

НОВОСИБИРСКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
АГРАРНЫЙ УНИВЕРСИТЕТ

АГРОНОМИЧЕСКИЙ ФАКУЛЬТЕТ

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

**Учебно -методические указания по изучению
дисциплины и выполнению контрольных работ**

Новосибирск 2022

УДК 546 (075.8)

ББК 24.1 я73

Кафедра химии

Составители:

И.В. Васильцова, канд. биол. наук, доц.

Т.И. Бокова, д-р биол. наук, проф.

Ю.И. Коваль, канд. биол. наук, доц.

Рецензент: канд. хим. наук, доцент А.С. Олейник (НГПУ)

Неорганическая химия: уч. -метод. указания по изучению дисциплины и выполнению контрольных работ / Новосибир. гос. аграр. ун-т; Агроном. фак.; сост.: И.В. Васильцова, Т.И. Бокова, Ю.И. Коваль. – Новосибирск: ИЦ НГАУ «Золотой колос», 2022. – 79 с.

Учебно- методические указания содержат теоретические основы и задания для выполнения контрольных работ по основным разделам дисциплины «Неорганическая химия».

Предназначены для студентов биолого-технологического факультета *заочной* формы обучения, обучающихся по направлению подготовки:

19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.

Утверждены и рекомендованы к изданию учебно-методическим советом биолого-технологического факультета (протокол № 6 от 21 июня 2022 г.)

© Новосибирский государственный аграрный университет, 2022

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 РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Настоящие учебно- методические указания составлены в соответствии с программой курса «Неорганическая химия» для направления подготовки:

19.03.04 Технология продукции и организация общественного питания.

До прибытия на 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 ра-

бота 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

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 $6,02 \times 10^{23}$ частиц (число Авогадро).

Для необратимой химической реакции:



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:

имеет массу	содержит	занимает при н.у.
1 моль	$\rightarrow M_B$	$\rightarrow 6,02 \times 10^{23}$
	частиц	объем 22,4 л
		(для газов)

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 N₂.

из условия: x молекул – 100 г

из схемы: $6,02 \times 10^{23}$ 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 20⁰С и давлении 250 кПа.

Решение

1. Определяем количество вещества аммиака:

$$n(\text{NH}_3) = \frac{m(\text{NH}_3)}{M(\text{NH}_3)} \quad n(\text{NH}_3) = \frac{51}{17} = 3 \text{ моль,}$$

$$M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль.}$$

2. Определяем объем аммиака при н.у.

$$V_0(\text{NH}_3) = n(\text{NH}_3) \times V_M; V_0(\text{NH}_3) = 3 \times 22,4 = 67,2 \text{ л.}$$

3. Приводим объем аммиака к данным условиям, используя выражения $\frac{PV}{T} = \frac{P_0V_0}{T_0}$, $V = \frac{P_0V_0T}{PT_0}$.

$$T = 273 + 20 = 293\text{K}; V(\text{NH}_3) = \frac{101,3 \cdot 67,2 \cdot 293}{250 \cdot 273} = 29,2 \text{ л.}$$

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) $2,4 \times 10^{22}$; б) $12,04 \times 10^{18}$ 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 $1,5 \times 10^6 \text{ Па}$ 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.

Электrolитическая диссоциация

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

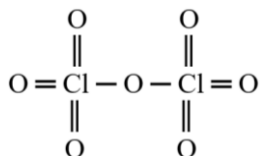
Оксиды – это продукты соединения элемента с кислородом, в которых кислород имеет степень окисления -2. Например, Li_2^{+1}O – оксид лития; Ba^{+2}O – оксид бария; $\text{B}_2^{+3}\text{O}_3$ – оксид бора (III); $\text{P}_2^{+5}\text{O}_5$ – оксид фосфора (V); $\text{Cl}_2^{+7}\text{O}_7$ – оксид хлора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



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; $\text{Mn}_2^{+3}\text{O}_3$ – амфотерными свойствами с преобладанием основных; Mn^{+4}O_2 – амфотерный оксид с преобладанием кислотных свойств; Mn^{+6}O_3 и $\text{Mn}_2^{+7}\text{O}_7$ – кислотные оксиды, которым соответствуют кислоты $\text{H}_2\text{Mn}^{+6}\text{O}_4$ и $\text{HMn}^{+7}\text{O}_4$.

Неметаллы образуют или несолеобразующие оксиды (CO , NO), или кислотные: CO_2 , N_2O_5 , P_2O_5

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):

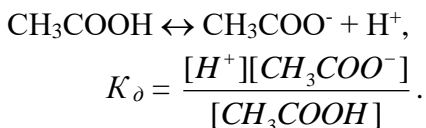
$$\alpha = \frac{n}{N}.$$

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:

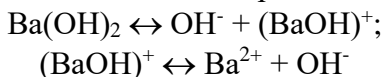


Значения α и K_0 приведены в табл. 3, 4 приложения.

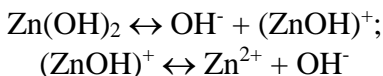
Методические указания к решению типовых задач

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

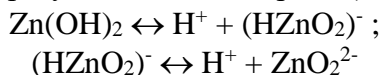
Основания с точки зрения электролитической диссоциации – это электролиты, которые при диссоциации образуют в качестве анионов только гидроксид-ионы:



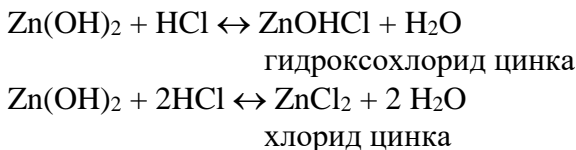
Амфотерные гидроксиды в зависимости от условий могут диссоциировать и как основания:



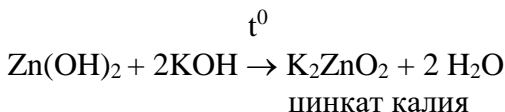
и как кислоты, образуя катионы водорода (H^+):



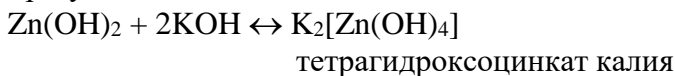
Амфотерные гидроксиды способны взаимодействовать с кислотами, давая основные и средние соли:



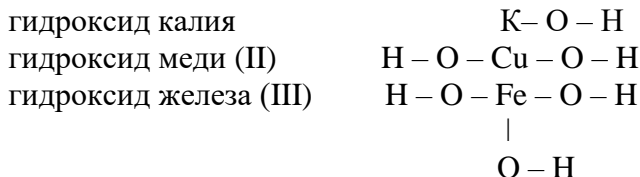
При взаимодействии с гидроксидами при спекании образуются соли:



При взаимодействии с гидроксидами в водных растворах образуются комплексные соединения:



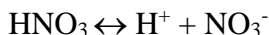
Графические формулы оснований можно продемонстрировать следующими схемами:



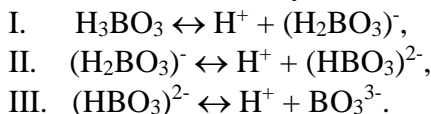
Кислоты – это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только ионы водорода.

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:

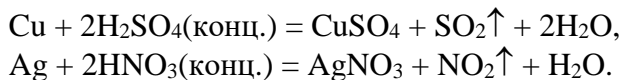


Кислоты взаимодействуют с металлами. При взаимодействии металлов, стоящих в ряду напряжений до водорода, с разбавленными кислотами (кроме HNO_3) образуются соли этих кислот и выделяется водород:

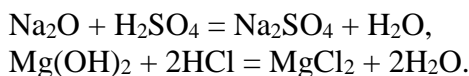


При взаимодействии металлов с азотной, а также концентрированной серной кислотами происходит восстановление азота (+5) и серы (+6). С азотной и концентриро-

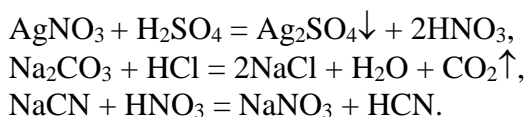
ванной серной кислотами взаимодействуют также металлы, расположенные в ряду напряжения после водорода. Продукты восстановления различны и зависят от концентрации кислоты и активности металла:



Кислоты взаимодействуют с основными оксидами, основаниями:



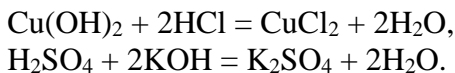
Взаимодействие кислот с солями происходит лишь при протекании необратимых реакций (образование осадка, газа, слабого электролита):



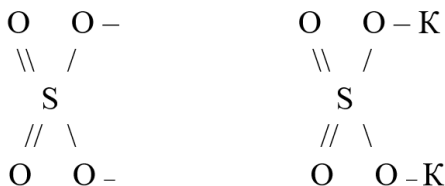
Соли – это электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металлов или аммония (NH_4^+) и анионы кислотных остатков.

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:

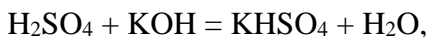


Изображение структурных формул средних солей удобнее начинать с построения кислотного остатка. Например, для сульфата калия кислотный остаток имеет вид:

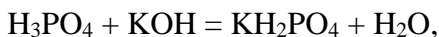


Две свободные связи заполняют катионы калия, имеющие степень окисления +1.

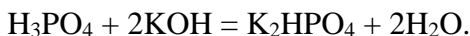
Кислые соли являются продуктом неполного замещения атомов водорода кислоты на металл. Их могут образовывать лишь многоосновные кислоты. В состав кислой соли будет входить кислотный остаток, содержащий хотя бы один атом водорода. Двухосновная кислота может образовывать только одну кислую соль, трехосновная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



гидросульфат
калия



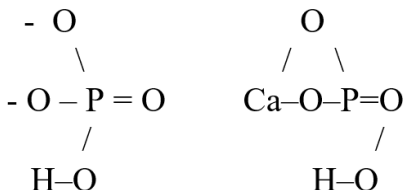
дигидрофосфат
калия



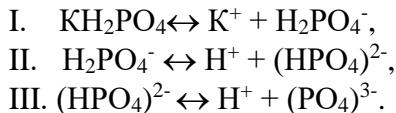
гидрофосфат
калия

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

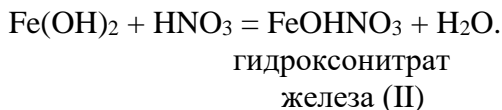
Например, гидрофосфат кальция:



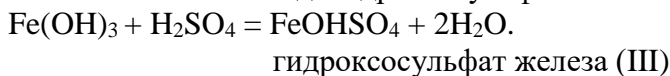
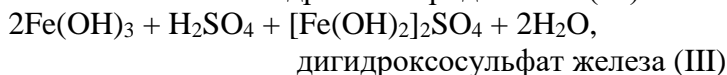
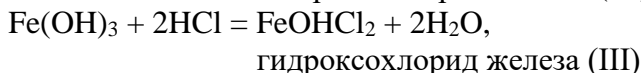
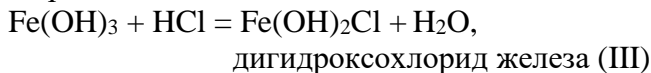
С точки зрения электролитической диссоциации кислые соли – это электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются катионы металла или аммония, катионы водорода и анионы кислотных остатков. Кислые соли диссоциируют ступенчато:



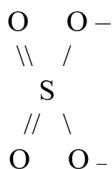
Основные соли – это продукт неполного замещения гидроксогрупп на кислотный остаток. Основные соли занимают промежуточное положение между основаниями и солями, а следовательно, содержат кроме катионов металла и кислотных остатков гидроксогруппы, связанные с катионами металла:



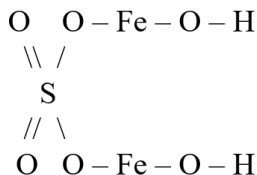
Если гидроксид трехкислотный, то он образует два основных остатка. Например, $\text{Fe}(\text{OH})_3$ образует $\text{Fe}(\text{OH})_2^+$ и $\text{Fe}(\text{OH})^{2+}$. При взаимодействии с любой кислотой в этом случае образуется два ряда солей, формулы которых будут определяться зарядом кислотного остатка:



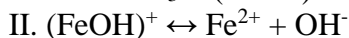
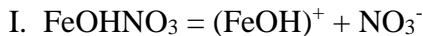
При изображении структурных формул основных солей следует представить, сколько основных и кислотных остатков входит в состав соли. Например, гидроксосульфат железа (II) имеет формулу $(\text{FeOH})_2\text{SO}_4$ и состоит из двух основных $-\text{Fe}-\text{O}-\text{H}$ и одного кислотного остатка:



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:

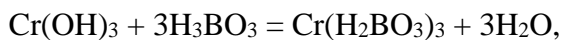


Однокислотное основание с одноосновной кислотой может давать только одну среднюю соль. Двухкислотное основание с одноосновной кислотой – одну основную соль и одну среднюю.

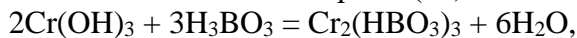
Многоосновные кислоты и многокислотные основания в зависимости от взятых соотношений реагентов могут давать кислые, средние и основные соли.

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

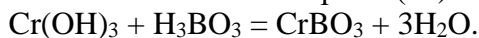
Поскольку соль образуется соединением двух остатков (кислоты и основания), то следует использовать заряды этих остатков целиком. Задача сводится к подбору индексов в молекулах, обеспечивающих электронейтральность. Борная кислота способна дать три кислотных остатка: H_2BO_3^- , HBO_3^{2-} , BO_3^{3-}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



дигидроборат
хрома (III)



гидроборат
хрома (III)

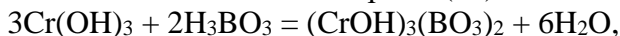


борат хрома (III)

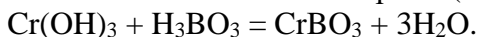
Гидроксид хрома (III) диссоциирует в три ступени и дает три катиона $(\text{CrOH})^{2+}$, $[\text{Cr}(\text{OH})_2]^+$ и Cr^{3+} . Электронейтральность молекул, образованных этими остатками с BO_3^{3-} , определяется соответствующими индексами в формулах:



дигидроксоборат
хрома (III)



гидроксоборат
хрома (III)



борат хрома (III)

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

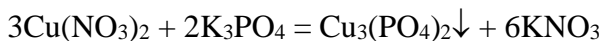
Молекулярно-ионные уравнения реакций обмена между растворами электролитов.

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:

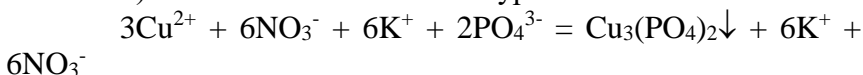
Пример 1. Составить ионное уравнение для реакции взаимодействия фосфата калия с нитратом меди (II):

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

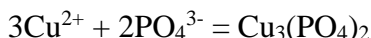


сильный	сильный	осадок	сильный
электролит	электролит		электролит

б) напомним полное ионное уравнение:

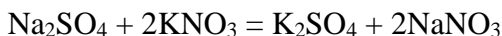


в) одинаковые ионы в правой и левой частях уравнения исключим, так как они не участвуют в химическом процессе. Получаем сокращенное ионное уравнение:



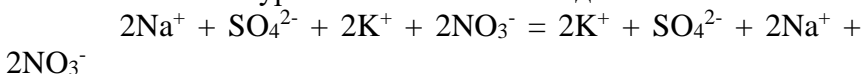
Полученное уравнение показывает, что в данной реакции взаимодействуют ионы Cu^{2+} и PO_4^{3-} , все остальные остались без изменения.

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



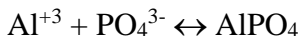
сильный сильный сильный сильный
электролит электролит электролит электролит

Напишем уравнение в ионном виде:



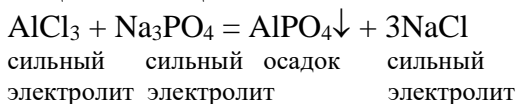
Из ионного уравнения видно, что ионы не связываются друг с другом, следовательно, реакция не протекает.

Пример 2. Дано сокращенное ионное уравнение, написать молекулярное:



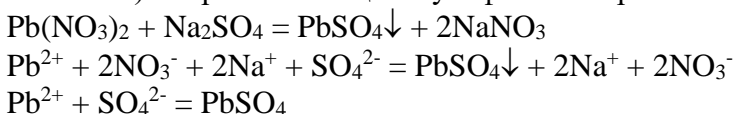
Чтобы написать молекулярное уравнение, соответствующее приведенному ионному, нужно выбрать вещество, которое при диссоциации дает катионы Al^{+3} , это растворимые средние соли AlCl_3 , $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$; далее нужно подобрать электролит, дающий ионы PO_4^{3-} , лучше тоже растворимую среднюю соль Na_3PO_4 , K_3PO_4 , так как фосфорная кислота являет-

ся электролитом средней силы. Выбор веществ можно провести с помощью таблиц 3 и 4.

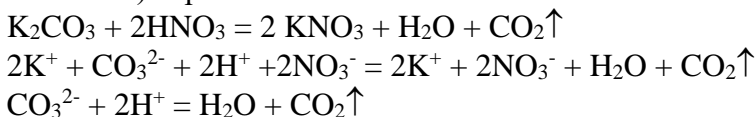


Пример 3. Написать в молекулярных и ионно-молекулярных формах взаимодействие между следующими веществами:

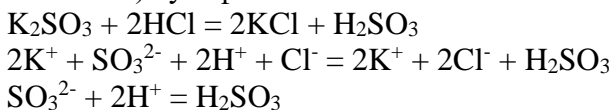
а) нитратом свинца и сульфатом натрия:



б) карбонатом калия и азотной кислотой:

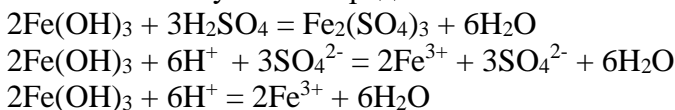


в) сульфитом калия и соляной кислотой:

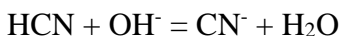
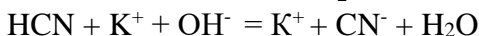
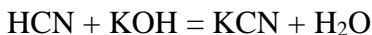


Пример 4. Составление молекулярно-ионных уравнений, когда среди исходных веществ есть малорастворимые или слабодиссоциирующие вещества:

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: гидроксосульфат 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 дигидроксохлорида 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 макроэлементами 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 система 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 чис-

лами (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 (орбитали). 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) ${}_{16}\text{S} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$

для атома №23 (ванадий) ${}_{23}\text{V} \quad 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

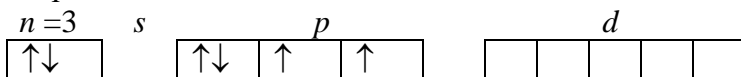
Электронная структура атома может быть изображена также в виде схем размещения электронов в квантовых (энергетических) ячейках, которые являются схематическим изображением атомных орбиталей (АО).

Квантовую ячейку обозначают в виде прямоугольника \square , кружка \circ 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:

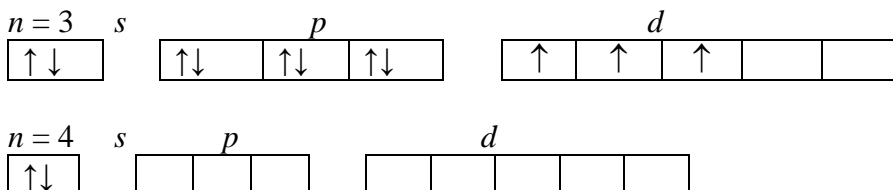


Таблица 6

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 подуровне $(2l + 1)$	в уровне n^2	в подуровне $2(2l + 1)$	в уровне $2n^2$
обозначение	главное n	обозначение	орбитальное l					
K	1	s	0	0	1	1	2	2
L	2	s	0	0	1		2	
M	3	p	1	-1; 0; +1	3	4	6	8
		s	0	0	1		2	
		p	1	-1; 0; +1	3	9	6	
N	4	d	2	-2; -1; 0; +1; +2	5		10	18
		s	0	0	1		2	
		p	1	-1; 0; +1	3	16	6	
		d	2	-2; -1; 0; +1; +2	5		10	
					7		14	32
		f	3	-3; -2; 1; 0; +1; +2; +3				

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 элек-

тронную 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... $3d^5 4s^2$, другого ... $4s^2 4p^5$. 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 распаривания.

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.

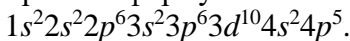
6. Объясните свойства δ - и π - связей, их относительную прочность.

7. Типы гибридизации атомных орбиталей. Геометрия молекул.

Методические указания к решению типовых задач

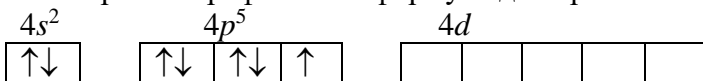
Пример 1. Определите, какую валентность (спин-валентность), обусловленную неспаренными электронами, может проявлять бром в нормальном и возбужденном состояниях.

Решение. Электронная формула атома брома



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:



$\dots\dots 4s^2 4p^4 4d^1$ валентность равна 3.



..... $4s^2 4p^3 4d^2$ валентность равна 5.



..... $4s^1 4p^3 4d^3$ валентность равна 7.

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 (Δ ОЭО), используя табличные данные:

а) Δ ОЭО (Н – N) = 3,0–2,1 = 0,9

в) Δ ОЭО (Н – S) = 2,5–2,1 = 0,4

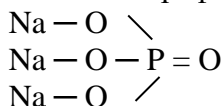
в) Δ ОЭО (Н – Те) = 2,1–2,1 = 0

г) Δ ОЭО (Н – Li) = 2,1–1 = 1,1

Принято считать, что если Δ ОЭО $\leq 0,5$, связь ковалентная неполярная; если Δ ОЭО $\leq 1,5$ связь ковалентная полярная; если Δ 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 Н \rightarrow N; к сере Н \rightarrow S; к водороду Н \leftarrow 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 Δ 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.

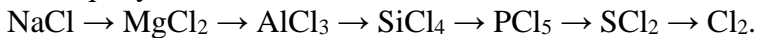
43. Определите, какие электроны атома бора участвуют в образовании ковалентных связей. Объясните симметричную треугольную форму молекулы BF_3 .

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:



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 $V_{np.}$ и обратной $V_{обр.}$ реакций до изменения объема равны.

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

После уменьшения объема гомогенной системы в 3 раза концентрация каждого из реагирующих веществ увеличатся 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:

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

Увеличение скорости составит:

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

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

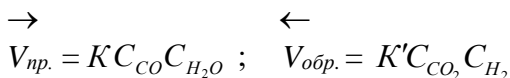
скорость при температуре T_2 больше, чем при температуре T_1 .

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

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

Пример 3. Константа равновесия гомогенной системы $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)}$ 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:



$$K_c = \frac{K}{K'} = \frac{[CO_2][H_2]}{[CO][H_2O]}, \quad K_c - \text{константа равновесия системы};$$

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 $[CO_2] = x$ 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:

$$[CO_2] = [H_2] = x;$$

$$[CO] = (3-x);$$

$$[H_2O] = (2-x).$$

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

$$\frac{x^2}{(3-x)(2-x)} = 1;$$

$$x^2 = 6 - 2x - 3x + x^2;$$

$$5x = 6;$$

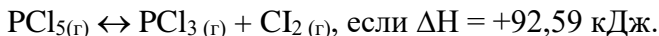
$$x = 1,2 \text{ моль/л.}$$

Искомые равновесные концентрации составят:

$$[CO_2] = 1,2 \text{ моль/л}; [H_2] = 1,2 \text{ моль/л};$$

$$[CO] = 3 - 1,2 = 1,8 \text{ моль/л}; [H_2O] = 2 - 1,2 = 0,8 \text{ моль/л.}$$

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 $\text{CO}_{(г)} + \text{H}_2\text{O}_{(г)} \leftrightarrow \text{CO}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)}$, 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 A и B.

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 $4\text{HCl}_{(г)} + \text{O}_{2(г)} \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}_{(г)} + 2\text{Cl}_{2(г)}$ 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 ($\text{pH} = 7$); кислым ($\text{pH} < 7$) и щелочным ($\text{pH} > 7$).

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 , $\text{p}K_{H_2O}$, их связь.
7. Расчеты pH и pOH для растворов сильных кислот и оснований.

8. Значение рН и рОН для нейтральных, кислых и щелочных растворов.

Методические указания к решению типовых задач

Пример 1. Вычислите: а) массовую долю раствора (ω , %); б) молярную концентрацию (C_δ); в) молярную концентрацию эквивалентов $C_{\text{эк}}(\text{в})$; 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.

$$\omega = \frac{m_{\text{в}} \cdot 100}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{m_{\text{в}} \cdot 100}{m_{\text{в}} + m(\text{растворителя})}, \%,$$

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:

$$C_\delta = \frac{n_{\text{в}}}{V} = \frac{m_{\text{в}}}{M(\text{в}) \cdot V}, \text{ моль/л,}$$

где V – объем раствора, л;

$M_{\text{в}}$ – молярная масса вещества, г/моль;

M – обозначение молярной концентрации.

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

Объем раствора

$$V = \frac{m_{p-pa}}{\rho} = \frac{500}{1,033} = 484 \text{ мл} = 0,484 \text{ л}, \text{ где } \rho - \text{плотность рас-}$$

твора,

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

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

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

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:

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

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

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 $m_{p-pa} = 500 \cdot 1,007 = 503,5$ г.

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

В общем объеме полученного раствора 1,5 л содержится

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

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

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

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

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 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 концентрацию, 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 концентрацию ($\rho = 1,025$ 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 мо-

лярную, моляльную концентрации и титр полученного раствора.

72. Рассчитайте массу сульфата магния, которая содержится в 150 мл 0,5 М раствора. Определите молярную концентрацию эквивалентов, моляльную 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, $\text{FeSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$, 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, моляльную, 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, моляльная концентрация которого 0,5 моль/кг. Рассчитайте массовую долю раствора, моляльную 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 моляльную концентрации 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, моляльную 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 pH 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_z);

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

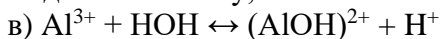
1. Назовите примеры солей, которые подвергаются гидролизу.
2. Укажите условия усиления и подавления гидролиза солей.
3. Напишите уравнения реакции гидролиза сульфата меди (II); укажите значения pH; условия подавления и усиления гидролиза.
4. Укажите значения $pH > 7$ или $pH < 7$ для солей $NaCl$, $Zn(NO_3)_2$, 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 степени:



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

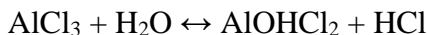


Катион Al^{3+} «вырвет» из воды отрицательную часть OH^- . Заряд образовавшегося иона $(AlOH)^{2+}$ определяем алгебраической суммой зарядов Al^{3+} и OH^- . Связывание ионов OH^- ведет к избытку в растворе ионов H^+ , что определяет кислую реакцию среды ($pH < 7$).

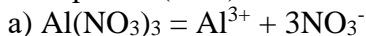
Выражение для константы гидролиза имеет вид:

$$K_z = \frac{[AlOH^{2+}][H^+]}{[Al^{3+}]};$$

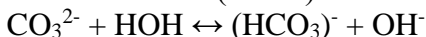
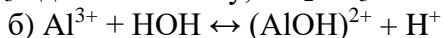
г) при составлении уравнения в молекулярной форме констатируем, что всем положительным ионам уравнения (в) соответствуют имеющиеся в свободном виде (уравнение а) отрицательные ионы Cl^- . С учетом зарядов ионов составляем электронеутральные молекулы:



Пример 2. Какие продукты образуются при смешивании растворов $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ и K_2CO_3 :



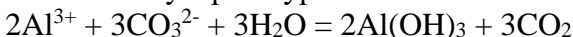
Из приложений (табл. 7) находим, что гидролиз соли $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$ идет по катиону, а K_2CO_3 по аниону.



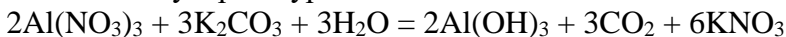
Если растворы этих солей находятся в одном сосуде, то идет взаимное усиление гидролиза каждой из них, поскольку ионы $\text{H}^+ + \text{OH}^-$ образуют молекулу слабого электролита $\text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$.

При этом равновесие реакции гидролиза сдвигается вправо и гидролиз каждой из взятых солей идет до конца с образованием слабого основания $\text{Al}(\text{OH})_3$ 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 ($\text{pH} \sim 7$).

Контрольные задания

81. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза солей хлорида меди (II), карбоната калия, нитрата хрома (III). Укажите реакцию среды ($\text{pH} > 7$ или $\text{pH} < 7$), 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 гидролизуются 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», «комплексобразователи», «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 комплексобразователя в соединениях:

- а) $K_3[Fe(CN)_6]$;
- б) $Na[Al(OH)_4]$;
- в) $(NH_4)_2[MnF_8]$;
- г) $[Cr(H_2O)_2(NH_3)_3Cl]Cl_2$;
- д) $[Pt(H_2O)(NH_3)_2]Cl_2$.

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

Степень окисления комплексобразователя 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:

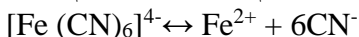
	Заряд	К.ч.	Степень окисления
а)	-3	6	+3
б)	-1	4	+3
в)	-2	8	+6
г)	+2	6	+3
д)	0	5	+2

Пример 2. Напишите диссоциацию комплексного соединения $K_4[Fe(CN)_6]$ и выражение константы нестойкости комплексного иона $[Fe(CN)_6]^{4-}$.

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 комплекссообразователей, 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 $PtCl_4 \times 6NH_3$; $PtCl_4 \times 4NH_3$; $PtCl_4 \times 2NH_3$. 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 комплекссообразователя 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: $CoCl_3 \times 6NH_3$; $CoCl_3 \times 5NH_3$; $CoCl_3 \times 4NH_3$. Координационное число кобальта равно шести. Назовите комплексные соединения, напишите уравнения реакций диссоциации и выражения констант нестойкости.

100. Определите заряды комплекссообразователей 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:

$N^{5+}(HNO_3)$	$S^{6+}(H_2SO_4)$	проявляет только окислительные свойства;
$N^{4+}(NO_2)$	$S^{4+}(SO_2)$	проявляют окислительные и восстановительные свойства
$N^{3+}(HNO_2)$		
$N^{2+}(NO)$	$S^{2+}(SO)$	
$N^{+}(N_2O)$		
$N^-(NH_2OH)$	$S^-(H_2S_2)$	
$N^{2-}(N_2H_4)$	$S^{2-}(H_2S)$	проявляют только восстановительные свойства
$N^{-3}(NH_3)$		

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: $Cr^{3+} \rightarrow (CrO_4)^{2-}$; $(ClO_3)^- \rightarrow Cl^-$; $MnO_2 \rightarrow (MnO_4)^-$; $CuS \rightarrow (SO_4)^{2-}$; $As_2S_3 \rightarrow 2H_3AsO_3$.
4. Дайте определение понятиям «высшая» и «низшая» степень окисления, приведите примеры их определения.
5. Укажите процессы, происходящие в превращениях: $NH_3 \rightarrow NO$; $(MnO_4)^- \rightarrow (MnO_4)^{2-}$; $Na_2S \rightarrow Na_2SO_3$; $PbO_2 \rightarrow PbO$.
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 , $K_2Cr_2O_7$, $HCrO_2$, 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

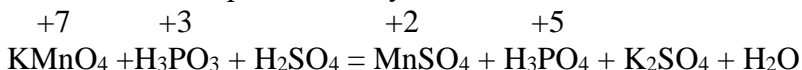
Пример 1. Исходя из степени окисления азота, серы и марганца в соединениях NH_3 , HNO_2 , HNO_3 , H_2S , H_2SO_4 , MnO_2 , KMnO_4 определите, какие из них могут быть только восстановителями, только окислителями и какие проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства.

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.

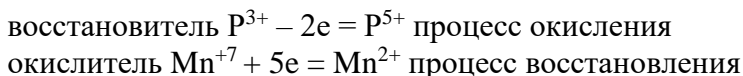
Пример 2. Могут ли происходить окислительно-восстановительные реакции между следующими веществами: а) HCl и NH_3 ; б) H_2S и HNO_2 ; в) H_2SO_3 и KMnO_4

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:



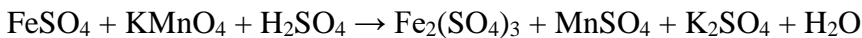
Контрольные вопросы

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:



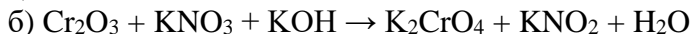
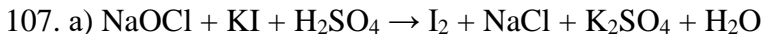
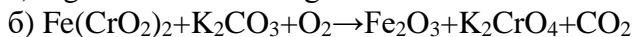
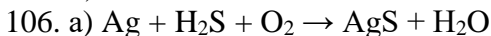
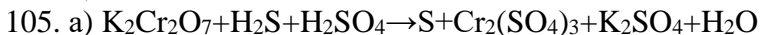
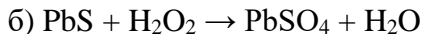
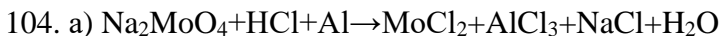
102. Составьте электронные уравнения и укажите процессы (окисления, восстановления), происходящие в следующих превращениях: $\text{Mn}^{6+} \rightarrow \text{Mn}^{4+}$; $\text{Cl}^{7+} \rightarrow \text{Cl}^-$; $\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O}_5$; $\text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$.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



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.



108. а) $\text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 (\text{конц.}) \rightarrow \text{I}_2 + \text{S} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
б) $\text{NaHSO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$
109. а) $\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
б) $\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
110. а) $\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
б) $\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$

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	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$		Двухромовокислые	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 сернистокислые 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)

Продолжение табл. 1

1	2	3	4	5
Фосфорная (мета)	HPO_3	PO_3^-	Фосфорноокислые (мета)	Фосфаты (мета)
Фтороводородная (плавииковая)	HF	F^-	Фтористые	Фториды
Хлорноватистая	HClO	ClO^-	Хлорноватисто-кислые	Гипохлориты
Хлористая	HClO_2	ClO_2^-	Хлористоокислые	Хлориты
Хлорноватая	HClO_3	ClO_3^-	Хлорноватоокислые	Хлораты
Хлорная	HClO_4	ClO_4^-	Хлорноокислые	Перхлораты
Хромовая	H_2CrO_4	HCrO_4^- CrO_4^{2-}	Кислые хромово-кислые Хромовоокислые	Гидрохроматы Хроматы
Двуххромовая	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	HCr_2O_7^- $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Кислые двуххромо-вокислые Двуххромовоокис- лый	Гидродихрома- ты Дихроматы
Цианистоводород- ная (синильная)	HCN	CN^-	Цианистые	Цианиды

Органические кислоты

Винная	$\text{H}_2\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6$	$\text{C}_4\text{H}_4\text{O}_6^{2-}$	Винноокислые	Тетраты
Лимонная	$\text{H}_3\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7$	$\text{C}_6\text{H}_5\text{O}_7^{3-}$	Лимонноокислые	Цитраты
Уксусная	CH_3COOH	CH_3COO^-	Уксусноокислые	Ацетаты
Щавелевая	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	$\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	Щавелевоокислые	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);

$\text{Fe}_2(\text{SO}_4)$ – 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**

Катио- ны	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
Бромистоводная	HBr	-	90
Иодистоводная	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 кислот и оснований

Вещество		Кд
HN ₃		$2,0 \times 10^5$
HNO ₂		$6,9 \times 10^{-4}$
HBO ₂		$7,5 \times 10^{-10}$
H ₃ BO ₃	I	$7,1 \times 10^{-10}$
	II	$1,8 \times 10^{-13}$
	III	$1,6 \times 10^{-14}$
H ₂ B ₄ O ₇	I	$1,8 \times 10^{-4}$
	II	$2,0 \times 10^{-8}$
H ₂ O ₂	I	$2,6 \times 10^{-12}$
	II	$\approx 10^{-25}$
H ₂ WO ₄	I	$6,3 \times 10^{-3}$
	II	$2,0 \times 10^{-4}$
H ₂ S ₂ O ₄	I	$5,0 \times 10^{-1}$
	II	$3,2 \times 10^{-3}$
H ₂ S ₂ O ₆	I	$6,3 \times 10^{-1}$
	II	$4,0 \times 10^{-4}$
H ₄ [Fe(CN) ₆]	III	$5,6 \times 10^{-3}$
	IV	$6,0 \times 10^{-5}$
H ₅ IO ₆	I	$2,5 \times 10^{-2}$
	II	$4,3 \times 10^{-9}$
	III	$1,0 \times 10^{-15}$
HIO ₃		$1,7 \times 10^{-1}$
H ₂ SiO ₃	I	$2,2 \times 10^{-10}$
	II	$1,6 \times 10^{-12}$
H ₂ MnO ₄	I	10^{-1}
	II	$7,1 \times 10^{-11}$
H ₂ MoO ₄	I	$2,9 \times 10^{-3}$
	II	$1,4 \times 10^{-4}$
H ₃ AsO ₄	I	$5,6 \times 10^{-3}$
	II	$1,7 \times 10^{-7}$
	III	$3,0 \times 10^{-12}$
H ₃ AsO ₃		$5,9 \times 10^{-10}$
H ₂ SnO ₃		4×10^{-10}
H ₂ SeO ₃	I	$1,8 \times 10^{-3}$
	II	$3,2 \times 10^{-9}$
H ₂ SeO ₄	I	1×10^{-3}
	II	$1,2 \times 10^{-2}$
H ₂ Se		$1,3 \times 10^{-4}$

Продолжение табл. 4

	II	$1,0 \times 10^{-11}$
H_2SO_3	I	$1,4 \times 10^{-2}$
	II	$6,2 \times 10^{-8}$
H_2S	I	$1,0 \times 10^{-7}$
	II	$2,5 \times 10^{-18}$
HCN		$5,0 \times 10^{-10}$
H_3SbO_4	I	$4,0 \times 10^{-5}$
HSbO_2		$1,0 \times 10^{-11}$
H_2Te	I	$2,3 \times 10^{-3}$
	II	$6,9 \times 10^{-13}$
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	I	$2,5 \times 10^{-1}$
	II	$1,9 \times 10^{-2}$
H_2CO_3	I	$4,5 \times 10^{-7}$
	II	$4,7 \times 10^{-11}$
H_3PO_4	I	$7,1 \times 10^{-3}$
	II	$6,2 \times 10^{-8}$
	III	$5,0 \times 10^{-13}$
HF		$6,2 \times 10^{-4}$
HClO_2		$1,1 \times 10^{-2}$
HClO		$3,0 \times 10^{-8}$
HOCN		$2,7 \times 10^{-4}$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	III	$1,4 \times 10^{-9}$
NH_4OH		$1,7 \times 10^{-5}$
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	II	$2,3 \times 10^{-1}$
$\text{Ga}(\text{OH})_3$	II	$1,6 \times 10^{-11}$
	III	4×10^{-12}
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	II	$1,3 \times 10^{-4}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	II	$1,8 \times 10^{-11}$
	III	$1,4 \times 10^{-12}$
$\text{Cd}(\text{OH})_2$	II	$5,0 \times 10^{-3}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	II	$4,0 \times 10^{-2}$
$\text{Co}(\text{OH})_2$	II	$4,0 \times 10^{-5}$
LiOH		$6,8 \times 10^{-1}$
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	II	$2,5 \times 10^{-3}$
$\text{Mn}(\text{OH})_2$	II	$5,0 \times 10^{-4}$
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	II	$3,4 \times 10^{-7}$
$\text{Ni}(\text{OH})_2$	II	$2,5 \times 10^{-5}$
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	I	$9,6 \times 10^{-4}$
	II	$3,0 \times 10^{-8}$
AgOH		$5,0 \times 10^{-3}$
$\text{Se}(\text{OH})_3$	III	$7,6 \times 10^{-10}$
$\text{Sr}(\text{OH})_2$	II	$1,5 \times 10^{-1}$
$\text{Th}(\text{OH})_4$	IV	$2,0 \times 10^{-10}$

Окончание табл. 4

Zn(OH)_2	II	4×10^{-5}
NH_2OH		$8,9 \times 10^{-9}$
Лимонная кислота $(\text{HOOCCH}_2)_2\text{C(OH)COOH}$	I	$7,4 \times 10^{-4}$
	II	$2,2 \times 10^{-5}$
	III	$4,0 \times 10^{-7}$
	IV	$1,0 \times 10^{-6}$
Молочная кислота $\text{CH}_3\text{CH(OH)COOH}$	I	$1,5 \times 10^{-4}$
Муравьиная кислота HCOOH		$1,8 \times 10^{-4}$
Уксусная кислота CH_3COOH		$1,7 \times 10^{-5}$
Щавелевая кислота HO-CO-COOH	I	$5,6 \times 10^{-2}$
	II	$5,4 \times 10^{-5}$
Янтарная кислота $\text{HO-OSCH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$	I	$1,6 \times 10^{-5}$

Таблица 5

**Относительная электроотрицательность
элементов (по Полингу)**

Группа							
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	I 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

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⁺ - 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 7

Некоторые восстановители и продукты их окисления

Восстанови- тель	Продукт окисления восстановите- ля	Окисли- тель	Среда или реагент	Продукт восстановле- ния окислите- ля
Металлы	Me ⁿ⁺	Галогены F ₂ , Cl ₂ , Br ₂		Ионы галогене- нов 2F ⁻ , 2Cl ⁻ , 2Br ⁻
H ₂	2H ⁺	H ₂ SO ₄ конц.	С активными металлами	H ₂ S
HCl, HBr, HF, HI и их соли	Cl ₂ , Br ₂ , F ₂ , I ₂		С металлами средней ак- тивности	S ⁰
H ₂ S и сульфиды	S ⁰		С малоактив- ными метал- лами	SO ₂
H ₂ SO ₃ и сульфиты	H ₂ SO ₄ и сульфаты	HNO ₃ конц.	С металлами	NO ₂
			С неметаллами	NO
HNO ₂ и нитриты	HNO ₃ и нит- раты	HNO ₃ разб.	С активными металлами	NH ₃
			С металлами средней ак- тивности	N ₂ O
Соли с ионом Fe ⁺²	Соли с ионом Fe ⁺³			С малоактив- ными метал- лами
Соли с ионом Cr ⁺³	Щелочная среда – CrO ₂ ⁻²	KMnO ₄	Кислая среда (H ₂ SO ₄)	Mn ⁺² SO ₄
	Кислая среда – CrO ₇ ⁻²		Нейтральная среда	MnO ₂
Соли с ионом Sn ⁺²	Sn ⁺⁴	K ₂ Cr ₂ O ₇	Щелочная среда (KOH, NaOH)	K ₂ MnO ₄ , Na ₂ MnO ₄
			Кислая среда (H ₂ SO ₄)	Cr ₂ (SO ₄) ₃
			Щелочная среда	KCrO ₂

**Константы нестойкости некоторых
комплексных соединений**

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

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

Основной

Мартынова Т.В. Неорганическая химия: учебник / Т.В. Мартынова, И.И. Супоницкая, Ю.С. Агеева. – Москва: ИНФРА-М, 2021. – 336 с. (ЭБС Инфра-М: URL: <https://znanium.com/catalog/product/1206069>)

Дополнительный

1. *Иванов В.Г.* Неорганическая химия. Краткий курс / В.Г. Иванов, О.Н. Гева. – М.: КУРС: НИЦ ИНФРА-М, 2019. – 256 с.

(ЭБС Инфра-М: <https://znanium.com/catalog/product/1026945>)

2. *Гаршин А.П.* Общая и неорганическая химия в схемах, рисунках, таблицах, химических реакциях: учебное пособие / А. П. Гаршин. – 2-е изд., испр. и доп. – Москва: ИНФРА-М, 2021. – 304 с.

(ЭБС Инфра-М.: <https://znanium.com/catalog/product/1070937>).

Содержание

Введение	3
Раздел 1. Общие методические рекомендации по изучению дисциплины.	4
Раздел 2. Методические советы по изучению отдельных тем дисциплины и вопросы контрольных заданий.....	9
2.1. Основные понятия и законы химии.....	9
2.2. Основные классы неорганических соединений. Электrolитическая диссоциация.....	12
2.3. Строение атома и периодическая таблица Д.И. Менделеева.....	27
2.4. Химическая связь и строение молекул	34
2.5. Химическая кинетика и равновесие	38
2.6. Растворы. Способы выражения концентраций растворов.....	45
2.7. Гидролиз солей.....	51
2.8. Комплексные соединения.....	55
2.9. Реакции окисления-восстановления.....	59
Приложения.....	65
Библиографический список	77

Васильцова Ирина Васильевна
Бокова Татьяна Ивановна
Коваль Юлия Ивановна

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Учебно -методические указания по изучению
дисциплины и выполнению контрольных работ

Издается в авторской редакции

Формат 60 x 84 1/16.
Объем 2,4 уч.- изд. л., 4,93 усл. печ. л.

Издательский центр НГАУ «Золотой колос»
630039, Новосибирск, ул. Добролюбова, 160, оф.106
Тел. (383) 267-09-10, 2134539@mail.ru