{Na}_2\text{O}_2) \cdot M(\text{Na}_2\text{O}_2)$
$C(\text{HCl}) = 0,2$ моль/л	$n(\text{Na}_2\text{O}_2) = \frac{1}{2}n(\text{NaOH})$
$m(\text{Na}_2\text{O}_2) - ?$	$n(\text{NaOH}) = C(\text{NaOH}) \cdot V_0$

По уравнению реакции нейтрализации: $n(\text{HCl}) = n(\text{NaOH})$, следовательно:

$$C(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl}) = C(\text{NaOH}) \cdot V(\text{NaOH}).$$

$$C(\text{NaOH}) = \frac{C(\text{HCl}) \cdot V(\text{HCl})}{V(\text{NaOH})} = \frac{0,2 \frac{\text{моль}}{\text{л}} \cdot 0,015 \text{ л}}{0,01 \text{ л}} = 0,3 \text{ моль/л}$$

$n(\text{NaOH}) = C(\text{NaOH}) \cdot V_0(\text{NaOH}) = 0,3 \text{ моль/л} \cdot 0,75 \text{ л} = 0,225 \text{ моль}$, тогда $n(\text{Na}_2\text{O}_2) = 0,1125 \text{ моль}$

$m(\text{Na}_2\text{O}_2) = 0,1125 \text{ моль} \cdot 78 \text{ г/моль} = 8,775 \text{ г}$.

Задача 3. Какую массу $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ надо взять и какой объём раствора FeSO_4 с массовой долей 12% ($\rho = 1,122 \text{ г/мл}$) приготовить, чтобы восстановить в сернокислой среде 40 мл раствора KMnO_4

$$C\left(\frac{1}{Z}\text{KMnO}_4\right) = 0,12 \text{ моль/л}$$

Дано	Решение
$\omega(\text{FeSO}_4) = 12\%$	Запишем уравнение реакции:
$\rho_{\text{ра}} = 1,122 \text{ г/мл}$	$2\text{KMnO}_4 + 10\text{FeSO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 2\text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 8\text{H}_2\text{O}$
$V(\text{KMnO}_4) = 40 \text{ мл} = 0,04 \text{ л}$	Запишем электронно-ионные уравнения полуреакций:
$C\left(\frac{1}{Z}\text{KMnO}_4\right) = 0,12 \text{ моль/л}$	
$m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) - ?$	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 5\text{H}_2\text{O}$ – процесс восстановления
$V_{\text{ра}}(\text{FeSO}_4) - ?$	$2\text{Fe}^{2+} \rightarrow 2\text{Fe}^{3+} + 2\text{e}^-$ – процесс окисления

$$f_{\text{экв}}(\text{MnO}_4^-) = \frac{1}{5}, f_{\text{экв}}(\text{Fe}^{2+}) = 1$$

1. По закону эквивалентов:

$$n\left(\frac{1}{Z}\text{KMnO}_4\right) = n\left(\frac{1}{Z}\text{FeSO}_4\right) = C\left(\frac{1}{Z}\text{KMnO}_4\right) \cdot V(\text{KMnO}_4) = 0,12 \text{ моль/л} \cdot 0,04 \text{ л} = 0,0048 \text{ моль}$$

$$m(\text{FeSO}_4) = n\left(\frac{1}{Z}\text{FeSO}_4\right) \cdot M\left(\frac{1}{Z}\text{FeSO}_4\right) = n\left(\frac{1}{Z}\text{FeSO}_4\right) \cdot M(\text{FeSO}_4) \cdot \frac{1}{Z} = 0,0048 \text{ моль} \cdot 152 \text{ г/моль} \cdot 1 = 0,7296 \text{ г}$$

$$m_{\text{р-ра}}(\text{FeSO}_4) = \frac{m(\text{FeSO}_4) \cdot 100\%}{\omega} = \frac{0,7296 \cdot 100\%}{12\%} = 6,08 \text{ г}$$

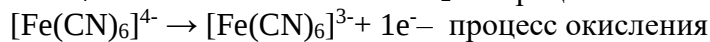
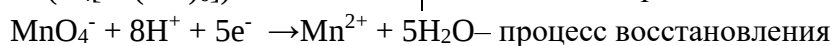
$$V_{\text{р-ра}}(\text{FeSO}_4) = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho_{\text{р-ра}}} = \frac{6,08 \text{ г}}{1,122 \text{ г/мл}} = 5,42 \text{ мл}$$

$$2. n(\text{FeSO}_4) = n(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 0,0048 \text{ моль}$$

$$m(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = n(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) \cdot M(\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}) = 0,0048 \text{ моль} \cdot 278 \text{ г/моль} = 1,33 \text{ г}$$

Задача 4. На взаимодействие 0,497 г технического калий гексацианоферрата(II) в подкисленном серной кислотой растворе затрачено 2,38 мл раствора KMnO_4 с молярной концентрацией эквивалента 0,5 моль/л. Вычислите массовую долю калий гексацианоферрата(II) в образце.

Дано	Решение
$m_{\text{техн}} = 0,497 \text{ г}$	Запишем уравнение реакции
$V(\text{KMnO}_4) = 2,38 \text{ мл} = 0,00238 \text{ л}$	$\text{KMnO}_4 + 5\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6] + 4\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6] + \text{MnSO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 4\text{H}_2\text{O}$
$C\left(\frac{1}{Z}\text{KMnO}_4\right) = 0,5 \text{ моль/л}$	
$\omega(\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]) - ?$	Запишем электронно-ионные уравнения полуреакций:



$$f_{\text{экв}}(\text{MnO}_4^-) = \frac{1}{5}, f_{\text{экв}}([\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}) = 1$$

$$\omega(\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]) = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{техн}}} \cdot 100\%$$

$$\text{По закону эквивалентов: } n\left(\frac{1}{Z}\text{KMnO}_4\right) = n\left(\frac{1}{Z}\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]\right) = C\left(\frac{1}{Z}\text{KMnO}_4\right) \cdot V(\text{KMnO}_4) = 0,5 \text{ моль/л} \cdot 0,00238 \text{ л} = 0,00119 \text{ моль}$$

$$m(\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]) = n\left(\frac{1}{Z}\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]\right) \cdot M\left(\frac{1}{Z}\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]\right) = n\left(\frac{1}{Z}\text{FeSO}_4\right) \cdot M(\text{FeSO}_4) \cdot \frac{1}{Z} = 0,00119 \text{ моль} \cdot 368 \text{ г/моль} \cdot 1 = 0,437 \text{ г}$$

$$\omega(\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]) = \frac{0,437 \text{ г}}{0,497 \text{ г}} \cdot 100\% = 87,9 \%$$

Задача 5. Сколько миллилитров 0,1 М раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ необходимо для растворения 3,76 г AgBr ?

Дано	Решение
$m(\text{AgBr}) = 3,76 \text{ г}$	$2 \text{ Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{AgBr} = \text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2] + \text{NaBr}$
$C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,1 \text{ М}$	$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) / C(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3)$
$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = ?$	$n(\text{AgBr}) = m / M = 3,76 \text{ г} / 188 \text{ г/моль} = 0,02 \text{ моль}$
$n(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 2 n(\text{AgBr}) = 0,04 \text{ моль}$	
$V(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 0,04 \text{ моль} / 0,1 \text{ моль/л} = 0,4 \text{ л} = 400 \text{ мл}$	

Задача 6. 10,8 г сулемы обработали 200 мл 0,2 М раствора аммиака. Определить массу образовавшегося в результате реакции осадка?

Дано	Решение
$m(\text{HgCl}_2) = 10,8 \text{ г}$	$\text{HgCl}_2 + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{HgNH}_2\text{Cl} \downarrow + \text{NH}_4\text{Cl}$
$C(\text{NH}_3) = 0,2 \text{ моль/л}$	$m(\text{HgNH}_2\text{Cl}) = n(\text{HgNH}_2\text{Cl}) \cdot M(\text{HgNH}_2\text{Cl})$
$V(\text{NH}_3) = 200 \text{ мл} = 0,2 \text{ л}$	Рассчитываем количества вещества исходных веществ:
$m(\text{HgNH}_2\text{Cl}) = ?$	$n(\text{HgCl}_2) = m / M = 10,8 \text{ г} / 272 \text{ г/моль} = 0,04 \text{ моль}$
$n(\text{NH}_3) = C(\text{NH}_3) \cdot V(\text{NH}_3) = 0,2 \text{ моль/л} \cdot 0,2 \text{ л} = 0,04 \text{ моль}$	
По уравнению реакции: $n(\text{HgCl}_2) : n(\text{NH}_3) = 1 : 2$, значит, аммиак в недостатке.	
$n(\text{HgNH}_2\text{Cl}) = \frac{1}{2} n(\text{NH}_3) = 0,02 \text{ моль}$	
$m(\text{HgNH}_2\text{Cl}) = 0,02 \text{ моль} \cdot 252,5 \text{ г/моль} = 5,05 \text{ г}$	

Задача 7. Какая масса натрия гидроксида необходима для начала осаждения цинка гидроксида при действии на 500 мл раствора сульфата цинка с концентрацией 0,05 моль/л?

Дано	Решение
$C(\text{ZnSO}_4) = 0,05 \text{ моль/л}$	$\text{ZnSO}_4 + 2 \text{ NaOH} = \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 \quad (1)$
$V_{\text{р-ра}} (\text{ZnSO}_4) = 500 \text{ мл} = 0,5 \text{ л}$	Выпадение осадка $\text{Zn}(\text{OH})_2$ начнется при условии, что
$K_s (\text{Zn}(\text{OH})_2) = 1,2 \cdot 10^{-17}$	достигнутое в ходе добавления NaOH гетерогенное
$m(\text{NaOH}) = ?$	равновесие $\text{Zn}(\text{OH})_2 \text{ тв} \leftrightarrow \text{Zn}^{2+}_{\text{aq}} + 2 \text{ OH}^{-}_{\text{aq}} \quad (2)$ будет

смещено влево. Условие смещения равновесия влево:

$$\Delta G_{\text{пр}} = RT \ln \frac{P_c}{K_s} \quad (\text{см. Рабочая тетрадь по общей химии}),$$

$$\Delta G_{\text{пр}} > 0, \text{ при } P_c > K_s; \ln \frac{P_c}{K_s} > 0.$$

$$K_s = [\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2 - \text{ЗДМ для гетерогенного равновесия.}$$

$$P_c = C(\text{Zn}^{2+}) \cdot C(\text{OH}^-)^2$$

При $P_c = K_s$ – состояние насыщенного раствора.

$$C(\text{Zn}^{2+}) \cdot C(\text{OH}^-)^2 = 1,2 \cdot 10^{-17}$$

$$0,05 \text{ моль/л} \cdot C(\text{OH}^-)^2 = 1,2 \cdot 10^{-17}; C(\text{OH}^-) = \sqrt{\frac{1,2 \cdot 10^{-17}}{5 \cdot 10^{-2}}} = 1,5 \cdot 10^{-8} \frac{\text{моль}}{\text{л}} - \text{концентрация ионов}$$

OH^- в насыщенном растворе.

$$m(\text{NaOH}) = n(\text{NaOH}) \cdot M(\text{NaOH})$$

$$n(\text{NaOH}) = C(\text{NaOH}) \cdot V_{\text{р-ра}} = 1,5 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л} \cdot 0,5 \text{ л} = 7,5 \cdot 10^{-9} \text{ моль}$$

$m(\text{NaOH}) = 7,5 \cdot 10^{-9} \text{ моль} \cdot 40 \text{ г/моль} = 3 \cdot 10^{-7} \text{ г}$ – масса NaOH , которую нужно добавить для достижения гетерогенного равновесия (2). Начало осаждения $\text{Zn}(\text{OH})_2$ произойдет при $m(\text{NaOH}) \geq 3 \cdot 10^{-7} \text{ г}$.

Задача 8. Рассчитать, при каком значении pH начинается и заканчивается осаждение никель гидроксида из раствора никель нитрата с концентрацией 0,01 моль/л. Осаждение прекращается при равновесной концентрации ионов Ni^{2+} в растворе, равной $1 \cdot 10^{-6}$ моль/л. Температура опыта 25°C.

Дано $C(Ni(NO_3)_2) = 0,01 \text{ моль/л}$ $[Ni^{2+}] = 1 \cdot 10^{-6} \text{ моль/л}$ $K_s(Ni(OH)_2) = 2,0 \cdot 10^{-16}$ $t = 25^\circ C$	Решение $Ni(OH)_{2\text{тв}} \leftrightarrow Ni^{2+}_{\text{aq}} + 2 OH^{-}_{\text{aq}}$ – гетерогенное равновесие $K_s = [Ni^{2+}] \cdot [OH^{-}]^2$ – 3ДМ для гетерогенного равновесия $[OH^{-}] = \sqrt{\frac{K_s(Ni(OH)_2)}{[Ni^{2+}]}}$
$pH_{\text{нач}} = ? pH_{\text{кон}} = ?$	$\Pi_c(Ni(OH)_2) = C(Ni^{2+}) \cdot C(OH^{-})^2$ $\Delta G_{\text{пр}} = RT \ln \frac{\Pi_c}{K_s}$

При $K_s = \Pi_c$ $\Delta G_{\text{пр}} = 0$ – состояние гетерогенного равновесия

$K_s > \Pi_c$ $\Delta G_{\text{пр}} < 0$ – состояние ненасыщенного раствора

$K_s < \Pi_c$ $\Delta G_{\text{пр}} > 0$ – идет выпадение осадка

а) $\Pi_c \geq K_s$ – условие начала выпадения осадка

б) $\Pi_c \leq K_s$ – условие окончания выпадения осадка

а) $C(Ni^{2+}) = C(Ni(NO_3)_2) = 0,01 \text{ моль/л}$

$$C(OH^{-}) \geq \sqrt{\frac{K_s(Ni(OH)_2)}{C(Ni^{2+})}} = \sqrt{\frac{2,0 \cdot 10^{-16}}{0,01}} = 1,4 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л}$$

$$pOH = 6,85, pH = 7,15; [H_3O^{+}] = 7,1 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л}$$

$$\text{б) } C(OH^{-}) \geq \sqrt{\frac{K_s(Ni(OH)_2)}{C(Ni^{2+})}} = \sqrt{\frac{2,0 \cdot 10^{-16}}{1 \cdot 10^{-6}}} = \sqrt{2,0 \cdot 10^{-10}} = 1,4 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}$$

$$pOH = 4,85, pH = 9,15; [H_3O^{+}] = 7,1 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л}$$

Выпадение осадка $Ni(OH)_2$ начнется при pH, превышающем 7,15 и практически закончится при pH, равном 9,15.

Вопрос 1. Оценить полноту осаждения $Ni(OH)_2$ при $7,15 < pH < 9,15$.

(Осаждение $Ni(OH)_2$ будет неполным).

Вопрос 2. $K_s(Fe(OH)_2) = 1,0 \cdot 10^{-15}$. При каком значении pH начнется выпадение осадка $Fe(OH)_2$, если начальная концентрация ионов Fe^{2+} равна 0,01 моль/л?

Задача 9. Рассчитайте объёмы 1 М раствора натрия силиката и 0,5 М раствора аммоний хлорида, необходимые для получения 10 г SiO_2 .

Дано $C(Na_2SiO_3) = 1 \text{ моль/л}$ $C(NH_4Cl) = 0,5 \text{ моль/л}$ $m(SiO_2) = 10 \text{ г}$	Решение Запишем уравнение реакции: $Na_2SiO_3 + 2 NH_4Cl = 2 NaCl + SiO_2 + 2 NH_3 + H_2O$ Запишем исходную формулу для расчета объема раствора: $V = \frac{n}{c}$
$V(Na_2SiO_3) - ?$ $V(NH_4Cl) - ?$	Найдем $n(SiO_2)$: $n(SiO_2) = \frac{m}{M} = \frac{10 \text{ г}}{60 \text{ г/моль}} = 0,167 \text{ моль}$

$$n(Na_2SiO_3) = n(SiO_2) = 0,167 \text{ моль}$$

$$n(NH_4Cl) = 2 n(SiO_2) = 0,334 \text{ моль}$$

$$V(Na_2SiO_3) = \frac{0,167 \text{ моль}}{1 \frac{\text{моль}}{\text{л}}} = 0,167 \text{ л} = 167 \text{ мл}$$

$$V(NH_4Cl) = \frac{0,334 \text{ моль}}{0,5 \text{ моль/л}} = 0,668 \text{ л} = 668 \text{ мл}$$

Задача 10. Какая масса калий нитрита потребуется для выделения всего йода из 16,6 мл 10% раствора калий иодида ($\rho=1,2$ г/мл), подкисленного разбавленной серной кислотой?

Дано	Решение
$V(\text{KI}) = 16,6$ мл	Запишем уравнение реакции:
$\omega(\text{KI}) = 10\%$	$2 \text{KNO}_2 + 2 \text{KI} + 2 \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{I}_2 + 2 \text{NO} + 2 \text{K}_2\text{SO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
$\rho_{\text{р-ра}} = 1,2$ г/мл	Исходная формула для расчета массы вещества: $m_{\text{вещ-ва}} = n \cdot M$
$m(\text{KNO}_2) - ?$	$m_{\text{р-ра}} = V \cdot \rho = 16,6 \text{ мл} \cdot 1,2 \text{ г/мл} = 19,92 \text{ г}$
$m(\text{KI}) = \frac{m_{\text{р-ра}} \cdot \omega}{100\%} = \frac{19,92 \cdot 10\%}{100\%} = 1,992 \text{ г}$	

$$n(\text{KI}) = \frac{m}{M} = \frac{1,992 \text{ г}}{166 \text{ г/моль}} = 0,012 \text{ моль}$$

$$n(\text{KNO}_2) = n(\text{KI}) = 0,012 \text{ моль}$$

$$m(\text{KNO}_2) = 0,012 \text{ моль} \cdot 85 \text{ г/моль} = 1,02 \text{ г}$$

Задача 11. Газ, полученный при взаимодействии 53,5 г аммоний хлорида с избытком раствора натрий гидроксида при нагревании поглощён 100 г 49% раствора H_3PO_4 . Какой состав образовавшейся соли и сколько граммов её получилось, если вещества прореагировали полностью?

Дано	Решение
$m(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,5$ г	Запишем уравнение реакции получения газа:
$m_{\text{р-ра}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = 100$ г	$\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
$\omega(\text{H}_3\text{PO}_4) = 49\%$	Запишем уравнения возможных реакций его взаимодействия с фосфорной кислотой:
$m(\text{соли}) - ?$	$\text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$
	$2 \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$
	$3 \text{NH}_3 + \text{H}_3\text{PO}_4 = (\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$

Исходная формула для расчета массы вещества: $m_{\text{вещ-ва}} = n \cdot M$

Для определения состава образующегося вещества необходимо определить количество веществ, полностью прореагировавших между собой.

$$n(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{m}{M} = \frac{53,5 \text{ г}}{53,5 \text{ г/моль}} = 1 \text{ моль}$$

$$n(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_4\text{Cl}) = 1 \text{ моль}$$

$$m(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m_{\text{р-ра}} \cdot \omega}{100\%} = \frac{100 \text{ г} \cdot 49\%}{100\%} = 49 \text{ г}$$

$$n(\text{H}_3\text{PO}_4) = \frac{m}{M} = \frac{49 \text{ г}}{98 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль}$$

$$n(\text{NH}_3) : n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 1 \text{ моль} : 0,5 \text{ моль} = 1 : 2, \text{ значит, состав образовавшейся соли } - (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$$

$$n((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) = n(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,5 \text{ моль}$$

$$m((\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4) = 0,5 \text{ моль} \cdot 132 \text{ г/моль} = 66 \text{ г}$$

Задача 12. Сколько мл раствора $\text{Ba}(\text{OH})_2$ с молярной концентрацией эквивалента равной 0,1 моль/л необходимо для нейтрализации продуктов гидролиза 6,99 г хлорсерной кислоты?

Дано	Решение
$C(\frac{1}{z}\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,1 \text{ моль/л}$	Запишем уравнение гидролиза HSO_3Cl :
$m(\text{HSO}_3\text{Cl}) = 6,99 \text{ г}$	$\text{HSO}_3\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$
$V(\text{Ba}(\text{OH})_2) - ?$	Запишем уравнения взаимодействия $\text{Ba}(\text{OH})_2$ с продуктами гидролиза
	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 + 2 \text{H}_2\text{O}$
	$\text{Ba}(\text{OH})_2 + 2 \text{HCl} = \text{BaCl}_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$

Фактор эквивалентности $\text{Ba}(\text{OH})_2$ в этих реакциях равен $\frac{1}{2}$.

Формула для расчёта объема раствора: $V = \frac{n(1/z)}{C(1/z)}$

$$n(\text{HSO}_3\text{Cl}) = \frac{m}{M} = \frac{6,99 \text{ г}}{116,5 \text{ г/моль}} = 0,06 \text{ моль}$$

$$n(\text{HSO}_3\text{Cl}) = n(\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,06 \text{ моль}, n(\frac{1}{z}\text{H}_2\text{SO}_4) = 0,12 \text{ моль}, \text{т.к. } \frac{1}{z}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2}$$

$$n(\text{HSO}_3\text{Cl}) = n(\text{HCl}) = 0,06 \text{ моль}, n(\frac{1}{z}\text{HCl}) = 0,06 \text{ моль}, \text{т.к. } \frac{1}{z}(\text{HCl}) = 1$$

$$n(\frac{1}{z})_{\text{суммарное кислот}} = n(\frac{1}{z}\text{H}_2\text{SO}_4) + n(\frac{1}{z}\text{HCl}) = 0,12 \text{ моль} + 0,06 \text{ моль} = 0,18 \text{ моль}$$

$$\text{По закону эквивалентов: } n(\frac{1}{z})_{\text{суммарное кислот}} = n(\frac{1}{z}\text{Ba}(\text{OH})_2) = 0,18 \text{ моль}$$

$$V(\text{Ba}(\text{OH})_2) = \frac{0,18 \text{ моль}}{0,1 \text{ моль/л}} = 1,8 \text{ л} = 1800 \text{ мл}$$

Задача 13. Найдите массовую долю калий йодата в растворе, если из 3,21 г этого раствора, подкисленного серной кислотой, при реакции с избытком калий иодида выделено 0,685 г йода.

Дано	Решение
$m_{\text{р-ра}} = 3,21 \text{ г}$	Запишем уравнение реакции:
$m(\text{I}_2) = 0,685 \text{ г}$	$\text{KIO}_3 + 5 \text{KI} + 3 \text{H}_2\text{SO}_4 = 3 \text{I}_2 + 3 \text{K}_2\text{SO}_4 + 3 \text{H}_2\text{O}$
$\omega(\text{KIO}_3) - ?$	Формула для расчета массовой доли: $\omega = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$

$$n(\text{I}_2) = \frac{m}{M} = \frac{0,685 \text{ г}}{254 \text{ г/моль}} = 0,0027 \text{ моль}$$

$$n(\text{KIO}_3) = \frac{1}{3}n(\text{I}_2) = 9 \cdot 10^{-4} \text{ моль}$$

$$m(\text{KIO}_3) = n \cdot M = 9 \cdot 10^{-4} \text{ моль} \cdot 214 \text{ г/моль} = 0,1926 \text{ г}$$

$$\omega(\text{KIO}_3) = \frac{0,1926 \text{ г}}{3,21 \text{ г}} \cdot 100\% = 6 \%$$

СПРАВОЧНОЕ ПРИЛОЖЕНИЕ

**Таблица 1. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА НЕКОТОРЫХ ВЕЩЕСТВ,
ПРИМЕНЯЕМЫХ В МЕДИЦИНЕ И ФАРМАЦИИ [7]**

$\Delta_f H^\circ_{298}$ – стандартная теплота образования вещества, кДж/моль, при 298 К

$\Delta_f G^\circ_{298}$ – стандартное изменение энергии Гиббса при образовании сложного вещества, кДж/моль, при 298 К

S°_{298} – стандартная энтропия вещества, Дж/моль·К, при 298 К

Сокращения, принятые в таблице:

кр – кристаллическое состояние,

ж – жидкое состояние,

г – газообразное состояние,

aq – вещество в водном растворе.

Вещество или ион	Состояние	$\Delta_f H^\circ_{298}$	$\Delta_f G^\circ_{298}$	S°_{298}
1	2	3	4	5
AgCl	кр	–126,78	–109,54	96,23
AgNO ₃	кр	–124,52	–33,60	140,92
Ag ₂ O	кр	–30,54	–10,90	121,75
Al	кр	0	0	28,33
Al ³⁺	aq	–529,69	–489,80	–301,25
Al ₂ O ₃	корунд	–1675,69	–1582,27	50,92
Al ₂ O ₃ · 3H ₂ O	кр	–656	–575	107
B ₂ O ₃	кр	–1270,43	–1191,29	53,84
H ₃ BO ₃	кр	–1088	–963	89,6
	aq	–1067	–963	160
Ba ²⁺	aq	–524,05	–547,50	8,79
BaCl ₂	кр	–859,39	–811,71	123,64
BaCl ₂ · 2H ₂ O	кр	–1460	–1300	203
BaSO ₄	кр	–1458,88	–1348,43	132,21
Br ₂	ж	0	0	152,21
Br ₂	г	30,91	3,14	245,37
Br [–]	aq	–121,50	– 104,04	82,84
C	графит	0	0	5,74
C	алмаз	1,83	2,83	2,37
CO	г	–110,53	–137,15	197,55
CO ₂	г	–393,51	–394,37	213,66
	aq	–413	–386	121
H ₂ CO ₃	aq	–700	–623	187
HCO ₃ [–]	aq	–691,28	–586,56	92,57
CO ₃ ^{2–}	aq	–676,64	–527,60	–56,04
Ca ²⁺	aq	–542,66	–552,70	–55,23
CaO	кр	–635,09	–603,46	38,07
Ca(OH) ₂	кр	–985,12	–897,52	83,39
CaSO ₄	кр	–1436,28	–1323,90	106,69
CaSO ₄ · 2H ₂ O	кр	–2020	–1790	194
CaCl ₂	кр	–795,92	–749,34	108,37

CaCl ₂	aq	–877	–815	55
CaCl ₂ · 6H ₂ O	кр	–2600	–	–
CaCO ₃	кр	–1206,83	–1128,35	91,71
Cl ₂	г	0	0	222,98
HCl	г	–92,31	–95,30	186,79
	aq	–167	–131	55
CrO ₄ ^{2–}	aq	–875,42	–720,91	46,02
Cr ₂ O ₇ ^{2–}	aq	–1490,93	–1295,62	270,39
Cu ²⁺	aq	66,94	65,56	–92,72
CuCl	кр	–137,24	–120,06	87,02
CuCl ₂	кр	–206	–	–
CuSO ₄	кр	–770,90	–661,79	109,20
CuSO ₄ · 3H ₂ O	кр	–1680	–1400	225
CuSO ₄ · 5H ₂ O	кр	–2280	–1880	306
F [–]	aq	–333,84	–279,99	–14,02
HF	г	–273,30	–275,41	173,67
Fe	кр	0	0	27,15
Fe ²⁺	aq	–87,86	–84,88	–113,39
Fe ³⁺	aq	–47,70	–10,53	–293,30
FeCl ₃	кр	–405	–	–
FeCl ₃ · 6H ₂ O	кр	–2220	–	–
FeSO ₄	кр	–927,59	–819,77	107,53
FeSO ₄ · 7H ₂ O	кр	–3000	–	–
H ₂	г	0	0	130,52
H ⁺	aq	0	0	0
HO [–]	aq	–230,02	–157,35	–10,71
H ₂ O	ж	–285,83	–237,23	69,95
H ₂ O	г	–241,81	–228,61	188,72
H ₂ O ₂	ж	–187,86	–120,52	109,60
H ₂ O ₂	aq	–191	–	–
Hg	ж	0	0	75,90
Hg	г	61,30	31,80	174,85
Hg ²⁺	aq	173,47	164,68	–25,15
HgCl ₂	кр	–228,24	–180,90	140,02
Hg ₂ Cl ₂	кр	–265,06	–210,81	217,70
HgO	кр	–90,88	–58,66	70,29
I [–]	aq	–56,90	–51,94	106,69
I ₂	aq	62,43	19,39	260,60
K ⁺	aq	–252,17	–282,04	101,04
KBr	кр	–393,80	–380,60	95,94
KBr	aq	–372	–385	183
KCl	кр	–436,68	–408,93	82,55
KCl	г	–216	–235	240
KCl	aq	–419	–414	158

KClO ₃	кр	–391,20	–289,80	142,97
KI	кр	–327,90	–323,18	106,40
KI	aq	–307	–334	212
KNO ₃	кр	–492,46	–392,75	132,88
KNO ₃	aq	–458	–393	290
KMnO ₄	кр	–828,89	–729,14	171,54
Li ⁺	aq	–278,45	–292,86	11,30
LiOH	кр	–484,67	–439,00	49,58
Li ₂ CO ₃	кр	–1216,00	–1130	90,16
Mg ²⁺	aq	–461,75	–455,24	–119,66
MgCO ₃	кр	–1095,85	–1012,15	65,10
MgCl ₂	кр	–644,80	–595,30	89,54
MgCl ₂ · 6H ₂ O	кр	–2500	–1280	366
MgO	кр	–601,49	–569,27	27,07
Mg(OH) ₂	кр	–924,66	–833,75	63,18
MgSO ₄	кр	–1287,42	–1173,25	91,55
MgSO ₄ · 6H ₂ O	кр	–3089,50	–2635,10	348,10
Mn ²⁺	aq	–220,50	–229,91	–66,94
Mn ²⁺	aq	–220,50	–229,91	–66,94
MnSO ₄	кр	–1060	–956	112
N ₂	г	0	0	191,50
NH ₃	г	–45,94	–16,48	192,66
NH ₃	aq	–80,7	–26,6	110
NH ₄ ⁺	aq	–132,80	–79,52	112,84
NH ₄ Cl	кр	–314,22	–203,22	95,81
(NH ₄) ₂ SO ₄	кр	–1180,31	–901,53	220,08
N ₂ O	г	82,01	104,12	219,83
NO	г	91,26	87,58	210,64
NO ₂	г	34,19	52,29	240,06
N ₂ O ₄	г	11,11	99,68	304,35
HNO ₃	ж	–173,00	–79,90	156,16
NO ₃ [–]	aq	–207,38	–111,49	146,94
Na	кр	0	0	51,21
Na ⁺	aq	–240,30	–261,90	68,41
Na ₂ CO ₃	кр	–1130,80	–1048,20	138,80
Na ₂ CO ₃ · 10H ₂ O	кр	–4077	–3906	2172
NaHCO ₃	кр	–947,30	–849,65	102,10
NaF	кр	–573,63	–543,46	51,30
NaCl	кр	–411,12	–384,13	72,13
NaNO ₂	кр	–360	–	–
NaNO ₃	кр	–466,70	–365,97	116,50
NaOH	кр	–426,35	–380,29	64,43
Na ₂ SO ₃	кр	–1089,43	–1001,21	146,02

Na ₂ SO ₄	кр	–1387,21	–1269,50	149,62
Na ₂ SO ₄ ·10H ₂ O	кр	–4324,75	–3644,09	591,87
Na ₂ S ₂ O ₃ ·5H ₂ O	кр	–2600	–	–
O ₂	г	0	0	205,04
O ₃	г	142,26	162,76	238,82
P (белый)	кр	0	0	41,09
P (красный)	кр	–17,45	–12,00	22,80
PCl ₃	г	–287,02	–267,98	311,71
PCl ₅	г	–374,89	–364,47	305,10
HPO ₄ ^{2–}	aq	–1292,14	–1089,28	–33,47
PO ₄ ^{3–}	aq	–1277,38	–1026	–218
P ₂ O ₇ ^{4–}	aq	–2276	–1018,81	–220,29
Pb ²⁺	aq	–1,18	–24,32	11,82
PbO	кр	–219,28	–189,10	66,11
PbO ₂	кр	–276,56	–217,55	71,92
Pb(CH ₃ COO) ₂	кр	–965	–	–
Pb(CH ₃ COO) ₂ ·3H ₂ O	кр	–1810	–	–
S (ромб)	кр	0	0	31,92
S (монокл)	кр	0,38	0,19	32,55
SO ₂	г	–296,90	–300,21	248,07
SO ₃	г	–395,85	–371,17	256,69
H ₂ S	г	–20,60	–33,50	205,70
H ₂ SO ₄	aq	–813,99	–690,14	156,90
HSO ₄ [–]	aq	–887,77	–755,23	127,97
SO ₄ ^{2–}	aq	–909,26	–743,99	18,20
SiO ₂ (кварц)	кр	–910,94	–856,67	41,84
Zn ²⁺	aq	–153,64	–147,16	–110,62
ZnO	кр	–348,11	–318,10	43,51
ZnCl ₂	кр	–415,05	–369,39	111,46
ZnSO ₄	кр	–981,36	–870,12	110,54
ZnSO ₄ ·7H ₂ O	кр	–3080	–2560	386
ОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА				
CH ₄	г	–74,85	–50,85	186,27
C ₂ H ₂	г	226,75	209,21	200,82
C ₂ H ₄	г	52,30	68,14	219,45
C ₂ H ₆	г	–84,67	–32,93	229,49
C ₆ H ₆	ж	49,03	124,38	173,26
CH ₃ Cl	г	–86,31	–62,90	234,47
CH ₂ Cl ₂	г	–95,39	–68,87	270,24
CHCl ₃	г	–132,21	–71,85	202,92
CCl ₄	ж	–132,84	–62,66	216,19
CH ₃ Br	г	–37,66	–28,18	245,81

CH ₂ Br ₂	г	–4,2	–6	294
CHBr ₃	г	25	16	331
CBr ₄	ж	50	36	358
CH ₃ OH	ж	–238,57	–166,27	126,78
C ₂ H ₅ OH	ж	–276,98	–174,15	160,67
C ₃ H ₈ O ₃ (глицерин)	ж	–668,60	–477,07	204,47
CH ₂ O	г	–115,90	–109,94	218,78
CH ₃ NO	г	–201,00	–162,76	239,76
CH ₃ COCH ₃	ж	–248,11	–155,42	200,41
HCOOH	ж	–424,76	–361,74	128,95
HCOO [–]	aq	–426,22	–351,54	90,81
CH ₃ COOH	ж	–484,09	–389,36	159,83
CH ₃ COO [–]	aq	–485,64	–369,37	87,58
C ₃ H ₇ COOH	ж	–524,30	–376,69	255,00
C ₃ H ₇ COO [–]	aq	–536	–372	202
C ₁₅ H ₃₂ COOH	кр	–891	–315	455
C ₁₅ H ₃₂ COO [–]	aq	–	–259	–
Глюкоза	кр	–2174	–911	212
	aq	–1263	–915	264
Глюкозо–1–фосфорная кислота	aq	–	–1790	–
Глицин	кр	–537	–378	104
	aq	–523	–380	159
Цистеин	кр	–533	–343	170

**Таблица 2. ТЕПЛОТЫ СГОРАНИЯ
НЕКОТОРЫХ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ [3]**

Вещество	Состояние	$\Delta H^\circ_{\text{сгор.}}$ кДж/моль	Вещество	Состояние	$\Delta H^\circ_{\text{сгор.}}$ кДж/моль
1	2	3	1	2	3
CH ₄	г	–882	CH ₃ I	ж	–814
CH ₃ Br	г	–770	CH ₃ NH ₂	ж	–1070
CH ₃ Cl	г	–686	CH ₃ OH	ж	–715
CH ₂ O	г	–561	NH ₂ CH ₂ – COOH	кр	–981
HCOOH	ж	–262	CO(CH ₃) ₂	ж	–1780
CO(NH ₂) ₂	кр	–634	C ₆ H ₆	ж	–3170
CHCl ₃	г	–346	C ₆ H ₅ NH ₂	ж	–3400
CHI ₃	кр	–677	C ₆ H ₅ NO ₂	ж	–3080
C ₂ H ₆	г	–1540	C ₆ H ₅ OH	ж	–3060
H ₂ C ₂ O ₄	кр	–246	глюкоза	кр	–2810
C ₂ H ₄	г	–1390	фруктоза	кр	–2820
C ₂ H ₂	г	–1304	CH ₃ COOH	ж	–872
C ₂ H ₅ OH	ж	–1370			

**Таблица 3. ТЕПЛОТЫ РАСТВОРЕНИЯ В ВОДЕ
НЕКОТОРЫХ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ,
ПРИМЕНЯЕМЫХ В МЕДИЦИНЕ И ФАРМАЦИИ [7]**

Вещество	$\Delta H^\circ_{\text{раств.}}$ кДж/моль	Вещество	$\Delta H^\circ_{\text{раств.}}$ кДж/моль
AgNO ₃	20,8	MgCl ₂ · 6H ₂ O	–12,3
Al ₂ (SO ₄) ₃	–350,5	MgSO ₄	–85,0
BaCl ₂	–8,7	MgSO ₄ · 7H ₂ O	16,2
BaCl ₂ · 2H ₂ O	20,6	MnSO ₄	–57,7
Ba(OH) ₂	–47,7	MnSO ₄ · 5H ₂ O	–0,2
Ba(OH) ₂ · 8H ₂ O	–60,6	NH ₃	–33,7
CaCl ₂	–75,3	NH ₄ Br	16,9
CaCl ₂ · 6H ₂ O	19,1	NH ₄ Cl	15,0
CaSO ₄ · 2H ₂ O	3,5	NaBr	2,6
CuSO ₄	–66,5	Na ₂ B ₄ O ₇	–43,0
CuSO ₄ · 5H ₂ O	11,6	Na ₂ B ₄ O ₇ · 10H ₂ O	108,0
FeSO ₄	–62,4	Na ₂ CO ₃	–23,6
FeSO ₄ · 7H ₂ O	18,1	Na ₂ CO ₃ · 10H ₂ O	67,5
FeCl ₃	–131,0	NiCl ₂	–80,1
FeCl ₃ · 6H ₂ O	–24,0	NiCl ₂ · 6H ₂ O	4,8

KBr	17,0	NaNO ₂	11,3
KCl	16,7	Na ₂ SO ₄	–2,3
KI	16,6	Na ₂ SO ₄ · 10H ₂ O	79,1
KMnO ₄	43,5	Pb(CH ₃ COO) ₂	–5,9
KNO ₃	28,6	Pb(CH ₃ COO) ₂ · 3H ₂ O	23,0
Li ₂ SO ₄	–26,7	ZnSO ₄	–77,6
Li ₂ SO ₄ · H ₂ O	–14,3	ZnSO ₄ · 7H ₂ O	17,9
MgCl ₂	–150,5		

**Таблица 4. КОЭФФИЦИЕНТЫ АКТИВНОСТИ (f) ИОНОВ
В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ [7]**

Ионы	Ионная сила (I _c) растворов								
	0,0005	0,001	0,01	0,02	0,1	0,2	0,3	0,5	1,0
H ⁺	0,98	0,97	0,91	0,90	0,83	0,81	0,80	0,79	0,85
NH ₄ ⁺ , Ag ⁺ , K ⁺ , Cl [–] , Br [–] , I [–] , NO ₂ [–] , NO ₃ [–]	0,98	0,96	0,90	0,87	0,75	0,67	0,62	0,55	0,44
OH [–] , F [–] , ClO ₄ [–]	0,98	0,96	0,90	0,87	0,76	0,68	0,63	0,56	0,46
Na ⁺ , H ₂ PO ₄ [–]	0,98	0,96	0,90	0,87	0,77	0,73	0,70	0,67	0,63
SO ₄ ^{2–} , S ₂ O ₃ ^{2–} , CrO ₄ ^{2–} , Pb ²⁺ , CO ₃ ^{2–} , SO ₃ ^{2–} , HPO ₄ ^{2–}	0,90	0,87	0,66	0,62	0,36	0,29	0,25	0,22	0,18
Sr ²⁺ , Ba ²⁺ , Hg ²⁺ , S ^{2–}	0,90	0,87	0,67	0,63	0,38	0,30	0,26	0,24	0,20
Ca ²⁺ , Cu ²⁺ , Zn ²⁺ , Fe ²⁺	0,90	0,87	0,68	0,64	0,41	0,33	0,28	0,25	0,21
Mg ²⁺ , Be ²⁺	0,91	0,87	0,69	0,65	0,45	0,37	0,34	0,28	0,23
PO ₄ ^{3–}	0,80	0,73	0,40	–	0,10	–	–	–	–
Al ³⁺ , Fe ³⁺ , Cr ³⁺	0,80	0,74	0,45	–	0,18	–	–	–	–

Таблица 5. КРИОСКОПИЧЕСКИЕ И ЭБУЛИОСКОПИЧЕСКИЕ ПОСТОЯННЫЕ НЕКОТОРЫХ РАСТВОРИТЕЛЕЙ [3]

Растворитель	К, град· кг/моль	Е, град· кг/моль
Вода	1,853	0,52
Бензол	5,07	2,57
Нитробензол	6,9	5,27
Уксусная кислота	3,9	3,1
Камфора	40	6,09

Таблица 6. ИОННОЕ ПРОИЗВЕДЕНИЕ ВОДЫ K_w ПРИ РАЗЛИЧНЫХ ТЕМПЕРАТУРАХ [3]

t, °C	$K_w \cdot 10^{14}$	t, °C	$K_w \cdot 10^{14}$	t, °C	$K_w \cdot 10^{14}$
0	0,11	30	1,48	60	9,55
5	0,17	35	2,09	70	15,8
10	0,30	37	2,40	80	25,8
15	0,46	40	2,95	90	38,8
20	0,69	50	5,50	100	55,0
25	1,0				

Таблица 7. КОНСТАНТЫ И СТЕПЕНИ ДИССОЦИАЦИИ КИСЛОТ И ОСНОВАНИЙ [3]

Кислота	pK_a	K_a	Степень диссоциации в 0,1 моль/л р-ре, %	
HClO ₄	−10	$1,0 \cdot 10^{10}$	100	сильные
HCl	−7	$1,0 \cdot 10^7$	100	
H ₂ SO ₄	−3	$1,0 \cdot 10^3$	100	
H ₃ O ⁺	−1,74	55	—	
HNO ₃	−1,32	21	99,5	
HClO ₃	0	1	91	
H ₂ SO ₃	1,77	$1,7 \cdot 10^{-2}$	41	средние
H ₃ PO ₄	1,96	0,011	28,1	
Fe[(H ₂ O) ₆] ³⁺	2,22	$6,0 \cdot 10^{-3}$	21,4	
HF	3,13	$7,2 \cdot 10^{-4}$	8,1	
HNO ₂	3,29	$5,1 \cdot 10^{-4}$	7,1	
HCOOH	3,75	$1,8 \cdot 10^{-4}$	4,2	
CH ₃ COOH	4,75	$1,8 \cdot 10^{-5}$	1,3	слабые
Al[(H ₂ O) ₆] ³⁺	4,85	$1,4 \cdot 10^{-5}$	1,2	
C ₂ H ₅ COOH	4,89	$1,3 \cdot 10^{-5}$	1,2	
H ₂ CO ₃	6,52	$3,0 \cdot 10^{-7}$	0,17	
H ₂ S	6,99	$1,0 \cdot 10^{-7}$	0,10	
H ₂ PO ₄ [−]	7,12	$7,6 \cdot 10^{-8}$	0,087	
HClO	7,53	$2,95 \cdot 10^{-8}$	0,05	

HCN	9,00	$1,0 \cdot 10^{-9}$	0,01	очень слабые
NH_4^+	9,25	$5,6 \cdot 10^{-10}$	$7,6 \cdot 10^{-3}$	
H_4SiO_4	9,9	$1,3 \cdot 10^{-10}$	$3,6 \cdot 10^{-3}$	
$\text{Zn}[(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$	9,61	$2,5 \cdot 10^{-10}$	$5,0 \cdot 10^{-3}$	
HCO_3^-	10,4	$4,0 \cdot 10^{-11}$	$2,0 \cdot 10^{-3}$	
HPO_4^{2-}	12,3	$4,8 \cdot 10^{-13}$	$2,2 \cdot 10^{-4}$	
HS^-	13,00	$1,0 \cdot 10^{-13}$	$1,0 \cdot 10^{-4}$	
H_2O	15,74	$1,8 \cdot 10^{-16}$	$1,8 \cdot 10^{-7}$	сверх слабые
NH_3	23	$1,0 \cdot 10^{-23}$	—	
OH^-	24	$1,0 \cdot 10^{-24}$	—	
H_2	38,6	$2,5 \cdot 10^{-39}$	—	
Основание	pK_b	K_b		
NH_3	4,75	$1,8 \cdot 10^{-5}$	1,3	
CH_3NH_2	3,36	$4,4 \cdot 10^{-4}$	6,6	

Таблица 8. КОНСТАНТЫ И СТЕПЕНИ ГИДРОЛИЗА СОЛЕЙ ПО АНИОНУ [3]

Константа гидролиза соли по аниону (K_b) совпадает с константой основности аниона (K_b). $K_b = K_w/K_{a,c.k.}$, где $K_{a,c.k.}$ – константа кислотности кислоты, сопряженной данному аниону (основанию).

Для амфотерных анионов, отмеченных в табл. 8 звездочкой, pH вычислено с учётом как гидролиза, так и кислотной ионизации.

Анион (основание)	$K_b(K_b)$	Степень гидролиза в 0,1 моль/л р-ре, %	pH 0,1 моль/л раствора
ClO_3^-	$1 \cdot 10^{-14}$	$3,2 \cdot 10^{-5}$	7
HSO_3^*	$8,3 \cdot 10^{-13}$	$2,9 \cdot 10^{-4}$	4,6
SO_4^{2-}	$8,3 \cdot 10^{-13}$	$2,9 \cdot 10^{-4}$	7,1
H_2PO_4^*	$9,1 \cdot 10^{-13}$	$3,0 \cdot 10^{-4}$	4,6
F^-	$1,4 \cdot 10^{-11}$	$1,2 \cdot 10^{-3}$	8,1
NO_2^-	$1,4 \cdot 10^{-11}$	$1,2 \cdot 10^{-3}$	8,1
HCOO^-	$4,5 \cdot 10^{-11}$	$2,1 \cdot 10^{-3}$	8,3
CH_3COO^-	$5,6 \cdot 10^{-10}$	$7,5 \cdot 10^{-3}$	8,9
HCO_3^*	$3,3 \cdot 10^{-8}$	0,06	8,5
HS^*	$8,3 \cdot 10^{-8}$	0,1	10,0
HPO_4^{2-*}	$1,3 \cdot 10^{-7}$	0,12	9,7
SO_3^{2-}	$1,6 \cdot 10^{-7}$	0,13	10,1
ClO^-	$1,8 \cdot 10^{-7}$	0,14	10,1
CN^-	$1,0 \cdot 10^{-5}$	1,0	11,0
CO_3^{2-}	$2,5 \cdot 10^{-4}$	5,0	11,7
PO_4^{3-}	$1,7 \cdot 10^{-2}$	33	12,2
S^{2-}	$1,0 \cdot 10^{-1}$	60	12,8

**Таблица 9. ПРОИЗВЕДЕНИЕ РАСТВОРИМОСТИ НЕКОТОРЫХ
МАЛОРАСТВОРИМЫХ СОЛЕЙ И ГИДРОКСИДОВ
В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ(25°C) [3]**

Вещество	$K_s (K_{np})$	Вещество	$K_s (K_{np})$
1	2	3	4
Ag ₃ AsO ₃	$1,0 \cdot 10^{-17}$	Co(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-16}$
AgBr	$5,3 \cdot 10^{-13}$	CuSO ₃	$2,5 \cdot 10^{-10}$
AgSCN	$1,1 \cdot 10^{-12}$	CuS	$6,3 \cdot 10^{-36}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	Cu(OH) ₂	$8,3 \cdot 10^{-20}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,1 \cdot 10^{-12}$	Cr(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-31}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$1,0 \cdot 10^{-10}$	Fe(OH) ₂	$7,1 \cdot 10^{-16}$
AgI	$8,3 \cdot 10^{-17}$	Fe(OH) ₃	$6,8 \cdot 10^{-18}$
AgIO ₃	$3,0 \cdot 10^{-8}$	FeCO ₃	$3,5 \cdot 10^{-11}$
AgNO ₂	$1,6 \cdot 10^{-4}$	FePO ₄	$1,3 \cdot 10^{-22}$
Ag ₃ PO ₄	$1,3 \cdot 10^{-20}$	FeS	$5,0 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ S	$6,3 \cdot 10^{-50}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,3 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ SO ₄	$1,6 \cdot 10^{-5}$	HgS	$4,0 \cdot 10^{-53}$
Ag ₂ CO ₃	$1,2 \cdot 10^{-12}$	Hg ₂ SO ₄	$6,8 \cdot 10^{-7}$
Al(OH) ₃	$3,2 \cdot 10^{-34}$	Li ₂ CO ₃	$4,0 \cdot 10^{-3}$
AlPO ₄	$5,75 \cdot 10^{-19}$	LiF	$1,7 \cdot 10^{-3}$
BaCO ₃	$4,0 \cdot 10^{-10}$	Li ₃ PO ₄	$3,2 \cdot 10^{-9}$
BaC ₂ O ₄	$1,1 \cdot 10^{-7}$	MgCO ₃	$2,1 \cdot 10^{-5}$
BaCrO ₄	$1,2 \cdot 10^{-10}$	MgC ₂ O ₄	$8,6 \cdot 10^{-5}$
BaF ₂	$1,1 \cdot 10^{-6}$	Mg(OH) ₂	$6,0 \cdot 10^{-10}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$6,0 \cdot 10^{-39}$	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-13}$
BaSO ₃	$8,0 \cdot 10^{-7}$	MnCO ₃	$1,8 \cdot 10^{-11}$
BaSO ₄	$1,1 \cdot 10^{-10}$	Mn(OH) ₂	$1,9 \cdot 10^{-13}$
Ba(OH) ₂	$5,0 \cdot 10^{-3}$	MnS	$2,5 \cdot 10^{-10}$
Ca(OH) ₂	$6,5 \cdot 10^{-6}$	Na[Sb(OH) ₆]	$4,0 \cdot 10^{-8}$
CaCO ₃	$3,8 \cdot 10^{-9}$	Ni(OH) ₂	$2,0 \cdot 10^{-15}$
CaC ₂ O ₄	$2,3 \cdot 10^{-9}$	PbBr ₂	$9,1 \cdot 10^{-6}$
CaSO ₄	$2,5 \cdot 10^{-5}$	PbCO ₃	$7,5 \cdot 10^{-14}$
CaF ₂	$4,0 \cdot 10^{-11}$	PbCl ₂	$1,6 \cdot 10^{-5}$
CaHPO ₄	$2,7 \cdot 10^{-7}$	PbCrO ₄	$1,8 \cdot 10^{-14}$
Ca(H ₂ PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-3}$	PbI ₂	$1,1 \cdot 10^{-9}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$2,0 \cdot 10^{-29}$	Pb(OH) ₂	$7,9 \cdot 10^{-16}$
CdS	$1,6 \cdot 10^{-28}$	PbS	$2,5 \cdot 10^{-27}$
PbSO ₄	$1,6 \cdot 10^{-8}$	SeSO ₄	$3,2 \cdot 10^{-7}$
SrCO ₃	$1,1 \cdot 10^{-10}$	ZnCO ₃	$1,45 \cdot 10^{-11}$
SrCrO ₄	$3,6 \cdot 10^{-5}$	ZnC ₂ O ₄	$2,75 \cdot 10^{-8}$
SrC ₂ O ₄	$1,6 \cdot 10^{-7}$	Zn(OH) ₂	$1,4 \cdot 10^{-17}$
Sr ₃ (PO ₄) ₂	$1,0 \cdot 10^{-31}$	ZnS	$1,6 \cdot 10^{-24}$

**Таблица 10. КОНСТАНТЫ НЕСТОЙКОСТИ
НЕКОТОРЫХ КОМПЛЕКСНЫХ ИОНОВ
В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ (25°C) [3]**

Комплексный ион	$K_{\text{нест}}$	Комплексный ион	$K_{\text{нест}}$
1	2	3	4
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$1,4 \cdot 10^{-20}$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-21}$
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$5,75 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3,1 \cdot 10^{-42}$
$[\text{Ag}(\text{NO}_2)_2]^-$	$1,48 \cdot 10^{-3}$	$[\text{HgCl}_4]^{2-}$	$8,5 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Ag}(\text{SCN})_2]^-$	$5,37 \cdot 10^{-9}$	$[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$5,0 \cdot 10^{-20}$
$[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$	$3,47 \cdot 10^{-14}$	$[\text{HgI}_4]^{2-}$	$1,5 \cdot 10^{-30}$
$[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$	$5,0 \cdot 10^{-39}$	$[\text{Hg}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$1,7 \cdot 10^{-20}$
$[\text{Bi}(\text{SCN})_6]^{3-}$	$5,89 \cdot 10^{-5}$	$[\text{Mn}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]^{3-}$	$3,8 \cdot 10^{-20}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,88 \cdot 10^{-7}$	$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-31}$
$[\text{CdBr}_4]^{2-}$	$1,17 \cdot 10^{-3}$	$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$3,4 \cdot 10^{-8}$
$[\text{CdI}_4]^{2-}$	$7,9 \cdot 10^{-7}$	$[\text{PbBr}_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-3}$
$\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$7,76 \cdot 10^{-18}$	$[\text{PbI}_4]^{2-}$	$6,0 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$9,33 \cdot 10^{-13}$	$[\text{Pb}(\text{SCN})_4]^{2-}$	0,14
$[\text{Cu}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$3,02 \cdot 10^{-7}$	$[\text{Pb}(\text{S}_2\text{O}_3)_4]^{6-}$	$6,31 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$4,07 \cdot 10^{-5}$	$[\text{Pb}(\text{SCN})_6]^{4-}$	2
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	$8,51 \cdot 10^{-6}$	$[\text{PbCl}_4]^{2-}$	0,1
$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{4-}$	$8,13 \cdot 10^{-20}$	$[\text{PbBr}_4]^{2-}$	$7,9 \cdot 10^{-14}$
$[\text{Co}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$6,31 \cdot 10^{-3}$	$[\text{PtCl}_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-16}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$6,17 \cdot 10^{-36}$	$[\text{PtBr}_4]^{2-}$	$3,0 \cdot 10^{-23}$
$[\text{Co}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-64}$	$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2,5 \cdot 10^{-9}$
$[\text{Cr}(\text{SCN})_6]^{3-}$	$1,58 \cdot 10^{-4}$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$2,19 \cdot 10^{-15}$
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1,0 \cdot 10^{-24}$	$[\text{ZnBr}_4]^{2-}$	361,2
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1,0 \cdot 10^{-31}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-19}$
$[\text{Fe}(\text{SCN})_6]^{3-}$	$5,89 \cdot 10^{-4}$	$[\text{Zn}(\text{SCN})_4]^{2-}$	$2,0 \cdot 10^{-4}$

**Таблица 11. СТАНДАРТНЫЕ ЭЛЕКТРОДНЫЕ ПОТЕНЦИАЛЫ МЕТАЛЛОВ
В ВОДНЫХ РАСТВОРАХ ПРИ 25°C [7]**

Электродная реакция	E°, В
$\text{Li}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Li}$	-3,045
$\text{K}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{K}$	-2,925
$\text{Ba}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ba}$	-2,906
$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ca}$	-2,866
$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Na}$	-2,714
$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mg}$	-2,363
$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Al}$	-1,662
$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}$	-1,180
$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}$	-0,763
$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}$	-0,744
$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}$	-0,440
$\text{Co}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Co}$	-0,277
$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}$	-0,250
$\text{Mo}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Mo}$	-0,200
$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Sn}$	-0,136
$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}$	-0,126
$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$	0,000
$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Bi}$	+0,215
$\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}$	+0,337
$\text{Ag}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag}$	+0,799
$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}$	+0,854
$\text{Pd}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Pd}$	+0,987
$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pt}$	+1,200
$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Au}$	+1,498

**Таблица 12. СТАНДАРТНЫЕ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ
ПОТЕНЦИАЛЫ ПРИ 25°C [7]**

Электродная реакция	E°, В
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)]_2^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Ag} + 2\text{NH}_3$	+0,373
$\text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Al} + 4\text{OH}^-$	-2,35
$\text{H}_3\text{AsO}_4 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{HASO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,56
$[\text{Au}(\text{CN})]_2^- + \bar{e} \rightarrow \text{Au} + 2\text{CN}^-$	-0,61
$\text{Br}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Br}^-$	+1,065
$\text{BrO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Br}^- + 2\text{OH}^-$	+0,76
$2\text{BrO}_3^- + 6\text{H}_2\text{O} + 10\bar{e} \rightarrow \text{Br}_2 + 12\text{OH}^-$	+0,50
$\text{BrO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \rightarrow \text{Br}^- + 6\text{OH}^-$	+0,61
$\text{BrO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{Br}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
$\text{Cl}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Cl}^-$	+1,359
$\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^- + 2\text{OH}^-$	+0,88
$\text{ClO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^- + 6\text{OH}^-$	+0,63
$\text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,45
$\text{Co}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{Co}^{2+}$	+1,81
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+} + \bar{e} \rightarrow [\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$	+0,10
$\text{CrO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr} + 4\text{OH}^-$	-1,2
$\text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}(\text{OH})_3 + 5\text{OH}^-$	-0,13
$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-} + 14\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow 2\text{Cr}^{3+} + 7\text{H}_2\text{O}$	+1,33
$\text{Cu}^{2+} + \bar{e} \rightarrow \text{Cu}^+$	+0,153
$\text{Cu}^{2+} + \text{I}^- + \bar{e} \rightarrow \text{CuI}$	+0,86
$\text{Cu}^{2+} + \text{Cl}^- + \bar{e} \rightarrow \text{CuCl}$	+0,54
$\text{Fe}^{3+} + \bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$	+0,77
$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} + \bar{e} \rightarrow [\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	+0,356
$\text{Fe}(\text{OH})_3 + \bar{e} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{OH}^-$	-0,56
$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe} + 2\text{OH}^-$	-0,877
$\text{NaBiO}_3 + 6\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{Bi}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,80
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,77
$\text{H}_2\text{O}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{OH}^-$	+0,88
$\text{O}_2 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\text{O}_2$	+0,68
$\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{O}_3 + 2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+2,07
$2\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}_2^{2+}$	+0,91
$2\text{HgCl}_2 + 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{Cl}^-$	+0,62
$\text{I}_2 + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{I}^-$	+0,54
$\text{IO}_3^- + 3\text{H}_2\text{O} + 6\bar{e} \rightarrow \text{I}^- + 6\text{OH}^-$	+0,26
$\text{IO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{I}^- + 3\text{H}_2\text{O}$	+1,08
$2\text{IO}_3^- + 2\text{H}_2\text{O} + 10\bar{e} \rightarrow \text{I}_2 + 12\text{OH}^-$	+0,21
$\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-}$	+0,56
$\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$	+0,60
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	+1,51

$\text{MnO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,23
$\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\text{e}^- \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,96
$\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{NO}_2^- + 2\text{OH}^-$	+0,10
$\text{NO}_3^- + 3\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{HNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	+0,94
$\text{HNO}_2 + \text{H}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$	+0,99
$\text{PbO}_2 + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,455
$\text{PbO}_2 + \text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{PbSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,69
$\text{S} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{S}^{2-}$	-0,48
$\text{SO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+0,17
$\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ + 8\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$	+0,311
$\text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^-$	-0,93
$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,01
$\text{SeO}_4^{2-} + 4\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{SeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$	+1,15
$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$	+0,15
$\text{Ce}^{4+} + \text{e}^- \rightarrow \text{Ce}^{3+}$	+1,61
a) $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$	+0,268
b) $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$, KCl, насыщ	+0,2415
c) $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$, C(KCl) = 1 моль/л	+0,2812
d) $\text{Hg}_2\text{Cl}_2 + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Hg} + 2\text{Cl}^-$, C(KCl) = 0,1 моль/л	+0,3341

		ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И. МЕНДЕЛЕЕВА										VII (H)	VIII		
1	1	I	II	III	IV	V	VI	7	8	9	10	11	12	13	14
1	1	Н 1,01 ВОДОРОД													
2	2	Li 3 6,94 ЛИТИЙ	Be 4 9,01 БЕРИЛЛИЙ	B 5 10,81 БОР	C 6 12,01 УГЛЕРОД	N 7 14,01 АЗОТ	O 8 16,00 КИСЛОРОД	F 9 19,00 ФТОР	Ne 10 20,18 НЕОН						
3	3	Na 11 22,99 НАТРИЙ	Mg 12 24,31 МАГНИЙ	Al 13 26,98 АЛЮМИНИЙ	Si 14 28,09 КРЕМНИЙ	P 15 30,97 ФОСФОР	S 16 32,06 СЕРА	Cl 17 35,45 ХЛОР	Ar 18 39,95 АРГОН						
4	4	K 19 39,10 КАЛИЙ	Ca 20 40,08 КАЛЬЦИЙ	Sc 21 44,96 СКАНДИЙ	Ti 22 47,90 ТИТАН	V 23 50,94 ВАНАДИЙ	Cr 24 52,00 ХРОМ	Mn 25 54,94 МАРГАНЕЦ	Fe 26 55,85 ЖЕЛЕЗО	Co 27 58,93 КОБАЛЬТ	Ni 28 58,70 НИКЕЛЬ				
5	5	Rb 37 85,47 РУБИДИЙ	Sr 38 87,62 СТРОНЦИЙ	Y 39 88,91 ИТРИЙ	Zr 40 91,22 ЦИРКОНИЙ	Nb 41 92,91 НИОБИЙ	Mo 42 95,94 МОЛИБДЕН	Tc 43 98,91 ТЕХНЕЦИЙ	Ru 44 101,07 РУТЕНИЙ	Rh 45 102,91 РОДИЙ	Pd 46 106,42 ПАЛЛАДИЙ				
6	6	Cs 55 132,91 ЦЕЗИЙ	Ba 56 137,33 БАРИЙ	La 57 138,91 ЛАНТАН	Hf 72 178,49 ГАФНИЙ	Ta 73 180,95 ТАНТАЛ	W 74 183,85 ВОЛЬФРАМ	Re 75 186,21 РЕНИЙ	Os 76 190,20 ОСМИЙ	Ir 77 192,22 ИРИДИЙ	Pt 78 195,09 ПЛАТИНА				
7	7	Fr 87 [223] ФРАНЦИЙ	Ra 88 [226] РАДИЙ	Ac 89 [227] АКТИНИЙ	Ku 104 [261] КУРЧАТОВИЙ	Ns 105 [261] НИЛЬСБОРИЙ	Sg 106 [263] СИБОРГИЙ	Bh 107 [262] БОРИЙ	Hs 108 [265] ХАССИЙ	Hs 109 [266] МЕЙТНЕРИЙ					
* ЛАНТАНОИДЫ															
58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71		
Ce 140,12 ЦЕРИЙ	Pr 140,91 ПРАЗЕОДИМ	Nd 144,24 НЕОДИМ	Pm [145] ПРОМЕТИЙ	Sm 150,40 САМАРИЙ	Eu 151,96 ЕВРОПИЙ	Gd 157,25 ГАДОЛИНИЙ	Tb 158,93 ТЕРБИЙ	Dy 162,50 ДИСПРОЗИЙ	Ho 164,93 ГОЛЬМИЙ	Er 167,26 ЭРБИЙ	Tm 168,93 ТУЛИЙ	Yb 173,04 ИТТЕРБИЙ	Lu 174,97 ЛУТЕЦИЙ		
** АКТИНОИДЫ															
90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103		
Th 232,04 ТОРИЙ	Pa 231,04 ПРОТАКТИНИЙ	U 238,03 УРАН	Np 237,05 НЕПУНИЙ	Pu 244 [244] ПЛУТОНИЙ	Am 243 [243] АМЕРИЦИЙ	Cm 247 [247] КУРИЙ	Bk 247 [247] БЕРКЛИЙ	Cf 251 [251] КАЛИФОРНИЙ	Es 254 [254] ЭЙНШТЕЙНИЙ	Fm 257 [257] ФЕРМИЙ	Md 258 [258] МЕНДЕЛЕВИЙ	(No) 259 [259] НОБЕЛИЙ	(Lr) 260 [260] ЛОУРЕНСИЙ		



Современная периодическая система элементов Д.И.Менделеева

Group 1 Ia	Group 2 IIa	Groups 1...18 IUPAC 1989 Groups IA...VIII...0 IUPAC 1970 Группы IA...VIII...0 ИЮПАК, 1970	13 IIIA	14 IVA	15 VA	16 VIA	17 VIIa	18 0
1 H 1.00794	2 He 4.002602		5 B 10.811	6 C 12.011	7 N 14.00674	8 O 15.9994	9 F 18.9984032	10 Ne 20.1797
3 Li 6.941	4 Be 9.012182		11 Na 22.989769	12 Mg 24.3050	13 Al 26.981538	14 Si 28.0855	15 P 30.973761	16 S 32.066
11 Na 22.989769	12 Mg 24.3050		19 K 39.0983	20 Ca 40.078	21 Sc 44.955910	22 Ti 47.867	23 V 50.9415	24 Cr 51.9961
37 Rb 85.4678	38 Sr 87.62		55 Cs 132.90545	56 Ba 137.327	57 La 138.9055	58 Ce 140.90765	59 Pr 140.90765	60 Nd 144.24
87 Fr [223]	88 Ra [226]		113 Nh [288]	114 Fl [289]	115 Mc [288]	116 Lv [293]	117 Ts [294]	118 Og [294]

Атомная масса, относительная
Атомный номер. Обозначение
Распределение электронов
Температура плавления (°C)
Температура кипения (°C)
Электроотрицательность
(по Полингу/по Аллреду и Рохову)

186.207
75Re
[Xe] 4f¹⁴5d⁵6s²
3180
5627
1.9/1.46
Rhenium
Рений
Rhenium

Atomic mass, relative
Atomic No. Symbol
Electron configuration
Melting point (°C)
Boiling point (°C)
Electronegativity
(Pauling/Allred & Rochow)
Name
Latin name

Groups 1...18 IUPAC 1989
Groups IA...VIII...0 IUPAC 1970
Группы IA...VIII...0 ИЮПАК, 1970

* Element has no stable nuclides. For radioactive elements the value in parentheses refers to the number of nucleons (mass number) of the most stable isotope (IUPAC, 1995)
* Элемент не имеет устойчивых изотопов. Для него в скобках приведено значение массового числа (число нуклонов в ядре) наиболее долгоживущего изотопа (ИЮПАК, 1995).
[] Alternative english name
[] American spelling of the element's name
[] Альтернативное английское название
[] Американское написание названия элемента

58Ce 140.90765	59Pr 140.90765	60Nd 144.24	61Pm [145]	62Sm 150.36	63Eu 151.964	64Gd 157.25	65Tb 168.93421	66Dy 167.26	67Ho 167.26	68Er 167.26	69Tm 168.93421	70Yb 173.04	71Lu 174.967
90Th 232.0377	91Pa 231.03688	92U 238.02891	93Np 237.04817	94Pu 244.06422	95Am 243.06138	96Cm 247.07035	97Bk 247.07035	98Cf 251.0833	99Es 252.0833	100Fm 257.10528	101Md 258.10528	102No 259.10528	103Lr 260.10528

РЯД АКТИВНОСТИ МЕТАЛЛОВ / ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЙ РЯД НАПРЯЖЕНИЙ

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

активность металлов уменьшается

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, СОЛЕЙ И ОСНОВАНИЙ В ВОДЕ

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺
OH ⁻		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	—	—	H	H	H
F ⁻	P	M	P	P	P	M	H	H	H	M	H	H	H	P	P	P	P	P	—	H	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	H	H	H	M	?
S ²⁻	P	P	P	P	P	—	—	—	H	—	—	H	—	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	—	H	?	H	H	?	M	H	H	H	?	?
HSO ₃ ⁻	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	—	H	P	P
HSO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	?	?	?	—	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	M	?	?	M	?	?	?	?
PO ₄ ³⁻	P	H	P	P	—	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO ₄ ²⁻	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	H	?	?	?	M	H	?
H ₂ PO ₄ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	P	P	P	?	—	?	?
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	—	H	H	H	H	H	H	H	?	H
HCO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	P	?	?
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P	P	—	P	P	P	P	P	P	—	P	
SiO ₃ ²⁻	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?

“P” – растворяется (> 1 г на 100 г H₂O)
“M” – мало растворяется (от 0,1 г до 1 г на 100 г H₂O)
“H” – не растворяется (меньше 0,01 г на 1000 г воды)
“-” – в водной среде разлагается
“?” – нет достоверных сведений о существовании соединений