

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ  
ДОНЕЦКОЙ НАРОДНОЙ РЕСПУБЛИКИ  
ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО  
ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ  
"ДОНЕЦКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ"

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ**

для самостоятельной работы по дисциплине  
«Химия с основами биогеохимии»

Донецк  
2021

МИНИСТЕРСТВО ОБРАЗОВАНИЯ И НАУКИ  
ДОНЕЦКОЙ НАРОДНОЙ РЕСПУБЛИКИ  
ГОСУДАРСТВЕННОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ  
ВЫСШЕГО ПРОФЕССИОНАЛЬНОГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«ДОНЕЦКИЙ НАЦИОНАЛЬНЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

КАФЕДРА «ПРИКЛАДНАЯ ЭКОЛОГИЯ  
И ОХРАНА ОКРУЖАЮЩЕЙ СРЕДЫ»

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ**

**для самостоятельной работы по дисциплине  
«Химия с основами биогеохимии»**

для обучающихся по направлению подготовки  
20.03.01 «Техносферная безопасность» всех форм обучения

РАССМОТРЕНО  
на заседании кафедры  
прикладной экологии и охраны  
окружающей среды  
Протокол № 7 от 18.02.2021 г.

УТВЕРЖДЕНО  
на заседании учебно-издательского  
совета ДОННТУ  
Протокол № 3 от 10.03.2021 г.

Донецк  
2021

УДК 577.1(076)  
М 54

**Составители:**

Шаповалов Валерий Васильевич – доктор химических наук, профессор, заведующий кафедрой прикладной экологии и охраны окружающей среды ГОУВПО «ДОННТУ»;

Трошина Елена Анатольевна – кандидат химических наук, доцент, доцент кафедры прикладной экология и охраны окружающей среды ГОУВПО «ДОННТУ».

- М 54**      **Методические рекомендации для самостоятельной работы по дисциплине «Химия с основами биогеохимии»** : для обучающихся по направлению подготовки 20.03.01 «Техносферная безопасность» всех форм обучения / ГОУВПО "ДОННТУ", Каф. прикладной экологии и охраны окружающей среды: сост.:  
В. В. Шаповалов, Е. А. Трошина. – Донецк: ДОННТУ, 2021. – Систем. требования: Acrobat Reader. - Загл. с титул. экрана.

Методические рекомендации для самостоятельной работы студентов разработаны с целью получения теоретических знаний по дисциплине «Химия с основами биогеохимии». Содержит тематику курса, контрольные вопросы по теоретической части курса и примеры решения задач.

УДК 577.1(076)

## СОДЕРЖАНИЕ

1	ОБЪЕКТ, ЦЕЛЬ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ	5
2	ТЕМАТИКА КУРСА	6
	Тема 1. Основные положения и законы химии	6
	Тема 2. Классы неорганических соединений	7
	Тема 3. Растворимость и концентрация растворов	7
	Тема 4. Строение атома. Периодический закон. Периодическая таблица элементов	8
	Тема 5. Химическая связь	9
	Тема 6. Химическая термодинамика и кинетика. Энергетика химических процессов	9
	Тема 7. Свойства растворов неэлектролитов. Свойства растворов электролитов	10
	Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции	11
	Тема 9. Свойства металлов	12
	Тема 10. Химия координационных соединений. Координационные соединения в биологических системах	12
	Тема 11. Основные понятия электрохимии	13
	Тема 12. Геохимия литосферы, гидросферы, атмосферы	13
	Тема 13 Геохимия биосферы	14
	Тема 14. Особенности термодинамики биохимических процессов. Структура белков и клеточных мембран. Структура белков	14
3	ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ	15
4	КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ ЗНАНИЙ	31
	СПИСОК РЕКОМЕНДОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ	32

# 1 ОБЪЕКТ, ЦЕЛЬ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ ДИСЦИПЛИНЫ

*Дисциплина рассматривает* вопросы химического строения окружающей природной среды и взаимодействие между химическими компонентами и веществами.

## *Целью дисциплины является:*

- помочь студентам познать материальный мир, законы его развития, химическую форму движения материи, законы ее развития;
- освоить основные законы химии и основные закономерности развития химических реакций;
- формирование у студентов научных представлений о закономерностях перемещения и концентрации химических элементов в различных геосферах Земли (в том числе и в техносфере) в зависимости от внутренних и внешних факторов;
- формирование у студентов правильного представления об основных химических компонентах клетки, молекулярных основах биокатализа, метаболизма, современном состоянии вопросов взаимосвязи структуры и свойств важнейших типов биомолекул с их биологической функцией.

## *Задачи дисциплины:*

- передать основные теоретические знания по курсу химии;
- помочь учащимся получить навыки выполнения лабораторных работ;
- научить решать типовые задачи и расписывать уравнения реакций; что способствует неформальному усвоению теоретического материала;
- сформировать навыки химического мышления у студентов. сформировать навыки и умения использования в будущей профессиональной деятельности знаний по геохимии окружающей среды;
- оформить у студентов наиболее общие и универсальные представления о геохимических особенностях литосферы, гидросферы, атмосферы, живого вещества и динамики глобальных геохимических процессов;
- показать значение геохимических методов для организации контроля за состоянием окружающей среды и для разработки природоохранных мероприятий;
- познать биогеохимические идеи В.И.Вернадского о ведущей роли живого вещества в формировании компонентов географической оболочки Земли.

## **В результате освоения дисциплины студент должен:**

### *знать*

- основные химические законы и понятия;
- различные химические системы;
- основные закономерности химических реакций, реакционную способность веществ на основании знания о строении атомов, периодической системы элементов и химической связи;
- особенности структуры биомолекул;
- химические аспекты происхождения жизни.

- закономерности миграции химических элементов в земной коре и ландшафтах;
- биологическом круговороте элементов в ландшафте и биосфере в целом; – геохимическую роль живого вещества, как биотической компоненты биосферы;
- основные группы загрязнителей окружающей среды;

### ***уметь***

- решать задачи, используя приобретенные знания;
- расписывать уравнения реакций;
- производить расчеты, используя основные химические закономерности;
- использовать навыки безопасной работы с химическими реактивами, растворами;
- выявлять признаков протекания реакции;
- применять теоретические и практические знания фундаментальных разделов геохимии, физики, химии и биологии в профессиональной деятельности в области экологии и техносферной безопасности;
- оценивать последствия негативного воздействия отходов производства и потребления на окружающую природную среду и население территории.

## **2 ТЕМАТИКА КУРСА**

### **Тема 1. Основные положения и законы химии**

#### ***Содержание темы***

Материя и вещество. Атом, молекула, химический элемент. Валентность и степень окисления элемента. Атомная и молекулярная массы. Количество вещества – моль. Основные положения и формулировки фундаментальных химических теорий и законов: атомно-молекулярная теория, закон сохранения массы и энергии, периодический закон, теория химического строения вещества. Основные положения и формулировки газовых законов химии: простых объемных отношений, Авогадро, уравнение Менделеева-Клапейрона. Основные положения и формулировки стехиометрических законов химии: постоянства составов, эквивалентов, кратных отношений. Понятие химического эквивалента элемента и соединения. Молярная масса эквивалента и молярный эквивалентный объем.

#### **Контрольные вопросы.**

1. В чем разница между элементом и простым веществом?
2. В чем разница между простым и сложным веществом?
3. Почему атомная единица массы называется также углеродной единицей?
4. В каких единицах принято выражать молекулярную и молярную массы?
5. Справедливо ли выражение «моль воды при нормальных условиях занимает объем 22,4 л»?

6. Почему величину  $R$  принято называть универсальной газовой постоянной?
7. Сформулируйте закон эквивалентов. Почему молярная масса эквивалента для данного вещества может иметь разные значения?
8. В чем разница между уравнениями Клапейрона и Менделеева-Клапейрона?

## **Тема 2. Классы неорганических соединений.**

### ***Содержание темы***

Классификация неорганических соединений. Оксиды – кислотные, основные, несолеобразующие. Их получение и свойства. Гидроксиды. Получение и свойства. Амфотерные гидроксиды. Кислоты. Получение и свойства. Особенности взаимодействия с металлами. Соли: средние, кислые и основные, их получение и свойства.

### Контрольные вопросы.

1. Почему некоторые оксиды называются несолеобразующими?
2. Какие гидроксиды называют щелочами?
3. К каким типам относятся соли:  $KNO_3$ ,  $NaHCO_3$ ,  $Cr_2(SO_4)_3$ ,  $CuOHCl$ ?
4. Можно ли получить раствор, содержащий одновременно: а)  $Ba(OH)_2$  и  $HCl$ ; б)  $CaCl_2$  и  $Na_2CO_3$ ; в)  $NaCl$  и  $AgNO_3$ ; г)  $KCl$  и  $NaNO_3$ .
5. Как доказать амфотерный характер  $ZnO$ ,  $Al_2O_3$ ,  $Sn(OH)_2$ ,  $Cr(OH)_3$ ?
6. Составить уравнения реакций между кислотами и основаниями, приводящих к образованию солей:  $NaNO_3$ ,  $NaHSO_4$ ,  $Na_2HPO_4$ ,  $K_2S$ ,  $Fe_2(SO_4)_3$ .

## **Тема 3. Растворимость и концентрация растворов.**

### ***Содержание темы***

Растворы. Способы выражения концентрации растворов (процентная концентрация, молярная, нормальная, моляльная, мольная доля). Способы приготовления растворов заданной концентрации. Твердые растворы.

### Контрольные вопросы.

1. Более правильно отражают количество частиц в растворе процентная или молярная концентрация?
2. В чем разница между растворителем и растворенным веществом?
3. Для приготовления каких растворов используется специальная мерная посуда?
4. Дайте определение молярной и моляльной концентраций.
5. Если раствор состоит из пяти компонентов, будет ли сумма их мольных долей равна 1?

## Тема 4. Строение атома. Периодический закон. Периодическая таблица элементов.

### *Содержание темы*

Общее представление об атоме. Элементарные частицы атома, атомное ядро, изотопы. Поведение электрона в атоме. Квантовый характер изменений энергии. Двойственная природа электрона. Теория строения атома по Бору. Понятие о волновой функции. Главное и орбитальное квантовые числа. Магнитное квантовое число. Спин электрона и спиновое квантовое число. Схема строения электронной оболочки атома по четырем квантовым числам. Принцип Паули и следствия из него. Правило Гунда.

Заполнение электронами энергетических состояний атома согласно принципу минимума энергии. Правила Клечковского. Порядок заполнения электронами энергетических уровней и подуровней. Электронная структура атомов и периодическая система элементов.

Периодический закон Д. И. Менделеева. Современная формулировка закона. Причина периодичности изменения свойств элементов и их соединений. Структура периодической системы элементов. Периоды, группы, подгруппы. Периодическое изменение свойств химических элементов. Радиусы атомов и ионов. Энергия ионизации. Энергия сродства к электрону. Электроотрицательность. Спиновая теория валентности.

### Контрольные вопросы.

1. Какое квантовое число вытекает из теории Бора?
2. В чем смысл постулатов Бора? Сколько их?
3. Какую спектроскопическую постоянную позволила рассчитать теория Бора?
4. Спин электрона это направление его вращения или магнитный момент?
5. Почему в атоме не может быть двух и более электронов с одинаковыми значениями всех квантовых чисел?
6. Что такое мультиплетность? Как она проявляется?
7. Порядок заполнения подуровня определяется принципом Гейзенберга или правилом Хунда?
8. Как проявляется правило Клечковского в периодической системе Д.И.Менделеева?
9. Что характеризует номер периода в периодической системе Д.И.Менделеева?
10. Какими типами элементов всегда начинается и заканчивается любой период?
11. Как изменяется энергия сродства к электрону в периоде?
12. Малое значение энергии ионизации характеризует преимущественно высокие восстановительные или окислительные свойства элемента?



## **Тема 5. Химическая связь.**

### ***Содержание темы***

Ковалентная химическая связь. Одноэлектронный механизм ее образования. Понятие ковалентности элементов. Кратность связи. Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи. Насыщаемость и направленность ковалентной связи. Структура молекул,  $\sigma$ -,  $\pi$ -,  $\delta$ -связи,  $sp$ -,  $sp^2$ -,  $sp^3$ -гибридизация электронных облаков и пространственная конфигурация молекул.\* Полярная и неполярная ковалентная связь. Дипольный момент связи и молекулы. Геометрическая структура молекул.\* Описание химической связи методом молекулярных орбиталей. Схемы образования  $H_2$ ,  $H_2^+$ ,  $He_2^+$  по методу МО. Энергетические схемы образования молекул  $N_2$  и  $O_2$  по методу молекулярных орбиталей (МО). Ионная связь и ее свойства. Понятие электровалентности. Металлическая связь, ее особенности. Водородная связь и ее влияние на физические и химические свойства молекул. Межмолекулярное взаимодействие.

### Контрольные вопросы.

1. Разница между ковалентной и ионной связью принципиальная или лишь количественная?
2. В чем особенность металлической связи, которая обеспечивает высокую тепло- и электропроводимость материалов?
3. В каком веществе наиболее ярко проявляется водородная связь?
4. Описать с позиций метода ВС электронное строение молекулы  $BF_3$ .
5. Какой характер имеют связи в молекулах  $NCI_3$ ,  $CS_2$ ,  $ICI_5$ ,  $NF_3$ ,  $OF_2$ ,  $ClF$ ,  $CO_2$ ? Указать для каждой из них направление смещения общей электронной пары.
6. Объясните наличие двух неспаренных электронов в молекуле  $O_2$ .
7. С позиций донорно-акцепторной связи объяснить могут ли нейтральные молекулы образовывать химическую связь?

## **Тема 6. Химическая термодинамика и кинетика. Энергетика химических процессов.**

### ***Содержание темы***

Скорость гомогенных реакций. Зависимость скорости от концентрации реагирующих веществ. Закон действия масс. Константа скорости реакции.\* Зависимость скорости реакции от температуры и природы реагирующих веществ. Правило Вант-Гоффа. Понятие об энергии активации. Уравнение Аррениуса. Скорость гетерогенных химических реакций. Их особенности. Катализ, его виды: гомогенный и гетерогенный; колебательные реакции, их особенности. Биологический катализ. Ферменты. Химическое и фазовое равновесие. Обратимые и необратимые реакции. Химическое равновесие. Константа равновесия. Смещение равновесия, принцип Ле Шателье. Фазовое равновесие, основные понятия. Однокомпонентные системы, диаграмма состояния воды, фазовые переходы.

Энтропия. Направление химических процессов в изолированных системах. Второй закон термодинамики.\* Энергия Гиббса. Направление и предел

самопроизвольного течения химических реакций.\* Сущность внутренней энергии, её составные части; изохорные и изобарные процессы в химических реакциях; сущность энтальпии, понятие стандартной энтальпии; закон Гесса и следствия из него; изменение энтальпии в экзо- и эндотермических реакциях; сущность энтропии, изменение её в ходе химической реакции; энергия Гиббса и влияние её изменения на направленность химической реакции;.

#### Контрольные вопросы.

1. В чем разница между гомогенными и гетерогенными системами?
2. Дайте определение фазы.
3. По какой причине тримолекулярные реакции практически не реализуются?
4. От каких параметров зависит скорость химической реакции? А константа равновесия зависит от тех же параметров?
5. Химическое равновесие это статическое или динамическое состояние?
6. Катализатор смещает равновесие? Зачем используют катализаторы и ингибиторы?
7. Зависимость скорости реакции от температуры описывается уравнением Аррениуса или Эйнштейна?
8. Всегда ли давление влияет на скорость и равновесие газофазных реакций?
9. Какой физический смысл энергии Гиббса? Для протекания процесса ее изменение должно быть положительным или отрицательным?
10. В чем разница между термохимической и термодинамической системами при расчете тепловых эффектов?
11. Где необходимо брать данные для расчета теплового эффекта реакции?

### **Тема 7. Свойства растворов неэлектролитов. Свойства растворов электролитов.**

#### ***Содержание темы***

Истинные растворы и дисперсные системы. Свойства растворов неэлектролитов; осмос и осмотическое давление. Законы Рауля и Вант-Гоффа. Растворы электролитов. Теория электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации. Константа диссоциации. Малорастворимые электролиты. Произведение растворимости (ПР). Электролитическая диссоциация воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель.

Ионообменные реакции. Правила написания ионных уравнений реакций. Кислоты, основания и соли с позиции теории электролитической диссоциации. Гидролиз солей.

Классификация дисперсных систем. Методы получения коллоидных растворов. Поверхностные явления, адсорбция. Устойчивость коллоидных систем.\* Микрогетерогенные системы – суспензии, эмульсии, пены, аэрозоли.

### Контрольные вопросы.

1. Что такое истинные растворы, эмульсии, суспензии?
2. Почему растворимость большинства твердых веществ с ростом температуры возрастает, а газов всегда падает?
3. Какому уравнению подчиняется величина осмотического давления? Почему и морская и дистиллированная вода вредны для организма?
4. В воздухе больше парциальное давление кислорода или азота?
5. Почему наблюдается отклонение растворов электролитов от величин, рассчитанных по законам Рауля?
6. Вода действительно кипит при 100°C?
7. Растворы солей, подвергающихся гидролизу, более стабильны при высокой концентрации соли или низкой? Почему?
8. Как увеличить степень осаждения иона металла и раствора при осаждении его в виде нерастворимой соли: нагреть раствор, увеличить концентрацию осадителя, увеличить скорость перемешивания раствора?
9. Может ли рН быть отрицательной величиной?
10. Для предотвращения гидролиза соли слабого основания и сильной кислоты в растворе нужно увеличить или уменьшить рН? Каким образом?

## **Тема 8. Окислительно-восстановительные реакции.**

### ***Содержание темы***

Степень окисления», «окислитель», «восстановитель», «окисление», «восстановление»; изменение свойств соединений в периоде таблицы Д. И. Менделеева и с повышением степени окисления элемента; правила составления уравнений окислительно-восстановительных реакций; типы окислительно-восстановительных реакций; составление уравнений ОВР с выводом среды. Электродные потенциалы. Стандартный водородный электрод. Ряд стандартных электродных потенциалов. Уравнение Нернста. Направление ОВР.

### Контрольные вопросы.

1. Может ли в одной молекуле одновременно быть и окислитель и восстановитель?
2. Для протекания ОВР изменение энергии Гиббса должно быть отрицательным или положительным?
3. Уравнение Нернста позволяет рассчитать абсолютное или относительное значение электродного потенциала.
4. Какой физический смысл числа Фарадея?
5. В каком случае элемент в соединении будет всегда окислителем? А восстановителем?
6. Ряд стандартных электродных потенциалов справедлив для всех растворителей?
7. Назовите самый сильный окислитель.

8. Как изменяются окислительно-восстановительные свойства элементов в периоде системы элементов Д.И.Менделеева.

### **Тема 9. Свойства металлов.**

#### ***Содержание темы***

Металлы, их распространенность, получение, физические и химические свойства. классификация металлов и нахождение их в природе; физические и химические свойства металлов; способы получения металлов из руд: пирометаллургические, электрометаллургические, гидрометаллургические; методы получения металлов высокой степени чистоты; отличие электронного строения металлов от неметаллов; изменение химической активности металлов по группам и периодам таблицы Д. И. Менделеева;

#### Контрольные вопросы.

1. Какими причинами обусловлен «металлический» блеск металлов?
2. Какая граница величины плотности делит металлы на легкие и тяжелые? Что относится к черным металлам?
3. На каких принципах основаны пиро- и гидрометаллургические методы производства металлов?
4. Какие металлы взаимодействуют с водой? Их положение в ряду напряжений металлов.
5. Какие металлы вытесняют водород из кислот? Их положение в ряду напряжений металлов.
6. В чем особенность взаимодействия металлов с кислородсодержащими кислотами ( $H_2SO_4$ ,  $HNO_3$ ).
7. Какие металлы взаимодействуют с растворами щелочей?

### **Тема 10. Химия координационных соединений. Координационные соединения в биологических системах**

#### ***Содержание темы***

Центральный ион – комплексообразователь. Координационное число. Лиганды и их дентатность. Химическая связь в координационных соединениях. Донорные атомы. Внутренняя и внешняя координационные сферы. Заряд внутренней координационной сферы. Строение и свойства комплексных соединений, их устойчивость. Константа нестойкости комплексного иона. Двойные соли. Биологические молекулы в качестве лигандов. Тяжелые металлы в организме и их причина их токсического действия. Бионеорганическая химия.

#### Контрольные вопросы.

1. Дайте определение координационному числу. От чего оно зависит?
2. Какой тип химической связи осуществляется между комплексообразователем и лигандами?
3. Приведите примеры моно- и бидентатных лигандов.

4. Как называются атомы в лигандах, обуславливающие их взаимодействие с комплексообразователем?
5. Какая взаимосвязь между константами устойчивости и нестойкости?
6. Приведите примеры биологических молекул – лигандов.
7. Среди ионов s-, p- и d-металлов какие из них являются более распространенными комплексообразователями? Почему?
8. Приведите примеры металлов-комплексообразователей, играющих важную роль в живой природе?

## **Тема 11. Основные понятия электрохимии.**

### ***Содержание темы***

Теория гальванических элементов. Медно-цинковый элемент Даниэля-Якоби. ЭДС гальванического элемента. Явления поляризации и деполяризации. Концентрационный гальванический элемент.\* Сущность электролиза. Катодные и анодные процессы при электролизе водных растворов электролитов. Электролиз расплавов. Законы Фарадея. Выход по току. Коррозия металлов. Классификация коррозионных процессов. Сущность химической и электрохимической коррозии. Факторы, определяющие скорость коррозии. Методы защиты металлов от коррозии.\* Химические источники электрической энергии (ХИЭЭ). Принцип действия свинцового кислотного аккумулятора. Принцип действия щелочного железно-никелевого аккумулятора.\* Принцип действия железно-марганцевого гальванического элемента (Элемент Лекланше). Топливные элементы. Принцип действия кислородно-водородного топливного элемента.

### **Контрольные вопросы.**

1. В чем разница между ЭДС и напряжением на контактах гальванического элемента?
2. Какое уравнение используется для расчета ЭДС химических источников тока?
3. Можно ли создать гальванический элемент с одинаковыми количественными и качественными химическими параметрами катодной и анодной частей?
4. В чем состоит особенность электролиза водных растворов?
5. Сформулируйте 1-й и 2-й законы Фарадея.
6. В чем состоит особенность электрохимической коррозии?
7. В чем состоит перспектива использования топливных элементов?

## **Тема 12. Геохимия литосферы, гидросферы, атмосферы.**

### ***Содержание темы***

Строение и химический состав Земли. Строение и химический состав верхней части литосферы. Основные закономерности распространения элементов в земной коре. Зоны распределения химических элементов в различных геохимических системах. Эколого-геохимические аномалии.

Распространенность химических элементов в гидросфере. Строение гидросферы. Свойства воды и ее структура. Химический состав природных вод в естественных условиях и факторы его формирования. Антропогенные изменения химического состава природных вод.

Распространенность химических элементов в атмосфере. Строение атмосферы. Химический состав атмосферы (главные, второстепенные и микрокомпоненты). Ксенокомпоненты атмосферы, включая антропогенные загрязнители. Проблемы загрязнения атмосферы

#### Контрольные вопросы.

1. Перечислите наиболее распространенные элементы на Земле.
2. Что такое кларк? Какие элементы по величине кларка относятся к макроэлементам и микроэлементам?
3. Кларк концентрация это...
4. Какова роль процессов выветривания горных пород и минералов в формировании ОС?
5. Какая доля пресной воды в общем количестве воды на планете?
6. Представьте схему круговорота воду в природе?
7. Какая причина жидкого состояния воды при существующих условиях?
8. Назовите основной ионный состав природной воды?
9. За счет каких процессов формируется газовый состав атмосферы?  
Укажите содержание основных газов в атмосфере.
10. Перечислите основные загрязнители атмосферы.

#### **Тема 13 Геохимия биосферы.**

##### *Содержание темы*

Распространенность химических элементов в биоте. Средний состав живого вещества. Общая закономерность распространения элементов в живом веществе. Биофильность химических элементов. Коэффициент биологического поглощения.

#### Контрольные вопросы.

1. Перечислите основные химические элементы живого организма.
2. Покажите, что уголь и углеводороды являются продуктами биосферы.
3. Что такое биофильность химических элементов?

#### **Тема 14. Особенности термодинамики биохимических процессов. Структура белков и клеточных мембран. Структура белков.**

##### *Содержание темы*

Метаболические реакции (метаболизм, метаболиты). Факторы, определяющие возможность протекания реакций. Особенности химических реакций, протекающих в живой клетке (несовпадение прямой и обратной реакции, необратимость реакций, ферментативный катализ)

$\alpha$ -L-Аминокислоты (гидрофобные, промежуточные, гидрофильные. специфические). Первичная структура белка – последовательность аминокислотных остатков. Вторичная структура белка ( $\alpha$ -спираль,  $\beta$ -слой). Третичная и четвертичная структура белка.

Строение клеточных мембран. Строение живой клетки. Роль клеточных мембран. Состав клеточных мембран. Липиды – как производные высших карбоновых кислот. Вирусы. ДНК. Красная кровяная клетка и функции гемоглобина в транспорте кислорода и  $\text{CO}_2$ .

#### Контрольные вопросы.

1. Дайте определение метаболизму. Что такое анаболизм и катаболизм – составляющие метаболизма?
2. Что такое ферменты и их роль в биохимических процессах?
3. Назовите основные функциональные группы в аминокислотах. Как называются продукты поликонденсации аминокислот?
4. Какова роль клеточных мембран? Роль осмоса в обмене веществами.
5. Состав жиров. Какой трехатомный спирт является основой жиров?
6. Какова роль ДНК в живых организмах?
7. Какова роль процессов комплексообразования в существовании биологических объектов?

### 3 ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

#### 3.1 ОСНОВНЫЕ ЗАКОНЫ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ ХИМИИ.

- *Относительной молекулярной массой (сокращенно - молекулярной массой) простого или сложного вещества называют отношение массы его молекулы к 1/12 части массы атома  $^{12}\text{C}$ .*
- *Моль — количество вещества, содержащее столько молекул, атомов, ионов, электронов или других структурных единиц, сколько содержится атомов в 12 г изотопа углерода  $^{12}\text{C}$ . (моль величина численно равная молекулярной массе, но выраженная в граммах)*
- *В моле содержится число Авогадро  $N_A$  частиц (молекул, атомов, структурных единиц и т.д.).*

$$N_A \approx 6,02 \cdot 10^{23}.$$

- *Мольный объем любого вещества в газообразном состоянии при нормальных условиях равен 22,4 л или 0,024 м<sup>3</sup>.*
- *Нормальные условия: 101325 Па (760 мм рт.ст.), 273 К (0 °C).*

- *Объединенный газовый закон (при постоянной массе газа):*

$$\frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

### ПРИМЕРЫ

**Пример.1.** Рассчитать массу 1-й молекулы O<sub>2</sub>.

*Решение.*

1 моль молекул O<sub>2</sub> имеет массу 32 г и содержит  $6,02 \cdot 10^{23}$  молекул.  
Тогда масса молекулы кислорода:

$$m = 32 / 6,02 \cdot 10^{23} = 5,3 \cdot 10^{-23} \text{ г.}$$

**Пример 2.** Определить объем, занимаемый 5,25 г азота при 26 °С и давлении 98,9 кПа (742 мм рт. ст.).

*Решение.*

Зная мольный объем и мольную массу (28,0 г/моль) азота, находим объем, который будут занимать 5,25 г азота при нормальных условиях:

$$\begin{array}{rcl} 28,0 \text{ г азота} & \text{занимают} & \text{объем } 22,4 \text{ л,} \\ 5,25 \text{ г} & - & V_0, \end{array}$$

откуда

$$V_0 = 5,25 \cdot 22,4 / 28,0 = 4,20 \text{ л.}$$

Затем приводим полученный объем к указанным в задаче условиям, исходя из уравнения объединенного газового закона:

$$\frac{P_0 V_0}{T_0} = \frac{PV}{T}$$

$$V = P_0 V_0 T / (P T_0) = 101,3 \cdot 4,20 \cdot 299 / (98,9 \cdot 273) = 4,71 \text{ л.}$$

**Пример 3.** Определить массу 1 м<sup>3</sup> CO<sub>2</sub> при нормальных условиях.

*Решение.*

1. Определяем количество молей CO<sub>2</sub> в 1 м<sup>3</sup> (1000 л):

$$v = 1000 / 22,4 = 44,64 \text{ моль.}$$

2. Рассчитываем молярную массу CO<sub>2</sub>:

$$M_{\text{CO}_2} = 12 + 2 \cdot 16 = 44 \text{ г/моль.}$$

3. Определяем массу 1 м<sup>3</sup> CO<sub>2</sub>:

$$m = M_{\text{CO}_2} \cdot v = 44 \cdot 44,64 = 1964,3 \text{ г.}$$



**Пример 3.** При 17 °С и давлении 104 кПа (780 мм рт. ст.) масса 624 мл газа равна 1,56 г. Вычислить молярную массу газа.

Решение.

1. Используем уравнение Менделеева-Клапейрона.

$$PV = \frac{m}{M}RT$$

Откуда:

$$M = \frac{m}{PV}RT$$

2. Переведем все величины в единицы СИ:

$$P = 104000 \text{ Па},$$

$$T = 17 + 273 = 290 \text{ К},$$

$$m = 1,56 \cdot 10^{-3} \text{ кг},$$

$$V = 624 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3.$$

3. Тогда молярная масса равна:

$$M = 1,56 \cdot 10^{-3} / (104000 \cdot 624 \cdot 10^{-6}) \cdot 8,314 \cdot 290 = 57,9.$$

Молярная масса вещества равна: 57,9 а.е.м. или 57,9 у.е.

Для самостоятельного решения.

1. Вычислить мольную массу газа, если масса 600 мл его при нормальных условиях равна 1,714 г.
2. Масса колбы вместимостью 750 мл, наполненной при 27 °С кислородом, равна 83,3 г. Масса пустой колбы составляет 82,1 г. Определить давление кислорода.
3. Масса 2,24 л газа (условия нормальные) равна 2,8 г. Чему равна молекулярная масса газа: а) 14; б) 28; в) 42?

### 3.2 ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ.

- *Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях. Эквивалентной массой называется масса 1 эквивалента вещества.*

- *Вещества реагируют между собой в количествах пропорциональных их эквивалентам*

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{\mathcal{E}_1}{\mathcal{E}_2}$$

### ПРИМЕРЫ

**Пример 1.** 1,00 г некоторого металла соединяется с 8,89 г брома и с 1,78 г серы. Найти эквивалентные массы брома и металла, зная, что эквивалентная масса серы равна 16,0 г/моль.

*Решение*

1. Исходим из закона эквивалентов и находим эквивалент металла.

$$\mathcal{E}_{\text{ME}} = \mathcal{E}_{\text{S}} \cdot m_{\text{ME}} / m_{\text{S}}, \quad \mathcal{E}_{\text{ME}} = 16,0 \cdot 1,00 / 1,78 = 9,0 \text{ г/моль.}$$

2. Определяем эквивалент брома.

$$\mathcal{E}_{\text{Br}} = \mathcal{E}_{\text{Me}} \cdot m_{\text{Br}} / m_{\text{Me}}, \quad \mathcal{E}_{\text{Br}} = 9,0 \cdot 8,89 / 1,00 = 80,0 \text{ г/моль.}$$

**Пример 2.** Некоторое количество металла, эквивалентная масса которого равна 27,9 г/моль, вытесняет из кислоты 700 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить массу металла.

*Решение.*

Исходим из закона эквивалентов. По определению 1 моль атомов водорода содержится в 0,5 моль молекулярного водорода  $\text{H}_2$ . Так как 1 моль вещества в газообразном состоянии при н.у. занимает объем 22,4 л, то 1 эквивалент водорода при н.у. займет объем 11,2 л или 11200 мл. Тогда:

$$\frac{V_{\text{H}}}{11200} = \frac{m_{\text{Me}}}{\mathcal{E}_{\text{me}}}$$

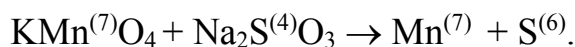
Отсюда масса металла:

$$m_{\text{Me}} = \frac{\mathcal{E}_{\text{Me}} V_{\text{H}}}{11200} = \frac{27,9 \times 700}{11200} = 1,74 \text{ г}$$

**Пример 3.** Определить массу сульфита натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_3$  необходимую для реакции с 10 г перманганата калия  $\text{KMnO}_4$  в кислой среде.

*Решение.*

Для решения задачи необходимо знать, как изменились валентности (степени окисления) элементов. В приведенной задаче валентности изменятся в соответствии со схемой:



1. В кислой среде устойчивы соединения марганца с валентностью 2 (степень окисления +2). В перманганате калия  $\text{KMnO}_4$  валентность марганца равна 7 (степень окисления +7). Следовательно, валентность изменилась на 5 единиц.  $\text{S}^{(+4)}$  окислится до  $\text{S}^{(+6)}$ .

Тогда эквивалентная масса  $\text{KMnO}_4$  в данном процессе равна:

$$\mathcal{E}_{\text{KMnO}_4} = \frac{M_{\text{KMnO}_4}}{5} = \frac{39 + 55 + 4 * 16}{5} = 31,6 \text{ г/моль}$$

Эквивалентная масса  $\text{Na}_2\text{SO}_3$ :

$$\mathcal{E}_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = \frac{M_{\text{Na}_2\text{SO}_3}}{2} = \frac{23 * 2 + 32 + 3 * 16}{2} = 63 \text{ г/моль}$$

2. Из закона эквивалентов:

$$\frac{m_{\text{KMnO}_4}}{m_{\text{Na}_2\text{SO}_3}} = \frac{\mathcal{E}_{\text{KMnO}_4}}{\mathcal{E}_{\text{Na}_2\text{SO}_3}},$$

$$m_{\text{Na}_2\text{SO}_3} = \frac{m_{\text{KMnO}_4} \mathcal{E}_{\text{Na}_2\text{SO}_3}}{\mathcal{E}_{\text{KMnO}_4}} = \frac{10 * 63}{31,6} = 19,9 \text{ г.}$$

### ВОПРОСЫ:

1. Что называется эквивалентом?
2. Как рассчитать эквивалентную массу: кислоты, гидроксида, оксида, соли?
3. Сформулируйте закон эквивалентов.
4. Ответьте:
  - а. Выбрать правильные значения эквивалентных объемов кислорода и водорода при нормальных условиях: а) 11,2 л  $\text{O}_2$  и 22,4 л  $\text{H}_2$ ; б) 11,2 л  $\text{O}_2$  и 11,2 л  $\text{H}_2$ ; в) 5,6 л  $\text{O}_2$  и 11,2 л  $\text{H}_2$ .
  - б. Эквивалентная масса металла равна 12 г/моль. Чему равна эквивалентная масса его оксида: а) 24 г/моль; б) нельзя определить; в) 20 г/моль?
  - с. Эквивалентная масса металла в 2 раза больше, чем эквивалентная масса кислорода. Во сколько раз масса оксида больше массы металла: а) в 1,5 раза; б) в 2 раза; в) в 3 раза?

- d. Сера образует хлориды  $S_2Cl_2$  и  $SCl_2$ , эквивалентная масса серы в  $SCl_2$  равна 16 г/моль. Выбрать правильное значение эквивалентной массы серы в  $S_2Cl_2$ : а) 8 г/моль; б) 16 г/моль; в) 32 г/моль.
- e. Одинаков ли эквивалент хрома в соединениях  $CrCl_3$  и  $Cr_2(SO_4)_3$ : а) да; б) нет?

Для самостоятельного решения.

1. При взаимодействии 5,95 г некоторого вещества с 2,75 г хлороводорода получилось 4,40 г соли. Вычислить эквивалентные массы вещества и образовавшейся соли.
2. 0,376 г алюминия при взаимодействии с кислотой вытеснили 0,468 л водорода, измеренного при нормальных условиях. Определить эквивалентный объем водорода, зная, что эквивалентная масса алюминия равна 8,99 г/моль
3. На восстановление 1,8 г оксида металла израсходовано 833 мл водорода, измеренного при нормальных условиях. Рассчитайте значения эквивалента оксида и эквивалента металла.

### 3.3 КОНЦЕНТРАЦИИ РАСТВОРОВ

Таблица 1 - Способы выражения содержания растворенного вещества в растворе. Растворимость

Способы выражения	Определение	Расчетная формула
<b>Процентная</b> концентрация ( $C\%$ )  Массовая доля ( $C$ )	Отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора; (вещество + растворитель) например, $C = 9,25\%$ масс.	$C\% = \frac{m_{\text{вещество}} \times 100\%}{m_{\text{вещество}} + m_{\text{растворитель}}}$ $C = \frac{m_{\text{вещество}}}{m_{\text{вещество}} + m_{\text{растворитель}}}$
<b>Молярная</b> концентрация или молярность ( $C_M$ или $M$ )	Отношение количества растворенного вещества (в молях) к объему раствора; например, 1,5 $M$ раствор или $C_M = 1,5$ моль/л	$C_M = \frac{V_{\text{вещество}}}{V_{\text{раствор}}}$ $C_M = \frac{m_{\text{вещество}}}{M_{\text{вещество}} V_{\text{раствор}}}$
<b>Нормальная</b> ( <b>эквивалентная</b> ) концентрация или нормальность ( $C_N$ ; $N$ или $n.$ )	Отношение количества эквивалентов растворенного вещества к объему раствора; например, 1,5 $n.$ раствор или $C_N = 1,5$ моль/л	$C_N = \frac{V_{\text{вещество}}}{V_{\text{раствор}}}$ $C_N = \frac{m_{\text{вещество}}}{\mathcal{E}_{\text{вещество}} V_{\text{раствор}}}$

<b>Моляльная концентрация</b> или моляльность ( $C_m$ или $m$ )	Отношение количества растворенного вещества (в молях) к массе растворителя; например, 1,5 $m$ раствор или $C_m = 1,5$ моль/	$C_m = \frac{V_{\text{вещество}}}{G_{\text{растворитель}}}$ $C_m = \frac{m_{\text{вещество}}}{M_{\text{вещество}} G_{\text{растворитель}}}$
<b>Молярная доля</b>	Отношение количества растворенного вещества (или растворителя) к сумме количеств всех веществ, находящихся в растворе.	Для 2-х компонентного р-ра:  $x_A = \frac{V_A}{V_A + V_B}$ $x_B = \frac{V_B}{V_A + V_B}$ $x_A + x_B = 1$

### ПРИМЕРЫ

**Пример 1.** Приготовить 5 л 0.1 М раствор серной кислоты, имея в распоряжении 56 % кислоту.

Плотность, г/мл	%	г/л	моль/л
1,4248	53	755,1	7,699
1,4350	54	774,9	7,901
1,4453	55	794,9	8,105
1,4557	56	815,2	8,312
1,4662	57	835,7	8,521
1,4768	58	856,5	8,733
1,4875	59	877,6	8,948

*Решение.*

1. Записываем уравнения для процентной и молярной концентраций и их анализируем:

$$C\% = \frac{m_{\text{вещество}} \times 100\%}{m_{\text{вещество}} + m_{\text{растворитель}}}$$

$$C_M = \frac{m_{\text{вещество}}}{M_{\text{вещество}} V_{\text{раствор}}}$$

Что известно?

- А) объем раствора – 5 л,  
 Б) молярная масса серной кислоты  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (легко посчитать) – 98 г/моль,  
 В) молярная концентрация кислоты, которую нужно приготовить – 0.1 М  
 Г) процентная концентрация имеющейся кислоты – 56 %.

Все.

Делаем вывод, что можно использовать лишь второе уравнение и найти массу кислоты, которая будет содержаться в приготовленном растворе:

$$m_{\text{вещество}} = M_{\text{вещество}} V_{\text{раствор}} C_M = 98 * 5 * 0.1 = 49 \text{ г.}$$

2. Если бы в распоряжении была 100 % кислота, то мы бы взяли 49 г кислоты поместили в мерную колбу на 5 литров и довели бы водой уровень до метки. Но чистой кислоты нет. Есть раствор с известной концентрацией. А мы уже знаем, что с этим раствором нужно привести 49 г кислоты. Осталось выяснить, сколько нужно этого раствора. Воспользуемся первым уравнением. В этом уравнении не известна одна величина –  $m_{\text{растворитель}}$ . Можно ее найти, а затем сложить с 49 г кислоты и получим массу 56 % раствора. Но мы знаем, что вещество и растворитель и есть масса раствора, поэтому:

$$m_{\text{раствор}} = m_{\text{вещество}} + m_{\text{растворитель}} = \frac{m_{\text{вещество}} \times 100\%}{C\%} = \frac{49 * 100}{56} = 87,5 \text{ г}$$

Используя приведенную таблицу, можно рассчитать и объем этой кислоты. Как?

Следовательно, 56 % раствора нужно взять 87,5 г и в мерной на 5 л колбе довести до метки водой.

Используя таблицу, проверьте, соответствует ли приведенная в таблице процентная концентрация молярной из этой же таблицы?

Это пример общей методики решения задач «на концентрацию»: записываем уравнения и анализируем что известно, а что не известно.

**Пример 2.** Какой объем 0,05 н. раствора кислоты нужен для нейтрализации 250 мл 0,125 н. раствора щелочи?

*Решение.*

Особенность использования **нормальной** концентрации состоит в том, что произведение объема раствора на его нормальную концентрацию равно количеству эквивалентов. А, поскольку, вещества реагируют в количествах пропорциональных их эквивалентам, то будет справедливо соотношение:

$$C_1 \cdot V_1 = C_2 \cdot V_2,$$

где  $C_i$  и  $V_i$  – нормальная концентрация и объем реагирующих растворов.

Для данной задачи:

$$C_{\text{к-ты}} \cdot V_{\text{к-ты}} = C_{\text{щел.}} \cdot V_{\text{щел.}}$$

$$V_{\text{к-ты}} = C_{\text{щел.}} \cdot V_{\text{щел.}} / C_{\text{к-ты}},$$

$$V_{\text{к-ты}} = 0,125 \cdot 250 / 0,05 = 625 \text{ мл.}$$

### ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. К 100 мл 96% серной кислоты (плотность 1,84 г/мл) прибавили 400 мл воды. Получился раствор плотностью 1,225 г/мл. Определите процентную и нормальную концентрацию раствора.
2. Какой объем концентрированной соляной кислоты (плотность 1,19 г/мл), содержащей 38 % HCl, нужно взять для приготовления одного литра 2 н. раствора?
3. Имеется 2М раствор соды  $\text{Na}_2\text{CO}_3$ . Какой объем этого раствора потребуется для приготовления одного литра 0,25 н раствора?
4. Найти молярность, нормальность и молярность 15 %-ного (по массе) раствора  $\text{H}_2\text{SO}_4$  ( $\rho = 1,10$  г/мл).
5. Определить массовую долю вещества в растворе, полученном смешением 300 г 25%-ного и 400 г 40 %-ного (по массе) растворов этого вещества.
6. В какой массе воды нужно растворить 25 г  $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ , чтобы получить 8 %-ный (по массе) раствор  $\text{CuSO}_4$ ?
7. Какой объем 0,2 н. раствора щелочи потребуется для осаждения в виде  $\text{Fe}(\text{OH})_3$  всего железа, содержащегося в 100 мл 0,5 н. раствора  $\text{FeCl}_3$ ?

### 3.4 ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.

*Степень окисления элемента в соединении определяется как число электронов, смещенных от атома данного элемента к другим атомам. Для вычисления степени окисления элемента в соединении следует исходить из следующих положений:*

- 1) степени окисления элементов в простых веществах принимаются равными нулю;
- 2) алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, равна нулю;
- 3) постоянную степень окисления в соединениях проявляют щелочные металлы (+1), металлы главной подгруппы II группы, цинк и кадмий (+2);
- 4) водород проявляет степень окисления +1 во всех соединениях, кроме гидридов металлов ( $\text{NaH}$ ,  $\text{CaH}_2$  и т. п.), где его степень окисления равна - 1;
- 5) степень окисления кислорода в соединениях равна - 2, за исключением пероксидов (- 1) и фторида кислорода  $\text{OF}_2$  (+2).

*Реакции, в которых происходит изменение степени окисления атомов элементов, называются окислительно-восстановительными.*

### Составление уравнений ОВР.

*Общие положения.*

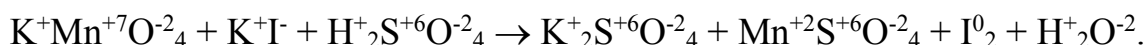
1. И правая, и левая часть уравнения ОВР должна содержать атомы элементов окислителя и восстановителя.
2. Для определения стехиометрических коэффициентов перед участниками реакции в уравнении ОВР нужно:
  - а) определить степени окисления всех атомов, учитывая что атом кислорода в соединениях имеет степень окисления -2, а водорода +1;
  - б) выбрать базовую часть уравнения – правую или левую часть ОВР;
  - в) составить уравнения полуреакций, причем от базовой части брать столько атомов окислителя или восстановителя, сколько их содержится в молекуле;
  - г) по количеству участвующих в уравнениях полуреакций электронов определить стехиометрические коэффициенты;
  - д) молекула пероксида водорода и как окислителя, и как восстановителя принимает или отдает 2 электрона.

### ПРИМЕРЫ

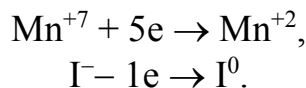
#### Пример 1.



1. Определяем степени окисления атомов элементов.



5. Выбираем в качестве базовой левую часть уравнения и составляем уравнения полуреакций:



Обращаем внимание на то, что перед атомами иода не ставится коэффициент 2 (обычная ошибка), поскольку в молекуле KI присутствует один атом иода.

6. Рассчитываем стехиометрические коэффициенты путем деления общего делимого на число электронов. При наличии нечетного количества электронов рекомендуется общее делимое удвоить.

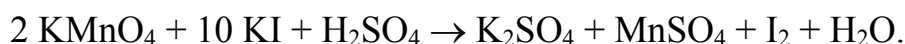


В данном примере общее делимое равно 5 и при этом имеется нечетное количество электронов. Поэтому принимаем общее делимое равное 10.

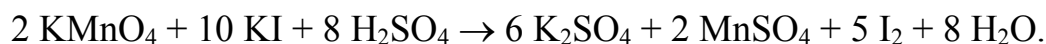
Коэффициент при  $\text{KMnO}_4$ :  $10/5 = 2$ .

Коэффициент при  $\text{KI}$ :  $10/1 = 10$ .

Полученные коэффициенты сначала ставим в базовую часть уравнения:



Затем расставляем перед другими участниками:

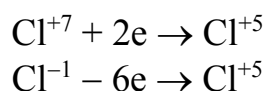


В последнюю очередь уравниваем атомы водорода и проверяем полученное тождество по количеству атомов кислорода в разных его частях.

### Пример 2.



Особенность данной реакции в том, что в левой части уравнения мы не можем выделить отдельно окислитель и восстановитель не потому, что их нет, а потому, что молекулы одного и того же вещества выступают и окислителем, и восстановителем. Эти реакции называются реакциями диспропорционирования. В этом случае в качестве базовой выбирают правую часть уравнения:

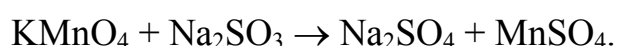


Тогда

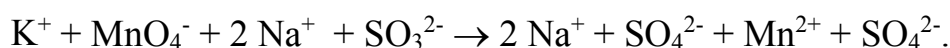


В качестве базовой желательно выбирать правую часть уравнений реакций взаимодействия металлов с кислотами по той причине, что кислота одновременно выступает и в роли окислителя с изменением степени окисления водорода или атомов кислотного остатка, и в роли солеобразующего реагента без изменения степеней окисления.

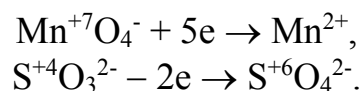
**Пример 3.** Какая среда необходима для протекания реакции:



Запишем уравнение следующим образом (в ионном виде):

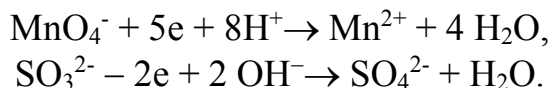


Запишем уравнения полуреакций:

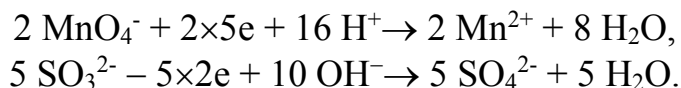


В первом уравнении избыток атомов кислорода, а во втором недостаток. Воспользуемся правилом, согласно которому для удаления атома кислорода нужно два иона  $\text{H}^+$ , а для добавления атома кислорода необходимы два иона  $\text{OH}^-$ .

Тогда:



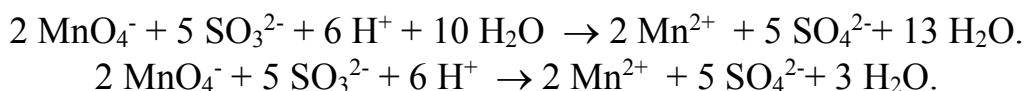
Умножим первое уравнение на 2, а второе на 5, чтобы уравнивать количество электронов в этих уравнениях:



Сложим эти уравнения:



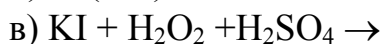
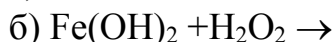
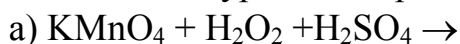
Поскольку  $10\text{OH}^-$  и  $10\text{H}^+$  образуют воду то:



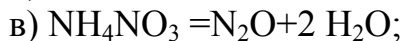
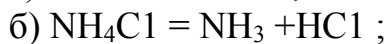
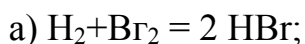
Наличие ионов  $\text{H}^+$  в левой части уравнения свидетельствует о необходимости кислой среды.

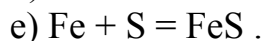
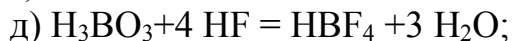
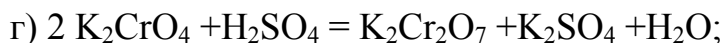
### ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ.

1. Закончить уравнения реакций:

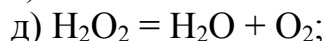
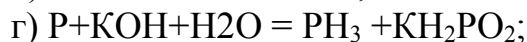
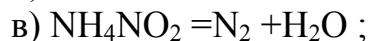
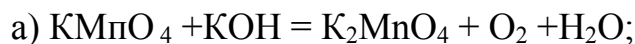


2. Какие из следующих реакций относятся к окислительно-восстановительным?





3. Расставить стехиометрические коэффициенты. Указать окислитель и восстановитель.



### 3.5 СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

*Осмотическое давление – давление, которое создавали бы молекулы растворенного вещества, если бы находились в газообразном состоянии и занимали объем, равный объему раствора*

**Пример 1.** Вычислить осмотическое давление раствора, содержащего 16 г сахарозы  $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$  в 350 г  $\text{H}_2\text{O}$  при 293 К. Плотность раствора считать равной единице.

*Решение.*

1. Рассчитаем молярную концентрацию сахара в растворе.

Молярная масса сахара =  $12 \times 12 + 22 + 11 \times 16 = 342$  г/моль.

При плотности 1 объем раствора равен его массе – 0,35 л.

$$C_M = m_{\text{сах}} / (M \cdot V),$$

$$C_M = 16 / (342 \cdot 0,35) = 0,134 \text{ моль/л.}$$

2. Рассчитаем осмотическое давление.

$$P = C_M \cdot RT = 134 \cdot 8,314 \cdot 293 = 326400 \text{ Па}$$

или

$$P = C_M \cdot RT = 0,134 \cdot 8,314 \cdot 293 = 326,4 \text{ кПа}$$

*Понижение температуры замерзания раствора и повышение температуры его кипения пропорционально его молярной концентрации.*

$$\Delta t_{\text{зам}} = K C_m,$$

$$\Delta t_{\text{кип}} = E C_m,$$

где K и E криоскопическая и эбулиоскопическая константы растворителя.

**Пример 2.** Рассчитать, при какой температуре должен кристаллизоваться раствор, содержащий в 250 г воды 54 г глюкозы  $C_6H_{12}O_6$ .

*Решение.*

1. Понижение температуры замерзания раствора пропорционально его моляльной концентрации. Поэтому определим моляльность раствора.

Молярная масса глюкозы составляет 180 г/моль:

$$C_m = 54 / (180 \cdot 0,25) = 1,2 \text{ моль/кг.}$$

2. Рассчитываем понижение температуры замерзания.

$$\Delta t = K C_m = 1,86 \cdot 1,2 = 2,23 \text{ }^\circ\text{C}$$

Следовательно, раствор будет кристаллизоваться при  $-2,23 \text{ }^\circ\text{C}$ .

**Пример 3.** Раствор, содержащий 8 г некоторого вещества в 100 г диэтилового эфира, кипит при  $36,86 \text{ }^\circ\text{C}$ , тогда как чистый эфир кипит при  $35,60 \text{ }^\circ\text{C}$ . Определить молекулярную массу растворенного вещества.

*Решение.*

Из условия задач и находим:

- $\Delta t_{\text{кип}} = 36,86 - 35,60 = 1,26$  градуса .
- Подставляем в уравнение Рауля:

$$\Delta t_{\text{кип}} = E \cdot C_m.$$

Значение моляльной концентрации:

$$C_m = \frac{m_{\text{вещество}}}{M_{\text{вещество}} G_{\text{растворитель}}}.$$

Тогда:

$$\Delta t = \frac{E \times m_{\text{вещество}}}{M_{\text{вещество}} G_{\text{растворитель}}}.$$

Откуда молярная масса равна

$$M_{\text{вещество}} = \frac{E \times m_{\text{вещество}}}{\Delta t \times G_{\text{растворитель}}}$$

$$M_{\text{вещество}} = \frac{2,02 \times 8}{1,26 \times 0,1} = 128,2 \text{ г/моль}$$

Молекулярная масса растворенного вещества равна 128,2 а.е.м.

### ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Какова молярность раствора неэлектролита, если при 0 °С его осмотическое давление равно 2,27 кПа: а) 0,1 моль/л; б) 0,01 моль/л; в) 0,001 моль/л?

2. При какой температуре кристаллизуется водный раствор, содержащий  $3 \cdot 10^{23}$  молекул неэлектролита в 250 г H<sub>2</sub>O: а) 273 К; б) 269,28 К, в) 271,14 К?

### 3.6 РАСЧЕТ ТЕПЛОВОГО ЭФФЕКТА РЕАКЦИИ

Расчеты тепловых эффектов произвести с использованием таблиц 2 и 3.

Таблица 2 – Формулы для расчета теплоты сгорания топлива

Тип топлива	Расчетная формула	Размерность
Индивидуальные вещества	$Q_H = \sum (n_i \Delta H_i - n_j \Delta H_j)$	кДж/моль
Вещество сложного состава (формула Менделеева)	$Q_H = 339,4C + 1257H - 108,9(O - S) - 25,1(9H + W)$	кДж/кг
Смесь газов	$Q_H = \frac{1}{100} \sum Q_{Hi} \varphi_{ri}$	кДж/м <sup>3</sup>

где

- $\Delta H_i, \Delta H_j$  - соответственно теплота образования одного моля  $i$ -го конечного продукта горения и  $j$ -го исходного вещества;
- $n_i, n_j$  - соответственно количество молей  $i$ -го продукта реакции и  $j$ -го исходного вещества в уравнении реакции горения;
- $C, H, S, W$  - соответственно содержание, % масс, углерода, водорода, серы и влаги в составе вещества;
- $O$  - сумма кислорода и азота, % вес;
- $Q_{Hi}$  - низшая теплота сгорания  $i$ -го горючего компонента газовой смеси, кДж/кмоль;
- $\varphi_{ri}$  - содержание  $i$ -го горючего компонента в газовой смеси, % об.

Таблица 3 – Теплоты образования некоторых веществ (в термодинамической системе, при стандартных условиях,  $P = 101325 \text{ Па}$ ,  $T = 298 \text{ К}$ )

Вещество	Теплота образования ( $\Delta H$ ), кДж/моль
Альдегид муравьиный (ж)	121,1
уксусный (ж)	166,3
Аммиак (газ)	46,1
Анилин (ж)	29,7
Антрацен (тв)	-101,4
Ацетилен (газ)	-224,6
Ацетон (ж)	248,1
Бензол (ж)	-34,8
Бутадиен-1,3 (ж)	-104,3
н-Бутан (газ)	132,4
Вода(ж)	286,6
Вода (газ)	242,2
н-Гексан	167,2
н-Гептан	239,7
Глицерин	675,4
Диоксид серы	297,5
углерода	396,6
Диоксан (ж)	375,4
Дифенил (тв)	-80,4
Изобутан (ж)	159,2
Кислота муравьиная (ж)	419,0
уксусная (ж)	485,6
Метан	75,0
Оксид углерода	112,7
н-Пентан (ж)	184,4
Пропан (газ)	109,4
Пропан (ж)	125,3
Сероводород	201,1
Сероуглерод (ж)	-88,0
Спирт метиловый (ж)	239,0
пропиловый (ж)	307,1
этиловый (ж)	278,2
Толуол (ж)	4,19
Фенол (тв)	171,4

Этан (газ)	88,4
Этилен	-48,6
Этиленгликоль (ж)	455,4
Эфир	
диметиловый (ж)	207,8
диэтиловый (ж)	283,2

**Пример.** Рассчитать количество тепла, выделившегося при сгорании 1 м<sup>3</sup> метана при стандартных условиях.

*Решение.*

1. Стандартные условия (T=298 К) отличаются от нормальных условий (T=273 К). Поэтому необходимо пересчитать мольный объем 22,4 л на температуру 298 К.

$$V_{\text{мольный}} = 22,4 \frac{298}{273} = 24,45 \text{ л}$$

2. Определим число молей метана в 1 м<sup>3</sup> при стандартных условиях.

$$\nu = 1000/24,45 = 40,9 \text{ моль.}$$

3. Определим теплоту сгорания 1 моля метана.



$$\Delta H_{\text{реакции}} = (\Delta H_{\text{CO}_2} + 2 \Delta H_{\text{H}_2\text{O}}) - (\Delta H_{\text{O}_2} + 2 \Delta H_{\text{CH}_4})$$

$$\Delta H_{\text{реакции}} = (396,6 + 2 \times 286,6) - (75,0 + 0) = 894,8 \text{ кДж/моль}$$

4. Определим теплоту сгорания 1 м<sup>3</sup> метана.

$$\Delta H = 40,9 \times 894,8 = 36597,32 \text{ кДж.}$$

#### ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Рассчитать количество тепла при сгорании 1 литра диэтилового эфира. Плотность эфира 713 кг/м<sup>3</sup>.

#### 4. КРИТЕРИИ ОЦЕНИВАНИЯ ЗНАНИЙ

К экзамену допускаются студенты, выполнившие и защитившие лабораторные работы и индивидуальную работу. Работы должны быть представлены не позднее, чем за 1 неделю до начала экзаменационной сессии. Успешно выполненные лабораторные работы могут быть основанием для повышения оценки (кроме неудовлетворительной), при ее округлении (и в

спорных случаях), в большую сторону. Экзаменационная работа выполняется на листах формата А4, первый – титульный. Экзаменационное задание выдается преподавателем в распечатанном виде.

В экзаменационный билет входит восемь вопросов: **теоретический** и **7 практических**. Теоретический вопрос должен содержать:

- 1 – основные определения,
- 2 – формулы, характеризующие явление или процесс,
- 3 – примеры.

*При рассмотрении теоретического вопроса можно пользоваться иллюстрационным материалом (без текстового сопровождения), подготовленным студентом в процессе изучения курса.*

Каждый пункт билета оценивается в 1 балл по 5-и бальной шкале (от 2). Например, для получения оценки «отлично» нужно ответить правильно на 5 вопросов из 8. При сомнении в правильности ответа на вопрос студент может выбрать дополнительный вопрос, вплоть до восьми. Оценка за два частично изложенных ответа суммируется.

## СПИСОК РЕКОМЕНДОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

### *Основная*

1. Общая химия с элементами биоорганической химии: учебник / О. В. Нестерова, И. Н. Аверцева, Д. А. Доброхотов [и др.]; под редакцией В. А. Попкова. — М.: Лаборатория знаний, 2020. — 379 с. Текст: электронный // Цифровой образовательный ресурс IPR SMART: [сайт]. — URL: <https://www.iprbookshop.ru/88962.html> — Режим доступа: для авторизир. пользователей.

2. Ахметов, Н.С. Общая и неорганическая химия: учебник для вузов / Н. С. Ахметов. - Изд. 7-е, стер. – М.: Высшая школа, 2009. - 743 с.

3. Коровин Н.В. Общая химия: учебник для ВУЗов. Изд. 12-е испр. / Н.В. Коровин. – М.: Высшая школа, 2010. – 557с.

4. Общая химия. Биофизическая химия. Химия биогенных элементов / В.Г.Игнатов [и др.]. – М.: Высшая школа, 2010. – 559с. – (10 экз)

5. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие для вузов / Б. И. Адамсон [и др.]. - Изд. 4-е, перераб. - М. : Высшая школа, 2008. - 255с. – (20 экз).

6. Глинка, Н. Л. Общая химия. Задачи и упражнения : учеб.-практич. пособие для СПО / Н. Л. Глинка; под ред. В. А. Попкова, А. В. Бабкова. — 14-е изд. — М . : Издательство Юрайт, 2019. — 236 с. URL: <https://obuchalka.org/20200406119972/obschaya-himiya-zadachi-i-uprajneniya-glinka-n-l-2019.html>

7. Геохимия окружающей среды [Электронный ресурс]: учебное пособие/ — Электрон. текстовые данные.— Ставрополь: Ставропольский государственный аграрный университет, 2013.— 134 с. URL: <http://www.iprbookshop.ru/47295>



*Дополнительная*

8. Козлов, Н.Е. Введение в геохимию: Учеб. пособие по дисциплинам «Общая геохимия» и «Прикладная геохимия» для направления 553200 «Геология и разведка полезных ископаемых» / Н.Е. Козлов, А.А. Предевский. – Мурманск: Изд-во МГТУ, 2005. – 127 с.: URL: <http://window.edu.ru/resource/947/71947/files/vvedgeohim.pdf>

9. Некрасов Б.В. Основы общей химии. – Т. 1, 2. – М.: Химия, 1973, 656 с.

10. ГОСТ 17.1.5.04-81. Охрана природы. Гидросфера. Приборы и устройства для отбора, первичной обработки и хранения проб природной воды. Общие технические требования : межгос. стандарт : утв. и введ. в действие Постановлением Гос. ком. СССР по стандартам от 30 дек. 1981 г. № 5788 : дата введ. 1984-01-01. – М. : Изд-во стандартов, 1981. – 7 с.

11. ГОСТ 17.2.1.03-84. Охрана природы. Атмосфера. Термины и определения контроля загрязнения : межгос. стандарт : утв. и введ. в действие Постановлением Гос. ком. СССР по стандартам от 23 февр. 1984 г. № 587 : дата введ. 1987-07-01. – М. : Изд-во стандартов, 1984. – 15 с.

12. ГОСТ 17.4.1.02-83. Охрана природы. Почвы. Классификация химических веществ для контроля загрязнения : межгос. стандарт : утв. и введ. в действие Постановлением Гос. ком. СССР по стандартам от 17 дек. 1983 г. № 61077 : дата введ. 1985-01-01. – М. : Изд-во стандартов, 1983. – 4 с.

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ**  
**для самостоятельной работы по дисциплине**  
**«Химия с основами биогеохимии»**

**Составители:**

Шаповалов Валерий Васильевич – доктор химических наук, профессор, заведующий кафедрой прикладной экологии и охраны окружающей среды ГОУВПО «ДОННТУ»;

Трошина Елена Анатольевна – кандидат химических наук, доцент, доцент кафедры прикладной экологии и охраны окружающей среды ГОУВПО «ДОННТУ».

**Ответственный за выпуск:**

Шаповалов Валерий Васильевич – заведующий кафедрой прикладной экологии и охраны окружающей среды ГОУВПО «ДОННТУ», доктор химических наук, профессор