

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ  
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«ОРЕНБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»**

**Методические рекомендации для  
самостоятельной работы обучающихся по дисциплине**

**Б1.Б.07 НЕОРГАНИЧЕСКАЯ И АНАЛИТИЧЕСКАЯ ХИМИЯ**

**Специальность 36.05.01 Ветеринария**

**Специализация Ветеринарное дело**

**Форма обучения очная**

## СОДЕРЖАНИЕ

1	<b>Организация самостоятельной работы.....</b>	4
2	<b>Методические рекомендации по подготовке реферата.....</b>	5
2.1	Реферат содержит.....	5
2.2	Оформление работы.....	5
2.3	Критерии оценки реферата.....	6
3	<b>Методические рекомендации по подготовке эссе.....</b>	6
3.1	Эссе содержит.....	6
3.2	Оформление работы.....	6
3.3	Критерии оценки эссе.....	7
4	<b>Методические рекомендации по выполнению индивидуальных домашних заданий.</b>	7
4.1	Темы индивидуальных домашних заданий.....	7
4.2	Содержание индивидуальных домашних заданий.....	8
4.3	Порядок выполнения заданий .....	13
4.4	Пример выполнения задания .....	14
5.	<b>Методические рекомендации по самостояльному изучению вопросов.....</b>	22
6	<b>Методические рекомендации по подготовке к занятиям.....</b>	29
6.1	Лабораторная работа 1(ЛР-1) Оксиды, кислоты, основания.....	29
6.2	Лабораторная работа 2(ЛР-2) Соли.....	30
6.3	Лабораторная работа 3(ЛР-3) Соли.....	31
6.4	Лабораторная работа 4(ЛР-4) Основные понятия и законы химии.....	31
6.5	Лабораторная работа 5(ЛР-5) Основные понятия и законы химии.....	32
6.6	Лабораторная работа 6(ЛР-6) Скорость химических реакций. Химическое равновесие.....	33
6.7	Лабораторная работа 7(ЛР-7) Энергетика химических процессов.....	33
6.8	Лабораторная работа 8(ЛР-8) Энергетика химических процессов.....	34
6.9	Лабораторная работа 9(ЛР-9) ТЭД. Ионное равновесие. Обменные реакции в растворах.....	34
6.10	Лабораторная работа 10(ЛР-10) Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей.....	34
6.11	Лабораторная работа 11(ЛР-11) Способы выражения концентрации растворов.....	35
6.12	Лабораторная работа 12(ЛР-12) Расчеты в титриметрии.....	35
6.13	Лабораторная работа 13(ЛР-13) Метод нейтрализации.....	36
6.14	Лабораторная работа 14(ЛР-14) Метод нейтрализации.....	36

6.15	Лабораторная работа 15(ЛР-15) Окислительно-восстановительные реакции.....	37
6.16	Лабораторная работа 16(ЛР-16) Метод перманганатометрии.....	37
6.17	Лабораторная работа 17(ЛР-17) Метод йодометрии.....	37
6.18	Лабораторная работа 18(ЛР-18) Строение атома.....	38
6.19	Лабораторная работа 19(ЛР-19) Химическая связь.....	38
6.20	Лабораторная работа 20(ЛР-20) Химическая связь.....	39
6.21	Лабораторная работа 21(ЛР-21) Двойные и комплексные соединения.....	39
6.22	Лабораторная работа 22(ЛР-22) Комплексонометрия. Аргентометрия.....	40
6.23	Лабораторная работа 23(ЛР-23) Хроматографический анализ. Фотоэлектроколориметрия.....	40
	Приложение.....	42

# 1. ОРГАНИЗАЦИЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОЙ РАБОТЫ

## 1.1. Организационно-методические данные дисциплины

№ п.п	Наименование темы	Общий объем часов по видам самостоятельной работы (из табл. 5.1 РПД)				
		подготовка курсового проекта (работы)	подготовка реферата/эссе	индивидуальные домашние задания (ИДЗ)	самостоятельное изучение вопросов (СИВ)	подготовка к занятиям (ПкЗ)
1	2	3	4	5	6	7
	Основные классы неорганических веществ.	-	-	1	4	1
	Основные понятия и законы химии. Стехиометрические расчеты.	-	-	1	2	1
	Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	-	-	1	2	1
	Химическая термодинамика.	-	-	2	2	1
	ТЭД. Ионное равновесие. Обменные реакции в растворах.	-	-	0,5	2	1
	Ионное произведение воды. pH растворов, гидролиз солей.	-	-	0,2	2	0,5
	Способы выражения концентрации растворов.	-	-	0,3	2	0,5
	Расчеты в титриметрии, метод нейтрализации.	-	-	-	2	0,5
	ОВР. Метод полу реакций.	-	-	2	1	0,5
	Методы редоксиметрии. Перманганатометрия. Иодометрия.	-	-	-	1	0,5
	Строение атома, периодический закон Д.И.Менделеева.	-	-	1	1	0,5
	Химическая связь.	-	-	-	2	0,5
	Комплексные соединения.	-	-	1	2	0,5
	Комплексонометрия, аргентометрия.	-	-	-	2	1,5
	Колориметрия. Хроматография.	-	-	-	9	1,5
	Реферат	-	3,5	-	-	-

## **2 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПОДГОТОВКЕ РЕФЕРАТА**

### **2.1 Реферат содержит:**

- титульный лист;
- содержание;
- введение;
- основная часть;
- заключение;
- список использованной литературы;
- приложения;

### **2.2 Оформление работы.**

На титульном листе реферата указываются наименование учебного заведения и кафедры, по тематике которой студент пишет реферат, тема реферата, ученая степень и ученое звание преподавателя учебной дисциплины, его фамилия и инициалы; фамилия, имя, отчество студента с указанием факультета, специальности (направления), курса и группы обучения. В конце титульного листа необходимо указать: «Оренбург» и год написания реферата. На втором листе приводится содержание (план) реферата.

Текст реферата выполняется на одной стороне листа белой бумаги формата А4 (210x297) в редакторе Word через 1,5 интервала со следующими полями: левое – 30 мм, правое – 15 мм, верхнее – 20 мм, нижнее – 20 мм. Шрифт – Times New Roman. Размер шрифта – 14. Отступ для красной строки – 1,25

Не допускается формирование отступов пробелами и интервалов пропуском строк.

В исключительных случаях допускается написание реферата от руки, но четким и понятным почерком.

Все листы реферата, включая список используемых источников нумеруются арабскими цифрами по порядку, начиная со второй страницы введения (т.е. первой цифрой нумерации будет цифра 4) до последней страницы без пропусков и повторений. (На титульном листе, листе содержания и первой странице введения номер страницы не ставится) Номера страниц ставятся в низу по центру.

Список литературы, используемой студентом для выполнения реферата, оформляется в соответствии с установленными требованиями и должен содержать не менее 7-9 источников.

Реферат должен быть написан грамотно, чётко, разборчиво, с выделением абзацев, страницы должны быть пронумерованы, слева остаются поля. Объём реферата должен быть 15 - 20 машинописных страниц.

На титульном листе реферата указываются: тема работы, фамилия, инициалы студента, курс, группа. За титульным листом идёт содержание (оглавление), в котором необходимо указать план работы: введение, перечень основных вопросов, заключение, список источников и литературы, используемых в реферате и приложение.

Листы реферата подшиваются в пластиковый скоросшиватель.

### **2.3 Критерии оценки реферата:**

- правильность и аккуратность оформления;
- актуальность темы;
- соответствие содержания работы выбранной теме;
- степень самостоятельности автора при освещении темы;

В конце методических рекомендаций для самостоятельной работы обучающихся в приложениях образец титульного листа и содержания реферата.

## **3 МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПОДГОТОВКЕ ЭССЕ**

### **3.1 Эссе содержит:**

- титульный лист;
- содержание;
- введение;
- основная часть;
- заключение;
- приложения;

### **3.2 Оформление работы.**

На титульном листе эссе указываются наименование учебного заведения и кафедры, по тематике которой студент пишет эссе, тема эссе, ученая степень и ученое звание преподавателя учебной дисциплины, его фамилия и инициалы; фамилия, имя, отчество студента с указанием факультета, специальности (направления), курса и группы обучения. В конце титульного листа необходимо указать: «Оренбург» и год написания эссе. Текст эссе выполняется на одной стороне листа белой бумаги формата А4 (210x297) в редакторе Word через 1,5 интервала со следующими полями: левое – 30 мм, правое – 15 мм, верхнее – 20 мм, нижнее – 20 мм. Шрифт – Times New Roman. Размер шрифта – 14. Отступ для красной строки – 1,25

Не допускается формирование отступов пробелами и интервалов пропуском строк.

В некоторых случаях допускается написание эссе от руки, но четким и понятным почерком.

Все листы эссе нумеруются арабскими цифрами по порядку, начиная со второй страницы введения до последней страницы без пропусков и повторений. Номера страниц ставятся внизу по центру.

Эссе должно быть написано грамотно, чётко, разборчиво, с выделением абзацев, страницы должны быть пронумерованы, слева остаются поля. Объём эссе должен быть 3 – 4 машинописных страниц.

### 3.3 Критерии оценки эссе:

- правильность и аккуратность оформления;
- соответствие содержания работы выбранной теме;
- степень самостоятельности автора при освещении темы;

В конце методических рекомендаций для самостоятельной работы обучающихся в приложениях образец титульного листа и содержания эссе.

## 4. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ

Индивидуальные домашние задания выполняются в форме контрольной работы.

№ варианта	Кислоты, основания	№ варианта	Кислоты, основания
<b>1</b>	LiOH; Mg(OH) <sub>2</sub> ; HNO <sub>3</sub> ; H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	<b>16</b>	NaOH Co(OH) <sub>2</sub> HBrO <sub>3</sub> H <sub>3</sub> BO <sub>3</sub>
<b>2</b>	NaOH Be(OH) <sub>2</sub> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	<b>17</b>	KOH Ni(OH) <sub>2</sub> HIO <sub>4</sub> H <sub>2</sub> MnO <sub>4</sub>
<b>3</b>	KOH Cu(OH) <sub>2</sub> H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub> HNO <sub>2</sub>	<b>18</b>	RbOH Bi(OH) <sub>3</sub> HIO <sub>3</sub> H <sub>2</sub> S
<b>4</b>	RbOH Cd(OH) <sub>2</sub> H <sub>2</sub> TeO <sub>4</sub> HPO <sub>3</sub>	<b>19</b>	CsOH Pb(OH) <sub>2</sub> H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> HClO
<b>5</b>	CsOH Al(OH) <sub>3</sub> HCl H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	<b>20</b>	FrOH Mg(OH) <sub>2</sub> HMnO <sub>4</sub> H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
<b>6</b>	FrOH Cr(OH) <sub>2</sub> HClO <sub>3</sub> H <sub>3</sub> PO <sub>3</sub>	<b>21</b>	Ca(OH) <sub>2</sub> Zn(OH) <sub>2</sub> HNO <sub>3</sub> H <sub>2</sub> S
<b>7</b>	Ca(OH) <sub>2</sub> Cr(OH) <sub>3</sub> HClO <sub>4</sub> H <sub>3</sub> AsO <sub>4</sub>	<b>22</b>	Sr(OH) <sub>2</sub> Cu(OH) <sub>2</sub> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> HClO <sub>2</sub>
<b>8</b>	Sr(OH) <sub>2</sub> Mn(OH) <sub>2</sub> HBr H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>	<b>23</b>	Ba(OH) <sub>2</sub> Cd(OH) <sub>2</sub> H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub> HBrO
<b>9</b>	Ba(OH) <sub>2</sub> Fe(OH) <sub>2</sub> HI H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	<b>24</b>	LiOH Al(OH) <sub>3</sub> H <sub>2</sub> TeO <sub>4</sub> HBrO <sub>2</sub>
<b>10</b>	LiOH Fe(OH) <sub>3</sub> HBrO <sub>4</sub> H <sub>2</sub> S	<b>25</b>	NaOH Cr(OH) <sub>2</sub> HCl H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>
<b>11</b>	NaOH Mg(OH) <sub>2</sub> H <sub>2</sub> SeO <sub>4</sub> H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	<b>26</b>	Ca(OH) <sub>2</sub> NH <sub>4</sub> OH HIO <sub>4</sub> H <sub>2</sub> S
<b>12</b>	KOH Cd(OH) <sub>2</sub> HNO <sub>3</sub> H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	<b>27</b>	Sr(OH) <sub>2</sub> Zn(OH) <sub>2</sub> H <sub>2</sub> CrO <sub>4</sub> HClO
<b>13</b>	RbOH Al(OH) <sub>3</sub> H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> HNO <sub>2</sub>	<b>28</b>	CsOH Al(OH) <sub>3</sub> HMnO <sub>4</sub> H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>
<b>14</b>	LiOH Cu(OH) <sub>2</sub> HClO <sub>3</sub> H <sub>2</sub> S	<b>29</b>	RbOH Bi(OH) <sub>3</sub> HBr H <sub>3</sub> AsO <sub>3</sub>
<b>15</b>	CsOH Cr(OH) <sub>2</sub> HClO <sub>4</sub> H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	<b>30</b>	Ba(OH) <sub>2</sub> Fe(OH) <sub>2</sub> HCl H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>

### 4.1 Темы индивидуальных домашних заданий

1. Индивидуальное домашнее задание 1 (ИДЗ-1) Оксиды, классификация, структура оксидов.
2. Индивидуальное домашнее задание 2 (ИДЗ-2) Кислоты, основания, диссоциация.
3. Индивидуальное домашнее задание 3,4 (ИДЗ -3,4) Реакции получения солей, структуры солей.

4. Индивидуальное домашнее задание 5(ИДЗ-5) Расчет молярной массы эквивалента полученных солей.
5. Индивидуальное домашнее задание 6(ИДЗ-6) Стехиометрические расчеты.
6. Индивидуальное домашнее задание 7 (ИДЗ-7) Закономерности протекания химических реакций.
7. Индивидуальное домашнее задание 8 (ИДЗ-8) Смещение химического равновесия.
8. Индивидуальное домашнее задание 9 (ИДЗ-9) Расчет основных термодинамических функций.
9. Индивидуальное домашнее задание 10(ИДЗ-10) Способы выражения концентрации растворов.
10. Индивидуальное домашнее задание 11(ИДЗ-11) Гидролиз солей.
11. Индивидуальное домашнее задание 12(ИДЗ-12) Расчет pH раствора соли.
12. Индивидуальное домашнее задание 13 (ИДЗ-13) Строение атома.
13. Индивидуальное домашнее задание 14 (ИДЗ-14) Окислительно-восстановительные реакции.
14. Индивидуальное домашнее задание 15 (ИДЗ-15) Комплексные соли.

#### **4.2 Содержание индивидуальных домашних заданий**

1. Индивидуальное домашнее задание 1 (ИДЗ-1) Оксиды, классификация, структура оксидов.

Из элементов, входящих в состав предложенных кислот и оснований, соответствующих номеру вашего варианта, составить формулы всех возможных оксидов. Указать валентность элементов в этих оксидах, их характер, составить структурные формулы.

2. Индивидуальное домашнее задание 2 (ИДЗ-2) Кислоты, основания, диссоциация.

Напишите уравнения ступенчатой диссоциации этих веществ, формулу для выражения констант диссоциации.

3. Индивидуальное домашнее задание 3,4 (ИДЗ -3,4) Реакции получения солей, структуры солей.

Из соединений задания № 1 все возможные соли (средние, кислые, основные). Назовите соли. Напишите уравнения реакций получения солей в молекулярном и ионном (полном и сокращенном) виде. Кислые и основные соли условно считать растворимыми. Укажите значение полученных солей.

4. Индивидуальное домашнее задание 5(ИДЗ-5) Расчет молярной массы эквивалента полученных солей.

Для всех солей из задания № 3,4 рассчитать молярную массу эквивалента и количество вещества эквивалента, если масса соли 20 г.

5. Индивидуальное домашнее задание 6(ИДЗ-6) Стехиометрические расчеты.

Из задания № 1 выбрать газообразные оксиды и рассчитать (в соответствии с номером своего варианта) для них количество вещества, объем и количество молекул, если масса его равна: 1) 5 г; 2) 7 г; 3) 10 г; 4) 12 г; 5) 15 г; 6) 20 г; 7) 25 г; 8) 30 г; 9) 35 г; 10) 40 г; 11) 0,5 г; 12) 0,7 г; 13) 1 г; 14) 1,2 г; 15) 1,5 г; 16) 0,2 г; 17) 0,25 г; 18) 0,3 г; 19) 0,35 г; 20) 0,4 г; 21) 0,1 г; 22) 0,3 г; 23) 0,8 г; 24) 8 г; 25) 1 г; 26) 2 г; 27) 12 г; 28) 120 г; 29) 100 г; 30) 50 г.

6. Индивидуальное домашнее задание 7 (ИДЗ-7) Закономерности протекания химических реакций.

Напишите уравнения возможных реакций получения газообразных соединений из исходных простых веществ, образованных элементами, входящих в состав кислот и оснований.

1. Как изменится скорость реакции, если: 1) концентрации реагирующих веществ уменьшить в 3 раза; 2) концентрации реагирующих веществ уменьшить в 2 раза; 3) концентрации реагирующих веществ увеличить в 2 раза; 4) концентрации реагирующих веществ увеличить в 3 раза; 5) концентрацию одного из реагирующих веществ уменьшить в 3 раза; 6) концентрацию одного из реагирующих веществ увеличить в 2 раза; 7) концентрацию одного из реагирующих веществ уменьшить в 2 раза; 8) концентрацию одного из реагирующих веществ увеличить в 3 раза?

2. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры на: 1) 20°; 2) 30°; 3) 40°; 4) 50°; 5) 60°; 6) 70°; 7) 20°; 8) 30°; 9) 40°; 10) 50°; 11) 60°; 12) 70°; 13) 20°; 14) 30°; 15) 40°; 16) 50°; 17) 60°; 18) 70°; 19) 20°; 20) 30° С ? (температурный коэффициент равен 2)

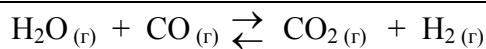
7. Индивидуальное домашнее задание 8 (ИДЗ-8) Смещение химического равновесия.

Напишите математическое выражение  $K_p$  (константы химического равновесия) для обратимых реакций и укажите направление смещения равновесия при изменении условий:

а) уменьшении парциального давления одного из исходных газообразных веществ; б) понижении давления; в) повышении температуры.

Номер задания	Уравнение реакции	$\Delta H^0$ , кДж/моль
1	$2\text{N}_2\text{O}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 4\text{NO}_{(r)}$	196
2	$4\text{NH}_{3(r)} + 5\text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 4\text{NO}_{(r)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(r)}$	908
3	$2\text{H}_2\text{S}_{(r)} + 3\text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{2(r)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(r)}$	
4	$\text{CO}_{2(r)} + \text{H}_{2(r)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$	41
5	$2\text{H}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(r)}$	-484
6	$2\text{SO}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(r)}$	-196
7	$2\text{NO}_{(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(r)}$	-112
8	$\text{Fe}_3\text{O}_{4(t)} + \text{H}_{2(r)} \rightleftharpoons 3\text{FeO}_{(t)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$	62
9	$\text{FeO}_{(t)} + \text{H}_{2(r)} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(t)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$	-272
10	$\text{C}_{(\text{графит})} + \text{H}_2\text{O}_{(r)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(r)} + \text{H}_{2(r)}$	131
11	$\text{CO}_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(r)} + \text{H}_{2(r)}$	-41
12	$\text{SO}_{3(r)} + \text{H}_{2(r)} \rightleftharpoons \text{SO}_{2(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$	-144
13	$\text{H}_{2(r)} + \text{Cl}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{HCl}_{(r)}$	-184
14	$\text{FeO}_{(t)} + \text{CO}_{(r)} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(t)} + \text{CO}_{2(r)}$	-11
15	$2\text{ZnS}_{(t)} + 3\text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{ZnO}_{(t)} + 2\text{SO}_{2(r)}$	-878
16	$\text{N}_{2(r)} + 3\text{H}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(r)}$	-92
17	$\text{CaCO}_{3(t)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(t)} + \text{CO}_{2(r)}$	175
18	$2\text{MgCl}_{2(t)} + 2\text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{MgO}_{(t)} + 2\text{Cl}_{2(r)}$	82
19	$\text{Ca(OH)}_2(t) \rightleftharpoons \text{CaO}_{(t)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)}$	48

20



- 41

8. Индивидуальное домашнее задание 9 (ИДЗ-9) Расчет основных термодинамических функций.

Вычислить стандартные изменения энталпии, энтропии, энергии Гиббса в соответствующей реакции ( $\Delta H_{\text{oob}}^0$ ,  $S_{298}^0$  в табл.). Определить температуру, при которой устанавливается химическое равновесие реакции, и сделать вывод о возможности протекания реакции в прямом направлении (из расчетных либо графических данных).

Номер задания	Уравнение реакции
1	$2\text{Mg}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{r})} = 2\text{MgO}_{(\text{к})} + \text{C}_{(\text{графит})}$
2	$3\text{CH}_4_{(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = 4\text{CO}_{(\text{r})} + 8\text{H}_{2(\text{r})}$
3	$4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{Cl}_{2(\text{r})}$
4	$2\text{H}_2\text{S}_{(\text{r})} + \text{SO}_{2(\text{r})} = 3\text{S}_{(\text{ромб})} + 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$
5	$2\text{Cu}_{2\text{O}_{(\text{r})}} + \text{Cu}_{2\text{S}_{(\text{r})}} = 6\text{Cu}_{(\text{к})} + \text{SO}_{2(\text{r})}$
6	$2\text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{Cl}_{2(\text{r})} = 4\text{HCl}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})}$
7	$3\text{Fe}_{2\text{O}_{3(\text{т})}} + \text{H}_{2(\text{r})} = \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} + 2\text{Fe}_{3\text{O}_{4(\text{т})}}$
8	$\text{CaO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{r})} = \text{CaCO}_{3(\text{т})}$
9	$\text{C}_{(\text{рп.})} + \text{CO}_{2(\text{r})} = 2\text{CO}_{(\text{r})}$
10	$2\text{ZnS}_{(\text{т})} + 3\text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{ZnO}_{(\text{т})} + 2\text{SO}_{2(\text{r})}$
11	$\text{CaCO}_{3(\text{т})} = \text{CaO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$
12	$\text{BaO}_{(\text{т})} + \text{CO}_{2(\text{r})} = \text{BaCO}_{3(\text{т})}$
13	$2\text{NO}_{(\text{r})} + \text{O}_{2(\text{r})} = 2\text{NO}_{2(\text{r})}$
14	$\text{N}_{2}\text{O}_{4(\text{r})} = 2\text{NO}_{2(\text{r})}$
15	$\text{Al}_{2}\text{O}_{3(\text{т})} + 3\text{SO}_{3(\text{r})} = \text{Al}_{2}(\text{SO}_4)_{3(\text{т})}$
16	$\text{CaO}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})} = \text{Ca}(\text{OH})_2_{(\text{т})}$
17	$\text{FeO}_{(\text{т})} + \text{H}_{2(\text{r})} = \text{Fe}_{(\text{т})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})}$
18	$\text{CuO}_{(\text{т})} + \text{C}_{(\text{т})} = \text{Cu}_{(\text{к})} + \text{CO}_{(\text{r})}$
19	$\text{CaO}_{(\text{т})} + \text{Fe}_{2\text{O}_{3(\text{т})}} = \text{Ca}(\text{FeO}_2)_{2(\text{т})}$
20	$\text{CaO}_{(\text{т})} + \text{SO}_{3(\text{r})} = \text{CaSO}_{4(\text{т})}$

9. Индивидуальное домашнее задание 10(ИДЗ-10) Способы выражения концентрации растворов.

Рассчитать массовую долю (процентную концентрацию), молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, моляльную концентрацию и титр любой растворимой соли из задания № 3, если :

№ п/п	Масса растворенного вещества, г	Масса растворителя, г	№ п/п	Масса растворенного вещества, г	Масса растворителя, г	№ п/п	Масса растворенного вещества, г	Масса растворителя, г
1	5	50	11	20	180	21	50	450
2	7	80	12	22	200	22	55	470
3	10	100	13	25	220	23	60	480
4	12	120	14	27	250	24	70	500
5	14	125	15	30	255	25	15	500
6	15	130	16	32	270	26	12	400
7	16	140	17	35	280	27	20	200

<b>8</b>	17	150	<b>18</b>	37	300	<b>28</b>	25	450
<b>9</b>	18	155	<b>19</b>	40	350	<b>29</b>	35	350
<b>10</b>	19	160	<b>20</b>	45	400	<b>30</b>	10	150

Плотность раствора условно принимаем равной 1 г/см<sup>3</sup>.

#### 10. Индивидуальное домашнее задание 11(ИДЗ-11) Гидролиз солей.

Написать уравнения реакций гидролиза всех солей из задания № 3 в молекулярном и ионном виде, указать реакцию среды. Рассчитать константу гидролиза (К<sub>г</sub>) и pH раствора одной из гидролизуемых солей при концентрации соли 0,001 моль/л.

#### 11. Индивидуальное домашнее задание 12(ИДЗ-12) Расчет pH раствора соли.

Расчет константы и степени гидролиза солей

1. В случае гидролиза соли по аниону константа рассчитывается по следующей формуле:

$K_g = K_w / K_{\text{кислоты}}$ , где K<sub>г</sub> – константа гидролиза, K<sub>в</sub> – ионное произведение воды, K<sub>кислоты</sub> – константа диссоциации кислоты. pH такого раствора рассчитывается по формуле:

$$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_{\text{кислоты}} - \frac{1}{2} pC_{\text{соли}}$$

2. В случае гидролиза соли по катиону:

$$K_g = K_w / K_{\text{основания}}$$

$$pH = 7 - \frac{1}{2} pK_{\text{осн}} + \frac{1}{2} pC_{\text{соли}}$$

3. В случае гидролиза соли по катиону и аниону константа гидролиза вычисляется по формуле:

$$K_g = K_w / K_{\text{кислоты}} \cdot K_{\text{основания}}, \text{ а pH определяется по формуле:}$$

$$pH = 7 + \frac{1}{2} pK_{\text{кисл}} - \frac{1}{2} pK_{\text{осн}}$$

#### 12. Индивидуальное домашнее задание 13 (ИДЗ-13) Строение атома.

Номер задания	a) Укажите численные значения главного и орбитального квантовых чисел данных подуровней, рассчитайте последовательность их заполнения	б) Распределите по квантовым ячейкам валентные электроны, определите химический элемент и его положение в системе Д.И.Менделеева (номер периода, группа, под-группа)	в) Напишите электронные формулы предложенных атомов и ионов, укажите положение их в системе Д.И.Менделеева (номер периода, группа, подгруппа)
<b>1</b>	3p; 4s; 2p	3d <sup>1</sup> 4s <sup>2</sup>	Fe, Na <sup>+</sup>
<b>2</b>	3d; 4p; 3p	3d <sup>2</sup> 4s <sup>2</sup>	Co, Cl <sup>-</sup>
<b>3</b>	5d; 4p; 4d	3d <sup>3</sup> 4s <sup>2</sup>	Ni, Ba <sup>2+</sup>
<b>4</b>	3d; 4f; 5s	3d <sup>5</sup> 4s <sup>1</sup>	Zn, Ca <sup>2+</sup>
<b>5</b>	4d; 4s; 5s	4d <sup>5</sup> 5s <sup>2</sup>	Sn, S <sup>2-</sup>
<b>6</b>	6s; 4p; 4f	3d <sup>6</sup> 4s <sup>2</sup>	W, In <sup>3+</sup>
<b>7</b>	3d; 5s; 7p	3d <sup>7</sup> 4s <sup>2</sup>	S, La <sup>3+</sup>
<b>8</b>	4d; 6s; 5d	3d <sup>8</sup> 4s <sup>2</sup>	F, Tl <sup>3+</sup>
<b>9</b>	4p; 5p; 4f	3d <sup>10</sup> 4s <sup>1</sup>	Br, Zr <sup>4+</sup>
<b>10</b>	3d; 3p; 2s	3d <sup>10</sup> 4s <sup>2</sup>	Al, Hg <sup>2+</sup>
<b>11</b>	5d; 3s; 6s	4s <sup>2</sup> 4p <sup>1</sup>	Pb, Au <sup>3+</sup>
<b>12</b>	6d; 4f; 5p	4s <sup>2</sup> 4p <sup>2</sup>	Ge, Ag <sup>+</sup>
<b>13</b>	5d; 3p; 4d	4s <sup>2</sup> 4p <sup>3</sup>	Ga, Sb <sup>3+</sup>
<b>14</b>	7s; 6p; 4d	4s <sup>2</sup> 4p <sup>4</sup>	N, Bi <sup>3+</sup>
<b>15</b>	5d; 4p; 3d	4s <sup>2</sup> 4p <sup>5</sup>	Cl, Pb <sup>2+</sup>

<b>16</b>	$5s; 6s; 4p$	$4s^2 4p^6$	$Y, Hf^{4+}$
<b>17</b>	$6p; 5f, 6d$	$5d^7 6s^2$	$Zr, At^-$
<b>18</b>	$5d; 5s; 4f$	$5d^{10} 6s^2$	$Ta, Ga^{3+}$
<b>19</b>	$3s; 4d; 3p$	$5d^3 6s^2$	$Cr, Se^{2-}$
<b>20</b>	$5f; 4d; 4s$	$5d^5 6s^2$	$Mo, Cu^{2+}$

13. Индивидуальное домашнее задание 14 (ИДЗ-14) Окислительно-восстановительные реакции.

Составьте электронно-ионные схемы и молекулярные уравнения реакций. Укажите окислитель и восстановитель. Две реакции (**а,б**) для каждого варианта.

1. **а)**  $Na_2SeO_3 + KBrO + H_2O \rightarrow Br_2, SeO_4^{2-}$   
**б)**  $HCl + HNO_3 \rightarrow Cl_2, NO$
2. **а)**  $Cr_2(SO_4)_3 + Cl_2 + KOH \rightarrow CrO_4^{2-}, Cl^-$   
**б)**  $K_2Cr_2O_7 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow SO_4^{2-}, Cr^{3+}$
3. **а)**  $KI + HNO_3 \rightarrow NO, I_2$   
**б)**  $NaCrO_2 + NaClO + KOH \rightarrow CrO_4^{2-}, Cl^-$
4. **а)**  $HNO_3 + Ni \rightarrow N_2O, Ni^{2+}$   
**б)**  $SnSO_4 + Ag_2O_3 + KOH \rightarrow SnO_3^{2-}, AgO$
5. **а)**  $K_2Cr_2O_7 + Na_3AsO_3 + H_2SO_4 \rightarrow AsO_4^{3-}, Cr^{3+}$   
**б)**  $KCrO_2 + Cl_2 + KOH \rightarrow CrO_4^{2-}, Cl^-$
6. **а)**  $K_2Cr_2O_7 + HCl \rightarrow Cr^{3+}, Cl_2$   
**б)**  $SO_2 + NaIO_3 + H_2O \rightarrow SO_4^{2-}, I^-$
7. **а)**  $KMnO_4 + H_2S + H_2SO_4 \rightarrow Mn^{2+}, SO_4^{2-}$   
**б)**  $I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow IO_3^-, Cl^-$
8. **а)**  $Sn(NO_3)_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Sn^{4+}, Cr^{3+}$   
**б)**  $KClO_3 + KCrO_2 + NaOH \rightarrow CrO_4^{2-}, Cl^-$
9. **а)**  $SnCl_2 + KBrO_3 + HCl \rightarrow Sn^{4+}, Br^-$   
**б)**  $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe^{3+}, Cl^-$
10. **а)**  $Ni(OH)_2 + NaClO + H_2O \rightarrow Ni(OH)_3, Cl^-$   
**б)**  $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow SO_4^{2-}, MnO_2$
11. **а)**  $MnSO_4 + PbO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Pb^{2+}, MnO_4^-$   
**б)**  $FeCl_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe^{3+}, Mn^{2+}$
12. **а)**  $MnSO_4 + Cl_2 + KOH \rightarrow MnO_4^{2-}, Cl^-$   
**б)**  $H_3PO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Mn^{2+}, H_3PO_4$
13. **а)**  $KMnO_4 + NaNO_2 + H_2O \rightarrow NO_3^-, MnO_2$   
**б)**  $Mn(NO_3)_2 + NaClO + H_2O \rightarrow Cl^-, MnO_2$
14. **а)**  $KMnO_4 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow NO_3^-, Mn^{2+}$   
**б)**  $H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow S, Cr^{3+}$
15. **а)**  $Cr_2O_3 + KClO_3 + KOH \rightarrow CrO_4^{2-}, Cl^-$   
**б)**  $FeCl_2 + HNO_3 + HCl \rightarrow Fe^{3+}, N_2O$
16. **а)**  $KClO_3 + MnO_2 + KOH \rightarrow MnO_4^{2-}, Cl^-$   
**б)**  $Na_3AsO_3 + I_2 + H_2O \rightarrow AsO_4^{3-}, I^-$
17. **а)**  $H_2S + HNO_3 \rightarrow SO_4^{2-}, NO_2$ .

- 6)  $I_2 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow I^- , SO_4^{2-}$
18. a)  $C + HNO_3 \rightarrow CO_2 , NO_2$ .
- 6)  $H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} , Cl^-$
19. a)  $SnCl_2 + Na_3AsO_3 + HCl \rightarrow As , Sn^{4+}$
- 6)  $(BiO)_2SO_4 + Br_2 + NaOH \rightarrow BiO_3^- , Br^-$
20. a)  $Mn(NO_3)_2 + NaBiO_3 + HNO_3 \rightarrow Bi^{3+} , MnO_4^-$
- 6)  $KNO_3 + Zn + NaOH \rightarrow ZnO_2^{2-} , NH_3$

#### 14. Индивидуальное домашнее задание 15 (ИДЗ-15) Комплексные соли

Заполните таблицу по образцу. Составьте формулы комплексных солей из элементов-комплексообразователей своего задания. Дайте им название. Запишите уравнение диссоциации комплексного соединения.

комплексообразователь	К.ч.	лиганды	Ионы внутренней сферы	Ионы внешней сферы	Константа устойчивости
$Zn^{2+}$	4	$OH^-$	$[Zn(OH)_4]^{2-}$	$Na^+$	$K_{уст} = \frac{[Zn(OH)_4]^{2-}}{[Zn]^{2+} \cdot [OH^-]^4}$
$Zn^{2+}$	4	$H_2O$	$[Zn(H_2O)_4]^{2+}$	$SO_4^{2-}$	$K_{уст} = \frac{[Zn(H_2O)]^{2+}}{[Zn]^{2+} \cdot [H_2O]^4}$
$Zn^{2+}$	4	$SO_3^{2-}$	$[Zn(SO_3^{2-})_2]^{2-}$	$Na^+$	$K_{уст} = \frac{[Zn(SO_3^{2-})_2]^{2-}}{[Zn]^{2+} \cdot [SO_3^{2-}]^2}$
$Zn^{2+}$	4	$S^{2-}$	$[ZnS_2]^{2-}$	$Na^+$	$K_{уст} = \frac{[ZnS_2]^{2-}}{[Zn]^{2+} \cdot [S]^2}$
$Zn^{2+}$	4	$S^0, OH^-$	$[ZnS(OH)_2]^0$	-	-
$Zn^{2+}$	4	$H_2O, S^{2-}$	$[ZnS(H_2O)_2]^0$		-

#### 4.3 Порядок выполнения заданий

Индивидуальные работы по химии оформляются в специальных тетрадях - тонкая тетрадь в клеточку, толщиной 12 - 18 листов. От предыдущей работы отступают 3-4 клетки и записывают дату выполнения работы и далее посередине следующей строки номер выполняемой работы. Далее, каждый раз с новой строки записывают тему, задания. После строки «Ход работы» коротко поэтапно приводится описание выполнения индивидуальной работы.

Оформление должно быть лаконичным: приводятся описания задания, уравнения химических реакций, условия проведения реакций, рисунки, ответы на вопросы, выводы. Важным является знание и умение приводить записи уравнений химических реакций. При этом необходимо приводить химические формулы и названия всех реагентов и продуктов реакции, упоминание о которых ведется при выполнении работы.

Если в ходе выполнения работы необходимо ответить на вопросы для выяснения понимания сущности процесса, то записывается ответ, если требуется оформить рисунок, заполнить таблицу, то соответственно выполняется рисунок или заполняется таблица.

Таблицы заполняются четко и аккуратно, при этом таблица должна занимать всю ширину тетрадной страницы.

Все рисунки должны иметь обозначения составных частей, оборудования, названия реагентов и продуктов реакции. Рисунки должны располагаться на левой стороне тетрадного листа, подписи к рисункам – (с правой стороны или снизу).

Рисунки с изображением моделей приборов, схем выполнения химического эксперимента должны быть крупными и четкими, выполненными простым карандашом (допускается использование цветных карандашей), содержать только главные, наиболее характерные особенности.

В конце каждого задания обязательно записывается вывод по итогам выполненной работы.

При выставлении оценки за индивидуальную работу по химии учитываются такие компоненты: самостоятельное выполнение, объем и качество выполненной работы, правильность написания уравнений химических реакций и выводов. На снижение оценки должны повлиять ошибки, допущенные в процессе выполнения работы, отсутствие аккуратности в работе.

Также оценивается качество ведения записей: аккуратность, выполнение схем, рисунков и таблиц и т.д. Если требования не выполняются, то оценка снижается.

#### 4.4 Пример выполнения задания

Индивидуальное домашнее задание 1 (ИДЗ-1) Оксиды, классификация, структура оксидов.

Из элементов, входящих в состав предложенных кислот и оснований, соответствующих номеру вашего варианта, составить формулы всех возможных оксидов. Указать валентность элементов в этих оксидах, их характер, составить структурные формулы.

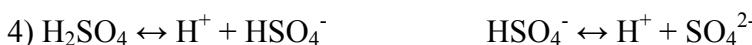
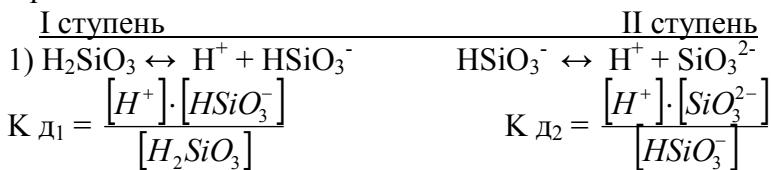
**Например:** Даны вещества  $\text{H}_2\text{SiO}_3$  (кремниевая кислота),  $\text{H}_2\text{SO}_4$  (серная кислота),  $\text{NaOH}$  (гидроксид натрия),  $\text{Zn}(\text{OH})_2$  (гидроксид цинка). Элементы образуют следующие оксиды:

Формула	Характер оксида	Графическая формула
II $\text{SiO}$	Несолеобразующий (безразличный, индифферентный)	$\text{Si} = \text{O}$
IV $\text{SiO}_2$	Кислотный	$\text{O} = \text{Si} = \text{O}$
IV $\text{SO}_2$	Кислотный	$\text{O} = \text{S} = \text{O}$
VI $\text{SO}_3$	Кислотный	$\text{O} = \text{S} = \text{O}$    O
II $\text{ZnO}$	Амфотерный	$\text{Zn} = \text{O}$
$\text{Na}_2\text{O}$	Основный	$\text{Na} - \text{O} - \text{Na}$

Индивидуальное домашнее задание 2 (ИДЗ-2) Кислоты, основания, диссоциация.

Напишите уравнения ступенчатой диссоциации этих веществ, формулу для выражения констант диссоциации.

Уравнения диссоциации:

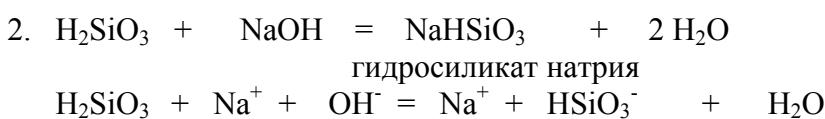
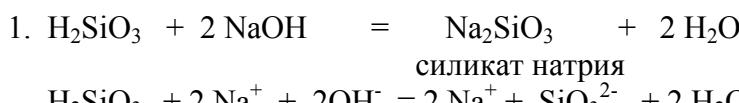


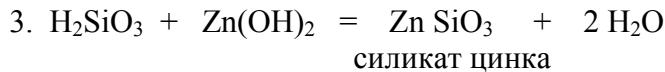
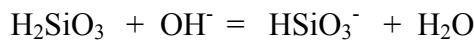
Константу диссоциации выводим только для слабых электролитов.

Индивидуальное домашнее задание 3,4 (ИДЗ -3,4) Реакции получения солей, структуры солей.

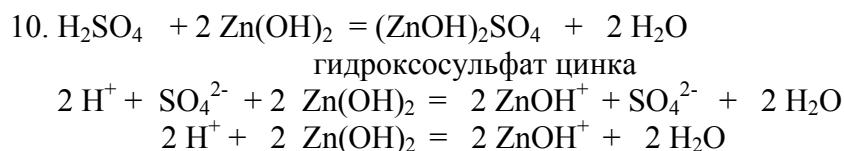
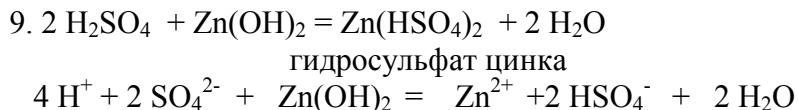
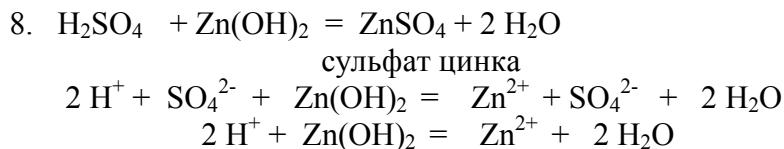
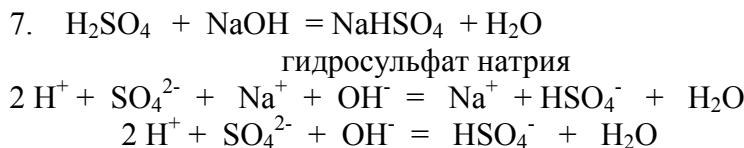
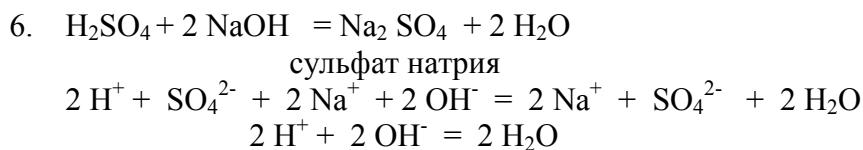
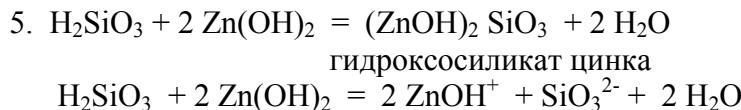
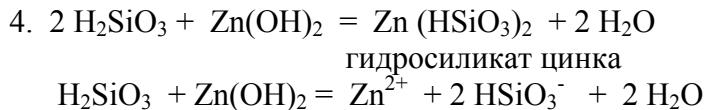
Из соединений задания № 1 все возможные соли (средние, кислые, основные). Назовите соли. Напишите уравнения реакций получения солей в молекулярном и ионном (полном и сокращенном) виде. Кислые и основные соли условно считать растворимыми. Укажите значение полученных солей.

**Например:**  $\text{H}_2\text{SiO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{NaOH}$  и  $\text{Zn}(\text{OH})_2$ .





Ионное уравнение написать нельзя, так как исходные вещества и продукты реакции нерастворимы в воде. Возможно лишь теоретическое протекание реакции.



Индивидуальное домашнее задание 5(ИДЗ-5) Расчет молярной массы эквивалента полученных солей

Для всех солей из задания № 3 рассчитать молярную массу эквивалента и количество вещества эквивалента, если масса соли 20 г.

**Например:**

$$M(f_{\text{экв}} \text{Na}_2\text{SO}_4) = f_{\text{экв}}(\text{Na}_2\text{SO}_4) \cdot M(\text{Na}_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 142 \text{ г/моль} = 71 \text{ г/моль.}$$

$$n_{\text{экв}} = m/M_{\text{экв}} = 20 \text{ г} : 71 \text{ г/моль} \approx 0,28 \text{ моль}$$

$$M(f_{\text{экв}} \text{NaHSO}_4) = f_{\text{экв}}(\text{NaHSO}_4) \cdot M(\text{NaHSO}_4) = 1 \cdot 120 \text{ г/моль} = 120 \text{ г/моль.}$$

$$n_{\text{экв}} = m/M_{\text{экв}} = 20 \text{ г} : 120 \text{ г/моль} \approx 0,17 \text{ моль}$$

$$M(f_{\text{экв}} (\text{ZnOH})_2\text{SO}_4) = f_{\text{экв}}((\text{ZnOH})_2\text{SO}_4) \cdot M((\text{ZnOH})_2\text{SO}_4) = \frac{1}{2} \cdot 260 \text{ г/моль} = 130 \text{ г/моль.}$$

$$n_{\text{экв}} = m/M_{\text{экв}} = 20 \text{ г} : 130 \text{ г/моль} \approx 0,15 \text{ моль}$$

. Индивидуальное домашнее задание 6(ИДЗ-6) Стехиометрические расчеты

Из задания № 1 выбрать газообразные оксиды и рассчитать (в соответствии с номером своего варианта) для них количество вещества, объем и количество молекул, если масса его равна: 1) 5 г; 2) 7 г; 3) 10 г; 4) 12 г; 5) 15 г; 6) 20 г; 7) 25 г; 8) 30 г; 9) 35 г; 10) 40 г; 11) 0,5 г; 12) 0,7 г; 13) 1 г; 14) 1,2 г; 15) 1,5 г; 16) 0,2 г; 17) 0,25 г; 18) 0,3 г; 19) 0,35 г; 20) 0,4 г; 21) 0,1 г; 22) 0,3 г; 23) 0,8 г; 24) 8 г; 25) 1 г; 26) 2 г; 27) 12 г; 28) 120 г; 29) 100 г; 30) 50 г.

**Например:** Газообразными оксидами являются  $\text{SO}_2$  и  $\text{SO}_3$ .

Находим необходимые величины для массы 5 г.

$$v = \frac{m}{M}, \text{ (где } M \text{ – молярная масса); } \quad V = V_m \cdot v, \text{ (где } V_m \text{ – молярный объем,}\\ \text{равный } 22,4 \text{ л/моль); } \quad N = N_A \cdot v, \quad (\text{где } N_A \text{ – число Авогадро, равное } 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1})$$

$$v(\text{SO}_2) = \frac{5\text{г}}{64\text{г/моль}} = 0,078 \text{ моль;}$$

$$V = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,078 \text{ моль} = 1,75 \text{ л}$$

$$N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,078 \text{ моль} = 4,7 \cdot 10^{22}$$

$$v(\text{SO}_3) = \frac{5\text{г}}{80\text{г/моль}} = 0,0625 \text{ моль}$$

$$V = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,0625 \text{ моль} = 1,4 \text{ л}$$

$$N = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1} \cdot 0,0625 \text{ моль} = 3,76 \cdot 10^{22}$$

Индивидуальное домашнее задание 7 (ИДЗ-7) Закономерности протекания химических реакций

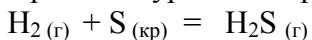
Напишите уравнения возможных реакций получения газообразных соединений из исходных простых веществ, образованных элементами, входящими в состав кислот и оснований.

1. Как изменится скорость реакции, если: 1) концентрации реагирующих веществ уменьшить в 3 раза; 2) концентрации реагирующих веществ уменьшить в 2 раза; 3) концентрации реагирующих веществ увеличить в 2 раза; 4) концентрации реагирующих веществ увеличить в 3 раза; 5) концентрацию одного из реагирующих веществ уменьшить в 3 раза; 6) концентрацию одного из реагирующих веществ увеличить в 2 раза; 7) концентрацию одного из реагирующих веществ уменьшить в 2 раза; 8) концентрацию одного из реагирующих веществ увеличить в 3 раза?

2. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры на: 1) 20°; 2) 30°; 3) 40°; 4) 50°; 5) 60°; 6) 70°; 7) 20°; 8) 30°; 9) 40°; 10) 50°; 11) 60°; 12) 70°; 13) 20°; 14) 30°; 15) 40°; 16) 50°; 17) 60°; 18) 70°; 19) 20°; 20) 30° С ? (температурный коэффициент равен 2)

**Например:** Из элементов выше упомянутых соединений можно составить следующие газообразные вещества:  $\text{SO}_2$ ,  $\text{SO}_3$ ,  $\text{O}_2$ ,  $\text{H}_2\text{S}$ ,  $\text{H}_2\text{O}$  (пар).

Приведем уравнение реакции получения одного газообразного вещества.



Пример решения 1 – ой задачи.

Выражение скорости химической реакции выглядит следующим образом:  $v = k \cdot [\text{H}_2]$ . Концентрацию серы не учитываем, так как она является твердым веществом, следовательно, можно изменить концентрацию только водорода.

Предположим, исходная концентрация равна 1 моль/л. Тогда уравнение начальной скорости примет следующий вид:  $v_1 = k$ . После уменьшения концентрации она стала  $1/3$  моль/л. Тогда  $v_2 = k \cdot 1/3$ . Отношение скоростей примет вид:  $v_2/v_1 = 1/3$ . Скорость реакции уменьшилась в 3 раза.

Пример решения 2 – ой задачи.

Дано:

Решение:

$$\Delta t = 50^{\circ} \text{C}$$

$$\gamma = 2,5$$

$$\text{Найти: } v_{t2}/v_{t1}$$

По уравнению Вант – Гоффа  $v_{t2}/v_{t1} = \gamma^{\Delta t/10}$

$$v_{t2}/v_{t1} = 2,5^{50/10}$$

$$v_{t2}/v_{t1} = 97,7 \approx 98$$

Ответ: скорость реакции увеличится в 98 раз.

$$\tau_2 = \frac{2 \text{мин}}{4} = 0,5 \text{ мин (30 сек).}$$

Индивидуальное домашнее задание 8 (ИДЗ-8) Смещение химического равновесия.

Напишите математическое выражение  $K_p$  (константы химического равновесия) для обратимых реакций и укажите направление смещения равновесия при изменении условий:

а) уменьшении парциального давления одного из исходных газообразных веществ; б) понижении давления; в) повышении температуры.



а.

б.влево

в. Влево

Индивидуальное домашнее задание 9 (ИДЗ-9) Расчет основных термодинамических функций

Вычислить стандартные изменения энталпии, энтропии, энергии Гиббса в соответствующей реакции ( $\Delta H_{\text{обр}}^0, S_{298}^0$  в табл.). Определить температуру, при которой устанавливается химическое равновесие реакции, и сделать вывод о возможности протекания реакции в прямом направлении (из расчетных либо графических данных).

**Например:** выписываем реакцию  $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3 + \text{Q}$

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

$$\Delta H^0(\text{SO}_3) = -395,8 \text{ кДж/моль}$$

$$\Delta H^0(\text{O}_2) = 0 \text{ кДж/моль (простое вещество)}$$

По следствию из закона Гесса находим энталпию химической реакции

$$\Delta H_{\text{р-ии}}^0 = 2 \Delta H_{\text{обр}}^0(\text{SO}_3) - (2 \Delta H_{\text{обр}}^0(\text{SO}_2) + \Delta H_{\text{обр}}^0(\text{O}_2))$$

$$\Delta H_{\text{р-ии}}^0 = 2 \cdot (-395,8) - (2 \cdot (-296,9) + 0) = -197,8 \text{ (кДж)}$$

Данная реакция экзотермическая, так как  $\Delta H_{\text{р-ии}}^0 < 0$

Находим энтропию данной реакции также по следствию из закона Гесса:

$$S_{\text{р-ии}}^0 = 2S_{\text{обр}}^0(\text{SO}_3) - (2S_{\text{обр}}^0(\text{SO}_2) + S_{\text{обр}}^0(\text{O}_2))$$

$$S_{\text{р-ии}}^0 = 2 \cdot (256,7) - (2 \cdot 248,1 + 205,04) = -187,84 \text{ (Дж/моль·К)}$$

Рассчитаем энергию Гиббса

$$\Delta G_{\text{р-ии}}^0 = 2 \Delta G_{\text{обр}}^0(\text{SO}_3) - (2 \Delta G_{\text{обр}}^0(\text{SO}_2) + \Delta G_{\text{обр}}^0(\text{O}_2))$$

$$\Delta G_{\text{р-ии}}^0 = 2 \cdot (-370,0) - (2 \cdot (-300,2) + 0) = -139,6 \text{ (кДж/моль)}$$

Вывод: реакция самопроизвольно протекает при стандартных условиях.

Индивидуальное домашнее задание 10(ИДЗ-10) Способы выражения концентрации растворов.

**Например**, масса соли сульфата натрия  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  20 г, масса растворителя 400 г.

1) Рассчитаем массовую долю растворенного вещества в растворе по формуле:

$$\omega = \frac{mp \cdot \theta}{mp - pa} \times 100\%$$

$$m(\text{p-pa}) = m(\text{p.v}) + m(\text{p-ля})$$

$$m(\text{p-pa}) = 20 \text{ г} + 400 \text{ г} = 420 \text{ г}$$

$$\omega = \frac{20\theta}{420\theta} \times 100\% = 4,76 \%$$

2) Найдем молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалента раствора сульфата натрия.

$$C(\text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ p-pa}) = \frac{\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{V(p - pa)}$$

$$\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 20 \text{ г} / 142 \text{ г/моль} = 0,14 \text{ моль.}$$

$$V(p - pa) = 420 \text{ г} \times 1 \text{ г/см}^3 = 420 \text{ см}^3 = 0,420 \text{ дм}^3$$

$$C(\text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ p-pa}) = 0,14 \text{ моль} / 0,420 \text{ дм}^3 = 0,3333 \text{ моль/дм}^3$$

Так как  $f_{\text{экв}} = \frac{1}{2}$ , то  $C(f_{\text{экв}} \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ p-pa}) = \nu(f_{\text{экв}} \text{Na}_2\text{SO}_4) / V(p - pa)$

$$\nu(f_{\text{экв}} \text{Na}_2\text{SO}_4) = 20 \text{ г} / 71 \text{ г/моль} = 0,28 \text{ моль.}$$

$$C(f_{\text{экв}} \text{Na}_2\text{SO}_4 \text{ p-pa}) = 0,28 \text{ моль} / 0,420 \text{ дм}^3 = 0,6667 \text{ моль/дм}^3$$

3) Рассчитаем моляльность раствора.

$$\beta = \frac{\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4)}{m(p - ля)}; \text{ моль/кг}$$

$$\beta = 0,14 \text{ г} / 0,400 \text{ кг} = 0,35 \text{ моль/кг}$$

4) Титр раствора определяем по формуле  $T = m(\text{p.v}) / V(p - pa); \text{ г/см}^3$

$$T = 20 \text{ г} / 420 \text{ см}^3 = 0,047619 \text{ г/см}^3$$

5) Молярная доля растворенного вещества  $N$  – отношение количества растворенного вещества к суммарному количеству всех, составляющих раствор, включая растворитель:

$$N(\text{p.v.}) = \frac{n(\text{p.v.})}{n(\text{p.v.}) + n(\text{p-ля})}$$

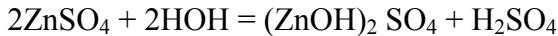
$$N(\text{p.v.}) = \frac{0,14 \text{ моль}}{0,14 \text{ моль} + 22,22 \text{ моль}} = 0,00626$$

Индивидуальное домашнее задание 11(ИДЗ-11) Гидролиз солей

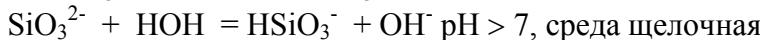
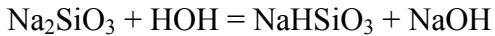
Написать уравнения реакций гидролиза всех солей из задания № 3 в молекулярном и ионном виде, указать реакцию среды. Рассчитать константу гидролиза ( $K_g$ ) и  $\text{pH}$  раствора одной из гидролизуемых солей при концентрации соли 0,001 моль/л.

**Например:**  $\text{Na}_2\text{SO}_4$  – соль образована сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергается,  $\text{pH} = 7$ .

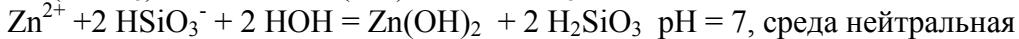
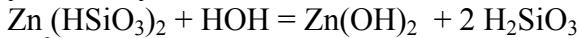
$\text{ZnSO}_4$  - соль образована слабым основанием и сильной кислотой, гидролиз по катиону.



$\text{Na}_2\text{SiO}_3$  - соль образована сильным основанием и слабой кислотой, гидролиз по аниону.



$\text{Zn}(\text{HSiO}_3)_2$  - соль образована слабым основанием и слабой кислотой, гидролиз по катиону и аниону



Индивидуальное домашнее задание 12 (ИДЗ-12) Расчет pH раствора соли

**Например:** из задания № 3 выбрана соль  $\text{ZnSO}_4$ . Данная соль образована сильной кислотой и слабым основанием, следовательно гидролиз пойдет по катиону, т.е. реакция среды в растворе соли будет кислой.

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \text{pK}_{\text{Zn}(\text{OH})_2} + \frac{1}{2} \text{pC}_{\text{ZnSO}_4}$$

$$\text{pK}_{\text{Zn}(\text{OH})_2} = 4,4 \quad (\text{справочные данные})$$

$$\text{pC}_{\text{ZnSO}_4} = -\lg C_{\text{ZnSO}_4} = -\lg 0,001 \text{ моль/л} = -\lg 10^{-3} = 3, \text{ следовательно}$$

$$\text{pH} = 7 - \frac{1}{2} \cdot 4,4 + \frac{1}{2} \cdot 3 = 6,3$$

$\text{pH} < 7$ , среда кислая.

$$K_r = K_b / K_{\text{ZnSO}_4} \quad K_b = 10^{-14}, K_{\text{ZnSO}_4} = 4,0 \cdot 10^{-5} \quad (\text{справочные данные})$$

$$K_r = 10^{-14} / 4,0 \cdot 10^{-5} = 2,5 \cdot 10^{-10}$$

Индивидуальное домашнее задание 13 (ИДЗ-13) Строение атома

**Например:**

а) Укажите численные значения главного и орбитального квантовых чисел данных подуровней, рассчитайте последовательность их заполнения:  $5p, 7p, 7s$ .

*Решение.*

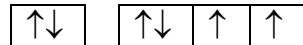
	$5p$	$7p$	$7s$
Значение $n$	5	7	7
Значение $l$	1	1	0
Сумма $(n + l)$	6	8	7

Последовательность заполнения (на основании правил Клечковского) :

$1 - 5p; 2 - 7s; 3 - 7p$ .

б) Распределите по квантовым ячейкам валентные электроны  $2s^2 2p^4$ , определите химический элемент и его положение в системе Д.И. Менделеева (номер периода, группа, подгруппа).

*Решение.* Валентные электроны по квантовым ячейкам распределены следующим образом:



Предложенный элемент кислород расположен во втором периоде, шестой группе, главной подгруппе Периодической системы Д.И. Менделеева.

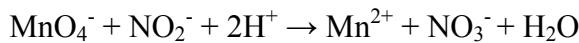
в) Напишите электронные формулы атомов и ионов, укажите положение их в системе Д.И. Менделеева (номер периода, группа, подгруппа):  $\text{K}, \text{Zn}^{2+}$ .

*Решение.* Электронная формула химического элемента калия следующая:  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ . Он расположен в четвертом периоде, первой группе, главной подгруппе Периодической системы Д.И. Менделеева. Электронная формула катиона  $\text{Zn}^{2+}$ :  $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$ . Химический элемент цинк расположен в четвертом периоде, второй группе, побочной подгруппе.

Индивидуальное домашнее задание 14 (ИДЗ-14) Окислительно-восстановительные реакции.

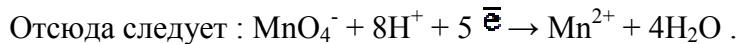


**Решение.** Записываем реакцию в ионном виде, учитывая, что все вещества, кроме воды, диссоциируют на ионы:

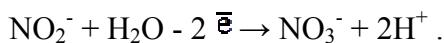


( $\text{K}^+$  и  $\text{SO}_4^{2-}$  остаются без изменения, поэтому в ионной схеме их не указывают). Из ионной схемы видно, что окислитель перманганат-ион ( $\text{MnO}_4^-$ ) превращается в  $\text{Mn}^{2+}$ -ион и при этом освобождаются четыре атома кислорода.

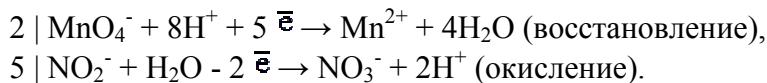
В кислой среде каждый освобождающийся окислителем атом кислорода связывается с  $2\text{H}^+$  с образованием молекулы воды.



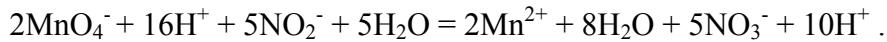
Находим разницу зарядов продуктов и реагентов:  $Dq = +2-7 = -5$  (знак "-" показывает, что протекает процесс восстановления и  $5\bar{e}$  присоединяется к реагентам). Для второго процесса, превращения  $\text{NO}_2^-$  в  $\text{NO}_3^-$ , недостающий кислород поступает из воды к восстановителю, и в результате образуется избыток ионов  $\text{H}^+$ , **при этом реагенты теряют  $2\bar{e}$** :



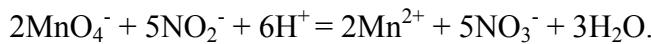
Таким образом получаем:



Умножая члены первого уравнения на 2, а второго - на 5 и складывая их, получим ионно-молекулярное уравнение данной реакции:



Сократив одинаковые частицы в левой и правой части уравнения, получаем окончательно ионно-молекулярное уравнение:



По ионному уравнению составляем молекулярное уравнение:

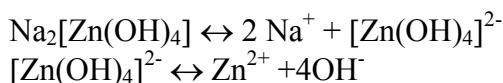


Индивидуальное домашнее задание 15 (ИДЗ-15) Комплексные соли.

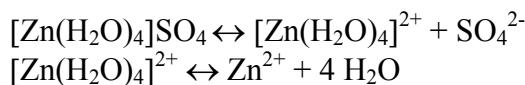
комплексообразователь	К.ч.	лиганды	Ионы внутренней сферы	Ионы внешней сферы	Константа устойчивости
$\text{Zn}^{2+}$	4	$\text{OH}^-$	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	$\text{Na}^+$	$K_{\text{уст}} = \frac{[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}}{[\text{Zn}]^{2+} \cdot [\text{OH}^-]^4}$
$\text{Zn}^{2+}$	4	$\text{H}_2\text{O}$	$[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$	$\text{SO}_4^{2-}$	$K_{\text{уст}} = \frac{[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}}{[\text{Zn}]^{2+} \cdot [\text{H}_2\text{O}]^4}$

$Zn^{2+}$	4	$SO_3^{2-}$	$[Zn(SO_3^{2-})_2]^{2-}$	$Na^+$	$K_{уст} = \frac{[Zn(SO_3)_2]^{2-}}{[Zn^{2+}] \cdot [SO_3^{2-}]^2}$
$Zn^{2+}$	4	$S^{2-}$	$[ZnS_2]^{2-}$	$Na^+$	$K_{уст} = \frac{[ZnS_2]^{2-}}{[Zn^{2+}] \cdot [S]^{2-}}$
$Zn^{2+}$	4	$S^0, OH^-$	$[ZnS(OH)_2]^0$	-	-
$Zn^{2+}$	4	$H_2O, S^{2-}$	$[ZnS(H_2O)_2]^0$		-

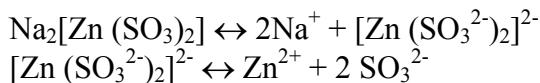
$Na_2[Zn(OH)_4]$  - тетрагидроксоцинкат натрия



$[Zn(H_2O)_4]SO_4$  – сульфат тетрааквацинка



$Na_2[Zn(SO_3)_2]$  – дисульфитоцинкат натрия



Для нейтральных комплексов уравнение диссоциации и константу устойчивости не записываем, т.к. они не являются электролитами.

## 5. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО САМОСТОЯТЕЛЬНОМУ ИЗУЧЕНИЮ ВОПРОСОВ

### 5.1. Пероксиды, перекись водорода. Их применение в медицине.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

Перекись водорода, точнее, пероксид водорода, имеет химическую формулу  $H_2O_2$ . Вступает в химические реакции окисления и восстановления с образованием атомарного кислорода. Внешне действие этих реакций проявляется в виде обесцвечивания пигментов и окрашенных веществ. На микробов этот атомарный кислород действует также губительно. Для человека опасны концентрированные растворы, так как могут вызвать ожог кожи и слизистых. В медицине применяется 3% раствор перекиси водорода. Еще есть таблетки гидроперит, где перекись водорода имеет концентрацию 35% и состоит в комплексном соединении с мочевиной (поэтому международное название «Гидроперита мочевины пероксид»). Одна таблетка гидроперита соответствует 15 миллилитрам 3% перекиси водорода. В профессиональных магазинах для парикмахеров можно купить 6% и 9% растворы пероксида водорода, которые используются для приготовления краски для волос. Пероксид водорода смешивают с краской непосредственно перед нанесением на волосы. Такие же растворы прилагаются и к краскам, продаваемым в обычных косметических магазинах, а раньше к краскам прилагались таблетки гидроперита (приходилось самим отмерять воду и растворять в ней таблетки). МирСоветов рекомендует своим читательницам выбирать краски, содержащие натуральные компоненты, уменьшающие вредное влияние перекиси

водорода во время окрашивания, тщательно соблюдать требования инструкции по применению, использовать шампуни и бальзамы, предназначенные для окрашенных волос. Также пероксид водорода входит в состав средств для отбеливания зубов, но эти средства не совсем безопасны, поэтому должны применяться только профессиональными стоматологами. Отбеливающие свойства пероксида водорода применяются и в промышленности, в бумажном и текстильном производстве, а дезинфицирующие – на линиях по производству молока, соков в упаковке тетрапак.

## **5.2 Бинарные соединения. Интерметаллиды. Соли, как минеральные удобрения.**

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

Бинарными называются соединения, состоящие из атомов двух элементов. Их классификация также производится на основании типа химической связи; выделяют соединения ионные, ковалентные, металлические, а также характеризующиеся смешанным типом связи. Их химические свойства варьируются в зависимости от химической природы конкретных элементов: соединения, в состав которых входят металлические элементы, характеризуются основными свойствами, в то время как соединения неметаллических элементов проявляют кислотные свойства

## **5.3. Закон кратных отношений. Закон объемных отношений.**

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

Закон кратных отношений (Д. Дальтон): Если два элемента образуют между собой несколько молекулярных соединений, то масса одного элемента, приходящаяся на одну и ту же массу другого, относятся между собой как небольшие целые числа.

При взаимодействии азота с кислородом образуются пять оксидов. На 1 грамм азота в образующихся молекулах приходится 0,57, 1,14, 1,71, 2,28, 2,85 грамм кислорода, что соответствует отношением 2:1, 1:1, 2:3, 1:2, 2:5 в этих оксидах; их составы  $\text{N}_2\text{O}$ ,  $\text{NO}$ ,  $\text{N}_2\text{O}_3$ ,  $\text{NO}_2$ ,  $\text{N}_2\text{O}_5$ .

Закон объемных отношений (Ж.Л. Гей-Люссак, 1808): объемы газов, реагирующих друг с другом или образующихся в результате химической реакции, соотносятся как небольшие целые числа (например: 1:1, 1:2, 1:3 и т.д.)

## **5.4. Превращение энергии при химических реакциях**

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

Химические реакции протекают с выделением или с поглощением энергии. Обычно эта энергия выделяется или поглощается в виде теплоты. Так, горение, соединение металлов с серой или с хлором, нейтрализация кислот щелочами сопровождаются выделением значительных количеств теплоты. Наоборот, такие реакции, как разложение карбоната кальция, образование оксида азота из азота и кислорода, требуют для своего протекания непрерывного притока теплоты извне и тотчас же приостанавливаются, если нагревание прекращается. Ясно, что эти реакции протекают с поглощением теплоты.

Выделение теплоты при взаимодействии различных веществ заставляет признать, что эти вещества еще до реакции в скрытой форме обладали определенной энергией. Такая форма энергии, скрытая в веществах и освобождающаяся при химических, а также при некоторых физических процессах (например, при конденсации пара в жидкость или при кристаллизации жидкости), называется внутренней энергией вещества.

При химических превращениях освобождается часть содержащейся в веществах энергии. Измеряя количество теплоты, выделяющееся при реакции (так называемый тепловой эффект реакции), мы можем судить об изменении этого запаса.

### 5.5. Оптические и молекулярно – кинетические свойства дисперсных систем.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

Молекулярно-кинетические свойства растворов, которые обусловлены хаотическим тепловым движением молекул и атомов. Законы этого самопроизвольного движения изучает молекулярно-кинетическая теория. Некоторые свойства растворов обусловлены этим движением, т.е. определяются не составом, а числом кинетических единиц – молекул в единице объема или массы. К ним относятся свойства, которые называются коллигативными: диффузия, осмотическое давление, различия в давлении пара и температур замерзания и кипения в случае чистого растворителя и раствора. Естественно возникает вопрос, обладают ли этими свойствами коллоидные частицы, занимающие промежуточное положение между неподвижными макроскопическими телами и вечно движущимися молекулами?

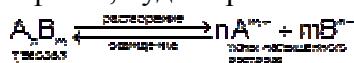
Ученые доказали, что коллоидные системы обладают молекулярно-кинетическими свойствами, к которым относятся диффузия, броуновское движение и осмос.

### 5.6. Произведение растворимости солей

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

Большинство веществ обладают малой растворимостью в воде и других растворителях. В насыщенном растворе малорастворимого электролита устанавливается гетерогенное равновесие между твердой фазой и ионами, образующимися при частичном растворении осадка.

Так, в насыщенном растворе электролита  $AnBm$ , находящегося в равновесии с его твердой фазой, будет протекать следующий обратимый процесс:



Этот процесс протекает на поверхности осадка. Состояние этого равновесия по закону действующих масс количественно характеризуется константой, называемой произведением растворимости (ПР):

$$ПР (AnBm) = [An^{+}]^n [B^{n-}]^m$$

В насыщенном растворе малорастворимого электролита произведение молярных концентраций ионов, возвещенных в степени, равны их стехиометрическим коэффициентам, есть величина постоянная при данной температуре и называется произведением растворимости.

ПР зависит от природы растворителя и растворенного вещества, от температуры и не зависит от концентрации ионов в растворе.

### 5.7. Применение растворов с заданной массовой долей при проведении химических реакций

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

Широкое практическое применение растворов имеет несколько причин.

1. В жидких растворах химические реакции протекают в объеме раствора, и поэтому все имеющееся вещество доступно для химического превращения без дополнительного воздействия на систему. Для сравнения представим себе, как идет химическая реакция в смеси твердых веществ. Их кристаллы соприкасаются в определенных точках, в которых только и возможно взаимодействие частиц. Весь

остальной объем кристаллов участвовать в реакции не может. Для ускорения реакции кристаллы перетирают в ступке, прессуют, но и при этом полнота протекания реакции достигается не сразу.

В растворе реакция идет иначе. Частицы веществ довольно свободно движутся, сталкиваются и достаточно быстро подвергаются химическому превращению. Те же частицы, скованные в смеси кристаллических веществ, могут оставаться без изменения длительное время. Несмотря на это некоторые твердые вещества реагируют со взрывом. Выделение энергии, начавшееся в результате превращения отдельных частиц, расшатывают структуру вещества, и реакция лавинообразно ускоряется. Такие неприятности редко происходят в растворах, особенно в водных. Выделяющаяся энергия аккумулируется большой массой растворителя, и опасного разогревания системы не происходит.

Следует сравнить реакции в растворах с реакциями в газовых смесях веществ. В последних частицы движутся более свободно, и реакции осуществляются легко. Однако не все вещества могут быть переведены в газообразное состояние. Многие из них разлагаются прежде, чем испаряются. Кроме того, всегда предпочтительны условия проведения химических процессов не связанные с применением высоких температур. Поэтому лучшим решением задачи оказывается проведение реакции в растворе. Для нелетучих и неустойчивых веществ во многих случаях удается найти растворители и осуществлять реакции в этой среде.

Итак, растворы чрезвычайно важны как среда для проведения химических реакций.

2. Растворы имеют собственные физические свойства, отличные от свойств индивидуальных веществ. Вода замерзает при  $0^0$  С, увеличивая свой объем. На морозе её нельзя применять для охлаждения автомобильного двигателя. Вместо воды используют антифриз – водный раствор этиленгликоля  $\text{HOCH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ , замерзающий при  $-40^0$  С, а при повышенном содержании этиленгликоля даже при  $-65^0$  С. Металлические сплавы также дают множество примеров изменения свойств растворов (сплавы – это твердые растворы) по сравнению с индивидуальными металлами.

3. У растворов есть и третье ценнейшее свойство, делающее их незаменимыми в домашнем и сельском хозяйстве, медицине и т.д. Это возможность изменения силы действия растворенного вещества. Вероятно, почти всем приходилось лечиться дома перманганатом калия (марганцовкой)  $\text{KMnO}_4$ . Для обработки ранки или ссадины на коже его применяют в виде ярко-розового раствора, а при промывании желудка в случае пищевого отравления – в виде бледно-розового раствора. Темно-фиолетовые растворы перманганата калия в медицинских целях не используют, так как они вызывают сильные ожоги слизистых оболочек кожи. Очевидно, что окраска, а также и сила воздействия перманганата калия зависят от *крепости* приготовленного раствора. Точно так же и в других случаях применения вещества в растворе позволяет контролировать его действие с целью получения наибольшего полезного эффекта и снижения токсичного или разрушающего влияния.

Это делает растворы особенно ценными для использования в прикладных областях, и в самой химии.

4. Применение растворов практически очень удобно еще и потому, что вещество в растворе можно быстро отмеривать заданными порциями. Представим себе упаковку с ампулами лекарственного вещества. В каждой ампуле, к примеру, 2мл раствора, а в растворе 40мг лекарства. Такие ампулы на фармацевтических фабриках изготавливают сотнями тысяч. Практически невозможно было бы взвесить такое огромное число порций вещества. Сначала готовят большой объем раствора с заданным содержанием вещества, а потом его автоматически дозируют в ампулы, которые после этого запаивают.

Следует обратить внимание на то, что все изложенные положения характеризующие ценные свойства растворов, относятся к жидким растворам, и лишь второй пункт, и отчасти третий – также и к твердым растворам. Поэтому, вероятно, растворы и представляются главным образом в виде жидкостей.

### **5.8. Выбор индикатора при титровании**

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

Правильный подбор индикатора имеет большое значение для титрования, т.к. от этого, в первую очередь, будет зависеть точность анализа и достоверность полученных результатов.

Для решения данной задачи строят кривые титрования, которые выражают зависимость изменения рН реакционной среды от объема добавленного титранта. Необходимые для построения такого графика значения водородного показателя раствора можно рассчитать теоретически или определить экспериментально с помощью потенциометрии.

Для титрования можно использовать только те индикаторы, интервал перехода которых полностью лежит на скачке титрования. Причём, чем более симметрично он расположен относительно точки эквивалентности, тем более предпочтительным является данный индикатор (в идеале точка эквивалентности должна лежать в середине интервала перехода). Показатель титрования (рТ) индикатора при этом тоже будет лежать на скачке титрования и может отклониться от точки эквивалентности в ту или иную сторону. Наиболее оптимальным является случай, когда рТ индикатора совпадает на графике с точкой эквивалентности, но это происходит далеко не всегда. В случае несовпадения значений рН для рТ индикатора и точки эквивалентности возникает так называемая индикаторная ошибка, связанная с недотитровыванием части исследуемого раствора или, наоборот, с добавлением небольшого избытка титранта. Однако следует подчеркнуть, что если рТ индикатора лежит внутри скачка титрования, то индикаторная ошибка составляет не более 0,3% и, таким образом, существенно не влияет на результаты анализа.

### **5.9. Электродные потенциалы, ряд напряжений Бекетова. Определение направления течения ОВ процессов.**

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

Так как окислительно-восстановительные реакции сопровождаются переносом заряда, то их можно осуществлять действием электрического тока, и наоборот, - получать электрический ток за счет их протекания. В соответствующих процессах и устройствах используются электроды и электродные потенциалы.

Понятие об электродном потенциале. Если металлическую пластинку опустить в воду или раствор, содержащий ионы этого металла, то на границе раздела металла-раствор за счет процессов растворения-осаждения металла возникает разность или скачок потенциала, который зависит от природы металла, концентрации раствора, а также от температуры. Этот скачок называется электродным потенциалом данного металла.

### **5.10 Атомные и ионные радиусы. Вторичная периодичность. Превращения химических элементов, перспективы синтеза новых элементов.**

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

Зависимость атомных радиусов от заряда ядра атома  $Z$  имеет периодический характер. В пределах одного периода с увеличением  $Z$  проявляется тенденция к уменьшению размеров атома, что особенно четко наблюдается в коротких периодах

С началом застройки нового электронного слоя, более удаленного от ядра, т. е. при переходе к следующему периоду, атомные радиусы возрастают (сравните, например, радиусы атомов фтора и натрия). В результате в пределах подгруппы с возрастанием заряда ядра размеры атомов увеличиваются.

Потеря атомов электронов приводит к уменьшению его эффективных размеров, а присоединение избыточных электронов — к увеличению. Поэтому радиус положительно заряженного иона (катиона) всегда меньше, а радиус отрицательно заряженного иона (аниона) всегда больше радиуса соответствующего электронейтрального атома.

В пределах одной подгруппы радиусы ионов одинакового заряда возрастают с увеличением заряда ядра. Такая закономерность объясняется увеличением числа электронных слоев и растущим удалением внешних электронов от ядра.

Наиболее характерным химическим свойством металлов является способность их атомов легко отдавать внешние электроны и превращаться в положительно заряженные ионы, а неметаллы, наоборот, характеризуются способностью присоединять электроны с образованием отрицательных ионов. Для отрыва электрона от атома с превращением последнего в положительный ион нужно затратить некоторую энергию, называемую энергией ионизации.

Энергию ионизации можно определить путем бомбардировки атомов электронами, ускоренными в электрическом поле. То наименьшее напряжение поля, при котором скорость электронов становится достаточной для ионизации атомов, называется потенциалом ионизации атомов данного элемента и выражается в вольтах.

При затрате достаточной энергии можно оторвать от атома два, три и более электронов. Поэтому говорят о первом потенциале ионизации (энергия отрыва от атома первого электрона). Втором потенциале ионизации (энергия отрыва второго электрона)

### **5.11. Метод МО. Составление энергетических диаграмм орбиталей различных молекул**

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

В атомах электроны находятся на разрешенных энергетических состояниях — атомных орбиталях (АО). Аналогичным образом, электроны в молекулах существуют в разрешенных энергетических состояниях — **молекулярных орбиталях (МО)**.

**Молекулярная орбита** устроена намного сложнее атомной орбитали. Несколько правил, которыми руководствуются при построении МО из АО:

- При составлении МО из набора атомных орбиталей, получается такое же число МО, сколько АО в данном наборе.
- Средняя энергия МО, полученных из нескольких АО, примерно равна (но может быть больше или меньше) средней энергии взятых АО.
- МО подчиняются принципу запрета Паули: на каждой МО не может находиться более двух электронов, которые должны иметь противоположные спины.
- АО, которые обладают сопоставимой энергией, комбинируются наиболее эффективно.
  - Эффективность, с которой комбинируют две атомные орбитали, пропорциональна их перекрыванию друг с другом.
  - При образовании МО при перекрывании двух неэквивалентных АО связывающая МО содержит больший вклад АО с наиболее низкой энергией, а разрыхляющая орбита — вклад АО с более высокой энергией.

## 5.12 Образование связи в комплексных соединениях. Теория кристаллического поля.

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

Теоретические представления о природе комплексообразования возникли из попыток дать объяснение химическому взаимодействию устойчивых молекул с ионами и атомами различных элементов – например, молекулы иода с иодид-ионом, молекулы монооксида углерода с атомами железа, кобальта, никеля и т.п.

Одновременно шел поиск причин заметной неспецифичности таких взаимодействий, в результате чего оказываются прочно связаны между собой и ионы, и атомы, и молекулы. Например, в хлориде дихлороакватриамминкобальта(III)  $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3(\text{H}_2\text{O})\text{Cl}_2]\text{Cl}$  с комплексообразователем связаны и хлорид-ионы, и нейтральные молекулы аммиака и воды.

Химические связи в комплексных (координационных) соединениях отличаются большим разнообразием, что обусловлено всевозможными сочетаниями ковалентных связей разной полярности, кратности и степени делокализации электронных пар.

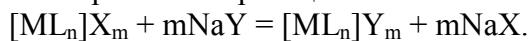
В свое время было предложено много различных теорий связи в координационных соединениях, но значительная часть этих теорий уже стала достоянием истории. В настоящем разделе рассматриваются основные понятия только теории валентных связей (метода валентных связей) и теории кристаллического поля.

## 5.13 Взаимное влияние лигандов в комплексных соединениях

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

Условно химические реакции комплексов подразделяют на обменные, окислительно-восстановительные, изомеризации и координированных лигандов.

Первичная диссоциация комплексов на внутреннюю и внешнюю сферу определяет протекание реакций обмена внешнесферных ионов:



Компоненты внутренней сферы комплексов также могут участвовать в обменных процессах с участием как лигандов, так и комплексообразователя. Для характеристики реакций замещения лигандов или центрального иона металла используют обозначения и терминологию, предложенную К. Ингольдом для реакций органических соединений, нуклеофильного  $S_N$  и электрофильного  $S_E$  замещения:



По механизму реакции замещения разделяют на ассоциативный ( $S_{N1}$  и  $S_{E1}$ ) и диссоциативный ( $S_{N2}$  и  $S_{E2}$ ), различающиеся переходным состоянием с увеличенным и уменьшенным координационным числом.

Отнесение механизма реакции к ассоциативному или диссоциативному является трудно экспериментально достижимая задача идентификации интермедиата с уменьшенным или увеличенным координационным числом. В связи с этим, часто о механизме реакции судят на основании косвенных данных о влиянии концентрации реагентов на скорость реакции, изменении геометрического строения продукта реакции и др.

Для характеристики скорости реакций замещения лигандов комплексов, нобелевский лауреат 1983 г. Г. Таубе предложил использовать термины «лабильный» и «инертный» в зависимости от времени протекания реакции замещения лигандов менее или более 1 минуты. Термины лабильный или инертный являются характеристикой кинетики реакций замещения лигандов и их не следует путать с термодинамическими характеристиками об устойчивости или нестойкости комплексов.

## 5.14 Обработка результатов методом математической статистики

При изучении вопроса необходимо обратить внимание на следующие особенности.

Методами статистической обработки результатов исследования называются математические приемы, формулы, способы количественных расчетов, с помощью которых показатели, получаемые в ходе исследования, можно обобщать, приводить в систему, выявляя скрытые в них закономерности.

В зависимости от применяемых методов можно охарактеризовать выборочное распределение данных исследования, можем судить о динамики изменения отдельных показателей, о статистических связях существующих между исследуемыми переменными величинами.

Цель всех аналитических исследований – нахождение результата, наиболее близкого к истинному содержанию в пробе.

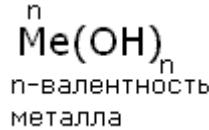
Общую погрешность метода можно оценить только с привлечением методов математической статистики. Эти методы исходят из идеализированного представления о бесконечно большом числе измерений. Исследователь же имеет дело с небольшим числом измерений ( $n < 20$ ), они называются *выборочной совокупностью* или выборкой. При оценке результатов анализа часто пользуются средним арифметическим значением. Прежде чем рассчитать среднее арифметическое значение результатов, они должны быть оценены на предмет выявления промахов, т. е. грубых отклонений. Нельзя без предварительной оценки отбросить кажущиеся неподходящими значения. Промахи или грубые отклонения устанавливаются по "размаху варьирования". *Размах варьирования* – это разница между двумя крайними значениями – максимальным ( $x_{\max}$ ) и минимальным ( $x_{\min}$ ).

## 6. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЯМ

### 6.1. Лабораторная работа 1(ЛР-1) Оксиды, кислоты, основания.

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Оксиды - это сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых кислород, со степенью окисления -2. Лишь один химический элемент - фтор, соединяясь с кислородом, образует не оксид, а фторид кислорода  $OF_2$ . Называются они просто - "оксид + название элемента" Если валентность химического элемента переменная, то указывается римской цифрой, заключённой в круглые скобки, после названия химического элемента.

Основания - это сложные вещества, состоящие из атома металла, связанного с одной или несколькими гидроксогруппами-ОН. Общая формула:



По номенклатуре основания называют гидроксидами.

Кислоты - сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода, способных замещаться на атома металлов, и кислотных остатков. Число атомов водорода определяет основность кислот.

Соли очень разнообразны по составу. Их делят на средние, кислые, основные, двойные, комплексные, смешанные.

Солями называются соединения, образующие при диссоциации в водном растворе положительно заряженные ионы металлов и отрицательно заряженные ионы кислотных остатков, а иногда, кроме них, ионы водорода и гидроксид-ионы.

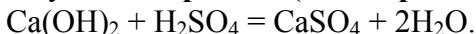
Соли можно рассматривать как продукты замещения атомов водорода в кислоте атомами металлов (или группами атомов):



Или как продукты замещения гидроксогрупп в основном гидроксида кислотными остатками:



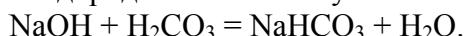
При полном замещении получаются **средние (или нормальные) соли**:



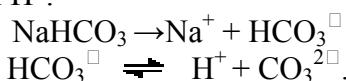
При растворении средних солей образуются катионы металла и анионы кислотного остатка:



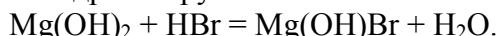
При неполном замещении водорода кислоты получаются **кислые соли**:



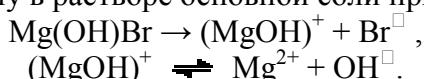
При растворении кислых солей в растворе образуются катионы металла, сложные анионы кислотного остатка, а также ионы, являющиеся продуктами диссоциации этого сложного остатка, в том числе ионы  $\text{H}^+$ :



При неполном замещении гидроксогрупп основания - основные соли:



При растворении основных солей в растворе образуются анионы кислоты и сложные катионы, состоящие из металла и гидроксогрупп. Эти сложные катионы также способны к диссоциации. Поэтому в растворе основной соли присутствуют ионы  $\text{OH}^-$ :



Таким образом, в соответствии с данным определением, соли делятся на средние, кислые и основные.

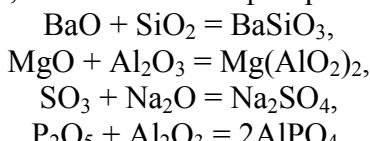
Существуют также некоторые другие типы солей, например: двойные соли, в которых содержатся два разных катиона и один анион:  $\text{CaCO}_3 \text{MgCO}_3$  (доломит),  $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$  (сильвинит),  $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$  (алюмокалиевые квасцы); смешанные соли, в которых содержится один катион и два разных аниона:  $\text{CaOCl}_2$  (или  $\text{CaCl}(\text{OCl})$ ) – кальциевая соль соляной и хлорноватистой ( $\text{HOCl}$ ) кислот (хлорид-гипохлорит кальция). Комплексные соли содержат комплексные катионы или анионы:  $\text{K}_3^+[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ ,  $\text{K}_4^+[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$ ,  $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]^{2+}\text{Cl}_2^-$ .

Согласно современным номенклатурным правилам, названия солей образуются из названия аниона в именительном падеже и названия катиона в родительном падеже. Например  $\text{FeS}$  - сульфид железа (II),  $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$  - сульфат железа (III). Атом водорода, входящий в состав кислой соли, обозначается приставкой гидро- ( $\text{NaHSO}_3$  – гидросульфит натрия), а группа  $\text{OH}^-$  – приставкой гидроксо- ( $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$  – дигидроксохлорид алюминия).

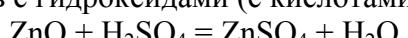
## 6.2. Лабораторная работа 2(ЛР-2) Соли

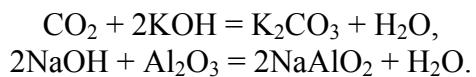
При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Соли тесно связаны со всеми остальными классами неорганических соединений и могут быть получены практически из любого класса. Способы получения солей:

1. Взаимодействие основных, кислотных и амфотерных оксидов друг с другом:

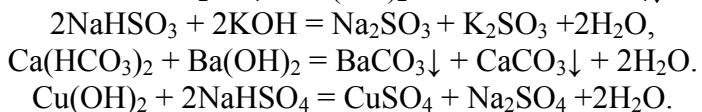
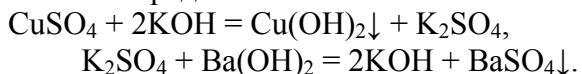


2. Взаимодействие оксидов с гидроксидами (с кислотами и основаниями):

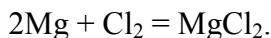




3. Взаимодействие оснований со средними и кислыми солями:



4. Соли бескислородных кислот, кроме того, могут быть получены при непосредственном взаимодействии металлов и неметаллов:



### 6.3. Лабораторная работа 3(ЛР-3) Соли

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. При химических реакциях солей проявляются особенности как катионов, так и анионов, входящих в их состав. Катионы металлов, находящиеся в растворах, могут вступать в реакции с другими анионами с образованием нерастворимых соединений. С другой стороны, анионы, входящие в состав солей, могут соединяться с катионами с образованием осадков или малодиссоциированных соединений (или же в окислительно-восстановительные реакции). Таким образом, соли могут реагировать:

1. С металлами	$\text{Cu} + \text{HgCl}_2 = \text{CuCl}_2 + \text{Hg},$ $\text{Zn} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}.$
2. С кислотами	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow,$ $\text{AgCl} + \text{HBr} = \text{AgBr} \downarrow + \text{HCl}$
3. С солями	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3,$ $\text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{KNO}_3 + \text{PbCrO}_4 \downarrow.$
4. С основаниями	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4,$ $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KOH} = \text{Ni}(\text{OH})_2 + 2\text{KNO}_3.$
5. Многие соли устойчивы при нагревании. Однако, соли аммония, а также некоторые соли малоактивных металлов, слабых кислот и кислот, в которых элементы проявляют высшие или низшие степени окисления, при нагревании разлагаются:	$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2,$ $2\text{Ag}_2\text{CO}_3 = 4\text{Ag} + 2\text{CO}_2 + \text{O}_2,$ $\text{NH}_4\text{Cl} = \text{NH}_3 + \text{HCl},$ $2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2,$ $2\text{FeSO}_4 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2 + \text{SO}_3,$ $4\text{FeSO}_4 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2 + \text{O}_2,$ $\text{NH}_4\text{NO}_3 = \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}.$

### 6.4. Лабораторная работа 4(ЛР-4) Основные понятия и законы химии.

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Современные методы исследования позволяют определить чрезвычайно малые массы атомов с большой точностью. Так, например, масса атома водорода составляет  $1,674 \cdot 10^{-27}$  кг, кислорода —  $2,667 \times 10^{-26}$  кг, углерода —  $1,993 \times 10^{-26}$  кг. В химии традиционно используются не абсолютные значения атомных масс, а относительные. В 1961 г. за единицу атомной массы принята атомная единица массы (сокращенно а.е.м.), которая представляет собой  $1/12$  часть массы атома изотопа углерода «С». Большинство химических элементов имеют атомы с различной массой. Поэтому относительной атомной массой  $A$ , хим элемента называется величина, равная отношению средней массы

атома естественного изотопического состава элемента к 1/12 массы атома углерода 12С. Относительные атомные массы' элементов обозначают  $A_g$ , где индекс  $g$  — начальная буква английского слова *relative* — относительный. Записи  $Ar(H)$ ,  $Ar(0)$ ,  $Ar(C)$  означают: относительная атомная масса водорода, относительная атомная масса кислорода, относительная атомная масса углерода. Например,  $Ar(H) = 1,6747 \times 10^{-27} = 1,0079$ ;  $1/12 \times 1,993 \times 10^{-26}$  Относительная атомная масса — одна из основных характеристик химического элемента. Относительной молекулярной массой  $M_g$ , вещества называется величина, равная отношению средней массы молекулы естественного изотопического состава вещества к 1/12 массы атома углерода 12С. Вместо термина «относительная атомная масса» можно использовать термин «молекулярная масса». Относительная молекулярная масса численно равна сумме относительных атомных масс всех атомов, входящих в состав молекулы вещества. Она легко подсчитывается по формуле вещества. Например  $Mg(H_2O)$  слагается из  $2Ar(H) = 2 \cdot 1,00797 = 2,01594$   $Ar(0) = 1 \times 15,9994 = 15,9994$   $Mr(H_2O) = 18,01534$  Значит, относительная молекулярная масса воды равна 18,01534, округленно, 18. Относительная молекулярная масса показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше 1/12 массы атома  $C_{+12}$ . Так, молекулярная масса воды равна 18. Это означает, что масса молекулы воды в 18 раз больше, чем 1/12 массы атома  $C_{+12}$ . Относительная молекулярная масса — одна из основных характеристик вещества. Моль. Молярная масса. В Международной системе единиц (СИ) за единицу количества вещества принят моль. Моль — это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов, электронов и других), сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа углерода  $C_{+12}$ . Зная массу одного атома углерода ( $1,993 \times 10^{-26}$  кг), можно вычислить число атомов  $NA$  в 0,012 кг углерода:  $NA = 0,012 \text{ кг/моль} = 1,993 \times 10^{-26} \text{ кг} / 6,02 \times 10^{23} \text{ ед/моль}$ . Это число называется постоянной Авогадро (обозначение  $NA$  размерность 1/моль), показывает число структурных единиц в моле любого вещества. Молярная масса — величина, равная отношению массы вещества к количеству вещества. Она имеет размерность кг/моль или г/моль; обычно ее обозначают буквой  $M$ . Молярную массу вещества легко вычислить, зная массу молекулы. Так, если масса молекулы воды равна  $2,99 \times 10^{-26}$  кг, то молярная масса  $Mr(H_2O) = 2,99 \times 10^{-26} \text{ кг} / 6,02 \times 10^{23} \text{ 1/моль} = 0,018 \text{ кг/моль}$ , или 18 г/моль. В общем случае молярная масса вещества, выраженная в г/моль, численно равна относительной атомной или относительной молекулярной массе этого вещества. - Например, относительные атомные и молекулярные массы С, Fe, O, H 2O соответственно равны 12, 56, 32, 18, а их молярные массы составляют соответственно 12 г/моль, 56 г/моль, 32 г/моль, 18 г/моль. Молярная масса может быть подсчитана для веществ как в молекулярном, так и в атомном состоянии. Например, относительная молекулярная масса водорода  $Mr(H_2) = 2$ , а относительная атомная масса водорода  $A(H) = 1$ . Количество вещества, определенное числом структурных единиц ( $N_A$ ), в обоих случаях одинаково — 1 моль. Однако молярная масса молекулярного водорода 2 г/моль, а молярная масса атомного водорода 1 г/моль. Один моль атомов, молекул или ионов содержит число этих частиц, равное постоянной Авогадро, например 1 моль атомов  $C_{+12} = 6,02 \times 10^{23}$  атомов  $C_{+12}$  1 моль молекул  $H_2O = 6,02 \times 10^{23}$  молекул  $H_2O$  1 моль ионов  $SO_4^{2-} = 6,02 \times 10^{23}$  ионов  $SO_4^{2-}$  Масса и количество вещества — понятия разные. Масса выражается в килограммах (граммах), а количество вещества — в молях. Между массой вещества (т, г), количеством вещества (п, моль) и молярной массой ( $M$ , г/моль) существуют простые соотношения:  $m = nM$ ,  $n = m/M$ ,  $M = m/n$  По этим формулам легко вычислить массу определенного количества вещества, или определить количество вещества в известной ассе его, или найти молярную массу вещества.

## 6.5. Лабораторная работа 5(ЛР-5) Основные понятия и законы химии.

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции. Закон сохранения массы веществ. (М. В.

Ломоносов, 1748 г. ; А. Лавуазье, 1789 г. ) Масса всех веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе всех продуктов реакции. Атомно-молекулярное учение этот закон объясняет следующим образом: в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка (т. е. химическое превращение- это процесс разрыва одних связей между атомами и образование других, в результате чего из молекул исходных веществ получаются молекулы продуктов реакции) . Поскольку число атомов до и после реакции остается неизменным, то их общая масса также изменяться не должна. Под массой понимали величину, характеризующую количество материи. В начале 20 века формулировка закона сохранения массы подверглась пересмотру в связи с появлением теории относительности (А. Эйнштейн, 1905 г.) , согласно которой масса тела зависит от его скорости и, следовательно, характеризует не только количество материи, но и ее движение. Полученная телом энергия  $DE$  связана с увеличением его массы  $Dm$  соотношением  $DE = Dm \cdot c^2$ , где  $c$  - скорость света. Это соотношение не используется в химических реакциях, т. к. 1 кДж энергии соответствует изменению массы на  $\sim 10^{-11}$  г и  $Dm$  практически не может быть измерено. В ядерных реакциях, где  $DE$  в  $\sim 10^6$  раз больше, чем в химических реакциях,  $Dm$  следует учитывать. Исходя из закона сохранения массы, можно составлять уравнения химических реакций и по ним производить расчеты. Он является основой количественного химического анализа. Составление химических уравнений.

## **6.6. Лабораторная работа 6(ЛР-6) Скорость химических реакций. Химическое равновесие.**

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ и условий протекания реакции: концентрации  $c$ , температуры  $t$ , присутствия катализаторов, а также от некоторых других факторов (например, от давления - для газовых реакций, от измельчения - для твердых веществ, от радиоактивного облучения).

## **6.7. Лабораторная работа 7(ЛР-7) Энергетика химических процессов.**

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты Тепловым эффектом химической реакции называется теплота, которая выделяется или поглощается в ходе химической реакции. Стандартным тепловым эффектом химической реакции называется теплота, которая выделяется или поглощается в ходе химической реакции при стандартных условиях. Все химические процессы можно разделить на две группы: экзотермические и эндотермические.

Экзотермические – это реакции, при которых происходит выделение теплоты в окружающую среду. При этом запас внутренней энергии исходных веществ ( $U_1$ ) больше, чем образующихся продуктов ( $U_2$ ). Следовательно,  $\Delta U < 0$ , а это приводит к образованию термодинамически устойчивых веществ.

Эндотермические – это реакции, при которых происходит поглощение теплоты из окружающей среды. При этом запас внутренней энергии исходных веществ ( $U_1$ ) меньше, чем образующихся продуктов ( $U_2$ ). Следовательно,  $\Delta U > 0$ , а это приводит к образованию термодинамически неустойчивых веществ. В отличие от термодинамики, в термохимии выделяемую теплоту считают положительной, а поглощаемую – отрицательной. Теплота в термохимии обозначается  $Q$ . Единица измерения теплоты – Дж/моль или кДж/моль. В зависимости от условий протекания процесса, различают изохорный и изобарный тепловые эффекты.

Изохорным ( $Q_V$ ) тепловым эффектом называют количество теплоты, которое выделяется или поглощается в ходе данного процесса при постоянном объеме ( $V = \text{const}$ ) и равенстве температур конечного и начального состояния ( $T_1 = T_2$ ).

Изобарным ( $Q_p$ ) тепловым эффектом называют количество теплоты, которое выделяется или поглощается в ходе данного процесса при постоянном давлении ( $p = \text{const}$ ) и равенстве температур конечного и начального состояния ( $T_1 = T_2$ ).

Для жидких и твердых систем изменение объема мало и можно принять, что  $Q_p \gg Q_V$ . Для газообразных систем

$$Q_p = Q_V - \Delta nRT,$$

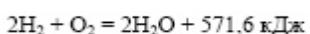
где  $\Delta n$  – изменение числа молей газообразных участников реакции

$$\Delta n = \Delta n_{\text{прод. реакции}} - \Delta n_{\text{исх. веществ.}}$$

Во всех случаях преобразование части внутренней (химической) энергии в тепловую (или другие виды) и наоборот, тепловой в химическую происходит в строгом соответствии с законом сохранения энергии и первым законом термодинамики.

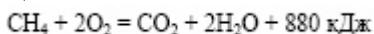
### 6.8. Лабораторная работа 8(ЛР-8) Энергетика химических процессов.

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Теплотой образования называется количество теплоты, выделяющейся при образовании 1 моль вещества. Например, тепловой эффект реакции водорода с кислородом равен 571,6 кДж.



В реакции образуется 2 моль воды, значит теплота образования воды равна  $571,6/2$  кДж = 285,8 кДж.

Теплотой сгорания вещества называется теплота, выделяющаяся при сгорании 1 моль вещества.



### 6.9. Лабораторная работа 9(ЛР-9) ТЭД. Ионное равновесие. Обменные реакции в растворах.

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Механизм электролитической диссоциации ионных веществ.

При растворении соединений с ионными связями (например, NaCl) процесс гидратации начинается с ориентации диполей воды вокруг всех выступов и граней кристаллов соли.

Ориентируясь вокруг ионов кристаллической решетки, молекулы воды образуют с ними либо водородные, либо донорно-акцепторные связи. При этом процессе выделяется большое количество энергии, которая называется энергией гидратации.

Энергия гидратации, величина которой сравнима с энергией кристаллической решетки, идет на разрушение кристаллической решетки. При этом гидратированные ионы слой за слоем переходят в растворитель и, перемешиваясь с его молекулами, образуют раствор.

Механизм электролитической диссоциации полярных веществ

Аналогично диссоциируют и вещества, молекулы которых образованы по типу полярной ковалентной связи (полярные молекулы). Вокруг каждой полярной молекулы вещества (например, HCl), определенным образом ориентируются диполи воды. В результате взаимодействия с диполями воды полярная молекула еще больше поляризуется и превращается в ионную, далее уже легко образуются свободные гидратированные ионы.

### 6.10 Лабораторная работа 10(ЛР-10) Ионное произведение воды. Водородный показатель. Гидролиз солей.

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Водородный показатель, pH (лат. pondus Hydrogenii — «вес водорода», произносится «пэ аш») — мера активности (в очень разбавленных растворах она эквивалентна концентрации) ионов водорода в растворе, количественно выражаящая его кислотность.

Равен по модулю и противоположен по знаку десятичному логарифму активности водородных ионов, выраженной в молях на один литр:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$$

### 6.11. Лабораторная работа 11(ЛР-11) Способы выражения концентрации растворов.

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты  
Растворы – это гомогенные (однофазные) системы переменного состава, состоящие из двух или более веществ (компонентов).

По характеру агрегатного состояния растворы могут быть газообразными, жидкими и твердыми. Обычно компонент, который в данных условиях находится в том же агрегатном состоянии, что и образующийся раствор, считают растворителем, остальные составляющие раствора – растворенными веществами. В случае одинакового агрегатного состояния компонентов растворителем считают тот компонент, который преобладает в растворе.

В зависимости от размеров частиц растворы делятся на истинные и коллоидные. В истинных растворах (часто называемых просто растворами) растворенное вещество диспергировано до атомного или молекулярного уровня, частицы растворенного вещества не видны ни визуально, ни под микроскопом, свободно передвигаются в среде растворителя. Истинные растворы – термодинамически устойчивые системы, неограниченно стабильные во времени.

### 6.12. Лабораторная работа 12(ЛР-12) Расчеты в титриметрии.

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Расчеты в титриметрии базируются на законе эквивалентов: вещества реагируют между собой в эквивалентных количествах ( $n_1 = n_2$ ).

$n_1, n_2$  – число моль экв. титранта и титруемого вещества

$$n=m/M \text{ или } n=C\cdot V/1000, [\text{моль}]$$

Формулы для расчетов в титриметрическом анализе.

Способ расчета	Способ титрования		
прямое	обратное	косвенное	
По молярной концентрации раствора	$m_A = \frac{C_B \cdot V_B}{1000} \cdot M_A \cdot \frac{V_{\text{тит}}}{V_{\text{тн}}}$	$m_A = \frac{C_B \cdot V_B - C_C \cdot V_C}{1000} \cdot M_A \cdot \frac{V_{\text{тит}}}{V_{\text{тн}}}$	$m_A = \frac{C_B \cdot V_B \cdot M_A}{1000} \cdot \frac{V_{\text{тит}}}{V_{\text{тн}}}$
По титру раствора	$m_A = \frac{T_B \cdot V_B}{M_B} \cdot M_A \cdot \frac{V_{\text{тит}}}{V_{\text{тн}}}$	$m_A = \left( \frac{T_B \cdot V_B}{M_B} - \frac{T_C \cdot V_C}{M_C} \right) \cdot M_A \cdot \frac{V_B}{V}$	$m_A = \frac{T_B \cdot V_B}{M_B} \cdot M_A \cdot \frac{V_{\text{тит}}}{V_{\text{тн}}}$
По условному титру раствора	$m_A = T_{B/A} \cdot V_B \cdot \frac{V_{\text{тит}}}{V_{\text{тн}}}$	$m_A = (T_{B/A} \cdot V_B - T_{C/A} \cdot V_C) \cdot \frac{V_{\text{тит}}}{V_{\text{тн}}}$	$m_A = T_{B/A} \cdot V_B \cdot \frac{V_{\text{тит}}}{V_{\text{тн}}}$

$m_A$  – масса определяемого вещества, г;  $M_A, M_B, M_C$  – молярные массы веществ А, В, С соответственно (г/моль);  $C_B, T_B, V_B$  – молярная концентрация (моль/л), титр (г/мл)

и объем (мл) стандартного раствора В;  $C_C$ ,  $T_C$ ,  $V_C$  – то же для стандартного раствора С;  $T_{B/A}$  – титр раствора В по веществу А (г/мл);  $T_{C/A}$  – титр раствора С по веществу А (г/мл);  $V_{общ}$  – общий объем анализируемого раствора, мл;  $V_{ал}$  – объем аликвоты.

### 6.13. Лабораторная работа 13(ЛР-13) Метод нейтрализации.

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты Нейтрализации метод — объемный (титриметрический) метод определения концентрации кислот (ацидиметрия) и щелочей (алкалиметрия) в растворах. В основе метода нейтрализации лежит использование реакции нейтрализации, т. е. соединения водородных и гидроксильных ионов:  $H^+ + OH^- = H_2O$ . При определении концентрации кислоты к точно отмеренному пипеткой объему исследуемого раствора постепенно приливают из бюретки рабочий раствор щелочи (обычно  $NaOH$ ) известной концентрации, пока не изменится окраска индикатора, предварительно добавленного к титруемому раствору. Объем рабочего раствора, пошедший на взаимодействие с кислотой, отсчитывают по шкале бюретки. Определение концентрации щелочи производят аналогичным путем, только в качестве рабочего раствора в этом случае используют раствор кислоты (обычно  $HCl$ ).

Концентрацию кислоты или щелочи вычисляют по формуле 
$$H = \frac{H_p \cdot V_p}{V}$$
, где  $V$  и  $V_p$  — объемы, а  $H$  и  $H_p$  — нормальные концентрации анализируемого и рабочего растворов соответственно.

### 6.14. Лабораторная работа 14(ЛР-14) Метод нейтрализации.

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Титриметрический анализ основан на измерении объема *титранта* (раствора точно известной концентрации), израсходованного на реакцию с определяемым веществом, при этом вещества должны реагировать в строго эквивалентных количествах.

Процесс постепенного добавления титранта к анализируемому веществу называется *титрованием*, а момент завершения реакции – *моментом эквивалентности*.

Титриметрическое определение вещества сводится к проведению химической реакции смешиванием растворов двух реагирующих веществ. Эта операция проводится *титрованием* – добавлением небольших порций раствора одного из веществ к известному объему раствора второго вещества.

Один из двух растворов содержит вещество с неизвестной концентрацией и представляет собой *анализируемый раствор*. Второй раствор содержит реагент с точно известной концентрацией и называется *рабочим раствором* или *титрантом*.

Для проведения титриметрического анализа необходимо:

- 1) знать точную концентрацию титранта;
- 2) точно измерить объемы растворов титранта и исследуемого вещества;
- 3) точно фиксировать момент эквивалентности.

Для точного измерения объемов растворов реагирующих веществ используют мерную посуду – бюретки, пипетки, мерные колбы и пр.

В процессе титрования достигается точка эквивалентности (момент эквивалентности), т. е. момент, когда количество вещества эквивалента в добавленном растворе титранта становится равным количеству анализируемого вещества.

При титровании слабой кислоты сильной щелочью в качестве индикатора применяют обычно фенолфталеин, а при титровании слабой щелочи сильной кислотой — метиловый оранжевый. При титровании сильной кислоты сильной щелочью можно применять любой из названных индикаторов. Метод нейтрализации широко применяется в клинических и санитарно-гигиенических лабораториях.

## 6.15. Лабораторная работа 15(ЛР-15) Окислительно-восстановительные реакции.

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Классификация ОВР.

ОВР делятся на три группы:

- 1) межмолекулярные;
- 2) внутримолекулярные;
- 3) реакции диспропорционирования.

В межмолекулярных ОВР изменяют степень окисления атомы, которые входят в состав разных веществ.

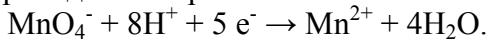
Во внутримолекулярных ОВР изменяют степень окисления атомы, которые входят в состав молекул одного и того же вещества. Это могут быть атомы различных элементов, как, например, в реакции термического разложения хлората калия:

В реакциях диспропорционирования атомы-окислители и атомы-восстановители также находятся в одном и том же веществе, являются атомами одного и того же элемента и имеют одинаковые значения степени окисления.

## 6.16. Лабораторная работа 16(ЛР-16) Метод перманганатометрии.

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Перманганатометрия — один из наиболее часто применяемых методов окислительно-восстановительного титрования. В качестве титранта используют раствор перманганата калия окислительные свойства которого можно регулировать в зависимости от кислотности раствора.

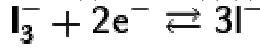
Наибольшее распространение в аналитической практике получил перманганатометрический метод определения в кислых средах: восстановление  $MnO_4^-$  до  $Mn^{2+}$  проходит быстро



Количественно восстановление перманганата в щелочной среде до манганата протекает в присутствии соли бария.  $Ba(MnO_4)_2$  растворим в воде, в то время как  $BaMnO_4$  — нерастворим ( $ПР_{BaMnO_4} = 2,46 \cdot 10^{-10}$ ), поэтому дальнейшего восстановления до  $MnO_2$  из осадка не происходит.

## 6.17. Лабораторная работа 17(ЛР-17) Метод йодометрии.

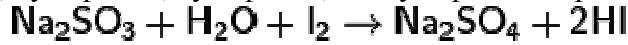
При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Йодометрия — титриметрический (объёмный) метод определения веществ, основанный на реакциях окисления-восстановления (разновидность оксидиметрии) с участием иода или иодида калия:



Стандартный электродный потенциал данной реакции составляет +0,5355 В.

Прямое йодометрическое титрование непосредственно раствором  $I_2$  может быть использовано, в частности, для титрования восстановителей в присутствии избытка KI:

Этим способом определяют концентрацию  $As(III)$ ,  $Sn(II)$ ,  $Sb(III)$ , сульфидов, сульфитов, тиосульфатов и др.:



Возможно также определение восстановителей с избытком иода, непрореагировавшее количество которого определяется титрованием тиосульфата натрия.

Косвенное йодометрическое титрование используется для титрования окислителей; в этом случае определяемые вещества взаимодействуют с избытком KI с образованием иода, который оттитровывается раствором тиосульфата натрия. Этот способ используется для определения концентрации  $Cu(II)$ ,  $H_2O_2$ ,  $Br_2$ ,  $BrO_3^-$ ,  $ClO^-$





Иодометрический метод анализа используется также для определения концентрации ионов  $\text{H}^+$ :



Иодометрический метод анализа является также основой метода Фишера по определению воды в органических растворителях.

### 6.18. Лабораторная работа 18(ЛР-18) Строение атома.

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Современные представления о строении атома подчиняются квантовой модели строения атома, которая учитывает волновые свойства элементарных частиц. Основные положения:

- Электрон имеет двойственную (корпускулярно-волновую) природу, т.е. ведет себя и как частица, и как волна. Как частица, электрон обладает массой и зарядом; как волна, он обладает способностью к дифракции.
- Для электрона невозможно одновременно точно измерить координату и скорость.
- Электрон в атоме не движется по определенным траекториям, а может находиться в любой части окколоядерного пространства, однако вероятность его нахождения в разных частях этого пространства неодинакова. Область пространства, где вероятнее всего находится электрон, называется орбиталью.
- Ядра атомов состоят из протонов и нейтронов, имеющих общее название – нуклоны.

### 6.19. Лабораторная работа 19(ЛР-19) Химическая связь.

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты В основе метода ВС лежат следующие положения:

1. Ковалентная химическая связь образуется двумя электронами с противоположно направленными спинами, причем эта электронная пара принадлежит двум атомам. Комбинации таких двухэлектронных двухцентровых связей, отражающие электронную структуру молекулы, получили название валентных схем.

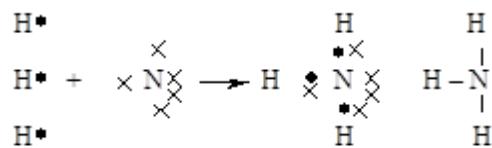
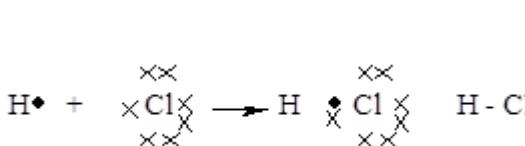
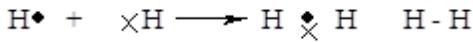
2. Ковалентная связь тем прочнее, чем в большей степени перекрываются взаимодействующие электронные облака.

Для наглядного изображения валентных схем обычно пользуются следующим способом.

H: 1s<sup>1</sup>;

N: 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>p<sup>3</sup>;

Cl: 1s<sup>2</sup>2s<sup>2</sup>p<sup>6</sup>3s<sup>2</sup>p<sup>5</sup>.



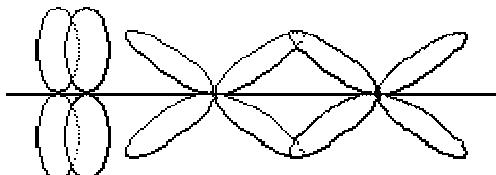
Число общих электронных пар, связывающих атом данного элемента с другими атомами, или, иначе говоря, число образуемых атомом ковалентных связей, называется ковалентностью по методу ВС. Так, ковалентность водорода равна 1, азота - 3.

По способу перекрывания электронных облаков, связи бывают двух видов: s - связь и p - связь.

s - связь возникает при перекрывании двух электронных облаков по оси, соединяющей ядра атомов.



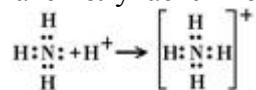
p - связь образуется при перекрывании электронных облаков по обе стороны от линии, соединяющей ядра взаимодействующих атомов.



### 6.20. Лабораторная работа 20(ЛР-20) Химическая связь.

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты

При донорно – акцепторном механизме образования ковалентной связи связь также образуется с помощью электронных пар. Однако в этом случае один атом (донор) предоставляет свою электронную пару, а другой атом (акцептор) участвует в образовании связи своей свободной орбиталью. Примером реализации донорно-акцепторной связи является образование иона аммония  $\text{NH}_4^+$  при взаимодействии амиака  $\text{NH}_3$  с катионом водорода  $\text{H}^+$ . В молекуле  $\text{NH}_3$  три электронные пары образуют три связи N – H, четвертая, принадлежащая атому азота электронная пара является неподеленной. Эта электронная пара может дать связь с ионом водорода, который имеет свободную орбиталь. В результате получается ион аммония  $\text{NH}_4^+$



Необходимо отметить, что существующие в ионе  $\text{NH}_4^+$  четыре ковалентных связи N – H равноценны. В ионе аммония невозможно выделить связь, образованную по донорно-акцепторному механизму.

### 6.21. Лабораторная работа 21(ЛР-21) Двойные и комплексные соединения.

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты Одной из причин многообразия веществ в неорганической химии является способность многих элементов образовывать комплексные соединения. Уже в XVIII веке стал накапливаться фактический материал о существовании соединений, специфически диссоциирующих в растворах. В отличие от обычных электролитов ( $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{KCl}$ ,  $\text{Na}_2\text{CO}_3 \times 10\text{H}_2\text{O}$ ), которые в растворах сразу распадаются на составляющие их ионы, данные соединения, получившие название комплексных, диссоциируют не полностью, а образуют частицы, имеющие сложное строение. Вопрос о строении комплексных соединений оставался открытым долгое время до тех пор, пока в 1893 году швейцарский химик Альфред Вернер не создал свою теорию, получившую название координационной. Основные положения данной теории следующие:

1. Большая часть элементов способна выступать в качестве комплексообразователей проявляя при этом два типа валентности: основную, соответствующую степени окисления, и побочную, соответствующую координационному числу.

2. Элемент-комплексообразователь стремится к насыщению и главной и побочной валентности. При этом главная валентность насыщается только анионами, а побочная и анионами и нейтральными молекулами.

3. Комплексные соединения характеризуются строго определенной геометрической формой.

Согласно теории Вернера в большинстве комплексных соединений можно выделить внутреннюю и внешнюю сферы. Частицы внутренней сферы прочно связаны между собой и называются комплексным ионом. При записи комплексного иона его обычно заключают в квадратные скобки. Центральный атом или ион внутренней сферы носит название комплексообразователя. Ионы или молекулы, координирующиеся вокруг центрального атома во внутренней сфере называются лигандами:

### **6.22. Лабораторная работа 22(ЛР-22) Комплексонометрия. Аргентометрия.**

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты Аргентометрия — титrimетрический метод количественного анализа анионов, образующих малорастворимые соединения или устойчивые комплексы с катионами серебра<sup>1</sup>. Методы аргентометрии, главным образом, применяют для определения галогенидов, например, хлорида<sup>1</sup>:



Существует несколько различных методов аргентометрии, отличающиеся используемыми индикаторами (или их отсутствием) в процессе анализа:

- метод равного помутнения (без индикатора);
- метод Мора (индикатор — хромат калия);
- метод Фольгарда (индикатор — тиоцианатные комплексы железа (III));
- метод Фаянса (адсорбционные индикаторы).

Наиболее широко в промышленности используется метод Фольгарда, с помощью которого проводят анализ на содержание галогенидов, арсенатов, оксалатов и других анионов, образующих малорастворимые соединения с катионами серебра, в кислой среде. Метод Мора применяется менее часто, анализируя вещества только в нейтральной среде.

### **6.23. Лабораторная работа 23(ЛР-23) Хроматографический анализ. Фотоэлектроколориметрия.**

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты Хроматография — процесс, основанный на многократном повторении актов сорбции и десорбции вещества при перемещении его в потоке подвижной фазы вдоль неподвижного сорбента. Разделение сложных смесей хроматографическим способом основано на различной сорбируемости компонентов смеси. В процессе хроматографирования так называемая подвижная фаза (элюент), содержащая анализируемую пробу, перемещается через неподвижную фазу. Обычно неподвижная фаза представляет собой вещество с развитой поверхностью, а подвижная — поток газа или жидкости, фильтрующейся через слой сорбента. При этом происходит многократное повторение актов сорбции — десорбции, что является характерной особенностью хроматографического процесса и обуславливает эффективность хроматографического разделения.

Качественный Хроматографический анализ, т.е. индентификация вещества по его хроматограмме, может быть выполнен сравнением хроматографических характеристик, чаще всего удерживаемого объема (т.е. объема подвижной фазы, пропущенной через колонку от начала ввода смеси до появления данного компонента на выходе из колонки), найденных при определенных условиях для компонентов анализируемой смеси и для эталона.

Количественный Хроматографический анализ проводят обычно на хроматографе. Метод основан на измерении различных параметров хроматографического пика, зависящих от концентрации хроматографируемых веществ — высоты, ширины, площади и удерживаемого объема или произведения удерживаемого объема на высоту пика.

В количественной газовой хроматографии применяют методы абсолютной градуировки и внутренней нормализации, или нормировки. Используется также метод внутреннего стандарта. При абсолютной градуировке экспериментально определяют зависимость высоты или площади пика от концентрации вещества и строят градуировочные графики или рассчитывают соответствующие коэффициенты. Далее определяют те же характеристики пиков в анализируемой смеси, и по градуировочному графику находят концентрацию анализируемого вещества. Этот простой и точный метод является основным при определении микропримесей.

При использовании метода внутренней нормализации принимают сумму каких-либо параметров пиков, например сумму высот всех пиков или сумму их площадей, за 100%. Тогда отношение высоты отдельного пика к сумме высот или отношение площади одного пика к сумме площадей при умножении на 100 будет характеризовать массовую долю (%) компонента в смеси. При таком подходе необходимо, чтобы зависимость величины измеряемого параметра от концентрации была одинаковой для всех компонентов смеси.

**ФЕДЕРАЛЬНОЕ ГОСУДАРСТВЕННОЕ БЮДЖЕТНОЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЕ  
УЧРЕЖДЕНИЕ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ  
«ОРЕНБУРГСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ»  
Факультет ветеринарной медицины**

## Кафедра

# РЕФЕРАТ/ЭССЕ

## **на тему: «Последствия свинцового загрязнения. Признаки острого и хронического отравления свинцом»**

Выполнил: студент II курса 21 группы  
Факультета ветеринарной медицины  
Направления под подготовки  
(специальность) 36.05.01 Ветеринария  
Иванов Андрей Борисович  
Проверил: профессор кафедры химии,  
д.б.н. Герасименко В.В.

г. Оренбург

201

## Содержание

Введение.....	3
1}.....	5
2}     Основная часть.....	9
3}.....	13
Заключение.....	18
Список используемой литературы.....	19
Приложение.....	21