

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПРОВЕДЕНИЮ
ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ (СЕМИНАРСКИХ ЗАНЯТИЙ) ПО ДИСЦИПЛИНЕ**

ОДБ.10 Химия

**Санкт-Петербург
2024**

Методические рекомендации по проведению практических занятий (семинарских занятий) по дисциплине разработаны в соответствии с рабочей программой учебной дисциплины ОДБ.10 Химия, входящей в состав образовательной программы подготовки специалистов среднего звена по укрупненной группе специальностей 52.00.00 «Сценические искусства и литературное творчество».

55.02.02 «Анимация и анимационное кино»

Разработчики:

СПб ГБ «Академия индустрии красоты «ЛОКОН»

(место работы)

(занимаемая должность)

(инициалы, фамилия)

1. ПОЯСНИТЕЛЬНАЯ ЗАПИСКА

Методические рекомендации по проведению практических занятий (семинарских занятий) предназначены для обучающихся образовательной программы подготовки специалистов среднего звена по укрупненной группе специальностей 52.00.00 «Сценические искусства и литературное творчество».

55.02.02 «Анимация и анимационное кино»

Целью методических рекомендаций является определение содержания, формы и порядка проведения практических занятий (семинарских занятий) по учебной дисциплине, а также требований к результатам работы.

Проведение практических занятий (семинарских занятий) направлено на обобщение, систематизацию, углубление, закрепление теоретических знаний, практических (профессиональных) умений, необходимых в последующей учебной и профессиональной деятельности.

В результате проведения практических занятий (семинарских занятий) по учебной дисциплине ОДБ.10 Химия, обучающиеся должны:

Формирование у студентов химической составляющей естественно-научной картины мира как основы принятия решений в жизненных и производственных ситуациях, ответственного поведения в природной среде.

Задачи дисциплины:

сформировать понимание закономерностей протекания химических процессов и явлений в окружающей среде, целостной научной картины мира, взаимосвязи и взаимозависимости естественных наук;

развить умения проводить расчеты по химическим формулам и уравнениям химических реакций, планировать и интерпретировать результаты химических экспериментов,

сформировать навыки проведения химических экспериментальных исследований с соблюдением правил безопасного обращения с веществами и лабораторным оборудованием;

развить умения анализировать, оценивать, проверять на достоверность и обобщать информацию химического характера из различных источников;

сформировать умения прогнозировать последствия своей деятельности и химических природных, бытовых и производственных процессов;

сформировать понимание значимости достижений химической науки и технологий для развития социальной и производственной сфер.

Методические рекомендации по проведению практических занятий (семинарских занятий) содержат: тему, цель работы, порядок выполнения заданий, формы контроля, критерии оценивания, методические рекомендации по организации и выполнению отдельных видов работ, требования к оформлению заданий.

2. ТЕМАТИЧЕСКИЙ ПЛАН ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ (СЕМИНАРСКИХ ЗАНЯТИЙ)

№ п/п	Наименование тем учебной дисциплины, практических занятий (семинарских занятий)	Объем часов	Форма контроля
	Тема 1.1.Строение атомов химических элементов и природа химической связи		
1	Практическое занятие №1 Решение практических заданий на составление электронно-графических формул элементов 1-4 периодов.	2	<i>Экспертная оценка выполнения практических заданий</i>
	Тема 1.2.Периодический закон и таблица Д.И. Менделеева		
2	Практическое занятие №2 Решение практико-ориентированных теоретических заданий на характеристику химических элементов	2	<i>Экспертная оценка выполнения практических заданий, анализ работы с текстом и составления таблиц</i>
	Тема 2.1. Типы химических реакций		
3	Практическое занятие № 3 Составление уравнений реакций соединения, разложения, замещения, обмена.	1	<i>Экспертная оценка выполнения практических заданий, тест, анализ работы с текстом и составления таблиц</i>
	Практическое занятие № 4 Уравнения окисления-восстановления. Степень окисления. Окислитель и восстановитель.	1	<i>Экспертная оценка выполнения практических заданий, анализ работы с текстом и составления таблиц</i>
	Тема 2.2. Электролитическая диссоциация и ионный обмен		
6	Практическое занятие № 5 Реакции гидролиза	1	<i>Экспертная оценка выполнения практических заданий, анализ текста</i>
	Тема 3.1.Классификация, номенклатура и строение неорганических веществ		
7	Практическое занятие №6 Решение задач на расчет массовой доли (массы) химического элемента	4	<i>Экспертная оценка выполнения практических заданий, анализ текст, заполнение таблиц</i>
	Тема 3.2. Физико-химические свойства неорганических веществ		
9	Практическое занятие№7 Составление уравнений химических реакций	4	<i>Экспертная оценка выполнения практических заданий, конспект, заполнение таблицы</i>
	Практическое занятие№8 Свойства металлов и неметаллов	2	<i>Экспертная оценка выполнения практических заданий, анализ работы с</i>

			текстом и составления таблиц
	Тема 3.3. Производство неорганических веществ. Значение и применение в быту и на производстве		
11	Практическое занятие №9 Решение практико-ориентированных заданий.	1	Экспертная оценка выполнения практических заданий
	Тема 4.1. Классификация, строение и номенклатура органических веществ		
12	Практическое занятие №10 Номенклатура органических соединений отдельных классов	2	Экспертная оценка выполнения практических заданий, анализ работы с текстом
	Тема 4.2. Свойства органических соединений		
14	Практическое занятие №11 Решение расчетных задач по уравнениям реакций с участием органических веществ.	4	Экспертная оценка выполнения практических заданий, анализ работы с текстом и составления таблиц
	Тема 4.3. Органические вещества в жизнедеятельности человека. Производство и применение органических веществ в промышленности		
16	Практическое занятие №12 Решение практико-ориентированных заданий по составлению химических реакций	2	Экспертная оценка выполнения практических заданий, анализ работы с картой и составления таблиц
	Тема 5.1. Кинетические закономерности протекания химических реакций		
18	Практическое занятие №13 Изучение зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры.	1	Экспертная оценка выполнения практических заданий, анализ работы с текстом и составления таблиц
	Тема 5.2. Термодинамические закономерности протекания химических реакций. Равновесие химических реакций		
19	Практическое занятие №14 Влияние различных факторов на изменение равновесия химических реакций.	1	Экспертная оценка выполнения практических заданий, анализ работы с текстом и составления таблиц
	Тема 6.1. Дисперсные системы и факторы их устойчивости		

20	Практическое занятие №15 Решение задач на приготовление растворов.	2	Экспертная оценка выполнения практических заданий, анализ работы с текстом и составления таблиц
	Тема 6.2. Исследование свойств дисперсных систем для их идентификации		
21	Практическое занятие №16 Растворы	2	Экспертная оценка выполнения практических заданий, анализ работы с текстом и составления таблиц
	Практическое занятие №17 Исследование дисперсных систем.	1	Экспертная оценка выполнения практических заданий, анализ работы с текстом и составления таблиц
	Тема 7.1. Обнаружение неорганических катионов и анионов		
22	Практическое занятие №18 Качественные химические реакции, характерные для обнаружения неорганических веществ	1	Экспертная оценка выполнения практических заданий, анализ работы с текстом и составления таблиц
	Тема 7.2. Обнаружение органических веществ отдельных классов с использованием качественных реакций		
	Практическое занятие №19 Обнаружение органических соединений отдельных классов.	1	Экспертная оценка выполнения практических заданий, анализ работы с текстом и составления таблиц
	Тема 8.1. Химия в быту и производственной деятельности человека		
	Практические занятия №20	4	Экспертная оценка выполнения практических заданий, анализ работы с текстом и составления таблиц
	Итого	46	

3. СОДЕРЖАНИЕ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

Тема 1.1. Строение атомов химических элементов и природа химической связи Практическое занятие №1 Решение практических заданий на составление электронно-графических формул элементов 1-4 периодов.

Цель: Формирование умений обучающихся записывать электронные конфигурации атомов элементов I-IV периодов и определять элемент по электронной конфигурации атома

1. заряд ядра атома
2. формула состава атома (количество p; n; e)
3. количество энергетических уровней и размещение на них электронов
4. формула электронной конфигурации (1S2S2P3S3P4S4P5S4D5P6S5D4F6P7S6D5F7P)
5. квантовые ячейки (графическая формула)
6. число электронов на последнем слое => металл или неметалл

Ход практического занятия:

Работа с терминами: вещество, химический элемент, атом, молекула, масса атомов и молекул, ион, радикал, аллотропия, моль, молярная масса, молярный объем газообразных веществ, вещества молекулярного и немолекулярного строения;

Основные законы химии: закон сохранения массы веществ, закон постоянства состава веществ, закон Авогадро

Задание № 1

Дать определение, используя лекционный материал

Атом – это

Химический элемент – это

Изотоп – это

Задание № 2

Ответить на вопросы

а) Из каких частиц состоит атом

б) Какую форму имеют s- и p-орбитали

в) Какое строение электронной оболочки атомов

Задание № 3

Заполнить свободные ячейки

Символ элемента	$^{31}_{15}\text{P}$				
Число протонов		26			80
Число нейтронов		30			
Число электронов				53	
Атомный номер			50		
Массовое число			119	127	201

Задание № 4

Решить задачу

*Могут ли в состав, какой либо молекулы входить следующие массы кислорода и серы:**а) 8 а.е.м.**б) 16 а.е.м.**в) 64 а.е.м.**г) 24 а.е.м.**Дать объяснения*

а)

б)

в)

г)

Задание № 5*Вычислить какие массовые доли элементов в процентах по формулам: а) CuSO_4*

б) Fe_2O_3

в) HNO_3

Задание № 6

Определите состав атомов у элементов:

№13

№56

№30

№101

ТЕМЫ ДОКЛАДОВ И РЕФЕРАТОВ

1. Способы существования химических элементов: атомы, простые и сложные вещества.
2. Агрегатные состояния вещества.
3. Плазма – четвертое состояние вещества.
4. Электронная оболочка атомов.
5. Принцип Паули.
6. Правило Гунда.
7. Использование радиоактивных изотопов в технических целях.
8. Рентгеновское излучение и его использование в технике и медицине.

Тема 1.2. Периодический закон и таблица Д.И. Менделеева

Практическое занятие №2 Решение практико-ориентированных теоретических заданий на характеристику химических элементов

Цель занятия: обобщить знания об электронном строении атомов химических элементов; закрепить умения и навыки составления электронных формул атомов химических элементов, а также их графических изображений. Отработать основные понятия: «электронное облако», «атомная орбиталь», «радиус».

Работа с терминами: атом, строение атома, изотопы, энергия ионизации, электроотрицательность.

Основные законы химии: Периодический закон

Задание № 1

Дать определение, используя лекционный материал или учебник

Периодическая система – это

Период – это

Группа – это

Задание № 2

Закончить предложения

а) Металлические свойства в периодах

б) Неметаллические свойства в периодах

в) Неметаллы образуют элементы, атомы которых

г) Электронная оболочка атомов состоит _

Задание №3

Решить задачу

Определить массовые доли в оксиде меди (I) и в оксиде меди (II). Найденные массовые доли выразить в процентах.

Задание № 4

Заполнить таблицу, записав в ней формулы веществ, относящихся к каждому классу веществ: CaO, H₂, Ag, Fe(OH)₃, HNO₃, Cu(NO₃)₂, MgSO₄, H₂SO₄, Zn(OH)₂, F₂O₃, CaCl₂, Na, S, P₂O₅, NaOH, Zn, HCl, Cl₂.

Вещества

Простые вещества		Сложные вещества			
Металлы	Неметаллы	Оксиды	Основания	Кислоты	Соли

Задание № 5

Составить электронную формулу элемента с порядковым номером **56** в Периодической системе. Сделать вывод о принадлежности к металлам или неметаллам. Записать формулы высшего оксида и гидроксида.

План характеристики химического элемента по его положению ПСХЭ Д.И. Менделеева

1. Название элемента, химический знак, относительная атомная масса, порядковый номер; номер периода, номер группы, подгруппы – главная или побочная.
2. Строение атома элемента:
 - а) заряд ядра атома; б) количество протонов, в) нейтронов в ядре атома; г) количество электронов в атоме; д) электронная формула атома и электронно-графическое изображение; е) семейство s-, p-, d-, f-. металлический или неметаллический элемент; С.О. — максимальная, минимальная.
3. Высший оксид, характер высшего оксида; химические свойства высшего оксида (предложить несколько уравнений реакций.)
4. Гидроксид, характер гидроксида (основания, кислота) химические свойства гидроксида (составить несколько уравнений реакций).
5. Водородное соединение; характер водородного соединения (основной, кислотный).
6. Дать сравнение данного элемента с рядом стоящими по периоду; по группе, главной подгруппе (сравнивается его металличность или неметалличность).

Задание № 1

Охарактеризовать по данному плану химические элементы Ca, Na, Cl, Br
Ca

CI

Na

$$Br$$

Тема 2.1. Типы химических реакций
Практическое занятие № 3 Составление уравнений реакций соединения, разложения, замещения, обмена.

Цель занятия: изучить процесс составления химических уравнений, используя методику построения уравнений реакций не относящихся к ОВР; отработать навыки превращения схемы в уравнения химических реакций

Работа с терминами: окисление и восстановление, электролиз

Задание № 1

Дать определение, используя лекционный материал

Окислительно-восстановительная реакция – это

Восстановитель – это

Окислитель – это

Восстановление – это

Задание № 2

Ответить на вопросы

а) Что называется процессом окисления?

б) Как изменяется СО элемента при восстановлении?

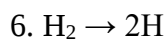
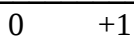
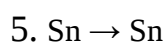
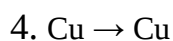
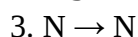
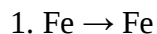
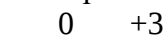
в) Как изменяется СО элемента при окислении?

г) Перечислить типы химических реакций:

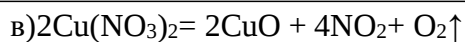
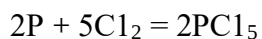
д) Какие типы ОВР вы знаете?

Задание № 3

Какие из перечисленных ниже процессов представляют собой: окисление (о-е), какие — восстановление (в-е). Определите число отданных или принятых электронов.

**Задание № 4**

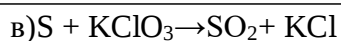
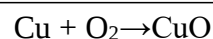
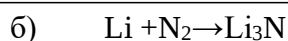
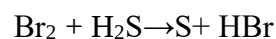
Составить уравнения ОВР методом электронного баланса: а)

**Задание № 5**

Вариант I

Вариант II

Составить уравнения ОВР методом электронного баланса.



Практическое занятие № 4 Уравнения окисления-восстановления. Степень окисления. Окислитель и восстановитель.

Цель: углубить знания о типах химических реакций; усовершенствовать навыки составления уравнений химических реакций.

Краткие теоретические сведения:

Реакция *соединения* – это такие реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество.

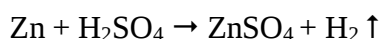
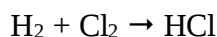
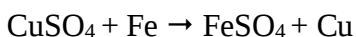
Реакция *разложения* – это такие реакции, в результате которых из одного вещества образуются два или несколько новых веществ.

Реакции *замещения* – это реакции между простым и сложным веществами, в процессе которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов сложного вещества, образуя новое простое и новое сложное вещества.

Реакция *обмена* – это такие реакции, в процессе которых два вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых вещества.

Вариант 1.

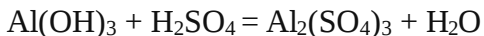
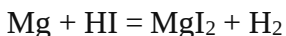
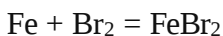
1. Укажите реакцию разложения, подберите коэффициенты.



2. Закончить уравнения. Записать их в молекулярном и ионном виде. Сделать заключение о возможности протекания этих реакций.



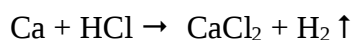
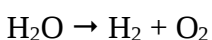
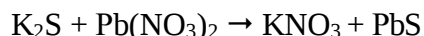
3. Расставить коэффициенты в химических реакциях указать тип реакции



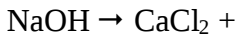
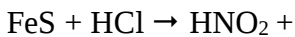
4. Решить задачу. Вычислите сколько граммов ртути можно получить, при разложении 43,4г оксида ртути (II).

Вариант 2.

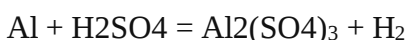
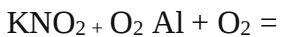
1. Укажите реакцию замещения, подберите коэффициенты.



2. Закончить уравнения. Записать их в молекулярном и ионном виде. Сделать заключение о возможности протекания этих реакций.



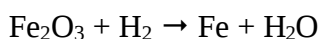
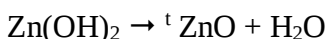
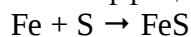
3. Расставить коэффициенты в химических реакциях указать тип реакции



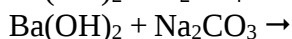
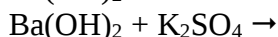
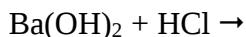
4. Решить задачу. Вычислите объём углекислого газа, который выделится при разложении 500г карбоната кальция, содержащего примеси.

Вариант 3.

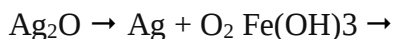
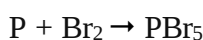
1. Укажите реакцию соединения, подберите коэффициенты. $\text{Al}_2\text{O}_3 +$



2. Закончить уравнения. Записать их в молекулярном и ионном виде. Сделать заключение о возможности протекания этих реакций.



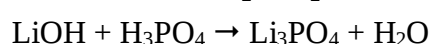
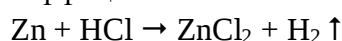
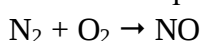
3. Расставить коэффициенты в химических реакциях указать тип реакции



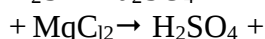
4. Решить задачу. Какое количество вещества и масса железа потребуется для реакции с 16г серы?

Вариант 4.

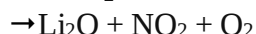
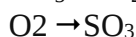
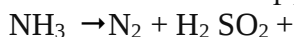
1. Укажите реакцию обмена, подберите коэффициенты.



2. Закончить уравнения. Записать их в молекулярном и ионном виде. Сделать заключение о возможности протекания этих реакций.



3. Расставить коэффициенты в химических реакциях, указать тип реакции



4. Решить задачу. Сожгли 15,5 г фосфора. Какая масса оксида фосфора(V) образовалась и сколько молей кислорода вступило в реакцию?

Дополнительно

Разгадывание химических ребусов.

К какому типу химических реакций нужно отнести следующие реакции?

Из букв, соответствующих правильным ответам, вы получите название химического элемента.

$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$	Ц	Ч	Н
$2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$	И	Ё	Ю
$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$	Т	К	Р
$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 = 2\text{NH}_3 \uparrow$	Е	Н	О
$2\text{Fe(OH)}_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	Ш	Л	Х
$\text{Mg} + \text{CuCl}_2 = \text{MgCl}_2 + \text{Cu}$	Л	Н	Ь

Тема 2.2. Электролитическая диссоциация и ионный обмен

Практическое занятие № 5 Реакции гидролиза

Цель работы: изучение гидролиза солей разных типов.

Задачи работы:

1. Научиться определять реакцию среды растворов солей различных типов.
2. Исследовать растворы различных солей на протекание реакций гидролиза. Отработать навыки составления уравнений реакций гидролиза.

3. Отработать навыки экспериментальной работы, соблюдая правила техники безопасности при работе в кабинете химии.

Краткие теоретические сведения.

Распад электролитов на ионы при растворении в воде или расплавлении называется электролитической диссоциацией. Электролиты – вещества, проводящие электрический ток в растворенном или расплавленном состоянии. К электролитам относятся вещества, имеющие ионную связь: соли, основания, полярные молекулы кисло. Классификация электролитов приведена в таблице 1. Вещества, которые в растворенном или расплавленном состоянии не проводят электрического тока, называются неэлектролитами.

Таблица 1. Классификация электролитов

Степень электролитической диссоциации	Сила электролита		Примеры
$\alpha > 30\%$	сильные	кислоты	$H_2SO_4, HNO_3, HCl, HBr, HI$
		основания	$Me^{n+}(OH)_n$ Р., М. в воде
		соли	Р. в воде
$3\% < \alpha < 30\%$	средние	кислоты	HF, H_2SO_3, H_3PO_4
		основания	$Fe(OH)_3$
$\alpha < 3\%$	слабые	кислоты	$H_2S, H_2CO_3, H_2SiO_3, CH_3COOH$
		основания	$Me^{n+}(OH)_n$ Н. в воде и NH_4OH
		соли	М. в воде

Гидролиз соли - взаимодействие ионов соли с водой, когда образуется слабый электролит $[H^+] = [OH^-]$ - среда нейтральная, $[H^+] > [OH^-]$ - среда кислая, $[OH^-] > [H^+]$ - среда щелочная. В зависимости от своего состава соли по-разному реагируют с водой, поэтому можно выделить 4 типа гидролиза солей, которые представлены в таблице 2.

Таблица 2. Типы гидролиза солей

1. Соль образована катионом слабого основания и анионом сильной кислоты. $(CuCl_2, NH_4Cl, Fe_2(SO_4)_3$ — гидролиз по катиону) $CuCl_2 \rightleftharpoons Cu^{2+} + 2Cl^-$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $Cu^{2+} + 2Cl^- + H^+ + OH^- \rightleftharpoons CuOH^+ + \underline{H^+} + 2Cl^-$ <u>Выводы:</u> $[H^+] > [OH^-] \Rightarrow pH < 7 \Rightarrow$ среда раствора кислая $\Rightarrow$ окраска индикаторов изменяется	2. Соль образована катионом сильного основания и анионом слабой кислоты. $(K_2CO_3, Na_2S$ — гидролиз по аниону) $K_2CO_3 \rightleftharpoons 2K^+ + CO_3^{2-}$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $2K^+ + CO_3^{2-} + H^+ + OH^- \rightleftharpoons HCO_3^- + 2K^+ + \underline{OH^-}$ <u>Выводы:</u> $[H^+] < [OH^-] \Rightarrow pH > 7 \Rightarrow$ среда раствора щелочная $\Rightarrow$ окраска индикаторов изменяется
3. Соль образована катионом слабого основания и анионом слабой кислоты. $((NH_4)_2CO_3, CH_3COONH_4, Na_2CO_3$ — гидролиз по катиону и по аниону) $Fe_2(CO_3)_3 \rightleftharpoons 2Fe^{3+} + 3CO_3^{2-}$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $2Fe^{3+} + 3CO_3^{2-} + H^+ + OH^- \rightleftharpoons Fe(OH)_3 \downarrow + CO_2 \uparrow + \underline{H_2O}$ идёт до конца <u>Выводы:</u> Характер среды определяется относительной силой кислоты и основания.	4. Соль образована катионом сильного основания и анионом сильной кислоты. <u>(гидролизу не подвергаются)</u> $(NaCl, K_2SO_4, Ba(NO_3)_2)$. $NaCl \rightleftharpoons Na^+ + Cl^-$ $H_2O \rightleftharpoons H^+ + OH^-$ $Na^+ + Cl^- + H^+ + OH^- \rightleftharpoons Na^+ + Cl^- + \underline{H^+} + \underline{OH^-}$ <u>Выводы:</u> $[H^+] = [OH^-] \Rightarrow pH = 7 \Rightarrow$ среда раствора нейтральная $\Rightarrow$ окраска индикаторов не изменяется

Приборы и реактивы:

- растворы солей: карбонат калия, карбонат натрия, нитрат калия, сульфат алюминия, сульфат железа (III), сульфат меди (II), хлорид железа (III), хлорид натрия, хлорид цинка;
- универсальная индикаторная бумажка, штатив с пробирками, предметные стаканы, пипетка, стеклянная палочка.

Порядок выполнения работы.

Опыт № 1. Испытание растворов солей индикатором. Гидролиз солей.

Ход работы: На полоску универсальной индикаторной бумаги нанести пипеткой по одной капли раствора каждой соли (из списка реактивов).

Оформление отчета: результаты наблюдений занести в таблицу №3.

Таблица 3. Определение среды растворов солей

Формула соли	Цвет индикатора			Какими основаниями и кислотами <i>сильными (↑) или слабыми (↓)</i> <i>kt ↑ основания и an ↓ кислоты</i>
	Нейтральный	Кислая	Щелочная	
1. K_2CO_3			синий	
2. Na_2CO_3				
3. KNO_3				
4. $Al_2(SO_4)_3$				
5. $Fe_2(SO_4)_3$				
6. $CuSO_4$				
7. $FeCl_3$				
8. $NaCl$				
9. $ZnCl_2$				

Задание. После заполнения таблицы составьте уравнения реакций гидролиза солей, растворы которых имели, кислую или щелочную среду раствора. С помощью уравнений реакций объясните происходящие реакции.

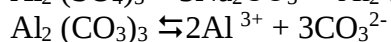
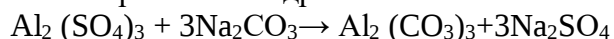
Опыт № 2. Получение соли карбоната алюминия и наблюдение за её гидролизом.

Ход работы: К 1 мл раствора соли алюминия прилейте 1 мл раствора карбоната натрия.

Оформление отчета: записать наблюдения и уравнение гидролиза в таблицу:

Условия проведения.	Наблюдения	Уравнения гидролиза. Вывод

Уравнение гидролиза:



Опыт № 3. Экспериментальная задача.

Ход работы: В трёх, пронумерованных, пробирках находятся растворы солей: K_2SO_4 , $Al(NO_3)_3$, $NaCl$. Определите, в какой пробирке находятся данные соли.

Алгоритм проведения опыта по определению веществ:

1. Дотронуться стеклянными палочками из пронумерованных пробирок до индикаторной бумага, записать цвет индикаторной бумага и сделать заключение о реакции среды раствора.

2. Записать уравнение гидролиза предложенных солей и сделать выводы (назовите среду раствора каждой соли).

3. Сопоставить формулы солей и цвет индикаторной бумаги.

Оформление отчета: записать наблюдения и уравнение гидролиза в таблицу:

Формулы солей	Цвет индикаторной бумаги	Уравнение гидролиза, среда раствора
1. K_2SO_3		
2. $Al(NO_3)_3$		
3. $NaCl$		

Выводы по работе (ответить на вопрос).

Как реакция среды растворов зависит от типов солей?

Тема 3.1. Классификация, номенклатура и строение неорганических веществ Практическое занятие №6 Решение задач на расчет массовой доли (массы) химического элемента

Цель: закрепить знания по определению принадлежности к классу неорганических веществ, отработать умения решать задачи с использованием понятия массовая доля растворенного вещества в растворе.

Формируемые компетенции: ОК.01, ОК. 02.

Краткие теоретические сведения:

Оксидами называются сложные вещества, которые состоят из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления -2 .

По составу и кислотно-основным свойствам оксиды подразделяются на солеобразующие (основные, кислотные, амфотерные) и несолеобразующие.

Кислотным оксидам соответствуют кислоты.

Основным оксидам соответствуют основания.

В оксидах, гидроксидах и солях степень окисления водорода равна $+1$, кислорода равна -2 .

Основаниями называются сложные вещества, в состав которых входят атомы металлов, соединённые с одной или несколькими гидроксогруппами: $NaOH$, $Ca(OH)_2$, $Cr(OH)_3$ и т.д.

Кислотами называются вещества, при электролитической диссоциации которых в водных растворах в качестве катионов образуются только катионы водорода H^+ и никаких других катионов не образуется.

Солями называются соединения, состоящие из катионов металлов (или аммония) и анионов – кислотных остатков: KCl , Na_2SO_4 , K_3PO_4 , NH_4Cl , $(NH_4)_2SO_4$ и т.д.

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:

$$m_{p-ра} = 40г$$

$$\omega = 5\%$$

$$m(NaCl) - ?$$

$$m(H_2O) - ?$$

Решение:

1. Рассчитайте массу растворенного вещества по формуле: $m_{в-ва} = \omega \cdot m_{p-ра} / 100\%$

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

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.

Вариант 1.

1. Распределить по классам и дать названия соединениям: CaSO_4 , CaCl_2 , Na_2HPO_4 , H_2SO_3 , H_2S , $\text{Pb}(\text{OH})_2$, N_2O_5 , $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, KHCO_3 .

оксиды	кислоты	соли	гидроксиды

2. Для приведенных веществ CuSO_4 , $\text{Ba}(\text{H}_2\text{PO}_3)_2$, FeOHSO_4 , $\text{Mg}(\text{OH})_2$, Cr_2O_3 , H_2SO_3 , Na_2O

- Определить класс и тип соединения;
- Определить степень окисления каждого элемента в соединениях; в) Назвать соединения;
- Подтвердить химический характер оксидов
- Составить уравнения реакций солеобразования

3. Осуществить следующие превращения:



4. Решить задачу. В 180 гр растворили 20 г. нитрата калия. Какова массовая доля растворенного вещества в растворе? Какое количество вещества содержится в 220 г. оксида углерода (IV)?

Вариант 2.

1. Распределить по классам и дать названия соединениям: $\text{Mg}(\text{OH})_2$, H_2SO_3 , $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$, NO_2 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, Fe_2O_3 , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, HBr , MgO , FeCl_3

оксиды	кислоты	соли	гидроксиды

2. Для приведенных веществ ZnSO_3 , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, BeO , HNO_3 , $\text{Tl}(\text{OH})_3$, I_2O_5 , HIO , K_2O .

- Определить класс и тип соединения;
- Определить степень окисления каждого элемента в соединениях; в) Назвать соединения;
- Подтвердить химический характер оксидов
- Составить уравнения реакций солеобразования

3. Осуществить следующие превращения:



4. Решить задачу. Определите массу хлорида кальция и массу воды, которые необходимы для приготовления 480 гр раствора с массовой долей хлорида кальция 5%. Какое количество вещества содержится в 4,5 гр оксида магния?

Вариант 3.

1. Распределить по классам и написать названия соединений: $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$, Cu_2SO_4 , LiOH , K_2O , HNO_2 , SO_2 , H_2SiO_3 , SO_2 , HClO_4 , BaO

оксиды	кислоты	соли	гидроксиды

2. Для приведенных веществ $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$, K_2HPO_4 , CrOH , NaOH , ZnO , H_2SeO_4 , MgO , Fe_2O_3

- Определить класс и тип соединения;
- Определить степень окисления каждого элемента в соединениях; в) Назвать соединения;
- Подтвердить химический характер оксидов
- Составить уравнения реакций солеобразования

3. Осуществить следующие превращения:

- $\text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{MgCO}_3 \rightarrow \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$
- $\text{CuO} \rightarrow \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuOHNO}_3$

4. Решить задачу. В 180 гр растворили 20 гр нитрата лития. Какова массовая доля растворенного вещества в растворе? Какое количество вещества содержится в 400 гр оксида углерода (IV)?

Вариант 4.

1. Распределить по классам и написать названия соединений: FeO , CrCl_2 , H_2CO_3 , $\text{Mn}(\text{OH})_2$, K_2CO_3 , ClO_3 , HI , $\text{Cr}(\text{OH})_2$, LiOH , H_2SiO_3 .

оксиды	кислоты	соли	гидроксиды

2. Для приведенных веществ CuS ; $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$; CuOHCl ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$; H_2CO_3 ; SO_3 ; MgO , $\text{Ca}(\text{OH})_2$

- Определить класс и тип соединения;
- Определить степень окисления каждого элемента в соединениях; в) Назвать соединения;
- Подтвердить химический характер оксидов
- Составить уравнения реакций солеобразования

3. Осуществить следующие превращения:

- $\text{CaO} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$

4. Решите задачу. Рассчитайте массу воды и соли, необходимых для приготовления 150 гр раствора с массовой долей соли 30%. Каковы масса оксида углерода (IV)?

Дополнительно

В природе сера встречается в виде соединений. Рассчитайте массовую долю серы в каждом соединении. Какое природное соединение имеет самое высокое значение массовой доли серы?

Название природного соединения	Химическая формула	Содержание железа (в %)
Железный колчедан (пирит)	FeS_2	
Киноварь	HgS	
Цинковая обманка	ZnS	
Свинцовый блеск (галенит)	PbS	
Сероводород	H_2S	

Тема 3.2. Физико-химические свойства неорганических веществ

Практическое занятие №7 Составление уравнений химических реакций

Цель: обобщение, систематизация и осмысление знаний по теме «Физико-химические свойства неорганических веществ».

Формируемые ОК и ПК: ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам; ОК 02. Использовать современные средства поиска, анализа и интерпретации информации, и информационные технологии для выполнения задач профессиональной деятельности; ПК 2.3. Оформлять результаты методической и исследовательской деятельности в виде выступлений, докладов, отчетов.

Теоретический материал по теме практического занятия.

Химическое уравнение.

Химическое уравнение — это условная запись химического превращения с помощью химических формул и математических знаков.

При составлении химических уравнений используют математические знаки «+», «-», «=», а также числа — они выступают в качестве коэффициентов и индексов.

Коэффициенты показывают число частиц (атомов или молекул), а индексы — число атомов, которые входят в состав молекулы.

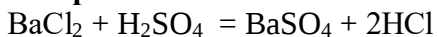


Вещества, которые вступают в реакцию, называют **исходными** веществами, или **реагентами**. Вещества, которые образуются в результате, называют **продуктами реакции**.



Само слово «уравнение» производное от слова «уравнять», т.е. разделить нечто на равные части. В математике уравнения составляют чуть ли не самую суть этой науки. К примеру, можно привести такое простое уравнение, в котором левая и правая части будут равны $\langle 2 \rangle : 40 : (9 + 11) = (50 \times 2) : (80 - 30)$;

И в химических уравнениях тот же принцип: левая и правая части уравнения должны соответствовать одинаковым количествам атомов, участвующим в них элементов. Или, если приводится ионное уравнение, то в нём **число частиц** так же должно соответствовать этому требованию. Химическим уравнением называется условная запись химической реакции с помощью химических формул и математических знаков. Химическое уравнение по своей сути отражает ту или иную химическую реакцию, то есть процесс взаимодействия веществ, в процессе которых возникают новые вещества. Например, необходимо **написать молекулярное уравнение** реакции, в которой принимают участие **хлорид бария** BaCl₂ и **серная кислота** H₂SO₄. В результате этой реакции образуется нерастворимый осадок — **сульфат бария** BaSO₄ и **соляная кислота** HCl:



Прежде всего необходимо уяснить, что большая цифра «2», стоящая перед веществом HCl называется коэффициентом, а малые цифры «2», «4» под формулами BaCl₂, H₂SO₄, BaSO₄ называются индексами. И коэффициенты и индексы в химических уравнениях выполняют роль множителей, а не слагаемых. Что бы правильно

записать химическое уравнение, необходимо **расставить коэффициенты в уравнении реакции**. Теперь приступим к подсчёту атомов элементов в левой и правой частях уравнения. В левой части уравнения: в веществе BaCl_2 содержатся 1 атом бария (Ba), 2 атома хлора (Cl). В веществе H_2SO_4 : 2 атома водорода (H), 1 атом серы (S) и 4 атома кислорода (O). В правой части уравнения: в веществе BaSO_4 1 атом бария (Ba) 1 атом серы (S) и 4 атома кислорода (O), в веществе HCl : 1 атом водорода (H) и 1 атом хлора (Cl). Откуда следует, что в правой части уравнения количество атомов водорода и хлора вдвое меньше, чем в левой части. Следовательно, перед формулой HCl в правой части уравнения необходимо поставить коэффициент «2».

Типы химических реакций.

Соединение. В реакцию могут вступать 2 простых вещества: металл и неметалл или неметалл и неметалл. Например, алюминий с серой образуют сульфид алюминия. Кислород, взаимодействуя с водородом, превращается в воду. Объединятся могут 2 оксида с растворимым основанием, как оксид кальция с водой: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$ или основной оксид с кислотным: $\text{CaO} + \text{SO}_3 = \text{CaSO}_4$.

Разложение. Это процесс обратный реакции соединения: было одно вещество, а стало несколько. Например, при пропускании электрического тока через воду получается водород и кислород, а при нагревании известняка 2 оксида: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$.

Замещение. В реакцию вступают 2 элемента. Один из них простой, а второй сложный. В итоге образуются 2 новых соединения, при котором атом простого вещества заменяет сложный, как бы вытесняя его. Условие протекания процесса: простое вещество должно быть более активным, чем сложное. Например, $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$. Величину активности можно узнать из таблицы ряда электрохимических напряжений.

Обмен. В этом случае между собой реагируют 2 сложных элемента, обменивающиеся своими составными частями. Условием осуществления такого типа реакции является обязательное образование воды, газа или осадка. Например, $\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$. Чтобы узнать, смогут ли вещества прореагировать, используют таблицу растворимости.

Вариант 1.

1. Запишите уравнения химических реакций цепочки превращения $\text{BaHPO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$
2. Запишите уравнения химических реакций из вашего варианта $\text{K} + \text{O}_2$, $\text{HCl} + \text{Zn}$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{N}_2 + \text{O}_2$, P_2O_5 , $\text{KOH} + \text{HCl}$, $\text{AgNO}_3 + \text{KCl}$, Au_2O_3 , $\text{N}_2 + \text{H}_2$, Co_2O_3
3. Подпишите названия исходных веществ и продуктов реакции в записанных уравнениях реакций.
4. Расставьте коэффициенты в записанных уравнениях реакций.
5. Укажите типы записанных уравнений реакций.

Вариант 2.

1. Запишите уравнения химических реакций цепочки превращения $\text{P} \rightarrow \text{P}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 \rightarrow \text{Ba}_3(\text{PO}_4)_2 \rightarrow \text{BaHPO}_4$
2. Запишите уравнения химических реакций из вашего варианта Na_2O , $\text{Al} + \text{O}_2$, $\text{P} + \text{O}_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, P_2O_5 , $\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{C}$, $\text{AgNO}_3 + \text{KCl}$, $\text{KI} + \text{AgNO}_3$, Fe_2O_3 , PH_3 .
3. Подпишите названия исходных веществ и продуктов реакции в записанных уравнениях реакций.
4. Расставьте коэффициенты в записанных уравнениях реакций.
5. Укажите типы записанных уравнений реакций.

Вариант 3.

1. Запишите уравнения химических реакций цепочки превращения
 $\text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{BaCO}_3 \rightarrow \text{BaCl}_2$
2. Запишите уравнения химических реакций из вашего варианта $\text{Mg} + \text{H}_2$, Na_2O , $\text{CuSO}_4 + \text{Fe}$, $\text{H}_2 + \text{Cl}_2$, $\text{NaOH} + \text{H}_3\text{PO}_4$, $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O}$, $\text{BaCl}_2 + \text{Mg}$, $\text{CaNO}_3 + \text{NaCO}_3$, $\text{HCl} + \text{Zn}$, $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{ZnSO}_4$.
3. Подпишите названия исходных веществ и продуктов реакции в записанных уравнениях реакций.
4. Расставьте коэффициенты в записанных уравнениях реакций.
5. Укажите типы записанных уравнений реакций.

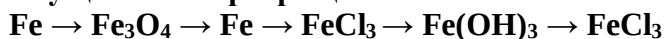
Практическое занятие №8 Свойства металлов и неметаллов

Цель работы: Изучить и закрепить знания о свойствах металлов и неметаллов и их соединениях

1. Распечатайте отчёт о практической работе (см. приложения), или приготовьтесь заполнять его в электронном виде.
2. Решите задачи №№1 – 2
3. Оформите отчёт и сдайте учителю на проверку

Задача №1. Свойства железа и его соединений.

Осуществите превращения по схеме:



Ход работы:

Загрузите и внимательно посмотрите следующие видео – эксперименты:

- 1) Сгорание железа в кислороде;
- 2) Получение железа алюминотермическим способом;
- 3) Взаимодействие хлора с железом;
- 4) Получение гидроксида железа (III) и взаимодействие его с кислотами

Оформите отчёт в виде таблицы:

Название опыта	Что делали?	Что наблюдали? Выводы.	Уравнение химической реакции.
1) Сгорание железа в кислороде			Запишите УХР, расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель (восстановитель), процессы окисления (восстановления) $\text{Fe} + \text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ\text{C}}$
2) Получение железа алюминотермическим способом			Запишите УХР, расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель (восстановитель), процессы окисления (восстановления) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + \text{Al} \xrightarrow{t^\circ\text{C}}$
3) Взаимодействие хлора с железом			Запишите УХР, расставьте коэффициенты методом электронного баланса, укажите окислитель (восстановитель), процессы окисления (восстановления) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{t^\circ\text{C}}$
4) Получение гидроксида			Запишите УХР в молекулярном полном и кратком ионном виде:

железа (III) и взаимодействие его с кислотами			$FeCl_3 + ? \rightarrow Fe(OH)_3 + ?$ $Fe(OH)_3 + ? \rightarrow FeCl_3 + ?$
---	--	--	--

Задача №2. Определение качественного состава соли. Распознавание солей.

В двух неподписанных флаконах выданы растворы солей – сульфата алюминия и сульфита алюминия. Как при помощи характерных реакций распознать каждое из веществ?

Ход работы:

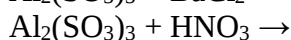
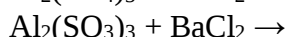
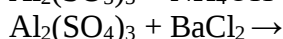
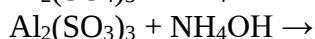
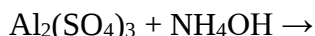
Загрузите и внимательно посмотрите следующие видео – эксперименты:

- 1) Обнаружение ионов алюминия;
- 2) Качественная реакция на сульфит- и сульфат-ионы.

Заполните таблицу:

Определяемое вещество	Реактив, для качественного определения ионов		
	Раствор аммиака $NH_3 \cdot H_2O$ (NH_4OH)	Раствор хлорида бария $BaCl_2$	Раствор азотной кислоты HNO_3
1) Сульфат алюминия $Al_2(SO_4)_3$	Что наблюдали?	Что наблюдали?	Что наблюдали?
2) Сульфит алюминия $Al_2(SO_3)_3$	Что наблюдали?	Что наблюдали?	Что наблюдали?

Запишите УХР в молекулярном полном и кратком ионном виде:



Тема 3.3. Производство неорганических веществ. Значение и применение в быту и на производстве

Практическое занятие №9 Решение практико-ориентированных заданий.

Цель: отработать умения решать практико-ориентированные задачи и упражнения по химии и применять полученные знания для решения бытовых, производственных, экологических проблем.

Краткие теоретические сведения

Формулы для решения задач по химии.

1. Вычисление относительной молекулярной массы вещества:

$$Mr(H_2SO_4) = Ar(H) \cdot 2 + Ar(S) + Ar(O) \cdot 4 = 98$$

2. Вычисление массовой доли элемента в веществе:

$$w = \frac{Ar(\text{элемента}) \cdot \text{индекс}}{Mr(\text{вещества})}$$

3. Выведение молекулярной формулы вещества

Вариант 1.

Решить задачи.

1. Сульфит натрия в виде раствора (12кг на 10 литров) используется для

растворения красителей. Определите массовую долю сульфита натрия в растворе?

2. Оксид цинка, применяемый для изготовления цинковых белил, получают сжиганием паров цинка в кислороде. Рассчитайте расход цинка в граммах для получения 10 г цинковых белил ZnO .

3. Олово – металл, применяемый электриками для паяния. Вычислите, сколько олова можно получить из оловянного камня SnO_2 массой 1000 г при восстановлении его углем, если выход составляет 90% от теоретически возможного.

4. В результате сгорания серосодержащих веществ образовалось 448 л (н.у.) оксида серы (IV). Определите массу серной кислоты, которая может получиться и выпасть в виде кислотного дождя, если её выход составляет 50% от теоретически возможного.

Вариант 2.

Решить задачи.

1. Технический хлорид магния, применяемый в строительном деле, должен содержать не менее 47,5 г MgCl_2 . Сколько атомов хлора содержится в этом количестве соли?

2. В электротехнике при травлении 32,5 г цинка соляной кислотой выделяется газ. Определите его объем (н.у.).

3. На металлургических заводах для восстановления металлов используют кокс, при горении которого образуется углекислый газ, загрязняющий атмосферу. Найдите долю выхода углекислого газа, если при сгорании 72 г кокса было получено 123,2 л CO_2 .

4. После окончания практической работы по химии ваш сосед вылил растворы кислот и щелочей в раковину. Как вы поступите в этом случае?

Вариант 3.

Решить задачи.

1. Асбест – волокнистый огнеупорный материал. В строительном деле используется для изготовления шифера. Для этого асбест прессуют под давлением с цементным раствором. Формула асбеста $3\text{MgO} \cdot 2\text{H}_2\text{O} \cdot 2\text{SiO}_2$. Рассчитайте массовые доли магния и кремния в составе асбеста.

2. Алюминий получают электролизом бокситовой руды. Рассчитайте, сколько алюминия можно получить из руды, содержащей 8 кг оксида алюминия.

3. В производстве азотной кислоты на каждую тонну кислоты расходуется 0,3 тонн аммиака. Какова массовая доля (в %) выхода азотной кислоты от теоретически возможного?

4. В некоторых колодцах вода холодная и прозрачная, но неприятная на вкус. Если открытый сосуд с этой водой оставить в теплом месте на воздухе, то через 10 минут в ней появляется белая муть и пузырьки газа. Ещё через 10 минут муть станет коричневатой и затем начнет выпадать осадок. После этого вкус воды улучшается. Что растворено в описанной воде?

Вариант 4.

Решить задачи.

1. В составе газовой фазы зоны дуги углекислый газ CO_2 присутствует в значительных количествах. Вычислить массу углекислого газа количеством вещества 5 моль.

2. Алюминиевый сплав содержит 10% меди. Сплав массой 60 г обработали избытком соляной кислоты. Сколько литров водорода при этом выделилось (н.у.)?

3. Вычислите массу алюминия, которую можно получить из 1 т руды с массовой долей оксида алюминия 70%, если выход продукта составляет 96% от теоретически возможного.

4. Хлор, используемый для обеззараживания питьевой воды, получают электролизом 292,5 г расплава хлорида натрия. Определите выход хлора в % от теоретически возможного, если в результате реакции образуется 200 г газа.

Тема 4.1.

Классификация, строение и номенклатура органических веществ Практическое занятие №10 Номенклатура органических соединений отдельных классов

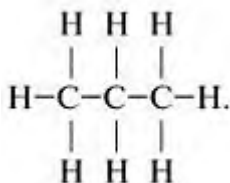
Цель: обобщение, систематизация и осмысление знаний по теме «Классификация, строение и номенклатура органических веществ».

Формируемые ОК и ПК: ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам; ПК 2.3. Оформлять результаты методической и исследовательской деятельности в виде выступлений, докладов, отчетов.

Алгоритм 1.1. Составление полных и кратких структурных формул углеводородов
Задание. Составить полную и краткую структурные формулы пропана C_3H_8 .

Решение:

1. Записать в строчку 3 атома углерода, соединить их связями: C—C—C.
2. Добавить черточки (связи) так, чтобы от каждого атома углерода отходило 4 связи:

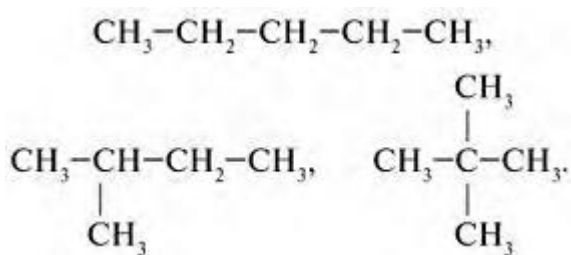


3. Записать краткую структурную формулу: $CH_3-CH_2-CH_3$

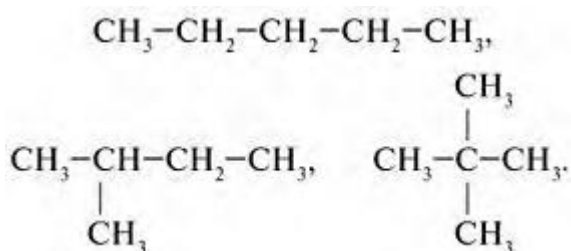
Алгоритм 1.2. Составление формул изомеров
Задание. Составить формулы изомеров пентана C_5H_{12} .

Решение:

1. Записать углеродные скелеты изомеров, уменьшая число атомов углерода в основной цепи, таким образом разветвляя углеродную цепь:

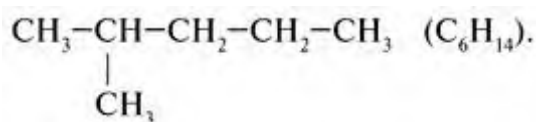


2. Расставить атомы водорода и представить структурные формулы в сокращенном виде:



Алгоритм 1.3. Составление формул гомологов.

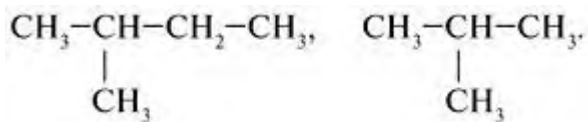
Задание. Составить формулы двух гомологов для вещества, имеющего строение:



Решение:

1. Составляя формулы гомологов, увеличиваем или уменьшаем число групп CH_2 в основной цепи, сохраняя строение (разветвление).

Приведены два низших гомолога:



Алгоритм 1.4. Типы органических реакций

В органической химии все структурные изменения рассматривают относительно атома углерода (или двух атомов C), участвующего в реакции. При определении типа реакции учитывают только органические вещества.

Классификация реакций по структурным изменениям, происходящим с исходным веществом (по результату).

1) Присоединение:

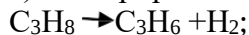


2) Замещение:



3) Отщепление:

а) дегидрирование:



б) дегидратация:



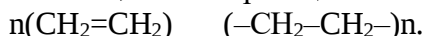
в) дехлорирование:



г) дегидрохлорирование:



4) Полимеризация:



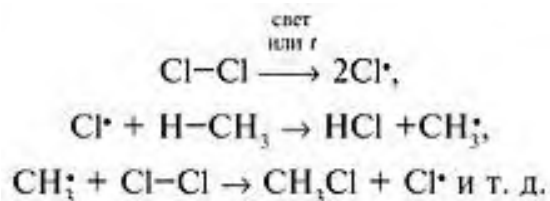
Классификация реакций по характеру разрыва связей.

1) Радиальные:



Механизм реакции (последовательность промежуточных стадий):

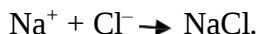
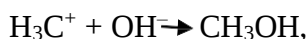
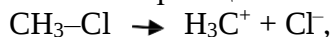
→



2) Ионные:



Механизм реакции:



Задание: ознакомиться с теоретическим материалом, записать алгоритмы, ответить на контрольные вопросы, выполнить практические задания.

Контрольные вопросы:

1. Что изучает органическая химия?
2. Перечислите особенности строения и свойств органических веществ.
3. Какие вещества называют изомерами? Приведите примеры.
4. Сформулируйте основные положения теории химического строения органических соединений А.М.Бутлерова.
5. Приведите примеры ациклических (предельных и непредельных), алициклических, ароматических соединений.
6. Что называют функциональной группой?
7. Какие виды номенклатуры органических соединений используют в настоящее время?
8. Какие виды формул используют в органической химии?
9. Дайте определения следующим понятиям: химическое строение, гидрирование, дегидратация, гидрохлорирование, дегидрохлорирование, сигма-связь, пи-связь, изомеризация, ионные реакции, радикальные реакции, первичный (вторичный, третичный, четвертичный) углеродный атом.

Задания:

1. Составить структурные формулы соединений, указать, к какому классу относится каждое из них:
 C_2H_6 , C_2H_2 , CH_3OH , $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$, CH_3COOH , C_6H_6 .
2. Написать структурные формулы изомеров состава C_7H_{12} , содержащих один четвертичный атом углерода, назвать вещества.
3. Привести формулы пяти углеводородов, не имеющих изомеров.

Тема 4.2. Свойства органических соединений
Практическое занятие №11 Решение расчетных задач по уравнениям реакций с участием органических веществ.

Цель: обобщение, систематизация и осмысление знаний по теме «Свойства органических соединений отдельных классов».

Формируемые ОК и ПК: ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам, ОК 02. Использовать современные средства поиска, анализа и интерпретации информации, и информационные технологии для выполнения задач профессиональной деятельности; ПК

2.3. Оформлять результаты методической и исследовательской деятельности в виде выступлений, докладов, отчетов.

Теоретический материал по теме практического занятия.

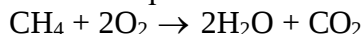
Алканы

Общая формула: R-H или C_nH_{2n+2} , где R

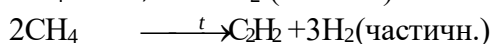
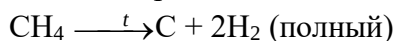
– предельный радикал.

Химические свойства:

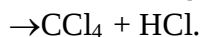
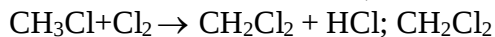
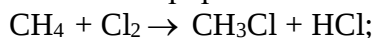
1. Горение:



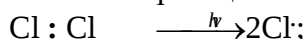
2. Пиролиз:



3. Хлорирование:



Механизм реакции хлорирования:

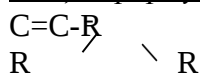


$\text{CH}_4 + \text{Cl}\cdot \rightarrow \text{CH}_3\cdot + \text{HCl}$
 $\text{CH}_3\cdot + \text{Cl}:\text{Cl} \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} + \text{Cl}\cdot$ и т.д.
 (т.н. цепная реакция) Получение:

1. Из нефти.
2. Крекинг высших алканов:
 $\text{C}_8\text{H}_{18} \rightarrow \text{C}_4\text{H}_8 + \text{C}_4\text{H}_{10}$.
3. Реакция Вюрца:
 $\text{R}_1\text{-Cl} + \text{R}_2\text{-Cl} + 2\text{Na} \rightarrow \text{R}_1\text{-R}_2 + 2\text{NaCl}$
4. Реакция Кольбе:
 $2\text{CH}_3\text{COONa} + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{э. м. к.}} \text{C}_2\text{H}_6 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{H}_2$
5. Прямой синтез:
 $\text{C} + 2\text{H}_2 \rightarrow 2\text{CH}_4$

Алкены

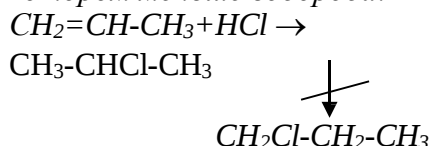
Общая формула: C_nH_{2n} или R



Химические свойства:

1. Горение:
 $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \rightarrow 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.
2. Гидратация:
 $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
3. Галогенирование:
 $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{Br}_2 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4\text{Br}_2$
 (качественная реакция)
4. Гидрогалогенирование:
 $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$

Направление реакций гидратации и гидрогалогенирования определяется правилом Марковникова: При реакциях присоединения в алкенах OH и Hal идут к тому атому C при котором меньше водорода:



5. Окисление:
 $\text{C}_2\text{H}_4 \xrightarrow{\text{K-MnO}_4} \text{HO}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$
6. Полимеризация:
 $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow$
 $-\text{CH}_2-\text{CH}_2- + -\text{CH}_2-\text{CH}_2- \rightarrow$
 $-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2- \text{ (полиэтилен)}$ Суммарно:
 $n\text{CH}_2=\text{CH}_2 \rightarrow (-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$

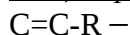


Получение:

- 1 $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{SO}_4} \text{H}_2\text{O} + \text{C}_2\text{H}_4$
- 2 Из нефти

Алкины

Общая формула: $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$, R-

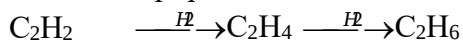


Химические свойства:

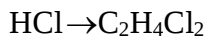
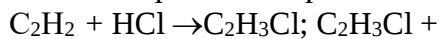
- 1 Горение:
 $2\text{C}_2\text{H}_2 + 5\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- 2 Окисление:
 $\text{C}_2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{K-MnO}_4} \text{HOOC}-\text{COOH}$

3 Тримеризация: $3\text{C}_2\text{H}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6$

4 Гидрирование:

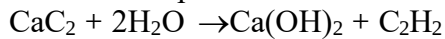


5 Гидрогалогенирование:



Получение:

1 Из карбида кальция:



2 Из нефти.

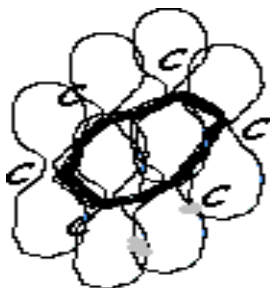
3 Крекинг метана (см. алканы)

Ароматические углеводороды (арены)

Общая формула: $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$ Все арены содержат в своем составе бензольное ядро (см. рисунок).

Сущность бензольного кольца:

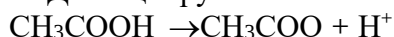
В молекуле бензола у каждого атома С есть р-электрон. В циклической молекуле е-облака перекрываются и возникает единое р-электронное облако.



Химические свойства:

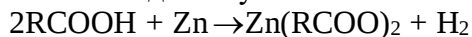
Кислотные свойства:

1 Диссоциируют:

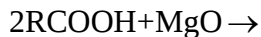
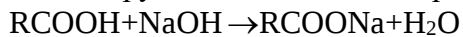


Изменяют окраску индикаторов.

2 Взаимодействуют с Me:

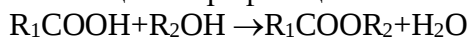


3 Реагируют с оксидами и гидроксидами металлов:



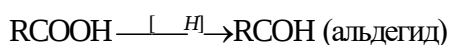
Специфические свойства:

1 Реакция этерификации:



R_1COOR_2 – сложный эфир

2 Восстановление:

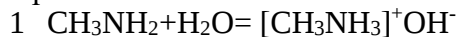


Амины

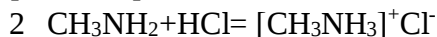
Общая формула: $\text{R}-\text{NH}_2$

Химические свойства:

Проявляют свойства оснований:



$[\text{CH}_3\text{NH}_3]^+$ - ион метиламмония.



Получение:



Задание: ознакомиться с теоретическим материалом,
вопросы, выполнить практические задания.

ответить на контрольные

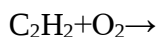
Контрольные вопросы:

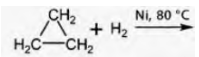
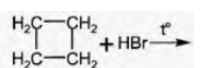
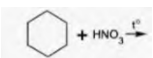
1. Перечислите классы органических соединений.
2. Химические свойства алканов.
3. Химические свойства алкенов.
4. Химические свойства алкинов.
5. Химические свойства алкадиенов.
6. Химические свойства аренов.
7. Химические свойства спиртов.
8. Химические свойства альдегидов и кетонов.
9. Химические свойства карбоновых кислот.
10. Химические свойства жиров.
11. Химические свойства аминов.
12. Химические свойства аминокислот.
13. Химические свойства белков.

Ответьте на задания, выбрав вариант по указанию преподавателя.

1

2



- | | | |
|----|---|---|
| 2 |  | $C_2H_6 + O_2 \rightarrow$ |
| 3 | $CH_2Cl_2 + Cl_2 \rightarrow$ | $C_2H_2 + Cl_2 \rightarrow$ |
| 4 | $H_2C=CH-CH_3 + HCl \rightarrow$ | $HC \equiv C-CH_3 \xrightarrow{HCl}$ |
| 5 | $H_2C=CH-CH=CH-CH_3 + HBr \rightarrow$ |  |
| 6 |  | $CH_4 + HNO_3 \rightarrow$ |
| 7 | $H_2C=CH_2 \rightarrow$ | $CaC_2 + H_2O \rightarrow$ |
| 8 | $H_2C=CH_2 + H_2O \rightarrow$ | $\begin{matrix} CH_3-C=CH_2 \\ \\ CH_3 \end{matrix} + H_2O \rightarrow$ |
| 9 | $C_2H_5OH + Na \rightarrow$ | $C_6H_5OH + Na \rightarrow$ |
| 10 | $C_2H_5OH + C_2H_5OH \rightarrow$ | $C_6H_{12}O_6 \rightarrow$ |
| 11 | $n H_2C=CH_2 \longrightarrow$ | $3 HC \equiv CH \xrightarrow{t^\circ, C_{акт}}$ |
| 12 | $C_6H_5OH + NaOH \rightarrow$ | $R-CHO + [Ag(NH_3)_2]OH \rightarrow$ |

Тема 4.3. Органические вещества в жизнедеятельности человека. Производство и применение органических веществ в промышленности
Практическое занятие №12 Решение практико-ориентированных заданий по составлению химических реакций

Цель: обобщение, систематизация и осмысление знаний по теме «Химия в быту и производственной деятельности человека».

Формируемые ОК и ПК: ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам, ОК 02. Использовать современные средства поиска, анализа и интерпретации информации, и информационные технологии для выполнения задач профессиональной деятельности; ПК 2.3. Оформлять результаты методической и исследовательской деятельности в виде выступлений, докладов, отчетов.

Задание: получить задачу по выбору преподавателя, найти решение задачи, аргументировать решение, подготовить ответ в виде презентации с докладом.

Требования к оформлению презентации и доклада: презентация состоит из не более чем 6 слайдов, включая титульный, количество текста – минимально, доклад длительностью не более 5 минут, в докладе описано решение проблемного вопроса, раскрыты вопросы применения химического вещества в быту и в промышленности, раскрыть перспективы применения вещества в будущем.

Задача 1.

Асфальт состоит главным образом из песка и битума. Битум (похож на черную смолу) – это один из продуктов, которые получают из нефти. Для строительства одного километра асфальтовой дороги требуется столько битума, сколько получается из 320 баррелей нефти. Нефть стоит дорого. А если нужно построить, например, 87 тысяч километров асфальтовых дорог, расходы на битум “влетят” в немаленькую копеечку.

У битума есть еще один нежелательный эффект: этот материал опасен для окружающей среды.

Как, иначе скрепить между собой песчинки, чтобы получить дешевое и

безопасное для
природы асфальтоподобное дорожное покрытие?

Задача 2.

В 1825 году был получен металл, который ценился дороже золота. Погремушка сыны Наполеона III была изготовлена из этого металла, а самый богатый королевский двор Европы имел столовые приборы, изготовленные из этого металла. По распространённости в природе он занимает четвёртое место среди всех элементов и первое среди металлов (8,8% от массы земной коры). Он стал вторым по значению металлом XX века после железа. Кстати, по объёму производства он занимает второе место в мире после выплавки чугуна и стали. Он входит в состав различных пиротехнических смесей.

- О каком металле идёт речь?
- Каково положение этого металла в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.
- Каково строение атома этого металла?
- Какими физическими свойствами он обладает?
- В какие химические реакции вступает это вещество и какие вещества при этом образуются? Напишите уравнения возможных реакций и назовите продукты реакций.
- Почему при обычных условиях изделия из этого металла устойчивы к воздействию факторов окружающей среды?
- Почему до конца XIX века этот металл был на вес золота?
- На каких свойствах этого металла основано его применение в народном хозяйстве?
- Почему посуду из этого металла называют посудой бедняков?

Задача 3.

Серовато – белый порошок энергично взаимодействует с водой с выделением большого количества тепла и называется негашеной известью. Это вещество находит широкое применение в строительстве, химической промышленности, сельском хозяйстве, металлургии, водоочистке.

- Назовите это вещество.
- К какому классу соединений относится данное вещество?
- Каков качественный и количественный состав этого вещества?
- Какие вещества образуются при взаимодействии негашеной извести с кислотными оксидами, с кислотами? Запишите уравнения возможных реакций и назовите продукты реакций.
- Что образуется при взаимодействии негашеной извести с водой? Составьте уравнение реакции.
- Почему эту реакцию называют гашением?

Задача 4.

Вам выданы образцы воды, взятой из разных источников (они указаны на этикетках). Предположительно в них содержатся ионы: Fe^{2+} , Fe^{3+} , Zn^{2+} , Cu^{2+} , Pb^{2+} . Составьте план их определения. Предложите способы очистки воды от этих ионов. Каковы будут ваши действия, если концентрация указанных ионов в образцах будет слишком высокой (значительно превышать ПДК)?

Задача 5.

Космический корабль совершил аварийную посадку на неизвестную планету. Одному из космонавтов было предложено определить состав атмосферы, но в его распоряжении оказались лишь яблоко (не произошло изменения цвета на разрезе), немного известковой воды (не мутнела в атмосфере планеты) и малахитовая шкатулка, при нагревании кусочка малахита образовался красный порошок.

К какому выводу пришел космонавт?

Задача 6.

Жиры – смесь сложных эфиров, образованных глицерином и жирными кислотами. М.Э Шеврель посвятил изучению жиров 14 лет. В 1808 году к нему обратился владелец текстильной фабрики с просьбой изучить состав мягкого мыла, получаемого на фабрике. Шеврель установил, что мыло – натриевая соль высшей жирной кислоты. Шеврель изготавливал мыла из жиров различных животных, выделял из них жирные кислоты. Так были впервые получены стеариновая, олеиновая, капроновая кислоты. Шеврель показал, что жиры состоят из глицерина и жирных кислот, причем это не только их смесь, а соединение, которое, присоединяя воду, распадается на глицерин и жирные кислоты.

1. Каковы формулы жира и мыла?
2. Предложите способ получения мыла из жира в домашних условиях.
3. Найдите из других источников дополнительную информацию о жирах, мылах, СМС.
4. В современном мире предлагается много косметической, гигиенической продукции. А как правильно выбрать мыло, на что надо обратить внимание?

Задача 7.

В начале XX века из Нью-Йоркского порта вышли в открытый океан красавица-яхта. Её владелец, американский миллионер, не пожалел денег, чтобы удивить свет. Корпус был сделан из очень дорогого в то время алюминия, листы которого скреплялись медными заклепками. Это было красиво-сверкающий серебристым блеском корабль, усыпанный золотистыми головками заклепок! Однако через несколько дней обшивка корпуса начала расходиться, и яхта пошла быстро ко дну.

1. Что же случилось с яхтой? Предложите свой способ спасения яхты.
2. Исследуйте свою квартиру, дом и установите, где использованы антикоррозионные покрытия. Постройте классификацию антикоррозионных покрытий на основании областей их применения.
3. Найдите дополнительную информацию о коррозии и способах борьбы с ней.

Тема 5.1.

Кинетические закономерности протекания химических реакций Практическое занятие №13 Изучение зависимости скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ и температуры.

Цель: закрепить умения решать задачи по химической кинетике.

Элементы содержания: зависимость скорости реакции от различных факторов. Закон действующих масс.

Требования к уровню подготовки выпускников: знать закон действующих масс, уметь объяснять зависимость скорости реакции от различных факторов.

Ход урока

1. Организационный момент.
2. Устный опрос: факторы, влияющие на скорость реакций.
3. Решение задач.

1) Рассчитайте скорость реакции между растворами хлорида калия и нитрата серебра, концентрации которых составляют соответственно 0,2 и 0,3 моль/л, а $k=1,5 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$

Дано:

$$C_1=0,2 \text{ моль/л}$$

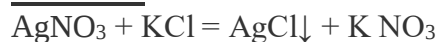
$$C_2=0,3 \text{ моль/л}$$

$$k=1,5 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$$

Найти:

$$V-? \text{ моль/л} \cdot \text{с}$$

Решение.



Скорость прямой реакции равна:

$$v = k \cdot [\text{AgNO}_3] \cdot [\text{KCl}]$$

$$v = 1,5 \cdot 10^{-3} \cdot 0,2 \cdot 0,3 = 9 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л} \cdot \text{с}$$

Таким образом скорость реакции равна $v = 9 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л} \cdot \text{с}$

2) Как следует изменить объем реакционной смеси системы: $8\text{NH}_3(\text{г}) + 3\text{Br}_2(\text{ж}) \rightarrow 6\text{NH}_4\text{Br}(\text{к}) + \text{N}_2(\text{г})$, чтобы скорость реакции уменьшилась в 60 раз?

Решение.

Чтобы уменьшить **скорость реакции** необходимо увеличить объем системы, т.е. уменьшить давление и, тем самым, уменьшить концентрацию газообразного компонента — NH_3 . Концентрация Br_2 при этом останется постоянной.

Начальная скорость прямой реакции была равна:

$$v_1 = k \cdot [\text{NH}_3]^8 \cdot [\text{Br}_2]$$

при увеличении концентрации аммиака скорость прямой реакции стала равной:

$$v_2 = k \cdot [x \cdot \text{NH}_3]^8 \cdot [\text{Br}_2] = k \cdot x^8 \cdot [\text{NH}_3]^8 \cdot [\text{Br}_2]$$

$$v_2/v_1 = k \cdot x^8 \cdot [\text{NH}_3]^8 \cdot [\text{Br}_2] / k \cdot [\text{NH}_3]^8 \cdot [\text{Br}_2] = 60$$

После сокращения всех постоянных, получаем

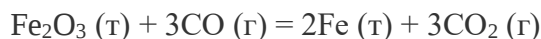
$$x^8 = 60$$

$$x = 1,66$$

Таким образом, чтобы уменьшить скорость реакции в 60 раз, надо увеличить объем в 1,66 раз.

3) При установлении равновесия $\text{Fe}_2\text{O}_3 (\text{т}) + 3\text{CO} (\text{г}) = 2\text{Fe} (\text{т}) + 3\text{CO}_2 (\text{г})$ концентрация $[\text{CO}] = 1 \text{ моль/л}$ и $[\text{CO}_2] = 2 \text{ моль/л}$. Вычислите исходную концентрацию $[\text{CO}]_{\text{исх}}$, если начальная концентрация CO_2 равна нулю.

Решение.



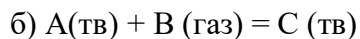
3 моля CO_2 образуется, если в реакцию вступают 3 моля CO ,

2 молей CO_2

$$x = 2 \text{ моль}, \Rightarrow \text{исходная концентрация } [\text{CO}]_{\text{исх}} = [\text{CO}]_{\text{равн}} + 2 \text{ моль} = 1 + 2 = 3 \text{ моль}.$$

4. Упражнения и задачи для работы на уроке и самостоятельного решения.

1. Даны реакции:



Назовите все возможные способы повышения скорости данных реакций.

2. Вычислите скорость химической реакции, протекающей по уравнению $A+B=C$ (все вещества газообразные), если концентрация $A=0,04$ моль/л, $B=0,05$ моль/л, а константа скорости реакции 1 л/моль*с.

3. Концентрация одного из реагирующих веществ в начале реакции была 1 моль/л, через 10 с - 0,8 моль/л. Найдите скорость этой реакции.

4. Температурный коэффициент некоторой реакции равен 4. Во сколько раз увеличится скорость реакции при повышении температуры на 30°C ?

5. При охлаждении реакционной смеси с 50 до 20°C скорость реакции уменьшилась в 27 раз. Вычислите температурный коэффициент реакции.

Тема 5.2.

Термодинамические закономерности протекания химических реакций. Равновесие химических реакций

Практическое занятие №14 Влияние различных факторов на изменение равновесия химических реакций.

Цель: закрепление алгоритма решения задач на нахождение направления смещения равновесия химической реакции и анализ факторов, влияющих на смещение химического равновесия и константы химического равновесия

Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье

Состояние химического равновесия при неизменных внешних условиях может сохраняться сколь угодно долго. Изменение условий (температуры, давления или концентрации реагентов), при которых

система находится в состоянии химического равновесия ($v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}}$) вызывает нарушение равновесия в результате неодинакового изменения скоростей прямой и обратной реакции. С течением времени в системе устанавливается новое химическое равновесие, соответствующее новым условиям. Переход из одного равновесного состояния в другое называется смещением равновесия.

Направление смещения положения химического равновесия в результате изменения внешних условий определяется принципом Ле Шателье.

Если изменить одно из условий, при которых система находится в состоянии химического равновесия, то равновесие смещается в направлении того процесса, который стремится ослабить внешнее воздействие.

Принцип Ле Шателье универсален, так как применим не только к химическим, но и к другим процессам, таким как кристаллизация, растворение, кипение, фазовые превращения в твердых телах и др.

Смещение равновесия при изменении некоторых параметров.

Концентрация. Увеличение концентрации одного из реагирующих веществ приводит к увеличению числа молекул этого вещества в единице объема. Поскольку число столкновений с участием этих молекул увеличивается, реакция, для которой они

являются реагентами, ускоряется. Это приводит к увеличению концентраций продуктов. В результате изменяется концентрация всех веществ, участвующих в химической реакции, и вновь наступает состояние химического равновесия

Можно сделать вывод, что при увеличении концентрации одного из реагирующих веществ равновесие смещается в сторону расхода этого вещества, при уменьшении концентрации – в сторону образования этого вещества.

Давление. Влияние давления очень напоминает эффект изменения концентраций реагирующих веществ, но сказывается оно практически только на газовых системах. При повышении давления увеличивается число молекул в единице объема газовой системы. Прямая или обратная реакция, в которой участвует большее количество газообразных веществ, протекает при этом с большей скоростью. В результате этой реакции образуется больше молекул тех веществ, которые участвуют в обратной реакции. Произойдет изменение скорости обратной реакции, и будет достигнуто новое состояние равновесия.

При увеличении давления (уменьшении объема) равновесие смещается в сторону уменьшения числа молекул газообразных веществ, т. е. в сторону понижения давления; при уменьшении давления (увеличении объема) равновесие смещается в сторону возрастания числа молекул газообразных веществ, т. е. в сторону увеличения давления. Если реакция протекает без изменения числа молекул газообразных веществ, то изменение давления (объема) не влияет на положение равновесия в этой системе.

Температура. Повышение температуры увеличивает кинетическую энергию всех молекул, участвующих в реакции. Но молекулы, вступающие в реакцию, при которой происходит поглощение энергии (эндотермическая реакция), начинают взаимодействовать между собой быстрее. Это увеличивает концентрацию молекул, участвующих в обратной реакции, и ускоряет ее. В результате достигается новое состояние равновесия с повышенным содержанием продуктов реакции, протекающей с поглощением энергии.

При повышении температуры равновесие смещается в сторону эндотермической реакции, при понижении температуры — в сторону экзотермической реакции.

Примеры решения задач:

Пример 1. Вычислить среднюю скорость реакции, если начальная концентрация исходных веществ равна 8 моль/л, а через 2 мин – 4 моль/л.

Решение: $V_{\text{ср}} = \pm \Delta C / \Delta t = \pm (8 - 4) / 2 = 2 \text{ моль/л} \cdot \text{с}$

Пример 2. Как изменится скорость прямой реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$, если концентрацию SO_2 увеличить в 2 раза и концентрацию O_2 в 3 раза?

Решение: а) Скорость реакции (V_1) при начальных концентрациях равна: $V_1 = k [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2]$ б) При новых концентрациях SO_2 и O_2 скорость реакции (V_2) будет равна: $V_2 = k [2\text{SO}_2]^2 \cdot [3\text{O}_2] = 12k [\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2] = 12V_1$ Скорость реакции увеличится в 12 раз.

Вариант 1.

1. Записать выражения для констант равновесия эндотермических обратимых реакций:

а) $\text{CO}_2 + \text{C} \rightleftharpoons 2\text{CO}$; б) $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2 \rightleftharpoons 3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O}$.

Указать направление смещение равновесия при повышении температуры, давления.

2. Равновесие в системе $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI}$ установилось при следующих концентрациях веществ: $[\text{H}_2] = 0,25 \text{ моль/л}$, $[\text{HI}] = 0,9 \text{ моль/л}$; $[\text{I}_2] = 0,05 \text{ моль/л}$. Вычислить константу равновесия и исходные концентрации йода и водорода. (Ответ: $K_p = 64,8$; $\text{Сисх.}(\text{I}_2) = 0,7 \text{ моль/л}$; $\text{Сисх.}(\text{H}_2) = 0,5 \text{ моль/л}$).

3. Смешали 0,16 моль CO с 0,8 моль/л O_2 .

Реакция $2\text{CO}(г) + \text{O}_2(г) \rightleftharpoons 2\text{CO}_2(г)$ протекает в закрытом сосуде при постоянной

температуре. К моменту наступления равновесия остается 40

% первоначального количества CO . Вычислить константу равновесия этой химической реакции

Вариант 2.

1. Вычислить равновесные концентрации водорода и йода в системе $H_2 + I_2 \leftrightarrow 2HI$, если исходные концентрации водорода и йода составляют по 0,02 моль/л, а равновесная концентрация HI равна 0,03 моль/л.

Вычислить константу равновесия. (Ответ: $[H_2] = 0,005$ моль/л, $[I_2] = 0,005$ моль/л, $K_p = 36$)

2. Как изменится скорость прямой реакции $CO_2 + C \leftrightarrow 2CO$ при уменьшении концентрации CO_2 в четыре раза. Записать выражение константы равновесия данной реакции. Как сместить равновесие в данной системе в сторону прямой реакции, регулируя давление? (Ответ: после уменьшения концентрации CO_2 в 4 раза скорость прямой реакции уменьшится в 4 раза. Необходимо снизить давление).

3. Константа равновесия системы

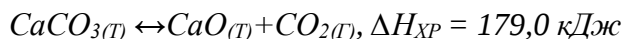
$CuO(T) + CO(T) \leftrightarrow Cu(T) + CO_2(T)$ при некоторой температуре равна 0,6. Найти равновесные концентрации этих веществ, если $[CO]_{исх} = 0,5$ моль/л, $[CO_2]_{исх} = 0,2$ моль/л.

Вариант 3.

1. Вычислить исходную и равновесную концентрацию азота в системе $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$, если равновесные концентрации водорода и аммиака соответственно равны 0,2 та 0,08 моль/л, а константа равновесия – 0,1.

2. Равновесные концентрации веществ в системе $2A + B \leftrightarrow 2C + D$ равны: $[A] = 2$ моль/л, $[B] = 1$ моль/л, $[C] = 1,6$ моль/л. Вычислить исходные концентрации этих веществ.

3. Как повлияет на равновесие следующих реакций:



а) повышение температуры; б)

повышение давления?

Вариант 4.

1. В какую сторону сместится равновесие при снижении температуры и давления:

а) $N_2 + 3H_2 \leftrightarrow 2NH_3$, $\Delta H = -92,18$ кДж; б)

$N_2O_4 \leftrightarrow 2NO_2$, $\Delta H = 56,98$ кДж;

в) $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$, $\Delta H = 181,0$ кДж?

2. В каком направлении изменится равновесие системы $H_2 + S \leftrightarrow H_2S$, а) если увеличить концентрацию водорода

б) если увеличить концентрацию сероводорода?

3. Почему при изменении давления смещается равновесие системы

$2H_2O + O_2 \leftrightarrow 2H_2O$ и не смещается равновесие системы $N_2 + O_2 \leftrightarrow 2NO$? Написать выражение для константы равновесия каждой из данных систем.

Тема 6.1.

Дисперсные системы и факторы их устойчивости

Практическое занятие №15 Решение задач на приготовление растворов.

Цель: закрепление навыков по расчету концентраций на примере приготовления раствора заданной концентрации.

Краткие теоретические сведения:

Растворы готовят в специальной мерной посуде: мерных колбах, мерных цилиндрах, градуированных стаканах.

С помощью технических или аналитических весов (в зависимости от заданной точности приготовления) отвешивают расчетное количество твердого вещества, переносят в мерную посуду, растворяют в небольшом количестве воды и доливают дистиллированную воду до отметки заданного объема (доводят до метки). Растворы можно готовить также разбавлением более концентрированных растворов.

А) Приготовление 1%-ного раствора хлорида натрия

Рассчитать необходимую массу поваренной соли (NaCl) и объем воды для приготовления 50 мл 1 % раствора.

Для расчетов принять плотность воды и плотность раствора

$\rho = 1 \text{ г/см}^3$ и воспользоваться формулами

$$m_{\text{р-ра}} = \rho_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}}$$

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

$$\omega = (m_{\text{р.в.}} / m_{\text{р-ра}}) \times 100\%$$

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

Б) Приготовление 0,1 М раствора хлорида натрия

Рассчитать необходимую массу поваренной соли (NaCl) для приготовления 100 мл 0,1 М раствора.

Для расчетов воспользоваться формула

$$C = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-р}}}$$

$$m_{\text{в-ва}} = C_m \cdot M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}$$

1. Взвесить на технических весах в химическом стакане рассчитанное количество соли

2. Перенести соль в мерную колбу на 100 мл.

3. Налить в колбу около 50 мл воды и растворить в ней соль.

4. Довести уровень жидкость в колбе до метки и перемешать раствор.

Решить задачи:

1. В биохимическом анализе для определения сахара в крови необходим раствор сульфата цинка с массовой долей 0,45%, который готовят разбавлением водой исходного раствора с массовой долей 45%. Сколько воды и кристаллогидрата $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 2 кг исходного раствора? Сколько исходного раствора нужно для приготовления 200 г раствора с массовой долей 0,45%?

2. На нейтрализацию 50 мл раствора KOH пошло 10 мл 0,8н раствора HCl. Рассчитайте нормальность раствора щелочи.

3. Для приготовления 0,025М раствора хлорида кальция используют CaCl_2 в ампулах с массовой долей 0,45% (пл. 1,04 г/см). Сколько мл этого раствора необходимо для приготовления 500 мл 0,02 5М раствор

Тема 6.2.

Исследование свойств дисперсных систем для их идентификации Практическое занятие №16 Растворы

Цель: закрепление навыков по расчету концентраций на примере приготовления раствора заданной концентрации.

Формируемые компетенции: ОК.01, ОК. 02, ОК. 07.

Краткие теоретические сведения:

Растворы готовят в специальной мерной посуде: мерных колбах, мерных цилиндрах, градуированных стаканах.

С помощью технических или аналитических весов (в зависимости от заданной точности приготовления) отвешивают расчетное количество твердого вещества, переносят в мерную посуду, растворяют в небольшом количестве воды и доливают дистиллированную воду до отметки заданного объема (доводят до метки). Растворы можно готовить также разбавлением более концентрированных растворов.

А) Приготовление 1%-ного раствора хлорида натрия

Рассчитать необходимую массу поваренной соли (NaCl) и объем воды для приготовления 50 мл 1 % раствора.

Для расчетов принять плотность воды и плотность раствора

$\rho = 1 \text{ г/см}^3$ и воспользоваться формулами

$$m_{\text{р-ра}} = \rho_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}}$$

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

$$\omega = (m_{\text{р.в.}} / m_{\text{р-ра}}) \times 100\%$$

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

Б) Приготовление 0,1 М раствора хлорида натрия

Рассчитать необходимую массу поваренной соли (NaCl) для приготовления 100 мл 0,1 М раствора.

Для расчетов воспользоваться формула

$$C = \frac{m_{\text{в-ва}}}{M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-р}}}$$

$$m_{\text{в-ва}} = C_m \cdot M_{\text{в-ва}} \cdot V_{\text{р-ра}}$$

5. Взвесить на технических весах в химическом стакане рассчитанное количество соли

6. Перенести соль в мерную колбу на 100 мл.

7. Налить в колбу около 50 мл воды и растворить в ней соль.

8. Довести уровень жидкость в колбе до метки и перемешать раствор.

Решить задачи:

4. В биохимическом анализе для определения сахара в крови необходим раствор сульфата цинка с массовой долей 0,45%, который готовят разбавлением водой исходного раствора с массовой долей 45%. Сколько воды и кристаллогидрата $\text{ZnSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ требуется для приготовления 2 кг исходного раствора? Сколько исходного раствора нужно для приготовления 200 г раствора с массовой долей 0,45%?

5. На нейтрализацию 50 мл раствора КОН пошло 10 мл 0,8н раствора HCl. Рассчитайте нормальность раствора щелочи.

6. Для приготовления 0,025М раствора хлорида кальция используют CaCl_2 в ампулах с массовой долей 0,45% (пл. 1,04 г/см³). Сколько мл этого раствора необходимо для приготовления 500 мл 0,025М раствор

Практическое занятие №17 Исследование дисперсных систем.

Цель: закрепление навыков по расчету концентраций на примере приготовления раствора заданной концентрации.

Краткие теоретические сведения:

Растворы готовят в специальной мерной посуде: мерных колбах, мерных цилиндрах, градуированных стаканах.

С помощью технических или аналитических весов (в зависимости от заданной точности приготовления) отвешивают расчетное количество твердого вещества, переносят в мерную посуду, растворяют в небольшом количестве воды и доливают дистиллированную воду до отметки заданного объема (доводят до метки). Растворы можно готовить также разбавлением более концентрированных растворов.

А) Приготовление 1%-ного раствора хлорида натрия

Рассчитать необходимую массу поваренной соли (NaCl) и объем воды для приготовления 50 мл 1 % раствора.

Для расчетов принять плотность воды и плотность раствора

$\rho = 1 \text{ г/см}^3$ и воспользоваться формулами

$$m_{p-ра} = \rho_{p-ра} \cdot V_{p-ра}$$

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

$$\omega = (m_{p.в.}/m_{p-ра}) \times 100\%$$

$$m_{p-ра} = m_{в-ва} \cdot m_{воды}$$

Б) Приготовление 0,1 М раствора хлорида натрия

Рассчитать необходимую массу поваренной соли (NaCl) для приготовления 100 мл 0,1 М раствора.

Для расчетов воспользоваться формула

$$C = \frac{m_{в-ва}}{M_{в-ва} \cdot V_{p-р}}$$

$$m_{в-ва} = C_m \cdot M_{в-ва} \cdot V_{p-ра}$$

9. Взвесить на технических весах в химическом стакане рассчитанное количество соли

10. Перенести соль в мерную колбу на 100 мл.

11. Налить в колбу около 50 мл воды и растворить в ней соль.

12. Довести уровень жидкость в колбе до метки и перемешать раствор.

Решить задачи:

7. В биохимическом анализе для определения сахара в крови необходим раствор сульфата цинка с массовой долей 0,45%, который готовят разбавлением водой исходного раствора с массовой долей 45%. Сколько воды и кристаллогидрата $ZnSO_4 \cdot 7H_2O$ требуется для приготовления 2 кг исходного раствора? Сколько исходного раствора нужно для приготовления 200 г раствора с массовой долей 0,45%?

8. На нейтрализацию 50 мл раствора KOH пошло 10 мл 0,8н раствора HCl. Рассчитайте нормальность раствора щелочи.

9. Для приготовления 0,025М раствора хлорида кальция используют $CaCl_2$ в ампулах с массовой долей 0,45% (пл. 1,04 г/см). Сколько мл этого раствора необходимо для приготовления 500 мл 0,025М раствор

Тема 7.1.

Обнаружение неорганических катионов и анионов Практическое занятие №18 Качественные химические реакции, характерные для обнаружения неорганических веществ

Цель: с помощью качественных реакций на ионы распознать предложенные неорганические вещества.

Оборудование: штатив с пробирками.

Реактивы: лакмус, фенолфталеин, метиловый оранжевый, соляная кислота (HCL), дистиллированная вода, растворы гидроксида натрия, хлорид железа (III), хлорид железа (II), хлорида алюминия, хлорида магния, хлорида цинка, хлорида меди (II), сульфата натрия (Na_2SO_4); хлорид натрия, бромида натрия, иодида натрия, ортофосфата натрия, хлорида бария, нитрат серебра, карбоната натрия (Na_2CO_3).

Ход работы

Задача № 1. В трех пронумерованных пробирках (№1, №2, № 3) содержатся растворы веществ:

- а) дистиллированная вода;
- б) раствор соляной кислоты;
- в) раствор гидроксида натрия.

Определите с помощью индикатора, в пробирке под каким номером находится раствор указанного вещества. Результаты оформите в таблице

Определяемое вещество Добавляемое вещество	Пробирка №1	Пробирка № 2	Пробирка № 3
1)	<i>Признак химической реакции</i>	<i>Признак химической реакции</i>	<i>Признак химической реакции</i>
Вывод:	Химическая формула вещества-	Химическая формула вещества-	Химическая формула вещества-

Задача № 2.

В пяти пронумерованных пробирках (№1, №2, № 3, № 4, № 5) содержатся растворы веществ:

- а) раствор хлорида алюминия;
- б) раствор хлорида магния;
- в) раствор хлорида железа (II);
- г) раствор хлорида железа (III);
- д) раствор хлорида меди (II)

Определите с помощью одного реактива, в пробирке под каким номером находится раствор указанного вещества. Результаты оформите в таблице

Определяемое вещество Добавляемое вещество	Пробирка №1	Пробирка № 2	Пробирка № 3	Пробирка № 4	Пробирка № 5
1)	<i>Признак химической реакции</i>	<i>Признак химической реакции</i>	<i>Признак химической реакции</i>	<i>Признак химической реакции</i>	<i>Признак химической реакции</i>
Вывод:	Химическая формула вещества-	Химическая формула вещества-	Химическая формула вещества-	Химическая формула вещества-	Химическая формула вещества-

Составьте пять уравнений химических реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах. Укажите признак химической реакции.

Задача № 3.

В двух пронумерованных пробирках (№1, №2) содержатся растворы веществ:

- а) раствор хлорида алюминия;
- б) раствор хлорида цинка;

Определите с помощью одного реактива, в пробирке под каким номером находится раствор указанного вещества. Результаты оформите в таблице

Определяемое вещество Добавляемое вещество	Пробирка №1	Пробирка № 2
1)	<i>Признак химической реакции</i>	<i>Признак химической реакции</i>
Вывод:	Химическая формула вещества-	Химическая формула вещества-

Составьте одно уравнение химической реакции в молекулярной, полной и сокращенной ионной форме. Укажите признак химической реакции.

Задача № 4.

В четырех пронумерованных пробирках (№1, №2, № 3, № 4) содержатся растворы веществ:

- а) раствор хлорида натрия;
- б) раствор бромид натрия;
- в) раствор иодида натрия;
- г) раствор ортофосфата натрия;

Определите с помощью одного реактива, в пробирке под каким номером находится раствор указанного вещества. Результаты оформите в таблице

Определяемое вещество Добавляемое вещество	Пробирка №1	Пробирка № 2	Пробирка № 3	Пробирка № 4
1)	<i>Признак химической реакции</i>	<i>Признак химической реакции</i>	<i>Признак химической реакции</i>	<i>Признак химической реакции</i>
Вывод:	Химическая формула вещества-	Химическая формула вещества-	Химическая формула вещества-	Химическая формула вещества-

Составьте четыре уравнений химических реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах. Укажите признак химической реакции.

Задача № 5

В двух пронумерованных пробирках (№1, №2) содержатся растворы веществ:

- а) раствор карбонат натрия;
- б) раствор сульфат натрия;

Определите с помощью одного реактива, в пробирке под каким номером находится раствор указанного вещества. Чтобы распознать полученные осадки, добавьте к каждому осадку соляной кислоты. Что происходит с осадком? Результаты оформите в таблице

Определяемое вещество Добавляемое вещество	Пробирка №1	Пробирка № 2
1)	<i>Признак химической реакции</i>	<i>Признак химической реакции</i>
2)	<i>Признак химической реакции</i>	<i>Признак химической реакции</i>
Вывод:	Химическая формула вещества-	Химическая формула вещества-

Составьте уравнения химических реакций в молекулярной, полной и сокращенной ионной формах между раствором сульфата натрия, карбоната натрия и добавляемым веществом. Также составьте уравнения химических реакций, взаимодействия осадков с соляной кислотой. Укажите признак химической реакции.

Тема 7.2.

Обнаружение органических веществ отдельных классов с использованием качественных реакций

Практическое занятие №19 Обнаружение органических соединений отдельных классов.

Цель: обобщение, систематизация и осмысление знаний по теме «Идентификация органических веществ».

Формируемые ОК и ПК: ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам; ОК 02. Использовать современные средства поиска, анализа и интерпретации информации, и информационные технологии для выполнения задач профессиональной деятельности; ОК 04. Эффективно взаимодействовать и работать в коллективе и команде.

Тема: «Идентификация органических соединений отдельных классов»

Цель: сформировать понятия о сущности качественных реакций на органические соединения.

Оборудование: дозатор, пробирки, спиртовка, спички, держатель, штатив для пробирок.

Реактивы: виноградный или яблочный сок, картофель растворы: фенола, уксусной кислоты, глицерина, ацетальдегида, 5% спиртовой раствор иода, 0,1 М раствор сульфата меди (II), 0,2 М раствор гидроксида калия, 0,1 М раствор хлорида железа (III).

Ход работы:

Задача 1. Обнаружение глюкозы в виноградном или яблочном соке.

Опыт 1. Обнаружение глюкозы в виноградном или яблочном соке. Налейте в пробирку 4 мл виноградного или яблочного сока

Добавьте последовательно по 0,5 мл растворов гидроксида калия и сульфата меди (II). Запишите ваши наблюдения.

Закрепите пробирку в держатель, и нагрейте ее пламенем спиртовки до изменения окраски.

Задача 2. Обнаружение крахмала в картофеле.

Опыт 2. Обнаружение крахмала в картофеле.

1. Разрежьте поперек 1 клубень картофеля
2. Капните на срез 0,5 мл раствора иода и запишите ваши наблюдения.

Задача 3. Качественное определение кислородсодержащих органических соединений.

Опыт 3. Качественное определение кислородсодержащих органических соединений.

Вам выданы 4 неподписанные склянки с растворами следующих веществ: фенол, уксусная кислота, глицерин, ацетальдегид. Подпишите каждую склянку формулой того вещества, раствор которого она содержит, если Вам даны следующие реактивы: FeCl_3 , CuSO_4 и KOH . Для этого:

1. Пронумеруйте пробирки черным маркером по стеклу от 1 до 4.
2. С помощью дозатора поместите в 4 отдельные пробирки по 1 мл раствора из каждой склянки.
3. Прилейте в каждую пробирку 0,5 мл раствора хлорида железа (III). Сделайте вывод.
4. С помощью дозатора поместите в 4 отдельные пробирки по 3 мл раствора из каждой склянки.
5. В каждую пробирку прилейте по 0,5 мл раствора щелочи и сульфата меди (II). Встряхните каждую пробирку, предварительно закрыв их пробками. Запишите наблюдения и сделайте выводы.
6. Оставшуюся пробирку, в которой не произошло никаких изменений, закрепите в держатель и нагрейте на пламени спиртовки.

Для выполнения задачи 3 рекомендуется воспользоваться план-схемой распознавания веществ. На пересечении ячеек записывайте свои наблюдения, в соответствии с которыми делаете вывод о том, какое вещество находилось в пробирке. Если при взаимодействии веществ ничего не происходит – ставьте прочерк.

Реагент		
Пробирка №	FeCl_3	Cu(OH)_2
1		
2		
3		
4		

Задача 4. Качественное определение белка.

Опыт 4. Качественное определение белка.

В пробирку налейте 2—3 мл раствора белка и прибавьте несколько капель концентрированной азотной кислоты. Нагрейте содержимое пробирки, при этом образуется жёлтый осадок. Охладите смесь и добавьте раствор аммиака до щелочной реакции (проба на лакмус). Что наблюдаете? (Окраска переходит в оранжевую). Запишите ваши наблюдения.

Задача 5. Качественное определение белка.

Опыт 5. Качественное определение белка.

В пробирку налейте 2—3 мл раствора белка и 2—3 мл раствора гидроксида натрия, затем 1—2 мл раствора сульфата меди (II).

Что наблюдаете? (Появляется фиолетовое окрашивание). Запишите ваши наблюдения.

Порядок выполнения отчёта по лабораторной работе

1. В тетради напишите номер, название и учебную цель.
2. Ответьте устно на вопросы для закрепления теоретического материала к лабора-

торной работе.

3. Выполните задания для лабораторной работы.

4. Запишите вывод о проделанной работе.

Тема 8.1.

Химия в быту и производственной деятельности человека

Практические занятия №20

Цель: обобщение, систематизация и осмысление знаний по теме «Химия в быту и производственной деятельности человека».

Формируемые ОК и ПК: ОК 01. Выбирать способы решения задач профессиональной деятельности применительно к различным контекстам, ОК 02. Использовать современные средства поиска, анализа и интерпретации информации, и информационные технологии для выполнения задач профессиональной деятельности; ПК 2.3. Оформлять результаты методической и исследовательской деятельности в виде выступлений, докладов, отчетов.

Задание: получить задачу по выбору преподавателя, найти решение задачи, аргументировать решение, подготовить ответ в виде презентации с докладом.

Требования к оформлению презентации и доклада: презентация состоит из не более чем 6 слайдов, включая титульный, количество текста – минимально, доклад длительностью не более 5 минут, в докладе описано решение проблемного вопроса, раскрыты вопросы применения химического вещества в быту и в промышленности, раскрыть перспективы применения вещества в будущем.

Задача 1.

Асфальт состоит главным образом из песка и битума. Битум (похож на черную смолу) – это один из продуктов, которые получают из нефти. Для строительства одного километра асфальтовой дороги требуется столько битума, сколько получается из 320 баррелей нефти. Нефть стоит дорого. А если нужно построить, например, 87 тысяч километров асфальтовых дорог, расходы на битум “влетят” в немаленькую копеечку.

У битума есть еще один нежелательный эффект: этот материал опасен для окружающей среды.

Как, иначе скрепить между собой песчинки, чтобы получить дешевое и безопасное для природы асфальтоподобное дорожное покрытие?

Задача 2.

В 1825 году был получен металл, который ценился дороже золота. Погремушка сыны Наполеона III была изготовлена из этого металла, а самый богатый королевский двор Европы имел столовые приборы, изготовленные из этого металла. По распространённости в природе он занимает четвёртое место среди всех элементов и первое среди металлов (8,8% от массы земной коры). Он стал вторым по значению металлом XX века после железа. Кстати, по объёму производства он занимает второе место в мире после выплавки чугуна и стали. Он входит в состав различных пиротехнических смесей.

– О каком металле идёт речь?

– Каково положение этого металла в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева.

– Каково строение атома этого металла?

– Какими физическими свойствами он обладает?

– В какие химические реакции вступает это вещество и какие вещества при этом образуются? Напишите уравнения возможных реакций и назовите продукты реакций.

- Почему при обычных условиях изделия из этого металла устойчивы к воздействию факторов окружающей среды?
- Почему до конца XIX века этот металл был на вес золота?
- На каких свойствах этого металла основано его применение в народном хозяйстве?
- Почему посуду из этого металла называют посудой бедняков?

Задача 3.

Серовато – белый порошок энергично взаимодействует с водой с выделением большого количества тепла и называется негашеной известью. Это вещество находит широкое применение в строительстве, химической промышленности, сельском хозяйстве, металлургии, водоочистке.

- Назовите это вещество.
- К какому классу соединений относится данное вещество?
- Каков качественный и количественный состав этого вещества?
- Какие вещества образуются при взаимодействии негашеной извести с кислотными оксидами, с кислотами? Запишите уравнения возможных реакций и назовите продукты реакций.
- Что образуется при взаимодействии негашеной извести с водой? Составьте уравнение реакции.
- Почему эту реакцию называют гашением?

Задача 4.

Вам выданы образцы воды, взятой из разных источников (они указаны на этикетках). Предположительно в них содержатся ионы: Fe^{2+} , Fe^{3+} , Zn^{2+} , Cu^{2+} , Pb^{2+} . Составьте план их определения. Предложите способы очистки воды от этих ионов. Каковы будут ваши действия, если концентрация указанных ионов в образцах будет слишком высокой (значительно превышать ПДК)?

Задача 5.

Космический корабль совершил аварийную посадку на неизвестную планету. Одному из космонавтов было предложено определить состав атмосферы, но в его распоряжении оказались лишь яблоко (не произошло изменения цвета на разрезе), немного известковой воды (не мутнела в атмосфере планеты) и малахитовая шкатулка, при нагревании кусочка малахита образовался красный порошок.

К какому выводу пришел космонавт?

Задача 6.

Жиры – смесь сложных эфиров, образованных глицерином и жирными кислотами. М.Э Шеврель посвятил изучению жиров 14 лет. В 1808 году к нему обратился владелец текстильной фабрики с просьбой изучить состав мягкого мыла, получаемого на фабрике. Шеврель установил, что мыло – натриевая соль высшей жирной кислоты. Шеврель изготавливал мыла из жиров различных животных, выделял из них жирные кислоты. Так были впервые получены стеариновая, олеиновая, капроновая кислоты. Шеврель показал, что жиры состоят из глицерина и жирных кислот, причем это не только их смесь, а соединение, которое, присоединяя воду, распадается на глицерин и жирные кислоты.

5. Каковы формулы жира и мыла?
6. Предложите способ получения мыла из жира в домашних условиях.
7. Найдите из других источников дополнительную информацию о жирах, мылах, СМС.
8. В современном мире предлагается много косметической, гигиенической продукции. А как правильно выбрать мыло, на что надо обратить внимание?

Задача 7.

В начале XX века из Нью-Йоркского порта вышли в открытый океан красавица-яхта. Её владелец, американский миллионер, не пожалел денег, чтобы удивить свет. Корпус был сделан из очень дорогого в то время алюминия, листы которого скреплялись медными заклепками. Это было красиво-сверкающий серебристым блеском корабль, усеянный золотистыми головками заклепок! Однако через несколько дней обшивка корпуса начала расходиться, и яхта пошла быстро ко дну.

1. Что же случилось с яхтой? Предложите свой способ спасения яхты.

2. Исследуйте свою квартиру, дом и установите, где использованы антикоррозионные покрытия. Постройте классификацию антикоррозионных покрытий на основании областей их применения.

3. Найдите дополнительную информацию о коррозии и способах борьбы с ней.

4. КРИТЕРИИ И ШКАЛЫ ОЦЕНИВАНИЯ

Критериями оценки практических занятий (семинарских занятий) являются:

- уровень освоения учебного материала;
- уровень умения использовать теоретические знания при выполнении практических задач;
- уровень умения активно использовать электронные образовательные ресурсы, находить требующуюся информацию, изучать ее и применять на практике;
- обоснованность и четкость изложения материала;
- оформление материала в соответствии с требованиями, указанными преподавателем в настоящих методических рекомендациях.

Каждый вид работы оценивается по пяти бальной шкале:

«5» (отлично) - за глубокое и полное овладение содержанием учебного материала, в котором обучающийся свободно и уверенно ориентируется; за умение практически применять теоретические знания, высказывать и обосновывать свои суждения; представленный материал выполнен аккуратно, с соблюдением структуры оригинала.

«4» (хорошо) - если обучающийся полно освоил учебный материал, владеет научно-понятийным аппаратом, ориентируется в изученном материале, осознанно применяет теоретические знания на практике, грамотно излагает ответ, но содержание и форма ответа имеют отдельные неточности; представленный материал выполнен аккуратно, с соблюдением структуры оригинала.

«3» (удовлетворительно) - если обучающийся обнаруживает знание и понимание основных положений учебного материала, но излагает его неполно, непоследовательно, допускает неточности, в применении теоретических знаний при ответе на практико-ориентированные вопросы; не умеет доказательно обосновать собственные суждения.

«2» (неудовлетворительно) - если обучающийся имеет разрозненные, бессистемные знания, допускает ошибки в определении базовых понятий, искажает их смысл; не может практически применять теоретические знания.

Каждая самостоятельная работа оценивается в соответствии с критериями оценивания в целом или по отдельно взятым видам работ.

5. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ДЛЯ ОБУЧАЮЩИХСЯ

При выполнении практических занятий (семинарских занятий) необходимо:

- ознакомиться с темой, целью самостоятельной работы, порядком ее выполнения;
- выполнить работу согласно заданию;
- выполненные задания оформить в соответствии с требованиями к выполнению и оформлению заданий, указанных в методических рекомендациях;
- представить материал выполненного задания в срок, установленным преподавателем.

5. ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ВЫПОЛНЕНИЯ

Основная литература:

1. Химия для профессий и специальностей социально-экономического и гуманитарного профилей: Габриелян О.С. : Учебник. - М.: Академия, 2022

Дополнительная литература:

Учебная литература

2. Химия: учебник для среднего профессионального образования /Ю. А. Лебедев, Г. Н. Фадеев, А. М. Голубев, В. Н. Шаповал; под общей редакцией Г. Н. Фадеева. - 2-е изд., перераб. и доп. - Москва: Издательство Юрайт, 2024

Интернет-ресурсы:

3. Концепции современного естествознания: Электронный учебник Аруцев А.А. и др. : офиц. сайт. - <http://nrc.edu.ru/est>
4. Сайт, содержащий открытые учебники по естественнонаучным дисциплинам: офиц. сайт. -: <http://www.college.ru>
5. Сайт, посвященный вопросам естествознания:- <http://www.naturalscience.ru>
6. Сайт, посвященный вопросам эволюции :<http://www.macroevolution.narod.ru> -