

НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

ИНСТИТУТ ЗАОЧНОГО ОБРАЗОВАНИЯ И ПОВЫШЕНИЯ КВАЛИФИКАЦИИ

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания к выполнению самостоятельных и контрольных работ для студентов заочной формы обучения по направлениям подготовки:

19.03.04 - Технология продукции и организация общественного питания

27.03.01 – Стандартизация и метрология

Новосибирск 2016

УДК 546 (075.8)
ББК 24.1 я73

Неорганическая химия: методические указания к выполнению самостоятельных и контрольных работ для студентов заочной формы обучения / Новосиб. гос. аграр. ун-т: сост.: И.В. Васильцова; Т.И. Бокова. – Новосибирск: Изд-во НГАУ, 2016.- 60 с

Составители: канд. биол. наук, доц. *И.В. Васильцова*;
д-р биол. наук, проф. *Т.И. Бокова*

Рецензент доц. *Н.П. Полякова*

Методическое пособие по изучению дисциплины и выполнению контрольных работ по неорганической химии предназначено для студентов факультета заочного образования, обучающихся по направлениям подготовки:

19.03.04 - Технология продукции и организация общественного питания

27.03.01 – Стандартизация и метрология.

Утверждены и рекомендованы к изданию методической комиссией Института заочного образования и повышения квалификации (протокол № 2 от 24 февраля 2016 г.)

© Новосибирский государственный аграрный университет, 2016
© Институт заочного образования и повышения квалификации, 2016

ВВЕДЕНИЕ

Сельское хозяйство связано с получением продуктов химических и биологических превращений и, естественно, знание химии – науки о веществах и их превращениях и умелое использование этих знаний позволит определять пути достижения максимального экономического эффекта производства.

Задачи курса неорганической химии:

- изучение основ химии как общеобразовательной дисциплины;
- создание у студентов прочных знаний по неорганической химии, необходимых для успешного освоения последующих химических, общебиологических и специальных дисциплин и для ориентировки в свойствах неорганических соединений, применяемых в сельском хозяйстве;
- понимание значения химии в различных областях народного хозяйства, в первую очередь в сельском хозяйстве;
- выработка умений, приемов работы и качеств, необходимых для формирования специалиста высокой квалификации;
- освоение общих приемов овладения новыми знаниями;
- умение работать с литературой;
- общие приемы решения проблем, в частности, системный подход; развитие творческого и теоретического мышления;
- представление об экспериментальных исследованиях и способах обработки полученных результатов.

Раздел 1. ОБЩИЕ МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Настоящие методические указания составлены в соответствии с программой курса «Неорганическая химия» для направлений обучения 19.03.04 - Технология продукции и организация общественного питания; 27.03.01 – Стандартизация и метрология.

До прибытия на лабораторно-экзаменационную сессию студенты должны выполнить одну контрольную работу. Вариант задания определяется по последним двум цифрам шифра (табл. 1). Шифр определяется по последним цифрам зачетной книжки. Например, для студента с шифром 37 вариант контрольной работы, найденный из таблицы, будет 37, который включает номера заданий: 6, 20, 26, 35, 47, 58, 64, 76, 87, 93, 106. Кроме того, в каждом варианте **выполняется задача 10**.

Всего студенты выполняют 12 задач.

При оформлении контрольной работы обязательно полностью **переписать** условие каждой задачи и привести ее решение или теоретическое обоснование полученного результата (рукописный вариант). Ответы должны быть четкими и по существу. Для окислительно-восстановительных реакций нужно приводить уравнения электронного баланса. Ход расчетов и все приведенные формулы пояснять и указывать размерности величин.

Работы должны быть аккуратно оформлены. Для замечаний рецензента оставляются поля. В конце работы следует указать список используемой литературы, поставить подпись и дату выполнения работы.

При получении проверенной контрольной работы с грифом рецензента «Допущен к собеседованию» сделать соответствующие исправления и дополнения. Исправленная работа представляется во время собеседования с преподавателем, на основании которого выставляется зачет.

Если контрольная работа возвращается с грифом «На доработку», то нужно доработать ее в соответствии с замечаниями рецензента и вернуть для проверки. Только после получения работы с грифом «Допущена к собеседованию» студент защищает свою работу и получает зачет. Студенты, получившие зачет по контрольной работе и посетившие все лекции и лабораторные занятия, допускаются к экзамену.

ВАРИАНТЫ КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ

Таблица 1

Последние две цифры шифра	Номера задач для контрольных работ										
1	2										
00	1	11	29	32	44	58	66	72	83	95	107
01	2	20	21	31	48	57	62	74	81	93	105
02	3	19	22	34	43	55	69	75	86	92	104
03	4	18	26	35	46	54	63	71	82	91	103
04	5	17	23	33	47	56	61	73	84	96	102
05	6	16	24	36	41	52	64	76	85	94	101
06	7	15	27	39	50	51	65	80	89	100	106
07	8	14	28	38	42	53	70	78	88	98	108
08	9	13	30	37	45	59	67	77	90	99	110
09	8	12	25	40	49	60	68	79	87	97	109
10	7	16	29	31	43	54	61	78	86	97	104
11	6	18	21	34	46	56	64	80	88	99	108
12	5	20	26	33	41	51	70	77	87	98	110
13	4	17	23	36	50	55	67	79	89	96	109
14	3	15	24	32	48	59	63	73	85	100	106
15	2	11	27	39	42	53	69	76	83	91	102
16	1	13	28	35	47	56	70	71	82	92	105
17	2	12	30	38	50	58	66	74	90	94	107
18	3	14	22	37	44	52	62	72	81	93	101
19	4	19	25	39	45	57	65	75	84	95	103
20	5	18	21	32	43	54	65	76	87	99	110
21	6	19	22	31	42	53	64	75	86	98	109
22	7	17	23	34	41	52	63	74	82	97	101
23	8	20	24	33	44	51	62	72	83	95	102
24	9	16	29	40	50	59	70	78	88	91	104
25	8	14	30	38	48	55	69	73	90	96	106
26	7	15	28	36	49	60	67	77	81	94	108
27	6	13	27	37	45	58	61	79	84	100	105
28	5	11	25	39	46	56	66	71	85	92	107
29	4	12	26	35	47	57	68	80	89	93	103
30	3	19	30	40	41	59	63	71	88	98	101
31	2	18	28	38	46	60	66	77	85	92	107
32	1	11	27	36	43	55	70	72	89	95	102
33	2	13	21	34	50	51	67	74	84	97	109
34	3	17	23	31	41	54	65	78	86	94	103
35	4	15	25	32	49	57	62	75	90	96	105
36	5	16	29	33	48	53	68	80	83	100	108

Продолжение таблицы

1	2										
37	6	20	26	35	47	58	64	76	87	93	106
38	7	14	24	37	42	52	69	73	81	99	104
39	8	12	22	39	45	56	61	79	82	91	110
40	9	20	21	40	41	53	70	76	81	98	109
41	1	19	22	39	43	55	64	74	88	100	105
42	3	18	23	38	45	57	61	75	83	92	110
43	2	17	24	37	47	52	68	80	89	97	104
44	1	16	25	36	49	59	66	78	85	94	106
45	9	15	26	35	50	56	63	73	86	96	107
46	8	14	27	34	48	51	67	72	90	93	108
47	7	13	28	33	46	54	65	77	84	95	103
48	6	12	29	32	44	58	62	79	87	98	101
49	5	11	30	31	42	60	69	71	82	91	102
50	4	15	21	34	41	55	68	77	81	92	107
51	3	17	23	36	42	54	67	72	82	94	105
52	2	19	28	37	43	58	61	75	83	95	103
53	1	18	26	39	44	53	65	73	87	97	101
54	7	11	24	38	45	56	64	79	89	98	106
55	6	12	27	35	46	59	62	78	88	96	104
56	5	13	22	32	47	57	69	74	86	93	102
57	4	14	25	33	48	51	66	76	85	99	109
58	3	16	29	31	49	52	63	71	84	91	108
59	2	20	30	40	50	60	70	80	90	100	110
60	1	11	22	40	41	57	67	79	87	93	109
61	8	13	24	31	48	51	61	72	88	92	104
62	9	20	29	33	43	58	64	77	89	100	102
63	4	14	21	32	47	60	69	74	84	98	108
64	3	19	23	35	46	54	70	75	83	91	103
65	2	16	26	39	50	53	63	76	82	95	106
66	1	17	27	34	45	59	65	80	81	97	107
67	5	12	30	37	49	56	66	73	90	94	105
68	6	15	28	36	44	52	62	78	86	96	110
69	7	18	25	38	42	55	68	71	85	99	101
70	8	20	24	35	41	59	69	78	82	93	102
71	9	18	21	34	49	53	63	73	87	95	104
72	5	19	27	31	43	58	66	80	84	92	106
73	4	17	29	32	48	52	67	72	86	99	108
74	3	11	26	37	46	60	61	76	83	97	110
75	2	16	23	36	47	51	70	74	89	94	109
76	1	12	30	39	45	54	62	77	85	96	107
77	6	14	28	33	44	56	65	75	90	91	105

78	9	15	22	38	50	55	64	71	81	100	103
----	---	----	----	----	----	----	----	----	----	-----	-----

Окончание таблицы

1	2										
79	8	13	25	40	42	57	68	79	88	98	101
80	7	20	26	31	44	55	61	80	83	98	103
81	5	19	21	33	49	52	62	71	87	91	106
82	3	18	22	37	45	58	63	79	84	99	102
83	2	17	27	36	43	53	64	73	90	96	107
84	7	16	30	34	46	57	65	75	85	94	104
85	4	15	23	38	42	59	66	74	89	100	105
86	8	14	28	39	47	54	67	72	82	93	108
87	9	13	24	35	41	60	68	78	86	92	103
88	1	12	29	33	48	51	69	76	88	95	110
89	6	11	25	32	50	56	70	77	81	97	109
90	5	19	29	31	42	59	61	77	87	100	105
91	3	13	21	36	50	58	62	75	85	98	101
92	2	18	24	33	41	57	63	76	82	97	103
93	1	12	28	39	46	60	64	78	86	96	106
94	4	20	26	32	49	56	65	80	83	95	110
95	7	16	23	37	44	55	66	79	90	94	108
96	9	14	25	35	48	54	67	74	84	93	102
97	8	11	27	40	45	53	68	71	88	92	104
98	1	17	22	34	47	52	69	73	81	91	107
99	2	15	30	38	43	51	70	72	89	99	109

Раздел 2. МЕТОДИЧЕСКИЕ СОВЕТЫ ПО ИЗУЧЕНИЮ ОТДЕЛЬНЫХ ТЕМ ДИСЦИПЛИНЫ И ВОПРОСЫ КОНТРОЛЬНЫХ ЗАДАНИЙ

Дисциплина «Неорганическая химия» в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки 27.03.01 *Стандартизация и метрология* (уровень бакалавриата) направлена на формирование следующих профессиональных (ПК) компетенций:

Профессиональные компетенции (ПК):

-способностью проводить изучение и анализ необходимой информации, технических данных, показателей и результатов работы, их обобщение и систематизацию, проводить необходимые расчеты с использованием современных технических средств (ПК –17).

Структура и содержание учебной дисциплины:

Тематический план учебной дисциплины

Заочная форма (5 лет)

Таблица 2

№ п/п	Наименование разделов и тем	Количество часов				Формируемые компетенции (ОК, ПК)
		Лекции (Л)	Вид занятия (ЛР, ПЗ)	Самостоятельная работа (СР)	Всего по теме	
1	2	3	4	5	6	7
	Семестр № <u>1</u>					
1	<i>Химические системы. Растворы.</i>					
1.1	Роль химии в профессии. Вводная лекция. Основные законы химии.	-	1	6	7	ПК-17
1.2	Растворы. Концентрации растворов	0,5	0,5	7	8	ПК-17
1.3	Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей. Водородный показатель.	0,5	0,5	7	8	ПК-17
2	<i>Основные закономерности химических превращений.</i>					
2.1	Термодинамика химических процессов.	0,5	0,5	6	7	ПК-17
2.2	Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	0,5	0,5	6	7	ПК-17
3.	<i>Реакционная способность веществ.</i>					
3.1	Строение атома. Химическая связь.	0,5	0,5	6	7	ПК-17

3.2	Окислительно-восстановительные реакции.	0,5	0,5	7	8	ПК-17
3.3	Комплексные соединения.	-	2	6	8	ПК-17
4	<i>Химия элементов.</i>					
4.1	Химия элементов. s-элементов.	0,5	0,5	6	7	ПК-17
4.2	Химия элементов. p-элементов.	0,5	0,5	6	7	ПК-17
4.3	Химия элементов, d-элементов.	-	1	6	7	ПК-17
	<i>Выполнение контрольной работы</i>	-	-	18	18	
	<i>Подготовка к экзамену</i>	-	-	9	9	
	Итого	4	8	96	108	

Табл. 3

Заочная (ускоренная) форма (4 года/3,6 года обучение)

№ п/п	Наименование разделов и тем	Количество часов				Формируемые компетенции (ОК, ПК)
		Лекции (Л)	Вид занятия (ЛР, ПЗ)	Самостоятельная работа (СР)	Всего по теме	
1	2	3	4	5	6	7
	Семестр № <u>1</u>					
1	<i>Химические системы. Растворы.</i>					
1.1	Роль химии в профессии. Вводная лекция. Основные законы химии.	-	0,5	6,5	7	ПК-17
1.2	Растворы. Концентрации растворов	0,5	0,5	7	8	ПК-17
1.3	Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей. Водородный показатель.	0,5	0,5	7	8	ПК-17
2	<i>Основные закономерности химических превращений.</i>					
2.1	Термодинамика химических процессов.	0,5	0,5	6	7	ПК-17

2.2	Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	0,5	0,5	6	7	ПК-17
3.	Реакционная способность веществ.					
3.1	Строение атома. Химическая связь.	0,5	0,5	6	7	ПК-17
3.2	Окислительно-восстановительные реакции.	0,5	0,5	7	8	ПК-17
3.3	Комплексные соединения.	-	1,5	6,5	8	ПК-17
4	Химия элементов.					
4.1	Химия элементов. Химия s-элементов.	0,5	-	6,5	7	ПК-17
4.2	Химия элементов. Химия p-элементов.	0,5	-	6,5	7	ПК-17
4.3	Химия элементов, d-элементов.	-	1	6	7	ПК-17
	Выполнение контрольной работы	-	-	18	18	
	Подготовка к экзамену	-	-	9	9	
	Итого	4	6	98	108	

Дисциплина «Неорганическая химия» в соответствии с требованиями ФГОС ВО по направлению подготовки *19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания* (уровень бакалавриата) направлена на формирование следующих профессиональных (ВПК) компетенций:

Профессиональные компетенции (ВПК):

-способность использовать основные законы естественнонаучных дисциплин в профессиональной деятельности (ВПК –1).

Заочная форма (5 лет)

Таблица 4

№ п/п	Наименование разделов и тем	Количество часов				Формируемые компетенции (ОК, ПК)
		Лекции (Л)	Вид занятия (ЛР, ПЗ)	Самостоятельная работа (СР)	Всего по теме	
1	2	3	4	5	6	7
	Семестр № <u>1</u>					
1	Химические системы. Растворы.					
1.1	Роль химии в профессии. Вводная лекция. Основные законы	-	1	6	7	ВПК-1

	химии.					
1.2	Растворы. Концентрации растворов	0,5	0,5	7	8	ВПК-1
1.3	Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей. Водородный показатель.	0,5	0,5	7	8	ВПК-1
2	Основные закономерности химических превращений.					
2.1	Термодинамика химических процессов.	0,5	0,5	6	7	ВПК-1
2.2	Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	0,5	0,5	6	7	ВПК-1
3.	Реакционная способность веществ.					
3.1	Строение атома. Химическая связь.	0,5	0,5	6	7	ВПК-1
3.2	Окислительно- восстановительные реакции.	0,5	0,5	7	8	ВПК-1
3.3	Комплексные соединения.	-	2	6	8	ВПК-1
4	Химия элементов.					
4.1	Химия элементов. Химия s- элементов.	0,5	0,5	6	7	ВПК-1
4.2	Химия элементов. Химия p- элементов.	0,5	0,5	6	7	ВПК-1
4.3	Химия элементов, d- элементов.	-	1	6	7	ВПК-1
	Выполнение контрольной работы	-	-	18	18	
	Подготовка к экзамену	-	-	9	9	
	Итого	4	8	96	108	

Табл. 5

Заочная (ускоренная) форма (4 года обучение)

№ п/п	Наименование разделов и тем	Количество часов				Формируемые компетенции (ОК, ПК)
		Лекции (Л)	Вид занятия (ЛР, ПЗ)	Самостоятельная работа (СР)	Всего по	

					теме	
1	2	3	4	5	6	7
	Семестр № 1__					
1	Химические системы. Растворы.					
1.1	Роль химии в профессии. Вводная лекция. Основные законы химии.	-	0,5	6,5	7	ВПК-1
1.2	Растворы. Концентрации растворов	0,5	0,5	7	8	ВПК-1
1.3	Теория электролитической диссоциации. Гидролиз солей. Водородный показатель.	0,5	0,5	7	8	ВПК-1
2	Основные закономерности химических превращений.					
2.1	Термодинамика химических процессов.	0,5	0,5	6	7	ВПК-1
2.2	Скорость химических реакций. Химическое равновесие.	0,5	0,5	6	7	ВПК-1
3.	Реакционная способность веществ.					
3.1	Строение атома. Химическая связь.	0,5	0,5	6	7	ПК-17
3.2	Окислительно-восстановительные реакции.	0,5	0,5	7	8	ПК-17
3.3	Комплексные соединения.	-	1,5	6,5	8	ПК-17
4	Химия элементов.					
4.1	Химия элементов s-элементов.	0,5	-	6,5	7	ВПК-1
4.2	Химия элементов p-элементов.	0,5	-	6,5	7	ВПК-1
4.3	Химия элементов, d-элементов.	-	1	6	7	ВПК-1
	Выполнение контрольной работы	-	-	18	18	
	Подготовка к	-	-	9	9	

	экзамену					
	Итого	4	6	98	108	

2.1. Основные понятия и законы химии

Стехиометрические расчеты

Стехиометрическими расчетами называют нахождение значений количеств, масс и объемов веществ (реагентов и продуктов), участвующих в химических реакциях. Количество вещества B (n_B) и масса этого вещества (m_B) связаны между собой соотношением $n_B = \frac{m_B}{M_B}$,

где M_B – молярная масса данного вещества, г/моль. Единица количества вещества, моль.

Для газов количество вещества (n_B) и объем газа (V_B) связаны соотношением:

$$n_B = \frac{V_B}{V_M},$$

где V_M – молярный объем газа, л/моль. При нормальных условиях (н.у.) $V_M = 22,4$ л/моль.

Зависимость между объемом газа, давлением и температурой выражают уравнением:

$$\frac{PV}{T} = \frac{P_0 V_0}{T_0},$$

где P, V – давление и объем газа при температуре T ; P_0, V_0 – давление и объем газа при нормальных условиях ($P_0 = 101,3$ кПа, $T_0 = 273$ К). Уравнение Менделеева-Клайперона связывает массу (m -г, кг), температуру (T , К), давление (P , Па) и объем (V -м³, л) газа с его молярной массой (M - кг/кмоль, г/моль):

$$PV = \frac{mRT}{M}; PV = nRT,$$

где R – универсальная газовая постоянная, равная 8,314 Дж/моль К.

Один моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц (число Авогадро).

Для необратимой химической реакции: $aA + bB = cC + dD$.

Количества веществ, вступивших в реакцию реагентов и образовавшихся продуктов пропорциональны стехиометрическим

коэффициентам:
$$\frac{n_A}{a} = \frac{n_B}{b} = \frac{n_C}{c} = \frac{n_D}{d}.$$

Если известно количество одного из веществ- участников реакции, то приведенное выражение позволяет рассчитать количества всех остальных веществ, а следовательно, их массы и объемы.

Указанные параметры укладываются в схему:

$$\begin{array}{ccccccc} \text{Имеет массу} & \text{содержит} & & \text{занимает при н.у.} & & & \\ 1 \text{ моль} \rightarrow M_B \rightarrow 6,02 \cdot 10^{23} & \rightarrow \text{объем } 22,4 \text{ л} & & & & & \\ & \text{частиц} & & \text{(для газов)} & & & \end{array}$$

Эту схему удобно использовать для составления пропорций при расчетах.

Методические указания к решению типовых задач

Пример 1. Рассчитать, сколько моль содержится в 100 г N_2 , $M(N_2) = 28$ г/моль

Пропорция имеет вид:

из условия: x моль — 100 г

из схемы: 1 моль — 28 г

$$x = \frac{100 \cdot 1}{28} = 3,57 \text{ моль}$$

Пример 2. Рассчитать, сколько молекул в 100 г N_2 .

из условия: x молекул — 100 г

из схемы: $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул — 28 г

$$x = \frac{6,02 \cdot 10^{23} \cdot 100}{28} = 2,15 \cdot 10^{24} \text{ молекул}$$

Обратите внимание на соответствие единиц измерения составляемых пропорций («по вертикали»).

Задачи можно решать, используя приведенные зависимости (формулы).

Пример 3. Рассчитать объем, который займет аммиак массой 51 г при температуре 20°C и давлении 250 кПа.

Решение

1. Определяем количество вещества аммиака:

$$n(NH_3) = \frac{m(NH_3)}{M(NH_3)} \quad n(NH_3) = \frac{51}{17} = 3 \text{ моль}$$

$$M(NH_3) = 17 \text{ г/моль}$$

2. Определяем объем аммиака при н.у.

$$V_0(NH_3) = n(NH_3) \cdot V_M; \quad V_0(NH_3) = 3 \cdot 22,4 = 67,2 \text{ л.}$$

3. Приводим объем аммиака к данным условиям, используя

выражения $\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$, $V = \frac{P_0V_0T}{PT_0}$.

$$T = 273 + 20 = 293\text{K}; \quad V(NH_3) = \frac{101,3 \cdot 67,2 \cdot 293}{250 \cdot 273} = 29,2 \text{ л}$$

Контрольные задания

1-9 Приведите формулировки основных стехиометрических законов химии. Решите задачи.

1. Вычислите, какое количество вещества молекулярного кислорода находится в данном объеме, если он содержит:

- а) $2,4 \cdot 10^{22}$; б) $12,04 \cdot 10^{18}$ молекул.
2. Вычислите количество вещества меди в 0,32 г хлорида меди (II); в 0,64 г сульфата меди (II).
 3. Вычислите, в комнате какого объема находится воздух массой 27 кг при температуре 30°C и давлении 92,4 кПа (считая $M(\text{воздуха}) = 29 \text{ г/моль}$).
 4. Объемная доля неона в воздухе составляет около 1%. Рассчитайте, сколько молекул неона содержится в 10 л воздуха, в каком объеме воздуха содержится 10^{22} молекул неона.
 5. Вычислите массу 2 л водорода при 15°C и давлении 100,7 кПа.
 6. Баллон объемом 25 л наполнен газообразным кислородом под давлением $1,5 \cdot 10^6 \text{ Па}$ при температуре 20°C . Определите количество вещества в баллоне.
 7. Газообразный углеводород массой 0,65 г находится в сосуде объемом 1 л под давлением 100 кПа при температуре 23°C . Рассчитайте молярную массу этого газа.
 8. Определите количество вещества оксида углерода (II), занимающего объем 1,12 л и число молекул данного газа в этом объеме при н.у.
 9. Сравните число атомов кислорода, содержащееся в оксиде углерода (IV) и оксиде серы (VI), взятых при н.у. массой по 10 кг.

2.2. Основные классы неорганических соединений.

Электролитическая диссоциация

Важнейшими классами неорганических соединений являются оксиды, гидроксиды (основания), кислоты, соли.

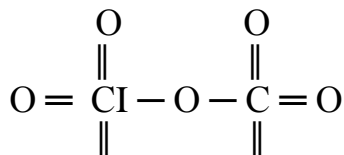
Оксиды – это продукты соединения элемента с кислородом, в которых кислород имеет степень окисления -2. Например, Li_2^{+1}O – оксид лития; Ba^{+2}O – оксид бария; $\text{B}_2^{+3}\text{O}_3$ – оксид бора (III); $\text{P}_2^{+5}\text{O}_5$ – оксид фосфора (V); $\text{Cl}_2^{+7}\text{O}_7$ – оксид хлора (VII)

Рассмотрим составление графических формул оксидов.

Графическая (структурная) формула показывает, в каком порядке и каким количеством валентных связей атомы соединены друг с другом. Как правило, можно соединять положительно заряженные частицы с частицами, имеющими отрицательный заряд.

При составлении графической формулы каждый атом обозначается символом данного элемента, а каждая связь между атомами – черточкой. Перед построением графической формулы целесообразно определить степень окисления атомов, входящих в состав молекулы.

Так, в молекуле Cl_2O_7 атом хлора имеет заряд +7, кислород -2; вся молекула электронейтральна (сумма всех зарядов равна нулю).



О О

Металлы в степени окисления +1 и +2 образуют основные оксиды. Амфотерные элементы (Zn, Al, Be) и металлы со степенью окисления +3 и +4 образуют амфотерные оксиды. Металлы в степени окисления +6, +7 образуют кислотные оксиды. Например, $Mn^{+2}O$ – оксид марганца (II) обладает основными свойствами; $Mn_2^{+3}O_3$ – амфотерными свойствами с преобладанием основных; $Mn^{+4}O_2$ – амфотерный оксид с преобладанием кислотных свойств; $Mn^{+6}O_3$ и $Mn_2^{+7}O_7$ – кислотные оксиды, которым соответствуют кислоты $H_2Mn^{+6}O_4$ и $HMn^{+7}O_4$.

Неметаллы образуют или несолеобразующие оксиды (CO, NO), или кислотные: CO_2 , N_2O_5 , P_2O_3

Оксиды не являются электролитами, их атомы соединены ковалентной неполярной или слабополярной связью.

Гидроксиды, кислоты и их соли являются электролитами. Рассмотрим их свойства с точки зрения теории электролитической диссоциации.

Электролитическая диссоциация – это процесс распада вещества на заряженные частицы – ионы под действием полярных молекул растворителя. Положительно заряженные ионы называют катионами; отрицательно заряженные – анионами.

Электролитами называют вещества, растворы или расплавы которых проводят электрический ток

Электролиты проявляют различную способность к диссоциации. Сильные электролиты практически полностью распадаются на ионы, другие частично в разной мере.

Отношение числа молекул, распавшихся на ионы n , к общему числу растворенных молекул N называется степенью электролитической диссоциации и обозначается буквой α (альфа):

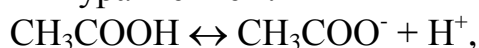
$$\alpha = \frac{n}{N}.$$

Так, если из каждых 100 молекул электролита, которые были растворены в воде, 70 молекул распались на ионы, то степень диссоциации

$$\alpha = \frac{70}{100} = 0,7 \text{ или } 70\%.$$

Сильными электролитами считают электролиты, имеющие $\alpha > 30\%$; слабыми - со степенью диссоциации $\alpha < 3\%$; электролиты средней силы имеют $3\% < \alpha < 30\%$.

Количественной мерой диссоциации слабых электролитов является константа диссоциации (K_d). Например, для уксусной кислоты, диссоциацию которой можно представить уравнением:



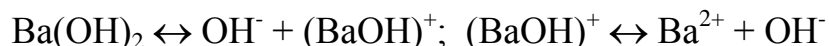
$$K_d = \frac{[H^+][CH_3COO^-]}{[CH_3COOH]}$$

Значения α и K_d приведены в табл. 3, 4 приложения.

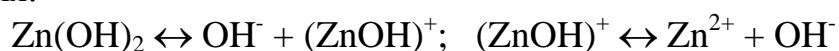
Методические указания к решению типовых задач

Гидроксиды (основания) – это соединения, содержащие гидроксид-ионы. В зависимости от их свойств в водных растворах гидроксиды делят на основные (основания) и амфотерные гидроксиды (амфолиты).

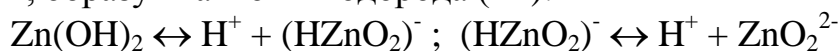
Основания с точки зрения электролитической диссоциации – это электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве анионов только гидроксид-ионы:



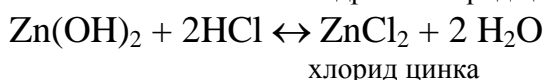
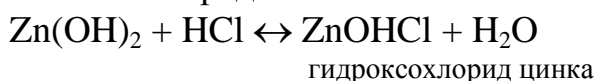
Амфотерные гидроксиды в зависимости от условий могут диссоциировать и как основания:



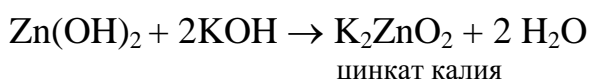
и как кислоты, образуя катионы водорода (H^+):



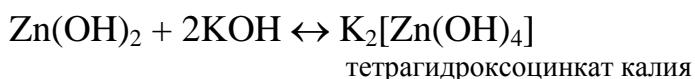
Амфотерные гидроксиды способны взаимодействовать с кислотами, давая основные и средние соли:



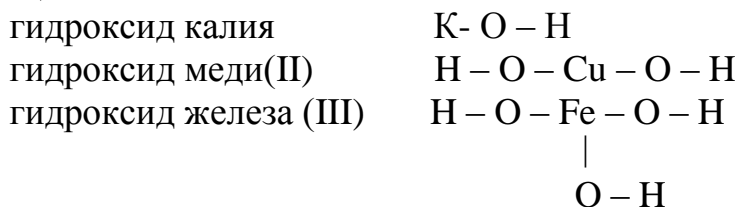
При взаимодействии с гидроксидными оксидами при спекании образуются соли:



При взаимодействии с гидроксидными оксидами в водных растворах образуются комплексные соединения:



Графические формулы оснований можно продемонстрировать следующими схемами:



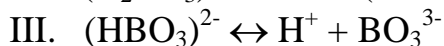
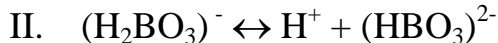
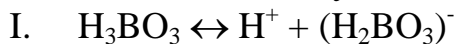
Кислоты - это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только ионы водорода.

Кислоты классифицируют по составу (кислородные и бескислородные), основности (одно-, двух- и т.д.), способности к электролитической диссоциации (по степени диссоциации). Формулы основных кислот и степени их диссоциации приведены в таблице 2 приложения.

Одноосновные кислоты диссоциируют в одну ступень:



Многоосновные - ступенчато:

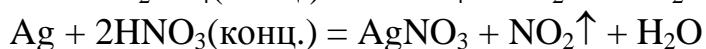
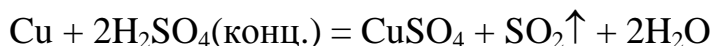


Кислоты взаимодействуют с металлами. При взаимодействии металлов, стоящих в ряду напряжений до водорода, с разбавленными кислотами

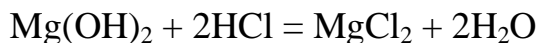
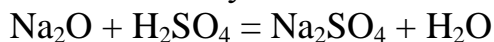
(кроме HNO_3) образуются соли этих кислот и выделяется водород:



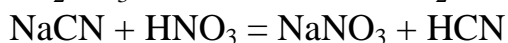
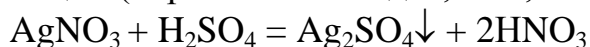
При взаимодействии металлов с азотной, а также концентрированной серной кислотами происходит восстановление азота (+5) и серы (+6). С азотной и концентрированной серной кислотами взаимодействуют также металлы, расположенные в ряду напряжения после водорода. Продукты восстановления различны и зависят от концентрации кислоты и активности металла.



Кислоты взаимодействуют с основными оксидами, основаниями:



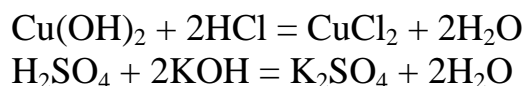
Взаимодействие кислот с солями происходит лишь при протекании необратимых реакций (образование осадка, газа, слабого электролита).



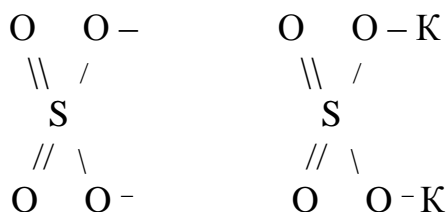
Соли – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов или аммония (NH_4^+) и анионы кислотных остатков.

Соли – это продукты полного или неполного замещения атомов водорода кислоты на атомы металла или гидроксогрупп на кислотные остатки. Основная реакция получения солей – взаимодействие кислоты и основания. По полноте протекания этой реакции соли делят на средние, кислые и основные.

Средние соли – это продукты полного замещения атомов водорода кислоты на атомы металла или гидроксогрупп основания на кислотный остаток:

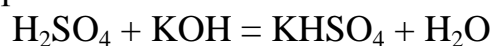


Изображение структурных формул средних солей удобнее начинать с построения кислотного остатка. Например, для сульфата калия кислотный остаток имеет вид:

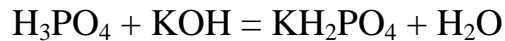


Две свободные связи заполняют катионы калия, имеющие степень окисления +1.

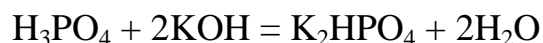
Кислые соли являются продуктом неполного замещения атомов водорода кислоты на металл. Их могут образовывать лишь многоосновные кислоты. В состав кислой соли будет входить кислотный остаток, содержащий хотя бы один атом водорода. Двухосновная кислота может образовывать только одну кислую соль, трехосновная может образовывать кислые соли с различными кислотными остатками:



гидросульфат
калия



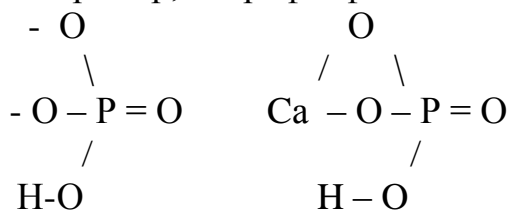
дигидрофосфат
калия



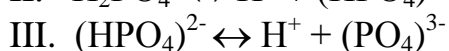
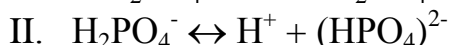
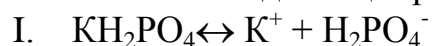
гидрофосфат
калия

При написании структурных формул кислых солей удобно вначале представить кислотный остаток, учитывая, что в него входит незамещенный атом водорода, а затем к свободной связи присоединить катион металла

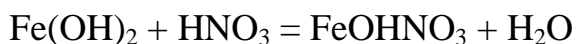
Например, гидрофосфат кальция:



С точки зрения электролитической диссоциации кислые соли – это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются катионы металла или аммония, катионы водорода и анионы кислотных остатков. Кислые соли диссоциируют ступенчато:

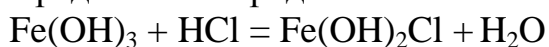


Основные соли – это продукт неполного замещения гидроксогрупп на кислотный остаток. Основные соли занимают промежуточное положение между основаниями и солями, а следовательно, содержат кроме катионов металла и кислотных остатков гидроксогруппы, связанные с катионами металла.

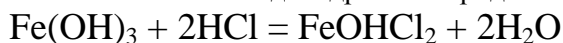


гидроксонитрат
железа (II)

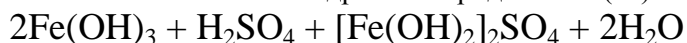
Если гидроксид трехкислотный, то он образует два основных остатка. Например, Fe(OH)_3 образует Fe(OH)_2^+ и Fe(OH)^{2+} . При взаимодействии с любой кислотой в этом случае образуется два ряда солей, формулы которых будут определяться зарядом кислотного остатка:



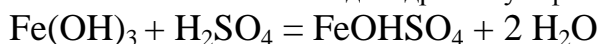
дигидроксохлорид железа (III)



гидроксохлорид железа (III)

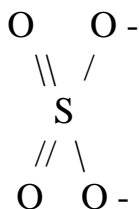


дигидроксосульфат железа (III)

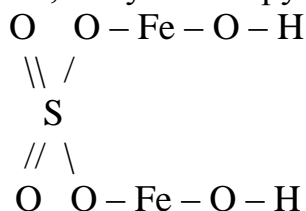


гидроксосульфат железа (III)

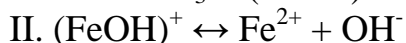
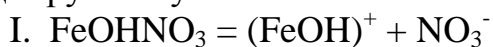
При изображении структурных формул основных солей следует представить, сколько основных и кислотных остатков входит в состав соли. Например, гидроксосульфат железа (II) имеет формулу $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$ и состоит из двух основных $-\text{Fe}-\text{O}-\text{H}$ и одного кислотного остатка :



Сочетая их вместе, получаем структурную формулу:



С точки зрения электролитической диссоциации основные соли – это электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются анионы кислотных остатков и гидроксид - ионы. Основные соли диссоциируют ступенчато:

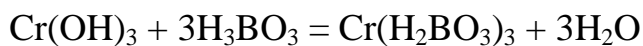


Однокислотное основание с одноосновной кислотой может давать только одну среднюю соль. Двухкислотное основание с одноосновной кислотой - одну основную соль и одну среднюю.

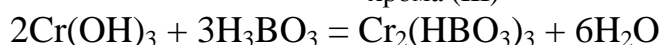
Многоосновные кислоты и многокислотные основания в зависимости от взятых соотношений реагентов могут давать кислые, средние и основные соли.

Пример. Составить формулы всех возможных солей, образуемых $\text{Cr}(\text{OH})_3$ и H_3BO_3 , привести их названия.

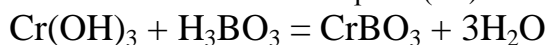
Поскольку соль образуется соединением двух остатков (кислоты и основания), то следует использовать заряды этих остатков целиком. Задача сводится к подбору индексов в молекулах, обеспечивающих электронейтральность. Борная кислота способна дать три кислотных остатка: H_2BO_3^- , HBO_3^{2-} , BO_3^{3-} . В соответствии с этим можно получить три типа солей:



дигидроборат
хрома (III)

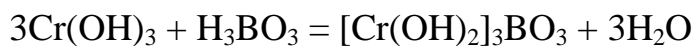


гидроборат
хрома (III)

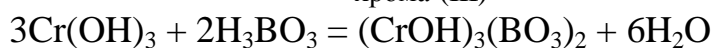


борат хрома (III)

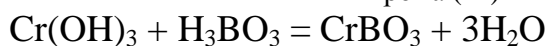
Гидроксид хрома (III) диссоциирует в три ступени и дает три катиона $(\text{CrOH})^{2+}$, $[\text{Cr}(\text{OH})_2]^+$ и Cr^{3+} . Электронейтральность молекул, образованных этими остатками с BO_3^{3-} , определяется соответствующими индексами в формулах:



дигидроксоборат
хрома (III)



гидроксоборат
хрома (III)



борат хрома (III)

Схема образования названий кислых и основных солей дана в табл.1 приложения.

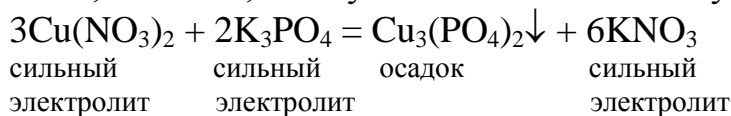
Молекулярно-ионные уравнения реакций обмена между растворами электролитов.

Реакции обмена между электролитами практически необратимы и идут до конца в случае образования малорастворимых соединений, слабых электролитов или газообразных соединений. При составлении молекулярно-ионных уравнений реакций в молекулярной форме записывают малорастворимые, малодиссоциирующие и газообразные вещества.

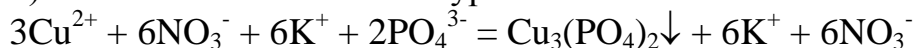
Рассмотрим конкретные примеры:

Пример 1. Составить ионное уравнение для реакции взаимодействия фосфата калия с нитратом меди (II):

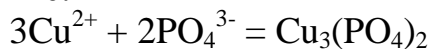
а) напомним молекулярное уравнение и, посмотрев табл. 2, 3, 4 приложения, отметим, что нужно оставить в молекулярной форме:



б) напомним полное ионное уравнение:

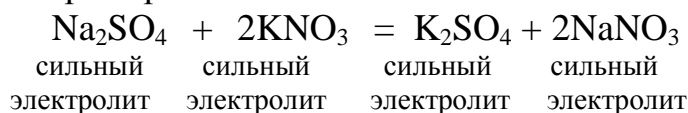


в) одинаковые ионы в правой и левой частях уравнения исключим, так как они не участвуют в химическом процессе. Получаем сокращенное ионное уравнение:

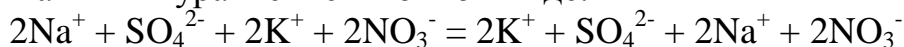


Полученное уравнение показывает, что в данной реакции взаимодействуют ионы Cu^{2+} и PO_4^{3-} , все остальные остались без изменения.

В тех случаях, когда ионы не взаимодействуют, не происходит и реакция. Например:

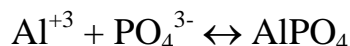


Напомним уравнение в ионном виде:

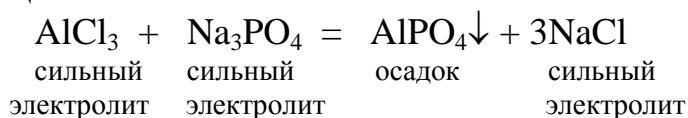


Из ионного уравнения видно, что ионы не связываются друг с другом, следовательно, реакция не протекает.

Пример 2. Дано сокращенное ионное уравнение, написать молекулярное:

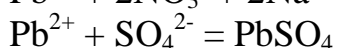
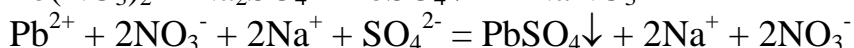
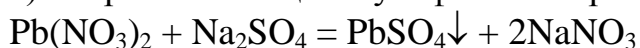


Чтобы написать молекулярное уравнение, соответствующее приведенному ионному, нужно выбрать вещество, которое при диссоциации дает катионы Al^{3+} , это растворимые средние соли AlCl_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; далее нужно подобрать электролит, дающий ионы PO_4^{3-} , лучше тоже растворимую среднюю соль Na_3PO_4 , K_3PO_4 , так как фосфорная кислота является электролитом средней силы. Выбор веществ можно провести с помощью таблиц 3 и 4.

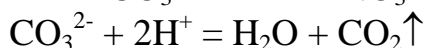
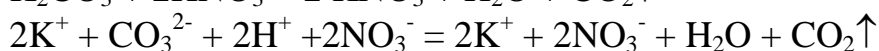


Пример 3. Написать в молекулярных и ионно-молекулярных формах взаимодействие между следующими веществами:

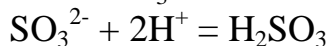
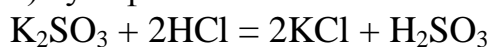
а) нитратом свинца и сульфатом натрия:



б) карбонатом калия и азотной кислотой:

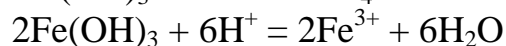
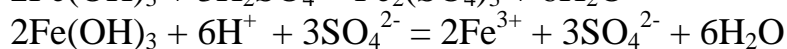
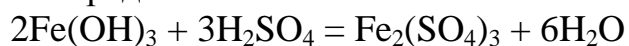


в) сульфитом калия и соляной кислотой:

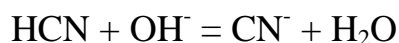
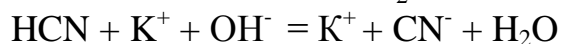
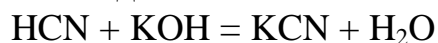


Пример 4. Составление молекулярно-ионных уравнений, когда среди исходных веществ есть малорастворимые или слабодиссоциирующие вещества:

а) взаимодействие гидроксида железа (III) с серной кислотой с получением средней соли:



б) взаимодействие синильной кислоты с гидроксидом калия:



в) взаимодействие гидроксида алюминия со щелочью:



Вопросы для самопроверки

1. Дайте определения основным классам неорганических соединений с точки зрения электролитической диссоциации.
2. Напишите формулы соединений: гидросульфат алюминия, гидросульфат алюминия, гидроксонитрат никеля (II), гидросульфат никеля (II), фосфат меди (II).
3. Дайте определения понятиям «степень электролитической диссоциации» и «константа диссоциации электролитов».
4. Напишите уравнения электролитической диссоциации дигидроксо - хлорида железа (III), гидрокарбоната натрия, ацетата магния.
5. Назовите основные химические свойства оксидов, гидроксидов, кислот, солей.
6. Назовите макро- и микроэлементы в питании растений, их роль.

Контрольные задания

10*. Составьте формулы высших оксидов элементов, являющихся макро элементами в живых организмах, укажите их роль (на примере любых трех).

Постройте структурные формулы оксидов, укажите их характер (кислотный, основной, амфотерный).

* Задание 10 выполняется всеми студентами независимо от шифра. При выполнении этого задания используйте таблицы 1, 2, 3, приложения.

11-20. Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде, назовите продукты реакций.

** В заданиях «б» получите все возможные соли, соответствующие кислотам и основаниям (средние, кислые, основные).

11. а) углекислый калий + нитрат бария;
б) гидроксид алюминия + серная кислота;
в) углекислый магний + азотная кислота;
12. а) нитрат кальция + силикат натрия;
б) гидроксид железа (II) + серная кислота;
в) ацетат кальция + серная кислота;
13. а) нитрат серебра + хлорид магния;
б) гидроксид железа (III) + азотная кислота;
в) сульфид железа (II) + соляная кислота;
14. а) гидроксид бария + уксусная кислота;
б) едкое кали + нитрат железа (III);
в) карбонат кальция + соляная кислота;
15. а) серная кислота + нитрат бария;
б) гидроксид железа (III) + серная кислота;
в) нитрат кальция + фосфорная кислота;
16. а) йодид бария + азотнокислое серебро;
б) гидроксид магния + соляная кислота;
в) гидрокарбонат кальция + гидроксид калия;
17. а) хлорид кальция + ортофосфат калия;
б) серная кислота + гидроксид меди(II);
в) карбонат кальция + соляная кислота;
18. а) едкий натр + азотная кислота;
б) гидроксид калия + фосфорная кислота;
в) нитрат бария + сульфат калия;

19. а) сернокислый алюминий + хлорид бария;
б) сероводород + гидроксид аммония;
в) карбонат кальция + соляная кислота;
20. а) гидроксид цинка + едкий натр;
б) гидроксид алюминия + серная кислота;
в) фосфорнокислый барий + азотная кислота;

2.3. Строение атома и периодическая таблица Д.И.Менделеева

При изучении этого материала следует усвоить современные представления о строении атомов. Необходимо знать основные положения формирования электронных оболочек: принцип наименьшей энергии, принцип Паули, правило Хунда. Поскольку каждый электрон в атоме характеризуется собственным набором квантовых чисел, следует знать их физический смысл и уметь использовать (табл. 6)

Конечным результатом изучения этой темы является умение составлять электронные формулы любого атома, определять валентность в нормальном и возбужденном состояниях атома.

Следует знать периодический закон Д.И.Менделеева, структуру периодической системы элементов, физический смысл порядкового номера элемента, номера группы и периода.

Вопросы для самопроверки

1. Назовите квантовые числа, характеризующие энергию электрона в атоме, их физический смысл.
2. Дайте современную формулировку периодического закона Д.И.Менделеева.
3. Назовите элементарные частицы, укажите их основные характеристики.
4. Рассчитайте максимальное число электронов на 1, 2, 3-м уровнях и подуровнях *s*, *p*, *d*, *f*.
5. Сформулируйте принцип минимальной энергии, порядок заполнения электронами уровней и подуровней в атоме.
6. Назовите физический смысл номера периода, номера группы. Дайте определение понятиям: «группа», «период», «семейство».
7. Дайте определение понятиям: «потенциал ионизации», «средство к электрону», «электроотрицательность».
8. Укажите, как изменяются металлические свойства элементов в периодах и группах периодической системы.
9. Назовите основные свойства элементов, которые меняются периодически, назовите причины их периодического изменения.

10. Укажите, как изменяется характер гидроксидов элементов в периодах и группах периодической системы.

Методические указания к решению типовых задач

Пример 1. Что такое квантовые числа? Какие значения они могут принимать?

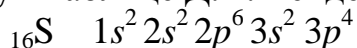
Решение. Движение электрона в атоме имеет вероятностный характер. Околоядерное пространство, в котором с наибольшей вероятностью (0,9-0,95) может находиться электрон, называется атомной орбиталью (АО). Атомная орбиталь, как любая геометрическая фигура, характеризуется тремя параметрами (координатами), получившими название квантовых чисел (n , l , m_l). Квантовые числа принимают не любые, а определенные, дискретные (прерывные) значения. Соседние значения квантовых чисел различаются на единицу. Квантовые числа определяют размер (n), форму (l) и ориентацию (m_l) атомной орбитали в пространстве. Занимая ту или иную атомную орбиталь, электрон образует электронное облако, которое у электронов одного и того же атома может иметь различную форму. Формы электронных облаков аналогичны АО. Их называют электронными, или атомными орбиталями. Электронное облако характеризуется четырьмя числами (n , l , m_l и m_s). Эти квантовые числа связаны с физическими свойствами электрона, число n (главное квантовое число) характеризует энергетический (квантовый) уровень электрона; число l (орбитальное) – момент количества движения (энергетический подуровень), число m_l (магнитное) – магнитный момент, m_s – спин. Спин электрона возникает за счет вращения его вокруг собственной оси. Электроны в атоме должны отличаться хотя бы одним квантовым числом (принцип Паули), поэтому на АО могут находиться не более двух электронов, различающихся своими спинами $m_s = \pm \frac{1}{2}$). В табл. 2 приведены значения и обозначения квантовых чисел, а также число электронов на соответствующем энергетическом уровне и подуровне.

Пример 2. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 23. Покажите распределение электронов этих атомов по квантовым ячейкам.

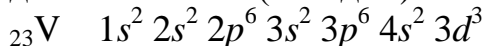
Решение. Электронные формулы отображают распределение электронов в атоме по энергетическим уровням, подуровням (атомным орбиталям). Электронная конфигурация обозначается группами символов $n l^x$, где n – главное квантовое число, l – орбитальное квантовое число (вместо него указывают соответствующее буквенное обозначение – s , p , d , f), x – число электронов в данном подуровне (орбиталях). При этом следует учитывать, что электроны занимают тот энергетический уровень или подуровень, на котором он обладает наименьшей энергией, т.е. заполнение идет в соответствии с принципом минимальной энергии: $1s \rightarrow 2s \rightarrow 2p \rightarrow 3s$

$\rightarrow 3p \rightarrow 4s \rightarrow 3d \rightarrow 4p \rightarrow 5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow (5d)^1 \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow (6d^{1-2}) \rightarrow 5f \rightarrow 6d \rightarrow 7p$.

Так как число электронов в атоме элемента равно его порядковому номеру в таблице Д.И.Менделеева, то для элемента №16 (сера)



для атома №23 (ванадий)



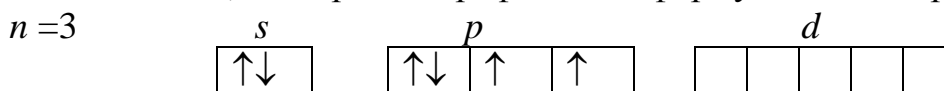
Электронная структура атома может быть изображена также в виде схем размещения электронов в квантовых (энергетических) ячейках, которые являются схематическим изображением атомных орбиталей (АО). Квантовую ячейку обозначают в виде прямоугольника □, кружка ○ или линейки —, а электроны в этих ячейках обозначают стрелками. В каждой квантовой ячейке, в соответствии с запретом Паули, может быть не более двух электронов с противоположными спинами



В данном пособии применяют прямоугольники. Орбитали данного подуровня заполняются сначала по одному электрону с одинаковыми спинами, а затем по второму электрону с противоположными спинами (правило Хунда). Такая электронная формула называется квантово-графической. Целесообразно изображение такой формулы для валентных электронов. Для электронов *s*-семейства – это *ns* электроны; для элементов *p*-семейства –

– *nsnp* электроны; для элементов *d* – семейства (*n-1*)*dns*– электроны; для элементов *f* – семейства (*n-2*)*fns* электроны.

Учитывая это, электронно-графическая формула атома серы



Электронно-графическая формула атома ванадия:

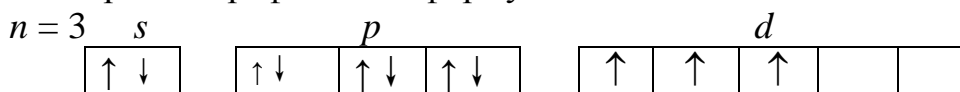


Таблица 6

Значение квантовых чисел и максимальное
число электронов на квантовых уровнях и подуровнях

Квантовый				Магнитное квантовое число m_l	Число квантовых состояний (орбиталей)		Максимальное число электронов	
уровень		подуровень			в подуров не $(2l+1)$	в уровне n^2	в подуров не $2(2l+1)$	в уровне $2n^2$
обоз начени е	главное квантово е число	обозначе ние	орбитальн ое квантовое число l					
K	1	s	0	0	1	1	2	2
L	2	s	0	0	1		2	
		p	1	-1; 0; +1	3	4	6	8
M	3	s	0	0	1		2	
		p	1	-1; 0; +1	3	9	6	18
		d	2	-2; -1; 0+1; +2	5		10	
N	4	s	0	0	1		2	
		p	1	-1; 0; +1	3		6	
		d	2	-2; -1; 0; +1; +2	5	16	10	32
		f	3	-3; -2;1;0;+1;+2;+3	7		14	

Контрольные задания

21. Укажите максимальное число электронов на *s*-, *p*-, *d*- и *f*- орбиталях данного энергетического уровня. Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 34, укажите семейство.
22. Укажите, какие орбитали атома заполняются электронами раньше *4d* или *5s*; *6s* или *5p*. Напишите электронную и электронно-графическую формулу атома элемента с порядковым номером 40.
23. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 24 и 35; укажите, к какому электронному семейству относится каждый из этих элементов.
24. Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 38, укажите семейства элементов и возможность распаривания электронов.
25. Напишите электронные и электронно-графические формулы атомов с порядковыми номерами 15, 25, 35. С точки зрения теории строения атома объясните понятие «полные» и «неполные» электронные аналоги, укажите их.
26. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 5 и 27. Укажите семейства этих элементов, покажите распределение электронов этих атомов по квантовым ячейкам.

27. Определите, какие из электронных формул, отражающих строение невозбужденного атома некоторого элемента, неверны: а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$; б) $1s^2 2s^2 2p^6$; в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4$; г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$; д) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3d^2$.

Определите, атомам каких элементов отвечают правильно составленные электронные формулы.

28. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 16 и 27. Распределите электроны по квантовым ячейкам, укажите семейства, к которым эти элементы относятся.

29. Сформулируйте принцип Паули. Рассчитайте максимальное число электронов на s -, p -, d - и f - подуровнях. Составьте электронную и электронно-графическую формулы элемента с порядковым номером 50, укажите его валентные электроны.

30. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 33 и 26. Рассчитайте, чему равен максимальный спин p -электронов у атомов первого и d -электронов у атомов второго элемента.

31. Укажите, какие орбитали заполняются раньше: $4s$ или $3d$; $5s$ или $4p$. Напишите электронную формулу атома элемента с порядковым номером 41, укажите семейство.

32. Электронная формула валентных электронов одного элемента $\dots 3d^5 4s^2$, другого $\dots 4s^2 4p^5$. Напишите полные электронные формулы этих элементов. Укажите валентности элементов в нормальном и возбужденном состояниях.

33. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 26 и 52. Рассчитайте число свободных орбиталей на $3d$ подуровне у первого и на $4p$ у второго.

34. Квантовые числа для электронов внешнего энергетического уровня атомов некоторых элементов имеют следующие значения: $n = 4$; $l = 0$; $m_l = 0$; $m_s = \pm 1/2$. Напишите электронные формулы атомов этих элементов и определите, сколько свободных $3d$ - орбиталей содержит каждый из них.

35. Рассчитайте, какие значения может принимать магнитное квантовое число при орбитальных числах $l = 0, 1, 2, 3$. Приведите примеры элементов s -, p -, d - и f - семейств, дайте определения.

36. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 42 и 29, учитывая, что у них происходит «провал» одного s -электрона на d - подуровень.

37. Составьте электронные и электронно-графические формулы атомов элементов с порядковыми номерами 41 и 50 учитывая, что у первого один электрон «проваливается» с $5s$ на $4d$ подуровень. Укажите валентные электроны и возможность их расщепления.

38. Напишите электронные и электронно-графические формулы атома хрома и ионов хрома Cr^{+3} и Cr^{+6} . Укажите семейство, рассчитайте суммарное спиновое число атома хрома на $3d$ - подуровне, учитывая, что один электрон с подуровня $4s$ «проваливается» на $3d$.

39. Проанализируйте изменения величины зарядов ядер, радиусов атомов, электроотрицательностей, металлических свойств, характер оксидов и гидроксидов элементов 4-й группы главной подгруппы

40. Проанализируйте изменения величины зарядов ядер, радиусов атомов, электроотрицательностей (табл. 5 приложения) и степеней окисления элементов III периода. Укажите, как меняются металлические свойства, а также характер оксидов и гидроксидов элементов с увеличением порядкового номера.

2.4. Химическая связь и строение молекул

При выполнении заданий по этой теме необходимо знать:

- природу химической связи;
- особенности ковалентной связи: насыщенность, направленность; типы ковалентной связи (полярная, неполярная); механизм образования: (обменный и донорно-акцепторный);
- понятие валентность (спин-валентность);
- механизм образования ионной связи; понятие степени окисления; определение степени окисления;
- водородная связь, ее особенности и биологическая роль;
- металлическая связь, связь физических и химических свойств металлов с природой связи;
- характеристика веществ с различными типами связи.

Вопросы для самопроверки

1. Дайте определение понятиям «валентность» и «степень окисления».
2. Приведите примеры соединений с различными типами связи.
3. Обоснуйте общие физические и химические свойства металлов.
4. Приведите примеры соединений с ковалентной связью, образованной по донорно-акцепторному механизму.
5. Объясните особенности физических свойств воды.
6. Объясните свойства δ - и π - связей, их относительную прочность.
7. Типы гибридизации атомных орбиталей. Геометрия молекул.

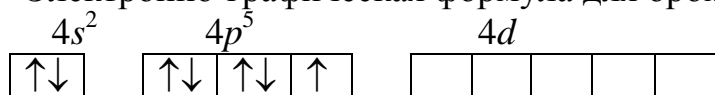
Методические указания к решению типовых задач

Пример 1. Определите, какую валентность (спин-валентность), обусловленную неспаренными электронами, может проявлять бром в нормальном и возбужденном состояниях.

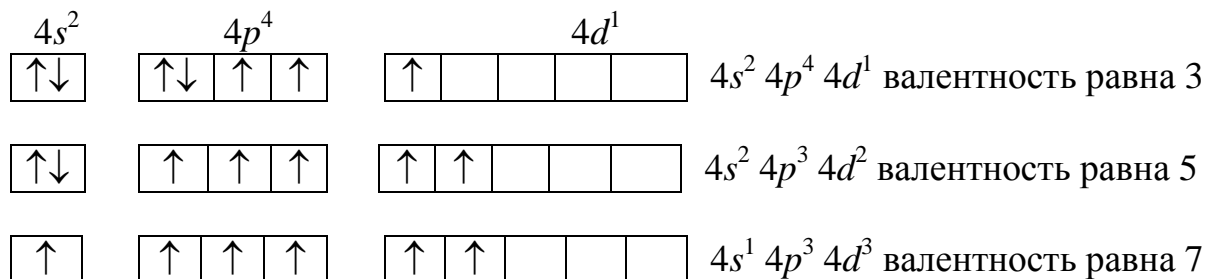
Решение. Электронная формула атома брома

$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^5$. Валентные электроны $\dots 4s^2 4p^5$

Электронно-графическая формула для брома



Валентность атома брома в нормальном состоянии равна 1. Атомы брома имеют свободные *d*-орбитали, поэтому возможен переход электронов с *4p* подуровня на *4d*. Тогда для возбужденных состояний брома реально существующие электронные формулы:



Пример 2. Какая из связей Н – N, Н – S, Н – Те, Н – Li является наиболее полярной? Определите, к какому из атомов смещено молекулярное электронное облако. Определите тип связи, рассчитав разность относительных электроотрицательностей. Для ответов используйте данные табл. 5 приложения.

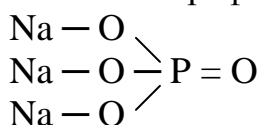
Решение. Для определения типа связи необходимо найти разность относительных электроотрицательностей ($\Delta \text{ОЭО}$), используя табличные данные:

- а) $\Delta \text{ОЭО} (\text{Н} - \text{N}) = 3,0 - 2,1 = 0,9$
- в) $\Delta \text{ОЭО} (\text{Н} - \text{S}) = 2,5 - 2,1 = 0,4$
- в) $\Delta \text{ОЭО} (\text{Н} - \text{Те}) = 2,1 - 2,1 = 0$
- г) $\Delta \text{ОЭО} (\text{Н} - \text{Li}) = 2,1 - 1 = 1,1$

Принято считать, что если $\Delta \text{ОЭО} \leq 0,5$, связь ковалентная неполярная; если $\Delta \text{ОЭО} \leq 1,5$ связь ковалентная полярная; если $\Delta \text{ОЭО} > 1,5$, связь ионная. Чем больше разность электроотрицательностей, тем более полярна связь. Наиболее полярна связь Н-Li. Молекулярное электронное облако смещается к элементу с большей электроотрицательностью, т.е. к азоту $\text{Н} \rightarrow \text{N}$; к сере $\text{Н} \rightarrow \text{S}$; к водороду $\text{Н} \leftarrow \text{Li}$, связь ковалентная полярная. Молекулярное электронное облако находится на одинаковом расстоянии от Н и Те – связь ковалентная неполярная. Молекулы простых веществ (H_2 , Cl_2 , N_2) имеют ковалентную неполярную связь $\Delta \text{ОЭО} = 0$.

Пример 3. Постройте графическую формулу фосфата натрия, укажите виды химической связи в этом соединении.

Решение. Графическая формула фосфата натрия



Используя табличные данные, рассчитываем $\Delta \text{ОЭО}$ связей:

$$\Delta \text{ОЭО}(\text{Na} - \text{O}) = 3,5 - 0,9 = 2,6$$

$$\Delta \text{ОЭО}(\text{P} - \text{O}) = 3,5 - 2,1 = 1,4$$

Связь (Na –O) ионная, так как $\Delta \text{ОЭО} > 1,5$; связь (P –O) ковалентная полярная, но поскольку относительная электроотрицательность кислорода больше, электронное облако смещено к нему $\text{P} \rightarrow \text{O}$.

Контрольные задания

41. Дайте определение полярной ковалентной связи. Исходя из значений относительных электроотрицательностей атомов соответствующих элементов определите типы связей HCl, ICl, BrF, укажите наиболее полярную связь.
 42. Объясните механизм образования δ - и π -связи. Разберите на примере строения молекулы кислорода.
 43. Определите, какие электроны атома бора участвуют в образовании ковалентных связей. Объясните симметричную треугольную форму молекулы BF_3 .
 44. Дайте определение ионной связи, укажите механизм ее образования, свойства, которые отличают ее от ковалентной. Приведите два примера типичных ионных соединений. Напишите уравнения превращений соответствующих ионов в нейтральные молекулы.
 45. Определите, какие химические связи имеются в ионах NH_4^+ и BF_4^- . Укажите механизм образования связей.
 46. Дайте определение водородной связи. Покажите на примерах внутримолекулярную и межмолекулярную водородную связь.
 47. Укажите, как будет меняться характер химической связи в ряду:
 $\text{NaCl} \rightarrow \text{MgCl}_2 \rightarrow \text{AlCl}_3 \rightarrow \text{SiCl}_4 \rightarrow \text{PCl}_5 \rightarrow \text{SCl}_2 \rightarrow \text{Cl}_2$.
- Ответ аргументируйте расчетом $\Delta \text{ОЭО}$.
48. Постройте графическую формулу гидросульфата калия, укажите виды химических связей, наиболее электроотрицательный элемент, смещение молекулярного электронного облака.
 49. Объясните с помощью метода валентных связей линейное строение молекулы BeCl_2 и тетраэдрическое CH_4 .
 50. Постройте графическую формулу гидроксохлорида хрома (III), укажите виды химических связей в соединении и механизм образования (σ -связи).

2.5. Химическая кинетика и равновесие

Кинетика – учение о скорости различных процессов, в том числе химических реакций.

Химические реакции осуществляют для получения необходимых веществ или энергии за счет их протекания. Рассмотрение реальности протекания химического процесса следует проводить с двух позиций – энергетической и кинетической. Сначала необходимо оценить, возможна ли вообще данная реакция в заданных условиях. Анализ энергетических соотношений показывает, что самопроизвольно протекают процессы в

сторону наиболее вероятного состояния системы. В частности, в результате таких процессов выделяется энергия, и система переходит в состояние с меньшей энергией. В практике обнаруживается, что некоторые из таких процессов протекают настолько медленно, что их невозможно использовать. Поэтому рассмотрение способов и путей влияния на скорость процесса существенно для его практической реализации.

Скорость химических реакций зависит от многих факторов, основные из которых – концентрация (давление) реагентов, температура и действие катализаторов. Эти факторы определяют и достижение равновесия в реагирующей системе.

Предлагаемые ниже вопросы для самопроверки могут служить одновременно и планом изучения данной темы.

Вопросы для самопроверки

1. Дайте определение понятию «скорость химической реакции». Укажите единицы измерения и факторы, влияющие на скорость химической реакции.
2. Сформулируйте закон действия масс. Приведите примеры того, как аналитически (уравнением) можно записать закон действия масс для реакций, протекающих в гомогенной и гетерогенной системах.
3. Дайте определение понятию «константа скорости химической реакции», перечислите факторы, от которых она зависит.
4. Дайте определение понятию «энергия активации». Объясните, почему часть столкновений между молекулами не приводит к протеканию реакций.
5. Дайте определение понятиям: «катализ», «катализатор», «ингибитор». Объясните механизм действия гомогенного и гетерогенного катализаторов.
6. Какова зависимость скорости химических реакций от температуры? Сформулируйте правило Вант – Гоффа. Приведите пример расчета изменений скорости реакции при повышении или понижении температуры с использованием этого правила.
7. Условия состояния химического равновесия. Величины, характеризующие прямую и обратную реакции. Связь константы химического равновесия с константами скорости прямого и обратного процессов.
8. Сформулируйте принцип Ле Шателье. Влияние изменения давления, температуры и концентрации реагирующих веществ на состояние равновесия.
9. Факторы, влияющие на состояние равновесия в гомогенной и гетерогенной системах.

Методические указания к решению типовых задач

Пример 1. Определите, во сколько раз изменится скорость прямой и обратной реакции в системе



если объем газовой смеси уменьшится в 3 раза. В какую сторону сместится равновесие системы?

Решение. Обозначим концентрации реагирующих веществ:

$C(\text{NO}) = a$; $C(\text{O}_2) = b$; $C(\text{NO}_2) = c$. Согласно закону действующих масс, скорости прямой $V_{\text{пр.}}$ и обратной $V_{\text{обр.}}$ реакций до изменения объема равны.

$$\begin{array}{ccc} \rightarrow & & \leftarrow \\ V_{\text{пр.}} = Ka^2b; & & V_{\text{обр.}} = K'c^2 \end{array}$$

После уменьшения объема гомогенной системы в 3 раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличится в 3 раза и станут равными $C(\text{NO}) = 3a$; $C(\text{O}_2) = 3b$; $C(\text{NO}_2) = 3c$. При новых концентрациях скорости прямой и обратной реакций соответственно равны:

$$\begin{array}{ccc} \rightarrow & & \leftarrow \\ V'_{\text{пр.}} = K(3a)^2 \cdot 3b = 27Ka^2b; & & V''_{\text{обр.}} = K'(3c)^2 = K'9c^2 \end{array}$$

Увеличение скорости составит:

$$\frac{V'_{\text{пр.}}}{V_{\text{пр.}}} = \frac{27Ka^2b}{Ka^2b} = 27 \quad \frac{V''_{\text{обр.}}}{V_{\text{обр.}}} = \frac{9K'c^2}{K'c^2} = 9$$

Следовательно, скорость прямой реакции увеличилась в 27 раз, а обратной – в 9. Равновесие системы сместится в сторону образования NO_2 , т.е. в сторону прямой реакции.

Пример 2. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, при повышении температуры от 40 до 60⁰С, если температурный коэффициент реакции (γ) равен 3.

Решение. Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется эмпирическим правилом Вант-Гоффа по формуле

$$V_{T_2} = V_{T_1} \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}},$$

где V_{T_2} - скорость реакции при температуре T_2 ; V_{T_1} - скорость реакции при температуре T_1 ; γ - температурный коэффициент;

Соотношение $\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$ показывает, во сколько раз скорость при

температуре T_2 больше, чем при температуре T_1 .

$$\frac{V_{T_2}}{V_{T_1}} = 3^{\frac{60 - 40}{10}} = 3^2 = 9$$

Следовательно, скорость реакции при температуре 60⁰С выше скорости при 40⁰С в 9 раз.

Пример 3. Константа равновесия гомогенной системы

$\text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2_{(\text{г})}$ при 850⁰С равна 1. Вычислите концентрации всех веществ при равновесии, если исходные концентрации

$C_0(\text{CO}) = 3$ моль/л; $C_0(\text{H}_2\text{O}) = 2$ моль/л.

Решение. При равновесии скорости прямой и обратной реакции равны, а отношение констант этих скоростей постоянно и является константой равновесия данной системы:

$$\begin{array}{ccc} \rightarrow & & \leftarrow \\ V_{\text{пр.}} = K C_{\text{CO}} C_{\text{H}_2\text{O}} & ; & V_{\text{обр.}} = K' C_{\text{CO}_2} C_{\text{H}_2} \end{array}$$

$$K_c = \frac{K}{K'} = \frac{[\text{CO}_2][\text{H}_2]}{[\text{CO}][\text{H}_2\text{O}]}$$

K_c – константа равновесия системы; равновесные концентрации реагирующих веществ обозначаются формулами веществ, заключенными в квадратные скобки.

В условии задачи даны исходные концентрации, тогда как в выражение K_c входят только равновесные концентрации всех веществ системы. Предположим, что к моменту равновесия концентрация CO_2 $[\text{CO}_2] = x$ моль/л. Согласно уравнению реакции число моль образовавшегося водорода также x моль/л. Такое же количество моль расходуется CO и H_2O . Следовательно, равновесные концентрации всех четырех веществ (моль/л) составят:

$$[\text{CO}_2] = [\text{H}_2] = x; \quad [\text{CO}] = (3 - x); \quad [\text{H}_2\text{O}] = (2 - x).$$

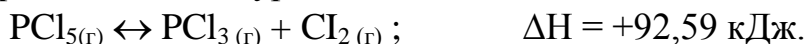
Зная константу равновесия, находим значение x , а затем исходные концентрации всех веществ:

$$\frac{x^2}{(3-x)(2-x)} = 1; \quad x^2 = 6 - 2x - 3x + x^2; \quad 5x = 6; \quad x = 1,2 \text{ моль/л.}$$

Искомые равновесные концентрации составят: $[\text{CO}_2] = 1,2$ моль/л;

$[\text{H}_2] = 1,2$ моль/л; $[\text{CO}] = 3 - 1,2 = 1,8$ моль/л; $[\text{H}_2\text{O}] = 2 - 1,2 = 0,8$ моль/л.

Пример 4. Эндотермическая реакция разложения пентахлорида фосфора описывается уравнением:



Как нужно изменить: а) температуру; б) давление; в) концентрацию, чтобы сместить равновесие прямой реакции – разложения PCl_5 ?

Решение. Смещением или сдвигом химического равновесия называют изменение равновесных концентраций реагирующих веществ в результате изменения одного из условий реакции. Направление, в котором сместилось равновесие, определяется по принципу Ле – Шателье:

а) так как реакция разложения PCl_5 эндотермическая ($\Delta H > 0$), то для смещения равновесия в сторону прямой реакции нужно повысить температуру;

б) так как в данной системе разложение PCl_5 ведет к увеличению объема, то для смещения равновесия в сторону прямой реакции надо уменьшить давление;

в) смещения равновесия в указанном направлении можно достичь как увеличением концентрации PCl_5 , так и уменьшением концентрации PCl_3 и Cl_2 .

Контрольные задания

51. Вычислите, во сколько раз увеличится скорость реакции, протекающей в газовой фазе, если температуру повысить от 90°C до 150°C . Температурный коэффициент реакции равен 2.
52. Напишите выражение для константы равновесия гетерогенной системы $\text{CO}_{2(\text{г})} + \text{C}_{(\text{тв})} \leftrightarrow 2\text{CO}_{(\text{г})}$. Рассчитайте, как изменится скорость прямой реакции, если концентрацию CO_2 уменьшить в 3 раза. Как следует изменить давление, чтобы повысить выход CO ?
53. Константа равновесия гомогенной системы $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2_{(\text{г})}$ при некоторой температуре равна 1. Вычислите равновесные концентрации всех реагирующих веществ, если исходные концентрации равны (моль/л): $C_0(\text{CO}) = 0,10$; $C_0(\text{H}_2\text{O}) = 0,40$.
54. Константа скорости реакции разложения N_2O , протекающей по уравнению $2\text{N}_2\text{O} \leftrightarrow 2\text{N}_2 + \text{O}_2$, равна $5 \cdot 10^{-4}$. Начальная концентрация N_2O равна 6,0 моль/л. Вычислите начальную скорость реакции и ее скорость, когда разложится 50% N_2O .
55. Вычислите константу равновесия для гомогенной системы $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_2_{(\text{г})}$, если равновесные концентрации реагирующих веществ (моль/л): $[\text{CO}] = 0,004$; $[\text{H}_2\text{O}] = 0,064$; $[\text{CO}_2] = 0,016$; $[\text{H}_2] = 0,016$. Определить исходные концентрации паров воды и CO .
56. Реакция синтеза аммиака $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$. Концентрации участвующих в ней веществ (моль/л): $C(\text{N}_2) = 0,80$; $C(\text{H}_2) = 1,5$; $C(\text{NH}_3) = 0,10$. Вычислите концентрацию водорода и аммиака, когда концентрация азота станет равной 0,5 моль/л.
57. Объясните, почему при изменении давления смещается равновесие системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \leftrightarrow 2\text{NH}_3$ и не смещается $\text{N}_2 + \text{O}_2 \leftrightarrow 2\text{NO}$. Ответ мотивируйте на основании скорости прямой и обратной реакции в этих системах до и после изменения давления в 2 раза. Напишите выражения для констант равновесия каждой из данных систем.
58. В гомогенной газовой системе $\text{A} + \text{B} \leftrightarrow \text{C} + \text{D}$ равновесие установилось при концентрациях (моль/л): $[\text{B}] = 0,05$; $[\text{C}] = 0,02$. Константа равновесия системы равна 0,04. Вычислите исходные концентрации веществ А и В.
59. Исходные концентрации $C_0(\text{NO})$ и $C_0(\text{Cl}_2)$ в гомогенной системе $2\text{NO} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{NOCl}$ составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO .
60. Равновесие гомогенной реакции $4\text{HCl}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} + 2\text{Cl}_{2(\text{г})}$ установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ (моль/л): $[\text{H}_2\text{O}] = 0,14$; $[\text{Cl}_2] = 0,20$; $[\text{O}_2] = 0,32$. Вычислите исходные концентрации хлороводорода и кислорода.

2.6. Растворы. Способы выражения концентраций растворов

Растворами называют гомогенные системы, состоящие из растворителя и растворенных веществ. Растворы могут быть водными – растворитель вода; растворителями могут быть органические вещества: уксусная кислота, бензол, толуол, спирт. В повседневной жизни чаще всего встречаются водные растворы. Практически все растворы, которые нас окружают – это водные растворы кислот, щелочей, солей. Важной характеристикой растворов является их кислотность: раствор может быть нейтральным ($pH = 7$); кислым ($pH < 7$) и щелочным ($pH > 7$).

Не меньшее значение в характеристике растворов имеет содержание растворенного вещества, т.е. концентрация растворов.

Вопросы для самопроверки

1. Назовите сходство и различия между растворами и смесями.
2. Природа взаимодействия веществ в растворах. Тепловые эффекты растворения.
3. Роль растворителя в процессе электролитической диссоциации. Назовите сильные и слабые кислоты и основания с точки зрения электролитической диссоциации.
4. Водные растворы и их значение в жизни растений и животных.
5. Ионное произведение воды K_{H_2O} , его значение. Влияние температуры на значение K_{H_2O} .
6. Математическое выражение pH , pOH , pK_{H_2O} , их связь.
7. Расчеты pH и pOH для растворов сильных кислот и оснований.
8. Значение pH и pOH для нейтральных, кислых и щелочных растворов.

Методические указания к решению типовых задач

Пример 1. Вычислите: а) массовую долю раствора (ω , %) ; б) молярную концентрацию (C_θ); в) молярную концентрацию эквивалентов $C_{эк}(\theta)$; г) моляльную (C_m) концентрацию раствора серной кислоты (H_2SO_4), полученного при растворении 25,4 г в 474,6 см³ воды, если плотность его $\rho = 1,033$ г/мл.

Решение. а) массовая доля – это массовая концентрация, которая показывает число граммов (единиц массы) вещества, содержащееся в 100 г (единицах массы) раствора.

$$\omega = \frac{m_\theta \cdot 100}{m_{p-pa}} = \frac{m_\theta \cdot 100}{m_\theta + m(\text{растворителя})}, \%$$

где $m_{\text{в}}$ – масса растворенного вещества; m (растворителя) – масса растворителя.

Так как плотность воды равна единице (1 г/мл), то масса 474,6 см³ воды равна 474,6 г.

$$\omega = \frac{25,4 \cdot 100}{25,4 + 474,6} = 5,08 \sim 5\% ;$$

б) молярная концентрация $C_{\text{в}}$ показывает число моль (n) растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора:

$$C_{\text{в}} = \frac{n_{\text{в}}}{V} = \frac{m_{\text{в}}}{M_{\text{в}} \cdot V}, \text{ моль/л,}$$

где V – объем раствора, л; $M_{\text{в}}$ – молярная масса вещества, г/моль; M – обозначение молярной концентрации.

Молярная масса серной кислоты $M(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98$ г/моль. Объем раствора

$$V = \frac{m_{\text{р-ра}}}{\rho} = \frac{500}{1,033} = 484 \text{ мл} = 0,484 \text{ л, где } \rho - \text{плотность раствора,}$$

$$C(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{25,4}{98 \cdot 0,484} = 0,5355 \text{ моль/л} = 0,5355 M ;$$

в) молярная концентрация эквивалентов показывает число моль эквивалентов ($n_{\text{эк}}$) растворенного вещества, содержащихся в 1 л раствора:

$$C_{\text{эк}}(\text{в}) = \frac{n_{\text{р}}(\text{в})}{V} = \frac{m_{\text{в}}}{M_{\text{эк}}(\text{в}) \cdot V}, \text{ моль/л}$$

где $M_{\text{эк}}(\text{в})$ – молярная масса эквивалента серной кислоты

$$M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{M}{2} = \frac{98}{2} = 49 \text{ г/моль-экв;}$$

$$C_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{25,4}{49 \cdot 0,484} = 1,071 \text{ моль/л} = 1,071 \text{ н;}$$

г) моляльная концентрация показывает число моль растворенного вещества, содержащихся в 1 кг растворителя:

$$C_m = \frac{n_{\text{в}}}{m_{\text{растворителю}}} = \frac{m_{\text{в}}}{M_{\text{в}} \cdot m_{\text{растворителю}}};$$

$$C_m(\text{H}_2\text{SO}_4) = \frac{25,4}{98 \cdot 0,4746} = 0,5461 \text{ моль/кг;}$$

д) Титром раствора называют число граммов растворенного вещества в 1 мл раствора. Так как в 500 г, или 484 мл раствора содержится 25,4 г H_2SO_4 , титр раствора равен:

$$T = \frac{25,4}{484} = 0,05248 \text{ г/мл.}$$

Пример 2. К 1 л 10%-го раствора HCl ($\rho = 1,007$ г/см³) добавим 0,5 л 2%-го раствора HCl ($\rho = 1,007$ г/см³). Вычислите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов и титр полученного раствора.

Решение. Масса 1 л 10%-го раствора HCl равна

$m(\text{раствора}) = 1,049 \cdot 1000 = 1049 \text{ г}$. В этой массе раствора содержится
 $m(\text{HCl}) = 1049 \cdot 0,1 = 104,9 \text{ г}$.

Масса 0,5 л 2% - го раствора $m_{p-pa} = 500 \cdot 1,007 = 503,5 \text{ г}$.

В этой массе раствора содержится $m(\text{HCl}) = 503,2 \cdot 0,02 = 10,07 \text{ г}$.

В общем объеме полученного раствора 1,5 л содержится

$m(\text{HCl}) = 104,9 + 10,07 = 114,97 \text{ г}$

Молярная концентрация $C(\text{HCl}) = \frac{114,97}{1,5 \cdot 36,5} = 2,0999 \text{ моль/л}$

Молярная концентрация и молярная концентрация эквивалента для одноосновной кислоты одинаковы, так как $M(\text{HCl}) = M_{\text{эк.}}(\text{HCl})$.

Титр раствора $T = \frac{114,97}{1500} = 0,0766 \text{ г/мл}$

Контрольные задания

61. Молярная концентрация раствора сульфата натрия равна 1,2 моль/кг, плотность раствора 1,21 г/мл. Определите титр раствора, его молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалентов.

62. Определите молярную, молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов и титр раствора хлорида хрома (III), содержащего 41 г CrCl_3 в 250 мл водного раствора, плотность которого 1,26 г/мл.

63. Один литр азотной кислоты, плотность которой 1,31 г/мл, содержащей 50% HNO_3 , разбавлен 690 мл H_2O . Рассчитайте массовую долю и молярную концентрацию полученного раствора.

64. К 125 г воды добавили 18,25 г 37%-й соляной кислоты, плотность которой 1,18 г/мл. Определите массовую долю кислоты, молярную, молярную концентрацию эквивалента и титр полученного раствора, если плотность полученного раствора 1,021 г/мл.

65. Титр раствора сульфата меди равен 0,000162 г/мл. Определите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов и массу CuSO_4 в 500 мл этого раствора.

66. Молярная концентрация эквивалентов хлорида бария равна 2,5 н. Определите молярную, молярную концентрации, титр и массовую долю полученного раствора, если плотность его равна 1,18 г/мл.

67. Для сохранности свеклы ее опрыскивают раствором хлорида бария с массовой долей 0,04 (4%). Определите массу BaCl_2 , необходимую для приготовления 50 кг такого раствора. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и титр этого раствора.

68. К 3 л 10%-го раствора азотной кислоты, плотность которой 1,054 г/мл, добавили 5 л 2%-го раствора этой кислоты плотностью 1,009 г/мл. Вычислите массовую долю полученного раствора, его молярную, молярную концентрацию эквивалентов и молярную концентрации ($\rho = 1,025 \text{ г/мл}$).

69. Химическим стимулятором сушки люцерны является 2%-й раствор карбоната калия. Рассчитайте массу K_2CO_3 для приготовления 370 кг такого раствора. Определите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и титр этого раствора, приняв плотность раствора равной 1 г/мл.
70. Вычислите молярную и молярную концентрацию эквивалентов 20,8% -го раствора азотной кислоты плотностью 1,12 г/мл. Определите массу кислоты, которая содержится в 4 л этого раствора.
71. Рассчитайте массу 20%-го раствора H_2SO_4 , необходимую для приготовления 3 л 3 н. раствора. Определите молярную, молярную концентрацию и титр полученного раствора.
72. Рассчитайте массу сульфата магния, которая содержится в 150 мл 0,5 М раствора. Определите молярную концентрацию эквивалентов, молярную концентрацию и титр этого раствора, если плотность его равна 1,04 г/мл.
73. Для борьбы с хлорозом растений применяют 0,2%-й раствор $FeSO_4$ (плотность 1 г/мл). Рассчитайте массу железного купороса, $FeSO_4 \cdot 7H_2O$, необходимую для приготовления 500 г такого раствора. Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и титр полученного раствора.
74. В 250 мл раствора содержится 9,8 г серной кислоты. Определите массовую долю раствора, молярную, молярную концентрацию эквивалента и титр раствора, если плотность его 1,05 г/мл.
75. Для внекорневой подкормки липы применяют раствор нитрата кобальта (II) с концентрацией 0,2 г/л. Вычислите его молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и титр этого раствора.
76. Рассчитайте массу сульфата алюминия, которую нужно растворить в 1,5 л воды, чтобы получить раствор, молярная концентрация которого 0,5 моль/кг. Рассчитайте массовую долю раствора, молярную и молярную концентрацию эквивалента раствора, если его плотность равна 1,12 г/мл.
77. Молярная концентрация раствора хлорида кальция равна 0,4 моль/л, плотность раствора составляет 1,14 г/мл. Определите титр раствора, его массовую долю, молярную концентрацию эквивалента, а также массу $CaCl_2$ в 600 мл этого раствора.
78. Определите массы сахара и воды, необходимые для приготовления 500 г 2,5%-го раствора. Рассчитайте молярную и молярную концентрацию раствора, приняв плотность раствора равной 1 г/мл.
79. В 250 мл раствора содержится 0,02 моль экв. хлорида алюминия. Рассчитайте его молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов и титр раствора; рассчитайте массу $AlCl_3$ в 1 л этого раствора.
80. К 200 г воды добавили 5 г сульфата калия. Определить его массовую долю, молярную, молярную концентрацию и молярную концентрацию эквивалентов раствора, если его плотность 1,03 г/мл.

2.7. Гидролиз солей

Химическое обменное взаимодействие ионов растворенной соли с водой, приводящее к образованию слабодиссоциирующих продуктов (молекул), слабых кислот или оснований, анионов кислых или катионов основных солей и сопровождающееся изменением рН среды, называется гидролизом.

Ввиду особой важности гидролиза солей в регулировании биологических процессов следует отработать навыки написания уравнений гидролиза.

Рекомендуемая последовательность действий:

- а) составить уравнение диссоциации соли;
- б) выяснить, по какому иону идет гидролиз.

С водой взаимодействует растворимая соль, гидролиз идет по иону от слабого электролита. Поэтому для ответа на вопрос используются справочные данные табл. 2 и 3 приложения;

в) составить для этого иона уравнение реакции взаимодействия с водой (с одной молекулой, так как в обычных условиях гидролиз идет по первой ступени). Это уравнение будет сокращенным ионным уравнением гидролиза (или ионно-молекулярным), оно определяет наступающее в растворе равновесие и характеризуется константой гидролиза (K_2);

г) записать уравнение гидролиза в молекулярном виде. При этом в основу берется ионное уравнение (пункт в), а для составления нейтральных молекул используются противоионы из уравнения диссоциации соли (пункт «а»).

Вопросы для самопроверки

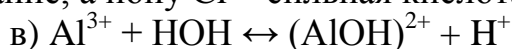
1. Назовите примеры солей, которые подвергаются гидролизу.
2. Укажите условия усиления и подавления гидролиза солей.
3. Напишите уравнения реакции гидролиза сульфата меди (II); укажите значения рН; условия подавления и усиления гидролиза.
4. Укажите значения $\text{pH} > 7$ или $\text{pH} < 7$ для солей NaCl , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, K_2SO_3 , Al_2S_3 в водном растворе.
5. Значение процессов гидролиза в биологических системах.

Методические указания к решению типовых задач

Пример 1. Составить уравнение гидролиза хлорида алюминия по I ступени:



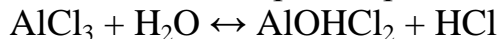
б) из приложений выясняем, что иону Al^{3+} соответствует слабое основание, а иону Cl^- - сильная кислота, значит, гидролиз идет по катиону;



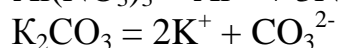
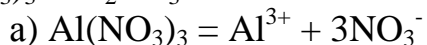
Катион Al^{3+} «вырвет» из воды отрицательную часть OH^- . Заряд образовавшегося иона $(\text{AlOH})^{2+}$ определяем алгебраической суммой зарядов Al^{3+} и OH^- . Связывание ионов OH^- ведет к избытку в растворе ионов H^+ , что определяет кислую реакцию среды ($\text{pH} < 7$).

Выражение для константы гидролиза имеет вид: $K_z = \frac{[AlOH^{2+}][H^+]}{[Al^{3+}]}$;

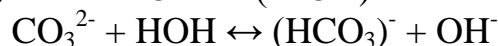
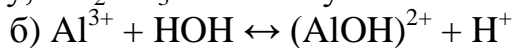
г) при составлении уравнения в молекулярной форме констатируем, что всем положительным ионам уравнения (в) соответствуют имеющиеся в свободном виде (уравнение а) отрицательные ионы Cl^- . С учетом зарядов ионов составляем электронейтральные молекулы:



Пример 2. Какие продукты образуются при смешивании растворов $Al(NO_3)_3$ и K_2CO_3 :



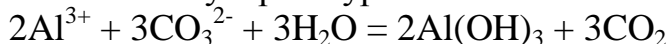
Из приложений (табл. 7) находим, что гидролиз соли $Al(NO_3)_3$ идет по катиону, а K_2CO_3 по аниону.



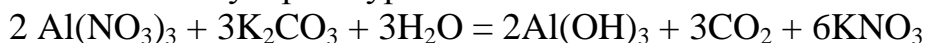
Если растворы этих солей находятся в одном сосуде, то идет взаимное усиление гидролиза каждой из них, поскольку ионы $H^+ + OH^-$ образуют молекулу слабого электролита $H^+ + OH^- = H_2O$.

При этом равновесие реакции гидролиза сдвигается вправо и гидролиз каждой из взятых солей идет до конца с образованием слабого основания $Al(OH)_3$ и слабой кислоты H_2CO_3 , которая распадается на CO_2 и H_2O .

Ионно-молекулярное уравнение:



Молекулярное уравнение:



Водный раствор, полученный при полном гидролизе солей, имеет среду, близкую к нейтральной ($pH \sim 7$).

Контрольные задания

81. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей хлорида меди (II), карбоната калия, нитрата хрома (III). Укажите реакцию среды ($pH > 7$ или $pH < 7$), приведите выражение констант гидролиза.

82. Определите, какая из солей: $NaNO_3$, K_2SO_3 , $FeCl_3$, Al_2S_3 - подвергается гидролизу. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей с указанием pH .

83. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей: ацетата калия, сульфата цинка, нитрата железа (III); укажите значение pH растворов этих солей. Напишите выражение константы гидролиза.

84. К раствору $FeCl_3$ добавили следующие вещества: а) HCl ; б) KOH ; в) $ZnCl_2$; г) Na_2CO_3 . Определите, в каких случаях гидролиз хлорида железа (III) усиливается. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

85. Определите значение pH ($\text{pH} > 7$ или $\text{pH} < 7$), водных растворов солей: фосфата калия, хлорида железа (III), нитрата аммония. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза этих солей и выражение констант гидролиза.
86. Определите, какие из солей: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, K_2S , $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ - подвергаются гидролизу, составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей, укажите значения pH ($\text{pH} > 7$ или $\text{pH} < 7$), приведите выражение констант гидролиза.
87. Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнение гидролиза соли, раствор которой имеет: а) щелочную реакцию; б) кислую реакцию; в) среда близка к нейтральной.
88. Определите, какие из солей: RbCl , $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, Na_2SO_3 - подвергаются гидролизу. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей, укажите pH ($\text{pH} > 7$ или $\text{pH} < 7$) этих растворов.
89. При смешивании растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2S каждая из взятых солей гидролизуеться необратимо до конца с образованием соответствующих основания и кислоты. Выразите этот совместный гидролиз ионно-молекулярным и молекулярным уравнениями.
90. К раствору карбоната калия добавили следующие вещества: а) соляную кислоту; б) гидроксид натрия; в) нитрат меди (II); г) сульфид калия. Определите, в каких случаях гидролиз карбоната калия усилится. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза соответствующих солей.

2.8. Комплексные соединения

Комплексные соединения можно назвать соединениями сложного состава, в которых выделяют центральный атом (комплексообразователь) и непосредственно связанные с ним молекулы или ионы (лиганды). В структуре комплексного соединения выделяют координационную (внутреннюю) сферу, состоящую из комплексообразователя и окружающих его лигандов. Ионы, находящиеся за пределами координационной сферы, образуют внешнюю сферу комплексного соединения. Число лигандов, связанных с комплексообразователем, называется координационным числом. Внутренняя сфера может быть анионом, катионом и не иметь заряда.

Название комплексных частиц дают, указывая сначала название лигандов, затем комплексообразователя с указанием степени окисления.

Название лигандов:

Cl^- (и другие галогены) – хлоро; H_2O – аква; NH_3 –амино;
 CN^- -циано; SO_4^{2-} - сульфато; NO_3^- - нитрато; NO_2^- - нитрито и др.

Количество лигандов указывают приставками ди, три, тетра, пента, гекса.

Названия соединений с комплексным анионом оканчиваются суффиксом «- ат», в комплексных катионах название комплексообразователя дается без специальных окончаний.

Например: $\text{Ca}_2[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ – гексацианоферрат (II) кальция
 $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6] \text{SO}_4$ – сульфат гексаакважелеза (II)

Вопросы для самопроверки

1. Основные положения координационной теории Вернера.
2. Номенклатура комплексных соединений.
3. Дайте определение понятиям «лиганды», «комплексообразователи», «координационное число», внутренняя и внешняя сфера комплексного соединения.
4. Диссоциация комплексных соединений.
5. Константа нестойкости и константа устойчивости комплексных соединений.

Методические указания к решению типовых задач

Пример 1. Определите заряд комплексного иона, координационное число (к.ч.) и степень окисления комплексообразователя в соединениях:
а) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; б) $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$; в) $(\text{NH}_4)_2[\text{MnF}_8]$; г) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_2(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]\text{Cl}_2$; д) $[\text{Pt}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}_2$.

Решение. Заряд комплексного иона равен заряду внешней сферы, но противоположен по знаку. Координационное число комплексообразователя равно числу лигандов, координированных вокруг него.

Степень окисления комплексообразователя определяется так же, как степень окисления атома в любом соединении, исходя из того, что сумма степеней окисления всех атомов в молекуле равна нулю.

Заряды нейтральных молекул (H_2O , NH_3) равны нулю. Заряды кислотных остатков определяют из формул соответствующих кислот. Исходя из этого:

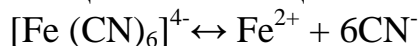
	Заряд	К.ч.	Степень окисления
а)	-3	6	+3
б)	-1	4	+3
в)	-2	8	+6
г)	+2	6	+3
д)	0	5	+2

Пример 2. Напишите диссоциацию комплексного соединения $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и выражение константы нестойкости комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$.

Решение. Комплексное соединение гексацианоферрат (II) калия, являясь сильным электролитом, в водном растворе диссоциирует на ионы внешней и внутренней сфер, это I ступень диссоциации:



Комплексный ион диссоциирует обратимо и в незначительной степени на составляющие его частицы:



Обратимый процесс характеризуется константой равновесия, которая называется константой нестойкости:

$$K_n = \frac{[Fe^{2+}][CN^-]^6}{[Fe(CN)_6]^{4-}}$$

Контрольные задания

91. Определите заряд комплексных ионов и комплексообразователей. Напишите формулы комплексных соединений, назовите их, напишите уравнения реакций их диссоциации: $Na_3[Fe(OH)_6]$; $[Cr(H_2O)_2OH]SO_4$.
92. Определите заряд и координационное число комплексообразователя в соединении $Na_2[Zn(CN)_4]$. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнение реакции обмена между этой солью и сульфатом железа (III). Назовите комплексное соединение.
93. Определите заряд комплексных ионов и комплексообразователей, напишите уравнения диссоциации комплексных соединений $K[SbBr_6]$; $Na_2[SbCl_4]$; $(NH_4)_2[Sb(SO_4)_2]$. Назовите комплексные соединения.
94. Составьте формулы комплексных соединений $PtCl_4 \cdot 6NH_3$; $PtCl_4 \cdot 4NH_3$; $PtCl_4 \cdot 2NH_3$. Координационное число платины (IV) равно 6. Напишите уравнение диссоциации этих соединений в водных растворах и выражение константы нестойкости.
95. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя в соединениях $Na_2[Zn(OH)_4]$, $K_2[PtCl_6]$, $[Cu(H_2O)_2(NH_3)_2]SO_4$. Напишите уравнение диссоциации этих соединений в водных растворах и выражение константы нестойкости.
96. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций обмена между KCl и $Na_2[PtCl_6]$; K_2SO_3 и $Na_3[Co(NO_2)_6]$, считая полученные комплексные соединения нерастворимыми в воде.
97. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакции обмена между следующими, взятыми попарно солями: $CuSO_4$ и $K_3[Fe(CN)_6]$, $FeSO_4$ и $Na_3[Co(CN)_6]$. Образующиеся в результате реакций комплексные соли нерастворимы в воде.
98. Напишите уравнения диссоциации солей $K_3[Fe(CN)_6]$ и $NH_4Fe(SO_4)_2$ в водном растворе. К каждой из них прилили раствор щелочи. В каком из растворов выпадет осадок гидроксида железа (III)? Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

99. Составьте формулы комплексных соединений кобальта: $\text{CoCl}_3 \cdot 6\text{NH}_3$; $\text{CoCl}_3 \cdot 5\text{NH}_3$; $\text{CoCl}_3 \cdot 4\text{NH}_3$. Координационное число кобальта равно шести. Назовите комплексные соединения, напишите уравнения реакций диссоциации и выражения констант нестойкости.

100. Определите заряды комплексообразователей и значения координационных чисел в комплексных ионах: $[\text{PtCl}_3(\text{NO}_2)]$; $[\text{PtCl}(\text{NH}_3)_5]^{3+}$; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5(\text{CNS})]^{2+}$; $[\text{SnF}_6]^{2-}$; $[\text{Au}(\text{CN})_2\text{Br}_2]$; $[\text{Pt}(\text{SO}_3)_4]^{6-}$; $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$. Напишите уравнения диссоциации и выражение константы нестойкости.

2.9. Реакции окисления - восстановления

Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называются окислительно-восстановительными.

Окисление – это процесс отдачи электронов, восстановление – процесс присоединения электронов.

Окислителем является атом, молекула или ион, принимающий электроны. Восстановителем является атом, молекула или ион, отдающий электроны. Окисление-восстановление – это единый, взаимосвязанный процесс. Окисление приводит к повышению степени окисления восстановителя, а восстановление – к её понижению у окислителя. О способности того или иного вещества проявлять окислительные, восстановительные или как окислительные, так и восстановительные свойства можно судить по степени окисления атомов.

Атом того или иного элемента в своей высшей степени окисления не может её повысить (отдать электроны) и проявляет только окислительные свойства, а в своей низшей степени окисления не может её понизить (принять электроны) и проявляет только восстановительные свойства. Атом элемента, имеющий промежуточную степень окисления, может проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Например:

$\text{N}^{5+}(\text{HNO}_3)$	$\text{S}^{6+}(\text{H}_2\text{SO}_4)$	<div>проявляет только окислительные свойства;</div> <div>проявляют окислительные и восстановительные свойства</div>
$\text{N}^{4+}(\text{NO}_2)$	$\text{S}^{4+}(\text{SO}_2)$	
$\text{N}^{3+}(\text{HNO}_2)$	$\text{S}^{2+}(\text{SO})$	
$\text{N}^{2+}(\text{NO})$	$\text{S}^{-}(\text{H}_2\text{S}_2)$	
$\text{N}^{+}(\text{N}_2\text{O})$	$\text{S}^{2-}(\text{H}_2\text{S})$	
$\text{N}^{-}(\text{NH}_2\text{OH})$		проявляют только восстановительные свойства
$\text{N}^{2-}(\text{N}_2\text{H}_4)$		
$\text{N}^{-3}(\text{NH}_3)$		

Вопросы для самопроверки

1. Дайте определение процессам окисления и восстановления, приведите примеры.
2. Дайте определение понятиям «степень окисления», «окислитель», «восстановитель».
3. Укажите, в каком из процессов происходит окисление атомов элементов, а в каком восстановление: $\text{Cr}^{3+} \rightarrow (\text{CrO}_4)^{2-}$; $(\text{ClO}_3)^- \rightarrow \text{Cl}^-$; $\text{MnO}_2 \rightarrow (\text{MnO}_4)^-$ $\text{CuS} \rightarrow (\text{SO}_4)^{2-}$; $\text{As}_2\text{S}_3 \rightarrow 2\text{H}_3\text{AsO}_3$.
4. Дайте определение понятиям «высшая» и «низшая» степень окисления, приведите примеры их определения.
5. Укажите процессы, происходящие в превращениях:
 $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}$; $(\text{MnO}_4)^- \rightarrow (\text{MnO}_4)^{2-}$; $\text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3$; $\text{PbO}_2 \rightarrow \text{PbO}$.
6. Определите, возможно ли взаимодействие между веществами:
 H_2S и HMnO_4 ; HCl и NH_3 ; H_2O_2 и H_2MnO_4 ; Zn и HCl ; Cu и HCl .
7. Назовите соединения, которые могут быть только окислителями, только восстановителями, выполнять как те, так и другие функции. H_2S , HNO_3 , NH_3 , HNO_2 , H_2SO_4 , KMnO_4 , HCl , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, HCrO_2 , H_2SO_3 , MnO_2 , H_2MnO_4 .
8. Назовите соединения с высшей, низшей и промежуточной степенью окисления хлора: HClO , HClO_4 , HClO_2 , NaClO_4 , KCl .
9. Укажите ионы, которые могут быть только восстановителями, только окислителями, выполнять двойственные функции: Ag^+ , SO_4^{2-} , Fe^{2+} , Sn^{4+} , $(\text{MnO}_4)^-$, $(\text{MnO}_4)^{2-}$, $(\text{NO}_2)^-$, $(\text{SO}_3)^{2-}$, S^{2-} , Fe^{3+} , Cl^- , $(\text{MnO}_4)^-$, $(\text{Cr}_2\text{O}_7)^{2-}$, $(\text{NO}_3)^-$.

Методические указания к решению типовых задач

Пример 1. Исходя из степени окисления азота, серы и марганца в соединениях NH_3 , HNO_2 , HNO_3 , H_2S , H_2SO_4 , MnO_2 , KMnO_4 определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

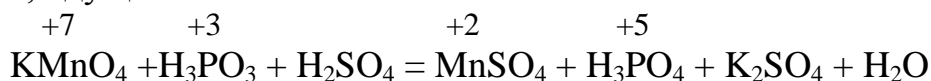
Решение. Степень окисления азота в указанных соединениях соответственно равна -3 (низшая), +3 (промежуточная), +5 (высшая); степень окисления серы: -2 (низшая), +4 (промежуточная), +6 (высшая); степень окисления марганца: +4 (промежуточная), +7 (высшая). Следовательно, NH_3 и H_2S – только восстановители; HNO_3 , H_2SO_4 и KMnO_4 – только окислители; HNO_2 , H_2SO_3 и MnO_2 – окислители и восстановители.

Пример 2. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а) HCl и NH_3 ; б) H_2S и HNO_2 ; в) H_2SO_3 и KMnO_4

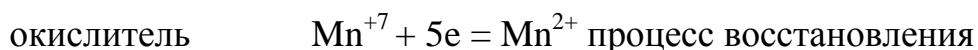
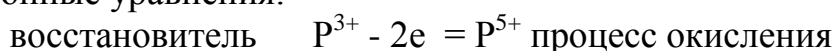
Решение. а) Степень окисления хлора в HCl (-1), азота в NH_3 (-3). Так как хлор и азот находятся в низшей степени окисления, то оба вещества проявляют только восстановительные свойства и взаимодействовать друг с другом не могут; б) степень окисления серы в H_2S (-2) низшая, азота в HNO_2 (+3) промежуточная. Следовательно, взаимодействие этих веществ возможно, причем HNO_2 является окислителем; в) степень окисления серы в H_2SO_3 (+4) промежуточная; степень окисления марганца в KMnO_4 (+7)

высшая. Взятые вещества могут взаимодействовать, H_2SO_3 будет восстановителем.

Пример 3. Составьте уравнение окислительно-восстановительной реакции, идущей по схеме:



Решение. Если в условии задачи даны как исходные вещества, так и продукты реакции, то написание уравнения реакции сводится к нахождению и расстановке коэффициентов. Коэффициенты определяют методом электронного баланса с помощью электронных уравнений. Вычисляем, как изменяют степень окисления восстановитель и окислитель, записываем электронные уравнения:



Общее число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, которые присоединяет окислитель. Общее наименьшее кратное для отданных и принятых электронов 10. Разделив это число на 5, получаем коэффициент 2 для окислителя и продукта его восстановления, а при делении 10 на 2 получаем коэффициент 5 для восстановителя и продукта его окисления. Коэффициенты перед веществами, атомы которых не меняют степени окисления, находят подбором в следующей последовательности: уравнивает металлы, затем кислотные остатки, ионы водорода. Проверку осуществляют подсчетом атомов кислорода в левой и правой частях уравнения. Уравнение реакции будет иметь вид:



Контрольные вопросы

Для каждой реакции укажите, какое вещество является окислителем, какое – восстановителем; обозначьте процессы окисления и восстановления.

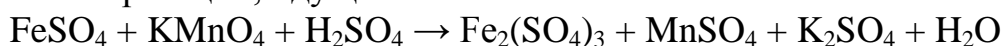
101. Определите, могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между веществами а) PH_3 и NH_3 ; б) H_2SO_4 и HI ; в) K_2MnO_4 и H_2S .

На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, протекающей по схеме:



102. Составьте электронные уравнения и укажите процессы (окисления, восстановления), происходящие в следующих превращениях: $\text{Mn}^{6+} \rightarrow \text{Mn}^{4+}$; $\text{Cl}^{7+} \rightarrow \text{Cl}^-$; $\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$; $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$.

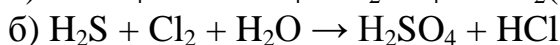
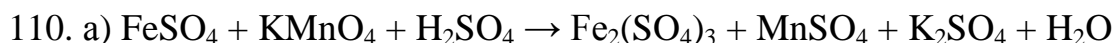
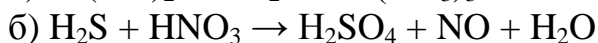
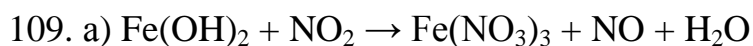
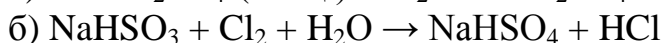
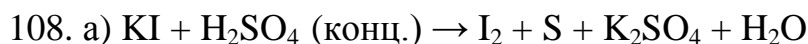
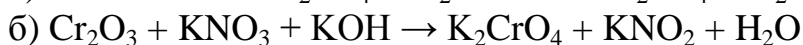
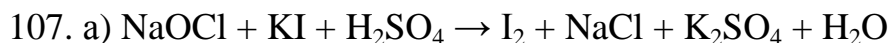
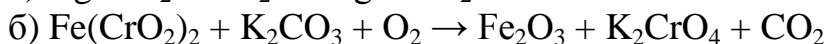
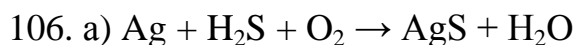
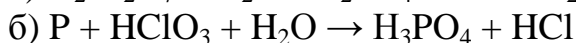
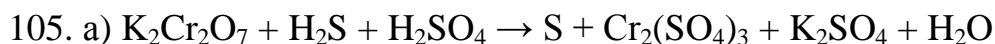
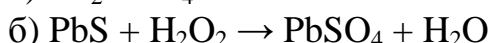
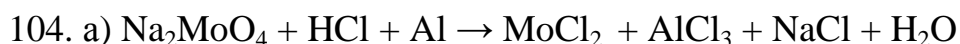
На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



103. Исходя из степени окисления азота в соединениях NH_3 , HNO_2 , HNO_3 , N_2H_4 определите, какое из них является только окислителем, только восстановителем и какие могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

На основании электронных уравнений расставьте коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме: $\text{CrCl}_3 + \text{Br}_2 + \text{KOH} + \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KBr} + \text{KCl} + \text{H}_2$

104-110. Реакции выражаются указанными схемами. Составьте электронные уравнения и подберите коэффициенты в реакциях, соответствующих вашему заданию. Рассчитайте молярную массу эквивалента $M_{\text{эк}}$ окислителя и восстановителя. Для задания а) рассчитайте, сколько граммов окислителя требуется для восстановления 10 г соответствующего реакции восстановителя.



ПРИЛОЖЕНИЯ

Таблица 1

Номенклатура кислот и средних солей

Название кислоты	Формула	Анионы	Название соли	
			русская номенклатура	международная номенклатура
1	2	3	4	5
Азотистая	HNO_2	NO_2^-	Азотистокислые	Нитриты
Азотная	HNO_3	NO_3^-	Азотнокислые	Нитраты
Борная (орто)	H_3BO_3	BO_3^{3-}	Борнокислые	Бораты
Бромистоводородная	HBr	Br^-	Бромистые	Бромиды
Двухромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		Двуххромовокислые	Дихроматы
Иодистоводородная	HI	I^-	Йодистые	Иодиды
Кремневая	H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	Кремнекислые	Силикаты
Марганцовая	HMnO_4	MnO_4^-	Марганцовокислые	Перманганаты
Марганцовистая	H_2MnO_4	MnO_4^{2-}	Марганцовистокислый	Манганат
Серная	H_2SO_4	HSO_4^- SO_4^{2-}	Кислые сернокислый Сернокислые	Гидросульфаты Сульфаты
Сернистая	H_2SO_3	HSO_3^- SO_3^{2-}	Кислые сернисто-кислые Сернисто-кислые	гидросульфиты Сульфиты
Сероводородная	H_2S	HS^- S^{2-}	Кислые сернистые Сернистые	Гидросульфиды Сульфиды
Хлороводородная (соляная)	HCl		Хлористые	Хлориды
Угольная	H_2CO_3	HCO_3^- CO_3^{2-}	Кислые углекислые Углекислые	Гидрокарбонаты Карбонаты
Фосфорная (орто)	H_3PO_4	H_2PO_4^- HPO_4^{2-} PO_4^{3-}	Однозамещенные кислые фосфорнокислые Двухзамещенные кислые фосфорнокислые Фосфорнокислые (орто)	Дигидрофосфаты Гидрофосфаты Фосфаты (орто)
Фосфорная (мета)	HPO_3	PO_3^-	Фосфорнокислые (мета)	Фосфаты (мета)
Фтороводородная (плавиковая)	HF	F^-	Фтористые	Фториды
Хлорноватистая	HClO	ClO^-	Хлорноватистокислые	Гипохлориты
Хлористая	HClO_2	ClO_2^-	Хлористокислые	Хлориты
Хлорноватая	HClO_3	ClO_3^-	Хлорноватокислые	Хлораты
Хлорная	HClO_4	ClO_4^-	Хлорнокислые	Перхлораты
Хромовая	H_2CrO_4	HCrO_4^- CrO_4^{2-}	Кислые хромовокислые Хромовокислые	Гидрохроматы Хроматы
Двухромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	HCr_2O_7^- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Кислые двуххромовокислые Двуххромовокислый	Гидродихроматы Дихроматы
Цианистоводородная (синильная)	HCN	CN^-	Цианистые	Цианиды

Органические кислоты

Винная	$\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$	$\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-}$	Виннокислые	Тетраты
Лимонная	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}$	Лимоннокислые	Цитраты
Уксусная	CH_3COOH	CH_3COO^-	Уксуснокислые	Ацетаты
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Щавелевокислые	Оксалаты

Номенклатура солей неорганических кислот

I. Средние соли

Название солей составляется из названий анионов соответствующих кислот и металла, если металл имеет переменную степень окисления, она указывается в названии.

Примеры: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ – фосфат кальция;

$\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$ – нитрат железа (II);

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ – сульфат железа (III).

II. Кислые соли

Название кислой соли образуется добавлением к названию средней соли приставки «гидро», означающей наличие одного незамещенного атома водорода в кислотном остатке. Если в кислотном остатке содержится два незамещенных атома водорода, то используется приставка «дигидро».

Примеры: CuHPO_4 – дигидрофосфат меди (II)

$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ – гидрокарбонат кальция

KH_2PO_4 – дигидрофосфат калия

$\text{Fe}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ – дигидрофосфат железа (II)

III. Основные соли

Названия основных солей образуются добавлением к названию средней соли приставки «гидроксо», означающей наличие незамещенной гидроксогруппы, связанной с ионом металла. Если в состав соли входит две гидроксогруппы, то используется приставка «дигидроксо».

Примеры:

CuOHNO_3 – гидроксонитрат меди (II);

$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ – дигидроксохлорид алюминия.

Таблица 2

Растворимость солей, кислот и гидроксидов (оснований) в воде

Катионы	Анионы											
	OH ⁻	Cl ⁻	Br ⁻	I ⁻	S ²⁻	SO ₃ ²⁻	SO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CO ₃ ²⁻	SiO ₃ ²⁻	NO ₃ ⁻	CH ₃ COO ⁻
H ⁺		р	р	р	р	р	р	р	р	н	р	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	-	р	р
Ba ²⁺	р	р	р	р	н	н	н	н	н	н	р	р
Ca ²⁺	м	р	р	р	м	н	м	н	н	н	р	р
Mg ²⁺	н	р	р	р	м	н	р	н	н	-	р	р
Al ³⁺	н	р	р	р	-	-	р	н	-	-	р	м
Mn ²⁺	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Zn ²⁺	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Cr ²⁺	н	р	р	р	-	-	р	н	-	-	р	р
Fe ²⁺	н	р	р	р	н	н	р	и	н	-	р	р
Fe ³⁺	н	р	р	р	н	-	р	н	-	-	р	р
Co ²⁺	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Ni ²⁺	н	р	р	р	н	н	р	н	н	-	р	р
Sn ²⁺	н	р	р	н	н	-	р	н	-	-	р	р
Pb ²⁺	н	м	м	н	н	н	н	н	н	-	р	р
Cu ²⁺	н	р	р	-	н	н	р	н	-	-	р	р
Ag ⁺	-	н	н	н	н	н	м	н	н	-	р	р
Hg ⁺	.	н	н	н	н	-	м	н	н	-	р	м
Hg ²⁺	-	р	н	н	н	-	р	н	-	-	р	р

Обозначения: р – растворимое вещество; н - нерастворимое; м - малорастворимое; "-" не существует в растворе вследствие гидролиза или не получено;.

Таблица 3

Степень диссоциации кислот, оснований и солей
в водных растворах при 18°C

Электролит	Формула	Степень диссоциации	
		в 1 н. растворах	в 0,1 н. растворах
Кислоты			
Азотная	HNO ₃	82	92
Соляная	HCl	78	91
Бромистоводородная	HBr	-	90
Иодистоводородная	HI	-	90
Серная	H ₂ SO ₄	51	58
Щавелевая	H ₂ C ₂ O ₄	-	31
Фосфорная (орто)	H ₃ PO ₄	-	26
Фтороводородная	HF	-	15
Уксусная	CH ₃ COOH	0.4	1.3
Угольная	H ₂ CO ₃	-	0.17
Сероводородная	H ₂ S	-	0.07
Борная	H ₃ BO ₃	-	0.01
Синильная	HCN	-	0.007
Основания			
Гидроксид калия	KOH	77	89
Гидроксид натрия	NaOH	73	84
Гидроксид аммония	NH ₄ OH	0.4	1,3
Соли			
Типа Me+ An ⁻	KCl, KNO ₃		86
Типа Me ₂ An ²⁻	K ₂ CO ₃ , Na ₂ S		74
Типа Me ²⁺ A	BaCl ₂		73
Типа Me ₃ An ³⁻	K ₃ PO ₄		65
Типа Me ³⁺ An ³⁻	Cr(NO ₃) ₃ , AlCl ₃		60
Типа Me ²⁺ An ²⁺	CuSO ₄ , ZnSO ₄		40

Примечание. Для сильных электролитов приведены значения кажущейся степени диссоциации

Таблица 4

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов

Электролит	Формула	Константа диссоциации, k
Кислоты		
Азотистая	HNO_2	$4 \cdot 10^{-4}$
Борная, I ступень	H_3BO_3	$5,7 \cdot 10^{-10}$
II ступень		$4,0 \cdot 10^{-13}$
III ступень		$4,0 \cdot 10^{-14}$
Вода	H_2O	$1,8 \cdot 10^{-16}$
Йодноватая	HIO_3	$1,67 \cdot 10^{-1}$
Мышьяковая, I ступень	H_3AsO_4	$3,62 \cdot 10^{-3}$
Мышьяковистая, I ступень	H_3AsO_3	$5,8 \cdot 10^{-10}$
Ортофосфорная, I ступень	H_3PO_4	$7,51 \cdot 10^{-3}$
II ступень		$6,23 \cdot 10^{-8}$
III ступень		$2,2 \cdot 10^{-13}$
Плавиковая	HF	$7,4 \cdot 10^{-3}$
Сернистая, I ступень	H_2SO_3	$1,3 \cdot 10^{-2}$
II ступень		$5 \cdot 10^{-6}$
Синильная	HCN	$7,2 \cdot 10^{-10}$
Угольная, I ступень	H_2CO_3	$4,3 \cdot 10^{-7}$
II ступень		$5,6 \cdot 10^{-11}$
Хромовая, I ступень	H_2CrO_4	$1,8 \cdot 10^{-1}$
II ступень		$3,2 \cdot 10^{-7}$
Муравьиная	HCOOH	$1,77 \cdot 10^{-4}$
Уксусная	CH_3COOH	$1,86 \cdot 10^{-5}$
Щавелевая, I ступень	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$5,9 \cdot 10^{-2}$
II ступень		$6,4 \cdot 10^{-5}$
Основания		
Гидроксид аммония	NH_4OH	$1,79 \cdot 10^{-5}$
Гидроксид бария, II ступень	$\text{Ba}(\text{OH})_2$	$2,3 \cdot 10^{-1}$
Гидроксид калия, II ступень	$\text{Ca}(\text{OH})_2$	$3,0 \cdot 10^{-2}$
Гидроксид свинца, I ступень	$\text{Pb}(\text{OH})_2$	$9,6 \cdot 10^{-2}$
II ступень		$3 \cdot 10^{-8}$

Таблица 5

Относительная электроотрицательность элементов (по Полингу)

Группы							
1	2	3	4	5	6	7	8
H 2,1							
Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	
Na 0,9	Mg 1,2	Al 1, 5	Si 1,8	P 2,1	S 2,6	Cl 3,0	
K 0,9	Ca 1,0	Sc 1,3	Ti 1, 5	V 1,6	Cr 1,6	Mn 1,7	Fe 1,9 Co 1,9 Ni 1,9
Cu 1,9	Zn 1,6	Ga 1,6	Ge 1,8	As 2,0	Se 2,4	Br 2,8	
Rb 0,8	Sr 1,0	Y 1,2	Zr 1,6	Nb 1,6	Mo 1,8	Tc 1,9	Ru 2,2 Rh 2,2 Pd 2,2
Ag 1,9	Cd 1,7	In 1,7	Sn 1,8	Sb 1,9	Te 2,1	J 2,5	Xe 2,6
Cs 0,7	Ba 0,9	La-Li 1,0-1,2	Hf 1,3	Ta 1,5	W 1,7	Re 1,9	Os 2,2 Ir 2,2 Pt 2,2
Au 2,4	Hg 1,9	Tl 1,9	Pb 1,9	Bi 1,9	Po 2,0	At 2,2	
Fr 0,7	Ra 0,9	Ac-Md 1,1-1,2					

Таблица 6

Константы нестойкости некоторых комплексных ионов

Комплексный ион	Значение константы нестойкости	Комплексный ион	Значение константы нестойкости, K_n
$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$	$9 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$8 \cdot 10^{-8}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$	$1 \cdot 10^{-37}$
$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$	$8 \cdot 10^{-6}$	$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$	$1 \cdot 10^{-44}$
$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$6 \cdot 10^{-36}$	$[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$	$4 \cdot 10^{-41}$
$[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$5 \cdot 10^{-14}$	$[\text{Fe}(\text{CNS})_6]^{3-}$	$5 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$	$2 \cdot 10^{-9}$	$[\text{Hg}(\text{CNS})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$	$4 \cdot 10^{-9}$	$[\text{CdCl}_4]^{2-}$	$9 \cdot 10^{-3}$
$[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$	$1 \cdot 10^{-21}$	$[\text{CdJ}_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-7}$
$[\text{Co}(\text{CN})_4]^{2-}$	$8 \cdot 10^{-20}$	$[\text{NgCl}_4]^{2-}$	$6 \cdot 10^{-17}$
$[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-28}$	$[\text{HgBr}_4]^{2-}$	$2 \cdot 10^{-22}$
$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$	$3 \cdot 10^{-16}$	$[\text{HgJ}_4]^{2-}$	$5 \cdot 10^{-31}$

Таблица 7

Концентрации катионов водорода, гидроксид-ионов, pH и pOH для разбавленных водных растворов кислот, оснований, солей.

[H ⁺]	10 ⁰	10 ⁻¹	10 ⁻²	10 ⁻³	10 ⁻⁴	10 ⁻⁵	10 ⁻⁶	10 ⁻⁷	10 ⁻⁸	10 ⁻⁹	10 ⁻¹⁰	10 ⁻¹¹	10 ⁻¹²	10 ⁻¹³	10 ⁻¹⁴
pH	0	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14
[OH ⁻]	10 ⁻¹⁴	10 ⁻¹³	10 ⁻¹²	10 ⁻¹¹	10 ⁻¹⁰	10 ⁻⁹	10 ⁻⁸	10 ⁻⁷	10 ⁻⁶	10 ⁻⁵	10 ⁻⁴	10 ⁻³	10 ⁻²	10 ⁻¹	10 ⁰
ОН	14	13	12	11	10	9	8	7	6	5	4	3	2	1	0
Среда	Сильнокислая			Кислая		Слабокислая		Нейтраль	Слабощелочная		Щелочная		Сильнощелочная		

Таблица 8

Некоторые окислители и продукты их восстановления

Формула, название	Продукты восстановления окислителя
Галогены: F ₂ , Cl ₂ , Br ₂ , I ₂	Галогенид-ионы: F ⁻ , Cl ⁻ , Br ⁻ , I ⁻
Концентрированная серная кислота H ₂ SO ₄	SO ₂ - малоактивные металлы: Cu, Pb - более активные металлы: Zn, Fe, Al; H ₂ S - активные металлы: Ca, Mg
Концентрированная азотная кислота HNO ₃	NO ₂ – металлы; NO – неметаллы
Разбавленная азотная кислота HNO ₃	O – малоактивные металлы: Cu, Pb; O ₂ - более активные металлы: Zn, Fe, Al; NH ₃ , NH ₄ ⁺ , NO ₂ - активные металлы: Ca, Mg
Перманганат калия KMnO ₄	Mn ²⁺ - кислотная среда; MnO ₂ ²⁺ - нейтральная, слабощелочная среда; K ₂ MnO ₄ – сильнощелочная среда
Бихромат калия K ₂ Cr ₂ O ₇	Cr ³⁺ - кислотная среда
Хромат калия K ₂ CrO ₄	[Cr(OH) ₆] ³⁻ -щелочная среда
Оксид свинца (4)	Оксид свинца (2)
Соли Fe (3)	Соли Fe(2)
Соли Bi(3)	Bi ⁰
Йодат калия KJO ₃	I ₂
Хлорноватистая кислота HClO Гипохлориты (KClO)	Cl ₂ , Cl ⁻
Бертолетова соль (KClO ₃)	Cl ₂ , Cl ⁻
Перекись водорода (H ₂ O ₂)	H ₂ O

Таблица 9

Некоторые восстановители и продукты их окисления

Формула, название	Продукт окисления восстановителя
Водород H_2	Ион водорода H^+
Металлы Me^0	Ионы металлов Me^{n+}
Галогенид - ионы F, Cl, Br, I	Галогены: F_2, Cl_2, Br_2, I_2
Сероводород H_2S , сульфиды (NO_2S)	Сера S
Сернистая кислота, сульфиты (HSO_3, K_2SO_3)	Серная кислота, сульфаты (H_2SO_4, K_2SO_4)
Азотная кислота, нитраты ($HNO_2, NaNO_2$)	Азотная кислота, нитраты ($HNO_3, NaNO_3$)
Соли Fe^{2+}	Соли Fe^{3+}
Соли Sn^{2+}	Соли Sn^{4+}
Соли Mn^{2+}	MnO_2 - нейтральная, слабощелочная среда; $(MnO_4)^{2-}$ - кислая среда;
Соли Cr^{3+}	CrO_4^{2-} - щелочная среда
Перекись водорода	O_2

Список основной литературы

Князнев Д.А., Неорганическая химия.: Учебник / Д.А. Князев, С.Н. Смарыгин. – М.: Юрайт, 2012.-592 с. (базовый учебник).

Список дополнительной литературы

1. **Неорганическая химия:** метод. указания / Новосиб. гос. аграр. ун-т; сост.: Ю.И. Коваль, Д.Л. Носенко, Е.Г. Медяков. – 2-е издание, исправленное. – Новосибирск: Изд-во НГАУ, 2015. – 136 с. (ЭУР <http://nsau.edu.ru/file/3945/>).
2. **Химия:** задания к контрольным работам / И.В. Васильцова, Т.И. Бокова, Н.А. Кусакина,. – 2-е издание, исправленное. – Новосибирск, 2015. – 106 с. (ЭУР <http://nsau.edu.ru/file/9890/>).
3. **Иванов В.Г. Неорганическая химия.** Краткий курс / В.Г. Иванов, О.Н. Гева – М.:КУРС. Инфра-М-2014.- 256с. (ЭБС Инфра-М)

Содержание

Введение	
Раздел 1. Общие методические рекомендации по изучению дисциплины.	
Раздел 2. Методические советы по изучению отдельных тем дисциплины и вопросы контрольных заданий.....	
2.1. Основные понятия и законы химии.....	
2.2. Основные классы неорганических соединений.	
Электролитическая диссоциация.....	
2.3. Строение атома и периодическая таблица Д.И.Менделеева....	
2.4. Химическая связь и строение молекул	
2.5. Химическая кинетика и равновесие	
2.6. Растворы. Способы выражения концентраций растворов.....	
2.7. Гидролиз солей.....	
2.8. Комплексные соединения.....	
2.9. Реакции окисления-восстановления.....	
Приложения.....	
Библиографический список	

Составители:
Васильцова Ирина Васильевна
Бокова Татьяна Ивановна

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Методические указания
для выполнения контрольных и самостоятельных заданий
для студентов факультета заочного образования

Редактор
Компьютерная верстка И.В.Васильцовой

	Подписано в печать	2016г.	
Формат	Объем	уч. изд. л.	Тираж экз
	Изд. №	заказ №	

Отпечатано в НГАУ .
Новосибирск, ул. Добролюбова, 160