

Министерство транспорта Российской Федерации
Федеральное агентство железнодорожного транспорта
Омский государственный университет путей сообщения

И. М. Зырянова, С. А. Герк, О. А. Голованова

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ
КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ И ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ ПО ХИМИИ
ДЛЯ СТУДЕНТОВ ЗАОЧНОГО ФАКУЛЬТЕТА

Утверждено редакционно-издательским советом университета

Омск 2016

УДК 54 (075.8)
ББК 24.1я73
397

Учебно-методическое пособие по выполнению контрольных работ и тестовых заданий по химии для студентов заочного факультета /
И. М. Зырянова, С. А. Герк, О. А. Голованова; Омский гос. ун-т путей сообщения. Омск, 2016. 46 с.

В учебно-методическом пособии приведена программа дисциплины «Химия», по основным ее разделам представлены краткие теоретические сведения, контрольные работы и тестовые задания, примеры решения типовых задач, практические рекомендации по их выполнению, необходимый справочный материал и список рекомендуемой литературы.

Предназначено для студентов всех специальностей и направлений подготовки заочной формы обучения.

Библиогр.: 13 назв. Табл. 3. Прил. 6.

Рецензенты: доктор техн. наук, профессор В. Р. Ведрученко;
канд. хим. наук, доцент П. А. Пятанова.

ОГЛАВЛЕНИЕ

Введение	5
1. Методические рекомендации по выполнению контрольной работы и подготовке к зачету	6
2. Контрольная работа.....	8
2.1. Варианты и номера задач к контрольной работе	8
2.2. Тематические теоретические вопросы и контрольные задачи	9
2.2.1. Электронное строение атома. Периодический закон Д. И. Менделеева.....	9
2.2.2. Основы химической термодинамики и термохимии.....	11
2.2.3. Химическая кинетика и равновесие	13
2.2.4. Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей	16
2.2.5. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Кол- лоидные растворы	19
2.2.6. Окислительно-восстановительные реакции.....	22
2.2.7. Гальванические элементы	24
2.2.8. Коррозия металлов и сплавов	27
2.2.9. Электролиз	29
2.2.10. Идентификация неорганических веществ	32
3. Примеры тестовых заданий.....	34
3.1. Тест 1	34
3.2. Тест 2	37
4. Ответы к тестовым заданиям	39
Библиографический список.....	40
Приложение 1. Образец оформления титульного листа контрольной работы.....	41
Приложение 2. Периодическая система Д. И. Менделеева	42
Приложение 3. Растворимость оснований, кислот и солей в воде.....	43
Приложение 4. Электрохимический ряд напряжений металлов	43
Приложение 5. Стандартные значения энтальпии (ΔH_{298}^0), энтропии (ΔS_{298}^0) и энергии Гиббса (ΔG_{298}^0) образования некоторых веществ при 298 К	44
Приложение 6. Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы.....	45

ВВЕДЕНИЕ

В практической деятельности инженер любой технической специальности имеет дело с разнообразными химическими процессами. Для того чтобы в профессиональной сфере специалист умел анализировать важнейшие химические явления и управлять ими, необходимо прочно усвоить основные химические закономерности и овладеть техникой химических расчетов. Изучение курса химии студентом заочной формы обучения осуществляется путем самостоятельного изучения программного теоретического материала по учебной литературе, выполнения домашней контрольной работы и сдачи зачета.

В настоящем пособии приведены многовариантные задачи и тестовые задания по десяти темам, охватывающим основные разделы дисциплины «Химия» в соответствии с государственным образовательным стандартом для бакалавров и специалистов заочной формы обучения Омского государственного университета путей сообщения (ОмГУПС). Представленные задания разделены по вариантам и составляют содержание контрольной работы, а также являются подобными при выполнении письменного зачета.

В каждой отдельной теме даны краткие теоретические пояснения, приведены примеры к выполнению заданий со ссылками на литературные источники [1 – 13] и приложения с необходимым справочным материалом.

1. МЕТОДИЧЕСКИЕ РЕКОМЕНДАЦИИ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ КОТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ И ПОДГОТОВКЕ К ЗАЧЕТУ

Для правильной и успешной организации самостоятельной работы при освоении курса химии студенту-заочнику нужно придерживаться следующих правил.

1. Систематически на протяжении всего учебного семестра изучать теоретический материал в соответствии с разделами программы, представленными в данном пособии, используя список рекомендуемой литературы [1 – 13]. В отдельной тетради в виде краткого конспекта необходимо записывать основные понятия и законы химии, уравнения реакций, расчетные формулы, математические величины и их единицы измерения. Облегчает восприятие материала составление графиков, схем и таблиц.

2. Выполнить контрольную работу, руководствуясь алгоритмом.

2.1. Разобрать примеры решения задач по конкретным темам курса химии в методических пособиях и в сборниках задач [3 – 8, 10, 13]. Решить несколько типовых задач и оценить правильность их выполнения, сверив полученный результат с предложенными к ним ответами. Весь необходимый справочный материал для решения задач представлен в приложениях данного пособия.

2.2. Определить номер варианта контрольной работы по двум последним цифрам шифра студента в зачетной книжке или студенческом билете.

Пример: Иванов А. А., шифр – 7018, вариант № 18.

Если последние две цифры составляют число, которое больше 50, то для определения варианта две последние цифры необходимо складывать.

Пример: Иванов Е. В., шифр – 6576, вариант №13 (7 + 6).

2.3. Оформить титульный лист тетради (12 листов) в соответствии с образцом, приведенным в прил.1, и отметить номер варианта.

2.4. Решить десять задач в последовательности, указанной в таблице вариантов (табл. 1), написав их номер, полное (без сокращений) условие и подробный ход решения, которое содержит химические уравнения, расчетные формулы, константы, графические зависимости, краткие пояснения, четко раскрывающие содержание задания, ответ.

2.5. Привести в заключение список литературы, которую использовал студент при выполнении работы, включая учебно-методическое пособие с ва-

риантом контрольных заданий. На титульном листе поставить подпись и дату сдачи контрольной работы.

2.6. Передать работу преподавателю на рецензирование не позднее чем за две недели до начала сессии.

В случае отрицательной рецензии контрольная работа не зачитывается и возвращается студенту на доработку. Все недочеты нужно тщательно проработать и исправить в конце этой же работы. *Категорически запрещается удалять замечания и вопросы рецензента, а также исправлять их простым переписыванием работы.* При положительной оценке студент во время зачета должен быть готов подробно пояснить решение всех задач, выполненных в контрольной работе.

Студентам дистанционного обучения необходимо оформить работу в электронном виде файлом формата Microsoft Word 2000 или 2003 (*.doc). При наборе текста использовать шрифт Times New Roman размером 12 pt, поля слева и справа, сверху и снизу – 2 см, интервал – одинарный. Текст и формулы нужно набирать отдельно, а не общим блоком. *Отсканированные тексты в виде картинки не принимаются.* Рисунки и графики приводятся по ходу решения задачи, они должны быть четкими и должны иметь название. Работу на рецензирование необходимо отправлять единым файлом, включающим в себя п. 2.3 – 2.5 данного раздела в архиве WinRaR. Замечания рецензента нужно исправлять сразу после вопроса, выделив ответ другим цветом, например, зеленым, или привести его на другом цветовом фоне.

3. Для самоконтроля полученных знаний, сформированных умений и навыков, а также для подготовки к зачетному тестированию рекомендуется решить тестовые задания настоящего пособия и методических указаний [6, 8]. Сверить полученные варианты с предложенными к ним ключами-ответами.

2. КОНТРОЛЬНАЯ РАБОТА

2.1. Варианты и номера задач к контрольной работе

Таблица 1

Таблица вариантов и контрольных задач

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

2.2. Тематические теоретические вопросы и контрольные задачи

2.2.1. Электронное строение атома. Периодический закон Д. И. Менделеева

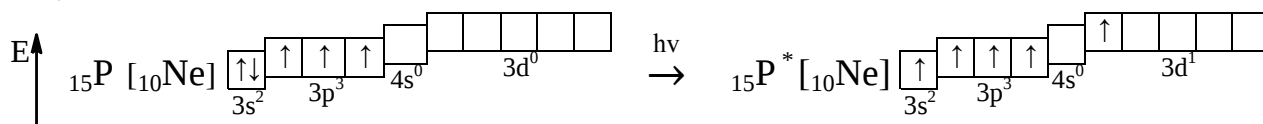
Атом – это наименьшая частица химического элемента, обладающая его химическими свойствами и состоящая из положительно заряженного ядра, образованного протонами (p) и нейтронами (n), и вращающихся вокруг него электронов ($\bar{e}$). Атом является электронейтральной частицей. Порядковый номер элемента равен заряду ядра атома, числу p в ядре и числу $\bar{e}$ в атоме.

Часть атомного пространства вокруг ядра, в которой вероятность нахождения электрона наибольшая (равна $\approx 90\%$), называется атомной орбиталью (АО). Совокупность всех движений электрона в атоме характеризуется четырьмя квантовыми числами: главное (n), орбитальное (l), магнитное (m_l) и спиновое (m_s). В многоэлектронных атомах порядок заполнения электронами АО определяется принципом минимальной энергии, правилом Клечковского, принципом Паули, правилом Хунда. Распределение электронов по различным АО называется электронной конфигурацией атома. Электронная конфигурация атома с наименьшей энергией называется *основным (нормальным) состоянием*, с избыточной энергией – *возбужденным состоянием*, а образующаяся при присоединении или отдаче $\bar{e}$ нейтральным атомом – *ионизированным состоянием*.

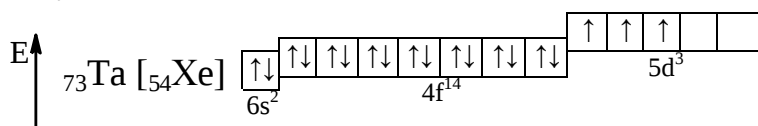
Пример. Напишите сокращенные электронно-графические и энергетические диаграммы атомов с порядковыми номерами 15 и 73 в нормальном и возбужденном состояниях. Поясните возможные валентные состояния. Являются ли элементы электронными аналогами?

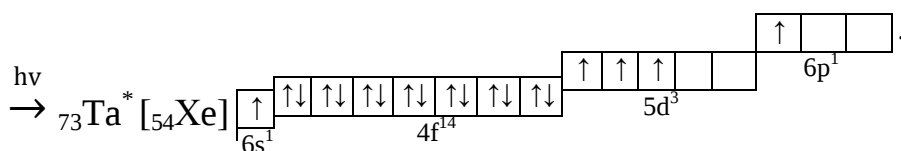
Решение. Атомом с порядковым номером 15 является фосфор, с порядковым номером 73 – тантал.

Сокращенная электронно-графическая формула фосфора в нормальном и возбужденном состояниях имеет вид:



Сокращенная электронно-графическая формула тантала в нормальном и возбужденном состояниях имеет вид может быть представлена в виде:





У атомов фосфора и тантала число неспаренных электронов в основном состоянии равно трем, а в возбужденном – пяти, поэтому значение валентности атомов составляет III и V. Фосфор и тантал электронными аналогами не являются, так как валентные электроны расположены на разных орбиталях (на р-подуровне у фосфора и d-подуровне у тантала). Фосфор является р-элементом, тантал – d-элементом.

Контрольные задачи.

1. Напишите электронно-графические формулы и энергетические диаграммы атомов Fe и Ru в нормальном и возбужденном состояниях и покажите наличие свободных орбиталей у железа и рутения, объясните их высшие степени окисления.

2. Напишите электронно-графические формулы атомов Ne, Ar, Kr в нормальном и возбужденном состояниях. Определите наличие свободных орбиталей у этих атомов.

3. Напишите электронно-графические формулы атомов марганца и мышьяка в нормальном и возбужденном состояниях. Какое правило используют для определения числа неспаренных электронов у каждого из этих элементов?

4. Составьте электронно-графические диаграммы ионов Fe^{3+} и Fe^{2+} . Чем можно объяснить особую устойчивость электронной конфигурации иона Fe^{3+} ?

5. Составьте электронно-графические формулы атомов скандия и галлия. Приведите, если можно, электронно-графическую формулу возбужденного состояния атомов. Являются ли скандий и галлий элементами-аналогами?

6. Сколько валентных электронов имеют атомы свинца, галлия, сурьмы, кальция, иода? Мотивируйте свой ответ, используя электронно-графические формулы этих элементов в основном и возбужденном состояниях.

7. Напишите электронно-графические формулы элементов с порядковыми номерами ${}_{105}\text{Э}$, ${}_{106}\text{Э}$, ${}_{107}\text{Э}$. Поясните возможные валентные состояния и напишите электронно-графические формулы ионов этих элементов.

8. Объясните, в чем сущность явления «провал электрона». Укажите особенности электронных формул атомов хрома, молибдена, палладия, платины, гадолиния, нептуния.

9. Напишите электронно-графические формулы элементов с порядковыми номерами $_{108}\text{Э}$, $_{109}\text{Э}$, $_{110}\text{Э}$. Поясните возможные валентные состояния, химические свойства этих элементов. К какому семейству относятся данные элементы (s-, p-, d- или f-)?

10. Электронные конфигурации каких ионов более сходны: Ba^{2+} и Cs^+ или Ba^{2+} и Hg^{2+} ? Свой ответ поясните, используя электронно-графические формулы атомов этих элементов.

Литература: [1, гл. 3, § 2, 5 – 7, гл. 4, § 3; 2, гл. 2, § 5, 6; 3, гл. 3, § 1; 4, гл. 1; 5, гл. 1, § 2 – 5; 7, ч. 1, гл. 2, § 2; 9, гл. 2, § 3; 13], прил. 2.

2.2.2. Основы химической термодинамики и термохимии

Химическая термодинамика изучает энергетику химических процессов, не рассматривая их механизмов и скорости протекания. Состояние термодинамической системы определяется параметрами состояния (температура (Т), давление (р), объем (V), концентрация (C)) и функциями состояния (изменение внутренней энергии (ΔU), энтальпии (ΔH), энтропии (ΔS), энергии Гиббса (ΔG)). Раздел химической термодинамики, изучающий тепловые эффекты реакций, называется термохимией. Термохимические расчеты проводятся по термохимическим уравнениям и базируются на законе Г. И. Гесса и двух его следствиях.

Пример. Вычислите ΔH_{298}^0 , ΔS_{298}^0 , и ΔG_{298}^0 реакции, протекающей по уравнению: $\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})} + 4 \text{CO}_{(\text{г})} \rightarrow 3 \text{Fe}_{(\text{к})} + 4 \text{CO}_{2(\text{г})}$. Возможна ли реакция при стандартных условиях (298 К)? Возможна ли реакция восстановления Fe_3O_4 угарным газом при температуре 5000 К?

Решение (прил. 4).

	$\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})} + 4 \text{CO}_{(\text{г})} \rightarrow 3 \text{Fe}_{(\text{к})} + 4 \text{CO}_{2(\text{г})}$			
ΔH_{298}^0 , кДж/моль	-1117	-110,5	0	-393,51
ΔS_{298}^0 , Дж/(моль · К)	146	197,4	27,15	213,6

$$1) \Delta H_{\text{x.p}}^0 = [3 \cdot \Delta H_{298}^0 (\text{Fe}_{(\text{к})}) + 4 \cdot \Delta H_{298}^0 (\text{CO}_{2(\text{г})})] - [\Delta H_{298}^0 (\text{Fe}_3\text{O}_{4(\text{к})}) + 4 \cdot \Delta H_{298}^0 (\text{CO}_{(\text{г})})];$$

$$\Delta H_{\text{x.p}}^0 = [3 \cdot 0 + 4 \cdot (-393,51)] - [-1117 + 4 \cdot (-110,5)] = -15,04 \text{ кДж.}$$

$$\Delta S_{\text{x.p}}^0 = [3 \cdot 27,15 + 4 \cdot 213,6] - [146 + 4 \cdot 197,4] = 0,25 \text{ Дж/К} = 0,25 \cdot 10^{-3} \text{ кДж/К.}$$

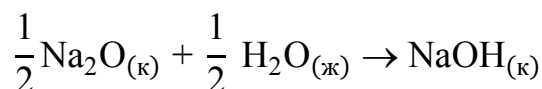
$$\Delta G_{\text{x.p}}^0 = \Delta H_{\text{x.p}}^0 - T \cdot \Delta S_{\text{x.p}}^0; \Delta G_{298}^0 = -15,04 - 298 \cdot 0,25 \cdot 10^{-3} = -15,11 \text{ кДж.}$$

$$2) \Delta G_{5000} = \Delta H_{x,p}^0 - T \cdot \Delta S_{x,p}^0 ; \Delta G_{5000} = -15,04 - 5000 \cdot 0,25 \cdot 10^{-3} = -16,29 \text{ кДж.}$$

Так как $\Delta G_{298}^0 < 0$ и $\Delta G_{5000} < 0$, то при стандартных условиях и при 5000 К реакция протекает самопроизвольно (термодинамически возможна).

Контрольные задачи.

11. Рассчитайте стандартный тепловой эффект реакции

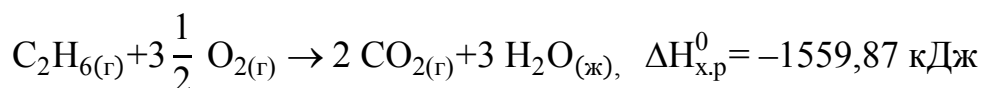


по известным значениям стандартных энтальпий образования веществ. Запишите термохимическое уравнение данной реакции.

12. Стандартный тепловой эффект реакции $2A + B = 2C$ равен 150 кДж/моль. Рассчитайте стандартную теплоту (энтальпию) образования вещества А, если $\Delta H_{298}^0 (B) = -45$ кДж/моль и $\Delta H_{298}^0 (C) = -60$ кДж/моль.

13. Установите, может ли самопроизвольно протекать реакция $\text{C}_2\text{H}_{4(г)} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_{2(г)} + \text{H}_{2(г)}$ при 298 К. Ответ подтвердите расчетом.

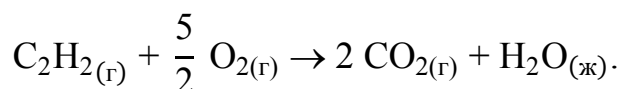
14. Реакция горения этана выражается термохимическим уравнением:



Вычислите теплоту образования этана, если известны значения теплоты образования $\text{CO}_{2(г)}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$.

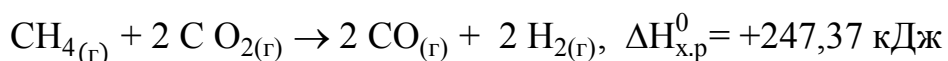
15. Напишите термохимическое уравнение реакции между $\text{CO}_{(г)}$ и водородом, в результате которой образуются $\text{CH}_{4(г)}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$. Сколько теплоты выделится при этой реакции, если было получено 67,2 л метана?

16. Реакция горения ацетилена идет по уравнению:

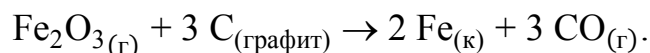


Вычислите ΔG_{298}^0 и ΔS_{298}^0 . Объясните уменьшение энтропии в результате этой реакции.

17. При какой температуре установится равновесие в системе:

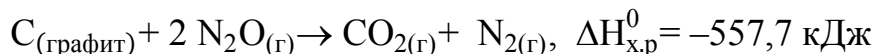


18. Вычислите ΔH_{298}^0 , ΔS_{298}^0 и ΔG_{298}^0 реакции, протекающей по уравнению:



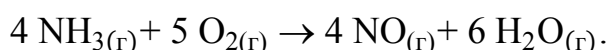
Возможна ли реакция восстановления Fe_2O_3 углеродом при температуре 500 и 1000 °C?

19. Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода ($\Delta H_{298}^0 = -393,5$ кДж/моль) и термохимического уравнения



вычислите теплоту образования $\text{N}_2\text{O}_{(\text{г})}$.

20. На основании стандартной теплоты образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ вычислите ΔG_{298}^0 реакции, протекающей по уравнению:



Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

Литература: [1, гл. 6, § 1, 3 – 8; 2, гл. 6 § 1; 3, гл. 5, §1; 4, гл. 4, 5; 5, гл. 5, §1 – 4; 7, ч. 1, гл. 3, § 1; 10; 13], прил. 5.

2.2.3. Химическая кинетика и равновесие

Раздел химии, который изучает скорость и механизм химических реакций, называется химической кинетикой. Скорость химической реакции выражается изменением концентрации какого-либо из участвующих в ней веществ в единицу времени. На скорость химической реакции оказывают влияние следующие факторы: природа реагирующих веществ, концентрация реагентов, температура, присутствие катализатора, площадь соприкосновения веществ (для гетерогенных реакций).

Различают обратимые и необратимые реакции. В случае обратимой реакции продукты реакции взаимодействуют друг с другом с образованием исходных веществ. Состояние системы, когда скорости прямой и обратной реакций становятся одинаковыми, а концентрации всех веществ остаются неизменными, называется химическим равновесием. Количественной характеристикой состояния равновесия является константа равновесия. Смещение химического равновесия осуществляется в соответствии с принципом Ле Шателье при изменении концентраций реагирующих веществ и продуктов реакции, температуры, давления.

Пример. Определите, как изменится скорость реакции $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 3 \text{H}_{2(\text{г})} \rightarrow 2 \text{Fe}_{(\text{к})} + 3 \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$ при увеличении а) температуры от 30 до 60 °С, если температурный коэффициент реакции равен 3; б) концентрации водорода в два раза; в) давления системы в два раза; г) при уменьшении объема газообразных веществ в два раза?

Решение.

а) Согласно правилу Вант-Гоффа $\frac{\vartheta_2}{\vartheta_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}; \frac{\vartheta_2}{\vartheta_1} = 3^{\frac{60 - 30}{10}} = 81.$

Скорость химической реакции возрастет в 81 раз.

б – г) Поскольку данная реакция является гетерогенной, закон действующих масс записывается следующим образом: $\vartheta_1 = k \cdot C^3(\text{H}_2).$

При увеличении концентрации водорода, давления системы и уменьшении объема водорода в два раза скорость прямой реакции выражается так $\vartheta_2 = k \cdot (3 \cdot C(\text{H}_2))^3$, тогда $\frac{\vartheta_2}{\vartheta_1} = 2^3 = 8.$

Скорость химической реакции возрастет в восемь раз.

Пример. В системе $2 \text{CO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2 \text{CO}_{2(\text{г})}$, $\Delta G_{\text{х,р}}^0 = -566 \text{ кДж}$ равновесные концентрации веществ составили, моль/л: $[\text{CO}]_{\text{равн}} = 2,5$, $[\text{O}_2]_{\text{равн}} = 8$, $[\text{CO}_2]_{\text{равн}} = 4,5$. Рассчитайте константу равновесия этой реакции (K_p) и исходные концентрации оксида углерода (II) и кислорода. В каком направлении сместится равновесие, если увеличить: а) концентрацию CO_2 ; б) температуру; в) давление системы?

Решение. 1) $K_p = \frac{[\text{CO}_2]^2}{[\text{CO}]^2 \cdot [\text{O}_2]}; K_p = \frac{4,5^2}{2,5^2 \cdot 8} = 0,4.$

В соответствии с уравнением реакции на образование 2 молей CO_2 расходуется 1 моль O_2 , а на образование 4,5 моля CO_2 потребовалось $4,5/2 = 2,25$ моля кислорода. Следовательно, исходная концентрация кислорода $C_{\text{исх}}(\text{O}_2) = 8 + 2,25 = 10,25$ моль/л. На образование 2 молей CO_2 необходимо израсходовать 2 моля CO , а для получения 4,5 моля CO_2 требуется $2 \cdot 4,5/2 = 4,5$ моля; следовательно, исходная концентрация оксида углерода (II) $C_{\text{исх}}(\text{CO}) = 2,5 + 4,5 = 7$ моль/л.

Таким образом, исходные концентрации (моль/л) будут такими: $C(\text{O}_2) = 10,25$ моль/л; $C(\text{CO}) = 7$ моль/л.

2) Согласно принципу Ле Шателье смещение равновесия происходит при повышении:

а) концентрации углекислого газа в сторону реакции, в которой CO_2 расходуется, т. е. его количество уменьшается, значит, в сторону обратной реакции;

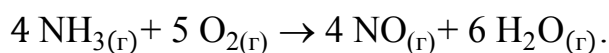
б) температуры в сторону реакции, протекающей с поглощением тепла (эндотермической реакции), т. е. в сторону обратной реакции;

в) давления в сторону реакции, в которой образуется меньшее число молей газообразных веществ, т. е. прямой реакции (2 моля), поскольку в обратной реакции образуется наибольшее число молей (3 моля).

Контрольные задачи.

21. Рассчитайте, как изменится скорость прямой и обратной реакций в гомогенной системе $2 \text{SO}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2 \text{SO}_{3(\text{г})}$, если объем, занимаемый газами, уменьшить в два раза? Сместится ли при этом равновесие системы?

22. Процесс окисления аммиака протекает по уравнению:



Определите, как изменяется скорость реакции при а) увеличении давления в системе в два раза; б) уменьшении концентрации аммиака в три раза.

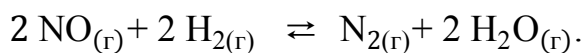
23. Рассчитайте, как и во сколько раз изменится скорость химической реакции $2\text{Cu}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{CuO}$ а) при повышении температуры на 30° ($\gamma = 3$); б) при уменьшении парциального давления кислорода в газовой фазе в два раза.

24. В химической реакции $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + 2 \text{HCl} = 2 \text{NaCl} + \text{S} \downarrow + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ исходная концентрация реагирующих веществ $C_{\text{исх}}(\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3) = 1$ моль/л и $C_{\text{исх}}(\text{HCl}) = 2$ моль/л. Как изменится скорость реакции, если увеличить концентрацию тиосульфата натрия до 3 моль/л, а концентрацию соляной кислоты – до 6 моль/л?

25. Во сколько раз увеличится скорость прямой реакции $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl}$ при повышении температуры от 25 до 200°C , если известно, что при повышении температуры на каждые 25°C скорость этой реакции увеличивается в четыре раза?

26. Вычислите константу равновесия для обратимой реакции, протекающей по уравнению $2 \text{NO}_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2 \text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})}$, если известно, что в состоянии равновесия $[\text{NO}_2]_{\text{р}} = 0,06$ моль/л, $[\text{NO}]_{\text{р}} = 0,24$ моль/л и $[\text{O}_2]_{\text{р}} = 0,22$ моль/л. В каком направлении сместится равновесие при повышении давления?

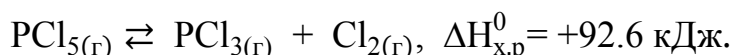
27. Начальная концентрация веществ NO , H_2 и H_2O в гомогенной системе



соответственно равна 0,10; 0,05 и 0,10 моль/л. Вычислите равновесную концентрацию веществ H_2 , N_2 и H_2O , если равновесная концентрация $[\text{NO}]_{\text{р}} = 0,07$ моль/л. Чему равна константа равновесия?

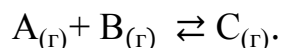
28. При некоторой температуре константа равновесия $K_{\text{р}}$ гомогенной системы $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$ равна 0,1. Равновесная концентрация водорода и аммиака соответственно равна 0,2 и 0,08 моль/л. Вычислите равновесную и начальную концентрации азота.

29. Реакция разложения пентахлорида фосфора протекает по уравнению:



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

30. Обратимая гомогенная химическая реакция выражается уравнением:



При установлении равновесия концентрации участвующих в реакции веществ таковы: $[\text{A}]_{\text{р}} = 0,06$ моль/л, $[\text{B}]_{\text{р}} = 0,12$ моль/л, $[\text{C}]_{\text{р}} = 0,0216$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию веществ А и В.

Литература: [1, гл. 7; 2, гл. 6 § 2; 3, гл. 5, § 2; 4, гл. 4 – 6; 5, гл. 5, § 5, гл. 6, § 1; гл. 7, § 2; 7, ч. 1, гл. 3, § 2, 3; 12].

2.2.4. Электролитическая диссоциация. Гидролиз солей

Электролитами называют вещества, которые при расплавлении или растворении распадаются на ионы и образуют жидкие среды, проводящие электрический ток (кислоты, основания, соли). Процесс распада вещества на ионы под действием молекул растворителя называется электролитической диссоциацией. Количественной характеристикой диссоциации и силы электролита является степень диссоциации. Для описания обратимой диссоциации слабых электролитов используют константу равновесия – константу диссоциации.

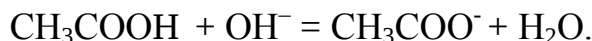
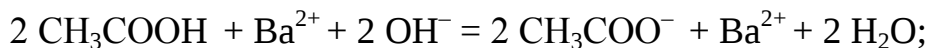
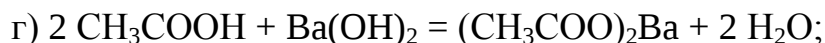
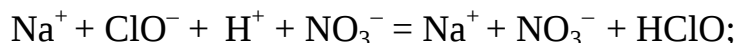
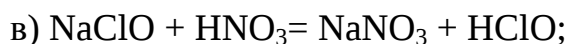
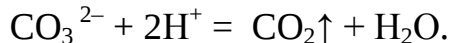
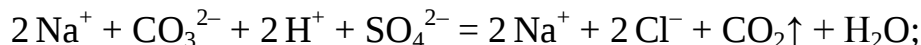
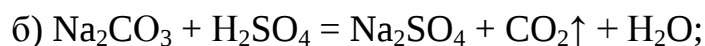
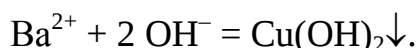
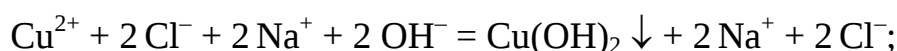
В водных растворах электролитов протекают реакции между ионами, которые называются реакциями ионного обмена. Ионные реакции протекают до конца, если в результате реакции образуются труднорастворимые соединения (осадки), слабые электролиты (вода, слабые кислоты или основания) и газооб-

разные вещества. При составлении ионно-молекулярных уравнений реакций малорастворимые, малодиссоциирующие и газообразные вещества записывают в виде молекул, а сильные электролиты – в виде тех ионов, на которые они диссоциируют.

Обменная реакция между ионами соли и водой, приводящая к изменению кислотности раствора (pH) и образованию слабого электролита, называется гидролизом. Ион сильного электролита определяет кислотность среды раствора соли, ион слабого электролита взаимодействует с водой и определяет количество возможных ступеней гидролиза. Различают четыре случая взаимодействия соли и воды.

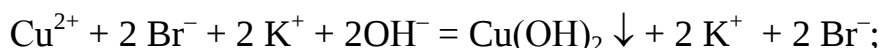
Пример. Напишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия следующих веществ: а) CuCl_2 и NaOH ; б) Na_2CO_3 и H_2SO_4 ; в) NaClO и HNO_3 ; г) CH_3COOH и $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Решение. а) $\text{CuCl}_2 + 2 \text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + 2 \text{NaCl}$;



Пример. Составьте полное ионное и молекулярное уравнения к следующему сокращенному ионному уравнению: $\text{Cu}^{2+} + 2 \text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2$.

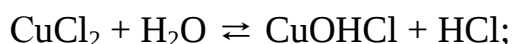
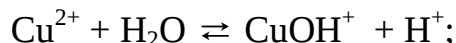
Решение. Согласно сокращенному ионному уравнению исходные соль и основания являются сильными растворимыми электролитами. Следовательно, полное ионное и молекулярное уравнения можно записать в виде:



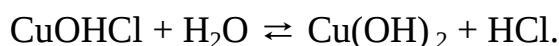
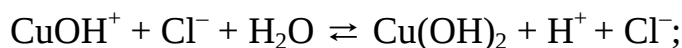
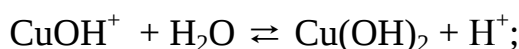
Пример. Напишите ионно-молекулярные уравнения гидролиза хлорида меди (II). Укажите значение pH полученного раствора и условия протекания последней ступени гидролиза.

Решение. CuCl_2 – соль, образованная слабым основанием $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и сильной кислотой HCl . Гидролиз протекает по катиону Cu^{2+} .

Первая ступень гидролиза:



вторая ступень –



В обычных условиях гидролиз данной соли самопроизвольно протекает только по первой ступени. Для усиления гидролиза (протекания по последней ступени) в соответствии с принципом Ле Шателье необходимо: а) повысить температуру; б) разбавить раствор водой; в) добавить основание (ионов OH^-).

В результате гидролиза образуются слабое основание и сильная кислота (избыток ионов H^+ в растворе), поэтому среда раствора соли кислая ($\text{pH} < 7$).

Контрольные задачи.

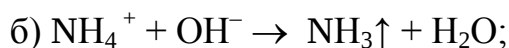
31. Смешивают попарно растворы: а) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и Na_2SO_4 ; б) BaCl_2 и K_2SO_4 ; в) KNO_3 и NaCl ; г) AgNO_3 и KCl ; д) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и HCl . В каких из приведенных случаев реакция пройдет до конца? Составьте для этих реакций молекулярные и молекулярно-ионные уравнения.

32. Смешивают попарно растворы: а) NaOH и KCl ; б) K_2SO_3 и HCl ; в) CuCl_2 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$; г) HCOONa и H_2SO_4 ; д) H_2SO_4 и HCl . В каких из приведенных случаев реакция пойдет до конца? Составьте для этих реакций молекулярные и молекулярно-ионные уравнения.

33. Выразите молекулярными и молекулярно-ионными уравнениями реакции взаимодействия между а) хлоридом бария и сульфатом алюминия; б) хлоридом аммония и гидроксидом калия при нагревании; в) гидроксидом стронция и соляной кислотой; г) фосфорной кислотой и нитратом кальция; д) ацетатом калия и серной кислотой.

34. Составьте молекулярные и молекулярно-ионные уравнения реакций взаимодействия между а) нитратом бария и сульфатом натрия; б) карбонатом натрия и серной кислотой; в) цианидом калия и азотной кислотой; г) сульфатом меди и гидроксидом натрия; д) сульфитом натрия и серной кислотой.

35. Составьте по три молекулярных уравнения к каждому молекулярно-ионному уравнению:



36. Какие из солей подвергаются гидролизу: а) KNO_2 , б) Na_2CO_3 , в) NH_4Cl , г) ZnSO_4 , д) NaCl ? Напишите возможные молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза. Укажите, какое значение pH (>7 ил <7) имеют растворы этих солей.

37. Какие из солей подвергаются гидролизу: а) NaCN ; б) K_2CO_3 ; в) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; г) CuSO_4 ; д) KNO_3 ? Напишите возможные молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза. Укажите, какое значение pH (>7 ил <7) имеют растворы этих солей.

38. Какие из солей подвергаются гидролизу: а) Na_3PO_4 , б) ZnSO_4 , в) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, г) KNO_2 , д) K_2SO_4 ? Напишите возможные молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза. Укажите, какое значение pH (>7 ил <7) имеют растворы этих солей.

39. При смешении растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и K_2S в осадок выпадает $\text{Al}(\text{OH})_3$. Укажите причину этого и составьте соответствующие молекулярные и молекулярно-ионные уравнения.

40. При смешении растворов $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и Na_2CO_3 каждая из взятых солей гидролизуются необратимо и до конца с образованием основания и кислоты. Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения совместного гидролиза.

Литература: [1, гл. 9, § 7, 9, 12; 2, гл. 7, § 2.1, гл. 8; 3, гл. 7; 4, гл. 7; 5, гл. 8, § 3–6; 7, ч. 1, гл. 2, § 5; 12], прил. 3.

2.2.5. Коллигативные свойства растворов неэлектролитов. Коллоидные растворы

Растворы – гомогенные системы переменного состава, состоящие из двух и более компонентов. Компонентами растворов является растворитель (среда) и

растворенное вещество (молекулы и ионы). Все растворы обладают общими (коллигативными) свойствами, которые зависят от соотношения числа частиц компонентов, природы растворителя и практически не зависят от природы растворенного вещества – это свойства идеального раствора. По свойствам к таким растворам приближаются разбавленные растворы электролитов. Коллигативными свойствами растворов являются давление насыщенного пара, температура кипения и замерзания, осмотическое давление.

Коллоидные растворы (золи) относят к ультрамикрорегетерогенным дисперсным системам, размеры частиц которых составляют от 10^{-9} до 10^{-6} м. Взаимодействие дисперсионной фазы и среды приводит к образованию микроструктурных единиц, называемых мицеллами. Ядром мицеллы является малорастворимое соединение, на его поверхности адсорбируются ионы, входящие в кристаллическую решетку вещества и содержащиеся в растворе в избытке (потенциалопределяющие ионы, или ионы адсорбционного слоя). Часть ионов адсорбированного слоя располагаются дальше от ядра и образуют диффузионный слой. Противоионы обоих слоев находятся в состоянии подвижного равновесия. Ядро с адсорбированным слоем называется частицей, или гранулой. Заряд гранулы определяется потенциалопределяющими ионами. Гранула и ионы диффузионного слоя представляют собой мицеллу.

Пример. Вычислите температуру кипения и замерзания 15 %-ного раствора глюкозы $C_6H_{12}O_6$.

Решение. Пусть масса раствора равна 100 г, тогда $m(C_6H_{12}O_6) = 15$ г, $m(H_2O) = 75$ г.

Относительное повышение температуры кипения ($\Delta t_{\text{кип}}$) и относительное понижение температуры замерзания ($\Delta t_{\text{зам}}$) согласно второму закону Рауля рассчитывают по формулам:

$$\Delta t_{\text{кип}} = \frac{K_3 \cdot m_1 \cdot 1000}{M \cdot m_2}; \quad \Delta t_{\text{зам}} = \frac{K_k \cdot m_1 \cdot 1000}{M \cdot m_2},$$

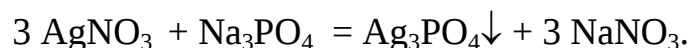
где K_3 и K_k – эбуллиоскопическая и криоскопическая константы растворителя (для воды равны соответственно 0,52 и 1,86 °C); m_1 и M – масса и молярная масса растворенного вещества ($M(C_6H_{12}O_6) = 180$ г/моль); m_2 – масса растворителя.

$$\Delta t_{\text{кип}} = \frac{0,52 \cdot 15 \cdot 1000}{180 \cdot 75} = 0,58 \text{ } ^\circ\text{C}; \quad \Delta t_{\text{зам}} = \frac{1,86 \cdot 15 \cdot 1000}{180 \cdot 75} = 2,07 \text{ } ^\circ\text{C}.$$

Вода кипит при 100 °С, а замерзает при 0 °С, следовательно, температура кипения раствора глюкозы $100 + 0,58 = 100,58$ °С, а температура замерзания – $0 - 2,07 = - 2,07$ °С.

Пример. Коллоидный раствор (гидрозоль) получили при смешивании 15 мл 0,025 н. раствора Na_3PO_4 с 20 мл 0,01 н. раствора AgNO_3 . Напишите уравнение реакции и определите, какой из продуктов реакции образует гидрозоль. Напишите формулу мицеллы образовавшегося золя, укажите заряд коллоидной частицы (гранулы) и направление движения при электрофорезе.

Решение. 1) Уравнение реакции образования гидрозоля осадка Ag_3PO_4 имеет вид:



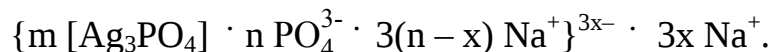
2) $n_3(\text{в-ва}) = C_n \cdot V$, где V – объем раствора, л; C_n – молярная концентрация эквивалентов (нормальная концентрация), н. или моль/л;

$$n_3(\text{Na}_3\text{PO}_4) = 0,025 \cdot 0,015 = 3,75 \cdot 10^{-4} \text{ моль};$$

$$n_3(\text{AgNO}_3) = 0,01 \cdot 0,02 = 2 \cdot 10^{-4} \text{ моль}.$$

В избытке взят Na_3PO_4 .

3) Формула мицеллы золя фосфата серебра:



Ядром коллоидных частиц золя являются Ag_3PO_4 , на которых адсорбируются потенциалопределяющие ионы PO_4^{3-} , и частицы (гранулы) золя приобретают отрицательный заряд. Противоионами являются ионы Na^+ . При электрофорезе отрицательные частицы золя будут двигаться к положительно заряженному электроду – аноду.

Контрольные задачи.

41. Раствор, содержащий 5,4 г вещества-неэлектролита в 200 г воды, кипит при 100,078 °С. Вычислите молярную массу растворенного вещества.

42. Сколько граммов мочевины $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$ следует растворить в 60 г воды, чтобы температура кристаллизации понизилась на 0,465 °? Криоскопическая константа воды – 1,86 °.

43. Для понижения температуры замерзания воды, используемой для охлаждения двигателей автомашин (антифриз), в воду добавляют неэлектролит. Сколько молей неэлектролита на 1000 г воды нужно взять, чтобы понизить температуру замерзания антифриза на 5 °С? Какое количество глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ для этого нужно взять?

44. Насколько повысится температура кипения и температура замерзания раствора по сравнению с чистой водой, если в 100 г воды растворить 60 г сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$?

45. Осмотическое давление раствора, в 250 мл которого содержится 2,3 г растворенного неэлектролита, при 27 °С равно 249 кПа. Вычислите молярную массу растворенного вещества.

46 – 50. Коллоидный раствор (золь) получен при смешивании объема V_1 водного раствора 1 с молярной концентрацией эквивалентов (нормальной концентрацией) C_{H_1} и объема V_2 водного раствора 2 с молярной концентрацией эквивалентов (нормальной концентрацией) C_{H_2} (табл. 2).

1. Напишите уравнение реакции получения вещества, образующего золь.
2. Рассчитайте, какое из исходных веществ 1 или 2 дано в избытке.
3. Напишите формулу мицеллы в гидрозоле 1 и назовите все ее составные части.
4. Определите заряд коллоидной частицы (гранулы) и направление ее движения при электрофорезе.

Таблица 2

Задания к вариантам 46 – 50

Вариант	Золь	Раствор 1	V_1 , мл	C_{H_1} , н.	Раствор 2	V_2 , мл	C_{H_2} , н.
46	Ag_2CrO_4	$AgNO_3$	20	0,1	K_2CrO_4	10	0,5
47	$BaSO_4$	$Ba(NO_3)_2$	10	0,02	Na_2SO_4	15	0,02
48	$AgBr$	$AgNO_3$	9	0,03	$NaBr$	16	0,03
49	$Fe_4[Fe(CN)_6]_3$	$FeCl_3$	25	0,20	$K_4[Fe(CN)_6]$	10	0,02
50	$Cu[Fe(CN)_6]$	$CuSO_4$	15	0,50	$K_4[Fe(CN)_6]$	10	0,25

Литература: [1, гл. 9, § 9, гл. 10, § 1 – 4; 2, гл. 7, § 6 – 8, гл. 10, § 1, 3, 9; 3, гл. 5, § 3; 4, гл. 7; 5, гл. 8, § 1, 7; 7, ч. 1, гл. 3, § 4, ч. 2, гл. 3, § 2 – 4; 10; 12].

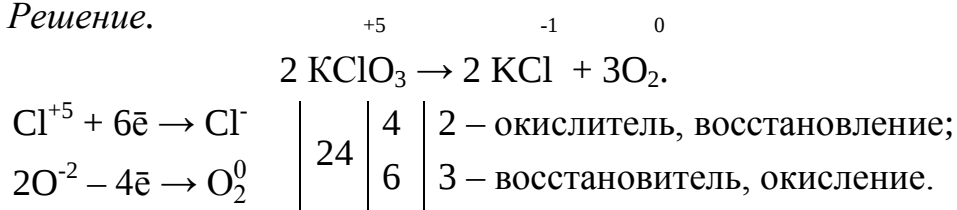
2.2.6. Окислительно-восстановительные реакции

Реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов элементов, называются окислительно-восстановительными (ОВР). Вещества, отдающие электроны, называются *восстановителями*, а принимающие их – *окислителями*. Отдавая электроны окислителю, восстановитель *окисляется*, а принимая электроны от восстановителя, окислитель *восстанавливается*. Степень окисления – это

условный заряд атома в соединении, вычисленный исходя из предположения, что соединение состоит из ионов. Постоянная степень окисления характерна для фтора (–1, пример LiF^-), кислорода (–2, например H_2O^{-2} , за исключением H_2O_2^- , O^{-2}F_2), простых веществ (0, пример N_2^0 , K^0), элементов I – III групп главных подгрупп периодической системы (+1, +2, +3). Состав продуктов ОВР процессов зависит от кислотности среды. Все ОВР можно разделить на три типа: меж- и внутримолекулярные, диспропорционирования.

Пример. Составьте уравнение реакции разложения реакции хлората калия. Определите тип ОВР.

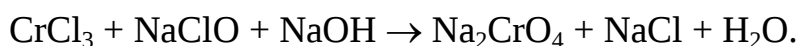
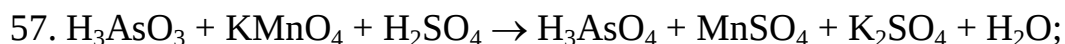
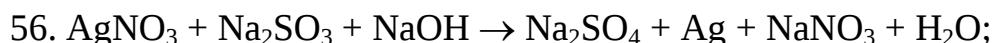
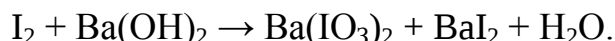
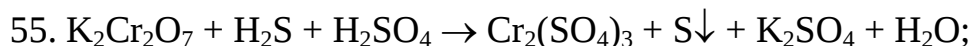
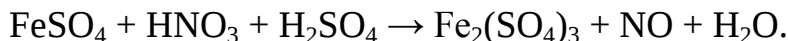
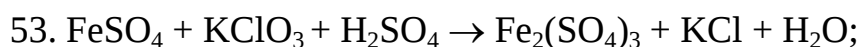
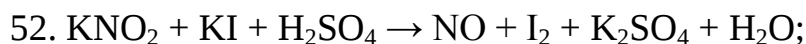
Решение.

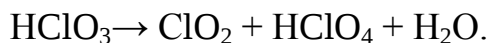
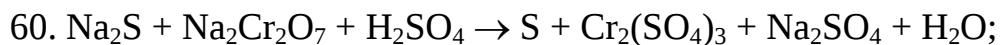
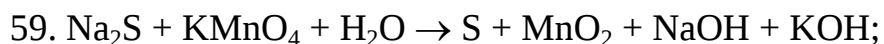
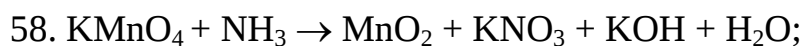


Внутримолекулярная реакция, поскольку в реакции окислителем и восстановителем являются разные элементы одной и той же молекулы вещества.

Контрольные задачи.

51 – 60. Расставьте коэффициенты в окислительно-восстановительных реакциях, используя метод электронного баланса, или метод полуреакций. Укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления. Определите тип окислительно-восстановительных реакций.





Литература: [1, гл. 11, § 1, 2; 2, гл. 9, §1 – 3; 3, гл. 8, §1 – 4; 5, гл. 9, § 1; 7, ч. 1, гл. 2, § 6; 9, гл. 2, § 2; 12], прил. 6.

2.2.7. Гальванические элементы

Устройства, в которых химическая энергия окислительно-восстановительной реакции превращается в энергию электрического тока, называются химическими источниками тока, или гальваническими элементами. Реакции, протекающие в гальванических элементах, являются самопроизвольными ($\Delta G < 0$). Гальванический элемент состоит из двух электродов, опущенных в растворы электролитов и контактирующих друг с другом через солевой мостик или полупроницаемую мембрану. Электрод, заряженный отрицательно (с меньшим значением φ^0 , В), на котором в процессе работы гальванического элемента происходит процесс окисления, называется *анодом*. Электрод, заряженный положительно (с большим значением φ^0 , В), на котором протекает восстановительный процесс, называется *катодом*. Электродвижущая сила (ЭДС, E) правильно замкнутого гальванического элемента при равновесном поведении процесса рассчитывается как разность между потенциалами катода и анода.

Пример. Составьте схему и разберите работу гальванического элемента, который описывается схемой: $\text{Mg} | \text{MgSO}_4 || \text{HCl} | \text{H}_2, \text{Pt}, C_{\text{Mg}^{2+}} = 10^{-2} \text{ М (моль/л)}, C_{\text{H}^+} = 1 \text{ М (моль/л)}; \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 = -2,37 \text{ В}, \varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0 \text{ В}$. Укажите направление движения электронов во внешней цепи. Вычислите значение E и ΔG гальванического элемента.

Решение. Значения электродных потенциалов по уравнению Нернста будут такими:

$$\varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}} = \varphi_{\text{Mg}^{2+}/\text{Mg}}^0 + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Mg}^{2+}};$$

$$\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2^0} = 0 + \frac{0,059}{1} \lg 1 = 0 \text{ B.}$$



их солей с концентрациями ионов, М (моль/л): $C_{\text{Mg}^{2+}} = 10^{-4}$, $C_{\text{Zn}^{2+}} = 10^{-2}$. Сравните полученное значение ЭДС с ЭДС гальванического элемента, образованного стандартными электродами тех же металлов.

64. Какие процессы происходят у электродов никелевого концентрационного гальванического элемента, если у одного из электродов $C_{\text{Ni}^{2+}}$ равна 1 М (моль/л), а у другого – 10^{-3} М (моль/л)? Рассчитайте ЭДС этого элемента и изменение величины энергии Гиббса. В каком направлении движутся электроны во внешней цепи?

65. Гальванический элемент, образованный никелем, погруженным в раствор нитрата никеля с концентрацией, равной 10^{-4} моль/л, и серебром, погруженным в раствор нитрата серебра, имеет значение ЭДС 1,108 В. Определите концентрацию ионов Ag^+ в растворе соли.

66. Гальваническая цепь составлена железом, погруженным в раствор его соли с концентрацией ионов Fe^{2+} , равной 0,001 моль/л, и медью, погруженной в раствор ее соли. Какой концентрации должен быть раствор соли меди, чтобы ЭДС цепи стала равной нулю?

67. Какой гальванический элемент называется концентрационным? Составьте схему, напишите электронные уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, состоящего из серебряных электродов, опущенных в растворы нитрата серебра: первый – в 0,01 М (моль/л), второй – в 0,1 М (моль/л). Вычислите изменение энергии Гиббса.

68. При каком условии будет работать гальванический элемент, электроды которого сделаны из одного и того же металла? Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, в котором один медный электрод находится в 0,001 М (моль/л) растворе, второй такой же электрод – в 0,01 М (моль/л) растворе сульфата меди (II). Вычислите изменение величины энергии Гиббса.

69. Рассчитайте ЭДС гальванопары, образованной кадмием и цинком, если кадмий находится в стандартных условиях, а цинк погружен в 0,01 М (моль/л) раствор сульфата цинка.

70. Железная и серебряная пластины соединены внешним проводником и погружены в раствор серной кислоты. Составьте схему данного гальванического элемента и напишите электронные уравнения процессов, происходящих на аноде и на катоде. Вычислите ЭДС и изменение энергии Гиббса при стандартных условиях.

Литература: [1, гл. 12, §1 – 4; 2, гл. 9, § 3.1 – 4; 3, гл. 8, § 5, 6; 4, гл. 8; 5, гл. 9, § 2 – 4, 8; 6, гл. 1 – 3; 7, ч. 1, гл. 3, § 5; 10], прил. 4, 6.

2.2.8. Коррозия металлов и сплавов

Коррозия – это самопроизвольно протекающий процесс разрушения металлов, вызываемый их окислением вследствие химического или электрохимического взаимодействия металла с окружающей средой. Основная причина коррозии металлов – их термодинамическая неустойчивость ($\Delta G < 0$).

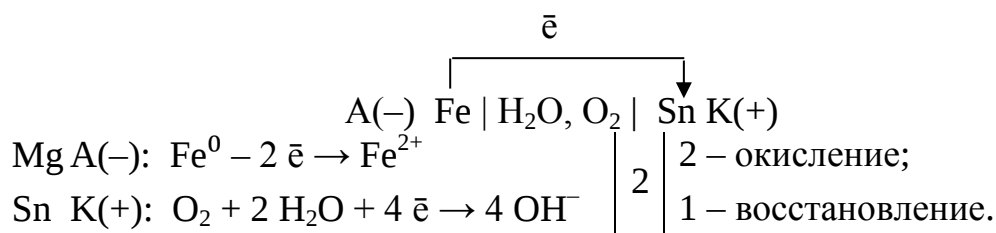
Наиболее распространенным видом коррозии является электрохимическая коррозия. Этот вид коррозии представляет собой процесс взаимодействия металла с компонентами-окислителями из среды и включает в себя анодное окисление (растворение) металла ($\text{Me}^0 - n \bar{e} \rightarrow \text{Me}^{n+}$) и катодное восстановление окислителя-деполяризатора (O_2 , H_2O и H^+). Основным отличием процессов электрохимической коррозии от процессов в гальваническом элементе является отсутствие внешней цепи. Электроны не выходят в процессе коррозии из корродирующего металла, а двигаются внутри него.

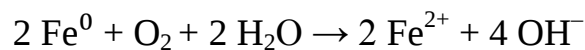
Основными способами защиты металлов и сплавов от коррозии являются легирование, нанесение защитных слоев и покрытий (неметаллических и металлических – анодное и катодное покрытие), электрохимическая защита (катодная и анодная поляризация), протекторная защита, снижение агрессивности коррозионной среды.

Пример. Как происходит атмосферная коррозия луженого железа при нарушении целостности покрытия? Приведите уравнения реакций образования вторичных продуктов коррозии железа с учетом окисления гидроксида железа (II) до гидроксида железа (III), приводящего к образованию ржавчины.

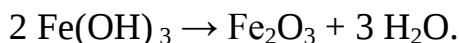
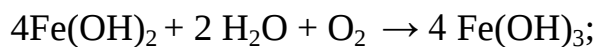
Решение. Луженое железо – катодное покрытие, так как железо покрыто ($\varphi_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,44 \text{ В}$) менее активным металлом оловом ($\varphi_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,14 \text{ В}$). При нарушении целостности оловянного покрытия железо корродирует.

Схему коррозионной гальванопары и электродные процессы первичной коррозии можно выразить в виде:





Уравнения протекающих вторичных процессов имеют вид:



Конечным продуктом коррозии является нерастворимая ржавчина, имеющая сложный оксидно-гидроксидный состав: FeOOH и $m \text{Fe}_x\text{O}_y \cdot n \text{H}_2\text{O}$.

Контрольные задачи.

71. Магний склепан с медью. Какой из металлов будет подвергаться коррозии, если эти металлы попадут в кислотную среду? Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом. Подсчитайте ЭДС и ΔG_{298}^0 этого элемента для стандартных условий. Напишите соответствующие уравнения реакций, поясните ответ рисунком.

72. Железо покрыто никелем. Какой из металлов будет корродировать в случае разрушения поверхности покрытия? Коррозия происходит в нейтральной среде. Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом. Подсчитайте ЭДС и ΔG_{298}^0 этого элемента для стандартных условий. Напишите соответствующие уравнения реакций, поясните ответ рисунком.

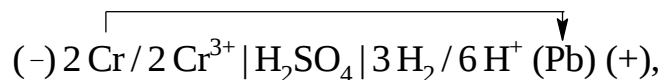
73. Если на стальной предмет нанести каплю воды, то коррозии подвергается средняя, а не внешняя часть смоченного металла. После высыхания капли в ее центре появляется пятно ржавчины. Чем это можно объяснить? Какой участок металла, находящийся под каплей воды, является анодным и какой катодным? Составьте уравнения соответствующих процессов, поясните ответ рисунком.

74. Железо покрыто оловом. Какой из металлов будет корродировать в случае разрушения поверхности покрытия? Коррозия происходит в кислотной среде. Составьте схему коррозионного гальванического элемента, образующегося при этом. Подсчитайте ЭДС и ΔG_{298}^0 этого элемента для стандартных условий. Напишите соответствующие уравнения реакций, поясните ответ рисунком.

75. Железо покрыто хромом. Какой из металлов будет корродировать в случае нарушения поверхностного слоя покрытия в атмосфере влажного воздуха? Составьте схему процессов, происходящих на электродах образующегося гальванического элемента. Подсчитайте ЭДС и ΔG_{298}^0 этого элемента для стан-

дартных условий. Напишите соответствующие уравнения реакций, поясните ответ рисунком.

76. Гальванический элемент



образовавшийся при коррозии хрома, спаянного со свинцом, дает ток силой 6 А. Сколько граммов хрома окислится и сколько литров водорода выделится за 55 с работы этого элемента? Напишите соответствующие уравнения реакций, поясните ответ рисунком.

77. Почему при никелировании железных деталей их предварительно покрывают медью, а потом – никелем? Составьте электронные схемы процессов при коррозии никелированной детали, если слой никеля поврежден. Поясните ответ рисунком.

78. Как протекает коррозия в случае повреждения поверхностного слоя оцинкованного и никелированного железа при их контакте с водой? Напишите соответствующие уравнения реакций, поясните ответ рисунком. Определите, в каком случае коррозия протекает быстрее, ответ подтвердите расчетом.

79. Две железные пластинки, частично покрытые одна оловом, другая медью, находятся во влажном воздухе. Составьте электронные уравнения водного и катодного процессов коррозии этих пластинок. Каков состав продуктов коррозии железа? На какой из этих пластинок быстрее образуется ржавчина? Почему? Ответ подтвердите расчетом.

80. Медь покрыта оловом. При нарушении оловянного покрытия работает гальванический элемент



который дает ток силой 7,5 А. Сколько граммов олова растворится и сколько литров водорода выделится на медном катоде за 25 мин? Напишите соответствующие уравнения реакций, поясните ответ рисунком.

2.2.9. Электролиз

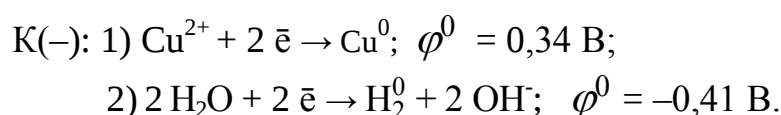
Электролиз – ОВР, протекающая на электродах при пропускании электролитического тока через раствор или расплав электролита. В электролизере ОВР протекает под внешним воздействием в направлении, противоположном самопроизвольному, протекающему в гальваническом элементе ($\Delta G > 0$).

При электролизе расплавов K_nA_m положительно заряженные ионы (катионы металла или H^+) восстанавливаются на катоде ($K(+)$: $K^{m+} + m \bar{e} \rightarrow K^0$ или $2H^+ + 2 \bar{e} \rightarrow H_2^0$) и отрицательно заряженные ионы (кислотного остатка или OH^-) окисляются на аноде ($A(+)$: $A^{n-} - n \bar{e} \rightarrow A^0$). В данном случае катод заряжен отрицательно, анод – положительно.

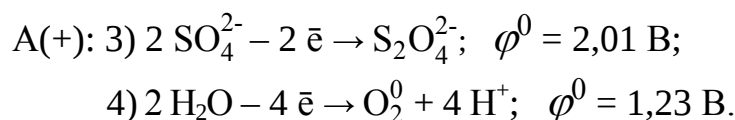
При рассмотрении электролиза растворов K_nA_m следует учитывать то, что в водных растворах кроме катионов и анионов электролита всегда присутствуют ионы воды – ионы H^+ и OH^- и молекулы воды. Поэтому у катода могут восстанавливаться катионы электролита, H^+ и молекулы воды, а у анода могут окисляться анионы электролита, OH^- и молекулы воды. Первым на катоде происходит процесс с наибольшим значением стандартного электродного потенциала, на аноде – с наименьшим значением стандартного электродного потенциала (прил. 6).

Пример. Через водный раствор $CuSO_4$ в течение 10 ч пропускали ток силой 3 А. Составьте уравнение электролиза и определите массы образовавшихся на электродах веществ, учитывая, что выход по току составил 80 %.

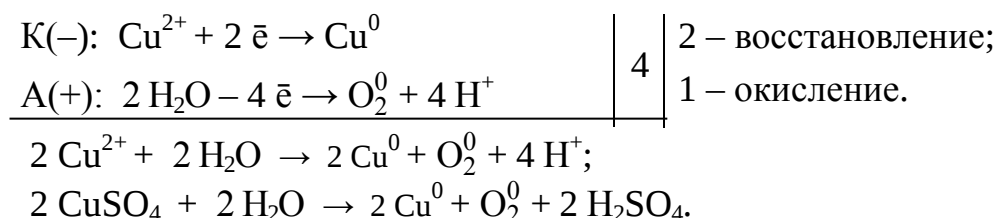
Решение. На электродах могут протекать два конкурирующих процесса:



Так как $0,34 \text{ В} \gg -0,41 \text{ В}$, на катоде будут разряжаться ионы меди и будет выделяться металлическая медь:



Так как, $2,01 \text{ В} > 1,23 \text{ В}$, на аноде будет выделяться кислород и у анода будет образовываться серная кислота:



Для вычисления количества образовавшихся меди и кислорода используем количественный закон электролиза Фарадея с учетом выхода по току:

$$m_{\text{Cu}} = \frac{M_{\text{Cu}} \cdot I \cdot t}{n \cdot F} \cdot \eta; \quad m_{\text{O}_2} = \frac{M_{\text{O}_2} \cdot I \cdot t}{n \cdot F} \cdot \eta,$$

где M_{Cu} и M_{O_2} – молярные массы меди и кислорода, г/моль; I – сила тока, А; t – время, с; n – число электронов, участвующих в электродном процессе; F – постоянная Фарадея, Кл/моль; η – выход по току.

$$m_{\text{Cu}} = \frac{64 \cdot 36000 \cdot 3}{2 \cdot 96500} \cdot 0,8 = 28,7 \text{ (г)}; \quad m_{\text{O}_2} = \frac{32 \cdot 36000 \cdot 3}{4 \cdot 96500} \cdot 0,8 = 7,2 \text{ (г)}.$$

Контрольные задачи.

81. Какой объем водорода (н. у.) выделится при пропускании электрического тока силой 2 А в течение 42 мин через раствор серной кислоты? Напишите соответствующие уравнения реакций.

82. Электролиз раствора K_2SO_4 проводили при силе тока 5 А в течение 3 ч. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на электродах. Какая масса воды при этом разложилась и чему равен объем газов (н. у.), выделившихся на катоде и аноде?

83. Какой силы ток должен быть использован для того, чтобы выделить из раствора Ag_2SO_4 серебро массой 108 г за 6 мин? Составьте схему электролиза этого раствора при использовании графитовых электродов.

84. Через раствор сульфата железа (II) пропускали ток силой 13,4 А в течение одного часа. Определите массу железа, выделившегося на катоде, если выход по току составляет 70 %. Составьте схему электролиза этого раствора при использовании угольных электродов.

85. Какое количество электричества потребуется для получения 1 кг олова при электролизе водного раствора сульфата олова (II)? Запишите уравнение электродных процессов, протекающих при электролизе этого раствора с угольными электродами.

86. Составьте электронные уравнения процессов, протекающих на угольных электродах при электролизе водного раствора хлорида магния. Вычислите силу тока, если известно, что при электролизе хлорида магния в течение 30 мин на катоде выделилось 8,4 л водорода, измеренного при н. у.

87. Сколько времени необходимо проводить электролиз водного раствора хлорида золота (III) при силе тока в 1 А для выделения на катоде 1 г золота? Приведите уравнения электродных процессов с угольными электродами.

88. При электролитическом рафинировании меди через водный раствор сульфата меди (II) пропускали ток силой 25 А в течение 4 ч. При этом на катоде выделилось 112 г меди. Рассчитайте выход по току. Составьте уравнения электродных процессов, учитывая, что анод установлен из меди, подлежащей очистке.

89. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах, при электролизе раствора KOH. Чему равна сила тока, если в течение 1 ч 15 мин 20 с на аноде выделилось 6,4 г газа? Сколько литров газа (н. у.) выделилось при этом на катоде?

90. Составьте электронные уравнения процессов, происходящих на графитовых электродах при электролизе раствора бромида калия. Какая масса вещества выделяется на катоде и аноде, если электролиз проводить в течение 1 ч 35 мин при силе тока 15 А?

Литература: [1, гл. 12, § 5, 6; 2, гл. 9, § 5, 6; 3, гл. 8, § 7; 4, гл. 8; 5, гл. 9, § 6, 7; 7, ч. 1, гл. 3, § 6; 8, гл. 1, § 1 – 7; 12], прил. 6.

2.2.10. Идентификация неорганических веществ

Химическая идентификация – установление вида частиц (молекул, атомов, ионов, радикалов), составляющих исследуемый образец (пробу). Химическая идентификация состава образца с точки зрения природы содержащихся в нем компонентов называется качественным анализом. С помощью качественного анализа устанавливают, содержится в пробе определяемый компонент (вещество или частицы) или не содержится. В классическом курсе неорганического качественного анализа данный результат достигается с применением схемы разделения, завершающейся обнаружением отдельных компонентов с помощью соответствующих химических реакций.

Пример. В пяти пронумерованных пробирках находятся растворы следующих веществ: AlCl_3 , FeCl_3 , FeCl_2 , MgCl_2 , CuCl_2 . Как отличить друг от друга катионы вещества, используя растворы только одного реагента? Какой реагент можно использовать для идентификации солей? Запишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионных формах, охарактеризуйте признаки их протекания.

Решение. Для идентификации солей можно использовать растворы щелочей, например раствор NaOH.

1. $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow$; белый осадок, растворимый в избытке щелочи: $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$.

2. $\text{Fe}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_3\downarrow$; красно-бурый осадок, не растворимый в избытке щелочи.

3. $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe}(\text{OH})_2\downarrow$; белый с зеленым оттенком осадок, темнеющий на свету: $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$.

4. $\text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2\downarrow$; белый осадок, не растворимый в избытке щелочи.

5. $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$; голубой или

$\text{Cu}^{2+} + \text{OH}^- = \text{CuOH}^+\downarrow$ зеленоватый осадок.

Контрольные задачи.

91. Каким образом можно проверить, содержит ли а) NaCl примесь NH_4Cl ; б) NaOH примесь Na_2CO_3 ; в) CuSO_4 примесь CaCO_3 , в) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ примесь $\text{Be}(\text{OH})_2$? Запишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионных формах, охарактеризуйте признаки их протекания.

92. Как можно очистить медный купорос от примеси а) песка и мела; б) сульфата железа (III); в) сульфата алюминия; г) сульфата железа (II)? Запишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионных формах, охарактеризуйте признаки их протекания.

93. Серо-зеленый порошок оксида хрома (III) сплавляли с избытком щелочи, полученное вещество растворили в воде, при этом получился темно-зеленый раствор. К полученному щелочному раствору прибавили пероксид водорода. Получился раствор желтого цвета, который при добавлении серной кислоты приобретает оранжевый цвет. При пропускании сероводорода через полученный подкисленный оранжевый раствор он мутнеет и вновь становится зеленым. Запишите уравнения протекающих реакций.

94. С помощью каких реакций можно доказать присутствие в растворах следующих анионов: Cl^- , SO_4^{2-} , CO_3^{2-} , SO_3^{2-} , SiO_3^{2-} , CrO_4^{2-} , S^{2-} ? Запишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионных формах, охарактеризуйте признаки их протекания.

95. Даны три соли. Первая соль окрашивает пламя в фиолетовый цвет, вторая – в желтый. Раствор третьей соли образует белый осадок с раствором первой соли, желтый осадок с раствором второй соли и белый творожистый осадок с раствором нитрата серебра. Назовите заданные соли, ответ подтвердите соответствующими уравнениями реакций в молекулярной и ионных формах.

96. В пяти пробирках находятся растворы следующих веществ: NaOH , NaCl , Na_2S , NaI и $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Как определить эти вещества, используя только один допол-

нительный реактив? Запишите уравнения реакций в молекулярной и ионных формах, отметьте признаки их протекания.

97. В пяти пронумерованных пробирках находятся растворы следующих веществ: ZnSO_4 , FeSO_4 , CuSO_4 , NiSO_4 , CoSO_4 . Как отличить друг от друга вещества, используя растворы гидроксида натрия и сульфида натрия. Запишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионных формах, охарактеризуйте признаки их протекания.

98. К водному раствору нитрата алюминия добавили соду. Выпавший осадок отфильтровали и прокалили. Затем его тщательно перемешали с твердым гидроксидом натрия и при нагревании сплавляли. К полученному веществу добавили воду. Запишите уравнения описанных реакций.

99. Сплав неизвестного металла и сульфида этого металла растворили в растворе соляной кислоты. При добавлении к образовавшемуся раствору красной кровяной соли получается осадок, интенсивно окрашенный в синий цвет. При растворении сплава в соляной кислоте выделяется смесь газов, при пропускании которых через раствор нитрата свинца образуется осадок черного цвета. Назовите неизвестный металл. Запишите уравнения протекающих реакций в молекулярной и ионных формах.

100. Какие из солей угольной кислоты имеют наибольшее применение в промышленности? Как получить соду исходя из металлического натрия, хлороводородной (соляной) кислоты, мрамора и воды? Почему в растворе соды лакмус приобретает синий цвет? Ответ подтвердите уравнениями химических реакций.

Литература: [7, ч. 2, гл. 2, § 2; 11 – 13].

3. ПРИМЕРЫ ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ

3.1. Тест 1

1) Сколько электронов содержит атом меди в основном состоянии на внешнем энергетическом уровне:

а) 2; б) 18; в) 1; г) 10; д) 11?

2) Какая частица имеет большее число протонов, чем электронов:

а) Na^+ ; б) S; в) S^{2-} ; г) Na; д) Ne?

3) При какой температуре протекает химическая реакция

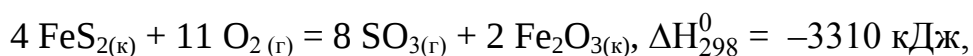


а) при высокой; б) при низкой; в) при высокой и при низкой;

г) не протекает ни при низкой, ни при высокой;

д) при стандартных условиях?

4) Какая масса FeS_2 прореагирует с кислородом по реакции, термохимическое уравнение которой



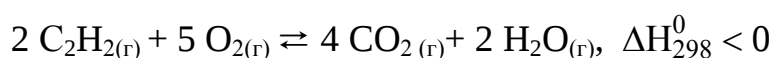
если выделилось 4965 кДж теплоты, г:

а) 360; б) 180; в) 720; г) 520; д) 2880?

5) Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при 60 °С реакция полностью протекает за 270 с, а при 80 °С – за 30 с:

а) 2,5; б) 2; в) 3; г) 4; д) 1,5?

6) Для смещения равновесия в уравнении реакции



в сторону образования ацетилена C_2H_2 необходимо:

а) понизить температуру, уменьшить концентрацию CO_2 ;

б) увеличить давление;

в) повысить температуру, увеличить концентрацию ацетилена;

г) понизить температуру, увеличить концентрацию CO_2 ;

д) добавить катализатор.

7) Какое из следующих уравнений реакций можно свести к сокращенному ионному уравнению $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$:

а) $\text{HCl} + \text{Cu}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CuOHCl} + \text{H}_2\text{O}$;

б) $\text{HBr} + \text{KOH} \rightarrow \text{KBr} + \text{H}_2\text{O}$;

в) $2 \text{HNO}_3 + \text{Fe}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2 \text{H}_2\text{O}$;

г) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{RbOH} \rightarrow \text{RbHSO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

д) $\text{HCN} + \text{KOH} \rightarrow \text{KCN} + \text{H}_2\text{O}$?

8) В водном растворе какой соли индикатор лакмус приобретает фиолетовую окраску:

а) CH_3COOK ; б) NaNO_3 ; в) K_2S ; г) CuSO_4 ; д) K_2SO_3 ?

9) При какой температуре (°С) будет замерзать раствор этилового спирта, массовая доля растворенного вещества в котором составляет 20 %, а криоскопическая константа воды $K_{\text{к}} = 1,86 \text{ } ^\circ\text{C}$:

а) $-10,1$; б) $-5,05$; в) $-20,2$; г) -2 ; д) -6 ?

10) Как называют систему с жидкой дисперсионной средой и дисперсной фазой в виде коллоидных частиц:

а) суспензия; б) раствор высокомолекулярных веществ; в) пена; г) лиозоль; д) эмульсия?

11) Восстановление азота происходит в случае:

- а) $\text{N}^{3-} \rightarrow \text{N}_2$; б) $\text{N}_2 \rightarrow \text{NO}_3^-$; в) $\text{NO} \rightarrow \text{NO}_2^-$; г) $\text{N}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{NO}_2^-$;
д) $\text{NO}_3^- \rightarrow \text{N}^{3-}$.

12) Какое из уравнений реакций является диспропорционированием:

- а) $\text{H}_2\text{SO}_3 + 2\text{H}_2\text{S} \rightarrow 3\text{S} + 3\text{H}_2\text{O}$; б) $\text{NH}_4\text{NO}_2 \rightarrow \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
в) $\text{H}_2 + \text{J}_2 \rightarrow 2\text{HJ}$; г) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$; д) $\text{N}_2\text{H}_4 \rightarrow \text{N}_2 + \text{NH}_3$?

13) Как изменится ЭДС гальванического элемента $\text{Pb} | \text{Pb}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag}$, если в раствор, содержащий ионы свинца, добавить сероводород:

- а) увеличится; б) не изменится; в) уменьшится;
г) возрастет и затем уменьшится; д) уменьшится и далее увеличится?

14) Какой из гальванических элементов является концентрационным:

- а) $\text{Pb} | \text{Pb}^{2+} (0,02 \text{ моль/л}) || \text{Ag}^+ (0,02 \text{ моль/л}) | \text{Ag}$;
б) $\text{Pt}, \text{H}_2 | \text{H}^+ (0,01 \text{ моль/л}) || \text{H}^+ (0,10 \text{ моль/л}) | \text{H}_2, \text{Pt}$;
в) $\text{Pb} | \text{Pb}^{2+} (0,01 \text{ моль/л}) || \text{H}^+ (0,02 \text{ моль/л}) | \text{H}_2, \text{Pt}$;
г) $\text{Pt}, \text{H}_2 | \text{H}^+ (0,01 \text{ моль/л}) || \text{H}^+ (0,01 \text{ моль/л}) | \text{H}_2, \text{Pt}$;
д) $\text{Ag} | \text{Ag}^+ (0,01 \text{ моль/л}) || \text{Ag}^+ (0,01 \text{ моль/л}) | \text{Ag}$?

15) Какая пара металлов будет корродировать с наибольшей скоростью:

- а) хром – алюминий; б) железо – хром; в) никель – алюминий;
г) железо – кадмий; д) олово – кадмий?

16) Какой из металлов может быть выбран в качестве протектора для защиты железных рельсов от коррозии:

- а) кальций; б) цинк; в) олово; г) никель; д) медь?

17) Какой из металлов будет растворяться на аноде первым при электролизе водного раствора CuSO_4 , если в качестве анода используют черновую медь, содержащую примеси никеля и золота:

- а) медь; б) золото; в) никель; г) медь, затем никель;
д) медь, затем золото?

18) Какое значение pH имеет раствор в результате полного электролиза водного раствора бромида натрия с инертными электродами:

- а) $\text{pH} = 7$, нейтральная среда; б) $\text{pH} < 7$, кислая среда;
в) $\text{pH} \leq 7$, слабокислая среда; г) $\text{pH} > 7$, щелочная среда;
д) значение pH не изменилось?

19) При взаимодействии с каким реагентом катионов железа (III) образуется темно-синий осадок «берлинской лазури»:

- а) гексацианоферратом (III) калия; б) щелочами; в) солью Мора;
г) роданидом калия; д) гексацианоферратом (II) калия?

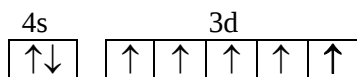
- 20) Отделить ионы цинка от ионов железа (II) можно действием раствора:
 а) H_2SO_4 ; б) K_2CO_3 ; в) NaOH ; г) NH_4OH ; д) HCl .

3.2. Тест 2

1) С помощью какой формулы можно рассчитать максимальное количество электронов, находящихся на соответствующем энергетическом уровне:

- а) $(2l + 1)$; б) $2n^2$; в) $2(2l + 1)$; г) n^2 ; д) $n^2 + 2$?

2) Какой набор квантовых чисел характеризует отмеченный электрон в атоме марганца:

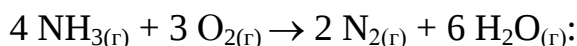


- а) $n = 4, l = 3, m_l = 2, m_s = \frac{1}{2}$; б) $n = 3, l = 2, m_l = +2, m_s = \frac{1}{2}$;
 в) $n = 3, l = 2, m_l = -1, m_s = \frac{1}{2}$; г) $n = 3, l = 2, m_l = +2, m_s = -\frac{1}{2}$;
 д) $n = 4, l = 1, m_l = +1, m_s = -\frac{1}{2}$?

3) Чему равен стандартный тепловой эффект (изменение энтальпии) реакции ΔH_{298}^0 , кДж $\text{Fe}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 2 \text{Al}_{(\text{к})} \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_{3(\text{к})} + 2 \text{Fe}_{(\text{к})}$, если стандартные теплоты (изменения энтальпии) образования веществ составляют: $\Delta H_{298}^0(\text{Al}_2\text{O}_3) = -1675,0$ кДж/моль и $\Delta H_{298}^0(\text{Fe}_2\text{O}_3) = -821$ кДж/моль:

- а) -854 ; б) $+854$; в) -249 ; г) $+249$; д) $+427$?

4) Не проводя расчетов, оцените, как изменяются энтропия реакции и возможность ее протекания в изолированной системе:

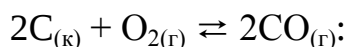


- а) $\Delta S_{298}^0 < 0$, возможно; б) $\Delta S_{298}^0 > 0$, возможно;
 в) $\Delta S_{298}^0 < 0$, невозможно; г) $\Delta S_{298}^0 > 0$, невозможно;
 д) реакция находится в состоянии равновесия.

5) Как изменится скорость реакции $2 \text{H}_{2(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \rightarrow 2 \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})}$, если давление в системе увеличить в три раза:

- а) увеличится в 3 раза; б) увеличится в 9 раз; в) уменьшится в 27 раз;
 г) увеличится в 2 раза; д) увеличится в 27 раз?

6) Какое соотношение представляет собой константу равновесия K_p для химического равновесия, описываемого уравнением реакции



- а) $\frac{[\text{CO}]^2}{[\text{C}]^2 \cdot [\text{O}_2]}$; б) $\frac{[\text{C}]^2 \cdot [\text{O}_2]}{[\text{CO}]^2}$; в) $\frac{[\text{C}] \cdot [\text{O}_2]}{[\text{CO}]}$; г) $\frac{[\text{CO}]^2}{[\text{O}_2]}$; д) $\frac{[\text{O}_2]}{[\text{CO}]^2}$?

- 7) При диссоциации какого вещества в растворе образуется наибольшее число ионов:
- а) $\text{Ca}(\text{ClO}_4)_2$; б) H_2SO_4 ; в) NaHSO_4 ; г) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; д) $\text{Cu}(\text{OH})_2$?
- 8) В каком случае все соли подвергаются гидролизу по катиону:
- а) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$, NaBr , K_2SO_4 ; б) KF , K_2SiO_3 , CH_3COOK ;
в) Rb_2CO_3 , AgCl , CaCl_2 ; г) K_3PO_4 , NaCN , MgI_2 ;
д) AgNO_3 , CuSO_4 , NH_4Cl ?
- 9) Чему равно осмотическое давление раствора, кПа, содержащего 2,24 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$ в 100 мл раствора при 25 °С:
- а) 50,58; б) 603; в) 0,603; г) 0,051; д) 301,5?
- 10) Какой из ионов является противоионом в гидрозоле, полученном при взаимодействии FeCl_3 с избытком Na_3PO_4 :
- а) Fe^{3+} ; б) Cl^- ; в) PO_4^{3-} ; г) Na^+ ; д) FePO_4 ?
- 11) Чему равен коэффициент перед формулой окислителя в суммарном уравнении реакции $\text{Zn} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$:
- а) 2; б) 5; в) 4; г) 8; д) 1?
- 12) Какая из реакций является внутримолекулярной:
- а) $\text{H}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$; б) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KClO}_4 + \text{KCl}$;
в) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$; г) $\text{KClO}_3 + \text{S} \rightarrow \text{KCl} + \text{SO}_2$;
д) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{NH}_4\text{HSO}_3 + \text{NH}_3$?
- 13) Какие вещества взаимодействуют в водном растворе:
- а) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4$; б) $\text{Fe} + \text{MgSO}_4$; в) $\text{Zn} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2$; г) $\text{Ag} + \text{HCl}$;
д) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$?
- 14) Чему равен потенциал водородного электрода при pH = 10 В:
- а) -0,30; б) 0,30; в) 0,59; г) -0,59; д) 1,20?
- 15) Какой процесс будет протекать на катодном участке при электрохимической коррозии железа, покрытого магнием, в нейтральной среде, содержащей кислород:
- а) $\text{Mg}^0 - 2\bar{e} \rightarrow \text{Mg}^{2+}$; б) $\text{Fe} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^{2+}$; в) $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} \rightarrow 4\text{OH}^-$;
г) $2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2^0$; д) $\text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\bar{e} \rightarrow 2\text{H}_2\text{O}$?
- 16) Какой металл можно использовать в качестве катодного покрытия для защиты стальных изделий от коррозии:
- а) Zn; б) Cu; в) Ca; г) Cr; д) Al?

- 17) Из какого материала сделан анод при электролизе водного раствора сульфата никеля (II), если на аноде протекает процесс: $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$:
 а) свинца; б) меди; в) никеля; г) графита; д) олова?
- 18) Сколько водорода выделилось на катоде при электролизе водного раствора NaOH, если на аноде выделилось 2,8 л кислорода (н. у.), л:
 а) 11,2; б) 2,8; в) 5,6; г) 44,8; д) 22,4?
- 19) Каким реагентом можно обнаружить присутствие ионов меди (II) в растворе:
 а) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; б) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; в) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$; г) HCl;
 д) $\text{K}_2[\text{Co}(\text{NH}_3)(\text{NO}_2)_5]$?
- 20) С помощью какого вещества можно разделить следующие соли: NaI, KCl, MgBr_2 , Na_2S :
 а) NaOH; б) H_2SO_4 ; в) Cl_2 ; г) CuSO_4 ; д) AgNO_3 ?

4. ОТВЕТЫ К ТЕСТОВЫМ ЗАДАНИЯМ

Таблица 3

Таблица ответов к тестовым заданиям

Но- мер вари- анта	Номер вопроса																			
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19	20
1	в	а	б	в	в	г	б	б	а	д	д	д	а	б	в	б	в	г	д	в
2	б	б	а	б	б	г	г	д		в	а	в	в	г	в	б	г	в	а	д

Библиографический список

1. Вольхин В. В. Общая химия. Основной курс / В. В. Вольхин. СПб: Лань, 2008. 464 с.
2. Глинка Н. Л. Общая химия / Н. Л. Глинка. М.: Интеграл-Пресс, 2008. 727 с.
3. Глинка Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии: Учебное пособие / Н. Л. Глинка. М.: КноРус, 2014. 240 с.
4. Задачи и упражнения по общей химии / Б. И. Адамсон, О. Н. Гончарук и др. М.: Высшая школа, 2006. 255 с.

5. Коровин Н. В. Общая химия. Теория и задачи / Н. В. Коровин, Н. В. Кулешов. СПб: Лань, 2014. 496 с.
6. Зырянова И. М. Основы электрохимии. Химические источники тока / И. М. Зырянова / Омский гос. ун-т путей сообщения. Омск, 2009. 41 с.
7. Зырянова И. М. Тестовые задания по химии / И. М. Зырянова, Л. Н. Круглова / Омский гос. ун-т путей сообщения. Омск, 2014. Ч. 1. 43 с; Ч. 2. 45 с.
8. Зырянова И. М. Электрохимические процессы. Электролиз / И. М. Зырянова / Омский гос. ун-т путей сообщения. Омск, 2014. 36 с.
9. Круглова Л. Н. Методические указания для самостоятельной подготовки студентов по химии / Л. Н. Круглова, И. М. Зырянова / Омский гос. ун-т путей сообщения. Омск, 2013. Ч. 1. 43 с.; Ч. 2. 42 с.
10. Замышляева О. Г. Вопросы и задачи по курсу «Коллоидная химия» / О. Г. Замышляева / Нижегородский гос. ун-т. Нижний Новгород, 2010. 47 с.
11. Свинцова Л. Д. Химические методы анализа. Часть I. Идентификация вещества: Учебное пособие / Л. Д. Свинцова / Томский политехн. ун-т. Томск, 2008. 74 с.
12. Химия / Л. Н. Блинов, М. С. Гутенев и др. СПб: Лань, 2012. 480 с.
13. Поддубная О. В. Химия. Общая химия. Основные методы аналитической химии / О. В. Поддубная, И. В. Ковалева, Т. В. Булак / Брянская гос. сельскохозяйств. акад. Горки, 2014. 128 с.

ОБРАЗЕЦ ОФОРМЛЕНИЯ ТИТУЛЬНОГО ЛИСТА КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

Министерство транспорта Российской Федерации
Федеральное агентство железнодорожного транспорта
ОмГУПС, кафедра «Физика и химия»

Контрольная работа

по дисциплине	«Химия»
студента ЗФ	Иванова Евгения Викторовича
направление (специальность)	«Подвижной состав железных дорог»,
профиль (специализация)	«Локомотивы»
шифр студента	6576
Вариант	13
Подпись студента:	
Дата сдачи:	
Рецензент:	канд. пед. наук, доцент Зырянова Ирина Михайловна или канд. хим. наук, доцент Герк Светлана Александровна

Периодическая система Д. И. Менделеева

42

Период	Ряд	Группы элементов											
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
1	I	H 1 1,00794 ВОДОРОД						(H)			2 1s ² 4,00260 ГЕЛИЙ		
2	II	Li 3 6,94 ЛИТИЙ	Be 4 9,01218 БЕРИЛЛИЙ	5 2s ² 2p ¹ 10,81 БОР	6 2s ² 2p ² 12,011 УГЛЕРОД	7 2s ² 2p ³ 14,0067 АЗОТ	8 2s ² 2p ⁴ 15,999 КИСЛОРОД	9 2s ² 2p ⁵ 18,9984 ФТОР			10 2s ² 2p ⁶ 20,17 НЕОН		
3	III	Na 11 22,9898 НАТРИЙ	Mg 12 24,305 МАГНИЙ	13 3s ² 3p ¹ 26,9815 АЛЮМИНИЙ	14 3s ² 3p ² 28,085 КРЕМНИЙ	15 3s ² 3p ³ 30,97376 ФОСФОР	16 3s ² 3p ⁴ 32,06 СЕРА	17 3s ² 3p ⁵ 35,453 ХЛОР			18 3s ² 3p ⁶ 39,94 АРГОН		
4	IV	K 19 39,098 КАЛИЙ	Ca 20 40,08 КАЛЬЦИЙ	Sc 21 44,956 СКАНДИЙ	Ti 22 47,9 ТИТАН	V 23 50,9415 ВАНАДИЙ	Cr 24 51,996 ХРОМ	Mn 25 54,9380 МАРГАНЕЦ	Fe 26 55,84 ЖЕЛЕЗО	Co 27 58,933 КОБАЛЬТ	Ni 28 58,70 НИКЕЛЬ		
	V	29 4s ¹ 3d ¹⁰ 63,54 МЕДЬ	30 4s ² 3d ¹⁰ 65,38 ЦИНК	31 4s ² 3d ¹⁰ 4p ¹ 69,72 ГАЛЛИЙ	32 4s ² 3d ¹⁰ 4p ² 72,5 ГЕРМАНИЙ	33 4s ² 3d ¹⁰ 4p ³ 74,921 МЫШЬЯК	34 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁴ 78,9 СЕЛЕН	35 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁵ 79,904 БРОМ			36 4s ² 3d ¹⁰ 4p ⁶ 83,80 КРИПТОН		
5	VI	Rb 37 85,467 РУБИДИЙ	Sr 38 87,62 СТРОНЦИЙ	Y 39 88,91 ИТТРИЙ	Zr 40 91,22 ЦИРКОНИЙ	Nb 41 92,9064 НИОБИЙ	Mo 42 95,94 МОЛИБДЕН	Tc 43 98,9062 ТЕХНЕЦИЙ	Ru 44 101,07 РУТЕНИЙ	Rh 45 102,9055 РОДИЙ	Pd 46 106,4 ПАЛЛАДИЙ		
	VII	47 5s ¹ 4d ¹⁰ 107,868 СЕРЕБРО	48 5s ² 4d ¹⁰ 112,41 КАДМИЙ	49 5s ² 4d ¹⁰ 5p ¹ 114,82 ИНДИЙ	50 5s ² 4d ¹⁰ 5p ² 118,6 ОЛОВО	51 5s ² 4d ¹⁰ 5p ³ 121,7 СУРЬМА	52 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁴ 127,6 ТЕЛЛУР	53 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁵ 126,905 ИОД			54 5s ² 4d ¹⁰ 5p ⁶ 131,30 КСЕНОН		
6	VIII	Cs 55 132,9054 ЦЕЗИЙ	Ba 56 137,33 БАРИЙ	La* 56 138,91 ЛАНТАН	Hf 72 178,49 ГАФИЙ	Ta 73 180,95 ТАНТАЛ	W 74 183,8 ВОЛЬФРАМ	Re 75 186,21 РЕНИЙ	Os 76 190,2 ОСМИЙ	Ir 77 192,2 ИРИДИЙ	Pt 78 195,09 ПЛАТИНА		
	IX	79 6s ¹ 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 196,97 ЗОЛОТО	80 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 200,5 РУТУТЬ	81 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ¹ 204,3 ТАЛЛИЙ	82 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ² 207,2 СВИНЕЦ	83 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ³ 208,98 ВИСМУТ	84 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁴ [209] ПОЛОНИЙ	85 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁵ [210] АСТАТ			86 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹⁰ 6p ⁶ [222] РАДОН		
7	X	Fr 87 [223] ФРАНЦИЙ	Ra 88 226,0254 РАДИЙ	La** 89 [227] АКТИНИЙ	Rf 104 [261] РЕЗЕРФОРДИЙ	Db 105 [262] ДУБИЙ	Sg 106 265,27 СИБОРГИЙ	Bh 107 [264] БОРИЙ	Hs 108 [267] ХАССИЙ	Mt 109 [268] МЕЙТНЕРИЙ			
* ЛАНТАНОИДЫ													
Ce 58 140,12 6s ² 4f ² ЦЕРИЙ	Pr 59 140,9077 6s ² 4f ³ ПРАЗЕОДИМ	Nd 60 144,2 6s ² 4f ⁴ НЕОДИМ	Pm 61 [145] 6s ² 4f ⁵ ПРОМЕТИЙ	Sm 62 150,4 6s ² 4f ⁶ САМАРИЙ	Eu 63 151,96 6s ² 4f ⁷ ЕВРОПИЙ	Gd 64 157,2 6s ² 4f ⁷ 5d ¹ ГАДОЛИНИЙ	Tb 65 158,9254 6s ² 4f ⁹ ТЕРБИЙ	Dy 66 162,5 6s ² 4f ¹⁰ ДИСПРОЗИЙ	Ho 67 164,9304 6s ² 4f ¹¹ ГОЛЬМИЙ	Er 68 167,2 6s ² 4f ¹² ЭРБИЙ	Tm 69 168,9342 6s ² 4f ¹³ ТУЛИЙ	Yb 70 173,0 6s ² 4f ¹⁴ ИТТЕРБИЙ	Lu 71 174,967 6s ² 4f ¹⁴ 5d ¹ ЛЮТЕЦИЙ
**АКТИНОИДЫ													
Th 90 232,0381 7s ² 5f ⁰ 6d ² ТОРИЙ	Pa 91 231,0359 7s ² 5f ² 6d ¹ ПРОТАКТИНИЙ	U 92 238,02 7s ² 5f ³ 6d ¹ УРАН	Np 93 237,0482 7s ² 5f ⁴ 6d ¹ НЕПТУНИЙ	Pu 94 [244] 7s ² 5f ⁶ ПЛУТОНИЙ	Am 95 [243] 7s ² 5f ⁷ АМЕРИЦИЙ	Cm 96 [247] 7s ² 5f ⁷ 6d ¹ КЮРИЙ	Bk 97 [247] 7s ² 5f ⁸ 6d ¹ БЕРКЛИЙ	Cf 98 [251] 7s ² 5f ¹⁰ КАЛИФОРНИЙ	Es 99 [251] 7s ² 5f ¹¹ ЭЙНШТЕЙНИЙ	Fm 100 [257] 7s ² 5f ¹² ФЕРМИЙ	Md 101 [258] 7s ² 5f ¹³ МЕНДЕЛЕВИЙ	No 102 [255] 7s ² 5f ¹⁴ НОБЕЛИЙ	Lr 103 [256] 7s ² 5f ¹⁴ 6d ¹ ЛОУРЕНСИЙ

Растворимость оснований, кислот и солей в воде

Анионы	Катионы																									
	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Sr ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Bi ³⁺	Ni ²⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	Ti ²⁺	Ti ⁴⁺	
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	—	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	—	Р	Р	М	Р	Р	Р	—	—
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	—	Р	М	М	Р	Р	Р	—	—
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Н	Р	Н	—	Р	Н	Н	Р	—	—	—	—
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	М
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	Р	Р	—	Р	—	—	—
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	Н	Н	Н	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	—	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Р	Р	Р	М	—	Р	—	Н	Р	Р	Р	Р	М
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	М	—	Н	—	—	—	—	—
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	—	Н	Н	—	—	—	—	Н	—	—	Н	Н	Н
CrO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	—	Н	—	—	М	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	—	Н	—	—	—
PO ₄ ³⁻	Р	Н	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	М	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	—	—

Р – растворимое вещество (> 1 г в 100 г воды); М – малорастворимое (0,001 г – 1 г в 100 г воды);

Н – нерастворимое (< 0,001 г в 100 г воды); "—" – вещество не существует или разлагается водой (гидролизуется)

43

Электрохимический ряд напряжений металлов

электрод	ОКИСЛЕННАЯ ФОРМА	→ усиление окислительных свойств →																										↑ +ne ⁻ ↓ электродная реакция
	Li ⁺	Rb ⁺	Cs ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Sr ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Be ²⁺	Al ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Cd ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2H ⁺	Cu ²⁺	Hg ₂ ²⁺	Ag ⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺		
	φ ⁰ , В	-3,05	-2,93	-2,92	-2,92	-2,91	-2,89	-2,87	-2,71	-2,36	-1,85	-1,66	-1,18	-0,76	-0,74	-0,44	-0,40	-0,28	-0,25	-0,14	-0,13	0,00	0,34	0,79	0,80	1,19	1,50	
ВОССТАНОВ- ЛЕННАЯ ФОРМА	Li	Rb	Cs	K	Ba	Sr	Ca	Na	Mg	Be	Al	Mn	Zn	Cr	Fe	Cd	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	2Hg	Ag	Pt	Au		
		← усиление восстановительных свойств ←																										

Стандартные значения энтальпии (ΔH_{298}^0), энтропии (ΔS_{298}^0) и энергии Гиббса (ΔG_{298}^0) образования некоторых веществ при 298 К

Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	ΔG_{298}^0 , кДж/моль	ΔS_{298}^0 , Дж/(моль·К)
C _(алмаз)	1,897	2,866	2,38
C _(графит)	0	0	5,74
CH ₄ (г)	-74,9	-50,8	186,2
C ₂ H ₂ (г)	226,8	209,2	200,8
C ₂ H ₄ (г)	52,3	68,1	219,4
CO (г)	-110,5	-137,27	197,4
CO ₂ (г)	-393,51	-394,38	213,6
Ca (к)	0	0	41,62
CaO (к)	-635,1	-604,2	39,7
CaCO ₃ (к)	-1206,0	-1128,8	92,9
HCl (г)	-92,30	-95,27	186,7
Fe (к)	0	0	27,15
Fe ₂ O ₃ (к)	-821,32	-740,99	89,96
Fe ₃ O ₄ (к)	-1117	-1013	146
H ₂ (г)	0	0	130,6
H ₂ O (г)	-241,84	-228,8	188,74
H ₂ O (ж)	-285,84	-237,5	69,96
N ₂ (г)	0	0	191,5
NO (г)	90,37	86,69	210,62
NO ₂ (г)	33,89	51,84	240,45
NH ₃ (г)	-46,19	-16,64	192,5
Na ₂ O (к)	-430,6	-376,6	71,1
NaOH (к)	-426,6	-377,0	64,18
O ₂ (г)	0	0	205,03
S (к)	0	0	31,88
SO ₂ (г)	-296,9	-300,37	248,1
SO ₃ (г)	-395,2	-370,37	256,23

Условные обозначения: (к) – кристаллический; (г) – газообразный; (ж) – жидкий.

Стандартные окислительно-восстановительные потенциалы
(по отношению к потенциалу стандартного водородного электрода при 25 °C)

Окисленная форма $\rightleftharpoons$ Восстановленная форма	ϕ^0 , В	Окисленная форма $\rightleftharpoons$ Восстановленная форма	ϕ^0 , В
$\text{Li}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Li}^0$	-3,045	$\text{Co}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}^0$	-0,277
$\text{Rb}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Rb}^0$	-2,925	$\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^0$	-0,136
$\text{K}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{K}^0$	-2,925	$\text{Pb}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pb}^0$	-0,126
$\text{Cs}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cs}^0$	-2,923	$\text{Fe}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^0$	-0,036
$\text{Ba}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ba}^0$	-2,900	$2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2^0$	0,000
$\text{Sr}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sr}^0$	-2,890	$\text{Sn}^{4+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Sn}^{2+}$	+0,150
$\text{Ca}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ca}^0$	-2,870	$\text{Cu}^{2+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^+$	+0,153
$\text{Na}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Na}^0$	-2,714	$\text{O}_2^0 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 4\text{OH}^-$ (pH=14)	+0,401
$\text{La}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{La}^0$	-2,522	$\text{Cu}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cu}^0$	+0,521
$\text{Mg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mg}^0$	-2,370	$\text{I}_2^0 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{I}^-$	+0,536
$\text{Be}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Be}^0$	-1,847	$\text{Fe}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^{2+}$	+0,771
$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Al}^0$	-1,662	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Hg}^0$	+0,798
$\text{Mn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Mn}^0$	-1,180	$\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ag}^0$	+0,799
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ (pH=14)	-0,823	$\text{O}_2^0 + 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{e}^- \rightleftharpoons$ $\rightleftharpoons 4\text{OH}^- (10^{-7}\text{M})$ (pH=7)	+0,815
$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Zn}^0$	-0,763	$\text{Hg}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Hg}^0$	+0,854
$\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cr}^0$	-0,744	$\text{Br}_2^0 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Br}^-$	+1,065
$\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Fe}^0$	-0,440	$\text{Pt}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Pt}^0$	+1,190
$\text{S}^0 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{S}^{2-}$	-0,447	$\text{O}_2^0 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$	+1,229
$2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$ (pH=7)	-0,414	$\text{Tl}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Tl}^0$	+1,250
$2\text{H}^+ (10^{-7}\text{M}) + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{H}_2^0$	-0,414	$\text{Cl}_2^0 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{Cl}^-$	+1,359
$\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Cd}^0$	-0,403	$\text{Au}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{Au}^0$	+1,500
$\text{Ti}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Ti}^{2+}$	-0,370	$\text{Co}^{3+} + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Co}^{2+}$	+1,810
$\text{In}^{3+} + 3\text{e}^- \rightleftharpoons \text{In}^0$	-0,343	$\text{S}_2\text{O}_8^{2-} + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{SO}_4^{2-}$	+2,010
$\text{Tl}^+ + \text{e}^- \rightleftharpoons \text{Tl}^0$	-0,336	$\text{F}_2^0 + 2\text{e}^- \rightleftharpoons 2\text{F}^-$	+2,870

Учебное издание

ЗЫРЯНОВА Ирина Михайловна,
ГЕРК Светлана Александровна,
ГОЛОВАНОВА Ольга Александровна

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ
КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ И ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ ПО ХИМИИ
ДЛЯ СТУДЕНТОВ ЗАОЧНОГО ФАКУЛЬТЕТА

Редактор Н. А. Майорова
Корректор И. А. Сенеджук

Подписано в печать .05.2016. Формат $60 \times 84 \frac{1}{16}$.
Офсетная печать. Бумага офсетная. Усл. печ. л. 2,9. Уч.-изд. л. 3,2.
Тираж 400 экз. Заказ .

**

Редакционно-издательский отдел ОмГУПСа
Типография ОмГУПСа

*

644046, г. Омск, пр. Маркса, 35

И. М. ЗЫРЯНОВА, С. А. ГЕРК, О. А. ГОЛОВАНОВА

**УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ
КОНТРОЛЬНЫХ РАБОТ И ТЕСТОВЫХ ЗАДАНИЙ ПО ХИМИИ
ДЛЯ СТУДЕНТОВ ЗАОЧНОГО ФАКУЛЬТЕТА**

ОМСК 2016