

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

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

Б1.В.ДВ.05.01 Химия

Направление подготовки: 21.03.02. Землеустройство и кадастры

Профиль подготовки: Землеустройство

Форма обучения: очная

СОДЕРЖАНИЕ

1	Организация самостоятельной работы.....	3
2	Методические рекомендации по выполнению индивидуальных домашних заданий.....	4
2.1	Темы индивидуальных домашних заданий.....	4
2.2	Содержание индивидуальных домашних заданий.....	5
2.3	Порядок выполнения заданий	10
2.4	Пример выполнения задания	10
3.	Методические рекомендации по самостоятельному изучению вопросов.....	19
4.	Методические рекомендации по подготовке к занятиям.....	33
4.1	Лабораторная работа 1 (ЛР-1) Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты	33
4.2	Лабораторная работа 2 (ЛР-2) Основные классы неорганических соединений: соли. Способы получения и свойства	33
4.3	Лабораторная работа 3 (ЛР-3) Стехиометрические законы.....	33
4.4	Лабораторная работа 4 (ЛР-4) Энергетика и направление химических процессов....	35
4.5	Лабораторная работа 5 (ЛР-5) Химическая кинетика. Катализ.....	36
4.6	Лабораторная работа 6 (ЛР-6) Химическое равновесие. факторы, влияющие на смещение равновесия	36
4.7	Лабораторная работа 7 (ЛР-7) Общая характеристика растворов. Способы выражения концентрации растворов.....	36
4.8	Лабораторная работа 8 (ЛР-8) Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения	37
4.9	Лабораторная работа 9 (ЛР-9) Ионное произведение воды. рН. Методы определения рН.....	37
4.10	Лабораторная работа 10 (ЛР-10) Гидролиз солей.....	38
4.11	Лабораторная работа 11 (ЛР-11) Титриметрический анализ. Метод кислотно-основного титрования.....	38
4.12	Лабораторная работа 12 (ЛР-12). Строение атома и периодический закон.....	38
4.13	Лабораторная работа 13 (ЛР- 13). Строение атома и периодический закон.....	39
4.14	Лабораторная работа 14 (ЛР-14) Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительное титрование	40
4.15	Лабораторная работа 15 (ЛР-15) Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительное титрование	41
4.16	Лабораторная работа 16 (ЛР-16) Химическая связь. Строение вещества	42
4.17	Лабораторная работа 17 (ЛР-14) Комплексные соединения. Комплексометрическое титрование.....	43

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 (СИБ)	подготовка к занятиям (ПкЗ)
1	2	3	4	5	6	7
1	Предмет и задачи химии. История развития химических знаний	-	-	-	-	-
2	Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты. Получение и свойства	-	-	1,4	0,68	1,34
3	Основные классы неорганических соединений: соли. Способы получения и свойства	-	-	0,7	0,34	1,34
4	Стехиометрические законы	-	-	1,4	0,68	1,32
5	Энергетика и направление химических процессов	-	-	0,7	0,68	1,34
6	Химическая кинетика. Катализ	-	-	0,7	1,7	1,34
7	Химическое равновесие. факторы, влияющие на смещение равновесия	-	-	0,8	0,62	1,32
8	Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов	-	-	0,7	-	1,34
9	Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения	-	-	-	1,0	1,34
10	Ионное произведение воды, рН. Методы определения рН	-	-	-	0,34	1,34
11	Гидролиз солей	-	-	1,3	0,36	1,34
12	Титриметрический анализ. Метод кислотно-основного титрования	-	-	-	-	1,34

13	Строение атома и периодический закон	-	-	0,8	4,9	2,5
14	Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-	-	-	0,8	4,7	2,5
15	Химическая связь. Строение вещества	-	-	-	4,0	2,0
16	Комплексные соединения. Комплексонометрическое титрование			0,7	-	2,3

2. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ ИНДИВИДУАЛЬНЫХ ДОМАШНИХ ЗАДАНИЙ

Индивидуальные домашние задания выполняются в форме контрольной работы.

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

2.1 Темы индивидуальных домашних заданий

ИДЗ-1. Классификация оксидов. Графические формулы оксидов.

ИДЗ-2. Диссоциация кислот и оснований.

ИДЗ-3. Способы получения средних, кислых и основных солей. Номенклатура солей.

ИДЗ-4. Расчет молярной массы эквивалента солей.

ИДЗ-5. Расчет объема газообразного вещества.

ИДЗ-6. Расчеты термодинамических величин по закону Гесса.

ИДЗ-7. Расчеты по кинетическому уравнению и уравнению Вант-Гоффа.

ИДЗ-8. Факторы, влияющие на смещение равновесия.

ИДЗ-9. Расчет концентраций солей.

ИДЗ-10. Гидролиз солей.

ИДЗ-11. Расчет константы и степени гидролиза солей.

ИДЗ-12. Строение атома. Электронные конфигурации.

ИДЗ-13. Составление уравнений ОВР.

ИДЗ-14. Комплексные соединения

2.2 Содержание индивидуальных домашних заданий

1. Индивидуальное домашнее задание 1 (ИДЗ-1) Классификация оксидов. Графические формулы 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) Диссоциация кислот и оснований

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

3. Индивидуальное домашнее задание 3 (ИДЗ -3) Способы получения средних, кислых и основных солей. Номенклатура 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 4 (ИДЗ -4) Расчет молярной массы эквивалента солей

Для всех солей из задания 3 рассчитать молярную массу эквивалента и количество вещества эквивалента, если масса соли 20 г.

5. Индивидуальное домашнее задание 5 (ИДЗ-5) Расчет объема газообразного вещества

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 6 (ИДЗ-6). Расчеты термодинамических величин по закону Гесса)

Вычислить стандартные изменения энтальпии, энтропии, энергии Гиббса в соответствующей реакции ($\Delta H_{обр}^0$, 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).

Номер задания	Уравнение реакции
1	$2\text{Mg}_{(к)} + \text{CO}_{2(г)} = 2\text{MgO}_{(к)} + \text{C}_{(графит)}$
2	$3\text{CH}_{4(г)} + \text{CO}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(ж)} = 4\text{CO}_{(г)} + 8\text{H}_{2(г)}$
3	$4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Cl}_{2(г)}$
4	$2\text{H}_2\text{S}_{(г)} + \text{SO}_{2(г)} = 3\text{S}_{(ромб)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$
5	$2\text{Cu}_2\text{O}_{(т)} + \text{Cu}_2\text{S}_{(т)} = 6\text{Cu}_{(к)} + \text{SO}_{2(г)}$
6	$2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Cl}_{2(г)} = 4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)}$
7	$3\text{Fe}_2\text{O}_{3(т)} + \text{H}_{2(г)} = \text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Fe}_3\text{O}_{4(т)}$
8	$\text{CaO}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)} = \text{CaCO}_{3(т)}$
9	$\text{C}_{(гр.)} + \text{CO}_{2(г)} = 2\text{CO}_{(г)}$
10	$2\text{ZnS}_{(т)} + 3\text{O}_{2(г)} = 2\text{ZnO}_{(т)} + 2\text{SO}_{2(г)}$
11	$\text{CaCO}_{3(т)} = \text{CaO}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)}$

12	$\text{BaO}_{(т)} + \text{CO}_{2(г)} = \text{BaCO}_{3(т)}$
13	$2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$
14	$\text{N}_2\text{O}_{4(г)} = 2\text{NO}_{2(г)}$
15	$\text{Al}_2\text{O}_{3(т)} + 3\text{SO}_{3(г)} = \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3(т)$
16	$\text{CaO}_{(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(ж)} = \text{Ca}(\text{OH})_{2(т)}$
17	$\text{FeO}_{(т)} + \text{H}_{2(г)} = \text{Fe}_{(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$
18	$\text{CuO}_{(т)} + \text{C}_{(т)} = \text{Cu}_{(к)} + \text{CO}_{(г)}$
19	$\text{CaO}_{(т)} + \text{Fe}_2\text{O}_{3(т)} = \text{Ca}(\text{FeO}_2)_{2(т)}$
20	$\text{CaO}_{(т)} + \text{SO}_{3(г)} = \text{CaSO}_4(т)$

7. Индивидуальное домашнее задание 7 (ИДЗ-7) Расчеты по кинетическому уравнению и уравнению Вант-Гоффа

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

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?

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)

8. Индивидуальное домашнее задание 8 (ИДЗ-8) Факторы, влияющие на смещение 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	ΔH^0 , кДж/моль
1	$2\text{N}_2\text{O}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 4\text{NO}_{(г)}$	196
2	$4\text{NH}_{3(г)} + 5\text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 4\text{NO}_{(г)} + 6\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	908
3	$2\text{H}_2\text{S}_{(г)} + 3\text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{2(г)} + 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	
4	$\text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	41
5	$2\text{H}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}_{(г)}$	– 484
6	$2\text{SO}_{2(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(г)}$	– 196
7	$2\text{NO}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \rightleftharpoons 2\text{NO}_{2(г)}$	– 112
8	$\text{Fe}_3\text{O}_{4(т)} + \text{H}_{2(г)} \rightleftharpoons 3\text{FeO}_{(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	62
9	$\text{FeO}_{(т)} + \text{H}_{2(г)} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(т)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)}$	– 272
10	$\text{C}_{(графит)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(г)} + \text{H}_{2(г)}$	131
11	$\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)}$	– 41

12	$\text{SO}_{3(g)} + \text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons \text{SO}_{2(g)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$	– 144
13	$\text{H}_{2(g)} + \text{Cl}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{HCl}_{(g)}$	– 184
14	$\text{FeO}_{(r)} + \text{CO}_{(r)} \rightleftharpoons \text{Fe}_{(r)} + \text{CO}_{2(g)}$	– 11
15	$2\text{ZnS}_{(r)} + 3\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{ZnO}_{(r)} + 2\text{SO}_{2(g)}$	– 878
16	$\text{N}_{2(g)} + 3\text{H}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(g)}$	– 92
17	$\text{CaCO}_{3(r)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(r)} + \text{CO}_{2(g)}$	175
18	$2\text{MgCl}_{2(r)} + 2\text{O}_{2(g)} \rightleftharpoons 2\text{MgO}_{(r)} + 2\text{Cl}_{2(g)}$	82
19	$\text{Ca(OH)}_{2(r)} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(g)}$	48
20	$\text{H}_2\text{O}_{(g)} + \text{CO}_{(r)} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(g)} + \text{H}_{2(g)}$	– 41

9. Индивидуальное домашнее задание 9 (ИДЗ-9) Расчет концентраций солей

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

Плотность раствора условно принимаем равной 1 г/см³.

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

Написать уравнения реакций гидролиза всех солей из задания № 3 в молекулярном и ионном виде, указать реакцию среды.

11. Индивидуальное домашнее задание 11 (ИДЗ-11) Расчет константы и степени гидролиза солей.

Рассчитать константу гидролиза (K_г) и pH раствора одной из гидролизующих солей при концентрации соли 0,001 моль/л.

12. Индивидуальное домашнее задание 12(ИДЗ-12). ИДЗ-12. Строение атома. Электронные конфигурации

Номер задания	а) 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, подгруппа)	в) Напишите электронные формулы предложенных атомов и ионов, укажите положение их в системе Д.И.Менделеева (номер периода, группа, подгруппа)
1	3p; 4s; 2p	$3d^1 4s^2$	Fe, Na ⁺
2	3d; 4p; 3p	$3d^2 4s^2$	Co, Cl [—]
3	5d; 4p; 4d	$3d^3 4s^2$	Ni, Ba ²⁺
4	3d; 4f; 5s	$3d^5 4s^1$	Zn, Ca ²⁺
5	4d; 4s; 5s	$4d^5 5s^2$	Sn, S ^{2—}
6	6s; 4p; 4f	$3d^6 4s^2$	W, In ³⁺
7	3d; 5s; 7p	$3d^7 4s^2$	S, La ³⁺
8	4d; 6s; 5d	$3d^8 4s^2$	F, Tl ³⁺
9	4p; 5p; 4f	$3d^{10} 4s^1$	Br, Zr ⁴⁺
10	3d; 3p; 2s	$3d^{10} 4s^2$	Al, Hg ²⁺
11	5d; 3s; 6s	$4s^2 4p^1$	Pb, Au ³⁺
12	6d; 4f; 5p	$4s^2 4p^2$	Ge, Ag ⁺
13	5d; 3p; 4d	$4s^2 4p^3$	Ga, Sb ³⁺
14	7s; 6p; 4d	$4s^2 4p^4$	N, Bi ³⁺
15	5d; 4p; 3d	$4s^2 4p^5$	Cl, Pb ²⁺
16	5s; 6s; 4p	$4s^2 4p^6$	Y, Hf ⁴⁺
17	6p; 5f; 6d	$5d^7 6s^2$	Zr, At [—]
18	5d; 5s; 4f	$5d^{10} 6s^2$	Ta, Ga ³⁺
19	3s; 4d; 3p	$5d^3 6s^2$	Cr, Se ^{2—}
20	5f; 4d; 4s	$5d^5 6s^2$	Mo, Cu ²⁺

13. Индивидуальное домашнее задание 13(ИДЗ-13) . Составление уравнений ОВР)
Составьте электронно-ионные схемы и молекулярные уравнения реакций. Укажите окислитель и восстановитель. Две реакции (а,б) для каждого варианта.

- а) $\text{Na}_2\text{SeO}_3 + \text{KBrO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Br}_2, \text{SeO}_4^{2-}$
б) $\text{HCl} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2, \text{NO}$
- а) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_4^{2-}, \text{Cr}^{3+}$
- а) $\text{KI} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}, \text{I}_2$
б) $\text{NaCrO}_2 + \text{NaClO} + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
- а) $\text{HNO}_3 + \text{Ni} \rightarrow \text{N}_2\text{O}, \text{Ni}^{2+}$
б) $\text{SnSO}_4 + \text{Ag}_2\text{O}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{SnO}_3^{2-}, \text{AgO}$
- а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{Na}_3\text{AsO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{AsO}_4^{3-}, \text{Cr}^{3+}$
б) $\text{KCrO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{CrO}_4^{2-}, \text{Cl}^-$
- а) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{HCl} \rightarrow \text{Cr}^{3+}, \text{Cl}_2$
б) $\text{SO}_2 + \text{NaIO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}, \text{I}^-$
- а) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Mn}^{2+}, \text{SO}_4^{2-}$

- 6) $I_2 + Cl_2 + H_2O \rightarrow IO_3^- , Cl^-$
8. a) $Sn(NO_3)_2 + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow Sn^{4+} , Cr^{3+}$
 б) $KClO_3 + KCrO_2 + NaOH \rightarrow CrO_4^{2-} , Cl^-$
9. a) $SnCl_2 + KBrO_3 + HCl \rightarrow Sn^{4+} , Br^-$
 б) $FeSO_4 + KClO_3 + H_2SO_4 \rightarrow Fe^{3+} , Cl^-$
10. a) $Ni(OH)_2 + NaClO + H_2O \rightarrow Ni(OH)_3 , Cl^-$
 б) $KMnO_4 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} , MnO_2$
11. a) $MnSO_4 + PbO_2 + H_2SO_4 \rightarrow Pb^{2+} , MnO_4^-$
 б) $FeCl_2 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Fe^{3+} , Mn^{2+}$
12. a) $MnSO_4 + Cl_2 + KOH \rightarrow MnO_4^{2-} , Cl^-$
 б) $H_3PO_3 + KMnO_4 + H_2SO_4 \rightarrow Mn^{2+} , H_3PO_4$
13. a) $KMnO_4 + NaNO_2 + H_2O \rightarrow NO_3^- , MnO_2$
 б) $Mn(NO_3)_2 + NaClO + H_2O \rightarrow Cl^- , MnO_2$
14. a) $KMnO_4 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow NO_3^- , Mn^{2+}$
 б) $H_2S + K_2Cr_2O_7 + H_2SO_4 \rightarrow S , Cr^{3+}$
15. a) $Cr_2O_3 + KClO_3 + KOH \rightarrow CrO_4^{2-} , Cl^-$
 б) $FeCl_2 + HNO_3 + HCl \rightarrow Fe^{3+} , N_2O$
16. a) $KClO_3 + MnO_2 + KOH \rightarrow MnO_4^{2-} , Cl^-$
 б) $Na_3AsO_3 + I_2 + H_2O \rightarrow AsO_4^{3-} , I^-$
17. a) $H_2S + HNO_3 \rightarrow SO_4^{2-} , NO_2$
 б) $I_2 + Na_2SO_3 + H_2O \rightarrow I^- , SO_4^{2-}$
18. a) $C + HNO_3 \rightarrow CO_2 , NO_2$
 б) $H_2S + Cl_2 + H_2O \rightarrow SO_4^{2-} , Cl^-$
19. a) $SnCl_2 + Na_3AsO_3 + HCl \rightarrow As , Sn^{4+}$
 б) $(BiO)_2SO_4 + Br_2 + NaOH \rightarrow BiO_3^- , Br^-$
20. a) $Mn(NO_3)_2 + NaBiO_3 + HNO_3 \rightarrow Bi^{3+} , MnO_4^-$
 б) $KNO_3 + Zn + NaOH \rightarrow ZnO_2^{2-} , NH_3$

14. Индивидуальное домашнее задание 14 (ИДЗ-14) ИДЗ-14. Комплексные соединения

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

комплексобразователь	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-}	$K_{уст} = \frac{[Zn(H_2O)_4]^{2+}}{[Zn]^{2+} \cdot [H_2O]^4}$

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

2.3 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» кратко 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.

2.4 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.

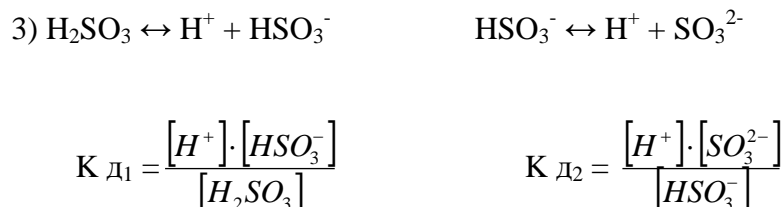
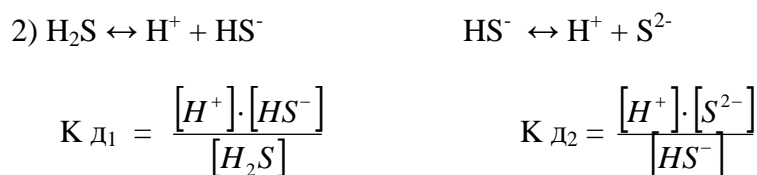
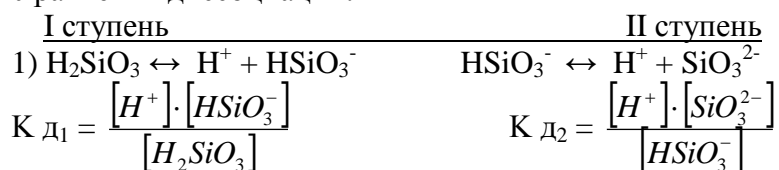
Например: Даны вещества H_2SiO_3 (кремниевая кислота), H_2SO_4 (серная кислота), NaOH (гидроксид натрия), Zn(OH)_2 (гидроксид цинка). Элементы образуют следующие оксиды:

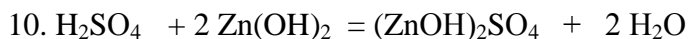
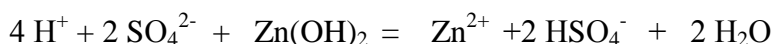
Формула	Характер оксида	Графическая формула
II SiO	Несолеобразующий (безразличный, индифферентный)	$\text{Si} = \text{O}$
IV SiO_2	Кислотный	$\text{O} = \text{Si} = \text{O}$
IV SO_2	Кислотный	$\text{O} = \text{S} = \text{O}$
VI SO_3	Кислотный	$\begin{array}{c} \text{O} = \text{S} = \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array}$
II ZnO	Амфотерный	$\text{Zn} = \text{O}$
Na_2O	Основной	$\text{Na} - \text{O} - \text{Na}$

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

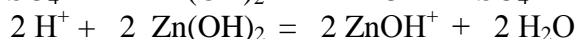
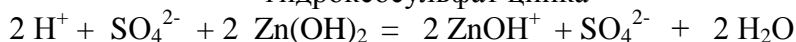
Напишите уравнения ступенчатой диссоциации этих веществ, формулу для выражения констант диссоциации.

Уравнения диссоциации:





гидроксосульфат цинка



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 SO_2 и SO_3 .

Находим необходимые величины для массы 5 г.

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

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

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

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

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

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

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

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

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

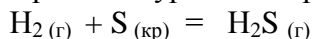
1. Как изменится скорость реакции, если: 1) концентрации реагирующих веществ уменьшить в 3 раза; 2) концентрации реагирующих веществ уменьшить в 2 раза; 3) концентрации реагирующих веществ увеличить в 2 раза; 4) концентрации реагирующих веществ увеличить в 3 раза; 5) концентрацию одного из реагирующих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

Например: Из элементов выше упомянутых соединений можно составить следующие газообразные вещества: SO₂, SO₃, O₂, H₂S, H₂O (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:

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

$$\gamma = 2,5$$

Найти: v_{t2}/v_{t1}

Решение:

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

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

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

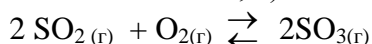
Ответ: скорость реакции увеличится в 98 раз.

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

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.



$$K = [\text{SO}_3]^2 / ([\text{SO}_2]^2 \cdot [\text{O}_2])$$

а. влево

б. влево

в. Влево

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

Вычислить стандартные изменения энтальпии, 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 $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2 \text{SO}_3 + Q$

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

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

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

По следствию из закона Гесса находим энтальпию химической реакции

$$\begin{aligned}\Delta H^0_{\text{р-ии}} &= 2 \Delta H^0_{\text{обр}}(\text{SO}_3) - (2 \Delta H^0_{\text{обр}}(\text{SO}_2) + \Delta H^0_{\text{обр}}(\text{O}_2)) \\ \Delta H^0_{\text{р-ии}} &= 2 \cdot (-395,8) - (2 \cdot (-296,9) + 0) = -197,8 \text{ (кДж)}\end{aligned}$$

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

Находим энтропию данной реакции также по следствию из закона Гесса:

$$\begin{aligned}S^0_{\text{р-ии}} &= 2S^0_{\text{обр}}(\text{SO}_3) - (2S^0_{\text{обр}}(\text{SO}_2) + S^0_{\text{обр}}(\text{O}_2)) \\ S^0_{\text{р-ии}} &= 2 \cdot (256,7) - (2 \cdot 248,1 + 205,04) = -187,84 \text{ (Дж/моль} \cdot \text{К)}\end{aligned}$$

Рассчитаем энергию Гиббса

$$\begin{aligned}\Delta G^0_{\text{р-ии}} &= 2 \Delta G^0_{\text{обр}}(\text{SO}_3) - (2 \Delta G^0_{\text{обр}}(\text{SO}_2) + \Delta G^0_{\text{обр}}(\text{O}_2)) \\ \Delta G^0_{\text{р-ии}} &= 2 \cdot (-370,0) - (2 \cdot (-300,2) + 0) = -139,6 \text{ (кДж/моль)}\end{aligned}$$

Вывод: реакция самопроизвольно протекает при стандартных условиях.

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

Например, масса соли сульфата натрия Na_2SO_4 20 г, масса растворителя 400 г.

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

$$\omega = \frac{m_{\text{р.в.}}}{m_{\text{р}} - m_{\text{ра}}} \times 100\%$$

$$\begin{aligned}m(\text{р-ра}) &= m(\text{р.в.}) + m(\text{р-ля}) \\ m(\text{р-ра}) &= 20 \text{ г} + 400 \text{ г} = 420 \text{ г}\end{aligned}$$

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

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

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

$$\begin{aligned}\nu(\text{Na}_2\text{SO}_4) &= 20 \text{ г} / 142 \text{ г/моль} = 0,14 \text{ моль.} \\ V(\text{р-ра}) &= 420 \text{ г} \times 1 \text{ г/см}^3 = 420 \text{ см}^3 = 0,420 \text{ дм}^3\end{aligned}$$

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

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

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

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

3) Рассчитаем моляльность раствора.

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

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

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

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

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

$$N(\text{р.в.}) = \frac{n(\text{р.в.})}{n(\text{р.в.}) + n(\text{р-ля})}$$

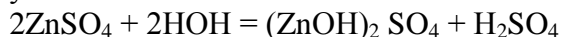
$$N(\text{р.в.}) = \frac{0,14 \text{ моль}}{0,14 \text{ моль} + 22,22 \text{ моль}} = 0,00626$$

Индивидуальное домашнее задание 11(ИДЗ-11) Гидролиз солей

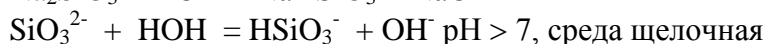
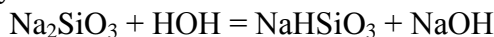
Написать уравнения реакций гидролиза всех солей из задания № 3 в молекулярном и ионном виде, указать реакцию среды. Рассчитать константу гидролиза (K_r) и pH раствора одной из гидролизующих солей при концентрации соли 0,001 моль/л.

Например: Na_2SO_4 – соль образована сильным основанием и сильной кислотой, гидролизу не подвергается, $\text{pH} = 7$.

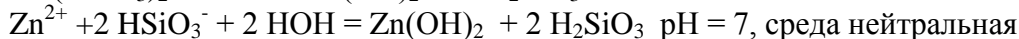
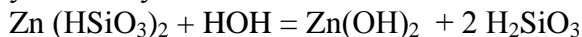
ZnSO_4 – соль образована слабым основанием и сильной кислотой, гидролиз по катиону.



Na_2SiO_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 ZnSO_4 . Данная соль образована сильной кислотой и слабым основанием, следовательно гидролиз пойдет по катиону, т.е. реакция среды в растворе соли будет кислой.

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

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

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

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

$$\text{pH} < 7, \text{ среда кислая.}$$

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

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

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.

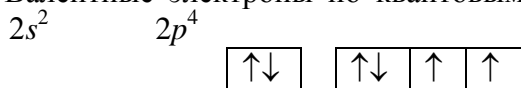
	$5p$	$7p$	$7s$
Значение n	5	7	7
Значение l	1	1	0
Сумма $(n + l)$	6	8	7

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.

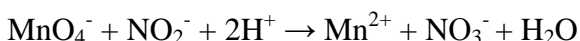
в) Напишите электронные формулы атомов и ионов, укажите положение их в системе Д.И. Менделеева (номер периода, группа, подгруппа): К, Zn^{2+} .

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 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.

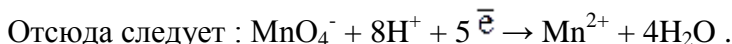


Решение. Записываем реакцию в ионном виде, учитывая, что все вещества, кроме воды, диссоциируют на ионы:

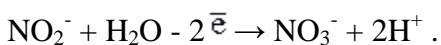


(K^+ и SO_4^{2-} остаются без изменения, поэтому в ионной схеме их не указывают). Из ионной схемы видно, что окислитель перманганат-ион (MnO_4^-) превращается в Mn^{2+} -ион и при этом освобождаются четыре атома кислорода.

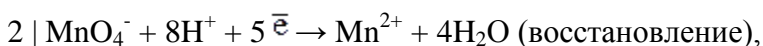
В кислой среде каждый освобождающийся окислителем атом кислорода связывается с $2H^+$ с образованием молекулы воды.



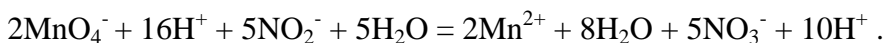
Находим разницу зарядов продуктов и реагентов: $Dq = +2-7 = -5$ (знак "-" показывает, что протекает процесс восстановления и $5\bar{e}$ присоединяется к реагентам). Для второго процесса, превращения NO_2^- в NO_3^- , недостающий кислород поступает из воды к восстановителю, и в результате образуется избыток ионов H^+ , **при этом реагенты теряют $2\bar{e}$** :



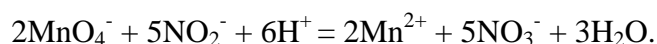
Таким образом получаем:



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:



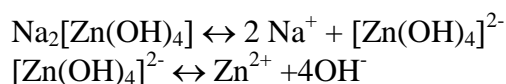
По ионному уравнению составляем молекулярное уравнение:



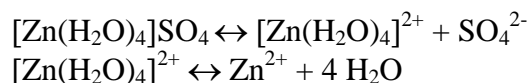
Индивидуальное домашнее задание 15 (ИДЗ-15) Комплексные соли.

комплексобразователь	К. ч.	лиганды	Ионы внутренней сферы	Ионы внешней сферы	Константа устойчивости
Zn^{2+}	4	OH^-	$[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$	Na^+	$K_{\text{уст}} = \frac{[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}}{[\text{Zn}]^{2+} \cdot [\text{OH}^-]^4}$
Zn^{2+}	4	H_2O	$[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]^{2+}$	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-}	$[\text{Zn}(\text{SO}_3^{2-})_2]^{2-}$	Na^+	$K_{\text{уст}} = \frac{[\text{Zn}(\text{SO}_3)_2]^{2-}}{[\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{SO}_3^{2-}]^2}$
Zn^{2+}	4	S^{2-}	$[\text{ZnS}_2]^{2-}$	Na^+	$K_{\text{уст}} = \frac{[\text{ZnS}_2]^{2-}}{[\text{Zn}^{2+}] \cdot [\text{S}]^2}$
Zn^{2+}	4	S^0, OH^-	$[\text{ZnS}(\text{OH})_2]^0$	-	-
Zn^{2+}	4	$\text{H}_2\text{O}, \text{S}^{2-}$	$[\text{ZnS}(\text{H}_2\text{O})_2]^0$	-	-

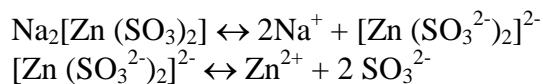
$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ - тетрагидроксоцинкат натрия



$[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4$ – сульфат тетрааквацинкка



$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{SO}_3)_2]$ – дисульфитоцинкат натрия



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

3. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО САМОСТОЯТЕЛЬНОМУ ИЗУЧЕНИЮ ВОПРОСОВ

3.1. Несолеобразующие оксиды.

Несолеобразующие оксиды — оксиды, не проявляющие ни кислотных, ни основных, ни амфотерных свойств и не образующие соли. Раньше такие оксиды называли индифферентными или безразличными, но это неверно, так как по своей химической природе данные оксиды достаточно реакционноспособны. По сравнению с другими видами, количество несолеобразующих оксидов невелико, их, как правило, образуют одно- и двухвалентные неметаллы. Типичными представителями таких оксидов являются гемииоксид азота (закись азота) N_2O , монооксид азота NO , монооксид кремния SiO .

Примеры несолесобразующих оксидов: N_2O , NO , SiO , CO .

3.2. Пероксиды.

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 гидроперита, 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.

3.3. Двойные и смешанные соли

Двойные соли, в них содержатся два разных катиона и один анион: $CaCO_3 \cdot MgCO_3$ (доломит), $KCl \cdot NaCl$ (сильвинит), $KAl(SO_4)_2$ (алюмокалиевые квасцы); смешанные соли, в которых содержится один катион и два разных аниона: $CaOCl_2$ (или $CaCl(OCl)$) – кальциевая соль соляной и хлорноватистой ($HOCl$) кислот (хлорид-гипохлорит кальция).

3.4. Закон постоянства состава. Нестехиометрические соединения. Дальтонида и бертоллиды

Закон постоянства состава (Ж. Л. Пруст, 1801—1808гг.) — любое определенное химически чистое соединение, независимо от способа его получения, состоит из одних и тех же химических элементов, причём отношения их масс постоянны, а относительные числа их атомов выражаются целыми числами. Это один из основных законов химии.

Закон постоянства состава не выполняется для бертоллидов (соединений переменного состава). Однако условно для простоты состав многих бертоллидов

записывают как постоянный. Например, состав оксида железа(II) записывают в виде FeO (вместо более точной формулы Fe_{1-x}O).

3.5. Газовые законы. Парциальное давление газа. Уравнение Менделеева-Клапейрона

Газ называется *идеальным*, если:

- можно пренебречь размерами молекул, т.е. можно считать молекулы материальными точками;
- можно пренебречь силами взаимодействия между молекулами (потенциальная энергия взаимодействия молекул много меньше их кинетической энергии);
- удары молекул друг с другом и со стенками сосуда можно считать абсолютно упругими.

Реальные газы близки по свойствам к идеальному при:

- условиях, близких к нормальным условиям ($t = 0^\circ\text{C}$, $p = 1.03 \cdot 10^5 \text{ Па}$);
- при высоких температурах.

Законы, которым подчиняется поведение идеальных газов, были открыты опытным путем достаточно давно. Так, закон Бойля - Мариотта установлен еще в 17 веке. Дадим формулировки этих законов.

Закон Бойля - Мариотта. Пусть газ находится в условиях, когда его температура поддерживается постоянной (такие условия называются *изотермическими*). Тогда для данной массы газа произведение давления на объем есть величина постоянная:

$$pV = \text{const.}$$

Эту формулу называют *уравнением изотермы*.

Закон Авогадро: один моль любого идеального газа при одинаковых температуре и давлении занимает одинаковый объем. При нормальных условиях ($t = 0^\circ\text{C}$, $p = 1.03 \cdot 10^5 \text{ Па}$) этот объем равен $22,41 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}$.

Закон Дальтона: давление смеси идеальных газов равно сумме парциальных давлений входящих в нее газов, т.е.

$$p = p_1 + p_2 + \dots + p_n,$$

где p_1, p_2, \dots, p_n - *парциальные давления* - давления, которые бы оказывали компоненты смеси, если бы каждый из них занимал объем, равный объему смеси при той же температуре.

Уравнение Клапейрона - Менделеева. Из законов идеального газа можно получить *уравнение состояния*, связывающее T , p и V идеального газа в состоянии равновесия. Это уравнение впервые было получено французским физиком и инженером Б. Клапейроном и российскими учеными Д.И. Менделеевым, поэтому носит их имя.

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

3.6. Внутренняя энергия системы

Внутренняя энергия включает в себя энергию всевозможных видов движений внутри системы и энергию взаимодействия всех ее частиц. Внутренняя энергия идеального газа зависит только от его температуры, следовательно, является однозначной функцией состояния системы.

Внутренней энергией какого-либо тела называется энергия этого тела за вычетом кинетической энергии тела как целого и потенциальной энергии тела во внешнем поле сил. Так, например, при определении внутренней энергии некоторой массы газа не должны учитываться энергия движения газа вместе с сосудом и энергия, обусловленная нахождением газа в поле сил земного тяготения.

Следовательно, в понятие внутренней энергии включаются кинетическая энергия хаотического движения молекул, потенциальная энергия взаимодействия между молекулами и внутримолекулярная энергия.

Внутренняя энергия системы тел равна сумме внутренних энергий каждого из тел в отдельности и энергии взаимодействия между телами, представляющей собой энергию межмолекулярного взаимодействия в тонком слое на границе между телами. Последняя энергия столь мала по сравнению с энергией макроскопических тел, что ею можно пренебречь и считать внутреннюю энергию системы макроскопических тел равной сумме внутренних энергий образующих систему тел. Таким образом, внутренняя энергия является аддитивной величиной.

Внутренняя энергия является функцией состояния системы.

3.7 Свободная и связанная энергия системы

Свободная энергия есть та работа, которую могло бы совершить тело в обратимом изотермическом процессе, или свободная энергия есть максимальная возможная работа, которую может совершить система, обладая каким-то запасом внутренней энергии. Внутренняя энергия системы U равна сумме свободной (F) и связанной энергии (TS):

Связанная энергия – та часть внутренней энергии, которая не может быть превращена в работу, – это обесцененная часть внутренней энергии.

При одной и той же температуре связанная энергия тем больше, чем больше энтропия. Таким образом, энтропия системы есть мера обесцененности ее энергии (т.е. мера той энергии, которая не может быть превращена в работу).

3.8 Порядок и молекулярность реакции

Число молекул, вступающих в реакцию, определяют молекулярность реакции.

Так, если в реакцию вступает одна молекула, то такая реакция называется молекулярной реакцией. Если в реакции участвуют две молекулы (безразлично, одинаковые или нет), то такая реакция называется бимолекулярной. Встречаются также тримолекулярные реакции.

Реакции более высокой степени молекулярности крайне редки из-за малой вероятности одновременного столкновения большого числа молекул.

Поэтому большинство реакций протекают в несколько элементарных, простых стадий, в которых участвует небольшое число молекул.

Скорость всей реакции определяется скоростью её наиболее медленной стадии, которая и определяет механизм.

Поэтому закон действующих масс справедлив только для таких элементарных стадий.

Молекулярность реакции легко определить в случае простых реакций, протекающих в одну стадию. В большинстве же случаев довольно трудно найти молекулярность реакции.

Поэтому вводится понятие порядка реакции, который можно найти из кинетических уравнений, полученных экспериментально.

Порядок реакции по данному веществу равен степени, в которой концентрация данного вещества входит в уравнение скорости реакции.

3.9 Цепные и фотохимические реакции

Цепные реакции играют важную роль во многих отраслях химии, в частности, в фотохимии, в органической химии, в процессах получения ядерной энергии. Сгорание топлива в двигателях внутреннего сгорания, крекинг углеводородного сырья, процессы полимеризации - все это процессы, протекающие по цепному механизму. Характерной особенностью цепных реакций является участие в них активных частиц (свободных атомов, радикалов, возбужденных молекул и др.), которые сталкиваясь с молекулами исходных веществ, образуют конечные продукты и новые активные частицы, которые вновь вступают в реакцию и т.д. Цепные реакции протекают обычно с большой скоростью и часто имеют характер взрыва.

Цепная реакция состоит из трех стадий:

Стадия *инициирования*. На этой стадии под действием света, нагревания, радиоактивного излучения или благодаря присутствию в системе специальных веществ - инициаторов, образуются активные частицы, например, радикалы.

Стадия *развития цепи*. На этой стадии активные частицы взаимодействуют с исходными молекулами с образованием продуктов реакции и активных частиц. Стадия развития цепи состоит из многих тысяч и миллионов таких элементарных актов.

Стадия *обрыва цепи*. На этой стадии происходит разрушение активных частиц вследствие их столкновения между собой, со стенками сосуда или под действием специальных веществ - ингибиторов. На этом цепная реакция прекращается.

3.10. Автокатализ.

Автокатализ — катализ химической реакции одним из её продуктов или исходных веществ.

Автокатализ играет ключевую роль в эволюционной химии, поскольку реакция, катализируемая собственными продуктами, получает преимущество перед реакциями, получающими катализатор извне (тем более — перед некаталитическими реакциями), что создает условия для естественного отбора

3.11 Ферментативный катализ

Ферментативный катализ – каталитические реакции, протекающие с участием ферментов – биологических катализаторов белковой природы. Ферментативный катализ имеет две характерные особенности:

- Высокая активность, на несколько порядков превышающая активность неорганических катализаторов, что объясняется очень значительным снижением энергии активации процесса ферментами. Так, константа скорости реакции разложения перекиси водорода, катализируемой ионами Fe^{2+} , составляет 56 с^{-1} ; константа скорости этой же реакции, катализируемой ферментом каталазой, равна $3.5 \cdot 10^7$, т.е. реакция в присутствии фермента протекает в миллион раз быстрее (энергии активации процессов составляют соответственно 42 и 7.1 кДж/моль). Константы скорости гидролиза мочевины в присутствии кислоты и уреазы различаются на тринадцать порядков, составляя $7.4 \cdot 10^{-7}$ и $5 \cdot 10^6 \text{ с}^{-1}$ (величина энергии активации составляет соответственно 103 и 28 кДж/моль).

- Высокая специфичность. Например, амилаза катализирует процесс расщепления крахмала, представляющего собой цепь одинаковых глюкозных звеньев, но не катализирует гидролиз сахарозы, молекула которой составлена из глюкозного и фруктозного фрагментов.

Согласно общепринятым представлениям о механизме ферментативного катализа, субстрат S и фермент F находятся в равновесии с очень быстро образующимся фермент-субстратным комплексом FS, который сравнительно медленно распадается на продукт реакции P с выделением свободного фермента; т.о., стадия распада фермент-субстратного комплекса на продукты реакции является скоростьюопределяющей (лимитирующей).



Исследование зависимости скорости ферментативной реакции от концентрации субстрата при неизменной концентрации фермента показали, что с увеличением концентрации субстрата скорость реакции сначала увеличивается, а затем перестает изменяться и зависимость скорости реакции от концентрации субстрата описывается следующим уравнением:

$$V = V_{\max} \left(1 + \frac{K_m}{C_s} \right)^{-1}$$

Здесь K_m – константа Михаэлиса, численно равная концентрации субстрата при $V = \frac{1}{2}V_{\max}$. Константа Михаэлиса служит мерой сродства между субстратом и ферментом: чем меньше K_m , тем больше их способность к образованию фермент-субстратного комплекса.

Характерной особенностью действия ферментов является также высокая чувствительность активности ферментов к внешним условиям – pH среды и температуре. Ферменты активны лишь в достаточно узком интервале pH и температуры, причем для ферментов характерно наличие в этом интервале максимума активности при некотором оптимальном значении pH или температуры; по обе стороны от этого значения активность ферментов быстро снижается.

3.12 Ингибиторы химического процесса

Ингибиторы химические – вещества, тормозящие разнообразные химические реакции; находят широкое применение для предотвращения или замедления нежелательных процессов, например коррозионного разрушения металлов, окисления топлив, смазочных масел и пищевых продуктов, полимеризации, старения полимеров. Характерной особенностью ингибиторов является эффективность их в малых концентрациях — от тысячных долей % до нескольких %. Эффективность ингибирования зависит от природы И. х. и характера ингибируемой реакции, а также от количества И. х., времени его введения в реакционную среду, температуры, содержания других веществ, влияющих на эффективность ингибитора.

Ингибиторы коррозии вводят в коррозионно-активную среду для защиты металлов от коррозии. Ингибиторы коррозии относятся к наиболее эффективным средствам борьбы с коррозией и находят широкое применение при травлении металлов с целью удаления окалины, для защиты энергетического оборудования, при добыче и переработке нефти и газа, в промышленном и бытовом водоснабжении, в охладительных системах промышленного оборудования и транспортных средств (двигатели внутреннего сгорания), для защиты от атмосферной коррозии изделий машиностроения, при гидроиспытаниях и т. д. Широко используют Ингибиторы химического процесса для защиты деталей машин и приборов во время межоперационного хранения, консервации и транспортировки. Защитное действие ингибиторов коррозии определяется их способностью изменять кинетику электрохимических реакций, обуславливающих коррозионный процесс. В зависимости от того, какую из электрохимических реакций сильнее тормозят ингибиторы коррозии, они делятся на анодные, катодные и смешанные. К анодным ингибиторам коррозии относятся, например, такие окислители, как хроматы и нитриты, широко применяемые в промышленности (авиационной, химической, нефтеперерабатывающей и т. д.). При действии этих ингибиторов химического процесса металл переходит в устойчивое, пассивное состояние. В качестве катодных ингибиторов коррозии применяют соли мышьяка и висмута, а также различные органические соединения, повышающие перенапряжение водорода на металле. Катодными ингибиторами коррозии могут служить также вещества, поглощающие катодные деполяризаторы; в частности, для защиты котельной аппаратуры применяют гидразин или сульфит натрия, связывающие растворённый в воде кислород. В зависимости от природы коррозионной среды различают ингибиторы коррозии для кислых, нейтральных и щелочных сред, а также ингибиторы атмосферной коррозии. Для защиты от атмосферной коррозии, например, широкое распространение получили так называемые летучие ингибиторы, пары которых адсорбируются на поверхности металла. Широко распространённый и эффективный метод применения ингибиторов атмосферной коррозии — введение их в упаковочные материалы. Для защиты чёрных металлов применяют нитрит дициклогексиламмония (НДА), карбонат циклогексиламмония (КЦА), смеси мочевины или гексаметилентетрамина (уротропина) с нитритом натрия (УНИ); для защиты чёрных металлов в сочетании с цветными — соли нитро- и динитробензойной кислот с аминами. С целью предотвращения коррозии металлов И. х. вводят также в топлива, масла, смазки и полимерные покрытия. В масла и смазки добавляют окисленные нефтепродукты, нитрованные масла, сульфонаты, амины, нитриты и др.; в полимерные покрытия — хроматы, нитрованные масла и др.

3.13 Фазовые равновесия

Равновесие фаз в термодинамике — состояние, при котором фазы в термодинамической системе находятся в состоянии теплового, механического и химического равновесия.

Типы фазовых равновесий:

Тепловое равновесие означает, что все фазы вещества в системе имеют одинаковую температуру.

Механическое равновесие означает равенство давлений по разные стороны границы раздела соприкасающихся фаз. Строго говоря, в реальных системах эти давления равны лишь приближенно, разность давлений создается поверхностным натяжением.

Химическое равновесие выражается в равенстве химических потенциалов всех фаз вещества.

3.14 Обратимые реакции в биологических системах

Процесс называют обратимым, если он допускает возвращение рассматриваемой системы из конечного состояния в исходное через ту же последовательность промежуточных состояний, что и в прямом процессе, но проходящую в обратном порядке. При этом в исходное состояние возвращается не только система, но и среда. Обратимый процесс возможен, если и в системе, и в окружающей среде он протекает равновесно. При этом предполагается, что равновесие существует между отдельными частями рассматриваемой системы и на границе с окружающей средой. Обратимый процесс - идеализированный случай, достижимый лишь при бесконечно медленном изменении термодинамических параметров. Скорость установления равновесия должна быть больше, чем скорость рассматриваемого процесса. Если невозможно найти способ вернуть и систему, и тела в окружающей среде в исходное состояние, процесс изменения состояния системы называют необратимым.

Необратимые процессы могут протекать самопроизвольно только в одном направлении; таковы диффузия, теплопроводность, вязкое течение и другое.

3.15 Закон разбавления Оствальда

Закон разбавления Оствальда — соотношение, выражающее зависимость эквивалентной электропроводности разбавленного раствора бинарного слабого электролита от концентрации раствора:

$$K = \frac{c\lambda^2}{\lambda_{\infty}(\lambda_{\infty} - \lambda)}$$

Здесь K — константа диссоциации электролита, c — концентрация, λ и λ_{∞} — значения эквивалентной электропроводности при концентрации c и при бесконечном разбавлении соответственно. Соотношение является следствием закона действующих масс и равенства

$$\frac{\lambda}{\lambda_{\infty}} = \alpha,$$

где α — степень диссоциации.

Закон разбавления Оствальда выведен В.Оствальдом в 1888 году и им же подтвержден опытным путём. Экспериментальное установление правильности закона разбавления Оствальда имело большое значение для обоснования теории электролитической диссоциации.

3.16 Протолитическая теория Бренстеда-Лоури

В настоящее время существует несколько обобщенных теорий кислот и оснований. Наиболее широкое применение имеют протонная теория кислот и оснований, предложенная в 1923 г. датским ученым Бренстедом и английским ученым Лоури, и электронная теория Льюиса.

Согласно теории Бренстеда—Лоури, кислотами называют вещества, отдающие протоны, а основаниями — вещества, принимающие протоны. Протон не может

существовать в растворе самостоятельно, он должен быть принят основанием, поэтому, чтобы кислота могла отдать протон, необходимо присутствие основания, к которому протон переходит. Таким образом, возникают кислотно – основные пары, которые называют сопряженными. Следовательно, каждая кислота имеет сопряженное с ней основание и каждое основание – сопряженную с ним кислоту.

3.17 Кислоты и основания Льюиса

Ж. Льюисом была предложена общая теория кислот и оснований.

Основания Льюиса – это доноры пары электронов (спирты, алкоголят-анионы, простые эфиры, амины и т.д.)

Кислоты Льюиса – это акцепторы пары электронов, т.е. соединения, имеющие вакантную орбиталь (ион водорода и катионы металлов: H^+ , Ag^+ , Na^+ , Fe^{2+} ; галогениды элементов второго и третьего периодов BF_3 , $AlCl_3$, $FeCl_3$, $ZnCl_2$; галогены; соединения олова и серы: $SnCl_4$, SO_3).

Таким образом, основания Бренстеда и Льюиса – это одни и те же частицы. Однако основность по Бренстеду есть способность присоединять только протон, в то время как основность по Льюису – понятие более широкое и означает способность к взаимодействию с любой частицей, имеющей низколежащую свободную орбиталь.

Единой шкалы для сравнения силы кислот и оснований Льюиса не существует, так как их относительная сила будет зависеть от того, какое вещество взято за стандарт (для кислот и оснований Бренстеда таким стандартом является вода). Для оценки легкости протекания кислотно-основного взаимодействия по Льюису Р. Пирсоном была предложена качественная теория “жестких” и “мягких” кислот и оснований.

Жесткие основания обладают высокой электроотрицательностью и низкой поляризуемостью. Они трудно окисляются. Их высшие занятые молекулярные орбитали (ВЗМО) имеют низкую энергию.

3.18 Буферные системы

Буферными называют растворы, рН которых практически не изменяется от добавления к ним небольших количеств сильной кислоты или щелочи, а также при разведении. Простейший буферный раствор - это смесь слабой кислоты и соли, имеющей с этой кислотой общий анион (например, смесь уксусной кислоты CH_3COOH и ацетата натрия CH_3COONa), либо смесь слабого основания и соли, имеющей с этим основанием общий катион (например, смесь гидроксида аммония NH_4OH с хлоридом аммония NH_4Cl).

С точки зрения протонной теории Согласно протонной теории, кислотой называют всякое вещество, молекулярные частицы которого (в том числе и ионы) способны отдавать протон, т.е. быть донором протонов; основанием называют всякое вещество, молекулярные частицы которого (в том числе и ионы) способны присоединять протоны, т.е. быть акцептором протонов. буферное действие растворов обусловлено наличием кислотно-основного равновесия общего типа:

Основание + H^+ \rightleftharpoons BH^+ сопряженная кислота

Н_Акислота H^+ + А-сопряженное основание

3.19 Значение гидролиза солей в природе, быту, сельскохозяйственном производстве

Значение гидролиза солей природе, народном хозяйстве, повседневной жизни

(Рассказ учителя с использованием презентации).

В природе	В народном хозяйстве	В повседневной жизни
<ul style="list-style-type: none">• преобразование земной коры;• обеспечение слабощелочной среды морской воды.	<ul style="list-style-type: none">• выработка из непищевого сырья ценных продуктов (бумага, мыло, спирт, белковые дрожжи)• очистка промышленных стоков и питьевой воды.	<ul style="list-style-type: none">• стирка;• мытьё посуды;• умывание с мылом;• процессы пищеварения.

3.20. История развития учения о строении атома. Первые модели атомов

Понятие «атом» (неделимый) было введено древнегреческими философами в 500–200 гг. до н.э. для описания устройства окружающего мира. До конца XIX века полагали, что атом – простейшая неделимая частица. Первые предположения о сложности строения атома появились при изучении радиоактивности, электрохимических процессов, катодных лучей и др. явлений. Позже было установлено, что радиоактивность представляют собой поток частиц: α – ядра He^{2+} , β – электроны и γ – рентгеновское излучение.

Э. Резерфорд в 1911–1913 гг. исследовал прохождение α -частиц через металлическую (золото) фольгу. Оказалось, что большая часть α -частиц (дважды ионизированный атом гелия He^{+2}) проходила через фольгу не отклонялась, а лишь малая часть изменяла направление и даже отбрасывалась в противоположном направлении. Исходя из этого был сделан вывод, что в очень малой части объема атома находится положительно заряженная частица с большой массой, сталкиваясь с которой α -частица изменяла свое направление движения.

На основании полученных экспериментальных данных Э. Резерфорд предложил модель атома, согласно которой атом состоит из положительно заряженного ядра, занимающего малый объем, в котором сосредоточена основная масса атома, и отрицательно заряженных легких частиц – электронов. Такая система может быть устойчива при условии вращения электронов вокруг ядра и при этом центробежная сила вращения электронов должна быть равна электростатическому притяжению электронов к ядру. Такую модель по аналогии с солнечной системой назвали планетарной.

Модель атома по Резерфорду, несмотря на недостатки, впервые дала верное представление об общем устройстве атома, но она не могла объяснить следующее:

1) устойчивости системы ядро – электрон. При движении вокруг ядра электрон должен непрерывно излучать энергию, что будет приводить к уменьшению радиуса

орбиты электрона и в конечном итоге электрон должен упасть на ядро. На самом деле в отсутствие внешнего воздействия атом не излучает энергию;

2) линейчатой природы спектра атомов. Согласно предложенной модели радиус орбиты электрона должен непрерывно уменьшаться, что должно приводить к сплошному спектру. Но изучение спектров атомов показало, что они имеют линейчатую природу. Этот факт указывает на то, что электроны излучают и поглощают энергию не непрерывно, а отдельными порциями («квантами»).

3.21 Атомные спектры. Постулаты Бора

- Атом может находиться только в особенных стационарных или квантовых состояниях, за каждым из которых закреплена одна постоянная энергия. В стационарном состоянии атом при эллиптическом движении не излучает электромагнитных волн.

- Электрон в атоме, сохраняя энергию неизменной, движется по определённым орбитам, для которых импульс определяется формулой: $mV \cdot nR \cdot n = nh$, где n — натуральные числа, а $h = h/2\pi$ — постоянная Планка. Пребывание электрона на четко определенной орбите можно выразить благодаря значению его энергии на этой орбите.

- При переходе электрона с одного энергетического уровня на другой излучается или поглощается квант энергии. При переходе с верхнего уровня на нижний электрон отдает (излучает) энергию, при переходе с нижнего на верхний — энергия поглощается электроном.

Таким образом, двигаясь по строго очерченной орбитали, электрон сохраняет свою энергию, испуская одночастотное излучение. Как только электрону сообщается какая-либо энергия, электрон использует возможность перейти на более отдаленный от ядра энергетический уровень. При этом электроном энергия поглощается.

Но со временем энергия электрона растрачивается, и электрон вынужден спуститься на низший уровень, выбросив оставшуюся энергию вовне. В этот момент и фиксируется излучение электрона, свидетельствующее о его переходе с одного высшего уровня на другой низший.

3.22 Предпосылки возникновения периодического закона. Значение открытия периодического закона.

Поиски основы естественной классификации и систематизации химических элементов начались задолго до открытия Периодического закона. Трудности, с которыми сталкивались естествоиспытатели, которые первыми работали в этой области, были вызваны недостаточностью экспериментальных данных: в начале XIX века число известных химических элементов было мало, а принятые значения атомных масс многих элементов неверны. Триады Дёберейнера и первые системы элементов

В 1829 году немецкий химик Иоганн Вольфганг Дёберейнер предпринял первую значимую попытку систематизации элементов^[3]. Он заметил, что некоторые сходные по своим свойствам элементы можно объединить по три в группы, которые он назвал триадами:

Александр де Шанкуртуа располагал все известные в то время химические элементы в единой последовательности возрастания их атомных масс и полученный ряд наносил на поверхность цилиндра по линии, исходящей из его основания под углом 45° к плоскости основания («земная спираль» (*vis tellurique*))^[1]. При разворачивании поверхности цилиндра оказывалось, что на вертикальных линиях, параллельных оси цилиндра, находились химические элементы со сходными свойствами. Так, на одну вертикаль попадали литий, натрий, калий; бериллий, магний, кальций; кислород, сера, селен, теллур и т. д. Недостатком спирали де Шанкуртуа было то обстоятельство, что на одной линии с близкими по своей химической природе элементами оказывались при этом и элементы совсем иного химического поведения. В группу щелочных металлов попадал марганец, в группу кислорода и серы — ничего общего с ними не имеющий титан.

Вскоре после спирали де Шанкуртуа английский учёный Джон Ньюлендс сделал попытку сопоставить химические свойства элементов с их атомными массами^[5]. Расположив элементы в порядке возрастания их атомных масс, Ньюлендс заметил, что сходство в свойствах проявляется между каждым восьмым элементом. Найденную закономерность Ньюлендс назвал законом октав по аналогии с семью интервалами музыкальной гаммы. В своей таблице он располагал химические элементы в вертикальные группы по семь элементов в каждой и при этом обнаружил, что (при небольшом изменении порядка некоторых элементов) сходные по химическим свойствам элементы оказываются на одной горизонтальной линии.

В 1864 году Уильям Одлинг опубликовал таблицу, в которой элементы были размещены согласно их атомным весам и сходству химических свойств, не сопроводив её, однако, какими-либо комментариями.

В том же 1864 году появилась первая таблица немецкого химика Лотара Мейера; в неё были включены 28 элементов, размещённые в шесть столбцов согласно их валентностям^[6]. Мейер намеренно ограничил число элементов в таблице, чтобы подчеркнуть закономерное (аналогичное триадам Дёберейнера) изменение атомной массы в рядах сходных элементов.

В марте 1869 года на заседании Русского химического общества было зачитано сообщение русского ученого Дмитрия Ивановича Менделеева об открытии им Периодического закона химических элементов^[7]. В том же году вышло первое издание менделеевского учебника «Основы химии», в котором была приведена его периодическая таблица. В ноябре 1870 года он доложил РХО статью «Естественная система элементов и применение её к указанию свойств неоткрытых элементов», в которой Менделеев впервые употребил термин «периодический закон» и указал на существование нескольких не открытых ещё элементов.

3.23 Окислительно-восстановительные процессы в природе. Фотосинтез, дыхание, брожение

Окислительно-восстановительные процессы — одни из важнейших процессов природы. Эти реакции относятся к числу наиболее распространенных химических реакций и имеют огромное значение в теории и практике. К ним относятся:

основные процессы жизнедеятельности — дыхание и обмен веществ в живых организмах, гниения и брожения, фотосинтез в зеленых частях растений. Например, в процессе фотосинтеза из углекислого газа и воды под действием света образуются органические вещества и выделяется кислород: $6\text{CO}_2 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + \text{O}_2$.

основные процессы в природе: коллоидизация элементов в природе, процессы коррозии, сгорания веществ, извержение вулкана с образованием серы, связывание атмосферного азота касанием ходе грозных разрядов, потемнение серебряных вещей;

Окислительно-восстановительные процессы в природе

основные процессы черной и цветной металлургии: добыча металлов, кислот, щелочей, аммиака, и многие другие ценных продуктов, электрохимическое производство.

Преобразование химической энергии в электрическую или тепловую энергию продуктов сгорания.

Процессы, происходящие в гальванических элементах и аккумуляторах.

На окислительно-восстановительных реакциях основаны методы объемного анализа в аналитической химии.

Природоохранные мероприятия, борьба с вредителями сельского хозяйства, обеззараживания овощехранилищ и прочее; очистки различных веществ, природных и сточных вод, выхлопных газов и тому подобное.

3.24 Окислительно-восстановительные процессы в промышленности: электролиз. Законы электролиза

Электролизом называют процессы, протекающие на электродах под действием электрического тока, подаваемого от внешнего источника тока через электролиты.

При электролизе на электродах непрерывно протекают окислительно-восстановительные реакции. На катоде (К(-)) происходит процесс восстановления, на аноде (А(+)) – процесс окисления. Продукты этих реакций или откладываются на электродах, или вступают во вторичные реакции (взаимодействуют между собой, с молекулами растворителя или с веществом электрода), или накапливаются в растворе у электродов. Течение первичных анодных и катодных реакций подчиняется законам Фарадея.

Первый закон Фарадея: масса вещества m , выделяемая на электроде электрическим током, пропорциональна количеству электричества Q , прошедшему через электролит:

$$m = kQ, \text{ но } Q = It \quad (9.16)$$

где I – сила тока, А; t – время пропускание тока, с.

$$m = kIt \quad (9.17)$$

k – коэффициент пропорциональности, равный количеству вещества, выделяемого при прохождении одного кулона (Кл) электричества (электрохимический эквивалент).

Второй закон Фарадея: массы различных веществ, выделенных одним и тем же количеством электричества, пропорциональных их химическим эквивалентам (M_z):

$$\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{z1}}{M_{z2}}$$

Для выделения 1 грамма эквивалента вещества требуется пропустить через электролит одно и то же количество электричества, равное приблизительно 96500 Кл (число Фарадея). Следовательно:

$$k = \frac{M_z}{96500}$$

Подставив последнее уравнение в), получим формулу, объединяющую оба закона Фарадея.

$$m = \frac{M_z}{96500} It$$

3.25 Исторические предпосылки развития теории строения вещества

В 1807 г. шведский учёный И. Я. Берцелиус предложил выделить изучение веществ растительного и животного происхождения в самостоятельную дисциплину – органическую химию. И. Я. Берцелиуса считают родоначальником органической химии. Йенс Якоб Берцелиус (1779-1848) По Берцелиусу органические вещества нельзя получить в лаборатории, как неорганические. Они создаются организмами под влиянием «жизненной силы» Учение о «жизненной силе» - виталистическое учение (от лат. *vita* – жизнь) Возникновение органической химии Аммиак NH_3 Гидрат аммония $NH_3 \cdot H_2O$ Хлорид аммония $NH_3 \cdot HCl$ Этерин C_2H_4 Этиловый спирт $C_2H_4 \cdot H_2O$ Этилхлорид $C_2H_4 \cdot HCl$ Недостатки: Теория не могла охватить все известные на то время органические вещества; Достоинства: Впервые рассмотрены различные органические соединения с единой точки зрения; Показано, что состав органических веществ, так же как и неорганических, подчиняется некоторым закономерностям; Органическая химия в середине XIX века Теория радикалов 1832г. (ее создатели Ж. Дюма, И. Берцелиус, Ю. Либих) утверждала, что в состав органических веществ входят радикалы, которые могут подвергаться изменениям в результате реакции замещения. Достоинства: Акцентировано внимание на переходе определенных групп из одного соединения в другие при химических реакциях; Недостатки: Рассматривала строение органических веществ поверхностно; Теория не могла охватить все известные на то время органические вещества; Ю. Либих, Ж. Дюма. Теория типов 40 -50 гг. XIX в. (Ш. Жерар, Ж. Дюма, О. Лоран) Согласно этой теории все органические вещества считали производными простейших неорганических веществ – типа водорода, типа аммиака, типа воды и др. Ш. Жерар и его последователи считали, что строение вещества не может быть познано, так как молекулы в процессе реакции изменяются, и для каждого вещества можно написать

столько формул, сколько различных видов превращений оно может испытывать. Достоинства: Позволила классифицировать органические вещества, предсказать и открыть ряд новых; Недостатки: Одни и те же вещества можно было отнести к различным типам; Теория отражала лишь способность веществ вступать в реакции, но не затрагивала их строения; 1853 год — Ш. Жерар излагает в законченном виде теорию типов Ш. Жерар, О. Лоран. Многообразие веществ — образовано небольшим числом элементов; Кажущееся несоответствие валентности в органических веществах — C_3H_8 ; Различные физические и химические свойства соединений, имеющих одинаковую молекулярную формулу ($C_6H_{12}O_6$ — глюкоза, фруктоза; $C_4H_{10}O$ — бутиловый спирт, диэтиловый эфир) Предпосылки создания теории теоретические Э. Франкланд установил валентность для ряда металлов (1858 г.); А. Кекуле, предложил четырехвалентность для органических веществ (1858 г.); А. С. Купер, А. Кекуле высказали предположение об углерод-углеродной связи, о возможности соединения атомов углерода в цепи (1859 г.); Международный конгресс химиков (1860 г., Карлсруэ). Развитие и утверждение атомистических представлений Целостной теории, подтвержденной экспериментом, не существовало. Предпосылки создания теории экспериментальные 1824 г. — Ф. Вёлер, получил щавелевую кислоту 1828 г. — Ф. Вёлер, получил мочевины 1842 г. — Н. Н. Зинин, получил анилин 1845 г. — А. Кольбе, синтезировал уксусную кислоту 1854 г. — М. Бертло, получил жиры 1861 г. — А. М. Бутлеров, получил углеводы Научный период Бутлеров Александр Михайлович (1828-86), российский химик-органик, академик Петербургской АН (1874). Создал (1861) и обосновал теорию химического строения, согласно которой свойства веществ определяются порядком связей атомов в молекулах и их взаимным влиянием. Первым объяснил (1864) явление изомерии. Открыл полимеризацию изобутилена. Синтезировал ряд органических соединений (уротропин, полимер формальдегида и др.). Труды по сельскому хозяйству, пчеловодству. Поборник высшего образования для женщин. Постепенное накопление экспериментального материала и попытки его теоретического осмысления подготовили создание первой научной теории строения органических соединений, (1861-1864 гг.) автором которой явился выдающийся русский химик Александр Михайлович Бутлеров. Взгляды А. М. Бутлерова на строение вещества 1858 г. А. М. Бутлеров считает возможным говорить об определенной группировке атомов в сложных частицах, причем причину этой группировки видит в химическом сродстве; 1861 г. Германия, г. Шпейер, 36 съезд немецких естествоиспытателей и врачей, доклад А. М. Бутлерова «О химическом строении веществ»; 1870 г., работа А. М. Бутлерова «О химическом строении непредельных углеводородов» 1. Атомы в молекулах веществ соединены согласно их валентности. Углерод в органических соединениях всегда четырехвалентен, а его атомы способны соединяться друг с другом, образуя различные цепи. Порядок соединения атомов в молекулах может быть отображен при помощи структурных формул. 2. Свойства веществ определяются не только их качественным и количественным составом, но и порядком соединения атомов в молекуле, т.е. химическим строением вещества. Различное строение при одном и том же составе и относительной молекулярной массе вещества обуславливает явление изомерии. 3. Свойства органических соединений зависят от взаимного влияния атомов и групп атомов в молекуле друг на друга. Наибольшее влияние оказывают атомы, непосредственно связанные друг с другом. Влияние атомов или групп атомов, не связанных непосредственно, ослабевает по мере их удаления друг от друга. 4. Зная строение вещества, можно предположить его свойства. И наоборот, зная свойства вещества, можно предположить его строение. Основные положения ТХС Значение теории А. М. Бутлерова объяснила неясности и противоречия в знаниях об органических веществах, творчески обобщила достижения в области химии, определила качественно новый подход к пониманию строения соединений, стала основой для объяснения и прогнозирования свойств органических веществ, открыла путь для синтеза новых органических соединений. Развитие теории Первое из них было предсказано самим А. М. Бутлеровым. Он считал, что наука в будущем сможет

устанавливать не только порядок соединения атомов в молекуле, но и их пространственное расположение; Второе направление связано с применением в органической химии учения об электронном строении атомов. Завещание А. М. Бутлерова. "... когда мы будем знать ближе натуру химической энергии, самый род атомного движения – когда законы механики получают и здесь приложение, тогда учение о химическом строении падет, ... чтобы войти в низменном виде в круг новых, более широких воззрений".

История эпохи Невозможно изучать историю науки без рассмотрения истории эпохи. Именно в XIX веке развитие экономики и техники, точной науки и художественной литературы, музыкальных и изобразительных искусств пошло неслыханно быстрыми темпами. В этот период произошли самые грандиозные научные открытия и преобразования в различных областях культуры, а также и во взглядах человечества. Наука далеко шагнула вперед и повлекла за собой качественные изменения в жизни человечества. По числу происшедших изменений и преобразований, XIX век можно смело назвать веком прогресса. Он заставил человека иначе посмотреть на мир, и на самого себя. Этот век принес много полезного и нового, до этого неизвестного человечеству

3.25 Свойства молекул с различным типом связи

Природа химических связей в молекуле оставалась загадкой до создания квантовой механики — классическая физика не могла объяснить насыщенность и направленность валентных связей. Основы теории химической связи были заложены в 1927 году Гайтлером и Лондоном на примере простейшей молекулы H_2 . Позже, теория и методы расчетов были значительно усовершенствованы.

Химические связи в молекулах подавляющего большинства органических соединений являются ковалентными. Среди неорганических соединений существуют ионные и донорно-акцепторные связи, которые реализуются в результате обобществления пары электронов атома. Энергия образования молекулы из атомов во многих рядах подобных соединений приближенно аддитивна. То есть можно считать, что энергия молекулы — это сумма энергий её связей, имеющих постоянные значения в таких рядах.

Аддитивность энергии молекулы выполняется не всегда. Примером нарушения аддитивности являются плоские молекулы органических соединений с так называемыми сопряженными связями, то есть с кратными связями, которые чередуются с единичными. Сильная делокализация p-состояний электронов приводит к стабилизации молекулы. Выравнивание электронной плотности вследствие коллективизации p-состояний электронов по связям выражается в укорочении двойных связей и удлинении одинарных. В правильном шестиугольнике межуглеродных связей бензола все связи одинаковы и имеют длину, среднюю между длиной одинарной и двойной связи. Сопряжение связей ярко проявляется в молекулярных спектрах. Современная квантовомеханическая теория химических связей учитывает делокализации не только p-, но и s-состояний электронов, которая наблюдается в любых молекулах.

В подавляющем большинстве случаев суммарный спин валентных электронов в молекуле равен нулю. Молекулы, содержащие неспаренные электроны — свободные радикалы (например, атомный водород H, метил $\cdot CH_3$), обычно неустойчивы, поскольку при их взаимодействии друг с другом происходит значительное снижение энергии вследствие образования ковалентных связей.

3.27 Типы кристаллических решеток

Кристаллическая структура вещества характеризуется правильным (регулярным) расположением частиц в строго определенных местах в кристалле. Точки, в которых размещены частицы, называются узлами кристаллической решетки. В зависимости от того, какой тип взаимодействия осуществляется между частицами, занимающими узлы в кристаллической решетке, различают четыре типа кристаллических решеток: *атомная, ионная, металлическая и молекулярная.*

Атомная кристаллическая решётка – построена из атомов, соединённых между собой прочными ковалентными связями. Данные кристаллы обладают высокой температурой плавления и низкой тепло- и электропроводностью. Являются крайне твердыми, но хрупкими веществами. Например, алмаз.

Ионная кристаллическая решётка состоит из положительных и отрицательных ионов, между которыми действуют электростатические силы. Температуры плавления ионных кристаллов выше, чем атомных и молекулярных. Такие кристаллы образуются между элементами с сильно различающимися электроотрицательностями. Например, NaCl.

Металлическая кристаллическая решетка – содержит в узлах кристаллической решётки ионы металла и свободные электроны, принадлежащие всему кристаллу металла. Взаимодействие между ионами металла и свободными электронами обеспечивает прочную металлическую связь. Свободные электроны могут свободно перемещаться в объёме кристалла, поэтому их иногда называют «электронным газом». Наличие электронов, свободно перемещающихся по всему кристаллу металла, объясняет такие характерные для металлов свойства, как высокие электро- и теплопроводность, пластичность.

Молекулярная кристаллическая решетка образуется между неполярными или слабополярными молекулами. Поскольку силы взаимодействия между молекулами в этих решетках являются слабыми, такие вещества плавятся при низких температурах. Большая часть веществ, которые при комнатной температуре находятся в жидком и газообразном состоянии, при низких температурах образуют молекулярные кристаллы. Например, CH₄, CO₂ и др. Энергия межмолекулярного взаимодействия меньше водородной связи и составляет примерно 2÷20 кДж/моль.

3.28 Водородная связь

Водородная связь — форма ассоциации между электроотрицательным атомом и атомом водорода H, связанным ковалентно с другим электроотрицательным атомом. В качестве электроотрицательных атомов могут выступать N, O или F. Водородные связи могут быть межмолекулярными или внутримолекулярными.

асто водородную связь рассматривают как электростатическое взаимодействие, усиленное небольшим размером водорода, которое разрешает близость взаимодействующих диполей. Тогда об этом говорят как о разновидности донорно-акцепторной связи, невалентном взаимодействии между атомом водорода H, ковалентно связанным с атомом A группы A-H молекулы RA-H и электроотрицательным атомом B другой молекулы (или функциональной группы той же молекулы) BR'. Результатом таких взаимодействий являются комплексы RA-H...BR' различной степени стабильности, в которых атом водорода выступает в роли «моста», связывающего фрагменты RA и BR'.

Особенностями водородной связи, по которым её выделяют в отдельный вид, является её не очень высокая прочность¹, её распространенность и важность, особенно в органических соединениях а также некоторые побочные эффекты, связанные с малыми размерами и отсутствием дополнительных электронов у водорода.

В настоящее время в рамках теории молекулярных орбиталей водородная связь рассматривается как частный случай ковалентной с делокализацией электронной плотности по цепи атомов и образованием трёхцентровых четырёхэлектронных связей (например, -H...[F-H...F]-).

4. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ПОДГОТОВКЕ К ЗАНЯТИЯМ

4.1 Лабораторная работа 1 (ЛР-1) Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Оксидами называются все соединения, состоящие из кислорода и какого-нибудь элемента. Если элемент образует несколько оксидов, то по числу атомов кислорода, приходящихся на атом элемента, оксиды называются таким образом: CO – монооксид углерода, CO₂ – диоксид углерода и т. д.

Кислоты (кислотные гидроксиды). Соединяясь с водой, оксиды неметаллов образуют вещества, относящиеся к классу *кислот*. Такие кислоты называются кислородными (например, H₂SO₄, H₂CO₃, HNO₃) в отличие от бескислородных кислот, не содержащих кислорода (например, HCl, HF).

К классу кислотных гидроксидов относятся гидроксиды некоторых металлов в высшей степени окисления, например:

H₂Cr₂O₇ – дихромовая кислота или кислотный гидроксид Cr (VI), HMnO₄ – марганцевая кислота или кислотный гидроксид Mn (VII).

Соли — это продукты замещения атомов водорода в кислотах атомами металла или продукты замещения гидроксогрупп в основаниях кислотными остатками. Например:

H₃PO₄ (фосфорная кислота) → K₃PO₄ (соль -фосфат калия), Fe(OH)₂ (основание - гидроксид железа (II)) → Fe₂(SO₄)₃ (соль -сульфат железа (III)).

Основаниями называются гидроксиды типичных металлов, взаимодействующие с кислотами с образованием солей. В состав молекулы любого основания входит атом металла и одна или несколько гидроксидных групп OH⁻. Количество гидроксидных групп у основания определяет его кислотность.

Например, NaOH, Mg(OH)₂, Bi(OH)₃. При действии кислоты с основанием гидроксидная группа OH⁻ замещается кислотным остатком, и таким образом получается соль (реакция нейтрализации), например: NaOH + HCl = NaCl + H₂O

4.2 Лабораторная работа 2 (ЛР-2) Основные классы неорганических соединений: соли. Способы получения и свойства

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Соли принято делить на три группы: средние, кислые и основные. В средних солях все атомы водорода соответствующей кислоты замещены на металла, в кислых солях они замещены только частично, в основных солях группы OH соответствующего основания частично замещены на кислотные остатки.

Существуют также некоторые другие типы солей, например: двойные соли, в которых содержатся два разных катиона и один анион: CaCO₃·MgCO₃ (доломит), KCl·NaCl (сильвинит), KAl(SO₄)₂ (алюмокалиевые квасцы); смешанные соли, в которых содержится один катион и два разных аниона: CaOCl₂ (или Ca(OCl)Cl); комплексные соли, в состав которых входит комплексный ион, состоящий из центрального атома, связанного с несколькими лигандами: K₄[Fe(CN)₆] (желтая кровяная соль), K₃[Fe(CN)₆] (красная кровяная соль), [NaAl(OH)₄], [Ag(NH₃)₂]Cl; гидратные соли, в которых содержатся молекулы кристаллизационной воды: CuSO₄·5H₂O (медный купорос), Na₂SO₄·10H₂O (глауберова соль).

4.2 Лабораторная работа 3 (ЛР-3) Стехиометрические законы

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

- закон сохранения массы веществ.

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.

- закон постоянства состава.

Закон постоянства состава (Ж. Л. Пруст, 1801—1808гг.) — любое определенное химически чистое соединение, независимо от способа его получения, состоит из одних и тех же химических элементов, причём отношения их масс постоянны, а относительные числа их атомов выражаются целыми числами. Это один из основных законов химии.

Закон постоянства состава не выполняется для бертоллидов (соединений переменного состава). Однако условно для простоты состав многих бертоллидов записывают как постоянный. Например, состав оксида железа(II) записывают в виде FeO (вместо более точной формулы $Fe_{1-x}O$).

- закон Авогадро, следствия из него

Среди веществ с различным агрегатным состоянием необходимо выделить газы, которые играют огромную роль не только в нашей жизни, но в различных технологических процессах. Необходимо помнить, что для количественной характеристики любого газа используют давление, температуру и занимаемый объем. Наиболее часто применяют так называемые нормальные условия (н.у.), которые соответствуют давлению $P=10^5$ Па и температуре $T=273$ К.

Согласно закону Авогадро: одинаковые объемы различных газов при одинаковых условиях (давлении и температуре) содержат одинаковое число молекул.

Большое практическое значение имеет следствие из закона Авогадро: при нормальных условиях (н.у.) один моль любого газа занимает объем, равный 22,4 л.

Объем 22,4 л называют молярным (мольным) объемом газа и обозначают соответственно $V_M = 22,4$ л/моль.

Пример: углекислый газ CO_2 . Имеем $M(CO_2) = 44$ г/моль. Значит, один моль CO_2 имеет массу 44 г и занимает объем (при н.у.), равный 22,4 л, а также содержит в этом объеме $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул газа.

Нетрудно показать, что связь между массой m и объемом V конкретного газа при н.у. определяется формулой:

$$m = nM = \frac{V}{V_M} M$$

Если условия, в которых находится газ отличается от нормальных, то используют уравнение Менделеева-Клапейрона, которое связывает все основные параметры идеального газа:

$$PV = \frac{m}{M}RT$$

где: P - давление газа, Па;

V - объем газа, м³;

m - масса газа, г;

M - молярная масса газа, г/моль;

R - универсальная газовая постоянная, R = 8,31 Дж/(моль·К);

T - температура газа, К.

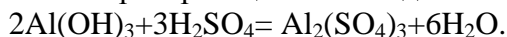
- закон эквивалентов

Еще до создания атомно–молекулярного учения было установлено, что простые и сложные вещества вступают в химические реакции в строго определенных массовых соотношениях.

Закон эквивалентов: Все вещества реагируют и образуются в эквивалентных соотношениях.

Эквивалентное соотношение означает одинаковое число моль эквивалентов. Т.о. закон эквивалентов можно сформулировать иначе: число моль эквивалентов для всех веществ, участвующих в реакции, одинаково.

Рассмотрим реакцию взаимодействия гидроксида алюминия с серной кислотой:

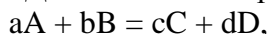


Из уравнения следует, что 2 моль $\text{Al}(\text{OH})_3$ взаимодействует с 3 моль H_2SO_4 , при этом образуется 1 моль $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и 6 моль H_2O . Таким образом, количество моль реагентов и продуктов (пропорциональное стехиометрическим коэффициентам в уравнении) обычно неодинаково.

Теперь рассмотрим число моль эквивалентов веществ, участвующих в данной реакции. 6 Моль эквивалентов $\text{Al}(\text{OH})_3$ взаимодействует с 6 моль эквивалентов H_2SO_4 , при этом образуется 6 моль эквивалентов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и 6 Моль эквивалентов H_2O . Таким образом, количество моль эквивалентов реагентов и продуктов всегда одинаково.

	$\text{Al}(\text{OH})_3$	H_2SO_4	$\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	H_2O
Количество вещества				
n(B), моль	2	≠ 3	≠ 1	≠ 6
Эквивалентное число z	3	2	6	1
Количество эквивалентов				
n(1/zB), моль	6	= 6	= 6	= 6

Для химической реакции, записанной в общем виде:



где A, B – реагенты, C, D – продукты,

a,b,c,d – стехиометрические коэффициенты;

справедливо равенство:

$$n(1/z A) = n(1/z B) = n(1/z C) = n(1/z D)$$

Это выражение является математической записью закона эквивалентов.

4.4 Лабораторная работа 4 (ЛР-4) Энергетика и направление химических процессов

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Внутренняя энергия - это не специфический вид энергии, а совокупность тех изменяемых составных частей полной энергии системы, которые следует учитывать в конкретной ситуации.

Деление полной энергии системы на потенциальную, кинетическую, внутреннюю и т.д. зависит от формальных определений этих понятий и поэтому достаточно условно. Так, иногда во внутреннюю энергию не включают потенциальную энергию, связанную с полями внешних сил. Важно, что правильность получаемых при решении конкретной задачи результатов зависит от корректности составления уравнения энергетического баланса, а не от терминологических нюансов.

Энтальпия, также *тепловая функция* и *теплосодержание* — термодинамический потенциал, характеризующий состояние системы в термодинамическом равновесии при выборе в качестве независимых переменных давления, энтропии и числа частиц.

Проще говоря, энтальпия — это та энергия, которая доступна для преобразования в теплоту при определенном постоянном давлении.

Если термомеханическую систему рассматривать как состоящую из макротела (газа) и поршня площадью S с грузом весом $P = pS$, уравнивающего давление газа p внутри сосуда, то такая система называется *расширенной*.

Энтальпия или энергия расширенной системы E равна сумме внутренней энергии газа U и потенциальной энергии поршня с грузом $E_{\text{пот}} = pSx = pV$

$$H = E = U + pV$$

Таким образом, энтальпия в данном состоянии представляет собой сумму внутренней энергии тела и работы, которую необходимо затратить, чтобы тело объёмом V ввести в окружающую среду, имеющую давление p и находящуюся с телом в равновесном состоянии. Энтальпия системы H — аналогично внутренней энергии и другим термодинамическим потенциалам — имеет вполне определенное значение для каждого состояния, то есть является функцией состояния. Следовательно, в процессе изменения состояния

$$\Delta H = H_2 - H_1$$

Изменение энтальпии (или Тепловой эффект химической реакции) не зависит от пути процесса, определяясь только начальным и конечным состоянием системы. Если система каким-либо путём возвращается в исходное состояние (круговой процесс), то изменение любого её параметра, являющегося функцией состояния, равно нулю, отсюда $\Delta H = 0$

4.5 Лабораторная работа 5 (ЛР-5) Химическая кинетика. Катализ

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Кинетика — учение о скорости различных процессов, в том числе химических реакций. Критерием принципиальной осуществимости реакций является неравенство $\Delta G_{p,T} < 0$. Но это неравенство не является еще полной гарантией фактического течения процесса, т.к. скорость химических реакций зависит от многих факторов, основные из которых — концентрация (давление) реагентов, температура и действие катализаторов. Эти же факторы определяют и достижение равновесия в реагирующей системе.

В химической кинетике принято использовать молярные концентрации реагирующих веществ, то есть выражать их количеством молей в 1 литре системы.

Обратите особое внимание на закон действующих масс, который указывает на зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. На основе закона действия масс рассматривается и состояние равновесия в обратимых реакциях. В этом состоянии скорость прямой реакции равна скорости обратного процесса.

Именно поэтому количества конечных продуктов, образующихся в ходе прямой реакции, равны их количествам, превращающимся в исходные вещества, и концентрации всех реагирующих веществ остаются неизменными.

Описываемая законом действующих масс зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ справедлива лишь для реакций, проходящих в гомогенной (однородной) — газовой или жидкой — фазе, и не распространяется на гетерогенную (неоднородную) систему, для которой существенно

влияние поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Скорость гетерогенной реакции прямо пропорциональна площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ.

Большое влияние на скорость химических реакций оказывает температура.

Вант-Гофф сформулировал приближенное правило, согласно которому с повышением температуры на каждые 10°C скорость гомогенной реакции увеличивается примерно в 2 – 4 раза.

С повышением температуры число столкновений в единицу времени увеличивается, но не так сильно, как скорость реакции (~на 1 – 2 %). Оказывается, что во взаимодействие вступают только те молекулы, энергия которых превышает некоторую определенную для данной реакции величину – так называемую энергию активации $E_{\text{акт}}$.

Зависимость логарифма константы скорости реакции от обратной абсолютной температуры выражается уравнением Аррениуса:

$$\lg K = A / T + B,$$

где A и B – характерные для данной реакции константы,

причем $A = -E_{\text{акт}} / R$.

В ряде случаев скорость химической реакции может быть значительно изменена в результате введения катализатора.

Катализатор – это вещество, сильно изменяющее скорость химической реакции, но в результате реакции остающееся химически неизменным.

Различают гомогенный и гетерогенный катализ. В первом случае катализатор и реагирующие вещества находятся в одинаковом агрегатном состоянии (образуют одну фазу), во втором – в разных агрегатных состояниях (фазах).

Особое внимание необходимо обратить на биологические катализаторы – ферменты. Для осуществления многочисленных процессов растения и большая часть микроорганизмов, получающих из окружающей среды ограниченный набор исходных соединений, должны располагать этими системами.

Процесс почвообразования осуществляется также с участием ферментов почвы (инвертаза, фосфатаза, уреазы, дегидрогеназы и т.д.).

В настоящее время число различных известных реакций, катализируемых ферментами, составляет около двух тысяч и их число непрерывно возрастает. Для того чтобы ориентироваться в этом множестве биохимических превращений, нужна некоторая систематика. Она создана Международным союзом по биохимии и рекомендована к повсеместному использованию. Согласно этой классификации все ферменты делятся на шесть классов.

Каждый класс – на подклассы, а каждый подкласс – на подподклассы. Все они имеют свои номера.

Большинство химических реакций не протекает до конца. Реакции, которые могут одновременно протекать в двух взаимно противоположных направлениях, называются обратимыми.

Состояние системы, когда в ней протекают два противоположно направленных химических процесса с одинаковой скоростью, называется состоянием химического равновесия.

Важнейшей характеристикой состояния равновесия является константа равновесия. Константа равновесия определяет соотношение концентраций исходных и конечных продуктов в равновесной смеси. Кроме того, она показывает, во сколько раз скорость прямой реакции больше скорости обратной при данной температуре и концентрациях, равных 1 (т. е. не соответствующих равновесию).

Состояние химического равновесия зависит от целого ряда факторов, основные из которых – температура, давление и концентрация компонентов. Изменение хотя бы одного из этих факторов приводит к смещению равновесия.

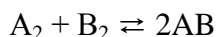
Влияние различных факторов на состояние химического равновесия качественно описывается принципом смещения равновесия Ле Шателье, который был сформулирован в 1884 г. Согласно этому принципу при всяком внешнем воздействии на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, в ней протекают процессы, приводящие к уменьшению этого воздействия.

Принцип смещения равновесия применим только к системам, находящимся в состоянии истинного химического равновесия. Поэтому в конденсированных системах, процессы в которых часто заторможены, применение этого принципа ограничено.

4.6 Лабораторная работа 6 (ЛР-6) Химическое равновесие. факторы, влияющие на смещение равновесия

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Химическое равновесие — состояние химической системы, в котором протекает одна или несколько химических реакций, причём скорости в каждой паре прямой-обратной реакции равны между собой. Для системы, находящейся в химическом равновесии, концентрации реагентов, температура и другие параметры системы не изменяются со временем.



4.7 Лабораторная работа 7 (ЛР-7) Общая характеристика растворов. Растворимость веществ. Способы выражения концентрации растворов

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Растворение – сложный физико-химический процесс, включающий три основные стадии, каждая из которых характеризуется изменениями термодинамических функций ΔS : и ΔH

- разрушение химических и межмолекулярных связей в растворяемом веществе (например, разрушение кристаллической решетки): $\Delta H_1 > \Delta S_{0,1} > 0$
- химическое взаимодействие частиц растворенного вещества с растворителем ΔH (сольватация): $2 < \Delta S_{0,2} < 0$
- равномерное распределение частиц растворенного вещества в среде ΔH растворителя путем диффузии: $3 > \Delta S_{0,3} > 0$

Согласно 2-му закону термодинамики условием самопроизвольности процесса растворения является убыль энергии Гиббса:

$$S\Delta H - T\Delta G = \Delta < 0,$$

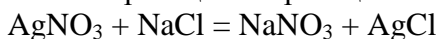
которая складывается из энтальпийного факторов. ($S\Delta H$) и энтропийного ($T\Delta$). Растворение газов в жидкостях приводит к упорядочению системы и, следовательно, сопровождается уменьшением энтропии: $S\Delta_{p-ния} < 0$. Движущей силой процесса растворения в этом случае является энтальпийный фактор и растворение большинства газов является $H\Delta$ процессом экзотермическим $p-ния < 0$. Таким образом, самопроизвольное растворение газов возможно при низких $H\Delta$ температурах ($| > S| \Delta T$)

Растворение жидких и твердых веществ в жидкостях приводит к увеличению беспорядка в системе и увеличению $S\Delta$ энтропии: $p-ния > 0$. Суммарный тепловой эффект процесса растворения определяется в основном $H\Delta$ слагаемыми $1H\Delta$ и 2 в зависимости от их соотношения может и быть и положительным ($NaCl$), и отрицательным ($NaOH$). Растворение большинства кристаллических $H\Delta$ веществ – процесс эндотермический $p-ния > 0$, так как энергия, затрачиваемая на разрушение кристаллической решетки не компенсируется энергией, выделяемой за счет сольватации. Таким образом, самопроизвольному растворению большинства твердых веществ $H\Delta$ способствуют высокие температуры ($| < S| \Delta T$)

Растворы, образование которых не сопровождается изменениями объема ($\Delta V=0$), называют $\Delta V=0$, Δ системы и тепловыми эффектами (*идеальными*). Движущей силой образования идеального раствора является увеличение энтропии системы. Идеальный раствор – понятие абстрактное. Реальные системы могут лишь приближаться к идеальным. Наиболее близки к модели идеального раствора системы, в которых компоненты близки по свойствам и практически не взаимодействуют друг с другом (например, раствор толуола в бензоле).

4.8 Лабораторная работа 8 (ЛР-8) Теория электролитической диссоциации. Электролиты и неэлектролиты. Ионные уравнения.

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. Ионные реакции — реакции между ионами в растворе. Например, реакцию



можно представить в ионном виде (реакция расписывается на ионы, не расписываются осадки, газы, вода, слабые кислоты и основания, а также малорастворимые и нерастворимые соединения) например AgCl нерастворим в воде и на ионы не расписывается:



Одинаковые ионы сокращаются и получается сокращенное ионное уравнение. Так как взаимодействие произошло между ионами Ag^+ и ионами Cl^- , то выражение



и есть ионное уравнение рассматриваемой реакции. Оно проще молекулярного и в то же время отражает сущность происходящей реакции.

4.9 Лабораторная работа 9 (ЛР-9) Ионное произведение воды. pH. Методы определения pH.

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Электролит — вещество, которое проводит электрический ток вследствие диссоциации на ионы, что происходит в растворах и расплавах, или движения ионов в кристаллических решетках твердых электролитов. Примерами электролитов могут служить водные растворы кислот, солей и оснований и некоторые кристаллы (например, иодид серебра, диоксид циркония). Электролиты — проводники второго рода, вещества, электропроводность которых обусловлена подвижностью положительно или отрицательно заряженных ионов.

Все электролиты делятся на две группы:

- Сильные электролиты — электролиты, степень диссоциации которых в растворах равна единице (то есть диссоциируют полностью) и не зависит от концентрации раствора. Сюда относятся подавляющее большинство солей, щелочей, а также некоторые кислоты (сильные кислоты, такие как HCl , HBr , HI , HNO_3 , H_2SO_4).
- Слабые электролиты — степень диссоциации меньше единицы (то есть диссоциируют не полностью) и уменьшается с ростом концентрации. К ним относят воду, ряд кислот (слабые кислоты, такие как HF), основания p-, d- и f-элементов.

Между этими двумя группами четкой границы нет, одно и то же вещество может в одном растворителе проявлять свойства сильного электролита, а в другом — слабого.

4.10 Лабораторная работа 10 (ЛР-10) Гидролиз солей

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Химическое взаимодействие ионов соли с ионами воды, приводящее к образованию слабого электролита и сопровождающееся изменением pH раствора, называется гидролизом солей.

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия кислоты и основания. Тип гидролиза соли зависит от природы основания и кислоты, образующих соль. Возможны 3 типа гидролиза солей: гидролиз по аниону, гидролиз по катиону и гидролиз по катиону и аниону

4.11 Лабораторная работа 11 (ЛР-11) Титриметрический анализ. Метод кислотно-основного титрования

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Титриметрический анализ (титрование) — метод количественного /массового анализа, который часто используется в аналитической химии, основанный на измерении объема раствора реактива точно известной концентрации, расходуемого для реакции с определяемым веществом. Титрование — процесс определения титра исследуемого вещества. Титрование производят с помощью бюретки, заполненной титрантом до нулевой отметки. Титровать начиная от других отметок не рекомендуется, так как шкала бюретки может быть неравномерной. Заполнение бюреток рабочим раствором производят через воронку или с помощью специальных приспособлений, если бюретка полуавтоматическая. Конечную точку титрования (не следует путать с точкой эквивалентности) определяют индикаторами или физико-химическими методами (по электропроводности, светопропусканию, потенциалу индикаторного электрода и т. д.). По количеству пошедшего на титрование рабочего раствора рассчитывают результаты анализа.

4.12 Лабораторная работа 12 (ЛР-12). Строение атома и периодический закон.

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Состояние электрона в атоме характеризуют квантовые числа:

- главное квантовое число (n) характеризует энергетический уровень и определяет размер электронного облака, т. е. среднее расстояние электрона от ядра; принимает целочисленные значения 1, 2, 3, ..., n , которые соответствуют номеру энергетического уровня. Чем больше n , тем выше энергия электрона, следовательно, минимальная энергия соответствует первому уровню ($n = 1$).

- орбитальное или побочное квантовое число (l) характеризует энергетический подуровень и определяет форму электронного облака; принимает целочисленные значения от 0 до $(n - 1)$. Его значения обычно обозначаются буквами:

$$l = 0 \ 1 \ 2 \ 3$$

$$s \ p \ d \ f$$

- магнитное квантовое число (m_l) характеризует ориентацию электронного облака в магнитном поле; принимает целочисленные значения от $-l$ до $+l$:

$$m_l = -l, \dots, 0, \dots, +l \text{ (всего } 2l + 1 \text{ значений).}$$

$$m_l = 2l + 1$$

При $l = 0$ (s-электрон) m_l может принимать только одно значение (для сферического электронного облака возможна только одна ориентация в пространстве).

При $l = 1$ (p-электрон) m_l может принимать 3 значения (возможны три ориентации электронного облака в пространстве).

При $l = 2$ (d-электрон) возможны 5 значений m_l ; (разные ориентации в пространстве при несколько изменяющейся форме электронного облака).

При $l = 3$ (f-электрон) возможны 7 значений m_l (ориентация и форма электронных облаков не сильно отличается от той, что наблюдается у d-электронов).

Электроны, имеющие одинаковые значения n , l и m_l , находятся на одной орбитали.

Таким образом, магнитное квантовое число m_l может принимать $(2l + 1)$ значений; столько же существует вариантов ориентации электронного облака относительно ядра атома. Например, три р-электронных облака с $m_l = -1; 0; +1$ располагаются в пространстве перпендикулярно друг другу

- спиновое квантовое число (m_s)

Исследование атомных спектров показало, что помимо квантовых чисел n , l , m_l , электрон характеризуется ещё одной квантованной величиной, не связанной с движением электрона вокруг ядра, а определяющей его собственное движение. Эта величина получила название спинового квантового числа (m_s). У электрона спиновое квантовое число может принимать два значения: $m_s = +1/2$ и $m_s = -1/2$.

4.13 Лабораторная работа 13 (ЛР- 13). Строение атома и периодический закон.

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

При распределении электронов в атоме следует пользоваться следующими правилами и принципами:

- Принцип минимума энергии. Правило Клечковского;

Многоэлектронный атом представляет динамическую систему электронов движущихся в центральном поле ядра. Для ответа на вопрос, какие атомные орбитали и в какой последовательности будут заполняться электронами в его основном состоянии, следует руководствоваться следующими принципами.

Принцип минимума энергии - определяет порядок заселения атомных орбиталей, имеющих различные энергии. Согласно принципу минимума энергии, электроны занимают в первую очередь орбитали, имеющие наименьшую энергию. Энергия подуровней растет в ряду: $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f \approx 5d < 6p < 7s < 5f \approx 6d$.

- Принцип Паули;

Принцип запрета Паули - в атоме не может быть двух электронов с одинаковым набором всех 4-х квантовых чисел

- Правило Хунда.

Правило Хунда - заселение орбиталей, относящихся к одному и тому же энергетическому подуровню, начинается одиночными электронами с параллельными (одинаковыми по знаку) спинами, и лишь после того, как одиночные электроны займут все орбитали, может происходить окончательное заселение орбиталей парами электронов с противоположными спинами. В результате суммарный спин (и сумма спиновых квантовых чисел) всех электронов в атоме будет максимальным.

4.14 Лабораторная работа 14 (ЛР-14) Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительное титрование

При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты. 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:

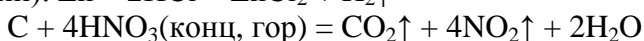
В реакциях диспропорционирования атомы-окислители и атомы-восстановители также находятся в одном и том же веществе, являются атомами одного и того же элемента и имеют одинаковые значения степени окисления, например:

4.15 Лабораторная работа 15 (ЛР-15) Окислительно-восстановительные реакции. Окислительно-восстановительное титрование

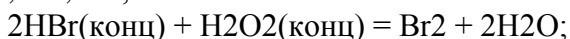
При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты.

Важнейшие окислители: простые вещества — галогены, кислород, озон; концентрированная серная кислота; азотная кислота; ряд солей (KClO_3 , KMnO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$); пероксид водорода H_2O_2 ; наиболее сильный окислитель — электрический ток на аноде. По периоду окислительные свойства атомов и простых веществ усиливаются: фтор — самый сильный окислитель из всех простых веществ. В каждом периоде галогены образуют простые вещества с наиболее выраженными окислительными свойствами. В группах А сверху вниз окислительные свойства атомов и простых веществ ослабевают, а восстановительные — усиливаются.

Важнейшие восстановители. К типичным восстановителям среди простых веществ относятся активные металлы, такие как щелочные и щелочно-земельные металлы, цинк, алюминий, железо и др., а также некоторые неметаллы (водород, углерод, фосфор, кремний): $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$



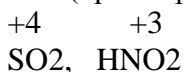
Восстановительными функциями обладают бескислородные анионы, такие как Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , H^- , и катионы металлов в низшей степени окисления:



Окислительно-восстановительная двойственность — это способность атома, находящегося в промежуточной степени окисления, быть как восстановителем, так и окислителем, в зависимости от того, с каким веществом он реагирует.

(Подробнее об окислителях, восстановителях, промежуточной степени окисления можно узнать в предыдущем разделе).

Например, окислительно-восстановительную двойственность проявляют все неметаллы (кроме фтора и кислорода), нитриты, сульфиты, некоторые сложные вещества:



4.16 Лабораторная работа 16 (ЛР-16) Химическая связь. Строение вещества

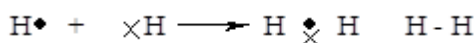
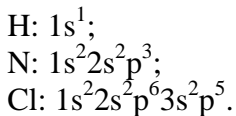
При подготовке к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты

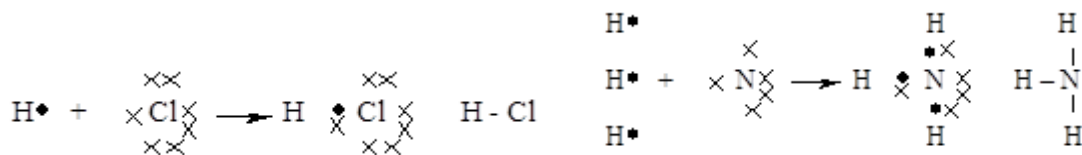
В основе метода ВС лежат следующие положения:

- 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.

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

Для наглядного изображения валентных схем обычно пользуются следующим способом.





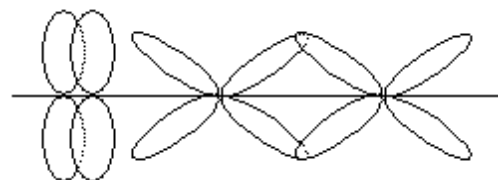
Число общих электронных пар, связывающих атом данного элемента с другими атомами, или, иначе говоря, число образуемых атомом ковалентных связей, называется ковалентностью по методу ВС. Так, ковалентность водорода равна 1, азота - 3.

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

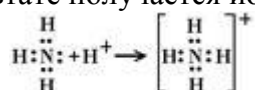
s - связь возникает при перекрывании двух электронных облаков по оси, соединяющей ядра атомов.



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



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 NH_4^+ при взаимодействии аммиака NH_3 с катионом водорода H^+ . В молекуле 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 NH_4^+



Необходимо отметить, что существующие в ионе NH_4^+ четыре ковалентных связи N - H равноценны. В ионе аммония невозможно выделить связь, образованную по донорно-акцепторному механизму.

4.17. Лабораторная работа 17 (ЛР-17) Комплексные соединения. Комплексонометрическое титрование

При подготовки к занятию необходимо обратить внимание на следующие моменты

Химическая реакция может быть применена в объемном анализе лишь тогда, когда она удовлетворяет следующим условиям: 1. Реакция должна протекать быстро, 2. Реакция должна протекать стехиометрически, 3. Свободная энергия реакции должна быть достаточно большой.

При соблюдении этих условий точку эквивалентности можно найти либо по изменению окраски индикатора, либо с помощью индикаторного электрода, либо измерением электропроводности или диффузионного тока на ртутном капельном электроде.

При образовании комплексов металлов названные три условия не всегда выполняются. С одной стороны, это касается медленно протекающих реакций, например реакций образования устойчивых комплексов, прежде всего комплексов кобальта (III), хрома (III) и металлов платиновой группы.

С другой стороны, многочисленные быстро образующиеся комплексы обычно представляют собой нестабильные продукты присоединения, так что в этом случае не выполняется условие 3. Исключениями из этого правила являются комплексы Hg^{2+} , Ag^+ ионов (прежде всего с Cl^- -ионами), реакции образования которых издавна используются в некоторых методах объемного анализа.

В большинстве случаев при образовании простых комплексов не выполняется также и условие 2. Замена молекул воды из гидратной оболочки ионов металлов, находящихся в водном растворе, другими лигандами, например NH_3 или CN^- , протекает, как правило, ступенчато, напоминая реакцию нейтрализации многоосновной кислоты.

При постепенном прибавлении раствора лиганда к раствору, содержащему ионы металла, образуется ряд различных комплексов, большинство которых, как правило, присутствует в растворе одновременно и в значительных концентрациях вследствие взаимного наложения ступеней протекающего процесса, комплексообразование заканчивается полностью лишь после прибавления комплексообразующего реагента в значительном избытке.

Конечная точка поэтому не может быть отмечена ни по быстрому падению концентрации ионов металла, ни по быстрому увеличению концентрации свободного лиганда, т. е. конечная точка нечетка, как и в случае нейтрализации очень слабой многоосновной кислоты, например полифенола.