

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«КАМЧАТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО «КамчатГТУ»)

НАУЧНО-ОБРАЗОВАТЕЛЬНЫЙ ЦЕНТР «ЭКОЛОГИЯ И ПРИРОДОПОЛЬЗОВАНИЕ»

Кафедра «Экология и природопользование»

УТВЕРЖДАЮ
руководитель департамента ПБТ

 /В. Б. Чмыхалова/

«23» 10 2024 г.

РАБОЧАЯ ПРОГРАММА ДИСЦИПЛИНЫ

«ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ»

направление подготовки

19.03.04 Технология и продукции и организация общественного питания
(уровень бакалавриата)

направленность (профиль):

«Технология и продукции и организация общественного питания»

Петропавловск-Камчатский,
2024

Рабочая программа по дисциплине «Основы общей и неорганической химии» составлена на основании ФГОС ВО направления подготовки 19.03.04 «Биотехнология».

Составитель рабочей программы:

Доцент кафедры ЭП, к.х.н.  Ляндзберг Р.А.

Рабочая программа рассмотрена на заседании кафедры ЭП
«~~23~~» 10 2024 г., протокол № 54

И.о. заведующего кафедрой
«~~23~~» 10 2024 г.  Авдоценко В.Г.

1 Цели и задачи учебной дисциплины

Целью освоения дисциплины «Основы общей и неорганической химии» является овладение студентами теоретическими основами общей и неорганической химии, химией элементов и техникой лабораторных исследований.

Задачи изучения дисциплины:

- дать знания по общетеоретическим вопросам общей и неорганической химии, по свойствам элементов и их соединений;
- выработать химическое мышление на основе теоретических представлений, законов и понятий общей и неорганической химии;
- научить технике обращения с веществом, реактивами, приборами и установками;
- привить навыки экспериментальной работы, закрепить и углубить на практике полученные теоретические знания;
- способствовать развитию опыта самостоятельной научно-исследовательской работы, навыков наблюдения, обобщения и обработки экспериментальных данных;
- научить пользованию специальной химической литературой.

2 Требования к результатам освоения дисциплины

Процесс изучения дисциплины направлен на формирование общепрофессиональной компетенции:

– способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности (ОПК-2).

Планируемые результаты освоения практики, соотнесенные с планируемыми результатами освоения образовательной программы, представлены в таблице.

Таблица – Планируемые результаты обучения по дисциплине, соотнесенные с установленными в программе бакалавриата индикаторами достижения компетенций

Код компетенции	Наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Планируемый результат обучения по дисциплине	Код показателя освоения
ОПК-2	способен применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности	ИД-1_{опк-2} : Знает основные законы и закономерности математических, физических, химических и биологических наук и их взаимосвязи. ИД-2_{опк-2} : Умеет решать профессиональные задачи с применением основных законов математических, физических,	Знать: — технику безопасности при работе в химической лаборатории;	3(ОПК-2)1
			— основные понятия и законы общей химии;	3(ОПК-2)2
			— важнейшие классы неорганических соединений и их номенклатуру;	3(ОПК-2)3
			— основу строения молекул и химическую связь;	3(ОПК-2)4
			— строение атома и периодический закон Д.И. Менделеева;	3(ОПК-2)5
			— основные закономерности протекания химических реакций;	3(ОПК-2)6
			— основные физико-химические свойства	3(ОПК-2)7

Код компетенции	Наименование компетенции	Код и наименование индикатора достижения компетенции	Планируемый результат обучения по дисциплине	Код показателя освоения
		химических и биологических наук.	растворов; — основы электрохимии; — химию элементов групп периодической системы.	З(ОПК-2)8 З(ОПК-2)9
			Уметь: — пользоваться справочной литературой; — оценивать результаты, полученные при проведении лабораторных работ.	У(ОПК-2)1 У(ОПК-2)2
			Владеть: — навыками работы с едкими веществами и другими химическими соединениями; — навыками проведения химических опытов методом полумикроанализа; — навыками составления отчета по проделанной работе.	В(ОПК-2)1 В(ОПК-2)2 В(ОПК-2)3

3 Место дисциплины в структуре образовательной программы

Учебная дисциплина «Основы общей и неорганической химии» является дисциплиной обязательной части в структуре образовательной программы.

4. Содержание дисциплины

4.1 Тематический план дисциплины

Очная форма обучения

Наименование разделов и тем	Всего часов	Аудиторные занятия	Контактная работа по видам учебных занятий			Самостоятельная работа	Формы текущего контроля	Итоговый контроль знаний по дисциплине
			Лекции	практические занятия	Лабораторные работы			
1 семестр								
Раздел 1. Основные понятия и законы химии	22	14	8	-	6	8	Тест	
Тема 1: Введение. Основные положения и законы.	22	14	8	-	6	8	Опрос, выполне	

							ние и защита лабораторной работы, выполнение практ. заданий, тест	
Раздел 2. Неорганические соединения. Номенклатура и свойства	20	12	4	-	8	8	Контрольная работа	
Тема 2: Важнейшие классы и номенклатура неорганических соединений.	20	12	4	-	8	8	Опрос, выполнение и защита лабораторной работы, выполнение практ. заданий	
Раздел 3. Строение вещества	42	26	14	-	12	16	Тест	
Тема 3: Строение атома и систематика химических элементов	20	12	6	-	6	8	Опрос, выполнение и защита лабораторной работы, выполнение практ. заданий, тест	
Тема 4: Химическая связь.	22	14	8	-	6	8	Опрос, выполнение практ. заданий, тест	
Раздел 4. Общие закономерности химических процессов	24	16	8	-	8	8	Тест	
Тема 5: Химическая термодинамика и кинетика.	24	16	8	-	8	8	Опрос, выполнение и защита лабораторной работы, выполнение практ. заданий,	

							тест	
Экзамен								36
Всего	144	68	34	-	34	40		
2 семестр								
Раздел 5. Растворы. Электрохимические процессы	19	18	10	-	8	1	Тест	
Тема 6: Растворы и их свойства.							Опрос, выполнение и защита лабораторной работы, выполнение практ. заданий, тест	
	9	8	4	-	4	1		
Тема 7: Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы							Опрос, выполнение и защита лабораторной работы, выполнение практ. заданий, тест	
	10	10	6	-	4	-		
Раздел 6. Химия элементов							Контрольная работа	
	17	16	7	-	9	1		
Тема 8: Общие свойства металлов и неметаллов.							Опрос, выполнение и защита лабораторной работы, выполнение практ. заданий	
	17	16	7	-	9	1		
Экзамен								36
Всего	72	34	17	-	17	2		

4.2 Содержание дисциплины

1 семестр

Раздел 1. Основные понятия и законы химии

Тема 1: Введение. Основные положения и законы

Лекция

Химия как наука о веществах и их превращениях. Химия как наука, как учебная дисциплина, как отрасль промышленности, как основа научно-технического прогресса.

Химическая символика. Значение химии в формировании мировоззрения, в изучении природы и развития техники. Химия и охрана окружающей среды.

Лекция

Атомно-молекулярное учение. Основное содержание атомно-молекулярного учения. Относительные атомные и молекулярные массы. Количество вещества. Моль – единица количества вещества. Молярная масса.

Лекция

Атом. Молекула. Химический элемент. Простое и сложное вещество. Аллотропия. Чистые вещества и смеси.

Лекция

Закон сохранения массы веществ. Закон постоянства состава. Закон кратных отношений. Закон объемных отношений. Закон Авогадро. Определение молекулярных масс веществ, находящихся в газообразном состоянии. Парциальное давление газа. Эквивалент. Закон эквивалентов.

Основные понятия темы: атом, молекула, химический элемент, простое вещество, сложное вещество, аллотропия, относительная атомная масса, относительная молекулярная масса, моль, постоянная Авогадро, молярная масса, стехиометрические индексы, стехиометрические коэффициенты, закон постоянства состава, закон кратных отношений, закон объемных отношений, эквивалент, молярная масса эквивалента, закон эквивалентов, закон Авогадро.

Вопросы для самоконтроля:

1. Что такое химический элемент?
2. Какое явление называют аллотропией? Чем оно вызвано?
3. Чем отличаются между собой простое и сложное химическое вещество?
4. Что называется относительной атомной массой?
5. Что называется относительной молекулярной массой?
6. Сформулируйте закон сохранения массы, закон постоянства состава, закон кратных отношений, закон объемных отношений.
7. Что такое химический эквивалент, молярная масса эквивалента?
8. Сформулируйте закон эквивалентов.
9. В чем сущность закона Авогадро?
10. Что такое молярный объем газа? Какова его размерность?

Лабораторные работы

Лабораторная работа. Введение в лабораторный практикум. Техника безопасности

Лабораторная работа. Определение молекулярной массы углекислого газа

Литература: [1], [2], [5]

Раздел 2. Неорганические соединения. Номенклатура и свойства

Тема 2: Важнейшие классы и номенклатура неорганических соединений

Лекция

Оксиды. Основные и кислотные оксиды. Названия оксидов. Получение оксидов. Свойства оксидов. Кислоты. Основность кислот. Кислородные и бескислородные кислоты. Названия кислот. Получение кислот. Свойства кислот.

Лекция

Основания. Названия оснований. Кислотность оснований. Получение оснований. Свойства оснований. Амфотерные гидроксиды. Соли. Средние соли. Кислые соли. Основные соли. Двойные соли. Комплексные соли. Название солей. Получение солей. Свойства солей. Связь между классами неорганических соединений. Химическая номенклатура неорганических соединений.

Основные понятия темы: оксиды, основные и кислотные оксиды, кислоты, основность кислот, кислородные и бескислородные кислоты, основания, кислотность

оснований, амфотерные гидроксиды, соли, средние соли, кислые соли, основные соли, двойные соли, комплексные соли.

Вопросы для самоконтроля:

1. Какие вещества называются оксидами? Приведите примеры оксидов металлов и оксидов неметаллов.
2. Какие вещества называются основаниями? Приведите примеры.
3. Чем определяется основность кислот? Приведите примеры одно-, двух- и трехосновных кислот.
4. Какие вещества называются солями? Укажите различные способы получения солей.
5. Как диссоциируют средние, кислые и основные соли? Приведите примеры на каждый тип солей.
6. Укажите пути взаимных переходов между классами неорганических веществ.

Лабораторные работы

Лабораторная работа. Жесткость воды

Лабораторная работа. Качественные реакции на ионы

Литература: [1], [3], [4]

Раздел 2. Строение вещества

Тема 3: Строение атома и систематика химических элементов

Лекция

Модели строения атома. Понятия о квантовой механике. Квантово-механическая модель атома. Квантовые числа.

Лекция

Распределение электронов в многоэлектронных атомах. Принцип наименьшей энергии. Правила Клечковского. Принцип Паули. Правило Хунда. Электронные конфигурации атомов и ионов элементов, способы записи.

Лекция

Периодическая система элементов; структура периодической таблицы; причина периодичности свойств химических элементов; атомные и ионные радиусы; реакционная способность веществ; кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ, атомное ядро; изотопы и изобары.

Основные понятия темы: квантовая механика, корпускулярно-волновой дуализм, частица, волна, принцип неопределенности, плотность вероятности, электронное облако, атомная орбиталь, главное, орбитальное, магнитное и спиновое квантовые числа, энергетические уровни и подуровни атома, принцип наименьшей энергии, правила Клечковского, принцип Паули, правило Хунда, периодический закон Д.И. Менделеева, периодичность изменения свойств атомов элементов, радиус атома, радиус иона, энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность, кислотно-основные свойства, окислительно-восстановительные свойства, атомное ядро, протоны, нейтроны, изотопы и изобары.

Вопросы для самоконтроля:

1. Почему перемещение электрона в атоме не может быть изображено определенной траекторией?
2. Удаляются или приближаются электроны к ядру атома, если атом поглощает энергию?
3. Какие величины используют для описания местонахождения электрона в атоме?
4. Может ли магнитное квантовое число по своему значению превышать значение главного квантового числа того же электронного слоя?
5. Что такое атомная орбиталь? Какова форма s- и p-орбиталей?
6. Какие из четырех разнообразных типов атомных орбиталей имеют наиболее

сложную форму?

7. Какова современная формулировка периодического закона Д.И. Менделеева?
8. В чем заключается физический смысл периодичности?
9. Как теория строения атомов объясняет изменение свойств элементов с ростом порядкового номера в периоде и группе?
10. Что такое энергия ионизации? Как она связана с химическими свойствами элементов?
11. Что называется электроотрицательностью элемента? Как она изменяется с ростом порядкового номера элемента в периоде и группе?
12. Что такое изотопы и изобары? Приведите примеры тех и других.

Лабораторные работы

Лабораторная работа. Строение атома. Периодическая система элементов

Литература: [1], [2], [3]

Тема 4: Химическая связь

Лекция

Теория химического строения. Образование химической связи. Виды химической связи. Количественные характеристики химической связи: длина связи, энергия связи, валентные углы. Расчет энергии и длины связи. Ковалентная связь. Валентность, ковалентность. Свойства ковалентной связи: направленность, насыщенность. Основные положения метода валентных связей.

Лекция

Гибридизация. Типы гибридизации атомных орбиталей. Донорно-акцепторная связь. Сигма-, пи-связи. Основные положения метода молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы распределения электронов в молекуле. Строение и свойства простейших молекул.

Ионная связь. Поляризация ионов. Делокализованная химическая связь. Металлическая связь.

Строение вещества в конденсированном состоянии.

Лекция

Основные виды взаимодействия молекул. Сила межмолекулярного взаимодействия. Водородная связь, донорно-акцепторное взаимодействие.

Лекция

Комплексные соединения. Строение и свойства комплексных соединений. Химическая связь в комплексных соединениях. Номенклатура и классификация.

Основные понятия темы: ковалентная связь, неполярная ковалентная связь, полярная ковалентная связь, обменный механизм образования ковалентной связи, донорно-акцепторный механизм, координационная связь, длина связи, энергия связи, насыщенность, направленность ковалентной связи, гибридизация атомных орбиталей, метод валентных связей, метод молекулярных орбиталей, ионная связь, степень поляризации, полярные и неполярные молекулы, поляризуемость, металлическая связь, водородная связь, ван-дер-ваальсовы силы, комплексные соединения.

Вопросы для самоконтроля:

1. Назовите основные типы химических связей.
2. Между атомами каких элементов образуется ковалентная связь?
3. Может ли химическая связь между атомами осуществляться одним электроном?
4. Какими показателями характеризуется прочность химической связи?
5. Может ли длина связи быть равной сумме радиусов двух изолированных атомов, вступающих в связь?
6. Чем должны обладать химические частицы для установления между собой химической связи по ковалентному механизму?
7. Чем ограничивается число атомных связей, образуемых атомом какого-либо

элемента в его соединении?

8. В чем состоит главная причина гибридизации атомных орбиталей, участвующих в образовании химических связей?

9. Какой тип гибридизации атомных орбиталей наиболее часто осуществляется в неорганических соединениях?

10. Что такое металлическая связь? Как она возникает?

11. Как возникает водородная связь? Как она влияет на температуру кипения воды?

12. Какие силы получили название ван-дер-ваальсовых сил?

Лабораторные работы

Лабораторная работа. Комплексные соединения

Литература: [1], [2], [3]

Раздел 4. Общие закономерности химических процессов

Тема 5: Химическая термодинамика и кинетика

Лекция

Внутренняя энергия. Энтальпия. Энтропия. Энергетические эффекты химических реакций. Термохимия. Термохимические расчеты.

Лекция

Энтропия и ее изменение при химических реакциях. Энергия Гиббса. Стандартные термодинамические величины. Химико-термодинамические расчеты.

Лекция

Скорость химической реакции в гомогенных и гетерогенных системах. Факторы, влияющие на скорость реакции. Методы регулирования скорости химической реакции. Закон действия масс. Температурный коэффициент реакции. Энергия активации. Катализаторы и каталитические системы.

Лекция

Необратимые и обратимые реакции. Колебательные реакции. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.

Основные понятия темы: термодинамика, термодинамические системы, фазы, внутренняя энергия, энтальпия, тепловой эффект химической реакции, экзотермические реакции, эндотермические реакции, закон Гесса, энтропия, энергия Гиббса, гомогенные и гетерогенные системы, скорость химической реакции, закон действия масс, константа скорости реакции, правило Вант-Гоффа, уравнение Аррениуса, энергия активации, энергетический барьер, активированный комплекс, катализ, каталитические системы, необратимые и обратимые реакции, колебательные реакции, химическое равновесие, смещение химического равновесия, принцип Ле Шателье.

Вопросы для самоконтроля:

1. В каких случаях тепловой эффект реакции может быть назван и теплотой образования одного вещества и теплотой сгорания другого вещества?

2. Какой будет тепловой эффект химической реакции, если при ее протекании энтальпия смеси веществ увеличивается?

3. Сформулируйте закон Гесса.

4. Что такое энтропия, энергия Гиббса?

5. Как должны изменяться энтальпия и энтропия в химической системе, чтобы способствовать наиболее полному протеканию химической реакции?

6. Если в ходе химической реакции энтропия в химической системе понижается, то что будет способствовать более полному протеканию химической реакции?

7. Как определяется скорость химической реакции? От каких факторов она зависит?

8. Сформулируйте основной закон химической кинетики и приведите примеры.

9. Каков физический смысл константы скорости химической реакции?

10. Почему скорость химической реакции сильно возрастает с повышением температуры?
11. Какие реакции называются обратимыми?
12. Что такое гомогенный и гетерогенный катализ?
13. Какова относительная скорость прямой реакции по сравнению со скоростью обратной реакции в состоянии равновесия?
14. Сформулируйте принцип Ле Шателье.
15. Как влияет катализатор на равновесие химической реакции?

Лабораторные работы

Лабораторная работа. Скорость химической реакции

Лабораторная работа. Химическое равновесие

Литература: [1], [4], [5]

2 семестр

Раздел 5. Растворы. Электрохимические процессы

Тема 6: Растворы и их свойства

Лекция

Основные характеристики дисперсных систем. Степень дисперсности. Классификация дисперсных систем. Гетерогенные и гомогенные дисперсные системы. Растворы как компонентные системы. Растворимость. Растворимость газов, жидкостей и кристаллов. Насыщенные и ненасыщенные растворы. Способы выражения концентрации растворов.

Лекция

Растворы электролитов. Равновесия в растворах. Сильные и слабые электролиты. Степень и константа диссоциации. Закон разведения Оствальда. Изотонический коэффициент, его связь со степенью диссоциации. Теория сильных электролитов. Понятие об активности растворов. Ионные реакции. Условия смещения ионных равновесий. Амфотерные электролиты. Произведение растворимости.

Протолитическое равновесие. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель. Индикаторы. Гидролиз солей. Различные случаи гидролиза солей. Полный гидролиз. Степень и константа гидролиза.

Основные понятия темы: раствор, дисперсные системы, истинные растворы, коллоидные растворы, грубодисперсные системы, насыщенный раствор, пересыщенный раствор, растворимость вещества, кристаллизация, перекристаллизация, кристаллы, кристаллогидраты, молярная концентрация, массовая доля, молярная концентрация, молярная концентрация эквивалента, титр, растворы электролитов, электролитическая диссоциация, степень и константа диссоциации, сильные и слабые электролиты, закон разбавления Оствальда, водородный показатель, реакция среды, гидролиз солей.

Вопросы для самоконтроля:

1. Чем отличается раствор от химического соединения?
2. Может ли раствор быть однокомпонентной системой?
3. Как называются растворы, являющиеся гетерогенными системами?
4. Что называется концентрацией раствора? Как она выражается?
5. В чем сущность химической теории растворов Д.И. Менделеева?
6. Как влияет природа химической связи на диссоциацию веществ?
7. Почему электролиты не диссоциируют в неполярных органических растворителях?
8. Что называется степенью диссоциации электролита? Зависит ли степень диссоциации электролита от концентрации раствора и температуры?
9. Какие электролиты называются сильными и какие слабыми? Приведите примеры.
10. Что называется водородным показателем?

11. Как с помощью рН характеризуется реакция раствора: а) кислая; б) нейтральная; в) щелочная?
12. Что называется гидролизом соли? Какие соли подвергаются гидролизу?

Лабораторные работы

Лабораторная работа. Гидролиз солей

Литература: [1], [4], [5]

Тема 7: Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы

Лекция

Классификация химических реакций. Обменные и окислительно-восстановительные реакции. Важнейшие окислители и восстановители. Уравнивание окислительно-восстановительных реакций различными методами.

Лекция

Понятие о двойном электрическом слое и об электродных потенциалах. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Ряд напряжения металлов. Зависимость величины электродных потенциалов от концентрации ионов в растворе. Уравнение Нернста.

Сущность электролиза. Последовательность разряда ионов на аноде и катоде. Электролиз с активными и инертными электродами. Законы Фарадея. Выход по току при электролизе.

Лекция

Понятие о коррозии металлов. Классификация коррозионных процессов. Экономические аспекты коррозии металлов. Химическая и электрохимическая коррозия. Законы роста окисных пленок. Механизм электрохимической коррозии. Коррозия с кислородной и водородной депполяризацией. Контактная коррозия.

Методы защиты от коррозии. Защитная атмосфера. Ингибиторы коррозии. Защитные покрытия: металлические, неметаллические и лакокрасочные покрытия. Электрохимическая защита.

Основные понятия темы: окислительно-восстановительные реакции, степень окисления, окислители, восстановители, межмолекулярные окислительно-восстановительные реакции, внутримолекулярные окислительно-восстановительные реакции, реакции диспропорционирования, электрохимические процессы, электродный потенциал, уравнение Нернста, гальванический элемент, электролиз, катод, анод, потенциал разложения, коррозия металлов.

Вопросы для самоконтроля:

1. Чем отличаются окислительно-восстановительные реакции от других химических реакций?
2. В чем сущность окислительно-восстановительных реакций?
3. Пользуясь периодической системой Д.И. Менделеева, назовите из числа простых веществ важнейшие окислители и восстановители.
4. Почему окислительно-восстановительный потенциал окислителя должен быть больше потенциала восстановителя?
5. Как влияет температура на значение электродного потенциала?
6. Какие процессы протекают на аноде и катоде при электролизе?
7. При электролизе вещества какой из электродов играет роль восстановителя и какой – окислителя?
8. В каких случаях растворенное вещество при электролизе растворов не участвует в электродных процессах?
9. Может ли протекать электрохимическая коррозия в отсутствие электролита?
10. В каком случае пленка из продуктов коррозии металла, покрывающая его поверхность, ускоряет его разрушение?

Лабораторные работы

Лабораторная работа. Окислительно-восстановительные реакции

Литература: [1], [2], [5]

Раздел 6. Химия элементов

Тема 8: Общие свойства металлов и неметаллов.

Лекция

Водород. Получение водорода. Свойства и применение водорода. Перекись водорода.

Лекция

Галогены. Химические свойства галогенов. Соединения галогенов с водородом. Кислородсодержащие соединения водорода.

Лекция

Подгруппа кислорода. Получение и свойства кислорода. Сера, селен, теллур.

Подгруппа азота. Получение и свойства азота. Соединения азота. Фосфор. Мышьяк, сурьма, висмут.

Подгруппа углерода. Аллотропия. Углеродсодержащие соединения.

Лекция

Свойства металлов 1–3 групп главных подгрупп периодической системы элементов.

Свойства металлов побочных подгрупп 5–8 групп периодической системы элементов.

Основные понятия темы: водород, изотоп, кислородсодержащие соединения водорода, вода, перекись водорода, степень окисления, кислотнo-основные свойства, окислительно-восстановительные свойства, галогены, кислород, сера, селен, теллур, азот, донорно-акцепторные свойства, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут, углерод, аллотропия, металлы.

Вопросы для самоконтроля:

1. Сколько изотопов имеет водород?
2. Почему атомарный водород более активно вступает в химические реакции, чем молекулярный?
3. Какие элементы образуют с водородом летучие молекулярные соединения и какие – ионные кристаллы?
4. Какие простые вещества способны окислять хлор?
5. Какая из галогеноводородных кислот самая сильная? Какая из них является наиболее сильным восстановителем?
6. Что происходит с иодом при действии на него концентрированной азотной кислоты?
7. Почему озон – более активный окислитель, чем молекулярный кислород? Что получается при действии озона на очень активные металлы?
8. Какие продукты образуются при восстановлении и окислении пероксида водорода?
9. В соединениях с какими элементами сера проявляет положительные степени окисления?
10. Какая из трех кислот является наиболее сильным окислителем: серная, селеновая или теллуровая?
11. Чем объясняется химическая пассивность свободного азота?
12. Какие кислотнo-основные, окислительно-восстановительные и донорно-акцепторные свойства присущи аммиаку?
13. В какой степени окисления наиболее устойчив фосфор? Какие это природные соединения?
14. Чему равна основность ортофосфорной кислоты? Сколько типов солей она образует и какие окислительно-восстановительные свойства для них характерны?

15. Как изменяется кислотно-основной характер и окислительно-восстановительные свойства при переходе от оксида и гидроксида мышьяка (III) к оксидам и гидроксидам сурьмы (III) и висмута (III)?
16. Полярным или неполярным веществом является сероуглерод?
17. С какими элементами кремний образует наиболее устойчивые соединения?
18. Какие s-металлы устойчивы к коррозии и почему?
19. Как относятся алюминий, олово и свинец к действию соляной, серной, азотной кислот и растворов щелочей?
20. Какие соединения марганца и хрома являются сильными окислителями?

Лабораторные работы

Лабораторная работа. Свойства металлов и их гидроксидов

Лабораторная работа. Свойства элементов подгруппы меди

Лабораторная работа. Свойства элементов подгруппы цинка

Лабораторная работа. Галогены, свойства и получение

Литература: [1], [2], [4]

5 Учебно-методическое обеспечение для самостоятельной работы обучающихся

5.1. Внеаудиторная самостоятельная работа студентов

В целом внеаудиторная самостоятельная работа студента при изучении курса включает в себя следующие виды работ:

- проработка (изучение) материалов лекций;
- чтение и проработка рекомендованной основной и дополнительной литературы;
- подготовка к лабораторным занятиям;
- поиск и проработка материалов из Интернет-ресурсов, научных публикаций;
- подготовка к защите лабораторных работ;
- подготовка к тестированию, контрольным работам;
- подготовка к текущему и итоговому (промежуточная аттестация) контролю знаний по дисциплине.

Основная доля самостоятельной работы студентов приходится на подготовку к лабораторным работам и их защите, тематика которых полностью охватывает содержание курса. Самостоятельная работа по подготовке к лабораторным работам и их защите предполагает умение работать с первичной информацией.

Самостоятельная работа по всем разделам дисциплины:

Работа с конспектом лекций и рекомендованной литературой (основная и дополнительная).

Подготовка материалов к контрольному опросу по изученным темам, лабораторным занятиям, тестовым проверкам знаний, защите лабораторных работ, написанию контрольных работ, диалогам с преподавателем и участниками проверки знаний по разделам дисциплины.

6 Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине

Фонд оценочных средств для проведения промежуточной аттестации обучающихся по дисциплине «Основы общей и неорганической химии» представлен в приложении к рабочей программе дисциплины и включает в себя:

- перечень компетенций с указанием этапов их формирования в процессе освоения образовательной программы;

- описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания;
- типовые контрольные задания или материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций;
- методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций.

Вопросы для проведения промежуточной аттестации (1 семестр)

1. Основное содержание атомно-молекулярного учения.
2. Закон сохранения массы Ломоносова – Лавуазье.
3. Закон постоянства состава.
4. Закон кратных отношений.
5. Закон эквивалентов. Эквивалент и эквивалентная масса.
6. Закон объемных отношений.
7. Закон Авогадро. Мольный объем. Относительная плотность.
8. Простое вещество и химический элемент.
9. Оксиды (основные, кислотные, амфотерные).
10. Кислоты (классификация кислот по силе, основности и по наличию кислорода в составе кислоты).
11. Соли (кислые, основные, средние, двойные, смешанные).
12. Основания.
13. Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура периодической таблицы. Значение периодической системы.
14. Строение атома. Ядерная модель атома. Теория строения атома по Бору. Квантово-механическая модель атома.
15. Квантовые числа и атомные орбитали.
16. Размещение электронов в атоме согласно принципу наименьшей энергии, принципу Паули, правилу Гунда. Правило Клечковского.
17. Развитие периодического закона. Состав атомного ядра. Изотопы. Радиоактивность.
18. Периодическое изменение свойств химических элементов. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Размеры атомов и ионов. Электроотрицательность.
19. Энергетические эффекты. Энтальпия. Теплота образования.
20. Термохимические законы. Термохимические расчеты.
21. Энтропия.
22. Энергия Гиббса.
23. Общее представление о скорости химических реакций (гомогенные и гетерогенные реакции). Факторы, влияющие на скорость. Закон действующих масс. Константа скорости.
24. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
25. Энергия активации, активные молекулы.
26. Необратимые и обратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Принцип Ле-Шателье. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия.
27. Общие понятия о катализе. Гомогенный катализ. Механизмы гомогенных каталитических процессов. Факторы, влияющие на скорость гомогенного катализа.
28. Гетерогенный катализ. Теории гетерогенного катализа. Факторы, влияющие на скорость гетерогенного катализа.

29. Основные виды и характеристики химической связи (длина связи, энергия связи, угол связи).
30. Способы образования ковалентной связи (обменный и донорно-акцепторный). Сущность ковалентной связи. Полярность связи.
31. Метод валентных связей. Направленность и насыщенность ковалентной связи.
32. Основные положения метода молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы распределения электронов в молекуле.
33. Гибридизация атомных орбиталей. Пространственная конфигурация молекул. Полярные и неполярные молекулы.
34. Ионная связь, механизм ее образования, основные отличия ионной связи от ковалентной полярной связи.
35. Металлическая связь.
36. Типы взаимодействия молекул. Ван-дер-ваальсовы силы.
37. Водородная связь (внутримолекулярная и межмолекулярная).
38. Комплексные соединения. Координационная теория. Строение и свойства комплексных соединений.
39. Номенклатура и классификация комплексных соединений.
40. Диссоциация комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений. Константа нестойкости. Природа химической связи в комплексных соединениях.

Вопросы для проведения промежуточной аттестации (2 семестр)

1. Общие понятия о растворах. Отличие и сходство растворов с механическими смесями и химическими соединениями.
2. Сольватная теория растворов.
3. Способы выражения концентрации растворов.
4. Растворимость.
5. Водные растворы электролитов. Слабые и сильные электролиты. Константа диссоциации. Закон разведения Оствальда.
6. Теория сильных электролитов. Понятие об активности растворов.
7. Произведение растворимости.
8. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель.
9. Гидролиз солей. Факторы, влияющие на гидролиз. Константа гидролиза.
10. Ионные реакции.
11. Жесткость воды. Способы ее умягчения.
12. Растворы неэлектролитов. Давление насыщенного пара над раствором.
13. Повышение температуры кипения растворов и понижение температуры кристаллизации. Законы Рауля.
14. Осмос и осмотические давления. Закон Вант-Гоффа.
15. Степень окисления элементов в соединениях. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Окислитель и восстановитель. Процесс окисления и процесс восстановления.
16. Типы ОВР. Окислительно-восстановительный эквивалент.
17. Химические источники электрической энергии. Причины возникновения электрического тока в гальванических элементах.
18. Электродный потенциал. Уравнение Нернста.
19. Электролиз. Законы электролиза.
20. Применение электролиза в промышленности. Рафинирование металлов. Электрохимические методы получения металлов.
21. ЭДС гальванических элементов. Разновидности гальванических элементов. Топливные элементы.

22. Коррозия химическая и электрохимическая. Контактная коррозия. Коррозия при неравномерной аэрации.
23. Факторы, влияющие на коррозию. Способы предупреждения коррозии.
24. Водород. Получение водорода. Свойства и применение водорода. Перекись водорода.
25. Галогены. Химические свойства галогенов.
26. Соединения галогенов с водородом.
27. Кислородсодержащие соединения водорода.
28. Подгруппа кислорода. Получение и свойства кислорода. Сера, селен, теллур.
29. Подгруппа азота. Получение и свойства азота. Соединения азота.
30. Фосфор.
31. Мышьяк, сурьма, висмут.
32. Подгруппа углерода. Аллотропия. Углеродсодержащие соединения.
33. Свойства металлов 1–3 групп главных подгрупп периодической системы элементов.
34. Свойства металлов побочных подгрупп 5–8 групп периодической системы элементов.

7 Рекомендуемая литература

7.1 Основная литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учеб. пособие. — М.: Интеграл-Пресс, 2003. — 728 с. (94 экз.)

7.2 Дополнительная литература

2. Коровин Н.В. Общая химия: учебник. — М.: Высшая школа, 2000. — 558 с. (64 экз.)
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие. — М.: Интеграл-Пресс, 2008. — 240 с. (8 экз.)
4. Ерохин Ю.М. Химия: учебник. — М.: Академия, 2005. — 384 с. (43 экз.)
5. Габриелян О.С. Практикум по общей, неорганической и органической химии: учеб. пособие. — М.: Академия, 2007. — 256 с. (15 экз.)

8 Перечень ресурсов информационно-телекоммуникационной сети «Интернет»

- Химик. Сайт о химии [Электронный ресурс]. — URL: <http://www.xumuk.ru/>
- Химическая информационная сеть [Электронный ресурс]. — URL: <http://www.chemnet.ru>
- Электронная библиотека учебных материалов по химии [Электронный ресурс]. — URL: <http://www.chem.msu.su/rus/elibrary>

9 Методические указания для обучающихся по освоению дисциплины

Методика преподавания дисциплины предполагает чтение лекций, проведение лабораторных занятий, групповых и индивидуальных консультаций по отдельным вопросам дисциплины. Предусмотрена самостоятельная работа студентов, а также прохождение аттестационных испытаний промежуточной аттестации.

На лекциях рассматриваются концептуальные вопросы общей и неорганической химии: основные понятия и законы стехиометрии, строение вещества, общие закономерности химических процессов, свойства растворов, электрохимические процессы и системы, свойства химических элементов и их соединений.

Целью проведения лабораторных занятий является закрепление теоретических знаний студентов, полученных ими в ходе изучения дисциплины на лекциях и самостоятельно. Занятия лабораторного типа включают в себя следующие этапы:

изучение теоретической части лабораторной работы; конспектирование хода выполнения лабораторной работы и проведение ее экспериментальной части; выполнение необходимых расчетов; оформление отчета о проделанной работе; защита лабораторной работы. Для подготовки к занятиям лабораторного типа и защиты выполненных лабораторных работ студенты выполняют проработку методических указаний по выполнению лабораторной работы, уделяя особое внимание целям и задачам, теоретической части и порядку выполнения лабораторной работы; конспектирование источников; работу с конспектом лекций, просмотр рекомендуемой литературы.

При изучении дисциплины используются интерактивные методы обучения, такие как:

1. Лекция:

– лекция-визуализация – подача материала осуществляется средствами технических средств обучения с кратким комментированием демонстрируемых визуальных материалов (презентаций).

2. Лабораторное занятие:

– тренинг – метод обучения и развития способностей к овладению деятельностью проведения химических лабораторных исследований. Интенсивная работа во время тренинга помогает достичь высоких результатов за короткий срок, а последующая система после тренингового сопровождения обеспечивает надежное закрепление материала

– работа в малых группах – обеспечивает активную познавательную деятельность обучающихся, предусматривает распределение обязанностей между ними, исполнительную и организаторскую инициативу, актуализацию, как опыта самостоятельной деятельности, так и совместной работы по выполнению лабораторных работ, что согласуется с реалиями профессиональной деятельности будущих специалистов.

10 Курсовой проект (работа)

Выполнение курсового проекта (работы) не предусмотрено учебным планом.

11 Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса по дисциплине, включая перечень программного обеспечения и информационно-справочных систем

11.1 Перечень информационных технологий, используемых при осуществлении образовательного процесса

– электронные образовательные ресурсы, представленные в п. 8 рабочей программы;
– использование слайд-презентаций;
– интерактивное общение с обучающимися и консультирование посредством электронной почты.

11.2 Перечень программного обеспечения, используемого при осуществлении образовательного процесса

При освоении дисциплины используется лицензионное программное обеспечение:

- операционные системы Astra Linux (или иная операционная система, включенная в реестр отечественного программного обеспечения);
- комплект офисных программ Р-7 Офис (в составе текстового процессора, программы работы с электронными таблицами, программные средства редактирования и демонстрации презентаций);
- программа проверки текстов на предмет заимствования «Антиплагиат».

11.3 Перечень информационно-справочных систем

- справочно-правовая система Консультант-плюс <http://www.consultant.ru/online>
- справочно-правовая система Гарант <http://www.garant.ru/online>

12 Материально-техническое обеспечение дисциплины

Для проведения занятий лекционного типа, групповых и индивидуальных консультаций, текущего контроля и промежуточной аттестации используется учебная аудитория 6-519 либо другие согласно утвержденному расписанию учебных занятий.

При проведении лабораторных работ используется лаборатория общей и неорганической химии 6-505 Б на 16 посадочных мест; классная доска; вытяжной шкаф; баня водяная; плитка электрическая; инструменты (штативы, держатели для пробирок тигельные щипцы); лабораторная посуда (бюретки, спиртовки; капельницы, тигли); химические реактивы; периодическая таблица Д.И. Менделеева.

Для самостоятельной работы обучающихся используется кабинеты 6-522; оборудован комплектом учебной мебели, двумя компьютерами с доступом в информационно-телекоммуникационную сеть «Интернет» и в электронную информационно-образовательную среду организации.

При изучении дисциплины используется библиотечный фонд КамчатГТУ: учебники, учебные пособия, периодические журналы, электронный ресурс; раздаточный материал.

Дополнения и изменения в рабочей программе

Дополнения и изменения в рабочей программе за ____/____ учебный год

В рабочую программу по дисциплине «Основы общей и неорганической химии» для направления подготовки 19.03.04 «Технология и продукции и организация общественного питания» вносятся следующие дополнения и изменения:

Дополнения и изменения внес _____
(должность, Ф.И.О., подпись)

Рабочая программа пересмотрена и одобрена на заседании кафедры _____
«__» _____ 202__ г.

Заведующий кафедрой _____
(подпись) (Ф.И.О.)

ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ
«КАМЧАТСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»
(ФГБОУ ВО «КамчатГТУ»)

Научно-образовательный центр «Экология и природопользование»
Кафедра «Экология и природопользование»

УТВЕРЖДАЮ

Руководитель департамента
«Пищевые биотехнологии»

 В.Б. Чмыhalова
«23» 10 2024 г.

ФОНД ОЦЕНОЧНЫХ СРЕДСТВ
по дисциплине

«ОСНОВЫ ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ»

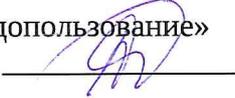
направление подготовки
19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания

направленность (профиль):
«Технология продукции и организация общественного питания»

Петропавловск-Камчатский,
2024

Составитель фонда оценочных средств
Доцент кафедры «Экология и природопользование», к.б.н.  Авдощенко В.Г.

Фонд оценочных средств рассмотрен на заседании кафедры «Экология и природопользование»
«23» 10 2024 г., протокол № 5/1

И.о. заведующего кафедрой «Экология и природопользование»
«23» 10 2024 г.  Авдощенко В.Г.

АКТУАЛЬНО НА

2025/2026 учебный год


(подпись)

Авдощенко В.Г.

2026/2027 учебный год

(подпись)

Авдощенко В.Г.

1. Перечень компетенций с указанием этапов их формирования в процессе освоения образовательной программы

Схема формирования компетенций ОПК-2 в процессе освоения образовательной программы 19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания									
Код дисциплины из УП	Наименование дисциплины (в соответствии с УП)	1 семес тр	2 семес тр	3 семес тр	4 семес тр	5 семес тр	6 семес тр	7 семес тр	8 семес тр
ОПК-2 способностью применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности									
Б1.О.10	Математика	Э	диф з	Э					
Б1.О.11	Физика	диф з	Э						
Б1.О.12	Биология	зачет							
Б1.О.13	Основы общей и неорганической химии	Э	Э						
Б1.О.14	Введение в технологию продуктов питания		диф з						
Б1.О.15	Аналитическая химия и физико-химические методы анализа			зачет	Э				
Б1.О.16	Органическая химия			зачет	Э				
Б1.О.17	Биохимия					Э			
Б1.О.18	Физическая и коллоидная химия					Э	Э		
Б1.О.19	Пищевая химия						диф з		
Б1.О.24	Физико-химические основы и общие принципы переработки продуктов питания				Э				
Б1.О.26	Пищевая микробиология						Э		
Б2.О.01.02(Н)	Научно-исследовательская работа (получение первичных навыков научно-исследовательской работы)				диф з				
Б3.01	Подготовка к процедуре защиты и защита выпускной квалификационной работы								Защита ВКР

Таблица 1 – Паспорт ФОС

Контролируемые разделы (темы) дисциплины	Код контролируемой компетенции или ее части	Наименование оценочного средства
Раздел 1. Основные понятия и законы химии		
Тема 1: Введение. Основные	ОПК-2	Опрос:

положения и законы.		3(ОПК-2)1, 3(ОПК-2)1 Выполнение и защита лаб. работ: 3(ОПК-2)1, 3(ОПК-2)1, У(ОПК-2)1, У(ОПК-2)1, В(ОПК-2)1, В(ОПК-2)2 Практич. зад.: У(ОПК-2)1, В(ОПК-2)2 Тест: 3(ОПК-2)1, 3(ОПК-2)1
Раздел 2. Неорганические соединения. Номенклатура и свойства		
Тема 2: Важнейшие классы и номенклатура неорганических соединений.	ОПК-2	Опрос: 3(ОПК-2)2 Практич. зад.: У(ОПК-2)1, В(ОПК-2)2
Раздел 3. Строение вещества		
Тема 3: Строение атома и систематика химических элементов	ОПК-2	Опрос: 3(ОПК-2)4 Выполнение и защита лаб. работ: 3(ОПК-2)4, У(ОПК-2)1, В(ОПК-2)2 Практич. зад.: У(ОПК-2)1, В(ОПК-2)2 Тест: 3(ОПК-2)4
Тема 4: Химическая связь.	ОПК-2	Опрос: 3(ОПК-2)3 Выполнение и защита лаб. работ: 3(ОПК-2)3, У(ОПК-2)1, В(ОПК-2)2 Практич. зад.: У(ОПК-2)1, В(ОПК-2)2 Тест: 3(ОПК-2)3
Раздел 4. Общие закономерности химических процессов		
Тема 5: Химическая термодинамика и кинетика.	ОПК-2	Опрос: 3(ОПК-2)5 Выполнение и защита лаб. работ: 3(ОПК-2)5, У(ОПК-2)1, У(ОПК-2)1, В(ОПК-2)1, В(ОПК-2)1, В(ОПК-2)2 Практич. зад.: У(ОПК-2)1, В(ОПК-2)2 Тест: 3(ОПК-2)5
Раздел 5. Растворы. Электрохимические процессы		
Тема 6: Растворы и их свойства.	ОПК-2	Опрос: 3(ОПК-2)6 Выполнение и защита лаб. работ: 3(ОПК-2)6, У(ОПК-2)1, У(ОПК-2)1, В(ОПК-2)1, В(ОПК-2)1, В(ОПК-2)2 Практич. зад.: У(ОПК-2)1, В(ОПК-2)2 Тест: 3(ОПК-2)6
Тема 7: Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы	ОПК-2	Опрос: 3(ОПК-2)7 Выполнение и защита лаб. работ:

		3(ОПК-2)7, У(ОПК-2)1, У(ОПК-2)1, В(ОПК-2)1, В(ОПК-2)1, В(ОПК-2)2 Практич. зад.: У(ОПК-2)1, В(ОПК-2)2 Тест: 3(ОПК-2)7
Раздел 6. Химия элементов		
Тема 8: Общие свойства металлов и неметаллов.	ОПК-2	Опрос: 3(ОПК-2)8 Выполнение и защита лаб. работ: 3(ОПК-2)8, У(ОПК-2)1, У(ОПК-2)1, В(ОПК-2)1, В(ОПК-2)1, В(ОПК-2)2 Практич. зад.: У(ОПК-2)1, В(ОПК-2)2

2. Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования, описание шкал оценивания

2.1 Описание показателей и критериев оценивания компетенций на различных этапах их формирования

Код компетенции	Планируемые результаты обучения по дисциплине	Критерии оценивания результатов обучения*				
		1	2	3	4	5
ОПК-2 способностью применять основные законы и методы исследований естественных наук для решения задач профессиональной деятельности	Знать: технику безопасности при работе в химической лаборатории.	Неудовлетворительная оценка результатов обучения. Отсутствие знаний. Данный результат указывает на несформированность порогового уровня знаний	Слабо ориентируется в понятиях и аппарате, не понимает содержание основ общей и неорганической химии, как фундаментальной области знаний	Дает основные понятия общая и неорганическая химия. Знает основные законы, принципы и методологию общей и неорганической химии как науки	Понимает содержание общей и неорганической химии, как фундаментальной области знаний	Обучающийся знает понятия, основные законы, принципы и методологию общей и неорганической химии как науки.
	Уметь: пользоваться справочной литературой.	Неудовлетворительная оценка результатов обучения. Отсутствие умений. Данный результат указывает на несформированность порогового уровня умений	Неудовлетворительная оценка результатов обучения. Фрагментарные умения.	Удовлетворительная оценка результатов обучения. Несистематическое использование знаний.	Удовлетворительная оценка результатов обучения. Определенные пробелы в умении использовать соответствующие знания.	Удовлетворительная оценка результатов обучения. Сформированное умение использовать полученные знания
	Владеть: проведения химических	Неудовлетворительная	Неудовлетворительная	Удовлетворительная	Удовлетворительная	Удовлетворительная

	опытов методом полумикроанализа.	оценка результатов обучения. Отсутствие навыков. Данный результат указывает на несформированность порогового уровня навыков.	ая оценка результатов обучения. Фрагментарные навыки.	оценка результатов обучения. В целом успешное, но не систематическое применение навыков.	оценка результатов обучения. В целом успешное, но содержащее определенные пробелы применения навыков.	оценка результатов обучения. Успешное и систематическое применение навыков.
--	----------------------------------	--	---	--	---	---

- *1 - Неудовлетворительная оценка результатов обучения. Отсутствие знаний, умений, навыков. Данный результат указывает на несформированность порогового уровня знаний, умений, навыков.
- 2 - Неудовлетворительная оценка результатов обучения. Фрагментарные знания, умения, навыки.
- 3 - Удовлетворительная оценка результатов обучения. Несистематическое использование знаний, умений, навыков.
- 4 - Удовлетворительная оценка результатов обучения. Определенные пробелы. В целом, успешное использование знаний, умений, навыков.
- 5 - Удовлетворительная оценка результатов обучения. Успешное и систематическое применение знаний, умений, навыков

2.2 Описание шкал оценивания

Формы контроля	Шкала оценивания
устный опрос	<p>Оценка «отлично»: ответы на поставленные вопросы излагаются четко, логично, последовательно и не требуют дополнительных пояснений, делаются обоснованные выводы, демонстрируются глубокие знания теоретических вопросов, соблюдаются нормы литературной речи.</p> <p>Оценка «хорошо»: ответы на поставленные вопросы излагаются систематизировано и последовательно, материал излагается уверенно, демонстрируется умение анализировать материал, однако не все выводы носят аргументированный и доказательный характер, соблюдаются нормы литературной речи, обучающийся демонстрирует хороший уровень освоения материала.</p> <p>Оценка «удовлетворительно»: допускаются нарушения в последовательности изложения ответов на поставленные вопросы, демонстрируются поверхностные знания вопроса, имеются затруднения с выводами, допускаются нарушения норм литературной речи.</p> <p>Оценка «неудовлетворительно»: материал излагается непоследовательно, сбивчиво, не представляет определенной системы знаний по дисциплине, имеются заметные нарушения норм литературной речи, обучающийся допускает существенные ошибки в ответах на вопросы, не ориентируется в понятийном аппарате.</p>
индивидуальные устные опросы по разделам дисциплины	<p>Оценка «отлично»: ответы на поставленные вопросы по разделу излагаются четко, логично, последовательно и не требуют дополнительных пояснений, делаются обоснованные выводы, демонстрируются глубокие знания теоретических вопросов, соблюдаются нормы литературной речи.</p> <p>Оценка «хорошо»: ответы на поставленные вопросы по разделу излагаются систематизировано и последовательно, материал излагается уверенно, демонстрируется умение анализировать материал, однако не все выводы носят аргументированный и доказательный характер, соблюдаются нормы литературной речи, обучающийся демонстрирует хороший уровень освоения материала.</p> <p>Оценка «удовлетворительно»: допускаются нарушения в последовательности</p>

	<p>изложения ответов на поставленные по разделу вопросы, демонстрируются поверхностные знания вопросов, изученных в данном разделе, имеются затруднения с выводами, допускаются нарушения норм литературной речи.</p> <p>Оценка «неудовлетворительно»: материал излагается непоследовательно, сбивчиво, не представляет определенной системы знаний по разделу дисциплины, имеются заметные нарушения норм литературной речи, обучающийся допускает существенные ошибки в ответах на вопросы, не ориентируется в понятийном аппарате.</p>
<p>решение заданий в тестовой форме</p>	<p>Для оценивания результатов тестирования возможно использовать следующие критерии оценивания:</p> <ul style="list-style-type: none"> - правильность ответа или выбора ответа. - скорость прохождения теста. - наличие правильных ответов во всех проверяемых темах (дидактических единицах) теста, <p>Общее количество вопросов принимается за 100%, оценка выставляется по значению соотношения правильных ответов к общему количеству вопросов в процентах.</p> <p>Оценка «отлично» - 85–100% правильных ответов; Оценка «хорошо» - 70–84% правильных ответов; Оценка «удовлетворительно» - 55–69% правильных ответов; Оценка «неудовлетворительно» - 54% и менее правильных ответов;</p>
<p>выполнение практических заданий</p>	<p>Оценка «отлично» выставляется обучающемуся, чей результат анализа ситуации оказался наиболее всесторонним, чье решение или расчет оказался наиболее продуманным, логичным и предусматривающим большее количество альтернативных вариантов решений;</p> <p>Оценка «хорошо» выставляется обучающемуся, использовавшему методику или инструмент анализа с незначительными нарушениями, чей расчет имеет незначительные погрешности;</p> <p>Оценка «удовлетворительно» выставляется каждому обучающемуся, чей расчет имеет нарушения, но в целом задание выполнено, анализ проведен поверхностно, в том числе с нарушением методики его проведения;</p> <p>Оценка «неудовлетворительно» выставляется каждому обучающемуся, если анализ проведен в нарушение методики его проведения, результаты не обоснованы, не сделаны выводы, расчет произведен с грубыми нарушениями и не соответствует поставленной задаче.</p>
<p>выполнение и защита лабораторных работ</p>	<p>Оценка «отлично» выставляется, если лабораторная работа выполнена в полном объеме, правильно, с соблюдением необходимой последовательности и правил работы в лаборатории. Обучающийся работал полностью самостоятельно, показал отличные владения навыками применения полученных знаний и умений при решении профессиональных задач в рамках усвоенного теоретического материала. Отчет по лабораторной работе выполнен в соответствии с требованиями, предъявляемые к данному виду работ, в нем приведены точно выполненные расчеты результатов определений и корректно сформулированные выводы. При защите лабораторной работы обучающийся демонстрирует знание методики определения, умение объяснить полученные результаты, полно и правильно отвечает на все контрольные вопросы;</p> <p>Оценка «хорошо» выставляется, если лабораторная работа выполнена в полном объеме, правильно, с соблюдением необходимой последовательности и правил работы в лаборатории. Обучающийся работал полностью самостоятельно, показал хорошее владение навыками применения полученных знаний и умений при решении профессиональных задач в рамках усвоенного теоретического материала. Отчет по лабораторной работе выполнен с некоторой небрежностью, в нем приведены расчеты результатов определений, выполненные с небольшими неточностями и не совсем корректно сформулированные выводы. При защите лабораторной работы обучающийся демонстрирует знание методики определения, умение объяснить полученные</p>

	<p>результаты, отвечает на большинство контрольных вопросов;</p> <p>Оценка «удовлетворительно» выставляется, если обучающийся затрачивает на выполнение лабораторной работы больше отведенного времени, при этом он показывает удовлетворительный уровень знаний теоретического материала, но испытывает затруднение при самостоятельной экспериментальной работе, что приводит к неточностям в результатах определения. При оформлении отчета допущены существенные недостатки. При защите лабораторной работы обучающийся демонстрирует слабое знание методики определения, не может полностью объяснить полученные результаты, при ответах на контрольные вопросы допускает много неточностей;</p> <p>Оценка «неудовлетворительно» выставляется в следующих случаях:</p> <ol style="list-style-type: none"> 1. Результаты выполненной лабораторной работы не позволяют сделать правильных выводов и полностью расходятся с поставленной целью. Обучающийся показывает плохое знание теоретического материала и отсутствие необходимых умений. Руководство и помощь со стороны преподавателя оказываются неэффективны в связи плохой подготовкой обучающегося; 2. Лабораторная работа не выполнена.
<p>экзамен</p>	<p>Оценка «отлично» выставляется, если обучающийся показывает всесторонние и глубокие знания программного материала, знание основной и дополнительной литературы; последовательно и четко отвечает на вопросы билета и дополнительные вопросы; уверенно ориентируется в проблемных ситуациях; демонстрирует способность применять теоретические знания для анализа практических ситуаций, делать правильные выводы, проявляет творческие способности в понимании, изложении и использовании программного материала; подтверждает полное освоение компетенций, предусмотренных программой.</p> <p>Оценка «хорошо» выставляется, если обучающийся показывает полное знание программного материала, основной и дополнительной литературы; дает полные ответы на теоретические вопросы, допуская некоторые неточности; правильно применяет теоретические положения к оценке практических ситуаций; демонстрирует хороший уровень освоения материала и в целом подтверждает освоение компетенций, предусмотренных программой.</p> <p>Оценка «удовлетворительно» выставляется, если обучающийся показывает знание основного материала в объеме, необходимом для предстоящей профессиональной деятельности; при ответе на вопросы не допускает грубых ошибок, но испытывает затруднения в последовательности их изложения; не в полной мере демонстрирует способность применять теоретические знания для анализа практических ситуаций, подтверждает освоение компетенций, предусмотренных программой на минимально допустимом уровне.</p> <p>Оценка «неудовлетворительно» выставляется, если обучающийся имеет существенные пробелы в знаниях основного учебного материала по разделу; не способен аргументировано и последовательно его излагать, допускает грубые ошибки в ответах, неправильно отвечает на задаваемые преподавателем вопросы или затрудняется с ответом; не подтверждает освоение компетенций, предусмотренных программой.</p>

Итоговое оценивание обучающегося по дисциплине «Основы общей и неорганической химии»

Для оценки качества подготовки студента по дисциплине в целом составляется рейтинг – интегральная оценка результатов всех видов деятельности студента, осуществляемых в процессе ее изучения.

Промежуточная аттестация проводится по окончании изучения дисциплины во время зачетно-экзаменационной сессии, в соответствии с рабочим учебным планом по направлению подготовки – в форме экзамена.

Преподаватель на вводной лекции (первом занятии) знакомит обучающихся группы с программой учебной дисциплины, порядком определения количества ЗЕ, графиком, формами и процедурой прохождения текущего контроля, а также примерными вопросами для подготовки к промежуточному аттестации.

Промежуточная аттестация – это форма контроля теоретических знаний, полученных студентом в процессе изучения всей учебной дисциплины или ее части, и умения их применять в практической деятельности. Он должен учитывать выполнение студентом всех видов работ, предусмотренных программой дисциплины, в том числе самостоятельную работу, участие в семинарах.

Уровень освоения	Критерии освоения	Показатели и критерии оценки сформированности компетенции	Шкала оценивания (традиционная оценка)
Продвинутый	<p><i>Компетенции сформированы.</i> Демонстрируется высокий уровень самостоятельности, высокая адаптивность практического навыка</p>	<p>Теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество их выполнения оценено на «отлично».</p> <p>Обучаемый демонстрирует способность к полной самостоятельности (допускаются консультации с преподавателем по сопутствующим вопросам) в выборе способа решения неизвестных или нестандартных заданий в рамках учебной дисциплины с использованием знаний, умений и навыков, полученных как в ходе освоения данной учебной дисциплины, так и смежных дисциплин.</p>	«отлично»/зачтено
Базовый	<p><i>Компетенции сформированы.</i> Демонстрируется достаточный уровень самостоятельности устойчивого практического навыка</p>	<p>Теоретическое содержание курса освоено полностью, без пробелов необходимые практические навыки работы с освоенным материалом сформированы недостаточно, все предусмотренные программой обучения учебные задания выполнены, качество выполнения ни одного из них не оценено минимальной оценкой, некоторые виды заданий выполнены с несущественными ошибками. Качество выполнения заданий оценено преимущественно на «хорошо».</p> <p>Способность обучающегося продемонстрировать самостоятельное применение знаний, умений и навыков при решении заданий, аналогичных тем, которые представлял преподаватель при потенциальном формировании компетенции, подтверждает наличие сформированной компетенции, причем на более высоком уровне</p>	«хорошо»/зачтено
Пороговый	<p><i>Компетенции сформированы.</i> Демонстрируется недостаточный уровень самостоятельности практического навыка</p>	<p>Теоретическое содержание курса освоено частично, но пробелы не носят существенного характера, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом в основном сформированы, большинство предусмотренных программой обучения учебных заданий выполнено, некоторые из выполненных заданий, возможно, содержат ошибки. Качество выполнения заданий оценено преимущественно на</p>	«удовлетворительно»/зачтено

		«удовлетворительно». Если обучаемый демонстрирует самостоятельность в применении знаний, умений и навыков к решению учебных заданий в полном соответствии с образцом, данным преподавателем, по заданиям, решение которых было показано преподавателем, следует считать, что компетенция сформирована, но ее уровень недостаточно высок.	
Низкий	Компетенции не сформированы Демонстрируется отсутствие или фрагментарное наличие самостоятельности и практического навыка	Теоретическое содержание курса не освоено, необходимые практические навыки работы с освоенным материалом не сформированы, выполненные учебные задания содержат грубые ошибки. Неспособность обучаемого самостоятельно продемонстрировать наличие знаний при решении заданий, которые были представлены преподавателем вместе с образцом их решения, отсутствие самостоятельности в применении умения к использованию методов освоения учебной дисциплины и неспособность самостоятельно проявить навык повторения решения поставленной задачи по стандартному образцу свидетельствуют об отсутствии сформированной компетенции.	«неудовлетворительно»/ не зачтено

3. Типовые контрольные задания или материалы, необходимые для оценки знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций

3.1. Задания для оценивания результатов обучения в виде знаний

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Введение в лабораторный практикум. Техника безопасности»

1. При помощи какой посуды можно точно измерить объем?
2. Какие колбы используют для приготовления точных растворов?
3. Какую посуду и какие приборы используют для получения газообразных веществ?
4. Какой цвет имеет упаковочная лента мелкопористых бумажных фильтров? Для каких осадков предназначены данные фильтры?
5. Какие фильтры считаются беззольными?
6. Что такое фильтрование? Как правильно подготовить бумажный фильтр к работе?
7. Где проводятся очистка и сушка газообразных веществ?
8. Как можно увеличить скорость растворения твердых веществ?
9. Где проводят измельчение твердых веществ?
10. Что такое декантация? Когда ее используют?
11. В каких случаях используют складчатые, а в каких – гладкие фильтры?
12. Назовите правила работы с реактивами.
13. Назовите правила работы с легковоспламеняющимися жидкостями. Какие жидкости относятся к легковоспламеняющимся?
14. Перечислите посуду общего пользования.
15. Что указывает на термостойкость посуды?
16. Что используют в качестве нагревательных приборов в химической лаборатории?
17. В каких случаях используют водяные бани?
18. В каких случаях используют песчаные бани?
19. Как классифицируются реактивы по степени чистоты?

20. Каковы меры первой помощи при порезах стеклом? при ожогах кислотой? ожогах щелочами?

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Определение молекулярной массы углекислого газа»

1. Что называют молекулярной массой вещества? мольной массой? Какая связь между этими величинами?
2. Какие способы определения молекулярных масс газообразных веществ вы знаете?
3. Какой закон лежит в основе известных вам способов определения молекулярных масс?
4. Что представляет собой установка для получения углекислого газа?
5. Что называется относительной плотностью газа?
6. Какая реакция протекает в аппарате Киппа?
7. Чем заполнены склянки Дрекселя и какую роль они выполняют в процессе работы? Какая реакция протекает в склянке с гидрокарбонатом натрия?
8. С какой точностью необходимо производить взвешивание колбы с углекислым газом и воздухом?
9. Почему объем газов при расчетах масс газов и их молекулярных масс необходимо приводить к нормальным условиям?
10. Какие условия называются нормальными?
11. Как вычислить ошибку опыта (в процентах) по отношению к теоретическому значению молекулярной массы углекислого газа?

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Строение атома. Периодическая система элементов»

1. Напишите все квантовые числа электронов атома магния.
2. Атомы каких элементов имеют следующее строение наружного и предпоследнего электронных слоев:
 - a) $s^2 2p^6 3s^2 3p^1$;
 - d) $4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^0$;
 - b) $4s^2 4p^6 4d^7 5s^1$;
 - e) $3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$.
 - c) $3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$
3. Пользуясь правилом Хунда, распределите электроны по орбиталям, соответствующим низшему энергетическому состоянию, для атомов элементов с порядковыми номерами 22, 37, 61.
4. Написать электронные формулы ионов: Al^{3+} ; Cu^{2+} ; S^{2-} .
5. Структура валентного электронного слоя атома элемента выражается формулой:
 - a) $5s^2 5p^4$;
 - b) $3d^5 4s^1$.
 - c) $4d^5 5s^1$
 - d) $3s^2 3p^6$

Определите порядковый номер и название элемента.

6. Пользуясь правилом Хунда, распределите электроны по орбиталям, отвечающим высшему энергетическому состоянию атомов: P, Co, Ca.
7. Сколько свободных f-орбиталей содержится в атомах с порядковыми номерами: 59, 60, 90? Пользуясь правилом Хунда, распределите электроны по орбиталям для атомов этих элементов.
8. Напишите все квантовые числа для электронов атома натрия.
9. Написать электронные формулы ионов: Mn^{2+} ; I^- ; As^{3+} .
10. Среди приведенных ниже электронных конфигураций указать невозможные и объяснить причину невозможности их реализации:
 $1p^3$; $2s^2$; $3f^{12}$; $3p^6$; $2d^5$; $2p^4$; $3s^2$; $5d^2$; $3p^7$.

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Жесткость воды»

1. Что называется жесткостью воды?
2. Какие виды жесткости вы знаете?

3. В чем отличие временной жесткости от постоянной?
4. В каких единицах измеряется жесткость воды?
5. Назовите способы устранения жесткости воды.
6. Что такое титрование?
7. В чем заключается принцип метода определения жесткости воды?
8. На чем основан принцип метода определения ионов кальция?
9. Что такое эквивалентная точка? Как она определяется?
10. Какие растворы называются буферными и какими свойствами они обладают? Какой буферный раствор применяют при комплексонометрическом определении общей жесткости воды?
11. Какие индикаторы применяют при определении жесткости воды? Как они изменяют свою окраску в точке эквивалентности?

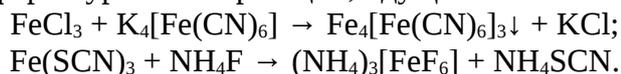
Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Комплексные соединения»

1. Какие соединения относятся к комплексным?
2. Что показывает координационное число комплексообразователя?
3. Напишите структурные формулы комплексных соединений следующего состава: $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$; $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot 3\text{KNO}_2$; $3\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$, заключив внутреннюю сферу комплекса в квадратные скобки.
 1. Разберите строение комплексных солей на примерах соединений: $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$; $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$. Определить заряд внутренней сферы, для атома – комплексообразователя укажите его координационное число и заряд.
 2. Составьте формулы комплексных соединений, состоящих из ионов: а) K^+ , Cd^{2+} , CN^- , б) Cu^{2+} , Cl^- , NH_4^+ ; в) Na^+ , Ag^+ , CN^- , если координационные числа Cd^{2+} , Cu^{2+} , Ag^+ соответственно равны 4, 4, 2.
 3. Напишите уравнения диссоциации следующих комплексных соединений: а) $\text{K}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$; б) $\text{Na}_4[\text{Ni}(\text{CN})_6]$; в) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$. Какой вид химической связи имеет место между комплексообразователем и лигандами, между внешней и внутренней сферами?
 4. Напишите уравнения вторичной диссоциации и составьте выражения для констант нестойкости следующих комплексных ионов $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{HgCl}_4]^{2-}$. Расставьте ионы в порядке возрастания их устойчивости, если константы нестойкости данных ионов соответственно равны $1 \cdot 10^{-13}$; $2 \cdot 10^{-9}$; $1 \cdot 10^{-35}$; $6 \cdot 10^{-17}$.
 5. Чем отличаются двойные соли от комплексных? Как диссоциируют в растворе те и другие? Приведите примеры.
 6. Как называются комплексы, если лигандами являются: а) молекулы аммиака; б) молекулы воды?
 10. Назовите комплексные соли:

а) $[\text{Pd}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_2\text{Cl}]\text{Cl}$;	б) $\text{Ba}[\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{SCN})_4]_2$;
в) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{NO}_3$;	г) $\text{K}_2[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$;
д) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{PO}_4]$;	е) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$;
 11. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений:
 - а) дицианоаргентат калия;
 - б) нитрат диакватетраамминникеля (II);
 - в) гексанитрокобальтат (III) калия;
 - г) трифторогидроксобериллат магния;
 - д) трихлоротриамминкобальт;
 - е) фосфатотетраамминхром;
 - ж) сульфат карбонатотетраамминхрома (III).
 12. Определите степень окисленности комплексообразователя в следующих комплексных ионах:

а) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$;	б) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2]^+$;
в) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]^+$;	г) $[\text{AuCl}_4]^-$;
д) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]^-$;	е) $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$.

13. Напишите в ионной форме уравнения реакций, идущих по схемам:



Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Скорость химической реакции»

1. Что называется скоростью химической реакции? От каких факторов она зависит?
2. Сформулируйте закон действия масс.
3. В чем заключается физический смысл константы скорости химической реакции? От каких факторов она зависит?
4. Объясните правило Вант-Гоффа.
5. Что такое температурный коэффициент скорости реакции?

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Химическое равновесие»

1. Какие реакции называются обратимыми?
2. Что такое химическое равновесие?
3. Что представляет собой математическое выражение для константы химического равновесия?
4. От каких факторов зависит константа химического равновесия?
5. По какому признаку классифицируют реакции на эндо- и экзотермические?
6. Что называется сдвигом химического равновесия?
7. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Качественные реакции на ионы»

1. Чем отличается дробный анализ смеси ионов от систематического анализа?
2. Какие реактивы называются групповыми? Приведите пример.
3. Какие реактивы называются специфическими? Приведите пример.
4. Какие реактивы называются селективными? Приведите пример.
5. На применении каких реактивов основан дробный метод анализа? Назовите достоинства этого метода и его недостатки.
6. Как проводят открытие ионов при систематическом ходе анализа?
7. С какими ионами $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ образует окрашенные соединения?
8. К какому реактиву, групповому или специфическому, следует отнести реактив Несслера, 2 н. раствор аммиака, нитрат серебра? Почему?
9. Какие важнейшие требования предъявляют к протеканию качественной аналитической реакции?
10. Что понимают под чувствительностью аналитической реакции?
11. При помощи какого реактива можно открыть ионы хлора и йода? При помощи какой реакции можно отличить хлорид серебра от иодида серебра? Реакции напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде.
12. Какие ионы мешают обнаружению ионов никеля (II) диметилглиоксимом при проведении дробного анализа? Как можно избавиться от мешающего влияния этих ионов?

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Гидролиз солей»

1. Какие реакции называются реакциями гидролиза?
2. Какие соли подвергаются гидролизу и почему?
3. Почему не все соли гидролизуются?
4. В чем состоит полный гидролиз солей? Приведите примеры.
5. Какой величиной рН характеризуются растворы солей, подвергающихся гидролизу?
6. Какими количественными величинами характеризуется гидролиз? Какая связь между этими величинами?
7. Перечислите факторы, влияющие на подавление гидролиза.
8. Как влияют температура и разбавление на гидролиз?

9. Перечислите факторы, влияющие на усиление гидролиза.
10. Почему не происходит гидролиз солей типа NaCl и K₂SO₄?

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Окислительно-восстановительные реакции»

1. Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным?
2. Что такое степень окисления элемента?
3. В чем состоит сущность процессов окисления и восстановления?
4. Какие элементы периодической системы обладают наиболее сильной окислительной и восстановительной способностью?
5. Почему большинство металлов проявляют только восстановительные свойства, а типичные неметаллы – окислительные?

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Свойства металлов и их гидроксидов»

1. Местоположение металлов в периодической системе Д.И.Менделеева. Изменение их свойств по периодам и группам.
2. Особенности характера химической связи и кристаллической решетки металлов.
3. Перечислите основные физические характеристики, присущие всем металлам.
4. Почему металлы в свободном состоянии окислительно-восстановительных реакциях всегда выступают в роли восстановителей?
5. В чем заключается специфика взаимодействия металлов с разбавленными и концентрированными кислотами?
6. Какие металлы способны вытеснять водород из воды?
7. С чем связан переход металлов в пассивное состояние при взаимодействии с концентрированными кислотами?
8. Какие металлы склонны вступать в реакцию с водными растворами щелочей. Приведите пример и подтвердите его уравнением реакции.
9. Какая разница существует в способах получения растворимых и нерастворимых гидроксидов?
10. Чем определяется основной и амфотерный характер гидроксидов?
11. Напишите реакции, подтверждающие амфотерный характер гидроксида хрома (III) и гидроксида свинца (II).

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Свойства элементов подгруппы меди»

1. Напишите электронные структуры атомов и ионов меди и серебра.
2. В чем заключается и чем объясняется сходство и различие металлов ряда меди от щелочных металлов?
3. Почему медь, серебро и золото не окисляются ионами водорода?
4. С какими кислотами реагируют медь, серебро и золото?
5. Составьте уравнения реакция: $\text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu(OH)}_2 \rightarrow [\text{Cu(NH}_3)_4](\text{OH})_2$.
6. Какую реакцию среды имеют водные растворы солей меди и почему?
7. Вычислите, сколько миллилитров 2 н. раствора азотной кислоты потребуется для растворения 20 г гидроксида меди(II).
8. Вычислите, сколько литров 92%-ного раствора серной кислоты плотностью 1,83 г/см³ потребуется для получения 20 кг медного купороса при действии серной кислоты на медь.
9. При действии на золото смеси азотной и соляной кислот (царской водки) образуется не нитрат, а хлорид золота. Чем это объясняется? Приведите уравнение реакции.
10. Можно ли готовить медный купорос в железном ведре? Ответ мотивируйте и приведите уравнение реакции.

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Свойства элементов подгруппы цинка»

1. Какова электронная конфигурация внешнего и предвнешнего энергетического уровня элементов подгруппы цинка?
2. Как образуются два неспаренных, валентных электрона в атомах элементов подгруппы цинка? Какие орбитали они занимают?
3. В чем сходство и различие в свойствах элементов подгрупп цинка и щелочно-земельных металлов?
4. Как изменяется активность металлов в ряду Zn, Cd, Hg? Поясните на примере взаимодействия с кислотами и с кислородом.
5. Как реагируют металлы Zn, Cd, Hg со щелочами?
6. Какая гидроксид Zn(OH)₂ или Cd(OH)₂ проявляет более основные свойства? Ответ мотивируйте.
7. Напишите уравнение реакции растворения ртути в концентрированной и разбавленной азотной кислоте.
8. Чем обусловлена склонность металлов подгруппы цинка к комплексообразованию? Напишите уравнение реакции образования аммиаката цинка.
9. Какие соединения получаются при взаимодействии аммиака с солями ртути?
10. Уравняйте реакцию методом электронного баланса:
$$\text{Cd} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}.$$

Контрольные вопросы к защите лабораторной работы «Галогены. Получение и свойства»

1. Какие элементы составляют семейство галогенов? Почему они так называются?
2. Каковы особенности строения атомов галогенов?
3. Каков химический характер галогенов, их возможные степени окисления?
4. Назовите природные соединения хлора.
5. Каковы физические свойства хлора?
6. Как получить хлорную воду?
7. Как получают хлор в промышленности и в лаборатории? Приведите соответствующие уравнения реакций.
8. Каковы химические свойства хлора? Приведите уравнения реакций.
9. Что происходит с хлорной водой на свету? Запишите уравнение химической реакции.
10. Почему хлор может вытеснять бром и йод из растворов их солей?
11. Как хлор взаимодействует со щелочами?
12. Каковы формулы высших оксидов и гидроксидов хлора?
13. Как ведет себя бертолетова соль при нагревании? Запишите уравнение реакции.
14. Какого типа связи образует хлор в своих соединениях? Приведите примеры.
15. Каковы физические свойства хлороводорода?
16. Что получается при растворении хлороводорода в воде?
17. Как можно получить хлороводород? Составьте соответствующие уравнения реакций.
18. Каковы химические свойства соляной кислоты? Напишите уравнения реакций.
19. Как распознать соляную кислоту и ее соли? Приведите уравнения качественных реакций.
20. Где применяются соляная кислота и хлориды?
21. Как правильно растворять хлороводород в воде?
22. Почему соляная кислота реагирует только с металлами, стоящими в ряду напряжений металлов до водорода?
23. Почему фтор является самым активным неметаллом?
24. Как называется раствор фтороводорода в воде?
25. Каковы особые химические свойства плавиковой кислоты? Почему она, в отличие от других галогеноводородных кислот, является слабым электролитом?
26. Где применяются фтор и его соединения?

Одинакова ли эквивалентная масса железа в соединениях хлорид железа (III) и хлорид железа (II)

...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) да; 2) нет

Задание №10 – выберите один вариант ответа

Средняя молярная масса воздуха равна ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) 11,2 г/моль; 2) 22,4 г/моль;
3) 29,0 г/моль; 3) 44 г/моль

Задание 11 – выберите один вариант ответа

Мышьяк образует оксид, в котором содержится 65,2% (масс.) As. Эквивалентная масса мышьяка равна ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) 74,9 г/моль; 2) 15,0 г/моль; 3) 24,9 г/моль;
4) 35,8 г/моль; 5) 49,8 г/моль

Задание 12 – выберите один вариант ответа

Отношение объема, занимаемого веществом, к его количеству называется ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) молярной массой; 2) числом Авогадро;
3) относительной плотностью газа; 4) молярным объемом

Задание 13 – выберите один вариант ответа

Относительная плотность газа по воздуху равна 1,17. Молекулярная масса этого газа равна ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) 44; 2) 22,4;
3) 33,9; 4) 11,2

Задание 14 – выберите один вариант ответа

Любое химически индивидуальное соединение имеет один и тот же количественный состав независимо от способа его получения. Это закон – ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) сохранения массы; 2) эквивалентов;
3) Авогадро; 4) постоянства состава

Задание 15 – выберите один вариант ответа

Химический элемент – это ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) простое вещество; 2) определенный вид молекул;
3) определенный вид атомов; 4) количество вещества

Задание 16 – выберите один вариант ответа

В равных объемах, взятых при одной и той же температуре и одинаковом давлении, содержится одинаковое число молекул. Это закон - ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) сохранения массы; 2) постоянства состава;
3) Авогадро; 4) эквивалентов;

Задание 17 – выберите один вариант ответа

Относительная плотность хлора по воздуху равна ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) 2,45; 2) 3,00;
3) 1,22; 4) 1,52

Задание №18 – выберите один вариант ответа

Кислота образуется при растворении оксида ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) N_2O ; 2) K_2O ;
3) SiO_2 ; 4) P_2O_5

- 1) металлические свойства; 2) относительная электроотрицательность;
3) атомный радиус; 4) основные свойства

Задание №14 – выберите один вариант ответа

В периодической системе Д.И. Менделеева в периоде слева направо уменьшаются (есть)...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) металлические свойства; 2) относительная электроотрицательность;
3) кислотные свойства; 4) энергия ионизации

Задание №15 – выберите один вариант ответа

В невозбужденном атоме серы содержится _____ неспаренных электронов

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) все электроны спаренные; 2) 6;
3) 4; 4) 2

Задание №16 – выберите один вариант ответа

У атома, для которого $n=3$, количество всех орбиталей равно...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) 6; 2) 4; 3) 12 ; 4) 14

Задание №17 – выберите один вариант ответа

В периодах с увеличением порядкового номера элемента значение атомного радиуса

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) Сначала уменьшается, а затем возрастает; 3) возрастает
2) Уменьшается 4) остается постоянным

Задание №18 – выберите один вариант ответа

Наибольшее число неспаренных электронов в основном состоянии содержит валентный энергетический уровень атома

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) Магния; 2) алюминия 3) Хлора 4) кремния

Задание №19 – выберите один вариант ответа

Электронная конфигурация валентного энергетического уровня $3s^23p^4$ соответствует основному состоянию атома ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) ${}^{16}_8\text{O}$; 2) ${}^{32}_{16}\text{S}$ 3) ${}^{79}_{34}\text{Se}$ 4) ${}^{52}_{24}\text{Cr}$

ТЕМА: «Химическая связь»

Задание № 1 – выберите один вариант ответа

Вещество, между молекулами которого существует водородная связь – это ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) Вода; 2) Метан; 3) Водород; 4) Бензол

Задание № 2 – выберите один вариант ответа

Соединение с ковалентной полярной связью образуются между атомами ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) типичных металлов и типичных неметаллов;
2) разных неметаллов;
3) одинаковых неметаллов;
4) с одинаковой электроотрицательностью

Задание № 3 – выберите один вариант ответа

Соединение с ионной связью образуются между атомами ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) типичных металлов и типичных неметаллов;
2) разных неметаллов;
3) одинаковых неметаллов;
4) с одинаковой электроотрицательностью

Задание № 4 – выберите один вариант ответа

В фосфорной кислоте H_3PO_4 связи ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) ковалентные полярные и ионные; 2) все ковалентные полярные;
3) все ионные; 4) ковалентные полярные и металлические;

Задание № 5 – выберите один вариант ответа

Ионная связь осуществляется в веществе ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) H_2SO_4 ; 2) O_2 ; 3) SO_2 ; 4) $NaBr$

Задание № 6 – выберите один вариант ответа

Наибольшей степенью ионности характеризуется химическая связь в соединении ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) SO_2 ; 2) Na_2O ; 3) H_2O ; 4) MgO ;

Задание № 7 – выберите один вариант ответа

Наибольшей степенью ионности характеризуется химическая связь в соединении

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) CF_4 ; 2) HF ; 3) BF_3 ; 4) LiF ;

Задание № 8 – выберите один вариант ответа

Орбитали центрального атома находятся в sp^3 – гибридизации в молекуле

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) SO_2 ; 2) $BeCl_2$; 3) CH_4 ; 4) BF_3 ;

Задание № 9 – выберите один вариант ответа

Орбитали атома углерода в молекуле CO_2 находятся в состоянии ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) dsp^2 ; 2) sp ; 3) sp^2 ; 4) sp^3 ;

Задание №10 – выберите один вариант ответа

Какие из следующих пар элементов должны образовывать ионные соединения: а) Na и O; б) P и S; в) Rb и F; г) C и O; д) Ba и Cl; е) N и Cl?

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) а; в; д; 2) а; б; в; 3) б; в; г;
4) в; г; д; 5) г; д; е.

Задание №11 – выберите один вариант ответа

Число π -связей одинаково в молекулах ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) CO_2 и N_2 ; 2) CH_3COOH и CO_2 ;
3) H_2SO_4 и H_3PO_4 ; 4) Cl_2O_7 и P_2O_5

Задание №12 – выберите один вариант ответа

Веществом с ковалентной полярной связью является ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) кислород; 2) бромид серебра; 3) алмаз; 4) сероводород.

Задание №13 – выберите один вариант ответа

Ковалентная связь, образованная по донорно-акцепторному механизму, присутствует в соединении ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) CO ; 2) NH_3BF_3 ; 3) N_2 ; 4) $AlCl_3$.

Задание №14 – выберите один вариант ответа

Веществом с ковалентной полярной связью является ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) водород; 2) аммиак; 3) ванадий; 4) хлорид натрия.

Задание №15 – выберите один вариант ответа

Ионную кристаллическую решетку имеет твердый ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) Fe_2O_3 ; 2) Si; 3) Mg; 4) KCl.

С увеличением давления равновесие обратимой химической реакции, уравнение которой $C_2H_4(g) + H_2O(g) \leftrightarrow C_2H_5OH(g) \dots$

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) Не изменится;
- 2) Сместится в сторону продуктов реакции;
- 3) Сместится в сторону исходных веществ

Задание № 17 – выберите один вариант ответа

Кинетическое выражение закона действия масс для реакции $2NO(g) + Cl_2(g) \rightarrow 2NOCl$ имеет вид:

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) $v=k[2NO] \cdot [Cl_2]$;
- 2) $v=k[NO] \cdot [Cl_2]$;
- 3) $v=k[NO]^2 \cdot [Cl_2]$;
- 4) $v=k \frac{[NOCl]}{Equation.3^2}$

Задание № 18 – выберите один вариант ответа

Какие из перечисленных воздействий приведут к изменению константы скорости реакции: а) изменение давления; б) введение в систему катализатора; в) изменение концентрации; г) изменение объема реакционного сосуда; д) повышение температуры?

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) б; а;
- 2) б; в;
- 3) б; д;
- 4) в; д

Задание № 19 – выберите все варианты ответа

Изменение каких факторов вызовет смещение химического равновесия в сторону прямой реакции в системе $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI + Q$

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) увеличение концентрации водорода;
- 2) уменьшение концентрации водорода;
- 3) уменьшение концентрации йодоводорода;
- 4) повышение давления;
- 5) повышение температуры

Задание № 20 – выберите один вариант ответа

В системе $2NO(g) + O_2(g) \rightarrow 2NO_2(g)$ при увеличении давления в системе в 3 раза скорость реакции ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) увеличится в 3 раза;
- 2) увеличится в 9 раз;
- 3) увеличится в 27 раз;
- 4) не изменится

Задание № 9 – выберите один вариант ответа

Температурный коэффициент скорости некоторой реакции равен 3. Как изменится скорость этой реакции, если повысить температуру на 40°C?

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) увеличится в 12 раз;
- 2) уменьшится в 12 раз;
- 3) увеличится в 81 раз;
- 4) уменьшится в 81 раз

Задание № 21 – выберите один вариант ответа

Как изменится скорость реакции $N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$, если объем реакционного сосуда увеличить в 2 раза?

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) увеличится в 4 раза;
- 2) уменьшится в 4 раза;
- 3) уменьшится в 16 раз;
- 4) увеличится в 16 раз

Задание № 22 – выберите один вариант ответа

Правило Вант-Гоффа выражает зависимость скорости химической реакции от ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) температуры;
- 2) времени;
- 3) концентрации;
- 4) природы реагентов;

Задание № 23 – выберите один вариант ответа

$2C(к.) + O_2(г.) \leftrightarrow 2CO(г.)$ имеет вид

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

1) $K_{равн.} = \frac{[CO]^2}{[C] \cdot [O_2]}$;

2) $K_{равн.} = \frac{[CO]^2}{[O_2]}$;

3) $K_{равн.} = \frac{[C]^2 \cdot [O_2]}{[CO]^2}$;

4) $K_{равн.} = \frac{[CO]^2}{[C]^2 \cdot [O_2]}$

Задание № 31– выберите один вариант ответа

Если увеличить давление в 10 раз, то скорость прямой реакции $H_2(г.) + Br_2(г.) \rightarrow 2HBr(г.)$, при условии ее элементарности, увеличится в ... раз

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

1) 100;

2) 10;

3) 20;

4) 200

Задание № 32– выберите один вариант ответа

Если температурный коэффициент реакции равен 2, то при повышении температуры от 20°C до 50°C скорость реакции увеличивается в ... раз

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

1) 6;

2) 8;

3) 2;

4) 16

Задание № 33– выберите один вариант ответа

Скорость химической реакции характеризует ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

1) изменение количеств веществ за единицу времени в единице объема или единице площади;

2) время, за которое заканчивается химическая реакция;

3) число структурных единиц вещества, вступивших в химическую реакцию;

4) движение молекул или ионов реагирующих веществ относительно друг друга.

Задание № 34– выберите один вариант ответа

Кинетическое уравнение реакции $2A(кр) + B(г) = A_2B(г)$ имеет вид...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

1) $V = k[A] \cdot [B]$;

2) $V = k[A]^2 \cdot [B]$;

3) $V = k[B]$;

4) $V = k[A]^2$.

Задание № 35– выберите один вариант ответа

По правилу Вант-Гоффа скорость реакции увеличивается в среднем в 2-4 раза при повышении температуры на ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

1) 10 градусов на каждый моль вещества;

2) 20 градусов;

3) 10 градусов;

4) 100 градусов.

Задание № 36– выберите один вариант ответа

В реагирующей системе $CH_3COOH_{(ж)} + C_2H_5OH_{(ж)} \leftrightarrow CH_3COOC_2H_5_{(ж)} + H_2O_{(ж)}$, $\Delta H < 0$ к смещению равновесия вправо приведет ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

1) введение катализатора (H_2SO_4);

2) увеличение давления;

3) увеличение температуры;

4) уменьшение температуры.

Задание № 37– выберите один вариант ответа

Константе равновесия реакции $4NH_3(г.) + 5O_2(г.) \leftrightarrow 4NO(г.) + 6H_2O(г.)$ соответствует выражение...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

$$K = \frac{[NO][H_2O]}{[NH_3][O_2]};$$

1)

$$K = \frac{4[NO]6[H_2O]}{4[NH_3]5[O_2]};$$

3)

$$K = \frac{[NO]^4[H_2O]^6}{[NH_3]^4[O_2]^5};$$

2)

$$K = \frac{[NH_3]^4[O_2]^5}{[NO]^4[H_2O]^6}.$$

4)

Задание № 38– выберите один вариант ответа

Константа скорости химической реакции не зависит от...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

1) катализатора;

2) температуры;

3) давления;

4) концентрации.

Задание № 39– выберите один вариант ответа

Кинетическое уравнение реакции $A_{(кр)} + 3 B_{(r)} = AB_{3(r)}$ имеет вид ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

1) $V = kC_A \times C_B;$

3) $V = kC_A^3 \times C_B^3;$

2) $V = kC_A;$

4) $V = kC^3.$

Задание № 40– выберите один вариант ответа

Если температурный коэффициент скорости реакции равен 2, то при охлаждении системы от 60°C до 30°C скорость реакции...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

1) увеличится в 6 раз;

2) уменьшится в 8 раз;

3) увеличится в 8 раз;

4) уменьшится в 6 раз.

ТЕМА «Растворы их свойства»

Задание №12 – выберите один вариант ответа

Для приготовления 200 г 0,9 %-ного раствора хлорида натрия необходимо ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

1) взвесить 0,9 г соли и добавить 199,1 г дистиллированной воды;

2) взвесить 1,8 г соли и добавить 198,2 г дистиллированной воды;

3) взвесить 9 г соли и добавить 191 г дистиллированной воды;

4) взвесить 18 г соли и добавить 182 г дистиллированной воды

Задание №13 – выберите один вариант ответа

Для приготовления 150 г 1 %-ного раствора хлорида натрия необходимо ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

1) взвесить 1,5 г соли и добавить 150 г дистиллированной воды;

2) взвесить 1,5 г соли и добавить 148,5 г дистиллированной воды;

3) взвесить 15 соли и добавить 200 г дистиллированной воды;

4) взвесить 15 г соли и добавить 135 г дистиллированной воды

Задание №14 – выберите один вариант ответа

Для приготовления 200 г 1 %-ного раствора $CaCl_2$...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

1) взвесить 1,0 г соли и добавить 200 г дистиллированной воды;

2) взвесить 1,0 г соли и добавить 199 г дистиллированной воды;

3) взвесить 2,0 г соли и добавить 198 г дистиллированной воды;

4) взвесить 2,0 г соли и добавить 200 г дистиллированной воды

Задание №15 – выберите один вариант ответа

Для приготовления 500 г 2 %-ного раствора хлорида натрия необходимо ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) взвесить 10 г соли и добавить 490 г дистиллированной воды;
- 2) взвесить 10 г соли и добавить 500 г дистиллированной воды;
- 3) взвесить 1,0 г соли и добавить 499 г дистиллированной воды;
- 4) взвесить 2,0 г соли и добавить 498 г дистиллированной воды

Задание №16 – выберите один вариант ответа

При растворении в 100 г воды 20 г соли получается ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) 20 % раствор;
- 2) 16,7 % раствор;
- 3) 50,6 % раствор;
- 4) 2 % раствор

Задание №17 – выберите один вариант ответа

При растворении в 100 г воды 30 г соли получается ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) 30 % раствор;
- 2) 23,1 % раствор;
- 3) 27,6 % раствор ;
- 4) 15 % раствор

Задание №18 – выберите один вариант ответа

Для приготовления 0,5 л раствора глюкозы ($C_6H_{12}O_6$) с молярной концентрацией 0,2 моль/л необходимо растворить ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) 18 г глюкозы;
- 2) 9 г глюкозы;
- 3) 90 г глюкозы;
- 4) 45 г глюкозы

Задание №19 – выберите один вариант ответа

Для приготовления 0,5 л хлорида натрия с молярной концентрацией 0,2 моль/л необходимо растворить ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) 11,7 г вещества;
- 2) 7,11 г вещества;
- 3) 8,55 г вещества;
- 4) 5,85 г вещества

Задание №20 – выберите один вариант ответа

Молярная концентрация раствора, в 500 мл которого содержится 16 г сульфата меди, равна ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) 0,2 моль/л;
- 2) 2,0 моль/л;
- 3) 0,1 моль/л;
- 4) 1,0 моль/л

Задание №21 – выберите один вариант ответа

Запись «0,1%-ный раствор KCl» означает, что ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) в 100 г раствора содержится 0,1 г хлорида калия;
- 2) в 100 мл раствора содержится 0,1 г хлорида калия;
- 3) в 1 л раствора содержится 0,1 г хлорида калия;
- 4) в 1 кг раствора содержится 0,1 г хлорида калия

Задание №22 – выберите один вариант ответа

Запись «0,2М раствор KCl» означает, что ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) в 100 г раствора содержится 0,2 моль хлорида калия;
- 2) в 100 мл раствора содержится 0,2 моль хлорида калия;
- 3) в 1 л раствора содержится 0,2 моль хлорида калия;
- 4) в 1 кг раствора содержится 0,2 моль хлорида калия

Задание №23 – выберите один вариант ответа

Запись «1н раствор HCl» означает, что ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) в 1 л раствора содержится 1 моль хлороводорода;
- 2) в 1 кг раствора содержится 1 моль эквивалента хлороводорода;
- 3) в 1 л растворителя содержится 1 моль эквивалента хлороводорода;
- 4) в 1 л раствора содержится 1 моль эквивалента хлороводорода

Задание №6 – выберите один вариант ответа

Коэффициент перед молекулой окислителя в уравнении реакции $\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ равен ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) 4; 2) 5; 3) 8; 4) 12

Задание №7 – выберите один вариант ответа

Коэффициент перед молекулой восстановителя в уравнении реакции $\text{CuSO}_4 + \text{KJ} = \text{CuJ} + \text{J}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$ равен ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) 1; 2) 2; 3) 4; 4) 8

Задание №8 – выберите один вариант ответа

Восстановителем в реакции $\text{H}_2\text{S} + \text{SO}_2 \rightarrow \text{S} + \text{H}_2\text{O}$ является ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) H_2O ; 2) S; 3) SO_2 ; 4) H_2S

Задание №9 – выберите один вариант ответа

Число электронов в процессе согласно схеме, $2\text{IO}_3^- + 12\text{H}^+ + \dots \bar{e} \rightarrow \text{I}_2 + 6 \text{H}_2\text{O}$, равно

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) 8; 2) 10; 3) 6; 4) 12

Задание №10 – выберите один вариант ответа

Число электронов в процессе согласно схеме,

$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + \dots \bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4 \text{H}_2\text{O}$, равно

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

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

Задание №11 – выберите один вариант ответа

Из приведенных ниже процессов, процессом восстановления является ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) $\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2$; 2) $\text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$;
3) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCl}_2$; 4) $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$

Задание №12 – выберите один вариант ответа

Степень окисления хлора равна +1 в соединении ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) HClO ; 2) HClO_4 ;
3) HClO_3 ; 4) HCl

Задание №13 – выберите один вариант ответа

Степень окисления хрома равна +6 в соединении ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; 2) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{OH})_6]$;
3) CrO_3 ; 4) $\text{Cr}(\text{OH})_3$

Задание №14 – выберите один вариант ответа

Группой веществ, проявляющих только окислительные свойства, является ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) нитрит калия, аммиак, азотная кислота;
2) перхлорат калия, оксид серы (VI), бихромат калия;
3) бромид калия, диоксид серы, кислород;
4) нитрат калия, водород, сероводород.

Задание №15 – выберите один вариант ответа

В реакции $2\text{KMnO}_4 + 3\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{MnO}_2 + 3\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH}$ восстанавливается ион ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) K^+ ; MnO_4^- ; SO_3^{2-} ; SO_4^{2-} ;

Задание №16 – выберите один вариант ответа

- 1) водород; 2) медь;
3) медь и водород; 4) кислород

Задание №25 – выберите один вариант ответа

И в гальваническом элементе, и в электролизере на катоде протекают процессы ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) только восстановления; 2) обмена;
3) только окисления; 4) и окисления и восстановления

Задание №26 – выберите один вариант ответа

Уравнение процесса, протекающего на инертном аноде при электролизе водного раствора хлорида натрия, имеет вид ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e}_{\text{Equation.3}} = \text{O}_2 + 4\text{H}^+$; 2) $2\text{Cl}^- - 2\bar{e}_{\text{Equation.3}} = \text{Cl}_2$;
3) $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = 4\text{OH}^-$; 4) $4\text{OH}^- - 4\bar{e} = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Задание №27– выберите один вариант ответа

При электролизе водного раствора сульфата натрия на катоде протекает реакция ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e}_{\text{Equation.3}} = \text{H}_2 + 4\text{OH}^-$; 2) $2\text{H}^+ + 2\bar{e}_{\text{Equation.3}} = \text{H}_2$;
3) $\text{Na} + \bar{e}_{\text{Equation.3}} = \text{Na}$; 4) $4\text{OH}^- - 4\bar{e}_{\text{Equation.3}} = \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$

Задание №28– выберите один вариант ответа

К окислительно-восстановительным относится реакция, схема которой имеет вид

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2) $\text{FeS} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$
3) $\text{FeCl}_3 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaCl}$
4) $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{H}_2$

Задание №29– выберите один вариант ответа

При работе гальванического элемента, состоящего из цинкового и никелевого электродов, погруженных в 0,02 М растворы их сульфатов, на катоде протекает реакция, уравнение которой имеет вид

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) $\text{Zn}^{2+} + 2e = \text{Zn}^0$ 3) $\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}^0$
2) $\text{Zn}^0 - 2e = \text{Zn}^{2+}$ 4) $\text{Ni}^0 - 2e = \text{Ni}^{2+}$

Задание №30– выберите один вариант ответа

При электролизе водного раствора сульфата меди (II) с инертными электродами на катоде происходит выделение вещества, формула которого имеет вид

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) Cu 3) H₂ NO₂ 4) O₂

Задание №31– выберите один вариант ответа

Схема процесса, при котором происходит окисление серы, имеет вид

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ 3) $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
2) $\text{S} + \text{P} \rightarrow$ 4) $\text{Cl}_2 + \text{S} \rightarrow$

Задание №32– выберите один вариант ответа

Сумма коэффициентов в уравнении окислительно-восстановительной реакции $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{NO}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ равна ...

ВАРИАНТЫ ОТВЕТОВ:

- 1) 21 2) 22 3) 18 4) 20

Задание №33 – выберите один вариант ответа

Практические задания

ТЕМА «Основные положения и законы»

1. Вычислите молекулярную массу газа, если его относительная плотность по водороду равна 8.
2. Вычислите молекулярную массу газа, если его относительная плотность по воздуху равна 0,55.
3. Масса 1 л сухого воздуха равна 1,293 г (н. у.). Условно принимая воздух за химическое соединение, вычислите его молекулярный вес.
4. Вычислите, какой объем занимают 44 г углекислого газа при нормальных условиях.
5. Какой объем занимают 32 г метана (СН₄) при нормальных условиях?
6. Вычислите массу: а) 1 м³ азота при 30°C и 500 кПа давления; б) 1 м³ азота при нормальных условиях; в) 1 м³ кислорода при 0°C и 500 кПа давления.
7. Сколько граммов хлорида натрия можно получить из 265 г карбоната натрия?
8. Сколько литров гремучего газа (условия нормальные) получается при разложении 1 моля воды электрическим током?

ТЕМА «Важнейшие классы и номенклатура неорганических соединений»

1. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакции взаимодействия:
 - а) сульфата меди с водным раствором аммиака;
 - б) хлорида аммония с гидроксидом натрия;
 - в) нитрата свинца с иодидом калия;
 - г) хлорида железа (II) с гексацианоферратом (III) калия;
 - д) хлорида железа (III) с роданидом аммония.
2. Составить уравнения, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:
 $\text{Fe}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$;
 $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$;
 $\text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuO} \rightarrow \text{Cu} \rightarrow \text{CuSO}_4 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
 $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCO}_3$;
 $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{KAlO}_2 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{AlOHSO}_4 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Al}(\text{NO}_3)_3$.
3. Какие из перечисленных веществ реагируют с гидроксидом калия: Mg(OH)₂, Al(OH)₃, ZnO, Ba(OH)₂, Fe(OH)₃? Написать уравнения соответствующих реакций.
3. Какие из указанных соединений будут попарно взаимодействовать: P₂O₅, NaOH, ZnO, AgNO₃, Na₂CO₃, KCl, Cr(OH)₃, H₂SO₄? Составить уравнения реакций.
5. Напишите реакции взаимодействия: а) сульфата кальция с фосфатом натрия; б) гидрокарбоната кальция с гидроксидом натрия; в) гидрокарбоната кальция с гашеной известью.

ТЕМА «Строение атома и систематика химических элементов»

1. Напишите все квантовые числа для электронов атома кислорода.
2. Пользуясь правилом Хунда, распределите электроны по орбиталям, отвечающим высшему энергетическому состоянию атомов: В, Mn, Al.
3. Записать электронные формулы атомов элементов с зарядом ядра: 8, 20, 48. Составить графические схемы заполнения электронами валентных орбиталей этих атомов.
4. Составить электронно-графические схемы ионов Fe²⁺ и Fe³⁺. Чем можно объяснить особую устойчивость электронной конфигурации иона Fe³⁺?
5. Указать особенности электронных конфигураций меди и хрома. Сколько 4s-электронов содержат невозбужденные атомы этих элементов?
6. Сколько вакантных 3d-орбиталей имеют возбужденные атомы: Cl; V; Mn.
7. На каком основании Cr и S; P и V расположены в одной группе периодической системы? Почему их помещают в разные подгруппы?
8. Выразите электронную конфигурацию атомов, пользуясь электронными формулами, для элементов с порядковыми номерами: 12, 23, 38.

ТЕМА «Химическая связь»

1. Объяснить с позиций метода валентных связей возможность образования молекулы C_2N_2 .
2. Какой тип гибридизации электронных облаков в молекулах и ионе: CS_2 , BBr_3 , CO_3^{2-} . Какова пространственная структура этих молекул и иона?
3. Сколько σ - и π - связей в молекулах CO_2 , C_2H_4 , N_2 .
4. Укажите гибридизацию центрального атома углерода в ацетоне. Каково число σ - и π - связей в этой молекуле.
5. Какова молекулярно-орбитальная электронная конфигурация молекулы P_2 ? Сколько в этой молекуле неспаренных электронов? Чему равен порядок связи в ней? Каковы магнитные свойства молекулы?
6. Опишите электронное строение двухатомной молекулы NO на основе теории МО. Каков порядок связи и магнитные свойства этой молекулы?

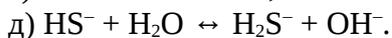
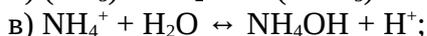
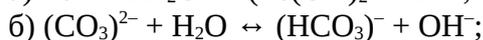
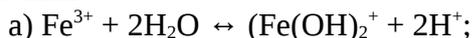
ТЕМА «Химическая термодинамика и кинетика»

1. Вычислите, как изменится скорость реакции $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$, если давление этой химической системы, находящейся в замкнутом сосуде, увеличить в два раза.
2. Реакция протекает по уравнению $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$. Вычислите, как изменится скорость прямой реакции, если концентрацию N_2 увеличить в 3 раза, а H_2 в пять раз.
3. Рассчитайте, во сколько раз уменьшится скорость реакции $2NO + O_2 \rightarrow 2NO_2$, если объем газовой смеси уменьшить в три раза.
4. В два сосуда одной и той же вместимости введены: в первый – 1 моль газа А и 2 моля газа В, во второй – 2 моля газа А и 1 моль газа В. Температура в обоих сосудах одинакова. Будет ли различаться скорость реакции между газами А и В в этих сосудах, если скорость реакции выражается: а) уравнением $v_1 = k_1[A][B]$; б) уравнением $v_2 = k_2[A]^2[B]$? Объясните почему.
5. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость химической реакции, протекающей в газовой фазе, если температуру повысить от 10 до 100°C? (Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.)
6. Вычислите, как изменится скорость реакции при повышении температуры на 60°C, если температурный коэффициент данной реакции (γ) равен 2.
7. Напишите выражение для константы равновесия системы $O_2 + 4HCl \leftrightarrow 2H_2O(\text{пар}) + 2Cl_2$. Вычислите, чему будут равны скорости прямой и обратной реакций, если давление в реакционной смеси увеличить в 3 раза. В сторону какого процесса сместится равновесие?
8. Напишите выражение константы равновесия гетерогенной системы $CaO(\text{к}) + 3C(\text{к}) \leftrightarrow CaC_2(\text{к}) + CO(\text{г})$.
9. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$ равна 0,16. Равновесная концентрация NO_2 равна 0,08 моль/л. Вычислите равновесную и первоначальную концентрации N_2O_4 .

ТЕМА «Растворы и их свойства»

1. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза солей: CH_3COONa , NH_4NO_3 , Na_2S , NH_4CN , $ZnCl_2$, $CuSO_4$. Для каждой соли определите тип гидролиза и реакцию среды.
2. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза солей: а) нитрата аммония; б) ацетата магния. Объясните, как влияют на гидролиз разбавление раствора и нагревание.
3. Почему растворы K_2CO_3 и $NaCN$ имеют щелочную реакцию, а растворы NH_4Cl и $ZnCl_2$ – кислую? Ответ подтвердите, составив уравнения гидролиза в молекулярном и ионном виде.
4. В каких случаях при гидролизе образуются: а) кислые соли; б) основные соли? Приведите по одному примеру на каждый случай с написанием уравнений гидролиза.

5. Подберите по два уравнения в молекулярном виде к каждому из кратких ионных уравнений:



6. В какую сторону сместится равновесие гидролиза KCN, если к раствору прибавить: а) щелочь; б) кислоту? Напишите уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде.

7. В какую сторону сместится равновесие гидролиза SbCl_3 , если к раствору прибавить: а) щелочь; б) кислоту? Напишите уравнение гидролиза соли в молекулярном и ионном виде.

8. При сливании растворов CrCl_3 и Na_2CO_3 образуется осадок гидроксида хрома (III). Объясните причину этого явления и напишите уравнения в молекулярном и ионном виде.

9. Укажите, какие из приведенных солей гидролизуются: KNO_3 , Na_2SO_4 , K_2S , KBr , CuCl_2 . Для солей, подвергающихся гидролизу, составьте ионные и молекулярные уравнения реакций. Определите тип гидролиза и реакцию среды.

10. Определите среду раствора соли $(\text{NH}_4)_2\text{S}$, если известно, что константа диссоциации NH_4OH равна $1,76 \cdot 10^{-5}$, а константа диссоциации H_2S по первой ступени равна $1,0 \cdot 10^{-7}$.

11. Закончите уравнения следующих реакций (с учетом возможности необратимого гидролизобразуемых солей):



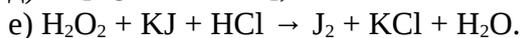
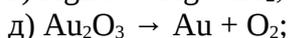
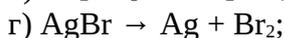
ТЕМА «Окислительно-восстановительные и электрохимические процессы»

1. Определите степень окисления в соединениях: азота – HNO_3 , KNO_2 , NH_3 , NO_2 , N_2O , N_2 ; серы – H_2S , S , SO_2 , H_2SO_4 , KHSO_3 . Все соединения назовите.

2. Что имеет место – окисление или восстановление – при переходах:

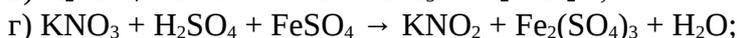


3. Определите тип окислительно-восстановительных реакций и подберите коэффициенты:



4. Какие из указанных веществ – PH_3 , K_2SO_3 , K_2MnO_4 , HNO_3 , SO_3 , KBr , V_2O_5 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaHSO_4 , PbO_2 , SnCl_2 , H_2S , HClO , KNO_2 , NH_3 , MnO_2 – могут проявлять только окислительные свойства? только восстановительные свойства? как окислительные, так и восстановительные свойства?

5. Подберите коэффициенты в следующих окислительно-восстановительных реакциях:



ТЕМА «Общие свойства металлов и неметаллов»

1. Вычислите, сколько миллилитров 2 н. раствора азотной кислоты потребуется для растворения 20 г гидроксида меди(II).

2. Вычислите, сколько литров 92%-ного раствора серной кислоты плотностью $1,83 \text{ г/см}^3$ потребуется для получения 20 кг медного купороса при действии серной кислоты на медь.

3. Напишите уравнение реакции растворения ртути в концентрированной и разбавленной азотной кислоте.

4. Уравняйте реакцию методом электронного баланса:



5. Составьте электронную формулу атома марганца.

6. Уравняйте следующие реакции методом электронного баланса:



7. Какое значение pH у растворов хлорида железа (III), хлорида кобальта (III), хлорида никеля (II)? Напишите молекулярное и ионные уравнения реакций взаимодействия хлорида железа (III) с раствором карбоната натрия в присутствии воды.

8. Составьте электронные и молекулярные уравнения, происходящие при разряде и заряде железо-никелевого аккумулятора.

9. Вычислите, сколько граммов перманганата калия потребуется для окисления 7,6 г сульфата железа (II) в нейтральной и кислой среде.

10. При действии соды на хлорид железа (III) в осадок выпадает не карбонат, а гидроксид железа (III). Объясните почему и приведите соответствующие уравнения реакции.

11. Учитывая, что гидроксид железа (III) обладает амфотерными свойствами, представьте это соединение в виде железистых орто- и мета-кислот. Приведите название калийных солей этих кислот.

12. Запишите электронную конфигурацию внешнего слоя атома углерода в возбужденном состоянии.

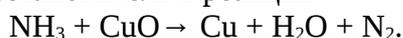
13. Напишите электронную формулу молекулы азота и молекулы аммиака.

14. Учитывая, что молекула NH_3 лучший акцептор протона H^+ , чем молекула воды, напишите схему равновесия, имеющегося в водном растворе NH_3 и выражение константы этого равновесия.

15. Напишите уравнения реакций взаимодействия аммиака с азотной, угольной, серной и фосфорной кислотами в молекулярном и ионном виде.

16. Вычислить плотность аммиака по воздуху.

17. Определить окислитель и восстановитель в реакции



18. Виноградский показал, что процесс бактериального окисления аммиака в почве (нитрификация) протекает в две фазы:

а) сначала аммиак окисляется до азотистой кислоты;

б) азотистая кислота окисляется далее в азотную;

в) азотная кислота с карбонатами почвы образует нитрат кальция.

Представьте эти процессы химическими уравнениями.

19. Определите, что образуется при взаимодействии раствора хлорида аммония с раствором гидроксида натрия при нагревании. Напишите уравнение протекающей реакции.

4. Перечень вопросов к промежуточной аттестации

1 семестр

1. Основное содержание атомно-молекулярного учения.
2. Закон сохранения массы Ломоносова – Лавуазье.
3. Закон постоянства состава.
4. Закон кратных отношений. З
5. Закон эквивалентов. Эквивалент и эквивалентная масса.
6. Закон объемных отношений.
7. Закон Авогадро. Мольный объем. Относительная плотность.
8. Простое вещество и химический элемент.
9. Оксиды (основные, кислотные, амфотерные).
10. Кислоты (классификация кислот по силе, основности и по наличию кислорода в составе кислоты).

11. Соли (кислые, основные, средние, двойные, смешанные).
12. Основания.
13. Периодический закон Д.И. Менделеева. Структура периодической таблицы. Значение периодической системы.
14. Строение атома. Ядерная модель атома. Теория строения атома по Бору. Квантово-механическая модель атома.
15. Квантовые числа и атомные орбитали.
16. Размещение электронов в атоме согласно принципу наименьшей энергии, принципу Паули, правилу Гунда. Правило Клечковского.
17. Развитие периодического закона. Состав атомного ядра. Изотопы. Радиоактивность.
18. Периодическое изменение свойств химических элементов. Энергия ионизации. Сродство к электрону. Размеры атомов и ионов. Электроотрицательность.
19. Энергетические эффекты. Энтальпия. Теплота образования.
20. Термохимические законы. Термохимические расчеты.
21. Энтропия.
22. Энергия Гиббса.
23. Общее представление о скорости химических реакций (гомогенные и гетерогенные реакции). Факторы, влияющие на скорость. Закон действующих масс. Константа скорости.
24. Зависимость скорости химической реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.
25. Энергия активации, активные молекулы.
26. Необратимые и обратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Принцип Ле-Шателье. Факторы, влияющие на смещение химического равновесия.
27. Общие понятия о катализе. Гомогенный катализ. Механизмы гомогенных каталитических процессов. Факторы, влияющие на скорость гомогенного катализа.
28. Гетерогенный катализ. Теории гетерогенного катализа. Факторы, влияющие на скорость гетерогенного катализа.
29. Основные виды и характеристики химической связи (длина связи, энергия связи, угол связи).
30. Способы образования ковалентной связи (обменный и донорно-акцепторный). Сущность ковалентной связи. Полярность связи.
31. Метод валентных связей. Направленность и насыщенность ковалентной связи.
32. Основные положения метода молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы распределения электронов в молекуле.
33. Гибридизация атомных орбиталей. Пространственная конфигурация молекул. Полярные и неполярные молекулы.
34. Ионная связь, механизм ее образования, основные отличия ионной связи от ковалентной полярной связи.
35. Металлическая связь.
36. Типы взаимодействия молекул. Ван-дер-Ваальсовы силы.
37. Водородная связь (внутримолекулярная и межмолекулярная).
38. Комплексные соединения. Координационная теория. Строение и свойства комплексных соединений.
39. Номенклатура и классификация комплексных соединений.
40. Диссоциация комплексных соединений. Устойчивость комплексных соединений. Константа нестойкости. Природа химической связи в комплексных соединениях.

2 семестр

1. Общие понятия о растворах. Отличие и сходство растворов с механическими смесями и химическими соединениями.
2. Сольватная теория растворов.
3. Способы выражения концентрации растворов.
4. Растворимость.

5. Водные растворы электролитов. Слабые и сильные электролиты. Константа диссоциации. Закон разведения Оствальда.
6. Теория сильных электролитов. Понятие об активности растворов.
7. Произведение растворимости.
8. Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель.
9. Гидролиз солей. Факторы, влияющие на гидролиз. Константа гидролиза.
10. Ионные реакции.
11. Жесткость воды. Способы ее умягчения.
12. Растворы неэлектролитов. Давление насыщенного пара над раствором.
13. Повышение температуры кипения растворов и понижение температуры кристаллизации.

Законы Рауля.

14. Осмос и осмотические давления. Закон Вант-Гоффа.
15. Степень окисления элементов в соединениях. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР). Окислитель и восстановитель. Процесс окисления и процесс восстановления.
16. Типы ОВР. Окислительно-восстановительный эквивалент.
17. Химические источники электрической энергии. Причины возникновения электрического тока в гальванических элементах.
18. Электродный потенциал. Уравнение Нернста.
19. Электролиз. Законы электролиза.
20. Применение электролиза в промышленности. Рафинирование металлов.

Электрохимические методы получения металлов.

21. ЭДС гальванических элементов. Разновидности гальванических элементов. Топливные элементы.
22. Коррозия химическая и электрохимическая. Контактная коррозия. Коррозия при неравномерной аэрации.
23. Факторы, влияющие на коррозию. Способы предупреждения коррозии.
24. Водород. Получение водорода. Свойства и применение водорода. Перекись водорода.
25. Галогены. Химические свойства галогенов.
26. Соединения галогенов с водородом.
27. Кислородсодержащие соединения водорода.
28. Подгруппа кислорода. Получение и свойства кислорода. Сера, селен, теллур.
29. Подгруппа азота. Получение и свойства азота. Соединения азота.
30. Фосфор.
31. Мышьяк, сурьма, висмут.
32. Подгруппа углерода. Аллотропия. Углеродсодержащие соединения.
33. Свойства металлов 1–3 групп главных подгрупп периодической системы элементов.
34. Свойства металлов побочных подгрупп 5–8- групп периодической системы элементов.

5. Методические материалы, определяющие процедуры оценивания знаний, умений, навыков и (или) опыта деятельности, характеризующих этапы формирования компетенций

По дисциплине предусмотрены следующие формы контроля качества подготовки:

- текущий (осуществление контроля за всеми видами аудиторной и внеаудиторной деятельности обучающегося с целью получения первичной информации о ходе усвоения отдельных элементов содержания дисциплины);
- промежуточный (оценивается уровень и качество подготовки по конкретным разделам дисциплины).
- контроль самостоятельной работы студента.

Результаты текущего и промежуточного контроля качества выполнения студентом запланированных видов деятельности по усвоению учебной дисциплины являются показателем качества работы обучающегося за время изучения дисциплины.

Итоговый контроль проводится в форме промежуточной аттестации – экзамена.

Текущий контроль успеваемости предусматривает оценивание хода освоения дисциплины, промежуточная аттестация обучающихся – оценивание результатов обучения по дисциплине, в том числе посредством испытания в форме экзамена.

Оценивание знаний, умений и навыков по учебной дисциплине «Основы общей и неорганической химии» осуществляется посредством использования следующих видов оценочных средств:

- устные опросы;
- индивидуальные устные опросы по разделам (модулям) дисциплины (промежуточный контроль знаний);
- выполнение и защита лабораторных работ;
- решение заданий в тестовой форме;
- выполнение практических заданий;
- экзамен.

Опросы

Устные опросы проводятся во время лабораторных занятий и при проведении промежуточного контроля знаний по разделам (модулям) дисциплины.

Вопросы опроса, проводимого во время лабораторных занятий, не должны выходить за рамки объявленной для данного занятия темы. Устные опросы необходимо строить так, чтобы вовлечь в тему обсуждения максимальное количество обучающихся в группе, проводить параллели с уже пройденным учебным материалом данной дисциплины и смежными курсами, находить удачные примеры из современной действительности, что увеличивает эффективность усвоения материала на ассоциациях. Основные вопросы для устного опроса доводятся до сведения студентов на предыдущем лабораторном занятии.

Индивидуальные устные блиц-опросы (по форме «вопрос-ответ») по разделам (модулям) дисциплины проводятся с целью определения степени усвоения теоретического материала и понятийного аппарата по всему разделу (модулю) дисциплины. Примерный перечень вопросов для индивидуального устного блиц-опроса представлены в рабочей программе дисциплины и доводятся до сведения студентов до начала курса.

При оценке опросов анализу подлежит точность формулировок, связность изложения материала, обоснованность суждений, опора на методические материалы.

Решение заданий в тестовой форме

Проводится периодически в течение изучения дисциплины. Каждому студенту отводится на тестирование по 1 минуте на каждое задание. Оценка результатов тестирования производится преподавателем, результат выдается немедленно по окончании теста, преподаватель комментирует правильные ответы. До окончания теста студент может еще раз просмотреть все свои ответы на задания и при необходимости внести коррективы. При прохождении тестирования пользоваться конспектами лекций, учебниками, и иными материалами не разрешено.

Выполнение практических заданий

Выполнение практических заданий осуществляется на лабораторных занятиях по предложенным преподавателям условиям. Задания выполняются индивидуально, при этом не запрещается обсуждение хода выполнения задания и результатов обучающимися. Результат докладывается одним из обучающихся, остальные обучающиеся могут предлагать иной вариант решения вопроса, при этом аргументируя свою точку зрения. Решение задач также обсуждается на практических занятиях.

Выполнение и защита лабораторных работ

Лабораторные работы проводятся в рамках тем (разделов), наиболее значимых в формировании практических (профессиональных) компетенций. Они выполняются индивидуально каждым обучающимся на основе разработанных методических указаний с

использование специального оборудования, аппаратуры и химических реактивов. На каждую лабораторную работу выделяется определенное количество часов, прописанное в рабочей программе дисциплины, в пределах которого обучающийся обязан ее выполнить. Лабораторные работы являются средством применения и реализации полученных обучающимся теоретических знаний, умений и навыков в ходе выполнения учебно-практической исследовательской задачи, связанной с получением конкретного значимого результата с помощью реальных средств деятельности. При выполнении лабораторных работ выявляются способности обучающегося получать новые знания в процессе практической деятельности, обобщать, систематизировать и фиксировать их.

Защита лабораторной работы проводится индивидуально каждым обучающимся после ее выполнения на основе письменного отчета при условии полного соблюдения требований к его оформлению. Защита работы проводится в виде опроса, который позволяет оценить умение и владение обучающегося излагать суть поставленной задачи, самостоятельно применять стандартные методы решения поставленной задачи с использованием имеющейся лабораторной базы, проводить анализ полученного результата работы.

Экзамен

Промежуточная аттестация по дисциплине «Общая и неорганическая химия» завершает изучение курса и проходит в виде экзамена. Экзамен проводится согласно расписанию зачетно-экзаменационной сессии. До экзамена не допускаются студенты, не сдавшие хотя бы одну из текущих аттестаций (индивидуальный устный блиц-опрос по разделу дисциплины). Экзамен может быть выставлен автоматически по результатам текущего и промежуточного контроля знаний и достижений, продемонстрированных студентом на лабораторных занятиях, при условии успешного выполнения самостоятельной работы. Фамилии студентов, получивших экзамен автоматически, объявляются в день проведения экзамена до начала промежуточной аттестации.

До начала экзамена все студенты группы размещаются в аудитории по одному человеку за столом. Экзамен принимает лектор. Время подготовки ответа при сдаче экзамена в устной форме должно составлять не менее 30 минут (по желанию обучающегося ответ может быть досрочным). Время ответа – не более 15 минут.

Проведение экзамена состоит из двух этапов:

1. Ответ на теоретические вопросы билета.
2. Ответ на дополнительные вопросы преподавателя по курсу дисциплины.

По итогам всех этапов и результатам текущей успеваемости выставляется итоговая отметка.

Преподаватель вправе повысить получившееся значение, основываясь на результатах текущей успеваемости студента и его работы на лабораторных занятиях. Таким образом, оценка знаний студента на экзамене носит комплексный характер и определяется его:

- ответом на экзамене;
- оценкой самостоятельной работы;
- оценками, полученными обучающимися по итогам выполнения и защиты лабораторных работ, решением тестовых заданий, опросов и т.д.

Основой для определения оценки служит уровень усвоения обучающимися материала, предусмотренного рабочей программой. Результаты прохождения экзамена объявляются всей группе.

В случае неудовлетворительного результата испытания назначается день и время повторного (по графику ликвидации задолженностей). Присутствие посторонних лиц в ходе проведения аттестационных испытаний без разрешения ректора или проректора не допускается (за исключением работников университета, выполняющих контролирующие функции в соответствии со своими должностными обязанностями). В случае отсутствия ведущего преподавателя аттестационные испытания проводятся преподавателем, назначенным письменным распоряжением декана факультета.

Инвалиды и лица с ограниченными возможностями здоровья, допускаются на аттестационные испытания в сопровождении ассистентов-сопровождающих.

Камчатский государственный технический университет

Кафедра «Экология и природопользование»

Ляндзберг Р.А., Саушкина Л.Н.

**ЛАБОРАТОРНЫЙ ПРАКТИКУМ ПО ОБЩЕЙ И НЕОРГАНИЧЕСКОЙ
ХИМИИ
Часть I**

Учебно-методическое пособие для обучающихся по всем специальностям и направлениям подготовки бакалавров очной и заочной форм обучения

Петропавловск-Камчатский
2021

Рецензент:
Бонк А.А.
К.б.н., доцент, зав.кафедрой ВБРА
ФГБОУ ВО «КамчатГТУ»

Лабораторный практикум по общей и неорганической химии. Ч. I: Учебно-методическое пособие для обучающихся по всем специальностям и направлениям подготовки бакалавров очной и заочной форм обучения/ Р.А. Ляндзберг, Л.Н. Саушкина. — Петропавловск-Камчатский: КамчатГТУ, 2021. —83 с.

Практикум составлен в соответствии с требованиями к обязательному минимуму содержания дисциплин «Химия», «Основы общей и неорганической химии», «Общая и неорганическая химия», входящих в основные образовательные программы подготовки специалистов и бакалавров по специальностям направлениям федеральных образовательных стандартов высшего образования.

Учебно-методическое пособие рассмотрено и утверждено на заседании учебно-методического совета КамчатГТУ (протокол №4 от 01.12.2021 г.)

Оглавление

Введение	4
Основные этапы проведения лабораторного практикума	5
Химические реактивы, посуда, правила работы в лаборатории	6
Определение молекулярной массы углекислого газа	12
Скорость химических реакций	17
Химическое равновесие	21
Жесткость воды	24
Определение щелочности котловой воды	31
Определение рН в различных средах с помощью индикаторов.....	35
Гидролиз солей.....	40
Комплексные соединения	45
Окислительно-восстановительные реакции	50
Свойства металлов и их гидроксидов	56
Коррозия металлов и способы защиты от нее	60
Электролиз водных растворов электролитов	67
Качественные реакции на ионы. Дробный метод анализа.....	70
Литература.....	79
Приложения	80
А. Соотношения между некоторыми внесистемными единицами измерения и единицами измерения СИ.....	80
Б. Важнейшие физические константы в системе СИ	81
В. Таблица растворимости неорганических веществ в воде при комнатной температуре	82
Г. Стандартные электродные потенциалы металлов	83

ВВЕДЕНИЕ

Лабораторный практикум по общей и неорганической химии имеет целью ознакомить вчерашних школьников с основными методами проведения лабораторных работ, где студенты-первокурсники своими руками должны выполнить достаточно простые химические эксперименты.

Сложность написания данного учебного пособия определяется тем, что оно должно охватывать не только работы по общей и неорганической химии, но и включать ряд работ по аналитической химии (качественный анализ), электрохимии (коррозия металлов и электролиз), анализу воды и т. д. Некоторые из этих работ требуют применения специальной аппаратуры, с которой обучаемые не сталкиваются в школьном курсе химии.

Перед началом работы в лаборатории общей и неорганической химии студенты должны обязательно изучить «Инструкцию по технике безопасности» и взять на себя обязательства неукоснительно ей следовать, о чем делается запись в «Журнале по технике безопасности».

Все лабораторные эксперименты выполняются полумикрометодом, т. е. капельными количествами реактивов, что позволяет развивать такие, безусловно, полезные качества, как наблюдательность и аккуратность.

Составление отчетов по каждой выполненной работе в соответствии с требованиями международной системы ЕСКД (Единая система оформления конструкторской и технологической документации) позволит студентам овладеть навыками оформления инженерных документов в их будущей производственной и научной деятельности.

Для облегчения усвоения материала в каждой работе приводится достаточно подробное теоретическое описание изучаемого вопроса, в конце - перечень контрольных вопросов, которые, как правило, задает преподаватель при приеме отчета по данной лабораторной работе.

Завершение курса подразумевает выполнение всех лабораторных работ, включая контрольную, сдачу отчетов по ним и получение зачета или допуска к экзамену.

ОСНОВНЫЕ ЭТАПЫ ПРОВЕДЕНИЯ ЛАБОРАТОРНОГО ПРАКТИКУМА

1. Теоретический этап

- 1.1. Ознакомиться с целью работы и заданием.
- 1.2. Продумать, какие понятия, законы, правила необходимо использовать для достижения поставленной цели. В учебной литературе, лекциях найти ответы на эти вопросы. Определить, какие меры безопасности следует соблюдать.

2. Экспериментальный этап

- 2.1. Собрать прибор или установку.
- 2.2. Провести опыт, тщательно наблюдая за всеми происходящими явлениями и измеряя необходимые физические величины. Сделать записи в отчете к лабораторной работе.

3. Обработка экспериментальных данных

3.1. Объяснить наблюдаемые явления, составить уравнения химических реакций в разных формах (молекулярной, ионной, термохимической) в соответствии с заданием.

3.2. Если эксперимент количественный, необходимо выполнить соответствующие вычисления с той же точностью, которая достигается в измерениях. При выполнении расчетов единицы измерения должны быть переведены в систему измерения СИ (прил. А, Б).

3.3. При построении графиков полученных экспериментальных зависимостей следует руководствоваться следующими правилами:

- для графика необходимо отвести поле не менее 1/2 тетрадного листа;
- на координатных осях указываются переменные величины и единицы, в которых они измеряются. По оси абсцисс (ось x) откладывают независимую переменную, т. е. величину, задаваемую самим экспериментатором, а по оси ординат (ось y) - определяемую величину;
- масштаб следует выбирать таким образом, чтобы график занимал все поле чертежа, экспериментальные точки не сливались друг с другом и по возможности располагались по диагонали графика, координаты любой точки на графике определялись легко и быстро, без ненужных расчетов;
- масштабы по осям абсцисс и ординат могут быть разными;
- точка пересечения координатных осей должна соответствовать нулевому значению аргумента и функции;
- масштабные величины необходимо отмечать на осях координат через равные интервалы;
- точки следует соединять плавной кривой (или прямой) таким образом, чтобы большинство из них лежало на кривой (или прямой) или располагалось по обе стороны от кривой (или прямой) на равном от нее расстоянии.

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКТИВЫ, ПОСУДА, ПРАВИЛА РАБОТЫ В ЛАБОРАТОРИИ

1. Химическая посуда

Химическая посуда, используемая при проведении лабораторного практикума по химии, по назначению делится на несколько групп:

– общего пользования: пробирки, стаканы, колбы плоскодонные и конические (колбы Эрленмейера), кристаллизаторы, воронки, часовые стекла, бюксы;

– мерная посуда: цилиндры, мензурки, пипетки Мора и градуированные пипетки, мерные колбы;

– посуда специального назначения: колбы Вюрца, круглодонные колбы, колбы Кьельдаля, осушительные склянки (Тищенко, Вульфа, Дрекслея), аппарат Киппа, эксикаторы;

– посуда из фарфора и других материалов: шпатели, ступки, выпарительные чашки, тигли и лодочки.

В качестве наиболее употребительной посуды в химии и неорганической химии используют химические стаканы различной емкости и пробирки. Матовый значок на стенке стакана указывает на термостойкость стекла, из которого он изготовлен. Этот значок имеют и плоскодонные, и конические колбы любой емкости - от 50 до 2000 мл. Пробирки бывают конические и цилиндрические, разных размеров.

При работе со стеклом и особенно при сборке приборов надо помнить, что стекло имеет способность трескаться, если его сильно сдавить, легко биться при ударе и лопаться от неравномерного нагрева. Порез может быть достаточно серьезным, сопровождаться ожогом и загрязнением. Полученную рану следует сразу промыть сильной струей воды, освободить от остатков стекла, промыть перекисью водорода, остановить кровотечение.

2. Химические реактивы и правила работы с ними

Реактивы - это индивидуальные вещества, их растворы или смеси определенного состава, предназначенные для лабораторных работ, научных исследований и химического анализа. Химические реактивы по степени чистоты принято разделять на группы, характеристики которых приведены в таблице 1.

Таблица 1

Классификация химических реактивов по степени чистоты

Маркировка	Степень чистоты	Содержание примесей
«ч»	Чистый	$2 \cdot 10^{-5}$ - $1,0 \cdot 10^{-5}$
«чда»	Чистый для анализа	$1,0 \cdot 10^{-5}$ - $0,4 \cdot 10^{-5}$
«хч»	Химический чистый	$5 \cdot 10^{-6}$ - $0,05 \cdot 10^{-6}$
«осч»	Особенно чистый	$1,0 \cdot 10^{-10}$ - $1,0 \cdot 10^{-14}$

Твердые реактивы хранят в стеклянных и полиэтиленовых банках, а жидкие - в склянках. В зависимости от свойств веществ банки и склянки закрывают стеклянными, полиэтиленовыми, резиновыми и корковыми пробками. Гигроскопичные вещества хранят в бюксах, эксикаторах, запаянных ампулах, склянках с хлоркальциевыми трубками и банках с притертыми пробками. Пробки банок можно заливать парафином. Реактивы, изменяющиеся под действием света, хранят в темных склянках. Газы в больших количествах хранят в баллонах, в небольших - в газовых бюретках и газометрах.

Реактивы, необходимые для проведения эксперимента, помещают в специальные деревянные горки, которые устанавливаются на лабораторных столах. Концентрированные растворы кислот, щелочей, аммиака находятся в вытяжном шкафу.

При работе с реактивами необходимо соблюдать следующие правила:

– оберегать реактивы от загрязнения. Не сливать излишки растворов и не сыпать твердые вещества обратно в сосуд, из которого они взяты. Не путать пробки разных склянок! После употребления реактива склянку надо тотчас закрыть пробкой и поставить на место;

– на всех склянках с реактивами всегда должны быть этикетки с названием вещества или химической формулой и указанием его качества. Для растворов должна быть указана концентрация;

– реактивы надо брать в возможно малых количествах, за исключением тех случаев, когда в описании опыта указано его точное количество. Если реактив наливается из склянки, он не должен попадать на этикетку;

– при налипании реактива (особенно кислоты или щелочи) нельзя наклоняться над отверстием пробирки или колбы, так как брызги могут попасть в лицо;

– твердые вещества следует брать при помощи стеклянных, фарфоровых, пластмассовых шпателей, лопаточек, а жидкие - с помощью пипетки;

– при нагревании или кипячении жидкостей (особенно с осадком) отверстие пробирки нельзя направлять в сторону работающего соседа;

– не надо пробовать реактивы на вкус, а при исследовании запаха не надо вдыхать его непосредственно из склянки или пробирки. При исследовании запаха вещества пробирку следует держать в левой руке так, чтобы отверстие находилось ниже уровня носа, и правой рукой направлять к себе ток воздуха;

– все работы с легковоспламеняющимися жидкостями (бензол, эфир, спирт, ацетон и др.) необходимо проводить в стороне от огня и включенных нагревательных приборов.

В случае воспламенения надо тушить огонь не водой, а песком, или асбестовым покрывалом, или с помощью углекислотного огнетушителя;

– все опыты, сопровождающиеся выделением ядовитых или дурнопахнущих веществ (сероводорода, окислов азота, сернистого газа, хлора и др.), следует проводить при включенной вентиляции в вытяжном шкафу;

– при попадании реактива на кожу надо немедленно смыть вещество водой. Если на кожу попала сильная кислота (серная, азотная, соляная и т. п.), то после промывания водой пораженное место обрабатывают раствором гидрокарбоната

натрия NaHCO_3 ; если на кожу попала щелочь - слабым раствором борной H_3BO_3 или уксусной кислоты CH_3COOH . Все эти средства хранятся в аптечке первой медицинской помощи у лаборанта. При более сложных случаях необходимо обратиться к врачу.

3. Весы и взвешивание

Обычно в химических лабораториях применяют техно-химические и аналитические весы. Технохимические весы позволяют определить массу с точностью до 0,01 г, а аналитические до 0,0001 г. К весам прилагается комплект гирь, называемый разновесом. Гири из разновеса берут пинцетом и помещают на чашку весов в определенном порядке: сначала большие, а затем (постепенно) меньшие. При взвешивании предмета его кладут на левую чашку, а гири на правую.

Технохимические весы имеют приспособление, называемое арретиром, которое поддерживает чашки весов в нерабочем состоянии. Чтобы привести весы в рабочее положение, нужно опустить арретир. Снимать и класть предметы и разновесы следует при опущенном (нерабочем состоянии) арретире. Взвешивание можно считать законченным, если отклонение стрелки весов влево и вправо от средней черты станет одинаковым. После взвешивания надо сразу же вернуть гири в разновес.

При взвешивании следует соблюдать следующие правила:

- перед взвешиванием весы следует уравновесить;
- не ставить на весы горячие или мокрые предметы;
- при работе с жидкостями не допускать попадания жидкости на весы и разновесы;
- взвешиваемый предмет следует помещать на левую чашку весов, а разновесы на правую;
- не класть взвешиваемое вещество прямо на чашку весов, а только в специальную посуду (часовое стекло или бюкс) или на фильтровальную бумагу;
- брать гири только пинцетом и не пользоваться ими из другого разновеса;
- последовательные взвешивания производить на одних и тех же весах;
- по окончании взвешивания весы арретировать.

4. Измерение объема

Измерение объема жидкостей производят с помощью мерной посуды: цилиндров, колб, бюреток, пипеток и т. п.

Мерные цилиндры, мензурки и мерные стаканы используются в тех случаях, когда нужно относительно грубо измерить объем жидкости.

Мерные колбы применяют для приготовления растворов определенных концентраций или разбавления растворов в то или иное число раз. Они имеют специфическую форму и единственную кольцевую метку на длинном узком горле, указывающую, до какого уровня должна наливаться жидкость, а цифра на

колбе указывает ее емкость в миллилитрах. Точность измерения объема доходит до 0,1%.

Бюретки - это длинные стеклянные трубки, градуированные на десятые доли миллилитра, емкостью 1, 2, 5, 10, 20, 25, 50, 100 мл. Они позволяют точно измерять объем вытекающей жидкости или выделяющегося газа. Точность измерения объема - 0,1%.

Для отбора точных объемов пользуются градуированными и неградуированными пипетками (пипетками Мора). Пипетки - это длинные стеклянные трубки с оттянутым концом и резервуаром для жидкости, калиброванные на определенный объем. Градуированную пипетку можно использовать для отмеривания всего объема или части его.

Вся мерная посуда изготавливается из химического стекла, не рассчитанного на резкие перепады температур.

5. Нагревательные приборы и нагревание

В качестве нагревательных приборов в химической лаборатории используются электроплитки, сушильные шкафы, электропечи (муфели), спиртовки, бани.

Водяные бани представляют собой металлические или стеклянные емкости с водой, имеющие обогрев. В качестве стеклянной водяной бани можно использовать химический стакан, в который помещают пробирки с реактивами. На водяной бане можно нагреть вещества до температуры, которая на 5-10°C ниже температуры кипения воды, а на песчаной бане - до температуры 350°C. Для кратковременного нагрева пробирок используют спиртовки.

Для сушки веществ пользуются сушильными шкафами, которые имеют электрический обогрев и терморегулятор, позволяющий поддерживать постоянную температуру.

6. Измельчение

Для измельчения твердых веществ чаще всего применяют различные ступки: фарфоровые, металлические, агатовые. Металлические ступки используют для грубого измельчения, фарфоровые - для более тонкого, агатовые - для материалов с высокой твердостью.

Размер ступки необходимо выбирать в соответствии с количеством вещества. Ступки нельзя использовать для нагревания.

7. Отделение твердых компонентов от жидких

Для отделения твердых компонентов от жидких применяются фильтрование и декантация. Фильтрование - это процесс отделения жидкости от твердого вещества через фильтрующий материал с одновременным задерживанием на его поверхности осадка.

Фильтрующими материалами могут быть бумага, вата, стекловата, ткань. Различают бумажные фильтры: обычные и беззольные. Их характеристики приведены в таблице 2. Беззольным считается фильтр в том случае, если масса золы, образующейся при его сгорании, не превышает 0,0001 г.

Таблица 2

Характеристики бумажных фильтров

Цвет ленты	Диаметр пор, нм	Характеристика бумаги и тип осадка
Красная или черная	10	Широкопористая, быстрофильтрующая, для грубых осадков
Белая	Около 3	Средней пористости, для крупных осадков
Синяя	1-2,5	Мелкопористая, для тонкодисперсных осадков
Зеленая	Менее 1	Высокоплотная, для очень тонкодисперсных осадков
Желтая	3	Обезжиренная бумага

Когда целью фильтрования является выделение твердого осадка, используют гладкий фильтр (рис. 1, а). Если нужно получить чистую жидкость, применяют складчатый, или плоеный, фильтр (рисунок 1, б). Фильтр обязательно помещают внутрь стеклянной воронки так, чтобы он плотно прилегал к ее стенкам. Размер фильтра должен быть таким, чтобы он, после того как его вставят в воронку, не доходил до ее края на несколько миллиметров. Правильно уложенный фильтр немного смачивают жидкостью, которую будут фильтровать, или дистиллированной водой.

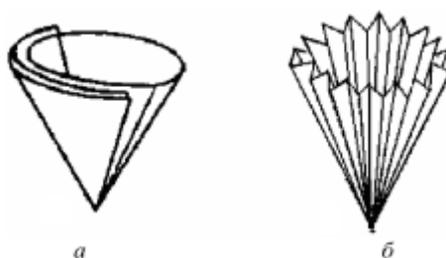


Рис.1. Виды фильтров: а – гладкий; б – складчатый

Для отделения мелкокристаллического осадка и ускорения фильтрации пользуются фильтрованием под вакуумом или фильтрованием с отсасыванием. Для отделения тяжелого осадка применяют декантацию - сливание жидкости с осадка. Для фильтрования агрессивных жидкостей применяют воронки и тигли Шотта (воронки с впаянной пористой стеклянной пластинкой).

8. Растворение твердых веществ

Приготовление растворов - одна из важнейших операций в неорганическом синтезе. При ее выполнении необходимо соблюдать следующие правила:

– растворы следует готовить на дистиллированной воде;

– обычно растворение проводят в стеклянном или фарфоровом стаканах, колбах Эрленмейера (конических), склянках. Для приготовления точных растворов пользуются мерными колбами. Если вещество растворяется с большим выделением тепла, то раствор готовят в тонкостенной фарфоровой или термостойкой стеклянной посуде. Емкость сосуда, где будет приготавливаться раствор, должна быть немного больше заданного объема. Каждую склянку с раствором нужно снабжать этикеткой или надписью;

– в сосуд наливают немного растворителя, а затем всыпают вещество, перемешивают и доливают растворитель;

– к легкогидролизующимся веществам добавляют вещество, предотвращающее гидролиз, а затем растворяют в воде;

– для увеличения скорости растворения используют измельчение растворимого вещества, перемешивание и нагревание раствора с осадком.

9. Получение и сушка газов

Газ в лаборатории можно получить при взаимодействии твердого вещества и раствора, при термическом разложении веществ и из баллона со сжатым газом. Форма и конструкция прибора для получения будут зависеть от свойств получаемого газа.

Если газ получают разложением твердого вещества, то последнее помещают в пробирку, закрепленную горизонтально, чтобы выделяющаяся влага не стекала к месту нагрева.

Если газ выделяется при взаимодействии жидкости с твердым веществом, то используют пробирки или колбы Вюрца, аппарат Киппа. Аппарат Киппа - прибор непрерывного действия, используемый для получения больших количеств газа.

Газы, как промышленные, так и получаемые в лаборатории, загрязнены сопутствующими веществами, а газы, выделенные из водных растворов, содержат воду. Очистка и сушка газов производятся в специальных сосудах - склянках Тищенко, Вульфа, Дрекслея и др.

Контрольные вопросы

1. При помощи какой посуды можно точно измерить объем?
2. Какие колбы используют для приготовления точных растворов?
3. Какую посуду и какие приборы используют для получения газообразных веществ?
4. Какой цвет имеет упаковочная лента мелкопористых бумажных фильтров? Для каких осадков предназначены данные фильтры?
5. Какие фильтры считаются беззольными?
6. Что такое фильтрование? Как правильно подготовить бумажный фильтр к работе?
7. Где проводятся очистка и сушка газообразных веществ?
8. Как можно увеличить скорость растворения твердых веществ?

9. Где проводят измельчение твердых веществ?
 10. Что такое декантация? Когда ее используют?
 11. В каких случаях используют складчатые, а в каких - гладкие фильтры?
 12. Назовите правила работы с реактивами.
 13. Назовите правила работы с легковоспламеняющимися жидкостями.
- Какие жидкости относятся к легковоспламеняющимся?
14. Перечислите посуду общего пользования.
 15. Что указывает на термостойкость посуды?
 16. Что используют в качестве нагревательных приборов в химической лаборатории?
 17. В каких случаях используют водяные бани?
 18. В каких случаях используют песчаные бани?
 19. Как классифицируются реактивы по степени чистоты?
 20. Каковы меры первой помощи при порезах стеклом? при ожогах кислотой? ожогах щелочами?

ОПРЕДЕЛЕНИЕ МОЛЕКУЛЯРНОЙ МАССЫ УГЛЕКИСЛОГО ГАЗА

1. Цель работы

Ознакомление с основными газовыми законами и методами определения молекулярной массы газообразных веществ.

2. Задание

- 2.1. Измерить массу колбы с воздухом.
- 2.2. Измерить массу колбы с углекислым газом.
- 2.3. Определить объем колбы.
- 2.4. Измерить атмосферное давление и температуру, при которых проводится эксперимент.
- 2.5. Провести расчеты молекулярной массы CO_2 тремя способами.
- 2.6. Определить относительную ошибку опыта.

3. Теоретическая часть

Молекулярной массой вещества называют число, показывающее, во сколько раз масса его молекулы больше $1/12$ массы изотопа углерода-12, т. е.

$$M_r = \frac{m}{\frac{1}{12}m(C)} = 12 \frac{m}{m(C)},$$

где M_r - молекулярная масса вещества;

m - масса одной молекулы вещества, кг;

$m(C)$ - масса одного атома углерода ^{12}C , равная $1,99 \cdot 10^{-26}$ кг.

Из уравнения видно, что молекулярная масса вещества - величина относительная, а поэтому безразмерная.

Часто молекулярной массой или относительной молекулярной массой простого или сложного вещества называют массу его молекулы, выраженную в атомных единицах массы. В настоящее время за атомную единицу массы (а. е. м.) принята 1/12 часть массы атома изотопа углерода-12 (^{12}C).

Так как масса углерода равна $1,99 \cdot 10^{-26}$ кг, то

$$1 \text{ а. е. м.} = \frac{m(\text{C})}{12} = \frac{1,99 \cdot 10^{-26}}{12} = 1,66 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г.}$$

Молекулярную массу газообразного вещества можно определить, пользуясь величиной относительной плотности первого газа по второму, мольным объемом, а также ее можно вычислить по уравнению Клапейрона - Менделеева.

По закону Авогадро равные объемы любых газов при одинаковых условиях (давлении и температуре) содержат одинаковое число молекул. Поэтому если определить массы равных объемов двух газов, то мы получим соотношение

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

где m_1, m_2 - массы равных объемов двух газов;

M_1, M_2 - их молекулярные массы. m

Соотношение $\frac{m_1}{m_2}$ называется относительной плотностью m_2 первого газа по второму и обозначается D_2^1 . Таким образом,

$$D_2^1 = \frac{M_1}{M_2}, M_1 = D_2^1 M_2.$$

Зная молекулярную массу одного из газов (M_2) и определив относительную плотность по нему другого газа (D_2^1), мы найдем его молекулярную массу.

Согласно следствию из закона Авогадро, один моль любого газа при нормальных условиях (давлении 101,325 кПа, или 760 мм рт. ст., и температуре 0°C) занимает объем 22,4 л. Этот объем называется мольным объемом газа. Таким образом, зная массу газа (m_1) и измерив его объем при нормальных условиях (V_0), мы сможем составить пропорцию:

$$\begin{array}{l} M_1 \text{ занимает объем } 22,4 \text{ л} \\ m_1 \text{ занимает объем } V_0, \end{array}$$

откуда

$$M_1 = \frac{m_1}{V_0} 22,4,$$

где M_1 - мольная масса, г/моль. Мольная масса - это масса одного моля вещества, которая выражается обычно в г/моль. Мольная масса вещества, выраженная в г/моль, имеет то же численное значение, что и его относительная молекулярная масса, выраженная в а. е. м.

Условия эксперимента обычно отличаются от нормальных условий, поэтому измеренный в опыте объем газа V необходимо привести к нормальным

условиям по формуле, объединяющей газовые законы Гей-Люсака и Бойля-Мариотта:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0},$$

где V - объем газа, измеренный в условиях опыта при давлении P и температуре T , мл;

V_0 - объем газа при нормальных условиях (н. у.), мл.

Отсюда

$$V_0 = \frac{PVT_0}{P_0T}.$$

Нормальными условиями называются такие, когда давление газа $P_0 = 101,325$ кПа (1 атм, или 760 мм рт. ст.) и температура $T_0 = 273,15$ К, или 0°C .

Мольную массу газа можно также вычислить по уравнению Менделеева – Клапейрона

$$PV = \frac{m_1}{M_1}RT,$$

где R - универсальная газовая постоянная, имеющая различные значения в зависимости от того, в каких единицах измеряются давление и объем. Приняв размерность объема в мл и давления в мм рт. ст., получим следующую величину:

$$R = 62\,400 \text{ мл} \cdot \text{мм рт. ст./град} \cdot \text{моль}.$$

Определив массу m_1 в объеме V и измерив давление P и температуру T в условиях опыта, можно вычислить мольную массу M_1 .

Молекулярные массы, определенные этими способами, не вполне точны, потому что рассмотренные газовые законы и уравнение Клапейрона - Менделеева строго справедливы лишь при очень малых давлениях, когда среднее расстояние между молекулами значительно больше их собственных размеров и взаимодействие молекул друг с другом практически отсутствует.

4. Порядок выполнения работы

В эксперименте определяется молекулярная масса углекислого газа, который получают в аппарате Киппа (рисунок 2) действием 10%-ной соляной кислоты на мрамор. Полученный газ пропускают через склянки с гидрокарбонатом натрия и концентрированной серной кислотой.

В аппарате Киппа и в склянке с NaHCO_3 протекают следующие реакции:



В склянке с H_2SO_4 происходит поглощение паров воды.

Перед началом работы чистую сухую колбу плотно закройте резиновой пробкой. Отметьте парафиновым карандашом уровень, до которого доходит пробка в горле колбы, и взвесьте колбу на теххимических весах с точностью до 0,01 г. Наполните колбу углекислым газом с помощью аппарата Киппа, проверив

полноту заполнения горячей спичкой. Колбу с углекислым газом закройте пробкой и взвесьте на технoхимических весах.

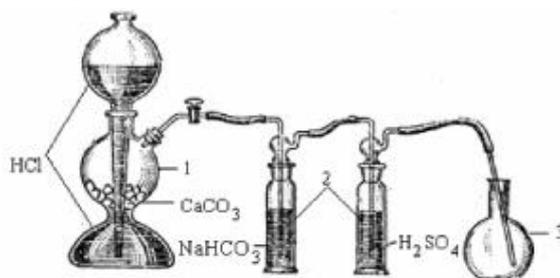


Рис. 2. Установка для получения и очистки углекислого газа:
1 – аппарат Киппа; 2 – склянки Дрекселя; 3 – приемник CO₂

Определите объем колбы, наполнив ее водой до метки, и измерьте объем воды с помощью мерного цилиндра. С помощью барометра и термометра определите давление и температуру, соответствующую проведению эксперимента. Полученные данные внесите в таблице 3.

При определении массы воздуха в объеме колбы (m_3) исходят из того, что один литр воздуха при нормальных условиях весит 1,29 г.

Молекулярную массу углекислого газа (M_{CO_2}) рассчитывают тремя способами.

1. *Расчет молекулярной массы углекислого газа по относительной плотности.* Под последней понимают отношение масс равных объемов двух газов при одинаковых условиях. Обычно это отношение определяют для объемов, приведенных к нормальным условиям. Расчет ведут по формуле

$$M_{CO_2} = 29 \frac{m_{CO_2}}{m_B},$$

где 29 - средняя молекулярная масса воздуха;

$\frac{m_{CO_2}}{m_B}$ относительная плотность углекислого газа по воздуху.

Таблица 3

Данные	Условные обозначения	Расчетная формула	Числовое значение
Масса колбы с воздухом	m_1 , г		
Масса колбы с CO ₂	m_2 , г		
Объем колбы в условиях опыта	V , мл		
Барометрическое давление	P , мм рт. ст.		
Температура опыта	T , К	$t^{\circ}C + 273$	
Объем колбы, приведенный к нормальным условиям	V_0 , мл	$\frac{PVT_0}{P_0T}$	
Масса воздуха в объеме колбы	m_B , г	$\frac{1.29V_0}{1000}$	
Масса CO ₂ в объеме колбы	m_{CO_2}	$m_2 - (m_1 - m_B)$	

2. *Расчет молекулярной массы углекислого газа по мольному объему (V_0).* Если мольный объем выражен в мл, то расчет ведут по формуле

$$M_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2}}{V_0} 22400.$$

3. *Расчет молекулярной массы углекислого газа по уравнению Клапейрона-Менделеева.* При расчете по этой формуле обратите внимание на размерность давления (P) и объема (V), а также, соответственно, на величину универсальной газовой постоянной (R):

$$M_{\text{CO}_2} = \frac{m_{\text{CO}_2} RT}{PV}.$$

По всем трем способам вычислите погрешность по формуле:

$$\Delta = \frac{M_{\text{теор}} - M_{\text{эксп}}}{M_{\text{теор}}} 100\%,$$

где $M_{\text{эксп}}$ – молекулярная масса, определенная расчетным путем, а. е. м.;
 $M_{\text{теор}}$ – молекулярная масса, вычисленная путем сложения атомных масс компонентов молекулы, а. е. м.

5. *Содержание отчета*

В отчет включается цель работы, задание, основные этапы выполнения работы (приводится рисунок аппарата Киппа и реакции получения и очистки CO_2). В отчете приводится заполненная таблица, расчет M_{CO_2} тремя способами с вычислением погрешности опыта для каждого способа. В выводе делается заключение о точности определения M_{CO_2} всеми способами.

Контрольные вопросы

1. Что называют молекулярной массой вещества? мольной массой? Какая связь между этими величинами?
2. Какие способы определения молекулярных масс газообразных веществ вы знаете?
3. Какой закон лежит в основе известных вам способов определения молекулярных масс?
4. Что представляет собой установка для получения углекислого газа?
5. Что называется относительной плотностью газа?
6. Какая реакция протекает в аппарате Киппа?
7. Чем заполнены склянки Дрекселя и какую роль они выполняют в процессе работы? Какая реакция протекает в склянке с гидрокарбонатом натрия?
8. С какой точностью необходимо производить взвешивание колбы с углекислым газом и воздухом?
9. Почему объем газов при расчетах масс газов и их молекулярных масс необходимо приводить к нормальным условиям?
10. Какие условия называются нормальными?

11. Как вычислить ошибку опыта (в процентах) по отношению к теоретическому значению молекулярной массы углекислого газа?

12. Вычислите молекулярную массу газа, если его относительная плотность по водороду равна 8.

13. Вычислите молекулярную массу газа, если его относительная плотность по воздуху равна 0,55.

14. Масса 1 л сухого воздуха равна 1,293 г (н. у.). Условно принимая воздух за химическое соединение, вычислите его молекулярный вес.

15. Вычислите, какой объем занимают 44 г углекислого газа при нормальных условиях.

16. Какой объем занимают 32 г метана (CH₄) при нормальных условиях?

17. Вычислите массу: а) 1 м³ азота при 30°C и 500 кПа давления; б) 1 м³ азота при нормальных условиях; в) 1 м³ кислорода при 0°C и 500 кПа давления.

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

1. Цель работы

Ознакомление с кинетическими закономерностями протекания химических реакций. Экспериментальное исследование влияния изменения концентрации реагирующих веществ и температуры на время протекания реакций и ее скорость.

2. Задание

2.1. Провести реакцию между тиосульфатом натрия Na₂S₂O₃ и серной кислотой H₂SO₄, меняя концентрацию реагирующих веществ и температуру.

2.2. Графически проиллюстрировать зависимость времени протекания реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры.

2.3. Сделать вывод о влиянии температуры и концентрации на скорость химической реакции.

3. Теоретическая часть

Знания о скорости химических реакций помогают определять экономическую эффективность производства тех или иных веществ, находить способы управления технологическими процессами, прогнозировать протекание реакций, происходящих вокруг нас.

Скорость химических реакций измеряется изменением концентрации реагирующих веществ или продуктов реакции в единицу времени, поэтому средняя скорость реакции может быть выражена как:

$$V_{\text{ср}} = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t},$$

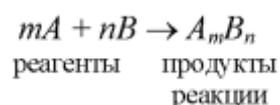
где C₂ и C₁ – концентрации реагирующих веществ (продуктов) в моменты времени t₂ и t₁ соответственно.

Знаки (-) и (+) показывают, концентрации каких веществ, исходных или продуктов, используются для расчета скорости реакции. Поскольку концентрация веществ обычно измеряется в молях на литр, а время в секундах, то размерность скорости реакции будет $\text{моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$.

На скорость реакции влияют многие факторы, главными из которых являются природа реагирующих веществ, их агрегатное состояние, среда, в которой протекает реакция, концентрация взаимодействующих веществ, температура, наличие катализаторов, давление в случае газовых реакций, степень измельчения в случае твердых веществ и т. д.

Влияние концентрации на скорость химических реакций выражается через закон действующих масс: *скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ с учетом их природы и стехиометрических коэффициентов*. Закон действующих масс является основным законом химической кинетики.

Таким образом, для реакции вида:



скорость выражается следующим кинетическим уравнением:

$$V = k[A]^m[B]^n,$$

где V —скорость реакции;

$[A], [B]$ — концентрации реагирующих веществ, моль/л;

m, n —стехиометрические коэффициенты;

k — константа скорости реакции, зависящая от природы реагирующих веществ и температуры.

Нетрудно заметить, что при условии, когда концентрации всех реагирующих веществ или произведение их концентраций равны 1 моль/л, уравнение скорости примет вид $V = k$, т. е. константа скорости реакции будет численно равна скорости, что определяет физический смысл константы.

Закон действующих масс учитывает лишь концентрации газообразных или растворенных веществ и не учитывает концентрации твердых веществ, ибо их концентрация постоянна, и они реагируют лишь с поверхности. Состояние твердого вещества или степень развития его поверхности учитывается константой скорости реакции.

Важным фактором, влияющим на скорость реакций, является температура. Повышение температуры увеличивает количество активных молекул (за счет роста их кинетической энергии) и приводит к возрастанию частоты их столкновений, что существенно повышает скорость реакции. Голландский физикохимик Я. Вант-Гофф (первый нобелевский лауреат по химии) опытным путем установил, что изменение температуры на 10°C приводит к изменению скорости большинства химических реакций в среднем в 2–4 раза.

Отношение, показывающее, во сколько раз меняется скорость реакции при изменении температуры на 10°C , называется температурным коэффициентом (γ).

Правило Вант-Гоффа математически выражается следующей формулой:

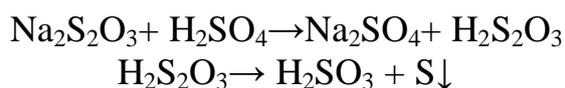
$$V_{t_2}^0 = V_{t_1}^0 \gamma^{\frac{\Delta t^0}{10}},$$

где $V_{t_1}^0$, $V_{t_2}^0$ – скорость реакции при температурах t_2^0 и t_1^0 соответственно;
 Δt^0 – разница между температурами t_2^0 и t_1^0 ;

γ – температурный коэффициент реакции (его величина обычно лежит в пределах 2–4).

4. Порядок выполнения работы

Исследование зависимости скорости реакции от концентрации веществ и температуры проводится на примере реакции между тиосульфатом натрия и серной кислотой:



Эта реакция протекает в две стадии. Образующаяся по первой стадии тиосерная кислота $\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$ является неустойчивым соединением и распадается на сернистую кислоту H_2SO_3 и элементарную серу S , частички которой сразу же начинают коагулировать (слипаться), что приводит сначала к легкому помутнению раствора (опалесценции), а затем к выпадению непрозрачного осадка.

Скорость реакции определяется по времени ее протекания, где началом является момент соединения $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ с H_2SO_4 , а окончанием – появление первых признаков помутнения раствора.

Для приобретения навыков регистрации времени реакции проведите тренировочный опыт, взяв в пробирку 10 капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$. Затем добавьте 10 капель воды, перемешайте и добавьте 1 каплю H_2SO_4 , отметив этот момент по часам с секундной стрелкой. Внимательно следите за изменением состояния раствора. При первых признаках помутнения отметьте по часам, сколько времени прошло с момента начала реакции.

Опыт 1. Зависимость времени протекания реакции от концентрации реагирующих веществ.

Возьмите сухую пробирку, внесите 5 капель раствора $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$, добавьте 10 капель воды, перемешайте и добавьте 1 каплю H_2SO_4 . Отметьте время начала и конца реакции. Повторите опыт и запишите полученные данные в таблицу 1 (в графу «Время» запишите среднее время протекания реакции из двух опытов).

Проведите два опыта, взяв 10 капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ и 5 капель воды, и два опыта, взяв только 15 капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ (во всех случаях добавляется 1 капля H_2SO_4). Средние данные занесите в таблицу 4.

Опыт 2. Зависимость времени протекания реакции от температуры.

Все опыты этой серии проводятся при одной и той же концентрации (10 капель $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$ + 10 капель H_2O).

Таблица 4

№ опыта	Количество веществ в пробирке, капель			Среднее время протекания реакции, с
	Na ₂ S ₂ O ₃	H ₂ O	H ₂ SO ₄	
1	5	10	1	
2	10	5	1	
3	15	-	1	

Возьмите две пробирки, приготовьте растворы указанной концентрации. Затем опустите пробирки в стакан с водопроводной водой на 3–4 мин, одновременно опустив в этот стакан термометр. Через 3–4 мин возьмите одну пробирку, добавьте в нее 1 каплю H₂SO₄ и отметьте время протекания реакции. Повторите опыт с другой пробиркой. Средние данные занесите в таблицу 5.

Добавьте в стакан теплой воды, так чтобы температура повысилась примерно на 10°C (контролируйте по термометру). Опустите в стакан на 3–4 мин две пробирки с приготовленным раствором и проведите аналогичный опыт. Повысьте температуру воды в стакане еще на 10°C и проведите заключительный опыт. Средние данные всех опытов занесите в таблице 5.

Таблица 5

№ опыта	Температура реагирующих веществ, °C	Время протекания реакции, с
1		
2		
3		

По данным проведенных опытов постройте два графика (правила построения графика см. на с. 4):

- зависимость времени протекания реакция от концентрации Na₂S₂O₃;
- зависимость времени протекания реакции от температуры.

Сделайте выводы о влиянии концентрации и температуры на скорость химической реакции.

5. Содержание отчета

Отчет включает в себя следующие разделы: цель работы, задание, описание опытов и уравнений реакции, таблицы и графики.

Контрольные вопросы

1. Что называется скоростью химической реакции? От каких факторов она зависит?
2. Сформулируйте закон действия масс.
3. В чем заключается физический смысл константы скорости химической реакции? От каких факторов она зависит?
4. Объясните правило Вант-Гоффа.
5. Что такое температурный коэффициент скорости реакции?

6. В системе $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$ концентрацию оксида углерода (II) увеличили от 0,03 до 0,12 моль/л, а концентрацию хлора от 0,02 до 0,06 моль/л. Вычислите, во сколько раз возросла скорость прямой реакции.

7. Вычислите, как изменится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$, если давление этой химической системы, находящейся в замкнутом сосуде, увеличить в два раза.

8. Реакция протекает по уравнению $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$. Вычислите, как изменится скорость прямой реакции, если концентрацию N_2 увеличить в 3 раза, а H_2 в пять раз.

9. Рассчитайте, во сколько раз уменьшится скорость реакции $2\text{NO} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{NO}_2$, если объем газовой смеси уменьшить в три раза.

10. В два сосуда одной и той же вместимости введены: в первый – 1 моль газа А и 2 моля газа В, во второй – 2 моля газа А и 1 моль газа В. Температура в обоих сосудах одинакова. Будет ли различаться скорость реакции между газами А и В в этих сосудах, если скорость реакции выражается: а) уравнением и $v_1 = k_1[\text{A}][\text{B}]$; б) уравнением $v_2 = k_2[\text{A}]^2[\text{B}]$. Объясните почему?

11. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость химической реакции, протекающей в газовой фазе, если температуру повысить от 10 до 100°C? (Температурный коэффициент скорости реакции равен 2.)

12. Вычислите, как изменится скорость реакции при повышении температуры на 60°C, если температурный коэффициент данной реакции (γ) равен 2.

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

1. Цель работы

Исследование влияния изменения концентрации реагирующих веществ и температуры на химическое равновесие.

2. Задание

2.1. Провести реакцию между хлорным железом FeCl_3 и роданистым аммонием NH_4CNS , поочередно меняя концентрацию реагирующих веществ.

2.2. Провести реакцию между йодом и крахмалом, нагревая и охлаждая реагирующие вещества.

2.3. Сделать вывод о влиянии исследованных факторов на химическое равновесие.

3. Теоретическая часть

Химические реакции могут протекать как в прямом, так и в обратном направлениях. Реакции, протекающие только в одном направлении и идущие до конца, называются *необратимыми*. Судить о необратимости реакции можно по характеру образовавшихся продуктов: если хотя бы один из продуктов выпадает в осадок, выделяется в виде газа или в ходе реакции образуется

малодиссоциируемое вещество (например, вода), то данная реакция будет протекать необратимо в сторону образования перечисленных продуктов. Очевидно, что любая необратимая реакция заканчивается в момент израсходования реагирующих веществ или хотя бы одного из них.

Обратимыми называются реакции, которые одновременно протекают в прямом и обратном направлениях. В этом случае в начальный момент времени, когда концентрация исходных веществ максимальна, а продуктов реакции еще нет, скорость прямой реакции будет наибольшей, а скорость обратной реакции - нулевой. По мере расходования исходных веществ концентрация продуктов будет возрастать, а скорость прямой и обратной реакции соответственно уменьшаться и увеличиваться. Наконец наступит такой момент, когда они сравняются. Это означает, что система пришла в состояние, которое называется *химическим равновесием*.

Таким образом, *химическое равновесие* – это такое состояние системы реагирующих веществ, при котором скорости противоположных реакций равны.

При неизменных внешних условиях положение равновесия сохраняется сколь угодно долго. При этом необходимо помнить, что, несмотря на отсутствие внешних признаков протекания реакций (тепловой эффект, изменение объема, окраски и т. д.), процессы в системе продолжают идти с одинаковой скоростью в обоих направлениях. Такое равновесие называется динамическим, или подвижным.

Если представить химическую реакцию в общем виде



где a , v , c , d – стехиометрические коэффициенты, то согласно закону действующих масс скорость прямой реакции (V_1) будет выражаться уравнением

$$V_1 = k_1[A]^a[B]^b,$$

где k_1 – константа скорости прямой реакции;

$[A]$, $[B]$ – молярные концентрации реагирующих веществ A и B , моль/л.

Скорость же обратной реакции (V_2) будет выражаться уравнением

$$V_2 = k_2[C]^c[D]^d,$$

где k_2 – константа скорости обратной реакции;

$[C]$, $[D]$ – молярные концентрации продуктов реакции. Поскольку в момент равновесия скорости прямого и обратного процессов равны, т. е. $V_1 = V_2$, то

$$k_1[A]^a[B]^b = k_2[C]^c[D]^d,$$

$$\frac{k_1}{k_2} = \frac{[C]^c[D]^d}{[A]^a[B]^b} = K_p.$$

Соотношение двух постоянных величин k_1 и k_2 является тоже величиной постоянной и называется константой равновесия K_p . Молярные концентрации веществ, входящие в выражение константы равновесия, называются *равновесными концентрациями*.

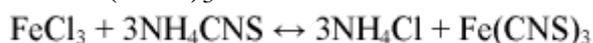
При изменении внешних условий (концентрации веществ, температуры, давления) равновесие нарушается и ускоряется та из реакций (прямая или обратная), которая возвращает систему в равновесное состояние. Переход из

одного равновесного состояния в другое называется *смещением*, или *сдвигом равновесия*. Определить, в сторону какого процесса (прямого или обратного) произойдет сдвиг равновесия, позволяет принцип Ле-Шателье: *при изменении внешних условий в равновесной системе ускоряется тот из процессов, который противодействует внешнему воздействию, т. е. стремится вернуть систему в состояние равновесия*.

4. Порядок выполнения работы

Опыт 1. Влияние изменения концентрации веществ на химическое равновесие.

В качестве примера используется реакция между хлорным железом FeCl_3 и роданистым аммонием NH_4CNS , в результате которой образуется ярко окрашенный роданид железа $\text{Fe}(\text{CNS})_3$:



Для наблюдения за ходом реакции взять в пробирку 15–20 капель раствора NH_4CNS , добавить 3–5 капель раствора FeCl_3 и перемешать. Полученный раствор (он обычно получается слишком интенсивно окрашенным) разбавить водой до получения такой окраски, как у крепко заваренного чая. Полученный раствор разделить примерно поровну на четыре пробирки, одна из которых будет являться контрольной. В остальные три пробирки добавить соответственно:

- в первую – несколько капель насыщенного раствора FeCl_3 ;
- во вторую – одну лопаточку кристаллов NH_4CNS ;
- в третью – две лопаточки кристаллов NH_4Cl .

Сравните изменение цвета в этих трех пробирках с контрольной пробиркой и сделайте вывод о смещении химического равновесия. Результаты занесите в таблицу 6.

Напишите выражение для константы равновесия исследованной реакции.

Таблица 6

№ пробирки	Что добавлено	Изменение интенсивности окраски (по сравнению с контрольной пробиркой)	Направление смещения равновесия (вправо, влево)
1	FeCl_3		
2	NH_4CNS		
3	NH_4Cl		

Опыт 2. Влияние изменения температуры на химическое равновесие.

Опыт проводится на примере реакции между йодом и крахмалом (процесс экзотермический):



Налейте в пробирку 2 мл раствора крахмала и по каплям, постоянно перемешивая содержимое, добавьте йодную воду до получения устойчивой синей окраски. Разделите содержимое пополам. Одну из пробирок оставьте в качестве контрольной, а вторую, не забывая перемешивать, нагрейте в стакане с горячей

водой. Постарайтесь добиться полного обесцвечивания комплекса. Затем одну пробирку охладите под струей воды из крана, стараясь добиться полного восстановления окраски по сравнению с контрольной пробиркой.

Повторите цикл нагревание – охлаждение, чтобы убедиться в неоднократной обратимости процесса.

5. Содержание отчета

Отчет должен содержать: цель работы, задание, описание проведенных опытов с уравнениями реакций и результатами наблюдений. В отчете необходимо привести таблицу с данными, выводы о влиянии изменения концентрации веществ и температуры на химическое равновесие в зависимости от того, концентрация каких веществ (исходных или конечных) изменялась и какой тепловой эффект имеют, соответственно, прямая и обратная реакции.

Контрольные вопросы

1. Какие реакции называются обратимыми?
2. Что такое химическое равновесие?
3. Что представляет собой математическое выражение для константы химического равновесия?
4. От каких факторов зависит константа химического равновесия?
5. По какому признаку классифицируют реакции на эндо- и экзотермические?
6. Что называется сдвигом химического равновесия?
7. Сформулируйте принцип Ле-Шателье.
8. Напишите выражение для константы равновесия системы $O_2 + 4HCl \leftrightarrow 2H_2O(\text{пар}) + 2Cl_2$. Вычислите, чему будут равны скорости прямой и обратной реакций, если давление в реакционной смеси увеличить в 3 раза. В сторону какого процесса сместится равновесие?
9. Напишите выражение константы равновесия гетерогенной системы $CaO_{(к)} + 3C_{(к)} \leftrightarrow CaC_{2(к)} + CO_{(г)}$.
10. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации $N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$ равна 0,16. Равновесная концентрация NO_2 равна 0,08 моль/л. Вычислите равновесную и первоначальную концентрации N_2O_4 .

ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ

1. Цель работы

Ознакомление с видами жесткости воды, титриметрическими методами определения общей жесткости и содержания в воде ионов кальция и магния.

2. Задание

- 2.1. Определить общую жесткость воды.
- 2.2. Определить содержание в воде ионов кальция.
- 2.3. Вычислить содержание в воде ионов магния.

3. Теоретическая часть

Природная вода, содержащая большое количество растворенных солей кальция и магния, называется жесткой. Именно эти соли придают специфические свойства природной воде. Соли, обуславливающие жесткость, не являются вредными для здоровья человека, но наличие в воде, предназначенной для питья, значительных количеств магния нежелательно, так как он ухудшает вкус воды, делая ее горьковатой.

Различают общую, временную, постоянную, карбонатную и некарбонатную жесткость.

Общей жесткостью называется суммарная концентрация ионов Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} в воде, выраженная в мг-экв/л.

Постоянной жесткостью называется часть общей жесткости, остающаяся после кипячения воды при атмосферном давлении в течение определенного времени. К солям, обуславливающим постоянную жесткость, относятся сульфаты кальция CaSO_4 и магния MgSO_4 , хлориды кальция CaCl_2 и магния MgCl_2 .

Временной жесткостью называется часть общей жесткости, удаляющаяся кипячением воды при атмосферном давлении в течение определенного времени. Она равна разности между общей и постоянной жесткостью. Временная жесткость зависит от присутствия в воде двууглекислых солей кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и магния $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$.

Карбонатной жесткостью называется часть общей жесткости, эквивалентная концентрации карбонатов и гидрокарбонатов кальция и магния.

Некарбонатной жесткостью называется часть общей жесткости, равная разности между общей и карбонатной жесткостью.

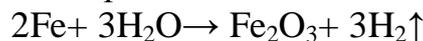
Жесткая вода способствует образованию накипи в паровых котлах, конденсаторных трубах, водяных рубашках радиаторов двигателей, затрудняет нагревание воды, увеличивает расход топлива, снижая коэффициенты теплопередач в охлаждающих и нагревающих системах. Образование накипи создает угрозу забивки трубопроводов и ускоряет изнашивание стенок аппаратов. Например, в прямоточном паровом котле производительностью 100 м^3 пара в час при питании водой с жесткостью 4 мг-экв/л за сутки образуется 480 кг накипи. Такой котел выйдет из строя в течение суток.

По своему характеру накипи делятся на три группы:

- сульфатная накипь, содержащая до 95% CaSO_4 , обладающая относительно высокой теплопроводностью;
- карбонатная накипь с содержанием до 90-95% CaCO_3 и с теплопроводностью меньшей, чем у сульфатной;

– силикатная накипь с содержанием до 45–48% SiO₂, обладающая малой теплопроводностью.

Разрушение металла в случае образования накипи связано с тем, что при высыхании слой накипи дает трещины. В образующиеся поры проникает водяной пар, который взаимодействует с материалом котла согласно уравнению



В результате на стенках образуются свищи. Выделяющийся водород восстанавливает сульфаты до H₂S, который вступает во взаимодействие с материалом котла и усиливает коррозию аппарата.

Жесткая вода также противостоит образованию пены при введении в нее мыла. Это связано с тем, что ионы кальция и магния образуют в воде с мылами, представляющими собой соли жирных кислот, нерастворимые осадки состава Ca(C₁₇H₃₅COO)₂ и Ca(C₁₅H₃₁COO)₂, а также аналогичные соли магния. Пена образуется только после полного осаждения ионов Ca²⁺ и Mg²⁺. Кроме того, жесткая вода не позволяет растворимым белкам мяса переходить в раствор при варке бульона, что понижает питательность пищи.

Количественно жесткость воды (Ж) выражают числом миллиграмм-эквивалентов ионов магния и кальция, содержащихся в 1 л воды:

$$\text{Ж} = \frac{[\text{Ca}^{2+}]}{\text{Э}_{\text{Ca}^{2+}}} + \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{\text{Э}_{\text{Mg}^{2+}}},$$

где [Ca²⁺] и [Mg²⁺] – равновесные концентрации ионов Ca²⁺ и Mg²⁺ в мг-ион/л;

Э_{Ca²⁺} и Э_{Mg²⁺} – химические эквиваленты Ca²⁺ и Mg²⁺.

Один миллиграмм-эквивалент жесткости отвечает содержанию 20,04 мг/л ионов Ca²⁺ или 12,16 мг/л ионов Mg²⁺.

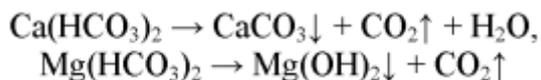
Определение величины жесткости воды имеет большое значение при установлении ее пригодности для различных технических целей. Принята следующая оценка качества воды по общей жесткости:

- ниже 4 мг-экв/л - мягкая вода;
- ниже 4-8 мг-экв/л - вода средней жесткости;
- ниже 8-12 мг-экв/л - жесткая вода;
- свыше 12 мг-экв/л - очень жесткая вода.

Для централизованного водоснабжения по ГОСТ допускается вода с жесткостью не выше 7 мг-экв/л. В паровых котлах разрешено использовать воду, жесткость которой не превышает величины 0,05 мг-экв/л. Это существенно тормозит образование при повышенных температурах на стенках котлов, а также в конденсаторных трубах и водяных радиаторах двигателей плотного слоя накипи, состоящей преимущественно из углекислого кальция CaCO₃ и гидроксида магния Mg(OH)₂.

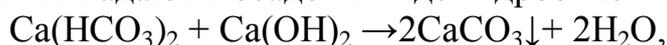
Процесс, приводящий к снижению жесткости воды, называется ее умягчением. Существующие способы умягчения воды можно разбить на три группы: реагентные методы, метод обмена ионов (катионитный способ) и термическое умягчение воды. Эти методы часто комбинируют.

Временную жесткость устраняют термическим методом. При нагревании воды гидрокарбонаты разлагаются с образованием осадка карбоната или гидроксида:



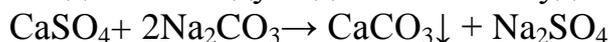
Образовавшиеся осадки отфильтровывают или после отстаивания умягченную воду декантируют.

При добавлении к воде одного из нижеперечисленных реактивов: гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$, кальцинированной соды Na_2CO_3 , тринатрийфосфата $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$, гексаметафосфата $\text{Na}_6\text{P}_6\text{O}_{18}$, едкого натра NaOH или их комбинаций – можно устранить общую жесткость или ее часть. Так, гашеная известь осаждает гидрокарбонаты кальция в виде карбоната кальция CaCO_3 , а гидрокарбонаты магния выпадают в осадок в виде гидроксида магния $\text{Mg}(\text{OH})_2$:

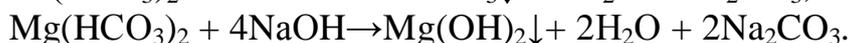


$\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ Образовавшийся во второй реакции гидрокарбонат кальция реагирует с известью по описанной выше реакции.

Введение в воду соды позволяет удалить некарбонатную жесткость:

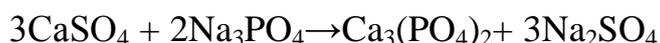


Едкий натр связывает катионы кальция и магния по уравнениям

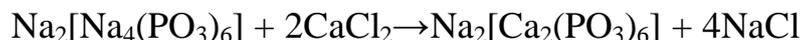


Образующаяся сода реагирует с некарбонатной жесткостью, частично удаляя ее из воды.

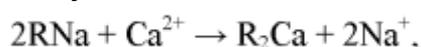
Тринатрийфосфат образует с ионами кальция и магния труднорастворимые соли:



Гексаметафосфат натрия используют для умягчения воды при температурах ниже 70°C . В этих условиях он связывает ионы кальция и магния в комплексы по уравнению



Современным способом умягчения воды является метод ионного обмена. При этом способе вода пропускается через слой ионообменных смол (катионитов). Катиониты – синтетические ионообменные смолы и алюмосиликаты. Их состав условно можно выразить как RNa или R_2Na . На поверхности катионита происходит обмен и удержание ионов кальция и магния на ионы натрия и водорода по следующей схеме:



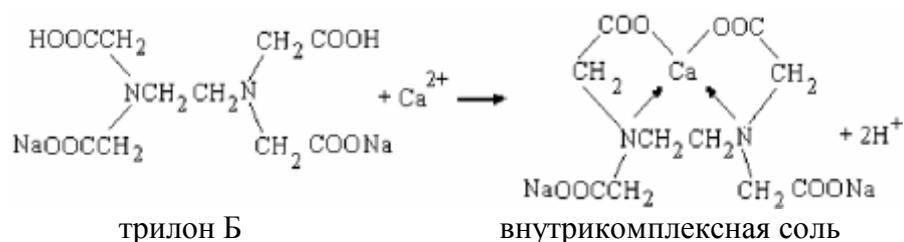
где R – сложный органический остаток;

Na^+ – подвижный катион.

Таким образом, ионы кальция и магния переходят из раствора в катионит, а ионы натрия – из катионита в раствор. Жесткость воды при этом уменьшается. Регенерация катионита производится обработкой кислотами или хлоридом натрия.

Для предупреждения образования накипи в паровые котлы прибавляют так называемые антинакипины, переводящие ионы кальция и магния в легкоудаляемый из котла осадок.

Жесткость воды количественно определяют одним из методов объемного анализа – методом комплексонометрии. Комплексонометрическое определение жесткости основано на образовании внутрикомплексных солей кальция и магния с реактивом – комплексообразователем, который прибавляют к пробе воды в количестве, эквивалентном содержанию в ней ионов кальция и магния. Таким реактивом является двунариевая соль этилендиаминотетрауксусной кислоты (комплексон III, или трилон Б), которая взаимодействует с ионами кальция и магния по следующей схеме:



Процесс постепенного прибавления к пробе воды раствора трилона Б до достижения эквивалентной точки называется *титрованием*. *Эквивалентной* точкой называют момент, когда количество прибавляемого трилона Б становится эквивалентным содержанию в воде ионов кальция и магния. Определение момента эквивалентности проводят визуально по изменению окраски раствора с помощью индикатора, добавляемого к пробе воды перед титрованием. Индикатор окрашивает раствор в присутствии ионов кальция и магния в один цвет, а в отсутствие этих ионов – в другой. При титровании трилоном Б в комплекс переходят не только свободные ионы кальция и магния – магний и кальций извлекаются также из их соединений с индикатором, что приводит к изменению окраски раствора в эквивалентной точке.

В качестве индикатора используют раствор эриохрома черного Т (хромоген черный), являющегося диоксиазокрасителем, цвет которого переходит из винно-розового в начале титрования в голубой к концу титрования. Отчетливое изменение окраски индикатора происходит при $\text{pH} = 9,2$. Постоянное значение водородного показателя раствора поддерживают введением в пробу воды перед титрованием буферного раствора. *Буферным раствором* называют раствор какой-либо слабой кислоты и ее соли или слабого основания и его соли. Буферные растворы сохраняют неизменной концентрацию ионов водорода при разбавлении или добавлении небольших количеств сильных кислот или оснований.

Принцип метода определения ионов кальция основан на титровании раствора трилоном Б, который связывает в первую очередь ионы кальция, а затем магния. Момент полного связывания ионов кальция в комплекс определяется с помощью индикатора – мурексида (пурпурата аммония), относящегося к классу пуриновых соединений. Мурексид образует с ионами кальция в щелочной среде комплекс, окрашенный в красный цвет. При титровании трилоном Б конец

реакции определяют по изменению цвета раствора от красного к лиловому (сине-фиолетовому).

4. Порядок выполнения работы

Опыт 1. Определение общей жесткости.

Бюретку заполните 0,025 н. раствором трилона Б. Мерной колбой отмерьте 100 мл воды и перелейте в коническую колбу для титрования объемом 250 мл. Добавьте 5 мл буферного раствора (смесь NH_4Cl и NH_4OH) и примерно 0,1–0,2 г сухой смеси индикатора – эриохрома черного Т. Раствор тщательно перемешайте и титруйте раствором трилона Б, прибавляя его из бюретки медленно, при непрерывном перемешивании пробы, до перехода цвета от винно-розового к фиолетовому, а затем к голубому.

Отметьте израсходованное количество трилона Б по делениям бюретки. Титрование проведите не менее трех раз. Результаты титрования запишите в таблицу 7.

Таблица 7

№ титрования	Объем трилона Б при титровании		Объем воды, взятый для анализа
	с эриохромом	с мурексидом	

Вычислите средний объем трилона Б ($V_{\text{ср. тр Б}}$), израсходованный на титрование, по формуле

$$V_{\text{ср. тр Б}} = \frac{V_1 + V_2 + V_3}{3},$$

где V_1 , V_2 , V_3 – объем трилона Б соответственно при первом, втором и третьем титровании.

Общая жесткость воды подсчитывается по формуле

$$[\text{Ж}] = \frac{N V_{\text{ср. тр Б}} 1000}{V_{\text{пр}}} \text{ (мг-экв/л)},$$

где Ж – общая жесткость воды;

N – нормальность трилона Б, г-экв/л;

$V_{\text{ср. тр Б}}$ – средний объем трилона Б, мл;

1000 – множитель приведения г-экв в мг-экв;

$V_{\text{пр}}$ – объем воды, взятой для анализа, мл.

Опыт 2. Определение содержания кальция.

В коническую колбу емкостью 250 мл отмерьте 100 мл воды. Добавьте 2 мл раствора NaOH , так как оптимальное течение реакции происходит в сильнощелочной среде при $\text{pH} = 12$. К полученной смеси добавьте 0,1–0,2 г сухой

смеси индикатора мурексида. Раствор тщательно перемешайте и медленно оттитруйте раствором трилона Б до перехода окраски от красной к лиловой, устойчивой в течение 3 мин. Титрование пробы повторите не менее трех раз. Объемы трилона Б, израсходованные на титрование, запишите в таблицу 7 и вычислите средний объем. Содержание ионов кальция в пробе вычислите по формуле

$$[\text{Ca}^{2+}] = \frac{NV_{\text{ср.тр.Б}} 1000}{V_{\text{пр}}} \text{ (мг-экв/л)},$$

где $V_{\text{ср.тр.Б}}$ — объем трилона Б, израсходованный на титрование ионов кальция, мл.

Опыт 3. Вычисление содержания магния.

Для определения содержания ионов магния следует из общей жесткости [Ж] вычесть найденное содержание ионов кальция:

$$[\text{Mg}^{2+}] = [\text{Ж}] - [\text{Ca}^{2+}]$$

Точность вычислений – до 0,1 мг-экв/л (с учетом поправок на калибровку бюретки).

5. Содержание отчета

Отчет включает в себя описание опытов, расчеты, выводы о степени жесткости исследованной воды, для чего необходимо привести принятую градацию жесткости (см. с. 25). Приведите в отчете структурную формулу использованного в опытах комплексообразователя и его название по систематической номенклатуре.

Контрольные вопросы

1. Что называется жесткостью воды?
2. Какие виды жесткости вы знаете?
3. В чем отличие временной жесткости от постоянной?
4. В каких единицах измеряется жесткость воды?
5. Назовите способы устранения жесткости воды.
6. Что такое титрование?
7. В чем заключается принцип метода определения жесткости воды?
8. На чем основан принцип метода определения ионов кальция?
9. Что такое эквивалентная точка? Как она определяется?
10. Какие растворы называются буферными и какими свойствами они обладают? Какой буферный раствор применяют при комплексонометрическом определении общей жесткости воды?
11. Какие индикаторы применяют при определении жесткости воды? Как они изменяют свою окраску в точке эквивалентности?

12. Напишите реакции взаимодействия: а) сульфата кальция с фосфатом натрия; б) гидрокарбоната кальция с гидроксидом натрия; в) гидрокарбоната кальция с гашеной известью.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ ЩЕЛОЧНОСТИ КОТЛОВОЙ ВОДЫ

1. Цель работы

Ознакомление с методами определения щелочности котловой воды.

2. Задание

2.1. Определить методом титрования и рассчитать:

- гидратную щелочность;
- общую щелочность;
- щелочное число;
- карбонатную щелочность.

3. Теоретическая часть

Вода на судне используется в системах охлаждения, в паротурбинных контурах как рабочее тело и как теплоноситель для общесудовых потребителей тепловой энергии. Качество воды, которая используется в судовых парогенераторах, должно соответствовать требованиям правил технической эксплуатации судовых энергетических установок. В соответствии с этими правилами организация водного режима должна обеспечить безнакипный режим поверхностей нагрева парогенератора, исключить вспенивание воды в пароводяном барабане и ее капельный унос с паром.

Природные воды содержат соли кальция и магния, придающие воде жесткость и являющиеся причиной накипеобразования, а также содержат растворенный кислород, способствующий возникновению электрохимической коррозии металла. Такая вода непригодна для питания парогенератора. Питательная вода, поступающая в котлы, состоит из конденсата и дистиллята испарителей или из конденсата и умягченной (или обессоленной) береговой воды.

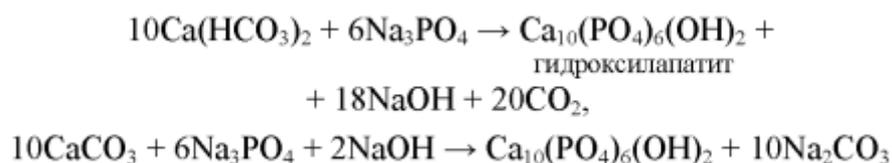
Пресная вода в судовых энергетических установках – паротурбинных или дизельных – обычно циркулирует по замкнутым контурам. Казалось бы, в этих условиях требуется подготовка воды только при заполнении циркуляционных систем. Однако на практике в установках всегда есть источники загрязнения технически чистой воды. Вода загрязняется в результате добавок менее чистой воды для восполнения утечек, коррозии конструкционных материалов циркуляционных контуров и т. п. Если не соблюдать водный режим при работе оборудования, циркуляционная вода быстро становится непригодной для процесса парообразования. Поэтому на судах морского флота проводится комплекс мероприятий по обработке воды, называемый водоподготовкой.

Один из этапов водоподготовки состоит из дозирования в котловую воду химических реагентов для организации безнакипного режима работы. Этот этап водоподготовки называется внутрикотловой водообработкой. Применяют три режима внутрикотловой водообработки: фосфатно-щелочной, фосфатно-нитратный и фосфатно-коррекционный.

Фосфатно-щелочной режим применяют для обработки котловой воды в главных и вспомогательных огнетрубных, комбинированных и водотрубных котлах, для которых в качестве добавки используют пресную воду из судовых запасов. Обработку воды проводят с помощью антинакипина, состоящего в основном из тринатрийфосфата $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ и кальцинированной соды $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$.

Кальцинированная сода переводит некарбонатную жесткость воды в карбонатную (см. с. 26).

Тринатрийфосфат легко переводит карбонаты и гидрокарбонаты в гидроксилapatит:



Гидроксилapatит выводится из парогенераторной системы в виде шлама. Этот способ обработки надежен для котлов низких параметров с большим запасом прочности толщины стенок металла.

Тринатрийфосфат частично гидролизуется на гидрофосфат и гидроксид натрия:



При этом котловая вода приобретает высокую щелочность ($\text{pH} \approx 10$). При давлении пара более $14\text{--}15 \text{ кгс/см}^2$ высокая щелочность может привести к высокой скорости щелочной коррозии металла и межкристаллитной коррозии. Поэтому для главных и вспомогательных котлов с повышенным давлением пара (до 60 кгс/см^2) фосфатно-щелочной режим неприменим.

Для организации нормального водного режима используют два способа:

- пассивирование котельного металла для предохранения его от щелочной коррозии;
- применение других видов фосфатов, которые при гидролизе дают реакцию, близкую к нейтральной среде.

В первом случае в воду добавляют натриевую или калиевую селитру (NaNO_3 или KNO_3). Такой режим подготовки называется фосфатно-нитратным. Натриевая или калиевая селитра способствует образованию на поверхности металла защитной пленки нитратов железа, которая предохраняет металл от щелочной коррозии.

При давлениях в котлах более 70 кгс/см^2 защитная пленка нитратов теряет прочность, а при давлении 80 кгс/см^2 практически не оказывает никакого пассивирующего действия на металл. Поэтому фосфатно-нитратный метод применяют только для котлов с давлением 60 кгс/см^2 .

Для котлов с более высоким давлением пара применяют фосфатно-коррекционный режим, который основан на использовании среднего фосфата натрия $\text{Na}_3\text{PO}_4 \cdot 12\text{H}_2\text{O}$ в смеси с кислыми фосфатами: гидрофосфатом натрия Na_2HPO_4 , дигидрофосфатом натрия NaH_2PO_4 , а иногда и фосфорной кислотой H_3PO_4 .

Одним из показателей защитных свойств обработанной котловой воды является ее щелочность. Под общей щелочностью ($\text{Щ}_{\text{общ}}$), измеряемой в мг-экв/л, подразумевается суммарная концентрация в воде гидроксил-ионов (OH^-), гидрокарбонат-ионов (HCO_3^-), карбонат-ионов (CO_3^{2-}), фосфат-ионов (PO_4^{3-}), гидрофосфат-ионов (HPO_4^{2-}), гидросиликат-ионов (HSiO_3^-), силикат-ионов (SiO_3^{2-}) и некоторых анионов слабых органических кислот.

Кроме того, различают щелочность гидратную ($\text{Щ}_{\text{гидрат}}$), которая обуславливается присутствием анионов OH^- , карбонатную ($\text{Щ}_{\text{карб}}$), обусловленную анионами CO_3^{2-} , бикарбонатную, обусловленную анионами HCO_3^- .

Качество котловой воды нормируется величиной щелочного числа ЩЧ (мг/л). Щелочное число – это гидратная щелочность, выраженная эквивалентным количеством щелочи:

$$\text{ЩЧ} = 40\text{Щ}_{\text{гидрат}},$$

где 40 – мольная масса эквивалента гидроксида натрия, мг/моль.

Нормированные значения щелочного числа котловой воды приведены в таблице 8.

Таблица 8

Нормированные значения щелочного числа котловой воды

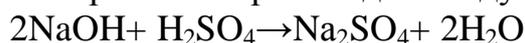
Показатель качества	Нормы качества (не более) для котлов				
	главных, вспомогательных и утилизационных		водотрубных с давлением кгс/см ²		
	огнетрубных	комбинированных и водотрубных с давлением до 20 кгс/см ²	20-40	40-60	60-90
ЩЧ, мг/л	150-200	150-200	100-150	10-30	10-15

Метод определения щелочного числа основан на нейтрализации гидратной щелочности раствором серной кислоты в присутствии индикатора фенолфталеина. Определение общей щелочности проводят этим же способом в присутствии индикатора метилового оранжевого.

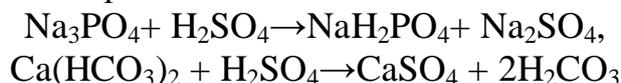
4. Порядок выполнения работы

В коническую колбу для титрования точно отмерьте 100 мл исследуемой воды, туда же введите 2–3 капли фенолфталеина. При наличии в воде щелочей вода окрашивается в малиново-красный или розовый цвет. Пробу при постоянном перемешивании медленно титруйте 0,1 н. раствором серной кислоты до

исчезновения окраски от одной капли. Фенолфталеин обесцвечивается в интервале $\text{pH} = 8,2-10,0$. При титровании происходит следующая реакция:



В отчете запишите объем кислоты, пошедший на титрование с фенолфталеином (V_1). После этого введите 2–3 капли индикатора метилоранжа и продолжайте медленно титровать серной кислотой до перехода окраски от желто-соломенной к оранжевой. Метилоранж изменяет окраску в интервале $\text{pH} = 3,1-4,4$. При этом идут следующие реакции:



В отчете запишите общий расход кислоты (V_2). Титрование повторите три раза, а затем рассчитайте средние объемы кислоты, пошедшей на титрование ($V_1^{\text{ср}}, V_2^{\text{ср}}$).

Рассчитайте гидратную щелочность ($\text{Щ}_{\text{гидрат}}$), общую щелочность ($\text{Щ}_{\text{общ}}$), щелочное число (ЩЧ) и карбонатную щелочность ($\text{Щ}_{\text{карб}}$) по формулам:

$$\begin{aligned} \text{Щ}_{\text{гидрат}} &= KV_1^{\text{ср}}, \\ \text{Щ}_{\text{общ}} &= KV_2^{\text{ср}}, \\ \text{ЩЧ} &= 40\text{Щ}_{\text{гидрат}} = 40KV_1^{\text{ср}}, \\ \text{Щ}_{\text{карб}} &= K(V_2^{\text{ср}} - V_1^{\text{ср}}), \end{aligned}$$

где K – поправочный коэффициент для 0,1 н. раствора серной кислоты.

5. Содержание отчета

Отчет включает в себя следующие разделы: цель работы, задание, ход выполнения работы (уравнения реакции и вычисления), общий вывод по результатам работы.

Контрольные вопросы

1. Что такое водоподготовка?
2. В чем заключается внутрикотловая водообработка?
3. Какие режимы водоподготовки существуют? В чем заключается каждый из них?
4. Почему при добавлении тринатрийфосфата котловая вода приобретает высокую щелочность?
5. Почему фосфатно-нитратный метод применяют только для котлов с давлением 60 кгс/см²?
6. Расскажите о щелочной и межкристаллитной коррозиях и способах защиты от них.
7. Что понимают под щелочностью воды?
8. Назовите виды щелочности.
9. Что собой представляет щелочное число? В каких единицах оно измеряется?
10. Напишите реакцию частичного гидролиза тринатрийфосфата.

11. Напишите реакции взаимодействия серной кислоты: а) с тринатрийфосфатом; б) гидрокарбонатом кальция.

ОПРЕДЕЛЕНИЕ pH В РАЗЛИЧНЫХ СРЕДАХ С ПОМОЩЬЮ ИНДИКАТОРОВ

1. Цель работы

Изучение поведения основных индикаторов в различных средах в зависимости от pH. Ознакомление с гидролизом солей и факторами, влияющими на его протекание.

2. Задание

2.1. Изучить поведение кислотно-основных индикаторов в кислой, щелочной и нейтральной средах.

2.2. Определить pH раствора среды при помощи универсального индикатора.

2.3. Определить pH растворов солей при их растворении в воде.

2.4. Изучить факторы, влияющие на гидролиз.

3. Теоретическая часть

Чистая вода является слабым электролитом и диссоциирует по уравнению:



Применим к обратимому процессу диссоциации воды закон действующих масс. Тогда получим выражение константы диссоциации

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Константу диссоциации воды K можно вычислить, например, по данным электрической проводимости. При 22°C $K = 1,8 \cdot 10^{-16}$.

Ввиду малой диссоциации равновесная концентрация молекул воды практически равна числу молей воды в 1 л, а именно: $1000 : 18 = 55,55$ моль/л, т. е. она является величиной постоянной. Отсюда произведение константы диссоциации воды на ее равновесную концентрацию также есть величина постоянная:

$$K[\text{H}_2\text{O}] = K_B = [\text{H}^+][\text{OH}^-]$$

Произведение концентрации ионов водорода и гидроксил-ионов (K_B) называют ионным произведением воды. Подставляя значения K и $[\text{H}_2\text{O}]$, получим численное значение ионного произведения воды при 22°C : $K_B = 1,8 \cdot 10^{-16} \cdot 55,55 = 10^{-14}$.

Так как в чистой воде

$$[H^+] = [OH^-],$$

$$[H^+][OH^-] = K_B = 10^{-14},$$

то

$$[H^+] = [OH^-] = 1 \cdot 10^{-7} \text{ моль/л.}$$

При концентрации ионов водорода $1 \cdot 10^{-7}$ моль/л среда считается нейтральной. С увеличением кислотности среды происходит увеличение содержания ионов водорода в растворе, с увеличением щелочности – их уменьшение (таблица 9).

Таблица 9

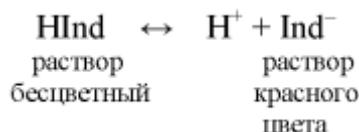
Соотношение между [H+] и pH

pH	Усиление кислотного характера среды							Нейтральная среда
	0	1	2	3	4	5	6	
[H+]	1	10^{-1}	10^{-2}	10^{-3}	10^{-4}	10^{-5}	10^{-6}	10^{-7}
pH	Нейтральная среда	Усиление щелочного характера среды						
		7	8	9	10	11	12	13
[H+]	10^{-7}	10^{-8}	10^{-9}	10^{-10}	10^{-11}	10^{-12}	10^{-13}	10^{-14}

Вместо концентрации ионов водорода часто пользуются водородным показателем среды (pH). *Водородный показатель среды* – это отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода ($pH = -\lg[H^+]$), который изменяется в пределах от 1 до 14.

Например, если $[H^+] = 1 \cdot 10^{-3}$, то $pH = -\lg 10^{-3} = 3$; если $[H^+] = 5 \cdot 10^{-5}$, то $pH = -\lg 5 \cdot 10^{-5} = 5 - 0,7 = 4,3$. При значениях $pH = 7$ среда нейтральная, если $pH > 7$ – среда щелочная, если $pH < 7$ – среда кислая.

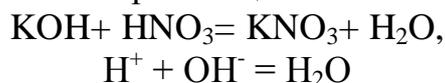
Для приблизительного определения pH пользуются индикаторами, т. е. веществами, меняющими свою окраску в зависимости от щелочности или кислотности среды. Часто с этой целью употребляют лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый. Большинство индикаторов являются слабыми органическими кислотами или основаниями, недиссоциированные молекулы которых и их ионы сообщают раствору различную окраску. Например, в присутствии недиссоциированных молекул фенолфталеина раствор бесцветен, а анионы окрашивают раствор в красный цвет. Фенолфталеин является слабой кислотой: обозначив его молекулу через HInd, диссоциацию в водных растворах можно выразить следующей схемой:



Если к этому раствору прибавить какую-нибудь сильную кислоту, то равновесие диссоциации сместится влево по принципу Ле-Шателье и раствор обесцветится. Если же к раствору фенолфталеина прибавить щелочь, то OH^- -ионы будут связывать H^+ -ионы фенолфталеина, равновесие диссоциации сместится вправо и раствор окрасится в малиновый цвет. Каждый индикатор меняет окраску

раствора в определенном, характерном для него интервале значений рН, который называется областью перехода индикатора (таблица 10). Для более точного определения рН применяют потенциометрический метод.

Взаимодействие кислот с основаниями, в результате которого образуются соль и вода, называется реакцией нейтрализации:



В результате реакции раствор становится нейтральным, если были взяты сильные кислоты и сильные основания.

Таблица 10

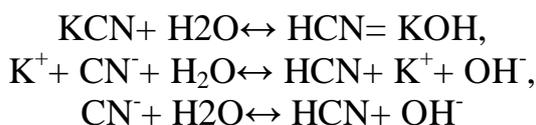
Области перехода индикаторов

Индикатор	Интервал перехода	Изменение окраски
Метилоранж	3,0-4,4	Красная - желтая
Лакмус	5,0-8,0	Красная - синяя
Фенолфталеин	8,2-10,0	Бесцветная - малиновая

Процесс взаимодействия ионов соли и ионов воды с образованием слабого электролита называется *гидролизом соли*. В результате гидролиза реакция среды в растворе может изменяться, раствор становится кислым или щелочным. Характер процесса гидролиза зависит от природы кислоты и основания, от которых образована соль.

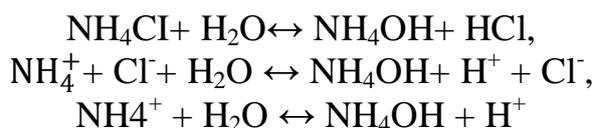
Различают три типа гидролиза солей:

1. Соль образована слабой кислотой и сильным основанием (KF, NaClO, Na₂SO₃, K₃PO₄, KCN и др.). Например, для цианида калия реакция гидролиза имеет следующий вид:



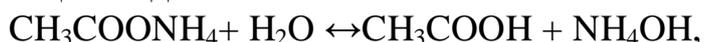
Вследствие накопления ионов OH⁻ реакция среды становится щелочной, рН > 7.

2. Соль образована сильной кислотой и слабым основанием (NH₄Cl, CuSO₄, AlCl₃ и др.). Например, для хлорида аммония реакция гидролиза имеет следующий вид:



Реакция среды будет кислой, так как идет накопление ионов водорода H⁺, рН < 7.

2. Соль образована слабой кислотой и слабым основанием (CH₃COONH₄, NH₄F, Fe₂S₃ и др.). Например, для ацетата аммония реакция гидролиза имеет следующий вид:





В этом случае одновременно связываются ионы водорода и гидроксил-ионы. Чаще всего в этом случае среда почти нейтральная.

Если соль образована сильной кислотой и сильным основанием (NaCl, NaNO₃, K₂SO₄, NaClO₄ и др.), то такая соль гидролизу не подвергается, так как ионы соли не образуют с ионами воды слабых электролитов.

Гидролиз соли можно усилить, если: а) увеличить температуру опыта; б) уменьшить концентрацию соли, т. е. разбавить раствор; в) добавить в раствор ионы противоположного знака, чем те, которые обуславливают рН среды раствора.

4. Порядок выполнения работы

Опыт 1. Окраска индикаторов в различных средах.

Налейте в шесть пробирок по 2–3 мл дистиллированной воды и добавьте в две из них по 2–3 капли раствора нейтрального лакмуса, в две другие – метилового оранжевого, в последние две – фенолфталеина. Запишите окраску индикаторов в нейтральной среде. Добавьте в три пробирки по 10 капель 2 н. раствора щелочи NaOH и отметьте окраску индикаторов, а в другие три – по 10 капель 2 н. раствора соляной кислоты HCl и отметьте окраску индикаторов. Результаты опыта запишите в таблицу 11.

Таблица 11

Название индикаторов	Окрашивание раствора		
	в кислой среде	в нейтральной среде	в щелочной среде
Лакмус: нейтральный красный			
Фенолфталеин			
Метилоранжевый			

Опыт 2. Определение рН раствора при помощи универсального индикатора.

В три пробирки налейте по 2–3 мл 0,1 н. раствора: в одну – соляной кислоты HCl, в другую – уксусной кислоты CH₃COOH, в третью – аммиака NH₄OH, в четвертую – дистиллированной воды H₂O. При помощи пипетки перенесите 2–3 капли каждого испытуемого раствора на универсальную индикаторную бумагу. Сравните окраску еще сырого пятна, полученного на бумаге, с цветной шкалой на футляре и выберите на ней оттенок, наиболее близкий к цвету полученного пятна.

Сделайте вывод о рН исследуемых растворов и укажите реакцию среды.

Опыт 3. Изменение рН при растворении солей в воде.

В три пробирки поместите несколько кристалликов солей: хлорида алюминия $AlCl_3$, карбоната натрия Na_2CO_3 , ацетата натрия CH_3COONa и нитрата натрия $NaNO_3$. В каждую пробирку налейте 1–2 мл воды и растворите соли.

Пользуясь универсальной индикаторной бумагой, установите приблизительно величину рН каждого раствора. Результаты наблюдений запишите в таблицу 12.

Определите, какие соли подвергаются процессу гидролиза, а какие – нет. Составьте уравнения реакций взаимодействия солей с молекулами воды в молекулярном и ионном виде.

Таблица 12

Вещество	Индикатор	Цвет индикатора	Реакция среды (рН)
$AlCl_3$			
Na_2CO_3			
CH_3COONa			
$NaNO_3$			

Опыт 4. Влияние внешних факторов на характер гидролиза.

В две пробирки поместите по 2–3 мл 0,1 М раствора хлорида железа (III). Одну из пробирок оставьте для сравнения, а другую нагрейте почти до кипения. Что при этом происходит? Составьте схему гидролиза $FeCl_3$, учитывая все три стадии этого процесса.

В пробирку, которая была оставлена для сравнения, прибавьте 3 капли концентрированного раствора соляной кислоты HCl и перемешайте. Нагрейте жидкость в пробирке почти до кипения. Отметьте полученный результат. Какое влияние оказывает соляная кислота на гидролиз $FeCl_3$ и почему?

5. Содержание отчета

Отчет включает в себя следующие разделы: цель работы, задание, описание опытов, уравнения реакций и таблицы. Выводы к каждому опыту должны строго соответствовать тематике опыта, а общий вывод – цели лабораторной работы.

Контрольные вопросы

1. Что называют водородным показателем среды? Какие значения он принимает в кислой, нейтральной и щелочной средах?
2. При помощи каких веществ можно определить рН?
3. Что такое индикаторы? Какие индикаторы являются самыми распространенными? Почему индикаторы меняют окраску в различных средах? Что называется областью перехода индикатора?

4. Какая реакция называется реакцией нейтрализации? Как с помощью индикатора можно доказать, что она имела место? Напишите реакцию взаимодействия серной кислоты с гидроксидом калия.

5. Что называется гидролизом соли? Какие соли подвергаются гидролизу и почему? Перечислите способы усиления гидролиза.

ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

1. Цель работы

Изучение различных типов реакций гидролиза солей, факторов, влияющих на усиление и ослабление гидролиза.

2. Задание

2.1. Изучить реакции гидролиза солей по катиону и по аниону, определить рН растворов этих солей.

2.2. Изучить реакции полного гидролиза солей.

2.3. Изучить факторы, влияющие на гидролиз солей.

3. Теоретическая часть

Взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита, называется гидролизом соли.

При взаимодействии соли, подвергающейся гидролизу водой, ионы соли соединяются с ионами воды. Следовательно, при растворении соли в воде происходит связывание ионов водорода H^+ или гидроксила OH^- .

По принципу Ле-Шателье уменьшение концентрации этих ионов должно привести к смещению равновесия диссоциации молекул воды в сторону, противодействующую уменьшению их концентрации, т. е. к дальнейшему распаду молекул воды на ионы. Из них либо катион водорода связывается с анионом соли, либо гидроксил связывается катионом соли с образованием слабых электролитов. Поэтому гидролиз солей происходит тогда, когда анионы, входящие в их состав, являются кислотными остатками слабых кислот или когда катионы металлов, входящие в состав солей, являются катионами слабых оснований.

Соли очень слабых кислот и очень слабых оснований подвергаются полному гидролизу и в растворах существовать не могут. Соли, образованные сильными основаниями и сильными кислотами, не содержат ионов, способных связать ионы водорода и гидроксила, поэтому они практически гидролизу не подвергаются.

Если один из ионов воды участвует в образовании слабого электролита, то другой ион накапливается в растворе и чаще всего обуславливает изменение рН среды.

Различают три случая гидролиза солей (см. стр. 36).

Количественно гидролиз характеризуется степенью и константой гидролиза. Степень гидролиза (h) – это отношение числа молекул, подвергшихся гидролизу (n), к общему числу растворенных молекул (N):

$$h = \frac{n}{N}.$$

Выражение константы гидролиза для солей, гидролизующихся по аниону (KF , $NaClO$, Na_2SO_3 , K_3PO_4 , KCN и др.), имеет следующий вид:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{H_2O}}{K_{K-ты}}.$$

Имеется аналогичное выражение для солей, гидролизующихся по катиону (NH_4Cl , $CuSO_4$, $AlCl_3$ и др.):

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{H_2O}}{K_{OCH}},$$

а также для солей, гидролизующихся по аниону и катиону (CH_3COONH_4 , NH_4F , Fe_2S_3 и др.):

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{H_2O}}{K_{OCH} \cdot K_{K-ты}}.$$

Чем больше константа гидролиза, тем сильнее соль гидролизуется. Константа и степень гидролиза связаны между собой следующим соотношением:

$$h = \sqrt{\frac{K_{H_2O}}{CK_{\Gamma}}},$$

где C – концентрация раствора соли, моль/л;

K_{H_2O} – ионное произведение воды (при температуре $25^{\circ}C$ $K_{H_2O} = 10^{-14}$);

K_{Γ} – константа гидролиза;

$K_{K-ты}$, K_{OCH} – константы диссоциации слабой кислоты и слабого основания соответственно.

Степень гидролиза тем больше:

– чем больше K_{H_2O} , т. е. чем больше температура, так как K_{H_2O} возрастает с температурой;

– чем меньше $K_{K-ты}$, (K_{OCH}), т. е. чем слабее кислота (основание), которая образуется в результате гидролиза соли;

– чем меньше концентрация соли, т. е. чем больше разбавлен раствор (для соли типа CH_3COONH_4 степень гидролиза не зависит от разбавления).

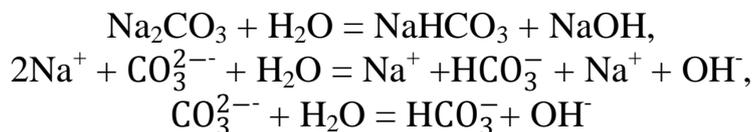
Таким образом, чтобы усилить гидролиз соли, надо разбавить раствор и нагреть его. Согласно закону действующих масс при введении в раствор одного из продуктов гидролиза равновесие сместится влево (гидролиз соли уменьшается). Наоборот, если удалять продукты гидролиза, то равновесие сместится вправо (гидролиз соли усиливается).

Гидролиз солей, образованных многоосновными кислотами и многоатомными основаниями (K_3PO_4 , Na_2CO_3 , $(NH_4)_2SO_4$, $(Al_2SO_4)_3$ и др.), происходит ступенчато в соответствии со ступенчатой диссоциацией этих кислот и оснований. Так как ступенчатая диссоциация кислот и оснований протекает

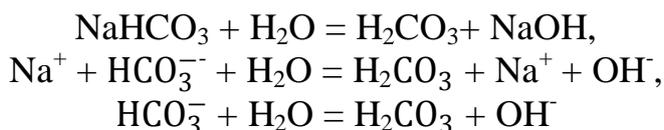
значительно сильнее по первой ступени, чем по второй и третьей, то и гидролиз по первой ступени протекает во столько же раз сильнее. В результате такого гидролиза образуются кислые и основные соли.

При гидролизе соли, образованной двух- и многоосновной слабой кислотой, будет происходить образование кислых солей. Например, при составлении уравнения гидролиза карбоната натрия исходят из того, что это соль, образованная слабой кислотой и сильным основанием. Ион CO_3^{2-} будет связывать ионы водорода воды. Но поскольку CO_3^{2-} имеет два заряда, то гидролиз будет протекать по двум ступеням:

I ступень:

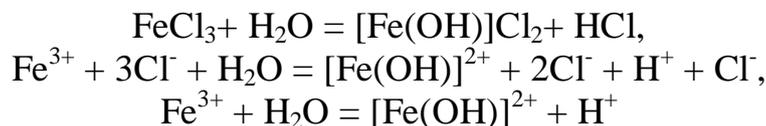


II ступень:

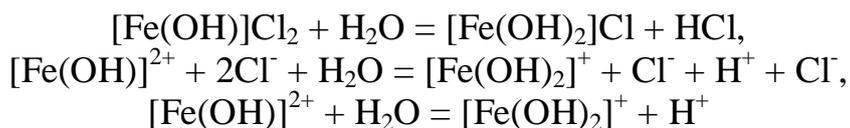


Гидролиз соли, образованной сильной кислотой и слабым многоатомным основанием, протекает по трем ступеням:

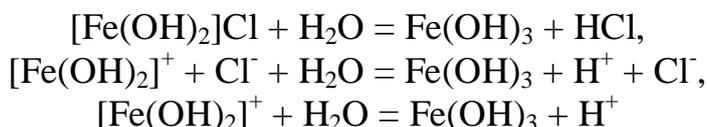
I ступень:



II ступень:



III ступень:

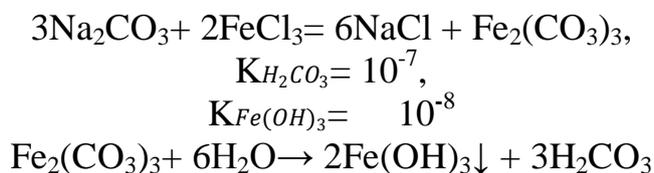


Если соль образована сильной кислотой и сильным основанием, то эта соль гидролизу не подвергается, так как ионы соли не образуют с водой слабых электролитов, равновесие диссоциации молекул воды не нарушается – NaCl , Na_2SO_4 , и т. п. Вследствие того, что концентрация ионов H^+ и OH^- остается такой же, как у чистой воды, pH раствора равен 7.

Гидролиз соли может протекать необратимо, если:

- кислота является либо легколетучей, либо труднорастворимой и ее константа диссоциации не превышает 10^{-7} ;
- основание является труднорастворимым соединением и его константа диссоциации не превышает 10^{-8} .

Рассмотрим реакцию взаимодействия двух солей, в результате которой образуется соль, отвечающая приведенным выше условиям:



В результате реакции должен образоваться осадок карбоната железа, но соль $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$ не существует, так как происходит ее полный гидролиз вследствие усиления гидролиза соли слабого основания (FeCl_3) солью слабой кислоты (Na_2CO_3).

4. Порядок выполнения работы

Опыт 1. Определение типа реакции гидролиза и влияние температуры на гидролиз.

В шесть пробирок поместите небольшое количество кристалликов солей: хлорида калия, нитрата натрия, сульфата алюминия, ацетата натрия, карбоната натрия, нитрата свинца.

В каждую пробирку налейте 1–2 мл воды, растворите соли и прибавьте выбранный индикатор. Установите приблизительно величину рН каждого раствора. Результаты наблюдения запишите в таблицу 13.

Таблица 13

Вещество	Индикатор	Цвет индикатора в водном растворе соли	Реакция среды (кислая, щелочная, нейтральная)	Тип гидролиза (не гидролизуется, по катиону, по аниону)
KCl				
NaNO ₃				
Al ₂ (SO ₄) ₃				
CH ₃ COONa*				
Na ₂ CO ₃				
Pb(NO ₃) ₂				

* В пробирку с раствором ацетата натрия прибавьте индикатор фенолфталеин и нагрейте ее на водяной бане. Как изменится окраска раствора? В каком направлении сместится равновесие гидролиза? Сделайте вывод о влиянии температуры на степень гидролиза.

Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза. В тех случаях, когда гидролиз протекает ступенчато, напишите уравнения реакций для каждой ступени.

Опыт 2. Влияние разбавления раствора на степень гидролиза соли.

В пробирку внесите 2–3 капли раствора хлорида сурьмы (III) и прибавьте 10–15 капель воды. Запишите свои наблюдения.

Составьте уравнения реакции, учитывая, что белый осадок SbOCl (хлористого антимонила) образуется на второй ступени гидролиза из $\text{Sb}(\text{OH})_2\text{Cl}$ вследствие отщепления воды. Сделайте вывод о влиянии разбавления раствора на степень гидролиза солей.

Добавлением какого реактива можно уменьшить степень гидролиза хлорида сурьмы? Проверьте свое заключение опытом. Напишите уравнения реакций.

Опыт 3. Гидролиз при реакции обмена. Полный гидролиз.

Смешайте в пробирке небольшое количество кристаллов сернокислого алюминия и соды, добавьте 1–2 мл воды. Обратите внимание на выделение углекислого газа и белого осадка гидрата окиси алюминия. Составьте уравнения происходящих реакций в молекулярном и ионном виде. Сделайте вывод о том, в каких случаях гидролиз идет до конца.

5. Содержание отчета

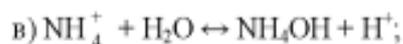
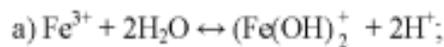
Отчет составляется с указанием цели, задания в точном соответствии с ней. В описании опытов должны найти отражение факты наблюдений за изменением окраски растворов, выпадением осадков, выделением газов и т. д. Описание опытов должно сопровождаться уравнением протекающих при этом реакций, а также выводами.

Контрольные вопросы

1. Какие реакции называются реакциями гидролиза?
2. Какие соли подвергаются гидролизу и почему?
3. Почему не все соли гидролизуются?
4. В чем состоит полный гидролиз солей? Приведите примеры.
5. Какой величиной рН характеризуются растворы солей, подвергающихся гидролизу?
6. Какими количественными величинами характеризуется гидролиз? Какая связь между этими величинами?
7. Перечислите факторы, влияющие на подавление гидролиза.
8. Как влияют температура и разбавление на гидролиз?
9. Перечислите факторы, влияющие на усиление гидролиза.
10. Почему не происходит гидролиз солей типа NaCl и K_2SO_4 ?
11. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза солей: CH_3COONa , NH_4NO_3 , Na_2S , NH_4CN , ZnCl_2 , CuSO_4 . Для каждой соли определите тип гидролиза и реакцию среды.
12. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций гидролиза солей: а) нитрата аммония; б) ацетата магния. Объясните, как влияют на гидролиз разбавление раствора и нагревание.
13. Почему растворы K_2CO_3 и NaCN имеют щелочную реакцию, а растворы NH_4Cl и ZnCl_2 – кислую? Ответ подтвердите, составив уравнения гидролиза в молекулярном и ионном виде.

14. В каких случаях при гидролизе образуются: а) кислые соли; б) основные соли? Приведите по одному примеру на каждый случай с написанием уравнений гидролиза.

15. Подберите по два уравнения в молекулярном виде к каждому из кратких ионных уравнений:



16. В какую сторону сместится равновесие гидролиза KCN, если к раствору прибавить: а) щелочь; б) кислоту? Напишите уравнение гидролиза в молекулярном и ионном виде.

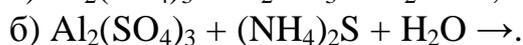
17. В какую сторону сместится равновесие гидролиза SbCl₃, если к раствору прибавить: а) щелочь; б) кислоту? Напишите уравнение гидролиза соли в молекулярном и ионном виде.

18. При сливании растворов CrCl₃ и Na₂CO₃ образуется осадок гидроксида хрома (III). Объясните причину этого явления и напишите уравнения в молекулярном и ионном виде.

19. Укажите, какие из приведенных ниже солей гидролизуются: KNO₃, Na₂SO₄, K₂S, KBr, CuCl₂. Для солей, подвергающихся гидролизу, составьте ионные и молекулярные уравнения реакций. Определите тип гидролиза и реакцию среды.

20. Определите среду раствора соли (NH₄)₂S, если известно, что константа диссоциации NH₄OH равна $1,76 \cdot 10^{-5}$, а константа диссоциации H₂S по первой ступени равна $1,0 \cdot 10^{-7}$.

21. Закончите уравнения следующих реакций (с учетом возможности необратимого гидролиза образуемых солей):



КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

1. Цель работы

Ознакомление со способами получения комплексных соединений, а также их строением и свойствами.

2. Задание

2.1. Получить комплексное основание двухвалентного никеля и на его примере рассмотреть строение комплексных соединений.

2.2. Получить комплексное соединение трехвалентного висмута, эмпирическая формула которого имеет вид $KI \cdot BiI_3$.

2.3. Проследить влияние температуры на прочность кристаллогидратов.

2.4. Изучить различие между двойными и комплексными солями на примере отношения железоаммонийных квасцов NH_4FeSO_4 и гексациано(III)-феррата калия к качественным реактивам на сульфат-ион SO_4^{2-} и ион Fe^{3+} .

2.5. Изучить поведение комплексных солей в реакциях обмена.

2.6. Составить отчет.

3. Теоретическая часть

Комплексными называются сложные молекулярные соединения, которые образуются путем сочетания из молекул более простых веществ, способных к самостоятельному существованию. Примерами комплексных соединений, между составными частями которых существует взаимодействие, не предусмотренное теорией валентности, являются $NH_3 \cdot HCl$; $CoCl_3 \cdot 6NH_3$; $3KCN \cdot 3KNO_2$ и др. Комплексные соединения существуют как в кристаллическом состоянии, так и в растворе.

Комплексные соединения состоят из внешней и внутренней сфер. В состав внутренней сферы входит центральный атом или положительно заряженный ион металла (комплексообразователь), вокруг которого группируются нейтральные полярные молекулы (например, NH_3 , H_2O) или отрицательно заряженные ионы (OH^- , Cl^- , F^- , CN^- , CNS^- , NO_2^- и др.), называемые лигандами.

Роль комплексообразователя чаще всего выполняют катионы d-элементов. Лиганды связаны с комплексообразователем по донорно-акцепторному механизму: центральный атом выполняет роль акцептора электронов, а лиганды – роль донора электронных пар.

Если в качестве лигандов выступают молекулы аммиака, то образующиеся комплексы называют аммиакатами ($[Pt(NH_3)_6]Cl$), а если молекулы воды, то кристаллогидратами ($[Cr(H_2O)_6]Cl_3$, $[Fe(H_2O)_6]Br_3$, $[Ni(H_2O)_6]Cl_2$). Комплексообразователь в любом комплексном соединении характеризуется двумя параметрами: зарядом и координационным числом (КЧ). Последнее показывает, сколько лигандов удерживает комплексообразователь. Для одновалентных ионов, как правило, координационное число равно двум, для двухвалентных – четырем, для трехвалентных – шести.

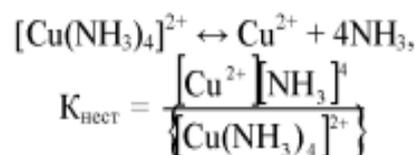
Заряд внутренней координационной сферы является алгебраической суммой зарядов комплексообразователя и лигандов. Внутреннюю сферу комплекса обычно заключают в квадратные скобки. Заряд комплексного иона компенсируется зарядом внешней сферы, представляющей собой простой ион противоположного знака и равный ему по величине. Связь между внешней сферой и комплексным ионом носит ионный характер.

В растворах комплексные соединения диссоциируют ступенчато. По первой ступени они диссоциируют как сильные электролиты и распадаются на внутреннюю и внешнюю сферы, например:



В случае отсутствия внешней сферы комплексное соединение не является электролитом, например: $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]$, $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$.

На второй ступени диссоциации идет распад комплексных ионов. Комплексные ионы обладают различной устойчивостью, и процесс их распада можно рассматривать как диссоциацию слабого электролита в растворе и количественно характеризовать ее с помощью константы равновесия, называемой в данном случае константой нестойкости ($K_{\text{нест}}$). Например, для комплексного иона $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ имеем:



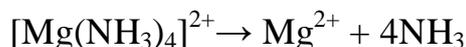
Чем меньше величина константы нестойкости, тем прочнее комплексный ион.

Если в системе имеются два комплекса, то равновесие реакции смещается в сторону образования комплекса с более устойчивой внутренней сферой. Например, в реакции

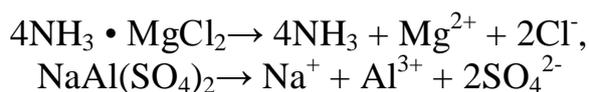


равновесие смещено в сторону образования комплекса $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$.

Комплексные соединения с неустойчивой внутренней сферой относятся к комплексам типа двойных солей. К двойным солям относятся: соль Мора $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \cdot \text{FeSO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, двойной хлорид калия и меди $2\text{KCl} \cdot \text{CuCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ и многие другие. В отличие от комплексных соединений двойные соли диссоциируют в растворах с образованием всех ионов, из которых они состоят. Например, комплексный ион $[\text{Mg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ диссоциирует полностью, т. е. равновесие реакции



сдвинуто вправо, поэтому в растворах таких солей, как $4\text{NH}_3 \cdot \text{MgCl}_2$ или $\text{NaAl}(\text{SO}_4)_2$, комплексные ионы отсутствуют:



Таким образом, различие между комплексными соединениями и двойными солями заключается в устойчивости внутренней координационной сферы.

4. Порядок выполнения работы

Опыт 1. Получение комплексного основания двухвалентного никеля.

Взаимодействием равных количеств сульфата никеля NiSO_4 и едкого натра NaOH получите осадок гидроксида никеля $\text{Ni}(\text{OH})_2$. Для получения комплексного

основания никеля $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$ к полученному осадку гидроксида никеля по каплям добавьте концентрированный раствор аммиака NH_4OH до образования окрашенного раствора. Свяжите наблюдающееся углубление окраски раствора с протекающими химическими процессами.

Укажите комплексообразователь, определите его заряд и координационное число. Назовите полученное комплексное соединение. Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионном виде.

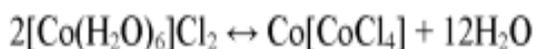
Опыт 2. Получение комплексной соли тетраiodовисмутата калия $\text{K}[\text{BiI}_4]$

К 3–4 каплям раствора соли нитрата висмута $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ прибавьте по каплям 0,5 н. раствор иодида калия KI до выпадения осадка соли BiI_3 с последующим его растворением в избытке иодида калия. Какой цвет имеет осадок BiI_3 и раствор комплексной соли $\text{K}[\text{BiI}_4]$?

Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионном виде. Укажите комплексообразователь, определите его заряд и координационное число. Какой вид химической связи имеет место внутри комплексного иона?

Опыт 3. Разрушение комплексных соединений.

В пробирку внесите несколько кристалликов соли $\text{CoCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ и осторожно нагрейте. Наблюдаемое изменение цвета содержимого пробирки свяжите с происходящим при нагревании разрушением кристаллогидрата хлорида кобальта по схеме



Пробирку охладите и добавьте несколько капель воды.

По аналогии с соединением $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_2$ составьте структурные формулы комплексных солей $\text{NiBr}_3 \cdot 6\text{NH}_3$ и $\text{Fe}(\text{CN})_3 \cdot 3\text{KCN}$, если известно, что координационные числа Ni^{3+} и Fe^{3+} равны 6. Назовите комплексные соединения.

Опыт 4. Различие между комплексными и двойными солями.

В две пробирки налейте по 2–3 капли раствора $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$, а в третью – столько же капель раствора соли $3\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$. Добавьте в первую пробирку несколько капель раствора соли хлорида бария BaCl_2 (реактива для обнаружения иона SO_4^{2-}). Что представляет собой белый осадок, выпадающий в данной пробирке? В две другие пробирки внесите по 2–3 капли раствора соли роданида калия KCNS (реактива для обнаружения иона Fe^{3+}). В какой из этих пробирок появляется окрашенный в красный цвет роданид железа $\text{Fe}(\text{CNS})_3$?

Напишите уравнения всех протекающих реакций в молекулярном и ионном виде. К какому типу соединений – комплексным или двойным солям – относятся исследуемые соли? Напишите уравнения диссоциации обеих солей. В чем различие между комплексными и двойными солями? Назовите двойную и комплексную соли.

Опыт 5. Комплексные соли в реакциях обмена.

К 4–5 каплям раствора сульфата меди CuSO_4 добавьте такое же количество раствора желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$. Какая из двух образующихся солей выпадает в осадок в ходе обменной реакции между исходными солями-электролитами? Назовите образующуюся в результате реакции соль.

Составьте уравнение протекающей реакции. Напишите выражение для константы нестойкости иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3+}$.

5. Содержание отчета

Отчет составляется с указанием цели и задания. Результаты проведенных опытов излагаются сжато и в соответствии с той последовательностью, в которой они представлены заданием. В описании опытов должны найти отражение факты наблюдения за изменением окраски растворов, выпадением осадков, выделением газов и т. д. Описание опытов должно сопровождаться уравнениями протекающих реакций в молекулярной и ионной формах. Детальный разбор строения комплексного соединения проводится в опыте 2, константа нестойкости составляется для комплексного иона в опыте 5.

Общий вывод по работе должен содержать обобщенные результаты наблюдений и полученных знаний о строении комплексных соединений, их прочности, растворимости в воде, способности к диссоциации в водных растворах.

Контрольные вопросы

1. Какие соединения относятся к комплексным?
2. Что показывает координационное число комплексообразователя?
3. Напишите структурные формулы комплексных соединений следующего состава: $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, $\text{Co}(\text{NO}_2)_3 \cdot 3\text{KNO}_2$, $3\text{KCN} \cdot \text{Fe}(\text{CN})_3$, заключив внутреннюю сферу комплекса в квадратные скобки.
4. Разберите строение комплексных солей на примерах соединений $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$, $\text{K}_2[\text{PtCl}_6]$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$. Определите заряд внутренней сферы, укажите для атома-комплексообразователя его координационное число и заряд.
5. Составьте формулы комплексных соединений, состоящих из ионов: а) K^+ , Cd^{2+} , CN^- ; б) Cu^{2+} , Cl^- , NH_4^+ ; в) Na^+ , Ag^+ , CN^- , если координационные числа Cd^{2+} , Cu^{2+} , Ag^+ соответственно равны 4, 4, 2.
6. Напишите уравнения диссоциации следующих комплексных соединений: а) $\text{K}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$; б) $\text{Na}_4[\text{Ni}(\text{CN})_6]$; в) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$. Какой вид химической связи имеет место между комплексообразователем и лигандами? между внешней и внутренней сферами?
7. Напишите уравнения вторичной диссоциации и составьте выражения для констант нестойкости следующих комплексных ионов: $[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{3-}$, $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, $[\text{HgCl}_4]^{2-}$. Расставьте ионы в порядке возрастания их устойчивости, если константы нестойкости данных ионов соответственно равны $1 \cdot 10^{-13}$, $2 \cdot 10^{-9}$, $1 \cdot 10^{-35}$, $6 \cdot 10^{-17}$.

8. Чем отличаются двойные соли от комплексных? Как диссоциируют в растворе те и другие? Приведите примеры.

9. Как называются комплексы, если лигандами являются: а) молекулы аммиака; б) молекулы воды?

10. Назовите комплексные соли:



11. Напишите координационные формулы следующих комплексных соединений:

а) дицианоаргентат калия;

б) нитрат диакватетраамминникеля (II);

в) гексанитрокобальтат (III) калия;

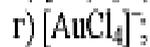
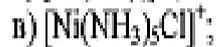
г) трифторогидроксобериллат магния;

д) трихлоротриамминкобальт;

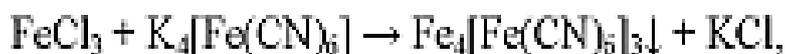
е) фосфатотетраамминхром;

ж) сульфат карбонатотетраамминхрома (III).

12. Определите степень окисленности комплексообразователя в следующих комплексных ионах:



13. Напишите в ионной форме уравнения реакций, идущих по следующим схемам:



ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

1. Цель работы

Изучение окислительно-восстановительных свойств атомов металлов и неметаллов в зависимости от степени их окисления и характера среды, в которой протекает реакция.

2. Задание

2.1. Изучить восстановительные свойства атомов металлов и неметаллов в низшей степени окисления.

2.2. Изучить окислительно-восстановительную двойственность атомов в промежуточной степени окисления.

2.3. Изучить окислительные свойства атомов металлов в высшей степени окисления и влияние рН среды на характер протекания окислительно-восстановительных реакций.

2.4. Сделать выводы по проведенным реакциям и составить отчет по результатам работы.

3. Теоретическая часть

Окислительно-восстановительными называются реакции, в результате протекания которых изменяется степень окисления одного или нескольких элементов, входящих в состав реагирующих веществ. Степень окисления – это условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов. В любом соединении каждому атому может быть приписана степень окисления.

Для вычисления степени окисления элемента следует исходить из следующих положений:

– степень окисления элементов в простых веществах равна 0 (H_2 , Cl_2 , Na, Fe);

– постоянную степень окисления имеют щелочные металлы (+1), щелочноземельные металлы (+2), фтор (-1);

– водород проявляет степень окисления (+1) во всех соединениях, кроме гидридов активных металлов ($\text{Me}_x\text{H}_y^{-1}$);

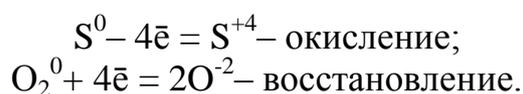
– кислород проявляет степень окисления (-2), за исключением фторида кислорода (O^{+2}F_2), пероксида водорода ($\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$), пероксидов щелочных и щелочноземельных металлов;

– алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, равна нулю.

Последнее положение позволяет рассчитывать степень окисления любого элемента в многоатомной молекуле. Например, степень окисления серы (x) в соединении $\text{Na}^{+1}\text{H}^{+1}\text{S}^x\text{O}_3^{2-}$ определяется из уравнения

$$+1 + 1 + x + 3(-2) = 0, x = +4.$$

Восстановление – это процесс присоединения электронов, окисление – это процесс отдачи электронов. Например:



Окисление всегда сопровождается восстановлением и наоборот. Поэтому окислительно-восстановительные реакции представляют единство двух противоположных процессов – окисления и восстановления. В этих реакциях число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, присоединяемых окислителем.

Восстановители – это атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны в процессе реакции. Восстановители всегда окисляются, т. е. повышают свою степень окисления. Восстановителями являются:

– анионы как простые (Cl^- , Br^- , S^{2-}), так и сложные, в которых более электроположительный элемент имеет низшую или низкую степень окисления (например, ClO^-);

– атомы металлов, имеющие на внешнем энергетическом уровне от 1 до 3 электронов;

– некоторые вещества при высокой температуре (C, CO).

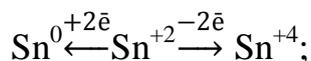
Окислители – это атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны в процессе реакции. Окислители всегда восстанавливаются, т. е. понижают свою степень окисления. Окислителями являются:

– простые вещества, атомы которых обладают большой электроотрицательностью;

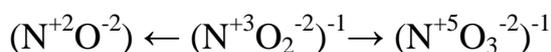
– катионы металлов в высшей степени окисления (Sn^{+4} , Fe^{+3}) и сложные анионы, содержащие элементы в высшей степени окисления (CrO_4^{2-} , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, NO_3^- и др.).

Окислительно-восстановительную двойственность проявляют:

– элементарные катионы с промежуточной (между высшей и низшей) степенью окисления. Например, Sn^{2+} :

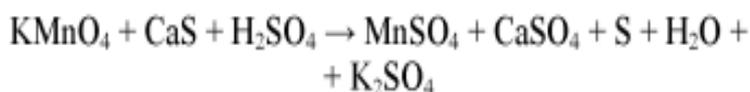


– сложные анионы с промежуточной степенью окисления центрального атома. Например, $(\text{NO}_2)^{-1}$:

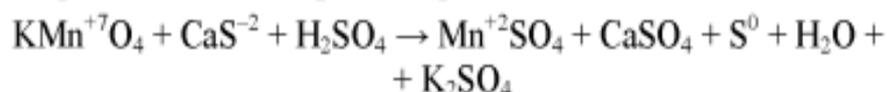


Чтобы составить уравнение окислительно-восстановительной реакции методом электронного баланса, необходимо:

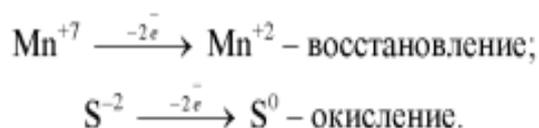
1. Записать схему реакции:



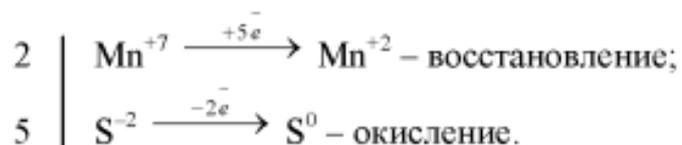
2. Определить и отметить степень окисления элементов, которые меняются в процессе реакции:



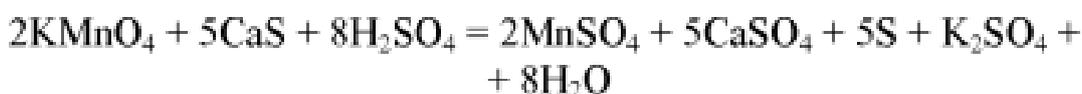
3. Составить схемы полуреакций окисления и восстановления:



4. Подобрать множители для полуреакций так, чтобы число электронов, отданных при окислении, было равно числу электронов, принятых при восстановлении:



5. Расставить коэффициенты в молекулярном уравнении реакции:



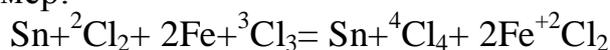
6. Проверить правильность составленного уравнения, подсчитав число атомов каждого элемента в левой и правой части уравнения.

Реакции окисления - восстановления могут протекать в различных средах: в кислой (избыток ионов H^+), в нейтральной (H_2O) и щелочной (избыток ионов OH^-). В зависимости от среды может изменяться характер протекания реакции между одними и теми же веществами, так как среда влияет на изменение степеней окисления атомов. Так, например, ион MnO_4^- в кислой среде восстанавливается до Mn^{+2} , в нейтральной – до MnO_2 , а в щелочной – до MnO_4^{2-} . Для создания в растворе кислой среды обычно используют серную кислоту. Азотную и соляную кислоты применяют редко: первая сама является окислителем, а вторая способна окисляться.

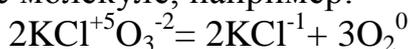
Для создания щелочной среды применяют растворы гидроксида калия или натрия.

Различают три типа окислительно-восстановительных реакций (ОВР): 1) межмолекулярные; 2) внутримолекулярные; 3) диспропорционирования.

При межмолекулярных ОВР окислитель и восстановитель находятся в разных веществах, например:



Внутримолекулярные ОВР протекают с изменением степени окисления разных атомов в одной и той же молекуле, например:



Реакции диспропорционирования сопровождаются уменьшением и увеличением степени окисления атомов одного и того же элемента внутри одного соединения. Например,



4. Порядок выполнения работы

Восстановительные свойства атомов металлов и неметаллов в низшей степени окисления

Опыт 1. Окисление сульфата железа (II) перманганатом калия в кислой среде.

В пробирку внесите 4 капли раствора перманганата калия KMnO_4 и 2 капли 2 н. раствора серной кислоты. Затем добавьте раствор соли FeSO_4 до полного исчезновения малиновой окраски раствора. Напишите уравнение протекающей реакции, одним из продуктов которой будет соль марганца.

Какое соединение в этой реакции выполняет роль окислителя, а какое – восстановителя?

Опыт 2. Взаимодействие раствора аммиака с бромной водой.

В пробирку с 4–5 каплями свежеприготовленного раствора бромной воды прибавьте по каплям 25%-ный раствор аммиака NH_4OH . В отчете отметьте изменения, происходящие с окраской раствора. Составьте уравнение протекающей реакции, учитывая, что одним из продуктов взаимодействия брома с аммиаком будет свободный азот.

Какие свойства проявляет азот (N^{-3}) в проведенной окислительно-восстановительной реакции?

Окислительно-восстановительная двойственность атомов металла в промежуточной степени окисления

Опыт 3. Восстановление MnO_2 концентрированной соляной кислотой.

В сухую пробирку поместите несколько кристалликов MnO_2 и примерно 1 см^3 концентрированной соляной кислоты. Отметьте цвет раствора. По запаху определите характер выделяющегося газа. Напишите уравнение реакции. Определите роль MnO_2 в этой реакции (окислитель или восстановитель).

Опыт 4. Окисление MnO_2 нитратом калия KNO_3 в присутствии KOH .

В тигель поместите в равных долях небольшие количества кристаллов KNO_3 и KOH . Смесь расплавьте и не прекращайте нагревания, пока масса не загустеет. Отметьте окраску полученного расплава, обусловленную появлением в продуктах реакции манганата калия K_2MnO_4 .

Напишите уравнение реакции. Определите роль двуокиси марганца в реакции.

Окислительные свойства атомов металлов в высшей степени окисления

Опыт 5. Окисление хлоридом железа (III) иодида калия до свободного йода.

В пробирку с 4 каплями раствора хлорида трехвалентного железа внесите 10–12 капель раствора толуола и добавьте 2 капли раствора KI . Отметьте

появление характерного окрашивания (какого?) в нижнем водном слое раствора. Стеклопалочкой перемешайте содержимое пробирки. Чем объяснить переход окраски в верхний органический слой?

Составьте уравнение восстановления хлорида железа (III) в хлорид железа (II). Укажите окислитель и восстановитель.

Опыт 6. Влияние pH среды на характер восстановления перманганата калия сульфитом калия (или натрия).

В три пробирки внесите по 5 капель раствора перманганата калия KMnO_4 . В первую пробирку добавьте 5 капель 2 н. раствора серной кислоты, во вторую – столько же воды, а в третью – такое же количество концентрированного раствора KOH . Затем поочередно в каждую пробирку добавьте несколько кристалликов сульфита калия K_2SO_3 (или натрия Na_2SO_3) и отметьте изменения окраски, происходящие в каждой пробирке.

Составьте уравнения восстановления KMnO_4 в различных средах. Сделайте вывод об изменении силы окислителя Mn^{+7} с ростом pH среды.

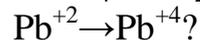
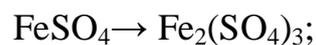
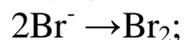
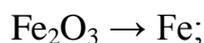
5. Содержание отчета

Отчет составляется с указанием цели и задания. Результаты проведенных опытов записываются в той последовательности, в какой они представлены в задании. В описании опытов должны найти отражение наблюдения за изменением окраски растворов, выпадением осадков, выделением газов и т. д. Описание опытов должно сопровождаться уравнениями протекающих реакций. Обязательными являются составление уравнений электронного баланса, установление окислителя и восстановителя.

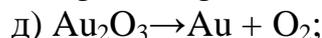
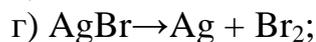
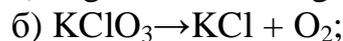
Общий вывод должен определить взаимосвязь характера окисленности элементов в соединениях с той ролью, которую выполняет конкретное соединение в окислительно-восстановительной реакции. Особо следует отметить влияние pH среды на характер протекания окислительно-восстановительных процессов.

Контрольные вопросы

1. Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным?
2. Что такое степень окисления элемента?
3. В чем состоит сущность процессов окисления и восстановления?
4. Какие элементы периодической системы обладают наиболее сильной окислительной и восстановительной способностью?
5. Почему большинство металлов проявляют только восстановительные свойства, а типичные неметаллы - окислительные?
6. Определите степень окисления в соединениях:
азота – HNO_3 , KNO_2 , NH_3 , NO_2 , N_2O , N_2 ;
серы – H_2S , S , SO_2 , H_2SO_4 , KHSO_3 .
Все соединения назовите.
7. Что имеет место – окисление или восстановление – при переходах:

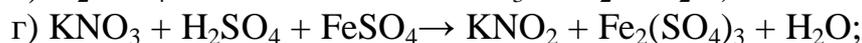


8. Определите тип окислительно-восстановительных реакций и подберите коэффициенты:



9. Какие из указанных веществ $-\text{PH}_3$, K_2SO_3 , K_2MnO_4 , HNO_3 , SO_3 , KBr , V_2O_5 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, NaHSO_4 , PbO_2 , SnCl_2 , H_2S , HClO , KNO_2 , NH_3 , MnO_2 могут проявлять только окислительные свойства? только восстановительные свойства? как окислительные, так и восстановительные свойства?

10. Подберите коэффициента: в следующих окислительно-восстановительных реакциях:



СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ И ИХ ГИДРОКСИДОВ

1. Цель работы

Изучение химической активности металлов в реакциях с кислотами и щелочами. Ознакомление со свойствами гидроксидов металлов.

2. Задание

2.1. Изучить активность цинка в реакциях с солями металлов меди, олова, висмута.

2.2 Сравнить характер взаимодействия ряда металлов с разбавленными и концентрированными растворами соляной, серной и азотной кислот.

2.3. Сравнить отношение магния и алюминия к действию концентрированного раствора щелочи.

2.4. Изучить свойства гидроксидов металлов в реакциях с кислотами и щелочами.

3. Теоретическая часть

Большинство известных химических элементов относятся к металлам. На внешнем энергетическом уровне большинство металлов имеют в основном 1–3 электрона (у атомов Sn, Pb– 4 электрона, у Bi– 5 электронов, у Po – 6). Все атомы металлов имеют сравнительно большой радиус, который увеличивается в группах

сверху вниз, что приводит к усилению металлических свойств элементов. Характер кристаллической решетки металлов обуславливает специфические свойства металлов: металлический блеск, тепло- и электропроводность, пластичность, ковкость.

Химическая активность металлов связана с их восстановительными свойствами. Мерой восстановительной активности металлов в растворах являются их стандартные электродные потенциалы, измеренные при температуре 25°C (см. прил. Г). В ряду напряжений металлы располагаются в порядке убывания их восстановительной активности и усиления окислительных свойств их ионов. Активные металлы начала ряда способны вытеснять водород из воды. Магний вытесняет водород только из горячей воды. Металлы, расположенные между магнием и кадмием, не вытесняют водород из воды, так как на их поверхности образуются оксидные пленки, обладающие защитными свойствами.

Металлы, расположенные между магнием и водородом, вытесняют водород из водных растворов кислот. Исключение составляют реакции металлов с разбавленной азотной кислотой, где в роли окислителя выступают не ионы водорода (H^+), а атом азота в высшей степени окисления (N^{+5}).

Характер взаимодействия активных и неактивных металлов с кислотами представлен в таблице 14.

Таблица 14

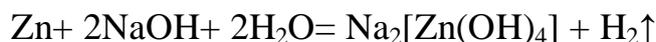
Схема взаимодействия металлов с кислотами

Исходные вещества		Металл	Продукты реакции
Кислота			
Разбавленная	HCl	активный	Соль + H_2
		неактивный	–
	H ₂ SO ₄	активный	Соль + H_2
		неактивный	–
	HNO ₃	активный	Соль + N_2O + HOH
		неактивный	Соль + NO + HOH
Концентрированная	HCl	активный	Соль + H_2
		неактивный	–
	H ₂ SO ₄	активный	Соль + H_2S + HOH
		неактивный	Соль + SO_2 + HOH
	HNO ₃	Fe, Cr, Al	Без нагревания не идет
		активный	Соль + NO_2 + HOH
		неактивный	Соль + NO_2 + HOH
		Fe, Cr, Al	Без нагревания не идет

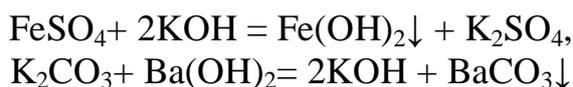
Специфично протекает взаимодействие олова с концентрированной HNO₃: образуется светло-серый осадок β-оловянной кислоты сложного состава $xSnO_2 \cdot yH_2O$, которой условно приписывают формулу H₂SnO₃.

Образующиеся на поверхности некоторых металлов (Fe, Cr, Al) защитные оксидные пленки тормозят протекание реакций окисления этих металлов концентрированными кислотами без нагревания, так как металл переходит в пассивное состояние.

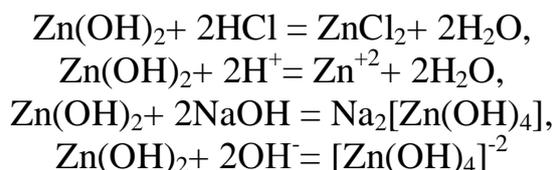
Восстановительную активность отдельные металлы проявляют и в реакциях со щелочами. К ним относятся только металлы, гидроксиды которых обладают амфотерными свойствами. Процесс растворения металла в концентрированном растворе щелочи протекает с выделением водорода и образованием комплексного соединения металла. Так, в случае цинка эта реакция с раствором едкого натра идет по схеме



Одним из важнейших классов неорганических соединений являются основания. Примерами растворимых в воде оснований (щелочей) являются едкий натр NaOH и едкий калий KOH, нерастворимого – гидроксид железа Fe(OH)₂. Общим методом получения оснований является реакция взаимодействия солей со щелочами. Например:



Гидроксиды типичных металлов обладают только основными свойствами, т. е. взаимодействуют только с кислотами. Амфотерные гидроксиды взаимодействуют и со щелочами. Например, осадок гидроксида цинка Zn(OH)₂ растворяется не только в кислоте, но и в избытке раствора щелочи, образуя в последнем случае соль цинковой кислоты:



4. Порядок выполнения работы

Опыт 1. Вытеснение металлов из растворов их солей цинком.

В три пробирки поместите по одной грануле металлического цинка, прилейте в одну пробирку 5–6 капель 2 н. раствора сульфата меди CuSO₄, другие – такое же количество растворов хлорида олова SnCl₂ и азотнокислого висмута Bi(NO₃)₃.

Какие изменения наблюдаются в каждой пробирке? Составьте уравнения протекающих реакций. Какими металлами можно заменить в этом опыте цинк?

Опыт 2. Взаимодействие металлов с разбавленными растворами кислот.

а) В две пробирки поместите по небольшому кусочку медной проволоки и магния и добавьте по 5–6 капель 2 н. раствора H₂SO₄. В какой пробирке наблюдается выделение газа и какого?

б) Аналогичные опыты проведите для меди и алюминия с 2 н. раствором HNO₃. При необходимости содержимое пробирок осторожно нагрейте. Что наблюдаете? Составьте уравнения протекающих реакций. Сделайте выводы.

Опыт 3. Взаимодействие металлов с концентрированными растворами кислот.

а) В две пробирки поместите по небольшому кусочку медной и алюминиевой проволоки и прилейте по 5–6 капель концентрированной HCl. Попробуйте содержимое пробирок нагреть. Объясните наблюдаемые явления. Составьте уравнения протекающих реакций.

б) Аналогичные опыты проведите с концентрированным раствором серной кислоты для меди и магния. По характерному запаху определите состав газа, выделяющегося в пробирке с магнием. Составьте уравнения протекающих реакций.

в) С концентрированным раствором HNO_3 выполните аналогичные опыты для меди, алюминия и олова. О чем говорит появление бурых паров во всех пробирках при нагревании? Что за осадок серого цвета образуется в пробирке с металлическим оловом? Почему активный металл алюминий не вступает в реакцию с HNO_3 без нагревания? Какие еще металлы не реагируют с концентрированной азотной кислотой при нагревании? Составьте уравнения протекающих реакций. Сравните полученные результаты.

Опыт 4. Взаимодействие магния и алюминия с 30%-ным раствором щелочи.

В две пробирки с небольшими кусочками алюминиевой проволоки и магния прилейте по 8–10 капель 30%-ного раствора NaOH. В какой из пробирок имеет место бурное выделение водорода при нагревании, а в какой – нет? Почему? Составьте уравнение протекающей реакции для металла, вступающего в реакцию со щелочью.

Опыт 5. Получение гидроксидов металлов и изучение их свойств.

а) Взаимодействием равных количеств 2 н. растворов CuSO_4 и NaOH получите осадок гидроксида меди. Осадок разделите на две части. В одну пробирку прибавьте несколько капель 2 н. раствора HCl, а в другую – 30%-ный раствор NaOH до растворения осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Отметьте цвет образующегося раствора.

б) Проведите аналогичный опыт с получением осадка гидроксида алюминия (гидроксид натрия добавляйте осторожно по каплям) и его реакций по отношению к растворам HCl и NaOH. Отметьте скорость растворения осадка $\text{Al}(\text{OH})_3$ в NaOH.

в) Сливанием равных количеств 2 н. растворов $\text{Bi}(\text{NO}_3)_3$ и NaOH получите осадок гидроксида висмута и испытайте его действием растворов HCl и NaOH. В каком случае происходит растворение $\text{Bi}(\text{OH})_3$?

Что можно сказать о свойствах трех видов гидроксидов металлов? Составьте уравнения протекающих реакций в молекулярном и ионном виде.

5. Содержание отчета

Отчет составляется с указанием цели, задания и в точном соответствии с ними. Результаты проведенных опытов излагаются сжато, отмечается выделение газа, цвет осадка, изменение окраски раствора.

Общий вывод по работе должен содержать суммированные результаты наблюдений о химической активности изучаемых металлов. Характер гидроксидов металлов следует связать с местоположением этих металлов в периодической системе Д.И. Менделеева.

Контрольные вопросы

1. Расскажите о местоположении металлов в периодической системе Д.И. Менделеева, изменении их свойств по периодам и группам.

2. В чем состоят особенности характера химической связи и кристаллической решетки металлов?

3. Перечислите основные физические характеристики, присущие всем металлам.

4. Почему металлы в свободном состоянии в окислительно-восстановительных реакциях всегда выступают в роли восстановителей?

5. В чем заключается специфика взаимодействия металлов с разбавленными и концентрированными кислотами?

6. Какие металлы способны вытеснять водород из воды?

7. С чем связан переход металлов в пассивное состояние при взаимодействии с концентрированными кислотами?

8. Какие металлы склонны вступать в реакцию с водными растворами щелочей? Приведите пример и подтвердите его уравнением реакции.

9. Какая разница существует в способах получения растворимых и нерастворимых гидроксидов?

10. Чем определяется основной и амфотерный характер гидроксидов?

11. Напишите реакции, подтверждающие амфотерный характер гидроксида хрома (III) и гидроксида свинца (II).

КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ И СПОСОБЫ ЗАЩИТЫ ОТ НЕЕ

1. Цель работы

Изучение основных типов коррозии металлов, влияния различных факторов на скорость коррозии, методов защиты от коррозии.

2. Задание

2.1. Ознакомиться с относительной скоростью коррозии железа в присутствии различных металлов.

2.2. Установить влияние pH среды на коррозию железа.

2.3. Ознакомиться с коррозией металлов в результате различного доступа кислорода.

2.4. Изучить влияние ионов хлора на коррозию алюминия.

2.5. Изучить роль защитной пленки в ослаблении коррозии алюминия и способы пассивирования.

2.6. Изучить анодную и катодную защиты металлов.

2.7. Изучить влияние ингибиторов.

3. Теоретическая часть

Коррозия металлов – это процесс их разрушения, протекающий самопроизвольно в результате химического или электрохимического взаимодействия с окружающей средой.

Химическая коррозия металлов характерна для сред, не проводящих электрический ток. При химической коррозии

происходит прямое взаимодействие металла с окислителем. К химической коррозии относятся:

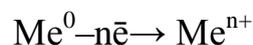
– газовая коррозия – в газах и парах без конденсации влаги на поверхности металла, например окисление металлов кислородом воздуха при высоких температурах;

– коррозия в неэлектролитах – агрессивных органических жидкостях (галогензамещенные и тиоорганические соединения), например разрушение двигателей внутреннего сгорания, элементов реактивных двигателей.

Электрохимическая коррозия (ЭХК) металлов характерна для сред, имеющих ионную проводимость. ЭХК металлов наблюдается при соприкосновении металлов с водой, растворами электролитов, атмосферным воздухом или другими влажными газами. В этих случаях процесс коррозии сопровождается перемещением электронов с одних участков металла к другим, т. е. появляется электрический ток. При ЭХК процесс взаимодействия металла с окислителем включает анодное растворение металла и катодное восстановление окислителя.

Таким образом, ЭХК – это разрушение металла под действием окружающей среды в результате возникновения гальванических пар. Если в раствор электролита, например серной кислоты, погрузить две металлические пластинки и соединить их между собой, то возникнет замкнутый гальванический элемент. Анодный и катодный процессы будут протекать на разных участках металла.

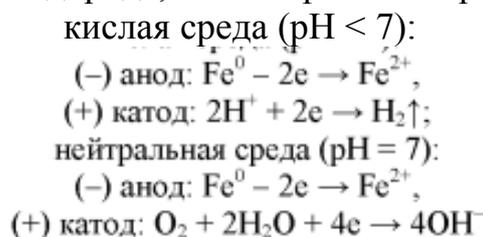
Анодный процесс происходит на участках поверхности с меньшим электродным потенциалом при анодной поляризации, т. е. смещении потенциала в положительную сторону от его равновесного значения, и сопровождается переходом ионов металла в раствор:



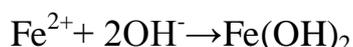
Катодный процесс происходит на участке поверхности с большим электродным потенциалом при катодной поляризации (смещении значения

потенциала в отрицательную сторону) и представляет собой восстановление окислителей, присутствующих в растворе электролита. Наиболее распространенные в природе окислители – это растворенный кислород и ионы водорода. Роль катодных участков играют менее активные металлы или неметаллические компоненты. Например, в углеродистых сталях катодными участками являются включения карбида железа – цементита (Fe_3C).

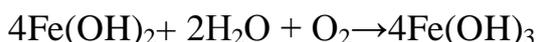
Рассмотрим коррозию железа в кислой ($\text{pH} < 7$) и нейтральной ($\text{pH} = 7$) среде, когда в основной металл включены частицы другого металла. В этом случае роль анода будет выполнять железо (так, его стандартный электродный потенциал меньше, чем у меди), на катоде (медный участок) в кислой среде будет идти процесс восстановления водорода, а в нейтральной среде – кислорода:



Образовавшиеся в нейтральной среде гидроксил-ионы соединяются с перешедшими в раствор ионами железа:



Гидроксид железа (II) в присутствии воды и кислорода воздуха окисляется до гидроксида железа (III):



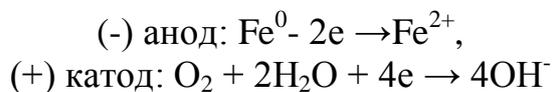
Гидроксид железа (III) частично отщепляет воду, образуя бурую ржавчину:



В первом случае процесс называют коррозией с водородной деполяризацией. В результате перехода электронов с анода на катод потенциал катода становится более отрицательным, а потенциал анода более положительным, т. е. происходит выравнивание потенциалов, и коррозия замедляется или вовсе прекращается. Идущая здесь поляризация играет положительную роль, иначе коррозия протекала бы с большой скоростью. Однако наряду с поляризацией идет процесс деполяризации – повышается потенциал катода за счет окислителей, принимающих на нем электроны. Такие окислители называются катодными деполяризаторами. Ими являются ионы водорода в кислой среде и кислород, всегда содержащийся в воде и ее растворах, в нейтральной и щелочной средах.

Распространенной причиной возникновения ЭХК является аэрация – неравномерный доступ кислорода (или воздуха) к разным участкам одного и того же металла. Рассмотрим коррозию железа в атмосфере влажного газа или под

капель воды. При этом возникает концентрационный микрогальванический элемент. По краям капли, где кислорода больше, возникает катодный участок, а в центре, где слой воды больше и кислороду проникнуть труднее, возникает анодный участок (рисунок 3). Примером может служить вбитый во влажное дерево гвоздь. Та часть изделия (гвоздя), к которой доступ воздуха свободен, является катодом, а часть гвоздя, находящаяся в дереве, будет анодом. Возникает коррозия:



Чем дальше в ряду напряжений металла находятся металлы, из которых образуются микрогальванические элементы, тем скорость коррозии выше. Скорость коррозии возрастает с увеличением в электролите окислителей и понижением pH, а также с повышением температуры.

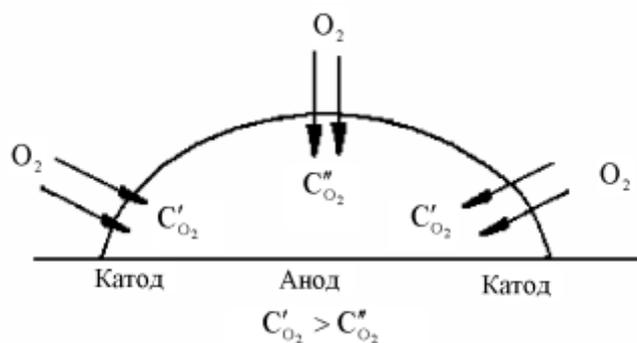


Рис. 3. Схема возникновения микрогальванических пар при неравномерном доступе кислорода (C_{O_2} – концентрация кислорода)

Коррозия металлов причиняет огромные убытки. В результате коррозии металлические изделия теряют свои ценные технические свойства. Поэтому очень большое значение имеет антикоррозионная защита металлов и сплавов. К основным способам борьбы с коррозией относятся: электрозащита; защитные покрытия, которые подразделяются на металлические и неметаллические; деаэрация воды, удаление из нее растворенных газов, в первую очередь кислорода и водорода; введение в раствор электролита ингибиторов; применение химически стойких сплавов.

К электрозащите относятся катодная и протекторная защита. Это способы, при которых в системе возникает направленный поток электронов.

Суть протекторной защиты состоит в следующем: два металла – защищаемый и протектор – приводятся в тесный контакт. Металл протектора подбирается так, чтобы он оказался анодом по отношению к защищаемому изделию. В первую очередь разрушается анод, защищаемое изделие сохраняется. Данный вид защиты относится к электрозащите, так как в системе возникает направленный поток электронов.

Электрозащита применяется в тех случаях, когда объем окружающей агрессивной среды очень велик. Электрозащита применяется на морских судах (подводные части), а также для защиты всех подводных и подземных сооружений.

В качестве защитных металлических покрытий в основном используют цинк (Zn) и олово (Sn). Покрытие цинком – цинкование. Покрытие оловом – лужение. По соотношению потенциалов защищаемого металла и покрытия все защитные покрытия делятся на катодные и анодные.

Примером анодного покрытия может служить оцинкованное железо. В этом случае защищаемый металл менее активен, чем металл покрытия, так как стандартный электродный потенциал железа равен $-0,44\text{В}$, а цинка $-0,76\text{В}$. В случае нарушения защитного покрытия в первую очередь начнет разрушаться само покрытие. Примером катодного покрытия служит луженое железо. При разрушении покрытия будет разрушаться защищаемый металл.

В настоящее время металлические покрытия широко применяются. Кроме защитной функции они могут выполнять декоративную функцию, а также весьма различные технологические назначения. К защитным неметаллическим покрытиям относят краски, лаки, эмали, полимеры. К ним относятся также фосфатирование и оксидирование (воронение) стали.

К ингибиторам коррозии относятся обычно органические вещества, содержащие атом азота (амины, имины и т. п.), неподеленная пара электронов которого создает условия для адсорбции ингибиторов на активных участках металла, пассивируя их.

4. Порядок выполнения работы

Опыт 1. Относительная скорость коррозии в присутствии различных металлов.

В одну пробирку внесите кусочек железа, покрытый медью. Для этого очистите его наждачной бумагой и опустите на 2–3 мин в раствор сульфата или хлорида меди (II); достаньте кусочек железа из раствора и ополосните. Во вторую пробирку поместите кусочек оцинкованного железа или к кусочку железа прикрепите кусочек цинковой пластины. В третью поместите кусочек железа, не покрывая его ничем (для контроля).

Во все три пробирки прилейте 1–2 мл 0,5 н. раствора соляной кислоты. Обратите внимание на скорость растворения металлов во всех трех пробирках.

Через 5 мин достаньте кусочки металлов и добавьте в пробирки по 2–3 капли гексацианоферрата (III) калия (синее окрашивание укажет на присутствие ионов двухвалентного железа), перемешайте. По интенсивности окраски сделайте вывод о количестве растворенного железа и о влиянии металлов меди и цинка на скорость растворения железа.

Объясните влияние металлов меди и цинка на скорость растворения (коррозии) железа, сопоставляя стандартные электродные потенциалы (приложение Г) железа и перечисленных металлов. Запишите уравнения анодного и катодного процессов, происходящих в каждой пробирке.

Опыт 2. Влияние pH среды на коррозию активных металлов.

В две пробирки поместите по кусочку железа. В одну из них прилейте 2–3 мл 0,5 н. раствора соляной кислоты ($\text{pH} < 7$), в другую – 2–3 мл 0,5 н. раствора

гидроксида калия ($\text{pH} > 7$). Через 30 мин кусочки металла выньте, а в пробирки прибавьте 2–3 капли гексацианоферрата (III) калия и соляной кислоты. Растворы перемешайте и по интенсивности окрашивания сделайте вывод о скорости коррозии при различных значениях pH .

Опыт 3. Коррозия в результате неравномерной аэрации.

Очистите стальную пластинку наждаком, промойте и высушите фильтровальной бумагой. На чистую поверхность нанесите в одну точку 1–2 капли 3%-ного раствора хлорида натрия, 1–2 капли гексацианоферрата (III) калия и 2–3 капли фенолфталеина. Отметьте, где появляется синее (присутствие иона железа двухвалентного) и розовое (присутствие ионов OH) окрашивание. Объясните причину. Составьте схему концентрационного гальванического элемента, возникающего на поверхности металла.

Опыт 4. Влияние ионов хлора (Cl^-) на коррозию алюминия.

В каждую из двух пробирок поместите по кусочку алюминия. Добавьте в одну из них раствор сернистой меди, а в другую – раствор хлорной меди. Отметьте, в какой пробирке коррозия идет сильнее. В пробирку с раствором сернистой меди добавьте несколько кристалликов хлорида натрия. Отметьте произошедшие изменения. Сделайте вывод о влиянии ионов хлора на скорость коррозии. Напишите уравнения реакций происходящих процессов.

Опыт 5. Роль оксидной пленки в ослаблении коррозии.

В пробирку налейте 1 мл азотнокислой ртути $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2$ и опустите туда на 1–2 мин кусочек алюминиевой проволоки. Затем достаньте его из раствора, тщательно ополосните водой и оставьте на несколько минут на воздухе.

Объясните изменения, происходящие на поверхности, составьте химические реакции разрушения оксидной пленки на поверхности алюминия в растворе азотнокислой ртути и реакцию взаимодействия алюминия с парами воды воздуха.

Опыт 6. Пассивирование металлов на примере алюминия.

В три пробирки поместите по кусочку алюминия, предварительно удалив при помощи наждачной бумаги оксидную пленку. Затем в одну пробирку прилейте 2–3 мл концентрированной кислоты, в другую – такой же объем 10%-ного раствора бихромата калия, а третью оставьте без изменения.

Через 3–4 мин слейте растворы с кусочков алюминия и промойте их водой. Затем прилейте во все три пробирки по 2–3 капли соляной кислоты и обратите внимание на скорость растворения алюминия.

Отметьте свои наблюдения и объясните их. Запишите уравнения химических реакций, происходящих на поверхности алюминия в разных растворах.

Опыт 7. Защитные свойства металлических покрытий.

В две пробирки налейте по 1 мл 0,5 н. раствора соляной кислоты и по две капли гексацианоферрата (III) калия. В одну пробирку опустите полоску оцинкованного железа, а в другую – луженого железа.

Отметьте, в какой из пробирок наблюдается появление более интенсивного синего окрашивания. Напишите реакции, протекающие на анодном и катодном участках поверхности металлов. Почему оцинкованное железо считается вариантом анодной защиты, а луженое – катодной защиты?

Опыт 8. Влияние ингибиторов на замедление коррозии.

В две пробирки налейте по 1 мл 0,5 н. раствора соляной кислоты и опустите туда по кусочку цинка. В одну пробирку прибавьте 1–2 капли ингибитора (анилина или уротропина) и хорошо перемешайте. В какой из пробирок металл корродирует быстрее? Объясните механизм действия ингибитора.

5. Содержание отчета

Отчет составляется с указанием цели работы и задания. Результаты проведенных опытов излагаются сжато, отмечается изменение окраски растворов, выпадение осадков, выделение газов и т. п. Описание опытов должно сопровождаться уравнениями протекающих окислительно-восстановительных реакций на катоде и аноде.

Общий вывод должен определять взаимосвязь коррозионного процесса с электрохимической активностью данного металла, с рН среды, с присутствием или отсутствием ингибиторов, а также веществ, способствующих пассивации поверхности металла.

Контрольные вопросы

1. Что такое коррозия металлов?
2. Что является причиной химической коррозии? Приведите примеры химической коррозии.
3. Что является причиной электрохимической коррозии? Как происходит коррозия оцинкованного и луженого железа: а) во влажном воздухе; б) в кислоте? Ответ обоснуйте и составьте электронно-ионные уравнения реакций, идущих на аноде и катоде.
4. Каков механизм коррозионных процессов при наличии посторонних включений в основной металл?
5. Каков механизм электрохимической коррозии при неравномерной аэрации?
6. Какие существуют методы защиты от коррозии?
7. Какое покрытие металла называют анодным и какое – катодным? Назовите несколько металлов, которые могут служить для анодного и катодного покрытия железа.

8. Какой из перечисленных металлов может быть использован в качестве катодного покрытия на медном изделии: олово, железо, серебро, никель, цинк? Ответ поясните.

9. В чем состоит сущность протекторной защиты?

10. Что такое ингибиторы? В чем заключается механизм их действия при защите металла от коррозии?

11. В чем состоит протекторная защита? Когда она применяется? Определите, какая частица образуется на аноде при контактной коррозии магния и алюминия в нейтральной среде. Ответ поясните.

12. Какая частица образуется на катодном участке при контактной коррозии свинца и серебра в кислой среде?

13. Почему при деаэрации коррозия замедляется?

14. Для пищевых консервов применяют посуду из листового железа, покрытого оловом. Будет ли это покрытие электрохимической защитой при повреждении слоя олова? Ответ поясните.

15. Какой из металлов является катодом и какой – анодом в паре Al–Fe? Составьте уравнения электродных процессов, протекающих при коррозии в кислой среде.

ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

1. Цель работы

Экспериментальное изучение электрохимических процессов, протекающих при электролизе водных растворов солей.

2. Задание

2.1. Ознакомиться с электролизом водных растворов электролитов, имеющих в своем составе:

- катионы активных металлов;
- катионы неактивных металлов;
- анионы, не содержащие кислорода;
- анионы, содержащие кислород, при использовании инертных анодов.

2.2. Ознакомиться с электролизом водных растворов электролитов при использовании растворимого анода.

2.3. Ознакомиться с зависимостью между количеством выделяемого вещества и количеством электрического тока, прошедшего через электролит (законы Фарадея).

3. Теоретическая часть

Электролизом называют совокупность окислительно-восстановительных процессов, протекающих на электродах при прохождении постоянного электрического тока через раствор или расплав электролита. Электролиз проводят

в приборах или установках, называемых электролизерами. Основным их конструкционным элементом являются электроды, соединенные с полюсами источника постоянного тока.

Электродом называется система, состоящая из проводника первого рода, контактирующего с проводником второго рода. Проводники первого рода имеют электронную проводимость – к ним относятся все металлы. Проводники второго рода имеют ионную проводимость – к ним относятся растворы и расплавы электролитов. Катодом принято считать тот электрод, на котором идет процесс восстановления, анодом – тот, на котором идет процесс окисления. На течение электродных процессов при электролизе большое влияние оказывают состав электролита, растворитель, материал электродов, режим электролиза (напряжение, плотность тока, температура и др.).

Существует три вида электролиза: а) электролиз расплава; б) электролиз водного раствора электролита с пассивными (инертными) электродами; в) электролиз водного раствора с активным анодом.

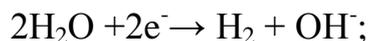
При электролизе водных растворов электролитов в процессах окисления и восстановления участвуют, кроме катионов и анионов основного электролита, и молекулы воды. Существуют правила разрядки катионов и анионов на инертных электродах. На катоде легче восстанавливается та электрохимическая система, которая имеет больший электродный потенциал. На аноде легче окисляется та электрохимическая система, которая имеет меньший электродный потенциал.

Правила разрядки катионов:

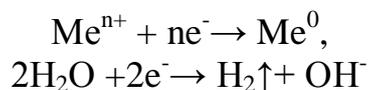
- если идет электролиз водного раствора электролита, содержащего ионы неактивного металла, стоящего в ряду напряжений правее водорода, то восстанавливаются ионы металла:



– если идет электролиз водного раствора электролита, содержащего ионы активного металла, стоящего в ряду напряжений левее водорода от Li до Al включительно, то восстанавливаются молекулы воды:



– если идет электролиз водного раствора электролита, содержащего ионы активного металла, стоящего в ряду напряжений левее водорода от Ni до Mn, то восстанавливаются ионы металла и молекулы воды в соответствии с реакциями

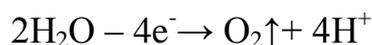


Правила разрядки анионов на инертном аноде (графитовый, угольный, платиновый и т. п.):

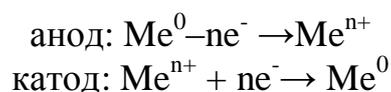
– если идет электролиз раствора электролита, анионы которого не содержат кислорода, то в первую очередь окисляются анионы, не содержащие кислорода (J^- , S^{2-} , Cl^- и т. п.):



– если идет электролиз раствора электролита с кислородсодержащими анионами (например, SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , а также F^-), то в первую очередь окисляются молекулы воды:



Растворимый анод изготавливают из материала, который может окисляться (медь, цинк, серебро, никель и т. п.) При электролизе с растворимым анодом процесс сводится к окислению металла на аноде:



Этот метод используется для получения чистых металлов (например, рафинирование меди) и для покрытия одного металла другим (например, хромирования железа).

Количественная характеристика электролиза выражается следующими законами Фарадея:

1. *Масса вещества, образующегося на электроде, пропорциональна количеству электричества, пропущенного через раствор.*

2. *Для разряда одного моля ионов на электроде необходимо пропустить через раствор такое количество электричества, сколько элементарных зарядов имеет моль данного иона, или при электролизе различных химических соединений равные количества электричества приводят к электрохимическому превращению эквивалентных количеств веществ.*

Оба закона Фарадея выражаются уравнением

$$m = \frac{\mathcal{E}Yt}{F},$$

где m – масса образовавшегося или подвергнувшегося превращению вещества, г;

\mathcal{E} – эквивалентная масса, г/моль;

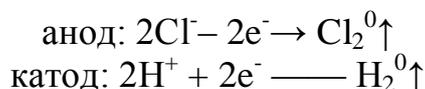
Y – сила тока, А;

t – время, с;

F – постоянная Фарадея, т. е. количество электричества, необходимое для осуществления электрохимического превращения одного эквивалента вещества ($F = 96\,500$ Кл).

При электролизе происходит поляризация электродов, т. е. отклонение величины потенциала от равновесного значения. Поляризация делится на химическую, концентрационную и поляризацию перенапряжения.

Химическая поляризация возникает при использовании инертных электродов. Например, при электролизе водного раствора хлороводорода на катоде восстанавливаются ионы водорода, а на аноде окисляются ионы хлора:



Какими бы ни были инертные электроды (Pt, C, керамика), все они прекрасно адсорбируют газы. Например, платина-анод насыщается хлором, платина-катод поглощает водород. В результате в электролизере образуется гальванический элемент:



Электродвижущая сила возникшего гальванического элемента (ЭДС) направлена против внешнего напряжения и ослабляет его. Для того чтобы протекал электролиз, нужно приложить напряжение источника тока больше, чем ЭДС поляризации. Данный вид поляризации называется химическим по той причине, что электроды как бы меняют свою химическую природу. Поляризация играет отрицательную роль, так как она приводит к перерасходу электроэнергии. С химической поляризацией борются химическим путем. В раствор добавляют вещества, которые очищают электроды от поглощенных газов.

Концентрационная поляризация происходит при активном аноде (например, серебряном). В силу диффузии ионы серебра стремятся от анода к катоду, где они начнут восстанавливаться как более сильные окислители. Поскольку диффузия в жидкостях медленная, то концентрация ионов Ag в анодном пространстве намного выше, чем в катодном. Вследствие этого в электролизере возникает концентрационный гальванический элемент. ЭДС возникшего концентрационного элемента также направлена против внешнего напряжения и ослабляет его. С концентрационной поляризацией бороться гораздо проще. Ее устраняют перемешиванием раствора.

Перенапряжением электрода называют разность между фактическим и теоретическим электродными потенциалами. Перенапряжение металлов настолько мало, что им пренебрегают. Велико перенапряжение водорода и кислорода. Перенапряжение водорода наиболее велико на тех металлах, которые в ряду напряжений располагаются вблизи водорода. Оно может играть как отрицательную, так и положительную роль. Отрицательную роль оно играет при необходимости получить водород электролитическим путем. Положительная роль перенапряжения состоит в том, что при необходимости можно получить с помощью электролиза какой-либо металл, находящийся в ряду напряжений до водорода, при создании определенных условий (плотность тока, температура раствора, материал катода, посторонние ионы в растворе).

4. Порядок выполнения работы

Опыт 1. Электролиз раствора сульфата меди(II).

В стакан налейте 2М раствор медного купороса (сульфата меди (II)) и подкислите несколькими каплями 2 н. раствора серной кислоты. Погрузите в раствор электроды, предварительно соединенные проводом с источником тока – аккумулятором или гальваническим элементом. В качестве анода используйте небольшую медную полоску, в качестве катода – небольшую полоску алюминия. Последнюю хорошо очистите, ополосните сначала разбавленной соляной кислотой, а потом дистиллированной водой.

Наблюдайте, что происходит с электродами. На каком электроде происходит восстановление, а на каком – окисление? Как будет протекать процесс в том случае, если оба электрода будут угольные? Для обоих случаев напишите схемы электролиза.

Опыт 2. Электролиз раствора иодида калия.

Опыт проводится аналогично предыдущему. Электроды угольные (графитовые). К 0,5 н. раствору иодида калия прибавьте несколько капель крахмального клейстера (качественный реактив на I_2) и 1–2 капли фенолфталеина. В течение 10 мин пропускайте ток. Наблюдайте за тем, что происходит на электродах. У какого электрода обнаружится щелочная реакция среды? Напишите уравнения процессов, протекающих на аноде и катоде, и суммарное уравнение электролиза.

Опыт 3. Электролиз раствора сульфата натрия.

В электролизер (рисунок 4) налейте раствор сульфата натрия. К раствору прибавьте 1–2 капли нейтрального лакмуса. Угольные электроды погрузите в электролизер и пропускайте ток в течение 6 мин. Как изменится окраска раствора? Что происходит на электродах?

Напишите уравнения реакций, протекающих на электродах.

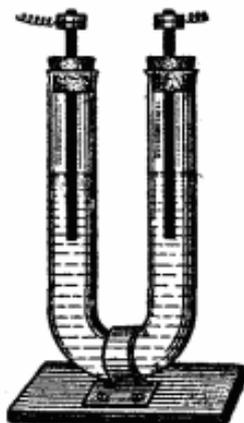


Рис. 4. Прибор для электролиза

Опыт 4. Рафинирование меди.

Налейте в стакан раствор сульфата меди. Опустите в него две полоски меди: одну толстую – анод из черной загрязненной меди, другую тонкую – катод из чистой электролитической меди. Подключите их к полюсам гальванического элемента и пропускайте ток в течение 30–60 мин. Затем обе пластинки отсоедините и обследуйте их вид. Обратите внимание на изменение толщины пластинок.

Опыт 5. Электролитическое фрезерование.

Соберите прибор так, как показано на рисунке 5. Налейте на дно чашки насыщенный раствор хлорида натрия и опустите в него кусок алюминиевой фольги или жести. Металл присоедините к положительному полюсу батарейки. В кусочке карандаша сделайте небольшое углубление в грифеле и присоедините его к отрицательному полюсу батарейки. Приложите конец карандаша к тому месту, где требуется просверлить отверстие. Пузырьки какого газа выделяются вокруг карандаша?

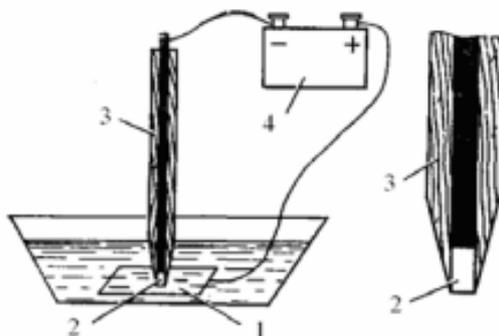


Рис.5. Прибор для электрического фрезерования:
1– кусок металла; 2 – углубление в грифеле; 3 – карандаш; 4 – источник тока

Контрольные вопросы

1. Какой процесс называется электролизом?
2. Перечислите правила разрядки катионов на катоде при электролизе водных растворов электролитов.
3. Перечислите правила разрядки анионов на аноде при электролизе водных растворов электролитов.
4. Что происходит при электролизе с активным анодом?
5. Сформулируйте первый и второй законы Фарадея. Какой математической формулой они выражаются?
6. Охарактеризуйте виды поляризации.
7. Что понимают под перенапряжением? От чего оно зависит? В чем заключается его положительная и отрицательная роль?
8. В чем состоит суть электролитического рафинирования?
9. Как применяют электролиз в промышленности?

КАЧЕСТВЕННЫЕ РЕАКЦИИ НА ИОНЫ. ДРОБНЫЙ МЕТОД АНАЛИЗА

1. Цель работы

Изучение качественных реакций основных катионов и анионов. Ознакомление с методом дробного анализа катионов и анионов.

2. Задание

2.1. Изучить качественные реакции катионов NH_4^+ , Pb^{2+} , Al^{3+} , Cu^{2+} , Fe^{2+} , Fe^{3+} , Ni^{2+} .

2.2. Изучить качественные реакции анионов SO_4^{2-} , Cl^- , J^- .

2.3. Провести дробный анализ смеси катионов и анионов в контрольной пробе.

2.4. Составить отчет по результатам выполнения работы. Результаты работы оформить в виде таблицы.

3. Теоретическая часть

Качественный анализ вещества позволяет установить, из каких химических элементов состоит анализируемое вещество и какие ионы, группы атомов входят в его состав. В химических методах качественного анализа определяемый элемент или ион переводят в какое-либо соединение, обладающее теми или иными характерными свойствами (цветом, определенным физическим состоянием, кристаллической или аморфной структурой, специфическим запахом и т. п.), на основании которых можно установить, что образовалось именно это соединение. Происходящее химическое превращение называется *качественной аналитической реакцией*. Вещества, с помощью которых обнаруживаются элементы или ионы, называются *реагентами*, или *реактивами*. Все реагенты, применяемые в качественном анализе, можно разделить на групповые, селективные и специфические.

Специфическими реактивами называют такие, при помощи которых можно в определенных условиях обнаружить одни ионы в присутствии других по специфическому изменению цвета, образованию характерного осадка, выделению газа и т. п. Примерами таких реактивов могут служить реактив Несслера, крахмал (обнаружение йода), лакмус (обнаружение ионов H^+ или OH^-) и т. д.

Анализ, основанный на применении специфических реакций или реактивов, называется *дробным*. Данным методом можно открывать ионы в любой последовательности. Такой метод не требует много времени, но дает возможность быстро определять ограниченное число ионов (от 1 до 5), содержащихся в смеси, состав которой приблизительно известен.

Однако строго специфических реактивов известно немного. Чаще реактивы взаимодействуют с несколькими ионами. Такие реакции и реактивы называются

общими. Поэтому полный анализ многокомпонентной смеси можно провести, применив систематический ход анализа.

Систематический ход анализа — это определенная последовательность открытия ионов, находящихся в смеси. Ионы, составляющие смесь, разделяют на группы, используя сходства или различия их свойств. Затем из группы выделяют определенные ионы, которые открываются характерными для них реакциями. Реакции, характерные для одного иона, называются частными.

При систематическом ходе анализа ионы выделяют из сложной смеси не поодиночке, а целыми группами, пользуясь одинаковым отношением их к действию некоторых реактивов (реагентов), называемых групповыми реактивами (реагентами). *Групповыми реактивами* называются такие, которые дают аналогичные реакции с группой ионов. Если, например, к раствору, содержащему ионы серебра, свинца (II), ртути (I), прибавить раствор соляной кислоты, то названные ионы выпадут в осадок (AgCl , PbCl_2 , Hg_2Cl_2) и их можно отделить от других ионов. Группа ионов, которая дает сходные реакции с каким-либо одним реактивом при определенных условиях, называется аналитической группой.

Реактивы, или реагенты, которые дают сходные реакции с небольшим числом ионов, называются избирательными, или селективными. Примерами могут служить $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (гексацианоферрат (II) калия), который образует окрашенные соединения с ионами железа (III), меди (II), уранила (UO_2^{2+}), или диметилглиоксим, образующий осадки с катионами никеля, меди и палладия.

Качественная аналитическая реакция должна протекать быстро, быть специфической и чувствительной. Чувствительность аналитической реакции определяется наименьшим количеством искомого вещества, которое может быть обнаружено данным реактивом в капле раствора (0,03–0,04 мл). О чувствительности реакции можно также судить по промежутку времени, в течение которого протекает реакция. Чем меньше времени затрачивается на реакцию открытия, тем она чувствительней.

4. Порядок выполнения работы

Опыт 1. Открытие катиона аммония (NH_4^+) реакцией с едкими щелочами и реактивом Несслера.

а) Едкие щелочи NaOH , KOH выделяют из растворов солей аммония при нагревании газообразный аммиак:

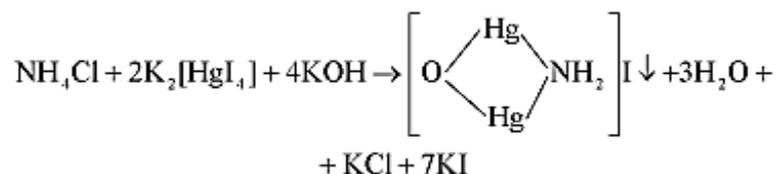


В пробирку с 5–6 каплями соли аммония осторожно прибавьте 2–3 капли концентрированного раствора щелочи так, чтобы реактив не попал на стенки пробирки. Пробирку нагрейте на водяной бане и в верхнюю часть внесите кусочек фильтровальной бумаги, смоченной фенолфталеином, или кусочек влажной лакмусовой бумаги, не касаясь стенок пробирки (рисунок 6). В какой цвет окрашивается индикатор в присутствии иона аммония? В отчете запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.



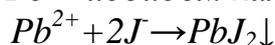
Рисунок 6 – Положение индикаторной бумажки при обнаружении иона аммония

б) Реактив Несслера (смесь тетраиодо (II) меркурат калия с гидроксидом калия) образует с растворами солей аммония характерный осадок:



В пробирку с 4–5 каплями раствора соли аммония прибавьте 8–10 капель реактива Несслера. Отметьте цвет образующего осадка.

Опыт 2. Открытие катиона Pb^{2+} иодидом калия:



В пробирку с 4–5 каплями раствора соли двухвалентного свинца прилейте 5–6 капель раствора КИ. Отметьте цвет выпавшего осадка. Прибавьте к осадку 5–6 капель раствора уксусной кислоты и нагрейте пробирку на водяной бане, а затем охладите под струей холодной воды. Опишите произошедшие изменения. В отчете запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

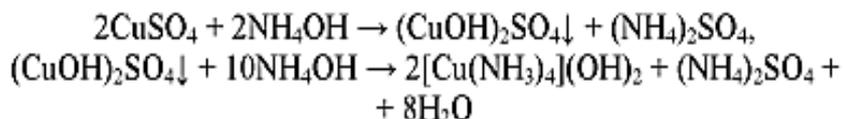
Опыт 3. Открытие катиона Al^{3+} реакцией с ализарином.

Поместите в пробирку 2 капли раствора какой-либо соли алюминия и прилейте 3 капли NH_4OH . К полученному осадку $\text{Al}(\text{OH})_3$ прибавьте несколько капель свежеприготовленного раствора ализарина, прокипятите. После охлаждения содержимого пробирки добавьте в нее 3–5 капель уксусной кислоты. В какой цвет окрашивается выпавший осадок?

При проведении дробного анализа смеси наилучший результат получается при проведении капельного метода. Для этого на лист фильтровальной бумаги, пропитанной 5%-ным водным раствором $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и высушенной, нанесите каплю анализируемого раствора (либо соль алюминия, либо контрольный раствор). В центр полученного пятна добавьте каплю дистиллированной воды, 1–2

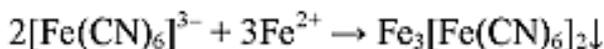
капли спиртового раствора ализарина, а затем пятно обработайте парами аммиака над фарфоровой чашкой с NH_4OH и высушите. В присутствии катиона алюминия появляется красное кольцо ализарин-алюминиевого лака. Для большей отчетливости по завершении реакции бумагу поместите на 2 минуты в горячую воду.

Опыт 4. Открытие катиона Cu^{2+} реакцией с NH_4OH :



В пробирку с 3–4 каплями соли двухвалентной меди прилейте вначале 1–2 капли 2 н. раствора NH_4OH . Отметьте цвет выпавшего осадка. К полученному осадку добавьте несколько капель концентрированного аммиака до полного растворения осадка. В какой цвет окрашивается содержимое пробирки?

Опыт 5. Открытие катиона Fe^{2+} реакцией с гексацианоферратом (III) калия $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$:

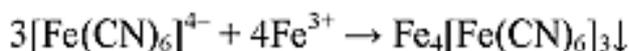


В пробирку с 3–4 каплями раствора соли двухвалентного железа прибавьте столько же капель 2 н. раствора соляной кислоты и 2–3 капли раствора гексацианоферрата (III) калия. Какой цвет имеет выпавший осадок «турнбулевой сини»?

В отчете запишите уравнение реакции в молекулярном и ионном виде.

Опыт 6. Открытие катиона Fe^{3+} реакцией с гексацианоферратом (II) калия $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и реакцией с роданидом аммония NH_4CNS .

а) В пробирку с 3–4 каплями раствора соли трехвалентного железа прибавьте для создания кислой среды 1–2 капли 2 н. раствора соляной кислоты и 3–4 капли раствора гексацианоферрата (II) калия:



Какой цвет имеет выпавший осадок «берлинской лазури»? При избытке гексацианоферрата (II) калия образуется растворимая форма «берлинской лазури». Обратите внимание на разницу в оттенках цвета «турнбулевой сини» и «берлинской лазури».

б) В пробирку с 3–4 каплями раствора соли трехвалентного железа прибавьте 3–4 капли раствора роданида аммония NH_4CNS :



В какой цвет окрашивается раствор?

В отчете запишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.

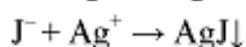
Опыт 7. Открытие катиона Ni^{2+} реакцией с диметилглиоксимом (реактив Чугаева).

В пробирку с 3–4 каплями соли двухвалентного никеля прибавьте 4–6 капель 2 н. раствора NH_4OH и 3–4 капли диметилглиоксима. В наблюдениях отметьте, в какой цвет окрашивается образующийся осадок.

При проведении дробного анализа рассматриваемой реакции мешают ионы Fe^{2+} , которые дают с реактивом Чугаева красную окраску, а также катионы, образующие с NH_4OH окрашенные осадки гидроокисей. Для устранения мешающего влияния этих ионов проведите реакцию следующим образом. На полоску фильтровальной бумаги поместите каплю раствора Na_2HPO_4 , после чего к центру получившегося влажного пятна прикоснитесь капилляром с исследуемым раствором и снова подействуйте каплей раствора Na_2HPO_4 . Затем обведите пятно по периферии капилляром с диметилглиоксимом и обработайте парами аммиака. В присутствии ионов Ni^{2+} образуется розовое кольцо, а при больших количествах все пятно окрашивается в розовый цвет.

Опыт 8. Открытие анионов Cl^- , I^- реакцией с нитратом серебра $AgNO_3$.

В две пробирки налейте по 2–3 капли 2 н. раствора азотной кислоты и 3–4 капли раствора нитрата серебра. Затем в одну пробирку прилейте 3–4 капли раствора, содержащего анион хлора, например $NaCl$, а в другую столько же капель раствора, содержащего анион йода, например KI . В пробирках протекают следующие реакции:



В отчете запишите уравнения реакций в молекулярном и ионном виде и укажите цвета образующихся осадков.

Затем в пробирки с иодидом и хлоридом серебра добавьте несколько капель концентрированного аммиака. Отметьте, в какой пробирке происходит растворение осадка. Напишите реакцию образования комплексного соединения $[Ag(NH_3)_2]Cl$.

Сделайте вывод о том, как можно отличить осадок хлорида серебра от осадка иодида серебра.

Опыт 9. Открытие иона SO_4^{2-} раствором хлорида бария $BaCl_2$.

В пробирку с 3–4 каплями раствора, содержащего сульфат-ион SO_4^{2-} , прибавьте 3–4 капли концентрированной соляной кислоты для создания кислой среды и столько же капель 2 н. раствора хлорида бария.

Опишите цвет выпавшего осадка. В отчете уравнение реакции запишите в молекулярном и ионном виде.

Опыт 10. Контрольное определение методом дробного анализа присутствующих катионов и анионов.

Последовательно и точно выполняя качественные реакции, изученные ранее (от 4.1. до 4.9.), проверьте наличие каждого из известных вам катионов и анионов в исследуемом растворе. Результаты опытов внесите в таблицу 15.

На основании полученных результатов сделайте вывод о наличии в контрольном растворе №_ тех или иных ионов.

Таблица 15

Определяемый ион	Качественный реактив на ион	Характерное окрашивание образующегося осадка или раствора	Результат опыта
Образец записи			
NH_4^+	Реактив Несслера	Красно-бурый осадок	–
	NaOH	Покраснение фенолфталеиновой бумаги	–
Pb^{2+}	KJ	Золотисто-желтый осадок	+

Внимание! При выполнении дробного анализа смеси вместо соли, содержащей изучаемый ион, берут такое же количество капель контрольного раствора.

5. Содержание отчета

В отчете указать цель работы, задание, кратко описать проведенные опыты. В описании опытов необходимо отметить наблюдения за изменением окраски растворов или за выпадением осадков. Уравнения реакций записать в ионном и молекулярном виде (приложение В). Результаты дробного анализа контрольной пробы должны быть оформлены в виде таблицы. В выводе должно быть отражено, какие ионы были обнаружены в контрольной пробе.

Контрольные вопросы

1. Чем отличается дробный анализ смеси ионов от систематического анализа?
2. Какие реактивы называются групповыми? Приведите пример.
3. Какие реактивы называются специфическими? Приведите пример.
4. Какие реактивы называются селективными? Приведите пример.
5. На применении каких реактивов основан дробный метод анализа? Назовите достоинства этого метода и его недостатки.
6. Как проводят открытие ионов при систематическом ходе анализа?
7. С какими ионами $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ образует окрашенные соединения?

8. К каким реактивам, групповым или специфическим, следует отнести реактив Несслера, 2 н. раствор аммиака, нитрат серебра? Почему?

9. Какие важнейшие требования предъявляют к протеканию качественной аналитической реакции?

10. Что понимают под чувствительностью аналитической реакции?

11. При помощи какого реактива можно открыть ионы хлора и йода? При помощи какой реакции можно отличить хлорид серебра от иодида серебра? Реакции напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

12. Какие ионы мешают обнаружению ионов никеля (II) диметилглиоксимом при проведении дробного анализа? Как можно избавиться от мешающего влияния этих ионов?

13. Напишите в молекулярном и ионно-молекулярном виде уравнения реакции взаимодействия:

- а) сульфата меди с водным раствором аммиака;
- б) хлорида аммония с гидроксидом натрия;
- в) нитрата свинца с иодидом калия;
- г) хлорида железа (II) с гексацианоферратом (III) калия;
- д) хлорида железа (III) с роданидом аммония.

Литература

Основная литература

1. Глинка Н.Л. Общая химия: Учеб. пособие. – М.: Интеграл-Пресс, 2003. – 728 с.

Дополнительная литература

2. Коровин Н.В. Общая химия: учебник. – М.: Высшая школа, 2000. – 558 с.
3. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии: учеб. пособие. – М.: Интеграл-Пресс, 2008. – 240 с.
4. Ерохин Ю.М. Химия: учебник. – М.: Академия, 2005. – 384 с.
5. Габриелян О.С. Практикум по общей, неорганической и органической химии: учеб. пособие. – М.: Академия, 2007. – 256 с.

Приложения

А. Соотношения между некоторыми внесистемными единицами измерения и единицами измерения СИ

Наименование величин	Единицы измерения, распространенные до 1963 г.	Единицы измерения в системе СИ	Коэффициент перерасчета в систему СИ
Давление	мм рт. ст.	Н/м ²	$1,333 \cdot 10^2$
Дипольный момент	10^{-18} эл-ст. ед. • см	м • с • А	$3,33 \cdot 10^{-30}$
Длина	см	м	10^{-2}
Изобарно изотермический потенциал	ккал • моль ⁻¹	Дж • кмоль ⁻¹	$4,187 \cdot 10^6$
Масса	г	кг	10^{-3}
Моляльность, моляльная концентрация	моль • г ⁻¹ • 10^{-3}	кмоль • кг ⁻¹ • 10^{-3}	$1,0^{-3}$
Объем	л	м ³	10^{-3}
Осмотическое давление	атм	Н/м ²	$1,0133 \cdot 10^5$
Радиус	А	м	10^{-10}
Теплота	кал	Дж	4,187
Энтропия	кал • град ⁻¹ • моль ⁻¹	Дж • град ⁻¹ • кмоль ⁻¹	$4,187 \cdot 10^3$
Энтальпия	ккал • моль ⁻¹	Дж • кмоль ⁻¹	$4,187 \cdot 10^6$

Б. Важнейшие физические константы в системе СИ

Абсолютный нуль температуры: $T_0 = -273,15^\circ\text{C}$

Атомная единица массы: $u = 1,66057 \cdot 10^{-27}$ кг

Молярный объем идеального газа при нормальных условиях ($t = 0^\circ\text{C}$, $p = 101,325$ кПа): $V_M = 2,241 \cdot 10^{-2}$ м³/моль

Масса покоя электрона: $m_e = 9,10953 \cdot 10^{-31}$ кг

Постоянная Больцмана: $k = 1,38 \cdot 10^{-23}$ Дж/град

Плотность воздуха при нормальных условиях: $\rho = 1,293$ кг/м³

Универсальная газовая постоянная: $R = 8,315 \cdot 10^3$ Дж/кмоль \cdot град

Число Авогадро: $N_A = 6,024 \cdot 10^{26}$ кмоль⁻¹

Число Фарадея: $F = 9,65 \cdot 10^7$ Кл/кг-экв

Элементарный заряд (заряд электрона): $e = 1,60219 \cdot 10^{-19}$ Кл

В. Таблица растворимости неорганических веществ в воде при комнатной температуре

Ионы	Br^-	CH_3COO^-	CO_3^{2-}	Cl^-	I^-	NO_3^-	OH^-	PO_4^{3-}	S^{2-}	SO_4^{2-}
Ag^+	Н	М	Н	Н	Н	Р	—	Н	Н	М
Al^{3+}	Р	+	—	Р	Р	Р	Н	Н	+	Р
Ba^{2+}	Р	Р	Н	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Н
Be^{2+}	Р	+	+	Р	Р	Р	Н	Н	+	Р
Ca^{2+}	Р	Р	Н	Р	Р	Р	М	Н	М	М
Cd^{2+}	Р	Р	+	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Co^{2+}	Р	Р	+	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Cr^{3+}	Р	+	—	Р	Н	Р	Н	Н	+	Р
Cs^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Cu^{2+}	Р	Р	+	Р	—	Р	Н	Н	Н	Р
Fe^{2+}	Р	Р	+	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Fe^{3+}	Р	—	—	Р	—	Р	Н	Н	—	Р
Hg^{2+}	М	Р	—	Р	Н	+	—	Н	Н	+
Hg_2^{2+}	Н	М	Н	Н	Н	+	—	Н	—	Н
K^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Li^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р
Mg^{2+}	Р	Р	М	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Mn^{2+}	Р	Р	+	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р
NH_4^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	+	Р
Na^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Ni^{2+}	Р	Р	+	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р
Pb^{2+}	М	Р	+	М	М	Р	Н	Н	Н	Н
Rb^+	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Sn^{2+}	+	+	—	+	М	+	Н	Н	Н	Р
Sr^{2+}	Р	Р	Н	Р	Р	Р	М	Н	Р	Н
Tl^+	М	Р	Р	М	Н	Р	Р	М	Н	М
Zn^{2+}	Р	Р	+	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Р

Примечание. Буквами обозначены: Р – хорошо растворимый; М – мало-растворимый; Н – практически нерастворимый; знаками обозначены: «+» – полностью реагирует с водой или не осаждается из водного раствора; «-» – не существует.

Г. Стандартные электродные потенциалы металлов

Электрод	Электродная реакция	E^0 , В
Li ⁺ /Li	Li ⁺ + e ⁻ ↔ Li	-3,045
K ⁺ /K	K ⁺ + e ⁻ ↔ K	-2,925
Rb ⁺ /Rb	Rb ⁺ + e ⁻ ↔ Rb	-2,925
Cs ⁺ /Cs	Cs ⁺ + e ⁻ ↔ Cs	-2,923
Ca ²⁺ /Ca	Ca ²⁺ + 2e ⁻ ↔ Ca	-2,866
Na ⁺ /Na	Na ⁺ + e ⁻ ↔ Na	-2,714
Mg ²⁺ /Mg	Mg ²⁺ + 2e ⁻ ↔ Mg	-2,363
Al ³⁺ /Al	Al ³⁺ + 3e ⁻ ↔ Al	-1,662
Mn ²⁺ /Mn	Mn ²⁺ + 2e ⁻ ↔ Mn	-1,179
Zn ²⁺ /Zn	Zn ²⁺ + 2e ⁻ ↔ Zn	-0,763
Cr ³⁺ /Cr	Cr ³⁺ + 3e ⁻ ↔ Cr	-0,744
Fe ²⁺ /Fe	Fe ²⁺ + 2e ⁻ ↔ Fe	-0,440
Cd ²⁺ /Cd	Cd ²⁺ + 2e ⁻ ↔ Cd	-0,403
Co ²⁺ /Co	Co ²⁺ + 2e ⁻ ↔ Co	-0,227
Ni ²⁺ /Ni	Ni ²⁺ + 2e ⁻ ↔ Ni	-0,250
Sn ²⁺ /Sn	Sn ²⁺ + 2e ⁻ ↔ Sn	-0,136
Pb ²⁺ /Pb	Pb ²⁺ + 2e ⁻ ↔ Pb	-0,126
H⁺/1/2H₂	H⁺ + e⁻ ↔ 1/2H₂	+0,000
Cu ²⁺ /Cu	Cu ²⁺ + 2e ⁻ ↔ Cu	+0,337
Hg ₂ ²⁺ /Hg	Hg ₂ ²⁺ + 2e ⁻ ↔ Hg	+0,788
Ag ⁺ /Ag	Ag ⁺ + e ⁻ ↔ Ag	+0,799
Au ³⁺ /Au	Au ³⁺ + 3e ⁻ ↔ Au	+1,498