

Федеральное государственное бюджетное образовательное учреждение
высшего образования «Красноярский государственный медицинский
университет имени профессора В.Ф. Войно-Ясенецкого»
Министерства здравоохранения Российской Федерации

Фармацевтический колледж

Химия

сборник методических указаний
для обучающихся к практическим занятиям
на базе основного общего образования

В 2 частях

Часть 2

Красноярск
2016

УДК 54(07)
ББК 24
Х 46

Химия. В 2 ч. :сб. метод. указаний для обучающихся к практ. занятиям на базе основного общего образования/ сост. Л.В. Струкова; Фармацевтический колледж. – Красноярск : тип. КрасГМУ, 2016. –94 с.

Составители:Струкова Л.В.;

Сборник методических указаний к практическим занятиям предназначен для аудиторной работы обучающихся. Составлен в соответствии с ФГОС СОО (2012г.), рабочей программой дисциплины (2015 г.) и СТО СМК 4.2.01-11. Выпуск 3.

Рекомендован к изданию по решению методического совета Фармацевтического колледжа (протокол № 4 от «12» декабря 2016).

© ФГБОУ ВО КрасГМУ
им. проф. В.Ф.Войно-Ясенецкого
Минздрава России, Фармацевти-
ческий колледж, 2016

ОГЛАВЛЕНИЕ

ВВЕДЕНИЕ.....	4
ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ.....	6
Практическое занятие № 1. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.	8
Практическое занятие № 2. Электронное строение атома.....	12
Практическое занятие № 3. Строение вещества.....	16
Практическое занятие № 4. Семинар «Строение атома. Строение вещества»	19
Практическое занятие № 5. Основные классы неорганических соединений..	21
Практическое занятие № 6. Генетическая связь между классами органических и неорганических соединений.....	26
Практическое занятие № 7. Окислительно-восстановительные реакции.....	32
Практическое занятие № 8. Выполнение упражнений по теме «Окислительно-восстановительные реакции. Метод электронного баланса»	37
Практическое занятие 9. Скорость химических реакций. Химическое равновесие.....	40
Практическое занятие 10. Теория электролитической диссоциации. Водородный показатель.....	44
Практическое занятие 11. Гидролиз солей.....	48
Практическое занятие 12. Дисперсные системы.....	51
Практическое занятие 13. Способы выражения концентрации растворов.....	55
Практическое занятие 14. Решение задач.....	64
Практическое занятие 15. Металлы.....	68
Практическое занятие 16. Решение задач и упражнений по теме «Металлы»	72
Практическое занятие 17. Неметаллы.....	75
Практическое занятие 18. Решение задач и упражнений по теме Неметаллы	79
Практическое занятие 19. Химия и экология.....	83
Практическое занятие 20. Химия в сельском хозяйстве, медицине, быту.....	86
Практическое занятие 21. Итоговое занятие.....	88
Учебно-методическое и информационное обеспечение учебной дисциплины.....	92
ПРИЛОЖЕНИЕ 1. Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.....	93
ПРИЛОЖЕНИЕ 2. Растворимость кислот, оснований и солей в воде.....	94

ВВЕДЕНИЕ

Сборник методических рекомендаций для преподавателя к практическим занятиям по химии для обучающихся на 1 курсе на базе основного общего образования предназначен для организации аудиторной работы студентов.

Содержание сборника соответствует тематическому плану практических занятий рабочей программы дисциплины. Методические рекомендации для каждого практического занятия включают значение темы, цели занятия, перечень формируемых знаний, умений, схему хронокарты практического занятия, его оснащенность, дидактический материал.

В результате изучения учебной дисциплины «Химия» обучающийся должен **знать/понимать:**

роль химии в естествознании, ее связь с другими естественными науками, значение в жизни современного общества;

важнейшие химические понятия: вещество, химический элемент, атом, молекула, масса атомов и молекул, ион, радикал, аллотропия, нуклиды и изотопы, атомные s-, p-, d-орбитали, химическая связь, электроотрицательность, валентность, степень окисления, гибридизация орбиталей, пространственное строение молекул, моль, молярная масса, молярный объем газообразных веществ, вещества молекулярного и немолекулярного строения, комплексные соединения, дисперсные системы, истинные растворы, электролитическая диссоциация, кислотно-основные реакции в водных растворах, гидролиз, окисление и восстановление, электролиз, скорость химической реакции, механизм реакции, катализ, тепловой эффект реакции, энтальпия, теплота образования, энтропия, химическое равновесие, константа равновесия, углеродный скелет, функциональная группа, гомология, структурная и пространственная изомерия, индуктивный и мезомерный эффекты, электрофил, нуклеофил, основные типы реакций в неорганической и органической химии;

основные законы химии: закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава веществ, Периодический закон Д.И. Менделеева, закон Гесса, закон Авогадро;

основные теории химии; строения атома, химической связи, электролитической диссоциации, кислот и оснований, строения органических и неорганических соединений (включая стереохимию), химическую кинетику и химическую термодинамику;

классификацию и номенклатуру неорганических и органических соединений;

природные источники углеводов и способы их переработки;

вещества и материалы, широко используемые в практике: основные металлы и сплавы, графит, кварц, минеральные удобрения, минеральные и органические кислоты, щелочи, аммиак, углеводороды, фенол, анилин, метанол, этанол, этиленгликоль, глицерин, формальдегид, ацетальдегид,

ацетон, глюкоза, сахароза, крахмал, клетчатка, аминокислоты, белки, искусственные волокна, каучуки, пластмассы, жиры, мыла и моющие средства;

уметь:

называть: изученные вещества по «тривиальной» или международной номенклатурам;

определять: валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, пространственное строение молекул, тип кристаллической решетки, характер среды в водных растворах, окислитель и восстановитель, направление смещения равновесия под влиянием различных факторов, изомеры и гомологи, принадлежность веществ к разным классам неорганических и органических соединений; характер взаимного влияния атомов в молекулах, типы реакций в неорганической и органической химии;

характеризовать: s-, p-, d-элементы по их положению в Периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических и органических соединений; строение и свойства органических соединений (углеводородов, спиртов, фенолов, альдегидов, кетонов, карбоновых кислот, аминов, аминокислот и углеводов);

объяснять: зависимость свойств химического элемента и образованных им веществ от положения в Периодической системе Д.И. Менделеева; зависимость свойств неорганических веществ от их состава и строения, природу химической связи, зависимость скорости химической реакции от различных факторов, реакционной способности органических соединений от строения их молекул;

выполнять химический эксперимент по распознаванию важнейших неорганических и органических веществ, получению конкретных веществ, относящихся к изученным классам соединений;

проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям реакций;

осуществлять самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (справочных, научных и научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Интернета); использовать компьютерные технологии для обработки и передачи химической информации и ее представления в различных формах;

использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни:

объяснения химических явлений, происходящих в природе, быту и на производстве;

экологически грамотного поведения в окружающей среде;

оценки влияния химического загрязнения окружающей среды на организм человека и другие живые организмы;

безопасной работы с веществами в лаборатории, быту и на производстве;

ТЕХНИКА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ В ХИМИЧЕСКОЙ ЛАБОРАТОРИИ

Работа в химической лаборатории связана с факторами опасности, среди которых основными являются химические реактивы, нагревательные приборы, стеклянная посуда. Возможность несчастных случаев может быть исключена при выполнении правил техники безопасности, выполнение которых обязательно для каждого работающего в лаборатории, независимо от того, какой эксперимент он проводит.

1. Работать в лаборатории необходимо в халате, защищая одежду и кожу от попадания реактивов.
2. Каждый должен работать на закрепленном за ним рабочем месте. Переход на другое место без разрешения преподавателя не допускается.
3. Студентам запрещается работать в лаборатории без присутствия преподавателя или лаборанта, а также в неустановленное время без разрешения преподавателя.
4. Категорически запрещается в лаборатории принимать пищу, пить воду.
5. Рабочее место следует поддерживать в чистоте, не загромождать его посудой, оборудованием и личными вещами.
6. В процессе работы необходимо соблюдать чистоту и аккуратность, следить, чтобы вещества не попадали на кожу лица и рук, так как многие вещества вызывают раздражение кожи и слизистых оболочек.
7. Никакие вещества в лаборатории нельзя пробовать на вкус. Нюхать вещества можно, лишь осторожно направляя на себя пары или газы легким движением руки, а не наклоняясь к сосуду и не вдыхая полной грудью.
8. К выполнению каждой лабораторной работы можно приступить только после получения инструктажа по технике безопасности и разрешения преподавателя.
9. Приступая к работе, необходимо: осознать методику работы, правила ее безопасного выполнения; проверить соответствие взятых веществ тем веществам, которые указаны в методике работы.
10. На любой посуде, где хранятся реактивы, должны быть этикетки с указанием названия веществ.
11. Опыт необходимо проводить в точном соответствии с его описанием в методических указаниях, особенно придерживаться очередности добавления реактивов.
12. Для выполнения опыта пользоваться только чистой, сухой лабораторной посудой; для отмеривания каждого реактива нужно иметь мерную посуду (пипетки, бюретки, мензурку, мерный цилиндр или мерный стакан); не следует выливать избыток налитого в пробирку реактива обратно в емкость, чтобы не испортить реактив.
13. Если в ходе опыта требуется нагревание реакционной смеси, надо следовать предусмотренным методическим указаниям способа нагрева: на 5

водяной бане, на электроплитке или на газовой горелке и др. Сильно летучие горючие вещества опасно нагревать на открытом огне.

14. Во время нагревания жидких и твердых веществ в пробирках и колбах нельзя направлять их отверстия на себя и соседей. Нельзя также заглядывать сверху в открыто нагреваемые сосуды во избежание возможного поражения при выбросе горячей массы.

15. Пролитые на пол и стол химические вещества обезвреживают и убирают под руководством лаборанта (преподавателя) в соответствии с правилами.

16. Категорически запрещается выливать в раковины концентрированные растворы кислот и щелочей, а также различные органические растворители, сильно пахнущие и огнеопасные вещества. Все эти отходы нужно сливать в специальные бутылки.

17. По окончании работы следует привести в порядок свое рабочее место: помыть посуду, протереть поверхность рабочего лабораторного стола, закрыть водопроводные краны, выключить электрические приборы.

18. В каждом помещении лаборатории необходимо иметь средства противопожарной защиты: ящик с просеянным песком и совком для него, противопожарное одеяло (асбестовое или толстое войлочное), заряженные огнетушители.

19. В доступном месте в аудитории (лаборатории) имеется «Уголок техники безопасности», где размещены конкретные инструкции по методам безопасности работы и правила поведения в химическом кабинете.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 1

Тема «Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И.Менделеева»

Значение темы:

Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева – основа современной химии. С открытием периодического закона химия перестала быть описательной наукой – она получила инструмент научного предвидения. Закон помогает ученым создавать новые химические элементы и новые соединения элементов, получать вещества с нужными свойствами.

Открытие периодического закона способствовало развитию учения о строении атома. Изучение строения атома вскрывает физический смысл периодического закона и объясняет закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах периодической системы. Знание строения атомов является необходимым для понимания причин образования химической связи. Природа химической связи в молекулах определяет свойства веществ.

Этот закон играет важную роль в развитии всего естествознания (физики, биологии и других наук).

Периодический закон имеет большое философское значение – он подтвердил наиболее общие законы природы. Поэтому данный раздел является одним из важнейших разделов общей химии.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Первую и современную формулировку периодического закона, структуру периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева.
- Строение атома.
- Физический смысл порядкового номера химического элемента, номера группы и периода.
- Закономерности изменения свойств химических элементов и их соединений в группах и периодах.

уметь:

- Давать характеристику положения химического элемента в периодической системе и строению атома, объяснять и сравнивать свойства элементов по положению в периодической системе.

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК 8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

ОК10. Бережно относиться к историческому наследию и культурным традициям народа, уважать социальные, культурные и религиозные различия.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

Ответьте на вопросы:

1. В каком порядке расположил Д.И. Менделеев все известные элементы? Какую закономерность он наблюдал при этом?
2. Дайте первую формулировку периодического закона.
3. Что является графическим выражением периодического закона?
4. Сколько периодов и сколько групп в периодической системе?
5. Что такое период? Какие периоды являются малыми и какие большими?
6. Как изменяются свойства элементов в периодах слева направо?
7. Что такое группа? Из каких подгрупп состоит каждая группа периодической системы?
8. Как изменяются свойства элементов в главных подгруппах сверху вниз?
9. Каков физический смысл порядкового номера химического элемента?
10. Как, пользуясь периодической системой определить число энергетических уровней? Число электронов на внешнем энергетическом уровне?
11. Какова современная формулировка периодического закона?
12. Почему формулировка Д.И. Менделеева и современная формулировка периодического закона не противоречат друг другу?
13. Назовите элемент, в ядре атома которого содержится 9 протонов.
14. Назовите элемент, в атоме которого содержится 26 электронов.
15. Сколько электронов и протонов входит в состав атома элемента, который находится: а) в 5 периоде, в побочной подгруппе VI группы, б) в 4 периоде, в главной подгруппе III группы?
16. На внешнем - втором – энергетическом уровне атома находится 4 электрона. Не пользуясь периодической системой, определите положение в ней этого химического элемента: номер периода, номер группы, формулу высшего оксида, водородного соединения.

2. Содержание темы.

Графическим изображением периодического закона является *периодическая система Д. И. Менделеева*.

Периодическая система состоит из семи периодов, десяти рядов и восьми групп.

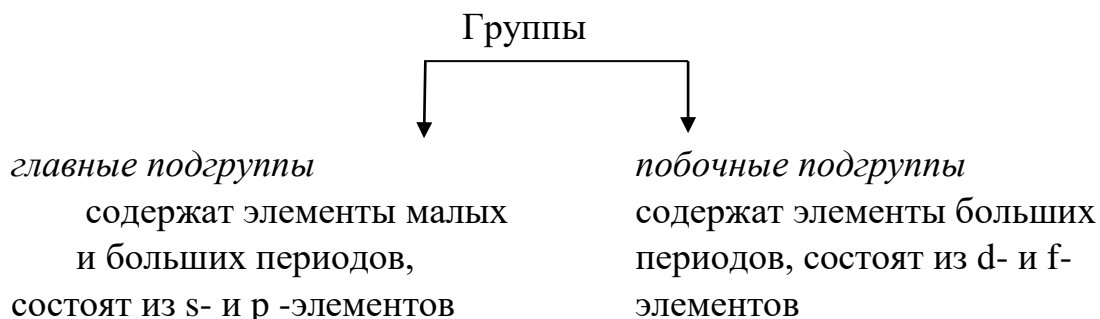
Период – последовательность элементов, которая начинается щелочным металлом и заканчивается благородным газом. Периоды бывают малые (состоят из одного горизонтального ряда) и большие (состоят из двух горизонтальных рядов).



I, II, III IV, V, VI, VII

Группа – совокупность элементов, которые имеют одинаковую высшую валентность в оксидах и других соединениях. Эта валентность равна номеру группы. Исключения: в I группе Cu (II), Ag (III), Au (III), в VI группе O (II), в VII группе H, F (II).

Каждая группа состоит из двух подгрупп: *главной и побочной*. *Главная подгруппа* содержит элементы малых и больших и периодов, *побочная подгруппа* содержит элементы только больших периодов.



Все вещества образованы мельчайшими частицами, которые называются *атомами*.

Зависимость свойств элементов от строения их атомов малый период

-
- заряд ядер атомов ↑
 - число электронных слоев атомов не изменяется
 - число электронов на внешнем слое атомов ↑ от 1 до 8
 - радиус атомов ↓
 - прочность связи электронов внешнего слоя с ядром ↑
 - электроотрицательность ↑
 - энергия ионизации ↑

- сродство к электрону ↑
- металлические свойства ↓
- неметаллические свойства ↑

главная подгруппа

- заряд ядер атомов ↑
- число электронных слоев атомов ↑
- число электронов на внешнем слое атомов не изменяется
- радиус атомов ↑
- прочность связи электронов внешнего слоя с ядром ↓
- электроотрицательность ↓
- энергия ионизации ↓
- сродство к электрону ↓
- металлические свойства ↑
- неметаллические свойства ↓

3. Самостоятельная работа

- 1) Дать характеристику элемента с порядковым номером ____ (по вариантам) по положению в периодической системе и строению атома по плану.

План характеристики элемента, простого вещества и соединений элемента:

1. Положение элемента в периодической системе
 - название элемента
 - символ
 - порядковый номер
 - относительная атомная масса
 - номер периода (малый, большой)
 - номер группы (главная, побочная подгруппа)
2. Строение атома
 - заряд ядра
 - число протонов, электронов, нейтронов
 - электронная и электронно-графическая формула.
3. Высший оксид, гидрат высшего оксида, характер их свойств.
4. Летучее водородное соединение: формула, тип связи.

Вариант 1. Дать характеристику элемента с порядковым номером 33.

Вариант 2. Дать характеристику элемента с порядковым номером 19.

Вариант 3. Дать характеристику элемента с порядковым номером 21.

Вариант 4. Дать характеристику элемента с порядковым номером 14.

4. Итоговый контроль знаний тестирование

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 с, гл 1, §5, с 26-44

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 2

Тема «Электронное строение атома»

Значение темы:

Открытие периодического закона способствовало развитию учения о строении атома. Изучение строения атома вскрывает физический смысл периодического закона и объясняет закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах периодической системы. Знание строения атомов является необходимым для понимания причин образования химической связи. Природа химической связи в молекулах определяет свойства веществ.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Современные представления о строении атома, состояние электронов в атоме, правила и принципы заполнения электронных оболочек: принцип минимума энергии, принцип Паули, правило Клечковского, правило Гунда.
- Электронные и электронно-графические формулы атомов химических элементов.

уметь:

- Составлять электронные и электронно-графические формулы атомов химических элементов, предполагать валентные возможности и степени окисления элементов по электронно-графическим формулам.

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК 3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК 8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

Фронтальный опрос


1. «Атом» в переводе с греческого обозначает «неделимый». Так ли это?
2. Каково строение атома?
3. Что такое орбиталь? Сколько максимально электронов может располагаться на орбитали?
4. Какую форму могут иметь орбитали и как они обозначаются?
5. Как по таблице Менделеева определить общее число электронов в атоме, число энергетических уровней, число электронов на внешнем уровне для элементов главных подгрупп?
6. При заполнении электронами оболочек нужно знать правила. Вспомните их.

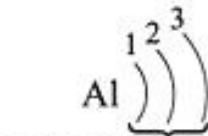
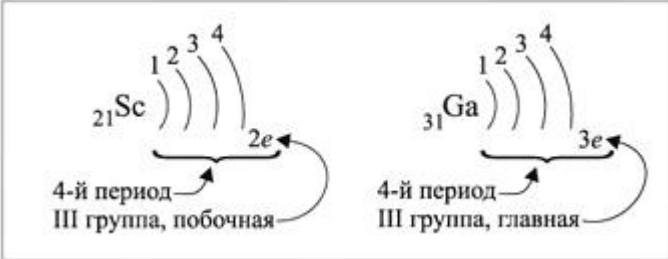

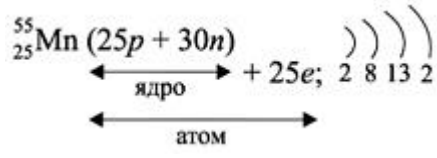
2. Содержание темы.

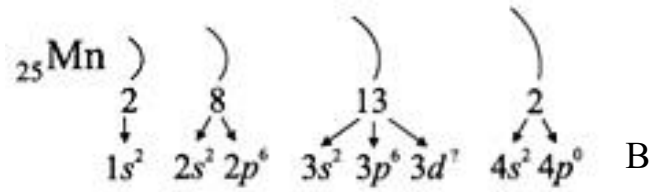
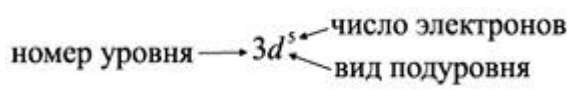
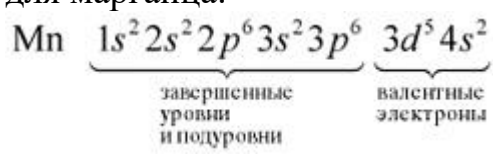
1. Алгоритм составления схемы электронного строения и электронной формулы

Состояние электрона в атоме описывают:

- **схема электронного строения** - показывает количество уровней в атоме и распределение электронов по энергетическим уровням;
- **электронная формула** – показывает распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням;
- **электронно-графическая формула** – показывает распределение электронов по уровням, подуровням, а также спины электронов.

Последовательность действий	Примеры
1. Определить общее число электронов в атоме (по порядковому номеру).	Общее число электронов в нейтральном атоме равно порядковому номеру, т.е. заряду ядра атома: 
2. Определить число энергетических уровней (по номеру периода).	Число энергетических уровней в атоме равно номеру периода, в котором находится химический элемент. Энергетические уровни условно обозначают так (например, для Al):

	 <p>3-й период → три энергетических уровня</p>
<p>3. Определить число внешних электронов (по виду подгруппы и номеру группы).</p> <p><i>число внешних электронов равно:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> • для элементов главных подгрупп – номеру группы; • для элементов побочных подгрупп оно не может быть больше двух. 	 <p><i>Схема определения числа внешних электронов атомов</i></p>
<p>4. Указать число электронов на всех уровнях, кроме предпоследнего.</p> <p>На каждом энергетическом уровне может находиться ограниченное число электронов:</p> <ul style="list-style-type: none"> • на первом – не более двух электронов; • на втором – не более восьми электронов; • на третьем – не более восемнадцати электронов. 	 <p>4-й период, VII группа, побочная подгруппа</p>
<p>5. Рассчитать число электронов на предпоследнем уровне.</p>	<p>Всего $25e$; распределили $(2 + 8 + 2) = 12e$; значит, на третьем уровне находится: $25 - 12 = 13e$.</p> <p>Получили распределение электронов в атоме марганца:</p>  <p>${}_{25}^{55}\text{Mn} (25p + 30n)$ ← ядро → + $25e$; 2 8 13 2 ← атом →</p>

<p>6. Распределить электроны по энергетическим подуровням.</p> <p>Число возможных подуровней равно номеру уровня. Первый уровень состоит из одного s-подуровня.</p> <p>Второй уровень состоит из двух подуровней – s и p.</p> <p>Третий уровень – из трех подуровней – s, p и d.</p> <p>На каждом подуровне может находиться строго ограниченное число электронов:</p> <p>на s-подуровне – не больше $2e^-$ на p-подуровне – не больше $6e^-$; на d-подуровне – не больше $10e^-$</p> <p>Подуровни одного уровня заполняются в строго определенном порядке: $s \rightarrow p \rightarrow d$.</p>	 <p>В целом электронная конфигурация атома марганца записывается так: ${}_{25}\text{Mn } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$.</p> <p>Здесь и далее приняты следующие обозначения:</p> 
<p>7. Определить число валентных электронов.</p> <p>Валентные электроны находятся на внешнем энергетическом уровне (для элементов главных подгрупп) и незавершенном d-подуровне предвнешнего уровня (для элементов побочных подгрупп).</p>	<p>Определим число валентных электронов для марганца:</p>  <p>или сокращенно: $\text{Mn } \dots 3d^5 4s^2$.</p>

3. Самостоятельная работа

- Какие орбитали не могут существовать: $1s$, $3d$, $2f$, $4g$, $5f$, $2p$?
- Могут ли электроны атома калия находиться на следующих орбиталях $1s$, $2p$, $3s$, $3d$, $4s$, $4p$?
- По электронной формуле внешнего электронного слоя атома определите, какой это элемент. Напишите его название, символ и порядковый номер:
 $\dots 3s^2 3p^3$
 $\dots 3s^2 3p^5$
 $\dots 4s^2 3d^5$
 $\dots 4s^2 4p^2$

...5s²

К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

4. Укажите, к какому электронному семейству относится каждый из следующих элементов: ⁶C, ⁵⁶Ba, ³⁵Br, ³⁷Rb, ¹⁷Cl, ²⁶Fe?

5. Составьте электронные и электронно-графические формулы атомов следующих элементов в основном и возбужденном состоянии: а) Be, б) Cl

4. Итоговый контроль знаний

тестирование

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/
О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. –
368 с, гл1,§1,2,3, с 3-10

Самостоятельная внеаудиторная работа

Описать строение атома, составить электронные и электронно-графические формулы предложенных химических элементов.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 3

Тема «Строение вещества»

Значение темы:

Вопрос о химической связи является одним из фундаментальных в химии. Первая теория – Берцелиуса – электростатическая. Вещества связаны посредством притяжения разноименно заряженных частиц. Однако не все химические соединения можно объяснить с позиций этой теории: H₂, Cl₂ и т.д. Органические соединения также не укладывались в рамки этой теории. Теории, базирующиеся на электронном строении были предложены Косселем и Льюисом.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Определение химической связи, ее природу.
- Типы химической связи: ковалентная полярная и неполярная, ионная, металлическая, водородная. Типы кристаллических решеток.

уметь:

- Определять тип химической связи в соединениях, объяснять механизм её образования.
- Устанавливать взаимосвязь между типами химической связи и кристаллическими решетками.

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

План изучения темы:

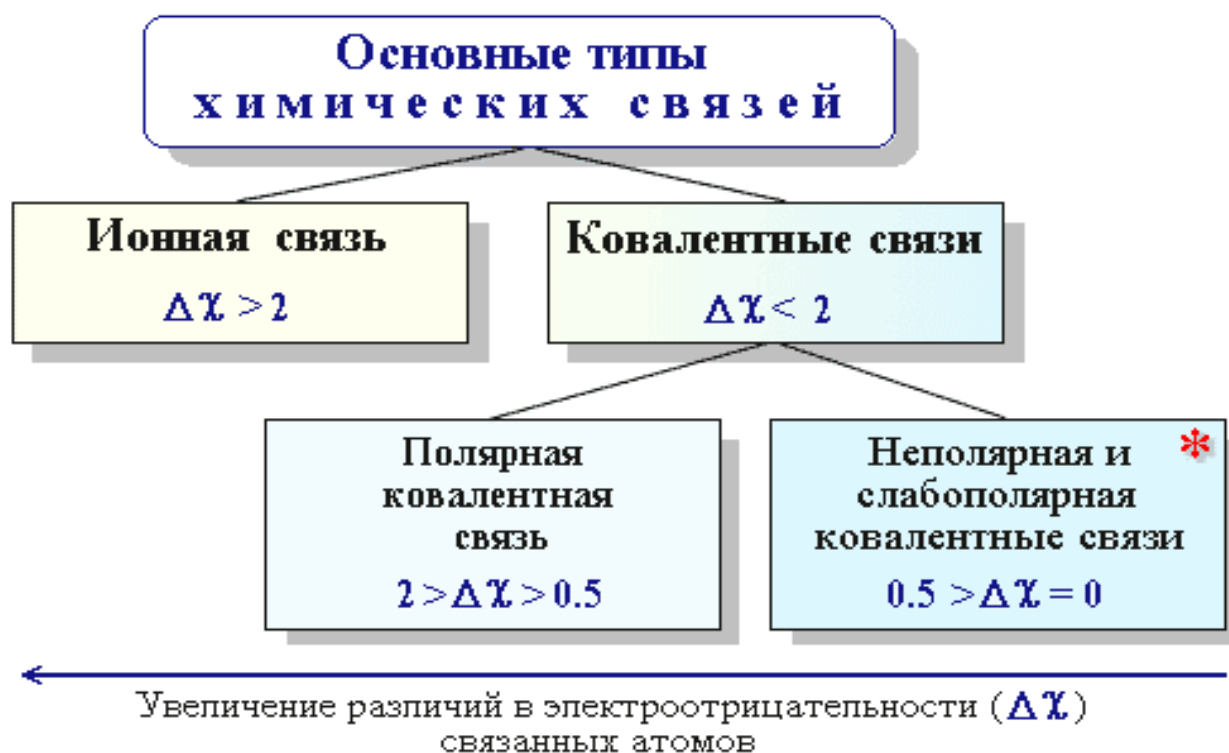
1. Контроль исходного уровня знаний.

Фронтальный опрос

1. Что называется химической связью?
2. Какие типы химической связи вы знаете?
3. В результате чего, согласно теории ковалентной связи Г.Н.Льюиса, возникает химическая связь?
4. Какие существуют механизмы образования ковалентной связи? Отличаются ли свойства веществ образованных по различному механизму?
4. Что характеризует электроотрицательность элемента?
5. Какая связь называется: а) неполярной связью; б) полярной связью?
6. Что называется ионной связью? Между атомами каких элементов она образуется?
7. Что называется металлической связью?
8. С атомами каких элементов атом водорода обычно образует водородные связи?
9. Какие виды взаимодействия обуславливают образование водородной связи?

2. Содержание темы.

Химическая связь – взаимодействие между атомами, приводящее к образованию устойчивой многоатомной системы – молекулы, иона, радикала, кристалла.



Для характеристики типа химической связи учитывают электроотрицательность элементов.

Электроотрицательность элемента характеризует способность его атомов притягивать к себе электроны, которые участвуют в образовании химических связей с другими атомами в молекуле.

3. Самостоятельная работа

1. Формулы веществ:

H_2 , KCl , N_2 , NH_3 , CH_4 , Al , H_2O , NaI , Cu , CaF_2 .

Задание: - Распределите эти вещества в таблице по типам связи:

Ковалентная		Ионная	Металлическая
полярная	неполярная		

- Объяснить обменный механизм образования полярной и неполярной ковалентной связи (на выбор студента).

2. Постройте структурную формулу хлорида аммония, какие виды химической связи присутствуют в NH_4Cl . Рассмотрите механизм их образования.

3. Напишите схемы образования ионной связи в соединениях задания №1.

4. Итоговый контроль знаний тестирование

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 сгл 2, § 6,7,9, с 44-57. с 72-87

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 4

Тема «Семинар «Строение атома. Строение вещества»

Значение темы:

Периодический закон Д.И. Менделеева – один из основных законов природы и важнейший закон химии. Знания строения атома является необходимым для понимания причин образования химической связи. Учение о химической связи составляет основу теоретической химии.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Периодический закон и периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева.
- Строение атома.
- Физический смысл порядкового номера химического элемента, номера группы и периода.
- Закономерности изменения свойств химических элементов и их соединений в группах и периодах.
- Современные представления о строении атома, состояние электронов в атоме, правила и принципы заполнения электронных оболочек
- Электронные и электронно-графические формулы атомов химических элементов.
- Типы химической связи: ковалентная полярная и неполярная, ионная, металлическая, водородная. Типы кристаллических решеток.
- Классификация дисперсных систем в зависимости от агрегатного состояния дисперсионной среды и дисперсной фазы, а также по размеру их частиц.

уметь:

- Давать характеристику положения химического элемента в периодической системе и строению атома.
- Объяснять и сравнивать свойства элементов по положению в периодической системе.
- Составлять электронные и электронно-графические формулы атомов химических элементов.
- Предполагать валентные возможности и степени окисления элементов по электронно-графическим формулам.

- Определять тип химической связи в соединениях, объяснять механизм её образования.
- Устанавливать взаимосвязь между типами химической связи и кристаллическими решетками.

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного

ОК10. Бережно относиться к историческому наследию и культурным традициям народа, уважать социальные, культурные и религиозные различия.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

Проводится в виде беседы по вопросам:

1. Периодический закон Д.И. Менделеева
2. Структура периодической системы химических элементов Д.И. Менделеева
3. Строение атома
4. Состояние электронов в атоме
5. Электронные и электронно-графические конфигурации атомов химических элементов.
6. Закономерности изменения свойств атомов, простых веществ и соединений химических элементов в главных подгруппах и периодах.
7. Валентные возможности атомов химических элементов.
8. Химическая связь. Единая природа химической связи. Типы химической связи.
9. Ионная связь.
10. Ковалентная связь.
11. Металлическая связь
12. Водородная связь.

2. Итоговый контроль знаний тестирование

3. Подведение итогов.

4. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 с гл 2, § 6,7,9, гл 2, § 8, с 65-72

Самостоятельная внеаудиторная работа Описать строение атома и распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням предложенных химических элементов.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 5

Тема «Основные классы неорганических соединений»

Значение темы:

В настоящее время известно более 100 тысяч неорганических веществ. Все неорганические вещества можно разделить на классы. Каждый класс объединяет вещества, сходные по свойствам и составу.

При изучении темы будут рассмотрены основные классы неорганических соединений, их состав и номенклатура, общие химические свойства и способы получения, а также установлена генетическая связь между различными классами неорганических веществ.

В номенклатуре лекарственных средств значительное место занимают неорганические соединения. Около ста статей, включенных в ГФ РФ, составляют фармакопейные статьи по неорганическим фармацевтическим препаратам.

Четкое представление о свойствах и способах получения важнейших классов неорганических соединений необходимо для успешного изучения свойств отдельных химических элементов и их соединений, в т.ч. лекарственных, а также имеет важное значение при изучении специальных дисциплин – аналитическая химия, фармацевтическая химия, фармацевтическая технология, фармакология и др.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Определение, классификация, состав, номенклатура и характерные свойства основных классов неорганических соединений.
- Генетическая связь между классами неорганических соединений.
- Понятие о комплексных соединениях.

уметь:

- Характеризовать свойства классов неорганических соединений.
- Составлять соответствующие уравнения химических реакций с точки зрения теории электролитической диссоциации и процессов окисления-восстановления.

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

ОК10. Бережно относиться к историческому наследию и культурным традициям народа, уважать социальные, культурные и религиозные различия.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

Проводится в виде фронтальной беседы по вопросам:

1. Что такое оксиды? Какие типы оксидов вы знаете? Приведите примеры.
2. Что такое основания? Классификация оснований. Приведите примеры.
3. Что такое кислоты? Классификация кислот. Примеры.
4. Что такое реакция нейтрализация? Приведите пример.
5. Приведите пример амфотерных гидроксидов. Как они взаимодействуют с кислотами и щелочами?
6. Что такое соли? На какие типы делятся соли? Приведите примеры.

2. Содержание темы.

Классификация неорганических соединений

табл. 1.

Оксиды /Э _x O _y ⁻² /			Основания /Me ⁺ⁿ (OH) _n /		Кислоты /H _x Ac/		Соли
солеобразующие			По растворимости		По содержанию кислорода		Средние Me _x A _y
Основ ные	Амфоте рные	Кислотн ые	Раствори мые /щелочи/	Нераст ворим ые	Кислородсод ержащие	Бескислородн ые	Кислые /NaHSO ₄ /
Me ⁺¹ ₂ O	Me ⁺³ ₂ O ₃	Me ⁺⁵ ₂ O ₅	I –А группа	Все	HNO ₃ , H ₂ SO ₄ , HClO ₄	HCl, H ₂ S	Основные /CuOHCl/
Me ⁺² O	Me ⁺⁴ O ₂	Me ⁺⁶ O ₃	LiOH NaOH KOH		По основности /х/		Двойные KAl(SO ₄) ₂

	Исключе ния /ст.ок +2/: ZnO, SnO, PbO, BeO	Me⁺⁷O₇	RbOH CsOH II-A группа Ca(OH)₂ Sr(OH)₂ Ba(OH)₂	осталь ные	X=1 одноосн овные	X=2 двухосн овные	X=3 трехосн овные	Комплексные Na[Al(OH) ₄]
		Неме _x O _y			HCl , HNO₃, HClO₄	H₂SO₄, H₂S, H₂SO₃	H₃PO₄	
Пример:								
CrO	Cr₂O₃	CrO₃						
Несолеобразующие: CO, SiO, NO, N ₂ O								

Формула кислоты	Название кислоты ^{**}	Кислотный остаток /валентность/ [*]	Название кислотного остатка	Кислотный оксид /ангидрид/ ^{***}
H ₂ SO ₄	Серная	=SO ₄	Сульфат	SO ₃
H ₂ SO ₃	Сернистая	=SO ₃	Сульфит	SO ₂
HNO ₃	Азотная	-NO ₃	Нитрат	N ₂ O ₅
HNO ₂	азотистая	-NO ₂	Нитрит	N ₂ O ₃
H ₂ CO ₃	Угльная	=CO ₃	Карбонат	CO ₂
H ₂ SiO ₃	Кремниевая	=SiO ₃	Силикат	SiO ₂
H ₃ PO ₄	Ортофосфорная	≡PO ₄	Ортофосфат	P ₂ O ₅
H ₂ S	Сероводородная	=S	Сульфид	-
HCl	Хлороводородная (соляная)	-Cl	Хлорид	-
HBr	Бромоводородная	-Br	Бромид	-
HI	йодоводородная	-I	йодид	-
HF	фтороводородная	-F	фторид	-

Примечание:

- ^{*} Валентность кислотного остатка определяется по основности кислоты (т.е. кол-ву Н в ней)
- ^{**} Кислоты, содержащие элемент в высшей степени окисления имеют суффикс –ная, вая;
их соли - суффикс –*ат*
- ^{***} Степень окисления элемента в кислоте и в кислотном оксиде (ангидриде) – одинакова.

Особенности взаимодействия кислот с металлами

кислота	концентрация	Металлы (в порядке уменьшения активности)					
		K, Ba, Ca, Na, Mg	Al, Fe, Cr	Zn, Sn	H	Cu	Hg, Ag
HCl	разб.	соль + H ₂	соль + H ₂	соль + H ₂		-	-
	конц.	соль + H ₂	соль + H ₂	соль + H ₂		-	-
H ₂ SO ₄	разб.	соль + H ₂	соль + H ₂	соль + H ₂		-	-
	конц.	соль + H ₂ S + H ₂ O	металл пассивируется	соль + SO ₂ + H ₂ O		соль + SO ₂ + H ₂ O	соль + SO ₂ + H ₂ O
HNO ₃	разб.	соль + NH ₃ + H ₂ O	соль + NO + H ₂ O	соль + NO + H ₂ O		соль + NO + H ₂ O	соль + NO + H ₂ O
	конц.	соль + N ₂ O + H ₂ O	металл пассивируется	соль + NO ₂ + H ₂ O		соль + NO ₂ + H ₂ O	соль + NO ₂ + H ₂ O
H ₃ PO ₄	разб.	соль + H ₂	соль + H ₂	соль + H ₂		-	-

Общие химические свойства и способы получения основных классов неорганических веществ

Пояснения и примеры к таблице

	Металл	Вода	Оксид металла	Основание	Соль
Неметалл	соль оксид	-	-	-	-
Вода	щелочь + H ₂ ↑ ¹ оксид + H ₂ ↑ ²	-	щелочь ³	-	гидролиз некоторых солей
Оксид неметалла	-	кислота ⁴	соль	соль + H ₂ O ⁵	-
Кислота	соль + H ₂ ↑ ⁶	-	соль + H ₂ O	соль + H ₂ O	другая соль + другая кислота (↓ или ↑)
Соль	другая соль + другой металл ⁷	гидролиз некоторых солей	-	другая соль + другое основание ↓ ⁸	две новые соли (↓)

1. Только щелочные и щелочноземельные металлы (I и II группа главная подгруппа, кроме Be и Mg)

$$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2$$
2. Менее активные металлы в ряду активности до водорода при $t^{\circ}\text{C}$

$$\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ZnO} + \text{H}_2$$
3. Только оксиды щелочных и щелочноземельных металлов

$$\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$$
4. Искл. оксид кремния (IV) SiO_2

$$\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$$
5. Основания растворимые в воде – щелочи

$$2\text{NaOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$$
6. Металлы, стоящие в ряду напряжения до водорода. Искл. – конц. серная кислота H_2SO_4 и азотная кислота HNO_3 любой концентрации

$$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$$

$$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
7. Более активный металл вытесняет менее активный из раствора его соли согласно ряду активности металлов. Не следует брать щелочные и щелочноземельные металлы, т.к. они активно взаимодействуют с водой

$$\text{CuSO}_4 + \text{Fe} \rightarrow \text{Cu} + \text{FeSO}_4$$
8. Основания растворимые в воде – щелочи

$$\text{AlCl}_3 + 3\text{NaOH} \rightarrow \text{Al(OH)}_3\downarrow + 3\text{NaCl}$$

3. Самостоятельная работа

1. С какими из следующих веществ будет реагировать оксид углерода (IV): MgO , NaCl , AgNO_3 , NaOH , ZnO , H_2SO_4 . Напишите уравнения возможных реакций.
2. С какими из веществ, формулы которых указаны ниже, будет реагировать раствор гидроксида натрия: SO_2 , Ca(OH)_2 , FeCl_3 , HNO_3 , BaSO_4 . Напишите уравнения возможных реакций.
3. С какими из следующих веществ будет реагировать соляная кислота: N_2O_5 , Zn(OH)_2 , CaO , AgNO_3 , H_3PO_4 , Zn , H_2O , NaOH ? Напишите соответствующие уравнения реакций.
4. Запишите реакцию получения гидроксида цинка и докажите его амфотерность уравнениями реакций.
5. Произойдет ли химическая реакция, если раствором гидроксида калия подействовать на растворы следующих солей: FeCl_3 , CuSO_4 , NaNO_3 ? Укажите, по каким признакам можно узнать, что прошла химическая реакция, напишите уравнения возможных реакций.

6. Классифицируйте и назовите следующие соли: $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Pb}(\text{HSO}_4)_2$, Na_2SiO_3 , KHS , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, AlCl_3 , KMnO_4 , ZnOHNO_3 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$

7. Предложите все возможные способы получения

а) хлорида цинка,

б) сульфата алюминия

Напишите соответствующие уравнения реакций.

8. Осуществите превращения:

а) $\text{Ca} \rightarrow \text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$

б) $\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4$

4. Итоговый контроль знаний тестирование

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 гл 4, §20-23, с 243-263

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 6

Тема «Генетическая связь между классами органических и неорганических соединений»

Значение темы:

Материальный мир в котором мы живем и крохотной частичкой которого мы являемся, един и в то же время бесконечно разнообразен. Единство и многообразие химических веществ этого мира наиболее ярко проявляется в генетической связи веществ, которая отражается в так называемых генетических рядах. Выделим наиболее характерные признаки таких рядов:

1. Все вещества этого ряда должны быть образованы одним химическим элементом.

2. Вещества, образованные одним и тем же элементом, должны принадлежать к различным классам, то есть отражать разные формы его существования.

3. Вещества, образующие генетический ряд одного элемента, должны быть связаны взаимопревращениями. По этому признаку можно различать полные и неполные генетические ряды. Обобщая сказанное выше, можно дать следующее определение генетического ряда:

Генетическим называют ряд веществ представителей разных классов, являющихся соединениями одною химического элемента, связанных взаимопревращениями и отражающих общность происхождения этих веществ или их генезис.

Генетическая связь — понятие более общее, чем генетический ряд, который является пусть и ярким, но частным проявлением этой связи, которая реализуется при любых взаимных превращениях веществ.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Понятие о генетической связи и генетических рядах в неорганической и органической химии.
- Генетические ряды металла, неметалла, переходного элемента.
- Генетические ряды и генетическая связь в органической химии.
- Единство мира веществ.

уметь:

- Составлять уравнения химических реакций для осуществления генетической связи

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

ОК10. Бережно относиться к историческому наследию и культурным традициям народа, уважать социальные, культурные и религиозные различия.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

Проводится в виде фронтальной беседы по вопросам:

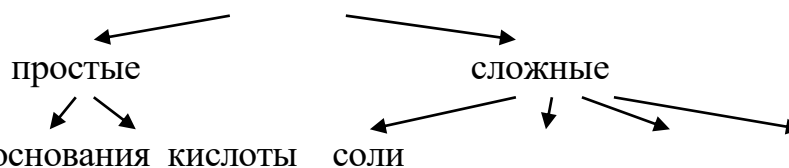
1. Что значит простые и сложные вещества?
2. Что такое оксиды? Какие типы оксидов вы знаете? Приведите примеры.
3. Что такое основания? Классификация оснований. Приведите примеры.
4. Что такое кислоты? Классификация кислот. Примеры.
5. Что такое реакция нейтрализации? Приведите пример.

6. Приведите пример амфотерных гидроксидов. Как они взаимодействуют с кислотами и щелочами?
7. Что такое соли? На какие типы делятся соли? Приведите примеры.
8. Что такое генетическая связь?

2. Содержание темы.

Генетические связи - это связи между разными классами, основанные на их взаимопревращениях.

Зная классы неорганических веществ, можно составить генетические ряды металлов и неметаллов. В основу этих рядов положен один и тот же элемент. вещества



неМеМеоксиды основания кислоты соли

Генетический ряд металлов

Me → основной оксид → основание → соль

Ca → CaO → Ca(OH)₂ → Ca₃(PO₄)₂

1. 2Ca + O₂ → 2 CaO

2. CaO + H₂O → Ca(OH)₂

3. 3Ca(OH)₂ + 2H₃PO₄ → Ca₃(PO₄)₂↓ + 6H₂O (ионное уравнение)

Генетический ряд неметаллов

неМе → кислотный оксид → кислота → соль

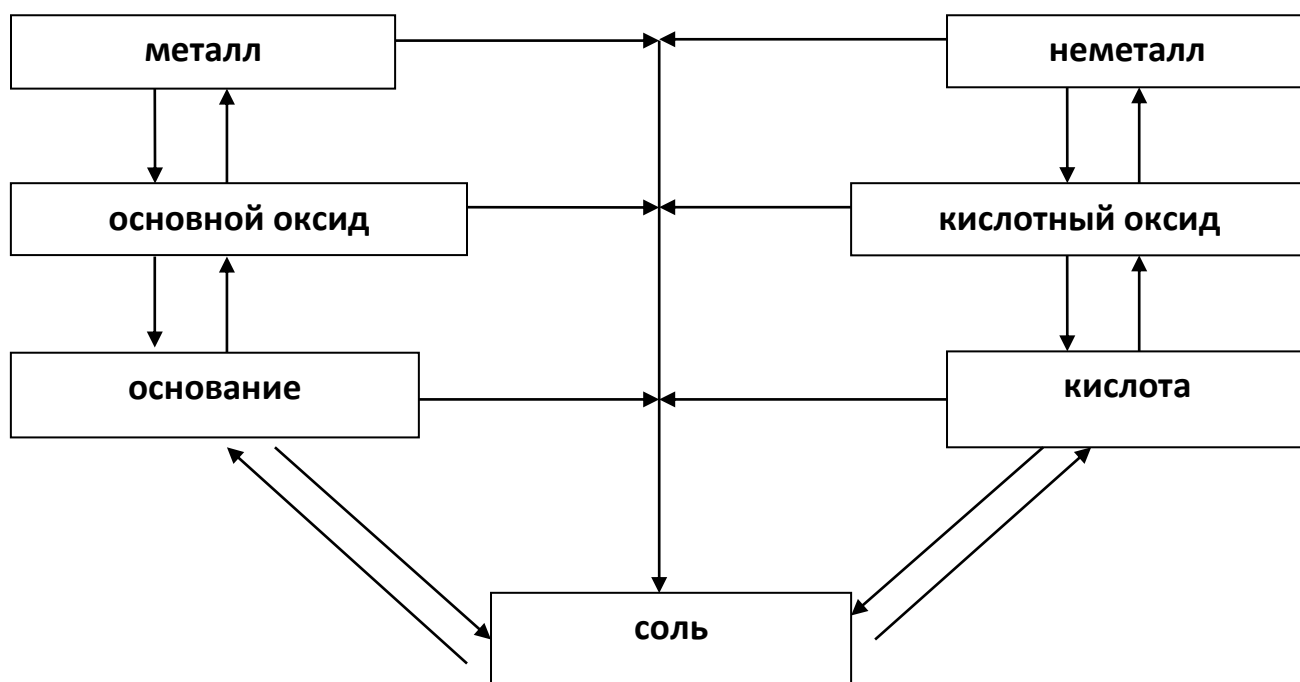
P → P₂O₅ → H₃PO₄ → Ca₃(PO₄)₂

1. 4P + 5O₂ → 2P₂O₅

2. P₂O₅ + H₂O → 2H₃PO₄

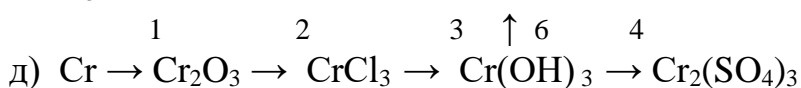
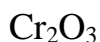
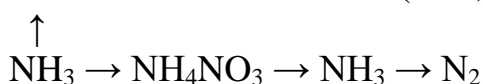
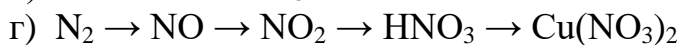
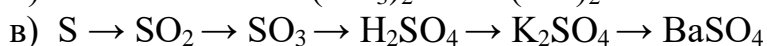
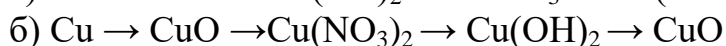
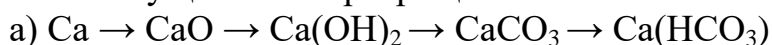
3. 2H₃PO₄ + 3 Ca(OH)₂ → Ca₃(PO₄)₂↓ + 6H₂O (ионное уравнение)

Связь между классами неорганических соединений, которая основана на получении веществ одного класса из веществ другого класса, называется *генетической связью*. Представленная ниже схема иллюстрирует эту связь:



3. Самостоятельная работа

1. Осуществите превращения:



Лабораторная работа

«Сравнение свойств неорганических и органических соединений»

Опыт 1 Образование солей взаимодействием органических и неорганических оснований с кислотами и опыты с ними.

В одной пробирке получите эмульсию анилина. (Смешайте 1—2 капли анилина с 1—2 мл воды.) В другой пробирке получите гидроксид меди(II). В обе пробирки добавляйте по каплям концентрированную соляную кислоту. Что наблюдаете? К образовавшимся растворам солей добавляйте по каплям концентрированный раствор щелочи. Что наблюдаете?

Запишите уравнения проделанных реакций и сделайте выводы.

Опыт 2 Получение сложных эфиров взаимодействием органических и неорганических кислот со спиртами

а) В пробирку налейте 2 мл изоамилового спирта, 2 мл концентрированной уксусной кислоты и 0,5—1 мл концентрированной серной кислоты. Смесь хорошо перемешайте и нагревайте (осторожно!) несколько минут на водяной бане (в стакане с горячей водой) до пожелтения жидкости (но не до кипения!).

Дайте смеси остыть, затем вылейте в пробирку с холодной водой или с насыщенным раствором поваренной соли: эфир соберется на поверхности. Отделите эфир с помощью делительной воронки. Какой ощущается запах?

б) В фарфоровую чашечку поместите несколько кристалликов борной кислоты, добавьте 1 мл этилового спирта. Хорошо перемешайте смесь стеклянной палочкой. Поднесите к ней зажженную лучинку. Образовавшийся сложный эфир — триэтилборат сгорает красивым зеленым пламенем. Запишите уравнения реакций, сделанных в опытах 2а и 2б, сделайте выводы.

Опыт 3 Амфотерность гидроксида цинка и аминокислоты

а) В две пробирки налейте по 1—2 мл раствора нитрата цинка и добавьте к нему 2—3 капли щелочи до образования осадка. В одну из пробирок прилейте соляной кислоты до растворения осадка, в другую — избыток раствора щелочи и наблюдайте растворение осадка.

б) Налейте в пробирку 2—3 мл раствора карбоната натрия и всыпьте в него щепотку глицина. Что наблюдаете? Какие свойства глицина проявляются в этой реакции? Поместите в пробирку немного кристалликов глицина, смочите их каплями концентрированной соляной кислоты, нагрейте. Что наблюдаете? Вылейте несколько капель образовавшегося раствора на стекло. Наблюдайте образование при охлаждении кристаллов соли глицина. Сравните форму этих кристаллов с формой кристаллов глицина. Запишите уравнения реакций и выводы.

Опыт 4 Сравнение свойств солей

а) В две пробирки налейте по 2 мл растворов нитрата и ацетата свинца. Затем прилейте в обе пробирки по 1 мл раствора иодида калия. Что наблюдаете?

б) В две пробирки налейте по 2 мл растворов сульфата меди(II) и соли анилина. Затем добавьте в обе пробирки несколько капель концентрированного раствора щелочи. Что наблюдаете? Запишите уравнения сделанных реакций и сделайте выводы.

4. Итоговый контроль знаний

Работа по дидактическим карточкам.

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 гл4§23, 263-270

Самостоятельная внеаудиторная работа

выполнение упражнений по генетической связи между классами неорганических и органических веществ.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 7

Тема «Окислительно-восстановительные реакции»

Значение темы:

Окислительно-восстановительные реакции чрезвычайно распространены. С ними связаны, например, процессы дыхания и обмена веществ, протекающие в живом организме, гниение и брожение, фотосинтез.

Окислительно-восстановительные процессы сопровождают круговороты веществ в природе. Их можно наблюдать при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов, при электролизе и выплавке металлов. С их помощью получают щелочи и кислоты, а так же многие другие ценные продукты. Окислительно-восстановительные реакции лежат в основе преобразования химической энергии в электрическую энергию в гальванических и топливных элементах.

Окислительно-восстановительные реакции широко применяются в качественном и количественном анализе в аналитической и фармацевтической химии, при проведении внутриаптечного контроля лекарственных средств. Так, в их используют для открытия катионов и анионов, дающих характерные реакции с окислителями и восстановителями, они лежат в основе ряда титриметрических методов анализа: перманганатометрия, иодометрия и др.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

Знать:

- Основные понятия и сущность окислительно-восстановительных реакций.
- Правила составления окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

уметь:

- Классифицировать реакции с точки зрения степени окисления.

- Определять и применять понятия: степень окисления, процессы окисления и восстановления, окислители и восстановители.
- Составлять электронный баланс для окислительно-восстановительных реакций и применять его для расстановки коэффициентов в молекулярном уравнении.

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК 3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК 4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК 8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

Проводится в виде фронтального опроса по вопросам:

1. Что такое окислительно-восстановительные реакции? Чем обусловлено изменение степеней окисления в ходе ОВР?
2. Как называется: а) процесс отдачи электронов; б) процесс присоединения электронов? Как изменяются степени окисления атомов в этих процессах?
3. Как называются частицы (атомы, молекулы, ионы), которые: а) отдают электроны; б) присоединяют электроны?
4. Какие вещества могут выступать в роли: а) только окислителей; б) только восстановителей?
5. Какие вещества могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность? Приведите примеры.
6. Как называется метод, который используется для составления уравнений ОВР?
7. Какое правило лежит в основе метода электронного баланса?

2. Содержание темы.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – химические реакции, сопровождающиеся переходом электронов от одного атома к

другому, что ведёт к изменению степени окисления атомов элементов, участвующих в реакции.

Восстановитель + Окислитель = Продукты реакции
 отдает электроны, принимает электроны,
 окисляется восстанавливается

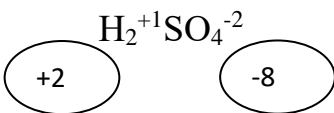
Алгоритм вычисления степени окисления (с. о.)

Степень окисления - это условная величина, которая показывает заряд того или иного элемента в соединении при условии, что все составляющие его частицы представляют собой ионы.

1. В молекулах простых веществ степень окисления атомов равна нулю.
2. У кислорода в соединениях степень окисления равна -2 ,
исключение: фторид кислорода OF_2 , где с.о. $+2$, пероксиды H_2O_2 , Na_2O_2 , где с.о. -1
3. У фтора во всех соединениях степень окисления равна -1
4. У водорода в соединениях степень окисления равна $+1$,
исключение: соединениях со щелочными и щелочноземельными металлами NaH , CaH_2 , где с. о. водорода равна -1 ;
5. Степень окисления металлов всегда положительная и численно равна валентности металла в соединении.

Степень окисления щелочных и щелочноземельных металлов в соединениях равна, соответственно, $+1$ и $+2$.

6. Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекуле равна нулю, а в ионе – заряду иона.

Последовательность действий	Примеры
1. Напишите формулу сложного вещества	H_2SO_4
2. Проставьте степени окисления у тех элементов, у которых она точно известна	С.о. водорода в соединении = $+1$, с.о. кислорода в соединении = -2 $H_2^{+1}SO_4^{-2}$
Определите степень окисления у серы. Для этого вычислите общее число «+» и «-» в молекуле	3. $H_2^{+1}SO_4^{-2}$  В молекуле 2 атома водорода, поэтому $+1 \cdot 2 = +2$ В молекуле 4 атома кислорода, поэтому $-2 \cdot 4 = -8$

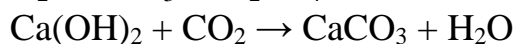
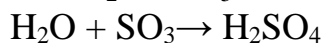
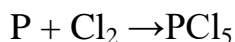
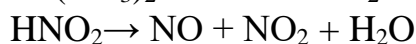
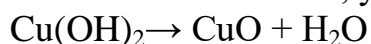
<p>4. Вычислите степень окисления серы. Для этого составьте уравнение, приняв с.о. серы за x.</p> <p>Помните: сумма с.о. в молекуле должна быть = 0</p>	<p>4.</p> $+2 + x + (-8) = 0$ $x = -2 + 8 = +6$ $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{+6}\text{O}_4^{-2}$
---	--

Алгоритм составления электронного баланса окислительно-восстановительных реакций

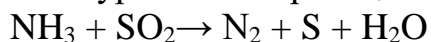
Последовательность действий	Примеры
1. Составьте схему химической реакции	$\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$
2. Определите и расставьте степени окисления всех элементов в левой и правой части уравнения	$\text{K}^{+1}\text{Cl}^{+5}\text{O}_3^{-2} \rightarrow \text{K}^{+1}\text{Cl}^{-1} + \text{O}_2^0$
3. Подчеркните символы тех элементов, у которых изменились степени окисления	$\text{K}^{+1}\underline{\text{Cl}^{+5}}\underline{\text{O}_3^{-2}} \rightarrow \text{K}^{+1}\underline{\text{Cl}^{-1}} + \underline{\text{O}_2^0}$
4. Составьте схему электронного баланса, указав переход электронов у тех элементов, изменивших с.о.	$\text{Cl}^{+5} + 5 e^- \rightarrow \text{Cl}^{-1}$ $2\text{O}^{-2} - 4e^- \rightarrow \text{O}_2^0$ <p>Учтите, что кислород – двухатомная молекула, поэтому сначала необходимо уравнивать числа атомов в левой и правой части</p>
5. Проведите вертикальную черту и вынесите число принятых и отданных электронов.	$\text{Cl}^{+5} + 6 e^- \rightarrow \text{Cl}^{-1} \quad \quad 6$ $2\text{O}^{-2} - 4e^- \rightarrow \text{O}_2^0 \quad \quad 4$
6. Проведите вертикальную черту и найдите наименьшее общее кратное (НОК) для вынесенных чисел.	$\text{Cl}^{+5} + 5 e^- \rightarrow \text{Cl}^{-1} \quad \quad 6 \quad $ $\phantom{\text{Cl}^{+5} + 5 e^- \rightarrow \text{Cl}^{-1}} \quad \quad 12 \quad $ $2\text{O}^{-2} - 4e^- \rightarrow \text{O}_2^0 \quad \quad 4 \quad $
7. Разделите НОК на число принятых и отданных электронов. Полученные числа будут основные коэффициенты, стоящие перед формулами в уравнении.	$\text{Cl}^{+5} + 5 e^- \rightarrow \text{Cl}^{-1} \quad \quad 6 \quad \quad \quad 2$ $\phantom{\text{Cl}^{+5} + 5 e^- \rightarrow \text{Cl}^{-1}} \quad \quad 12 \quad \quad $ $2\text{O}^{-2} - 4e^- \rightarrow \text{O}_2^0 \quad \quad 4 \quad \quad \quad 3 \quad $
8. Укажите справа от найденных чисел процессы - <u>о</u> кисления (<u>о</u> тдал) и <u>в</u> осстановления (<u>в</u> зял)	$\text{Cl}^{+5} + 5 e^- \rightarrow \text{Cl}^{-1} \quad \quad 6 \quad \quad \quad 2 \text{ восстан-е}$ $\phantom{\text{Cl}^{+5} + 5 e^- \rightarrow \text{Cl}^{-1}} \quad \quad 12 \quad \quad $ $2\text{O}^{-2} - 4e^- \rightarrow \text{O}_2^0 \quad \quad 4 \quad \quad \quad 3 \text{ окисление}$
9. Поставьте коэффициенты в уравнение реакции.	$2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$

3. Самостоятельная работа

1. Выбрать из предложенных реакций ОВР, расставить степени окисления всех элементов, указать окислитель и восстановитель:



2. Расставить коэффициенты методом электронного баланса в следующих уравнениях реакций:



4. Итоговый контроль знаний

Работа по дидактическим карточкам.

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 гл 3, §11, с 100-116

Самостоятельная внеаудиторная работа выполнение упражнений по теме.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №8

Тема «Выполнение упражнений по теме «Окислительно-восстановительные реакции. Метод электронного баланса»»

Значение темы:

Окислительно-восстановительные реакции чрезвычайно распространены. С ними связаны, например, процессы дыхания и обмена веществ, протекающие в живом организме, гниение и брожение, фотосинтез.

Окислительно-восстановительные процессы сопровождают круговороты веществ в природе. Их можно наблюдать при сгорании топлива, в процессах коррозии металлов, при электролизе и выплавке металлов. С их помощью получают щелочи и кислоты, а так же многие другие ценные продукты. Окислительно-восстановительные реакции лежат в основе преобразования химической энергии в электрическую энергию в гальванических и топливных элементах.

Окислительно-восстановительные реакции широко применяются в качественном и количественном анализе в аналитической и фармацевтической химии, при проведении внутриаптечного контроля лекарственных средств.

Так, в их используют для открытия катионов и анионов, дающих характерные реакции с окислителями и восстановителями, они лежат в основе ряда титриметрических методов анализа: перманганатометрия, иодометрия и др.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Основные понятия и сущность окислительно-восстановительных реакций,
- Правила составления окислительно-восстановительных реакций методом электронного баланса.

уметь:

- Классифицировать реакции с точки зрения степени окисления,
- Определять и применять понятия: степень окисления, процессы окисления и восстановления, окислители и восстановители.
- Составлять электронный баланс для окислительно-восстановительных реакций и применять его для расстановки коэффициентов в молекулярном уравнении.

овладеть ОК

ОК 1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК 3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

тестирование

2. Содержание темы.

Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) – химические реакции, сопровождающиеся переходом электронов от одного атома к другому, что

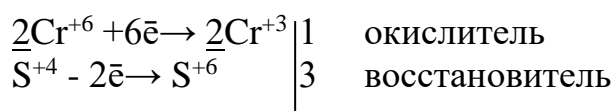
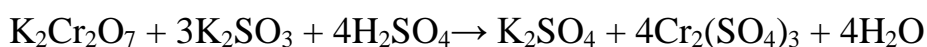
ведёт к изменению степени окисления атомов элементов, участвующих в реакции.

Восстановитель + Окислитель = Продукты реакции
 отдает электроны, принимает электроны,
 окисляется восстанавливается

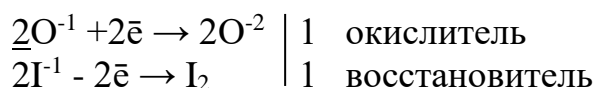
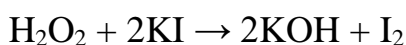
Особые случаи составления электронного баланса

Как известно, в электронном балансе учитываются индексы из формул простых веществ. В особых случаях в электронный баланс переносятся индексы из сложных веществ в виде коэффициентов.

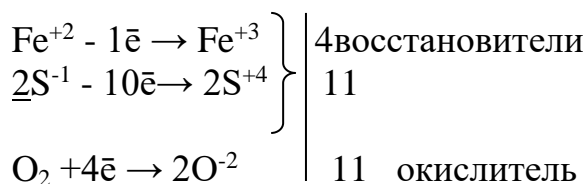
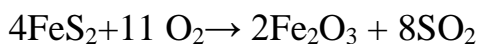
1. Если у элемента, являющегося окислителем или восстановителем, в левой и правой части уравнения одинаковые индексы:



2. Если в сложном веществе атомы одного элемента соединены между собой непосредственно, например: H_2O_2 .

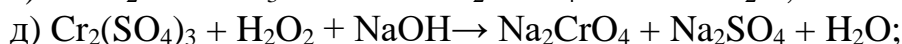
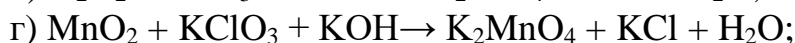
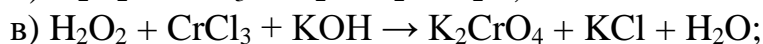
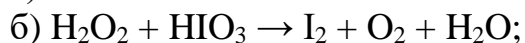


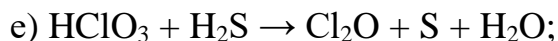
3. Если в уравнении два восстановителя или два окислителя входят в состав одного соединения, то индексы из этого соединения переносятся в баланс:



3. Самостоятельная работа

Расставить коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях методом электронного баланса:





4. Итоговый контроль знаний

Работа по дидактическим карточкам.

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 гл 3, §11, с 100-116

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №9

Тема «Скорость химических реакций. Химическое равновесие»

Значение темы:

Как и всякие другие процессы, химические реакции протекают во времени и поэтому характеризуются той или иной скоростью. Наука, которая занимается изучением закономерностей протекания химических реакций во времени, называется *химическая кинетика*. Знание факторов, влияющих на скорость химической реакции, позволяет увеличить или уменьшить скорость той или иной реакции. Очень многие химические процессы являются обратимыми, для смещения химического равновесия используют принцип Ле-Шателье.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Понятие о скорости химической реакции.
- Скорость гомогенной и гетерогенной реакции.
- Факторы, влияющие на скорость реакции.
- Понятие о химическом равновесии.
- Факторы, влияющие на смещение равновесия.
- Принцип Ле-Шателье.

уметь:

- Объяснять зависимость скорости химических реакций от природы реагирующих веществ, концентрации, температуры, поверхности реагирующих веществ, катализатора.
- Решать задачи на химическую кинетику.
- Применять принцип Ле-Шателье для объяснения смещения химического равновесия.

овладеть ОК

ОК 1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК 3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК6. Работать в коллективе и команде, эффективно общаться с коллегами, руководством, потребителями.

ОК11. Быть готовым брать на себя нравственные обязательства по отношению к природе, обществу и человеку.

ОК 12. Оказывать первую медицинскую помощь при неотложных состояниях.

ОК 13. Организовывать рабочее место с соблюдением требований охраны труда, производственной санитарии, инфекционной и противопожарной безопасности.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

Фронтальная беседа по вопросам:

Скорость химических реакций

1. Какие реакции называются: а) гомогенными, б) гетерогенными? Приведите примеры.
2. Что называется скоростью гомогенной реакции?
3. Что называется скоростью гетерогенной реакции?
4. От каких факторов зависит скорость любой химической реакции? Какие дополнительные факторы влияют на скорость гетерогенной реакции?
5. Для чего необходима энергия активации? Какие молекулы называются активными?
6. Как формулируется правило Вант-Гоффа?
7. Как формулируется закон действующих масс?
8. Что такое катализаторы?
9. Что такое ферменты? Чем они отличаются от неорганических катализаторов?

Химическое равновесие

1. Какие реакции называются необратимыми? Приведите примеры.
2. Какие реакции называются обратимыми? Приведите примеры.
3. Что называется химическим равновесием?
4. Как формулируется принцип подвижного равновесия Ле-Шателье?
5. Как влияет температура на состояние химического равновесия?
6. Как влияет давление на состояние химического равновесия?
7. Как влияет изменение концентрации реагирующих веществ на состояние химического равновесия?

2. Содержание темы.

Химические реакции - процессы, в результате которых из одних веществ образуются другие, отличающиеся по составу и (или) строению.

Классификация химических реакций многопланова, т.е. в её основу могут быть положены различные признаки.

v гомогенной реакции определяется изменением количества вещества в единицу в единице объёма:

$$v = \Delta n / \Delta t \cdot V$$

v гетерогенной реакции определяется изменением количества вещества в единицу времени на единице поверхности соприкосновения веществ.

$$v = \Delta n / \Delta t \cdot S$$

Факторы, влияющие на v (количество соударений частиц и их эффективность).

1) **Природа реагирующих веществ:** их состав, строение \Rightarrow энергия активации

▪ чем меньше $E_{акт}$, тем больше v ;

2) **Температура:** при $\uparrow t$ на каждые 10^0 C, $v \uparrow$ в 2-4 раза (правило Вант-Гоффа).

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\Delta t/10}$$

При $\uparrow t$, \uparrow количество активных частиц (с $E_{акт}$) и их активных соударений.

3) **Концентрация:** чем больше, тем чаще происходят соударения и $v \uparrow$. При постоянной температуре для реакции $mA + nB = C$ по закону действующих масс:

$$v = k \cdot C_A^m \cdot C_B^n$$

где k – константа скорости;

C – концентрация (моль/л)

4) **Катализаторы** – вещества, которые изменяют механизм реакции, уменьшают $E_{акт} \Rightarrow v \uparrow$.

Состояние обратимой реакции, при котором $v^{\rightarrow} = v^{\leftarrow}$ называется химическим равновесием.

Если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать внешнее воздействие (изменить t , p , C), то равновесие сместится в ту сторону, которая ослабит это воздействие.

Равновесие смещается:

1) при $\uparrow C_{реак} \rightarrow$,

при $\uparrow C_{прод} \leftarrow$;

2) при $\uparrow p$ (для газов) - в сторону уменьшения объёма,

при $\downarrow p$ – в сторону увеличения V ;
если реакция протекает без изменения числа молекул газообразных веществ, то давление не влияет на равновесие в данной системе.

3) при $\uparrow t$ – в сторону эндотермической реакции ($- Q$),

при $\downarrow t$ – в сторону экзотермической реакции ($+ Q$).

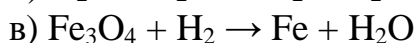
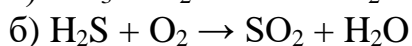
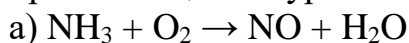
Катализатор не смещает равновесие, но ускоряет его достижение.

3. Самостоятельная работа

Комментированное выполнение упражнений у доски.

1. Определите скорость химической реакции $A + B = AB$, если начальная концентрация вещества A была равна 1 моль/л, а через 4 секунды концентрация этого вещества стала равна 0,6 моль/л. (Ответ: 0,1 моль/л · с)

2. Как зависит скорость химической реакции от концентрации реагирующих веществ? Напишите математические выражения для скоростей реакции, протекающих по уравнениям:



3. Определите, как изменится скорость реакции: $SO_2 + O_2 \rightarrow SO_3$,

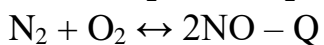
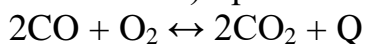
а) при увеличении концентрации исходных веществ в 3 раза

б) при уменьшении концентрации исходных веществ в 2 раза (Ответ: а) \uparrow в 27 раз; б) \downarrow в 8 раз)

4. Рассчитайте, как изменится скорость реакции, температурный коэффициент которой равен 2, при а) повышении температуры на $30^\circ C$, б) понижении температуры от $70^\circ C$ до $20^\circ C$. (Ответ: а) \uparrow в 8 раз; б) \downarrow в 32 раза)

5. На сколько градусов нужно понизить температуру для уменьшения скорости реакции в 27 раз, если её температурный коэффициент равен 3? (Ответ: на $30^\circ C$)

6. В каком направлении сместится химическое равновесие в следующих системах: а) при понижении температуры, б) при повышении давления

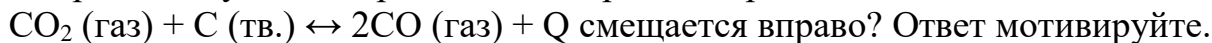


7. В какую сторону смещается равновесие обратимой реакции



а) уменьшить концентрацию паров воды, б) увеличить давление в системе?

8. При каких условиях равновесие обратимой реакции



4. Итоговый контроль знаний тестирование

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 гл 3, § 13,14, с 126-141

Самостоятельная внеаудиторная работа выполнение упражнений по теме, решениезада

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №10

Тема «Теория электролитической диссоциации. Водородный показатель»

Значение темы:

Растворы широко применяются в различных сферах деятельности человека. Они имеют большое значение для живых организмов. Сложные физико-химические процессы в организмах человека, животных и растений протекают в растворах.

В различных производственных и биологических процессах большую роль играют растворы электролитов. Свойства этих растворов объясняет теория электролитической диссоциации. Знание ТЭД является основой для изучения свойств неорганических соединений, для глубокого понимания механизмов химических реакций в растворах электролитов.

Используемая для характеристики среды раствора электролита величина рН имеет большое значение в химических и биологических процессах. Поэтому определение рН очень важно в технике, сельском хозяйстве, медицине. Изменение рН крови или желудочного сока является медицинским тестом в медицине. Отклонение рН от нормы даже на 0,01 единицы свидетельствует о патологических процессах в организме. Постоянство концентраций ионов водорода H^+ является одной из важных констант внутренней среды живых организмов.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Основные положения теории электролитической диссоциации.
- Кислоты, основания и соли с точки зрения ТЭД.
- Условия течения реакций ионного обмена до конца.
- Водородный показатель.

уметь:

- Определять среду раствора кислотно-основными индикаторами.
- Писать уравнения диссоциации кислот, оснований и солей.
- Определять реакции ионного обмена, идущие до конца, составлять уравнения реакций в молекулярном и ионном виде.
- Решать задачи на определение рН раствора по известной концентрации ионов водорода (и наоборот).

овладеть ОК

ОК 1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК 3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК 4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК 8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

Фронтальная беседа по вопросам

1. Какие вещества называются электролитами, а какие – неэлектролитами?

Приведите примеры.

2. Что называется электролитической диссоциацией, или ионизацией?

3. Что такое ионы? Какие ионы называются катионами, а какие – анионами?

Приведите примеры катионов и анионов.

4. Какова главная причина электролитической диссоциации в водных растворах?

5. Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей. Приведите примеры.

6. Что называется степенью диссоциации? От чего она зависит?

7. Какие электролиты называются сильными, а какие – слабыми? Приведите примеры сильных и слабых электролитов.

8. Какие типы сред водных растворов вы знаете? С помощью каких веществ можно определить характер среды раствора?

9. Что называется водородным показателем? По какой формуле можно рассчитать водородный показатель?

2. Содержание темы.

Сильные и слабые электролиты

Степень электролитической диссоциации	Основания	Кислоты	Соли
Сильные $\alpha > 30\%$	Гидроксиды щелочных и щелочно-земельных металлов LiOH, KOH, NaOH, RbOH, CsOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂ , Sr(OH) ₂	HCl, H ₂ SO ₄ , HNO ₃ , HIO ₃ , HI, HBr, HClO ₄ , HBrO ₃ , HClO ₃	Все растворимые соли: хлориды, бромиды, йодиды, сульфаты, сульфиты, сульфиды щелочных металлов и аммония, нитраты всех металлов.
Электролиты средней силы		H ₃ PO ₄ , H ₂ SO ₃	
Слабые $\alpha < 3\%$	NH ₄ OH и все труднорастворимые гидроксиды: Zn(OH) ₂ , Cu(OH) ₂ , Cr(OH) ₃ , Fe(OH) ₂ , Mn(OH) ₂ , Fe(OH) ₃ , Ni(OH) ₂ , Sn(OH) ₂ , Al(OH) ₃ , Co(OH) ₂ , Pb(OH) ₂	H ₂ CO ₃ , H ₂ S, HCN, HClO, HClO ₂ , H ₃ BO ₃ , H ₃ PO ₃ , H ₂ SiO ₃ , H ₃ AsO ₄ , H ₂ SnO ₄	

Алгоритм составления ионных уравнений

Реакции, протекающие между ионами, называются **ионными реакциями**.

Условия течения реакций обмена между сильными электролитами в водных растворах до конца:

- 1) образование малорастворимых веществ (осадки), ↓
- 2) образование газообразных или летучих веществ, ↑

Последовательность действий	Примеры
1. Напишите уравнение реакции в	

молекулярном виде. Стрелкамикажите выпадение осадка (↓) или выделение газа (↑)	$\text{AgNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$
2. Напишите ионы диссоциирующих веществ, указав их число и заряды. Помните, что диссоциации не подвергаются <ul style="list-style-type: none"> • осадки, • газообразные вещества • вода • оксиды 	$\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ - это полное ионное уравнение
3. Подчеркните одинаковые ионы в левой и правой части уравнения	$\text{Ag}^+ + \underline{\text{NO}_3^-} + \underline{\text{H}^+} + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}\downarrow + \underline{\text{H}^+} + \underline{\text{NO}_3^-}$
4. Запишите сокращенное уравнение реакции (без участия подчеркнутых ионов).	$\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}\downarrow$ - это сокращенное ионное уравнение

3) образование малодиссоциирующих веществ, например, H_2O

3. Самостоятельная работа

- Определите какие из указанных веществ являются сильными и слабыми электролитами: а) CaCO_3 , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, H_2CO_3 , CuSO_4 , H_2SO_4 , $\text{Cu}(\text{OH})_2$; б) Na_2S , NaOH , H_2S , $\text{Zn}(\text{OH})_2$, HNO_3 .
- Составьте уравнения электролитической диссоциации для следующих электролитов: H_2CO_3 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, CuSO_4 , Na_2HPO_4 , PbOHNO_3 . Какие из этих электролитов образуют катионы водорода?
- Даны электролиты: $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$, $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$, Na_3PO_4 , Li_2S , H_2SO_3 . Составьте уравнения электролитической диссоциации для этих веществ. Какие из этих электролитов образуют в растворе гидроксид-ионы?
- Напишите полные и сокращенные ионные уравнения следующих реакций:
 - $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{K}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CaCO}_3 + \text{KNO}_3$;
 - $\text{CuCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{KCl}$;
 - $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2 + (\text{NH}_4)_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{BaSO}_4 + \text{NH}_4\text{NO}_3$;
 - $\text{CaCO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4$;
 - $\text{AgNO}_3 + \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{AgCl} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3$;
 - $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} \rightarrow \text{NH}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{CuSO}_4 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} + \text{Na}_2\text{SO}_4$;
 - $\text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

5. Напишите молекулярные и ионные уравнения реакций между:

- а) гидроксидом кальция и азотной кислотой;
- б) сульфатом меди и гидроксидом лития;
- в) хлоридом аммония и гидроксидом натрия;
- г) хлоридом меди и гидроксидом калия;
- д) сульфатом железа (II) и гидроксидом лития;
- е) карбонатом натрия и серной кислотой.

4. Итоговый контроль знаний

Работа по дидактическим карточкам.

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 гл 3, § 15, с 148-157

Самостоятельная внеаудиторная работа выполнение упражнений по теме.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №11

Тема «Гидролиз солей»

Значение темы:

Как известно, присутствие в растворе кислот и оснований можно обнаружить с помощью индикаторов. Например, лакмус в растворе краснеет, а в растворе основания – синееет. Изменение окраски индикатора вызвано присутствием в растворе кислоты ионов H^+ , а в растворе основания – ионов OH^- . Казалось бы, в растворах солей, при диссоциации которых не образуется ни ионов H^+ , ни ионов OH^- , окраска индикаторов меняться не должна. Однако водные растворы солей имеют разные значения рН и показывают различную реакцию среды – нейтральную, кислую, щелочную.

Если прибавить лакмус к растворам хлорида натрия, хлорида магния и карбоната натрия, окажется, что в растворе магния лакмус краснеет, в растворе карбоната натрия синееет, и только в растворе хлорида натрия не изменяет окраски. Следовательно, в растворе хлорида магния образуются ионы H^+ , а в растворекарбоната натрия - ионы OH^- . Это объясняется тем, что в водных растворах соли подвергаются гидролизу.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Гидролиз солей различных типов.
- Возможность и характер протекания гидролиза соли.
- Реакция среды в растворах солей.

уметь:

- Определять возможность и характер протекания гидролиза соли, Предсказывать и определять реакцию среды в растворах солей.
- Составлять полные сокращенные ионные уравнения гидролиза солей.

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК 2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК 8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

Фронтальная беседа по вопросам:

1. Что такое гидролиз солей?
2. Типы солей и по составу. Приведите примеры.
3. Какие соли не гидролизуются? Приведите примеры.
4. Какие соли гидролизуются по катиону? Приведите примеры.
5. Какие соли гидролизуются по аниону? Приведите примеры.
6. Какие соли подвергаются гидролизу и по катиону, и по аниону? Приведите примеры.
7. Какие соли не гидролизуются? Почему?

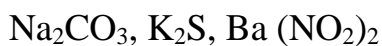
2. Содержание темы.

Гидролиз – одно из важнейших химических свойств солей. Слов «гидролиз» означает разложение водой («гидро» - вода, «лизис» - разложение).

Гидролизом соли называется взаимодействие ионов соли с водой, в результате которого образуются слабые электролиты.

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия основания и кислоты. В зависимости от силы исходного основания и исходной кислоты соли можно разделить на 4 типа:

1. Соль, образованная сильным основанием и сильной кислотой
 NaCl , Li_2SO_4 , KI
2. Соль, образованная сильным основанием и слабой кислотой



3. Соль, образованная слабым основанием и сильной кислотой
 $\text{CuCl}_2, \text{FeSO}_4, \text{Al}(\text{NO}_3)_3$

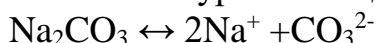
4. Соль, образованная слабым основанием и слабой кислотой.
 $(\text{NH}_4)_2\text{S}, \text{Pb}(\text{NO}_2)_2$

Гидролизу подвергаются:

- растворимые соли, в состав которых входит хотя бы один слабый ион. Т.е. это соли типа 2-4. Это обратимый гидролиз;
- соли, напротив которых в таблице растворимости стоит прочерк, подвергаются необратимому гидролизу.

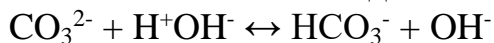
При составлении уравнений обратимого гидролиза следует придерживаться следующего алгоритма:

1. Записать уравнение диссоциации соли:



2. Выбрать слабый ион. (CO_3^{2-})

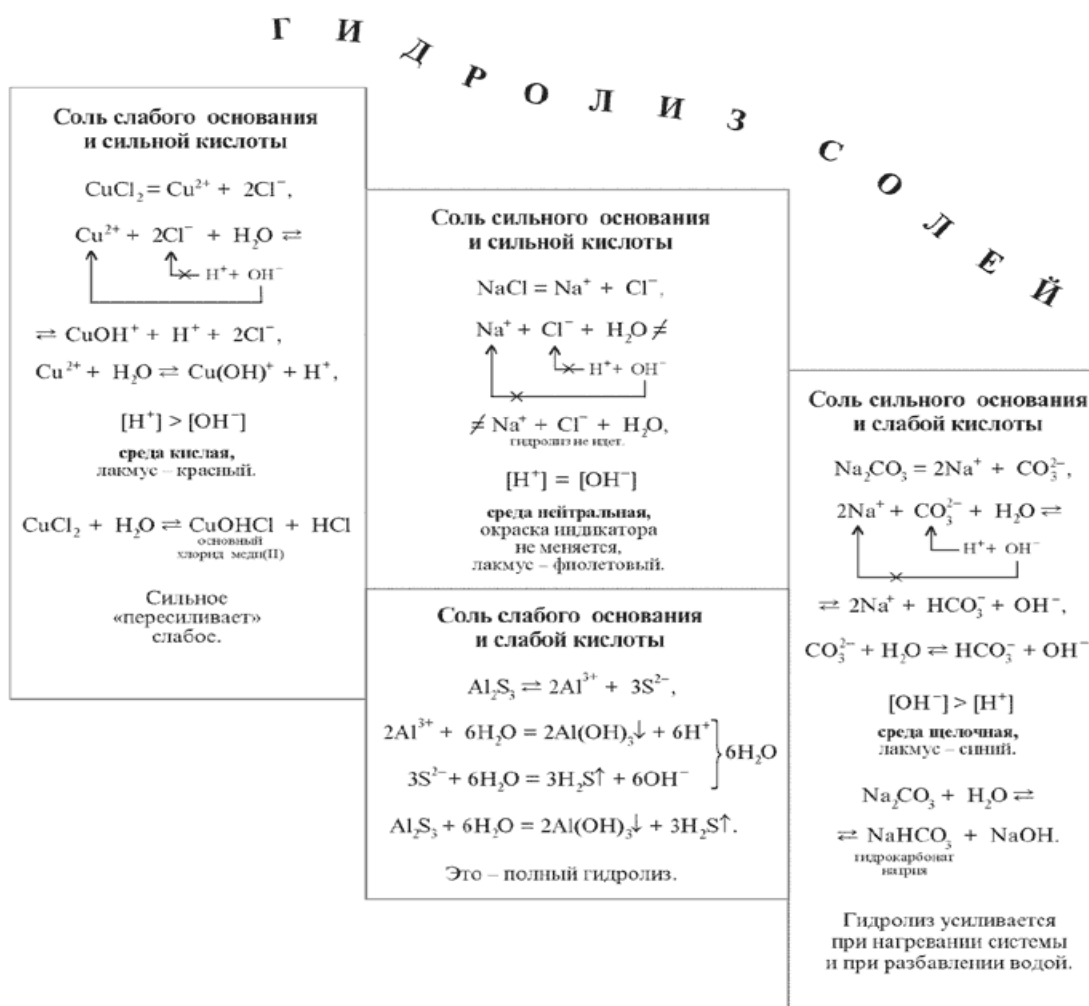
3. Записать его взаимодействие с водой:



4. Определить среду раствора:

OH^- - среда щелочная, $\text{pH} > 7$, H^+ - среда кислая, $\text{pH} < 7$.

Схема



3. Самостоятельная работа

1. В какой цвет будет окрашен лакмус в водных растворах солей: силикат натрия, хлорид аммония, сульфид калия, нитрат натрия, хлорид железа (III), сульфат натрия. Напишите уравнения реакций гидролиза в ионной и молекулярной форме.
2. Допишите краткие ионные уравнения реакций гидролиза:
 - а. $\text{Cr}^{3+} + \text{НОН} \leftrightarrow \dots + \dots$
 - б. $\text{SO}_3^{2-} + \text{НОН} \leftrightarrow \dots + \dots$
 - в. $\text{Pb}^{2+} + \text{НОН} \leftrightarrow \dots + \dots$

Составьте соответствующие им молекулярные уравнения (для первой стадии гидролиза). Какова среда раствора в каждом случае?

Ситуационные задачи по теме «Гидролиз солей»

1. Как изменится цвет универсального индикатора в растворах солей хлорида алюминия и карбоната калия? О чём свидетельствует изменение цвета индикатора? Напишите молекулярное и ионное уравнение гидролиза.
2. Почему при смешивании растворов сульфата меди и карбоната натрия образуется голубой осадок? Составьте уравнения реакции с учётом гидролиза, образовавшейся соли.

4. Итоговый контроль знаний

Работа по дидактическим карточкам.

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 гл 3, §11, с 100-116

Самостоятельная внеаудиторная работа

работа с обучающей компьютерной программой "Гидролиз солей", выполнение упражнений по теме.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №12

Тема «Дисперсные системы»

Значение темы:

Даже первое знакомство с дисперсными системами и растворами показывает, насколько они важны в повседневной жизни, природе и жизнедеятельности живых организмов. К дисперсным системам относятся молоко, лимфа, взвешенный в воде речной и морской ил, живая взвесь микроскопических живых организмов в воде – планктон, туман и грозовые тучи.

Для химии наибольшее значение имеют дисперсные системы, в которых средой является вода и жидкие растворы.

Сложные процессы жизнедеятельности, происходящие в организмах человека и животных, также протекают в растворах. Коллоидные растворы, или золи - это большинство жидкостей живой клетки (цитоплазма, ядерный сок – кариоплазма, содержимое органоидов и вакуолей) и живого организма в целом (кровь, лимфа, тканевая жидкость, пищеварительные соки, гуморальные жидкости и т.д.). Такие системы образуют клеи, крахмал, белки, некоторые полимеры.

Знания о коллоидных и буферных растворах необходимы для понимания биохимических процессов, протекающих в живых организмах, исследованиях биологических жидкостей организма.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Понятие о дисперсных системах.
- Классификация дисперсных систем в зависимости от агрегатного состояния дисперсионной среды и дисперсной фазы, а также по размеру их частиц. Грубодисперсные системы: эмульсии и суспензии.
- Тонкодисперсные системы: коллоидные (золи и гели) и истинные (молекулярные, молекулярно-ионные и ионные).
- Эффект Тиндаля.
- Коагуляция в коллоидных растворах.
- Синерезис в гелях.
- Значение дисперсных систем в живой и неживой природе и практической жизни человека.

уметь:

- Классифицировать дисперсные системы.
- Объяснять явления коагуляции, синерезиса.

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК 8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

ОК 9. Ориентироваться в условиях смены технологий в профессиональной деятельности.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

Проводится в виде беседы по вопросам:

1. Как классифицируются дисперсные системы по степени дисперсности (величине частиц дисперсной фазы)?
2. Что такое коагуляция? Назовите причины вызывающие коагуляцию коллоидных растворов.
3. Какие методы получения коллоидных растворов вы знаете?
4. Чем коллоидные растворы отличаются от истинных растворов?

2. Содержание темы.

Коллоидные системы – это такие системы, в которых размер частиц фазы от 100 до 1 нм. Эти частицы не видны не вооруженным глазом, и дисперсная фаза и дисперсионная среда в таких системах разделяются с трудом.

Классификация коллоидных систем

-коллоидные растворы (золи)

коллоидный раствор, жидкий при комнатной температуре и содержащий воду в качестве дисперсионной среды и твердое вещество – дисперсной фазы.

- гели (студни)

Гели - большое количество полимерных гелей, столь хорошо известные вам кондитерские, косметические и медицинские гели (желатин, желе, холодец, мармелад, торт «Птичье молоко») и, конечно же, бесконечное множество

Коллоидные растворы (золи) - это большинство жидкостей живой клетки (цитоплазма, ядерный сок – кариоплазма, содержимое органоидов и вакуолей) и живого организма в целом (кровь, лимфа, тканевая жидкость, пищеварительные

Свойства коллоидных растворов

- микрогетерогенные системы,
 - прозрачны в проходящем свете,
 - частицы дисперсной фазы отражают свет от своей поверхности, и наблюдатель видит в сосуде с коллоидным раствором светящийся конус (*эффект Тиндаля*)
 - обладают осмотическим давлением,
 - проходят через обычные фильтры, задерживаются ультрафильтрами.
- коагуляция– явление слипания коллоидных частиц и выпадение их в осадок при добавлении электролита, нагревании или изменении кислотно-щелочной среды.

Эффект Тиндаля

- образование светящегося конуса при пропускании света через коллоидный раствор

Методы получения коллоидных растворов

- раздробление или диспергирование крупных частиц на более мелкие;
- агрегация молекул и ионов в более крупные – мицеллы; это

3. Самостоятельная работа

1. Выберите из предложенного списка дисперсные системы и охарактеризуйте их по степени дисперсности и по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды: раствор поваренной соли, молоко, туман, спиртовой раствор йода, кровь, пищеварительные соки, желатин, мази, физиологический раствор, клейстер, взвешенный в воде речной ил, цитоплазма клетки, столовый уксус.

Лабораторная работа

«Получение эмульсии растительного масла»

Отвесить 4-5 г буры и растворить ее при нагревании в 95 мл дистиллированной воды. Полученный раствор налить в мерный цилиндр с притертой пробкой, добавить 2-3 мл подсолнечного масла и сильно взбалтывать. Получится устойчивая эмульсия. 10 мл эмульсии из цилиндра перелить в пробирку и определить время расслоения.

«Получение коллоидного раствора хлорида железа (III)»

Цель: практически изучить способы получения коллоидных растворов и их свойства.

Оборудование и реактивы: вода, 2% раствор хлорида железа (III), раствор хлорида натрия, силиката натрия, соляной кислоты, белка, фенола.

Пробирки, химические стаканы, стеклянная палочка, водяная баня.

Ход работы

1. В стакан с кипящей водой добавить 5-10 мл. раствора хлорида железа (III). Получается коллоид гидроксида железа (III). Запишите уравнение реакции, определите метод получения коллоидного раствора.
2. К раствору силиката натрия прилейте по каплям соляную кислоту. Что наблюдаете? Запишите уравнение реакции.
3. В раствор белка прилейте фенол (в одну пробирку) и раствор хлорида натрия (в другую). Что наблюдаете? В обе пробирки прилейте дистиллированной воды. Каков характер коагуляции в обоих случаях?

Решите ситуационную задачу:

При повреждении кожи (ранке) наблюдается свертывание крови – коагуляция золя. В чем сущность этого процесса? Почему это явление выполняет защитную функцию для организма? Как называют болезнь, при которой свертывание крови затруднено или не наблюдается?

4. Итоговый контроль знаний

Решение дидактических карточек

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 сгл 2, § 6,7,9, гл 2, § 8, с 65-72

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 13

Тема «Способы выражения концентрации растворов»

Значение темы:

Растворы имеют большое значение для живых организмов. Сложные физико – химические процессы в организме человека, животных и растений протекают в растворах. Растворами являются важнейшие физиологические жидкости: плазма крови, лимфа, желудочный сок и др.

Многие лекарственные препараты применяются в виде жидких лекарственных форм, например, физиологический раствор (0,9% р-р NaCl),

который по составу соответствуют плазме крови и его вводят в кровь при некоторых заболеваниях. В медицине широко применяется 5%-ный спиртовой раствор йода для обработки ран, ссадин, операционного поля. При некоторых аллергических заболеваниях взрослым назначают раствор с массовой долей хлорида кальция CaCl_2 10%.

Знания о свойствах растворов, способах выражения концентрации растворов необходимы для освоения профессии фармацевта. Фармацевт должен уметь изготавливать лекарственные формы по рецептам и требованиям учреждений здравоохранения, в т.ч. и жидкие лекарственные формы. Для этого необходимо уметь произвести нужные расчеты, знать способы приготовления растворов с различными видами концентрации.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Способы выражения концентрации растворов.
- Массовая доля растворенного вещества в растворе (процентная концентрация).
- Молярная концентрация.
- Нормальная концентрация (молярная концентрация эквивалента).
- Титр.

уметь:

- Решать задачи с использованием понятия массовая доля растворенного вещества в растворе.
- Решать задачи на действия над растворами (разбавление, концентрирование, смешивание).
- Пользоваться справочными таблицами плотности растворов некоторых кислот и щелочей.
- Решать задачи на приготовление растворов точной концентрации.
- Вычислять эквивалент (молярная масса эквивалента) кислот, оснований и солей.

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

ОК9. Ориентироваться в условиях смены технологий в профессиональной деятельности.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний (мини-лекция с элементами беседы)

Что такое растворы?

Растворы - гомогенные системы, состоящие из растворителя, растворенного вещества и продуктов их взаимодействия.

Растворение – процесс измельчения (диспергирования) вещества до структурных единиц (ионов, молекул, атомов) под действием растворителя.

Размеры частиц растворенного вещества должны быть не более 1 нм.

Способность вещества разрушаться до структурных единиц под действием растворителя называется **растворимостью**.

Растворимость зависит от:

- природы растворяемого вещества;
- природы растворителя;
- температуры;
- давления (для газов).

Как можно разделить вещества по их растворимости?

По растворимости вещества делятся на

- хорошо растворимые (более 1 г. в 100 г. растворителя)
- мало растворимые (0,01-1 г. на 100 г.)
- практически нерастворимые (менее 0,01 г. на 100г.растворителя)

Приведите примеры таких веществ.

При работе с растворами необходимо знать их количественный состав. Количественный состав растворов выражается различными способами. Мы изучим два способа: массовая доля растворенного вещества и молярная концентрация (молярность)

Массовой долей растворенного вещества называется отношение массы растворенного вещества к массе раствора.

Формулы для расчёта массовой доли вещества в растворе

1. Нахождение массовой доли растворённого вещества

$$\omega_{в-ва} = m_{р.в-ва} / m_{р-ра} \cdot 100\%(1)$$

2. Нахождение массы растворённого вещества по известной массовой доле вещества

$$m_{\text{р.в-ва}} = \omega_{\text{в-ва}} \cdot m_{\text{р-ра}} / 100\% \quad (2)$$

3. Нахождение массы раствора:

$$m_{\text{р-ра}} = m_{\text{р.в-ва}} / \omega_{\text{в-ва}} \cdot 100\% \quad (3)$$

4. Нахождение массы растворителя

$$m_{\text{р-ля}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{р.в-ва}} \quad (4)$$

т.к. растворителем обычно является жидкость, найденную массу растворителя переводят в объём, используя формулу:

$$V = m_{\text{р-ля}} / \rho_{\text{р}} (\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$$

Молярная концентрация показывает число молей растворённого вещества в 1 л раствора.

Молярную концентрацию рассчитывают по формуле:

$$C_{\text{м}} = n / V, \quad (1)$$

где $C_{\text{м}}$ – молярная концентрация, моль/л

n – количество растворённого вещества в молях

V – объём раствора в литрах

$$\text{Т.к. } n = m/M, \text{ то } C_{\text{м}} = m / V \cdot M \quad (2)$$

Для нахождения массы растворенного вещества преобразуем формулу (2)

$$m = C_{\text{м}} \cdot V \cdot M \quad (3)$$

1М – одномолярный

0,5М – полумолярный

0,1М – децимолярный

0,01М – сантимольярный

0,001М – миллимолярный

2. Содержание темы.

Алгоритм нахождения массы растворенного вещества и массы воды, необходимые для приготовления раствора.

Задача.

Вычислить массу соли и воды, необходимые для приготовления 40 г раствора NaCl с массовой долей 5%.

1. Запишите условие задачи с помощью общепринятых обозначений

Дано:

$$m_{\text{р-ра}} = 40\text{г}$$

$$\omega = 5\%$$

$$m(\text{NaCl}) - ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) - ?$$

Решение:

1. Рассчитайте массу растворенного вещества по формуле:

$$m_{\text{в-ва}} = \omega \cdot m_{\text{р-ра}} / 100\%$$

$$m(\text{NaCl}) = 5\% \cdot 40\text{г} / 100\% = 2\text{г}$$

2. Найдите массу воды по разности между массой раствора и массой растворенного вещества:

$$m_{\text{р-ля}} = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{в-ва}}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 40\text{г} - 2\text{г} = 38\text{г}.$$

3. Запишите ответ.

Ответ: для приготовления раствора необходимо взять 2г соли и 38г воды.

Алгоритм нахождения массовой доли растворенного вещества при разбавлении (упаривании) раствора

Задача

К 15% раствору, масса которого 80г, добавили 30г воды. Какой стала массовая доля растворённого вещества в полученном растворе?

1. Запишите условие задачи с помощью общепринятых обозначений.

Дано:

$$\omega_1 = 15\%$$

$$m_{p-pa1} = 80\text{г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 30\text{г}$$

$$\omega_2 = ?$$

Решение:

1. В результате разбавления (упаривания) раствора масса раствора увеличилась (уменьшилась), а вещества в нём осталось столько же.

Рассчитайте массу растворённого вещества, преобразуя формулу:

$$\omega = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра}} \cdot 100\%$$

$$m_{\text{в-ва}} = \omega_1 \cdot m_{\text{р-ра1}} / 100\%$$

$$m_{\text{в-ва}} = 15\% \cdot 80\text{г} = 12\text{г}$$

2. При разбавлении раствора общая масса его увеличивается (при упаривании - уменьшается).

Найдите массу вновь полученного раствора:

$$m_{\text{р-ра2}} = m_{\text{р-ра1}} + m(\text{H}_2\text{O})$$

$$m_{\text{р-ра2}} = 80\text{г} + 30\text{г} = 110\text{г}$$

3. Рассчитайте массовую долю растворённого вещества в новом растворе:

$$\omega_2 = m_{\text{в-ва}} / m_{\text{р-ра2}} \cdot 100\%$$

$$\omega_2 = 12\text{г} / 110\text{г} \cdot 100\% = 10,9\%$$

4. Запишите ответ

Ответ: *массовая доля растворенного вещества в растворе при разбавлении равна 10,9%*

Алгоритм решения задач по «правилу креста»

Для получения раствора с заданной массовой долей (%) растворенного вещества путем смешивания двух растворов с известной массовой долей растворенного вещества пользуются диагональной схемой ("правило креста").

Сущность этого метода состоит в том, что по диагонали из большей величины массовой доли растворенного вещества вычитают меньшую.

$$\begin{array}{r} c - b \\ / \\ \backslash \\ a - c \end{array}$$

Разности (с-в) и (а-с) показывают, в каких соотношениях нужно взять растворы а и в, чтобы получить раствор с.

Если для разбавления в качестве исходного раствора используют чистый растворитель, например, H_2O , то концентрация его принимается за 0 и записывается с левой стороны диагональной схемы.

Задача

Для обработки рук хирурга, ран, послеоперационного поля используется йодная настойка с массовой долей 5%. В каком массовом соотношении нужно смешать растворы с массовыми долями йода 2,5% и 30%, чтобы получить 330 г йодной настойки с массовой долей йода 5%?

1. Запишите условие задачи с помощью общепринятых обозначений.

Дано:

$$\omega_1 = 30\%$$

$$\omega_2 = 2,5\%$$

$$\omega_3 = 5\%$$

$$m_3 = 330\text{г}$$

$$m_1 = ?$$

$$m_2 = ?$$

Решение:

1. Составьте "диагональную схему". Для этого запишите массовые доли исходных растворов друг под другом, по левую сторону креста, а в центре заданную массовую долю раствора.

2,5

$$\begin{array}{r} \backslash / \\ 5 \\ / \backslash \end{array}$$

30

2. Вычитают из бóльшей массовой доли меньшую ($30-5=25$; $5-2,5=2,5$) и находят результаты.

Записывают найденные результаты с правой стороны диагональной схемы: при возможности сокращают полученные числа. В данном случае 25 в десять раз больше, чем 2,5, то есть вместо 25 записывают 10, вместо 2,5 пишут 1.

30 2,5 (1)

$$\begin{array}{r} \backslash / \\ 5 \\ / \backslash \\ 2,5 \quad 25 \quad (10) \end{array}$$

Числа (в данном случае 25 и 2,5 или 10 и 1) называют массовыми числами. Массовые числа

показывают, в каком соотношении необходимо взять исходные растворы, чтобы получить раствор с массовой долей йода 5%.

3. Определите массу 30% и 2,5% раствора по формуле:

$m_{p-ра} = \text{число частей} \cdot m_3 / \text{сумму массовых частей}$

$$m_1(30\%) = 1 \cdot 330\text{г} / 1+10 = 30\text{г}$$

$$m_2(2,5\%) = 10 \cdot 330\text{г} / 1+10 = 300\text{г}$$

4. Запишите ответ.

Ответ: для приготовления 330 г раствора с массовой долей йода 5% необходимо смешать 300 г раствора с массовой долей 2,5% и 30 г с массовой долей 30%.

Алгоритм решения задач на приготовление раствора из кристаллогидрата

Задача

Определить массу кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и воды, которые необходимо взять для приготовления раствора массой 540 г. с массовой долей карбоната натрия 15%.

1. Запишите условие задачи с помощью общепринятых обозначений.

Дано:

$$m_{p-ра} = 540\text{г}$$

$$\omega(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 30\%$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Решение:

1. Определите массу карбоната натрия Na_2CO_3 , содержащегося в 540 г. раствора

$$m_{в-ва} = \omega_1 \cdot m_{p-ра} / 100\%$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 15\% \cdot 540\text{ г.} / 100\% = 81\text{ г.}$$

2. Сделайте пересчет рассчитанной массы на кристаллогидрат. Для этого рассчитайте молярные массы Na_2CO_3 и $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106\text{ г/моль}$$

$$M(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 286\text{ г/моль}$$

Отсюда по формуле $m = n \cdot M$ найдите массы Na_2CO_3 и $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, приняв количество вещества n равным 1 моль

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106\text{ г.}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}) = 286\text{ г.}$$

3. Вычислите массу кристаллогидрата, составив отношение:

в 286 г. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ содержится 106 г. Na_2CO_3 ,

авхг. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ ----- 81г. Na_2CO_3

$x = 286 \cdot 81 / 106 = 219$ г. – масса $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, необходимая для приготовления раствора.

4. Вычислите массу воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{р-ра}} - m_{\text{в-ва}}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 540 - 219 = 321 \text{ г.}$$

5. Запишите ответ:

Ответ: для приготовления раствора потребуется 219 г. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ и 321 г. Воды

3. Самостоятельная работа

1. Найти массовую долю глюкозы в растворе, полученном при растворении 40 г. глюкозы в 280 г. воды.

2. Хлорид бария массой 6 г. растворили с 250 мл воды (плотность воды принять 1 г/мл). Чему равна массовая доля соли в полученном растворе?

3. В 1000 г воды растворили 2 моль сульфата калия. Рассчитайте массовую долю растворенного вещества.

4. Требуется приготовить 500 г. раствора с массовой долей хлорида калия 14%. Рассчитайте массу требуемых хлорида калия и воды.

5. Рассчитайте массу сульфата калия и воды, которые нужно взять для приготовления 60 г. раствора с массовой долей растворенного вещества 15%.

6. Определите массу соли и воды, которые потребуются для приготовления раствора объемом 120 мл (плотность 1,1 г/мл) с массовой долей соли 15%.

7. Раствор с массовой долей серной кислоты 44% имеет плотность 1,34г/мл. Рассчитайте количество вещества серной кислоты, которая содержится в 1 л. такого раствора.

8. В 1 л. раствора серной кислоты содержится 2,1 моль H_2SO_4 . Рассчитайте массовую долю растворенного вещества, учитывая, что плотность раствора равна 1,13г/мл.

9. Имеется соль массой 200г. Рассчитайте массу воды, которую надо взять, чтобы получить раствор с массовой долей соли 12,5%.

10. Определите массу хлорида калия, который нужно растворить в 100 г. воды, чтобы получить раствор с массовой долей KCl 15%.

11. К 150 г. раствора с массовой долей сульфата калия 10% добавили 100 г. воды. Вычислите массовую долю соли в полученном после разбавления растворе.

12. Из 400 г. 50% раствора серной кислоты выпариванием удалили 100 г. воды. Чему равна массовая доля H_2SO_4 в оставшемся растворе?

13. К 500 мл 30% раствора азотной кислоты (плотность 1,20 г/мл) прибавили 1 л. воды. Чему равна массовая доля HNO_3 в полученном растворе?

4. Итоговый контроль знаний

Самостоятельное решение задач по индивидуальным карточкам

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 гл 2, §8, с 70-71

Самостоятельная внеаудиторная работа решить предложенные задачи по теме.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 14

Тема «Решение задач»

Значение темы:

Растворы имеют большое значение для живых организмов. Сложные физико – химические процессы в организме человека, животных и растений протекают в растворах. Растворами являются важнейшие физиологические жидкости: плазма крови, лимфа, желудочный сок и др.

Многие лекарственные препараты применяются в виде жидких лекарственных форм, например, физиологический раствор (0,9% р-р NaCl), который по составу соответствует плазме крови и его вводят в кровь при некоторых заболеваниях. В медицине широко применяется 5%-ный спиртовой раствор йода для обработки ран, ссадин, операционного поля. При некоторых аллергических заболеваниях взрослым назначают раствор с массовой долей хлорида кальция $CaCl_2$ 10%.

Знания о свойствах растворов, способах выражения концентрации растворов необходимы для освоения профессии фармацевта. Фармацевт должен уметь изготавливать лекарственные формы по рецептам и требованиям учреждений здравоохранения, в т.ч. и жидкие лекарственные формы. Для этого необходимо уметь произвести нужные расчеты, знать способы приготовления растворов с различными видами концентрации.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Способы выражения концентрации растворов.
- Массовая доля растворенного вещества в растворе (процентная концентрация). Молярная концентрация.
- Нормальная концентрация (молярная концентрация эквивалента).
- Титр.

уметь:

- Решать растворы с использованием понятия массовая доля растворенного вещества в растворе.
- Решать задачи на действия над растворами (разбавление, концентрирование, смешивание).
- Пользоваться справочными таблицами плотности растворов некоторых кислот и щелочей.
- Решать задачи на приготовление растворов точной концентрации.
- Вычислять эквивалент (молярная масса эквивалента) кислот, оснований и солей.
- Решать задачи на переход от одного способа выражения концентрации раствора к другому.

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

ОК9. Ориентироваться в условиях смены технологий в профессиональной деятельности.

План изучения темы:**1. Контроль исходного уровня знаний.**

Фронтальная беседа по вопросам

1. Что называется массовой долей растворенного вещества?
2. По каким формулам можно рассчитать массовую долю растворенного вещества; массу растворителя?
3. Как, зная массу растворителя сделать пересчет на объём?
4. Что показывает молярная концентрация раствора?

5. По какой формуле можно рассчитать молярную концентрацию; массу растворенного вещества в растворе?

2. Содержание темы.

Массовая доля растворённого вещества (ω) выражает отношение массы растворённого вещества ($m_{в-ва}$) к общей массе раствора ($m_{р-ра}$). Массовая доля растворённого вещества определяется в долях от единицы или в процентах.

Формулы для расчёта массовой доли вещества в растворе

1. Нахождение массовой доли растворённого вещества

$$\omega = m_{в-ва}/m_{р-ра} \cdot 100\%$$

2. Нахождение массы растворённого вещества по известной массовой доле вещества

$$m_{в-ва} = \omega \cdot m_{р-ра}/100\%$$

3. Нахождение массы и объема растворителя

$$m_{р-ля} = m_{р-ра} - m_{в-ва} \quad V = m/\rho$$

Действия над растворами

1. Разбавление

$$m_{р-ра} \uparrow \quad m_{р-ра 2} = m_{р-ра 1} + m(H_2O)$$

$m_{в-ва}$ не изменяется

$$\omega \downarrow \quad \omega_2 = m_{в-ва}/m_{р-ра 2} \cdot 100\%$$

2. Упаривание

$$m_{р-ра} \downarrow \quad m_{р-ра 2} = m_{р-ра 1} - m(H_2O)$$

$m_{в-ва}$ не изменяется

$$\omega \uparrow \quad \omega_2 = m_{в-ва}/m_{р-ра 2} \cdot 100\%$$

3. Добавление растворенного вещества

$$m_{р-ра} \uparrow \quad m_{р-ра 2} = m_{р-ра 1} + m_{добавл. в-ва}$$

$$m_{в-ва} \uparrow \quad m_{в-ва 2} = m_{в-ва 1} + m_{добавл. в-ва}$$

$$\omega \uparrow \quad \omega_2 = m_{в-ва 2}/m_{р-ра 2} \cdot 100\%$$

3. (Аналогично при удалении из раствора части растворенного вещества)

4. Смешивание растворов

$$\omega_3 = \omega_1 \cdot m_1 + \omega_2 \cdot m_2 / m_1 + m_2$$

Молярная концентрация (молярность) $C(X)$ показывает отношение количества растворенного вещества, содержащегося в растворе, к объему раствора.

Молярную концентрацию рассчитывают по формуле:

$C(X) = n/V$, где $C(X)$ – молярная концентрация, моль/л
 n – количество растворённого вещества в молях
 V – объём раствора (в литрах)

Т.к. $n=m/M$, то

$$C(X) = m/V \cdot M(X) \text{ или } C(X) = m \cdot 1000/V(\text{мл}) \cdot M(X)$$

$$m = C(X) \cdot V(\text{мл}) \cdot M(X) \text{ или } m = C(X) \cdot V(\text{мл}) \cdot M(X)/1000$$

Молярная концентрация эквивалента (нормальная концентрация, нормальность) показывает отношение количества вещества эквивалента к объёму раствора

$$C(^{1/z}X) = n(^{1/z}X) / V = m/M(^{1/z}X) \cdot V \text{ или } C(^{1/z}X) = m \cdot 1000/M(^{1/z}X) \cdot V$$

$$m = C(^{1/z}X) \cdot M(^{1/z}X) \cdot V \text{ или } m = C(^{1/z}X) \cdot M(^{1/z}X) \cdot V(\text{мл})/1000$$

$^{1/z}X$ или $f_{\text{экв}}(X)$ – фактор эквивалентности – показывает, какая доля частицы вещества X соответствует одному иону водорода в реакциях без изменения степени окисления или одному электрону в ОВР.

z – основность кислоты, кислотность основания, произведение степени окисления металла · число атомов металла соли, число электронов в ОВР

$$M(^{1/z}X) – \text{молярная масса эквивалента} \quad M(^{1/z}X) = ^{1/z}X \cdot M(X)$$

Титр – масса вещества, растворённого в 1мл раствора.

Для расчёта титра пользуются *формулами*:

$$T = m/V$$

$$T = C(^{1/z}X) \cdot M(^{1/z}X)/1000$$

Формулы пересчета концентраций

$$C(^{1/z}X) = \omega \cdot \rho \cdot 10 / M(^{1/z}X) \quad C(X) = \omega \cdot \rho \cdot 10 / M(X)$$

$$C(X) = C(^{1/z}X) \cdot M(^{1/z}X) / M(X) \quad C(^{1/z}X) = C(X) \cdot M(X) / M(^{1/z}X)$$

3. Самостоятельная работа

I уровень

По данным задачи составьте её условие и решите.

№	ω р.в.	m р-ра	m р.в.	m р-ля	Ответ
1.	?		50 г.	200 г.	
2.	3%	300 г.	?	?	
3.	0,9%	500 г.	?	?	
4.	?		30 г.	170 г.	
5.	5%	80 г.	?	?	
6.	?		40 г.	360 г.	

II уровень

1.	$\omega_1=15\%$ $\omega_2= ?$	800 г.		- 120 мл. ВОДЫ	
2.	20%		40 г.	? мл	
3.	$\omega_1=40\%$ $\omega_2= ?$	200 г.	- 40 г.		
4.	$\omega_1=20\%$ $\omega_2= ?$	300 мл. ($\rho=1,14\text{г/мл}$)		+ 250 мл. ВОДЫ	
5.	3%		30 г.	? мл.	
6.	$\omega_1=15\%$ $\omega_2= ?$	500 г.	- 50 г.		

4. Итоговый контроль знаний

Работа по дидактическим карточкам.

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 гл 2, §8, с 70-71

Самостоятельная внеаудиторная работа решить предложенные задачи по теме.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 15

Тема «Металлы»

Значение темы:

Из всех известных химических элементов более 80 являются металлами. Большинство неорганических соединений – это соединения металлов. В данной теме рассматриваются общая характеристика металлов, а также свойства некоторых наиболее важных металлов и образуемых ими соединений

Металлы и сложные металлоорганические вещества играют важнейшую роль в минеральной и органической «жизни» Земли. Достаточно вспомнить, что атомы (ионы) элементов – металлов являются составной частью соединений, определяющих обмен веществ в организме человека, животных, растений.

Например, в крови человека найдено 76 элементов, и из них только 14 являются неметаллами. В организме человека некоторые элементы – металлы (кальций, калий, натрий, магний) присутствуют в большом количестве, т.е. являются макроэлементами. А такие металлы, как хром, марганец, железо, кобальт, медь, цинк, молибден присутствуют в небольших количествах, т.е. это микроэлементы. Если вес человека 70 кг, то в его организме содержится (в граммах): кальция – 1700, калия – 250, натрия – 70, магния – 42, железа – 5, цинка – 3. Все металлы чрезвычайно важны, проблемы со здоровьем возникают и при их недостатке, и при их избытке.

Например, ионы натрия регулируют содержание воды в организме, передачу нервного импульса. Его недостаток приводит к головной боли, слабости, слабой памяти, потери аппетита, а его избыток – к повышению артериального давления, гипертонии, заболеваниям сердца. Специалисты по питанию рекомендуют потреблять в день не более 5 г. (1 ч.л.) поваренной соли на взрослого человека.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Положение металлов в периодической системе и особенности строения их атомов.
- Металлическая связь.
- Общие физические свойства металлов.
- Общие химические свойства металлов как восстановителей.
- Общие способы получения металлов.

уметь:

- Объяснять зависимость свойств металлов от строения их атомов.
- Составлять уравнения реакций, характеризующих химические свойства металлов и их получение.

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

Беседа по вопросам:

1. Где расположены металлы в периодической системе?
2. К каким электронным семействам относятся элементы-металлы?
3. Сколько электронов имеют атомы металлов на внешнем электронном слое?
4. Объясните механизм образования металлической химической связи.
5. Какими физическими свойствами характеризуются металлы?
6. Как изменяются металлические свойства в периоде и группе?
7. Почему атомы металлов в химических реакциях являются восстановителями?
8. Расскажите о нахождении металлов в природе.
9. Какие способы получения металлов вы знаете?

2. Содержание темы.

Общая характеристика элементов IA группы

Элементы главной подгруппы I группы (щелочные металлы)	Строение внешнего электронного слоя	Валентность и степень окисления в соединениях	Закономерности изменения свойств по подгруппе
литий ${}_3\text{Li}$	$\dots 2s^1$	I, +1	Сверху вниз по подгруппе <ul style="list-style-type: none">• радиусы атомов \uparrow• энергия ионизации \downarrow• способность отдавать электроны \uparrow• металлические свойства \uparrow• восстановительная способность \uparrow
натрий ${}_{11}\text{Na}$	$\dots 3s^1$		
калий ${}_{19}\text{K}$	$\dots 4s^1$		
рубидий ${}_{37}\text{Rb}$	$\dots 5s^1$		
цезий ${}_{55}\text{Cs}$	$\dots 6s^1$		
франций ${}_{87}\text{Fr}$	$\dots 7s^1$		

Общая характеристика металлов II A

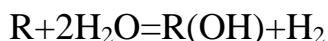
Элементы главной подгруппы II группы	Строение внешнего электронного слоя	Валентность и степень окисления в соединениях	Закономерности изменения свойств по подгруппе
бериллий ${}_{4}\text{Be}$	$\dots 2s^2$	II, +2	Сверху вниз по подгруппе <ul style="list-style-type: none"> • радиусы атомов \uparrow • энергия ионизации \downarrow • способность отдавать электроны \uparrow • металлические свойства \uparrow • восстановительная способность \uparrow
магний ${}_{12}\text{Mg}$	$\dots 3s^2$		
Щелочноземельные металлы			
кальций ${}_{20}\text{Ca}$	$\dots 4s^2$		
стронций ${}_{38}\text{Sr}$	$\dots 5s^2$		
барий ${}_{56}\text{Ba}$	$\dots 6s^2$		
радий ${}_{88}\text{Ra}$	$\dots 7s^2$		

Все металлы этой подгруппы-сильные восстановители, однако, несколько более слабые, чем щелочные металлы.

Металлы II A группы химически довольно активны, на воздухе окисляются, при этом получают основные оксиды типа (RO), которым отвечают основания типа R(OH).

Растворимость и основной характер соединений возрастает от Be(OH) к Ra(OH). Be(OH)₂ - амфотерное основание.

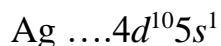
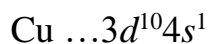
Be и Mg несколько отличаются от остальных металлов подгруппы. Так Be с водой не взаимодействует, Mg - при нагревании, а остальные Me активно реагируют при обычных условиях



Общая характеристика элементов I B группы

Элементы меди, серебра, золота составляют побочную группу I группы и относятся к *d*-элементам.

Строение внешнего электронного слоя



На наружной оболочке этих элементов имеется по одному электрону. Атомы меди, серебра, золота имеют законченный *d*-подуровень предпоследнего слоя, но не вполне стабилизированы, способны к частичной потере электронов. Поэтому эти металлы проявляют разные степени окисления: медь - +1, +2; серебро - +1; золото - +1, +3;

Элементы меди, серебра, золота имеют менее ярко выраженные металлические свойства по сравнению с металлами главной подгруппы. Это связано с тем, что радиусы атомов меди, серебра, золота значительно меньше, а их ионизационные потенциалы намного больше, чем у атомов натрия, калия. Поэтому медь, серебро, золото мало активны, причем инертность возрастает с увеличением атомной массы.

Общая характеристика элементов II В группы

Побочную подгруппу II группы периодической системы Д.И Менделеева составляют элементы цинк ${}_{30}\text{Zn}$, кадмий Cd, ртуть ${}_{80}\text{Hg}$

Атомы элементов имеют следующую электронную оболочку:
 $(n-1)s^2p^6d^{10}ns^2$, d-элементы.

Строение внешнего электронного слоя цинка ... $3d^{10}4s^2$, кадмия ... $4d^{10}5s^2$, ртути ... $5d^{10}6s^2$

В образовании химических связей участвуют только электроны внешнего энергетического уровня атома, поэтому цинк, кадмий, ртуть проявляют степень окисления +2 (ртуть также +1).

Восстановительные свойства элементов подгруппы цинка выражены значительно слабее, чем у элементов главных подгрупп. Это объясняется меньшим размером радиуса атомов, и соответственно, более высокими энергиями ионизации, чем у элементов главных подгрупп. Наиболее активным элементом является цинк.

В общем, элементы IIВ (Zn, Cd, Hg) более активны, чем соответствующие элементы IB (Cu, Ag, Au).

Общая формула оксидов RO, которым соответствуют гидроксиды состава R(OH)₂. Оксид и гидроксид цинка проявляют амфотерные свойства.

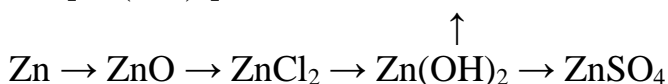
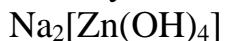
3. Самостоятельная работа

1. Между какими из попарно взятых веществ произойдет реакция? Напишите уравнения возможных реакций.



2. Составьте уравнения реакций натрия и магния с уксусной кислотой. В каком случае и почему скорость реакции будет больше?

3. Осуществить превращения:



4. Составьте уравнения реакций восстановления:

а) меди из оксида меди (II) углем и оксидом углерода (II);

б) кадмия из оксида кадмия и марганца из оксида марганца (VI) водородом;

в) железа из оксида железа (III) и хрома из оксида хрома (III) алюминием

Составьте электронный баланс.

4. Итоговый контроль знаний тестирование

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 гл 4, §18, с 190-226

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 16

Тема «Решение задач и упражнений по теме «Металлы»

Значение темы:

Из всех известных химических элементов более 80 являются металлами. Большинство неорганических соединений – это соединения металлов. В данной теме рассматриваются общая характеристика металлов, а также свойства некоторых наиболее важных металлов и образуемых ими соединений

Металлы и сложные металлорганические вещества играют важнейшую роль в минеральной и органической «жизни» Земли. Достаточно вспомнить, что атомы (ионы) элементов – металлов являются составной частью соединений, определяющих обмен веществ в организме человека, животных, растений.

Например, в крови человека найдено 76 элементов, и из них только 14 являются неметаллами. В организме человека некоторые элементы – металлы (кальций, калий, натрий, магний) присутствуют в большом количестве, т.е. являются макроэлементами. А такие металлы, как хром, марганец, железо, кобальт, медь, цинк, молибден присутствуют в небольших количествах, т.е. это микроэлементы. Если вес человека 70 кг, то в его организме содержится (в граммах): кальция – 1700, калия – 250, натрия – 70, магния – 42, железа – 5, цинка – 3. Все металлы чрезвычайно важны, проблемы со здоровьем возникают и при их недостатке, и при их избытке.

Например, ионы натрия регулируют содержание воды в организме, передачу нервного импульса. Его недостаток приводит к головной боли, слабости, слабой памяти, потери аппетита, а его избыток – к повышению артериального давления, гипертонии, заболеваниям сердца. Специалисты по питанию рекомендуют потреблять в день не более 5 г. (1 ч.л.) поваренной соли на взрослого человека.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

– Положение металлов в периодической системе и особенности строения их атомов.

- Металлическая связь.
- Общие физические свойства металлов.
- Общие химические свойства металлов как восстановителей.
- Общие способы получения металлов.
- Оксиды и гидроксиды металлов.

уметь:

- Составлять уравнения реакций, характеризующих химические свойства металлов и их получение.
- Давать характеристику свойств соединений металлов, составлять соответствующие уравнения химических реакций.

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК5. Использовать информационно-коммуникационные технологии в профессиональной деятельности.

ОК 8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

Беседа по вопросам:

1. Где расположены металлы в периодической системе?
2. К каким электронным семействам относятся элементы-металлы?
3. Сколько электронов имеют атомы металлов на внешнем электронном слое?
4. Объясните механизм образования металлической химической связи.
5. Какими физическими свойствами характеризуются металлы?
6. Как изменяются металлические свойства в периоде и группе?
7. Почему атомы металлов в химических реакциях являются восстановителями?
8. Расскажите о нахождении металлов в природе.
9. Какие способы получения металлов вы знаете?

2. Содержание темы.

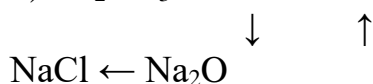
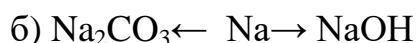
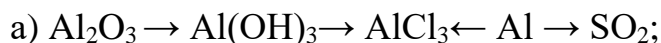
Особенности взаимодействия кислот с металлами

табл.1

кислота	концентрация	Металлы (в порядке уменьшения активности)					
		K, Ba, Ca, Na, Mg	Al, Fe, Cr	Zn, Sn	H	Cu	Hg, Ag
HCl	разб.	соль + H ₂	соль + H ₂	соль + H ₂		-	-
	конц.	соль + H ₂	соль + H ₂	соль + H ₂		-	-
H ₂ SO ₄	разб.	соль + H ₂	соль + H ₂	соль + H ₂		-	-
	конц.	соль + H ₂ S + H ₂ O	металл пассивируется	соль + SO ₂ + H ₂ O		соль + SO ₂ + H ₂ O	соль + SO ₂ + H ₂ O
HNO ₃	разб.	соль + NH ₃ + H ₂ O	соль + NO + H ₂ O	соль + NO + H ₂ O		соль + NO + H ₂ O	соль + NO + H ₂ O
	конц.	соль + N ₂ O + H ₂ O	металл пассивируется	соль + NO ₂ + H ₂ O		соль + NO ₂ + H ₂ O	соль + NO ₂ + H ₂ O
H ₃ PO ₄	разб.	соль + H ₂	соль + H ₂	соль + H ₂		-	-

3. Самостоятельная работа

1. Осуществите следующую цепочку превращений:



Решение ситуационных задач

1. К алюминиевой стружке прилили раствор серной кислоты и слегка нагрели. Что наблюдается в этом опыте? Напишите соответствующее уравнение реакции.

2. К раствору сульфата меди (II) добавили гранулы цинка, а к раствору хлорида железа (III) – гранулы алюминия.

Что наблюдается? Напишите соответствующие уравнения реакций.

3. В какой цвет окрасится раствор при добавлении фенолфталеина после взаимодействия металлического натрия с водой? Ответ подтвердите соответствующим уравнением реакции.

4. Итоговый контроль знаний

Работа по дидактическим карточкам.

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 17

Тема «Неметаллы»

Значение темы:

Из 109 известных элементов более 20 относится к неметаллам. Роль неметаллов и их соединений в природе очень велика. Неметаллы составляют более 84% от массы почвы, 98,5% от массы растений и 97,6% от массы тела человека.

Шесть элементов – углерод, водород, кислород, азот, фосфор, сера – являются органогенными элементами, т.к. входят в состав молекул белков, жиров, углеводов и нуклеиновых кислот. Воздух, которым мы дышим, представляет собой смесь простых и сложных веществ, образуемых неметаллами (кислород, азот, углекислый газ, аргон и др. благородные газы).

Функции неметаллов и их соединений в природе зависят от их свойств и строения, которые изучаются в данном разделе.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Положение неметаллов в периодической системе и особенности строения их атомов.
- Химические свойства неметаллов.
- Оксиды неметаллов.
- Кислоты.
- Изменение кислотных свойств высших оксидов и гидроксидов неметаллов в периодах и группах.

уметь:

- Характеризовать общие свойства неметаллов подгруппы.
- Составлять уравнения химических реакций, подтверждающие свойства простых веществ и их соединений.

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

Беседа по вопросам:

1. Расскажите о положении неметаллов в периодической системе химических элементов.
2. К каким электронным семействам относятся элементы – неметаллы?
3. Какое число электронов может быть у атомов неметаллов на внешнем электронном слое? Приведите примеры.
4. Почему элементы главной подгруппы 8 группы называют инертными газами?
5. Чем отличаются простые вещества - неметаллы от металлов по физическим свойствам?
6. Почему одни неметаллы при обычных условиях – газы, а другие – твердые тугоплавкие вещества?
7. Какие степени окисления могут иметь атомы неметаллов в соединениях?
8. Как изменяются окислительные свойства неметаллов в периодах и подгруппах?

2.Содержание темы.

1. Положение неметаллов в ПС.

- Где в ПС расположены неметаллы?

В

неМе

At

- Неметаллы расположены в основном в правом верхнем углу ПС, условно ограниченном диагональю бор-астат.

2. Строение атомов неметаллов.

- Какое строение имеют атомы неметаллов?

III A	IV A	V A	VI A	VII A	VIII A
B $1s^2 2s^2 2p^1$	C $1s^2 2s^2 2p^2$	N $1s^2 2s^2 2p^3$	O $1s^2 2s^2 2p^4$	F $1s^2 2s^2 2p^5$	Ne $1s^2 2s^2 2p^6$

2p ¹		2p ²			2p ³			2p ⁴				2p ⁵			2p ⁶									
2s ²	↑			2s ²	↑	↑		2s ²	↑	↑	↑	2s ²	↑↓	↑	↑	2s ²	↑↓	↑↓	↑	2s ²	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓
↑↓				↑↓				↑↓				↑↓				↑↓				↑↓				↑↓

Для атомов неметаллов, по сравнению с атомами металлов **характерны:**

* **меньший атомный радиус;**

* **четыре и более электрона на внешнем энергетическом уровне.**

Отсюда и такое важнейшее свойство атомов неметаллов – тенденция к приёму недостающих до 8 электронов, т.е. **окислительные свойства**. Качественной характеристикой атомов неметаллов, своеобразной мерой их неметалличности, может служить **электроотрицательность**, т.е. свойство атомов химических элементов оттягивать к себе общие электронные пары.

3. Кристаллическое строение неметаллов - простых веществ. Аллотропия.

Неметаллы имеют 2 типа кристаллических решёток:

- молекулярные (H₂, O₂, O₃, N₂, Cl₂),
- атомные (алмаз, графит, кремний).

Если металлы – простые вещества образованы за счет металлической связи, то для неметаллов – простых веществ характерна **ковалентная неполярная химическая связь**.

Элементы – неметаллы более способны, по сравнению с металлами, к **аллотропии** - способность атомов одного химического элемента образовывать несколько простых веществ, а эти простые вещества называются аллотропными видоизменениями или модификациями.

Причины аллотропии:

←
Образование молекул с разным числом атомов (кислород O₂, озон O₃) графит),

решёток

молекулярная К.Р.,

К.Р.

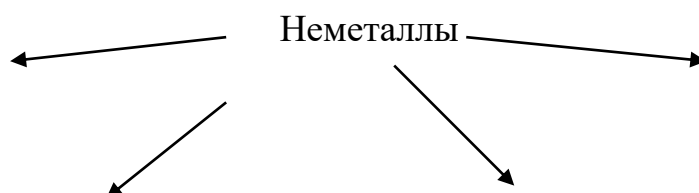
→
Образование различных кристаллических форм (алмаз,

разное строение кристаллических

P₄ – белый фосфор –

P – красный фосфор – атомная

4. Физические свойства неметаллов.



В отличие от металлов неметаллы – простые вещества, характеризуются большим многообразием свойств. Неметаллы имеют различное агрегатное состояние при обычных условиях:

* газы – H_2 , O_2 , O_3 , N_2 , F_2 , Cl_2 ;

* жидкость – Br_2 ;

* твердые вещества – модификации серы, фосфора, кремния, углерода и др.

Гораздо богаче у неметаллов и спектр цветов: красный – у фосфора, красно-бурый – у брома, желтый – у серы, желто-зеленый – у хлора, фиолетовый – у паров йода.

Температуры плавления у графита – 3800, у азота - -210 градусов.

5. Химические свойства неметаллов.

- Кем являются неметаллы в химических реакциях?

- Неметаллы в химических реакциях могут быть и восстановителями, и окислителями.

Выводы:

1) Элементы-неметаллы расположены в главных подгруппах **IV-VII групп** ПС Д.И. Менделеева, занимая её верхний правый угол.

2) На внешнем электронном слое атомов элементов-неметаллов находятся от **4** до **8** электронов.

3) Неметаллические свойства элементов **усиливаются** в периодах и **ослабевают** в подгруппах с увеличением порядкового номера элемента.

4) Высшие кислородные соединения неметаллов имеют **кислотный** характер.

5) Атомы элементов-неметаллов способны как **принимать** электроны, проявляя окислительные функции, так и **отдавать** их, проявляя восстановительные функции.

3. Самостоятельная работа

1. Назовите элементы 6 группы, которые относятся к неметаллам.

2. Назовите все неметаллы, атомы которых имеют конфигурацию внешнего слоя: ns^2np^5 , ns^2np^3 .

3. Рассмотрите строение атома серы. Какие возможные степени окисления в соединениях может проявлять сера?

4. Укажите, в каких из указанных ниже соединений атомы неметаллов имеют положительные степени окисления:

$AlCl_3$, SiH_4 , CaH_2 , PH_3 , P_2O_5 , SF_6 , HI , H_2S , $MgBr_2$

5. Даны пары неметаллов с указанными степенями окисления: а) Si^{+4} и F^- , б) P^{+5} и Cl^- , в) Cl^{+7} и O^{-2} , г) S^{+2} и Cl^- . Составьте формулы соединений из каждой пары неметаллов.

6. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций с участием неметаллов. Какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляют в этих реакциях неметаллы:

1. $\text{Si} + \text{F}_2 \rightarrow$
2. $\text{P} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
3. $\text{C} + \text{O}_2 \rightarrow$
4. $\text{Li} + \text{N}_2 \rightarrow$
5. $\text{WO}_3 + \text{H}_2 \rightarrow$
6. $\text{Br}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \dots$
7. $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \dots$

7. Даны вещества: H_2 , O_2 , Zn , HCl , CuO . Составьте уравнения пяти реакций взаимодействия этих веществ между собой.

8*. Применяемая в медицине йодная настойка является 5% - ным раствором кристаллического йода в этиловом спирте. Какой объем спирта, плотность которого 0,8 г/мл, потребуется для приготовления 250 г. такого раствора? (Ответ: 297 мл).

4. Итоговый контроль знаний тестирование

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 гл 4, §19, с 226-243

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 18

Тема «Решение задач и упражнений по теме «Неметаллы»»

Значение темы:

Химических элементов – неметаллов всего 16 из известных 114 элементов. Два элемента-неметалла составляют 76% от массы земной коры. Это кислород – 49% и кремний – 27%. Неметаллы составляют 98,5% от массы растений, 97,6% от массы тела человека. Шесть неметаллов – С, Н, О, Р, N, S – биогенные элементы, которые образуют важнейшие органические вещества живой клетки: белки, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты.

В состав воздуха, которым мы дышим, входят простые и сложные вещества, также образованные элементами – неметаллами (кислород, азот, углекислый газ, водяные пары и т.д.).

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Положение неметаллов в периодической системе и особенности строения их атомов.
- Химические свойства неметаллов.

- Оксиды неметаллов.
- Кислоты.
- Изменение кислотных свойств высших оксидов и гидроксидов неметаллов в периодах и группах.

уметь:

- Характеризовать общие свойства неметаллов подгруппы.
- Составлять уравнения химических реакций, подтверждающие свойства простых веществ и их соединений.
- Решать комбинированные расчетные и экспериментальные задачи.

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК5. Использовать информационно-коммуникационные технологии в профессиональной деятельности.

ОК8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

Беседа по вопросам:

1. Какие элементы относятся к неметаллам?
2. Где неметаллы расположены в периодической системе?
3. К каким электронным семействам относятся элементы-неметаллы?
4. Как изменяются окислительные свойства неметаллов в группах и периодах и почему?
5. Какова роль неметаллов в реакциях? От чего зависит окислительная способность неметаллов?
6. Какие способы получения неметаллов вы знаете?

2. Содержание темы.

Общие и специфические свойства неметаллов и их соединений

Вещества	Общие свойства	Отличительные свойства
----------	----------------	------------------------

Простые вещества – неметаллы	<ul style="list-style-type: none"> - С металлами - С неметаллами 	<ul style="list-style-type: none"> - Галогены вытесняют друг друга с растворов солей. - Кислород реагирует со сложными веществами - Углерод реагирует с оксидами металлов - Углерод реагирует с углекислым газом - Кремний реагирует с растворами щелочей
Кислотные оксиды	<ul style="list-style-type: none"> - С водой (кроме оксида кремния) - С основными оксидами - Со щелочами 	<ul style="list-style-type: none"> - Углекислый газ и оксид кремния реагируют с магнием - Оксид кремния реагирует с углеродом - Оксид кремния реагирует с солями, вытесняя более летучие оксиды
Кислоты	<ul style="list-style-type: none"> - Изменяют окраску индикаторов - Реагируют с металлами - Реагируют с основными и амфотерными оксидами - С основаниями и амфотерными гидроксидами - С солями 	<ul style="list-style-type: none"> - Плавиковая (фтороводородная) кислота реагирует с оксидом кремния - Азотная и концентрированная серная кислоты по особому реагируют с металлами - При нагревании разлагаются азотная, угольная, кремниевая кислоты
Соли	<ul style="list-style-type: none"> - С растворами солей - С кислотами - Со щелочами - С металлами 	<ul style="list-style-type: none"> - При нагревании разлагаются нитраты, соли аммония, карбонаты (кроме карбонатов щелочных металлов)

3. Самостоятельная работа

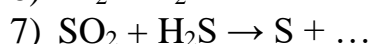
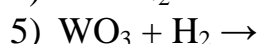
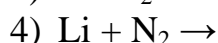
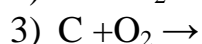
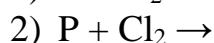
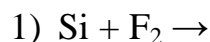
1. Назовите элементы 6 группы, которые относятся к неметаллам.
2. Назовите все неметаллы, атомы которых имеют конфигурацию внешнего слоя: ns^2np^5 , ns^2np^3 .
3. Рассмотрите строение атома серы. Какие возможные степени окисления в соединениях может проявлять сера?

4. Укажите, в каких из указанных ниже соединений атомы неметаллов имеют положительные степени окисления:

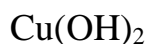
AlCl_3 , SiH_4 , CaH_2 , PH_3 , P_2O_5 , SF_6 , HI , H_2S , MgBr_2

5. Даны пары неметаллов с указанными степенями окисления: а) Si^{+4} и F^- , б) P^{+5} и Cl^- , в) Cl^{+7} и O^{-2} , г) S^{+2} и Cl^- . Составьте формулы соединений из каждой пары неметаллов.

6. Составьте уравнения окислительно-восстановительных реакций с участием неметаллов. Какие свойства (окислительные или восстановительные) проявляют в этих реакциях неметаллы:



7. Осуществите следующие превращения:



8. Даны вещества: H_2 , O_2 , Zn , HCl , CuO . Составьте уравнения пяти реакций взаимодействия этих веществ между собой.

9. Демонстрационный эксперимент:

Внимательно посмотрите опыт, отметьте признаки реакций, составьте соответствующие уравнения:

а) взаимодействие хлорной воды с раствором иодида калия;

б) получение кислорода и горение в нем серы.

10*. Применяемая в медицине йодная настойка является 5% - ным раствором кристаллического йода в этиловом спирте. Какой объем спирта, плотность которого 0,8 г/мл, потребуется для приготовления 250 г. такого раствора? (Ответ: 297 мл).

4. Итоговый контроль знаний

Работа по дидактическим карточкам.

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С.

Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368

гл 4, §19, с 226-243

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 19

Тема занятия «Химия и экология»

Значение темы:

Химическая промышленность и химические технологии. Сырье для химической промышленности. Научные принципы химического производства. Защита окружающей среды и охрана труда при химическом производстве. Основные стадии химического производства. Сравнение производства аммиака и метанола.

Знания о химической промышленности и химических технологиях помогут в решении вопроса защиты окружающей среды и охраны труда при химическом производстве.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Химическая промышленность и химические технологии.
- Сырье для химической промышленности.
- Научные принципы химического производства.
- Защита окружающей среды и охрана труда при химическом производстве. Основные стадии химического производства.
- Сравнение производства аммиака и метанола.

уметь:

- Описывать с точки зрения научных принципов организации производства серной кислоты, аммиака, метанола.

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК5. Использовать информационно-коммуникационные технологии в профессиональной деятельности.

ОК6. Работать в коллективе и команде, эффективно общаться с коллегами, руководством, потребителями.

ОК7. Брать ответственность за работу членов команды (подчиненных), за результат выполнения заданий.

ОК8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

ОК9. Ориентироваться в условиях смены технологий в профессиональной деятельности.

ОК.10. Бережно относиться к историческому наследию и культурным традициям народа, уважать социальные, культурные и религиозные различия.

ОК11. Быть готовым брать на себя нравственные обязательства по отношению к природе, обществу и человеку.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

1. Что составляет предмет химической технологии?
2. Как классифицируют химическое сырье?
3. Назовите основные направления решения проблемы бережного и рационального использования химического сырья?
4. Сформулируйте энергетические проблемы химических производств. Каким видам энергии, по вашему мнению, нужно отдать предпочтение?
5. Сформулируйте основные научные принципы химических производств.
6. Что понимают под принципом «выбор оптимальных условий проведения процесса»? Рассмотрите на примере производств аммиака и метанола.

2. Содержание темы.

Многие химические реакции, с которыми вы познакомились в лабораторных условиях или аналогичные им, осуществляют в промышленных условиях при производстве важнейшей для повседневной жизни химической продукции.

Химическая промышленность — это отрасль народного хозяйства, производящая продукцию на основе химической переработки сырья.

Основой ее является химическая технология — наука о наиболее экономичных методах и средствах массовой химической переработки природных материалов (сырья) в продукты потребления и промежуточные продукты, применяемые в различных отраслях народного хозяйства.

Научные принципы организации химических производств

Общие принципы	Частные принципы
1. Создание оптимальных условия проведения химических реакций	Противоток веществ, прямоток веществ, увеличение площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ, использование катализатора, повышение давления, повышение концентраций реагирующих веществ
2. Полное и комплексное использование сырья	Циркуляция, создание смежных производств (по переработке отходов)
3. Использование теплоты химических реакций	Теплообмен, утилизация теплоты реакций

4. Принцип непрерывности	Механизация и автоматизация производства
5. Защита окружающей среды и человека	Автоматизация вредных производств, герметизация аппаратов, утилизация отходов, нейтрализация выбросов в атмосферу

Важнейшие составляющие химического производства

ПРОИЗВОДСТВО	Аппаратура
	Сырье
	Энергия
	Вода (и другие вспомогательные материалы)

Сырье

Сырьем называют природные материалы (природные ресурсы), используемые в промышленности для получения различных продуктов и еще не прошедшие промышленной переработки.

Иногда используют вторичное сырье — это изделия, отслужившие свой срок, или отходы каких-либо производств, которые экономически выгодно снова переработать в химические продукты.

Сырье химической промышленности классифицируют по различным признакам.

По составу сырье делят на минеральное и органическое (растительное и животное).

По агрегатному состоянию различают твердое (руды, горные породы, твердое топливо), жидкое (нефть, рассолы) и газообразное (природный и попутный газы, воздух) сырье.

К минеральному сырью относятся все виды руд (из них получают металлы), а также нерудные ископаемые: сера, фосфориты, калийные соли, поваренная соль, песок, глины, слюда (из них получают неметаллы, удобрения, соду, щелочи, кислоты, керамику, цемент, стекло и другие продукты).

К органическому сырью относится ископаемое горючее: торф, уголь, нефть, природный и попутный нефтяной газы — это ценное энергетическое сырье и сырье для химических синтезов. К органическому сырью также относится сырье растительного и животного происхождения, его дают сельское, лесное и рыбное хозяйство.

Вода

Современные химические комбинаты расходуют миллионы кубических метров воды в сутки. Например, для получения 1 т аммиака требуется 1500 м³ воды. Поэтому химические предприятия, нефтехимические заводы строят рядом с водными источниками.

Энергия

Вы знаете, что большинство химических процессов требует затраты энергии: электрическая, тепловая, ядерная, химическая, световая энергии.

3. Самостоятельная работа.

Сравнение двух химических производств: синтез аммиака и синтез метанола.

4. Итоговый контроль знаний.

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 гл 5, §24, с 270-284

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 20

Тема занятия«Химия в сельском хозяйстве, медицине, быту»

Значение темы:

Человек сталкивается с химией на каждом шагу: в кухне и столовой, при ремонте квартиры и стирке, используя косметику и различные лекарственные препараты. Наша жизнь, наше здоровье, наше настроение тесно связано с бесчисленными химическими процессами вокруг нас и в нас самих.

Химические знания составляют основы современной науки и техники, химические методы широко используются в самых разных отраслях промышленности, сельского хозяйства, медицины. Достижения современной цивилизации немислимы без химической науки. Недооценка роли химических знаний приведет к существенному снижению уровня подготовки специалистов во многих отраслях, в том числе весьма далеких от химии.

Элементарная химическая безграмотность населения может привести к опасным ситуациям в быту, негативно повлияет на экологическую ситуацию в стране.

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- Химизация сельского хозяйства и ее направления.
- Удобрения, химические средства защиты растений.
- Химия и повседневная жизнь человека.
- Домашняя аптека.
- Моющие и чистящие средства.
- Средства борьбы с бытовыми насекомыми.
- Средства личной гигиены и косметики.
- Химия и пища. Экология жилища.
- Химия и генетика человека.

уметь:

- Осуществлять самостоятельный поиск химической информации с использованием различных источников (справочных, научных и научно-популярных изданий, компьютерных баз данных, ресурсов Интернета);
- Использовать компьютерные технологии для обработки и передачи химической информации и ее представления в различных формах;
- Использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни.

овладеть ОК

ОК1. Понимать сущность и социальную значимость своей будущей профессии, проявлять к ней устойчивый интерес.

ОК2. Организовывать собственную деятельность, выбирать типовые методы и способы выполнения профессиональных задач, оценивать их эффективность и качество.

ОК3. Принимать решения в стандартных и нестандартных ситуациях и нести за них ответственность.

ОК4. Осуществлять поиск и использование информации, необходимой для эффективного выполнения профессиональных задач, профессионального и личностного развития.

ОК8. Самостоятельно определять задачи профессионального и личностного развития, заниматься самообразованием, осознанно планировать повышение квалификации.

ОК9. Ориентироваться в условиях смены технологий в профессиональной деятельности.

План изучения темы:**1. Контроль исходного уровня знаний.**

1. Химизация сельского хозяйства и ее направления.
2. Удобрения, химические средства защиты растений.
3. Химия и повседневная жизнь человека.
4. Домашняя аптека.
5. Моющие и чистящие средства. С
6. редства борьбы с бытовыми насекомыми.
7. Средства личной гигиены и косметики.
8. Химия и пища.
9. Экология жилища.
10. Химия и генетика человека.

2. Содержание темы.

Защита компьютерных презентаций о значении химии в сельском хозяйстве, медицине, быту.

3. Самостоятельная работа.

Заполнение таблицы

4. Итоговый контроль знаний.

(Приложение 1).

5. Подведение итогов.

6. Домашнее задание

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С. Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368 гл 5, §25,26,27, с 284-316

Подготовка компьютерных презентаций о значении химии в сельском хозяйстве, медицине, быту.

Самостоятельная внеаудиторная работа гл.5, § 25-27, подготовка компьютерных презентаций о значении химии в сельском хозяйстве, медицине, быту.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 21

Тема «Итоговое занятие»

Значение темы:

Контроль знаний и умений по курсу «Химия»

На основе теоретических знаний и практических умений обучающийся должен

знать:

- важнейшие химические понятия: вещество, химический элемент, атом, молекула, масса атомов и молекул, ион, радикал, аллотропия, нуклиды и изотопы, атомные s-, p-, d-орбитали, химическая связь, электроотрицательность, валентность, степень окисления, гибридизация орбиталей, пространственное строение молекул, моль, молярная масса, молярный объем газообразных веществ, дисперсные системы, истинные растворы, электролитическая диссоциация, кислотно-основные реакции в водных растворах, гидролиз, окисление и восстановление, электролиз, скорость химической реакции, механизм реакции, катализ, химическое равновесие, функциональная группа, гомология, структурная и пространственная изомерия, основные типы реакций в неорганической и органической химии;
- основные законы химии: закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава веществ, периодический закон Д.И. Менделеева, закон Авогадро;
- основные теории химии; строения атома, химической связи, электролитической диссоциации, кислот и оснований, строения органических и неорганических соединений, химическую кинетику.
- классификация и номенклатура неорганических и органических соединений;

уметь:

- называть: изученные вещества по «тривиальной» и международной номенклатурам;

- определять: валентность и степень окисления химических элементов, тип химической связи в соединениях, заряд иона, пространственное строение молекул, тип кристаллической решетки, характер среды в водных растворах, окислитель и восстановитель, направление смещения равновесия под влиянием различных факторов, изомеры и гомологи, принадлежность веществ к разным классам неорганических и органических соединений; характер взаимного влияния атомов в молекулах, типы реакций в неорганической и органической химии;
- характеризовать: s-, p-, d-элементы по их положению в периодической системе Д.И. Менделеева; общие химические свойства металлов, неметаллов, основных классов неорганических и органических соединений; строение и свойства органических соединений;
- объяснять: зависимость свойств химического элемента и образованных им веществ от положения в Периодической системе Д.И. Менделеева; зависимость свойств неорганических веществ от их состава и строения, природу химической связи, зависимость скорости химической реакции от различных факторов.

План изучения темы:

1. Контроль исходного уровня знаний.

Фронтальная беседа по вопросам:

1. Периодический закон и периодическая система Д.И.Менделеева.
2. Электронное строение атомов элементов.
3. Состояние электронов в атоме. Электронные конфигурации атомов.
4. Зависимость свойств элементов от строения их атомов
5. Значение периодического закона и периодической системы элементов Д.И.Менделеева
6. Химическая связь. Классификация химической связи
7. Ионная связь
8. Ковалентная связь
9. Металлическая связь
10. Водородная связь
11. Классификация неорганических веществ
12. Оксиды: классификация, номенклатура, способы получения, физические и химические свойства.
13. Гидроксиды, основания: классификация, номенклатура, способы получения, физические и химические свойства, амфотерные гидроксиды.
14. Кислоты: классификация, номенклатура, способы получения, физические и химические свойства.
15. Соли: классификация, номенклатура, способы получения, физические и химические свойства.
16. Растворы. Классификация растворов.
17. Способы выражения концентрации.
18. Типы химических реакций, их классификация.
19. Понятие о скорости химической реакции

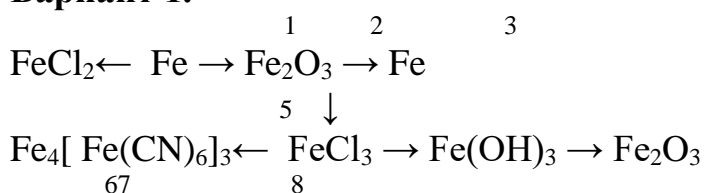
20. Скорость химической реакции. Зависимость от внешних условий.
21. Обратимые реакции. Необратимые реакции. Правило Вант-Гоффа
22. Химическое равновесие. Факторы, влияющие на смещение равновесия. Принцип Ле-Шателье.
23. Электролитическая диссоциация. Основные положения ТЭД.
24. Понятие об электролитах и неэлектролитах
25. Степень электролитической диссоциации. Сильные и слабые электролиты.
26. Диссоциация кислот, оснований, амфотерных гидроксидов и солей в воде.
27. Реакции обмена в водных растворах электролитов.
28. Гидролиз солей. Типы гидролиза.
29. Окислительно-восстановительные реакции. Типы ОВР.
30. Алгоритм вычисления степени окисления
31. Важнейшие окислители и восстановители.
32. Метод электронного баланса
33. Значение ОВР
34. Сущность окислительно-восстановительных реакций
35. Комплексные соединения
36. Основные положения координационной теории.
37. Номенклатура комплексных соединений
38. Химические свойства комплексных соединений
39. Значение комплексных соединений
40. Положение металлов в периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева. Особенности строения атомов.
41. Физические свойства металлов
42. Химические свойства металлов
43. Нахождение металлов в природе и общие способы их получения
44. Положение неметаллов в периодической системе Д. И. Менделеева и строение внешнего электронного слоя атомов неметаллов
45. Характеристика неметалличности
46. Физические свойства неметаллов

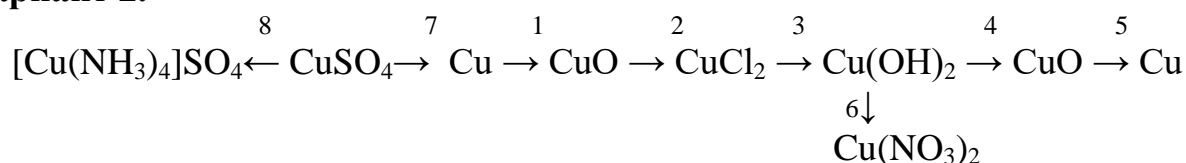
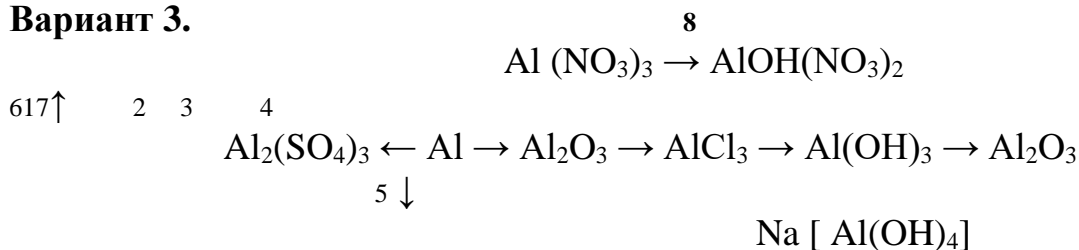
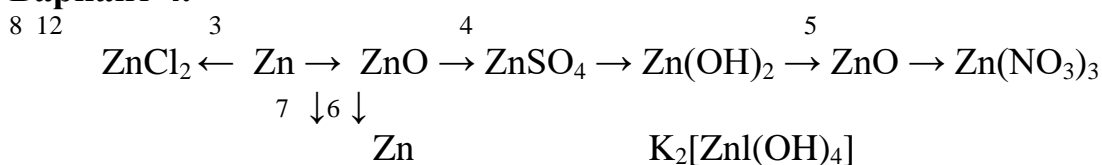
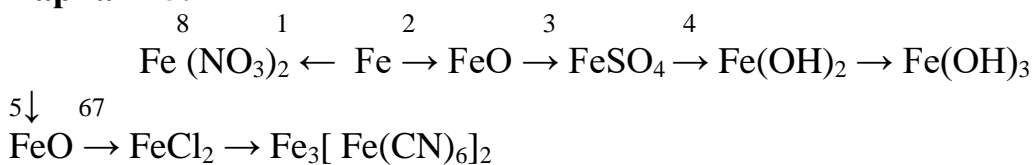
3. Самостоятельная работа

Напишите соответствующие уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения.

Одно из уравнений рассмотрите с точки зрения процессов окисления – восстановления, другое – в свете представлений об электролитической диссоциации. Дайте названия комплексному соединению, разберите его строение.

Вариант 1.



Вариант 2.**Вариант 3.****Вариант 4.****Вариант 5.****4. Итоговый контроль знаний**

БТЗ в компьютерной оболочке АСТ

5. Подведение итогов.**6. Домашнее задание**

Габриелян О.С. Химия. 11 класс: Учебн для общеобразоват.учреждений/ О.С.

Габриелян, Г.Г. Лысова.- . – 3 изд., стереотип. – М.: Дрофа, 2016. – 368

гл 1-4, с 26-316

Учебно-методическое и информационное обеспечение учебной дисциплины

Основная литература

№ п/п	Наименование, вид издания	Автор(-ы), составитель(-и), редактор(-ы)	Место издания, издательство, год	Кол-во экземпляров	
				В библиотеке	На кафедре
1	2	3	4	5	6
1	Химия. 10 класс. Базовый уровень : учебник	О. С. Габриелян	М. : Дрофа, 2016.	100	
2	Химия. 11 класс. Базовый уровень : учебник	О. С. Габриелян	М. : Дрофа, 2016.	100	

Дополнительная литература

№ п/п	Наименование, вид издания	Автор(-ы), составитель(-и), редактор(-ы)	Место издания, издательство, год	Кол-во экземпляров	
				В библиотеке	На кафедре
1	2	3	4	5	6
1	Общая и неорганическая химия : учеб. для мед. училищ и колледжей	А. В. Бабков, Т. И. Барабанова, В. А. Попков	М. : ГЭОТАР-Медиа, 2013.	95	
2	Органическая химия : учеб. для бакалавров	И. И. Грандберг, Н. Л. Нам	М. : Юрайт, 2013.	5	
3	Химия : учебник	Л. М. Пустовалова, И. Е.	М. : КНОРУС, 2014	36	

- 4 Химия [Электронный ресурс] : сб. тестовых заданий с эталонами ответов для студентов 1 курса на базе основного общего образования. - Режим доступа: [http://krasgmu.vmede.ru/index.php?page\[common\]=elib&cat=&res_id=51095](http://krasgmu.vmede.ru/index.php?page[common]=elib&cat=&res_id=51095) сост. Н. В. Агафонова, И. П. Агафонова Красноярск : КрасГМУ, 2015. ЭБС КрасГМУ
- 5 Химия [Электронный ресурс]: рабочая тетрадь для внеаудитор. (самостоят.) работы студентов 1 курса на базе основного общего образования (очная форма обучения). - Режим доступа: [http://krasgmu.vmede.ru/index.php?page\[common\]=elib&cat=&res_id=51653](http://krasgmu.vmede.ru/index.php?page[common]=elib&cat=&res_id=51653) сост. Е. Н. Казакова Красноярск : КрасГМУ, 2015. ЭБС КрасГМУ

Электронные ресурсы:

ЭБС КрасГМУ «Colibris»

ЭБС Консультант студента ВУЗ

ЭБС Консультант студента Колледж

ЭМБ Консультант врача

ЭБС Айбукс

ЭБС Букап

ЭБС Лань

ЭБС Юрайт

СПС КонсультантПлюс

НЭБ eLibrary

Приложение 1

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Периоды	Ряды	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																Зарядовое число	
		I		II		III	IV		V		VI		VII		VIII				
		а	б	а	б	а	а	б	а	б	а	б	а	б	а	а			
1	1	H 1 ВОДОРОД 1,008															He 2 ГЕЛИЙ 4,003		
2	2	Li 3 ЛИТИЙ 6,941	Be 4 БЕРИЛЛИЙ 9,0122	B 5 БОР 10,811	C 6 УГЛЕРОД 12,011	N 7 АЗОТ 14,007	O 8 КИСЛОРОД 15,999	F 9 ФТОР 18,998									Ne 10 НЕОН 20,179		
3	3	Na 11 НАТРИЙ 22,989	Mg 12 МАГНИЙ 24,312	Al 13 АЛЮМИНИЙ 26,982	Si 14 КРЕМНИЙ 28,086	P 15 ФОСФОР 30,974	S 16 СЕРА 32,064	Cl 17 ХЛОР 35,453									Ar 18 АРГОН 39,948		
4	4	K 19 КАЛИЙ 39,102	Ca 20 КАЛЬЦИЙ 40,08	Sc 21 СКАНДИЙ 44,956	Ti 22 ТИТАН 47,88	V 23 ВАНАДИЙ 50,941	Cr 24 ХРОМ 51,996	Mn 25 МАРГАНЕЦ 54,938	Fe 26 ЖЕЛЕЗО 55,845	Co 27 КОБАЛЬТ 58,933	Ni 28 НИКЕЛЬ 58,7								
	5	Cu 29 МЕДЬ 63,546	Zn 30 ЦИНК 65,37	Ga 31 ГАЛЛИЙ 69,72	Ge 32 ГЕРМАНИЙ 72,59	As 33 АРСЕН 74,922	Se 34 СЕЛЕН 78,96	Br 35 БРОМ 79,904										Kr 36 КРИПТОН 83,8	
5	6	Rb 37 РУБИДИЙ 85,468	Sr 38 СТРОНЦИЙ 87,62	Y 39 ИТРИЙ 88,906	Zr 40 ЦИРКОНИЙ 91,22	Nb 41 НИОБИЙ 92,906	Mo 42 МОЛИБДЕН 95,94	Tc 43 ТЕХНЕЦИЙ (99)	Ru 44 РУТЕНИЙ 101,07	Rh 45 РОДИЙ 102,96	Pd 46 ПАЛЛАДИЙ 106,4								
	7	Ag 47 СЕРЕБРО 107,868	Cd 48 КАДМИЙ 112,41	In 49 ИНДИЙ 114,82	Sn 50 ОЛОВО 118,69	Sb 51 СВУРЬЯ 121,75	Te 52 ТЕЛЛУР 127,6	I 53 ИОД 126,905										Xe 54 КСЕНОН 131,3	
6	8	Cs 55 ЦЕЗИЙ 132,905	Ba 56 БАРИЙ 137,34	57-71 ЛАНТАНОИДЫ			Hf 72 ГАФНИЙ 178,49	Ta 73 ТАНТАЛ 180,948	W 74 ВОЛЬФРАМ 183,85	Re 75 РЕНИЙ 186,207	Os 76 ОСМИЙ 190,2	Ir 77 ИРИДИЙ 192,22	Pt 78 ПЛАТИНА 195,09						
	9	Au 79 ЗОЛОТО 196,967	Hg 80 РУТУТЬ 200,59	Tl 81 ТАЛЛИЙ 204,37	Pb 82 СВИНЕЦ 207,19	Bi 83 ВИСМУТ 208,98	Po 84 ПОЛОНИЙ (209)	At 85 АСТАТ (210)										Rn 86 РАДОН (222)	
7	10	Fr 87 ФРАНЦИЙ (223)	Ra 88 РАДИЙ (226)	89-103 АКТИНОИДЫ			Rf 104 РЕЗЕРФОРДИЙ (261)	Db 105 ДУБИНИЙ (262)	Sg 106 СИБОРГИЙ (263)	Bh 107 БОРИЙ (262)	Hn 108 ХАННИЙ (265)	Mt 109 МЕЙТТЕРИЙ (268)							
ВЫСШИЕ ОКСИДЫ		R ₂ O		RO		R ₂ O ₃		RO ₂		R ₂ O ₅		RO ₃		R ₂ O ₇		RO ₄			
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ						RH ₄		RH ₃		H ₂ R		HR							
ЛАНТАНОИДЫ																			
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71					
La ЛАНТАН 138,906	Ce ЦЕРИЙ 140,12	Pr ПРАЗЕОДИЙ 140,908	Nd НЕОДИМ 144,24	Pm ПРОМЕТИЙ (145)	Sm САМАРИЙ 150,4	Eu ЕВРОПИЙ 151,96	Gd ГАДОЛИНИЙ 157,25	Tb ТЕРБИЙ 158,925	Dy ДИСПРОЗИЙ 162,5	Ho ГОЛЬМИЙ 164,93	Er ЭРБИЙ 167,26	Tm ТУЛЬИЙ 168,934	Yb ИТТЕРБИЙ 173,04	Lu ЛЮТЕЦИЙ 174,97					
АКТИНОИДЫ																			
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103					
Ac АКТИНИЙ (227)	Th ТОРИЙ 232,038	Pa ПРОТАКТИНИЙ (231)	U УРАН 238,029	Np НЕПУТЧИЙ (237)	Pu ПЛУТОНИЙ (244)	Am АМЕРЦИЙ (243)	Cm КЮРИЙ (247)	Bk БЕРКЛИЙ (247)	Cf КАЛИФОРНИЙ (251)	Es ЭЙНШТЕЙН (254)	Fm ФЕРМИЙ (257)	Md МЕНДЕЛЕВИЙ (258)	No НОВАКОВИЙ (259)	Lr ЛОУРИСЦИЙ (260)					

www.calc.ru



Д.И. Менделеев
1834-1907



- РАСПРЕДЕЛЕНИЕ ЭЛЕКТРОНОВ ПО СЛОЯМ
- s-элементы
 - p-элементы
 - d-элементы
 - f-элементы

Приложение 2.

РАСТВОРИМОСТЬ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ В ВОДЕ

Ионы	H ⁺	NH ₄ ⁺	K ⁺	Na ⁺	Ag ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	Cu ²⁺	Hg ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺
OH ⁻		P	P	P	-	P	M	M	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	P	P
F ⁻	P	P	P	P	P	M	H	M	P	H	P	P	M	P	-	M	M	H	M	M
Cl ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	H	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	M	P	M	H	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	H	P	P	P	P	P	P	P	H	-	H	H	P	-	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	H	-	-	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	M	M	M	M	H	M	H	-	H	-	-	-	M	-	-	-
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	M	H	M	P	P	P	P	P	H	P	P	M	P	P	P	P
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	-	-	H	-	-	H	H	-	-	-
SiO ₃ ²⁻	H	-	P	P	H	H	H	H	H	H	H	-	H	-	-	-	H	-	-	-
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P

