

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

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

Протокол № 9 от 25.06 2020 г.



УТВЕРЖДАЮ

Директор СПб ГБПОУ
«Колледж «Красносельский»

Г.И. Софина

2020 г.

Приказ № 68 от 25.06 2020 г.



**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
ПО ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ**

по дисциплине

Одп.01 Химия

для обучающихся по специальности

43.02.15 Поварское и кондитерское дело

Санкт-Петербург

2020 г.

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ

- 1. ПЕРЕЧЕНЬ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ ПО ДИСЦИПЛИНЕ**
- 2. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ОТДЕЛЬНЫМ ВИДАМ САМОСТОЯТЕЛЬНЫХ РАБОТ**
- 3. МЕТОДИЧЕСКИЕ МАТЕРИАЛЫ ДЛЯ ПРАКТИЧЕСКИХ ЗАНЯТИЙ**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №1**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №2**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №3**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №4**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №5**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №6**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №4**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №5**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №6**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №8**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №9**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №10**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №7**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №8**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №9**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №10**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №11**
 - ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №12**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №11**
 - ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №12**

I. 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. Повторение		
Тема 1. Повторение	Практическое занятие № 1 Составление формул неорганических соединений по значениям валентностей элементов, входящих в их состав	2
	Практическое занятие № 2 Основные классы неорганических соединений.	2
Раздел 2. Органическая химия		
Тема 2.2 Алканы и циклоалканы	Лабораторная работа № 1 Качественное обнаружение углерода, водорода и хлора в молекулах органических соединений	1
	Практическое занятие № 3 Составление формул гомологов и изомеров органических соединений. Номенклатура углеводородов.	2
	Практическое занятие № 4 Решение задач на вывод формулы органического вещества по относительной плотности его паров и массе, объему или количеству вещества продуктов сгорания	2
Тема 2.4 Диеновые углеводороды	Лабораторная работа № 2 Ознакомление с коллекцией каучуков и образцами изделий из резины	2
Тема 2.5 Ароматические углеводороды	Практическое занятие № 5 Решение задач на вывод формулы вещества на основе общей формулы гомологического ряда органических соединений	2
	Лабораторная работа № 3 Ознакомление с коллекциями образцов нефти, угля и продуктов их переработки	1
	Практическое занятие № 6 Составление и решение генетических цепочек	1
Тема 2.6 Кислородосодержащие	Лабораторная работа № 4 Растворение глицерина в воде и взаимодействие с гидроксидом меди (II)	2
	Лабораторная работа № 5 Свойства уксусной кислоты	1

№ раздела, темы	Тематика практического занятия	Кол-во часов
органические соединения	Лабораторная работа № 6 Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди(II)	1
	Лабораторная работа № 7 Качественная реакция на крахмал и ее применение	1
Тема 2.7 Азотосодержащие органические соединения. Полимеры.	Лабораторная работа № 8 «Свойства белков»	2
Тема 2.8 Ферменты, витамины, лекарственные препараты	Лабораторная работа № 9 «Определение содержания витамина С в овощах и фруктах»	3
Раздел 3. Общая химия		
Тема 3.1 Основные понятия химии	Лабораторная работа № 10 Изготовление моделей молекул некоторых неорганических веществ.	2
	Практическое занятие № 7 «Строение атома»	1
	Практическое занятие № 8 «Типы химической связи»	1
Тема 3.2 Химические реакции	Практическое занятие № 9 «Составление ОВР и расстановка коэффициентов методом электронного баланса»	2
	Практическое занятие № 10 «Термохимические расчеты»	2
Раздел 4. Неорганическая химия		
Тема 4.1 Характеристика неорганических соединений	Практическое занятие № 11 «Расчет концентрации водных растворов кислот и солей»	2
	Практическое занятие № 12 «Решение задач на нахождение массовой доли растворенного вещества»	2
Тема 4.2 Металлы и неметаллы	Лабораторная работа № 11 «Общие свойства металлов»	2
	Лабораторная работа № 12 «Общие свойства неметаллов»	1
	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.

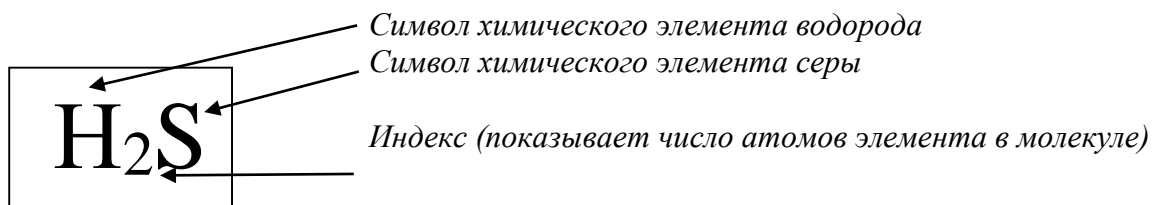
Форма организации занятия: индивидуальная

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

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

<p>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.</p> <p>2. Указать над знаком каждого элемента значение валентности римской цифрой.</p> <p>3. Найти наименьшее общее кратное значений валентности указать его арабской цифрой в скобках между значениями валентности элементов.</p> <p>4. Разделить наименьшее общее кратное на значение валентности каждого элемента.</p> <p>5. Полученные числа — это индексы к знакам элементов; их нужно указать внизу справа каждого знака элемента (единицу не указывают).</p>	<p><i>Fe</i> — металл валентность III <i>O</i> — неметалл валентность равна II</p> $\begin{array}{c} \text{III} \quad \text{II} \\ \text{FeO} \\ \text{FeO} \\ \text{FeO} \end{array}$ <p style="text-align: center;">(6) III II FeO</p> $\begin{array}{l} \text{Fe} \quad 6 : \text{III} = 2 \\ \text{O} \quad 6 : \text{II} = 3 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{III} \quad \text{II} \\ \text{Fe}_2\text{O}_3 \end{array}$ $\text{III} \cdot 2 = \text{II} \cdot 3$	<p><i>S</i> — неметалл; валентность равна VI; <i>O</i> — неметалл валентность равна II</p> $\begin{array}{c} \text{VI} \quad \text{II} \\ \text{SO} \\ \text{SO} \end{array}$ <p style="text-align: center;">(6) VI II SO</p> $\begin{array}{l} \text{S} \quad 6 : \text{VI} = 1 \\ \text{O} \quad 6 : \text{II} = 3 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{VI} \quad \text{II} \\ \text{SO}_3 \end{array}$ $\text{VI} \cdot 1 = \text{II} \cdot 3$
--	--	---

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

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 р.в.д.	№ группы элементов — значение высшей валентности элементов							
		I	II	III	IV _(II,IV)	V _(III,V)	VI _(II,IV,VI)	VII _(I,III,VB)	VIII
1	1	H							He
2	2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
3	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar
4	4	K	Ca				Cr	Mn	Fe
	5	Cu	Zn			As	Se	Br	Kr
5	6	Rb							
	7	Ag			Sn		Te	I	Xe
6	8	Cs							
	9	Au	Hg		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.

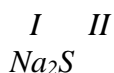
Марганец (Mn) — элемент-металл, расположенный в побочной подгруппе VII группы (номер группы — нечетное число). Высшая валентность марганца равна VII (нечетное число), но среди промежуточных значений устойчивыми являются четные — II и IV (оксиды марганца MnO и MnO_2).

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 ($VIII - VI = II$). Значит, формула соединения имеет следующий вид:

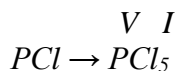


Если соединение образовано **двумя неметаллическими элементами**, тогда первое место отводится элементу, проявляющему более высокое значение валентности. Этим элементом является тот, который в периодической системе стоит левее или ниже второго элемента: Если один из атомов проявляет высшую валентность,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



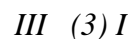
P_2O_5 , CS_2 и т. д.

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 $VIII - V = I$.



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: $(=CO_3)$, $(=PO_4)$, $(=SO_4)$, $(=SO_3)$, $(-S)$, $(-Cl)$ 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 $(-NO_3)$.



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.

Количество часов -2 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

Цель работы: научиться давать названия неорганическим соединениям, состоящим из атомов различных химических элементов.

Номенклатура неорганических соединений — это свод правил, по которым дают название тому или иному химическому соединению. Для определения названий веществ по их молекулярным формулам необходимо иметь представление об основных классах неорганических веществ.

Для класса оксидов к слову «оксид» прибавляют название того элемента, который входит в его состав. Если элемент имеет переменную валентность, ее указывают в скобках: Cu_2O — оксид меди (I); SO_2 — оксид серы (IV); CuO — оксид меди (II); SO_3 — оксид серы (VI).

Для класса оснований к слову «гидроксид» прибавляют название металла, который входит в состав основания. Если металл имеет переменную валентность, ее указывают в скобках: $Fe(OH)_2$ — гидроксид железа (II); $Fe(OH)_3$ — гидроксид железа (III).

Для класса кислот к слову «кислота» прибавляют название того элемента, который является кислотообразователем. Название кислоты, в состав которой входит элемент с высшим значением валентности, оканчивается на –ная (H_2SO_4 — серная, HClO_4 — хлорная, HNO_3 — азотная), с низшим положительным значением валентности — на –истая (H_2SO_3 — сернистая кислота, HClO_2 — хлористая, HClO — хлорноватистая, HNO_2 — азотистая), с промежуточным между высшим и низшим положительным значением валентности — на –оватая (HClO_3 — хлорноватая, HBrO_3 — бромноватая).

Для бескислородных кислот к названию элемента-кислотообразователя прибавляют -водородная: H_2S — сероводородная кислота; HCl — хлороводородная кислота.

Название соли производят от названия элемента-металла и латинского названия элемента-кислотообразователя, прибавляя к нему следующие суффиксы: -ид- — для солей бескислородных кислот; -ат- — для кислородных кислот, в составе которых имеется кислотообразователь с высшим значением валентности; -ит- — с валентностью ниже высшей: K_2S — сульфид калия; K_2SO_4 — сульфат калия; K_2SO_3 — сульфит калия. В названиях кислых солей используют приставку гидро-: KHS — гидросульфид калия; KHSO_4 — гидросульфат калия. В названиях основных солей используют приставку гидрокси-: $(\text{CaOH})_2\text{CO}_3$ — гидроксокарбонат кальция.

Часто некоторые вещества имеют еще и техническое или исторически сложившееся название. Подобных веществ в неорганической химии не так много, поэтому запомнить их нетрудно, например: хлорид натрия (NaCl) — поваренная соль, фтороводородная кислота (HF) — плавиковая кислота, нитрат серебра (AgNO_3) — ляпис, хлороводородная кислота (HCl) — соляная кислота, гидроксокарбонат меди (II) — $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — малахит и т. д.

Обозначение атома (групп атомов) в соединении	Название атома (групп атомов) в соединении	Обозначение атома (групп атомов) в соединении	Название атома (групп атомов) в соединении
H^{I}	Гидрид	SO_4^{II}	Сульфат
O^{II}	Оксид	HSO_4^{I}	Гидросульфат
C^{IV}	Карбид	NO_3^{I}	Нитрат
N^{III}	Нитрид	NO_2^{I}	Нитрит
F^{I}	Фторид	PO_4^{III}	Фосфат
Cl^{I}	Хлорид	HPO_4^{II}	Гидрофосфат
Br^{I}	Бромид	$\text{H}_2\text{PO}_4^{\text{I}}$	Дигидрофосфат
I^{I}	Иодид	CO_3^{II}	Карбонат
S^{II}	Сульфид	HCO_3^{I}	Гидрокарбонат
HS^{I}	Гидросульфид	OH^{I}	Гидроксид
SO_3^{II}	Сульфит		

Пример: определим название соединения, имеющего формулу CaC_2 . Сначала выясним название атома, расположенного в формуле справа. С — карбид (см. таблицу). Элемент, который находится в формуле слева — кальций. Значит, название соединения — карбид кальция. Аналогично $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ — нитрат алюминия, $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат хрома (III).

Задания для самостоятельной работы:

1. Определите названия следующих соединений: а) ZnSO_4 ; б) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; в) Fe_2O_3 ; г) AlPO_4 ; д) CuO ; е) NaF ; ж) MgBr_2 .
2. Составьте формулы следующих соединений: а) карбоната натрия; б) нитрата железа (III); в) оксида меди (I); г) фосфата магния; д) гидроксида кальция; е) сульфида серебра.
3. Напишите уравнения реакций, отражающие переход:
 $\text{S} \xrightarrow{a} \text{SO}_2 \xrightarrow{b} \text{SO}_3 \xrightarrow{c} \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{d} \text{K}_2\text{SO}_4$.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1

ТЕМА: Алканы и циклоалканы

Качественное обнаружение углерода, водорода и хлора в молекулах органических соединений

Количество часов -1 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

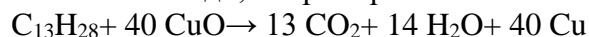
Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

Цель работы: научиться определять углерод, водород и хлор в органических соединениях.

Оборудование и реактивы: лабораторный штатив, пробирки (2шт.), шпатель, пробка с газоотводной трубкой, спиртовка, спички; исследуемые органические вещества (указаны в заданиях), оксид меди (II) (порошок), известковая (баритовая) вода, свежeproкаленный (безводный) сульфат меди (II), медная проволочка.

□ Присутствие углерода и водорода в органических соединениях можно обнаружить по обугливанню вещества при осторожном его прокаливании.

Наиболее точным методом открытия углерода и одновременно с ним водорода является сжигание органического вещества с мелким порошком оксида меди. Углерод образует с кислородом оксида меди (II) углекислый газ, а водород — воду. Оксид меди восстанавливается до металлической меди, например:



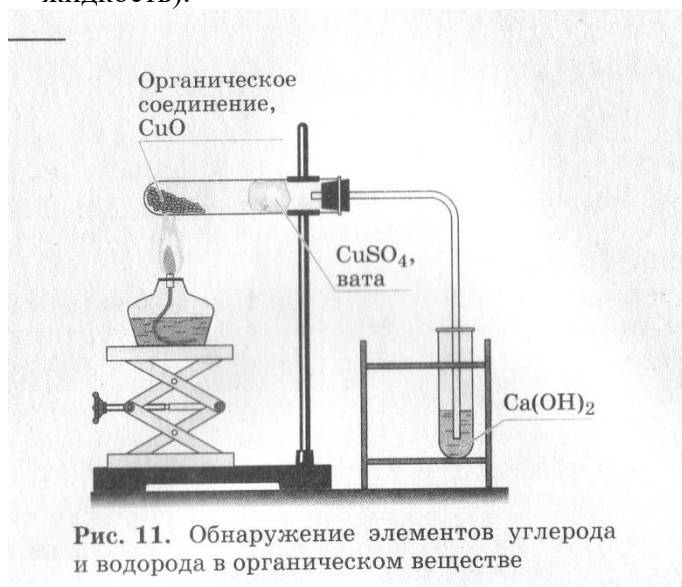
Галогены можно обнаружить при помощи реакции окрашивания пламени, предложенную русским химиком Ф.Ф. Бейльштейна.

Выполнение работы

I. Обнаружение элементов углерода и водорода в исследуемом органическом веществе.

1. **Подготовка прибора.** В сухую пробирку с газоотводной трубкой поместите до 0,3 г органического вещества и 1-2 г порошка оксида меди (II). Содержимое пробирки тщательно перемешайте и засыпьте сверху слоем (1г) оксида меди (II). В верхнюю часть пробирки поместите комочек ваты, на которую насыпьте немного безводного сульфата меди (II). Пробирку закройте пробкой с газоотводной трубкой и закрепите ее в штативе с небольшим наклоном в сторону выходного отверстия, как показано на рисунке. Свободный конец газоотводной трубки опустите в пробирку с известковой (баритовой) водой так, чтобы

трубка почти касалась поверхности жидкости (позднее можно опустить непосредственно в жидкость).



- Проведение опыта.* Прогрейте сначала всю пробирку, затем сильно нагревайте ту ее часть, где находится реакционная смесь и постепенно продвигайте спиртовку к отверстию для вытеснения газов. Наблюдайте за изменением окраски реакционной смеси, сульфата меди (II) и известковой (баритовой) воды. Обратите внимание на внутреннюю поверхность стенок той части пробирки, которая более всего удалена от реакционной смеси.
- Прекращение опыта.* Пробирку с известковой (баритовой) водой опустите вниз или поднимите пробирку с газоотводной трубкой, чтобы газоотводная трубка не касалась жидкости, и только после этого прекратите нагревание.

II. Обнаружение галогена в исследуемом веществе (проба Бейльштейна).

- Внесите в пламя спиртовки медную проволочку с петлей на конце и прогрейте ее до красного каления. Убедитесь в том, что при прокаливании проволоочки пламя не окрашивается.
- После охлаждения почерневшей проволоочки опустите ее петлю на мгновение в исследуемую жидкость. Внесите смоченную в жидкости проволочку сначала в нижнюю часть пламени спиртовки, а затем перенесите ее в самую горячую верхнюю часть пламени спиртовки. Наблюдайте за изменением окраски пламени.
- Примечание.* Если в качестве исследуемого вещества выданы кусочки полихлорвинила, прикоснитесь раскаленной частью проволоочки к полимеру и внесите его в пламя спиртовки.

Ход опыта	Наблюдение	Уравнение реакции	Вывод

Сформулируйте вывод по работе

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

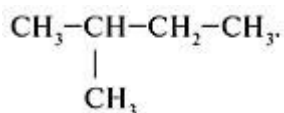
Цель работы: научиться составлять структурные формулы гомологов и изомеров, называть алканы по международной номенклатуре.

Для названия органических соединений две номенклатуры: *рациональная* и современная – *систематическая*, которую называют также *международной* или *научной* (предложена Международным союзом теоретической и прикладной химии IUPAC в 1957, 1965 гг.). Она имеет много общего с женеvской 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, C₆H₁₄ – гексан и т.п.

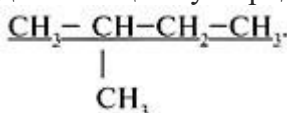
Углеводородными радикалами называются заряженные частицы, полученные при отнятии от молекул предельных углеводородов атомов водорода. Названия однозарядных радикалов производят от названий соответствующих углеводородов, в которых окончание –ан заменяют на –**ил**.

Пример 1. Назвать вещество по систематической номенклатуре:

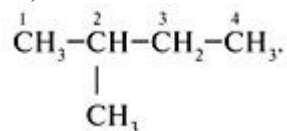


Решение:

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:

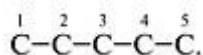
- 1) номер углеродного атома, с которым связан радикал;
- 2) радикал;
- 3) углеводород, которому соответствует длинная цепь: 2-метилбутан.

Пример 2. Составить структурную формулу углеводорода по его названию «2,3-диметилпентан».

Решение:

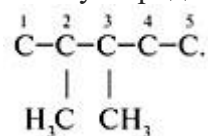
Анализируем название углеводорода, начиная с конца слова.

1. «Пентан» – в главной цепи находится пять атомов углерода:

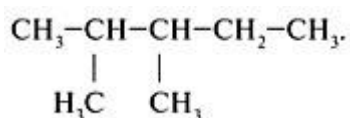


2. «Диметил» – в состав углеводорода входят два радикала CH₃.

3. «2, 3-» – радикалы находятся у 2-го и 3-го углеродных атомов:



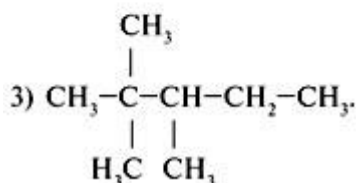
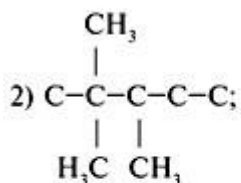
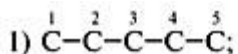
4. Дописать недостающие атомы водорода, соблюдая четырехвалентность атома углерода:



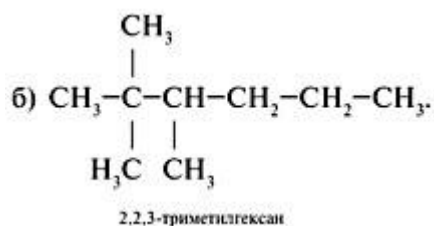
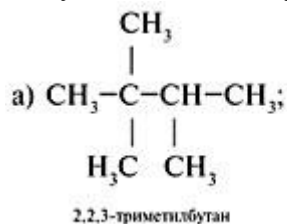
Пример 3. Для 2,2,3-триметилпентана составить формулы двух гомологов и двух изомеров.

Решение:

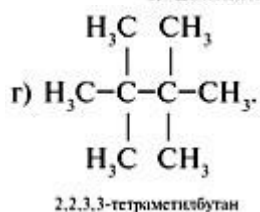
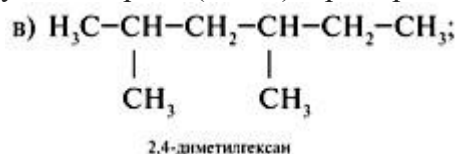
1. Составить формулу исходного вещества, используя задание 2 алгоритма 1:



2. Составить формулы гомологов, сохраняя строение (разветвление 2,2,3-триметил-). Для этого уменьшить главную цепь на группу CH_2 (гомологическая разность) – пример, а или увеличить главную цепь на CH_2 – пример б:

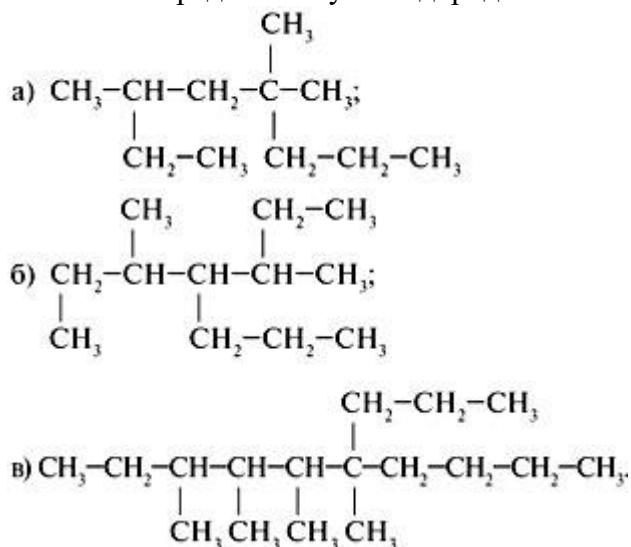


3. Составляя формулы и изомеров, изменить строение, сохраняя состав исходного углеводорода (C_8H_{18}), примеры в, г:



Задания для самостоятельной работы:

1. Составить структурную формулу углеводорода по его названию «2,4-диметилпентан», «3,3-диметил-4,5-диэтилгексан», «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: заполненный бланк ПЗ

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

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:

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

б) если CO_2 дано в объеме:

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

3. Вычисляем количество атомов Н:

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

$$\frac{M(\varepsilon) * m(H_2O)}{m(\varepsilon) * M(H_2O)}$$

$$n(H) = 2 \frac{m(\varepsilon) * M(H_2O)}{m(\varepsilon) * M(H_2O)} \quad (4)$$

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 кислородосодержащее, 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:

$$m(\text{в-ва}) = 2,37 \text{ г}$$

$$V(CO_2) = 3,36 \text{ л}$$

$$m(H_2O) = 1,35 \text{ г}$$

$$D(\text{возд.}) = 2,724.$$

Найти:

$$C_xH_yN_z$$

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

$$M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}$$

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

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)

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

2. Находим количество атомов Н по формуле (4)

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

3. Вычисляем молярную массу C_5H_5 .

$$M(C_5H_5) = 12 * 5 + 1 * 5 = 65 \text{ г/моль}$$

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: C_5H_5N

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

1. Вычисляем молярную массу вещества.

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

2. Вычисляем количество атомов элемента:

а) если w дана в процентах:

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

б) если w дана в долях:

$$n(\varepsilon) = \frac{M(\varepsilon) * w(\varepsilon)}{Ar(\varepsilon)} \quad (3)$$

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 кислородосодержащее, 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:

$$w(C) = 82,75\%$$

$$w(H) = 17,25\%$$

$$D(\text{возд}) = 2$$

Найти:

C_xH_y

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

$$M(C_4H_{10}) = 12 * 4 + 1 * 10 = 58 \text{ г/моль}$$

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)

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

3. Находим количество атомов Н по формуле (2)

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

4. Вычисляем молярную массу C_4H_{10}

$$M(C_4H_{10}) = 12 * 4 + 1 * 10 = 58 \text{ г/моль}$$

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.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №2

ТЕМА: Диеновые углеводороды

Ознакомление с коллекцией каучуков и образцами изделий из резины

Количество часов - 2 ч.

Форма организации занятия: *индивидуальная*

Форма отчетности по занятию: *заполненный бланк ПЗ*

Цель работы: ознакомиться с образцами каучуков и резин, изделиями из них; изучить свойства каучуков и резин

☞ *Каучуки* – эластичные материалы, из которых путем специальной обработки получают резину. Сырой каучук липок, непрочен, а при небольшом понижении температуры становится хрупким. Чтобы придать изготовленным из каучука изделиям необходимую прочность и эластичность, каучук подвергают вулканизации – вводят в него серу и нагревают. Вулканизированный каучук называется резиной.

Натуральный каучук (НК) представляет высокомолекулярное соединение - полимер формула которого $(-CH_2 - C = CH - CH_2 -)_n$



Синтетические каучуки (СК) производят разного вида.

СКБ – продукт совместной полимеризации бутадиена с другими непредельными углеводородами.

Формула СК $(-CH_2 - CH = CH - CH_2 -)_n$

Выполнение работы

Ознакомление с коллекцией «Каучуки и образцы изделий из резины». Сравните эластичность каучука и резины. Поочередно растяните полоски каучука и резины одинакового размера и измерьте их длину. Какой образец полностью возвращается в исходное состояние? У какого материала эластичность выше? В кипящую воду поместите на 5 мин полоски каучука и резины. Возьмите тигельными щипцами полоски и быстро их растяните. Какой из образцов является термопластичным? Рассмотрите коллекцию. Запишите образцы каучуков и их отличие по составу. Запишите образцы изделий из резины и их применение.

Данные наблюдений занесите в таблицу.

Образцы	Физические свойства	Применение

Сформулируйте вывод по работе.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №5

ТЕМА: Ароматические углеводороды

Решение задач на вывод формулы вещества на основе общей формулы гомологического ряда органических соединений

Количество часов -2 ч.

Форма организации занятия: *индивидуальная*

Форма отчетности по занятию: *заполненный бланк ПЗ*

Цель работы: закрепить навык решения задач на вывод формулы органического вещества.

Задания для самостоятельной работы (на выбор 5 задач):

1. Определите молекулярную формулу углеводорода, содержащего 90% углерода и 10% водорода, если плотность его паров по водороду равна 60.
2. Плотность паров циклоалкана по водороду равна 42. Молекула циклоалкана не имеет боковых ответвлений от главной углеродной цепи. Определите формулу циклоалкана и назовите его.
3. На полное гидрирование этиленового углеводорода массой 2,8 г израсходован водород объемом 0,896 л (н.у.). Какова молярная масса и структурная формула этого соединения, имеющего неразветвленную цепь углеродных атомов.
4. Определите формулу предельного одноатомного спирта, если при дегидратации его образца объемом 37мл и плотностью 1,4г/мл получили алкен массой 39,2г.
5. При сгорании гомолога бензола массой 12г образовался оксид углерода (IV) объемом 20,16 л (н.у.). Определите молекулярную формулу гомолога бензола.
6. Определите молекулярную формулу предельного углеводорода, если известно, что при его полном сгорании массой 8,6г образовался оксид углерода (IV) объемом 13,44л (н.у.).
7. При сгорании 6г одноатомного предельного спирта образовалось 6,72 л оксида углерода (IV). Определите, какой это спирт.
8. Массовые доли углерода, водорода и кислорода в спирте равны соответственно 52,18, 13,04 и 34,78%. Выведите формулу спирта и вычислите его молекулярную массу.
9. При дегидратации спирта массой 1,5 г получено 0,56 этиленового углеводорода (н.у.) Определите молекулярную формулу спирта
10. Найдите молекулярную формулу ароматического углеводорода, если массовые доли углерода и водорода равны соответственно 92,31% и 7,69%. Плотность его паров по водороду составляет 39.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №3

ТЕМА: Ароматические углеводороды

Ознакомление с коллекциями образцов нефти, угля и продуктов их переработки

Количество часов - 1 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 №6
ТЕМА: Ароматические углеводороды
Составление и решение генетических цепочек

Количество часов -1 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 №4

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

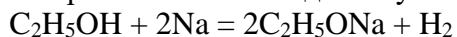
Цель работы: исследовать растворимость глицерина в воде; овладение навыками проведения химических опытов, с соблюдением правил техники безопасности, подтверждающих свойства глицерина.

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

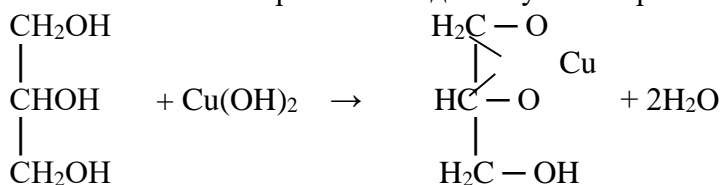
📖 *Спирты.*

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:

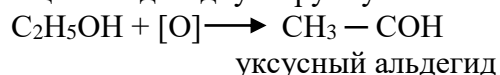


2. Многоатомные спирты взаимодействуют с нерастворимыми основаниями:



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. Проведите 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 №5
ТЕМА: Кислородосодержащие органические соединения
Свойства уксусной кислоты

Количество часов - 1 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.

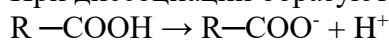
Реактивы и оборудование: штатив с пробирками, держатель, горелка, уксусная кислота, гидроксид натрия, этиловый спирт, концентрированная серная кислота, металлический магний, цинк, синий лакмус, хлорид натрия, нитрат серебра (I), муравьиная кислота, разбавленный раствор аммиака.

К *Карбоновые кислоты.*

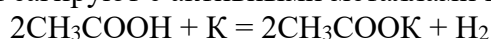
Карбоновыми кислотами называются органические вещества, содержащие одну или несколько карбоксильных групп – COOH.

Химические свойства

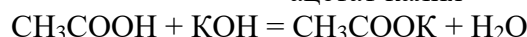
1. При диссоциации образуют ионы водорода:



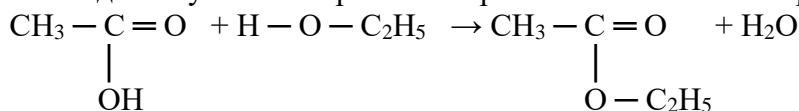
2. Реагируют с активными металлами и их оксидами, со щелочами:



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 №6

ТЕМА: Кислородосодержащие органические соединения

Взаимодействие глюкозы и сахарозы с гидроксидом меди(II)

Количество часов - 1 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

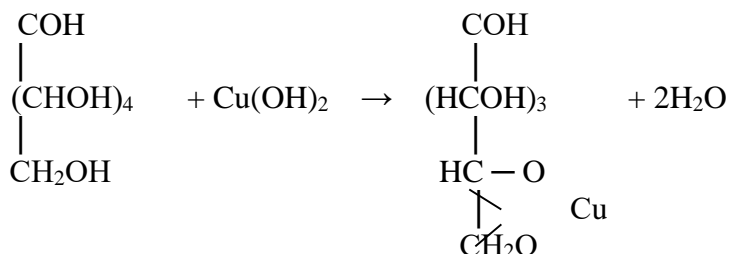
Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

Цель работы: изучить качественную реакцию на глюкозу, проявляющую свойства как многоатомного спирта, так и альдегида, используемую для обнаружения глюкозы в различных объектах.

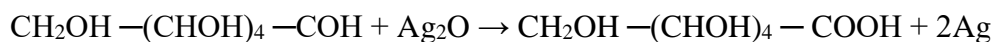
Оборудование и реактивы: штатив с пробирками, пробиркодержатель, пипетки, спиртовка, спички; глюкоза (крист.), растворы сульфата меди (II) (5%) и гидроксида натрия (10%), дистиллированная вода.

Углеводы.

Одним из наиболее распространенных моносахаридов является *глюкоза*, которая имеет молекулярную формулу $C_6H_{12}O_6$. В молекуле глюкозы объединяются свойства альдегида и многоатомного спирта, поэтому глюкозу называют альдегидоспиртом. Подобно многоатомным спиртам глюкоза с гидроксидом меди (II) образует ярко-синий раствор



При нагревании глюкозы с аммиачным раствором оксида серебра получается характерная реакция на альдегиды – «серебряное зеркало».



Под действием биологических катализаторов – ферментов – глюкоза способна превращаться в спирт – это так называемое спиртовое брожение.



Выполнение работы

Растворите небольшое количество (на кончике шпателя) глюкозы в 2-3 мл воды, добавьте 1 мл раствора щелочи и 2-3 капли раствора сульфата меди (II). Встряхните содержимое пробирки. Наблюдайте изменение цвета раствора. Почему оно происходит?

Осторожно нагревайте в пламени спиртовки верхнюю часть полученной жидкости до начала кипения. Наблюдайте изменение окраски, переходящей через зеленую в желтую, а затем в краснокирпичную.

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

Сформулируйте вывод по работе

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №7

ТЕМА: Кислородосодержащие органические соединения

Качественная реакция на крахмал и ее применение

Количество часов - 1 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

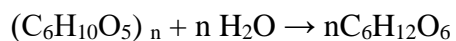
Цель работы: экспериментально доказать присутствие крахмала в различных продуктах питания.

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 гидролизуеться 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 №8
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.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №9

ТЕМА: Ферменты, витамины, лекарственные препараты «Определение содержания витамина С в овощах и фруктах»

Количество часов - 3 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

Цель: определить содержание витамина С во фруктах и овощах.

Оборудование: пипетка, химические стаканы, мерный цилиндр, ступа, пестик.

Реактивы: йод, крахмальный клейстер, вода, 1-% раствор соляной кислоты.

Объекты исследования: апельсин, яблоко, соки

Определение витамина С. Для этого:

- 1) отмеряем 20 мл отжатого сока и разбавляем его водой до объёма 100 мл;
- 2) добавляем 1 мл крахмального клейстера;
- 3) добавляем по каплям 5 % р-ра йода до появления устойчивого синего окрашивания, не исчезающего в течении 10-15 сек.

Расчёты: Как узнать, сколько мы израсходовали иодной настойки? Капли – это не единицы измерения ... Мы воспользуемся вполне точным, методом, хотя и более долгим. С помощью той же пипетки посчитаем, сколько капель содержится в 1 мл (в 1 мл содержится 28 капель йода). Зная объём одной капли, можно довольно точно определить объём раствора йода, израсходованного на титрование аскорбиновой кислоты. Концентрация раствора *йода* нам известна (2): 1 мл его 5%-ного раствора соответствует 35 мг аскорбиновой кислоты

1 мл р-ра йода – 28 капель р-ра йода

X мл р-ра йода – 70 капель р-ра йода, отсюда следует, что на окисление аскорбиновой кислоты потребовалось 2,5 мл йода.

1 мл 5 % р-ра йода - 35 мг аскорбиновой кислоты

2,5 мл 5 % р-ра йода – X мг аскорбиновой кислоты => $X = 2,5 \times 35 \div 1 = 87,5$ мг

Определение витамина С в свежесвыжатом соке яблока.



Здесь мы встречаемся с таким затруднением: в яблоках содержится фермент, в присутствии которого аскорбиновая кислота быстро окисляется на воздухе. Чтобы этого не произошло, анализ нужно

проводить в кислой среде.

- 1) Взвешиваем яблоко. 260 г (до эксперимента)
- 2) Тонким ножом из нержавеющей стали вырезаем из предварительно взвешенного яблока пробу (30г) в виде ломтика, от кожуры до сердцевины с семечками
- 3) Ломтик переносим в фарфоровую ступку с разбавленной соляной кислотой и тщательно растираем пестиком.
- 4) Определяем наличие витамина С в свежесвыжатом соке яблока методом йодометрии.

Расчёты: 1 мл р-ра йода – 28 капель р-ра йода

X мл р-ра йода – 4 капли р-ра йода, отсюда следует, что на окисление аскорбиновой кислоты потребовалось 0,14 мл йода.

1 мл 5 % р-ра йода - 35 мг аскорбиновой кислоты

0,14 мл 5 % р-ра йода – X мг аскорбиновой кислоты => $X = 0,14 \times 35 = 4,9$ мг

4,9 мг аскорбиновой кислот- 30 г яблока

X мг аскорбиновой кислоты – 100г. яблока, тогда в 100 г яблока содержится 17 мг аскорбиновой кислоты, а в целом яблоке массой 260 г – 42 мг.

Яблочный сок «Сады Придонья».



1) Отмеряем 10 мл сока, разбавляем его водой до объёма 100 мл.

2) Определяем содержание витамина С в соке методом йодометрии.

Расчёты: 1 мл р-ра иода – 28 капель р-ра иода

X мл р-ра иода- 2 капли р-ра иода, отсюда следует, что на окисление

аскорбиновой кислоты потребовалось 0,07 мл иода.

1 мл 5 %р-ра иода - 35 мг аскорбиновой кислоты

0,07мл 5 % р-ра иода – X мг аскорбиновой кислоты => $X = 0,07 \times 35 =$

2,4 мг

Заключительная часть

Составляем рекомендации.

Подведение итога занятия

Что нового узнали?

Как узнали, что помогло?

Где пригодятся знания?

Кто из ребят больше всех помог в открытии знаний?

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №10

ТЕМА: Основные понятия химии

Изготовление моделей молекул некоторых неорганических веществ.

Количество часов - 2 ч.

Форма организации занятия: *индивидуальная*

Форма отчетности по занятию: *заполненный бланк ПЗ*

Цель работы:

- развитие навыков пространственного изображения молекул кислорода, воды, углекислого газа, метана, этана, этена, этина, бензола;
- формировать умения проводить наблюдения и делать выводы, записывать уравнения соответствующих реакций;
- формировать способность к самостоятельному приобретению знаний;
- развивать умения делать выводы на основе сравнения, работать с дополнительной литературой, реактивами;
- развивать мышление через установление причинно-следственных связей «строение- свойства- применение»;
- воспитывать коммуникабельность, бережное отношение к оборудованию, аккуратность при работе с реактивами, интерес к предмету.

Оборудование: шаростержневые модели, транспортёр. Учебное пособие Габриелян О.С. «Химия».

Этапы проведения работы:**1.Инструктаж по технике безопасности**

При проведении опытов необходимо соблюдать общие меры безопасности, пожаробезопасности и правила поведения в лаборатории «Химия».

2.Опорные понятия теоретического материала

В предельных углеводородах (алканы) все углеродные атомы находятся в состоянии гибридизации sp^3 , и образуют одинарные σ – связи. Угол связи составляет $109,28^\circ$. Форма молекул правильный тетраэдр.

В молекулах алкенов углеродные атомы находятся в состоянии гибридизации sp^2 , и образуют двойные связи σ и π – связи. Угол связи σ составляет 120° , а π – связь располагается перпендикулярно связи σ . Форма молекул правильный треугольник.

В молекулах алкинов углеродные атомы находятся в состоянии гибридизации sp , и образуют тройные связи одну σ и две π – связи. Угол связи σ составляет 180° , а две π – связи располагаются перпендикулярно друг друга. Форма молекул линейная (плоская).

В молекуле бензола C_6H_6 шесть атомов углерода связаны σ – связью. Угол связи составляет 120° . Состояние гибридизации sp^2 . В молекуле образуется 6 π – связь, которая принадлежит шести атомам углерода.

Для пространственного изображения молекул органических веществ важно знать, к какому классу веществ относится соединение, угол связи, форму молекул.

Например: Метан (CH_4) относится к классу алканов. Атомы находятся в состоянии гибридизации sp^3 , значит угол связи $109,28^\circ$, форма молекулы тетраэдр, между атомами одинарная σ – связь. Для построения молекулы шаростержневым способом нужно заготовить 4 шара из пластилина. Один шар (атом углерода) большего размера и черного цвета, а три атома (водорода) одинакового размера красного цвета. Соединить шары металлическими стержнями под углом $109,28^\circ$.

Полусферическая модель атома изготавливается также только шары соединяются методом вдавливания в друг друга.

3.Алгоритм работы (последовательность выполнения действий)

1.Изготовление шаростержневых моделей молекул.

Шаростержневые модели изготавливаются из пластилина и металлических стержней. При изготовлении молекул необходимо знать угол связи и ее кратность.

Атом химического элемента представляется в виде шара. Атом углерода в виде шара изготавливается большего размера, чем атомы водорода и из другого цвета пластилина. Химическая связь изображается металлическими стержнями. Угол химической связи измеряется транспортиром.

2.Изготовление полусферических моделей

Полусферические модели изготавливаются из пластилина. Сначала заготавливаются шары для атомов углерода и водорода, затем под определенным углом атомы в виде шаров соединяются друг с другом методом вдавливания. Получаются полусферы атомов.

3.Заполните таблицу. Зарисуйте молекулы органических веществ.

Название молекулы, структурная формула, тип связи, угол связи, тип гибридизации, пространственная форма молекулы.	Шаростержневая модель молекулы	Полусферическая модель молекулы

4.Вывод. По проделанной работе составьте отчет и сделайте выводы.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №7
ТЕМА: Основные понятия химии
«Строение атома»

Количество часов -1 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.

Обнащение: *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

${}_{+13}\text{Al}2e^{-} 8e^{-} 3e^{-}$ ${}_{+16}\text{S} 2e^{-} 8e^{-} 6e^{-}$

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

Электронная формула атома.

Al: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$ **S:** $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

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 №8
ТЕМА: Основные понятия химии
Типы химической связи

Количество часов -1 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.

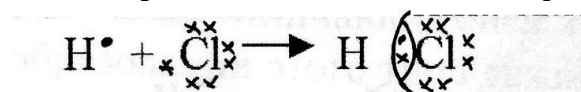
Относительная электроотрицательность (шкала Полинга)

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

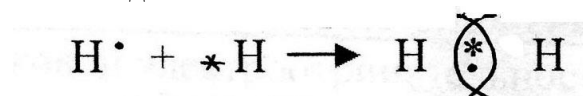
Типы химической связи

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.

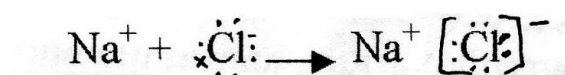
Схема образования ковалентной полярной связи имеет вид:



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:

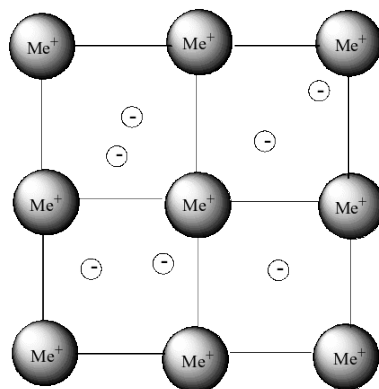


Ионная связь образуется при взаимодействии атомов, резко отличающихся друг от друга по значениям электроотрицательности. В результате взаимодействия более электроотрицательный атом настолько близко притягивает к себе электронную пару, что преобразуется в **анион** — отрицательно заряженную частицу (отрицательно 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 ₂ O, 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) O₂; б) NaF; в) H₂O; г) CaCl₂; д) Cl₂; е) CO₂.
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 №9

ТЕМА: Химические реакции

«Составление ОВР и расстановка коэффициентов методом электронного баланса»

Количество часов -2 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.

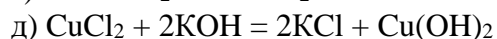
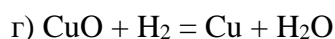
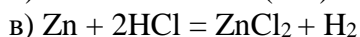
Окислением называется процесс «отдачи» электронов атомом, а вещество, содержащее такой атом, — **восстановителем**. Процесс «присоединения» (притягивания) электронов атомом называется **восстановлением**, а вещество, в состав которого входит этот атом, — **окислителем**. В окислительно-восстановительных 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).

Задания для самостоятельной работы:

1. Выберите из нижеприведенного перечня уравнения ОВР:

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: $w = \frac{x \cdot A_r}{M_r}$; об A_r

см. маршрут № 8; о вычислении M_r см. маршрут № 3.



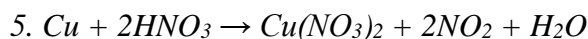
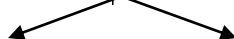
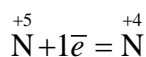
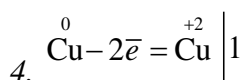
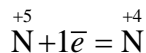
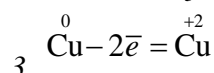
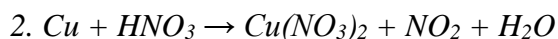
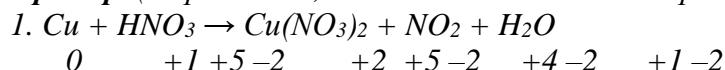
Для того чтобы определить принадлежность уравнений реакций к ОВР необходимо определить степени окисления всех элементов, образующих исходные вещества и продукты реакции. Перепишите в тетрадь уравнения реакций (а) и (в), расставьте степени окисления элементов, образующих вещества

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

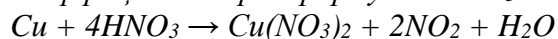
Алгоритм действий при составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций

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><i>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:</i></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><i>Атом цинка отдает два электрона, атом водорода присоединяет два электрона — дополнительные множители равны 1</i></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><i>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. Значит:</i></p> $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2$

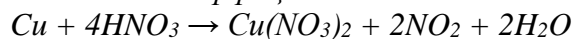
Пример. (Определите, в чем сложность этого примера по сравнению с первым.)



6. Число атомов *Cu*: по одному в левой и правой частях схемы. Число атомов *N*: в левой части — два, так как имеется две молекулы *HNO*₃; в правой части — два в молекуле *Cu(NO*₃)₂ и еще два, так как имеется две молекулы *NO*₂, т. е. всего четыре. Следовательно, коэффициент перед формулой *HNO*₃ в левой части схемы необходимо увеличить до 4:



Число атомов *H*: в левой части схемы — четыре, так как имеется четыре молекулы *HNO*₃; в правой части — два в молекуле *H*₂*O*, следовательно, перед формулой *H*₂*O* нужно поставить коэффициент 2:



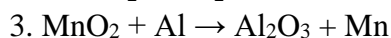
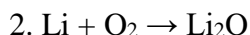
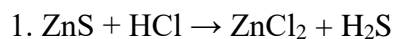
Число атомов *O*: в левой части схемы — 12, так как имеется четыре молекулы *HNO*₃; в правой части — шесть в молекуле *Cu(NO*₃)₂ и еще шесть, так имеется две молекулы *NO*₂ и две молекулы *H*₂*O* (2 · 2 + 2 · 1 = 6), т. е. всего 12.

Число атомов каждого типа в левой и правой частях одинаковое, значит, уравнивание произведено верно:



Задания для самостоятельной работы:

2. Преобразуйте схемы реакций в уравнения реакций, расставив коэффициенты методом электронного баланса.



ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №10
ТЕМА: Химические реакции
«Термохимические расчеты»

Количество часов -2 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

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 1 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: $C(t) + O_2(g) = CO_2(g) + 393,62 \text{ кДж}$.

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:

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

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.

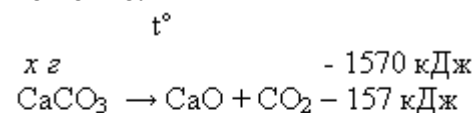
Дано:

$$Q = 1570 \text{ кДж}$$

Найти:

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

Решение:



$\nu 1$ моль
 $M_r 100$
 $M 100 \text{ г/моль}$
 $m 100 \text{ г}$

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

$$M_r = M_r \cdot m = \nu \cdot M$$

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

100 г CaCO_3 - 157 кДж -

x г CaCO_3 - 1570 кДж

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

$$x = 1000 \text{ г } \text{CaCO}_3$$

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

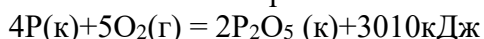
Задания для самостоятельной работы:

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

2. При соединении 4,2 г железа с серой выделилось 7,15 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.

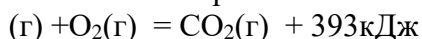
3. При сгорании кальция массой 8 г выделилось количество теплоты 127 кДж. Составьте термохимическое уравнение реакции.

4. Вычислите по термохимическому уравнению



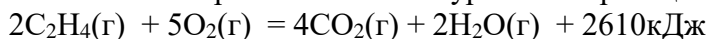
количество теплоты выделяемой при сгорании 31 г фосфора.

5. На основе термохимического уравнения реакции полного сгорания углерода: С



рассчитайте, сколько выделится теплоты, если будет израсходовано: а) 48 г углерода; б) 11,2 л кислорода; в) 2 моль углерода

6. На основе термохимического уравнения реакции полного сгорания ацетилена:



рассчитайте, сколько выделится теплоты, если будет израсходовано: а) 13 г ацетилена; б) 1,12 л ацетилена; в) 1 моль ацетилена

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №11
ТЕМА: Характеристика неорганических соединений
Расчет концентрации водных растворов кислот и солей»

Количество часов -2 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

Теоретические сведения

Растворы – гомогенные (однородные) системы переменного состава, содержащие два или несколько компонентов. Компонент, агрегатное состояние которого не изменяется при образовании раствора, принято называть *растворителем*, а другой компонент – *растворенным веществом*. При одинаковом агрегатном состоянии компонентов растворителем считают обычно то вещество, которое преобладает в растворе. Растворы бывают твердыми (сплавы металлов), жидкими и газообразными (смеси газов). В медицине наиболее распространены жидкие (чаще водные) растворы.

Концентрация раствора – величина, измеряемая количеством растворенного вещества в определенном объеме или массе раствора или растворителя. Существуют различные способы выражения концентрации растворов:

Процентная концентрация по массе $C\%$ (массовая доля) показывает число единиц массы растворенного вещества (г, кг) в 100 единицах массы раствора (г, кг) и рассчитывается по формуле:

$$C\% = m_{в-ва} \cdot 100\% / m_{р-ра} \quad (1),$$

где $m_{р-ра}$ – масса раствора, в котором содержится масса вещества $m_{в-ва}$. Следовательно, физиологический раствор (0,9% NaCl) содержит 0,9г NaCl в 100г раствора.

Молярная концентрация C_M (молярность) показывает число молей растворенного вещества в 1л (1дм³) раствора. Согласно определению $C_M = \nu/V$, где количество вещества $\nu = m/M$, а объем раствора V выражен в литрах. Таким образом получаем формулу:

$$C_M = m / M \cdot V \quad (2),$$

где m – масса вещества, г; M – молярная масса вещества, г/моль; V – объем раствора, л. Например, 5М раствор глюкозы содержит 5моль C₆H₁₂O₆ в 1л раствора.

Нормальная концентрация C_N (нормальность, молярная концентрация эквивалента) показывает, сколько эквивалентов вещества находится в 1л (1дм³) раствора.

Эквивалент \mathcal{E} (эквивалентная масса, молярная масса эквивалента) – это реальная или условная частица вещества, которая в данной реакции реагирует с одним атомом или ионом водорода, или одним электроном. Эквивалент зависит от типа реакции, в которой участвует данное вещество. В рамках нашего курса не рассматривается образование кислот, основных солей, а также более сложных продуктов, поэтому эквивалент кислоты находится делением молярной массы кислоты на ее основность (число атомов водорода в формуле), эквивалент основания – делением молярной массы на кислотность (число OH групп), эквивалент соли равен молярной массе, деленной на произведение степени окисления металла на число его атомов в формуле. Например, $\mathcal{E}(H_2SO_4) = 98/2 = 49$ (г/моль), $\mathcal{E}(Ca(OH)_2) = 74/2 = 37$ (г/моль), $\mathcal{E}(Al_2(SO_4)_3) = 342/3 \cdot 2 = 57$ (г/моль). Для реагентов, используемых в окислительно-восстановительных реакциях, эквивалент находят делением молярной массы на число участвующих в превращении электронов.

Нормальную концентрацию рассчитывают по формуле:

$$C_N = m / \mathcal{E} \cdot V \quad (3),$$

где m – масса вещества, г; \mathcal{E} – эквивалент, г/моль; V – объем раствора, л. Запись 0,1N HCl (или 0,1н. HCl) означает, что 1л раствора содержит 0,1 эквивалента HCl.

Зная нормальность раствора, можно найти молярность, и наоборот. Так как масса растворенного вещества $m = C_N \cdot \mathcal{E} \cdot V = C_M \cdot M \cdot V$, то после сокращения объема получаем: $C_N \cdot \mathcal{E} = C_M \cdot M \quad (4)$.

Молярная концентрация C_m (молярность) показывает число молей растворенного вещества в 1 кг (1000г) растворителя.

$$C_m = v_{в-ва} / m_{р-ля} = m_{в-ва} / M \cdot m_{р-ля} \quad (5),$$

где $v_{в-ва}$ - число моль вещества; $m_{в-ва}$ - масса вещества, г; $m_{р-ля}$ - масса растворителя, кг; M - молярная масса вещества, г/моль.

Например, $0,3C_m$ раствор NaOH содержит 0,3моль вещества на 1000г воды.

Титр T - это масса вещества (г) в 1мл (1см³) раствора. Согласно определению $T=m/V$ (6),

где m - навеска вещества, г; V - объем раствора, мл.

Титр также может быть найден по формуле:

$$T = \Xi \cdot C_N / 1000 \quad (7),$$

где Ξ - эквивалент вещества, г/моль; C_N - нормальная концентрация, N; 1000 - коэффициент для пересчета размерности (в 1л 1000мл).

Мольная доля компонента - это отношение числа молей данного вещества к общему числу молей всех веществ в растворе. Если раствор содержит два компонента (1- растворенное вещество, 2- растворитель), то мольные доли находятся следующим образом:

$$X_1 = v_1 / (v_1 + v_2);$$

$$X_2 = v_2 / (v_1 + v_2) \quad (8),$$

где v_1 - число моль растворенного вещества, v_2 - число моль растворителя. В сумме $X_1 + X_2 = 1$.

Процентная концентрация считается приближительной, остальные рассмотренные концентрации являются точными и широко применяются в медико-биологических исследованиях, химическом и фармакопейном анализе.

Примеры решения задач

Пример 1.

10мл сыворотки крови взрослого человека содержат 0.015 г холестерина ($C_{27}H_{47}O$). Найдите процентную концентрацию по массе (массовую долю) и молярность, если принять плотность сыворотки $\rho \approx 1$ г/мл.

Решение:

Процентную концентрацию $C\%$ можно найти следующим образом:

$$C\% = \frac{m(\text{раствора})}{V(\text{раствора}) \cdot \rho} = \frac{0.015 \text{ г}}{10 \text{ мл} \cdot 1 \text{ г/мл}} = 0.15\%$$

или воспользуемся определением процентной концентрации, которая показывает число грамм вещества в 100г раствора:

если 0.015г (холестерина) - в 10 г (сыворотки)

то X г (холестерина) - в 100 г (сыворотки),

$$\text{и получаем такой же ответ: } X = C\% = 0.015 \cdot 100 / 10 = 0.15 \text{ г} = 0.15\%$$

Молярная концентрация показывает число моль холестерина в 1 л раствора (сыворотки).

Найдем сначала молярную (=молекулярную) массу: $M_r(\text{холестерина}) =$

$$27 \cdot Ar(C) + 47 \cdot Ar(H) + 1 \cdot Ar(O) = 27 \cdot 12 + 47 \cdot 1 + 1 \cdot 16 = 387;$$

$M = 387$ г/моль, затем вычислим число моль вещества в данной пробе раствора (в 10мл): n

$$= 0.015 / 387 = 0.0000388 \text{ (моль)}, \text{ наконец находим число моль вещества в 1л раствора:}$$

$$C_m = 0.0000388 \text{ моль} / 0.01 \text{ л} = 0.00388 \text{ моль/л} = 3.88 \text{ mM}.$$

Ответ: 0.15%; 3.88 mM.

Пример 2.

Как приготовить 400мл 25% раствора магнeзии ($MgSO_4$) с плотностью $\rho = 1.2$ г/мл из более концентрированного 5 M раствора?

Решение:

Найдем массу раствора, который мы собираемся приготовить:

$$m = V \cdot \rho = 400 \cdot 1.2 = 480 \text{ (г)}$$

В соответствии с определением процентной концентрации этот раствор должен содержать 25г (MgSO₄) в 100г(раствора),

или X г (MgSO₄) в 480г(раствора),

таким образом находим $X = 25 \cdot 480 / 100 = 120 \text{ (г)}$. Однако по условию задачи у нас нет кристаллического MgSO₄, который мы могли бы взвесить для приготовления раствора: нужно разбавить более концентрированный раствор, который содержит 5 моль (MgSO₄) в 1л, или это $m(\text{MgSO}_4) = n \cdot M = 5 \text{ моль} \cdot 120 \text{ г/моль} = 600 \text{ г}$.

Следовательно, найдем объем 5М раствора, который содержит 120 г MgSO₄ :

600г(MgSO₄) – в 1000 мл

120г(MgSO₄) – в X мл, тогда X= 200 мл.

Таким образом, мы отбираем 200мл 5М раствора MgSO₄, помещаем в мерную колбу на 400мл, добавляем необходимое количество дистиллированной воды до метки (фактически раствор должен быть разбавлен в 2 раза).

Существует множество других способов решения этого задания. Например, можно использовать формулы или найти сначала число моль MgSO₄, необходимое для приготовления раствора: $n = 120 / 120 = 1 \text{ моль}$, ...и т.д.].

Ответ: 200мл 5М р-ра разбавить до 400мл.

Пример 3.

Раствор MgSO₄, приготовленный в предыдущем задании, был проверен фармацевтом. Обнаружено, что точная концентрация раствора равна 2.5М. Найдите нормальность, титр, моляльность и мольную долю вещества, если плотность раствора равна 1.2 г / мл.

Каков курс лечения данным препаратом (сколько дней), если пациенту назначили инъекции по 5мл один раз в день и суммарная (кумулятивная) доза должна составить 125 ммоль?

Решение:

Для нахождения нормальной концентрации C_N можно воспользоваться формулой C_N · Э = C_M · M, которая позволяет быстро перейти от молярности к нормальности (и наоборот).

Для соли эквивалент равен: Э = $\frac{M}{2}$,

поэтому C_N · M / 2 = C_M · M, после сокращения получаем C_N = 2 · C_M = 2 · 2.5 = 5 (N, н., моль/л)

Титр может быть найден следующим образом :

$$T = \text{Э} \cdot C_N / 1000 = 60 \cdot 5 / 1000 = 0.3000 \text{ (г/мл)}$$

Моляльная концентрация μ показывает число мольMgSO₄ в 1 кг растворителя, поэтому найдем сначала массу 1л раствора, затем массу MgSO₄, и наконец массу воды:

$$m(\text{раствора}) = \rho \cdot V = 1.2 \cdot 1000 = 1200 \text{ (г)},$$

$$m(\text{MgSO}_4) = n \cdot M = 2.5 \cdot 120 = 300 \text{ (г)},$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{раствора}) - m(\text{MgSO}_4) = 1200 - 300 = 900 \text{ (г)}$$

Если 2.5 моль (MgSO₄) – в 900 г (воды),

то μ моль(MgSO₄) – в 1000 г(воды), получаем $\mu = 2.5 \cdot 1000 / 900 = 2.78 \text{ (моль/кг)}$

Для нахождения мольной доли X найдем число моль воды:

$$n(\text{H}_2\text{O}) = m / M = 900 / 18 = 50 \text{ (моль)},$$

затем найдем отношение $X(\text{MgSO}_4) = \frac{2.5}{2.5 + 50} = 0.048$

Если раствор магнезии используется в качестве лекарственного препарата, то с разовой дозой 5мл пациент получает следующее число моль MgSO₄ :

2.5моль(MgSO₄) – в 1000 мл(раствора)

X моль(MgSO₄) - в 5 мл(раствора), тогда X=0.0125моль=12.5ммоль

ммоль(в день) · число дней = ммоль(суммарная доза)

$12.5 \cdot \text{число дней} = 125, \Rightarrow \text{число дней} = 10$

Курс лечения 10 дней.

Ответ: 5н., 0.3000 г/мл, 2.78 моль/кг, 0.048; 10дней.

Задачи для самостоятельного решения (на выбор 5 задач)

1. Физиологический раствор для внутривенных инфузий, который является 0.9% раствором NaCl в воде, имеет плотность $\rho \approx 1 \text{ г/мл}$. Сколько граммов NaCl нужно взвесить для приготовления 400мл раствора?
2. Витамин B₆ (пиридоксина гидрохлорид) обычно используется в виде 5% раствора для инъекций. Сколько миллиграммов витамина содержит одна ампула объемом 1см³, если плотность раствора $\rho \approx 1 \text{ г/мл}$?
3. Какая масса адреналина попала в организм, если ввели 1мл 0.1% раствора? (Считайте плотность $\rho = 1 \text{ г/мл}$).
4. Найдите молярную концентрацию физиологического раствора, принимая плотность равной 1г/мл.
5. Рассчитайте молярную концентрацию 10% CaCl₂, если плотность $\rho = 1.1 \text{ г/см}^3$.
6. Найдите нормальную концентрацию и титр 0.1M H₂SO₄. (При условии полного замещения атомов водорода в предстоящей реакции H₂SO₄).
7. Один моль фруктозы растворили в 500 г воды. Найдите молярную концентрацию и мольную долю фруктозы в растворе.
8. 10% CaCl₂ назначен внутривенно по 10мл, 2 раза в день. Сколько моль CaCl₂ получит пациент после 10-дневного курса лечения? (Плотность раствора не учитывать).
9. Рассчитайте молярность 5% раствора глюкозы с плотностью $\rho = 1.06 \text{ г/мл}$.
10. Как найти молярную концентрацию и титр 0.1N раствора Ba(OH)₂ ? (При условии полного замещения OH-групп в предстоящей реакции Ba(OH)₂).
11. Как приготовить 200мл 10% раствора NaCl ($\rho = 1.1 \text{ г/мл}$) из более концентрированного 5M раствора?
12. Один литр молока содержит около 10г кальция в виде Ca²⁺. Какова молярность Ca²⁺ в молоке?
13. Найдите число моль и массу вещества в каждом из растворов:
 - a) 0.1л сыворотки крови с концентрацией холестерина (C₂₇H₄₆O), равной $5.04 \cdot 10^{-3} \text{ M}$ (нормальный средний показатель человеческой крови).
 - b) 0.5 л моющего средства с концентрацией аммиака (NH₃) 0.5 M.
 - c) 393.6 мл антифриза с концентрацией этиленгликоля (C₂H₄(OH)₂) 9.087 M.
 - d) 1.0 л чистящего средства с концентрацией изопропанола (C₃H₇OH) 9.74 M
 - e) 325 мл питьевой воды с концентрацией сульфата железа (FeSO₄) $1.8 \cdot 10^{-6} \text{ M}$ (минимальное количество, которое можно различить на вкус).
14. Найдите молярность следующих растворов:
 - a) 1.82 кг H₂SO₄ на литр концентрированной серной кислоты
 - b) $1.9 \cdot 10^{-4} \text{ г}$ NaCN на 100 мл крови (минимальная летальная доза цианида).
 - c) 27 г глюкозы (C₆H₁₂O₆) в 500 мл раствора для внутривенных инъекций.
 - d) 2.2 кг формальдегида (CH₂O) в 5.5 л формалина для хранения анатомических препаратов
 - e) 0.029 г йода в 0.1 л раствора (растворимость I₂ в воде при 20°C).
15. Найдите молярность следующих растворов:
 - a) 69 г гидрокарбоната натрия (NaHCO₃) в 1 кг воды (насыщенный при 0°C раствор).
 - b) 583 г H₂SO₄ в 1.5 кг воды (используется в автомобильных аккумуляторах).
 - c) 120 г NH₄NO₃ в 250г воды (используется для приготовления охлаждающей смеси в медицинских «ледяных пакетах»).
 - d) 0.86 г NaCl в 100г воды (используется при внутривенных инфузиях).
 - e) 46.85 г кодеина (C₁₈H₂₁NO₃) в 125.5 г этанола (C₂H₅OH).

16. Найдите мольную долю растворенного вещества и растворителя в каждом из растворов упражнения 15.
17. Какая масса концентрированной серной кислоты (95% раствор H_2SO_4 по массе) требуется для приготовления 500 г 10% раствора?
18. Какая масса 3% раствора KOH содержит 5.1 г щелочи?
19. Какая масса HCl содержится в 45.0 мл 37.21% раствора HCl с плотностью 1.19 г/мл?
20. Какая масса твердого NaOH (97.0% NaOH по массе) требуется для приготовления 1.0 л 10% раствора? Плотность 10% раствора равна 1.109 г/см³.
21. Максимально допустимое содержание кадмия (Cd^{2+}) в питьевой воде составляет 0.01мг/л. Какова соответствующая молярная концентрация кадмия?
22. Концентрация глюкозы ($\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$) в нормальной спинномозговой жидкости 75 мг/100г. Какова соответствующая молярная концентрация?
23. Какой объем 0.2 М раствора Li_2SO_4 содержит 5.7 г сульфата лития?
24. 1.577 М раствор AgNO_3 имеет плотность 1.22 г/см³. Найдите молярность раствора.
25. Какой объем раствора серной кислоты (удельный вес 1.07, содержание H_2SO_4 10% по массе) содержит 18.5 г чистого вещества при температуре 25°C? Плотность воды при 25°C составляет 0.99709 г/мл.
26. 15% раствор K_2CrO_4 имеет плотность 1.129 г/см³. Найдите молярность раствора.
27. Газообразный раствор содержит 25% H_2 , 20% CO и 55% CO_2 по массе. Какова мольная доля каждого компонента?
28. Образец стекла приготовлен сплавлением 20.0 г оксида кремния, SiO_2 и 80.0 г оксида свинца(II), PbO . Найдите мольную долю SiO_2 и PbO в стекле.
29. Найдите мольную долю метанола, CH_3OH , этанола, $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, и воды в растворе, содержащем 50% метанола, 30% этанола, 20% воды по массе.
30. Концентрированная соляная кислота содержит 37.0% HCl по массе и имеет удельный вес 1.19 при 25°C. Плотность воды 0.997 г/мл. Найдите: (а) молярность раствора, (b) молярность раствора, и (с) мольную долю HCl и H_2O .
31. Рассчитайте: (а) процентную концентрацию и (b) молярность водного раствора сахарозы, $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$, если мольная доля сахарозы 0.0677.
32. Какой объем 10.00 М азотной кислоты, HNO_3 , требуется для приготовления 1л 0.05 М раствора ?
33. Какой объем серной кислоты с концентрацией 96.0 % по массе и удельным весом 1.84 при 25°C требуется для приготовления 8.0 л 1.5 М раствора? Плотность воды при 25°C составляет 0.997 г/мл.
34. Какой объем 0.2 М азотной кислоты, HNO_3 , можно приготовить из 250 мл 14.5 М раствора?
35. Какой объем 0.75М HBr требуется для приготовления 1.0л 0.33М раствора ?
36. Какой объем 3.5% KOH (плотность 1.012 г/мл) может быть приготовлен из 0.15 л 30.0 % раствора (плотность 1.288 г/мл)?
37. Газообразный водород растворяется в палладии, при этом атомы водорода распределяются между атомами металла. Найдите молярность, молярность, процентную концентрацию (по массе) водородных атомов в растворе (плотность 10.8 г/см³) при растворении 0.89 г водородных атомов в 215 г металлического палладия.
38. Сколько литров $\text{HCl}(г)$ при 25°C и 1.26 атм. требуется для приготовления 2.5 л 1.5 М раствора HCl ?
39. Найдите процентную концентрацию и молярность раствора Na_2SO_4 при растворении 11.5 г кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ в 0.1 кг воды. Не забудьте учесть кристаллизационную воду.
40. Рассчитайте объем концентрированной кислоты и воды для приготовления 0.525 л 0.105 М азотной кислоты разбавлением 10.0 М раствора. Изменением объема при растворении пренебречь.
41. 0.75 л раствора H_3PO_4 приготовили из 35.08г P_4O_{10} . Найти молярность.

42. 0.25 л раствора карбоната натрия приготовили из 2.032 г кристаллогидрата $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$. Найдите молярность этого раствора.
43. 0.05% раствор нитрата серебра (AgNO_3) часто используется при лечении хронического гастрита и язвенной болезни желудка. Как приготовить 1л этого раствора из более концентрированного 0.1М AgNO_3 ?
44. Как приготовить 800мл 0.1% раствора CaCl_2 , используя чистое вещество? Используя более концентрированный 0.3М раствор? Плотность не учитывать.
45. Сколько граммов H_2SO_4 ($M=98$ г/моль) нужно для приготовления 250мл 0.3N раствора?(Считать, что атомы водорода серной кислоты будут полностью замещены в предстоящей аналитической реакции.) Чему равна молярная концентрация такого раствора?
46. Сколько граммов CaCl_2 ($M=111$ г/моль) нужно для приготовления 150мл 0.4М раствора? Чему равна нормальная концентрация этого раствора?
47. Сколько граммов KF ($M=58$ г/моль) нужно для приготовления 500мл 2.5М раствора? Чему равна нормальная концентрация этого раствора?

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №12

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:
$$W_{м.д.} = \frac{m_{\text{раств. вещества}}}{m_{\text{раствора}}}$$
- **Процентная концентрация** (%) – это величина показывающая сколько грамм растворенного вещества содержится в 100 гр. раствора :
$$W\% = \frac{m_{\text{раств. вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\%$$
- **Молярная концентрация, или молярность** (моль/литр)- это величина показывающая сколько молей растворимого вещества содержится в 1 литре раствора:

$$C_m = \frac{m_{\text{раств. веществ}}}{M_r(\text{раств. вещества}) \cdot V_{\text{раствора}}}$$

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 $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{NaCl}) = 150 - 15 = 135$ 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 №11

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

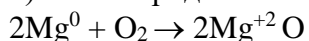
Пояснения к работе

Общие химические свойства металлов:

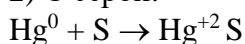
Сильные восстановители: $\text{Me}^0 - n\bar{e} \rightarrow \text{Me}^{n+}$

I. Реакции с неметаллами

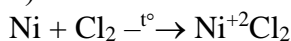
1) С кислородом:



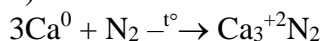
2) С серой:



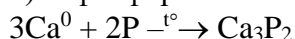
3) С галогенами:



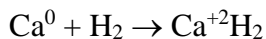
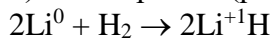
4) С азотом:



5) С фосфором:

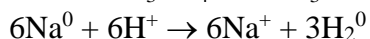
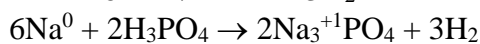
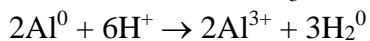
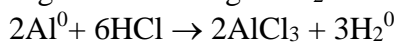
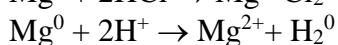
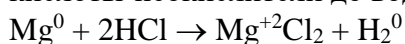


6) С водородом (реагируют только щелочные и щелочноземельные металлы):



II. Реакции с кислотами

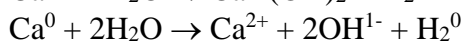
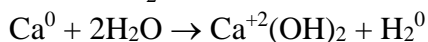
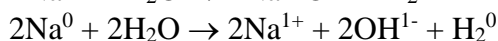
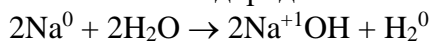
1) Металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений до H восстанавливают кислоты-неокислители до водорода:



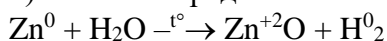
Восстановление металлами кислот-окислителей смотри в разделах: "окислительно-восстановительные реакции", "серная кислота", "азотная кислота".

III. Взаимодействие с водой

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

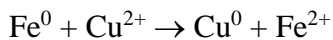
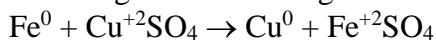
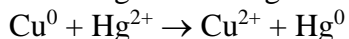
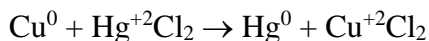


2) Металлы средней активности окисляются водой при нагревании до оксида:



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 №12

ТЕМА: Металлы и неметаллы

«Общие свойства неметаллов»

Количество часов - 1 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:

Основные источники:

1. ИД Кнорус ЭБС Пустовалова Л.М., Никанорова И.Е. Химия. Учебник 2014 г
2. Габриелян О.С., Остроумов И.Г. Химия. Учебник для профессий и специальностей технического профиля", М., Издательский центр «Академия», 2013 г

Дополнительные источники:

2. Габриелян О.С., Остроумов И.Г. Химия. Учебник для профессий и специальностей социально-гуманитарного профиля", М., Издательский центр «Академия», 2013 г
3. Габриелян О.С., Остроумов И.Г. Химия. Учебник для профессий и специальностей естественнонаучного профиля", М., Издательский центр «Академия», 2013 г

Интернет ресурсы

1. <http://edu.tsu.ru/> -Образовательный портал ТГУ
2. <http://www.school.edu.ru/> -Российский образовательный портал
3. <http://all.edu.ru/> - Все образование Интернета
4. <http://www.en.edu.ru/> -естественно-научный образовательный портал
5. www.nik-show.ru
6. www.osievskkaja.narod.ru
7. www.vse-vdom.ru
8. www.21kabinet.ucoz.ru
9. www.arhiv-books.ru
10. www.chtivo.ru
11. www.free-book.unto
12. www.uchebnaja-literatura.net
13. <http://www.chemnet/> (сайт химфака МГУ)
14. <http://www.alhimik.ru/> (все о химии)
15. <http://hemi.wallst.ru/>(образовательный сайт для школьников)
16. <http://college.ru/chemistry> (электронный учебник по химии)
17. <http://www.chemistry.ssu.samara.ru/> (органическая химия)
18. <http://elementy.ru/> (химия полезная и интересная)
19. <http://chemical.krsnet.ru/chemiinter.htm#4> (обзор интернет-ресурсов по химии)
20. <http://tmn.fio.ru/works/72x/305/00main.htm> (щелочные металлы)
21. <http://www.abcreferats.ru/chemistry/index.html> (рефераты по химии)