

**САНКТ-ПЕТЕРБУРГСКОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ
ПРОФЕССИОНАЛЬНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ УЧРЕЖДЕНИЕ
«КОЛЛЕДЖ «КРАСНОСЕЛЬСКИЙ»**

РАССМОТРЕНО И ПРИНЯТО
на заседании Педагогического Совета
СПб ГБПОУ «Колледж «Красносельский»

Протокол № 6 от 07.06.2024 г.

УТВЕРЖДАЮ
Директор СПб ГБПОУ
«Колледж «Красносельский»
_____ Г.И. Софина
« _____ » _____ 2024 г.
Приказ № 101-осн. от 07.06.2024 г.

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
ПО ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ**

по дисциплине

ОД.12 Химия

для обучающихся по специальности

09.02.07 Информационные системы и программирование
(Программист)

Санкт-Петербург
2024 г.

РАССМОТРЕНО И ОДОБРЕНО

На заседании МК СПб ГБПОУ «Колледж «Красносельский»

Протокол № _____ от _____ 2024 г.

Председатель МК _____ Н.В. Медведева

Организация-разработчик: СПб ГБПОУ «Колледж «Красносельский»

Разработчик: Сорокина Т.В., преподаватель.

Методические указания к практическим занятиям являются частью основной профессиональной образовательной программы СПО по специальности 09.02.07 Информационные системы и программирование (программист).

Укрупненная группа специальностей 09.00.00 Информатика и вычислительная техника.

Дисциплина «ОД.12 Химия».

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ

- 1. ПЕРЕЧЕНЬ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ ПО ДИСЦИПЛИНЕ**
- 2. МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №1**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №2**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №3**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №4**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №5**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №6**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №7**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №8**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №9**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №10**

ВВЕДЕНИЕ

Методические рекомендации предназначены для обучающихся колледжа, изучающих учебную дисциплину химия.

Методические рекомендации включают в себя учебную цель, перечень образовательных результатов, заявленных во ФГОС СПО, задачи, обеспеченность занятия, краткие теоретические и учебно-методические материалы по теме, вопросы для закрепления теоретического материала, задания для практической работы и инструкцию по ее выполнению, методику анализа полученных результатов, порядок и образец отчета о проделанной работе.

Учебные материалы к каждому из занятий включают контрольные вопросы, задания. Пособие содержит также список рекомендуемой литературы – основной, дополнительной и справочной, которая может использоваться обучающимися не только при подготовке к практическим занятиям, но и при написании рефератов.

1. ПЕРЕЧЕНЬ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ

№ раздела, темы	Тематика практического занятия	Кол-во часов
I курс		
Раздел 1. Основы строения вещества		
Тема 1.1. Строение атомов химических элементов и природа химической связи	ПЗ №1 Решение заданий на использование химической символики и названий соединений по номенклатуре	2
Тема 1.2. Периодический закон и таблица Д.И. Менделеева	ПЗ №2 Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Физический смысл Периодического закона Д.И. Менделеева.	2
Раздел 2. Химические реакции		
Тема 2.1. Типы химических реакций	ПЗ №3 Количественные отношения в химии. Основные количественные законы в химии и расчеты по уравнениям химических реакций. использованием массы, объема (нормальные условия) газов, количества вещества	2
Тема 2.2. Электролитическая диссоциация и ионный обмен	ЛР №1 “Типы химических реакций”. Исследование типов (по составу и количеству исходных и образующихся веществ) и признаков химических реакций.	2
Раздел 3. Строение и свойства неорганических веществ		
Тема 3.1.	ПЗ №4 Номенклатура неорганических веществ: название	2

№ раздела, темы	Тематика практического занятия	Кол-во часов
Классификация, номенклатура и строение неорганических веществ	вещества исходя из их химической формулы или составление химической формулы исходя из названия вещества по международной (ИЮПАК) или тривиальной номенклатуре.	
Тема 3.2. Физико-химические свойства неорганических веществ	ПЗ.№5 Составление уравнений химических реакций с участием простых и сложных неорганических веществ	2
Тема 3.3. Идентификация неорганических веществ	ЛР.№2 «Идентификация неорганических веществ». Решение экспериментальных задач по химическим свойствам металлов и неметаллов.	2
Раздел 4. Строение и свойства органических веществ		
Тема 4.1. Классификация, строение и номенклатура органических веществ	ПЗ.№6 Номенклатура органических соединений отдельных классов. Составление полных и сокращенных структурных формул органических веществ	2
Тема 4.2. Свойства органических соединений	ПЗ.№7 Свойства органических соединений отдельных классов Задания на составление уравнений химических реакций с участием органических веществ на основании их состава и строения	2
	ПЗ.№8 Составление схем реакций характеризующих химические свойства органических соединений	2
	ЛР.№3 “Превращения органических веществ при нагревании”	2
Тема 4.3. Идентификация органических веществ, их значение и применение в бытовой и производственной деятельности человека	ЛР.№4: “Идентификация органических соединений отдельных классов”	2
Раздел 5. Кинетические и термодинамические закономерности протекания химических реакций		

№ раздела, темы	Тематика практического занятия	Кол-во часов
Тема 5.1 Скорость химических реакций. Химическое равновесие	ПЗ №9 Решение практико-ориентированных заданий на анализ факторов, влияющих на изменение скорости химической реакции	2
Тема 5.1. Химия в быту и производственной деятельности человека	ПЗ №13 Поиск и анализ кейсов о применении химических веществ и технологий с учетом будущей профессиональной деятельности	
Раздел 6. Растворы		
Тема 6.2. Исследование свойств растворов	ЛР №5 «Приготовление растворов».	2
Профессионально-ориентированное содержание (содержание прикладного модуля)		
Раздел 7. Химия в быту и производственной деятельности человека		
Поиск и анализ кейсов о применении химических веществ и технологий с учетом будущей профессиональной деятельности по темам	ПЗ №10 Поиск и анализ кейсов о применении химических веществ и технологий с учетом будущей профессиональной деятельности по темам Защита: Представление результатов решения кейсов в форме мини-доклада с презентацией	4
	Всего	40

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ

ТЕМА: Повторение

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №1

Составление формул неорганических соединений по значениям валентностей элементов, входящих в их состав

Количество часов -2 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

Цель работы: научиться определять значения валентности элементов по периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева и составлять по ним формулы неорганических соединений

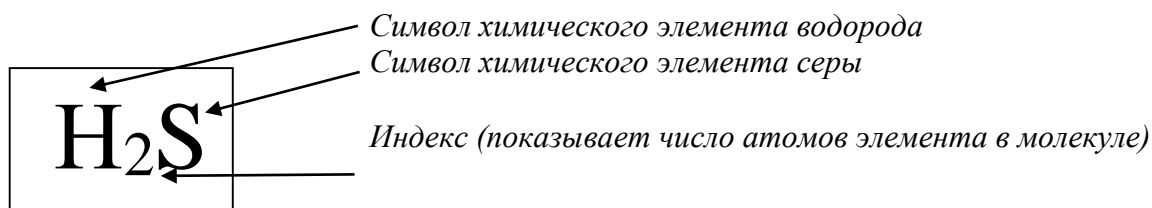
Ход урока:

-прочитать теорию, кратко законспектировать;

-выполнить задание для самостоятельной работы

Химической формулой называют запись состава химического соединения с помощью символов элементов и индексов.

Пример 1: состав вещества сероводорода отражает химическая формула H_2S .



Вещество сероводород состоит из молекул. **Молекула** — это мельчайшая частица химического вещества, состоящая из атомов. Молекула сероводорода образована двумя атомами водорода и одним атомом серы. **Коэффициент** перед химической формулой указывает число молекул: $2H_2S$ — две молекулы сероводорода, $4MgO$ — четыре молекулы оксида магния.

Алгоритм составления формул неорганических соединений по значениям валентностей элементов, входящих в их состав

<ol style="list-style-type: none"> 1. Записать химические знаки элементов так, чтобы на первом месте находился знак атома металла, а на втором месте — знак атома неметалла, или, если соединение состоит из атомов неметаллов, справа должен находиться знак неметалла с бóльшим значением валентности. 2. Указать над знаком каждого элемента значение валентности римской цифрой. 3. Найти наименьшее общее кратное значений валентности указать его арабской цифрой в скобках между значениями валентности элементов. 4. Разделить наименьшее общее кратное на значение валентности каждого элемента. 5. Полученные числа — это индексы к знакам элементов; их нужно указать внизу справа 	<p><i>Fe</i> — металл валентность III</p> <p><i>O</i> — неметалл валентность равна II</p> $\begin{array}{c} FeO \\ \text{III II} \\ FeO \\ \text{(6)} \\ \text{III II} \\ FeO \end{array}$ $\begin{array}{l} Fe \quad 6 : III = 2 \\ O \quad 6 : II = 3 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{III II} \\ Fe_2O_3 \end{array}$ $III \cdot 2 = II \cdot 3$	<p><i>S</i> — неметалл; валентность равна VI;</p> <p><i>O</i> — неметалл валентность равна II</p> $\begin{array}{c} SO \\ \text{VI II} \\ SO \\ \text{(6)} \\ \text{VI II} \\ SO \end{array}$ $\begin{array}{l} S \quad 6 : VI = 1 \\ O \quad 6 : II = 3 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{VI II} \\ SO_3 \end{array}$
--	---	---

каждого знака элемента (единицу не указывают).

7. Проверить правильность вычислений: произведения значений индексов и значений валентности должны быть равны.

$$VI \cdot 1 = II \cdot 3$$

Валентность — свойство атомов химических элементов образовывать определенное число связей с другими атомами. Валентность химического элемента может быть **постоянной** (атом элемента может образовывать только строго определенное число связей с другими атомами) или **переменной** (атом может присоединять разное число атомов других элементов). Способность химических элементов проявлять то или иное значение валентности определяется строением их атомов. Способность химических элементов проявлять то или иное значение валентности определяется строением их атомов, значит сведения о ней мы можем черпать из периодической системы элементов Д.И.Менделеева.

Для этого вспомним, что каждая группа (вертикальный столбец) элементов состоит из двух подгрупп: главной и побочной (Главная подгруппа — та, которая состоит из элементов главных периодов

Возможные значения валентности некоторых химических элементов (серым закрашены ячейки элементов-неметаллов)

Период	№ группы ряд	№ группы элемент-не — значение высшей валентности элементов							
		I	II	III	IV _(II,IV)	V _(III,V)	VI _(II,IV,VI)	VII _(I,III,VI)	VIII
1	1	H							He
2	2	^I Li	^{II} Be	^{III} B	^{II,IV} C	^{I,V} N	^{II} O	^I F	Ne
3	3	^I Na	^{II} Mg	^{III} Al	^{IV} Si	^{III,V} P	^{II,IV,VI} S	^{I,III,VI} Cl	Ar
4	4	^I K	^{II} Ca				^{III,VI} Cr	^{II,IV,VI,VII} Mn	^{II,III} Fe
	5	^{II} Cu	^{II} Zn			^{III,V} As	^{VI} Se	^{I,V} Br	Kr
5	6	^I Rb							
	7	^I Ag			^{II,IV} Sb		^{VI} Te	^{I,V} I	Xe
6	8	^I Cs							
	9	^{III} Au	^{II} Hg		^{II,IV} Pb				
Общие формулы высших оксидов		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄

Металлы главных подгрупп периодической системы проявляют постоянную валентность, равную номеру группы, в которой они находятся (то же самое касается алюминия — Al). **Металлы побочных подгрупп** проявляют переменную валентность. Ее наибольшее (**высшее**) значение обычно равно номеру группы, в которой расположен элемент.

Пример: цинк (Zn) находится в побочной подгруппе II группы периодической системы. Высшее значение валентности — II.

Неметаллы имеют переменную валентность. Их высшее значение валентности равно номеру группы, а **низшее** (наименьшее) значение вычисляется по формуле: VIII — № группы.

Промежуточные значения валентности элементов (тех, которым свойственна переменная валентность) подчиняются «правилу четности»: устойчивы те соединения элемента,

в которых четность значения валентности совпадает с четностью номера группы

этого элемента. На элементы-металлы побочных подгрупп правило четности обычно не распространяется.

Пример: азот — неметалл; находится в главной подгруппе V группы (номер группы — нечетное число). Высшая валентность азота равна V. Среди промежуточных значений (в интервале от 0 до V) наиболее устойчиво нечетное значение — III. В простом веществе азоте (N_2) атомы связаны друг с другом тройной связью: $N \equiv N$, — т. е. значения валентности этих атомов равны III, и азот — очень устойчивое соединение.

Марганец (Mn) — элемент-металл, расположенный в побочной подгруппе VII группы (номер группы — нечетное число). Высшая валентность марганца равна VII (нечетное число), но среди промежуточных значений устойчивыми являются четные — II и IV (оксиды марганца MnO и MnO_2).

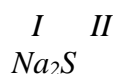
Значения валентности кислорода и водорода **постоянны**: O (II), H (I). Поэтому в

бинарных соединениях легко определять значение валентности второго элемента: CaO , HBr .

Последовательность расположения атомов в молекуле

При составлении формул веществ, образованных **атомами металлов и неметаллов**, на первом месте пишется знак металла, на втором — знак неметалла (например, $NaCl$, MgO и т. д.). При этом неметаллические элементы проявляют низшую валентность, а металлические могут иметь как высшее, так и промежуточное значение валентности.

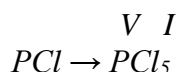
Пример: составим формулу соединения металла натрия с неметаллом серой. В периодической системе химических элементов натрий (порядковый номер $Z = 11$) располагается в главной подгруппе I группы. Следовательно, он проявляет постоянную валентность, равную единице: Na (I). Сера ($Z = 16$) стоит в VI группе — ее высшая валентность равна VI. Сера — неметалл, следовательно, в соединении с натрием она проявляет низшее значение валентности — II ($VI - VI = II$). Значит, формула соединения имеет следующий вид:



Если соединение образовано **двумя неметаллическими элементами**, тогда первое место отводится элементу, проявляющему более высокое значение валентности. Этим элементом является тот, который в периодической системе стоит левее или ниже второго элемента: Если один из атомов проявляет высшую валентность, тогда второй — низшую.



Пример: рассмотрим формулу соединения, в состав которого входят атомы фосфора и хлора. Определим местоположение элементов № 15 и 17 в периодической таблице. Они расположены в одном периоде (третьем), однако фосфор находится левее хлора. Следовательно, фосфор имеет более высокое значение валентности, и если он проявит высшую валентность, равную номеру его группы (V), тогда хлор проявит низшую валентность, равную $VIII - VII = I$.



Этими же правилами руководствуются при составлении формул оснований и солей. Различие заключается лишь в том, что место одного из атомов (атома неметалла) будет занимать гидроксильная группа (гидроксогруппа) —OH или кислотный остаток: ($=CO_3$), ($\equiv PO_4$), ($=SO_4$), ($=SO_3$), ($-S$), ($-Cl$) и т. д. Эти группы атомов необходимо рассматривать как единое целое.

Пример: составим формулу нитрата алюминия. Это соединение включает в себя атом алюминия (Al) и кислотный остаток ($-NO_3$).

III (3) I



В соединениях с кислородом элементы-неметаллы могут проявлять высшую валентность,

в соединениях с водородом — низшую.

Пример: высшую валентность (V) фосфор проявляет в соединении P_2O_5 , а низшую (III)

— в соединении PH_3 .

Соединения с кислородом, в которых элементы металлы и неметаллы проявляют высшую валентность, называют **высшими оксидам**.

Пример: сера (S) с кислородом образует оксиды SO_2 и SO_3 . Высшим является второй — оксид серы (VI). У натрия высшим оксидом (и единственным, так как натрий — элемент главной подгруппы) является Na_2O .

Задания для самостоятельной работы:

1. Какие значения валентности свойственны элементам со следующими порядковыми номерами в периодической системе: а) 2; б) 6; в) 20.
2. Составьте формулы соединений углерода, серы, магния, калия: а) с кислородом; б) с хлором.
3. Составьте формулы соединений, состоящих из следующих пар элементов: а) брома и цинка; б) натрия и серы; в) кислорода и кальция; г) фтора и фосфора; д) углерода и кремния.
4. Составьте формулы соединений: а) карбоната натрия; б) нитрата хрома (III); в) сульфата цинка; г) гидроксида меди (II); д) фосфата железа (II).
5. Составьте формулы следующих бинарных (т. е. состоящих из двух элементов) соединений: Al..O., Na..Br., Li..O., P..O., Mg..Cl., N..H...
6. Составьте формулы всех возможных соединений, состоящих из атомов следующих химических элементов: Ca, Al, Cl, K, O.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №2

ТЕМА: Повторение

Основные классы неорганических соединений

Цель работы: научиться составлять цепочки превращений. Закрепить основной материал.

Ход урока

- 1) законспектировать алгоритм решения «цепочек превращения»
- 2) проанализировать алгоритм
- 3) решить по алгоритму цепочку превращения

Алгоритм решения «цепочек превращения»

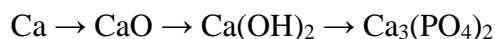
В химии есть задания со схемами превращений одних веществ в другие, которые характеризуют генетическую связь между основными классами органических и неорганических соединений.

Схему превращения одних веществ в другие называют «цепочкой превращений».

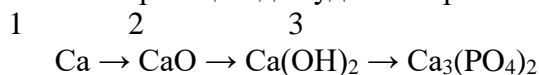
Для выполнения этих заданий необходимо знать основные классы соединений, их номенклатуру, химические свойства, механизм осуществления реакций.

Алгоритм решения «цепочки превращений»

1 шаг. Перепишите цепочку, которую необходимо решить

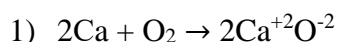


2 шаг. Пронумеруйте количество реакций для удобства решения

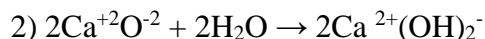


Таким образом, мы видим, что нам надо составить 3 уравнения реакции

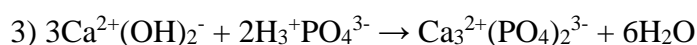
3 шаг. Запишем 1 уравнение реакции – из кальция (Ca) надо получить оксид кальция (CaO). Вспомним, что данное превращение происходит, когда металлы окисляются на воздухе, вступая в реакцию с кислородом. Записываем эту реакцию. **Внимание! Не забывайте уравнивать реакции!**



4 шаг. Осуществляем второе превращение. Из оксида кальция (CaO) нужно получить гидроксид кальция (Ca(OH)₂). Это уравнение возможно при взаимодействии оксида с водой. (Такая реакция возможна, если в итоге получается **щелочь** – растворимое в воде основание). Записываем уравнение и уравниваем его.



5 шаг. Осуществляем 3 превращение. Из гидроксида кальция (Ca(OH)₂) необходимо получить соль – фосфат кальция (Ca₃(PO₄)₂). Вспоминаем, что при взаимодействии основания и кислоты получается соль и вода. Значит, для этой реакции подойдет фосфорная кислота – H₃PO₄, так как именно она дает соли – фосфаты. Записываем уравнение реакции и уравниваем его.



1. Натрий – гидроксид натрия – карбонат натрия – хлорид натрия – нитрат натрия
2. Магний – хлорид магния – гидроксид магния – оксид магния – сульфат магния
3. Кальций – гидроксид кальция – карбонат кальция – гидрокарбонат кальция – карбонат кальция

4. Карбонат кальция – оксид углерода (IV) – оксид углерода (II) – оксид углерода (IV) – карбонат кальция

5. Карбонат кальция – оксид кальция – гидроксид кальция – хлорид кальция – карбонат кальция

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №3

ТЕМА: Алканы и циклоалканы

Составление формул гомологов и изомеров органических соединений. Номенклатура углеводородов.

Количество часов -2 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

Цель работы: научиться составлять структурные формулы гомологов и изомеров, называть алканы по международной номенклатуре.

Ход урока:

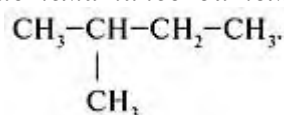
- прочитайте теоретический материал;
- выполнить задания для самостоятельной работы

Для названия органических соединений две номенклатуры: рациональная и современная – систематическая, которую называют также международной или научной (предложена Международным союзом теоретической и прикладной химии ИУРАК в 1957, 1965 гг.). Она имеет много общего с женевской номенклатурой, часто встречающейся в химической литературе.

По систематической номенклатуре первые четыре представителя ряда насыщенных углеводородов называются: метан, этан, пропан, бутан. Названия последующих углеводородов образуются из основы греческих числительных и окончания –ан, например, C_6H_{14} – гексан и т.п.

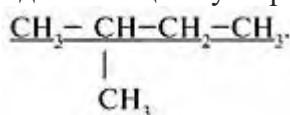
Углеводородными радикалами называются заряженные частицы, полученные при отнятии от молекул предельных углеводородов атомов водорода. Названия однозарядных радикалов производят от названий соответствующих углеводородов, в которых окончание –ан заменяют на –ил.

Пример 1. Назвать вещество по систематической номенклатуре:

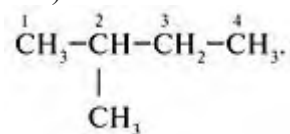


Решение:

1. Выбрать главную цепь (наиболее длинная цепь углеродных атомов):

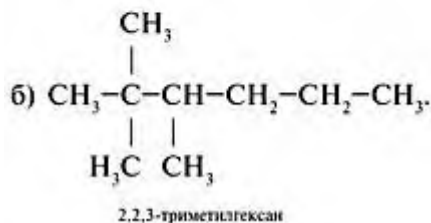
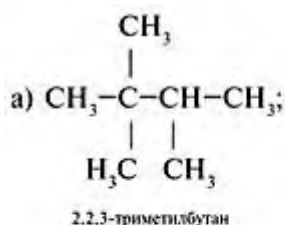


2. Пронумеровать атомы углерода в главной цепи с того конца, к которому ближе стоит заместитель (углеводородный радикал):

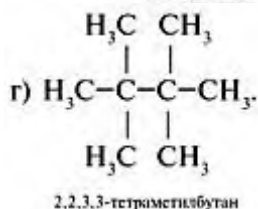
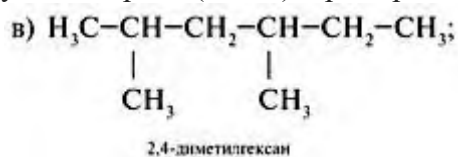


Последовательно назвать:

- 1) номер углеродного атома, с которым связан радикал;
- 2) радикал;
- 3) углеводород, которому соответствует длинная цепь: 2-метилбутан.

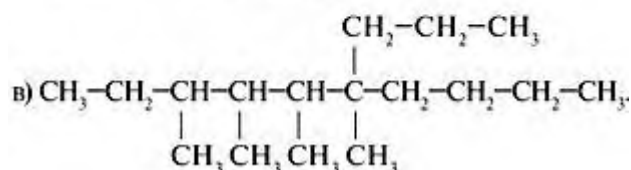
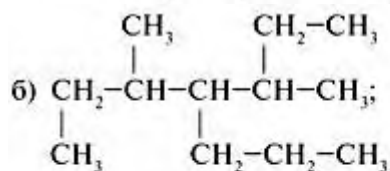
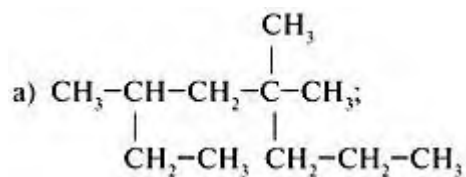


3. Составляя формулы и з о м е р о в, изменить строение, сохраняя состав исходного углеводорода (C₈H₁₈), примеры в, г:



Задания для самостоятельной работы:

1. Составить структурную формулу углеводорода по его названию «2,4-диметилпентан», «3,3-диметил-4,5диэтилгексан», «2,4,5,5-тетраметил-3-этилоктан»
2. Для 2,2,3-триметилпентана составить формулы двух гомологов и двух изомеров, дать им названия.
3. Назвать предельные углеводороды:



4. Среди перечисленных соединений выделить гомологи и изомеры:
циклобутан, октан, гексин-1, циклопентен, гексен-2; 2,2,3,3-тетраметилбутан,
циклогексан, 2-метилбутадиен-1,3, 2-метилпентен-1, пентин-1, бутен-2.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №4

ТЕМА: Алканы и циклоалканы

Решение задач на вывод формулы органического вещества по относительной плотности его паров и массе, объему или количеству вещества продуктов сгорания
Количество часов -2 ч.

Форма организации занятия: *индивидуальная*

Форма отчетности по занятию: *вывод*

Цель работы: научиться решать задачи на вывод формулы органического вещества, определять состав органических веществ исходя из знания массовых долей элементов, а также масс или объемов продуктов сгорания этих веществ

Ход работы:

- проанализировать алгоритм решения задач(не записывать)

- решить 5 задач.

Алгоритм для решения задач на нахождение формулы вещества по продуктам сгорания вещества, если дана относительная плотность

1. Вычисляем молярную массу вещества.

$$M(\text{в}) = D(\text{x}) * M(\text{x}) \quad (1)$$

2. Вычисляем количество атомов С:

а) если CO_2 дано по массе:

$$n(\text{C}) = \frac{M(\text{в}) * m(\text{CO}_2)}{m(\text{в}) * M(\text{CO}_2)} \quad (2)$$

б) если CO_2 дано в объеме:

$$n(\text{C}) = \frac{M(\text{в}) * V(\text{CO}_2)}{m(\text{в}) * V_m} \quad (3)$$

3. Вычисляем количество атомов Н:

Так как в молекуле H_2O 2 моля Н, тогда формулу умножаем на 2 (это применимо и к N)

$$n(\text{H}) = 2 \frac{M(\text{в}) * m(\text{H}_2\text{O})}{m(\text{в}) * M(\text{H}_2\text{O})} \quad (4)$$

4. Вычисляем молярную массу полученного вещества.

5. Если молярная масса полученного вещества равна молярной массе вещества (1), тогда задача решена правильно; если молярная масса полученного вещества отличается от молярной массы вещества (1), вычисляем разность и определяем количество атомов кислорода, если вещество кислородосодержащие, или азота, если вещество азотосодержащее.

Пример 1. При сгорании органического вещества массой 2,37 г образовалось 3,36 г оксида углерода(IV) (н.у.), 1,35 г воды и азот. Относительная плотность этого вещества по воздуху равна 2,724. Выведите молекулярную формулу вещества.

Дано:

$m(\text{в-ва}) = 2,37\text{г}$
 $V(\text{CO}_2) = 3,36\text{ л}$
 $m(\text{H}_2\text{O}) = 1,35\text{ г}$
 $D(\text{возд.}) = 2,724.$

Найти:

$\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z$
 $M(\text{возд}) = 29\text{ г/моль}$
 $M(\text{H}_2\text{O}) = 18\text{ г/моль}$
 $V_m = 22,4\text{л/моль}$

Решение:

1. Применяем формулу (1)

$$M(\text{в-ва}) = 29\text{ г/моль} * 2,724 = 79\text{ г/моль.}$$

Находим количество атомов С по формуле (3)

$$n(\text{C}) = \frac{79\text{ г/моль} * 3,36\text{ л}}{2,37\text{ г} * 22,4\text{ л/моль}} = 5$$

2. Находим количество атомов Н по формуле (4)

$$n(\text{H}) = 2 \frac{79\text{ г/моль} * 1,35\text{ г}}{2,35\text{ г} * 18\text{ г/моль}} = 5$$

3. Вычисляем молярную массу C_5H_5 .

$$M(\text{C}_5\text{H}_5) = 12 * 5 + 1 * 5 = 65\text{г/моль}$$

4. Вычисляем количество атомов азота (5)

$$79 - 65 = 14. \text{ т.к. атомная масса азота} - 14, \text{ значит в данной формуле один атом N.}$$

Ответ: $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$

Алгоритм на нахождение молекулярной формулы вещества по его относительной плотности и массовой доле элементов в соединении.

1. Вычисляем молярную массу вещества.

$$M(\text{в}) = D(\text{x}) * M(\text{x}) \quad (1)$$

2. Вычисляем количество атомов элемента:

а) если w дана в процентах:

$$n(\text{Э}) = \frac{M(\text{в}) * w(\text{Э})}{Ar(\text{Э}) * 100\%} \quad (2)$$

б) если w дана в долях:

$$n(\text{Э}) = \frac{M(\text{в}) * w(\text{Э})}{Ar(\text{Э})} \quad (3)$$

3. Вычисляем молярную массу полученного вещества.

4. Если молярная масса полученного вещества равна молярной массе вещества (1), тогда задача решена правильно; если молярная масса полученного вещества отличается от молярной массы вещества (1), вычисляем разность и определяем количество атомов

кислорода, если вещество кислородосодержащие, или азота, если вещество азотосодержащее.

Пример 2. Выведите формулу вещества, содержащего 82,75% углерода и 17,25 % водорода. Относительная плотность паров этого вещества по воздуху равна 2.

Дано:

$$w(\text{C}) = 82,75\%$$

$$w(\text{H}) = 17,25\%$$

$$D(\text{возд}) = 2$$

Найти:

C_xH_y

$$M(\text{воздуха}) = 29\text{г/моль}$$

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 12 * 4 + 1 * 10 = 58\text{г/моль}$$

Решение:

1. Применяем формулу (1)

$$M(\text{в-ва}) = 29 \text{ г/моль} * 2 = 58 \text{ г/моль.}$$

2. Находим количество атомов С по формуле (2)

$$n(\text{C}) = \frac{58\text{г/моль} * 82,75\%}{12\text{г/моль} * 100\%} = 4$$

3. Находим количество атомов Н по формуле (2)

$$n(\text{H}) = \frac{58\text{г/моль} * 17,25}{1\text{г/моль} * 100\%} = 1$$

4. Вычисляем молярную массу C_4H_{10}

$$M(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 12 * 4 + 1 * 10 = 58\text{г/моль}$$

5. Вычисленная молярная масса совпадает с (1), задача решена.

Ответ: C_4H_{10}

Задания для самостоятельной работы:

1. Найдите молекулярную формулу углеводорода, массовая доля водорода в котором составляет 15,79%. Относительная плотность паров этого вещества по воздуху составляет 3,93.

2. Найдите молекулярную формулу углеводорода, массовая доля углерода в котором составляет 81,8%. Относительная плотность вещества по азоту равна 1,57.

3. Массовая доля углерода в циклоалкане составляет 85,71%. Относительная плотность его паров по воздуху равна 1,931. Найдите молекулярную формулу циклоалкана. Напишите структурную формулу

4. При сгорании 11,2 г. Углеводорода получили оксид углерода массой 35,2 г и воду массой 14,4 г. Относительная плотность этого углеводорода по воздуху равна 1,93. Выведите молекулярную формулу

5. При сжигании 2,2 г. вещества получили 4,4 г оксида углерода и 1,8 г. воды. Относительная плотность вещества по водороду равна 44. Определите молекулярную формулу вещества.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №5

Тема: Номенклатура «Непредельные углеводороды»

Цель работы: отработка практических умений и навыков на решении заданий по номенклатуре, изомерии непредельных углеводородов.

Ход работы:

- проанализировать алгоритм решения;
- выполнить задание из практической части;
- ответить на контрольные вопросы.

Цель работы: научиться давать названия алкенам, алкадиенам и алкинам; составлять формулы непредельных углеводородов по названиям веществ, составлять структурные формулы гомологов и изомеров для предложенного непредельного соединения;

Алгоритм 3.1. Номенклатура непредельных углеводородов

Задание. Назвать по систематической номенклатуре вещество:

Решение:

1. Выбрать главную цепь, содержащую кратную связь, пронумеровать атомы углерода в главной цепи с того конца, к которому ближе расположена кратная связь;
2. Последовательно назвать:
 - 1) номер углеродного атома главной цепи, содержащего заместители;
 - 2) количество заместителей и их название;
 - 3) углеводород, которому соответствует главная цепь;
 - 4) положение кратной связи: 3,3-диметилбутен-1.

Алгоритм 3.2. Использование правил Марковникова и Зайцева при составлении уравнений реакций.

Задание 1. Составить уравнение реакции присоединения бромоводорода к пропену.

Решение:

1. Написать структурную формулу пропена:
 $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$.
2. Показать смещение электронной плотности в пропене:
3. Составить уравнение реакции присоединения по Марковникову:
 $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 + \text{H}+\text{Br} \quad \text{CH}_3-\text{CHBr}-\text{CH}_3$.

Задание 2. Составить уравнение реакции между 2-хлорбутаном и гидроксидом калия.

Решение:

1. Составить структурную формулу 2-хлорбутана:
2. Посчитать, у какого атома углерода (С-1 или С-3), связанного с атомом углерода (С-2), при котором находится атом хлора, меньше атомов водорода.
3. Составить уравнение реакции дегидрохлорирования по Зайцеву:

Практическая часть:

Задания для самоконтроля:

1. Составить структурные формулы соединений по их названиям: 3-метилпентен-1; 2,3-диметилбутадиен-1,3; 4-метилпентин-2; 2-метил-4-изопропилгексен-1; 2-метилгексатриен-1,3,5.

Контрольные вопросы:

1. Какие углеводороды называют непредельными?
2. Какие общие формулы и особенности номенклатуры непредельных соединений?

3. Строение алкенов, алкинов и алкадиенов.
4. Виды изомерии алкенов, алкинов и алкадиенов.
5. У каких алкенов наблюдается пространственная изомерия?
6. Классификация диеновых углеводородов.
7. Причины химической активности непредельных углеводородов.
8. Какие типы химических реакций присущи всем непредельным углеводородам?
9. Сформулируйте правило Марковникова и правило Зайцева.
10. Каков механизм реакции присоединения?
11. Какова причина кислотных свойств алкинов? Приведите уравнения соответствующих реакций.
12. Каковы способы получения алкенов, алкинов и алкадиенов?
13. Дайте определения, что такое сопряжение и делокализация электронной плотности.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №6

Тема: Решение задач по теме «Непредельные углеводороды»

Форма организации занятия: *индивидуальная*

Форма отчетности по занятию: *вывод*

Цель: отработка практических умений и навыков на решении заданий по номенклатуре, изомерии непредельных углеводородов.

Ход работы:

- выполнить задание 1 используя правила построения номенклатуры
- выполнить задание 2 используя теоретический материал, алгоритм решения цепочек превращения органических соединений
- решить задачи

Задание 1. Составьте структурные формулы:

3-метилпентен-1; 2,3,4-триметилпентен - 2; 2-метил-4-изопропилгексен-1;

Задание 2. Составьте уравнения реакций получения алкенов:

А). Какие алкены получатся при дегидробромировании следующих галогеналканов:

1) 1-бромпропан; 2) 3-бромпентан; 3) 2-метил-3-бромбутан.

Б). Какие алкены получатся дегидратацией соответствующих спиртов и дегидрогалогенированием галогеноалканов.

1) пропен, 2) бутен-2, 3) 2,3-диметилбутен-1 4) 2-метилбутен-2

Задание 3 . Решите задачу:

1. Плотность паров алкена по воздуху равна 2,41. Молекулярная формула этого углеводорода: а) C_3H_6 , б) C_4H_8 , в) C_5H_{10} , г) C_6H_{12} .
2. Массовая доля водорода в углеводороде нормального строения составляет 14,29%, плотность его паров по водороду равна 21. Это вещество называется: а) этен, б) пропен, в) бутен, г) пентен.
3. Пары алкена в 42 раза тяжелее водорода. Молекулярная формула алкена: а) C_3H_6 , б) C_4H_8 , в) C_5H_{10} , г) C_6H_{12} .
4. Массовая доля углерода в углеводороде равна 85,71%, плотность его паров по воздуху 0,966. Это вещество называется: а) этен, б) пропен, в) бутен, г) пентен.
5. При (н.у.) 10л паров вещества имеют массу 18,75г. Плотность этого углеводорода по воздуху равна: а) 0,966, б) 1,448, в) 1,931, г) 2,414

6. Алкен массой 4,2г способен присоединить 8г брома. Молекулярная формула алкена: а) C₃H₆, б) C₆H₁₂, в) C₁₀H₂₀, г) C₁₂H₂₄.
8. Для полного гидрирования 5г алкена потребовалось 2л водорода (н.у.). Этот алкен: а) этен, б) пропен, в) бутен, г) пентен.

Задание 10. Контрольные вопросы

1. Какие углеводороды называют этиленовыми?
2. Какая общая формула и особенности номенклатуры этиленовых соединений?
3. Строение алкенов.
4. Виды изомерии алкенов.
7. Причины химической активности этиленовых углеводородов.
8. Какие типы химических реакций присущи этиленовым углеводородам?
9. Сформулируйте правило Марковникова и правило Зайцева.
10. Каков механизм реакции присоединения?
12. Каковы способы получения алкенов?

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №5

Тема: Номенклатура «Непредельные углеводороды»

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: вывод

Цель: отработка практических умений и навыков на решении заданий по номенклатуре, изомерии непредельных углеводородов.

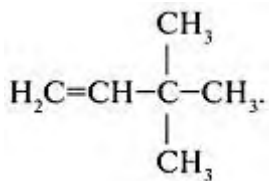
Ход работы:

- проанализировать алгоритм решения;
- выполнить задание из практической части;
- ответить на контрольные вопросы.

Цель работы: научиться давать названия алкенам, алкадиенам и алкинам; составлять формулы непредельных углеводородов по названиям веществ, составлять структурные формулы гомологов и изомеров для предложенного непредельного соединения;

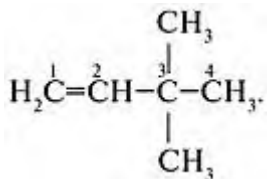
Алгоритм 3.1. Номенклатура непредельных углеводородов

Задание. Назвать по систематической номенклатуре вещество:



Решение:

1. Выбрать главную цепь, содержащую кратную связь, пронумеровать атомы углерода в главной цепи с того конца, к которому ближе расположена кратная связь:



2. Последовательно назвать:

- 1) номер углеродного атома главной цепи, содержащего заместители;
- 2) количество заместителей и их название;
- 3) углеводород, которому соответствует главная цепь;
- 4) положение кратной связи: 3,3-диметилбутен-1.

Алгоритм 3.2. Использование правил Марковникова и Зайцева при составлении уравнений реакций.

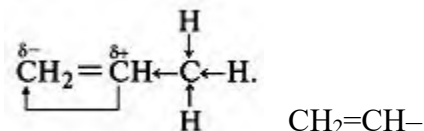
Задание 1. Составить уравнение реакции присоединения бромоводорода к пропену.

Решение:

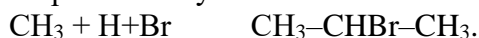
1. Написать структурную формулу пропена:



2. Показать смещение электронной плотности в пропене:



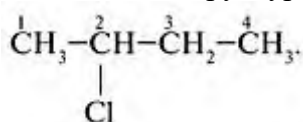
3. Составить уравнение реакции присоединения по Марковникову:



Задание 2. Составить уравнение реакции между 2-хлорбутаном и гидроксидом калия.

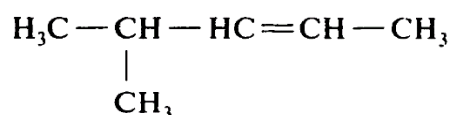
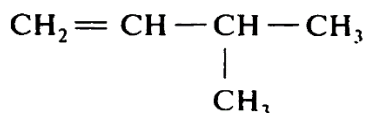
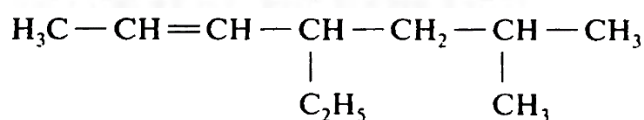
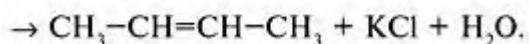
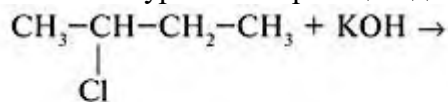
Решение:

1. Составить структурную формулу 2-хлорбутана:



2. Посчитать, у какого атома углерода (С-1 или С-3), связанного с атомом углерода (С-2), при котором находится атом хлора, меньше атомов водорода.

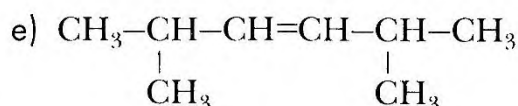
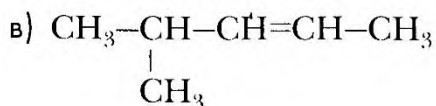
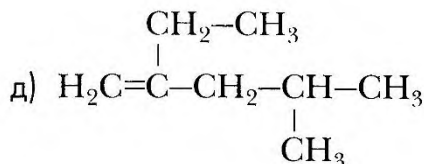
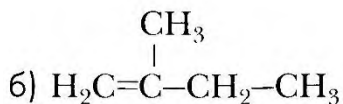
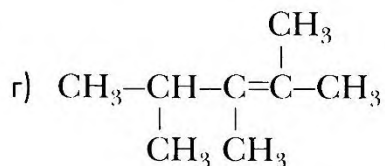
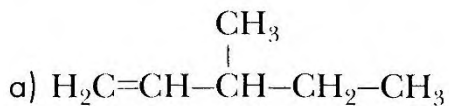
3. Составить уравнение реакции дегидрохлорирования по Зайцеву:



Практическая часть:

Составьте структурные формулы всех возможных изомеров состава C_4H_8 .
Дайте им названия.

Назовите по международной номенклатуре углеводороды, структурные формулы которых приведены ниже:



Задания для самоконтроля:

1. Составить структурные формулы соединений по их названиям: 3-метилпентен-1; 2,3-диметилбутадиен-1,3; 4-метилпентин-2; 2-метил-4-изопропилгексен-1; 2-метилгексатриен-1,3,5.

Контрольные вопросы:

1. Какие углеводороды называют непредельными?
2. Какие общие формулы и особенности номенклатуры непредельных соединений?
3. Строение алкенов, алкинов и алкадиенов.
4. Виды изомерии алкенов, алкинов и алкадиенов.
5. У каких алкенов наблюдается пространственная изомерия?
6. Классификация диеновых углеводородов.
7. Причины химической активности непредельных углеводородов.
8. Какие типы химических реакций присущи всем непредельным углеводородам?
9. Сформулируйте правило Марковникова и правило Зайцева.
10. Каков механизм реакции присоединения?
11. Какова причина кислотных свойств алкинов? Приведите уравнения соответствующих реакций.
12. Каковы способы получения алкенов, алкинов и алкадиенов?
13. Дайте определения, что такое сопряжение и делокализация электронной плотности.

	(44,4 МДж/кг, 32,7 МДж/литр). <u>Температура</u> замерзания около $-60\text{ }^{\circ}\text{C}$ в случае использования специальных <u>присадок</u> .			реактивного топлива, производя парафин, в качестве растворителя или как горючий материал.
Лигроин	в качестве сырья для нефтехимической промышленности, при производстве олефинов в установках пиролиза.		$\text{C } 8 \text{ H } 18$ — $\text{C } 14 \text{ H } 30$	в качестве сырья для нефтехимической промышленности, при производстве олефинов в установках пиролиза.
Керосин	Плотность $0,78\text{--}0,85\text{ г/см}^3$ (при $+20\text{ }^{\circ}\text{C}$), вязкость $1,2\text{--}4,5\text{ мм}^2/\text{с}$ (при $+20\text{ }^{\circ}\text{C}$), температура вспышки $+28\text{...}+72\text{ }^{\circ}\text{C}$, температура самовоспламенения $200\text{--}400\text{ }^{\circ}\text{C}$ (в зависимости от давления среды), теплота сгорания около 43 МДж/кг .		$\text{C } 12 \text{ H } 26$ — $\text{C } 18 \text{ H } 38$	Горючее для реактивных самолётов и ракет
Газойль /соляровое масло/	смеси углеводородов, содержащие соединения кислорода, азота, серы. В основе нефтепродукта фракции тяжелого керосинового и легкого солярового дистиллятов. Легкий газойль выкипает при температуре $200\text{--}360\text{ }^{\circ}\text{C}$, а тяжелый – при $360\text{--}500\text{ }^{\circ}\text{C}$.		$\text{C}14\text{--C}25$	Газойль относится к дешевым видам дизельного топлива. Из-за низких потребительских свойств не рекомендован к использованию в двигателях обычных автомобилей.
Мазут	Смазочные масла	Труднолетучие жидкости	$\text{C}20\text{--C}34$	Смазка для механизмов
	Вазелин	Труднолетучие жидкости	Смесь жидких и твёрдых УВ	В медицине, для производства косметических средств
	Парафин	Труднолетучие жидкости	Смесь твёрдых углеводородов $\text{C}25\text{--C}40$	Для получения высших карбоновых кислот; пропитка древесины в производстве спичек и карандашей; для изготовления свечей, гуталина и т. д.
Гудрон	Остаток после перегонки		Больше 30	Для получения асфальта

Задание № 2. Ознакомление с коллекцией «Каучуки и образцы изделий из резины».

Рассмотрите выданную вам коллекцию. При помощи учебника заполните таблицу № 2.

Таблица № 2. Важнейшие виды каучуков и их применение

Название	Исходные вещества	Химическая формула полимера	Применение
----------	-------------------	-----------------------------	------------

	(мономер ы)		
Бутадиено- вый каучук	стирол и бутадиен	$(C_4H_6)_n$	изготовление протекторных и обкладочных (каркас, бреккер, боковина) шинных резин.
Дивиниловы й каучук	(бутадиен -1,3)	$(C_4H_6)_n$	полиэтилена, различ ных полиэфиров
Изопреновый каучук	изопрен	$(C_5H_8)_n$	производстве конвейерных лент, формовых изделий, губчатых медицинских и других изделий.
Хлоропренов ый каучук	хлоропре на (2- хлор- бутадиен а-1,3)	$[-CH_2C(Cl)=CHCH_2-]_n$	Производство резинотехнических изделий: конвейерных лент, приводных ремней, рукавов, шлангов, водолазных костюмов, электроизоляционн ых материалов, технических пластин.
Бутадиен- стирольный каучук	-	$[-CH_2-CH=CH-CH_2-]_n-[-CH_2-CR(C_6H_5)-]$	широко применяется в шинной, резинотехнической, кабельной и обувной промышленности

Сформулируйте вывод по работе.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2

ТЕМА: Ароматические углеводороды

Ознакомление с коллекциями образцов нефти, угля и продуктов их переработки

Количество часов - 2 ч.

Форма организации занятия: *индивидуальная*

Форма отчетности по занятию: *заполненный бланк ПЗ*

Цель работы: на основе коллекционного материала ознакомиться с образцами нефти, угля и продуктами их переработки.

▣ Природными источниками различных углеводородов являются нефть, уголь, природный газ. Все перечисленное является источником получения энергии, а также важнейшим химическим сырьем.

Нефть – это жидкий, горючий маслообразный минерал, имеющий окраску от светло-желтой до темно-коричневой, легче воды и практически в ней нерастворима. Нефть состоит из алканов, циклоалканов и ароматических углеводородов.

Уголь содержит 65 – 90% углерода. Уголь черного цвета твердое вещество отличается большой плотностью и блеском.

Выполнение работы

1. Ознакомление с коллекцией «Нефть и продукты ее переработки».

Рассмотрите коллекцию. Запишите образцы нефти и их отличие по составу. Запишите продукты переработки нефти и их применение.

2. Ознакомление с коллекцией «Уголь и продукты его переработки». Рассмотрите коллекцию. Запишите образцы угля и их отличие по составу. Запишите продукты переработки угля и их применение.

Данные наблюдений занесите в таблицу.

Образцы	Физические свойства	Применение
1. Нефть 1.1.		
2. Уголь 2.1.		

Сформулируйте вывод по работе

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №7

ТЕМА: Ароматические углеводороды Составление и решение генетических цепочек

Количество часов -2 ч.

Форма организации занятия: *индивидуальная*

Форма отчетности по занятию: *заполненный бланк ПЗ*

Цель работы: обобщение знаний, установление генетической связи между различными классами предельных углеводородов.

▣ **Генетическим** называется ряд веществ – представителей разных классов, являющихся соединениями одного химического элемента, связанных, взаимопревращениями и отражающих общность происхождения этих веществ. Для успешного решения генетических цепочек необходимо помнить химические свойства, способы получения изученных классов органических веществ.

Порядок выполнения задания:

1. Запишите цепочку превращений формулами химических веществ;
2. Над стрелками напишите формулу вещества, при взаимодействии с которым образуется последующее вещество;
3. Составьте уравнения реакции, укажите условия прохождения реакции;

Задания для самостоятельной работы (на выбор 3 цепочки):

1. Карбид кальция → ацетилен → бензол
2. Метан → ацетилен → хлорэтан → бутан → бутадиен-1,3 → каучук
3. Карбид кальция → ацетилен → этан → хлорэтан → бутан → углекислый газ
4. Природный газ → ацетилен → бензол → циклогексан → гексан
5. $\text{CH}_4 \rightarrow \text{CH}_3\text{Cl} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2$

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3

ТЕМА: Кислородосодержащие органические соединения

Растворение глицерина в воде и взаимодействие с гидроксидом меди (II)

Количество часов - 2 ч.

Форма организации занятия: *индивидуальная*

Форма отчетности по занятию: *заполненный бланк ПЗ*

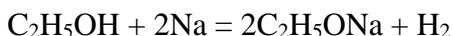
Цель работы: исследовать растворимость глицерина в воде; овладение навыками проведения химических опытов, с соблюдением правил техники безопасности, подтверждающих свойства глицерина.

Реактивы и оборудование: штатив с пробирками, пипетки, держатель, горелка, стеклянная палочка. Растворы веществ: глицерина, гидроксида натрия, сульфата меди (II), дистиллированная вода, этиловый спирт.

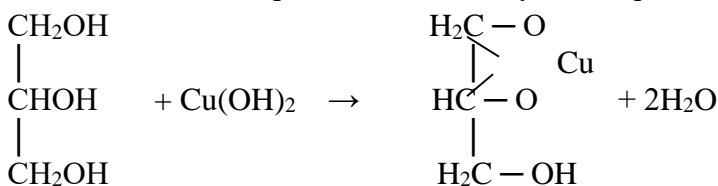
📖 Спирты.

Химические свойства спиртов обусловлены в основном разрывом связи кислород – водород, а связь углерод – кислород остается незатронутой. Спирты амфотерны и обычно не являются ни сильными кислотами, ни сильными основаниями.

1. Спирты легко взаимодействуют с металлическим натрием:

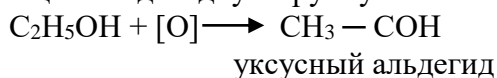


2. Многоатомные спирты взаимодействуют с нерастворимыми основаниями:



синий раствор – глицерат меди (II)

3. При окислении этилового спирта в кислой среде образуется вещество – альдегид, содержащий альдегидную группу.



Выполнение работы

Растворение глицерина в воде и взаимодействие с гидроксидом меди (II).

1. В пробирку с 0,5 мл глицерина пипеткой добавьте воду (1-2 мл) небольшими порциями и палочкой перемешайте содержимое. Убедитесь в растворимости глицерина в воде. Исследуйте растворимость в воде этилового спирта. Сравните процесс растворения глицерина и этилового спирта.

Полученные растворы используйте для проведения качественной реакции с гидроксидом меди (II).

Получите гидроксид меди (II), добавляя к 2 мл раствора сульфата меди (II) по каплям раствор гидроксида натрия до образования голубого осадка. К полученному осадку добавьте 2-3 капли раствора глицерина, встряхните пробирку и наблюдайте изменение окраски. Как можно объяснить наблюдения?

2. Прodelайте аналогичный опыт с этиловым спиртом. Происходит ли изменение окраски при добавлении спирта к гидроксиду меди (II)? Объясните наблюдения и сделайте выводы.

Ход опыта	Наблюдение	Уравнение реакции	Вывод
Опыт 1.			
Опыт 2.			

Сформулируйте вывод по работе

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4

ТЕМА: Кислородосодержащие органические соединения Свойства уксусной кислоты

Количество часов - 2 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

Цель работы: овладение навыками проведения химических опытов, с соблюдением правил техники безопасности, подтверждающих свойства уксусной кислоты.

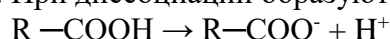
Реактивы и оборудование: штатив с пробирками, держатель, горелка, уксусная кислота, гидроксид натрия, этиловый спирт, концентрированная серная кислота, металлический магний, цинк, синий лакмус, хлорид натрия, нитрат серебра (I), муравьиная кислота, разбавленный раствор аммиака.

К Карбоновые кислоты.

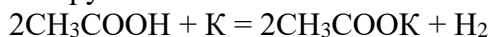
Карбоновыми кислотами называются органические вещества, содержащие одну или несколько карбоксильных групп – COOH.

Химические свойства

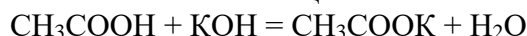
1. При диссоциации образуют ионы водорода:



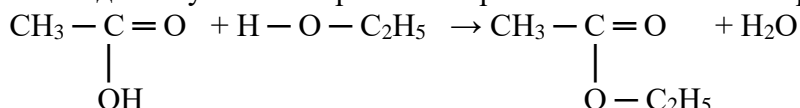
2. Реагируют с активными металлами и их оксидами, со щелочами:



ацетат калия



3. Взаимодействуют со спиртами с образованием сложных эфиров:



этиловый эфир уксусной кислоты

Выполнение работы

1. Диссоциация уксусной кислоты. В пробирку прилейте 2мл раствора CH₃COOH и добавьте 1 каплю синего лакмуса. Запишите наблюдения и химическую реакцию.

2. Взаимодействие уксусной кислоты с активным металлом. В две пробирки налейте по 1 мл раствора уксусной кислоты. В одну пробирку всыпьте немного стружек магния, а в другую – несколько гранул цинка. Запишите наблюдения и химическую реакцию.

3. Взаимодействие уксусной кислоты со спиртом. В пробирку прилейте 2 мл уксусной кислоты, 2 мл этилового спирта и 2 мл конц. серной кислоты. Смесь перемешайте и медленно нагрейте, но не кипятите. Обратите внимание на появившийся запах. Запишите наблюдения. Полученную горячую смесь перелейте в пробирку с насыщенным раствором хлорида натрия. Запишите наблюдения и химическую реакцию получения эфира.

4. Окисление муравьиной кислоты оксидом серебра (I). В чистую пробирку налейте 2 мл свежеприготовленного раствора с массовой долей нитрата серебра (I) 0,02. Добавьте немного разбавленного раствора аммиака до растворения появившегося осадка. Затем добавьте несколько капель муравьиной кислоты и пробирку со смесью нагрейте в колбе с горячей водой.

Ход опыта	Наблюдение	Уравнение реакции	Вывод
Опыт 1.			
Опыт 2.			
Опыт 3.			
Опыт 4.			

Сформулируйте вывод по работе

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5

**ТЕМА: Кислородосодержащие органические соединения
Качественная реакция на крахмал и ее применение**

Количество часов - 2 ч.

Форма организации занятия: *индивидуальная*

Форма отчетности по занятию: *заполненный бланк ПЗ*

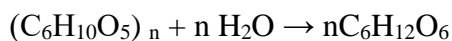
Цель работы: экспериментально доказать присутствие крахмала в различных продуктах питания.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, пипетки, спиртовка, спички, пробиркодержатель; разбавленный крахмальный клейстер, раствор йода в йодиде калия; картофель, белый хлеб, зеленое яблоко.

Крахмал представляет собой белый амфотерный порошок, нерастворимый в холодной воде. В горячей воде крахмал сначала набухает, а затем дает вязкий раствор, который называется клейстером.

Крахмал является смесью полисахаридов, поэтому не дает реакций, свойственных моносахаридам. Он не обладает восстановительными свойствами – не образует красного осадка оксида меди (I).

При действии минеральных кислот крахмал гидролизует до глюкозы.



Характерной реакцией на крахмал является реакция его с раствором йода - раствор окрашивается в интенсивный синий цвет.

Выполнение работы

В пробирку с 2-3 мл крахмального клейстера добавьте 2-3 капли раствора йода в йодистом калии. Что наблюдаете? Нагревайте содержимое пробирки. При нагревании синяя окраска исчезает, но при охлаждении появляется вновь. Как вы думаете, почему?

Картофель, зеленое яблоко и хлеб разрежьте и нанесите каплю раствора йода в йодиде калия на поверхность среза. Что наблюдаете?

Ход опыта	Наблюдение	Уравнение реакции	Вывод

Сформулируйте вывод по работе

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6

**ТЕМА: Азотосодержащие органические соединения. Полимеры.
«Свойства белков»**

Количество часов - 2 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

Цель работы: овладение навыками проведения химических опытов, подтверждающих свойства белков и их нахождение в продуктах питания; познакомиться с реакциями, доказывающими наличие в белках ароматического кольца и пептидных связей.

Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, держатель, горелка, спички. Раствор нитрата свинца, молоко, мясной бульон, этиловый спирт, раствор сульфата меди (II), раствор щелочи NaOH или KOH, раствор яичного белка, азотная кислота (1:3).

Белками или белковыми веществами, называют высокомолекулярные природные полимеры, молекулы которых построены из остатков аминокислот, соединенных амидной (пептидной) связью.

Белки - амфотерные электролиты. При определенном значении pH среды число положительных и отрицательных зарядов в молекуле белка одинаково. Это одно из основных свойств белка.

Под действием внешних факторов (температуры, механического воздействия, действия химических агентов) происходит изменение вторичной, третичной и четвертичной структур белковой макромолекулы. Первичная структура, а, следовательно, и химический состав белка не меняется.

Выполнение работы

1. Растворение белков в воде. В пробирку с водой поместите немного куриного белка и перемешайте стеклянной палочкой. Запишите наблюдения.

2. Обнаружение белков в молоке и мясном бульоне. В одну пробирку прилейте 4мл молока, а, в другую пробирку 4мл мясного бульона и в каждую пробирку добавьте 4мл щелочи NaOH и 2мл раствора соли CuSO₄. Появление характерного фиолетового окрашивания указывает на наличие белка. Запишите наблюдения.

3. Денатурация белка спиртом, растворами солей тяжелых металлов и при нагревании. Полученный в первом опыте раствор куриного белка разлейте в три пробирки. В одну пробирку прилейте этиловый спирт, во вторую раствор нитрата свинца Pb(NO₃)₂, а третью пробирку нагрейте. Запишите наблюдения.

4. Взаимодействие раствора белка с азотной кислотой. В пробирку внесите 5 капель водного раствора белка и 5 капель раствора азотной кислоты. Получившийся белый осадок нагрейте. Как изменилась окраска?

5. Взаимодействие белка с гидроксидом меди (II). В пробирку внесите 5 капель водного раствора белка и добавьте свежеприготовленный гидроксид меди (II). Добавляйте по каплям раствор щелочи до появления фиолетового окрашивания.

Ход опыта	Наблюдение	Уравнение реакции	Вывод
Опыт 1.			
Опыт 2.			
Опыт 3.			
Опыт 4.			
Опыт 5.			

Сформулируйте вывод по работе.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №6

ТЕМА: Основные понятия химии «Строение атома»

Количество часов -2 ч.

Форма организации занятия: *индивидуальная*

Форма отчетности по занятию: *заполненный бланк ПЗ*

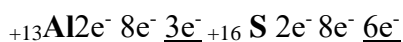
Цель работы: научиться составлять электронные схемы строения атомов, электронные формулы атомов и состав ядра.

Оснащение: *оборудование* – Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.

Задание. Описать строение атомов натрия и хлора при помощи электронной схемы строения атома, электронной формулы атома и состава ядра).

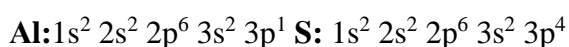
Образец выполнения на примере атомов алюминия и серы.

1). **Электронная схема строения атома.** ²⁷ 32



Пояснить: где заряд ядра, массовое число, сколько энергетических уровней, сколько на каждом уровне электронов, на каком уровне и сколько валентных электронов.

Электронная формула атома.



Поясните, как читается эта формула, что она обозначает.

Состав ядра.

В ядре расположены нуклоны – протоны и нейтроны:

Al имеет в ядре – 13 протонов и 14 нейтронов.

S имеет в ядре – 16 протонов и 16 нейтронов.

Поясните, как можно узнать о количестве протонов и как рассчитать число нейтронов в атоме.

Сделайте вывод к практической работе об особенностях строения атомов металлов и неметаллов.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №7

ТЕМА: Основные понятия химии Типы химической связи

Количество часов -2 ч.

Форма организации занятия: *индивидуальная*

Форма отчетности по занятию: *заполненный бланк ПЗ*

Цель работы: научиться определять тип химической связи в химических соединениях.

Многие свойства химических соединений зависят от того, каков тип химической связи между атомами, образующими это соединение. Так, вещество, образованное атомами натрия — это металл серебристого цвета. Вещество, образованное атомами хлора — ядовитый газ, а поваренная соль, состоящая из атомов натрия и хлора — белое кристаллическое вещество. Отчего же перечисленные соединения столь различны по своим свойствам? Попробуем в этом разобраться.

Вам известно, что атомы могут соединяться друг с другом с образованием простых и сложных веществ. При сближении атомов их электронные оболочки вступают во взаимодействие и между атомами образуется *химическая связь*.

Химическая связь — это силы, удерживающие атомы в молекулах и кристаллах. Способность атома образовывать большее или меньшее число химических связей с другими атомами зависит от числа имеющихся у него валентных электронов и свободных орбиталей.

В зависимости от особенностей атома (его электронной конфигурации, заряда ядра и радиуса) он может образовывать химические связи **разного типа** с другими атомами. Химическая связь образуется за счет того, что при сближении атомов их неспаренные электроны образуют **общую электронную пару** (обменный механизм образования химической связи). В других случаях атом одного элемента предоставляет электроны, а другой — свободные орбитали. В результате электроны становятся общими для взаимодействующих атомов и между ними появляется химическая связь (донорно-акцепторный механизм образования химической связи). Если образуются две общих электронных пары, химическую связь называют двойной, если три — тройной. Иногда один из взаимодействующих атомов может оттягивать к себе общую электронную пару. Важную роль в образовании связей того или иного типа играет электроотрицательность элементов.

Электроотрицательность — это свойство атомов притягивать электроны, участвующие в образовании химической связи. Значение электроотрицательности элемента тем выше,

чем труднее его атомы отдают свои электроны и чем сильнее притягивают к себе электроны других атомов.

Абсолютные величины электроотрицательности атомов очень малы, поэтому для удобства обычно используют относительные значения электроотрицательности. В пределах периодической системы **относительная электроотрицательность** атомов элементов увеличивается по периоду слева направо, а по группе — снизу вверх. Самым электроотрицательным является атом фтора.

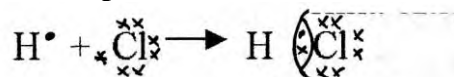
**Относительная электроотрицательность
(шкала Полинга)**

Группа→ Период↓	1	2	3	4	5	6	7
I	H 2.1						
II	Li 1.00	Be 1.5	B 2.0	C 2.5	N 3.07	O 3.5	F 4.0
III	Na 0.93	Mg 1.2	Al 1.5	Si 1.8	P 2.2	S 2.6	Cl 3.0
IV	K 0.91	Ca 1.04	Ga 1.8	Ge 1.8	As 2.1	Se 2.5	Br 2.8
V	Rb 0.89	Sr 0.99	In 1.5	Sn 1.8	Sb 1.8	Te 2.1	I 2.6
VI	Cs 0.7	Ba 0.9	Tl 1.8	Pb 1.6	Bi 1.9	Po 1.8	At 2.3

Типы химической связи

Ковалентная связь возникает в результате образования общих (связывающих) электронных пар. **Ковалентная полярная связь** образуется при взаимодействии атомов с разными, но не резко отличающимися значениями электроотрицательности (разность значений относительной электроотрицательности не превышает 2,6). Как правило, в образовании связей этого вида участвуют атомы различных неметаллов. При этом более электроотрицательный атом притягивает к себе общую электронную пару и приобретает **частичный отрицательный заряд**. Второй атом (менее электроотрицательный) приобретает **частичный положительный заряд** той же величины.

Схема образования ковалентной полярной связи имеет вид:



Ковалентная неполярная связь образуется при взаимодействии атомов с одинаковыми значениями электроотрицательности. Электронная пара не смещается, и атомы не приобретают дополнительный заряд. **Схема образования** ковалентной неполярной связи имеет вид:

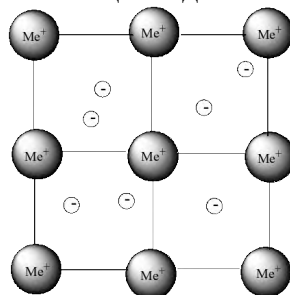


Ионная связь образуется при взаимодействии атомов, резко отличающихся друг от друга по значениям электроотрицательности. В результате взаимодействия более электроотрицательный атом настолько близко притягивает к себе электронную пару, что преобразуется в **анион** — отрицательно заряженную частицу (отрицательно заряженный **ион**). Менее электроотрицательный атом становится положительно заряженным ионом (**катионом**). Как правило, в образовании связей этого типа участвуют атомы металла и неметалла:



В молекулах кислот, оснований и солей присутствуют связи ионного типа, что выявляется, например, при растворении этих веществ в воде. В растворе кислота распадается на катион водорода (H^+) и анион кислотного остатка, растворимое основание — на катион металла и гидроксид-анион (OH^-), растворимая соль — на катион металла и анион кислотного остатка.

Металлическая связь образуется за счет относительно свободных электронов, которые находятся в пространстве между ионами металла, расположенными в узлах кристаллической решетки, и являются общими для всех ионов:



Водородная связь образуется между атомом водорода одной молекулы и атомом сильно электроотрицательного элемента (O, N, F) другой молекулы. Водородная связь характерна, например, для растворов спиртов и аминокислот в воде.



В зависимости от типа химической связи веществам свойственны **разные агрегатные состояния** в обычных условиях.

Тип (вид) связи	Агрегатное состояние			Примеры
	Твердое	жидкое	газообразное	
Ковалентная полярная		+	+	H_2O , HCl
Ковалентная неполярная	+ (нечасто)	+	+	F_2 , Br_2 , алмаз, графит
Ионная	+ (кристаллические вещества)			NaF
Металлическая	+			Все металлы, кроме Hg
Водородная	+	+		Вода, спирты

Задания для самостоятельной работы:

1. Определите тип химической связи в следующих соединениях: а) O_2 ; б) NaF ; в) H_2O ; г) $CaCl_2$; д) Cl_2 ; е) CO_2 .
2. Запишите схемы образования соединений элементами с порядковыми номерами: а) 19 и 35; б) 7 и 7; в) 34 и 8. Назовите эти соединения. Укажите тип связи между атомами.
3. Два элемента, соединенные ковалентной связью, образуют газообразное соединение, которое может гореть с образованием оксида серы (IV) и паров воды. На

основании этих данных определите, о каком газообразном соединении идет речь, напишите его молекулярную формулу и схему образования химической связи в этом соединении.

4. При разложении электрическим током расплава вещества образуется бром и металл главной подгруппы I группы периодической системы. Определите исходное вещество, запишите схему образования химической связи, укажите тип химической связи.

В исходном веществе массовая доля металла¹ составляет 0,223.

5. Некоторое вещество обладает следующими свойствами: оно твердое, легко превращается в жидкость, имеет запах, плохо растворяется в воде. Какой вид химической связи характерен для этого соединения?

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №8

ТЕМА: Химические реакции

«Составление ОВР и расстановка коэффициентов методом электронного баланса»

Количество часов -3 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

Цель работы: научиться отличать окислительно-восстановительные реакции (ОВР) от прочих реакций и составлять их уравнения.

☞ Дыхание, сжигание топлива в топках паровых котлов и двигателей машин, получение металлов, серной, азотной и других кислот, производство строительных материалов, удобрений и многое другое невозможно без окислительно-восстановительных процессов. Человечество уже давно использует ОВР, но до недавнего времени не понимало их сущность. Теория ОВР создана только к XX в. Сегодня изучение химии без понимания механизмов ОВР невозможно.

Все химические реакции можно разделить на протекающие без изменения степеней окисления атомов элементов и окислительно-восстановительные. **Окислительно-восстановительные реакции** — это реакции, в которых происходит изменение степеней окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ.

Окислением называется процесс «отдачи» электронов атомом, а вещество, содержащее такой атом, — **восстановителем**. Процесс «присоединения» (притягивания) электронов атомом называется **восстановлением**, а вещество, в состав которого входит этот атом, — **окислителем**. В окислительно-восстановительных реакциях процессы окисления и восстановления протекают одновременно. У атома восстановителя степень окисления повышается (он окисляется, «отдавая» электроны), у атома окислителя степень окисления понижается (он восстанавливается, «присоединяя» электроны).

Для того чтобы определить принадлежность уравнений реакций к ОВР необходимо определить степени окисления всех элементов, образующих исходные вещества и

¹ Массовая доля элемента в соединении (w) равна отношению относительной атомной массы элемента (A_r) к молекулярной массе соединения (M_r) с учетом числа атомов этого элемента (x) в соединении:

$$w = \frac{x \cdot A_r}{M_r}; \text{ об } A_r \text{ см. маршрут № 8; о вычислении } M_r \text{ см. маршрут № 3.}$$

продукты реакции. Перепишите в тетрадь уравнения реакций (а) и (в), расставьте степени окисления элементов, образующих вещества

Для правильного написания уравнений окислительно-восстановительных реакций необходимо определить и расставить соответствующие коэффициенты.

**Алгоритм действий при составлении
уравнений окислительно-восстановительных реакций**

1. Записать схему реакции — формулы исходных веществ и продуктов реакции	$\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
2. Определить степени окисления элементов	$\overset{0}{\text{Zn}} + \overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Zn}}\overset{-1}{\text{Cl}}_2 + \overset{0}{\text{H}}_2$
3. Составить уравнение электронного баланса . Для этого сначала записать в две строки, одну под другой, знаки атомов элементов, у которых изменяются степени окисления, и указать, сколько электронов должна принять или «отдать» каждая частица, чтобы приобрести новую степень окисления	<p>У атома цинка степень окисления повышается от 0 до +2 — он отдает два электрона (окисляется). У атома водорода степень окисления понижается от +1 до 0 — он присоединяет один электрон (восстанавливается). В правой части уравнения указана молекула H_2 (два атома H). Чтобы соблюсти равенство правой и левой частей уравнения, слагаемое левой части (H) нужно умножить на два:</p> $\overset{0}{\text{Zn}} - 2\bar{e} = \overset{+2}{\text{Zn}}$ $\overset{+1}{2\text{H}} + 2\bar{e} = \overset{0}{\text{H}_2}$
4. В полученной системе уравнений найти такие дополнительные множители, чтобы число «отдаваемых» и число принимаемых электронов были равны. Множители перед знаками элементов — коэффициенты для уравнения реакции	$\overset{0}{\text{Zn}} - 2\bar{e} = \overset{+2}{\text{Zn}} \quad \quad 1$ $\overset{+1}{2\text{H}} + 2\bar{e} = \overset{0}{\text{H}_2} \quad \quad 1$ <p>Атом цинка отдает два электрона, атом водорода присоединяет два электрона — дополнительные множители равны 1</p>
5. Расставить коэффициенты в схеме реакции (единицу не указывают)	$\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$
6. Осуществить проверку: число атомов каждого элемента в левой и правой частях схемы должно быть одинаковым. Тогда схема преобразуется в уравнение ОВР.	<p>Число атомов Zn: по одному в левой и правой частях схемы. Число атомов Cl: в левой части — два, так как имеется две молекулы HCl; в правой части — два в молекуле ZnCl_2. Число атомов H: в левой части — два, так как имеется две молекулы HCl; в правой части — два в молекуле H_2. Уравнивание выполнено верно.</p> <p>Значит: $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$</p>

Пример. (Определите, в чем сложность этого примера по сравнению с первым.)

- $$\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

$$0 \quad +1 +5 -2 \quad +2 +5 -2 \quad +4 -2 \quad +1 -2$$
- $$\text{Cu} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$$

Цель работы: научиться решать расчётные задачи, применяя законы термохимии

Химические реакции могут сопровождаться выделением (экзотермический процесс) или поглощением (эндотермический процесс) теплоты. Раздел химии, занимающийся изучением тепловых эффектов химических реакций и переходов из одного агрегатного состояния в другое, называется термохимией. Запись химической реакции с указанием теплового эффекта (и его знака) называют термохимическим уравнением. Термохимические уравнения обычно относят к I моль образующегося вещества. Так как одно и то же вещество в различных агрегатных состояниях или кристаллических модификациях обладает разной внутренней энергией, что отразится на тепловом эффекте реакции, в термохимических уравнениях обязательно указывают агрегатное состояние вещества (г - газ; ж - жидкость; т - твердое) и его кристаллическую форму: $C(t) + O_2(t) = CO_2(t) + 393,62 \text{ кДж}$.

Основным законом термохимии является закон Гесса (1840), согласно которому тепловой эффект химической реакции зависит только от исходного и конечного состояния веществ, но не зависит от промежуточных состояний и пути перехода. Закон Гесса строго соблюдается только для процессов, протекающих при постоянном давлении или при постоянном объеме.

Алгоритм решения задач по термохимическому уравнению реакции

1. Кратко записать условия задачи (“дано”).
2. Записать термохимическое уравнение реакции (ТХУ), одной чертой в уравнении реакции подчеркивают то, что известно, двумя чертами подчёркивают то, что необходимо определить.
3. Провести вспомогательные вычисления (корень квадратный, M_r , M , m).
4. Составить соотношение, используя вспомогательные вычисления и условия задачи; решить соотношение (пропорцию).
5. Записать ответ.

Пример 1. Составьте термохимическое уравнение реакции горения кальция если известно, что при сгорании кальция массой 2 грамма выделилось 127кДж теплоты.

Дано:

$$m(\text{Ca}) = 2 \text{ г}$$

$$Q_1 = 127 \text{ кДж}$$

Найти:

$$Q - ?$$

Решение:

$$\begin{array}{l} 2\text{г.} \qquad \qquad \qquad 127 \text{ кДж} \\ 2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO} + X \text{ кДж} \\ 80\text{г.} \qquad \qquad \qquad \quad x \\ x = 80 \cdot 127 / 2 = 5080 \text{ кДж} \end{array}$$

$$\text{Ответ: } 2\text{Ca} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CaO} + 5080 \text{ кДж}$$

Пример 2. Вычислите массу разложившегося мела (CaCO_3), если известно, что на его разложение затрачено 1570 кДж.

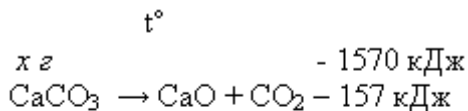
Дано:

$$Q = 1570 \text{ кДж}$$

Найти:

$m(\text{CaCO}_3) - ?$

Решение:



v 1 моль
 M_r 100
 M 100 г/моль
 m 100г

$$M_r(\text{CaCO}_3) = A_r(\text{Ca}) + A_r(\text{C}) + A_r(\text{O}) \cdot 3 = 40 + 12 + 16 \cdot 3 = 100$$

$$M_r = M_r m = v \cdot M$$

$$M(\text{CaCO}_3) = 1 \text{ моль} \cdot 100 \text{ г/моль} = 100 \text{ г}$$

100г CaCO₃ - 157 кДж -

x г CaCO₃ - 1570 кДж

$$100 \text{ г} : 157 \text{ кДж} = x \text{ г} : 1570 \text{ кДж}$$

$$x = 1000 \text{ г CaCO}_3$$

Ответ: $m(\text{CaCO}_3) = 1 \text{ кг}$ (или разложилось 1000г мела)

Задания для самостоятельной работы:

1. Составьте термохимическое уравнение реакции горения магния, если известно, что при сгорании магния массой 12г выделилось количество теплоты 307,2 кДж

2. При соединении 4.2г железа с серой выделилось 7, 15 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.

3. При сгорании кальция массой 8г выделилось количество теплоты 127 кДж. Составьте термохимическое уравнение реакции.

4. Вычислите по термохимическому уравнению
 $4\text{P}(\text{к}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) + 3010 \text{ кДж}$
количество теплоты выделяемой при сгорании 31г фосфора.

5. На основе термохимического уравнения реакции полного сгорания углерода:
 $\text{C}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 393 \text{ кДж}$
рассчитайте, сколько выделится теплоты, если будет израсходовано: а) 48г углерода; б) 1,2л кислорода; в) 2 моль углерода

6. На основе термохимического уравнения реакции полного сгорания ацетилена:
 $2\text{C}_2\text{H}_2(\text{г}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 4\text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + 2610 \text{ кДж}$
рассчитайте, сколько выделится теплоты, если будет израсходовано: а) 13г ацетилена; б) 1,2л ацетилена; в) 1 моль ацетилена

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №10

ТЕМА: Характеристика неорганических соединений «Решение задач на нахождение массовой доли растворенного вещества»

Количество часов -2 ч.

Форма организации занятия: *индивидуальная*

Форма отчетности по занятию: *заполненный бланк ПЗ*

Цель работы: познакомиться с понятиями раствор, концентрация, растворитель, растворенные вещества. Научиться рассчитывать массовую долю, процентную, молярную концентрации

Раствор - это однородная система, состоящая из растворителя, растворенных веществ и продуктов их взаимодействия. Растворителем чаще всего является то вещество, которое в чистом виде имеет тоже агрегатное состояние, что и раствор, либо присутствует в избытке.

По агрегатному состоянию различают растворы: жидкие, твердые, газообразные. По соотношению растворителя и растворенного вещества: разбавленные, концентрированные, насыщенные, ненасыщенные, перенасыщенные. Состав раствора обычно передается содержанием в нем растворимого вещества в виде массовой доли, процентной концентраций и молярности.

- **Массовая доля** (безразмерная величина) – это отношение массы растворенного вещества к массе всего раствора:
$$W_{м.д.} = \frac{m_{\text{раст. вещества}}}{m_{\text{раствора}}}$$
- **Процентная концентрация** (%) – это величина показывающая сколько грамм растворенного вещества содержится в 100 гр. раствора :
$$W\% = \frac{m_{\text{раст. вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\%$$
- **Молярная концентрация, или молярность** (моль/литр)- это величина показывающая сколько молей растворимого вещества содержится в 1 литре раствора:
$$C_m = \frac{m_{\text{раст. вешес}}}{M_r(\text{раст. вещества}) \cdot V_{\text{раствора}}}$$

Пример. Рассчитайте массу соли и воды необходимые для приготовления 150 г 10%-го раствора хлорида натрия.

1. Определяем массу хлорид натрия:

$$m(\text{NaCl}) = \omega(\text{NaCl}) \cdot m(\text{р-ра}) = 0,1 \cdot 150 = 15 \text{ г.}$$

2. Определяем массу воды $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{NaCl}) = 150 - 15 = 135 \text{ г.}$

3. Для приготовления заданного раствора необходимо взять 15 г хлорида натрия и 135 г H_2O .

Задания для самостоятельной работы:

1. В 200г воды растворили 50г сахара. Рассчитайте массовую долю сахара в полученном растворе.

1. Рассчитайте массу растворенного вещества, содержащегося в 200 г раствора с массовой долей 10%.

2. Какая масса соли содержится в 30 г раствора с массовой долей растворенного вещества 20%.
3. К 150г 5% раствора соли добавили еще 15г соли. Рассчитайте массовую долю растворенного вещества в полученном растворе.
4. В результате выпаривания 200г раствора поваренной соли получили 12,5г сухого остатка. Вычислите массовую долю соли в исходном растворе.
5. Раствор уксусной кислоты, в котором ее массовая доля составляет 9%, известен под названием «столовый уксус». Вычислите массу 70% уксусной кислоты и массу воды, которые потребуются для приготовления 1 кг столового уксуса.
6. Вычислите, какая масса ацетата натрия потребуется для приготовления 3 литров 2,0М раствора
7. Какая масса серной кислоты содержится в 300 мл 0,1М раствора
8. Сколько миллилитров концентрированной серной кислоты плотностью 1,84, содержащей массовую долю серной кислоты 98%, нужно взять для приготовления 3М раствора объемом 500мл.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8

ТЕМА: Металлы и неметаллы «Общие свойства металлов»

Количество часов - 2 ч.

Форма организации занятия: *индивидуальная*

Форма отчетности по занятию: *заполненный бланк ПЗ*

Цель работы: Ознакомиться на практике с общими свойствами металлов

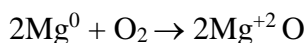
Пояснения к работе

Общие химические свойства металлов:

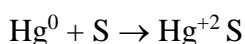
Сильные восстановители: $Me^0 - n\bar{e} \rightarrow Me^{n+}$

I. Реакции с неметаллами

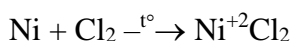
1) С кислородом:



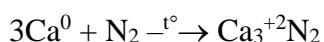
2) С серой:



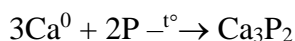
3) С галогенами:



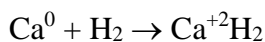
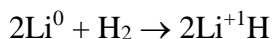
4) С азотом:



5) С фосфором:

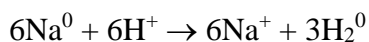
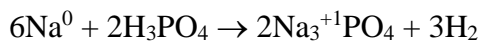
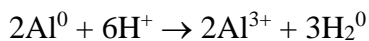
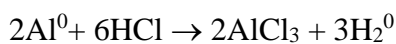
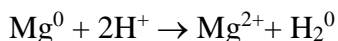
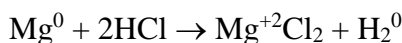


б) С водородом (реагируют только щелочные и щелочноземельные металлы):



II. Реакции с кислотами

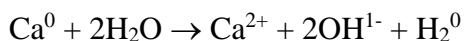
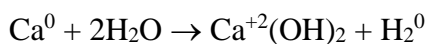
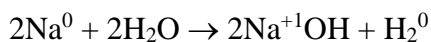
1) Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений до H восстанавливают кислоты-неокислители до водорода:



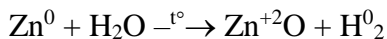
Восстановление металлами кислот-окислителей смотри в разделах: "окислительно-восстановительные реакции", "серная кислота", "азотная кислота".

III. Взаимодействие с водой

1) Активные (щелочные и щелочноземельные металлы) образуют растворимое основание и водород:

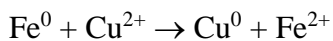
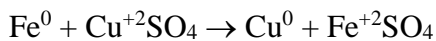
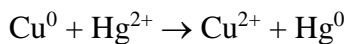
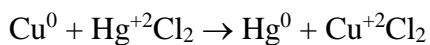


2) Металлы средней активности окисляются водой при нагревании до оксида:



3) Неактивные (Au, Ag, Pt) - не реагируют.

4) Вытеснение более активными металлами менее активных металлов из растворов их солей:



Оборудование и реактивы:

штатив с пробирками, кусочек цинка, железные стружки, алюминиевые стружки
растворы: серной кислоты, соляной кислоты, сульфата алюминия, сульфата меди, гидроксида натрия.

Опыт № 1 Взаимодействие металлов с растворами солей.

Поместите в две пробирки по 1 мл раствора сульфата меди. В одну пробирку опустите кусочек цинка, а в другую железные стружки.

Какие изменения происходят на поверхности металлов?

Напишите уравнения реакций. Составьте электронный баланс. Пользуясь рядом электрохимических напряжений металлов, объясните эти реакции.

Опыт № 2 Взаимодействие металлов с растворами кислот.

В две пробирки поместите по 1 мл растворов кислот: соляной, серной. Опустите в каждую по 1-2 стружки алюминия. В две другие также налейте по 1 мл соляной и серной кислоты, и опустите в каждую по 1-2 стружки железа. В пробирках, где наблюдается энергичное выделение газа, попробуйте поджечь его горячей лучиной.

Напишите уравнения реакций, составьте электронный баланс

Опыт № 3 Отношение металлов к действию щелочей.

Поместите в две пробирки по 1 мл 30 %-ного раствора NaOH и опустите в первый раствор 1-2 алюминиевые стружки, во второй 1-2 стружки железа. Есть ли различие в происходящих процессах? Когда начнется энергичное выделение газа, подожгите его горячей лучиной. Запишите наблюдения и уравнение происходящей реакции.

Составьте отчет следующего содержания:

Лабораторная работа «Общие свойства металлов»

Отчет

Студент _____

Группа _____

Цель работы:

№ опыта	Порядок выполнения	Наблюдения	Уравнение реакции	Выводы

--	--	--	--	--

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №9

ТЕМА: Металлы и неметаллы «Общие свойства неметаллов»

Количество часов - 2 ч.

Форма организации занятия: *индивидуальная*

Форма отчетности по занятию: *заполненный бланк ПЗ*

Химические свойства соединений углерода (IV).

Опыт 1. Соли угольной кислоты.

Получение малорастворимых карбонатов стронция и бария. В 2 пробирки налейте по 1-2 мл раствора карбоната натрия и прилейте в одну пробирку раствор соли бария, в другую – раствор соли стронция. Какого цвета осадки Вы получили?

К полученным осадкам прилейте по 2-3 мл раствора уксусной кислоты. Что наблюдается? Почему полученные карбонаты растворились в уксусной кислоте? Запишите значения констант диссоциации угольной и уксусной кислот из табл. 3 приложения.

Напишите уравнения реакций образования и растворения осадков. Сделайте вывод о том, как можно отличить карбонатные породы от других пород?

Химические свойства соединений азота.

Опыт 2. Свойства аммиака.

а) Налейте в пробирку 1-2 мл водного раствора аммиака и добавьте в нее 1-2 капли лакмуса. В какой цвет окрасится раствор? Какими кислотно-основными свойствами обладает NH_4OH ?

Напишите уравнение диссоциации гидроксида аммония.

Пользуясь данными табл.3 приложения запишите значение величины константы диссоциации для данного соединения. В каком направлении смещено это равновесие?

в) В пробирку налейте 1-2 мл раствора KMnO_4 и столько же концентрированного раствора аммиака. Смесь слегка подогрейте над газовой горелкой. Что произошло с окраской раствора? Напишите уравнение реакции, учитывая, что образовался азот и нерастворимый в воде оксид марганца(IV) - MnO_2 .

Составьте схему электронного баланса и укажите, какие свойства проявляет аммиак в этой реакции.

Форма отчета:

Что делал?	Что наблюдал?	Вывод/уравнения реакций

Сформулировать вывод о проделанной работе

КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ ВЫПОЛНЕННЫХ ЗАДАНИЙ

Вид работ	Критерии оценки	Баллы
Выполнение задания	Задание выполнено полностью с отличным качеством оформления отчета, рациональным использованием времени, самостоятельным планированием и организацией.	5
	Задание выполнено с незначительными недочетами, хорошее качество оформления отчета, соблюдение отведенного на выполнение задания времени, самостоятельное планирование и выполнение задания при несущественной помощи преподавателя.	4
	Удовлетворительное выполнение задания, помощь преподавателя в планировании и выполнении задания, отдельные ошибки и неточности в формулировках, оформлении отчета, нарушения в организации и планировании работы.	3
	Неудовлетворительное выполнение задания, с грубыми ошибками в отчете и защите работы, без соблюдения, отведенного на выполнение задания времени, неумение самостоятельно организовывать и планировать работу.	2
Выполнение задания с нарушениями сроков сдачи.	Задание выполнено во время консультаций, позже установленного срока оценивается по аналогичным критериям.	3

СПИСОК ИСТОЧНИКОВ ИНФОРМАЦИИ:

Основная литература:

1. Габриелян, О.С. Химия. 11 класс. Базовый уровень: учебник / О. С. Габриелян. – 8-е изд., стереотип. – М. : Дрофа, 2020. – 128. [1] с. : ил. – (Российский учебник)
2. Габриелян, О.С. Химия. 10 класс. Базовый уровень: учебник / О. С. Габриелян. – 8-е изд., стереотип. – М. : Дрофа, 2020. – 191. [1] с. : ил. – (Российский учебник)

Дополнительные источники:

1. Алексашина, И.Ю. Естествознание 10 класс Базовый уровень: учебник / И.Ю. Алексашина. – 8-е изд., стереотип. – М.: Просвещение, 2021. – 270. [1] с.: ил. – (Российский учебник)
2. Алексашина, И.Ю. Естествознание 11 класс Базовый уровень: учебник / И.Ю. Алексашина. – 8-е изд., стереотип. – М.: Просвещение, 2020. – 142. [1] с.: ил. – (Российский учебник)
3. ЭБС Трофимова Т.И. Физика для профессий и специальностей технического, естественно - научного профилей 2017г.
4. ЭБС Трофимова Т.И. Физика для профессий и специальностей технического, естественно - научного профилей. Сборник задач. 2017г
5. ЭБС ИД КноРус ЭБС Естествознание (СПО). Учебное пособие, 2018
6. Федеральный закон от 29.12.2012 № 273-ФЗ «Об образовании в Российской Федерации».
7. Приказ Министерства образования и науки РФ от 17.05.2012 № 413 «Об утверждении федерального государственного образовательного стандарта среднего (полного) общего образования».
8. Приказ Министерства образования и науки РФ от 29.12.2014 № 1645 «О внесении изменений в Приказ Министерства образования и науки Российской Федерации от 17.05.2012 № 413 “Об утверждении федерального государственного образовательного стандарта среднего (полного) общего образования”».
9. Письмо Департамента государственной политики в сфере подготовки рабочих кадров и ДПО Министерства образования и науки РФ от 17.03.2015 № 06-259 «Рекомендации по организации получения среднего общего образования в пределах освоения образовательных программ среднего профессионального образования на базе основного общего образования с учетом требований федеральных государственных образовательных стандартов и получаемой профессии или специальности среднего профессионального образования».

Интернет-ресурсы

1. www.class-fizika.nard.ru («Класс!ная доска для любознательных»).
2. www.physiks.nad.ru («Физика в анимациях»).
3. www.interneturok.ru («Видеоуроки по предметам школьной программы»).
4. www.chemistry-chemists.com/index.html (электронный журнал «Химики и химия»).
5. www.pvg.mk.ru (олимпиада «Покори Воробьевы горы»).
6. www.hemi.wallst.ru («Химия. Образовательный сайт для школьников»).
7. www.alhimikov.net (Образовательный сайт для школьников).
8. www.chem.msu.su (Электронная библиотека по химии).
9. www.hvsh.ru (журнал «Химия в школе»).
10. www.hij.ru (журнал «Химия и жизнь»).