

**МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ РЕСПУБЛИКИ БЕЛАРУСЬ**  
**БРЕСТСКИЙ ПОЛИТЕХНИЧЕСКИЙ ИНСТИТУТ**  
**КАФЕДРА ИНЖЕНЕРНОЙ ЭКОЛОГИИ И ХИМИИ**

## **МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ,**

**ПРОГРАММА, КОНТРОЛЬНЫЕ РАБОТЫ,  
ВАРИАНТЫ ЗАДАНИЙ И РЕШЕНИЕ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ**

**по дисциплине**

**«ХИМИЯ ВОДЫ И МИКРОБИОЛОГИЯ»**

**для студентов заочной формы обучения  
специальности Т.19.06.00 «Водоснабжение, водоотведение,  
очистка природных и сточных вод»**

**Брест 2000**

УДК 628.1+658.265 (0.75.8)

Методические указания предназначены для студентов-заочников, выполняющих контрольные работы по химии воды и микробиологии. Они содержат программу дисциплины, требования к выполняемым работам, примеры решения типовых задач и рекомендуемую литературу.

Составители: П.П. Строкач, к.т.н., профессор

А.Л. Гулевич, доцент

Рецензент: Н.П. Ярчак, Академик международной академии наук  
Евразии, заведующий кафедрой химии Брестского  
государственного педагогического университета им. А.С.  
Пушкина д.х.н., профессор

## ВВЕДЕНИЕ

Изучение студентами дисциплины «Химия воды и микробиология» предусматривает лекционный курс, лабораторные и практические занятия, самостоятельную работу с литературой и выполнение двух контрольных работ.

Ознакомление с программой дисциплины дает представление о ее содержании и объеме знаний, необходимых при сдаче экзамена.

Методические указания содержат контрольные работы, тексты задач и методику их решения по «Химии воды и микробиологии».

### 1. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

В соответствии с учебным планом заочного факультета специальности Т.19.06.00 «Водоснабжение, водоотведение, очистка природных и сточных вод» выполняются две контрольные работы: первая - по химии воды, вторая - по микробиологии. В конце шестого и седьмого семестров студенты сдают экзамен.

Учитывая особую важность усвоения отдельных вопросов дисциплины: кислотность, щелочность, жесткость воды, pH, гидролиз солей, умягчение, обесщивание, условия образования осадков, количество задач по ним увеличено.

При составлении ответов на теоретические вопросы контрольных работ необходимо привести наиболее важное содержание, непосредственно относящееся к данному вопросу. Следует избегать длинных описаний и дополнительных объяснений, переписанных из учебников. Ответы на вопросы следует сопровождать уравнениями химических реакций. При решении задач необходимо привести формулы, по которым выполняются математические расчеты, а в конце решенной задачи дать ответ.

### 2. ТРЕБОВАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

Работа выполняется в отдельной тетради, чернилами, разборчиво и аккуратно, с отведенным справа полем (5 см) для замечаний и методических указаний рецензента.

На обложке тетради указывается фамилия, имя и отчество, шифр, номер группы, номер контрольной работы и домашний адрес.

При выполнении работы сначала записывается номер вопроса, соответствующий варианту контрольного задания и полное его содержание.

В конце работы приводится список используемой литературы, проставляется дата и подпись.

Выполненная работа направляется в институт (деканат заочного отделения) на рецензирование.

Если контрольная работа не допущена к защите, она дорабатывается в соответствии с замечаниями, записанными в конце тетради и повторно направляется на рецензию.

Работа, не удовлетворяющая этим требованиям, не рецензируется и возвращается студенту.

### **3. ПРОГРАММА**

Дисциплина «Химия воды и микробиология» состоит из двух частей: химии воды и микробиологии, в которых рассматриваются общие теоретические основы химии, особенности состава и формирования природных и сточных вод; химические и физико-химические основы технологических процессов и физико-химические основы методов очистки природных и сточных вод.

Микробиология состоит из разделов, в которых последовательно освещены вопросы по общей и санитарной микробиологии и на их основе рассматривается сущность биохимических процессов, протекающих на очистных сооружениях.

Дисциплина «Химия воды и микробиология» является базовой для изучения профилирующих дисциплин.

### **ВВЕДЕНИЕ**

Вода и ее роль в жизни на земле. Промышленное и хозяйственное водопотребление в современных условиях. Вопросы охраны водных ресурсов.

#### **3.1. ХИМИЯ ВОДЫ**

##### **3.1.1. ОБЩИЕ ХИМИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ КУРСА**

Вода - как химическое соединение. Строение молекул воды. Физические свойства воды, аномалии физических свойств, диаграмма состояния воды. Химические свойства.

Водные растворы. Растворимость веществ в воде. Способы выражения концентрации растворов.

Природные и сточные воды как особый вид растворов. Свойства растворов неэлектролитов: давление пара над раствором, температура кристаллизации и температура кипения, осмос.

Растворы электролитов. Слабые электролиты. Количественные характеристики диссоциации - степень и константа диссоциации. Закон разведения. Состояние сильных электролитов в растворе - активность, коэффициент активности, ионная сила раствора.

Электролитическая диссоциация молекул воды. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели  $-pH$  и  $pOH$ . Понятие о кислотно-основных индикаторах,  $pH$ -метрия, условия смещения ионных равновесий в

растворе. Буферные растворы. Гидролиз солей. Количественная характеристика гидролиза - степень и константа гидролиза. Ступенчатый гидролиз. Расчет pH в растворе гидролизующейся соли.

Роль гидролиза солей в очистке воды гидролизующимся коагулянтom. Производство растворимости. Условия образования и растворения осадка.

Поверхностные явления. Адсорбция. Поверхностноактивные и поверхностноинактивные вещества. Ионообменная адсорбция. Использование ионного обмена для умягчения, обессоливания и очистки воды.

Коллоидные растворы, их основные свойства. Факторы агрегативной устойчивости коллоидных систем. Строение коллоидной мицеллы. Скачок потенциала в двойном электрическом слое. Коагуляция коллоидных систем. Использование закономерностей коагуляции для очистки воды. Окислительно-восстановительные процессы. Окислители, восстановители.

Редокс потенциалы. Электрохимический ряд напряжений.

Определение окислительно-восстановительных свойств пресной воды открытых водоемов.

### **3.1.2. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА ВОД. УСЛОВИЯ ФОРМИРОВАНИЯ ХИМИЧЕСКОГО СОСТАВА ПРИРОДНЫХ ВОД**

Характеристика природных вод. Санитарно-химический анализ природных вод. Химические показатели качества воды. Понятие о ПДК. Классификация примесей воды по фазово-дисперсному состоянию. Требования к качеству воды. Органолептические показатели воды. Показатели токсических химических веществ воды.

### **3.1.3. ХИМИЧЕСКИЕ И ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ТЕХНОЛОГИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ ВОДОПОДГОТОВКИ**

Физико-химические основы технологических процессов удаления из воды гетерофазных примесей. Физико-химическая характеристика дисперсных примесей природных и сточных вод. Обработка воды коагулянтами и флокулянтами. Стадии процесса коагулирования. Характеристика коагулянтов и флокулянтов.

Основы технологических процессов обеззараживания воды. Хлорирование воды. Характеристика хлорирующих реагентов. Активный хлор. Кривые хлоропоглощаемости воды. Дехлорирование воды.

Озонирование воды, свойства озона и действие его на бактериальные загрязнения. Обезвреживание воды ионами тяжелых металлов.

Устранение из воды запахов, привкусов, токсичных микрозагрязнений. Стабилизация и дегазация воды.

Жесткость воды, методы умягчения. Опреснение и обессоливание воды. Обезжелезивание, деманганация и обескремнивание воды. Удаление из воды сероводорода, оксида углерода (IV), кислорода. Корректирование содержания в воде фторидов.

Стабильность и агрессивность воды. Углекислота и ее формы. Кислотность и щелочность воды. Коррозия металла, труб, оборудования, железобетонных сооружений. Действие морской воды на гидротехнические сооружения.

### **3.1.4. ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА СТОЧНЫХ ВОД. КЛАССИФИКАЦИЯ СТОЧНЫХ ВОД**

Бытовые (хозяйственно-фекальные) сточные воды. Характеристика бытовых и производственных сточных вод. Их классификация по виду примесей. Основные критерии оценки степени загрязнения сточных вод - окисляемость воды, ее виды - ХПК и БПК.

### **3.1.5. ХИМИЧЕСКИЕ И ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ МЕТОДОВ ОЧИСТКИ СТОЧНЫХ ВОД**

Методы химической очистки - осаждение, нейтрализация, окисление-восстановление. Физико-химические методы очистки - коагулирование, адсорбция, ионный обмен, эвапорация (отгонка с паром), экстрагирование, флотация, электролиз, ультрафильтрация (обратный осмос).

## **3.2. МИКРОБИОЛОГИЯ**

### **3.2.1. МОРФОЛОГИЯ И ФИЗИОЛОГИЯ МИКРООРГАНИЗМОВ**

Предмет микробиологии и его взаимосвязь с очисткой природных и сточных вод. Роль отечественных и зарубежных ученых в развитии микробиологии. Морфология и систематика микроорганизмов. Морфологические группы: бактерии, вирусы, риккетсии, водоросли, грибы, простейшие.

Бактерии. Морфологические типы, размеры клеток, внешние и внутренние структуры бактериальной клетки, спорообразование, движение, основы систематики, понятие о виде, биномиальная номенклатура.

Простейшие: сведения о строении клетки и местах обитания, основы классификации, характеристика отдельных классов простейших: саркодовые, жгутиковые, инфузории.

Водоросли, виды, их характеристика.

Грибы, ультрамикробы: вирусы и бактериофаги.

Химический состав клетки. Ферменты, природа, строение и механизм действия. Микроорганизмы и окружающая среда. Влияние физических факторов на микроорганизмы. Психрофилы, мезофилы, термофилы. Адаптация микробов к температуре. Действие высоких температур: пастеризация, стерилизация.

Влияние химических факторов на жизнедеятельность микроорганизмов, рН, микробактерицидное и микростатическое действие различных химических веществ. Адаптация микроорганизмов к химическим веществам. Влияние биологических факторов. Метабиоз, симбиоз, антагонизм.

### **3.2.2. САНИТАРНАЯ МИКРОБИОЛОГИЯ**

Постоянная микрофлора человека и животных. Патогенные микроорганизмы, инфекции, распространяющиеся через воду.

Санитарно-бактериологическая оценка воды природных водоемов. Количественный учет микроорганизмов.

Санитарно-показательные организмы воды и требования, предъявляемые к ним. Кишечная палочка - показатель фекального загрязнения. Коли-тест.

Биологический контроль степени обеззараженности питьевых вод. Оценка эффективности различных методов очистки и обеззараживания сточных вод.

### **3.2.3. ПРОЦЕССЫ САМООЧИЩЕНИЯ ВОДОЕМОВ**

Естественные и искусственные экосистемы. Биотон, биоценоз, перофитон.

Биоценозы водных организмов и их применение для оценки степени загрязненности водоема.

Процессы самоочищения водоемов и роль в них различных групп организмов. Зоны сапробности водоема. Зависимость самоочищения от степени сапробности водоема и других факторов.

### **3.2.4. РОЛЬ МИКРООРГАНИЗМОВ В ПРОЦЕССАХ ОЧИСТКИ ПРИРОДНЫХ И СТОЧНЫХ ВОД**

Влияние деятельности гидробионтов на работу очистных сооружений водопровода. Вредная деятельность гидробионтов. Цветение природных водоемов, организмы, вызывающие цветение, осложнения в работе очистных сооружений водопровода. Меры борьбы.

Организмы обрастатели: серобактерии, железобактерии, моллюски, полипы. Условия, способствующие их развитию. Последствия биологических обрастаний трубопроводов и подводных сооружений, предотвращение биологических обрастаний.

Железобактерии и их роль при обезжелезивании воды. Серобактерии и их роль в удалении сероводорода из природных вод. Роль бактерий в процессе очистки воды на медленных фильтрах.

Очистные сооружения. Окисление органических веществ в аэробных условиях. Аэробное окисление жиров, клетчатки, процесс нитрификации.

Работа биофильтров, аэротенков. Элементарный состав ила и биопленки, зависимость его от состава обрабатываемой воды. Биоценоз активного ила и факторы, определяющие его.

Небактериальное население илов и биопленки и его роль в процессах очистки. Показательная функция простейших.

Почвенные методы очистки.

Окисление органических веществ в анаэробных условиях: общее направление биохимических процессов, последовательность разложения сложных органических веществ. Экосистемы анаэробных очистных сооружений.

Промышленное метановое брожение. Характеристика микрофлоры кислой и щелочной фаз брожения.

Бактериологический гельминтологический контроль степени обеззараживания осадка.

### 3.3. ЛИТЕРАТУРА

#### 3.3.1. ОСНОВНАЯ

1. Возная Н.Ф. Химия воды и микробиология. Издание второе, переработанное и дополненное. Учебное пособие. М.: Высшая школа, 1979, 340с.
2. Кульский Л.А., Накорчевская В.Ф. Химия воды (Физико-химические процессы обработки природных и сточных вод.). Учебное пособие. Киев.: Вища школа, 1983, 240с.
3. Таубе П.Р., Баранова А.Г. Химия и микробиология воды. Учебник. М.: Высшая школа., 1983, 280с.
4. Вольф И.В., Ткаченко Н.И. Химия и микробиология природных и сточных вод. Учебное пособие. Л.: Издательство ленинградского университета, 1973, 238с.
5. Кульский Л.А., Строкач П.П. Технология очистки природных вод. Учебник. 2-ое издание, переработанное и дополненное. Киев.: Вища школа, 1986, 352с.
6. Строкач П.П., Кульский Л.А. Практикум по технологии очистки природных вод. Учебное пособие. Мн.: Вышэйшая школа, 1980, 320с.

#### 3.3.2. ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ

1. Колешко О.И. Микробиология. Учебное пособие. Мн.: Вышэйшая школа, 1977, 272с.
2. Строкач П.П. Словарь терминов по химии и технологии воды. Справочное пособие. Брест: БПИ, 1997, 228с.
3. Вода питьевая. Методы анализа. Сборник стандартов. М.: Госстандарт, 1986, 240с.



#### 4. ВОПРОСЫ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО ХИМИИ ВОДЫ

№ вопроса	Наименование вопросов
<u>Общие химические основы курса.</u> <u>Вода, растворы</u>	
1.	Вода. Строение молекул воды. Изотопный состав воды. Структура жидкой воды. Диаграмма состояния воды.
2.	Физические и химические свойства воды. Аномалии физических свойств воды.
3.	Напишите уравнения реакций взаимодействия воды с простыми и сложными неорганическими и органическими веществами.
4.	Что такое раствор, растворитель, растворенное вещество? Как можно получить раствор насыщенный, ненасыщенный?
5.	Что называется теплотой растворения и теплотой гидратации? В каких случаях при растворении вещества теплота выделяется, а в каких поглощается?
6.	Что такое кристаллогидраты? Как их можно получить?
7.	Растворимость. Растворимость твердых веществ и газов в жидкостях. Взаимная растворимость жидкостей.
<u>Концентрации растворов</u>	
8.	Способы выражения концентрации растворов.
9.	Какая масса железного купороса $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ понадобится для приготовления 500 г раствора с массовой долей $\text{FeSO}_4$ 20%?
10.	Сколько граммов соли-коагулянта $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 18\text{H}_2\text{O}$ необходимо взять, чтобы приготовить 2 кг раствора с массовой долей $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ 5%?
11.	Для осветления воды используется железный коагулянт $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ . Рассчитать массу коагулянта $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ , необходимую для приготовления 5 кг раствора с массовой долей $\text{FeCl}_3$ 7%.
12.	Какую массу серной кислоты с массовой долей 80% (0,8) и $\rho = 1,73 \text{ г/см}^3$ ( $\rho$ - плотность вещества) необходимо взять для приготовления 200 г раствора кислоты с массовой долей $\text{H}_2\text{SO}_4$ 10%? Определить массу воды.
13.	Для удаления из воды коллоидных и грубодисперсных примесей

- используют коагуляцию. К воде добавляют коагулянт  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ . Сколько граммов соли  $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$  и воды необходимо взять для приготовления 1 кг раствора с массовой долей  $\text{FeSO}_4$  10%?
14. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей  $\text{H}_2\text{SO}_4$  40% и  $\rho=1,4 \text{ г/см}^3$  следует взять, чтобы приготовить 2 кг раствора кислоты с массовой долей  $\text{H}_2\text{SO}_4$  10%?
  15. Какой объем раствора серной кислоты с массовой долей  $\text{H}_2\text{SO}_4$  40% и  $\rho=1,4 \text{ г/см}^3$  следует взять для приготовления 1 л раствора кислоты с массовой долей  $\text{H}_2\text{SO}_4$  4% и  $\rho=1,03 \text{ г/см}^3$ ?
  16. Какая масса раствора азотной кислоты с массовой долей 50% потребуется для приготовления 250 мл раствора кислоты концентрацией 0,5 моль/л?
  17. Определить молярную концентрацию раствора серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  с массовой долей 26% и  $\rho=1,19 \text{ г/см}^3$ .
  18. Определить молярную концентрацию раствора гидроксида калия KOH с массовой долей 34% и  $\rho=1,28 \text{ г/см}^3$ .
  19. Вычислить молярную и нормальную концентрацию 20%-ного раствора хлорида кальция  $\text{CaCl}_2$  плотностью 1,178 г/см<sup>3</sup>.
  20. Чему равна нормальность 30%-ного раствора гидроксида натрия,  $\rho=1,028 \text{ г/см}^3$ ? К 1 л этого раствора прибавили 3 л воды. Вычислить массовую долю NaOH в полученном растворе.
  21. На нейтрализацию 500 мл раствора, содержащего 2,8 г KOH, требуется 50 мл раствора кислоты. Вычислить нормальность раствора кислоты.
  22. Вычислить молярную, нормальную и моляльную концентрацию раствора хлорида алюминия с массовой долей  $\text{AlCl}_3$  16% и  $\rho=1,149 \text{ г/см}^3$ .
  23. На нейтрализацию 50 мл 0,2N раствора щелочи требуется 15 мл раствора кислоты. Вычислить нормальность раствора кислоты.
  24. Смешали 247 г 62%-ного и 145 г 18%-ного раствора серной кислоты. Какова массовая доля растворенного вещества  $\text{H}_2\text{SO}_4$  в полученном растворе?
  25. Из 700 г 60%-ной серной кислоты выпариванием удалили 300 г воды. Чему равна массовая доля кислоты в полученном растворе?
  26. Смешали 300 г 20%-ного раствора и 500 г 40%-ного раствора хлорида натрия. Чему равна массовая доля соли в полученном растворе?
  27. Определить молярную концентрацию и титр раствора, содержащего 40,5 г хлорида меди (II) в 600 мл водного раствора.
  28. К 200 г 15%-ного раствора  $\text{KNO}_3$  добавили 25 г кристаллического  $\text{KNO}_3$ . Рассчитать массовую долю соли в полученном растворе.
  29. К 1 л раствора азотной кислоты с массовой долей  $\text{HNO}_3$  10% и  $\rho=1,054 \text{ г/см}^3$  прибавили 2 л раствора кислоты с массовой долей

$\text{HNO}_3$  2% и  $\rho=1,009 \text{ г/см}^3$ . Вычислить массовую долю азотной кислоты и молярную концентрацию полученного раствора.

30. Вычислить нормальность и молярность раствора серной кислоты с массовой долей  $\text{H}_2\text{SO}_4$  98% и  $\rho=1,84 \text{ г/см}^3$ .
31. Сколько граммов медного купороса  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$  и воды потребуется для приготовления 200 г раствора с массовой долей  $\text{CuSO}_4$  5%?
32. Определить нормальность раствора, содержащего 34,2 г  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  в 500 мл раствора.
33. К 100 мл 96%-ной серной кислоты с  $\rho=1,84 \text{ г/см}^3$  прибавили 400 мл воды. Получили раствор с  $\rho=1,225 \text{ г/см}^3$ . Рассчитать молярность полученного раствора.
34. Сколько миллилитров раствора серной кислоты с массовой долей  $\text{H}_2\text{SO}_4$  10% и  $\rho=1,072 \text{ г/см}^3$  требуется для нейтрализации раствора, содержащего 16 г  $\text{NaOH}$ ?
35. Определить нормальность раствора, содержащего 34,2 г  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  в 250 мл раствора.
36. Какие соединения образуются при сливании 200 мл 0,25M раствора  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$  и 150 мл 0,5M раствора  $\text{NaOH}$ ?

#### Общие свойства растворов

37. Растворы неэлектролитов. Осмос. Закон Вант-Гоффа.
38. Давление насыщенного пара раствора. Криоскопия, эбуллиоскопия. Законы Рауля.
39. При растворении 2,3 г некоторого неэлектролита в 125 мл воды температура кристаллизации понижается на  $0,372^\circ\text{C}$ . Вычислить молярную массу растворенного вещества. Криоскопическая константа воды  $K_{\text{H}_2\text{O}}=1,86$ .
40. Вычислить процентную концентрацию водного раствора глюкозы  $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$  зная, что этот раствор кипит при  $100,26^\circ\text{C}$ . Эбуллиоскопическая константа воды  $E_{\text{H}_2\text{O}}=0,52$ .
41. Вычислить температуру кристаллизации раствора мочевины  $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ , содержащего 10 г мочевины в 200 г воды. Криоскопическая константа воды  $K_{\text{H}_2\text{O}}=1,86$ .
42. Вычислить криоскопическую константу уксусной кислоты, зная, что раствор, содержащий 4,25 г антрацена  $\text{C}_{14}\text{H}_{10}$  в 100 г уксусной кислоты, кристаллизуется при  $15,718^\circ\text{C}$ . Температура кристаллизации уксусной кислоты  $16,65^\circ\text{C}$ .
43. При растворении 5 г вещества в 200 г воды получается не проводящий тока раствор, который кристаллизуется при  $-1,45^\circ\text{C}$ . Определить молярную массу растворенного вещества.
44. При растворении 13 г неэлектролита в 400 г диэтилового эфира



57. Как влияет на степень диссоциации слабого электролита нагревание и разбавление раствора? Вычислить степень диссоциации уксусной кислоты в ее 0,05M растворе ( $K_{\text{CH}_3\text{COOH}}=1,76 \cdot 10^{-5}$ ).
58. Можно ли записать выражения для константы диссоциации следующих веществ: HBr; HCOOH; H<sub>2</sub>S; KOH; HNO<sub>2</sub>?
59. Как связаны между собой величины: степень, константа диссоциации и молярная концентрация для растворов слабых электролитов? Вычислить степень диссоциации и концентрацию ионов H<sup>+</sup> в 0,05M р-ре HNO<sub>2</sub>. ( $K_{\text{HNO}_2} = 4 \cdot 10^{-4}$ ).
60. Написать уравнение диссоциации сероводородной кислоты. Принимая во внимание константу первичной диссоциации H<sub>2</sub>S ( $K_{\text{H}_2\text{S}}=9 \cdot 10^{-8}$ ), вычислить степень диссоциации и концентрацию ионов водорода в 0,05M растворе этой кислоты.
61. Вычислить константу диссоциации синильной кислоты HCN в 0,005M растворе, если степень диссоциации ее равна  $7 \cdot 10^{-3}$  моль/л.
62. Вычислить концентрацию ионов водорода в 0,1M растворе гипохлоритной кислоты HClO, если  $K_{\text{HClO}}=5 \cdot 10^{-8}$ .
63. Рассчитать концентрацию ионов водорода и степень диссоциации раствора, содержащего 0,3 г CH<sub>3</sub>COOH в 500 мл раствора кислоты ( $K_{\text{CH}_3\text{COOH}}=1,78 \cdot 10^{-5}$ ).
64. Вычислить степень диссоциации HCN и концентрацию ионов водорода в 0,05M растворе, если  $K_{\text{HCN}}=7 \cdot 10^{-10}$ .
65. Константа диссоциации азотной кислоты  $K_{\text{HNO}_3}=5 \cdot 10^{-4}$ . Вычислить степень ее диссоциации и концентрацию ионов NO<sub>2</sub><sup>-</sup> в 0,05M растворе.
66. Вычислить степень диссоциации гидроксида алюминия в 1M растворе, если константа диссоциации его равна  $1,8 \cdot 10^{-5}$ .
67. Вычислить ионную силу раствора и коэффициент активности ионов в растворе, содержащем 0,01 моль/л FeCl<sub>3</sub> и 0,05 моль/500 мл раствора CaCl<sub>2</sub>.
68. Вычислить ионную силу и активность ионов в 0,004M растворе сульфата алюминия. Как изменится активность иона Al<sup>3+</sup>, если в раствор ввести 0,005M Na<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>?
69. Найти приближенное значение коэффициентов активностей ионов, находящихся в растворе: Br<sup>-</sup>; Mg<sup>2+</sup>; Fe<sup>3+</sup>, если ионная сила равна: а) 0,002; б) 0,05.
70. Вычислить ионную силу раствора и коэффициент активности ионов в растворе, содержащем 0,02M Ba(NO<sub>3</sub>)<sub>2</sub> и 0,05M BaCl<sub>2</sub>.
71. Вычислить активность ионов водорода в 0,005M растворе HCl, содержащем кроме того 0,002 моль/500 мл CaCl<sub>2</sub>.
72. Найти приближенное значение коэффициентов активности ионов Br<sup>-</sup>, CO<sub>3</sub><sup>2-</sup> и [Cu(NH<sub>3</sub>)<sub>4</sub>]<sup>2+</sup>, если ионная сила раствора равна 0,005.

**Ионное произведение воды.**  
**Водородный и гидроксильный показатели**

73. Электrolитическая диссоциация воды. Вывести уравнение ионного произведения воды. Что такое водородный и гидроксильный показатели?
74. Концентрация ионов водорода равна  $10^{-5}$  моль/л. Вычислить pH и концентрацию ионов  $[\text{OH}^-]$  в данном растворе. Определить характер среды.
75. В водном растворе pOH составляет 5. Определить характер среды раствора. Что необходимо добавить к этому раствору (кислоту или щелочь), чтобы pOH стала равным 3?
76. Вычислить концентрацию ионов  $[\text{H}^+]$  и  $[\text{OH}^-]$  в растворе, если: а) pH=5,45; б) pH=7,5; в) pH=12,6.
77. Вычислить pH и pOH раствора, если концентрация ионов  $[\text{H}^+]$  в растворе равна: а)  $2,5 \cdot 10^{-3}$  моль/л; б)  $5,4 \cdot 10^{-7}$  моль/л; в)  $5 \cdot 10^{-10}$  моль/л.
78. При добавлении к воде раствора NaOH концентрация ионов  $[\text{OH}^-]$  стала равной  $5 \cdot 10^{-3}$  моль/л. Вычислить концентрацию ионов  $[\text{H}^+]$ , если температура раствора равна: а)  $25^\circ\text{C}$ ; б)  $40^\circ\text{C}$  ( $K_{\text{H}_2\text{O}}^{25^\circ\text{C}}=1 \cdot 10^{-14}$ ;  $K_{\text{H}_2\text{O}}^{40^\circ\text{C}}=2,95 \cdot 10^{-14}$ ).
79. Рассчитать pH растворов сильных и слабых электролитов: а) 0,05M NaOH; б) 0,2M HCNS; в) 0,025N  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; г) 0,5M  $\text{NH}_4\text{OH}$ , если  $K_{\text{CH}_3\text{COOH}}=1,76 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_{\text{NH}_4\text{OH}}=1,8 \cdot 10^{-5}$ .
80. Как изменится pH, если вдвое разбавить водой: а) 0,2M p-p HCl; б) 0,4N p-p  $\text{CH}_3\text{COOH}$ ; в) раствор, содержащий 0,1 моль/л  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и 0,05 моль/л  $\text{CH}_3\text{COON}$ ?
81. Как изменится кислотность двухдецимолярного раствора HCN при введении в него 0,1 моль/л KCN? ( $K_{\text{HCN}}=7,2 \cdot 10^{-10}$ ).
82. Водородный показатель воды равен 10. Сколько структурных единиц ( $\text{H}^+$ ) будет содержаться в 50 мл этой воды?
83. Водородный показатель воды равен 2. Какое вещество (кислоту или щелочь) надо добавить к этой воде, чтобы pH уменьшить до 7?
84. Чему равна концентрация раствора уксусной кислоты, pH которого равен 5,2?
85. Как изменится pH питьевой воды, если к 500 л ее добавить  $2,0 \cdot 10^{-4}$  г NaOH?
86. Смешали равные объемы растворов с pH=10 и pH=12. Вычислить pH полученного раствора?
87. 200 мл 30%-ного раствора гидроксида натрия ( $\rho=1,33$  г/см<sup>3</sup>) разбавили водой до 5 л. Рассчитать pH полученного раствора.
88. Вычислить pH 0,05M раствора уксусной кислоты. Увеличится или уменьшится pH после добавления к раствору 0,01M раствора ацетата

натрия? Ответ мотивировать.

89. 10 мл 98%-ного раствора серной кислоты ( $\rho=1,84 \text{ г/см}^3$ ) разбавили водой до 10 л. Рассчитать pH полученного раствора кислоты.
90. 2 мл 40%-ного раствора гидроксида натрия ( $\rho=1,43 \text{ г/см}^3$ ) разбавили до  $3^x$  литров водой. Рассчитать реакцию среды полученного раствора.
91. Вычислить молярность раствора азотистой кислоты, pH которого равен 4 ( $K_{\text{HNO}_2}=4,5 \cdot 10^{-4}$ ).
92. Вычислить pH 5%-ного раствора муравьиной кислоты, считая, что плотность раствора равна  $1 \text{ г/см}^3$ , а  $K_{\text{НСООН}}=1,8 \cdot 10^{-4}$ .
93. 5 г 98%-ной серной кислоты ( $\rho=1,84 \text{ г/см}^3$ ) растворили в 5 л воды. Рассчитать водородный показатель полученного раствора кислоты.
94. Во сколько раз увеличится концентрация ионов водорода, если величина pH раствора уменьшилась от 7 до 5?
95. pH одного раствора 4,2, другого - 2,4. Во сколько раз концентрация ионов водорода  $[\text{H}^+]$  одного раствора больше концентрации ионов  $[\text{H}^+]$  другого?
96. Вычислить pH 3,12%-ного раствора соляной кислоты, плотность которого равна  $1,015 \text{ г/см}^3$ .
97. Кислотно-основные индикаторы. Их характеристика.
98. Что представляют собой буферные системы? Свойства буферных растворов.
99. На чем основана способность буферных растворов поддерживать практически постоянное значение pH? Что показывает емкость буферной смеси и в каких единицах она выражается?
100. Установить pH раствора, содержащего 0,01M  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и 0,01M  $\text{CH}_3\text{COONa}$  ( $K_{\text{СН}_3\text{COOH}}=1,8 \cdot 10^{-5}$ ;  $\text{pH}=4,76$ ).
101. Вычислить pH раствора, в 1 л которого содержится 0,5 моль  $\text{NH}_4\text{OH}$  и 0,1 моль  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .
102. Вычислить концентрацию ионов  $[\text{H}^+]$  и pH раствора, в 1 л которого содержится 0,03 моль  $\text{CH}_3\text{COOH}$  и 0,01 моль  $\text{CH}_3\text{COONa}$ .
103. Вычислить pH формиатного буферного раствора, содержащего 0,2 моль/л  $\text{НСООН}$  и 0,2 моль/л  $\text{НСОOK}$ . Как изменится pH при добавлении к 1 л р-ра 0,01 моль кислоты  $\text{HCl}$ ?
104. Вычислить pH буферной смеси, состоящей из 0,01 M растворов  $\text{NH}_4\text{OH}$  и  $\text{NH}_4\text{Cl}$ . Как изменится pH при добавлении к 1 л буфера: а) 0,001 моль  $\text{HCl}$ ; б) 0,001 моль  $\text{NaOH}$ ; в) при разбавлении в 5 раз.
105. К 0,8 л 0,5 M р-ра муравьиной кислоты ( $K_{\text{НСООН}}=1,77 \cdot 10^{-4}$ ) добавили 0,2 л 0,4 M р-ра  $\text{NaOH}$ . Вычислить pH образовавшегося формиатного буфера.

## Гетерогенные системы.

### Произведение растворимости.

#### Условия образования осадка

106. Растворимость сульфата бария в воде при  $18^{\circ}\text{C}$  составляет  $0,00022 \text{ г}$  на  $100 \text{ г}$  раствора. Рассчитать произведение растворимости  $\text{IP}_{\text{BaSO}_4}$ , если плотность раствора равна  $1 \text{ г/см}^3$ .
107. Произведение растворимости хлорида серебра при  $25^{\circ}\text{C}$  равно  $1,78 \cdot 10^{-10}$  рассчитать растворимость этой соли в *моль/л* и в *г/л* (без учета и с учетом коэффициентов активности ионов).
108. Растворимость сульфата серебра в воде при  $18^{\circ}\text{C}$  составляет  $0,8 \text{ г}$  на  $100 \text{ г}$  раствора. Рассчитать величину произведения растворимости  $\text{Ag}_2\text{SO}_4$  ( $\rho=1 \text{ г/см}^3$ ).
109. Произведение растворимости гидроксида железа (III) при  $25^{\circ}\text{C}$  равно  $3,8 \cdot 10^{-38}$ . Рассчитать растворимость  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  в *моль/л* в *г/100г* раствора.
110. Растворимость гидроксида магния при  $25^{\circ}\text{C}$  равна  $0,00155 \text{ г}$  на  $500 \text{ мл}$  насыщенного раствора. Вычислить  $\text{IP}_{\text{Mg}(\text{OH})_2}$ .
111. Вычислить  $\text{IP}_{\text{Ag}_2\text{CrO}_4}$ , зная, что в  $100 \text{ мл}$  его насыщенного раствора содержится  $0,002156 \text{ г}$   $\text{Ag}_2\text{CrO}_4$ .
112. Вычислить растворимость бромида свинца (II) в *моль/л* и в *г/л* без учета и с учетом коэффициентов активности ионов, если  $\text{IP}_{\text{PbBr}_2}=9,1 \cdot 10^{-6}$ .
113. Найти массу ионов серебра, находящихся в виде ионов в  $1 \text{ л}$  насыщенного раствора бромида серебра.
114. Вычислить объем воды, необходимый для растворения при  $25^{\circ}\text{C}$   $2,0 \text{ г}$  сульфата бария, если  $\text{IP}_{\text{BaSO}_4}=1,1 \cdot 10^{-10}$ .
115. Сколько граммов сульфата меди (II) содержится в  $400 \text{ мл}$  раствора, если  $\text{IP}_{\text{CuS}}=6 \cdot 10^{-36}$ .
116. Произведение растворимости фосфата кальция равно  $1,0 \cdot 10^{-29}$  при  $25^{\circ}\text{C}$ . Вычислить объем воды, который необходим для растворения  $1,5 \text{ г}$  этой соли.
117. Произведение растворимости оксалата кальция  $\text{CaC}_2\text{O}_4$  равно  $2,3 \cdot 10^{-9}$ . Сравнить растворимость этой соли в чистой воде с растворимостью в  $0,1 \text{ М}$  растворе  $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$  (расчеты сделать без учета и с учетом коэффициента активности ионов).
118. Сколько граммов  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  содержится в  $500 \text{ мл}$  насыщенного раствора, если  $\text{IP}_{\text{Fe}(\text{OH})_3}=3,8 \cdot 10^{-38}$ .
119.  $\text{IP}_{\text{Fe}(\text{OH})_3}=3,8 \cdot 10^{-38}$ . Рассчитать объем воды, который необходим для растворения  $2 \text{ г}$   $\text{Fe}(\text{OH})_3$ .
120. Определить pH насыщенного раствора  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ .  $\text{IP}_{\text{Ca}(\text{OH})_2}=6,3 \cdot 10^{-6}$ .
121. Вычислить растворимость  $\text{AgCl}$  (в *г/л* и *моль/л*) в чистой воде; в



- 0,1М растворе  $\text{AgNO}_3$  и 0,1М растворе  $\text{KCl}$ .  $\text{PP}_{\text{AgCl}}=1,8 \cdot 10^{-10}$ .
122. Какое из веществ  $\text{CaCO}_3$  или  $\text{CaSO}_4$  будет выпадать в осадок при добавлении к раствору, содержащему в 1 л 0,01 моль  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  и 0,001 моль  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ , равного объема 0,001М раствора  $\text{CaCl}_2$ ?  $\text{PP}_{\text{CaSO}_4}=1,3 \cdot 10^{-4}$ ;  $\text{PP}_{\text{CaCO}_3}=5 \cdot 10^{-9}$ .
123. Какое из веществ  $\text{AgCl}$  или  $\text{AgI}$  будет выпадать в осадок, если к раствору, содержащему 0,02М  $\text{KJ}$  и 0,002М  $\text{KCl}$  прилить равный объем 0,002М раствора  $\text{AgNO}_3$ ?  $\text{PP}_{\text{AgI}}=1,1 \cdot 10^{-16}$ ;  $\text{PP}_{\text{AgCl}}=1,8 \cdot 10^{-10}$ .
124. Вычислить растворимость соли  $\text{FeS}$  (в  $\text{л}$  и моль/л) в чистой воде, в 0,1М растворе  $\text{FeCl}_2$  и 0,1М растворе  $\text{Na}_2\text{S}$ .  $\text{PP}_{\text{FeS}}=4,8 \cdot 10^{-18}$ .
125. Вычислить растворимость  $\text{ZnS}$  в  $\text{л}$  и в моль/л, если произведение растворимости  $\text{ZnS}$  равно  $1,6 \cdot 10^{-24}$ .

### Гидролиз солей

126. Что представляет собой гидролиз солей и его сущность? Соли каких кислот подвергаются гидролизу? Написать ионные и молекулярные уравнения гидролиза по ступеням следующих солей:  $\text{Na}_3\text{PO}_4$ ;  $\text{NH}_4\text{Br}$ ;  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$  и  $\text{NaCl}$ . Какую реакцию среды имеют растворы этих солей.
127. Какие величины характеризуют гидролиз количественно? Как связаны между собой константа гидролиза хлорида меди (II) и карбоната калия. Определить pH 0,01М раствора  $\text{CuCl}_2$  и 0,05М раствора  $\text{K}_2\text{CO}_3$ .
128. Какие факторы оказывают влияние на степень гидролиза соли? Что необходимо сделать, чтобы подавить гидролиз соли  $\text{FeCl}_3$ ? Написать молекулярные и ионные уравнения по ступеням гидролиза соли хлорида железа (III).
129. Как протекает гидролиз раствора соли-коагулянта сульфата алюминия? Написать уравнения реакций по ступеням гидролиза  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ . В какую сторону сместится равновесие гидролизующейся соли  $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ , если к раствору добавить: а) кислоты  $\text{HCl}$ ; б) щелочи  $\text{NaOH}$ ; в) нагреть р-р соли; г) добавить воды.
130. Какую реакцию среды имеют растворы сульфата железа (II), ацетата натрия и хлорида калия? Написать уравнения гидролиза. Рассчитать pH растворов этих солей, если концентрация их равна 0,005М. ( $K_{\text{дис. Fe(OH)}_2}=1,3 \cdot 10^{-4}$ ;  $K_{\text{сн}^-\text{ьCOOH}}=1,8 \cdot 10^{-5}$ ).
131. В какую сторону сместится равновесие в растворе гидролизующейся соли сульфата калия при добавлении к нему соляной кислоты, щелочи, хлорида аммония? Как повлияют на смещение равновесия разбавление раствора соли и нагревание? Написать все необходимые реакции в молекулярном и в ионном виде!

132. Написать уравнения реакций гидролиза следующих ионов: а)  $\text{NH}_4^+$ ;  $\text{CH}_3\text{COO}^-$ ;  $\text{CO}_3^{2-}$ ; б)  $\text{Bi}^{3+}$ ;  $\text{Cl}^-$ . Рассчитать pH 0,05N раствора  $\text{NH}_4\text{Cl}$ .
133. Вычислить степень, константу гидролиза и pH для растворов: а) 0,1M  $\text{NH}_4\text{Br}$ ; б) 0,05M  $\text{KCN}$ ; в) 0,001M  $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ . ( $K_{\text{NH}_4\text{OH}}=1,8 \cdot 10^{-5}$ ;  $K_{\text{HCN}}=7,8 \cdot 10^{-10}$ ;  $K_{\text{CH}_3\text{COO}}=1,76 \cdot 10^{-5}$ ).
134. Гидролиз соли  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  протекает по двум ступеням. Константы диссоциации для  $\text{Pb}(\text{OH})_2$  равны:  $K_1=9,6 \cdot 10^{-4}$  и  $K_2=3 \cdot 10^{-8}$ . Вычислить константы гидролиза для каждой ступени. Написать реакции гидролиза соли  $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$  по ступеням в молекулярном и в ионном виде.
135. Вычислить степень гидролиза цианида калия при концентрациях соли 0,1N и 0,001N, если константа диссоциации  $K_{\text{HCN}}=7,2 \cdot 10^{-10}$ . Рассчитать pH для растворов этих солей.
136. Какая из двух солей сильнее гидролизуется:  $\text{Na}_2\text{S}$  или  $\text{Al}_2\text{S}_3$ ? Почему? Написать уравнения реакции.
137. Почему растворы  $\text{NaF}$  и  $\text{NaClO}$  сантимолярной концентрации имеют щелочную реакцию? Написать уравнения гидролиза этих солей,  $K_{\text{HF}}=6,7 \cdot 10^{-4}$ ,  $K_{\text{HClO}}=5,0 \cdot 10^{-8}$ .
138. Что произойдет при смешивании растворов сульфата цинка и карбоната натрия? Написать уравнения реакций с учетом возможности необратимого гидролиза образующейся соли.
139. Указать, какие из приведенных ниже солей подвергаются гидролизу:  $\text{KNO}_3$ ;  $\text{Na}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{CuCl}_2$ ;  $\text{Na}_2\text{S}$ ;  $\text{KBr}$ . Составить уравнения гидролиза в молекулярном и в ионном виде. Рассчитать pH 0,01M растворов этих солей.
140. Вычислить степень гидролиза и pH солей  $\text{NH}_4\text{Cl}$  и  $\text{NaCN}$  при концентрациях 0,05M. Какая из двух приведенных солей в большей степени будет подвергаться гидролизу?
141. Написать уравнения реакций гидролиза солей  $\text{NH}_4\text{NO}_3$ ;  $\text{Mg}(\text{CH}_3\text{COO})_2$ ;  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  и объяснить, как влияет на гидролиз разбавление раствора, нагревание, подщелачивание и подкисление.
142. В растворе какой соли одинаковой концентрации среда более кислая: а)  $\text{NH}_4\text{Cl}$  или  $\text{NH}_4\text{F}$ ; б)  $\text{BiCl}_3$  или  $\text{FeCl}_3$ ; в)  $\text{ZnSO}_4$  или  $\text{CuSO}_4$ ?
143. В растворе какой соли одинаковой концентрации среда более щелочная: а)  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  или  $\text{Na}_2\text{SiO}_3$ ; б)  $\text{Na}_3\text{PO}_4$  или  $\text{CH}_3\text{COONa}$ ; в)  $\text{K}_2\text{CO}_3$  или  $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ ?
144. Какую реакцию среды (кислая, щелочная или нейтральная) имеют водные растворы следующих солей:  $\text{K}_2\text{CO}_3$ ;  $\text{KNO}_3$ ;  $\text{CH}_3\text{COOK}$ ;  $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ ;  $\text{ZnCl}_2$ ? Написать уравнения гидролиза в молекулярном и в ионном виде. Рассчитать pH для 0,02N раствора  $\text{CH}_3\text{COOK}$ , если  $K_{\text{CH}_3\text{COOH}}=1,76 \cdot 10^{-5}$ .
145. Написать уравнения гидролиза соли, образующейся при смешивании

вании двух растворов сульфата алюминия и сульфида калия, учитывая, что при этом образуется осадок и выделяется газ.

146. Как протекает гидролиз хлора, растворенного в воде?

Коллоидное состояние вещества

Разрушение дисперсных систем

147. Коллоидные системы. Их классификация. Методы получения.

148. Свойства коллоидных систем. Строение мицеллы гидрофобного золя. Потенциалы.

149. Укрупнение коллоидных систем методом коагуляции. (Объяснить на примере).

150. Составить полную мицеллярную формулу гидрозоль  $\text{AgCl}$ , стабилизированного нитратом серебра. Какое строение имеет коллоидная частица, двойной электрический слой? Показать кривую падения потенциалов.

151. К 5 мл сероводородной воды добавили 1 мл разбавленного раствора сульфата меди (II). Образуется золь бурого цвета, который заряжен отрицательно. Составить мицеллярную формулу золя. Какое строение имеет коллоидная частица, двойной электрический слой, показать кривую падения потенциалов.

152. Смешиванием 20 см<sup>3</sup> 0,015N раствора KJ и 0,005N раствора  $\text{AgNO}_3$  получили гидрозоль иодида серебра. Какой объем раствора  $\text{AgNO}_3$  необходимо взять, чтобы получить  $\text{AgI}$ , где гранула несет положительный заряд. Составить полную мицеллярную формулу данного золя, показать строение коллоидной частицы, двойного электрического слоя и кривую падения потенциалов.

153. К горячему раствору хлорида железа (III) добавили горячей воды. Образовался гидрозоль гидроксида железа (III). К полученному коллоидному раствору прилили коллоидный раствор сульфата меди (II), гранула которого несет отрицательный заряд. Что происходит при смешивании растворов. Какой будет внешний эффект? Составить формулы строения мицелл данных гидрозолей.

154. К 25,0 мл 0,1N раствора перманганата калия добавили при титровании 1%-ный раствор пероксида водорода до полного обесцвечивания раствора  $\text{KMnO}_4$ . В результате титрования образуется темно-коричневый золь оксида марганца (IV). Написать формулу полученного гидрозоль. Какое строение имеет коллоидная частица? Какие из ионов, добавленных к полученному коллоидному раствору, нарушат устойчивость данного гидрозоль и вызовут коагуляцию:  $\text{Na}^+$ ;  $\text{Al}^{3+}$ ;  $\text{Cl}^-$ ;  $\text{PO}_4^{3-}$ ? Дать объяснения.

155. Смешали два раствора: 10 мл 0,05M  $\text{AgNO}_3$  и 10 мл 0,5M KJ. По-

- лучили гидрозоль  $\text{AgJ}$ . Какое строение и заряд будет иметь коллоидная частица? Написать полную мицеллярную формулу гидрозоля  $\text{AgJ}$ . Показать строение двойного электрического слоя и кривую падения потенциалов.
156. К раствору, содержащему ионы меди (II), прилили раствор желтой кровяной соли, при этом образуется гидрозоль гексацианоферрата (II) меди, которой стабилизирован гексацианоферратом (II) калия. Написать формулу мицеллы и строение двойного электрического слоя.
157. Коллоидный раствор гидроксида Fe (III) прилили к коллоидному раствору сульфата меди (II), при этом наблюдается взаимная коагуляция золей. Какой будет внешний эффект? Как будет протекать коагуляция? Написать уравнения реакций.
158. К 5 мл 0,25N раствора силиката натрия добавили 2 мл 0,15N раствора соляной кислоты. Написать уравнения реакции образования геля кремниевой кислоты. Составить полную мицеллярную формулу геля кремниевой кислоты. Показать строение двойного электрического слоя и кривую падения потенциала. Какие из ионов могут вызвать коагуляцию данного коллоида:  $\text{K}^+$ ;  $\text{Cl}^-$ ;  $\text{Br}^-$ ;  $\text{Mg}^{2+}$ ;  $\text{Al}^{3+}$ ?
159. Какое строение имеет мицелла гидрозоля гидроксида хрома (III), стабилизированного хлоридом хрома (III)? Показать строение двойного электрического слоя. Неподвижный двойной слой содержит заряды: +24 (твердая частица) и -15 (адсорбционный слой). Рассчитать термодинамический и электрокинетический потенциал данного гидрозоля.
160. Что такое коагуляция, порог коагуляции? Аддитивное действие электролита.
161. Антагонизм и синергизм электролитов. Скорость коагуляции.
162. Гели и студни. Что такое пептизация?
163. Адсорбция. Что такое адсорбент, адсорбтив? Адсорбция на границе жидкость - газ.
164. Что такое абсорбция, хемосорбция? Адсорбция на поверхности раздела между двумя жидкостями и на поверхности твердых тел.
165. Суспензии. Эмульсии. Пены. Привести примеры.

### Окислительно-восстановительные процессы

166. Что такое окисление, восстановление, степень окисления? Исходя из степени окисления элементов в соединениях  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ;  $\text{KNO}_2$ ;  $\text{KMnO}_4$ ;  $\text{H}_2\text{S}$ ;  $\text{H}_2\text{SO}_3$ , определить, какие из них могут быть только окислителями, только восстановителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

167. Составить электронные уравнения и указать какой процесс - окисление или восстановление - происходит при следующих превращениях:  $N^{-3} \rightarrow N^{+5}$ ;  $N^{+5} \rightarrow N^{+1}$ ;  $S^{-2} \rightarrow S^0$ ;  $S^{+4} \rightarrow S^0$ ;  $MnO_4^- \rightarrow MnO_4^{2-}$ . Расставить коэффициенты в уравнении реакции, используя метод электронного баланса:  $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow Na_2SO_4 + MnO_2 + KOH$ .
168. Составить электронные уравнения и указать, какой процесс - окисление или восстановление - происходит при следующих превращениях:  $Mn^{+6} \rightarrow Mn^{+2}$ ;  $N^{-3} \rightarrow N^{+5}$ ;  $Cl^{+5} \rightarrow Cl^{-1}$ ;  $As^{-3} \rightarrow As^{+5}$ . На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:  $KMnO_4 + NaSO_3 + KOH \rightarrow K_2MnO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$ .
169. См. условие задачи 168.  
 $KMnO_4 + K_2S + H_2SO_4 \rightarrow S + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$ ;  
 $K_2Cr_2O_7 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + S + K_2SO_4 + H_2O$ . Указать окислитель, восстановитель.
170. См. условие задачи 168.  
 $K_2Cr_2O_7 + FeSO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$ ;  
 $H_2SO_3 + HClO_3 \rightarrow H_2SO_4 + HCl$ . Указать окислитель и восстановитель.
171. См. условие задачи 168.  
 $KMnO_4 + H_3AsO_3 + H_2SO_4 \rightarrow H_3AsO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$ ;  
 $FeS + HNO_3 \rightarrow Fe(NO_3)_2 + S + NO + H_2O$  Указать окислитель и восстановитель.
172. См. условие задачи 168.  
 $Cd + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow CdSO_4 + MnSO_4 + K_2SO_4 + H_2O$ ;  
 $K_2Cr_2O_7 + H_3PO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Cr_2(SO_4)_3 + H_3PO_4 + K_2SO_4 + H_2O$ . Указать окислитель и восстановитель.
173. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами: а)  $HCl$  и  $K_2S$ ; б)  $KMnO_4$  и  $NH_3$ ; в)  $HNO_2$  и  $HJ$ . Почему? На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:  
 $Au + HNO_3 + HCl \rightarrow AuCl_3 + NO + H_2O$ .
174. Определить степень окисления всех элементов в следующих соединениях: а)  $NaAlO_2$ ; б)  $Sn(NO_3)_4$ ; в)  $(NH_4)_2CO_3$ . Расставить коэффициенты в данной окислительно-восстановительной реакции, используя метод электронного баланса:  
 $Na_3AsO_3 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Na_3AsO_4 + K_2SO_4 + Cr_2(SO_4)_3 + H_2O$ .
175. В чем основное отличие реакций ионного обмена от окислительно-восстановительных? Что происходит с окислителем и восстановителем во время окислительно-восстановительной реакции?  
 $Al + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Al_2(SO_4)_3 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$ ;  
 $KMnO_4 + NH_3 \rightarrow KNO_3 + MnO_2 + KOH + H_2O$ .

176. Окислительно-восстановительные потенциалы.
177. Определение окислительно-восстановительных условий пресной воды открытых водоемов.
178. Рассчитать окислительно-восстановительный потенциал  $E_h$  и окислительно-восстановительный показатель  $gH_2$  воды реки Муховец на том участке, где рН равен 7,5, а коэффициент насыщения воды кислородом равен 90%. На основании полученных данных сделать вывод, окислительные или восстановительные процессы протекают на данном участке водоема.
179. Рассчитать окислительно-восстановительный потенциал воды данного водоема и окислительно-восстановительный показатель  $gH_2$ , если рН его равен 9,0, а коэффициент насыщения воды кислородом 115% ( $E^0=0,68В$ ).
180. Рассчитать окислительно-восстановительный потенциал  $E_h$  и окислительно-восстановительный показатель  $gH_2$  воды загрязненного водоема, если рН этой воды равен 5,2, а коэффициент насыщения воды кислородом составляет 80% ( $E^0=0,92В$ ).
181. Рассчитать окислительно-восстановительный показатель и окислительно-восстановительный потенциал воды, если рН=3,5 ( $E^0=1,086В$ ), а коэффициент насыщения воды кислородом составляет 70%.
182. РН сточной воды составляет 11 ( $E^0=0,6В$ ), а коэффициент насыщения кислородом, 135%, рассчитать  $gH_2$  и  $E_h$  для этой воды.
183. Рассчитать  $E_h$  и  $gH_2$  для воды некоторого водоема, если рН ее равен 8,5 ( $E^0=0,78В$ ), а коэффициент насыщения воды кислородом 128%.
184. Могут ли быть окислителями: а) металлы; б) неметаллы; в) ионы металлов. Используя метод электронного баланса, расставить коэффициенты в указанной окислительно-восстановительной реакции:  $K_2MnO_4+H_2O \rightarrow KMnO_4+MnO_2+KOH$ . Указать окислитель, восстановитель.
185. Какие из приведенных ниже веществ могут служить окислителем, восстановителем или проявлять двойственный характер в зависимости от партнера: а)  $FeSO_4$ ; б)  $Cr_2(SO_4)_3$ ; в)  $SO_2$ ; г)  $O_2$ ; д)  $KMnO_4$ . Расставить коэффициенты в данной реакции, используя метод электронного баланса:  $KMnO_4+KJ+H_2O \rightarrow MnO_2+J_2+KOH$ . Указать окислитель, восстановитель.

### Физико-химическая характеристика вод.

#### Условия формирования химического состава природных вод

186. Характеристика природных вод, их классификация.

187.	Примеси природных вод. Биологическое загрязнения воды.
188.	Физические и химические показатели качества воды.
189.	Требования, предъявляемые к качеству питьевой воды. Органолептические показатели воды. Показатели токсических химических веществ воды.
190.	Кислотность воды. Какие соединения придают кислотность воде? Что называется общей кислотностью? Активной кислотностью? В каких единицах измеряется кислотность воды?
191.	Щелочность воды. Какие соединения придают воде щелочность? Что такое общая, гидратная, гидрокарбонатная и карбонатная щелочность воды, единицы измерения?
192.	На титрование 50 мл природной воды было израсходовано по фенолфталеину 15 мл 0,15N раствора соляной кислоты, а по метиловому оранжевому 25 мл 0,15N р-ра HCl (поправочный коэффициент K 0,15N HCl равен 0,92). Определить общую, гидрокарбонатную и карбонатную щелочность исследуемой воды.
193.	Концентрация уксусной кислоты в сточных водах одного из цехов завода соответствует 0,01N р-ру CH <sub>3</sub> COOH. Определить pH этих сточных вод, если $K_{\text{CH}_3\text{COOH}}=1,78 \cdot 10^{-5}$ .
194.	Концентрация H <sub>2</sub> S в сточных водах одного из цехов завода соответствует концентрации 0,0002 моль/л кислоты. Определить pH этой воды, если $K_1\text{H}_2\text{S}=6 \cdot 10^{-8}$ ; $K_2=1 \cdot 10^{-14}$ .
195.	Один из цехов сбрасывает 15 м <sup>3</sup> /сутки щелочных вод с концентрацией KOH 0,78 г/л, другой цех - 20 м <sup>3</sup> /сутки кислых сточных вод с концентрацией серной кислоты 0,49 г/л. Произойдет ли взаимная нейтрализация этих вод при смешивании. Каково будет значение pH смешанных сточных вод.
196.	Рассчитать кислотность воды, если на титрование 100 мл пробы воды израсходовано 24,0 мл 0,5N (k=0,8) раствора гидроксида натрия по фенолфталеину.
197.	На титрование 150 мл исследуемой воды израсходовано по метиловому оранжевому 10 мл, а по фенолфталеину 25 мл 2N раствора NaOH. Определить свободную и общую кислотность воды.
198.	Формы углекислоты в воде. Что называется свободной, связанной, полусвязанной и агрессивной углекислотой? В каких единицах они измеряются?
199.	При каком значении pH в воде присутствуют различные формы углекислоты? Что такое стабильность воды, показатель стабильности?
200.	Определить общую щелочность воды, содержание карбонатов и гидрокарбонатов в воде, если на титрование 100 мл пробы израсходовано по фенолфталеину 5,0 мл 0,5N р-ра HCl, а по метиловому oran-

жевому 7,0 мл 0,5N HCl ( $k=1$ ).

201. На титрование 75,0 мл природной воды было израсходовано по фенолфталеину 4,5 мл 0,8N р-ра HCl, а по метиловому оранжевому 10,5 мл 0,8N HCl ( $k=0,85$ ). Рассчитать общую щелочность воды, содержание в ней гидрокарбонатов (в мг/л и в милли-экв/л).
202. Один из цехов сбрасывает кислые сточные воды в количестве 20 м<sup>3</sup> в сутки с концентрацией HCl 0,365 г на 500 мл. Другой цех сбрасывает 15 м<sup>3</sup> щелочных вод с концентрацией NaOH 0,65 г/л. Произойдет ли взаимная нейтрализация этих вод при смешивании? Какой будет реакция среды этих сточных вод?
203. Концентрация муравьиной кислоты в сточных водах одного из цехов завода составляет 0,05 моль на 500 мл раствора кислоты. Определить рН этих сточных вод, если  $K_{\text{HCOOH}}=1,8 \cdot 10^{-4}$ .
204. Окисляемость воды, виды, единицы измерения. В исследуемой пробе воды содержатся примеси: нитрит калия и сульфат железа (II). Что произойдет при определении частичной окисляемости воды в этой пробе, если указанные соли будут окисляться перманганатом калия в сернокислой среде? Написать уравнения химических реакций.
205. Общая окисляемость воды. Химическая потребность в кислороде (ХПК). В исследуемой воде содержится сульфат железа (II). Что произойдет в пробе при определении общей окисляемости воды, если примеси будут окисляться дихроматом калия в сернокислой среде. Написать уравнения реакций.

### Процессы очистки воды

206. Методы очистки воды. Как удалить из воды грубодисперсные взвешенные вещества?
207. Методы удаления из воды мелкодисперсных взвешенных веществ. Контактная коагуляция.
208. Методы интенсификации процесса коагуляции.
209. Методы обеззараживания воды. Основы процесса хлорирования воды.
210. Характеристика реагентов для очистки воды. Что такое активный хлор? Хлоропоглощаемость воды? Остаточный хлор? Кривая хлоропоглощаемости воды.
211. Удаление из воды хлорфенольных запахов и привкусов. Хлорирование с аммонизацией.
212. Виды хлорирования. Прехлорирование. Постхлорирование, пере-хлорирование, дехлорирование.
213. Обеззараживания воды ионами серебра (олигодинамия).



214. Озонирование воды.
215. Действие морской воды на сооружения. Написать уравнения реакций, протекающих при разрушении бетонного сооружения под действием морской воды.

### Коррозия металлов

216. Сущность электрохимической коррозии металлов. Причины возникновения коррозии металлов.
217. Коррозия котловой водой теплообменных аппаратов. Методы защиты аппаратов от коррозии.
218. Равномерная, местная и межкристаллитная коррозия металлов. Методы защиты металлов от коррозии.
219. Как протекает атмосферная коррозия оцинкованного железа? Никелированной стали? Составьте электронные уравнения анодного и катодного процессов.
220. Как происходит электрохимическая коррозия луженого железа в кислой среде и в атмосферных условиях? Напишите уравнения анодного и катодного процесса.
221. Железное изделие покрыто никелем. Что произойдет, если его поместить в сточную воду с  $\text{pH}=4$  (учесть, что целостность покрытия у железа нарушена)?
222. Стальная болванка была вбита в грунт, содержащий слой песка и глины. В какой части грунта (в песке или глине) будет протекать коррозия железа? Ответ обосновать. Составить уравнения электродных процессов.
223. Железобетон подвергается коррозии под действием морской воды с  $\text{pH}=6,5$  и с  $\text{pH}=7$ . Написать уравнения коррозии железа (с небольшим содержанием меди) в кислой и нейтральной средах.
224. Почему химически чистое железо более стойко против коррозии, чем техническое железо? Составить электродные уравнения анодного и катодного процессов, происходящих при коррозии технического железа во влажном воздухе и в кислой среде.
225. Как и почему влияет  $\text{pH}$  среды на скорость коррозии железа, цинка и олова? Составить электронные и ионно-молекулярные уравнения коррозии металлов: Fe-Sn и Zn-Sn в кислой и нейтральной средах при нарушении целостности покрытия.
226. Где будет лучше протекать коррозия: в песке или глине? Пояснить. Написать уравнения реакций анодного и катодного процессов.
227. Какое покрытие металла называется анодным, какое - катодным? Привести несколько примеров анодного и катодного покрытия хрома. Составить электронные уравнения процессов, происходящих при

коррозии хрома, покрытого серебром во влажном воздухе и в кислой среде.

228. Железное изделие покрыто свинцом. Какое это покрытие - анодное или катодное? Почему? Составить уравнения электрохимической коррозии железа во влажном воздухе и в кислой среде при нарушении целостности покрытия.

229. Какой металл целесообразней выбрать для протекторной защиты от коррозии свинцовой оболочки кабеля: Zn; Mg; или Cr? Почему? Составить электронные уравнения анодного и катодного процессов атмосферной коррозии. Указать продукты.

230. К воде, содержащей хлор, добавили сернистый газ, гипосульфит натрия, сульфит натрия, сульфат железа(II) и аммиак. Написать уравнения химических реакций дехлорирования воды.

231. Как удалить из воды сероводород, кислород, оксид углерода (IV)? Написать уравнения протекающих реакций.

232. Методы дезодорации воды (устранения запахов и привкусов из воды).

### Умягчение и обессоливание воды

233. Жесткость воды. Общая, карбонатная и некарбонатная жесткость. Единицы измерения жесткости.

234. Умягчение воды термическим и реагентным методами.

235. Умягчение и обессоливание воды методом ионного обмена. Катиониты, аниониты.

236. Вода, с жесткостью 10 миллиэкв/л, содержащая гидрокарбонаты, сульфаты и хлориды кальция и магния, была пропущена через катионит. Какие процессы будут происходить при катионировании воды?

237. Методы опреснения воды.

238. Методы удаления из воды железа, марганца и кремниевой кислоты.

239. Присутствие каких солей в природной воде обуславливает ее жесткость? Какие химические реакции происходят при добавлении к жесткой воде: а) известковой воды  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ; б) соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ; в) щелочи NaOH. Рассмотреть случаи для карбонатной и некарбонатной жесткости.

240. Чему равна карбонатная жесткость воды, в 1 л которой содержится 0,295 г  $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$  и 0,445 г  $\text{Ca}(\text{OH})_2$ ? (выразить в миллиэкв/л).

241. Какая масса соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$  (в г) необходима для устранения жесткости из воды объемом 1 м<sup>3</sup>, насыщенной сульфатом кальция при 20°C, если растворимость  $\text{CaSO}_4$  равна 2,0 г/л?

242. Жесткость воды, содержащей только гидрокарбонат кальция, равна 3,82 миллиэкв/л. Определить массу  $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$  в 1 л воды.
243. Вычислить карбонатную жесткость воды, зная, что на реакцию с гидрокарбонатами, содержащимися в 250 мл этой воды, потребовалось 47,50 мл 0,5Н р-ра соляной кислоты.
244. Сколько г извести надо добавить к 5 л воды, чтобы устранить общую жесткость, равную 6,5 миллиэкв/л?
245. При кипячении 200 мл воды, содержащей только гидрокарбонат магния, выпал осадок  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  массой 5,0 мг. Чему равна жесткость воды? Написать уравнение реакции, протекающей при кипячении воды, если образовавшийся  $\text{MgCO}_3$  при дальнейшем кипячении подвергается гидролизу с образованием гидроксида магния.
246. Определить магниевую жесткость воды и выразить ее в миллимоль/л, если жесткость исходной воды равна 2,5 миллимоль/л, а содержание ионов кальция равно 80 мг/л.
247. Вычислить карбонатную жесткость воды, зная, что на реакции с гидрокарбонатами кальция и магния, содержащимися в 100 мл этой воды, потребовалось 22,00 мл 0,5Н раствора соляной кислоты.
248. В природной воде содержатся гидрокарбонат и сульфат магния. Что произойдет, если эту воду подвергнуть нагреванию, обработке раствором соды, извести? Написать уравнения реакций, протекающих при этом.
249. Определить жесткость воды, если в 400 мл ее содержится 40 мг ионов кальция и 24 мг ионов магния.
250. Чему равна жесткость воды (в миллиэкв/л и в миллимоль/л), если для ее устранения к воде объемом 2 м<sup>3</sup> добавлено 450 г соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ ?
251. Вычислить общую жесткость воды, зная, что на реакцию с сульфатом кальция, содержащимся в 100 мл этой воды, потребовалось 20,0 мл 0,6Н раствора трилона Б.
252. При кипячении 250 мл воды выпал осадок  $\text{CaCO}_3$  массой 14 мг. Чему равна жесткость воды?

#### Физико-химическая характеристика сточных вод

253. Сточные воды. Происхождение примесей сточных вод.
254. Санитарно-химический анализ сточных вод: биохимическое потребление кислорода (БПК), химическая потребность в кислороде (ХПК).
255. Методы очистки сточных вод от взвешенных веществ.
256. Очистка сточных вод экстрагированием.
257. Обработка сточных вод хлором и хлорсодержащими веществами.
258. Очистка сточных вод методом адсорбции.

259.  
260.

Очистка сточных вод эвапорацией.  
Очистка сточных вод флотацией.

## 5. РЕШЕНИЕ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

### 5.1. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

**Пример 1.** Сколько граммов глауберовой соли  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  и воды потребуется для приготовления 50 г раствора с массовой долей  $Na_2SO_4$  10%, рассчитанного на безводную соль?

**Решение:** По условию задачи надо приготовить 50 г 10%-ного раствора  $Na_2SO_4$ . Рассчитаем массу  $Na_2SO_4$ , которая должна содержаться в данном растворе:

$$m(Na_2SO_4) = \omega \cdot m_{p-pa} = 0,1 \cdot 50 = 5,0 \text{ г.}$$

Молярные массы солей равны:

$$M(Na_2SO_4 \cdot 10H_2O) = 322 \text{ г/моль}, M(Na_2SO_4) = 142 \text{ г/моль.}$$

Рассчитаем массу соли  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$ , в которой должно содержаться 5 г  $Na_2SO_4$ :

$$322 \text{ г } Na_2SO_4 \cdot 10H_2O \text{ --- } 142 \text{ г } Na_2SO_4$$

$$X \text{ г --- } 5 \text{ г } Na_2SO_4$$

$$X = \frac{322 \cdot 5}{142} = 11,34 \text{ г.}$$

Масса воды равна:

$$m(H_2O) = m_{p-pa} - m_{соли} = 50 - 11,34 = 38,66 \text{ г или } V(H_2O) = \frac{m(H_2O)}{\rho} = \frac{38,66}{1} = 38,66 \text{ мл.}$$

Ответ: Для приготовления 50 г 10%-ного раствора надо 11,34 г  $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$  и 38,66 мл воды.

**Пример 2.** К 1 л раствора гидроксида калия с массовой долей  $KOH$  10% и плотностью 1,092 г/см<sup>3</sup> прилили 0,5 л раствора щелочи с массовой долей  $KOH$  5% и плотностью 1,045 г/см<sup>3</sup>. Вычислить массовую долю  $KOH$  и молярную концентрацию полученного раствора.

**Решение:** Найдем массу ( $m_1$ ) 1 л 10%-ного раствора  $KOH$  с  $\rho_1 = 1,092$  г/см<sup>3</sup>. Она составит:

$$m_1 = V_1 \cdot \rho_1 = 1000 \cdot 1,092 = 1092 \text{ г.}$$

В 1092 г раствора будет содержаться  $KOH$ :

$$m_1(KOH) = \omega_1 \cdot m_{1p-pa} = 0,1 \cdot 1092 = 109,2 \text{ г.}$$

Теперь найдем массу 0,5 л 5%-ного раствора ( $m_2$ )  $KOH$  с  $\rho_2 = 1,045$  г/см<sup>3</sup>. Она составит:

$$m_{2p-pa} = V_2 \cdot \rho_2 = 500 \cdot 1,045 = 522,5 \text{ г.}$$

В данном растворе масса щелочи  $m_2(KOH)$  составит:

$$m_2(KOH) = \omega_2 \cdot m_{2p-pa} = 0,05 \cdot 522,5 = 26,125 \text{ г.}$$

Общая масса ( $m_3$ ) полученного при смешивании раствора равна:

$$m_{3\text{общ}} = 1092 + 522,5 = 1614,5\text{г.}$$

Масса щелочи  $\text{KOH}$  в полученном растворе составит:

$$m_3(\text{KOH}) = 109,2 + 26,125 = 135,325\text{г.}$$

Рассчитаем массовую долю  $\omega_3(\text{KOH})$  в полученном растворе:

$$\omega_3(\text{KOH}) = \frac{m_3(\text{KOH})}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{135,325}{1614,5} = 0,08382 \text{ (8,38\%)}$$

Общий объем раствора щелочи после смешивания составит:

$$V_3 = 1000 + 500 = 1500\text{мл.}$$

В 1 л раствора будет содержаться  $\text{KOH}$ :

$$1500\text{мл} \text{ — } 135,325\text{г KOH}$$

$$1000\text{мл} \text{ — } X\text{г}$$

$$X = \frac{1000 \cdot 135,325}{1500} = 90,216\text{г.}$$

Рассчитаем молярную концентрацию полученного вещества:

$$M(\text{KOH}) = 56,1 \text{ г/моль.}$$

$$C_M = \frac{m(\text{KOH})_{\text{в л раств.}}}{M(\text{KOH})} = \frac{90,216}{56,1} = 1,6 \text{ М.}$$

Ответ:  $\omega_3(\text{KOH}) = 8,38\%$ ,  $C_M = 1,6 \text{ М.}$

**Пример 3:** Для нейтрализации 42,0 мл раствора серной кислоты потребовалось 14,0 мл 0,3N раствора гидроксида калия. Определить молярность раствора серной кислоты.

**Решение:** Поскольку вещества взаимодействуют в эквивалентных количествах, то растворы одинаковой нормальности реагируют между собой в равных объемах. Если растворы имеют различную нормальность, тогда:

$$V_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot N_{\text{H}_2\text{SO}_4} = V_{\text{KOH}} \cdot N_{\text{KOH}}$$

Отсюда нормальность раствора серной кислоты равна:

$$N_{\text{H}_2\text{SO}_4} = \frac{V_{\text{KOH}} \cdot N_{\text{KOH}}}{V_{\text{H}_2\text{SO}_4}} = \frac{14,0 \cdot 0,3}{42,0} = 0,1 \text{ N.}$$

Рассчитаем молярную концентрацию кислоты, используя формулы:

$$C_N = \frac{C_M}{f_3}; f_3 = \frac{1}{Z}; C_M = \frac{C_N}{Z},$$

где  $C_N$  - нормальность раствора;  $f_3$  - фактор эквивалентности;  $Z$  - эквивалентное число.

Для  $\text{H}_2\text{SO}_4$   $Z = 2$ , тогда:

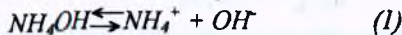
$$C_M(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{C_N}{Z} = \frac{0,1}{2} = 0,05 \text{ моль/л.}$$

Молярность раствора - это величина, численно равная молярной концентрации растворенного вещества, выраженная в моль/л. Следовательно, молярность раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  равна 0,05 моль/л.

## 5.2. Растворы электролитов. Константа и степень диссоциации слабых электролитов

**Пример 4:** Вычислить концентрацию ионов  $OH^-$  и степень диссоциации в 0,1N растворе  $NH_4OH$  (при  $25^\circ C$ ).

**Решение:** Слабый электролит гидроксид аммония диссоциирует по уравнению:



В растворе устанавливается равновесие между недиссоциированными молекулами и продуктами их диссоциации - ионами. Применив закон действия масс, можно записать:

$$K = \frac{[NH_4^+] \cdot [OH^-]}{[NH_4OH]}, \quad (2)$$

где величина  $K$  - константа диссоциации электролита.

Пусть  $C$  - общая концентрация  $NH_4OH$  в растворе, моль/л. Искомую концентрацию  $OH^-$  обозначим через  $X$  моль/л. Тогда, согласно уравнения (1)

$$[NH_4^+] = [OH^-] = X \text{ моль/л, а } [NH_4OH] = C - X, \text{ моль/л.}$$

Следовательно,

$$K_{NH_4OH} = \frac{(X \cdot X)}{(C - X)} = \frac{X^2}{(C - X)}. \quad (3)$$

Так как степень диссоциации  $NH_4OH$  в не очень разбавленных растворах незначительна, то величина  $X$  мала по сравнению с  $C$  и ею можно пренебречь.

Поэтому:

$$\frac{X^2}{C} = K_{NH_4OH}; \quad X = [OH^-] = [NH_4^+] = \sqrt{K_{NH_4OH} \cdot C_{NH_4OH}}; \quad (4)$$

$$C_N(NH_4OH) = C_M,$$

т.к. основание однокислотное.

Подставим значения в уравнение (4):

$$[OH^-] = \sqrt{1,76 \cdot 10^{-5} \cdot 0,1} = \sqrt{1,76 \cdot 10^{-6}} = 1,33 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Константа ( $K$ ) и степень диссоциации ( $\alpha$ ) слабого электролита связаны между собой отношением (закон разбавления Оствальда):

$$K = \frac{C \cdot \alpha^2}{1 - \alpha} \text{ или } K = C \cdot \alpha^2. \quad (5)$$

Степень диссоциации равна:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{NH_4OH}}{C}} = \sqrt{\frac{1,76 \cdot 10^{-5}}{0,1}} = \sqrt{1,76 \cdot 10^{-6}} = 1,33 \cdot 10^{-2} = 1,33\%.$$

Величину  $\alpha$  можно еще вычислить так:

$$\alpha = \frac{C_{OH^-}}{C_{общ}} = \frac{[OH^-]}{C} = \frac{1,33 \cdot 10^{-3}}{0,1} = 1,33 \cdot 10^{-2} = 1,33\%$$

Ответ:  $[OH^-] = 1,33 \cdot 10^{-3}$  моль/л,  $\alpha = 1,33\%$ .

**Пример 5.** Найти концентрацию  $H^+$  и  $HS^-$  - ионов в  $0,1M$  растворе  $H_2S$  (при  $25^\circ C$ ).

**Решение:** Ионы  $H^+$  образуются в основном в результате диссоциации  $H_2S$  по первой ступени; по второй - диссоциация протекает в очень малой степени и ею можно пренебречь



$$K_1 = \frac{[H^+][HS^-]}{[H_2S]} = 8,9 \cdot 10^{-8}$$

$$[H^+] = [HS^-] = \sqrt{K_{H_2S} \cdot C} = \sqrt{8,9 \cdot 10^{-8} \cdot 0,1} = 9,4 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Ответ: В  $0,1M$  растворе  $H_2S$   $[H^+] = [HS^-] = 9,4 \cdot 10^{-5}$  моль/л.

**Пример 6.** Константа диссоциации бинарного электролита  $AB$  равна  $1 \cdot 10^{-4}$ . При какой концентрации степень диссоциации этого электролита достигнет  $10\%$ ?

**Решение:** Бинарный электролит диссоциирует по уравнению:



Пусть неизвестная концентрация равна  $X$  моль/л, тогда  $[A^+] = [B^-] = 0,1X$  моль/л, а  $[AB] = X - 0,1X = 0,9X$ .

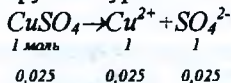
$$K_{\text{дис.}} = \frac{[H^+][B^-]}{[AB]} = 1 \cdot 10^{-4}.$$

$$\frac{0,1X \cdot 0,1X}{0,9X} = 1 \cdot 10^{-4}, \quad X = 9,0 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

### 5.3. Сильные электролиты. Ионная сила раствора, активность ионов

**Пример 7.** Вычислить ионную силу раствора в  $0,025M$  растворе сульфата меди (II).

**Решение:** Соль диссоциирует по уравнению:



Согласно уравнения при диссоциации  $1$  моль  $CuSO_4$  образуется по  $1$  моль  $Cu^{2+}$  и  $1$  моль  $SO_4^{2-}$ . А при диссоциации  $0,025$  моль  $CuSO_4$  -  $1,025$  моль  $Cu^{2+}$  и  $0,025$  моль  $SO_4^{2-}$ .

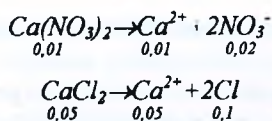
Ионная сила раствора равна:

$$\mu = \frac{1}{2} (C_{Cu^{2+}} \cdot Z_{Cu^{2+}}^2 + C_{SO_4^{2-}} \cdot Z_{SO_4^{2-}}^2) = 0,5(0,025 \cdot 2^2 + 0,025 \cdot 2^2) = 0,1.$$

Ответ: В  $0,025M$   $CuSO_4$   $\mu = 0,1$ .

**Пример 8.** Вычислить ионную силу и активность ионов в растворе, содержащем  $0,01$  моль/л  $Ca(NO_3)_2$  и  $0,05$  моль/л  $CaCl_2$ .

**Решение:** Рассчитаем концентрации ионов в растворах солей:



Ионная сила раствора равна:

$$\mu = 0,5(C_{\text{Ca}^{2+}} \cdot Z^2_{\text{Ca}^{2+}} + C_{\text{NO}_3^-} \cdot Z^2_{\text{NO}_3^-} + C_{\text{Ca}^{2+}} \cdot Z^2_{\text{Ca}^{2+}} + C_{\text{Cl}^-} \cdot Z^2_{\text{Cl}^-}) = 0,5(0,01 \cdot 2^2 + 0,02 \cdot 1^2 + 0,05 \cdot 2^2 + 0,1 \cdot 1^2) = 0,5 \cdot (0,04 + 0,02 + 0,2 + 0,1) = 0,5 \cdot 0,36 = 0,18.$$

Коэффициент активности  $f_{\text{Ca}^{2+}}$  и  $f_{\text{Cl}^-} = f_{\text{NO}_3^-}$  рассчитаем по формуле:

$$\lg f_{\text{Ca}^{2+}} = -0,5 Z^2 \sqrt{\mu} = -0,5 \cdot 2^2 \sqrt{0,18} = -0,5 \cdot 4 \cdot 0,424 = -0,848. \quad f_{\text{Ca}^{2+}} = 0,42.$$

$$f_{\text{Cl}^-} = f_{\text{NO}_3^-} = -0,5 \cdot 1^2 \sqrt{0,18} = -0,212; \quad f_{\text{Cl}^-} = 0,78. \quad f_{\text{NO}_3^-} = 0,78.$$

Ответ:  $\mu = 0,18$ ;  $f_{\text{Ca}^{2+}} = 0,42$ ;  $f_{\text{Cl}^-} = f_{\text{NO}_3^-} = 0,78$ .

#### 5.4. Общие свойства растворов неэлектролитов

**Пример 9.** При растворении 4,86 г серы в 60 г бензола температура кипения его повысилась на  $0,81^\circ\text{C}$ . Сколько атомов содержит молекула серы в этом растворе? Эбуллиоскопическая константа бензола  $2,57^\circ$ .

**Решение:** По закону Рауля понижение температуры кристаллизации  $\Delta t_{\text{крист}}$  и повышение температуры кипения  $\Delta t_{\text{кип}}$  выражается уравнениями:

$$\Delta t_{\text{крист}} = K \cdot C_M,$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot C_M,$$

где  $K$  - криоскопическая постоянная растворителя;  $E$  - эбуллиоскопическая постоянная растворителя;  $C_M$  - молярная концентрация растворенного вещества, моль/кг растворителя.

$$C_M = \frac{m(x) \cdot 1000}{M(x) \cdot g_{\text{р-ра}}}, \text{ моль/кг растворителя.}$$

Согласно закона Рауля

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot \frac{m(s) \cdot 1000}{M(s) \cdot m_p(C_6H_6)}.$$

Рассчитаем молярную массу молекулы серы:

$$M(s) = \frac{E \cdot m(s) \cdot 1000}{\Delta t_{\text{кип}} \cdot g(C_6H_6)} = \frac{2,57 \cdot 4,86 \cdot 1000}{0,81 \cdot 60} = 257 \text{ г/моль.}$$

Так как  $M(s) = 32 \text{ г/моль}$ , то молекула серы содержит  $257/32 = 8$  атомов серы.

Ответ: Молекула серы имеет формулу  $S_8$ .

**Пример 10.** Вычислить температуру кристаллизации и кипения 5%-ного водного раствора глюкозы ( $K_{\text{H}_2\text{O}} = 1,86$ ,  $E_{\text{H}_2\text{O}} = 0,52$ ).

**Решение:** Понижение температуры кристаллизации ( $\Delta t_{\text{крист}}$ ) 5%-ного раствора глюкозы находим из формулы:



$$\Delta t_{\text{крист.}} = K \frac{m(C_6H_{12}O_6) \cdot 1000}{M(C_6H_{12}O_6) \cdot g(H_2O)} = 1,86 \frac{5 \cdot 1000}{180 \cdot 95} = 0,54^\circ C.$$

Вода кристаллизуется при  $0^\circ C$ , следовательно, температура кристаллизации раствора составит:  $0 - 0,54 = -0,54^\circ C$ .

Повышение  $\Delta t_{\text{кип}}$  5%-ного водного раствора равно:

$$\Delta t_{\text{кип.}} = E \frac{m(C_6H_{12}O_6) \cdot 1000}{M(C_6H_{12}O_6) \cdot g(H_2O)} = 0,52 \frac{5 \cdot 1000}{180 \cdot 95} = 0,15^\circ C.$$

Вода кипит при  $100^\circ C$ , следовательно температура кипения этого раствора будет:

$$100 + 0,15 = 100,15^\circ C.$$

Ответ:  $\Delta t_{\text{крист.}} = -0,54^\circ C$ ;  $\Delta t_{\text{кип.}} = 100,15^\circ C$ .

## 5.5. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели

**Пример 11.** Концентрация ионов  $H^+$  в растворе равна  $5 \cdot 10^{-4}$ . Вычислить  $pH$  и  $pOH$  раствора.

**Решение:** Водородный показатель  $pH$  равен:

$$pH = -\lg[H^+] = -\lg 5 \cdot 10^{-4} = 4 - \lg 5 = 4 - 0,7 = 3,3,$$

$$pH + pOH = 14, \text{ тогда } pOH = 14 - pH.$$

Гидроксильный показатель  $pOH$  равен:

$$pOH = 14 - 3,3 = 10,7.$$

Ответ:  $pH = 3,3$ ;  $pOH = 10,7$ .

**Пример 12.** Чему равны концентрации ионов  $H^+$  и  $OH^-$  в растворе,  $pH$  которого равен 4,87?

**Решение:** Из формулы водородного показателя рассчитаем  $[H^+]$ .

$$pH = -\lg[H^+]; \lg[H^+] = -pH = -4,87 = \bar{5},13; [H^+] = 1,35 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Из формулы ионного произведения воды рассчитаем  $[OH^-]$ :

$$K_{H_2O} = [H^+] \cdot [OH^-], [OH^-] = \frac{K_{H_2O}}{[H^+]} = \frac{10^{-14}}{1,35 \cdot 10^{-5}} = 7,41 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л.}$$

Ответ:  $[H^+] = 1,35 \cdot 10^{-5}$  моль/л;  $[OH^-] = 7,41 \cdot 10^{-8}$  моль/л.

**Пример 13.** Водородный показатель раствора равен 5. Как изменится  $pH$  этого раствора, если к 500 мл его добавить 0,02 моль  $NaOH$ ?

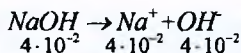
**Решение:** Рассчитаем концентрацию щелочи в растворе:

В 500 мл  $p$ -ра содержится — 0,02 моль  $NaOH$

1000 мл —  $X$  моль

$$X = \frac{1000 \cdot 0,02}{500} = 4 \cdot 10^{-2}.$$

Определим  $[OH^-]$  в растворе:



$[\text{OH}^-] = 4 \cdot 10^{-2}$  моль/л, гидроксильный показатель равен:

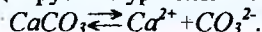
$$p\text{OH} = -\lg[\text{OH}^-] = -\lg 4 \cdot 10^{-2} = 2 - \lg 4 = 2 - 0,6 = 1,4; \quad p\text{H} = 14 - 1,4 = 12,6.$$

Ответ: pH исходной воды равен 5. После добавления щелочи NaOH станет 12,6. Из кислой среда станет щелочной. Реакция среды изменится на 7,6 единиц.

## 5.6. Гетерогенные системы. Произведение растворимости

**Пример 14.** Вычислить произведение растворимости малорастворимого электролита карбоната кальция, если при  $20^\circ\text{C}$  в 100 мл насыщенного раствора содержится  $6,9 \cdot 10^{-4}$  г  $\text{CaCO}_3$ .

Решение: Соль диссоциирует по уравнению:



Запишем выражение произведения растворимости:

$$P_{\text{CaCO}_3} = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}].$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 100 \text{ г/моль}.$$

Рассчитаем растворимость  $\text{CaCO}_3$  в г/л и моль/л.

В 100 мл растворено  $6,9 \cdot 10^{-4}$  г  $\text{CaCO}_3$

1000 мл — X г

$$X = \frac{1000 \cdot 6,9 \cdot 10^{-4}}{100} = 6,9 \cdot 10^{-3} \text{ г}.$$

$$P_{\text{CaCO}_3} = \frac{P_{\text{г/л}}}{M_{\text{CaCO}_3}} = \frac{6,9 \cdot 10^{-3}}{100} = 6,9 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л}.$$

Рассчитаем равновесие концентрации ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{CO}_3^{2-}$ . Согласно уравнения диссоциации  $[\text{Ca}^{2+}] = [\text{CO}_3^{2-}]$ . При диссоциации  $6,9 \cdot 10^{-5}$  моль  $\text{CaCO}_3$  образуется по  $6,9 \cdot 10^{-5}$  моль/л ионов  $\text{Ca}^{2+}$  и  $\text{CO}_3^{2-}$ .

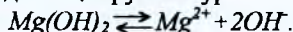
Произведение растворимости  $\text{CaCO}_3$  равно:

$$P_{\text{CaCO}_3} = [\text{Ca}^{2+}][\text{CO}_3^{2-}] = (6,9 \cdot 10^{-5}) \cdot (6,9 \cdot 10^{-5}) = 4,8 \cdot 10^{-9}.$$

Ответ:  $P_{\text{CaCO}_3} = 4,8 \cdot 10^{-9}$ .

**Пример 15.** Произведение растворимости гидроксида магния равно  $6 \cdot 10^{-10}$ . Вычислить растворимость  $\text{Mg}(\text{OH})_2$  в г/л и моль/л.

Решение: Основание диссоциирует по уравнению:



Запишем выражение произведения растворимости:

$$P_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = [\text{Mg}^{2+}] \cdot [\text{OH}^-]^2.$$

Обозначим концентрацию  $[\text{Mg}(\text{OH})_2]$  через X моль/л, тогда  $[\text{Mg}^{2+}] = X$  моль/л, а  $[\text{OH}^-] = 2X$  моль/л.

$$P_{\text{Mg}(\text{OH})_2} = X \cdot (2X)^2 = 4X^3; \quad M[\text{Mg}(\text{OH})_2] = 58,33 \text{ г/моль}.$$

$$X = \sqrt[3]{\frac{PP_{Mg(OH)_2}}{4}} = \sqrt[3]{\frac{6 \cdot 10^{-10}}{4}} = 5,3 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Растворимость гидроксида магния в г/л равна:

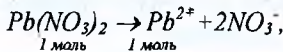
$$P[Mg(OH)_2] = P \cdot M = (5,3 \cdot 10^{-4}) \cdot 58,33 = 3,1 \cdot 10^{-2} \text{ г/л.}$$

Ответ:  $P[Mg(OH)_2] = 5,3 \cdot 10^{-4}$  моль/л,  $3,1 \cdot 10^{-2}$  г/л.

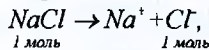
**Пример 16.** Выпадает ли осадок хлорида свинца при смешивании равных объемов 0,1M раствора  $Pb(NO_3)_2$  и 0,1M раствора  $NaCl$ ?

**Решение:** После смешивания обоих растворов общий объем увеличится в два раза, а концентрации солей  $Pb(NO_3)_2$  и  $NaCl$  уменьшатся в два раза. Концентрация  $Pb(NO_3)_2$  станет  $5 \cdot 10^{-2}$  моль/л, а  $NaCl - 5 \cdot 10^{-2}$  моль/л.

Растворы сильных электролитов диссоциируют в водном растворе по уравнению:



$$[Pb^{2+}] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$



$$[Cl^-] = 5 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

Осадок труднорастворимого электролита  $PbCl_2$  образуется, если ионное произведение ИП превысит  $PP_{PbCl_2}$ , т.е.

$$[Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2 > PP_{PbCl_2}.$$

$$ИП_{PbCl_2} = [Pb^{2+}] \cdot [Cl^-]^2 = 5 \cdot 10^{-2} \cdot (5 \cdot 10^{-2})^2 = 1,25 \cdot 10^{-4}.$$

$$ИП_{PbCl_2} = 1,25 \cdot 10^{-4}; PP_{PbCl_2} = 1,6 \cdot 10^{-5}.$$

$$ИП_{PbCl_2} > PP_{PbCl_2}.$$

Ответ:  $ИП > PP$  и осадок  $PbCl_2$  образуется при смешивании двух растворов 0,1M  $Pb(NO_3)_2$  и 0,1M  $NaCl$ .

## 5.7. Жесткость воды. Методы умягчения

**Пример 17.** Вычислить жесткость воды, зная что в  $1 \text{ м}^3$  ее содержится 520 г гидрокарбоната кальция.

**Решение:** Жесткость воды выражается суммой миллиэквивалентов ионов  $Ca^+$  и  $Mg^{2+}$ .  $1 \text{ м}^3 = 1000 \text{ л}$ . В 1000 л воды содержится по условию задачи 520 г  $Ca(HCO)_2$ .

Эквивалентная масса соли равна:

$$Э_m[Ca(HCO_3)_2] = \frac{M_{соли}}{2} = \frac{162}{2} = 81 \text{ г/моль.}$$

В 1 л воды содержится:

$$\frac{520}{1000} = 0,52 \text{ г } Ca(HCO)_2,$$

что составляет:

$$\frac{0,52}{81} = 0,0064 = 6,4 \text{ миллиэкв/л.}$$

Ответ: карбонатная жесткость воды равна 6,4 миллиэкв/л.

**Пример 18.** Вычислить временную жесткость воды, зная, что на реакцию с гидрокарбонатами, содержащимися в 100 мл этой воды, потребовалось 5 мл 0,1N раствора HCl.

**Решение:** Жесткость воды рассчитываем по формуле:

$$Ж_{карб.} = \frac{V_{HCl} \cdot N_{HCl} \cdot 1000}{V_{H_2O}} = \frac{5,0 \cdot 0,1 \cdot 1000}{100} = 5 \text{ миллиэкв/л.}$$

Ответ: карбонатная жесткость равна 5 экв/л.

**Пример 19.** Какую массу соды надо добавить к 5 м<sup>3</sup> воды, чтобы устранить ее жесткость, равную 7 миллиэкв/л.

**Решение:** 5 м<sup>3</sup> = 5000 л воды. Эквивалентная масса соды равна:

$$Э_m(Na_2CO_3) = \frac{M_{(Na_2CO_3)}}{2} = \frac{106}{2} = 53 \text{ г/моль.}$$

В 5000 л воды содержится 5000 · 7 = 35000 миллиэкв. солей, обуславливающих жесткость воды. Для устранения жесткости следует прибавить 35000 · 53 = 1855000 мг или 1855 г Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

Ответ: для устранения жесткости нужно прибавить 1855 г Na<sub>2</sub>CO<sub>3</sub>.

Приведенные примеры можно решать, применив формулу:

$$Ж = \frac{m(x)}{Э(x)} \cdot V \text{ миллиэкв/л,}$$

где  $m(x)$  - масса вещества, обуславливающая жесткость воды или применяемая для устранения жесткости воды, мг;  $Э(x)$  - эквивалентная масса этого вещества;  $V$  - объем воды, л.

## 5.8. Буферные системы. Расчет pH буферных смесей

Буферные системы - это смеси растворов, в которых значение pH практически не изменяется при разбавлении водой или при добавлении к ним небольшого количества щелочи.

Они представляют собой смеси растворов слабой кислоты и ее соли, смеси кислых солей и др.

В анализах воды используют различные буферные смеси: ацетатную, состоящую из CH<sub>3</sub>COOH и CH<sub>3</sub>COONa, фосфатную - Na<sub>2</sub>H<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> и Na<sub>2</sub>PO<sub>4</sub> и др.

Буферные смеси играют большую роль в процессах, протекающих в живых организмах и в неживой природе. Примером природного буферного раствора может служить кровь млекопитающих, т.к. в ней всегда содержится свободная уголекислота и уголекислый натрий. Благодаря буферу кровь имеет постоянное значение pH=7,4-7,7.

Буферность характерна для почвы. Нарушение буферности вызывает гибель полезных микроорганизмов.

Буферные растворы имеют большое значение при очистке бытовых сточных вод. Так как микробы - минерализаторы органического вещества лучше развиваются в нейтральной среде. При повышении кислотности или щелочности воды жизнедеятельность микроорганизмов нарушается и ухудшается работа очистных сооружений.

**Пример 20.** Вычислить  $pH$  раствора, полученного путем смешивания 20 мл 0,05М раствора  $HNO_2$  и 30 мл 1,5М раствора  $NaNO_2$ .

**Решение:** При смешивании двух растворов получим буферную систему, состоящую из слабой азотистой кислоты  $HNO_2$  и ее соли нитрита натрия  $NaNO_2$ . Объем полученного раствора будет 50 мл (20+30). Рассчитаем концентрацию кислоты и соли в полученном растворе:

$$[HNO_2] = \frac{0,05 \cdot 20}{50} = 0,02 \text{ моль/л,}$$

$$[NaNO_2] = \frac{1,5 \cdot 30}{50} = 0,9 \text{ моль/л.}$$

Концентрацию ионов водорода для данной буферной системы рассчитывают по формуле:

$$[H^+] = K_{HNO_2} \cdot \frac{C_{HNO_2}}{C_{NaNO_2}}$$

Прологарифмируем данное уравнение, умножим на (-1) и получим:

$$-lg[H^+] = -lgK_{кисл.} - lg \frac{C_{кисл.}}{C_{соли}}$$

Преобразуем данное выражение:

$$pH = pK_{кисл.} - lg \frac{C_{кисл.}}{C_{соли}}$$

Рассчитаем силовой показатель  $HNO_2$ , если:

$$K_{дисс. HNO_2} = 4 \cdot 10^{-4}, pK = -lg_{HNO_2} = -lg 4 \cdot 10^{-4} = 3,29.$$

Реакция среды полученного кислотного буфера будет:

$$pH = 3,29 - lg \frac{0,02}{0,9} = 3,29 - lg 2,2 \cdot 10^{-2} = 3,29 - (-1,66) = 4,95.$$

**Пример 21.** Вычислить  $pH$  аммиачно-буферной системы, содержащей по 0,5 моль/л  $NH_4OH$  и  $NH_4Cl$ . Как изменится  $pH$  при добавлении к 1 л этой системы: а) 0,1М  $HCl$ ; б) 0,1М  $NaOH$ ; в) при разбавлении в 10 раз.

**Решение:** Аммиачный буферный раствор, содержащий  $NH_4OH$  и  $NH_4Cl$  имеет щелочную реакцию среды. Рассчитаем  $pOH$  по уравнению:

$$pOH = pK_{NH_4OH} - lg \frac{C_{NH_4OH}}{C_{NH_4Cl}}$$

тогда  $pH$  будет:

$$pH = 14 - pOH = 14 - pK + \lg \frac{C_{NH_4OH}}{C_{NH_4Cl}} = 14 - 4,75 + \lg \left( \frac{0,5}{0,5} \right) = 9,25,$$

где  $pK = -\lg K_{NH_4OH} = \lg 1,75 \cdot 10^{-5} = 4,75$ .

а) Добавим  $0,1M HCl$ .  $NH_4OH$  слабый электролит, диссоциирует незначительно:  $NH_4OH \rightleftharpoons NH_4^+ + OH^-$ .

Ионы гидроксида будут связываться ионами  $H^+$  добавленной кислоты  $HCl$  с образованием молекул воды:  $HCl + OH^- \rightleftharpoons H_2O + Cl^-$ .

$C_{NH_4Cl}$  уменьшится на  $0,1$  моль/л и станет:

$$C_{NH_4Cl} = 0,5 - 0,1 = 0,4 \text{ моль/л.}$$

$C_{NH_4OH}$  возрастет на  $0,1$  моль/л;  $pH$  составит:

$$C_{NH_4OH} = 0,5 + 0,1 = 0,6 \text{ моль/л;}$$

$$pH = 14 - 4,75 + \lg \left( \frac{0,6}{0,4} \right) = 9,074.$$

б) Добавим  $0,1M NaOH$ . Ионы  $OH^-$  будут связывать ионы  $NH_4^+$  с образованием  $NH_4OH$ :  $NH_4Cl = NH_4^+ + Cl^-$ ;  $NH_4^+ + NaOH = NH_4OH + Na^+$ .

$C_{NH_4Cl}$  уменьшится на  $0,1$  моль/л;  $C_{NH_4Cl} = 0,5 - 0,1 = 0,4$  моль/л.

$C_{NH_4OH}$  увеличится на  $0,1$  моль/л и составит  $0,6$  моль/л.

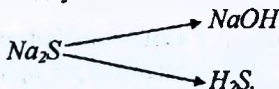
$$pH = 14 - 4,75 + \lg \left( \frac{0,6}{0,4} \right) = 9,426$$

в) При разбавлении буфера в 10 раз концентрация уменьшится в 10 раз и  $pH$  составит:  $pH = 14 - 4,75 + \lg \left( \frac{0,05}{0,05} \right) = 9,25$ .

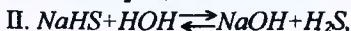
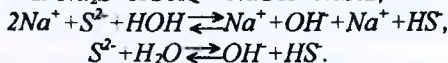
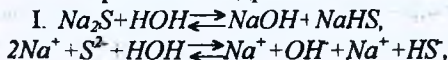
## 5.9. Гидролиз солей

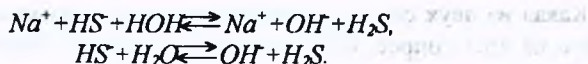
**Пример 22.** Какие из солей: а)  $Na_2S$ ; б)  $CrCl_3$ ; в)  $KBr$  подвергаются гидролизу? Составьте молекулярные и ионные уравнения гидролиза соответствующих солей.

Ответ: а) Соль сульфид натрия -  $Na_2S$  образована сильным одноосновным основанием  $NaOH$  и слабой двухосновной кислотой  $H_2S$ .

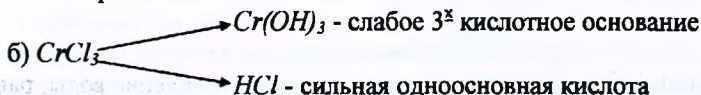


Уравнения гидролиза:

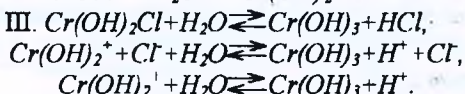
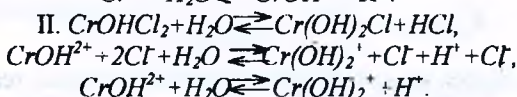
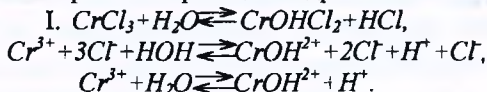




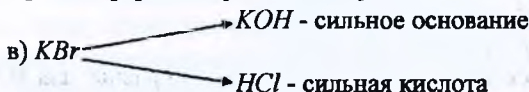
Вывод: гидролиз соли идет по аниону, реакция среды щелочная,  $pH > 7$ , форма гидролиза 2<sup>я</sup> ступенчатая. Гидролиз идет хорошо по первой ступени, слабо - по второй.



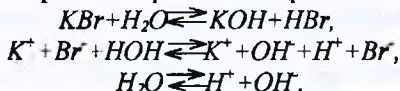
Уравнения реакции гидролиза:



Вывод: гидролиз соли хлорида хрома (III) идет по катиону, реакция среды кислая,  $pH < 7$ , форма гидролиза 3<sup>я</sup> ступенчатая.



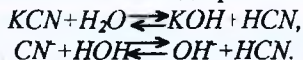
Уравнения реакции гидролиза:



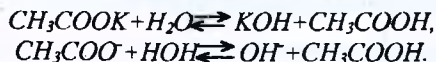
Вывод: соль бромид калия гидролизу не подвергается, а идет процесс диссоциации воды, где  $\Delta H > 0$ .

**Пример 23.** Какие из двух 0,01M растворов солей: а)  $KCN$  и  $KCH_3COO$ ; б)  $Na_2SO_3$  и  $Na_2CO_3$  в большей степени подвергаются гидролизу?

Ответ: а)  $KCN$  и  $CH_3COOK$ . Соли подвергаются гидролизу:



$pH > 7$ , среда щелочная, при гидролизе образуется слабая циановодородная кислота, где  $K_{дисс.} = 7,2 \cdot 10^{-10}$



$pH > 7$ , среда щелочная, образуется слабая уксусная кислота, где  $K_{дисс.} = 1,76 \cdot 10^{-5}$ .

Какая из двух солей в большей степени подвергается гидролизу? Чтобы ответить на этот вопрос, надо рассчитать значение константы гидролиза соли ( $K_{гидр}$ ), используя уравнение:

$K_{H_2O}$  - ионное произведение воды, равное  $10^{-14}$  при  $25^{\circ}C$ ;  $K_{дисс.}$  - константа диссоциации слабого электролита.

$$K_{гидр} = \frac{K_{H_2O}}{K_{кислоты}}$$

где  $K_{гидр}$  - константа гидролиза соли;  $K_{H_2O}$  - ионное произведение воды; равное при  $25^{\circ}C$   $1 \cdot 10^{-14}$ ;  $K_{кисл.}$  - константа диссоциации слабой кислоты.

$$K_{KCN} = \frac{K_{H_2O}}{K_{HCN}} = \frac{10^{-14}}{7,2 \cdot 10^{-10}} = 1,39 \cdot 10^{-5}$$

$$K_{CH_3COOK} = \frac{K_{H_2O}}{K_{CH_3COOH}} = \frac{10^{-14}}{1,76 \cdot 10^{-5}} = 5,7 \cdot 10^{-10}$$

Вывод: Чем слабее кислота, образующая данную соль, тем выше значение константы гидролиза соли. Следовательно, в большей степени гидролизу будет подвергаться соль  $KCN$ , т.к.  $K_{гидр}$  этой соли больше ( $1,4 \cdot 10^{-5}$ ), а  $K_{гидр}$  соли  $CH_3COOK$  составляет  $5,75 \cdot 10^{-10}$ .

б)  $Na_2SO_3$  и  $Na_2CO_3$

При гидролизе этих солей образуются слабые электролиты:



Константы диссоциации слабых кислот соответственно равны: для  $H_2CO_3$   $K_{дисс} = 4,5 \cdot 10^{-7}$ , для  $H_2SO_3$   $K_{дисс} = 1,6 \cdot 10^{-2}$ .

Рассчитаем значения константы гидролиза:

$$K_{Na_2SO_3} = \frac{K_{H_2O}}{K_{гидр H_2SO_3}} = \frac{10^{-14}}{1,6 \cdot 10^{-2}} = 6,25 \cdot 10^{-13}$$

$$K_{Na_2CO_3} = \frac{K_{H_2O}}{K_{гидр H_2CO_3}} = \frac{10^{-14}}{4,5 \cdot 10^{-7}} = 2,2 \cdot 10^{-8}$$

Вывод: в большей степени гидролизу будет подвергаться соль  $Na_2CO_3$ .

## 5.10. Коллоидные растворы, их свойства

**Пример 24.** Смешиванием двух растворов:  $0,5N$  раствора  $AgNO_3$  и  $10$  мл  $0,25N$  раствора  $KJ$  получили гидрозоль иодида серебра. Какой объем пятидесяти-нормального раствора нитрата серебра необходимо взять, чтобы получить гидрозоль, где гранула несет отрицательный заряд? Написать полную формулу мицеллы  $AgJ$ .

**Решение:** Из формулы:

$$V_{AgNO_3} \cdot N_{AgNO_3} = V_{KJ} \cdot N_{KJ}$$

рассчитаем объем раствора  $AgNO_3$ :



$$V_{AgNO_3} = \frac{V_{KJ} \cdot N_{KJ}}{N_{AgNO_3}} = \frac{10 \cdot 0,25}{0,5} = 5 \text{ мл.}$$

Таким образом, в точке эквивалентности  $V_{AgNO_3} = 5,0$  мл,  $V_{KJ} = 10$  мл, будет выпадать осадок, образуя грубодисперсную систему.

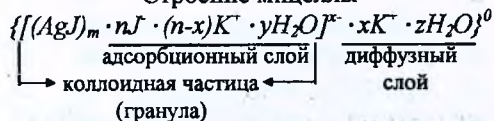
По условию задачи, гранула несет отрицательный заряд. Следовательно, ионы стабилизатора должны зарядить коллоидную частицу отрицательно. А стабилизатором является раствор, концентрация которого больше.

Стабилизатором из двух растворов  $AgNO_3$  и  $KJ$  будет  $KJ$ , а объем  $0,5H$  раствора  $AgNO_3$  должен быть меньше рассчитанных  $5,0$  мл.

$V_{AgNO_3} < 5,0$  мл, тогда концентрация  $KJ$  в растворе больше и он служит стабилизатором, который определяет заряд ядра коллоидной частицы, на которой ионы  $J$  адсорбируются.



Строение мицеллы



$(n-x) K^+$  - противоионы адсорбционного слоя;

$y H_2O$  - вода, образующая гидратированные ионы:  $J^- \cdot y_1 H_2O$  и  $K^+ \cdot y_2 H_2O$ ;

$xK^+ \cdot zH_2O$  - гидратированные ионы калия, образующие диффузный слой.

Мицелла электронейтральна.

## 5.11. Окислительно-восстановительные процессы

**Пример 25.** Какие из следующих веществ являются окислителем, а какие восстановителем: а)  $NH_3$ ; б)  $KMnO_4$ ; в)  $Na_2S$ ; г)  $K_2Cr_2O_7$ ? Расставить коэффициенты в данной окислительно-восстановительной реакции, используя метод электронного баланса. Указать окислитель и восстановитель.



Ответ: Окислителем являются атом, молекула или ион, которые принимают электроны, а сами при этом восстанавливаются. У окислителя элемент находится в своей высшей степени окисления.

Восстановитель - атом, молекула или ион, которые отдают свои электроны, а сами при этом окисляются.

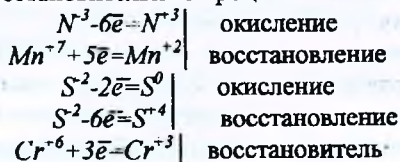
а)  $NH_3$ ,  $N^{-3}$  - только восстановитель, т.к. у азота низшая степень окисления;

б)  $KMnO_4$ ,  $Mn^{+7}$  - высшая степень окисления марганца и  $KMnO_4$  является только окислителем;

в)  $Na_2S$ ,  $S^{-2}$  - самая низшая степень окисления серы,  $Na_2S$  является восстановителем;

г)  $K_2Cr_2O_7$ ,  $Cr^{+6}$  - высшая степень окисления хрома,  $K_2Cr_2O_7$  является окислителем.

Окислительно-восстановительные процессы:



В данной окислительно-восстановительной реакции меняют свою степень окисления:

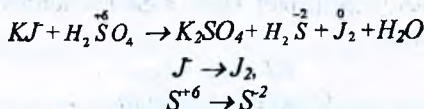
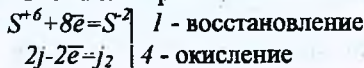


Схема электронного баланса:



$H_2SO_4$  - окислитель,  $S^{+6}$  восстанавливается до  $S^{-2}$ ,

$KJ$  - восстановитель,  $J$  окисляется до  $J_2$ .

**Пример 26.** Рассчитать окислительно-восстановительный потенциал  $Eh$  и  $rH_2$  воды реки «Д», если  $pH$  воды 7,4, а коэффициент насыщения кислородом равен 90%.

**Решение:** Находим концентрацию растворенного кислорода для  $t=25^{\circ}C$ .

$$\rho_{O_2} = 8,28 \cdot 0,9 = 7,45 \text{ мг/л.}$$

Находим значение  $E^0$ , используя график. Изменения нормального потенциала кислорода в зависимости от  $pH$  среды.

$$E^0 = 0,779 \text{ В.}$$

Подставим цифровые значения в формулу окислительно-восстановительного потенциала  $Eh$ :

$$Eh = E^0 - 0,058pH + 0,0145 \lg \rho_{O_2}$$

$$Eh = 0,779 - 0,058 \cdot 7,4 + 0,0145 \lg 7,45 = 0,412 \text{ В.}$$

Находим окислительно-восстановительный показатель  $rH_2$  воды поверхностного водоемщика:

$$rH_2 = \frac{Eh}{0,029} + 2pH = \frac{0,412}{0,029} + 2 \cdot 7,4 = 14,2 + 14,8 = 29,0$$

Высокое значение окислительно-восстановительного показателя  $rH_2$  указывает на то, что в данном водоемщике находятся сильные окислители.

## 6. НОМЕРА ВАРИАНТОВ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО ХИМИИ ВОДЫ

Номер варианта	Номера контрольных вопросов											
01	1	22	43	64	85	106	127	148	169	190	211	232
02	2	23	44	65	86	107	128	149	170	191	212	233
03	3	24	45	66	87	108	129	150	171	192	213	234
04	4	25	46	67	88	109	130	151	172	193	214	235
05	5	26	47	68	89	110	131	152	173	194	215	236
06	6	27	48	69	90	111	132	153	174	195	216	237
07	7	28	49	70	91	112	133	154	175	196	217	238
08	8	29	50	71	92	113	134	155	176	197	218	239
09	9	30	51	72	93	114	135	156	177	198	219	240
10	10	31	52	73	94	115	136	157	178	199	220	241
11	11	32	53	74	95	116	137	158	179	200	221	242
12	12	33	54	75	96	117	138	159	180	201	222	243
13	13	34	55	76	97	118	139	160	181	202	223	244
14	14	35	56	77	98	119	140	161	182	203	224	245
15	15	36	57	78	99	120	141	162	183	204	225	246
16	16	37	58	79	100	121	142	163	184	205	226	247
17	17	38	59	80	101	122	143	164	185	206	227	248
18	18	39	60	81	102	123	144	165	186	207	228	249
19	19	40	61	82	103	124	145	166	187	208	229	250
20	20	41	62	83	104	125	146	167	188	209	230	251
21	21	42	63	84	105	126	147	168	189	210	231	252
22	2	16	30	44	58	72	86	100	114	128	170	260
23	3	17	31	45	59	73	87	101	115	129	172	259
24	4	18	32	46	60	74	88	102	116	130	174	258
25	5	19	33	47	61	75	89	103	117	131	176	257
26	6	20	34	48	62	76	90	104	118	132	178	256
27	7	21	35	49	63	77	91	105	119	133	180	255
28	8	22	36	50	64	78	92	106	120	134	182	254
29	9	23	37	51	65	79	93	107	121	135	184	253
30	10	24	38	52	66	80	94	108	122	136	186	252
31	11	25	39	53	67	81	95	109	123	137	188	251
32	12	26	40	54	68	82	96	110	124	138	190	234
33	13	27	41	55	69	83	97	111	125	139	192	238
34	14	28	42	56	70	84	98	112	126	140	194	240
35	15	29	43	57	71	85	99	113	127	141	196	244

## 7. ВОПРОСЫ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО МИКРОБИОЛОГИИ

№ вопроса	Наименование вопросов
261.	Предмет микробиологии, его взаимосвязь с очисткой природных и сточных вод.
262.	Положительная и отрицательная роль микроорганизмов.
263.	Роль русских и зарубежных ученых в развитии микробиологии.
264.	Классификация микроорганизмов. Единицы классификации. Вид - как низшая единица систематики. Биноменальная номенклатура.
265.	Морфология микроорганизмов. Размеры и формы бактериальных клеток. Факторы, влияющие на величину бактериальной клетки.
<b><u>Структура бактериальной клетки</u></b>	
266.	Клеточная оболочка, ее характеристика и функции. Что такое подушечка, чехол? Зооглеи? В каких условиях и у каких микроорганизмов они образуются?
267.	Цитоплазматическая мембрана. Ее функции? Образование протопластов и сферопластов.
268.	Цитоплазма бактериальной клетки, ее функции. Грам положительные и грам отрицательные микроорганизмы. Что такое плазмолиз и тургор?
269.	Ядерный аппарат клетки. Виды ядра. Химическая природа ядра. Функции, выполняемые ядром клетки.
270.	Цитоплазматические включения: белок волюти (метахромастиновые зерна), гликоген, гранулеза, липиды и др.
271.	Митохондрии. Рибосомы. Их функции.
272.	Вакуоли: пищеварительные, газовые. Их функции.
<b><u>Движение микроорганизмов</u></b>	
273.	Движение микроорганизмов. Подвижные и неподвижные формы микроорганизмов. Органоиды движения: жгутики, реснички, псевдоподии.
274.	Что такое монотрихи, лофотрихи, амфитрихи, перипулежи? Привести примеры.
275.	Подвижные и неподвижные формы нитрифицирующих микроорганизмов: нитрисомонас и нитробактер. Как влияют на эти микроорганизмы концентрации ионов аммония, нитриты и нитраты сточных

вод?

276. Способы движения у различных видов микроорганизмов (свободноплавающий, вращательно-спиральный, скользящий, амёбодальный и др.).
277. Типы таксиса у микроорганизмов: фототаксис, хемо- и аэротаксис. Привести примеры.

### Споры и спорообразование

278. Что такое спорообразование? У каких микроорганизмов образуются споры? Какие факторы оказывают влияние на процесс спорообразования?
279. Что происходит с бактериальной клеткой при спорообразовании? Что такое спора, ее строение?
280. Место образования спор у микроорганизмов. Клостридиальная и плектридиальная форма клеток. Привести примеры.
281. Устойчивость спор к действию физико-химических факторов внешней среды.
282. Прорастания спор. Виды (полярное, косое, экваториальное). Условия, необходимые для прорастания спор.

### Рост и размножение микроорганизмов

283. Рост микроорганизмов. От каких факторов зависит скорость роста бактерий. Методы подсчета бактерий.
284. Размножение микроорганизмов. Типы: бесполой (простое деление клетки, почкование, спорообразование, множественное деление клетки); половой (конъюгация, самооплодотворение).

### Морфология различных классов микроорганизмов

285. Морфологическая характеристика простейших. Сведения о строении клетки и местах обитания.
286. Основы классификации простейших. Характеристика саркодовых. Их роль в очистке сточных вод.
287. Характеристика класса инфузорий. Строение клетки, питание, дыхание, размножение. Роль в очистке сточных вод.
288. Жгутиковые простейшие. Характеристика. Роль в очистке сточных вод.
289. Пигментосодержащие организмы - водоросли. Классификация, характеристика.
290. Грибы-фунги. Характеристика. Роль в очистке сточных вод.

291. Дрожжи. Строение клетки дрожжей, размножение.  
 292. Характеристика актиномицетов и аскомицетов.  
 293. Бактерии. Их характеристика. Бактерии брожения и гниения. Роль в очистке сточных вод.  
 294. Ультрамикробы - бактериофаги. Строение, функции.  
 295. Риккетсии и вирусы, их характеристика.

### Химический состав бактерий

296. Химический состав клетки бактерий. Содержание зольных элементов.  
 297. Содержание органических веществ в клетке бактерий.  
 298. Энзимология. Ферменты, их свойства, функции.  
 299. Классификация ферментов. Их роль в процессе жизнедеятельности микроорганизмов.  
 300. Строение ферментов. Функции экто- и эндоферментов.  
 301. Ферменты питания и дыхания.  
 302. Механизм действия ферментов. Кинетика ферментативных реакций.

### Питание микроорганизмов

303. Физиология питания микроорганизмов. Поступление питательных веществ в бактериальную клетку.  
 304. Типы питания микроорганизмов. Их характеристика.  
 305. Автотрофы. Характеристика хемосинтетиков и фотосинтетиков.  
 306. Процессы окисления аммонийного азота сточных вод на очистных сооружениях.  
 307. Нитробактер и нитросомонас, их роль в очистке сточных вод.  
 308. Процессы сульфуризации и десульфуризации, протекающие в природных и сточных водах.  
 309. Железобактерии-хемосинтетики. Их роль в процессах окисления карбоната железа (II).  
 310. Процесс фотосинтеза у бактерий.  
 311. Характеристика гетеротрофов и прототрофов.  
 312. Питательные вещества - источники энергии и строительные материалы.  
 313. Питательные среды. Требования, предъявляемые к ним, их функции.  
 314. Классификация питательных сред: естественные, искусственные (лабораторные), простые и специальные (элективные). Привести примеры.

315. Жидкие и плотные питательные среды. Что такое пектон, агар-агар, желатин?
316. Характеристика питательных сред- мясо-пептонный бульон (МПБ) и мясо-пептонный агар (МПА). Их применение.
317. Обмен веществ у микроорганизмов.

### Дыхание бактерий

318. Классификация микроорганизмов по типу дыхания: аэробы, анаэробы и микроаэрофиллы.
319. Механизм дыхания. Ферменты дыхания.
320. Схема и механизм дыхания у аэробов и анаэробов.

### Роль микроорганизмов в круговороте углерода в природе

321. Брожение. Типы брожений. Характеристика молочно-кислого брожения. Гомо- и гетероферментативные молочно-кислые бактерии: молочный стрептококк, молочная плесень, болгарская палочка, киспячная палочка, бактерии капустного рассола и др. Спиртовое брожение. Механизм протекания брожения, возбудители брожения. Практическое использование процесса.
322. Брожение пектиновых веществ. Целлюлозное брожение (водородное и метановое), протекающее при очистке твердой фазы сточных вод.
323. Механизм метанового брожения при анаэробном процессе очистки твердой фазы сточных вод. Метановые бактерии.
324. Масляно-кислое брожение. Механизм протекания. Возбудители брожения.
325. Типы брожений, протекающих при очистке сточных вод на очистных сооружениях.

### Роль микроорганизмов в круговороте азота в природе

326. Процессы нитрификации. Бактерии - нитрификаторы: нитросомонас и нитробактер. Окисление аммиака до нитратов.
327. Процесс денитрификации. Денитрифицирующие микроорганизмы. Написать уравнения реакций, протекающих при восстановлении нитратов.
328. Аммонификация (гниение) белка. Факторы, влияющие на минерализацию органических веществ.
329. Схема расщепления белка гнилостными микроорганизмами.
330. Микроорганизмы, вызывающие аммонификацию белка.

331. Как протекают процессы декарбоксилирования и дезаминирования (окислительное, восстановительное и гидролитическое).
332. Что такое птомаины (трупные яды)? В каких случаях они образуются?
333. Значение процессов гниения.
334. Микроорганизмы и окружающая среда. Влияние физических факторов на жизнедеятельность микроорганизмов. (температура, свет, давление, рН)
335. Влияние химических факторов на жизнедеятельность микроорганизмов.
336. Влияние биологических факторов на жизнедеятельность микроорганизмов. Метабиоз, симбиоз, антогонизм, паразитизм.

### Санитарная микробиология

337. Патогенные микроорганизмы. Инфекции, распространяющиеся через воду. Что такое инфекция?
338. Микрофлора воздуха и почвы.
339. Санитарно-бактериологическая оценка качества воды природных водоемов.
340. Санитарно-показательные организмы воды и требования, предъявляемые к ним.
341. Бактериологические показатели качества питьевой воды: микробное число, коли-титр, коли-индекс.
342. Микрофлора воды.
343. Группировка водоемов по экологическим признакам. Зоны сапробности воды.
344. Характеристика полисапробной воды (зоны сильного загрязнения).
345. Характеристика  $\alpha$  и  $\beta$  - мезосапробной зоны (средней загрязненности).
346. Зона чистой воды (олигосапробная), ее характеристика.
347. Биологические факторы самоочищения водоемов.
348. Гидробиология. Гидробионты. Биоценоз. Планктон, нейстон, бентос. Классы биоценоза. Привести примеры.
349. Влияние жизнедеятельности гидробионтов на работу очистных сооружений.
350. Цветение природных водоемов. Организмы, вызывающие цветение. Осложнения в работе водопровода и очистных сооружений, вызываемые цветением водоемов.
351. Микробиологические обрастания в трубах и на очистных сооружениях.



352. Микроорганизмы-обрататели: серобактерии, железобактерии, моллюски, полипы. Условия, способствующие их развитию.
353. Последствия биологических обрастаний трубопроводов и подводных сооружений. Предотвращение биологических обрастаний.
354. Железобактерии и их роль при обезжелезивании воды.
355. Серобактерии и их роль в удалении сероводорода из природных вод.
356. Роль бактерий в процессе очистки воды на медленных фильтрах.
357. Основные приемы технического воздействия на микробное население воды.

### Очистка сточных вод с помощью микроорганизмов

358. Процессы очистки сточных вод на очистных сооружениях.
359. Аэробные процессы минерализации белков, жиров, клетчатки.
360. Очистка жидкой фазы сточных вод на биологических фильтрах.
361. Устройство биофильтра (аэрофильтра).
362. Биоценоз биологической клетки биофильтра.
363. Оценка работы биофильтра.
364. Очистка жидкой фазы сточных вод в аэротенках.
365. Аэротенки, их типы. Активный ил.
366. Биоценоз активного ила. Иловый индекс.
367. Схема работы аэротенка.
368. Контроль за работой аэротенков.
369. Роль и значение отдельных групп организмов в механизме биохимической очистки сточных вод.
370. Организмы, обнаруженные при плохой и неудовлетворительной работе аэротенков.
371. Организмы, обнаруженные при хорошей работе аэротенков.
372. Биологические пруды. Очистка сточных вод на биопрудах.
373. Почвенные методы очистки сточных вод. Поля орошения, поля фильтрации.
374. Анаэробные процессы очистки сточных вод. Метановое брожение, его механизм.
375. Виды метановых бактерий. Их роль в процессах окисления.
376. Кислое и щелочное брожение при очистке твердой фазы сточных вод.
377. Очистные сооружения. Септики. Их роль в очистке воды.
378. Очистка сточных вод в двухъярусном отстойнике.
379. Метантенки, их роль в очистке воды.
380. Функции морфологических групп микроорганизмов в минерализации органических веществ сточных вод на очистных сооружениях.

## 8. НОМЕРА ВАРИАНТОВ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО МИКРОБИОЛОГИИ

Номер варианта	Номера контрольных вопросов							
01	261	276	291	306	321	336	351	366
02	262	277	292	307	322	337	352	367
03	263	278	293	308	323	338	353	368
04	264	279	294	309	324	339	354	369
05	265	280	295	310	325	340	355	370
06	266	281	296	311	326	341	356	371
07	267	282	297	312	327	342	357	372
08	268	283	298	313	328	343	358	373
09	269	284	299	314	329	344	359	374
10	270	285	300	315	330	345	360	375
11	271	286	301	316	331	346	361	376
12	272	287	302	317	332	347	362	377
13	273	288	303	318	333	348	363	378
14	274	289	304	319	334	349	364	379
15	275	290	305	320	335	350	365	380
16	265	281	296	311	315	335	350	365
17	266	282	297	312	322	336	351	366
18	267	283	298	313	321	337	352	367
19	268	284	299	314	322	338	353	368
20	270	285	300	320	324	339	354	369
21	271	286	301	321	325	340	355	370
22	272	287	302	322	326	341	356	371
23	273	288	303	323	327	342	357	372
24	274	289	304	324	328	343	358	374
25	275	290	305	325	329	344	359	375
26	276	291	306	316	330	345	360	376
27	277	292	307	317	331	346	361	377
28	278	293	308	318	332	347	362	378
29	279	294	309	319	333	348	363	379
30	280	295	310	320	334	349	364	380

## СОДЕРЖАНИЕ

### ВВЕДЕНИЕ

### 1. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ

### 2. ТРЕБОВАНИЯ К ВЫПОЛНЕНИЮ КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ

### 3. ПРОГРАММА

#### 3.1. Химия воды

3.1.1. Общие химические основы курса

3.1.2. Физико-химическая характеристика вод. Условия формирования химического состава природных вод

3.1.3. Химические и физико-химические основы технологических процессов водоподготовки

3.1.4. Физико-химическая характеристика сточных вод. Классификация сточных вод

3.1.5. Химические и физико-химические основы методов очистки сточных вод

#### 3.2. Микробиология

3.2.1. Морфология и физиология микроорганизмов

3.2.2. Санитарная микробиология

3.2.3. Процессы самоочищения водоемов

3.2.4. Роль микроорганизмов в процессах очистки природных и сточных вод

#### 3.3. Литература

3.3.1. Основная

3.3.2. Дополнительная

### 4. ВОПРОСЫ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО ХИМИИ ВОДЫ

### 5. РЕШЕНИЕ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

5.1. Способы выражения концентрации растворов

5.2. Растворы электролитов. Константа и степень диссоциации слабых электролитов

5.3. Сильные электролиты. Ионная сила раствора, активность ионов

5.4. Общие свойства растворов неэлектролитов

5.5. Ионное произведение воды. Водородный и гидроксильный показатели

5.6. Гетерогенные системы. Произведение растворимости

5.7. Жесткость воды. Методы умягчения

5.8. Буферные системы. Расчет pH буферных смесей

5.9. Гидролиз солей

5.10. Коллоидные растворы, их свойства

5.11. Окислительно-восстановительные процессы

### 6. НОМЕРА ВАРИАНТОВ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО ХИМИИ ВОДЫ

### 7. ВОПРОСЫ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО МИКРОБИОЛОГИИ

### 8. НОМЕРА ВАРИАНТОВ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ ПО МИКРОБИОЛОГИИ

УЧЕБНОЕ ИЗДАНИЕ

Составители:  
СТРОКАЧ Петр Павлович  
ГУЛЕВИЧ Алла Леонидовна

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ,  
программа, контрольные работы,  
варианты заданий и решение типовых задач  
по дисциплине  
«Химия воды и микробиология»  
для студентов заочной формы обучения  
специальности Т.19.06.00 «Водоснабжение, водоотведение,  
очистка природных и сточных вод»

Ответственная за выпуск: Гулевич А.Л.

Редактор: Строкач Т.В.

---

Подписано к печати 21.12.99 г. . Формат 60×84/16. Усл. п. л. 3,25 Уч. изд. л.  
3,5. Тираж 200 экз. Заказ № 6. . Отпечатано на ризографе Брестского  
политехнического института. 224017, Брест, ул. Московская, 267.