

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

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

Протокол № _____ от _____ 2023 г.

УТВЕРЖДАЮ
Директор СПб ГБПОУ
«Колледж «Красносельский»
_____ Г.И. Софина
«_____» _____ 2023 г.

**МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ
ПО ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ**

по дисциплине

ОД.06 Химия

для обучающихся по профессии

43.01.09 Повар, кондитер

Санкт-Петербург
2023 г.

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ

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

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
Раздел 2. Органическая химия		
Тема 2.2 Алканы и циклоалканы	Лабораторная работа № 1 Качественное обнаружение углерода, водорода и хлора в молекулах органических соединений	2
	Практическое занятие № 2 Составление формул гомологов и изомеров органических соединений. Номенклатура углеводородов.	2
	Практическое занятие № 3 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	Лабораторная работа № 3 Ознакомление с коллекциями образцов нефти, угля и продуктов их переработки	2
Тема 2.6 Кислородосодержащие органические соединения	Лабораторная работа № 4. Растворение глицерина в воде и взаимодействие с гидроксидом меди (II)	2
	Лабораторная работа № 5 Свойства уксусной кислоты	2
	Лабораторная работа № 6 Качественная реакция на крахмал и ее применение	2

№ раздела, темы	Тематика практического занятия	Кол-во часов
Тема 2.7 Азотосодержащие органические соединения. Полимеры.	Лабораторная работа № 7 «Свойства белков»	2
Итого за 1 курс		20
II курс		
Раздел 3. Общая химия		
Тема 3.1 Основные понятия химии	Практическое занятие № 4 «Типы химической связи»	2
Тема 3.2 Химические реакции	Практическое занятие № 5 «Термохимические расчеты»	2
Раздел 4 Неорганическая химия		
Тема 4.2 Металлы	Лабораторная работа № 8 «Химические свойства металлов»	2
Итого за 2 курс		6
Тема 4.4 Генетическая связь между органическими и неорганическими веществами	Практическое занятие № 6 «Применение неорганических веществ и их соединений в профессии повар, кондитер»	2
Тема 4.5 Полимеры, их виды, свойства, применение	Лабораторная работа № 9 Ознакомление с образцами пластмасс, волокон, каучуков, минералов и горных пород	2
Итого за 3 курс		4
Всего		32

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПРАКТИЧЕСКИМ ЗАНЯТИЯМ

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №1. Составление формул неорганических соединений по значениям валентностей элементов, входящих в их состав

Количество часов -2 ч.

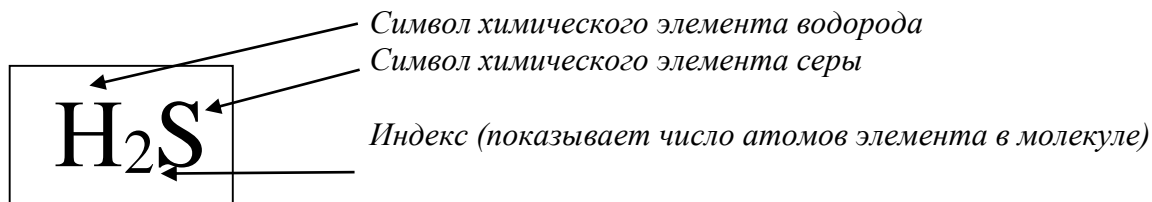
Форма организации занятия: индивидуальная

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>7. Проверить правильность вычислений: произведения значений индексов и значений</p>	<p><i>Fe</i> — металл валентность III</p> <p><i>O</i> — неметалл валентность равна II</p> $\begin{array}{c} \text{III} \quad \text{II} \\ \text{FeO} \\ \text{FeO} \\ \text{FeO} \end{array}$ $\begin{array}{l} \text{Fe} \quad 6 : \text{III} = 2 \\ \text{O} \quad 6 : \text{II} = 3 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{III} \quad \text{II} \\ \text{Fe}_2\text{O}_3 \\ \text{III} \cdot 2 = \text{II} \cdot 3 \end{array}$	<p><i>S</i> — неметалл; валентность равна VI;</p> <p><i>O</i> — неметалл валентность равна II</p> $\begin{array}{c} \text{VI} \quad \text{II} \\ \text{SO} \\ \text{SO} \end{array}$ $\begin{array}{l} \text{S} \quad 6 : \text{VI} = 1 \\ \text{O} \quad 6 : \text{II} = 3 \end{array}$ $\begin{array}{c} \text{VI} \quad \text{II} \\ \text{SO}_3 \\ \text{VI} \cdot 1 = \text{II} \cdot 3 \end{array}$
---	--	---

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	№ групп ряд	№ групп элементов — значение высшей валентности элементов								
		I	II	III	IV _(II,IV)	V _(III,V)	VI _(II,IV,VI)	VII _(I,III,VI)	VIII	
1	1	H								He
2	2	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).

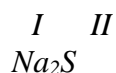
Значения валентности кислорода и водорода **постоянны**: O (II), H (I). Поэтому в

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.

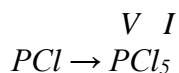
Пример: составим формулу соединения металла натрия с неметаллом серой. В периодической системе химических элементов натрий (порядковый номер $Z = 11$) располагается в главной подгруппе I группы. Следовательно, он проявляет постоянную валентность, равную единице: Na (I). Сера ($Z = 16$) стоит в VI группе — 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.



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



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

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

III (3) I



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

в соединениях с водородом — низшую.

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

в соединении PH_3 .

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

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

Задания для самостоятельной работы:

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

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА №1 Качественное обнаружение углерода, водорода и хлора в молекулах органических соединений

Количество часов -2 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

Форма организации занятия: индивидуальная

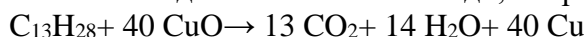
Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

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 обугливанию 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).

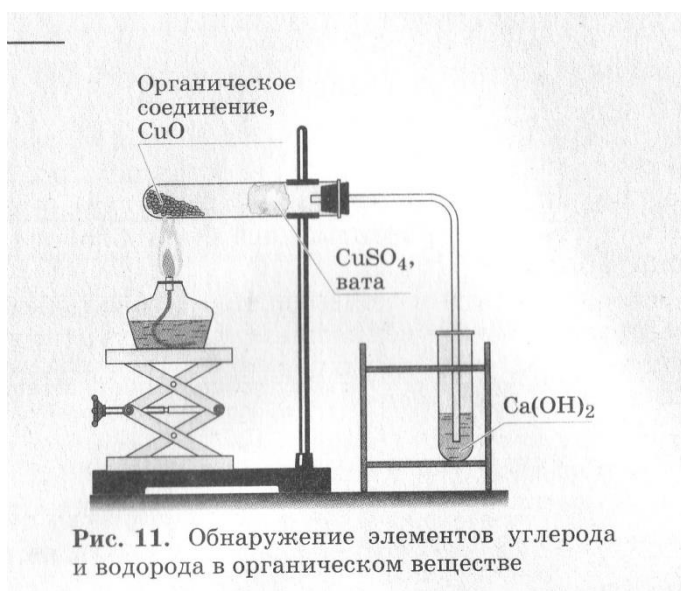


Рис. 11. Обнаружение элементов углерода и водорода в органическом веществе

2. *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.

3. *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).

1. Внесите в пламя спиртовки медную проволочку с петлей на конце и прогрейте ее до красного каления. Убедитесь в том, что при прокаливании проволочки пламя не окрашивается.
2. После охлаждения почерневшей проволочки 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.
3. *Примечание.* Если в качестве исследуемого вещества выданы кусочки полихлорвинила, прикоснитесь раскаленной частью проволочки к полимеру и внесите его в пламя спиртовки.

Ход опыта	Наблюдение	Уравнение реакции	Вывод

Сформулируйте вывод по работе

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №2 Составление формул гомологов и изомеров органических соединений. Номенклатура углеводородов

Количество часов -2 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

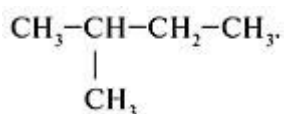
Цель работы: научиться составлять структурные формулы гомологов и изомеров, называть алканы по международной номенклатуре.

□ 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.

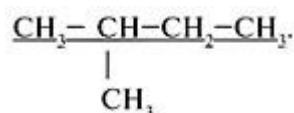
Углеводородными радикалами называются заряженные частицы, полученные при отнятии от молекул предельных углеводородов атомов водорода. Названия однозарядных радикалов производят от названий соответствующих углеводородов, в которых окончание –ан заменяют на –**ил**.

Пример 1. Назвать вещество по систематической номенклатуре:

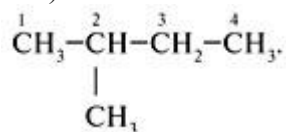


Решение:

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:

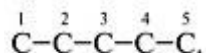
- 1) номер углеродного атома, с которым связан радикал;
- 2) радикал;
- 3) углеводород, которому соответствует длинная цепь: 2-метилбутан.

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

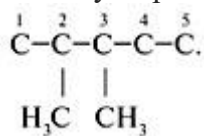
Решение:

Анализируем название углеводорода, начиная с конца слова.

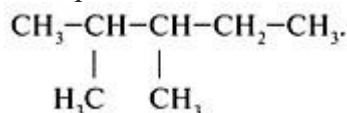
1. «Пентан» – в главной цепи находится пять атомов углерода:



2. «Диметил» – в состав углеводорода входят два радикала CH_3 .
3. «2, 3-» – радикалы находятся у 2-го и 3-го углеродных атомов:



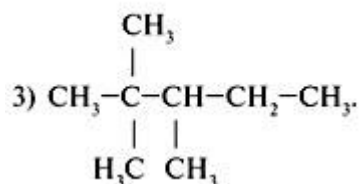
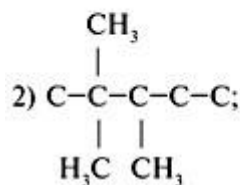
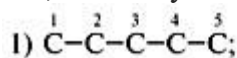
4. Дописать недостающие атомы водорода, соблюдая четырехвалентность атома углерода:



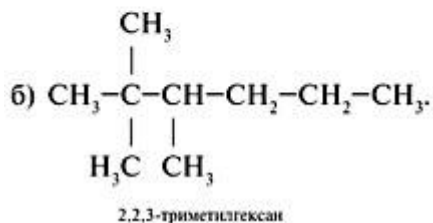
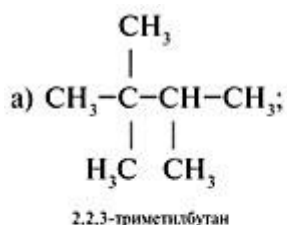
Пример 3. Для 2,2,3-триметилпентана составить формулы двух гомологов и двух изомеров.

Решение:

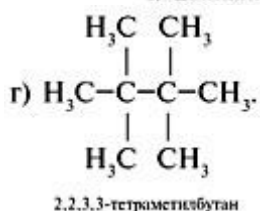
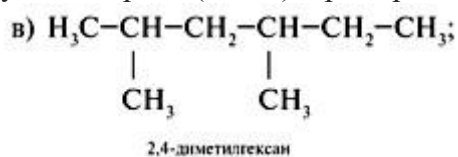
1. Составить формулу исходного вещества, используя задание 2 алгоритма 1:



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:

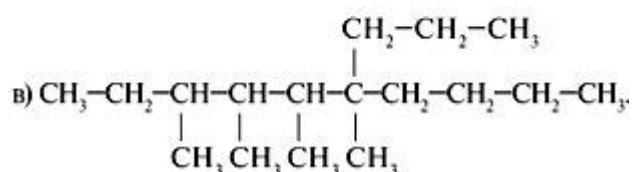
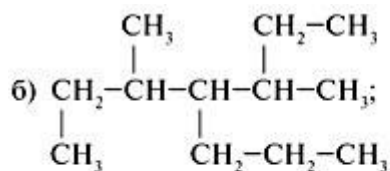
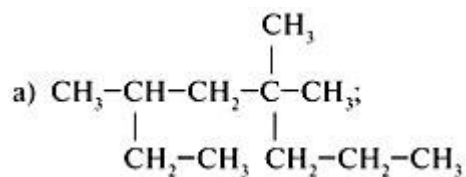


3. Составляя формулы и з о м е р о в, изменить строение, сохраняя состав исходного углеводорода (C₈H₁₈), примеры в, г:



Задания для самостоятельной работы:

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



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

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ №3 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:

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

б) если CO_2 дано в объеме:

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

3. Вычисляем количество атомов Н:

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

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

4. Вычисляем молярную массу полученного вещества.

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

$$m(\text{в-ва}) = 2,37 \text{ г}$$

$$V(\text{CO}_2) = 3,36 \text{ л}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 1,35 \text{ г}$$

$$D(\text{возд.}) = 2,724.$$

Найти:



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

$$M(H_2O) = 18 \text{ г/моль}$$

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}$$

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)

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

3. Вычисляем молярную массу C_5H_5 .

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

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 на 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:

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

б) если w дана в долях:

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

3. Вычисляем молярную массу полученного вещества.

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

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

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

$$D(\text{возд}) = 2$$

Найти:

C_xH_y

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

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

Решение:

1. Применяем формулу (1)

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

2. Находим количество атомов С по формуле (2)

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

3. Находим количество атомов Н по формуле (2)

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

4. Вычисляем молярную массу C_4H_{10}

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

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

Ответ: C_4H_{10}

Задания для самостоятельной работы:

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

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

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

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

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

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 2 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.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 3 Ознакомление с коллекциями образцов нефти, угля и продуктов их переработки

Количество часов - 2 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

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

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

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

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

Выполнение работы

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

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

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

Данные наблюдений занесите в таблицу.

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

Сформулируйте вывод по работе

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 4. 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

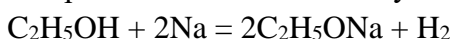
Цель работы: исследовать растворимость глицерина в воде; овладение навыками проведения химических опытов, с соблюдением правил техники безопасности, подтверждающих свойства глицерина.

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

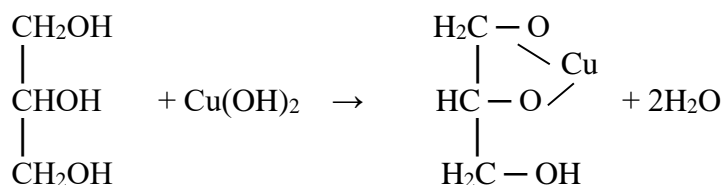
Спирты.

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:

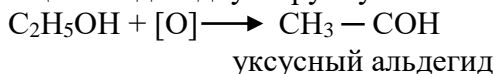


2. Многоатомные спирты взаимодействуют с нерастворимыми основаниями:



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 Свойства уксусной кислоты

Количество часов - 2 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

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

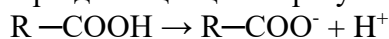
Реактивы и оборудование: штатив с пробирками, держатель, горелка, уксусная кислота, гидроксид натрия, этиловый спирт, концентрированная серная кислота, металлический магний, цинк, синий лакмус, хлорид натрия, нитрат серебра (I), муравьиная кислота, разбавленный раствор аммиака.

К *Карбоновые кислоты.*

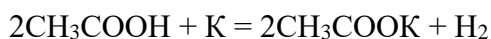
Карбоновыми кислотами называются органические вещества, содержащие одну или несколько карбоксильных групп – COOH.

Химические свойства

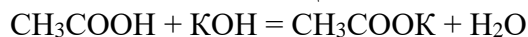
1. При диссоциации образуют ионы водорода:



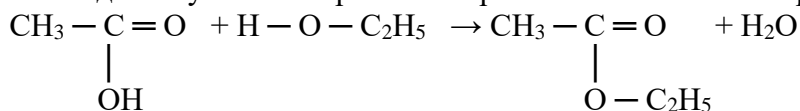
2. Реагируют с активными металлами и их оксидами, со щелочами:



ацетат калия



3. Взаимодействуют со спиртами с образованием сложных эфиров:



этиловый эфир уксусной кислоты

Выполнение работы

1. Диссоциация уксусной кислоты. В пробирку прилейте 2мл раствора CH_3COOH 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 Качественная реакция на крахмал и ее применение

Количество часов - 2 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

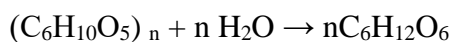
Цель работы: экспериментально доказать присутствие крахмала в различных продуктах питания.

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

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

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

При действии минеральных кислот крахмал гидролизуется 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 № 7 «Свойства белков»

Количество часов – 2 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

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

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

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

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

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

Выполнение работы

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

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

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

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

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

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

Сформулируйте вывод по работе.

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 4 «Типы химической связи»

Количество часов -2 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

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

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

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

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

В зависимости от особенностей атома (его электронной конфигурации, заряда ядра и радиуса) он может образовывать химические связи **разного типа** с другими атомами. Химическая связь образуется за счет того, что при сближении атомов их неспаренные электроны образуют **общую электронную пару** (обменный механизм образования химической связи). В других случаях атом одного элемента предоставляет электроны,

а другой — свободные орбитали. В результате электроны становятся общими для взаимодействующих атомов и между ними появляется химическая связь (донорно-акцепторный механизм образования химической связи). Если образуются две общих электронных пары, химическую связь называют двойной, если три — тройной. Иногда один из взаимодействующих атомов может оттягивать к себе общую электронную пару. Важную роль в образовании связей того или иного типа играет электроотрицательность элементов.

Электроотрицательность — это свойство атомов притягивать электроны, участвующие в образовании химической связи. Значение электроотрицательности элемента тем выше, чем труднее его атомы отдают свои электроны и чем сильнее притягивают к себе электроны других атомов.

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

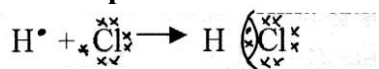
**Относительная электроотрицательность
(шкала Полинга)**

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

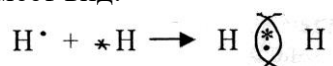
Типы химической связи

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

Схема образования ковалентной полярной связи имеет вид:



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

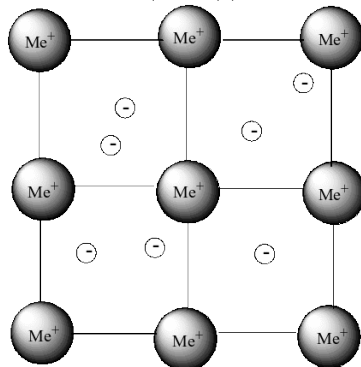


Ионная связь образуется при взаимодействии атомов, резко отличающихся друг от друга по значениям электроотрицательности. В результате взаимодействия более электроотрицательный атом настолько близко притягивает к себе электронную пару, что преобразуется в **анион** — отрицательно заряженную частицу (отрицательно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



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

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



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



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

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

Задания для самостоятельной работы:

1. Определите тип химической связи в следующих соединениях: а) O_2 ; б) NaF ; в) H_2O ; г) $CaCl_2$; д) Cl_2 ; е) CO_2 .
2. Запишите схемы образования соединений элементами с порядковыми номерами: а) 19 и 35; б) 7 и 7; в) 34 и 8. Назовите эти соединения. Укажите тип связи между атомами.
3. Два элемента, соединенные ковалентной связью, образуют газообразное соединение, которое может гореть с образованием оксида серы (IV) и паров воды. На основании этих данных определите, о каком газообразном соединении идет речь, напишите его молекулярную формулу и схему образования химической связи в этом соединении.
4. При разложении электрическим током расплава вещества образуется бром и металл главной подгруппы I группы периодической системы. Определите исходное вещество, запишите схему образования химической связи, укажите тип химической связи.
В исходном веществе массовая доля металла¹ составляет 0,223.
5. Некоторое вещество обладает следующими свойствами: оно твердое, легко превращается в жидкость, имеет запах, плохо растворяется в воде. Какой вид химической связи характерен для этого соединения?

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

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

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 5 «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 I моль образующегося вещества. Так как одно и то же вещество в различных агрегатных состояниях или кристаллических модификациях обладает разной внутренней энергией, что отразится на тепловом эффекте реакции, в термохимических уравнениях обязательно указывают агрегатное состояние вещества (г - газ; ж - жидкость; т -твердое) и его кристаллическую форму: $C(t) + O_2(g) = CO_2(g) + 393,62 \text{ кДж}$.

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:

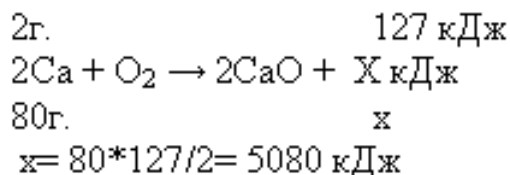
$$m(\text{Ca}) = 2 \text{ г}$$

$$Q_1 = 127 \text{ кДж}$$

Найти:

Q-?

Решение:



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

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

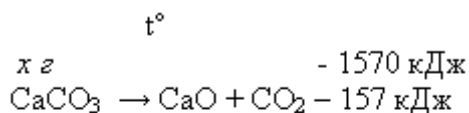
Дано:

$$Q = 1570 \text{ кДж}$$

Найти:

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

Решение:



v_1 моль
 M_r 100
 M 100 г/моль
 m 100г

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

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

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

100г 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 1000г мела)

Задания для самостоятельной работы:

1. Составьте термохимическое уравнение реакции горения магния, если известно, что при сгорании магния массой 12г выделилось количество теплоты 307,2 кДж
2. При соединении 4.2г железа с серой выделилось 7, 15 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.
3. При сгорании кальция массой 8г выделилось количество теплоты 127 кДж. Составьте термохимическое уравнение реакции.
4. Вычислите по термохимическому уравнению $4\text{P}(\text{к}) + 5\text{O}_2(\text{г}) = 2\text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) + 3010 \text{ кДж}$ количество теплоты выделяемой при сгорании 31г фосфора.

5. На основе термохимического уравнения реакции полного сгорания углерода:
 $C(г) + O_2(г) = CO_2(г) + 393кДж$
рассчитайте, сколько выделится теплоты, если будет израсходовано: а) 48г углерода;
б) 11,2л кислорода; в) 2 моль углерода

6. На основе термохимического уравнения реакции полного сгорания ацетилена:
 $2C_2H_2(г) + 5O_2(г) = 4CO_2(г) + 2H_2O(г) + 2610кДж$
рассчитайте, сколько выделится теплоты, если будет израсходовано: а) 13г
ацетилена;
б) 1,12л ацетилена; в) 1 моль ацетилена

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 8 «Химические свойства металлов»

Количество часов - 2 ч.

Форма организации занятия: индивидуальная

Форма отчетности по занятию: заполненный бланк ПЗ

Цель работы: Ознакомиться на практике с общими свойствами металлов

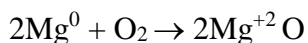
Пояснения к работе

Общие химические свойства металлов:

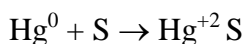
Сильные восстановители: $Me^0 - nē \rightarrow Me^{n+}$

I. Реакции с неметаллами

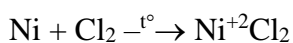
1) С кислородом:



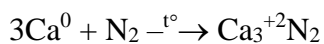
2) С серой:



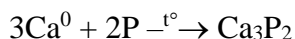
3) С галогенами:



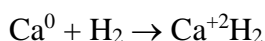
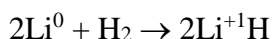
4) С азотом:



5) С фосфором:

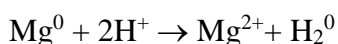
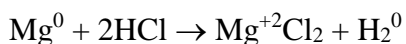


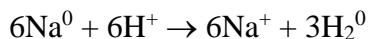
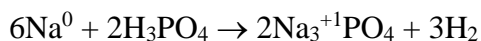
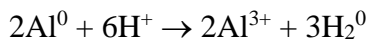
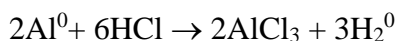
6) С водородом (реагируют только щелочные и щелочноземельные металлы):



II. Реакции с кислотами

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

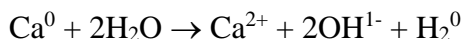
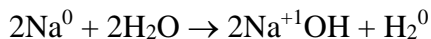




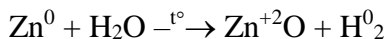
Восстановление металлами кислот-окислителей смотри в разделах: "окислительно-восстановительные реакции", "серная кислота", "азотная кислота".

III. Взаимодействие с водой

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

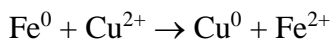
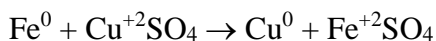
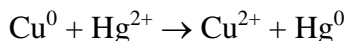
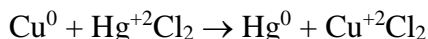


2) Металлы средней активности окисляются водой при нагревании до оксида:



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 горящей 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 горящей 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

ПРАКТИЧЕСКОЕ ЗАНЯТИЕ № 6 «Применение неорганических веществ и их соединений в профессии повар, кондитер»

Количество часов - 3 ч.

Форма организации занятия: *индивидуальная*

Форма отчетности по занятию: *заполненный бланк ПЗ*

Цель: изучить необходимость применения неорганических соединений и определить возможность их замены альтернативой на объектах служб материального обеспечения.

Задачи:

- - изучить литературные данные о применении неорганических соединений на объектах служб материального обеспечения;
- - выявить отличия между описанием в литературных источниках и непосредственным наблюдением;
- - сделать вывод о вреде и пользе неорганических соединений в составе стирающих, дезинфицирующих средств, красителей и добавок.

Актуальность: На современном этапе мы являемся свидетелями бурного развития химии. Трудно перечислить или кратко обобщить ее достижения – от Периодической системы элементов Менделеева к разгадке тайны жизни (нуклеиновые кислоты и белки). Сегодня она находит применение в таких важных областях науки и техники, как электроника, вычислительная техника, космические исследования, транспорт, получение новых источников энергии, сельское хозяйство, медицина и т.д.

Неорганические вещества наиболее распространены как в повседневной жизни, так и на объектах служб, а именно, как чистящие средства, красители и консерванты. Мы постараемся в данной работе оценить пользу и вред при применении данных веществ, изучить их состав и влияние на здоровье человека.

Рассмотрим основные неорганические соединения, которые используются на объектах служб материального обеспечения.

Применение соединений натрия в процессе стирки и кулинарии

Многие соединения щелочных металлов находят широкое применение, в том числе и в службах МТО. Это применение основано на свойствах их соединений. В своей работе мы решили рассмотреть соединения натрия, т.к. соединения этого металла наиболее часто используются на объектах служб и являются дешевым сырьем. Например, для мытья жирной посуды, получения моющих средств используют кальцинированную и кристаллическую соды, но в пищу использовать эту соду нельзя – возможен щелочной ожог пищевода. Питьевую соду мы используем в пищевых целях, например для получения шипучих напитков. Познакомимся с этими соединениями поближе.

Сода – антисептик и отбеливатель, она снижает жесткость воды и сравнительно безопасно очищает многие поверхности от грязи и микробов, поэтому её можно встретить в составе многих средств для уборки и стирки, незаменим гидрокарбонат натрия и в строительстве (он необходим для производства некоторых красителей, пенопластов, огнетушителей).

Пищевая сода (NaHCO₃, гидрокарбонат натрия) – это порошок белого цвета без ярко выраженного запаха, он не токсичен и легко растворяется в воде. Область применения пищевой соды весьма обширна, достаточно сказать, что данное вещество практически повсеместно используется для выпечки изделий из теста (здесь оно выступает в качестве разрыхлителя). Кроме того, именно сода часто помогает «вернуть к жизни» старое, долго отлежавшее в морозильной камере сырое мясо (хотя такой продукт, конечно, пользы особой уже организму не принесет) либо смягчить его.

Основное назначение пищевой соды в кулинарии – **разрыхлитель для теста**, т.к. при нагревании пищевая сода легко разлагается с выделением углекислого газа



Но это далеко не единственный способ ее применения.

С её помощью также можно:

- смягчить жестковатое мясо;
- придать пышность омлету;

- добавить сладости ягодам и фруктам;
- сделать чай и кофе более ароматными и прозрачными;
- ускорить приготовление блюд из бобовых;
- избавить овощное сырье от нитратов и улучшить его внешний вид

Пищевая сода отлично сочетается со всеми компонентами выпечки (*мукой, молочными продуктами, сахаром*). Также полезно ее добавление к овощам (*особенно содержащим крахмал*), например, промытый в содовом растворе картофель выглядит светлее и избавляется от других негативных последствий длительного хранения. Наибольшую популярность соде принесли приготовленные с ней бисквиты, песочные печенья и кисло-сладкие газированные напитки.

Сода кальцинированная (Na₂CO₃) – это водосмягчающее, моющее и жирудаляющее средство. Используется для мытья фарфоровой, фаянсовой, эмалированной, керамической посуды, чистки кафеля, раковин, ванн, линолеума, стирки и кипячения, замачивания хлопчатобумажных, льняных тканей, смягчения воды, защиты от мучнистой росы растений, удобрения кислых дерново-подзолистых почв под культуры отзывчивые на натрий, и других бытовых нужд.

Сода кальцинированная применяется при температуре раствора от 10 до 100 °С.

Дозировка соды кальцинированной:

- - При стирке и кипячении на 10 литров моющего средства добавляют 20–100 г (1,5–7 ст. ложки) соды кальцинированной, при температуре воды 30–100°С.
- - При замачивании, белье выдержать в теплом растворе 30–100 г соды кальцинированной (2–7 ст. ложки) в 10 литрах воды.
- - При смягчении на 10 литров воды добавляют 20-50 г соды кальцинированной (1,5–3,5 ст. ложки).
- - При мытье посуды добавляют 5–15 г (1–3 чайных ложек) кальцинированной соды на 1 литр воды.
- - При мытье ванн, раковин, кафеля, линолеума протирают поверхность влажной тканью с небольшим количеством соды кальцинированной и ополаскивают водой.

Продукт относится к III классу опасности.

Среди соединений натрия, которые используются в пищу, особую роль играет поваренная соль NaCl. Она используется для консервирования и в качестве пищевой приправы. Избыток этой соли вреден, поскольку ионы натрия способны задерживать воду в организме и вызывать появление отеков, повышение давления. Но для людей, которые работают в горячем цехе или участвуют в марш-броске избыток натрия необходим, иначе может снизиться давление. Ионы натрия входят в состав большинства клеток нашего организма, обеспечивая тем самым проведение нервных импульсов, водный и кислотно-щелочной баланс. Истинная потребность в натрии составляет всего 1 г, хотя обычная

суточная доза этого элемента составляет 4–6 г. В естественных, необработанных продуктах питания натрия мало. Основным его источником – квашенные и соленые овощи и плоды.

Применение соединений серы в качестве отбеливателей и в процессе сульфитации овощей

Простое вещество «сера» – твердый хрупкий минерал жёлтого цвета, нерастворимый в воде. Этому элементу дал имя древний индийский язык: «сира» (или сера) по-санскритски означает «желтый». С этим элементом человечество знакомо с глубокой древности. Это «начало начал» древнейших философов и алхимиков, элемент, окутанный мистикой и тайнами. В трудах алхимиков он считался наиболее совершенным выразителем одного из главных «начал» природы – «горючести». Серой богаты бобовые культуры (горох, фасоль), овсяные хлопья, пшеница, яйца, мясо, рыба, молоко. Соединения серы образуют при разложении (гниении) белковых веществ (запах сероводорода H_2S), при их сжигании (появляется запах жженой резины). Сера входит в состав всех видов топлив – угля, нефти, газа, поскольку эти виды топлива имеют органическое (биогенное) происхождение. Издавна измельченная сера входит в состав кожных и косметических мазей, красок. Служит сера и военным целям: она входит в состав взрывчатых и горючих смесей, светящихся (пиротехнических) составов.

Большое значение в службах тыла имеют и другие соединения серы.

Диоксид серы (SO_2) – сернистый газ, сернистый ангидрид – бесцветный газ с запахом горящей серы, ядовит. Довольно хорошо растворяется в воде. SO_2 обесцвечивает органические красители и применяется для отбеливания шелка, шерсти и соломы. Этим газом окуривают животных для лечения чесотки, а также склады, подвалы и тару для уничтожения плесневых грибков.

Сульфитацией называется консервирование пищевых продуктов газообразным сернистым ангидридом, сернистой кислотой или ее солями. Консервирующее действие этих антисептиков сказывается при содержании в продукте 0,1–0,2 % сернистого ангидрида.

На микроорганизмы активно влияет сернистая кислота. Ее бактерицидные свойства могут быть объяснены следующим образом. Сернистая кислота растворяется в липоидно-протеиновом комплексе клетки микроорганизма и проникает в плазму. При этом происходят структурные изменения плазменной оболочки, ведущие к гибели клетки. Помимо этого, действие сернистой кислоты на микроорганизмы связано с её восстанавливающими свойствами. Являясь акцептором кислорода, сернистая кислота задерживает дыхание микроорганизмов и смещает значение окислительно-восстановительного потенциала, который им свойственен. Наконец, сернистая кислота реагирует с промежуточными продуктами жизнедеятельности микроорганизмов, а также ферментами, нарушая обмен веществ.

Устойчивость микроорганизмов к сернистой кислоте зависит от их вида, а также от химического состава продукта и температуры. Наиболее легко погибают под действием сернистой кислоты бактерии, особенно молочнокислые и уксуснокислые. Более стойки плесени и дрожжи.

Эффективность сульфитации зависит не только от вида, но и от количества микроорганизмов. Чем больше начальная обсемененность продукта, тем меньше антисептика приходится на данное количество микробов и они легче выживают. Кроме

того, при значительном количестве микроорганизмов скорее могут встретиться стойкие к сернистой кислоте формы.

Большое влияние на бактерицидные свойства сернистой кислоты оказывает кислотность среды. Консервирующим действием обладает только недиссоциированная сернистая кислота, а также свободный сернистый ангидрид. Диссоциация на ионы снижает консервирующие свойства H_2SO_3 . В кислой среде степень диссоциации сернистой кислоты на ионы уменьшается, что повышает ее бактерицидные свойства. Поэтому сульфитации подвергают плоды и плодовые полуфабрикаты, которые обладают сравнительно высокой активной кислотностью.

Консервирующая способность сернистой кислоты повышается с увеличением температуры обработки сырья. Вместе с тем сульфитация при повышенных температурах вызывает распад сернистой кислоты и значительные ее потери. Хранить сульфитированную продукцию следует при низких температурах, так как при этом понижается степень диссоциации H_2SO_3 на ионы.

Сернистая кислота влияет не только на микроорганизмы, но и на растительную ткань сульфитируемого сырья. Под влиянием сернистого ангидрида происходит коагуляция протоплазмы клеток, тургор нарушается, и сок частично выходит в межклеточное пространство. В результате ткань плодов размягчается.

Сернистая кислота, являясь сильным восстановителем, препятствует окислению составных химических веществ плодов. Блокируя ферменты, катализирующие необратимое окисление витамина С, сернистая кислота способствует его сохранению.

Сульфитированные плоды и полуфабрикаты чаще всего используются для выработки продукции, которая должна хорошо желировать. Поэтому важное значение имеет влияние сернистой кислоты на пектиновые вещества, обуславливающие желирование.

Сернистая кислота в практически применяемых дозах не влияет на пектин. Небольшой гидролиз протопектина и некоторое уменьшение количества растворимого пектина, происходящее при хранении сульфитированной продукции, по-видимому, объясняются действием пектолитических ферментов. Сернистая кислота снижает активность этих ферментов.

Для человеческого организма сернистая кислота токсична. Поэтому сульфитированные плоды и плодовые заготовки используют только в качестве полуфабрикатов для промышленной переработки. Перед использованием сульфитированные заготовки десульфитируют, т. е. удаляют из них сернистый ангидрид путем нагревания.

Полностью удалить SO_2 при десульфитации не удастся. Сульфитированные заготовки используют для производства таких изделий, как повидло, джем, варенье, мармелад, строго нормируя содержание SO_2 в готовой продукции. При выработке компотов, а также всех видов консервов, предназначенных для детского питания, применение сульфитированных заготовок не допускается.

Соединения серы очень широко используются в процессе отбеливания тканей. Окислительно-восстановительные свойства соединений серы лежат в основе использования в качестве белящего агента в составе серосодержащих отбеливателей в банно-прачечном обслуживании войск, а также на предприятиях химической чистки для удаления различных пятен.

Сущность беления (отбели) заключается в разрушении естественных красящих веществ волокна, удалении примесей и в придании волокнам и тканям требуемой белизны и гигроскопичности. Для отбеливания тканей их обрабатывают растворами белящих веществ, в данном случае содержащих SO_2 .

Как окислитель SO_2 разрушает и обесцвечивает органические красители, которые по своей природе, в основном, являются восстановителями, он удаляет пятна вина, фруктов, чернил, парфюмерных средств, закрасов с белых или цветных вещей, применяется для отбеливания соломы, тканей, чаще всего из шерстяных, шелковых и синтетических волокон.

Как восстановитель также разрушает и пятна неорганических веществ- окислителей, например пятна ржавчины, пятна йода и др.

Таким образом, серосодержащие отбеливатели считаются универсальными, т.к. используются для удаления любых пятен и отбеливания любых тканей.

Применение соединений хлора в составе отбеливателей, дезинфицирующих средств

В организме человека содержится приблизительно 100 г хлора. Хлорид-ионы, которые находятся в составе соляной кислоты, играют важную биологическую роль. Они активизируют работу ферментов желудочного сока, без которых невозможно переваривание пищи, участвуют в регуляции водно-солевого обмена. Но помимо огромной пользы, хлор в годы Первой мировой войны был использован впервые немцами в виде химического отравляющего вещества (в 1915 году сначала против англичан и французов, а затем и против русской армии). Хлор редко встречается в виде продуктов, его главным источником является поваренная соль в виде приправы к пище.

Соединения хлорсил – сильнейшие окислители. Поэтому раствор хлора в воде используют для отбеливания тканей, при помощи хлора дезинфицируют воду. Рассмотрим это свойство подробнее.

История применения хлорактивных дезинфицирующих средств неразрывно связана с именем выдающегося венгерского врача-акушера Игнаца Земмельвейса. Именно ему принадлежало одно из значимых открытий медицины 19 века. Работая в акушерской клинике в Вене, И. Земмельвейс пришел к выводу, что случаи родильной горячки у женщин связаны с инфицированием пациенток болезнетворными агентами.

По мнению акушера, заразное начало передавалось посредством рук врачей, осматривавших беременных и принимавших роды, а также выполнявших гинекологические операции без предварительного проведения надлежащей обработки кожных покровов кистей и предплечий. Тогда в качестве профилактической меры И. Земмельвейс предложил тщательно мыть руки медицинских работников раствором хлорной извести. Данное мероприятие позволило значительно уменьшить число случаев заболеваний, в т.ч. с летальными исходами. Однако открытие получило признание уже после смерти знаменитого врача.

По своей химической природе хлорактивные дезинфицирующие средства относятся к галогенсодержащим соединениям, обладающим окислительными свойствами. Хлорактивные дезинфектанты имеют целый ряд преимуществ: обладают широким спектром антимикробной активности, пагубно воздействуя на все виды бактерий (в том числе спорообразующие), вирусы и грибы, относительно быстрым действием,

отбеливающим и гомогенизирующим эффектом, хорошей растворимостью в воде, низкой стоимостью, удобством транспортировки, хранения препаратов и приготовления рабочих растворов. Необходимо иметь в виду, что в ряде случаев применение хлорактивных веществ может вызвать коррозию изделий медицинского назначения, повреждение поверхностей из «деликатных» материалов, обесцвечивание тканей, раздражение слизистых оболочек органов дыхания и глаз у лиц, находящихся в контакте с рабочими растворами препаратов. Антимикробное действие хлорсодержащих препаратов снижается в присутствии органических веществ.

Тот факт, что хлорный отбеливатель может вывести сильные пятна, показывает, насколько сильно его воздействие на ткань. Эти отбеливатели могут не только обесцветить, но и повредить ткань, поэтому вы должны читать этикетки на отбеливателе и одежде, прежде чем приступить к отбеливанию. Хлорные отбеливатели следует использовать только на простынях, наволоках, полотенцах для ванной и кухни, скатертях, майках и белых носках. Не следует применять отбеливатель к шелку, эластичным материалам, вроде спандекса, шерсти и т.д.

Среди неорганических хлорактивных соединений наибольшее распространение в настоящее время получил гипохлорит натрия. Химическим способом получают препарат с содержанием активного хлора от 9,5 до 19 % и представляющий собой прозрачную жидкость зеленовато-жёлтого, желтого или коричневого цвета. Примерами дезинфицирующих средств, на основе гипохлорита натрия, являются «Гипостабил», «Гипостабил-форте», «Дезарексхлор», «Форэкс-хлор», «Форэкс-хлор ультра», «Хлоролукс».

Гипохлорит натрия, полученный данным способом, применяют для обеззараживания сточных вод, плавательных бассейнов, выделений пациентов, поверхностей в помещениях, оборудования, мебели, посуды, игрушек и т.д. Другим способом получения гипохлорита натрия является электролиз. Препарат, полученный электрохимическим способом, имеет содержание активного хлора в пределах 0,5–0,9 %, широко применяется в медицинских организациях для обеззараживания поверхностей, игрушек, белья, посуды, санитарно-технического оборудования, предметов ухода за больными с кишечными и капельными инфекциями бактериальной и вирусной этиологии, туберкулёзом, дерматомикозами, а также отдельных объектов при особо опасных инфекциях.

Благодаря разнообразию форм выпуска, широкому спектру активности в отношении различных микроорганизмов хлорсодержащие дезинфицирующие средства применяют для, дезинфекции поверхностей, мебели, оборудования, посуды, инвентаря, белья, игрушек в медицинских организациях, организациях общественного питания, объектах коммунально-бытового обслуживания, детских дошкольных и образовательных учреждениях, культурно-оздоровительных и спортивных комплексах, учреждениях социального обеспечения, пенитенциарной системе и т.д. Данная группа препаратов активно применяется для дезинфекции сточных вод, вод плавательных бассейнов, питьевой воды.

Применение соединений азота в качестве добавок к колбасным изделиям

Добавки – это вещества, не предусмотренные как обязательные в рецептуре и вводимые в колбасные изделия для улучшения качества или рационального использования сырья. Существует мнение, что введение добавок в колбасные изделия направлено лишь на улучшение экономических показателей их производства. В действительности ряд добавок улучшают вкус, запах, консистенцию и товарный вид продукта и способствуют

повышению его качества. Наряду с этим мясной белок мясопродуктов не может быть равноценно заменен растительным белком. Несмотря на близкий аминокислотный состав, растительные и некоторые животные белки неравноценны мясному.

Введение добавок в колбасные изделия и другие мясопродукты обосновано только в том случае, когда их введение позволит:

- сохранить питательные качества продуктов;
- обеспечить необходимые ингредиенты для продуктов, изготавливаемых для потребителей со специфическими запросами питания;
- повысить стойкость при хранении или улучшить их органолептические свойства;
- участвовать в формировании качества продукта при условии, что добавка не маскирует недоброкачественность сырья или низкий санитарно-гигиенический уровень производства.

Наряду с эффективностью основного действия добавки должны быть безвредны для потребителя.

Рассмотрим соединения азота, применяемые в качестве добавок к колбасным изделиям:

E129 – нитрит калия. В РФ разрешён в качестве консерванта и фиксатора цвета (окраски). Нитрит в мясопродуктах усиливает бактерицидное действие, оказываемое солью, кислотами и нагреванием («эффект Периго»), и защищает содержащийся в мясе жир от окислительной порчи. Кроме того, он выделяет окись азота, вступающую в реакцию с нестабильным красящим веществом крови миоглобином с образованием свето-, кислородо- и термостойкого нитрозомиоглобина. В результате происходит стабилизация красной окраски мясопродуктов. Наряду с этим нитрит участвует в создании аромата продукта. Способен вызывать раковые опухоли у человека.

E250 – нитрит натрия. В РФ разрешён в качестве консерванта и фиксатора цвета (окраски). Вызывает нарушения артериального давления. Нитрит натрия может применяться в пищевой промышленности в чистом виде или в форме нитритной посолочной смеси, т.е. разбавленным поваренной солью в соотношении от 1:200 до 1:250. В некоторых странах (например в Германии) использование нитрита в чистом виде на пищевых предприятиях вообще не допускается. На российские пищевые предприятия нитрит натрия поступает в упаковке до 3 кг, его хранят отдельно в закрытом специальном помещении. Лица, работающие с нитритом, проходят специальный инструктаж и утверждаются директором предприятия. В цех нитрит натрия поступает только в виде раствора 2,5 %-й концентрации. В производстве мясопродуктов нитрит усиливает бактерицидное действие, оказываемое солью, кислотами и нагреванием ("эффект Периго"), и защищает содержащийся в мясе жир от окислительной порчи. Кроме того, нитрит выделяет окись азота, вступающую в реакцию с нестабильным красящим веществом крови миоглобином с образованием свето-, кислородо- и термостойкого нитрозомиоглобина. В результате происходит стабилизация красной окраски мясопродуктов. Наряду с этим нитрит участвует в создании аромата продукта при солении.

E251 – нитрат натрия. В РФ разрешён в качестве консерванта и фиксатора цвета (окраски). Вызывает раковые опухоли, нарушения артериального давления.

E252 – нитрат калия. В РФ разрешён в качестве консерванта и фиксатора цвета (окраски). Вызывает раковые опухоли.

Применение аммиака как хладагента

Аммиак (NH₃) является наиболее перспективным среди природных веществ, которые используются в качестве рабочих тел в холодильных установках и знаком под обозначением R717.

Аммиак относится к группе хладагентов среднего давления и применяется при температуре конденсации не выше 55 °С. Аммиак обладает высоким значением теплоты парообразования, что позволяет уменьшить массовый расход хладагента, циркулирующего в системе холодильной установки. Особенно это качество аммиака актуально при создании холодильных установок большой мощности (холодопроизводительностью более 100 кВт).

Для аммиака характерна высокая температура нагнетания, которая может привести не только к разложению масла, но и к его вспышке. Это ограничивает применение в аммиачных установках воздушных конденсаторов.

К маслам, используемым в аммиачных холодильных машинах, предъявляют жесткие требования в отношении их термической стабильности в присутствии воздуха, влаги и металлических катализаторов. Недостаточная термическая стабильность масел приводит к образованию амидов, образованию отложений и коксованию на горячих клапанах компрессора, эмульсий в испарителях.

Одним из недостатков аммиака является то, что он вызывает коррозию медных сплавов, особенно в присутствии влаги, поэтому трубопроводы, теплообменные аппараты и арматуру данных установок выполняют из стали.

Высокая электрическая проводимость аммиака ($1,1 \cdot 10^{-7}$ См/м) затрудняет создание полугерметичных и герметичных компрессоров, работающих на аммиаке.

Поскольку аммиак является веществом природного происхождения, то он, в отличие от большинства распространенных фреонов, не оказывает никакого загрязняющего воздействия на окружающую среду.

Аммиак – это вещество с резким удушающим запахом, вредным для организма человека. Предельно допустимая концентрация R717 в рабочей зоне (ПДК) составляет 20 мг/м³, а опасное для жизни объемное содержание составляет 350...700 мг/м³. Аммиак горюч при его объемной концентрации в воздухе свыше 11% и взрывоопасен при концентрации в пределах от 15 до 28 %, токсичен. Негативные свойства R717 заставляют принимать специальные меры, обеспечивающие безопасную эксплуатацию аммиачных холодильных установок, что требует от эксплуатирующей организации решения большего количества организационных и технических вопросов.

Между тем, вопросы безопасного использования аммиака успешно решаются за счет:

- использования современных систем с минимальной заправкой;
- использования систем промежуточного охлаждения;
- использования систем автоматики и предупреждения;
- вентиляция машинных отделений;
- обучение и сертификация персонала.

Таким образом, аммиак имеет хорошее будущее в качестве рабочего тела холодильных установок различной мощности. При его правильном использовании может быть обеспечен не только необходимый уровень безопасности, но и высокая эффективность установок.

Значение консервантов как пищевых добавок

Консерванты – наиболее популярный вид пищевых добавок Е. Это и понятно, потому что консерванты делают возможным длительное хранение пищи на складах, на полках магазинов и после покупки. Консерванты убивают бактерии и таким образом удлиняют сроки годности пищевых продуктов. Человек не погибает от употребления в пищу консервантов, потому что обладает большой массой и, к тому же, консерванты частично разрушаются в желудке под воздействием соляной кислоты.

Консерванты бывают натуральные и синтетические. К натуральным консервантам относятся, например, уксусная и молочная кислота. Натуральные консерванты считаются безопасными.

Синтетические консерванты (вместе с антиокислителями) наиболее опасные и вредные для здоровья пищевые добавки.

Консерванты обозначаются литерами Е 200, Е 290 и Е 1125.

Синтетические пищевые консерванты Е могут вызвать рак, каменно-почечную болезнь, расстройство кишечника, аллергию (дерматит, астму). Некоторые консерванты могут нарушать артериальное давление. Такой распространённый консервант, как Е 211, разрушает печень, нарушает работу нервной системы, а в соединении с витамином С вызывает рак. Также консерванты могут вызывать такие симптомы отравления, как головная боль и тошнота.

Нитраты, добавляемые в продукты питания с целью подавления жизнедеятельности бактерий, попадая в организм человека, мешают усвоению кислорода - вызывают кислородное голодание.

К сожалению, пищевые консерванты присутствуют почти во всех продуктах. В напитках, кондитерских изделиях, мясных и рыбных продуктах и т.д. Молоко, купленное в магазине, благодаря консервантам не скисает, а гниет. Даже фрукты не избежали этой участи, например, цитрусовые (лимоны, апельсины и т.д.) обрабатываются дифенилом Е 230. Эта пищевая добавка крайне опасное и ядовитое вещество, которое вызывает рвоту, если его случайно вдохнуть. Попадая в организм, этот консервант вызывает рак, заболевания почек, печени, сосудов и нервной системы.

Некоторые продукты особенно опасны в силу повышенного содержания в них пищевых консервантов и других вредных пищевых добавок – вот список самых вредных продуктов с Е:

1. Жевательные резинки, сладости.
2. Вареные, колбасы, сосиски, сардельки, мясные фарши.
3. Копченое мясо и рыба, копченые и полу копчёные колбасы.
4. Йогурты.
5. Чипсы и картофель «Фри».
6. Мороженное.
7. Напитки.
8. Соусы.
9. Сухарики.
10. Шоколад.

Как предупредить вред, который наносят здоровью пищевые консерванты Е? Читать этикетки на упаковках и стараться не покупать те продукты, в которых присутствуют такие пищевые добавки, как синтетические консерванты. Тщательно мыть фрукты и овощи и очищайте их перед употреблением – хотя в кожуре фруктов и овощей содержится много витаминов, там же скапливается наибольшее количество нитратов.

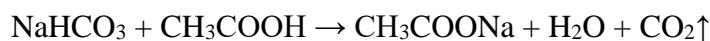
Практическая часть

Опыт № 1. Выделение углекислого газа из гидрокарбоната натрия.

Гидрокарбонат натрия (пищевая сода) – это кислая натриевая соль угольной кислоты. Молекулярная масса (по международным атомным массам 1971 г.) – 84,00. Область применения пищевой соды весьма обширна, достаточно сказать, что данное вещество практически повсеместно используется для выпечки изделий из теста (здесь оно выступает в качестве разрыхлителя). Кроме того, именно сода часто помогает «вернуть к жизни» старое, долго отлежавшее в морозильной камере сырое мясо (хотя такой продукт, конечно, пользы особой уже организму не принесет) либо смягчить его. Рассмотрим применение гидрокарбоната натрия в кулинарии.

Формула соды: NaHCO_3 .

В кулинарии чаще встречается такая реакция с уксусной кислотой с образованием ацетата натрия:



Сода хорошо растворяется в воде. Водный раствор пищевой соды имеет слабощелочную реакцию. Шипение соды – результат выделения углекислого газа CO_2 в процессе химических реакций.

Термическое разложение.

При температуре $60\text{ }^\circ\text{C}$ гидрокарбонат натрия распадается на карбонат натрия, углекислый газ и воду (процесс разложения наиболее эффективен при $t\ 200\text{ }^\circ\text{C}$):



При дальнейшем нагревании до $1000\text{ }^\circ\text{C}$ (например, при тушении пожара порошковыми системами) полученный карбонат натрия распадается на углекислый газ и оксид натрия:



Процесс разрыхления основан на выделении углекислого газа. За счет этого тесто «приподнимается» при выпечке.

Опыт № 2. Качественный метод определения диоксида серы

На полоску крахмальной бумаги наносят 2–3 капли раствора иодида калия и сразу же помещают на 5–10 С в стаканчик для взвешивания с раствором йода, укрепляя полоску с помощью крышке в воздушном пространстве над раствором йода. На полоске должно появиться светло-синее окрашивание. Приготовленную таким способом полоску йодкрахмального индикатора следует использовать немедленно.

В коническую колбу помещают навеску подготовленной пробы продукта массой около 20 г. В случае густых консервированных продуктов к пробе добавляют около 20 мл, а в случае сушеных фруктов и овощей – около 50 мл горячей воды и содержимое колбы перемешивают. Затем вносят 2 мл раствора ортофосфорной кислоты и сразу же закрывают колбу пробкой, с помощью которой в воздушном пространстве над продуктом закрепляют полоску йодкрахмальной индикаторной бумаги. Колбу помещают на кипящую водяную баню.

При содержании в продукте свободного диоксида серы не менее чем 0,0002 % индикаторная бумага должна обесцветиться не более чем через 5 мин.

Если бумага не обесцветилась, то определяют наличие связанного диоксида серы. Для этого снова берут навеску продукта, как описано выше, и подщелачивают ее, добавляя раствор гидроксида натрия в небольшом избытке (по индикаторной универсальной бумаге). Через 5 мин смесь подкисляют раствором ортофосфорной кислоты; объем раствора кислоты должен составлять не менее 10 % объема раствора гидроксида натрия, взятого для подщелачивания. Сразу же колбу закрывают пробкой, удерживающей полоску йодкрахмальной индикаторной бумаги, помещают колбу на кипящую водяную баню и через 5 мин оценивают обесцвечивание индикаторной бумаги.

Опыт № 3. Изучение влияния отбеливателей на кожу рук

Для изучения влияния отбеливателя на кожу рук мы приготовили их растворы согласно соотношениям, указанным на упаковке. В каждый из представленных отбеливателей мы

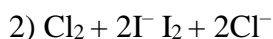
поместили небольшой образец куриной кожи. Мы понимаем, что куриная кожа качественно отличается от кожи человека, но по общему строению они совпадают. Через 24 часа мы проверили состояние кожи: во всех образцах она приобрела матовую окраску, и на дне пробирки образовался небольшой осадок. Учитывая этот факт, мы пришли к мнению, что и хлорсодержащие отбеливатели, и кислородсодержащие отбеливатели небрежно относятся к коже рук.

Опыт №4. Изучение выделения хлора при растворении хлорсодержащих отбеливателей

Основное преимущество хлорсодержащих отбеливателей – это их экологичность. Ведь из растворов хлорсодержащих отбеливателей выделяется газообразный хлор. Чтобы подтвердить это мы провели следующий эксперимент.

Убедиться в выделении газообразного хлора из растворов отбеливающих средств можно с помощью качественных реакций.

При барботировании раствора отбеливающего средства с помощью резиновой груши выделяющийся продукт восстановления гипохлорит-иона хлор, поступает по газоотводной трубке в пробирку с йодидом калия, в которую добавлено несколько капель раствора крахмала. Газообразный хлор окисляет йодид-ионы с образованием молекулярного йода, который образует сине-фиолетовое окрашивание с крахмалом.



Опыт № 5. Определение нитритов (метод, основанный на реакции Грисса)

20 г пробы, подготовленной к анализу, взвешивают с погрешностью не более 0,01 г и помещают в химический стакан. Заливают 35–40 см³ дистиллированной воды, нагретой до (55±2) °С, и настаивают, периодически перемешивая, в течение 10 мин. Затем вытяжку фильтруют через ватный фильтр в мерную колбу вместимостью 200 см³. Навеску несколько раз промывают и переносят на фильтр, где ещё промывают водой, затем раствор охлаждают и доводят водой до метки.

20 см³ вытяжки помещают в мерную колбу вместимостью 100 см³, добавляют 10 см³ раствора гидроксида натрия (NaOH) и 40 см³ раствора сернокислого цинка (ZnSO₄) для осаждения белков. Смесь в колбе нагревают 7 мин на кипящей водяной бане, после чего охлаждают, доводят до метки водой, перемешивают и фильтруют через обеззоленный фильтр.

Параллельно проводят контрольный анализ на реактивы, помещая в мерную колбу вместимостью 100 см³ вместо 20 см³ вытяжки 20 см³ дистиллированной воды.

В коническую колбу вместимостью 100 см³ помещают 5 см³ прозрачного фильтрата, полученного после осаждения белков, 1 см³ раствора аммиака, 2 см³ раствора соляной кислоты, 2 см³ дистиллированной воды и, для усиления окраски, 5 см³ образцового

раствора азотисто-кислого натрия, содержащего 1 мкг в 1 см. Затем в колбу приливают 15 см³ реактива Грисса и через 15 мин измеряют интенсивность окраски на фотоэлектроколориметре с зелёным светофильтром в кювете толщиной поглощающего свет слоя 2 см в отношении раствора сравнения

Заключение

Современный, грамотный специалист материального обеспечения должен знать органические и неорганические вещества, которые составляют основу пищевых продуктов, текстильных материалов, моющих и дезинфицирующих составов. Поэтому лейтмотивом нашей научной работы стало умение применять различные свойства неорганических соединений в своей будущей профессиональной деятельности. В данной работе мы изучили состав, строение и свойства основных компонентов продуктов питания, процессов, происходящих при их хранении в ходе кулинарной обработки, в также влияние исходных и полученных веществ на здоровье человека. Таким образом, изложенные в данном проекте свойства неорганических соединений призваны помочь будущим специалистам тылам сформировать профессионала.

ЛАБОРАТОРНАЯ РАБОТА № 9 Ознакомление с образцами пластмасс, волокон, каучуков, минералов и горных пород

Количество часов - 2 ч.

Форма организации занятия: *индивидуальная*

Форма отчетности по занятию: *заполненный бланк*

Цель работы

- Закрепить знания о свойствах пластмасс и волокон.
- Научиться использовать их для решения прикладных задач.

1. Распознавание пластмасс

В пакетах под номерами даны следующие образцы пластмасс: полиэтилена, поливинилхлорида, полистирола, фенолформальдегидной пластмассы, полиметилметакрилата. Опытным путём определите каждую пластмассу.

Оборудование и реактивы: спиртовка, тигельные щипцы, стеклянная палочка, пластина из жести, пробирки, лакмусовые бумажки (красные и синие).

Первый этап работы.

Распознавание пластмасс следует начать с внешнего осмотра (цвет, твёрдость, эластичность и т. д.) Обратите внимание на то, что образцы из полиэтилена жирны на ощупь, полупрозрачны, эластичны, механически прочны, могут иметь различную окраску. Образцы из поливинилхлорида эластичны, механически прочны, могут иметь различную окраску. Полистирольные образцы прозрачны, хрупки, различной окраски. Образцы из орг. стекла прозрачны, жестки, различной окраски, механически прочны. Фенолформальдегидные пластмассы тёмных тонов (от коричневого цвета до чёрного), жестки, прочны. Изделия из целлулоида эластичны, различной окраски, имеют характерный рисунок (под мрамор, малахит). Занесите свои наблюдения в отчёт о проделанной работе.

Второй этап работы.

Определяете отношение пластмасс к нагреванию и характеру горения.

Опыт 1. Жестяную пластину с образцом полимера подержите с помощью тигельных щипцов над пламенем спиртовки. Нагревание образца ведите несколько секунд. Затем стеклянной палочкой попытайтесь изменить его форму. После остужения можно снова нагреть этот образец и снова изменить его форму. Данные эксперимента сравните с данными таблицы 1 «Распознавание пластмасс».

Опыт 2. Кусочек образца пластмассы внесите тигельными щипцами в пламя спиртовки. Когда образец загорится, выньте его из пламени и подержите над жестяной пластиной. Продолжает ли он гореть вне пламени? Каким пламенем горит? Погасите пламя, если обильно выделяется копоть. Свои наблюдения сверьте с данными таблицы 1 «Распознавание пластмасс».

Отчёт о проделанной работе

№ образца	Внешний вид пластмассы	Отношение к нагреванию	Характер горения	Название пластмассы	Структурное звено пластмассы

II. Распознавание волокон

В пакетах под номерами находятся волокна: хлопчатобумажное, шерстяное, ацетатное, капроновое, лавсан.

Анализ волокна или образца ткани начинают с испытания путём сжигания. Пучок волокна тигельными щипцами внесите в пламя. Как только он загорится, уберите его из пламени и тщательно рассмотрите. Если волокно перестанет гореть, его снова зажигают. При этом необходимо проследить: а) с какой скоростью происходит горение, б) запах продуктов разложения, в) характер остатка после горения.

Сверьте свои наблюдения с таблицей 2. «Распознавание волокон» и заполните отчёт о проделанной работе.

Отчёт о проделанной работе

№ образца волокна	Характер горения.	Название волокна	Структурное звено волокна

! При заполнении таблиц можно использовать Интернет - ресурсы

Таблица 2. «Распознавание волокон»

Волокно	Сжигание
Хлопок	Горит быстро с запахом жжёной бумаги. После горения остается серый пепел.
Шерсть	Горит медленно с запахом жжёных перьев. После горения образуется хрупкий чёрный шарик, растирающийся в порошок.
Ацетатное волокно	Горит быстро, образуя нехрупкий спёкшийся тёмно-бурый шарик. Вне пламени горение постепенно прекращается.
Капрон	Плавится, образуя твёрдый блестящий шарик тёмного цвета. При горении распространяется неприятный запах.

Лавсан	Плавится, затем горит коптящим пламенем с образованием тёмного твердого блестящего шарика.
Нитрон	Горит, образуя тёмный рыхлый неблестящий шарик.

Таблица 1 «Распознавание пластмасс»

Название пластмассы	Отношение к нагреванию	Характер горения
Полиэтилен	Размягчается – можно вытянуть нить.	Горит синеватым пламенем, распространяя слабый запах горящего парафина. При горении отделяются капли. Вне пламени продолжает гореть.
Поливинилхлорид(полихлорвинил)	Размягчается при 60-70°С, выше 110-120°С разлагается.	Горит коптящим пламенем. Вне пламени не горит.
Полистирол	Размягчается – легко вытягиваются нити.	Горит коптящим пламенем, распространяя специфический запах. Вне пламени продолжает гореть.
Полиметилметакрилат (орг. стекло)	Размягчается.	Горит жёлтым пламенем, с синей каймой у краев, с характерным потрескиванием, распространяя резкий запах.
Целлулоид	Разлагается.	Горит очень быстро, оставляя следы золы.
Фенолформальдегидные пластмасы	Разлагается при сильном нагревании	Загорается с трудом, при горении обугливается, распространяя резкий запах фенола. Вне пламени постепенно гаснет, не размягчается.

КРИТЕРИИ ОЦЕНКИ ВЫПОЛНЕННЫХ ЗАДАНИЙ

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

СПИСОК ИСТОЧНИКОВ ИНФОРМАЦИИ:

Основная литература:

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

Дополнительные источники:

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

Интернет-ресурсы

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