

Министерство образования и науки Калужской области  
Государственное автономное профессиональное образовательное учреждение  
Калужской области  
«Людиновский индустриальный техникум»

**Методические указания  
по выполнению практических работ  
по учебному предмету**

**ОУПп.10 ХИМИЯ**

общеобразовательного цикла  
программы подготовки специалистов среднего звена

(естественнонаучный профиль)

2019 г.

Методические указания разработаны в соответствии с рабочей программой, утвержденной заместителем директора по УПР.

УТВЕРЖДАЮ:

Зав. по учебной работе

\_\_\_\_\_ О.Е. Селиверстова

Рассмотрено и одобрено на заседании цикловой комиссии общеобразовательных дисциплин

Протокол № 1 от 30.08.2019г

Председатель ЦК \_\_\_\_\_ Е.А. Степина

Составил: преподаватель химии Апокина О.С

## Практическое занятие №1 «Изомерия и номенклатура органических веществ»

**Цель работы:** Научиться составлять структурные формулы изомеров и называть вещества по систематической номенклатуре.

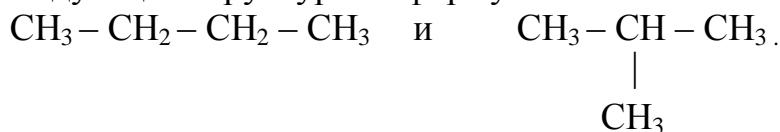
### Теоретические основы

Для составления названий органических веществ по номенклатуре ИЮПАК необходимо знать формулы и названия радикалов. *Радикал* – это одновалентная частица, которая получается при отщеплении от молекулы алкана атома водорода, т.е. частица, содержащая неспаренный электрон. Название радикала происходит от названия соответствующего алкана с заменой суффикса *-ан* на суффикс *-ил* (см. таблицу).

Название	Формула	Формула радикала	Название радикала
Метан	CH <sub>4</sub>	CH <sub>3</sub> -	Метил
Этан	C <sub>2</sub> H <sub>6</sub>	C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> -	Этил
Пропан	C <sub>3</sub> H <sub>8</sub>	C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> -	Пропил
Бутан	C <sub>4</sub> H <sub>10</sub>	C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> -	Бутил
Пентан	C <sub>5</sub> H <sub>12</sub>	C <sub>5</sub> H <sub>11</sub> -	Пентил
Гексан	C <sub>6</sub> H <sub>14</sub>	C <sub>6</sub> H <sub>13</sub> -	Гексил
Гептан	C <sub>7</sub> H <sub>16</sub>	C <sub>7</sub> H <sub>15</sub> -	Гептил
Октан	C <sub>8</sub> H <sub>18</sub>	C <sub>8</sub> H <sub>17</sub> -	Октил
Нонан	C <sub>9</sub> H <sub>20</sub>	C <sub>9</sub> H <sub>19</sub> -	Нонил
Декан	C <sub>10</sub> H <sub>22</sub>	C <sub>10</sub> H <sub>21</sub> -	децил

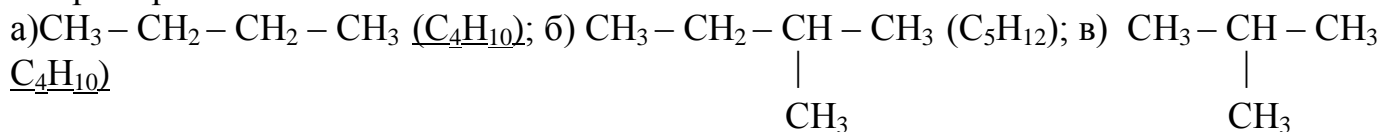
**Изомеры** – это вещества имеющие одинаковый состав, одинаковую молекулярную массу, но различное строение и свойства.

Например, у вещества бутана, имеющего формулу C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>, есть два изомера, имеющие следующие структурные формулы



**Запомни!** Чтобы среди веществ найти изомеры, надо структурные формулы свернуть в молекулярные. У изомеров молекулярные формулы будут одинаковые.

Например:

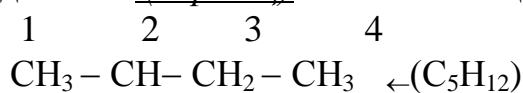


Таким образом, вещество а) и в) изомеры, т.к. имеют разное строение, но одинаковую молекулярную формулу - C<sub>4</sub>H<sub>10</sub>.

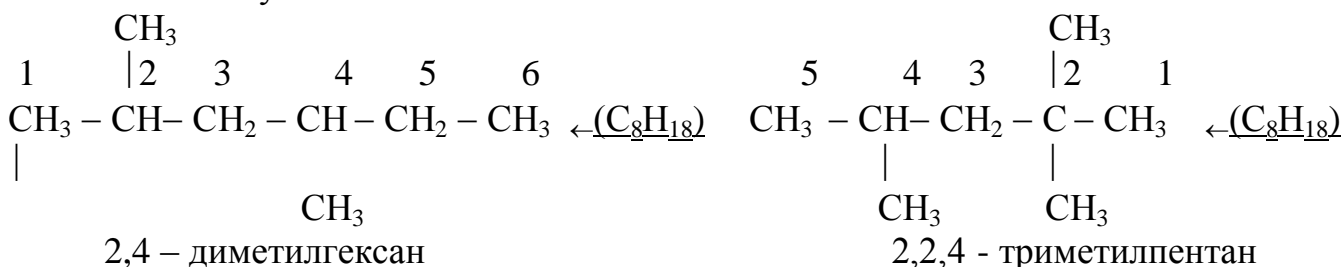
В соответствии с международной номенклатурой следует придерживаться следующих **правил при составлении названия алканов.**

1. В структурной формуле выбирают самую длинную цепь атомов углерода (главную цепь).
2. Атомы углерода главной цепи нумеруют, начиная с того конца, к которому ближе разветвление – боковая цепь.
3. В начале названия перечисляют радикалы и другие заместители с указанием номеров атомов углерода, с которыми они связаны. Если в молекуле присутствуют несколько одинаковых радикалов (два, три, четыре и т.д.), то перед их названием ставят соответственно частицы *ди-*, *три-*, *тетра-* и т.д.
4. Основой названия служит наименование предельного углеводорода с тем же числом атомов углерода, что и в главной цепи.

**Задание 1. (образец)** Назовите вещества

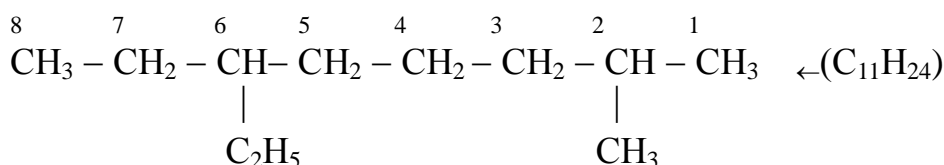


2-метилбутан



2,4 – диметилгексан

2,2,4 – триметилпентан



2-метил-6-этилоктан

Найди, есть ли изомеры среди вышеперечисленных веществ.

Приведите три доказательства, что вышеперечисленных вещества гомологи.

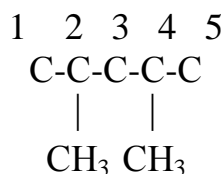
**Ответ:** 2,4 – диметилгексан и 2,2,4 – триметилпентан изомеры, т.к. имеют одинаковую молекулярную формулу  $\text{C}_8\text{H}_{18}$ .

Вышеперечисленные вещества **гомологи**, т.к. 1) имеют одинарную связь; 2) гомологическую формулу  $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ ; 3) суффикс *-ан* в названии.

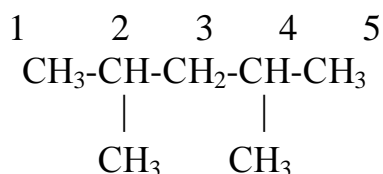
**Задание 2. (образец)** Напишите структурную формулу 2,4-диметилпентана, составьте структурные формулы: а) гомолога с более длинной углеродной цепью; б) изомера. Назовите их.

**Алгоритм. 1.** 2,4-диметилпентан – корень слова «пентан», пишем главную цепь С-С-С-С-С.

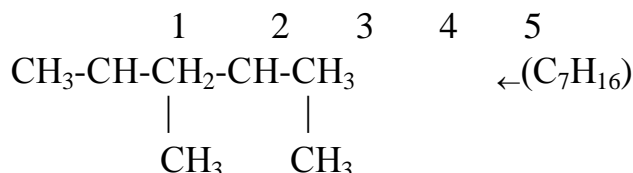
**2.** Нумеруем главную цепь, в положении 2 и 4 ставим два радикала «метил»



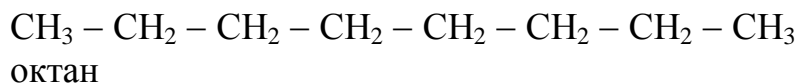
3. В основной (главной) цепи доставим недостающие атомы Н (в соответствии с валентностью)



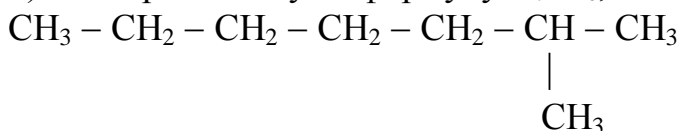
а) **Запомни!** Чтобы составить гомолог надо структурную исходную формулу вещества свернуть в молекулярную. Гомолог будет отличаться на одну или несколько  $\text{CH}_2$ - групп.



Следовательно, гомолог с более длинной углеродной цепью, может иметь формулу  $\text{C}_8\text{H}_{18}$



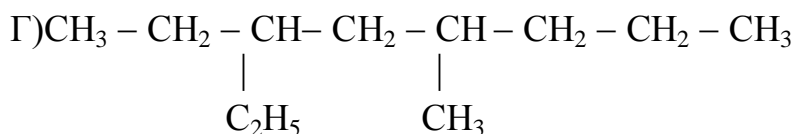
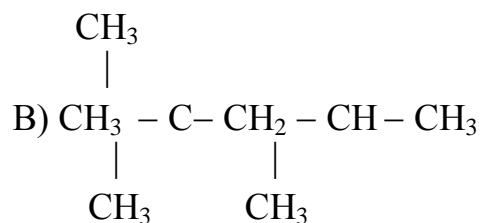
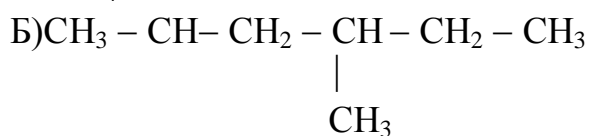
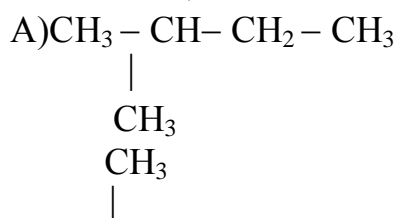
б) изомер имеет ту же формулу  $\text{C}_7\text{H}_{16}$ , но другое строение



2-метилгептан

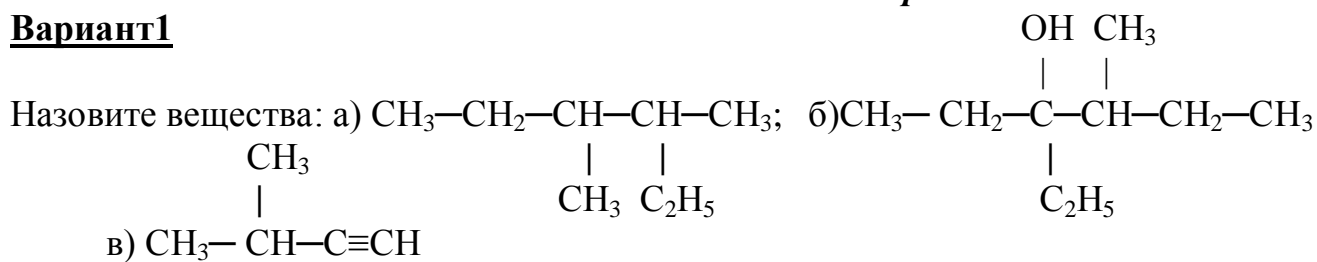
**Задание.** Используя образцы решений, выполни следующее задания:

Назовите вещества

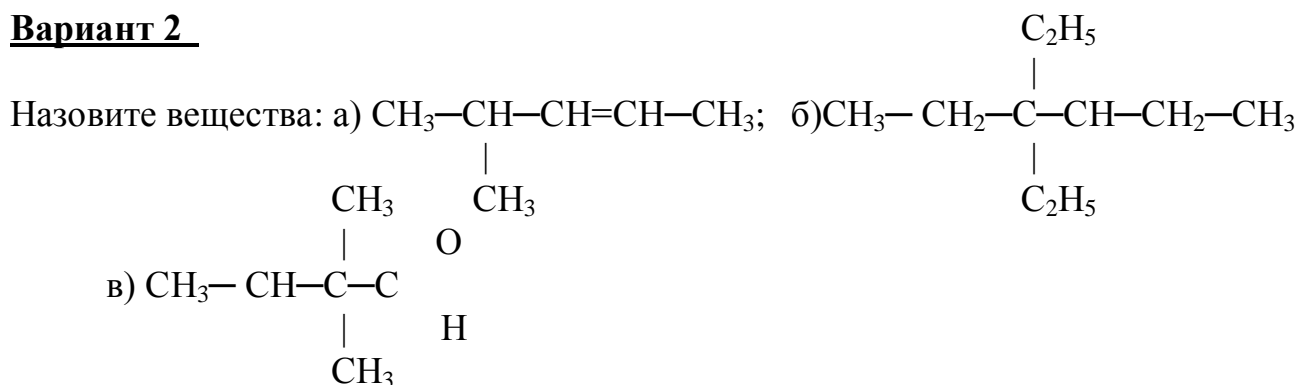


**Задание для самостоятельной работы**

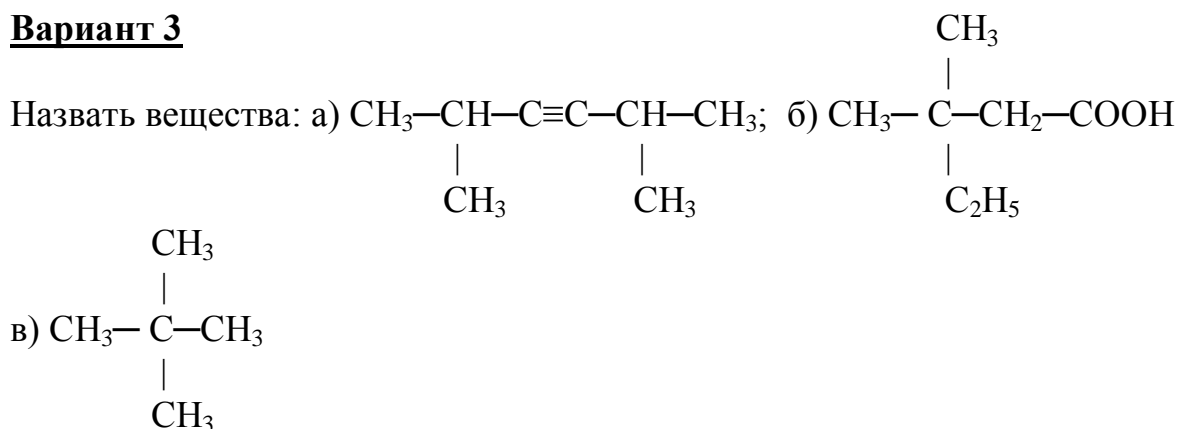
**Вариант 1**



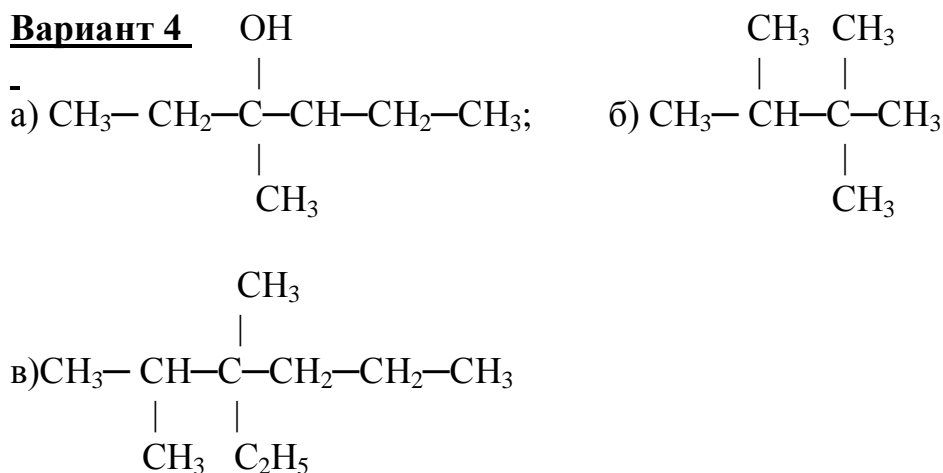
**Вариант 2**



**Вариант 3**



**Вариант 4**



## Практическое занятие № 2

### Решение расчётных задач на нахождение относительной молекулярной массы, определение массовой доли химических элементов в сложном веществе.

**Цель работы:** закрепить знания основных законов химии и отработать умения по нахождению молекулярной массы и процентного состава соединения.

#### Теоретические основы

В 1799 г. французский химик Ж. Л. Пруст сформулировал один из основополагающих законов химии — *закон постоянства состава веществ*.

**Каждое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав.**

Этот закон абсолютно справедлив только для веществ *молекулярного строения* и не всегда соблюдается для твердых веществ с *немолекулярной структурой* (ионной, атомной, металлической кристаллическими решетками).

Состав вещества записывают с помощью химической формулы.

Для веществ молекулярного строения справедлив термин «молекулярная формула», поскольку она отражает состав молекулы вещества. Для веществ немолекулярного строения понятие «молекулярная формула» условно, и для них чаще используют понятие «формульная единица».

Химическая формула, или формульная единица, вещества несет немалую информацию. Она обозначает конкретное химическое вещество, его название; одну молекулу, 1 моль вещества. По химической формуле также можно определить его качественный состав (т. е. из каких элементов состоит данное вещество) и количественный состав (число атомов каждого элемента в молекуле или количество вещества каждого элемента в 1 моль вещества); его относительную молекулярную и молярную массы.

Например, химическая формула  $\text{CH}_4$  показывает:

- это вещество — метан;
- 1 молекулу или 1 моль метана;
- метан — это сложное вещество, образованное двумя химическими элементами — углеродом и водородом;
- молекула метана состоит из 1 атома углерода и 4 атомов водорода; 1 моль метана содержит 1 моль атомов углерода и 4 моль атомов водорода;
- $M_r(\text{CH}_4) = 16$ ,  $M(\text{CH}_4) = 16$  г/моль.

Наконец, химическая формула позволяет рассчитать массовую долю каждого элемента в сложном веществе. Для нашего примера:

$$\omega(\text{C}) = \frac{12}{16} = 0,75, \text{ или } 75\%$$
$$\omega(\text{H}) = \frac{4}{16} = 0,25, \text{ или } 25\%$$

$\omega(H)$  можно найти другим способом:  $100\% - 75\% = 25\%$  .

### Порядок выполнения работы

**Задача №1.** Определить молекулярные массы веществ:  $HNO_3$ ,  $CaSO_4$ ,  $Al(OH)_3$

**Решение:** 1. Молекулярная масса вещества равна сумме атомных масс элементов входящих в состав вещества с учётом индексов:

$$Mr(HNO_3) = Ar(H) + Ar(N) + Ar(O) \cdot 3 = 1 + 14 + 16 \cdot 3 = 63$$

$$Mr(CaSO_4) = Ar(Ca) + Ar(S) + Ar(O) \cdot 4 = 40 + 32 + 16 \cdot 4 = 136$$

$$Mr(Al(OH)_3) = Ar(Al) + (Ar(O) + Ar(H)) \cdot 3 = 27 + (16 + 1) \cdot 3 = 78$$

**Задача № 2.** Вычислить процентное содержание водорода, азота, кислорода в азотной кислоте:

$$\omega = \frac{Ar \cdot k - \text{во атомов}}{Mr} \cdot 100\%$$

$$\omega(H) = \frac{Ar(H)}{Mr(HNO_3)} \cdot 100\% = \frac{1}{63} \cdot 100\% = 1.6\%$$

$$\omega(N) = \frac{Ar(N)}{Mr(HNO_3)} \cdot 100\% = \frac{14}{63} \cdot 100\% = 22.2\%$$

$$\omega(O) = \frac{Ar(O) \cdot 3}{Mr(HNO_3)} \cdot 100\% = \frac{16 \cdot 3}{63} \cdot 100\% = 76.2\%$$

**Отчет должен содержать:**

1. Тема работы
2. Цель работы
3. Результаты выполнения упражнений для самостоятельной работы.

### Задания самостоятельной работы

**Вариант I.** Вычислить молекулярные массы оксида меди ( $CuO$ ), сульфата меди  $CuSO_4$  и массовые доли меди в этих веществах

**Вариант II.** Вычислить молекулярные массы оксида азота ( $N_2O_5$ ), гидроксида меди  $Cu(OH)_2$  и массовые доли кислорода в этих веществах

**Вариант III.** Вычислить молекулярные массы оксида азота ( $N_2O$ ), нитрата меди  $Cu(NO_3)_2$  и массовые доли азота в этих веществах

**Вариант IV.** Вычислить молекулярные массы фосфата натрия ( $Na_3PO_4$ ), гидроксида калия и массовые доли кислорода в этих веществах



### Практическое занятие №3

**«Расчёты по химическим уравнениям количества вещества, массы и объёма продуктов реакции (или исходных веществ) по известному количеству вещества, объёму, массе исходных веществ (или продуктов реакции)».**

**Цель работы:** закрепить знания основных законов химии и отработать умения выполнять расчеты по химическим уравнениям количества вещества, массы и объёма продуктов реакции

#### Теоретические основы

##### Расчеты по химическим уравнениям

Химические реакции записывают в виде химических уравнений. Каждое химическое уравнение содержит точные указания о массовых отношениях, которые существуют между реагирующими и образующимися веществами. На основе уравнений реакций можно вычислить массу реагирующих или полученных веществ.

Если в реакции участвуют газообразные продукты, то с помощью химических уравнений можно вычислить и объёмные соотношения между веществами.

##### Алгоритм решения расчетной задачи

#### 1. Алгоритм №1

**Вычисление количества вещества по известному количеству вещества, участвующего в реакции.**

**Пример.** Вычислите количество вещества кислорода, выделившегося в результате разложения воды количеством вещества 6 моль.

Последовательность выполнения действий	Оформление задачи
1. Записать условие задачи	<i>Дано:</i> $\nu(\text{H}_2\text{O})=6\text{ моль}$ <hr/> <i>Найти:</i> $\nu(\text{O}_2)=?$
2. Вычислить молярные массы веществ, о которых, идёт речь в задаче	<i>Решение:</i> $M(\text{H}_2\text{O})=18\text{ г/моль}$ $M(\text{O}_2)=32\text{ г/моль}$

<p>3. Запишем уравнение реакции</p> <p>и расставим коэффициенты</p>	$2\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_2 + \text{O}_2$
<p>4. Над формулами веществ запишем</p> <p><i>количества веществ из условия задачи,</i></p> <p>а под формулами –</p> <p><b>стехиометрические коэффициенты,</b></p> <p>отображаемые уравнением реакции</p>	$\begin{array}{c} 6 \text{ моль} \\ 2 \text{ H}_2\text{O} \\ 2 \text{ моль} \end{array} = 2 \text{ H}_2 + \begin{array}{c} \nu(\text{O}_2) = ? \text{ моль} \\ \text{O}_2 \\ 1 \text{ моль} \end{array}$
<p>5. Для вычисления искомого количества вещества,</p> <p>составим соотношение</p>	<p><i>По уравнению реакции:</i></p> $\frac{\nu(\text{H}_2\text{O})}{\nu(\text{O}_2)} = \frac{2 \text{ моль}}{1 \text{ моль}}$ <p>, откуда</p> $\nu(\text{O}_2) = \frac{\nu(\text{H}_2\text{O}) \cdot 1 \text{ моль}}{2 \text{ моль}}$ $= (6 \text{ моль} \cdot 1 \text{ моль}) / 2 \text{ моль} = 3 \text{ моль}$
<p>6. Записываем ответ</p>	<p><b>Ответ:</b> <math>\nu(\text{O}_2) = 3 \text{ моль}</math></p>

**Используя алгоритм, решите самостоятельно следующие задачи:**

- 1. Вычислите массу серы, необходимую для получения оксида серы (IV) количеством вещества 4 моль ( $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ ).**
- 2. Вычислите массу лития, необходимого для получения хлорида лития количеством вещества 0,6 моль ( $2\text{Li} + \text{Cl}_2 = 2\text{LiCl}$ ).**

**2. Внимательно изучите алгоритм и запишите в тетрадь**

**Алгоритм №2**

**Вычисление массы вещества по известному количеству другого вещества, участвующего в реакции.**

**Пример:** Вычислите массу алюминия, необходимого для получения оксида алюминия количеством вещества 8 моль.

Последовательность выполнения действий	Оформление решения задачи
1. Записать условие задачи	<p><i>Дано:</i></p> $v(\text{Al}_2\text{O}_3)=8\text{моль}$ <hr/> <p><i>Найти:</i></p> $m(\text{Al})=?$
2. Вычислить молярные массы веществ, о которых, идёт речь в задаче	$M(\text{Al})=27\text{г/моль}$ $M(\text{Al}_2\text{O}_3)=102\text{г/моль}$
3. Запишем уравнение реакции и расставим коэффициенты	$4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 = 2 \text{ Al}_2\text{O}_3$
4. Над формулами веществ запишем количества веществ из условия задачи, а под формулами – стехиометрические коэффициенты, отображаемые уравнением реакции	$  \begin{array}{ccccccc}  v(\text{Al}) = ? \text{ моль} & & & & & & 8 \text{ моль} \\  4 \text{ Al} + 3 \text{ O}_2 & = & 2 \text{ Al}_2\text{O}_3 \\  4 \text{ моль} & & & & & & 2 \text{ моль}  \end{array}  $
5. Вычислим количества вещества, массу которого требуется найти. Для этого составим соотношение.	<p><i>По уравнению реакции:</i></p> $\frac{v(\text{Al})}{v(\text{Al}_2\text{O}_3)} = \frac{4 \text{ моль}}{2 \text{ моль}}$ <p>, откуда</p> $v(\text{Al}) = \frac{v(\text{Al}_2\text{O}_3) \cdot 4 \text{ моль}}{2 \text{ моль}}$ $=(8 \text{ моль} \cdot 4 \text{ моль}) / 2 \text{ моль} = 16 \text{ моль}$

6. Вычисляем массу вещества, которую требуется найти	$m = \nu \cdot M,$ $m(\text{Al}) = \nu(\text{Al}) \cdot M(\text{Al}) = 16 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 432 \text{ г}$
7. Записываем ответ	<i>Ответ: <math>m(\text{Al}) = 432 \text{ г}</math>.</i>

*Используя алгоритм, решите самостоятельно следующие задачи:*

*1. Вычислите количество вещества сульфида натрия, если в реакцию с натрием вступает сера массой 12,8 г ( $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$ ).*

*2. Вычислите количество вещества образующейся меди, если в реакцию с водородом вступает оксид меди (II) массой 64 г ( $\text{CuO} + \text{H}_2 = \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$ ).*

**Внимательно изучите алгоритм и запишите в тетрадь**

### **Алгоритм №3**

**Вычисление количества вещества по известной массе другого вещества, участвующего в реакции.**

**Пример.** Вычислите количество вещества оксида меди (I), если в реакцию с кислородом вступает медь массой 19,2 г.

<b>Последовательность выполнения действий</b>	<b>Оформление задачи</b>
1. Записать условие задачи	<p><i>Дано:</i></p> $m(\text{Cu}) = 19,2 \text{ г}$ <p>_____</p> <p><i>Найти:</i></p> $\nu(\text{Cu}_2\text{O}) = ?$
2. Вычислить молярные массы веществ, о которых, идёт речь в задаче	$M(\text{Cu}) = 64 \text{ г/моль}$ $M(\text{Cu}_2\text{O}) = 144 \text{ г/моль}$
3. Найдём количество вещества, масса которого	

дана в условии задачи	$v(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{M(\text{Cu})} = \frac{19,2\text{г}}{64 \frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,3 \text{ моль}$
4. Запишем уравнение реакции и расставим коэффициенты	$4 \text{ Cu} + \text{O}_2 = 2 \text{ Cu}_2\text{O}$
5. Над формулами веществ запишем  <i>количества веществ из условия задачи,</i>  а под формулами –  <b>стехиометрические коэффициенты,</b>  отображаемые уравнением реакции	$\begin{array}{ccccccc} 0,3 \text{ моль} & & & & & & v(\text{Cu}_2\text{O}) = ? \text{ моль} \\ 4 \text{ Cu} & + & \text{O}_2 & = & 2 \text{ Cu}_2\text{O} \\ 4 \text{ моль} & & & & 2 \text{ моль} & & \end{array}$
6. Для вычисления искомого количества вещества,  составим соотношение	<p><i>По уравнению реакции:</i></p> $\frac{v(\text{Cu})}{v(\text{Cu}_2\text{O})} = \frac{4 \text{ моль}}{2 \text{ моль}}$ <p>, отсюда</p> $v(\text{Cu}_2\text{O}) = \frac{v(\text{Cu}) \cdot 2 \text{ моль}}{4 \text{ моль}} = (0,3 \text{ моль} \cdot 2 \text{ моль}) / 4 \text{ моль} = 0,15 \text{ моль}$
7. Запишем ответ	<b>Ответ: <math>v(\text{Cu}_2\text{O}) = 0,15 \text{ моль}</math></b>

**Внимательно изучите алгоритм и запишите в тетрадь**

*Используя алгоритм, решите самостоятельно следующие задачи:*

**Вычислите массу кислорода, необходимую для реакции с железом массой 112 г ( $3\text{Fe} + 4\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$ ).**

**Алгоритм №4**

**Вычисление массы вещества по известной массе другого вещества, участвующего в реакции**  
**Пример.** Вычислите массу кислорода, необходимую для сгорания фосфора, массой 0,31 г.

Последовательность выполнения действий	Оформление задачи
1. Записать условие задачи	<p><i>Дано:</i></p> <p><math>m(P)=0,31\text{г}</math></p> <p>_____</p> <p><i>Найти:</i></p> <p><math>m(O_2)=?</math></p>
2. Вычислить молярные массы веществ, о которых, идёт речь в задаче	<p><math>M(P)=31\text{г/моль}</math></p> <p><math>M(O_2)=32\text{г/моль}</math></p>
3. Найдём количество вещества, масса которого дана в условии задачи	$v(P) = \frac{m(P)}{M(P)} = \frac{0,31\text{г}}{31\frac{\text{г}}{\text{моль}}} = 0,01\text{моль}$
4. Запишем уравнение реакции и расставим коэффициенты	$4P + 5O_2 = 2P_2O_5$
5. Над формулами веществ запишем количества веществ из условия задачи, а под формулами – стехиометрические коэффициенты, отображаемые уравнением реакции	$\begin{array}{ccccccc} 0,01\text{моль} & & v(O_2)=?\text{моль} & & & & \\ 4 \underline{P} & + & 5 \underline{O_2} & = & 2 P_2O_5 & & \\ 4 \text{ моль} & & 5 \text{ моль} & & & & \end{array}$
6. Вычислим количества вещества, массу которого	

необходимо найти	По уравнению реакции: $\frac{\nu(P)}{\nu(O_2)} = \frac{4 \text{ моль}}{5 \text{ моль}}$ , отсюда $\nu(O_2) = (0,01 \text{ моль} \cdot 5 \text{ моль}) / 4 \text{ моль} = 0,0125 \text{ моль}$
7. Найдем массу вещества, которую требуется вычислить	$m(O_2) = \nu(O_2) \cdot M(O_2) =$ $0,0125 \text{ моль} \cdot 32 \text{ г/моль} = 0,4 \text{ г}$
8. Запишем ответ	<b>Ответ: <math>m(O_2) = 0,4 \text{ г}</math></b>

**Отчет должен содержать:**

1. Тема работы
2. Цель работы
3. Результаты выполнения упражнений для самостоятельной работы

### Задания для самостоятельной работы

#### Вариант I.

1. Сколько граммов серной кислоты провзаимодействует с цинком если выделилось 44,8 л водорода?

2. Вычислите количество вещества оксида алюминия, образовавшегося в результате взаимодействия алюминия количеством вещества 0,27 моль с достаточным количеством кислорода ( $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$ ).

**Вариант II.** 1. Сколько г меди выделится на железном гвоздике, если его опустить в 320 г раствора сульфата меди.

2. Вычислите количество вещества оксида натрия, образовавшегося в результате взаимодействия натрия количеством вещества 2,3 моль с достаточным количеством кислорода ( $4Na + O_2 = 2Na_2O$ ).

#### Вариант III.

1. Сколько литров кислорода получится при разложении 36 г воды?

2. Вычислите массу серы, необходимую для получения оксида серы (IV) количеством вещества 4 моль ( $S + O_2 = SO_2$ ).

**Вариант IV.** 1. Сколько г серной кислоты надо взять для взаимодействия с гидроксидом натрия, чтобы получить 284 г сульфата натрия.

Вычислите массу лития, необходимого для получения хлорида лития количеством вещества 0,6 моль ( $2\text{Li} + \text{Cl}_2 = 2\text{LiCl}$ ).

**Вариант V.** 1. Сколько литров водорода потребуется для получения 2 молей аммиака?

2. Вычислите количество вещества сульфида натрия, если в реакцию с натрием вступает сера массой 12,8 г ( $2\text{Na} + \text{S} = \text{Na}_2\text{S}$ ).

#### **Практическая работа № 4**

#### **«Составление электронных формул атомов элементов и графических схем и заполнение их электронами»**

**Цель работы:** закрепить знания о строении атома и умения по составлению электронных формул элементов

#### **Теоретические основы**

Слово «атом» переводится с греческого как неделимый и пришло к нам из глубокой древности. Исследования ученых, сделанные в конце XIX века начале XX веков, показали, что предположения о неделимости атома ошибочны. Ученые пришли к выводу, что атом обладает собственной структурой и имеет сложное строение.

В 1911 году Э. Резерфорд предложил плановую модель атома, согласно которой атом состоит из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов вращающихся вокруг ядра по замкнутым орбитам подобно тому, как планеты вращаются вокруг солнца.



Состояние электрона в атоме описывается с помощью квантовых чисел. Целое число  $n$ , обозначающее номер энергетического уровня, называют главным квантовым числом. Оно численно равно номеру периода, в котором располагается элемент в периодической системе Д.И. Менделеева.

Главное квантовое число характеризует энергию электронов, занимающих энергетический уровень. Наименьшей энергией обладают электроны первого уровня, наиболее близкого к ядру. Электроны следующих уровней будут характеризоваться большим запасом энергии.

С помощью главного квантового числа можно рассчитать количество электронов на энергетическом уровне по формуле:

$$N=2n^2, \text{ где } N - \text{максимальное количество электронов.}$$

Главное квантовое число также показывает количество подуровней на энергетическом уровне. Следовательно:

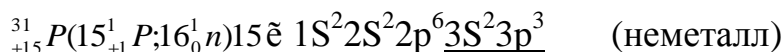
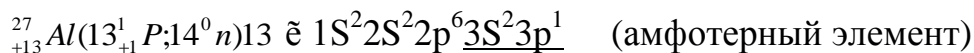
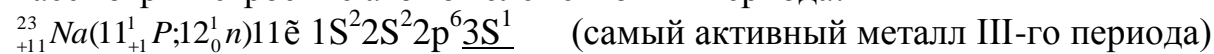
На первом энергетическом уровне -  $2\tilde{e}$  на  $1s$ - подуровне

На втором энергетическом уровне -  $8\tilde{e}$   $S^2p^6$

На третьем энергетическом уровне -  $18\tilde{e}$   $S^2p^6Cl^{10}$

На четвертом энергетическом уровне -  $32\tilde{e}$   $S^2p^6d^{10}f^{14}$

Рассмотрим строение атомов элементов III периода:



**Отчет должен содержать:**

1. Тема работы
2. Цель работы
3. Результаты выполнения упражнений для самостоятельной работы.

**Примерные задания для самостоятельной работы**

**Вариант I.** Составить электронные формулы элементов: Na; Sc

**Вариант II.** Составить электронные формулы элементов: B; Cr

**Вариант III.** Составить электронные формулы элементов: N; Mn

**Вариант IV.** Составить электронные формулы элементов: Cl; Fe

**Вариант V.** Составить электронные формулы элементов: Si; Ni

## **Практическое занятие №5**

### **«Выполнение расчетов по термохимическим уравнениям реакций»**

**Цель работы:** Закрепить знания о тепловом эффекте химических реакций. Отработать умение составлять термохимические уравнения реакций и выполнять расчеты по термохимическим уравнениям.

### **Теоретические основы**

В каждом веществе запасено определенное количество энергии. С этим свойством веществ мы сталкиваемся уже за завтраком, обедом или ужином, так как продукты питания позволяют нашему организму использовать энергию самых разнообразных химических соединений, содержащихся в пище. В организме эта энергия преобразуется в движение, работу, идет на поддержание постоянной (и довольно высокой!) температуры тела.

Одним из самых известных ученых, работающих в области термохимии, является Бертелло. Бертелло - профессор химии Высшей фармацевтической школы в Париже (1859). Министр просвещения и иностранных дел.

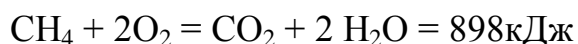
Начиная с 1865 Бертелло активно занимался термохимией, провел обширные калориметрические исследования, приведшие, в частности, к изобретению "калориметрической бомбы" (1881); ему принадлежат понятия "экзотермической" и "эндотермической" реакций. Бертелло получены обширные данные о тепловых эффектах огромного числа реакций, о теплоте разложения и образования многих веществ.

Бертелло исследовал действие взрывчатых веществ: температуру взрыва, скорости сгорания и распространения взрывной волны и др.

Энергия химических соединений сосредоточена главным образом в химических связях. Чтобы разрушить связь между двумя атомами, требуется затратить энергию. Когда химическая связь образуется, энергия выделяется.

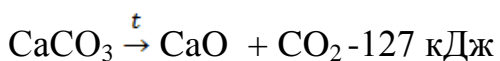
Любая химическая реакция заключается в разрыве одних химических связей и образовании других.

Когда в результате химической реакции при образовании новых связей выделяется энергии больше, чем потребовалось для разрушения "старых" связей в исходных веществах, то избыток энергии высвобождается в виде тепла. Примером могут служить реакции горения. Например, природный газ (метан  $\text{CH}_4$ ) сгорает в кислороде воздуха с выделением большого количества теплоты (рис. 1а). Такие реакции являются экзотермическими.



Реакции, протекающие с выделением теплоты, проявляют положительный тепловой эффект ( $Q > 0$ ,  $\Delta H < 0$ ) и называются **экзотермическими**.

В других случаях на разрушение связей в исходных веществах требуется энергии больше, чем может выделиться при образовании новых связей. Такие реакции происходят только при подводе энергии извне и называются эндотермическими.



Реакции, которые идут с поглощением теплоты из окружающей среды ( $Q < 0$ ,  $\Delta H > 0$ ), т.е. с отрицательным тепловым эффектом, являются **эндотермическими**.

Таким образом, любая химическая реакция сопровождается выделением или поглощением энергии. Чаще всего энергия выделяется или поглощается в виде теплоты (реже - в виде световой или механической энергии). Эту теплоту можно измерить. Результат измерения выражают в килоджоулях (кДж) для одного моля

реагента или (реже) для моля продукта реакции. Такая величина называется тепловым эффектом реакции.

Тепловой эффект - количество теплоты, выделившееся или поглощенное химической системой при протекании в ней химической реакции.

Тепловой эффект обозначается символами Q или ΔH ( $Q = -\Delta H$ ).

**Порядок выполнения работы**

**Задание: Сколько теплоты выделится при растворении 200 г оксида меди (II) (CuO) в соляной кислоте (водный раствор HCl), если термохимическое уравнение реакции:  $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O + 63,6 \text{ кДж}$**

№ п/п	Последовательность действий	Выполнение действий
1.	Данные из условия задачи написать над уравнением реакции	200 г $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O + 63,6 \text{ кДж}$
2.	Под формулой оксида меди написать его количество (согласно коэффициенту); произведение молярной массы на количество вещества. Над количеством теплоты в уравнении реакции поставить x.	200 г x $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O + 63,6 \text{ кДж}$ 1 моль 1·80 г
3.	Составить пропорцию.	$200/80 = x/63,6$
4.	Вычислить x.	$x = 159 \text{ кДж}$
5.	Записать ответ.	Ответ: при растворении 200 г CuO в соляной кислоте выделится 159 кДж теплоты.

**Задание: При сжигании 6 г магния выделяется 152 кДж тепла. Составить термохимическое уравнение образования оксида магния.**

№ п/п	Последовательность действий	Выполнение действий
1.	Записать уравнение химической реакции, показав выделение тепла. Расставить коэффициенты.	$2Mg + O_2 = 2MgO + Q$
2.	Данные из условия задачи написать над уравнением реакции.	6 г 152 $2Mg + O_2 = 2MgO + Q$

3.	Под формулами веществ написать: а) количество вещества (согласно коэффициентам); б) произведение молярной массы на количество вещества. Под тепловым эффектом реакции поставить х.	6 г 152 $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} + Q$ 2 моль х 2·24
4.	Составить пропорцию.	$6/(2 \cdot 24) = 152/x$
5.	Вычислить х (количество теплоты, согласно уравнению)	$x = 1216$ кДж
6.	Записать в ответе термохимическое уравнение.	Ответ: $2\text{Mg} + \text{O}_2 = 2\text{MgO} + 1216$ кДж

**Отчет должен содержать:**

1. Тема работы
2. Цель работы
3. Результаты выполнения упражнений для самостоятельной работы.

**Вопросы для самостоятельной работы**

**Вариант 1**

1. По термохимическому уравнению реакции  $\text{CO}_2 + 2\text{H}_2 = \text{CH}_3\text{OH} + 109$  кДж вычислите количество выделившейся теплоты при образовании 6,4 г метанола.

2. Составьте термохимическое уравнение реакции горения этилена, если известно, что тепловой эффект этой реакции 1410,97 кДж/моль. Вычислите объем сгоревшего этилена (н. у.), если при этом выделилось 7054,8 кДж теплоты.

**Вариант 2**

1. По термохимическому уравнению реакции  $\text{C}_2\text{H}_4 + \text{H}_2\text{O} = \text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 46$  кДж вычислите объем взятого этилена (н. у.), если известно, что выделенная в этом

процессе теплота составила 184 кДж. 2. Составьте термохимическое уравнение реакции горения метилового спирта, при сжигании 0,8 г которого выделилось 18,2 кДж теплоты.

### **Вариант 3**

1. Термохимическое уравнение реакции горения фосфора:  $4P + 5O_2 = 2P_2O_5 + 3010$  кДж. Сколько теплоты выделится при сгорании 62 г фосфора?

2. Тепловой эффект реакции горения бутадиена равен 2310 кДж/моль. Составьте термохимическое уравнение реакции горения бутадиена и вычислите массу сгоревшего бутадиена, если при этом выделилось 924 кДж теплоты

### **Вариант 4**

По термохимическому уравнению реакции горения этилена  $C_2H_4 + 3O_2 = 2CO_2 + 2H_2O + 1400$  кДж рассчитайте, сколько выделится теплоты, если в реакцию вступило 5,6 л этилена (н. у.).

При гидратации 6,72 л этилена (н. у.) выделилось 13,8 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции.

## **Практическое занятие № 6**

### **«Решение расчетных задач на вычисление массовой доли и массы вещества в растворе.»**

**Цель работы:** закрепить знания о растворах, отработать умения по нахождению массовой доли вещества в растворе

#### **Теоретические основы**

**Растворами** называются гомогенные системы, содержащие не менее двух веществ. Могут существовать растворы твердых, жидких и газообразных веществ в жидких растворителях, а также однородные смеси (растворы) твердых, жидких и газообразных веществ. Как правило, вещество, взятое в избытке и в том же агрегатном состоянии, что и сам раствор, принято считать растворителем, а компонент, взятый в недостатке - растворенным веществом.

В зависимости от агрегатного состояния растворителя различают газообразные, жидкие и твердые растворы.

Газообразными растворами являются воздух и другие смеси газов. К жидким растворам относят однородные смеси газов, жидкостей и твердых тел с жидкостями. Твердыми растворами являются многие сплавы, например, металлов друг с другом, стекла. Наибольшее значение имеют жидкие смеси, в которых растворителем является жидкость. Наиболее распространенным растворителем из неорганических веществ, конечно же, является вода. Из органических веществ в качестве растворителей используют метанол, этанол, диэтиловый эфир, ацетон, бензол, четыреххлористый углерод и др.

В процессе растворения частицы (ионы или молекулы) растворяемого вещества под действием хаотически движущихся частиц растворителя переходят в раствор, образуя в результате беспорядочного движения частиц качественно новую однородную систему. Способность к образованию растворов выражена у разных веществ в различной степени. Одни вещества способны смешиваться друг с другом в любых количествах (вода и спирт), другие - в ограниченных (хлорид натрия и вода).

Массовую долю каждого компонента в смеси находят по формуле:

$$\omega(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{смеси})} \cdot 100\%$$

Если же смесь является газообразной то говорят об объемной доле компонента в газовой смеси и рассчитывают ее аналогично:

$$\varphi(\text{вещества}) = \frac{v(\text{вещества})}{v(\text{смеси})} \cdot 100\%$$

Следовательно:

доля (массовая или объемная) компонента смеси — это безразмерная величина, которая показывает отношение массы (объема) компонента смеси к общей массе (объему) смеси.

## Порядок выполнения работы

Рассмотрим решение некоторых типовых задач:

В 100 граммах воды ( $\text{H}_2\text{O}$ ) растворили 25 грамм хлорида алюминия ( $\text{AlCl}_3$ ).  
Определите **массовую долю вещества** в полученном растворе.

### **Решение задачи**

Задачу решаем, используя формулу нахождения **массовой доли вещества** в

растворе:

$$\omega(\text{вещества}) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})}$$

Массовая доля вещества в растворе – это отношение массы растворенного вещества к массе раствора. Выражается в долях единицы или в %. Следует отметить, что массовая доля вещества растворенного в растворе, выраженная в %, называется процентной концентрацией раствора. Найдем массу раствора, используя формулу:

$$m(\text{раствора}) = m(\text{вещества}) + m(\text{растворителя})$$

Соответственно:

$$m(\text{раствора } \text{AlCl}_3) = 100 \text{ г} + 25 \text{ г} = 125 \text{ (г)}.$$

Используя основную формулу нахождения массовой доли вещества в растворе, вычислим **массовую долю вещества** хлорида алюминия ( $\text{AlCl}_3$ ) в растворе:  
 $w(\text{AlCl}_3) = 25 \text{ г} / 125 \text{ г} = 0,2$  или  $20 \%$ .

**Ответ:** массовая доля вещества хлорида алюминия равна  $0,2$  или  $20 \%$ .

Сколько грамм соли и воды нужно для приготовления  $300 \text{ г}$   $5\%$  раствора?

Решение:

<b>Дано:</b> $m_{\text{раствора}} = 300 \text{ г}$ $w_{\text{растворённого вещества}} = 5\%$	<b>Решение:</b> 1. Запишем формулу для расчёта массовой доли: $w_{\%(\text{растворённого вещества})} = \frac{m_{(\text{растворённого вещества})}}{m_{(\text{раствора})}} \cdot 100\%$
<b>Найти:</b> $m(\text{H}_2\text{O}) = ?$ $m_{\text{растворённого вещества}} = ?$	2. Преобразуем формулу и вычислим массу растворённого вещества в растворе $m_{\text{растворённого вещества}} = (w_{\text{растворённого вещества}} \cdot m_{\text{раствора}}) / 100\%$ $m_{\text{растворённого вещества}} = (5\% \cdot 300 \text{ г}) / 100\% = 15 \text{ г}$ 3. Вычислим массу растворителя – воды: $m_{\text{раствора}} = m_{\text{растворённого вещества}} + m(\text{H}_2\text{O})$ $m(\text{H}_2\text{O}) = m_{\text{раствора}} - m_{\text{растворённого вещества}} = 300 \text{ г} - 15 \text{ г} = 285 \text{ г}$ Ответ: Для приготовления $300 \text{ г}$ $5\%$ раствора надо взять $15 \text{ г}$ соли и $285 \text{ г}$ воды.

### «Вычисление массовой доли растворённого вещества»

**Задача:** Сахар массой  $12,5 \text{ г}$  растворили в  $112,5 \text{ г}$  воды.

Определите массовую долю сахара в полученном растворе.

<b>Дано:</b> $m_{\text{сахара}} = 12,5 \text{ г}$ $m(\text{H}_2\text{O}) = 112,5 \text{ г}$	<b>Решение:</b> 1. Запишем формулу для расчёта массовой доли:
---	--



Найти:

$w\% = ?$

$$w\%_{(\text{раствор вещества})} = \frac{m_{(\text{раствор вещества})}}{m_{(\text{раствора})}} \cdot 100\%$$

2. Вычислим массу раствора:

$$m_{\text{раствора}} = m_{\text{растворённого вещества}} + m(\text{H}_2\text{O})$$

$$m_{\text{раствора}} = 12,5 \text{ г} + 112,5 \text{ г} = 125 \text{ г}$$

2. Вычислим массовую долю сахара:

$$w\% = (12,5 \text{ г} \cdot 100\%) / 125 \text{ г} = 10 \% \text{ или } 0,1$$

Ответ:  $w\% = 10 \%$

### «Вычисление массовой доли растворённого вещества в растворе, полученном при смешивании двух растворов»

**Задача:** Смешали два раствора соли: 120г 5%-ного раствора и 130г 15%-ного раствора. Вычислите массовую долю соли в образовавшемся растворе.

Дано:

$$m_{\text{раствора 1}} = 120 \text{ г}$$

$$W_{\text{растворённого вещества 1}} = 5\%$$

$$m_{\text{раствора 2}} = 130 \text{ г}$$

$$W_{\text{растворённого вещества 2}} = 15\%$$

Решение:

1. Запишем формулу для расчёта массовой доли:

$$w\%_{(\text{раствор вещества})} = \frac{m_{(\text{раствор вещества})}}{m_{(\text{раствора})}} \cdot 100\%$$

2. Преобразуем формулу и вычислим массы растворённого вещества в растворах 1 и 2

$$m_{\text{растворённого вещества}} = (W_{\text{растворённого вещества}} \cdot m_{\text{раствора}}) / 100\%$$

$$m_{\text{растворённого вещества 1}} = (5 \% \cdot 120 \text{ г}) / 100\% = 6 \text{ г}$$

$$m_{\text{растворённого вещества 2}} = (15 \% \cdot 130 \text{ г}) / 100\% = 19,5 \text{ г}$$

2. Общая масса растворённого вещества в полученном растворе:

$m_{\text{растворённого вещества 3}} = m_{\text{растворённого вещества 1}} + m_{\text{растворённого вещества 2}} = 6 \text{ г} + 19,5 \text{ г} = 25,5 \text{ г}$

3. Вычислим массу раствора, полученного при сливании двух растворов:

$$m_{\text{раствора 3}} = m_{\text{раствора 1}} + m_{\text{раствора 2}} = 120 \text{ г} + 130 \text{ г} = 250 \text{ г}$$

4. Вычислим массовую долю вещества в полученном растворе:

$$W_{\text{р.в. 3}} = (m_{\text{р.в. 3}} \cdot 100\%) / m_{\text{раствора 3}} = (25,5 \text{ г} \cdot 100\%) / 250 \text{ г} = 10,2 \%$$

Ответ:  $W_{\text{р.в. 3}} = 10,2 \%$

**Отчет должен содержать:**

1. Тема работы
2. Цель работы
3. Результаты выполнения упражнений для самостоятельной работы.

### Задания для самостоятельной работы

#### Вариант 1

1. Для дезинфекции ран используется 5%-ный раствор марганцовки. Какую массу марганцовки и воды надо взять для приготовления 200г раствора?

2. Определите массу раствора фосфорной кислоты, пролитую на себя неаккуратным лаборантом, если кислоты в растворе было 4 г, а её массовая доля составляла 0,001.

#### Вариант 2

1. В домашней аптечке всегда есть 3%-ный раствор «зеленки». Сколько красителя бриллиантового зеленого надо растворить в спирте, чтобы получить 50г р-ра

2. Ученик выполняет контрольное задание. Ему нужно приготовить 100 г раствора поваренной соли с её массовой долей 7%. Он взвешивает 7 г соли, отмеряет 100г воды и помещает все это в стаканчик. Размешивает палочкой и видит колючие глаза учителя с поджатыми губами. Ученик сразу все понял.

Что понял ученик?

#### Вариант 3

1. Если вы любите сладкий чай, то на 1 стакан (250 г воды) добавляете две чайные ложки сахара (по 5 г каждая). Какая массовая доля сахара в чае
2. Со шкафа техничка уронила сосуд, где содержалось 700г раствора гидроксида натрия с массовой долей NaOH 10%. Сколько граммов воды и щелочи взял лаборант для приготовления нового такого же раствора?

#### **Вариант 4**

1. Чтобы кожа была белой и гладкой, принято принимать соленые ванночки для лица и рук. Какую массу соли и воды надо взять, чтобы получить 500г соленого раствора с массовой долей соли 10%
2. Определите массовую долю сахара в сгущенном молоке, которое вылизал из банки пудель Тотоша, пока его хозяева купались в реке. Тотоше показалось, что во всей 400-граммовой массе молока сахара было 180 г.

### **Практическое занятие № 7**

#### **«Составление уравнений реакций в молекулярной и ионной формах.»**

**Цель работы:** закрепить знания электролитах и неэлектролитах и электролитической диссоциации, умения по составлению ионных уравнений химических реакций.

#### **Теоретические основы**

Все вещества по их поведению в растворах принято условно делить на две группы: а) электролиты и б) неэлектролиты.

Электролитами называют сложные вещества, растворы и расплавы которых способны проводить электрический ток. Неэлектролиты, наоборот, электрический ток не проводят.

К электролитам относят большинство неорганических кислот, щелочей и солей.

Электролиты — хлороводородная (соляная) кислота HCl, хлорид натрия NaCl, гидроксид калия KOH.

К неэлектролитам относят многие органические соединения, например спирты, углеводы (сахара), а также газообразные вещества и оксиды.

В химии диссоциацией принято называть распад кристаллов и молекул на ионы, который приводит к электрической проводимости растворов. Следовательно, причиной электрической проводимости растворов и расплавов некоторых веществ является образование носителей электричества — свободных заряженных частиц, называемых ионами.

Диссоциация происходит под действием молекул растворителя (чаще воды) или температуры. При этом химические связи между частицами в кристаллической решетке разрушаются.

Типичными видами связи для электролитов являются ионная или ковалентная полярная.

Таким образом, под электролитической диссоциацией понимают процесс распада электролитов на ионы под действием молекул воды или при расплавлении.

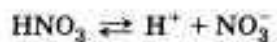
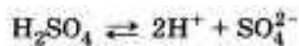
Рассмотрим электролитическую диссоциацию хлорида натрия (NaCl). При расплавлении энергия, подводимая к кристаллам, усиливает колебания ионов в узлах кристаллической решетки, в результате чего связи между ионами разрушаются и появляются свободные ионы. Аналогичный эффект достигается при растворении хлорида натрия в воде. Только роль разрушающего фактора выполняют молекулы воды, которые как бы растягивают кристалл на отдельные частицы. Но при этом ионы оказываются окруженными («гидратированными») молекулами воды.

Уравнение диссоциации:  $\text{NaCl} \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ .

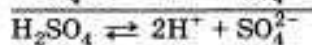
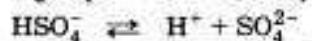
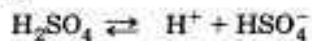
Диссоциация веществ с ковалентной полярной связью происходит несколько сложнее, например диссоциация хлороводорода в воде. Сначала происходит взаимодействие молекул воды с молекулами HCl, находящимися в узлах кристаллической решетки, и их отщепление от нее, а затем происходит «растягивание» полярной молекулы HCl на гидра-

тированные ионы  $\text{H}^+$  и  $\text{Cl}^-$ . Уравнение электролитической диссоциации хлороводорода выглядит так:  $\text{HCl} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ . В составе кислот, солей и оснований (щелочей) можно выделить части, определяющие их химические свойства. У кислот это ионы водорода, у солей — ионы металлов и кислотных остатков, у щелочей — ионы гидроксогрупп.

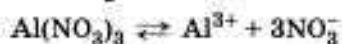
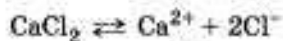
а) Кислоты диссоциируют на катионы водорода (упрощенно) и анионы кислотных остатков:



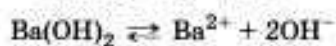
На самом деле происходит ступенчатая диссоциация кислоты:



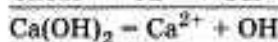
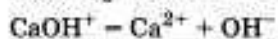
б) Соли диссоциируют на катионы металлов и анионы кислотных остатков:



в) Основания (щелочи) диссоциируют на катион металла и анион гидроксогруппы:

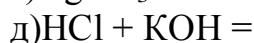
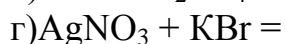
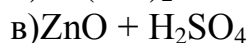
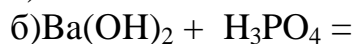
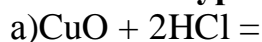


Ступенчатая диссоциация оснований:



## Порядок выполнения работы

### 1. Составить уравнения реакций в молекулярной и ионной форме



### 2. Выполнение самостоятельной работы

Отчет должен содержать:

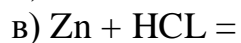
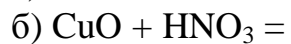
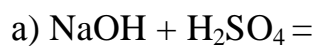
3. Тема работы

4. Цель работы

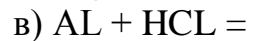
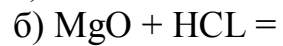
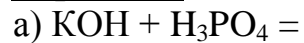
3. Результаты выполнения упражнений для самостоятельной работы.

*Задание для самостоятельной работы*

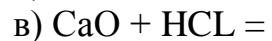
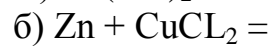
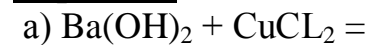
### **Вариант1**



### **Вариант 2**



### **Вариант3**



### **Вариант 4**

