




Департамент образования Ивановской области  
областное государственное бюджетное  
профессиональное образовательное учреждение  
«Шуйский технологический колледж»  
155901 г. Шуя, Ивановская обл., Учебный городок, 1  
 (49351) 4-70-81  [www.prof4.ru](http://www.prof4.ru)  [liceyshuya@mail.ru](mailto:liceyshuya@mail.ru)

---

**МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ**  
**по выполнению**  
**практических и лабораторных работ**  
  
**по учебной дисциплине**  
**ОП.09 ХИМИЯ**

Шуя, 2015

## Практическая работа 1 «Характеристика химических элементов»

Цель работы: охарактеризовать пять химических элементов на выбор по плану представленному ниже

ПЛАН характеристики химического элемента ПСХЭ

№ п\п	План	Магний (металла или неметалл)	
1	Положение элемента в ПСХЭ и строение его атомов	<p>Магний -- Mg</p> <p>Порядковый номер <math>Z=12</math>; и массовое число <math>A=24</math>, заряд ядра <math>+12</math>, число протонов <math>=12</math>, нейтронов (<math>N=A-Z=12</math>) <math>24-12=12</math> нейтронов, Электронов <math>=12</math>, Период – 3, Энергетических уровней - 3,  <math display="block">12 \text{ Mg } ) ) )</math> Строение электронной оболочки: <math>12 \text{ Mg } 2e; 8e; 2e</math>.  <math display="block">12 \text{ Mg } ) ) )</math> <math display="block">2 \quad 8 \quad 2</math> Степень окисления <math>+2</math>;  Восстановительные свойства у магния выражены сильнее, чем у бериллия, но слабее, чем у кальция, что связано с увеличением радиусов атомов  <math>\text{Be} - \text{Mg} - \text{Ca}</math>;  <math display="block">2+</math> Ион магния (<math>\text{Mg}^{2+}</math>)</p>	
2	Кристаллическая решётка;  химическая связь	<p>Металлическая</p> <p>Металлическая связь, а отсюда металлические свойства</p>	
3	Свойства химического элемента по сравнению с другими химическими элементами в группе	У магния выражены металлические свойства сильнее, чем у бериллия, так как в группах с увеличением атомной массы металлические свойства возрастают, неметаллические свойства убывают, а у кальция металлические свойства выражены больше чем у магния	
4.	Свойства химического элемента по сравнению с другими химическими элементами в периоде	Металлические свойства у магния выражены слабее, чем у натрия, но сильнее, чем у алюминия, так как в периодах с увеличением атомной массы металлические свойства убывают, а неметаллические свойства возрастают, так как атомный радиус уменьшается и сила притяжения увеличивается и	
5.	Свойства оксида	$\text{MgO}$ – оксид магния является основным оксидом и проявляет все характерные свойства оксидов.	
6.	Свойства оснований	Магний образует гидроксид $\text{Mg(OH)}_2$ , который проявляет все характерные свойства оснований.	
7	Летучие водород-ные соединения	Магний водородных соединений не образует	

ПЛАН характеристики химического элемента ПСХЭ

№ п\п	План	Сера( неметалл)	
----------	------	-----------------	--

1	Положение элемента в ПСХЭ и строение его атомов	<p>Сера -- S</p> <p>Порядковый номер <math>Z=16</math>; и массовое число <math>A=32</math>, заряд ядра <math>+16</math>, число протонов <math>=16</math>, нейтронов (<math>N=A-Z=12</math>) <math>32-16=16</math> нейтронов, Электронов <math>=16</math>, Период – 3, Энергетических уровней - 3,  <math display="block">16 \text{ S } \begin{array}{c} ) \\ ) \\ ) \end{array}</math> Строение электронной оболочки: <math>1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4</math>.  <math display="block">16 \text{ S } \begin{array}{c} ) \\ ) \\ ) \end{array}</math> <math display="block">2 \quad 8 \quad 6</math> Степень окисления - <math>(-2)</math> и <math>(+2; +4; +6)</math>  Окислительные свойства у серы выражены сильнее, чем у селена, но слабее, чем у кислорода, что связано с увеличением радиусов атомов от кислорода к селену  <math display="block">2+ \quad 4+ \quad 6+</math> Ион серы (<math>S^{2-}</math>; <math>S^{2+}</math>; <math>S^{4+}</math>; <math>S^{6+}</math>)</p>	
2	Кристаллическая решётка;  химическая связь	<p>Сера свойственно аллотропия. Молекулярная кристаллическая решётка из циклических молекул состава <math>S_8</math> у ромбической серы, а у пластической серы молекулы представляют собой длинные открытые цепи атомов (см. учебник стр. 7);</p> <p>Ковалентная полярная</p>	
3	Свойства химического элемента по сравнению с другими в группе	У серы выражены неметаллические свойства сильнее, чем у селена, так как в группах с увеличением атомной массы металлические свойства возрастают, неметаллические свойства убывают,	
4.	Свойства химического элемента по сравнению с другими химическими элементами в периоде	Неметаллические свойства у серы выражены слабее, чем у хлора, но сильнее, чем у фосфора, так как в периодах с увеличением атомной массы металлические свойства убывают, а неметаллические свойства возрастают, так как атомный радиус уменьшается и сила притяжения увеличивается и электроны на внешней электронной оболочке сильнее удерживаются	
5.	Свойства оксида	$SO_3$ – оксид серы является кислотным оксидом и проявляет все характерные свойства оксидов.	
6.	Свойства оснований	Сера образует гидроксид $H_2SO_4$ , который проявляет все характерные свойства кислот.	
7	Летучие водородные соединения	Сера водородные соединения образует $H_2S$	

## Практическая работа 2

### Расчетные задачи на нахождение относительной молекулярной массы, определение массовой доли химических элементов в сложном веществе

**Цель:** Повторить способы решения расчётных задач на нахождение молекулярной формулы вещества.

#### АЛГОРИТМЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ РАСЧЁТНЫХ ЗАДАЧ:

Определение молекулярной формулы вещества на основании результатов количественного анализа (массовой доли) и относительной плотности.

Задача. Найдите молекулярную формулу углеводорода, содержание углерода в котором 80%, а водорода – 20%, относительная плотность по водороду равна 15.

Дано:

*1-ый способ*

$$W(C)=80\%$$

$$W(H)=20\%$$

$$D(H_2)=15$$

Молекулярная формула - ?

Решение:

1. Определяем  $M_r$  вещества:

$$D(H_2) = M_r \text{ вещ-ва} / M_r (H_2)$$

$$M_r \text{ вещ-ва} = D(H_2) * M_r (H_2);$$

$$M_r \text{ вещ-ва} = 15 * 2 = 30$$

2. Определяем, сколько по массе приходится на углерод:

$$30 - 100\%$$

$$x - 80\% ; x = 24 (C).$$

3. Определяем, сколько по массе приходится на водород:

$$m(C) = 30 - 24 = 6.$$

4. Определяем число атомов углерода и водорода в данном веществе:

$$n(C) = 24 / 12 = 2 \text{ атома};$$

$$n(H) = 6 / 1 = 6 \text{ атомов}.$$

Формула вещества  $C_2H_6$ .

*2-ой способ*

$$1. M_r \text{ вещ-ва} = 15 * 2 = 30.$$

2. Переходим от массовых долей к мольным долям. Для этого массовые доли надо разделить на относительную атомную массу.

$$v \text{ мольная доля} = w\% / A_r$$

## Практическая работа 3

### Реакции ионного обмена

**Теория.** При взаимодействии электролитов соединяются только противоположно заряженные ионы. Если при этом образуется новое вещество в виде осадка, газа или мало диссоциирующего вещества, то такие реакции можно считать необратимыми, т. е. практически идущими до конца. Такие реакции называют *ионными*.

**Цель работы.** Подобрать соли, кислоты и щёлочи, которые при взаимодействии друг с другом образуют осадок, газ, воду, и записать реакции ионного обмена в молекулярной и ионной формах.

**Реактивы.** Растворы сульфата натрия, хлорида бария, сульфида калия, сульфата меди, серной и соляной кислот, гидроксида натрия.

#### Ход работы.

1. Пользуясь таблицей растворимости солей и оснований в воде, подобрать из имеющихся растворов солей, кислот и щелочей такие растворы, которые при взаимодействии между собой привели бы:

а) к образованию осадка \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

б) к выделению газообразного вещества \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

в) к образованию мало диссоциирующего вещества \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

2. Написать уравнения химических реакций в молекулярной и ионной формах.

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

**Вывод** \_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

\_\_\_\_\_

## Практическая работа 4

### Решение задач на тепловой эффект химических реакций

**Цель:** Научиться решать расчётные задачи, применяя законы термохимии и термодинамики.

**Оборудование:** микрокалькулятор, учебник «Физическая и коллоидная химия».

Для выполнения практической работы необходимы знания по следующим теоретическим вопросам:

1. Экзотермические и эндотермические реакции.
2. Тепловой эффект химической реакции.
3. Почему в химических реакциях выделяется или поглощается энергия?
4. Термохимическое уравнение реакции. Чем оно отличается от химического?
5. От чего зависит значение теплового эффекта?
6. Какая связь существует между тепловым эффектом и энтальпией?
7. Теплота образования.
8. Теплота сгорания.
9. Теплота разложения.
10. Первый закон термохимии.
11. Закон Гесса.
12. На основании чего производятся термохимические реакции?

Образец решения задачи:

Вычисление энтальпии реакции полного окисления этилового спирта до уксусной кислоты, если энтальпии образования всех веществ, участвующих в реакции равны:  
Для

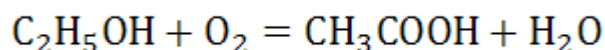
$$\Delta H^{\circ}_{\text{обр.}} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})} = -277 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{обр.}} \text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{ж})} = -487 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{обр.}} \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = -285,9 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$$

$$\Delta H^{\circ}_{\text{обр.}} \text{O}_2 = 0$$

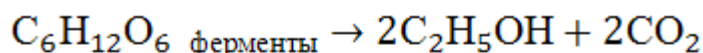
реакция окисления этилового спирта:



$\Delta H^\circ_{\text{обр. C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(ж)}} = -277 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$ $\Delta H^\circ_{\text{обр. CH}_3\text{COOH}_{(ж)}} = -487 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$ $\Delta H^\circ_{\text{обр. H}_2\text{O}_{(ж)}} = -285,9 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$ $\Delta H^\circ_{\text{обр. O}_2} = 0$	<p>Решение:</p> <p>Из закона Гесса следует, что</p> $\Delta H_p = (\Delta H^\circ_{\text{обр. CH}_3\text{COOH}} + \Delta H^\circ_{\text{обр. H}_2\text{O}}) -$ $- (\Delta H^\circ_{\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}} + \Delta H^\circ_{\text{O}_2}) = -487 - 285,9 + 277 =$ $= -495,9 (\text{кДж})$ <p>Объем: <math>\Delta H_p = -495,9 \text{ кДж}</math>, реакция экзотермическая</p> <p>Ответ:</p>
---	--

Задачи для самостоятельного решения.

1. Определить энтальпию реакции спиртового брожения глюкозы.

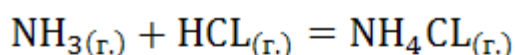


$$\Delta H \text{ C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 = -1273 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H \text{ C}_2\text{H}_5\text{OH} = -1366,91 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H \text{ CO}_2 = -393,5 \text{ кДж/моль}$$

2. Определить энтальпию реакции:

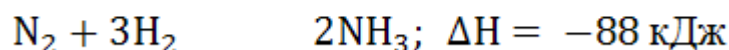
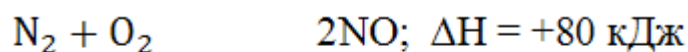


$$\Delta H^\circ \text{NH}_4\text{Cl} = -92,3 \text{ кДж/моль}$$

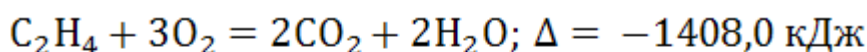
$$\Delta H^\circ \text{NH}_3 = -46,2 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^\circ \text{HCl} = -313,6 \text{ кДж/моль}$$

3. Определите какая из данных реакций экзо-, а какая эндотермическая? Ответ обоснуйте.



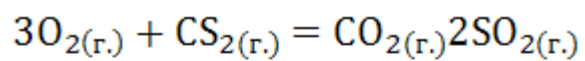
4. Определите энтальпию образования этилена по уравнению горения этилена.



$$\Delta H \text{ CO}_2 = -393,5 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H \text{ H}_2\text{O} = -285,8 \text{ кДж/моль}$$

5. Определите энтальпию реакции:

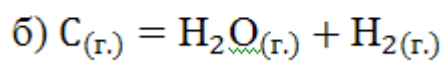
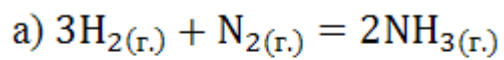


$$\Delta H^0 \text{CS}_2 = 115,3 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^0 \text{CO}_2 = -393,5 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^0 \text{SO}_2 = -296,9 \text{ кДж/моль}$$

6. Объясните изменение Энтропии в процессах:



## Практическая работа 5

### Основные, амфотерные, кислотные оксиды

**Цель:** закрепление умений обучающихся определение степени окисления, типа химической связи, вычисление молекулярной и молярной массы на примере оксидов.

Степень окисления (окислительное число, формальный заряд) — вспомогательная условная величина для записи процессов окисления, восстановления и окислительно-восстановительных реакций, численная величина электрического заряда, приписываемого атому в молекуле в предположении, что электронные пары, осуществляющие связь, полностью смещены в сторону более электроотрицательных атомов. Степень окисления указывается сверху над символом элемента. В отличие от указания заряда иона, при указании степени окисления первым ставится знак, а потом численное значение, а не наоборот

$\overset{+1}{\text{H}}\overset{+3}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_2$  — степень окисления,

$\text{H}^+\text{N}^{3+}\text{O}_2^{2-}$  — заряды.

Степень окисления атома в простом веществе равна нулю, например:

$\overset{0}{\text{O}}_3, \overset{0}{\text{Br}}_2, \overset{0}{\text{C}}.$

Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекуле всегда равна нулю:

$\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_4,$

$$(+1 \cdot 2) + (+6 \cdot 1) + (-2 \cdot 4) = +2 + 6 - 8 = 0$$

Задание 1. Определите степень окисления в следующих соединениях:

$\text{Cr}_2\text{O}_3, \text{NaBr}, \text{P}_2\text{O}_5, \text{Al}, \text{CuCl}_2, \text{PH}_3, \text{Mg}_3\text{P}_2, \text{SiO}_2, \text{Mg}, \text{AlCl}_3.$

Задание 2. Определите валентности элементов в соединениях:

$\text{CO}_2, \text{CO}, \text{Mn}_2\text{O}_7, \text{Cl}_2\text{O}, \text{P}_2\text{O}_3, \text{AlP}, \text{Na}_2\text{S}, \text{NH}_3, \text{Mg}_3\text{N}_2.$

**П о д с к а з к а.** Сначала укажите валентность атомов, у которых она постоянная.

Аналогично определяется валентность атомных групп  $\text{OH}, \text{PO}_4, \text{SO}_4$  и др.

Задание 3. Определите валентности атомных групп (в формулах подчеркнуты):

$\text{H}_3\text{PO}_4, \text{Ca}(\text{OH})_2, \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{H}_2\text{SO}_4, \text{CuSO}_4.$

(Обратите внимание! Одинаковые группы атомов имеют одинаковые валентности во всех соединениях.)

Зная валентности атома или группы атомов, можно составить формулу соединения. Для этого пользуются следующими правилами.

- Если валентности атомов одинаковы, то и число атомов одинаково, т.е. индексы не ставим:
- Если валентности кратны (обе делятся на одно и то же число), то число атомов элемента с

## Практическая работа 6

## Решение задач по теме «Алканы, номенклатура, изомерия»

### Вариант №1

№ п/п	Задание	Способ выполнения
1	Назовите следующие вещества: 1. $C_2H_6$ 2. $C_3H_8$ 3. $C_5H_{12}$ 4. $C_4H_{10}$	Назовите следующие вещества
2	Составьте формулы следующих веществ: 1. Метан 2. Пропан 3. Октан 4. Пентан	Составьте формулы следующих веществ
3	Напишите формулы следующих веществ: 1. 2 – метилпентан 2. 3- метилоктан 3. 2, 2 – диметилгексан 4. 2,3 – диметилпентан 5. пропан	Напишите формулы следующих веществ
4	Назовите следующие вещества:	Назовите следующие вещества
5	Напишите и назовите все возможные изомеры для формулы, где $C=6$	Напишите и назовите все возможные изомеры
6	Напишите реакцию горения для метана	Напишите реакцию горения

### Практическая работа

## Решение задач по теме «Алканы, номенклатура, изомерия»

## Вариант №2

№ п/п	Задание	Способ выполнения
1	Назовите следующие вещества: 1. $C_3H_8$ 2. $C_2H_6$ 3. $C_5H_{12}$ 4. $C_6H_{14}$	Назовите следующие вещества
2	Составьте формулы следующих веществ: 1. Пентан 2. Пропан 3. Этан 4. Бутан	Составьте формулы следующих веществ
3	Напишите формулы следующих веществ: 1. 3 – метилпентан 2. 3- метилгексан 3. 2, 2 – диметилгептан 4. 2,3 – диметиллоктан 5. бутан	Напишите формулы следующих веществ
4	Назовите следующие вещества:	Назовите следующие вещества
5	Напишите и назовите все возможные изомеры для формулы, где $C=5$	Напишите и назовите все возможные изомеры
6	Напишите реакцию горения для этана	Напишите реакцию горения

## Контрольная карта к практической работе

### Решение задач по теме «Алканы, номенклатура, изомерия»

#### Вариант №1

№ п/п	Задание	Эталон правильного ответа	Оценка в баллах
1	Назовите следующие вещества:	Этан, пропан, пентан, бутан	2

	1. $C_2H_6$ 2. $C_3H_8$ 3. $C_5H_{12}$ 4. $C_4H_{10}$		
2	Составьте формулы следующих веществ: 1. Метан 2. Пропан 3. Октан 4. Пентан	1. $CH_4$ 2. $C_3H_8$ 3. $C_8H_{18}$ 4. $C_5H_{12}$	2
3	Напишите формулы следующих веществ: 1. 2 – метилпентан 2. 3- метилоктан 3. 2, 2 – диметилгексан 4. 2,3 – диметилпентан 5. пропан		5
4	Назовите следующие вещества:		4
5	Напишите и назовите все возможные изомеры для формулы, где $C=6$		5
6	Напишите реакцию горения для метана	$CH_4 + 2O_2 = CO_2 + 2H_2O$	2
Всего баллов			20

### Вариант №2

№ п/п	Задание	Эталон правильного ответа	Оценка в баллах
1	Назовите следующие вещества: 1. $C_3H_8$ 2. $C_2H_6$ 3. $C_5H_{12}$ 4. $C_6H_{14}$	Пропан, этан, пентан, гексан	2
2	Составьте формулы следующих веществ: 1. Пентан 2. Пропан 3. Этан	1. $C_5H_{12}$ 2. $C_3H_8$ 3. $C_2H_6$ 4. $C_4H_{10}$	2

	4. Бутан		
3	Напишите формулы следующих веществ: 1. 3 – метилпентан 2. 3- метилгексан 3. 2, 2 – диметилгептан 4. 2,3 – диметилоктан 5. бутан		5
4	Назовите следующие вещества:		4
5	Напишите и назовите все возможные изомеры для формулы, где C=5		5
6	Напишите реакцию горения для этана	$C_2H_4 + 3O_2 = 2CO_2 + 2H_2O$	2
Всего баллов			20

КОЛ-ВО БАЛЛОВ	ОЦЕНКА
14-15	3
16-17	4
18-20	5

"5"-КУ 1-0,9 ; "4" КУ - 0,89-0,8; "3" КУ - 0,79 -0,7; "2" КУ < 0,7

100-90% - 5

80-89% - 4

70-79% - 3

## Практическая работа 8

### Решение задач по теме «Диены, номенклатура, изомерия. Алкины, номенклатура, изомерия»

#### Вариант №1

№ п/п	Задание	Способ выполнения
1	Назовите следующие вещества: 1. $C_2H_2$ 2. $C_3H_6$ 3. $C_5H_8$ 4. $C_4H_6$	Назовите следующие вещества
2	Составьте формулы следующих веществ: 1. Гексин 3 2. Пропин 1 3. Октадиен 1,4 4. Пентадиен 3, 4	Составьте формулы следующих веществ
3	Напишите формулы следующих веществ: 1. 2 – метилпентин -1 2. 3- метилоктин - 2 3. 2, 2 – диметилгексадиен - 4 4. 2,3 – диметилпентадиен - 1 5. Пропен - 2	Напишите формулы следующих веществ
4	Назовите следующие вещества:	Назовите следующие вещества
5	Напишите и назовите все возможные изомеры для формулы, где $C \equiv C$ (алкины)	Напишите и назовите все возможные изомеры
6	Напишите реакцию горения для этина	Напишите реакцию горения

## Практическая работа 9

### Спирты. Номенклатура, изомерия.

#### Опыт 1. Растворимость спиртов в воде

Выполнение работы:

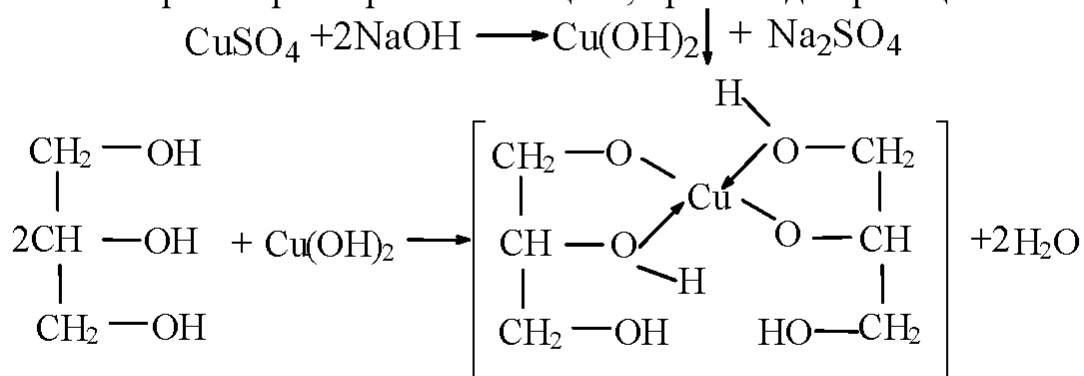
В две пробирки налили по 2 мл этилового и изоамилового спиртов. Добавили в каждую из пробирок по 3 мл воды и взболтали. Наблюдаем, что этиловый спирт растворился, а изоамиловый нет и при стоянии образует верхний маслянистый слой, т. к. его плотность меньше плотности воды (0,8 г/мл). Причиной различного поведения спиртов в воде является природа веществ.

Также над водой будут отслаиваться бензол, бутиловый спирт, олеиновая кислота.

#### Опыт 2. Получение глицерата меди

Выполнение работы:

В пробирку налили 1 мл 10%-го раствора сульфата меди (II) и добавили немного 10%-го раствора гидроксида натрия. Наблюдаем выпадение голубого осадка  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ . К полученному осадку добавили по каплям глицерин, смесь взболтали. Наблюдаем растворение осадка и окрашивание раствора в ярко-синий цвет, происходит реакция.



Этиловый и изоамиловый спирты не будут реагировать с  $\text{Cu}(\text{OH})_2$ , т.к. это качественная реакция на многоатомные спирты.

#### Опыт 3. Окисление этилового спирта хромовой смесью

Выполнение опыта:

Налили в пробирку 2 мл 5%-го раствора дихромата калия, 1 мл 20%-го раствора серной кислоты и 0,5 мл этилового спирта, получили смесь

оранжевого цвета. Пробирку нагрели. Наблюдаем изменение цвета раствора на зеленый и чувствуем характерный запах уксусного альдегида.

## Практическая работа 10

### Альдегиды. Номенклатура, изомерия.

**Теория.** Альдегидами называют органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную

группу -  $\begin{array}{c} \diagup \text{O} \\ \text{C} \\ \diagdown \text{H} \end{array}$  - соединённую с углеводородным радикалом.

Альдегиды применяют для получения карбоновых кислот. Альдегиды легко окисляются оксидами и гидроксидами. Реакции окисления альдегидов оксидами и гидроксидами тяжелых металлов применяются для качественного открытия альдегидных групп.

Карбоновыми кислотами называют органические вещества, содержащие одну или несколько карбоксильных групп  $\begin{array}{c} \diagup \text{O} \\ \text{C} \\ \diagdown \text{OH} \end{array}$

Многие карбоновые кислоты содержатся в листьях зелёных растений, плодах, хвое и др.

**Цель работы.** Пронаблюдать взаимодействие водного раствора формальдегида с гидроксидом меди. Получить и изучить свойства уксусной кислоты.

**Приборы и реактивы.** Штатив с пробирками, горелка, растворы сульфата меди, гидроксида натрия, концентрированная серная кислота, формалин, ацетат натрия, магниевая стружка, раствор лакмуса.

#### Ход работы.

1. Окисление водного раствора формальдегида гидроксидом меди. (2)

Внести в пробирку 4 капли раствора гидроксида натрия и 2 капли раствора сульфата меди(2).

К выпавшему осадку гидроксида меди(2) прибавить 3-4 капли формалина, взболтать и смесь нагреть.

Наблюдать образование жёлтого осадка  $\text{Cu OH}(1)$ , переходящую в красный осадок меди  $\text{Cu}_2\text{O}$ .

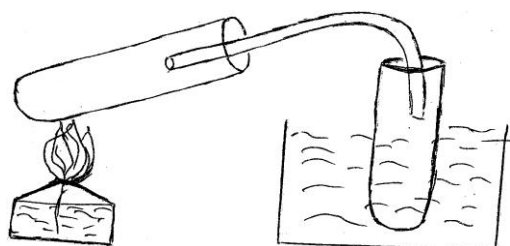
Записать наблюдения

---

---

---

2. Получение и свойства уксусной кислоты.



Собрать прибор.

Поместить в пробирку 0,5 г ацетата натрия и прибавить 5-6 капель концентрированной серной кислоты, так чтобы она смочила соль.

Пробирку закрыть пробкой с газоотводной трубкой, конец которой опустить в пустую пробирку, находящуюся в стакане с холодной водой. Нагревать смесь до тех пор, пока в пустой пробирке не соберётся немного уксусной кислоты. Обратите внимание на запах

уксусной кислоты. Полученную уксусную кислоту разделите на две пробирки, и разбавить равным количеством воды. В одной пробирке проверить наличие кислоты индикатором, во вторую пробирку поместить небольшое количество магния, поджечь выделяющийся газ.

Записать наблюдения

---

---

---

Написать уравнение реакции взаимодействия уксусной кислоты с магнием

---

---

---

Вывод

# Лабораторная работа 1

## Приготовление суспензии карбоната кальция в воде.

**Цель:** получить дисперсные системы и исследовать их свойства

**Оборудование и реактивы:** - дистиллированная вода;

- раствор желатина;

- кусочки мела;

- раствор серы;

- пробирки, штатив.

### 1. Приготовление суспензии карбоната кальция в воде.

Налить в 2 пробирки по 5мл дистиллированной воды. В пробирку №1 добавить 1мл 0,5%-ного раствора желатина. Затем в обе пробирки внести небольшое количество мела и сильно взболтать.

Поставить обе пробирки в штатив и наблюдать расслаивание суспензии.

Ответьте на вопросы:

Одинаково ли время расслаивания в обеих пробирках? Какую роль играет желатин? Что является в данной суспензии дисперсной фазой и дисперсионной средой?

### 2. Исследование свойств дисперсных систем

К 2-3мл дистиллированной воды добавьте по каплям 0,5-1мл насыщенного раствора серы.

Получается опалесцирующий коллоидный раствор серы. Какую окраску имеет гидрозоль?

Форма отчёта

	<b>ЦЕЛЬ</b>	<b>СРЕДСТВА</b>	<b>РЕЗУЛЬТАТ</b>
1	Приготовить суспензию карбоната кальция в воде	вода желатин мел	
2	Исследовать свойства дисперсных систем	вода спиртовой раствор серы	

Вывод: свойства дисперсных систем \_\_\_\_\_

## Окислительно - восстановительные реакции.

### Теория.

Окислительно- восстановительные реакции, в результате которых изменяется степень окисления элементов. Окисление- процесс отдачи атомом, молекулой или ионом электронов. Восстановление- процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.

Окислитель- атом, молекула или ион, присоединяющие электроны.

Восстановитель- атом, молекула или ион, отдающие электроны.

Метод электронного баланса осуществляется в несколько стадий:

Записывают уравнение реакций со всеми, участвующими в нём веществами без коэффициентов.

Выделяют элементы, изменяющие степени окисления, определяют число электронов, приобретённых окислителями и отдаваемых восстановителями.

Уравнивают число приобретаемых и отдаваемых элементами электронов, устанавливают коэффициенты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степени окисления.

Подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции.

**Цель работы.** Опытным путём обнаружить в реакциях окислитель и восстановитель.

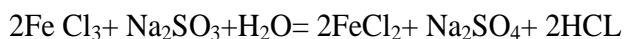
**Реактивы:** Штатив с пробирками, микрошпатель, растворы хлорида железа(3), йодида калия, сульфата натрия, гексациано -(3) феррата калия  $K_3 [Fe(CN)_6]$ , гидроксида натрия, перманганата калия.

### Ход работы

Окислительные свойства хлорида железа(3).

В две пробирки внесите по 4-5 капель раствора хлорида железа(3). В первую добавьте 2-3 капли йодида калия, во вторую бросьте микрошпатель сухого сульфата натрия и перемешайте. Пробу полученного раствора во второй пробирке испытайте раствором гексациано- (3) феррата калия  $K_3[Fe(CN)_6]$  на присутствие иона  $Fe^{2+}$ , при этом должен образоваться синий осадок. Пробу раствора из первой пробирки испытайте на присутствие свободного йода крахмальным клейстером.

Уравнения происходящих реакций записать в виде окислителя и восстановителя:



### 2. Превращения в растворе манганата калия

Получите раствор манганата калия  $K_2MnO_4$ , приливая по каплям раствор нитрита калия к смеси из двух капель раствора перманганата калия и двух капель раствора гидроксида натрия. Отметьте зелёную окраску полученного раствора. Полученный зелёный раствор манганата калия  $K_2MnO_4$  оставьте стоять и наблюдайте за постепенным изменением его цвета. Цвет раствора изменяется вследствие протекания реакции:



Образующийся оксид марганца (4) бурого цвета, а перманганат- фиолетового.

## Лабораторная работа 3

### Алюминий и его соединения

**Теория.** Алюминий – серебристо-белый металл. Лёгкий ( $\rho=2,7 \text{ г/см}^3$ ), тугоплавкий ( $t_m=660^\circ \text{ } 24^\circ \text{ C}$ ), пластичный (легко прокатывается в фольгу, протягивается в проволоку); соединения алюминия: оксид и гидроксид  $Al_2O_3$  – белое твёрдое вещество, тугоплавкое  $Al(OH)_3$  – амфотерен, он способен взаимодействовать как со щелочами так и с кислотами.

**Цель работы.** Пронаблюдать взаимодействия алюминия и его соединений с другими реагентами.

**Приборы и материалы.** Штатив с пробирками, горелка, лучинка, алюминиевая стружка, гидроксид натрия.

#### Ход работы.

1. В три пробирки поместить 5-6 капель растворов кислот: соляной, серной, азотной соответственно. Опустить в каждую пробирку по 1-2 стружки алюминия. В пробирках, где выделяется газ, попробовать поджечь его горящей лучиной. Обратит внимание, что с разбавленной  $HNO_3$  алюминий не реагирует.

2. поместить в пробирку 4-5- капель 30% -ного раствора  $NaOH$  и опустить в раствор 1-2 алюминиевые стружки

Когда начнётся энергичное выделение газа поджечь его горящей лучиной.

Записать наблюдения.

Написать уравнения реакций, происходящих между алюминием и серной кислотой, алюминием и соляной кислотой, алюминием и азотной кислотой.

---

---

---

---

---

3. Поместить в пробирку 5 капель сульфата алюминия и прибавить несколько капель гидроксида натрия до образования белого осадка. Разлить полученный раствор вместе с осадком в две пробирки. В одну из них прилить несколько капель щёлочи, а в другую – соляной кислоты до растворения осадка.

Записать наблюдения.

Написать в молекулярной форме уравнения реакций: образования гидроксида алюминия при взаимодействии щёлочи и сульфата алюминия; взаимодействие соляной кислоты с гидроксидом алюминия, взаимодействие щёлочи с гидроксидом алюминия с образованием соли.

---

---

---

---

---

**Вывод.** \_\_\_\_\_

---

---

---

## Лабораторная работа 4, 5 (33, 35 урок)

### Свойства кислот и оснований.

**Цель работы:** на основании проведенных опытов сделать вывод о взаимодействии металлов с кислотами, кислот с основаниями, кислот с солями, щелочей с солями, разложении нерастворимых оснований, а также исследовать, как действуют кислоты на индикаторы.

**Оборудование:** индикаторы, пробирки, кислоты, основания, оксиды, соли, металлы.

### Ход работы:

**Задание №1. Испытание растворов кислот и щелочей индикаторами.**

Что делали	Что наблюдали	Вывод

Согласуется ли вывод с таблицей «Изменение цвета индикаторов».

### Изменение цвета индикаторов

Индикатор	Среда		
	кислая	нейтральная	щелочная
Лакмус	красный	бурый	синий
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	красный
метилоранж	красный	красный	оранжевый

**Задание №2.** Пользуясь предложенными реактивами, проведите реакции, характеризующие свойства кислот.

Что делали	Что наблюдали	Вывод
------------	---------------	-------

## Лабораторная работа 6

### Свойства белков

**Теория.** Белки - сложные высокомолекулярные соединения, построенные из остатков аминокислот.

Белки нельзя отнести к отдельным классам органических соединений (в них содержится много функциональных групп).

В состав белков входят выше 25 различных аминокислот. Все белки различаются между собой по качественному и количественному содержанию различных аминокислот, по взаиморасположению аминокислотных остатков.

Многие белки хорошо растворяются в растворах солей, кислот, почти все растворяются в щелочах, не растворяются в органических растворителях.

**Цель работы.** Изучить свойства белков и обнаружить белки в пшеничной муке.

**Приборы и реактивы.** Штатив с пробирками, горелка, водный раствор яичного белка ( один белок на 150-200 мл воды), концентрированная азотная кислота, 10% раствор гидроксида натрия, раствор сульфата меди, пшеничная мука.

#### Ход работы.

1. Налить в пробирку 4 капли водного раствора яичного белка, нагреть в пламени горелки до кипения, обратить внимание на образование хлопьев в пробирке.
2. Внести в пробирку 5 капель водного раствора белка и 3 капли концентрированной азотной кислоты. Образуется белый осадок. Нагреть содержимое пробирки .  
Отметить окрашивание осадка в жёлтый цвет. Охладить смесь, осторожно добавить несколько капель концентрированного раствора аммиака до образования оранжевого цвета.
3. Внести в пробирку 4 капли свежеприготовленного белка, 2 капли раствора щёлочи, 2 капли раствора сульфата меди, жидкость окрашивается в фиолетовый цвет.
4. Насыпать в пробирку 0,5 г пшеничной муки , прибавить 3-5 капель концентрированной азотной кислоты. Нагреть, охладить смесь и прибавить раствора аммиака до щелочной реакции(проба с помощью лакмусовой бумажки).  
Этим способом может быть обнаружен белок в молоке, мясе, твороге, шерсти.

**Вывод:** \_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_  
\_\_\_\_\_