

Учреждение образования
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

А. И. Волков, И. В. Макарова, А. А. Черник

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

**Учебно-методическое пособие для студентов
1 курса нехимических специальностей**

Минск 2018

УДК 54(075.8)
ББК 24.1я73
В67

Рассмотрено и рекомендовано к изданию редакционно-издательским советом Белорусского государственного технологического университета.

Р е ц е н з е н т ы :

доктор химических наук, профессор,
заведующий кафедрой радиационной химии
и химико-фармацевтических технологий
Белорусского государственного университета

О. И. Шадыро;

кандидат химических наук, доцент,
заведующая кафедрой физической, коллоидной
и аналитической химии учреждения образования
«Белорусский государственный технологический университет»

И. И. Курило

Волков, А. И.

В67 Теоретические основы химии : учеб.-метод. пособие для студентов 1 курса нехимических специальностей / А. И. Волков, И. В. Макарова, А. А. Черник. – Минск : БГТУ, 2018. – 126 с.

В пособии содержатся вопросы, задачи и ответы по основным разделам курса общей химии. К каждой теме прилагаются тестовые вопросы, которые могут быть использованы для текущего контроля знаний студентов и индивидуальных заданий.

Издание предназначено для студентов 1 курса нехимических специальностей, а также может быть полезно учителям общеобразовательных школ и лицам, самостоятельно изучающим основы химии.

УДК 54(075.8)
ББК 24.1я73

© УО «Белорусский государственный
технологический университет», 2018

© Волков А. И., Макарова И. В.,
Черник А. А., 2018

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ И ЗАКОНЫ СТЕХИОМЕТРИИ

Атомно-молекулярная теория. Понятия элемента, атома, молекулы. Химические формулы. Относительная молекулярная масса. Количество вещества. Молярная масса. Химические соединения. Расчеты по химическим уравнениям.

Основные стехиометрические законы. Законы идеальных газов. Объединенный газовый закон. Закон Авогадро и следствия из него. Абсолютная и относительная плотность газов. Понятие нормальных условий для газов. Молярный объем газа. Число Авогадро. Уравнение Клапейрона — Менделеева. Универсальная газовая постоянная. Значение R в зависимости от единиц измерения. Закон эквивалентов. Расчет молярных масс эквивалентов простых и сложных веществ в зависимости от уравнения реакции. Эквивалентный объем. Парциальное давление и закон парциальных давлений (закон Дальтона).

Литература

1. Гельфман, М. И. Химия / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. — 2-е изд., стереотип. — СПб.: Лань, 2001. — С. 17–29, 128–130.
2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для студентов / З. Б. Гольбрайх, Е. И. Маслов. — 6-е изд. — М.: АСТ, Астрель, 2004. — С. 24–46.
3. Дробашева, Т. И. Общая химия: учебник / Т. И. Дробашева. — Ростов н/Д: Феникс, 2004. — С. 5–32.
4. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сборник задач: учеб. пособие / И. М. Жарский, А. Л. Кузьменко, С. Е. Орехова. — Минск: Аверсэв, 2004. — С. 9–15, 40–46.
5. Жарский, И. М. Практикум по химии: учеб. пособие / И. М. Жарский, О. Н. Комшилова. — Минск: Выш. шк., 1986. — С. 12–14, 21–23.
6. Зубович, И. А. Неорганическая химия: учеб. для технол. спец. вузов. — М.: Высш. шк., 1989. — С. 12–34.
7. Карапетьянц, М. Х. Строение вещества: учеб. пособие для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин, И. А. Зубович. — 3-е изд. — М.: Высш. шк., 1978. — С. 7–10.

8. Коровин, Н. В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 10–16.

9. Лидин, Р. А. Химия: справочник для старшеклассников и поступающих в вузы / Р. А. Лидин, Л. Ю. Аликберова. — М.: АСТ-ПРЕСС ШКОЛА, 2002. — С. 5, 10–15, 58–86.

10. Метельский, А. В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах: справ. для учителей, репетиторов и абитуриентов / А. В. Метельский. — 3-е изд. — Минск: БелЭн, 2003. — С. 16–40.

11. Новікаў, Г. І. Асновы агульнай хіміі / Г. І. Новікаў, І. М. Жарскі. — Мінск: Выш. шк., 1995. — С. 9–21.

12. Общая химия: учебник / под ред. Е. М. Соколовской, Л. С. Гусева. — 3-е изд. — М.: Изд-во Моск. ун-та, 1989. — С. 7–42.

13. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Я. А. Угай. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2004. — С. 5–23.

14. Фримантл, М. Химия в действии. В 2 ч. Ч. 1: пер. с англ. / М. Фримантл. — М.: Мир, 1967. — С. 127–143, 169–178, 189–202.

15. Химия. Пособие-репетитор для поступающих в вузы / под ред. В. Н. Чернышева, А. С. Егорова. — Ростов н/Д: Феникс, 1997. — С. 8–27.

ВАРИАНТ I

Контрольные задания

1. Относительная плотность газа по воздуху равна 0,138. Определите относительную молекулярную массу газа:

- 1) 2; 2) 4; 3) 16; 4) 20.

2. Укажите формулу оксида азота, отвечающую следующей массовой доле (%) элементов: азот — 36,84, кислород — 63,16:

- 1) N_2O ; 2) NO ; 3) N_2O_3 ; 4) N_2O_5 .

3. Какие газы с указанной массой занимают равные объемы при одинаковых условиях:

- 1) 8 г O_2 ; 2) 17 г NH_3 ; 3) 22 г CO_2 ; 4) 1 г He ?

4. Сколько молекул содержится в молекулярном водороде, занимающем объем 10^{-6} м^3 (при н. у.):

- 1) $3 \cdot 10^{20}$; 2) $3 \cdot 10^{24}$; 3) $3 \cdot 10^{23}$; 4) $27 \cdot 10^{18}$?

5. Определите давление (кПа) в сосуде вместимостью $5,6 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ (при н. у.), содержащем $5 \cdot 10^{-4} \text{ кг}$ водорода, $1,825 \cdot 10^{-2} \text{ кг}$ хлороводорода и $3,55 \cdot 10^{-2} \text{ кг}$ хлора:

- 1) 20,265; 2) 12,656; 3) 506,624; 4) 2533,125.

6. Вычислите относительную молекулярную массу вещества, если его пары массой $8,75 \cdot 10^{-4}$ кг при 42°C и $102\,925$ Па занимают объем $3,44 \cdot 10^{-4}$ м³:

- 1) 16; 2) 32; 3) 64; 4) 128.

7. Определите молярную массу эквивалента металла (г/моль), если на растворение $1,686 \cdot 10^{-2}$ кг металла потребовалось $1,47 \cdot 10^{-2}$ кг серной кислоты (молярная масса эквивалента серной кислоты равна 49 г/моль):

- 1) 43,2; 2) 51,3; 3) 56,3; 4) 112,4.

8. Какой объем (м³) (при н. у.) занимает молекулярный кислород массой $1,6 \cdot 10$ кг:

- 1) $5,6 \cdot 10^{-3}$; 2) $11,2 \cdot 10^{-3}$; 3) $22,4 \cdot 10^{-3}$; 4) $44,8 \cdot 10^{-3}$?

9. Какова молярная масса эквивалента (г/моль) $\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ в реакции взаимодействия с эквимолекулярным количеством хлороводорода:

- 1) 24,1; 2) 32,2; 3) 48,25; 4) 96,5?

10. Какую массу воды (кг) надо подвергнуть разложению, чтобы получить 4 кг кислорода:

- 1) 2,25; 2) 4,0; 3) 4,5; 4) 9?

Задания для письменного ответа

1. Приведите расчеты, мотивирующие ответы на контрольные задания 2, 4–7, 9, 10.

2. Вычислите объем, занимаемый 1 моль газа при 25°C и $101\,325$ Па.

3. Какой объем при нормальных условиях займут $3 \cdot 10^{-4}$ м³ водорода, собранного над водой при 23°C и $99\,992$ Па?

4. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если из $2,69 \cdot 10^{-2}$ кг хлорида металла получено $1,95 \cdot 10^{-2}$ кг гидроксида металла.

5. При 25°C и давлении $101\,325$ Па газ занимает объем 1 м³. Какой объем займет этот газ при той же температуре и давлении $303\,975$ Па?

6. Найдите массу CO_2 , находящегося в сосуде вместимостью 10^{-2} м³ при давлении $151\,987,5$ Па и температуре 0°C .

7. Какой объем займет молекулярный азот массой 2 кг при 0°C и давлении $101\,650$ Па?

8. Какое давление водорода будет при 100°C в сосуде вместимостью 1 м³, если в него ввести 1 кг газа?

9. При восстановлении водородом 5 кг оксида металла получено 1,132 кг воды. Определите молярную массу эквивалента металла.

10. Четырехвалентный металл массой 1 кг присоединяет кислород массой 0,27 кг. Определите, какой это металл.

ВАРИАНТ II

Контрольные задания

1. Для какого газа относительная плотность по воздуху равна 1,586:

- 1) N_2O ; 2) NO ; 3) NO_2 ; 4) N_2O_3 ?

2. Выведите формулу углеводорода, в котором массовая доля (%) элементов составляет: углерода — 60, водорода — 4,45, кислорода — 35,55. Относительная плотность паров углеводорода по водороду равна 90:

- 1) C_3H_6O ; 2) C_2H_6O ; 3) $C_9H_8O_4$; 4) C_2H_4O .

3. Сколько молекул содержится в 10^{-6} м^3 воды при $4 \text{ }^\circ\text{C}$:

- 1) $6 \cdot 10^{23}$; 2) $2 \cdot 10^{23}$; 3) $3,35 \cdot 10^{22}$; 4) $2,2 \cdot 10^{22}$?

4. Укажите, какой газ массой 10^{-3} кг занимает объем $5,1 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$ (при н. у.):

- 1) NO_2 ; 2) CO_2 ; 3) HCl ; 4) O_2 .

5. Определите давление (Па) в сосуде вместимостью $1,12 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$, содержащем 0,042 кг азота и 0,008 кг метана при 273 К:

- 1) 25 331; 2) 101 325; 3) 202 650; 4) 405 307.

6. При каком давлении (Па) азот массой 0,5 кг займет объем $0,005 \text{ м}^3$ при температуре 773 К:

- 1) 5 734 995; 2) 11 449 725; 3) 22 952 576; 4) 45 798 900?

7. Вычислите молярную массу эквивалента (г/моль) кислоты, если 0,0063 кг кислоты содержат 10^{-4} кг водорода, способного замещаться на металл:

- 1) 63; 2) 60; 3) 49; 4) 98.

8. Чему равна молярная масса эквивалента (г/моль) дигидроксохлорида железа (III) в реакции взаимодействия с 1 моль хлороводорода:

- 1) 41,8; 2) 62,7; 3) 125,5; 4) 251?

9. Определите молярную массу эквивалента (г/моль) гидрофосфата кальция в реакции взаимодействия с эквимолекулярным количеством ортофосфорной кислоты:

- 1) 45,3; 2) 68; 3) 136; 4) 272.

10. Какой объем (л) кислорода потребуется для полного сгорания 10^{-2} м^3 сероводорода:

- 1) 5; 2) 10; 3) 15; 4) 20?

Задания для письменного ответа

1. Выполните расчеты, поясняющие ответы на контрольные задания 2–6, 8–10.

2. Рассчитайте универсальную газовую постоянную в Международной системе единиц (СИ).

3. При температуре 293 К в замкнутой емкости начальное давление смеси газов, содержащей 10^{-3} кг кислорода и 1 г оксида серы (IV), составляет 199 983 Па. Определите парциальное давление каждого из газов, если при указанных условиях химическая реакция между ними не протекает.

4. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если при восстановлении его оксида массой $3,6 \cdot 10^{-3}$ кг образовалось $8,1 \cdot 10^{-4}$ кг воды.

5. Вещество содержит 39 массовых долей серы и мышьяк. Молярная масса эквивалента серы равна 16 г/моль. Вычислите молярную массу эквивалента мышьяка и составьте формулу данного сульфида.

6. Определите объем, занимаемый молярной массой эквивалента кислорода (при н. у.). Вычислите молярную массу эквивалента металла, если на окисление металла массой 0,00834 кг израсходовано $7,9 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$ кислорода (при н. у.).

7. Определите количество вещества: а) $6,02 \cdot 10^{22}$ молекул C_2H_2 ; б) $1,8 \cdot 10^{24}$ атомов азота.

8. В $2,43 \cdot 10^{-3}$ кг оксида одновалентного металла содержится $1,30 \cdot 10^{-3}$ кг металла. Вычислите молярную массу эквивалента металла и составьте формулу оксида.

9. Какое количество вещества заключено в азоте объемом 1 м^3 (при н. у.)? Определите число молекул в данном объеме.

10. Из $2,7 \cdot 10^{-3}$ кг оксида металла можно получить $6,3 \cdot 10^{-3}$ кг нитрата. Определите молярную массу эквивалента металла.

ВАРИАНТ III

Контрольные задания

1. Чему равна относительная плотность газовой смеси по водороду, если на каждые 2 объема азота в смеси приходится 3 объема кислорода:

- 1) 14; 2) 14,4; 3) 15; 4) 15,2?

2. Укажите формулу соединения, отвечающую следующей массовой доле (%) элементов: калий — 49,4, сера — 20,1, кислород — 30,5:

- 1) K_2SO_3 ; 2) K_2SO_4 ; 3) $K_2S_2O_3$; 4) $K_2S_2O_7$.

3. Определите число молекул, содержащихся в смеси, состоящей из $2,8 \text{ м}^3$ кислорода и $5,6 \text{ м}^3$ азота (при н. у.):

- 1) $1,5 \cdot 10^{26}$; 2) $0,375 \cdot 10^{26}$; 3) $2,28 \cdot 10^{26}$; 4) $3 \cdot 10^{26}$.

4. Какой из газов, взятых одинаковой массой, занимает наибольший объем при одинаковых условиях:

- 1) SO_2 ; 2) H_2S ; 3) O_2 ; 4) CO_2 ?

5. Определите давление (кПа) оксида серы (IV) массой 0,016 кг в сосуде вместимостью $0,0245 \text{ м}^3$ при 298 К:

- 1) 25,28; 2) 50,66; 3) 101,32; 4) 405,30.

6. Какова молярная масса (г/моль) газа, если газ, взятый массой $9,6 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$, находится при температуре 300 К и давлении 121,59 кПа и занимает объем $2,52 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$:

- 1) 20; 2) 32; 3) 78; 4) 160?

7. Рассчитайте молярную массу эквивалента (г/моль) оксида металла, если на восстановление $1,8 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ оксида израсходовано $8,33 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$ водорода (при н. у.):

- 1) 12; 2) 24; 3) 36; 4) 48.

8. Определите молярную массу эквивалента (г/моль) серы в оксиде серы (VI):

- 1) 2,6; 2) 15,3; 3) 10,6; 4) 5,33.

9. Вычислите молярную массу эквивалента (г/моль) дигидроксохлорида алюминия в реакции взаимодействия с эквимолекулярным количеством хлороводорода:

- 1) 24,12; 2) 32,2; 3) 48,25; 4) 96,5.

10. Рассчитайте массу (кг) водорода, необходимую для восстановления 4 моль оксида меди (II):

- 1) $2 \cdot 10^{-3}$; 2) $4 \cdot 10^{-3}$; 3) $8 \cdot 10^{-3}$; 4) $16 \cdot 10^{-3}$.

Задания для письменного ответа

1. Выполните расчеты для мотивировки ответов на контрольные задания 1, 3, 5–7, 9.

2. Сформулируйте закон эквивалентов. Дайте определение молярной массы эквивалента.

3. Найдите парциальное давление водорода, собранного над поверхностью воды, если при 101 325 Па в сосуде содержится $2 \cdot 10^{-3}$ моль водорода и $6 \cdot 10^{-5}$ моль водяных паров.

4. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если из $1,54 \cdot 10^{-2}$ кг нитрата металла получено $6,4 \cdot 10^{-3}$ кг гидроксида.

5. Как определяются молярные массы эквивалентов сложных веществ? Вычислите молярные массы эквивалентов ZnO, NaOH в реакциях с HCl.

6. Какие объемы кислорода и водорода (при н. у.) надо взять для получения $5 \cdot 10^{-4}$ м³ смеси, относительная плотность которой по водороду равна 10,005?

7. Колба вместимостью $7,5 \cdot 10^{-4}$ м³ заполнена $1,2 \cdot 10^{-3}$ кг кислорода при 300 К. Каково давление в колбе?

8. Какой объем кислорода необходим для сжигания смеси метана и оксида углерода (II), взятых в объемном соотношении 1 : 3 (при н. у.)?

9. Какой объем водорода (при н. у.) выделяется при взаимодействии 6,53 кг цинка, молярная масса эквивалента которого 32,70 г/моль, с HCl?

10. Вычислите молярную массу эквивалента гидросульфата натрия в реакциях с гидроксидами натрия и кальция.

ВАРИАНТ IV

Контрольные задания

1. Относительная плотность газа по воздуху равна 1,517. Какой это газ:

- 1) NH₃; 2) O₂; 3) CO₂; 4) C₂H₆?

2. При сжигании $9,56 \cdot 10^{-4}$ кг органического вещества, состоящего из углерода, водорода и хлора, получены оксид углерода (IV) массой $3,52 \cdot 10^{-4}$ кг и вода массой $7,2 \cdot 10^{-5}$ кг. Укажите формулу вещества, если относительная плотность его паров по водороду равна 59,7:

- 1) CHCl₃; 2) CH₂Cl₂; 3) CH₃Cl; 4) C₂H₅Cl.

3. Вычислите объем (м³), занимаемый смесью, состоящей из 8 кг кислорода и 7 кг азота (при н. у.):

- 1) 5,6; 2) 11,2; 3) 22,4; 4) 11,0.

4. Сколько молекул содержится в смеси, содержащей хлор объемом $1,12 \cdot 10^{-2}$ м³ и водород объемом $2,24 \cdot 10^{-2}$ м³ (при н. у.):

- 1) $2,7 \cdot 10^{22}$; 2) $3,01 \cdot 10^{23}$; 3) $9,03 \cdot 10^{23}$; 4) $2,7 \cdot 10^{25}$?

5. Определите давление (кПа) в сосуде вместимостью $1,12 \cdot 10^2 \text{ м}^3$ при 0°C , содержащем 10^{-3} кг водорода, $8,5 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ аммиака и $2,8 \cdot 10^{-2} \text{ кг}$ азота:
1) 101,325; 2) 202,650; 3) 405,308; 4) 810,600.

6. Какой объем (м^3) займет оксид серы (IV) массой 10 кг при 323 К и давлении 405 300 Па:
1) 1,0; 2) 1,035; 3) 3,105; 4) 2,070?

7. Чему равна молярная масса эквивалента (г/моль) меди, если цинк массой 13 кг замещает в растворе соли медь массой 12,633 кг (молярная масса эквивалента цинка равна $\frac{1}{2}$ моль):
1) 31,78; 2) 63,54; 3) 33,15; 4) 64?

8. Для каких веществ указанные значения массы и объема (при н. у.) соответствуют молярной массе эквивалента:
1) 0,023 кг Na; 2) $5,6 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \text{ H}_2$; 3) $5,6 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \text{ O}_2$; 4) 0,024 кг Mg?

9. Вычислите молярную массу эквивалента (г/моль) гидроксохлорида кадмия в реакции с хлороводородом:
1) 41,2; 2) 55,0; 3) 164,5; 4) 329,8.

10. Какова массовая доля (%) металла в оксиде, если молярная масса эквивалента трехвалентного металла равна 15 г/моль:
1) 48,0; 2) 48,4; 3) 60,0; 4) 65,2?

Задания для письменного ответа

1. Приведите расчеты, поясняющие ответы на контрольные задания 2–6, 9, 10.

2. Сформулируйте закон Авогадро и его следствия.

3. Вычислите массу кислорода объемом $1,4 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$, собранного над водой при 280 К и 101 325 Па.

4. При 300 К и 101 325 Па масса газообразного фтороводорода, занимающего объем $1,5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$, составляет $4,875 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Каков состав молекул фтороводорода?

5. Воздух объемом 10^{-3} м^3 при 101 325 Па и 293 К имеет массу $1,2 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Вычислите среднюю молярную массу воздуха.

6. Определите молярную массу эквивалента металла, если из 2,7 кг оксида металла получается 6,3 кг его нитрата.

7. При взаимодействии 14 кг железа с кислородом образовалось 20 кг оксида. Вычислите молярную массу эквивалента железа в данном оксиде и составьте формулу оксида.

8. Элемент шестой группы образует соединение с водородом, в котором массовая доля водорода равна 2,47 %. Определите, какой это элемент.

9. При взаимодействии ортофосфорной кислоты с гидроксидом кальция образуется гидрофосфат кальция. Напишите уравнение происходящей реакции и вычислите молярную массу эквивалента кислоты.

10. На нейтрализацию 1,825 кг кислоты, образованной одним из галогенов, израсходовано 2 кг гидроксида натрия. Определите, какая кислота вступает в реакцию.

ВАРИАНТ V

Контрольные задания

1. Какова относительная молекулярная масса газа, если этот газ тяжелее воздуха в 2,2 раза:

- 1) 26,1; 2) 58; 3) 63,8; 4) 64?

2. Определите соотношение числа атомов кислорода и углерода в соединении, в котором массовая доля углерода составляет 27,27 %, кислорода — 72,73 %:

- 1) 8 : 3; 2) 32 : 9; 3) 2 : 1; 4) 5 : 2.

3. Чему равна масса (кг) газа, занимающего объем 1 м^3 (при н. у.), если его относительная плотность по водороду составляет 8,5:

- 1) 0,175; 2) 1,5; 3) 3; 4) 0,76?

4. Какой объем (м^3) занимают $1,5 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода (при н. у.):

- 1) $2,8 \cdot 10^{-3}$; 2) $5,6 \cdot 10^{-3}$; 3) $1,12 \cdot 10^{-2}$; 4) $2,24 \cdot 10^{-2}$?

5. Определите давление (Па) в сосуде вместимостью $2,45 \cdot 10^{-2} \text{ м}^3$, содержащем 0,011 кг оксида углерода (IV) и 0,008 кг кислорода при 298 К:

- 1) 25 331; 2) 50 562; 3) 101 325; 4) 202 650.

6. Вычислите давление (кПа) кислорода массой 3,2 кг в баллоне вместимостью $0,02 \text{ м}^3$ при 293 К:

- 1) 10 132,500; 2) 12 180,000; 3) 118 043,620; 4) 118 550,250.

7. Определите молярную массу эквивалента (г/моль) цинка в реакции с хлороводородом, если при растворении 3,27 кг цинка выделяется $1,12 \text{ м}^3$ водорода (при н. у.):

- 1) 65; 2) 65,4; 3) 32,5; 4) 16,3.

8. Для каких веществ указанные величины соответствуют молярной массе эквивалента:

- 1) $5,6 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \text{ H}_2$ (при н. у.); 3) $32,5 \cdot 10^{-3} \text{ кг Zn}$;
2) $5,6 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \text{ O}_2$ (при н. у.); 4) $36,5 \cdot 10^{-3} \text{ кг HCl}$?

9. Вычислите молярную массу эквивалента (г/моль) гидросульфата натрия в реакции взаимодействия с гидроксидом натрия:

- 1) 40; 2) 60; 3) 120; 4) 240.

10. Рассчитайте объем (м^3), занимаемый $4 \cdot 10^{-3}$ кг кислорода при 293 К и давлении 101 325 Па:

- 1) $< 2,8 \cdot 10^{-3}$; 2) $3,0 \cdot 10^{-3}$; 3) $5,6 \cdot 10^{-3}$; 4) $> 5,6 \cdot 10^{-3}$.

Задания для письменного ответа

1. Приведите расчеты, мотивирующие ответы на контрольные задания 2, 3, 5, 6, 9, 10.

2. Выведите уравнение Клапейрона — Менделеева. Как можно определить относительные молекулярные массы веществ в газообразном состоянии?

3. В каких объемных соотношениях находится водород с насыщенным водяным паром в смеси при 295 К и 98 285 Па?

4. В автомобильной шине $0,5 \text{ м}^3$ воздух находится под давлением 222 915 Па. Уменьшится ли масса шины, если открыть клапан? Ответ мотивируйте.

5. Плотность паров йода по воздуху равна 8,76. Каков состав молекул йода?

6. Азот образует оксиды, в одном из которых массовая доля азота составляет 25,93 %, а в другом — 36,84 %. Какова молярная масса эквивалента азота в данных оксидах? Напишите формулы этих оксидов.

7. Вычислите молярную массу эквивалента H_3PO_4 в реакции с $\text{Ba}(\text{OH})_2$, приводящей к получению дигидрофосфата бария.

8. На нейтрализацию 96 кг гидроксида, образованного одним из щелочных металлов, израсходовано 146 кг хлороводорода. О каком гидроксиде идет речь?

9. Вычислите молярную массу эквивалента гидроксохлорида цинка в реакциях с хлороводородом и серной кислотой.

10. Определите молярную массу эквивалента металла, если из $2,39 \cdot 10^{-2}$ кг гидроксида металла может быть получено $6,9 \cdot 10^{-3}$ кг металла.

СТРОЕНИЕ АТОМА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

Ядерная модель атома. Теория Бора (корпускулярная или полуквантовая модель). Постулаты Бора. Условие стационарной орбиты. Главное квантовое число n , его возможные значения. Связь главного квантового числа со скоростью, энергией электрона и радиусом стационарной орбиты. Объяснение спектра атома водорода в рамках теории Бора. Корпускулярно-волновой дуализм. Принцип неопределенности Гейзенберга. Уравнение де Бройля. Волновая функция. Атомная орбиталь. Вероятность и плотность вероятности. Уравнение Шредингера. Квантовые числа как характеристика состояния электронов в атоме.

Принцип Паули и емкость электронных оболочек. Правило Хунда. Принцип наименьшей энергии, правило Клечковского. Порядок заполнения атомных орбиталей. Электронные структуры атомов.

Периодический закон. Его формулировка (предложенная Менделеевым и современная). Структура периодической системы. Периодичность свойств. Энергия ионизации, сродство к электрону, электроотрицательность. Орбитальные радиусы атомов и ионов, эмпирические и теоретические радиусы. Закономерности в изменениях радиусов, энергий ионизации, электроотрицательностей атомов в периодах и группах периодической системы. Вторичная периодичность. Внутренняя периодичность. Длиннопериодный вариант периодической системы.

Литература

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. — 5-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 7–45, 289–295.
2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для студентов / З. Б. Гольбрайх, Е. И. Маслов. — 6-е изд. — М.: АСТ, Астрель, 2004. — С. 68–79, 287–290.
3. Грей, Г. Электроны и химическая связь / Г. Грей. — М.: Мир, 1967. — С. 9–47.
4. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сборник задач: учеб. пособие / И. М. Жарский, А. Л. Кузьменко, С. Е. Орехова. — Минск: Аверсэв, 2004. — С. 324–341.

5. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. — 4-е изд. — М.: Химия, 2000. — С. 7–55.
6. Карапетьянц, М. Х. Строение вещества: учеб. пособие для вузов. — 3-е изд. / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. — М.: Высш. шк., 1978. — С. 10–100.
7. Коровин, Н. В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 17–34.
8. Новікаў, Г. І. Асновы агульнай хіміі / Г. І. Новікаў, І. М. Жарскі. — Мінск: Выш. шк., 1995. — С. 304–332, 359–376.
9. Общая химия: учебник / под ред. Е. М. Соколовской, Л. С. Гущезя. — 3-е изд. — М.: Изд-во Моск. ун-та, 1989. — С. 43–103.
10. Полинг, Л. Общая химия / Л. Полинг. — М.: Мир, 1974. — С. 49–54, 58–68, 74–79, 102–136, 168–170, 179–186.
11. Рэмсден, Э. Н. Начала современной химии: справ. изд.: пер. с англ. / Э. Н. Рэмсден; под ред. В. И. Барановского [и др.]. — Л.: Химия, 1989. — С. 35–56.
12. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Я. А. Угай. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2004. — С. 23–56, 225–239.
13. Фримантл, М. Химия в действии. В 2 ч. Ч. 1: пер. с англ. / М. Фримантл. — М.: Мир, 1967. — С. 11–41, 105–108.
14. Хьюи, Дж. Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность: пер. с англ. / Дж. Хьюи; под ред. Б. Д. Степина, Р. А. Лидина. — М.: Химия, 1987. — С. 22–51.

ВАРИАНТ I

Контрольные задания

1. Определите заряд ядра атома элемента V группы с массовым числом 74,92:
- 1) 42; 2) 33; 3) 74; 4) 75.
2. Сколько протонов и нейтронов входит в состав атома наиболее распространенного изотопа свинца:
- 1) 82 и 82; 2) 82 и 125; 3) 82 и 126; 4) 82 и 207?
3. Укажите изоэлектронные ионы (т. е. содержащие одинаковое число электронов):
- 1) Fe^{2+} ; 2) Mn^{2+} ; 3) Co^{3+} ; 4) Ni^{2+} .
4. Какие из наборов квантовых чисел n, l, m_l электрона в атоме являются разрешенными:
- 1) 3, 1, -1; 2) 3, 1, 2; 3) 4, -2, 1; 4) 7, 0, 0?

5. По какой формуле можно определить максимальное число электронов в подуровне:

- 1) $2l + 1$; 2) $2(2l + 1)$; 3) n^2 ; 4) $2n^2$?

6. Сколько свободных f -орбиталей в атоме церия:

- 1) 4; 2) 5; 3) 6; 4) 7?

7. Сколько электронов находится на $5p$ -подуровне атома олова в нормальном и возбужденном состояниях:

- 1) 0 и 2; 2) 4 и 3; 3) 2 и 3; 4) 2 и 4?

8. К какому типу элементов относится резерфордий:

- 1) s ; 2) p ; 3) d ; 4) f ?

9. Какова конфигурация валентных электронов в основном состоянии в атоме олова:

- 1) $\dots 5s^1 p^3$; 2) $\dots 5s^2 p^2$; 3) $\dots 4d^2 5s^2$; 4) $\dots 3d^3 4s^2$?

10. Вычислите длину волны (м) нейтрона, движущегося со скоростью $3,78 \cdot 10^3$ м/с (масса нейтрона равна $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг):

- 1) $1 \cdot 10^{-4}$; 2) $1 \cdot 10^{-6}$; 3) $1 \cdot 10^{-8}$; 4) $1 \cdot 10^{-10}$.

Задания для письменного ответа

1. Опишите электронные структуры атомов и ионов, указанных в контрольных заданиях 3, 6–8.

2. Какое из состояний валентных электронов, приведенное в контрольном задании 9, характеризуется более высокой энергией и почему?

3. Ответ на контрольное задание 10 подтвердите расчетом.

4. Укажите все квантовые числа для электронов атомов гелия, бериллия, углерода, кислорода.

5. Вычислите энергию фотона, отвечающего длине волны $5,9 \cdot 10^{-7}$ м.

6. Какой из атомов с приведенными электронными конфигурациями имеет наименьший ионизационный потенциал: $1s^2$, $1s^2 2s^2 p^2$, $1s^2 2s^2 p^5$, $1s^2 2s^2 p^6$, $1s^2 2s^2 p^6 3s^1$?

7. Исходя из положения в периодической системе мышьяка и вольфрама, напишите формулы гидроксидов мышьяка и вольфрама, соответствующие их высшим степеням окисления. Укажите характер этих гидроксидов и дайте графическое изображение формул.

8. На основе положения элементов в периодической системе объясните закономерное изменение устойчивости соединений соответствующих элементов с водородом в рядах CH_4 , SiH_4 , GeH_4 , SnH_4 , PbH_4 и H_2Te , H_2Se , H_2S , H_2O .

9. Какую низшую степень окисления проявляют фтор, кислород, азот? Почему? Составьте формулы соединений магния с этими элементами и укажите их названия.

10. Атомы каких элементов пятого периода периодической системы образуют оксиды состава $\text{Э}_2\text{O}_5$, отвечающие их высшей степени окисления? Составьте формулы гидроксидов, соответствующих этим оксидам.

ВАРИАНТ II

Контрольные задания

1. Атомы каких из приведенных элементов являются изобарами:

1) ${}_{20}^{40}\text{Ca}$ и ${}_{20}^{42}\text{Ca}$; 2) ${}_{18}^{40}\text{Ar}$ и ${}_{19}^{40}\text{K}$; 3) ${}_{48}^{112}\text{Cd}$ и ${}_{50}^{112}\text{Sn}$; 4) ${}_{54}^{136}\text{Xe}$ и ${}_{56}^{138}\text{Ba}$?

2. Укажите математическое выражение принципа неопределенности:

1) $\lambda = \frac{h}{mv}$; 2) $\Delta E = h\nu$; 3) $\sqrt{\frac{1}{\lambda}} = a(Z - b)$; 4) $\Delta q \Delta v \geq \frac{h}{m}$.

3. Какие частицы являются изоэлектронными:

1) Ca^{2+} ; 2) Si^{4+} ; 3) Ar ; 4) Cl^- ?

4. Какой подуровень в атомах — $3d$ или $3p$ и $6s$ или $5d$ — заполняется раньше:

1) $3d$ и $6s$; 2) $3p$ и $6s$; 3) $3d$ и $5d$; 4) $3p$ и $5d$?

5. Какова конфигурация валентных электронов в основном состоянии в атоме марганца:

1) $\dots 4s^2 p^5$; 2) $\dots 3d^6 4s^1$; 3) $\dots 3d^5 4s^2$; 4) $\dots 3d^2 4s^2 p^3$?

6. Сколько свободных $3d$ -орбиталей в атоме хрома:

1) 0; 2) 1; 3) 2; 4) 3?

7. Какие из электронных конфигураций соответствуют возбужденным состояниям:

1) $\dots 2s^2$; 2) $\dots 3s^2 3d^1$; 3) $\dots 4s^2 3d^2$; 4) $1s^2 2s^2 p^6 3p^1$?

8. Сколько электронов находится на $4d$ -подуровне атома гафния:

1) 1; 2) 2; 3) 4; 4) 10?

9. Атомы каких элементов-актиноидов имеют наибольшее число неспаренных f -электронов:

1) Pu ; 2) Am ; 3) Cm ; 4) Bk ?

10. Какой из переходов электрона в атоме водорода требует поглощения фотона с минимальной энергией:

1) $1s \rightarrow 2p$; 2) $1s \rightarrow 4d$; 3) $2s \rightarrow 4s$; 4) $2p \rightarrow 3s$?

Задания для письменного ответа

1. Напишите электронные формулы атомов элементов, указанных в контрольных заданиях 1, 6, 8. Покажите распределение электронов атомов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

2. Какое из состояний валентных электронов, приведенных в контрольном задании 5, характеризуется более высокой энергией и почему?

3. Мотивируйте ответ на контрольное задание 10.

4. Укажите все квантовые числа для электронов атомов лития, азота, кислорода.

5. Выведите согласно теории Бора выражения для скорости электрона на стационарной орбите, радиуса орбиты и энергии электрона.

6. Как изменяется электроотрицательность элементов в периодах и группах? Расположите в порядке уменьшения электроотрицательности следующие элементы: азот, кислород, фтор, хлор.

7. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающие их высшей степени окисления. Как изменяется кислотно-основный характер оксидов при переходе от натрия к хлору?

8. Пользуясь периодической системой, составьте формулы ванадиевой кислоты, высшего оксида вольфрама, водородного соединения кремния и гидрофосфата скандия. Дайте графическое изображение формул этих соединений.

9. Какую низшую и высшую степени окисления проявляют германий, мышьяк, теллур? Почему? Составьте формулы соединений данных элементов с алюминием и фтором, отвечающих данным степеням окисления.

10. Исходя из степени окисления атомов соответствующих элементов объясните, какой из двух гидроксидов обладает более сильными основными свойствами: CuOH или $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$ или $\text{Sn}(\text{OH})_4$? Напишите уравнения реакций, характеризующих свойства этих гидроксидов.

ВАРИАНТ III

Контрольные задания

1. Сколько изотопов у водорода:

1) 1;

2) 2;

3) 3;

4) 4?

2. Какое уравнение характеризует корпускулярно-волновую природу электрона:

1) $\Delta E = h\nu$; 2) $H\Psi = E\Psi$; 3) $\lambda = \frac{h}{mv}$; 4) $E = -\frac{13,6}{n^2}$?

3. Укажите, какие частицы являются изоэлектронными:

1) Al^{3+} ; 2) P^{3-} ; 3) S; 4) Cl^+ .

4. Какие значения всех квантовых чисел (n, l, m_l, m_s) возможны для валентного электрона атома калия:

1) $4, 1, -1, -\frac{1}{2}$; 2) $4, 1, +1, +\frac{1}{2}$; 3) $4, 0, 0, +\frac{1}{2}$; 4) $5, 0, +1, +\frac{1}{2}$?

5. Какой подуровень — $6s$ или $4f$ и $5p$ или $4d$ — заполняется раньше:

1) $6s$ и $5p$; 2) $6s$ и $4d$; 3) $4f$ и $5p$; 4) $4f$ и $4d$?

6. Укажите заряд ядра атома, у которого конфигурация валентных электронов в основном состоянии ... $4d^25s^2$:

1) 22; 2) 24; 3) 40; 4) 72.

7. Какова конфигурация валентных электронов в основном состоянии атома хрома:

1) $3d^6$; 2) $4s^2p^4$; 3) $3d^44s^2$; 4) $3d^54s^1$?

8. Сколько электронов находится на $5d$ -подуровне атома золота:

1) 0; 2) 1; 3) 9; 4) 10?

9. У какого элемента на третьем энергетическом уровне расположено девять электронов:

1) K; 2) Co; 3) Sc; 4) Cu?

10. Вычислите энергию ионизации (Дж) атома водорода:

1) 13,6; 2) 313; 3) $2,18 \cdot 10^{-18}$; 4) $2,8 \cdot 10^{-10}$.

Задания для письменного ответа

1. Опишите электронные структуры атомов и ионов, указанных в контрольных заданиях 3, 7–9.

2. Укажите все квантовые числа для электронов атомов, приведенных в контрольном задании 9.

3. Подтвердите расчетом ответ на контрольное задание 10.

4. Что означает термин «волновая функция»? Каков физический смысл квадрата волновой функции?

5. С какой скоростью движется электрон, если длина его волны равна $3,3 \cdot 10^{-10}$ м?

6. Сравните потенциал ионизации и сродство к электрону у следующих пар атомов: азот и кислород, фтор и хлор. Могут ли эти величины служить характеристикой относительной металличности или неметалличности в указанных парах элементов?

7. Какой из элементов пятого периода — цирконий или олово — обладает более выраженными металлическими свойствами? Ответ мотивируйте, исходя из строения атомов этих элементов.

8. Укажите, у какого элемента в каждой из следующих пар сильнее выражены металлические свойства: Li и Na, Cs и Ba, Ca и Zn.

9. Относительные атомные массы элементов в периодической системе непрерывно увеличиваются, а свойства элементов и их соединений меняются периодически. Почему? Дайте мотивированный ответ.

10. Хром образует соединения, в которых он проявляет степени окисления +2, +3, +6. Составьте формулы оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Укажите названия данных соединений и приведите графическое изображение формул.

ВАРИАНТ IV

Контрольные задания

1. Сколько нейтронов у изотопов урана ${}_{92}^{238}\text{U}$ и ${}_{92}^{235}\text{U}$:

1) 146 и 92; 2) 146 и 143; 3) 92 и 92; 4) 146 и 146?

2. Изотоп какого элемента образуется в результате поглощения одной α -частицы ядром атома алюминия и последующего испускания позитрона:

1) Al; 2) Si; 3) S; 4) P?

3. Какие из приведенных ионов являются изоэлектронными:

1) Na^+ ; 2) Mg^{2+} ; 3) P^{3-} ; 4) F^- ?

4. Сколько электронных пар у атома хлора:

1) 2; 2) 3; 3) 5; 4) 8?

5. Атомы каких элементов четвертого периода содержат наибольшее число неспаренных d -электронов:

1) Cr; 2) Mn; 3) Fe; 4) Ni?

6. Какова конфигурация валентных электронов в основном состоянии в атоме вольфрама:

1) $\dots 5d^1 6s^2 p^3$; 2) $\dots 5d^5 5f^{14} 6s^2$; 3) $\dots 5d^4 6s^2$; 4) $\dots 6s^2 p^4$?

7. Укажите, на каких подуровнях находятся валентные электроны атома кремния в возбужденном состоянии:

- 1) p ; 2) s, p ; 3) p, d ; 4) s, p, d .

8. У каких элементов на четвертом энергетическом уровне расположено 18 электронов:

- 1) Kr; 2) Ag; 3) Sr; 4) Cd?

9. Сколько электронов находится на $4f$ -подуровне атома самария:

- 1) 3; 2) 4; 3) 5; 4) 6?

10. Вычислите, сколько фотонов с длиной волны 500 нм регистрируется глазом человека, если он воспринимает сигнал с энергией $1,6 \cdot 10^{-17}$ Дж:

- 1) $3,61 \cdot 10^{-19}$; 2) 4; 3) 40; 4) 400.

Задания для письменного ответа

1. Напишите электронные формулы атомов элементов, указанных в контрольных заданиях 2, 5, 8. Покажите распределение электронов атомов этих элементов по квантовым ячейкам. К какому электронному семейству относится каждый из элементов?

2. Укажите все квантовые числа для электронов атомов элементов, приведенных в контрольном задании 5.

3. Подтвердите расчетом ответ на контрольное задание 10.

4. Начиная с какого значения главного квантового числа n у атомов возможно появление g -подуровня? Сколько электронов может находиться на таком подуровне?

5. Рассчитайте радиус орбиты электрона в атоме водорода, находящегося в состоянии, характеризующемся $n = 3$.

6. Как изменяются радиусы атомов s -, p -, d - и f -элементов в периодах и группах? В чем особенность изменения радиусов атомов d -элементов в группах по сравнению с s - и p -элементами? Чем это объясняется?

7. Железо образует соединения, в которых оно проявляет степень окисления +2, +3, +6. Составьте формулы его оксидов и гидроксидов, отвечающих этим степеням окисления. Дайте графическое изображение формулы Fe_3O_4 .

8. У какого элемента в каждой следующей паре сильнее выражены неметаллические свойства: S и Cl, Br и I, Se и Br?

9. Какова современная формулировка периодического закона элементов? Объясните, почему в периодической системе элементов аргон

находится перед калием, кобальт — перед никелем, хотя это не соответствует значениям относительной атомной массы данных элементов.

10. Какую низшую степень окисления проявляют фтор, селен, азот, водород? Составьте формулы соединений натрия с данными элементами, укажите их названия.

ВАРИАНТ V

Контрольные задания

1. Сколько изотопов у фтора:

- 1) 0; 2) 1; 3) 2; 4) 3?

2. Укажите математическое выражение закона Мозли:

- 1) $M = \frac{h}{2\pi} \sqrt{l(l+1)}$; 2) $E = -\frac{13,6}{n^2}$; 3) $H\Psi = E\Psi$; 4) $\sqrt{\frac{1}{\lambda}} = a(Z - b)$.

3. Какие из ионов сходны с атомом криптона по строению внешних электронных оболочек:

- 1) Br^- ; 2) Sr^{2+} ; 3) Cd^{2+} ; 4) Y^{3+} ?

4. Чему равно максимальное число электронов на подуровне $l = 3$:

- 1) 2; 2) 6; 3) 10; 4) 14?

5. Укажите возможные значения квантовых чисел n , l , m_l , m_s для валентного p -электрона атома галлия:

- 1) 4, 1, +2, $+\frac{1}{2}$; 3) 3, 1, +1, $+\frac{1}{2}$;
2) 4, 2, +2, $-\frac{1}{2}$; 4) 4, 1, +1, $+\frac{1}{2}$.

6. Рассчитайте максимально возможное число электронов на третьем энергетическом уровне:

- 1) 8; 2) 14; 3) 18; 4) 32.

7. Какова конфигурация валентных электронов в основном состоянии атома рутения:

- 1) $\dots 5s^2 p^6$; 2) $\dots 4d^6 5s^2$; 3) $\dots 4d^7 5s^1$; 4) $\dots 4d^8 5s^0$?

8. Сколько электронов находится на $4d$ -подуровне атома молибдена:

- 1) 3; 2) 4; 3) 5; 4) 6?

9. Атомы каких элементов-лантанидов имеют наибольшее число неспаренных f -электронов:

- 1) Sm; 2) Eu; 3) Gd; 4) Tb?

10. Вычислите энергию (Дж), необходимую для перехода электрона атома водорода из состояния, характеризующегося $n = 1$, в состояние, характеризующееся $n = 3$:

- 1) 1,5; 2) $0,2 \cdot 10^{-18}$; 3) $1,9 \cdot 10^{-18}$; 4) 12.

Задания для письменного ответа

1. Опишите электронные структуры атомов и ионов, указанных в контрольных заданиях 3, 7–9.

2. Какое из состояний валентного p -электрона, приведенное в контрольном задании 5, характеризуется более низкой энергией и почему?

3. Ответ на контрольное задание 10 подтвердите расчетом.

4. Укажите значения квантовых чисел m_l и m_s для тех четырнадцати электронов, у которых $n = 4$ и $p = 3$.

5. Сколько фотонов с длиной волны $6,5 \cdot 10^{-7}$ м (красный свет) обладают суммарной энергией 1 кДж?

6. Какой смысл вкладывается в понятие «эффективный заряд ядра»? Почему при монотонном увеличении заряда ядра и общего количества электронов в атоме эффективный заряд ядра изменяется немонотонно?

7. Учитывая положение металла в периодической системе, дайте мотивированный ответ на вопрос, какой из двух гидроксидов обладает более сильными основными свойствами: $\text{Ba}(\text{OH})_2$ или $\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$ или $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cd}(\text{OH})_2$ или $\text{Sr}(\text{OH})_2$.

8. Чем отличаются элементы малых от элементов больших периодов в периодической системе? Что такое «типические» элементы?

9. Какую низшую и высшую степени окисления проявляют углерод и фосфор? Составьте формулы соединений, отвечающих этим степеням окисления.

10. Исходя из положения марганца в периодической системе элементов, объясните, какие степени окисления он может проявлять в соединениях. Составьте формулы соответствующих оксидов и гидроксидов. Укажите их названия и дайте графическое изображение формул.

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ И РЕАКЦИИ ОБМЕННОГО РАЗЛОЖЕНИЯ

Гомо- и гетеросоединения. Простые и сложные вещества. Понятие формального заряда (степень окисления). Определение формального заряда элемента в сложных веществах. Оксиды, номенклатура. Солеобразующие и несолеобразующие оксиды. Основные, кислотные, амфотерные оксиды и их химические свойства. Изменение свойств оксидов в зависимости от положения элемента в периодической системе и степени окисления элемента.

Гидроксиды, номенклатура. Классификация гидроксидов и их химические свойства. Кислотность оснований. Кислоты и их основность. Орто-, мета-, пирформы кислот. Амфотерность. Соли, номенклатура.

Взаимосвязь между основными классами неорганических соединений. Соли средние, кислые и основные, их получение. Взаимные превращения между кислыми, средними и основными солями. Структурные и графические формулы кислот, оснований, солей.

Основные типы химических реакций. Реакции обменного разложения. Реакции ионного обмена. Превращения фазовые и химические.

Литература

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. — 5-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 248–288.

2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для студентов / З. Б. Гольбрайх, Е. И. Маслов. — 6-е изд. — М.: АСТ, Астрель, 2004. — С. 5–23.

3. Дробашева, Т. И. Общая химия: учебник / Т. И. Дробашева. — Ростов н/Д: Феникс, 2004. — С. 33–63.

4. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сборник задач: учеб. пособие / И. М. Жарский, А. Л. Кузьменко, С. Е. Орехова. — Минск: Аверсэв, 2004. — С. 16–39.

5. Жарский, И. М. Практикум по химии: учеб. пособие / И. М. Жарский, О. Н. Комшилова. — Минск: Выш. шк., 1986. — С. 25–27, 29–32, 35–40.

6. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. — 4-е изд. — М.: Химия, 2000. — С. 288–305.

7. Коровин, Н. В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 341–353, 382–397.

8. Лидин, Р. А. Химия: справочник для старшеклассников и поступающих в вузы / Р. А. Лидин, Л. Ю. Аликберова. — М.: АСТ-ПРЕСС ШКОЛА, 2002. — С. 163–362.

9. Метельский, А. В. Химия в экзаменационных вопросах и ответах: справ. для учителей, репетиторов и абитуриентов / А. В. Метельский. — 3-е изд. — Минск: БелЭн, 2003. — С. 224–351.

10. Новікаў, Г. І. Асновы агульнай хіміі / Г. І. Новікаў, І. М. Жарскі. — Мінск: Выш. шк., 1995. — С. 22–36.

11. Рэмсден, Э. Н. Начала современной химии: справ. изд.: пер. с англ. / Э. Н. Рэмсден; под ред. В. И. Барановского [и др.]. — Л.: Химия, 1989. — С. 393–399, 431–433, 448–450, 470–484.

12. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Я. А. Угай. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2004. — С. 239–290.

13. Фримантл, М. Химия в действии. В 2 ч. Ч. 1: пер. с англ. / М. Фримантл. — М.: Мир, 1967. — С. 179–188.

14. Химия. Пособие-репетитор для поступающих в вузы / под ред. В. Н. Чернышева, А. С. Егорова. — Ростов н/Д: Феникс, 1997. — С. 28–52, 196–204.

ВАРИАНТ I

Контрольные задания

1. Какие из приведенных элементов образуют основные оксиды:

1) В; 2) S; 3) Ba; 4) Cu?

2. С помощью стеклянной трубки выдыхают углекислый газ в растворы. В каком из растворов произойдет химическое взаимодействие:

1) KOH; 2) NaOH; 3) Ca(OH)₂; 4) HCl?

3. Вступают ли в реакцию со щелочью следующие оксиды:

1) ZnO; 2) P₂O₅; 3) MgO; 4) CrO₃?

4. Какие вещества могут быть использованы как осушители газов хлора и оксида серы (VI):

1) Ca(OH)₂; 2) NaOH; 3) H₂SO₄ (конц.); 4) P₂O₅?

5. Какие гидроксиды металлов можно получить растворением в воде соответствующих оксидов:

- 1) $Zn(OH)_2$; 2) $Fe(OH)_3$; 3) KOH ; 4) $Pb(OH)_2$?

6. В каком из указанных случаев при определенных условиях образуется соль:

- 1) $N_2O_5 + SO_3$; 3) $CaO + K_2O$;
2) $CO_2 + C$; 4) $H_2SO_4 + NH_3$?

7. В каких реакциях получается кислота:

- 1) $SO_2 + H_2O$; 2) $CO_2 + MgO$;
3) $FeSO_4 + KOH$; 4) $NaCl + H_2SO_4$?

8. Какие из приведенных кислот могут образовывать кислые соли:

- 1) H_3PO_4 ; 2) CH_3COOH ; 3) $HCrO_2$; 4) H_3PO_3 ?

9. Какая из солей угольной кислоты называется гидрокарбонатом:

- 1) $(CuOH)_2CO_3$; 3) $Ba(HCO_3)_2$;
2) $KHCO_3$; 4) $Pb(OH)_2 \cdot PbCO_3$?

10. Имеется алюминий массой $5,4 \cdot 10^{-2}$ кг. Достаточно ли для его окисления кислорода:

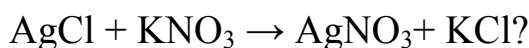
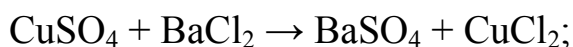
- 1) 3 моль; 3) $3 \cdot 10^{-2}$ м³ (при н. у.);
2) $3 \cdot 10^{-2}$ кг; 4) 3 моль эквивалента?

Задания для письменного ответа

1. Напишите уравнения реакций, поясняющие ответы на контрольные задания 3, 5–7.

2. Мотивируйте ответы на контрольные задания 2, 10.

3. Можно ли осуществить в растворах следующие реакции:



Дайте мотивированный ответ.

4. В реакции нейтрализации гидроксида натрия ортофосфорной кислотой молярная масса эквивалента кислоты равна 49 г/моль. Какая соль при этом образуется?

5. Напишите молекулярные и графические формулы нитрата цинка, гидрокарбоната алюминия, сульфита цезия, гидроксонитрата кадмия, метаалюмината кальция.

6. Назовите соединения и напишите их графические формулы: $NaClO_3$, $Mg(HSO_3)_2$, $(ZnOH)_2CO_3$, $FeOH(NO_3)_2$, $K_2Cr_2O_7$.

7. Дайте возможные уравнения реакций для осуществления следующих превращений: $S \rightarrow SO_2 \rightarrow H_2SO_3 \rightarrow Ca(HSO_3)_2 \rightarrow CaSO_3$.

8. Составьте реакцию получения сульфата железа (II) из гидроксосульфата железа (II).

9. Приведите кислотные остатки солей и укажите их заряд: $Zn(HSO_3)_2$, Na_2HPO_4 , $[Fe(OH)_2]_2SO_4$, $Cu(HSO_4)_2$, $Al(NO_3)_3$.

10. Приведите катионы солей и укажите их заряд: $(NiOH)_3PO_4$, $[Al(OH)_2]_3PO_4$, $(CuOH)_2CO_3$, $FeOHCl_2$, $Cr(H_2PO_4)_3$.

ВАРИАНТ II

Контрольные задания

1. Какие из приведенных элементов образуют кислотные оксиды:

1) Ag; 2) Cl; 3) S; 4) В?

2. С какими из оксидов реагирует соляная кислота:

1) SiO_2 ; 2) SO_2 ; 3) CuO ; 4) CO_2 ?

3. Какие из гидроксидов обладают амфотерными свойствами:

1) $Zn(OH)_2$; 2) $Mg(OH)_2$; 3) $B(OH)_3$; 4) $Sn(OH)_2$?

4. Можно ли получить 100%-ный раствор кислоты при непосредственном растворении в воде (при н. у.):

1) SO_2 ; 2) HCl ; 3) SO_3 ; 4) CO_2 ?

5. В каких случаях возможно протекание обменных реакций:

1) $H_2SO_4 + NaClO_4$; 3) $H_2CO_3 + NaNO_3$;

2) $H_2SO_3 + KCl$; 4) $HCl + CaCO_3$?

6. С какими из перечисленных веществ взаимодействует оксид бария:

1) MgO ; 2) CO_2 ; 3) P_2O_5 ; 4) CO ?

7. Какие из приведенных гидроксидов могут образовывать основные соли:

1) KOH ; 2) $Ba(OH)_2$; 3) $TiOH$; 4) H_3CrO_3 ?

8. У каких солей заряд кислотного остатка равен -2:

1) NH_4MgPO_4 ; 3) $Ba(H_2PO_4)_2$;

2) $Al_2(SO_4)_3$; 4) $CaHAsO_4$?

9. При написании какой формулы допущена ошибка:

1) $(AlOH)_3(PO_3)_4$; 3) $Al(OH)_2SO_4$;

2) $Al(HSO_3)_3$; 4) $AlOHCO_3$?

10. Какая масса (кг) известняка необходима для получения 112 кг негашеной извести:

- 1) 200; 2) 50; 3) 100; 4) 30?

Задания для письменного ответа

1. Составьте уравнения реакций, поясняющие ответы на контрольные задания 2, 3, 5, 6.

2. Дайте мотивированные ответы на контрольные задания 1, 4, 7, 10.

3. Напишите молекулярные и графические формулы следующих солей: метаалюминат бария, гидрокарбонат кобальта (III), гидроксохлорид магния, дигидроортофосфат меди (II), дигидроксонитрит железа (III).

4. Назовите соединения и напишите их графические формулы: $\text{Ca}(\text{HSiO}_3)_2$, BaOHNO_2 , $(\text{MgOH})_3\text{PO}_4$, KMnO_4 , $\text{Al}(\text{HSO}_4)_3$.

5. Напишите формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: Cu_2O , V_2O_5 , SO_2 , Mn_2O_7 , BeO .

6. Укажите формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: CsOH , HClO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_3BO_3 .

7. Составьте уравнения реакций, характеризующих амфотерность оксида алюминия и гидроксида олова (IV).

8. Напишите возможные уравнения реакции для осуществления следующих превращений: $\text{Ba} \rightarrow \text{BaO} \rightarrow \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{BaOH})_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{BaSO}_3$.

9. Приведите кислотные остатки перечисленных солей и укажите их заряд: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Al}(\text{HSiO}_3)_3$, CaOHMnO_4 , $\text{Sr}(\text{ClO})_2$, NiOHNO_2 .

10. Приведите катионы солей и укажите их заряд: $(\text{BaOH})_2\text{CrO}_4$, CoOAlO_2 , $(\text{ZnOH})_2\text{CO}_3$, CdOHNO_3 , $\text{Mn}(\text{HSO}_4)_2$.

ВАРИАНТ III

Контрольные задания

1. Какие из приведенных оксидов относятся к основным:

- 1) MgO ; 2) Fr_2O ; 3) CO_2 ; 4) BeO ?

2. С какими веществами взаимодействует раствор хлороводорода:

- 1) $\text{Zn}(\text{OH})_2$; 2) H_3BO_3 ; 3) $\text{Pb}(\text{OH})_2$; 4) H_3CrO_3 ?

3. Какие из указанных оксидов реагируют с водой:

- 1) NO ; 2) CaO ; 3) SiO_2 ; 4) NO_2 ?

4. Какой из приведенных гидроксидов растворим в воде:

- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; 2) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; 3) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; 4) $\text{Be}(\text{OH})_2$?

5. Можно ли для осушки сероводорода использовать:
- 1) CaO; 2) KOH; 3) P₂O₅; 4) H₂SO₄ (конц.)?
6. Какие пары веществ могут одновременно находиться в растворе:
- 1) KNO₃ и Na₂HPO₄; 3) Ca(OH)₂ и CO₂;
 2) AgNO₃ и KCl; 4) H₃PO₄ и KOH?
7. В результате каких реакций получают сульфат бария:
- 1) Ba + S; 3) BaO + SO₂;
 2) Ba(OH)₂ + Na₂SO₄; 4) Ba(OH)₂ + H₂SO₄?
8. Каким из указанных веществ надо подействовать на гидрофосфат калия, чтобы получить фосфат калия:
- 1) KOH; 2) H₂SO₄; 3) HCl; 4) KCl?
9. При написании какой формулы допущена ошибка:
- 1) Na₃SbO₄; 2) (NH₄)₂HPO₄; 3) (AlOH)₂SO₄; 4) Ca₃(PO₃)₂?
10. Какую реакцию покажет фенолфталеин на раствор, содержащий 0,1 кг гидроксида натрия и 0,1 кг серной кислоты:
- 1) кислую; 2) нейтральную; 3) щелочную; 4) слабокислую?

Задания для письменного ответа

1. Составьте уравнения реакций, поясняющие ответы на контрольные задания 2, 3, 6–8.
2. Мотивируйте ответы на контрольные задания 9, 10.
3. Напишите молекулярные и графические формулы следующих солей: гидросульфат серебра, гидроксонитрит марганца (II), бихромат калия, гидроортофосфат титана (II), гидроксохлорид циркония (IV).
4. Назовите соединения и напишите их графические формулы: Hg(NO₃)₂, SnOHNO₃, Pb(HSO₄)₂, [Cr(OH)₂]₂SO₄, Fe(HCO₃)₃.
5. Приведите формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: Cs₂O, CaO, SiO₂, Cl₂O₇, Cr₂O₃.
6. Составьте формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: Tl(OH)₃, HVO₃, Ti(OH)₄, HMnO₄, H₂SeO₄.
7. Напишите реакции, характеризующие амфотерность оксида цинка и гидроксида сурьмы (III).
8. Приведите возможные уравнения реакций для осуществления следующих превращений: Si → SiO₂ → H₂SiO₃ → Ca(HSiO₃)₂ → CaSiO₃.
9. Представьте кислотные остатки перечисленных солей и укажите их заряд: Hg(H₂PO₄)₂, LiHSO₃, Sn(OH)₃NO₂, ScOHHSO₄, Al(HSeO₄)₃.

10. Приведите катионы солей и укажите их заряд: $[\text{Ge}(\text{OH})_3]_2\text{SO}_3$, $\text{Ti}(\text{HCO}_3)_2$, CaOHVO_3 , $\text{BiOH}(\text{NO}_3)_2$, CrOHSiO_3 .

ВАРИАНТ IV

Контрольные задания

1. Какой из приведенных оксидов является кислотным:
1) N_2O ; 2) NO ; 3) Mn_2O_7 ; 4) CO ?
2. Какие из указанных оксидов проявляют амфотерные свойства:
1) FeO ; 2) BaO ; 3) SnO ; 4) Cr_2O_3 ?
3. С какими веществами взаимодействует раствор гидроксида калия:
1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$; 2) CH_3COOH ; 3) $\text{Zn}(\text{OH})_2$; 4) $\text{Al}(\text{OH})_3$?
4. Какие из указанных оксидов реагируют с кислотами:
1) NO ; 2) CO ; 3) P_2O_5 ; 4) Al_2O_3 ?
5. Прореагируют ли в водных растворах следующие вещества:
1) CaSO_3 и SO_2 ; 3) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ и HCl ;
2) NaHSO_4 и HNO_3 ; 4) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
6. Можно ли непосредственно из металлов в одну ступень получить:
1) HgO ; 2) Cu_2O ; 3) $\text{Al}(\text{OH})_3$; 4) K_2ZnO_2 ?
7. Каким из указанных веществ надо подействовать на гидроксохлорид цинка, чтобы перевести его в хлорид цинка:
1) NaOH ; 2) HCl ; 3) H_2O ; 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$?
8. Будут ли непосредственно взаимодействовать в водном растворе:
1) MgO и KOH ; 3) Al_2O_3 и HCl ;
2) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и ZnO ; 4) PbO и NaOH ?
9. В каком из четырех сосудов, содержащих указанные газы, влажная лакмусовая бумажка изменит свой цвет:
1) NO_2 ; 2) NH_3 ; 3) NO ; 4) CO ?
10. Определите, какую массу (г) гидроксида меди можно осадить из раствора сульфата меди при помощи раствора гидроксида калия массой 0,056 кг:
1) 98; 2) 49; 3) 24,5; 4) 196.

Задания для письменного ответа

1. Напишите уравнения реакций, поясняющие ответы на контрольные задания 2–5, 7, 8.

2. Приведите расчет, поясняющий ответ на контрольное задание 10.
3. Напишите молекулярные и графические формулы карбоната алюминия, гидросиликата ртути (II), гидрособромида гафния (IV), гидросульфита ниобия (III), гидроксонитрата бериллия.
4. Назовите соединения и напишите их графические формулы: $\text{Al}_2(\text{SiO}_3)_3$, $\text{Hg}(\text{HCO}_3)_2$, ZnOHBr , $\text{AlOH}(\text{ClO})_2$, $\text{Bi}_2(\text{HPO}_4)_3$.
5. Укажите формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: NiO , MnO_2 , Cl_2O , As_2O_5 , Li_2O .
6. Составьте формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: $\text{Pb}(\text{OH})_4$, H_2SiO_3 , $\text{Cr}(\text{OH})_3$, H_2WO_4 , RbOH .
7. Представьте реакции, характеризующие амфотерность оксида хрома (III) и гидроксида свинца (II).
8. Приведите возможные уравнения реакций для осуществления следующих превращений: $\text{Ag} \rightarrow \text{AgNO}_3 \rightarrow \text{Ag}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{AgH}_2\text{PO}_4$.
9. Напишите кислотные остатки перечисленных солей и укажите их заряд: $\text{Al}_2(\text{CrO}_4)_3$, $\text{Sr}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$, NaHMoO_4 , TiOHNO_2 , $(\text{ZnOH})_2\text{SiO}_3$.
10. Представьте катионы солей и укажите их заряд: CaOHALO_2 , $\text{FeOH}(\text{CH}_3\text{COO})_2$, AgHCO_3 , NaBiO_3 , MgOHClO_3 .

ВАРИАНТ V

Контрольные задания

1. Какой из приведенных кислот соответствует оксид P_2O_5 :
1) H_3PO_3 ; 2) H_3PO_4 ; 3) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$; 4) $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_6$?
2. С какими из веществ, формулы которых даны, не реагирует гидроксид кальция:
1) CO_2 ; 2) HCl ; 3) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; 4) H_3PO_4 ?
3. Какие кислоты и основания могут быть получены непосредственным растворением оксидов в воде:
1) $\text{Cr}(\text{OH})_3$; 2) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; 3) H_2SiO_3 ; 4) H_2SO_3 ?
4. С помощью каких веществ можно осушить углекислый газ:
1) NaOH ; 2) P_2O_5 ; 3) CaCl_2 (безв.); 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
5. Какие из приведенных пар веществ реагируют между собой:
1) CO_2 и H_2SO_4 ; 3) CO_2 и BaO ;
2) SO_3 и KOH ; 4) P_2O_5 и CO ?
6. В какой из указанных реакций может быть получена основная соль:

- 1) $\text{CaCO}_3 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$; 3) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{CO}_2$;
2) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3$; 4) $\text{HNO}_3 + \text{Bi}(\text{OH})_3$?

7. Можно ли прямым синтезом из оксида меди получить:

- 1) $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$; 2) CuCO_3 ; 3) $\text{Cu}(\text{OH})_2$; 4) CuSO_4 ?

8. С каким из указанных веществ реагирует соляная кислота:

- 1) P_2O_5 ; 2) Cu ; 3) NO_2 ; 4) Zn ?

9. При написании какой формулы допущена ошибка:

- 1) $\text{Cr}(\text{HSO}_4)_3$; 3) $(\text{AlOH})_2\text{CO}_3$;
2) $(\text{CaOH})_3\text{PO}_4$; 4) BiOHHSO_4 ?

10. Какова реакция среды в результате взаимодействия 0,1 кг соляной кислоты и 0,1 кг гидроксида натрия:

- 1) кислая; 3) нейтральная;
2) щелочная; 4) слабощелочная?

Задания для письменного ответа

1. Мотивируйте ответы на контрольные задания 3, 5–8 составлением соответствующих уравнений реакций.

2. Подтвердите расчетом ответ на контрольное задание 10.

3. Напишите молекулярные и графические формулы следующих солей: нитрит хрома (III), гидросульфат кобальта (II), гидроксохлорид бария, дигидроортофосфат ртути (II), дигидроксонитрат титана (IV).

4. Назовите соединения и напишите их графические формулы: $\text{Ca}(\text{ClO})_2$, $\text{Mg}(\text{HSiO}_3)_2$, $(\text{ZnOH})_2\text{GeO}_3$, $\text{CrOH}(\text{NO}_3)_2$, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$.

5. Напишите формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: SrO , Sb_2O_3 , CrO_3 , Cl_2O_5 , K_2O .

6. Укажите формулы оксидов, соответствующих гидроксидам: $\text{Ge}(\text{OH})_4$, H_3AsO_4 , $\text{Bi}(\text{OH})_3$, H_2MoO_4 , $\text{Sn}(\text{OH})_2$.

7. Представьте реакции, характеризующие амфотерность оксида олова (IV) и гидроксида бериллия.

8. Приведите возможные уравнения реакций для осуществления следующих превращений: $\text{Mg} \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow (\text{MgOH})_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{MgCO}_3$.

9. Представьте кислотные остатки перечисленных солей и укажите их заряд: $\text{Zn}(\text{HS})_2$, NaH_2AsO_4 , $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{NO}_3$, $\text{Cu}(\text{HGeO}_3)_2$, $\text{Sc}_2(\text{CO}_3)_3$.

10. Напишите катионы солей и укажите их заряд: SrOHAlO_2 , $\text{Al}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO}$, CsHSO_4 , SnOHCl_3 , $[\text{La}(\text{OH})_2]_2\text{CO}_3$.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Формальный заряд (степень окисления, *W*). Зависимость формальных зарядов элементов от их положения в периодической системе Д. И. Менделеева. Понятие окисления, восстановления. Важнейшие окислители и восстановители. Процесс окисления, восстановления. Основные типы окислительно-восстановительных реакций. Диспропорционирование. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Метод электронного баланса. Ионно-электронный метод и его преимущества. Правила записи ионно-электронных полуреакций в кислой и щелочной средах. Анализ возможных продуктов реакций при заданных исходных. Продукты восстановления перманганат-, бихромат-, хромат-иона в зависимости от среды. Взаимодействие металлов и неметаллов с кислотами-окислителями (концентрированной серной и азотной). Влияние различных факторов на протекание Red-Ox процессов. Понятие об окислительно-восстановительных потенциалах и предсказание осуществимости окислительно-восстановительных реакций. Специфика Red-Ox реакций с участием органических соединений.

Литература

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. — 5-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 234–247.
2. Ахметов, Н. С. Лабораторные и семинарские занятия по неорганической химии: учеб. пособие для химико-технологических вузов / Н. С. Ахметов, М. К. Азизова, Л. И. Бадыгина; под ред. Н. С. Ахметова. — 2-е изд. — М.: Высш. шк., 1988. — С. 50–56.
3. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для студентов / З. Б. Гольбрайх, Е. И. Маслов. — 6-е изд. — М.: АСТ, Астрель, 2004. — С. 222–262.
4. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сборник задач: учеб. пособие / И. М. Жарский, А. Л. Кузьменко, С. Е. Орехова. — Минск: Аверсэв, 2004. — С. 242–268.
5. Зубович, И. А. Неорганическая химия: учеб. для технол. спец. вузов / И. А. Зубович. — М.: Высш. шк., 1989. — С. 143–160.

6. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. — 4-е изд. — М.: Химия, 2000. — С. 216–226.

7. Коровин, Н. В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 251–310.

8. Кузьменко, Н. Е. Химия. 2400 задач для школьников и поступающих в вузы / Н. Е. Кузьменко, В. В. Еремин. — М.: Дрофа, 1999. — С. 121–149.

9. Новікаў, Г. І. Асновы агульнай хіміі / Г. І. Новікаў, І. М. Жарскі. — Мінск: Выш. шк., 1995. — С. 203–207.

10. Павлов, Н. Н. Неорганическая химия: учеб. для технол. спец. вузов / Н. Н. Павлов. — М.: Высш. шк., 1986. — С. 173–190.

11. Рэмсден, Э. Н. Начала современной химии: справ. изд.: пер. с англ. / Э. Н. Рэмсден; под ред. В. И. Барановского [и др.]. — Л.: Химия, 1989. — С. 64–78.

12. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Я. А. Угай. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2004. — С. 170–181.

13. Фримантл, М. Химия в действии. В 2 ч. Ч. 1: пер. с англ. / М. Фримантл. — М.: Мир, 1967. — С. 472–479.

ВАРИАНТ I

Контрольные задания

1. Укажите степень окисления водорода в соединениях CaH_2 , KH , NaAlH_4 :

1) -1 ; 2) 0 ; 3) $+1$; 4) $+2$.

2. Какие реакции, протекающие в водном растворе, являются окислительно-восстановительными:

1) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl}$; 3) $\text{Fe} + \text{HCl}$;
2) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$; 4) $\text{SO}_3 + \text{NaOH}$?

3. Какое соединение (или ионы) хрома образуется при восстановлении $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$ в щелочном растворе:

1) $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$; 2) CrO_4^{2-} ; 3) $\text{Cr}(\text{OH})_3$; 4) Cr^{3+} ?

4. Укажите ионы, которые могут выполнять только окислительную функцию:

1) $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$; 2) CrO_4^{2-} ; 3) NO_3^- ; 4) H^+ .

5. Какие продукты образуются при восстановлении перманганата калия в сильнощелочной среде:

1) $\text{Mn}(\text{OH})_2$; 2) MnO_4^{2-} ; 3) MnO_2 ; 4) Mn^{2+} ?

6. В каком случае происходит процесс окисления:

- 1) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$; 3) $\text{Cl}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl}$;
2) $\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}_2$; 4) $\text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$?

7. Какое вещество — продукт восстановления разбавленной серной кислоты — образуется в реакции $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4$ (разб.):

- 1) H_2S ; 2) S ; 3) SO_2 ; 4) H_2 ?

8. Расставьте коэффициенты в уравнении окислительно-восстановительной реакции



и подсчитайте сумму всех коэффициентов:

- 1) 9; 2) 17; 3) 26; 4) 36.

9. Какой металл при взаимодействии с разбавленной азотной кислотой может восстановить ее до N_2 :

- 1) Ag ; 2) Zn ; 3) Pb ; 4) K ?

10. В уравнении реакции



расставьте коэффициенты и укажите коэффициент перед серной кислотой:

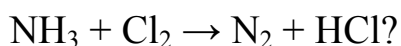
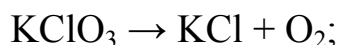
- 1) 6; 2) 8; 3) 10; 4) 4.

Задания для письменного ответа

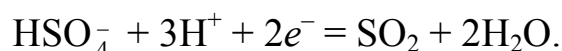
1. Мотивируйте ответы на контрольные задания 7–10, составив уравнения соответствующих окислительно-восстановительных реакций.

2. Приведите примеры четырех-пяти кислот — энергичных окислителей.

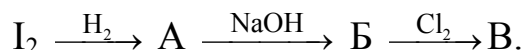
3. В каких случаях происходит окисление и в каких восстановление соответствующих элементов при получении простых веществ в ходе реакций, представленных следующими схемами:



4. Составьте полное уравнение реакции, отвечающее ионно-электронной полуреакции

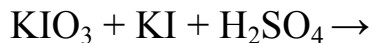
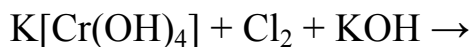
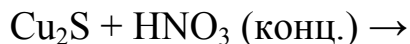
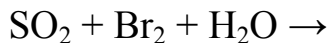


5. Напишите формулы промежуточных и конечных йодсодержащих веществ в следующей схеме:

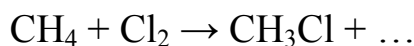
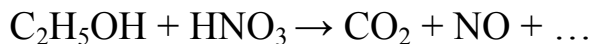


Приведите уравнения реакций, соответствующих данной схеме.

6. Напишите полные уравнения реакций:



7. Закончите составление уравнений окислительно-восстановительных реакций:



8. Закончите составление уравнений и укажите роль комплексного иона:



9. Вычислите молярные массы эквивалентов следующих восстановителей: H_2S , переходящего при окислении в H_2SO_4 ; Al , переходящего при окислении в $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

10. Какая масса йода выделяется из раствора KI при действии на него раствора FeCl_3 , содержащего 0,325 кг хлорида железа (III)?

ВАРИАНТ II

Контрольные задания

1. Какова степень окисления углерода в соединениях CH_3Cl и C_2H_4 :

1) -4; 2) -2; 3) 0; 4) +4?

2. Какие реакции относятся к окислительно-восстановительным:

1) $\text{Cl}_2 + \text{KOH}$; 3) $\text{SO}_2 + \text{KOH}$;
2) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4$; 4) $\text{HgO} + \text{HNO}_3$?

3. Укажите реакции диспропорционирования:

1) $4\text{HNO}_3 = 4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2$; 3) $4\text{KClO}_3 = 3\text{KClO}_4 + \text{KCl}$;
2) $2\text{KClO}_3 = 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$; 4) $2\text{HClO} = 2\text{HCl} + \text{O}_2$.

4. В каком из преобразований происходит процесс окисления:

1) $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3$; 3) $\text{Cl}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl}$;
2) $\text{P} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$; 4) $\text{Fe} \rightarrow \text{FeSO}_4$?

5. Какие частицы могут проявлять только восстановительную функцию:

1) I^- ; 2) Cr^{3+} ; 3) $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$; 4) S^{2-} ?

6. Какие продукты образуются при взаимодействии цинка с очень разбавленной азотной кислотой:

- 1) NO_2 ; 2) H_2 ; 3) NO ; 4) NH_4NO_3 ?

7. Какое вещество образуется при растворении угля в концентрированной серной кислоте:

- 1) CO ; 2) CO_2 ; 3) H_2CO_3 ; 4) CH_4 ?

8. В уравнении



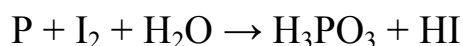
расставьте коэффициенты и укажите их сумму:

- 1) 6; 2) 10; 3) 16; 4) 20.

9. Какой металл при взаимодействии с концентрированной азотной кислотой может восстановить ее до NO_2 :

- 1) Cs; 2) Ca; 3) Ba; 4) Cu?

10. Расставьте коэффициенты в уравнении



и укажите коэффициент перед веществом, которое восстанавливается:

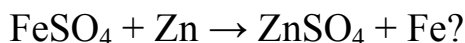
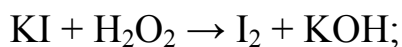
- 1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 6.

Задания для письменного ответа

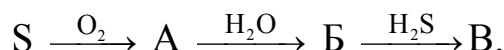
1. Мотивируйте ответы на контрольные задания 7–10 написанием соответствующих окислительно-восстановительных реакций.

2. Приведите примеры оксидов — энергичных восстановителей.

3. В каких случаях происходит окисление и в каких восстановление соответствующих элементов при получении простых веществ в ходе реакций, представленных следующими схемами:

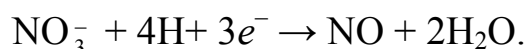


4. Напишите формулы промежуточных и конечных веществ, содержащих серу и отвечающих следующей схеме превращений:



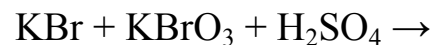
Дайте уравнения реакций, соответствующих данной схеме.

5. Составьте полное уравнение реакции, отвечающее следующей ионно-электронной полуреакции:

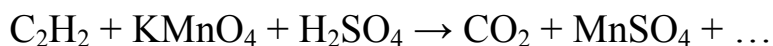


6. Составьте полные уравнения реакций:

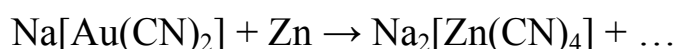




7. Закончите составление уравнений окислительно-восстановительных реакций:



8. Закончите составление уравнений и укажите роль комплексного иона:



9. Вычислите молярные массы эквивалентов следующих окислителей: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, переходящего при восстановлении в $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$; KClO_3 , переходящего при восстановлении в KCl .

10. Какой объем кислорода (при н. у.) может быть получен из 0,039 кг пероксида натрия при взаимодействии его с оксидом углерода (IV)? Какое применение находит эта реакция в технике?

ВАРИАНТ III

Контрольные задания

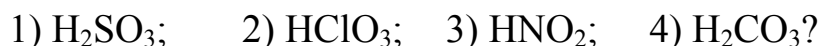
1. Какова степень окисления кислорода в соединениях K_2O_2 и CaO_2 :

1) -2; 2) -1; 3) 0; 4) +2?

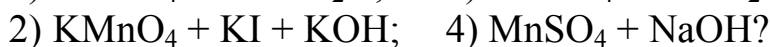
2. Укажите реакции, которые являются окислительно-восстановительными:



3. Какие соединения проявляют окислительно-восстановительную двойственность:



4. В какой из приведенных реакций образуется осадок темно-бурого цвета:



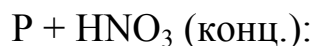
5. Какой ион придает раствору оранжевую окраску:



6. Какой из продуктов образуется при взаимодействии меди с концентрированной серной кислотой:

- 1) H_2S ; 2) H_2 ; 3) S ; 4) SO_2 ?

7. Какое вещество — продукт окисления фосфора — образуется в реакции:



- 1) H_3PO_4 ; 2) H_3PO_3 ; 3) P_2O_5 ; 4) PH_3 ?

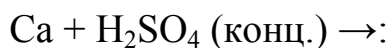
8. Расставьте коэффициенты в уравнении



и подсчитайте их сумму:

- 1) 9; 2) 12; 3) 15; 4) 18.

9. Какое вещество образуется в результате реакции



- 1) SO_2 ; 2) H_2S ; 3) H_2 ; 4) S ?

10. В уравнении реакции



расставьте коэффициенты и укажите коэффициент перед восстановителем:

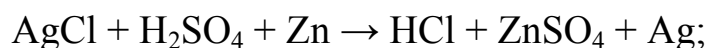
- 1) 3; 2) 5; 3) 7; 4) 10.

Задания для письменного ответа

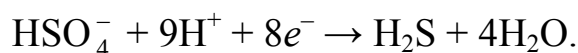
1. Мотивируйте ответы на контрольные задания 7–10, составив уравнения соответствующих окислительно-восстановительных реакций.

2. Перечислите вещества, проявляющие функции типичных восстановителей.

3. В каких случаях происходит окисление и в каких восстановление соответствующих элементов при получении простых веществ в ходе процессов, представленных схемами:



4. Составьте полное уравнение реакции, отвечающее ионно-электронной полуреакции:

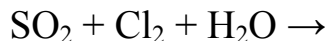


5. Напишите формулы промежуточных и конечных бромсодержащих веществ в процессе, происходящем по следующей схеме:

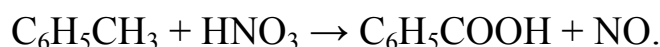


Приведите уравнения реакций, соответствующих данной схеме.

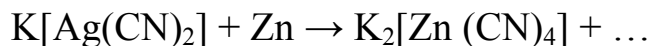
6. Напишите полные уравнения реакций:



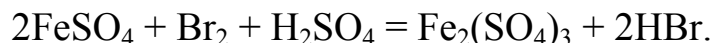
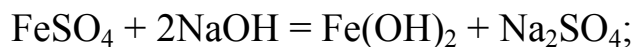
7. Закончите составление уравнений окислительно-восстановительных реакций:



8. Закончите составление уравнений и укажите роль комплексного иона:



9. Вычислите молярные массы эквивалентов сульфата железа (II) в следующих реакциях:



10. При действии H_2O_2 на раствор KMnO_4 в присутствии H_2SO_4 выделилось $5,6 \cdot 10^3 \text{ м}^3$ кислорода (при н. у.). Какая масса йода выделится из раствора йодида калия при действии на него такой же массы H_2O_2 ?

ВАРИАНТ IV

Контрольные задания

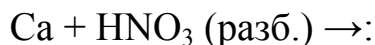
1. Укажите, какие свойства в окислительно-восстановительных реакциях проявляет сера со степенью окисления -2 :

- 1) только окислительные; 3) окислительно-восстановительные;
2) только восстановительные; 4) никакие.

2. Какие вещества и ионы могут одновременно находиться в водном растворе:

- 1) MnO_4^- и HCl (конц.); 2) PO_4^{3-} и SO_4^{3-} ;
3) H_2SO_4 (конц) и KI ; 4) FeCl_3 и Br_2 ?

3. Укажите вещества — конечные продукты восстановления азота по реакции



- 1) NO_2 ; 2) NO ; 3) NH_3 ; 4) NH_4NO_3 .

4. Какой ион марганца обуславливает красно-фиолетовую окраску водного раствора:

- 1) Mn^{2+} ; 2) Mn^{3+} ; 3) MnO_4^- ; 4) MnO_4^{2-} ?

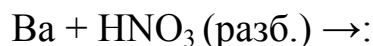
5. В каком из процессов происходит восстановление:

- 1) $\text{Cr}(\text{OH})_3 \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4$; 3) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \rightarrow \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$;
2) $\text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4$; 4) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnSO}_4$?

6. Какие из продуктов образуются при растворении ртути в избытке концентрированной азотной кислоты:

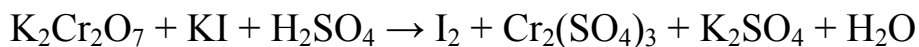
- 1) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}_2$; 3) $\text{Hg}_2(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}$;
2) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2$; 4) $\text{Hg}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO}$?

7. Какое вещество — продукт восстановления азота — образуется в реакции



- 1) NO ; 2) NO_2 ; 3) HNO_2 ; 4) NH_4NO_3 ?

8. В уравнении



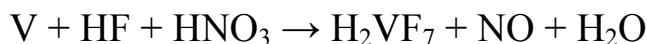
расставьте все коэффициенты и подсчитайте их сумму:

- 1) 29; 2) 30; 3) 31; 4) 35.

9. Какой металл при взаимодействии с концентрированной серной кислотой может восстановить ее до SO_2 :

- 1) Cs ; 2) Al ; 3) Ag ; 4) Cu ?

10. Подберите коэффициенты в уравнении



и укажите коэффициент при формуле воды:

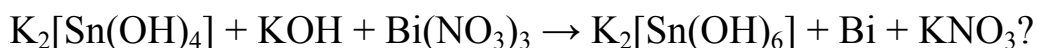
- 1) 2; 2) 5; 3) 10; 4) 21.

Задания для письменного ответа

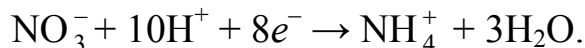
1. Ответы на контрольные задания 7–10 мотивируйте написанием соответствующих окислительно-восстановительных реакций.

2. Приведите примеры пяти-шести оксидов, являющихся энергичными окислителями.

3. В каком из процессов происходит окисление и в каком восстановление соответствующих элементов при получении простых веществ:



4. Составьте полное уравнение реакции, отвечающее ионно-электронной полуреакции:

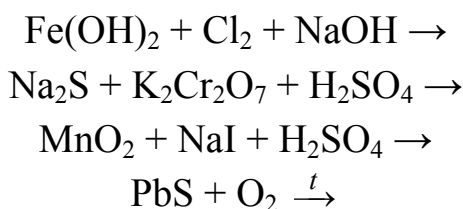


5. Напишите формулы промежуточных и конечных натрийсодержащих веществ в процессе, протекающем по следующей схеме:

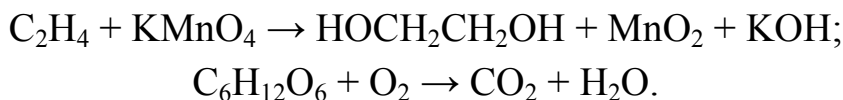


Приведите уравнения реакций, соответствующих данной схеме.

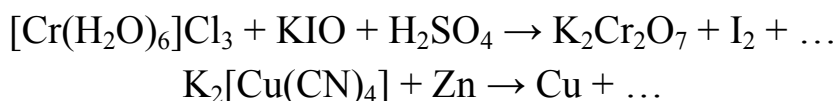
6. Составьте полные уравнения реакций:



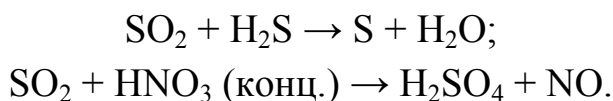
7. Закончите составление уравнений окислительно-восстановительных реакций:



8. Закончите составление уравнений и укажите роль комплексного иона:



9. Вычислите молярные массы эквивалентов восстановителей, принимающих участие в процессах:



10. Какой массой $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ можно заменить KMnO_4 в реакции восстановления его хлороводородом, если в результате реакции выделяется $1,12 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ газа при нормальных условиях?

ВАРИАНТ V

Контрольные задания

1. Укажите продукт полного восстановления азотной кислоты:

- 1) NO_2 ; 2) NO ; 3) NH_3 ; 4) NH_4^+ .

2. Какие вещества и ионы могут одновременно находиться в подкисленном растворе:

- 1) H_2S и Cl_2 ; 2) Fe^{3+} и Cl^- ; 3) SO_4^{2-} и Fe^{2+} ; 4) SO_3^{2-} и S^{2-} ?

3. Укажите, в какой реакции цинка с азотной кислотой расходуется наименьшее количество кислоты, если в результате реакций образуется:

- 1) NO_2 ; 2) NO ; 3) N_2 ; 4) N_2O .

4. Какие из ионов могут проявлять окислительно-восстановительную двойственность:

- 1) NO_2^- ; 2) SO_3^{2-} ; 3) CrO_4^{2-} ; 4) Br^- ?

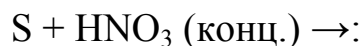
5. Какие продукты образуются при взаимодействии фосфора с концентрированной азотной кислотой:

- 1) $\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$; 3) $\text{HPO}_3 + \text{NO}_2$;
2) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{NO}_2$; 4) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2$?

6. Раствор какого из приведенных соединений марганца имеет зеленую окраску:

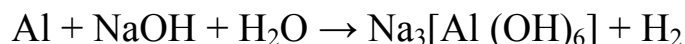
- 1) MnO_2 ; 2) KMnO_4 ; 3) K_2MnO_4 ; 4) Mn_2O_3 ?

7. Какое вещество — продукт окисления серы — образуется в реакции



- 1) H_2SO_4 ; 2) $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$; 3) SO_2 ; 4) H_2S ?

8. Расставьте коэффициенты в уравнении



и подсчитайте их сумму:

- 1) 17; 2) 19; 3) 21; 4) 23.

9. Какой металл при стандартных условиях взаимодействует с концентрированной серной кислотой:

- 1) Mg ; 2) Ca ; 3) Fe ; 4) Ag ?

10. Расставьте коэффициенты в уравнении



и укажите коэффициент перед окислителем:

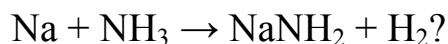
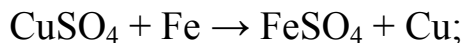
- 1) 3; 2) 2; 3) 4; 4) 5.

Задания для письменного ответа

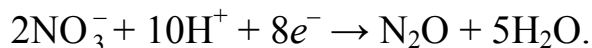
1. Мотивируйте ответы на контрольные задания 7–10, составив уравнения соответствующих окислительно-восстановительных реакций.

2. Приведите примеры кислот, проявляющих свойства энергичных восстановителей.

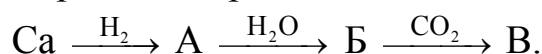
3. В каком процессе происходит окисление и в каком восстановление соответствующих элементов при получении простых веществ:



4. Составьте полное уравнение реакции, отвечающее ионно-электронной полуреакции:



5. Напишите формулы промежуточных и конечных кальцийсодержащих веществ в процессе, протекающем по следующей схеме:

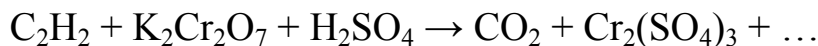
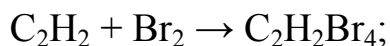


Приведите уравнения реакций, соответствующие данной схеме.

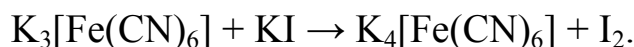
6. Напишите полные уравнения реакций:



7. Закончите составление уравнений окислительно-восстановительных реакций:



8. Закончите составление уравнений и укажите роль комплексного иона:



9. Вычислите молярные массы эквивалентов окислителей: $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, переходящего при восстановлении в CrCl_3 ; H_2O_2 , переходящего при восстановлении в H_2O .

10. Составьте полные уравнения реакций, в которых соединение марганца (IV) проявляет свойства окислителя, восстановителя, а также участвует в реакции диспропорционирования. Вычислите молярные массы эквивалентов окислителей и восстановителей в предложенных реакциях.

ТЕРМОХИМИЯ И ХИМИЧЕСКАЯ ТЕРМОДИНАМИКА*

Система. Внутренняя энергия. Теплота и работа. Тепловой эффект реакции и энтальпия. Термохимические уравнения. Закон Гесса. Понятие простого вещества и стандартного состояния в термохимии. Стандартные термохимические характеристики. Следствия из закона Гесса. Фазовые превращения. Стандартные теплоты образования ионов, их относительность. Расчет тепловых эффектов различных процессов. Энергия химической связи и кристаллической решетки. Энтальпия гидратации ионов. Энтальпийные диаграммы. Зависимость энтальпии от температуры и от массы. Сущность метода колориметрии.

Самопроизвольные процессы. Обратимые процессы. Энтропия и неупорядоченность системы. Стандартные значения абсолютных энтропий. Расчет изменения энтропии в различных процессах. Энтропийный и энтальпийный факторы и направление процесса.

Энергия Гиббса и самопроизвольное протекание реакций. Стандартные условия. Энергия Гиббса образования вещества. Термодинамический анализ возможности протекания химического процесса и глубины протекания. «Порог» реакционной способности.

Литература

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. — 5-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 175–196.
2. Введение в общую химию: учеб. пособие / М. Х. Карапетьянц [и др.]; под ред. Г. П. Лучинского. — М.: Высш. шк., 1980. — С. 78–118.
3. Гельфман, М. И. Химия / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. — 2-е изд. — СПб.: Лань, 2001. — С. 195–237.
4. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для студентов / З. Б. Гольбрайх, Е. И. Маслов. — 6-е изд. — М.: АСТ, Астрель, 2004. — С. 101–124.
5. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сборник задач: учеб. пособие / И. М. Жарский, А. Л. Кузьменко, С. Е. Орехова. — Минск: Аверсэв, 2004. — С. 47–75, 96–126.

* Здесь и в дальнейшем, если специально не оговорены условия, при проведении вычислений принять, что ΔH° и ΔS° не зависят от температуры.

6. Карапетьянц, М. Х. Примеры и задачи по химической термодинамике / М. Х. Карапетьянц. — 4-е изд. — М.: Химия, 1974. — С. 17–20, 25–26, 56–58, 113–119, 126–129.

7. Карапетьянц, М. Х. Химическая термодинамика / М. Х. Карапетьянц. — 3-е изд. — М.: Химия, 1975. — С. 16–23, 36–52, 83–92.

8. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. — 4-е изд. — М.: Химия, 2000. — С. 172–228.

9. Коровин, Н. В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 115–166.

10. Новікаў, Г. І. Асновы агульнай хіміі / Г. І. Новікаў, І. М. Жарскі. — Мінск: Выш. шк., 1995. — С. 22–34, 42–64, 69–79.

11. Общая химия: учебник / под ред. Е. М. Соколовской, Л. С. Гузья. — 3-е изд. — М.: Изд-во Моск. ун-та, 1989. — С. 162–183.

12. Полинг, Л. Общая химия / Л. Полинг. — М.: Мир, 1974. — С. 306–338.

13. Рэмсден, Э. Н. Начала современной химии: справ. изд.: пер. с англ. / Э. Н. Рэмсден; под ред. В. И. Барановского [и др.]. — Л.: Химия, 1989. — С. 212–242.

14. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Я. А. Угай. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2004. — С. 121–129.

15. Физическая химия. В 2 кн. Кн. 1: Строение вещества. Термодинамика: учеб. для вузов / К. С. Краснов [и др.]; под ред. К. С. Краснова. — 3-е изд. — М.: Высш. шк., 2001. — С. 188–199, 217–227, 251–260, 293–294.

ВАРИАНТ I

Контрольные задания

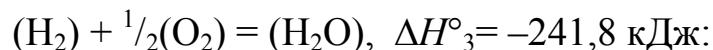
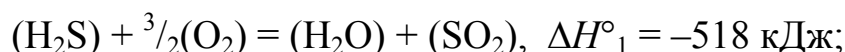
1. В каких случаях возможно самопроизвольное протекание химических реакций при стандартных условиях, если принять $|\Delta H^\circ| \gg \gg |T\Delta S^\circ|$:

- 1) $\Delta H^\circ > 0$, $\Delta S^\circ > 0$; 3) $\Delta H^\circ < 0$, $\Delta S^\circ > 0$;
2) $\Delta H^\circ > 0$, $\Delta S^\circ < 0$; 4) $\Delta H^\circ < 0$, $\Delta S^\circ < 0$?

2. Для реакции димеризации $2(\text{NO}_2) \leftrightarrow (\text{N}_2\text{O}_4)$ $\Delta H^\circ = -85,90$ кДж и $\Delta S^\circ = -271,00$ Дж/моль·К. При какой температуре (К) наиболее вероятна димеризация:

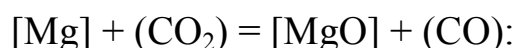
- 1) 317; 2) 357; 3) 373; 4) 473?

3. Определите теплоту (кДж/моль) образования сероводорода по уравнениям:



1) -20,15; 2) -64,18; 3) -1057,3; 4) -1101,31.

4. Определите ΔH°_{298} и ΔG°_{298} (кДж) для процесса



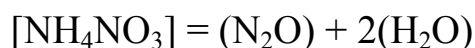
1) 318,24 и -311,7;

3) 318,24 и 311,7;

2) -318,24 и 311,7;

4) -318,7 и -312,2.

5. Возможно ли при стандартных условиях разложение нитрата аммония по уравнению



(ответ подтвердите расчетом ΔG°_{298} (кДж) реакции):

1) нет, -169,9; 2) да, -169,5; 3) нет, +169,9; 4) да, +169,9?

6. При образовании $2,69 \cdot 10^{-2}$ кг хлорида меди (II) из простых веществ выделяется 43,80 кДж теплоты. Найдите теплоту (кДж/моль) образования хлорида меди (II):

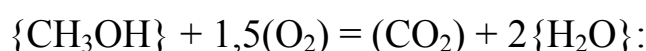
1) -857,7;

2) -220,1;

3) 205,9;

4) 857,2.

7. Сколько теплоты (кДж) выделится при сгорании 0,1 кг метанола



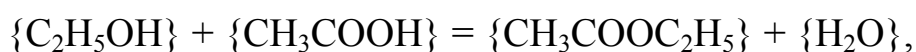
1) 679,48;

2) 726,8;

3) 2123,0;

4) 2269?

8. Вычислите значение ΔH°_{298} (кДж) реакции



если стандартные теплоты сгорания спирта, уксусной кислоты и эфира соответственно равны -1366,8, -874,2 и -2238,1 кДж/моль:

1) -299,4;

2) 299,4;

3) -2,9;

4) -13,5.

9. Какое количество теплоты (кДж) выделяется или поглощается при взаимодействии $5,6 \cdot 10^{-3}$ м³ (при н. у.) водорода с фтором:

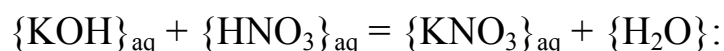
1) -67,78;

2) -136,65;

3) 135,56;

4) 67,78?

10. Определите изменение энтальпии (кДж) процесса нейтрализации



1) 179,58;

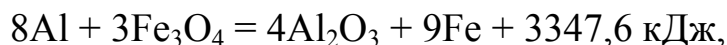
2) -55,50;

3) -103,89;

4) -515,78.

Задания для письменного ответа

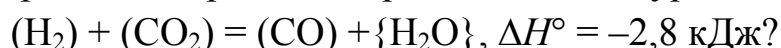
1. Приведите расчеты, поясняющие ответы на контрольные задания.
2. Чему равна стандартная энергия Гиббса простого вещества, устойчивого при температуре 298 К и давлении 101 325 Па? Может ли быть для простого вещества $\Delta G^\circ_{298} < 0$?
3. Теплота образования аммиака из азота и водорода равна $-45,9$ кДж/моль. Какой объем азота (взятого при н. у.) израсходован на эту реакцию, если в результате выделилось 18,41 кДж теплоты?
4. Какое количество теплоты выделяется при соединении $5,6 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ водорода с хлором (в пересчете на н. у.), если теплота образования хлороводорода равна $-92,30$ кДж/моль?
5. При соединении $1,8 \cdot 10^{-2}$ кг алюминия с кислородом выделяется 558,57 кДж теплоты. Определите теплоту образования оксида алюминия.
6. Вычислите теплоту образования Fe_3O_4 , исходя из реакции, протекающей по уравнению



если теплота образования Al_2O_3 равна $-1675,7$ кДж/моль. Сформулируйте закон, на основе которого решаются подобные задачи.

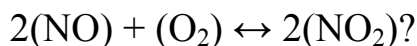
7. Зная стандартную теплоту образования сероуглерода ($+116,7$ кДж/моль) и используя значения стандартной теплоты образования веществ, определите, какое количество теплоты выделится при сжигании 3 кг сероуглерода.

8. Чем можно объяснить, что при стандартных условиях невозможна экзотермическая реакция, протекающая по уравнению



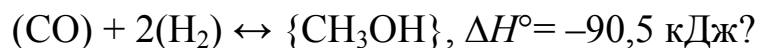
Зная тепловой эффект реакции и абсолютные стандартные энтропии соответствующих веществ, определите ΔG°_{298} этой реакции.

9. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе



Ответ мотивируйте, вычислив ΔG°_{298} прямой реакции.

10. При какой температуре становится экзоэргичен процесс



ВАРИАНТ II

Контрольные задания

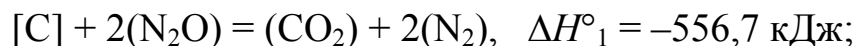
1. Какие величины являются функциями состояния процесса:
 - 1) работа против внешних сил, действующих на систему;
 - 2) внутренняя энергия;

- 3) энтальпия;
4) энергия Гиббса?

2. Укажите на основе расчета два наиболее устойчивых к нагреванию гидроксида из приведенных ниже:

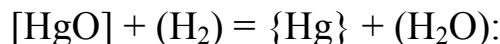
- 1) KOH и Ca(OH)₂; 3) Ca(OH)₂ и Cu(OH)₂;
2) KOH и Cu(OH)₂; 4) Al(OH)₃ и Ca(OH)₂.

3. Определите теплоту образования (кДж/моль) оксида азота (I), исходя из уравнений



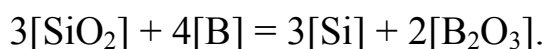
- 1) -81,55; 2) 81,60; 3) -163,1; 4) 326,2.

4. Вычислите ΔH°_{298} (кДж) и ΔS°_{298} (Дж/К) реакции восстановления оксида ртути (II)



- 1) -151,13 и -64,02; 3) -151,01 и 63,75;
2) 151,13 и 15,3; 4) 151,13 и -64,02.

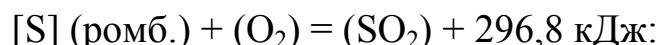
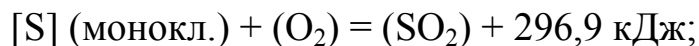
5. Найдите ΔG°_{298} (кДж) для процесса



Возможен ли он в стандартных условиях:

- 1) 180,26, нет; 2) -145,7, да; 3) 98,74, да; 4) -98,74, нет?

6. Определите энтальпию превращения S (монокл.) \rightarrow S (ромб.) (кДж), исходя из следующих термохимических циклов:

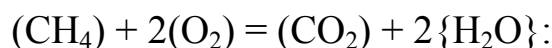


- 1) -594,1; 2) -0,1; 3) 0,3; 4) 594,1.

7. Теплота образования оксида алюминия равна -1675,7 кДж/моль. Сколько теплоты (кДж) выделится при образовании 10 г оксида алюминия:

- 1) 39,2; 2) 164,28; 3) 400,3; 4) 1675?

8. Определите теплоту (кДж) сгорания 1 моль метана



- 1) 890,31; 2) -890,5; 3) -74,88; 4) 74,88.

9. Вычислите, сколько теплоты (кДж) выделяется или поглощается при взаимодействии 10 м³ водорода (измеренного при н. у.) с хлором:

- 1) -1,97; 2) -0,98; 3) -4,12; 4) -8,24.

10. Рассчитайте теплоту (кДж) растворения 2 моль гидроксида калия в воде:

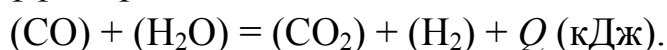
- 1) $-115,6$; 2) $-55,22$; 3) $55,22$; 4) $110,44$.

Задания для письменного ответа

1. Ответы на контрольные задания подтвердите соответствующими расчетами.

2. Сформулируйте закон Гесса и следствия из него. Приведите примеры использования закона Гесса.

3. Используя стандартные теплоты образования веществ, вычислите тепловой эффект реакции

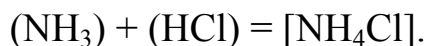


Сформулируйте закон, на основе которого решаются подобные задачи.

4. Используя стандартные теплоты образования веществ, вычислите количество теплоты, выделяющейся при сгорании 10 м^3 этена (в пересчете на н. у.), если теплота образования этена равна $52,4 \text{ кДж/моль}$.

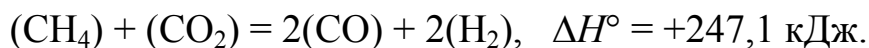
5. Определите теплоту образования SiO_2 , если известны тепловой эффект реакции восстановления кремния из кремнезема магнием $\Delta H^\circ = -292,5 \text{ кДж}$ и теплота образования оксида магния равна $-601,6 \text{ кДж/моль}$.

6. Исходя из значений стандартной теплоты образования и абсолютной стандартной энтропии соответствующих веществ, вычислите ΔG°_{298} реакции, протекающей по уравнению



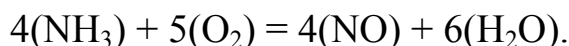
Может ли эта реакция при стандартных условиях идти самопроизвольно?

7. Эндотермическая реакция взаимодействия метана с оксидом углерода (IV) протекает по уравнению



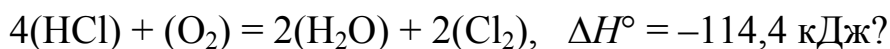
При какой температуре процесс станет экзоэргичен?

8. Определите ΔG°_{298} реакции, протекающей по уравнению



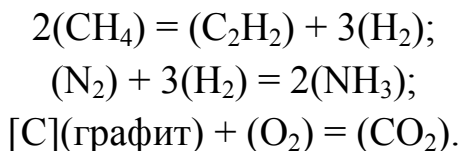
Вычисления сделайте на основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ. Возможна ли эта реакция при стандартных условиях?

9. При какой температуре наступит равновесие системы



Что в этой системе является более сильным окислителем: хлор или кислород, и при каких температурах?

10. Вычислите изменение энтропии для реакций, протекающих по уравнениям:



Почему в этих реакциях ΔS°_{298} имеет значения >0 , <0 , ≈ 0 ?

ВАРИАНТ III

Контрольные задания

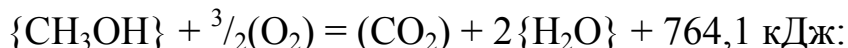
1. В каких случаях возможно протекание химической реакции (принять $|\Delta H^\circ| < |T\Delta S^\circ|$):

- 1) энергия Гиббса увеличивается;
- 2) энергия Гиббса уменьшается;
- 3) энтропия увеличивается, энтальпия уменьшается;
- 4) энтропия уменьшается, энтальпия уменьшается?

2. На основании расчета ΔG°_{298} реакции взаимодействия соответствующих оксидов металлов с оксидом углерода (IV) укажите, какой из карбонатов наиболее устойчив:

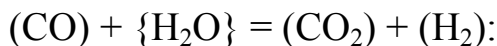
- 1) BeCO_3 ;
- 2) MgCO_3 ;
- 3) CaCO_3 ;
- 4) BaCO_3 .

3. Определите теплоту (ккал/моль) образования метилового спирта, исходя из реакции



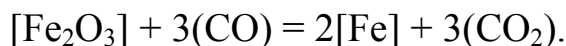
- 1) 11,1;
- 2) -36,1;
- 3) -48,04;
- 4) -238,55.

4. Найдите ΔH°_{298} (кДж) и ΔS°_{298} (Дж/К) реакции, протекающей по уравнению



- 1) -2,84 и -76,84;
- 2) 2,84 и -76,84;
- 3) -2,84 и 76,84;
- 4) 2,8 и 76,8.

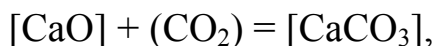
5. Вычислите ΔG°_{298} (ккал) для процесса



Возможен ли этот процесс в стандартных условиях:

- 1) -7,03, да;
- 2) 7,5, нет;
- 3) -7,5, нет;
- 4) 7,5, да?

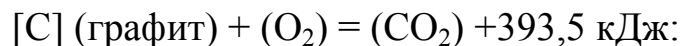
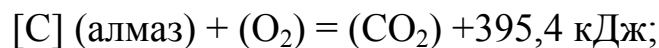
6. Определите тепловой эффект (кДж) реакции



если при взаимодействии 140 г оксида кальция выделяется 106,72 ккал теплоты:

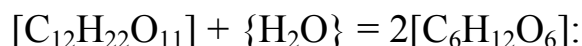
- 1) -393; 2) -178,6; 3) -37,6; 4) 37,6.

7. Вычислите изменение энтальпии перехода С (алмаз) → С (графит), исходя из следующих термохимических уравнений:



- 1) -1,9 кДж; 2) -0,45 ккал; 3) 1,9 кДж; 4) 0,45 ккал.

8. Рассчитайте изменение энтальпии (ккал) процесса

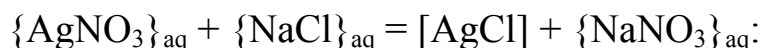


- 1) -72,3; 2) -8,29; 3) 4; 4) 72,3.

9. Сколько теплоты (ккал) выделится при взрыве 1 л гремучего газа (измеренного при н. у.):

- 1) 1,72; 2) 2,03; 3) 2,58; 4) 5,16?

10. Определите изменение энтальпии (ккал) реакции



- 1) -45,0; 2) -15,63; 3) -14,7; 4) 14,7.

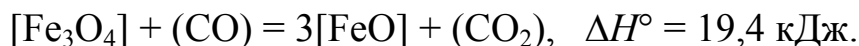
Задания для письменного ответа

1. Приведите расчеты ответов на контрольные задания.

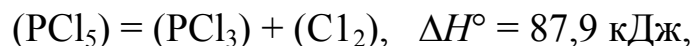
2. Как должна изменяться энтропия при эндотермическом процессе, чтобы он мог протекать самопроизвольно?

3. Теплоты образования ΔH°_{298} оксида азота (II) и оксида азота (IV) соответственно равны 91,3 и 33,2 кДж/моль. Определите ΔS°_{298} и ΔG°_{298} для реакций получения NO и NO₂ из простых веществ. Можно ли получить эти оксиды при стандартных условиях? Какой из оксидов образуется при высокой температуре? Почему?

4. Определите, при какой температуре начинается реакция восстановления Fe₃O₄, протекающая по уравнению



5. Вычислите, при какой температуре процесс диссоциации пентахлорида фосфора, протекающий по уравнению

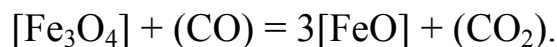


становится экзоэргичен.

6. Определите количество теплоты, выделяющейся при сгорании 1,12 м³ этина (в пересчете на н. у.), зная теплоту образования этина (227,4 кДж/моль) и соответствующие теплоты образования веществ.

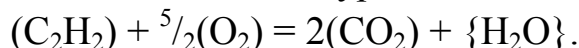
7. Определите, какое количество теплоты выделится при окислении кислородом 1,28 кг оксида серы (IV).

8. Восстановление Fe_3O_4 оксидом углерода идет по уравнению



Вычислите ΔG°_{298} и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции при стандартных условиях. Чему равно ΔS°_{298} в этом процессе?

9. Реакция горения этина идет по уравнению



Вычислите изменение изобарного потенциала реакции при стандартных условиях.

10. Уменьшается или увеличивается энтропия при переходе воды в пар, графита в алмаз? Почему? Вычислите ΔS°_{298} для каждого превращения. Сделайте вывод о количественном изменении энтропии при фазовых переходах.

ВАРИАНТ IV

Контрольные задания

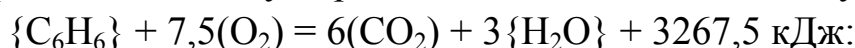
1. Что является признаком равновесия системы:

1) $\Delta G_T < 0$; 2) $\Delta G^\circ_T = 0$; 3) $p = \text{const}, T = \text{const}$; 4) $\Delta H^\circ < 0$?

2. Укажите, какое из водородных соединений элементов V группы главной подгруппы можно получить синтезом из простых веществ (исходите из значений ΔG°_T этих соединений):

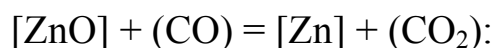
1) NH_3 ; 2) PH_3 ; 3) AsH_3 ; 4) SbH_3 .

3. Определите теплоту образования бензола, исходя из уравнения



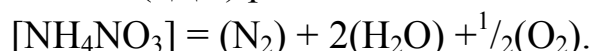
1) $-48,95$ кДж/моль; 3) $49,1$ кДж/моль;
2) $46,26$ кДж/моль; 4) $-3267,7$ кДж/моль.

4. Вычислите ΔH°_{298} (кДж) и ΔS°_{298} (Дж/К) реакции



1) $-66,0$ и $-14,3$; 3) $67,5$ и 14 ;
2) $-66,0$ и $14,3$; 4) $66,0$ и $-14,3$.

5. Определите ΔG°_{298} (кДж) реакции детонации:



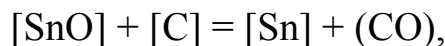
Возможна ли она в стандартных условиях:

1) 274 , да; 2) -274 , нет; 3) $-273,3$, да; 4) 274 , нет?

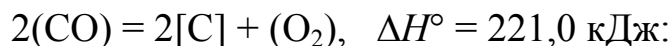
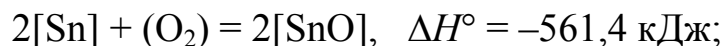
6. При сжигании $3,04 \cdot 10^{-3}$ кг магния выделилось 76,20 кДж теплоты. Найдите теплоту (кДж/моль) образования оксида магния:

- 1) -301; 2) -601,6; 3) 601; 4) 1202.

7. Вычислите ΔH° (кДж) реакции

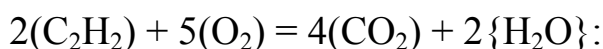


исходя из следующих термохимических уравнений:



- 1) -396,7; 2) -351,4; 3) 170,2; 4) 351,4.

8. Найдите теплоту (кДж) сгорания 1 моль этина



- 1) 226,8; 2) -226,8; 3) -1300,2; 4) -2599,2.

9. Рассчитайте тепловой эффект (кДж) реакции взаимодействия 10^{-3} м^3 водорода (измеренного при н. у.) с кислородом:

- 1) -12,76; 2) -10,80; 3) 10,80; 4) 12,76.

10. Определите энтальпию (кДж) растворения 2 моль $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ в воде:

- 1) -337,9; 2) -462; 3) 337,9; 4) 1247,5.

Задания для письменного ответа

1. Ответы на контрольные задания подтвердите расчетами.

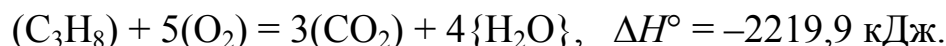
2. Что называется внутренней энергией, энтальпией, стандартным изменением энергии Гиббса?

3. Реакция разложения карбоната кальция протекает по уравнению



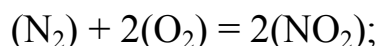
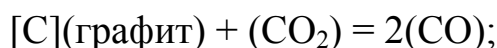
Вычислите теплоту образования карбоната кальция из простых веществ.

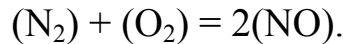
4. Вычислите теплоту образования пропана, если реакция горения пропана идет по следующему уравнению:



5. Какое количество теплоты выделится при полном сгорании (при н. у.) $5,6 \text{ м}^3$ смеси водорода и этена, если объемная доля этена равна 25 %, а водорода – 75 %?

6. Вычислите изменение энтропии для реакций, протекающих по уравнениям:

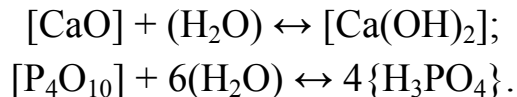




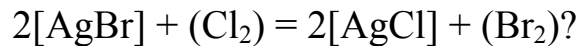
Почему в этих реакциях ΔS° имеет значения >0 , <0 , ≈ 0 ?

7. Уменьшится или увеличится энтропия при переходе кислорода в озон, воды в лед? Почему? Определите значение ΔS° для каждого превращения.

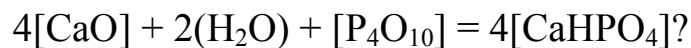
8. Какое вещество является лучшим осушителем — оксид фосфора (V) или оксид кальция? Ответ обоснуйте термодинамическими расчетами, предполагая существование следующих равновесий:



9. Можно ли получить при стандартных условиях хлорид серебра по уравнению



10. Можно ли осуществить при стандартных условиях процесс



Каково влияние температуры?

ВАРИАНТ V

Контрольные задания

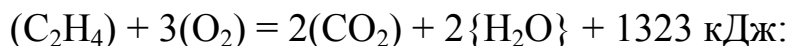
1. Какие утверждения правильны:

- 1) $S = f(T)$; 3) $\Delta S = (S) - \{S\} > 0$;
2) $S \neq f(T)$; 4) $\Delta S = [S] - \{S\} < 0$?

2. Исходя из значений ΔG°_{298} , укажите соединение, которое является термически менее устойчивым:

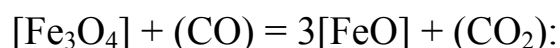
- 1) PbCl_4 ; 2) PbF_4 ; 3) SnCl_4 ; 4) SiCl_4 .

3. Определите теплоту (кДж/моль) образования этена, исходя из уравнения



- 1) 1410,97; 2) -2769,4; 3) -1410,97; 4) 52,4.

4. Вычислите ΔG°_{298} (кДж) и ΔS°_{298} (Дж/К) для процесса



- 1) -30,42 и 41,1; 3) 30,42 и 41,1;
2) -42,7 и -41,1; 4) 42,7 и 41,1.

5. Определите ΔG°_{298} (кДж) для процесса



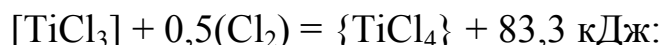
Возможен ли этот процесс в стандартных условиях:

1) 129,7, нет; 2) -129,6, да; 3) -129,6, нет; 4) 129,6, да?

6. Найдите теплоту (кДж/моль) образования оксида серы (IV), если известно, что при сжигании серы выделилось 74,2 кДж теплоты и образовалось 0,016 кг оксида серы (IV):

1) -148,4; 2) -296,8; 3) 296,9; 4) 148,4.

7. Рассчитайте теплоту (кДж/моль) образования $\{\text{TiCl}_4\}$, исходя из термохимических уравнений:



1) -804,2; 2) -83,26; 3) 676,8; 4) 801,2.

8. Какое количество теплоты выделится при сгорании 0,02 кг $\{\text{C}_6\text{H}_6\}$:

1) -12,6 кДж; 2) 30,75 ккал; 3) 52,7 ккал; 4) 337,85 кДж?

9. Укажите, сколько теплоты (кДж) выделится при взаимодействии $5,6 \cdot 10^3 \text{ м}^3$ кислорода (при н. у.) с оксидом серы (IV):

1) 49,4; 2) 98,8; 3) 197,6; 4) 692.

10. Определите энтальпию (кДж/моль) образования $[\text{SnBr}_4]$, если энтальпия сублимации тетрабромидо олова равна 62,8 кДж/моль:

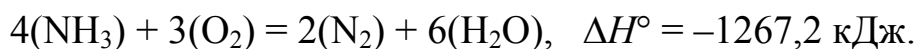
1) 364,2; 2) 335,0; 3) -14,6; 4) -335,0.

Задания для письменного ответа

1. Приведите расчеты, поясняющие ответы на контрольные задания.

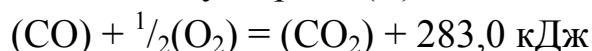
2. Опишите физический смысл энтропии и ее связь с термодинамической вероятностью. Каковы единицы измерения энтропии?

3. Вычислите теплоту образования аммиака, принимая во внимание термохимическое уравнение реакции горения аммиака:



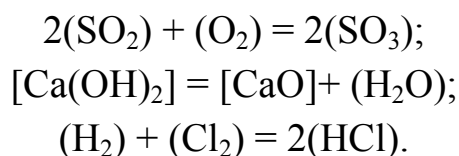
4. Вычислите теплоту гидратации при переходе хлорида бария в $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, если теплота растворения BaCl_2 составляет -17 кДж/моль, а теплота растворения кристаллогидрата $\text{BaCl}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ равна -13,24 кДж/моль.

5. Определите тепловой эффект реакции горения алмаза, приводящей к образованию оксида углерода (II), если



и теплота сгорания алмаза до CO_2 равна -395,4 кДж/моль.

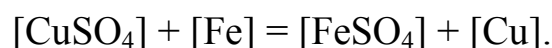
6. Вычислите изменение энтропии для реакций, протекающих по уравнениям:



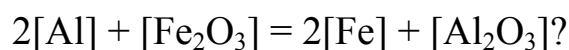
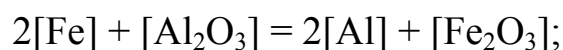
Почему в этих реакциях ΔS° имеет значения >0 , <0 , ≈ 0 ?

7. Уменьшится или увеличится энтропия при переходе водяного пара в лед, кристаллического йода в парообразное состояние? Почему? Вычислите ΔS° для каждого превращения.

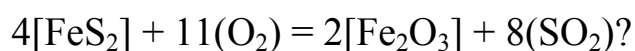
8. Определите, возможна ли при стандартных условиях следующая твердофазная реакция:



9. Какая из двух реакций может быть самопроизвольной при стандартных условиях:



10. Можно ли осуществить при стандартных условиях процесс



Каково влияние температуры?

СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ И ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Понятие обратимых и необратимых процессов. Характеристика состояния химического равновесия. Уравнение скорости. Константа химического равновесия гомогенных и гетерогенных процессов. Влияние изменения концентраций, парциальных давлений, температуры на состояние равновесия. Влияние изменения общего давления на состояние равновесия изомолярных и неизомолярных процессов. Принцип Ле Шателье. Расчет равновесных концентраций (парциальных давлений) при заданных исходных и наоборот.

Константа химического равновесия, ее выражение. Связь между K_p , K_c и K_x . Взаимосвязь константы равновесия и энергии Гиббса. Влияние на константу равновесия температуры. Расчет константы химического равновесия с использованием таблиц стандартных термодинамических характеристик.

Литература

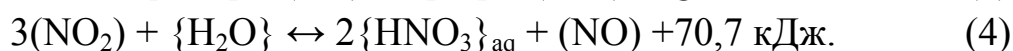
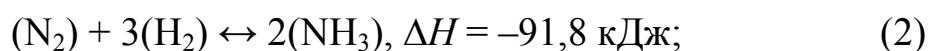
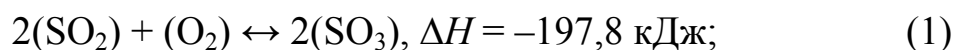
1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. — 5-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 197–225.
2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для студентов / З. Б. Гольбрайх, Е. И. Маслов. — 6-е изд. — М.: АСТ, Астрель, 2004. — С. 125–133.
3. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сборник задач: учеб. пособие / И. М. Жарский, А. Л. Кузьменко, С. Е. Орехова. — Минск: Аверсэв, 2004. — С. 127–132, 303–323.
4. Зубович, И. А. Неорганическая химия: учеб. для технол. спец. вузов / И. А. Зубович. — М.: Высш. шк., 1989. — С. 166–193.
5. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. — 4-е изд. — М.: Химия, 2000. — С. 212–216, 229–238.
6. Коровин, Н. В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 142–146, 166–182.
7. Кузьменко, Н. Е. Химия. 2400 задач для школьников и поступающих в вузы / Н. Е. Кузьменко, В. В. Еремин. — М.: Дрофа, 1999. — С. 15–35.

8. Курс общей химии: учеб. для студ. вузов / Н. В. Коровин [и др.]; под ред. Н. В. Коровина. — М.: Высш. шк., 1981. — С. 114–141.
9. Неницеску, К. Общая химия / К. Неницеску. — М.: Мир, 1968. — С. 167–180.
10. Новікаў, Г. І. Асновы агульнай хіміі / Г. І. Новікаў, І. М. Жарскі. — Мінск: Выш. шк., 1995. — С. 80–85.
11. Общая химия: учебник / под ред. Е. М. Соколовской, Л. С. Гудзея. — 3-е изд. — М.: Изд-во Моск. ун-та, 1989. — С. 184–195.
12. Павлов, Н. Н. Неорганическая химия: учеб. для технол. спец. вузов / Н. Н. Павлов. — М.: Высш. шк., 1986. — С. 128–144.
13. Полинг, Л. Общая химия / Л. Полинг. — М.: Мир, 1974. — С. 339–365.
14. Рэмсен, Э. Н. Начала современной химии: справ. изд.: пер. с англ. / Э. Н. Рэмсен; под ред. В. И. Барановского [и др.]. — Л.: Химия, 1989. — С. 243–256.
15. Спицын, В. И. Неорганическая химия. В 2 ч. Ч. 1: учебник / В. И. Спицын, Л. И. Мартыненко. — М.: Изд-во МГУ, 1991. — С. 410–424.
16. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Я. А. Угай. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2004. — С. 129–144.

ВАРИАНТ I

Контрольные задания

Даны следующие системы:



1. В каких из систем (1)–(4) увеличение концентрации исходных веществ, а также повышение давления и температуры сместит равновесие вправо?

2. Как изменится скорость прямой реакции в системе (1), если при постоянной температуре увеличить давление в 3 раза:

- | | |
|-------------------------|-------------------------|
| 1) увеличится в 3 раза; | 3) не изменится; |
| 2) увеличится в 27 раз; | 4) уменьшится в 27 раз? |

3. В каком случае концентрация исходных веществ в момент равновесия наименьшая, если равновесная система (1) характеризуется следующими константами равновесия:

- 1) 0,5; 2) 1; 3) 2; 4) 4?

4. Как изменится давление в равновесной системе (2) по отношению к первоначальному, если равновесная концентрация азота равна 0,9 моль/л, водорода — 0,6 моль/л и аммиака — 6 моль/л:

- 1) увеличится в 1,8 раза; 3) уменьшится в 1,8 раза;
2) уменьшится в 1,4 раза; 4) не изменится?

5. Сколько теплоты (кДж) выделится при взаимодействии 10^{-3} м^3 (измеренного при н. у.) оксида серы (IV) с кислородом (система (1)):

- 1) 4,42; 2) 8,6; 3) 17,2; 4) 96,2?

6. Определите исходное количество оксида серы (IV), если к моменту τ по реакции (1) образовалось 0,42 моль оксида серы (VI), причем прореагировало 70 % SO_2 :

- 1) 0,29; 2) 0,42; 3) 0,6; 4) 1,2.

7. Вычислите равновесную концентрацию (моль/л) аммиака в системе (2), если исходные концентрации азота и водорода соответственно равны 2 и 7 моль/л, а к моменту наступления равновесия прореагировало 10 % (N_2):

- 1) 0,2; 2) 0,4; 3) 1,8; 4) 3,6.

8. В каком направлении сместится равновесие в системах (1) и (2) в результате введения инертного газа при $V = \text{const}$:

- 1) в прямом; 3) не сместится;
2) в обратном; 4) равновесие не изменится?

9. При температуре 60 °C скорость реакции равна $0,64 \text{ моль} \cdot \text{с}^{-1}$. Какова скорость реакции ($\text{моль} \cdot \text{с}^{-1}$) при 10 °C (температурный коэффициент скорости реакции равен 2):

- 1) 0,01; 2) 0,02; 3) 20,48; 4) 40,96?

10. При повышении температуры растворимость селитры увеличивается. Каков тепловой эффект реакции ее растворения:

- 1) $\Delta H > 0$; 2) $\Delta H < 0$; 3) $\Delta H = 0$; 4) $\Delta H \approx 0$?

Задания для письменного ответа

1. Мотивируйте ответы на контрольные задания 6, 7.
2. Укажите факторы, влияющие на скорость химической реакции. Сформулируйте правило Вант-Гоффа.
3. Какими признаками характеризуется истинное (устойчивое) равновесие? Чем отличается от истинного метастабильное (заторможенное) равновесие?

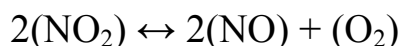
4. Для процесса (1) K_p при 500 и 700 К соответственно равны $6,93 \cdot 10^{10}$ и $8,68 \cdot 10^4$. Определите K_p при 298 К. Почему данный процесс проводят при 637–723 К в присутствии катализатора?

5. Определите давление разложения Fe_2O_3



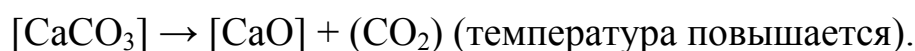
при температуре 1000 К.

6. Вычислите равновесное давление кислорода и оксида азота (II) для процесса



при 600 К, если исходное давление оксида азота (IV) равно 101 325 Па.

7. Не выполняя вычислений, определите знак ΔH° (>0 или <0) следующих процессов, для которых указано направление смещения равновесия при изменении температуры:



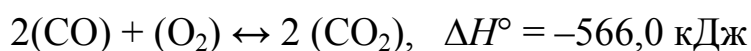
8. Вычислите давление разложения BaCO_3



при 500 К и определите температуру, при которой давление CO_2 равно 101 325 Па.

9. Обратимая реакция выражается уравнением $(A) + (B) \leftrightarrow (C) + (D)$. Константа равновесия равна 1. Начальная концентрация вещества А составляет 5 моль/л. Какое количество вещества А вступает в реакцию, если начальная концентрация вещества В равна 8 моль/л?

10. В какую сторону сместится равновесие реакции

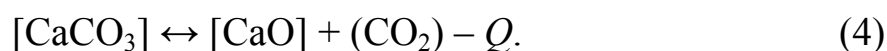
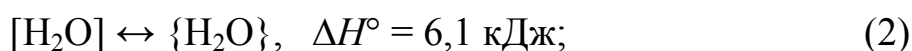
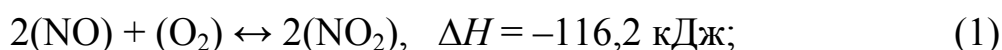


при повышении температуры, при понижении давления?

ВАРИАНТ II

Контрольные задания

Даны следующие системы:



1. Укажите, какая из систем (1)–(4) является гомогенной.
2. Равновесие в каких из систем (1)–(4) сместится вправо при понижении температуры?
3. Какое утверждение справедливо для обратимой реакции (1) в момент установления равновесия:
 - 1) $v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}} \neq 0$;
 - 2) $v_{\text{пр}} = v_{\text{обр}} = 0$;
 - 3) всегда $2c(\text{NO}) = c(\text{O}_2)$,
 - 4) всегда $c(\text{NO}) = c(\text{NO}_2)$?
4. Какие факторы способствуют смещению равновесия в системе (4) вправо:
 - 1) повышение температуры;
 - 2) повышение давления;
 - 3) катализаторы;
 - 4) увеличение исходной концентрации CO_2 ?
5. Чему равна скорость прямой реакции (1) через некоторое время, когда концентрация кислорода уменьшится на 0,2 моль? Начальная концентрация кислорода составляет 0,3 моль/л, оксида азота (II) — 0,6 моль/л, константа скорости реакции — 0,5 моль/л:
 - 1) 0,002;
 - 2) 0,003;
 - 3) 0,016;
 - 4) 0,02.
6. Скорость прямой реакции (1) при концентрации оксида азота (II) 0,6 моль/л и кислорода 0,5 моль/л равна 0,018 моль/(л·мин). Вычислите константу скорости прямой реакции:
 - 1) 0,06;
 - 2) 0,1;
 - 3) 1,0;
 - 4) 1,2.
7. Вычислите равновесную концентрацию (моль/л) кислорода в системе (1), когда концентрация оксида азота (II) станет 0,04 моль/л, если начальная концентрация азота (II) составляет 0,06 моль/л, кислорода — 0,1 моль/л:
 - 1) 0,01;
 - 2) 0,02;
 - 3) 0,04;
 - 4) 0,09.
8. В закрытом сосуде при некоторой температуре в системе (1) установилось равновесие при концентрации оксида азота (IV), равной 0,24 моль/л, кислорода — 1,6 моль/л, оксида азота (II) — 0,06 моль/л. Вычислите константу химического равновесия и исходную концентрацию (моль/л) кислорода:
 - 1) 1,0 и 1,72;
 - 2) 2,5 и 1,72;
 - 3) 10 и 1,72;
 - 4) 2,5 и 1,84.
9. Определите температуру ($^{\circ}\text{C}$), при которой давление диссоциации CaCO_3 для реакции (4) составляет 202 650 Па:
 - 1) ≈ 770 ;
 - 2) ≈ 856 ;
 - 3) ≈ 970 ;
 - 4) ≈ 1070 .

10. Известь растворяется в воде с выделением теплоты. Как влияет повышение температуры на растворимость извести:

- 1) растворимость понижается; 3) не влияет;
2) растворимость повышается; 4) растворимость не изменяется?

Задания для письменного ответа

1. Выполните расчеты для мотивировки ответов на контрольные задания 8, 9.

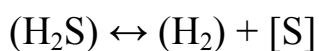
2. Покажите на примерах систем (1)–(4), как влияют изменение температуры, давления, концентрации реагентов и введение инертного газа на химическое равновесие.

3. Что является критерием осуществимости процесса?

4. Определите температуру, при которой давление диссоциации для реакции (4) равно 101 325 Па. Как влияет уменьшение энергии Гиббса на константу равновесия?

5. Давление насыщенного пара хлорида магния составляет 133,3 Па при $T = 1049$ К и 13 332,2 Па при $T = 1410$ К. Рассчитайте ΔH° и ΔS° испарения и температуру кипения хлорида магния.

6. Рассчитайте давление водорода в момент равновесия в системе



при $T = 573$ К, если исходное давление H_2O равно 202 650 Па. Назовите факторы, смещающие равновесие реакции и изменяющие константу равновесия.

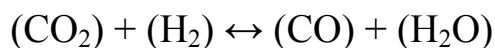
7. При повышении температуры равновесное давление кислорода над оксидом кобальта (II) возрастает. Укажите характер протекающего процесса (экзо- или эндотермический).

8. Вычислите давление разложения Fe_2O_3



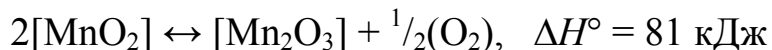
при 1000 К и определите температуру, при которой давление O_2 равно 101 325 Па.

9. При установившемся равновесии процесса



константа равновесия равна 1 при 1000 К. Какое количество оксида углерода (IV) подвергается превращению, если смешать 1 моль CO_2 и 8 моль водорода?

10. В какую сторону сместится равновесие реакции

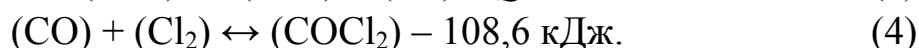
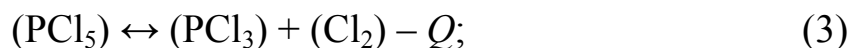
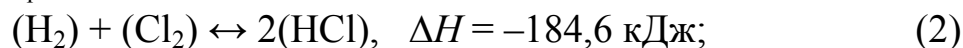
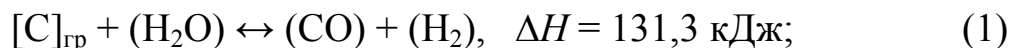


при понижении температуры, при повышении давления?

ВАРИАНТ III

Контрольные задания

Даны следующие системы:



1. Для каких из реакций (1)–(4) равновесие сместится влево при повышении температуры?

2. Как изменится скорость химической реакции, если при увеличении температуры на 30 °С константа скорости химической реакции возрастет в 100 раз:

- 1) увеличится в 100 раз; 3) увеличится в 800 раз;
2) не изменится; 4) увеличится в 27 раз?

3. Какие воздействия вызовут смещение равновесия реакции (2):

- 1) увеличение концентрации исходных веществ;
2) повышение температуры;
3) добавление катализатора;
4) увеличение давления?

4. Как изменится скорость прямой реакции (2) при увеличении давления в системе в 5 раз:

- 1) не изменится; 3) уменьшится в 5 раз;
2) увеличится в 5 раз; 4) увеличится в 25 раз?

5. Константа равновесия реакции (4) при некоторой температуре равна 40. Вычислите начальную концентрацию (моль/л) хлора, если в состоянии равновесия концентрация оксида углерода (II) равна 0,2 моль/л, а фосгена – 0,8 моль/л:

- 1) 0,1; 2) 0,2; 3) 0,8; 4) 0,9.

6. Равновесие реакции (2) установилось при следующих концентрациях участвующих в ней веществ: водорода — 0,25 моль/л, хлора — 0,05 моль/л, хлороводорода — 0,9 моль/л. Определите исходные концентрации (моль/л) хлора и водорода:

- 1) 0,7 и 0,5; 2) 0,5 и 0,7; 3) 0,95 и 1,15; 4) 1,15 и 0,95.

7. Вычислите константу равновесия реакции (3), если при некоторой температуре из 2 моль хлорида фосфора (V), находящегося в закрытом сосуде вместимостью 10 л, разложению подвергаются 1,5 моль:

- 1) 0,15; 2) 0,45; 3) 0,75; 4) 100.

8. Оксид углерода (II) и хлор были взяты в эквивалентных количествах. К моменту равновесия половина начального количества оксида углерода (II) прореагировала. Какое давление (атм) будет при равновесии реакции (4), если исходное давление смеси составляло 101 325 Па:

- 1) 0,5; 2) 0,75; 3) 1,5; 4) 2,0?

9. Определите парциальное давление (атм) хлорида фосфора (V) в равновесной газовой смеси (3), если при 523 К и 202 650 Па объемная доля хлора в ней составляет 40,7 %:

- 1) 0,37; 2) 0,74; 3) 0,81; 4) 0,63.

10. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 625 раз при температурном коэффициенте скорости реакции, равном 5:

- 1) 10; 2) 25; 3) 40; 4) 125?

Задания для письменного ответа

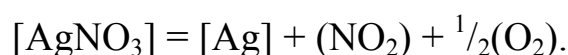
1. Мотивируйте ответы на контрольные задания 7–9.

2. В каких единицах измеряется концентрация газообразных и жидких веществ (укажите размерность)?

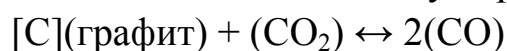
3. Какие реакции называются цепными? Каков их механизм (приведите примеры)?

4. Для реакции (1) при 1100 К $K_p = 5,74$, а при 1200 К $K_p = 18,99$. Какие вещества преобладают в равновесной смеси при указанных температурах? Рассчитайте температуру, при которой $K_p = 1$.

5. Определите общее давление над нитратом серебра при 300 К в реакции

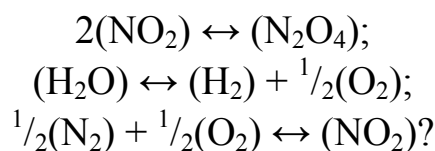


6. Вычислите равновесное давление оксида углерода (II) для процесса



при 1000 К, если исходное давление оксида углерода (IV) равно 101 325 Па.

7. Как отличаются численные значения K_c и K_p при 298 К для следующих процессов:

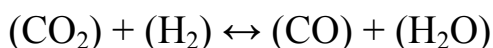


8. Вычислите давление разложения оксида ртути



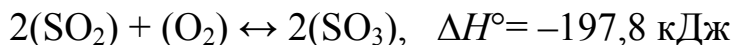
при температуре 573 К и определите температуру, при которой давление O_2 равно 101,325 кПа.

9. Константа равновесия реакции



при 1000 К равна 1. Исходная концентрация оксида углерода (IV) составляет 0,2 моль/л, водорода — 0,8 моль/л. Рассчитайте, при каких концентрациях всех четырех веществ установится равновесие.

10. В какую сторону сместится равновесие реакции

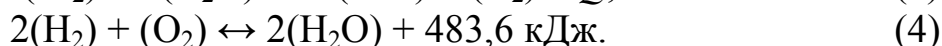
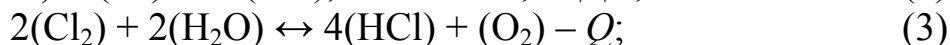
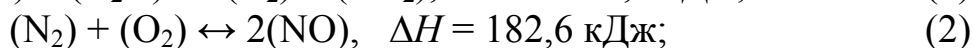
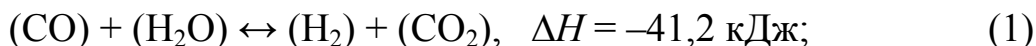


при повышении температуры, при понижении давления?

ВАРИАНТ IV

Контрольные задания

Даны следующие системы:



1. Для каких из реакций (1)–(4) повышение температуры вызовет смещение равновесия вправо?

2. Лед при температуре плавления плавает на воде. Что произойдет со льдом при повышении давления:

- | | |
|-----------------|------------------|
| 1) расплавится; | 3) не изменится; |
| 2) отвердеет; | 4) всплывет? |

3. Как изменится скорость прямой реакции (1) при уменьшении концентрации паров воды в 5 раз:

- | | |
|-----------------------|-------------------------|
| 1) не изменится; | 3) уменьшится в 5 раз; |
| 2) возрастет в 5 раз; | 4) уменьшится в 25 раз? |

4. При каких концентрациях (моль/л) водорода и кислорода скорость прямой химической реакции (4) численно равна константе скорости:

- | | | | |
|-------------|--------------|-------------|-----------|
| 1) 0,5 и 2; | 2) 0,25 и 4; | 3) 0,5 и 4; | 4) 1 и 1? |
|-------------|--------------|-------------|-----------|

5. При 1000 К константа равновесия реакции (1) равна 1. Вычислите концентрацию (моль/л) углекислого газа, если в сосуд вместимостью 2,5 л поместили по 1 моль оксида углерода (II) и воды:

- | | | | |
|---------|---------|---------|-------|
| 1) 0,2; | 2) 0,4; | 3) 0,8; | 4) 1. |
|---------|---------|---------|-------|

6. Сколько теплоты (ккал) выделится при сгорании $5,6 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ водорода (н. у.) по реакции (4):

- | | | | |
|-----------|----------|----------|-----------|
| 1) 14,45; | 2) 28,9; | 3) 57,8; | 4) 115,6? |
|-----------|----------|----------|-----------|

7. Равновесная концентрация оксида азота в реакции (2) составляет 4 моль/л, а исходные концентрации азота и кислорода — соответственно 6 и 5 моль/л. Определите равновесную концентрацию (моль/л) кислорода:

- 1) 1; 2) 2; 3) 3; 4) 4.

8. Определите константу равновесия реакции (4) получения водяных паров из газообразных водорода и кислорода, если в начальный момент реакции присутствовало 16 моль водорода и 12 моль кислорода и равновесие установилось после образования 10 моль паров воды:

- 1) 0,24; 2) 0,4; 3) 0,8; 4) 1,4.

9. Реакция протекает по уравнению (4). Начальные концентрации водорода и кислорода соответственно равны 0,4 и 0,2 моль/л. Вычислите концентрации (моль/л) этих реагентов в момент, когда молярная доля водорода уменьшится на 40 %:

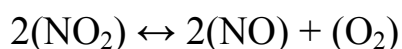
- 1) 0,12 и 0,16; 2) 0,24 и 0,16; 3) 0,24 и 0,12; 4) 0,12 и 0,24.

10. Две реакции при температуре 293 К протекают с одинаковой скоростью. Температурный коэффициент скорости первой реакции равен 4, второй — 2. Как будут относиться скорости реакций ($v_1 : v_2$), если реакции проводить при 323 К:

- 1) 2 : 1; 2) 4 : 1; 3) 8 : 1; 4) 16 : 1?

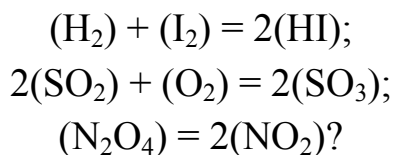
Задания для письменного ответа

1. Дайте мотивированный ответ на контрольные задания 8, 9.
2. Какие химические процессы называются обратимыми и необратимыми? Приведите примеры практически обратимых и совершенно необратимых процессов.
3. В чем состоит различие в выражениях констант равновесия гомогенных и гетерогенных процессов (приведите примеры)?
4. При 800 К и 1 атм в системе (1) образовалось 0,4 моль/л оксида углерода (IV). Найдите K_p и K_c при 800 К, если начальные концентрации оксида углерода (II) и паров воды были соответственно равны 1,03 и 0,46 моль/л.
5. Определите давление насыщенного пара хлорида титана (IV) при 323 К.
6. Вычислите равновесное давление (Па) кислорода и оксида азота (II) для процесса

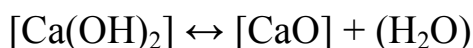


при 500 К, если исходное давление оксида азота (IV) составляло 202 650 Па.

7. Как отличаются численные значения K_c и K_p при 298 К для следующих процессов:

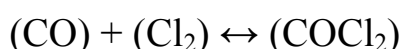


8. Вычислите давление разложения $\text{Ca}(\text{OH})_2$



при температуре 700 К и определите температуру, при которой давление водяных паров составит 101 325 Па.

9. При состоянии равновесия системы



концентрация оксида углерода (II) равна 3 моль/л, хлора — 0,3 моль/л, фосгена — 2 моль/л. Вычислите исходную концентрацию хлора и константу равновесия.

10. В какую сторону сместится равновесие процесса

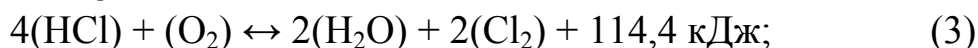
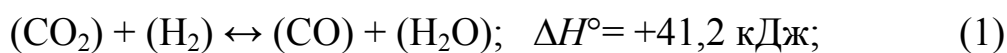


при повышении температуры, при повышении давления?

ВАРИАНТ V

Контрольные задания

Даны следующие системы:



1. Как изменится скорость реакции (1) при увеличении концентрации водорода в 3 раза:

- | | |
|-------------------------|-----------------------|
| 1) возрастет в 3 раза; | 3) не изменится; |
| 2) уменьшится в 3 раза; | 4) возрастет в 9 раз? |

2. Для какой из систем (1)–(4) равновесие сместится влево в результате введения инертного газа при $V = \text{const}$? Укажите прямую реакцию ((1)–(4)), скорость которой уменьшится с повышением температуры в меньшей степени по сравнению с обратной реакцией.

4. Каким способом можно увеличить выход водяного пара для реакции (1):

- 1) увеличить давление;
- 2) уменьшить давление;
- 3) увеличить концентрацию водорода;
- 4) уменьшить концентрацию углекислого газа?

5. При каких концентрациях (моль/л) водорода и йода скорость прямой химической реакции (4) численно равна константе скорости:

- 1) 0,2 и 5; 2) 0,2 и 1; 3) 2,5 и 0,4; 4) 1 и 1?

6. Константа равновесия реакции (3) при некоторой температуре равна 0,3. Как можно изменить численное значение константы:

- 1) изменить температуру;
- 2) изменить исходную концентрацию кислорода;
- 3) изменить равновесную концентрацию хлора;
- 4) изменить равновесные концентрации исходных веществ?

7. При температуре 1000 К константа равновесия реакции (1) равна 1. Определите, чему равны равновесные концентрации (моль/л) оксида углерода (II) и воды, если равновесные концентрации оксида углерода (IV) и водорода соответственно равны 2 и 0,5 моль/л:

- 1) 2 и 1; 2) 1 и 2; 3) 1 и 1; 4) 0,5 и 0,5.

8. Константа равновесия реакции (1) при температуре 1000 К равна 1. Исходные концентрации углекислого газа и водорода соответственно равны 0,2 и 0,8 моль/л. Определите, при какой концентрации (моль/л) оксида углерода (II) установится равновесие:

- 1) 0,08; 2) 0,12; 3) 0,16; 4) 0,64.

9. При 1300 К константа равновесия реакции (1) равна 0,5. Вычислите парциальное давление (атм) оксида углерода (II) в равновесной смеси, если общее давление составляет 202 650 Па, а исходные концентрации углекислого газа и водорода соответственно равны 2 и 1 моль/л:

- 1) 0,19; 2) 0,22; 3) 0,33; 4) 0,37.

10. Температурный коэффициент скорости реакции равен 2. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость химической реакции увеличилась в 16 раз:

- 1) 4; 2) 40; 3) 256; 4) 256·256?

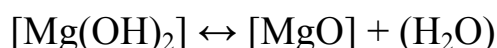
Задания для письменного ответа

1. Мотивируйте ответы на контрольные задания 8, 9.
2. Перечислите все факторы, способствующие смещению равновесия реакций (2) и (4) вправо.

3. Какие вещества называются катализаторами? Что такое положительный и отрицательный катализаторы? Как влияет катализатор на скорость химических реакций, на истинное равновесие?

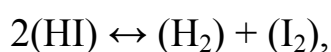
4. Константа равновесия процесса (4) при 698 К равна 69,43. Рассчитайте K_p при комнатной температуре. При какой из этих температур йодоводород более устойчив?

5. Определите давление разложения $Mg(OH)_2$



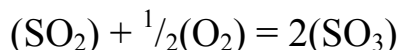
при 500 К.

6. Вычислите равновесные давления водорода и йода при 500 К для реакции



если исходное давление йодоводорода составляло 202 650 Па.

7. При повышении температуры равновесие процесса



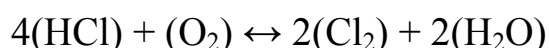
смещается влево. Укажите, с поглощением или выделением теплоты проходит образование оксида серы (VI).

8. Вычислите давление разложения $CaCO_3$



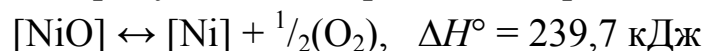
при температуре 800 К и определите температуру, при которой давление CO_2 равно 101 325 Па.

9. При установлении равновесия реакции



концентрация хлороводорода равна 0,1 моль/л, кислорода — 0,05 моль/л, хлора — 0,9 моль/л, паров воды — 0,9 моль/л. Рассчитайте константу равновесия и исходную концентрацию хлороводорода.

10. В какую сторону сместится равновесие реакции



при понижении температуры, при понижении давления?

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ И РАСТВОРИМОСТЬ

Раствор как многокомпонентная система. Способы выражения концентрации растворов. Взаимный переход от одних видов выражения концентрации к другим. Титрование.

Давление насыщенного пара над раствором. Законы Рауля. Понятие температуры кипения и температуры плавления для чистых веществ и растворов.

Понятие кислоты и основания. Константа ионизации кислот и оснований. Ступенчатая ионизация. Сильные и слабые электролиты. Расчет концентрации ионов в растворах электролитов. Изотонический коэффициент Вант-Гоффа. Равновесие в ионных растворах. Реакции ионного обмена. Условия их одностороннего протекания. Константа ионизации воды. Ионное произведение воды. Водородный показатель (рН). Индикаторы.

Химическое равновесие в гетерогенной системе. Растворимость, насыщенные и ненасыщенные растворы. Кривая растворимости вещества. Произведение растворимости (ПР). Условия образования осадка в растворе малорастворимого электролита. Расчет растворимости вещества по заданному значению ПР. Влияние температуры на растворимость вещества в зависимости от энтальпии процесса. Расчет ПР по табличным значениям теплот образования и энтропий.

Литература

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. — 5-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 142–149, 210–212.

2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для студентов / З. Б. Гольбрайх, Е. И. Маслов. — 6-е изд. — М.: АСТ, Астрель, 2004. — С. 47–64, 149–178, 197–221.

3. Дробашева, Т. И. Общая химия: учебник / Т. И. Дробашева. — Ростов н/Д: Феникс, 2004. — С. 64–100.

4. Зубович, И. А. Неорганическая химия: учеб. для технол. спец. вузов / И. А. Зубович. — М.: Высш. шк., 1989. — С. 194–219.

5. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. — 4-е изд. — М.: Химия, 2000. — С. 245–282.

6. Коровин, Н. В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 204–234, 241–243.

7. Новікаў, Г. І. Асновы агульнай хіміі / Г. І. Новікаў, І. М. Жарскі. — Мінск: Выш. шк., 1995. — С. 118–123, 144–163, 156–193.

8. Общая химия: учебник / под ред. Е. М. Соколовской, Л. С. Гузья. — 3-е изд. — М.: Изд-во Моск. ун-та, 1989. — С. 229–252, 281–299.

9. Павлов, Н. Н. Неорганическая химия: учеб. для технол. спец. вузов / Н. Н. Павлов. — М.: Высш. шк., 1986. — С. 144–168.

10. Слейбо, У. Общая химия / У. Слейбо, Т. Персонс. — М.: Мир, 1979. — С. 201–222, 246–256, 264–282.

11. Спицын, В. И. Неорганическая химия. В 2 ч. Ч. 1: учебник / В. И. Спицын, Л. И. Мартыненко. — М.: Изд-во МГУ, 1991. — С. 424–442.

12. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Я. А. Угай. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2004. — С. 144–181.

ВАРИАНТ I

Контрольные задания

1. Укажите гидроксид, способный диссоциировать по типу кислоты:
1) $\text{Cr}(\text{OH})_3$; 2) $\text{Pb}(\text{OH})_2$; 3) $\text{Mg}(\text{OH})_2$; 4) $\text{Sn}(\text{OH})_2$.
2. Какие из перечисленных веществ образуют кристаллогидраты:
1) CuSO_4 ; 2) Na_2CO_3 ; 3) CaCO_3 ; 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$?
3. В каком из 10%-ных растворов содержится наибольшее число растворенных молекул:
1) HNO_3 ; 2) KNO_3 ; 3) HCl ; 4) NaCl ?
4. У какого из растворов наибольшее значение pH:
1) $c(\text{H}^+) = 10^{-7}$ моль/л; 3) $c(\text{OH}^-) = 10^{-4}$ моль/л;
2) $c(\text{OH}^-) = 5 \cdot 10^{-8}$ моль/л; 4) $c(\text{OH}^-) = 5 \cdot 10^{-10}$ моль/л?
5. При растворении $2,43 \cdot 10^{-3}$ кг серы в $3 \cdot 10^{-2}$ кг бензола температура кипения бензола повысилась на $0,81$ °C. Из скольких атомов состоят молекулы серы в растворе:
1) 2; 2) 4; 3) 6; 4) 8?
6. Какова масса (г) иодида свинца в $0,1 \text{ м}^3$ насыщенного раствора:
1) $1,35 \cdot 10^{-3}$; 2) 0,30; 3) 30,0; 4) $6,5 \cdot 10^{-4}$?

7. Вычислите рН раствора уксусной кислоты, если степень диссоциации составляет 1 %:

- 1) 0,77; 2) 2,77; 3) 3,77; 4) 4,77.

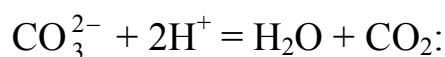
8. Какой объем (мл) 50%-ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1310 \text{ кг/м}^3$) следует добавить к $2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ воды для получения 10%-ного раствора:

- 1) 400; 2) 307,9; 3) 500; 4) 381,7?

9. Определите рН раствора, полученного при смешивании равных объемов 0,02 М раствора гидроксида калия и 0,1 М раствора гидрата аммиака:

- 1) 1; 2) 2; 3) 11; 4) 12.

10. Какие пары ионов могут быть использованы при составлении молекулярного уравнения, которому отвечает ионно-молекулярное уравнение



- 1) Ca^{2+} и Cl^- ; 2) K^+ и F^- ; 3) K^+ и S^{2-} ; 4) Cs^+ и NO_3^- ?

Задания для письменного ответа

1. Приведите расчеты, поясняющие ответы на контрольные задания 5–9.

2. Объясните, почему для процесса растворения всегда $\Delta S^\circ > 0$, а $\Delta G^\circ < 0$.

3. Какой объем 20%-ного раствора соляной кислоты ($\rho = 1098 \text{ кг/м}^3$) следует добавить к $5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ 0,5 н. раствора соляной кислоты для получения 1 н. раствора?

4. Определите массовую долю сульфата меди в растворе, если кажущаяся степень диссоциации составляет 70 %, концентрация ионов SO_4^{2-} равна 0,0045 моль/л.

5. Раствор, содержащий 1 моль хлорида натрия в 2 кг воды, кипит при 100,483 °С. Вычислите степень диссоциации соли в растворе.

6. Выпадает ли осадок иодида свинца при смешивании $0,45 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ 0,2 н. раствора нитрата свинца и $0,85 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ 0,004 н. раствора иодида цинка?

7. 4%-ный раствор NaOH массой $2 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ разбавили водой до объема $2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$. Вычислите рН полученного раствора.

8. Как изменится рН 0,05 М раствора HBrO, если к $2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ этого раствора прибавили 0,2 моль KBrO?

9. Вычислите ПР йодида свинца (II), если известно, что растворимость его равна $0,030 \cdot 10^{-3}$ кг на 0,100 кг воды.

10. Выпадет ли осадок, если смешали 1 м^3 0,2 н. раствора нитрата свинца (II) и 2 м^3 0,01 н. раствора хлорида натрия?

ВАРИАНТ II

Контрольные задания

1. Укажите слабодиссоциирующий гидроксид:

1) $\text{Ba}(\text{OH})_2$; 2) $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$; 3) $\text{Al}(\text{OH})_3$; 4) LiOH .

2. От чего зависит степень диссоциации:

- 1) от температуры;
- 2) от концентрации;
- 3) от природы растворителя;
- 4) от природы растворенного вещества?

3. В каком из 1 М растворов массовая доля растворенного вещества (плотности растворов считать равными) наибольшая:

1) NaBr ; 2) RbNO_3 ; 3) K_2SO_4 ; 4) CaCl_2 ?

4. Чему равен pH раствора, содержащего гидроксид бария с концентрацией ионов бария $5 \cdot 10^{-4}$ моль/л:

1) 3; 2) 4; 3) 10; 4) 11?

5. В 0,05 кг воды растворено 0,006 кг неэлектролита. Определите молярную массу (г/моль) неэлектролита, если раствор замерзает при $-3,72$ °C:

1) 40; 2) 60; 3) 70; 4) 80.

6. Какая масса (г) хлорида свинца может быть потеряна при его промывании $2 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$ воды вследствие растворимости соли:

1) $3,9 \cdot 10^{-3}$; 2) 0,90; 3) $0,79 \cdot 10^{-3}$; 4) 4,45?

7. Определите pH раствора бромноватистой кислоты, константа диссоциации которой равна $2,82 \cdot 10^{-9}$, если в 1 л его содержится $12,04 \cdot 10^{21}$ молекул HBrO :

1) 3,15; 2) 4,25; 3) 5,15; 4) 6,25.

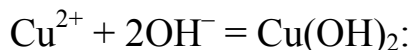
8. Какой объем (мл) 30%-ного раствора гидроксида калия ($\rho = 1281,3 \text{ кг/м}^3$) можно взять, чтобы, смешав с 10%-ным раствором гидроксида калия, получить $2 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$ 20%-ного раствора ($\rho = 1181,8 \text{ кг/м}^3$):

1) 236; 2) 91,5; 3) 109,8; 4) 118?

9. Смешали равные объемы 0,2 М раствора соляной кислоты и 0,2 М раствора гидроксида бария. Определите рН полученного раствора:

- 1) 1,3; 2) 7,0; 3) 13,0; 4) 13,3.

10. Какие пары ионов можно использовать при составлении молекулярного уравнения, отвечающего ионно-молекулярному уравнению



- 1) Cl^- и Zn^{2+} ; 2) CO_3^{2-} и Na^+ ; 3) S^{2-} и Na^+ ; 4) Cl^- и Ba^{2+} ?

Задания для письменного ответа

1. Приведите расчеты, мотивирующие ответы на контрольные задания 5–9.

2. Почему для сильных электролитов необходимо введение терминов «эффективная концентрация», «кажущаяся степень диссоциации»?

3. Из $2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ раствора карбоната калия ($\rho = 1232 \text{ кг/м}^3$) при действии соляной кислотой (при н. у.) получено $0,089 \text{ м}^3$ оксида углерода (IV). Рассчитайте молярную концентрацию K_2CO_3 в исходном растворе.

4. Вычислите концентрацию нитрат-ионов в 0,04 н. растворе нитрата магния, если кажущаяся степень диссоциации соли составляет 65 %.

5. Определите кажущуюся степень диссоциации хлорида цинка в растворе, если при растворении 0,0558 кг соли в 5 кг воды образуется раствор, замерзающий при $-0,385 \text{ }^\circ\text{C}$.

6. Образуется ли осадок в растворе при сливании $0,2 \text{ м}^3$ 0,01 н. раствора нитрата кальция и $0,8 \text{ м}^3$ 0,01 н. раствора сульфата калия?

7. 98%-ный раствор H_2SO_4 объемом $2 \cdot 10^{-6} \text{ м}^3$ ($\rho = 1836 \text{ кг/м}^3$) разбавили водой до объема $5 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$. Вычислите рН раствора, считая диссоциацию кислоты полной.

8. Рассчитайте рН 0,05 М раствора гидрата аммиака. Как изменится концентрация OH^- , если к 10^{-3} м^3 этого раствора прибавить $5,35 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$ NH_4Cl ?

9. В каком объеме насыщенного раствора хлорида свинца (II) содержится 10^{-3} кг этой соли, если ПР хлорида свинца (II) составляет $1,70 \cdot 10^{-5}$?

10. Концентрация ионов Ag^+ в растворе составляет 10^{-3} моль/л . Какую молярную концентрацию сульфата калия следует создать в растворе, чтобы обнаружить ионы серебра, если ПР сульфата серебра составляет $1,20 \cdot 10^{-5}$?

ВАРИАНТ III

Контрольные задания

- Укажите слабый электролит:
1) HI; 2) HF; 3) HCN; 4) HMnO₄.
- Какие факторы влияют на растворимость твердых веществ:
1) температура; 3) катализатор;
2) давление; 4) природа растворителя?
- Моляльность какого из 1 М растворов наибольшая (плотности растворов принять равными):
1) H₃PO₄; 2) H₂SO₄; 3) HNO₃; 4) HClO₄?
- Определите концентрацию катионов водорода (моль/л), если рН раствора равен 10:
1) 10⁻¹⁰; 2) 10⁻⁶; 3) 10⁻⁴; 4) 10⁻³.
- При какой температуре (°С) замерзает раствор, содержащий 0,0216 кг глюкозы (C₆H₁₂O₆) в 0,100 кг воды:
1) 1,2; 2) 2,23; 3) -2,23; 4) -1,2?
- Вычислите рН насыщенного раствора гидроксида магния при 298 К, если его ПР = 5,61·10⁻¹²:
1) 7,7; 2) 10,0; 3) 9,7; 4) 4,3.
- Какой объем (л) воды следует добавить к 0,5 л 0,25 н. раствора уксусной кислоты, чтобы процент диссоциированных молекул возрос в 5 раз:
1) 6; 2) 8; 3) 10,4; 4) 12?
- К 1,0877·10⁻³ м³ раствора соляной кислоты (ρ = 1149,2 кг/м³) прибавили 6,25·10⁻³ м³ воды. Вычислите массовую долю (%) хлороводорода в исходном растворе, если полученный раствор стал 5%-ным:
1) 26; 2) 28; 3) 30; 4) 32.
- Смешали равные объемы 3 М раствора гидроксида натрия и 1 М раствора соляной кислоты. Определите рН полученного раствора:
1) 0; 2) 13,0; 3) 13,7; 4) 14,0.
- Какие пары ионов можно использовать при составлении молекулярного уравнения, которому соответствует ионно-молекулярное уравнение



- 1) Br⁻ и K⁺; 2) SO₄²⁻ и Mg²⁺; 3) CN⁻ и K⁺; 4) NO₃⁻ и Ba²⁺?

Задания для письменного ответа

1. Приведите расчеты ответов на контрольные задания 5–9.
2. Что такое раствор? Какие растворы называются идеальными?
3. Какую массу 5%-ного раствора серной кислоты следует добавить к 0,500 кг 30%-ного раствора серной кислоты, чтобы получить 25%-ный раствор кислоты?
4. Определите молярную концентрацию эквивалента хлороводорода в растворе соляной кислоты, если кажущаяся степень ее диссоциации 85 %, а концентрация ионов водорода 0,294 моль/л.
5. Вычислите температуру кипения 3,38%-ного раствора нитрата кальция, если соль диссоциирована на 65 %.
6. Вычислите рН начала осаждения гидроксида кобальта (II) из 0,016 М раствора нитрата кобальта.
7. Вычислите рН 0,5%-ного раствора уксусной кислоты ($\rho = 998,9 \text{ кг/м}^3$).
8. Какую массу KCN ($\alpha = 1$) следует прибавить к 10^{-3} м^3 0,1 М раствора HCN, чтобы рН стал равен 7?
9. В $5 \cdot 10^{-5} \text{ м}^3$ насыщенного раствора карбоната серебра содержится $6,4 \cdot 10^{-6}$ моль ионов CO_3^{2-} . Вычислите ПР карбоната серебра.
10. Во сколько раз уменьшится концентрация ионов Mn^{2+} в насыщенном растворе сульфида марганца при прибавлении к 1 м^3 насыщенного раствора 0,1 кг сульфида калия?

ВАРИАНТ IV

Контрольные задания

1. Укажите вещество, являющееся электролитом:
1) C_6H_6 ; 2) CH_3COOH ; 3) AlOHSO_4 ; 4) AgCl .
2. От чего зависит константа диссоциации:
1) от концентрации;
2) от природы растворителя;
3) от температуры;
4) от природы растворенного вещества?
3. В каком растворе наибольшая молярная концентрация эквивалента кислоты, если растворы имеют равные титры:
1) H_2SO_4 ; 2) HClO_4 ; 3) HNO_3 ; 4) HCl ?
4. Определите концентрацию (моль/л) катионов кальция в растворе гидроксида кальция, если рН раствора 11:
1) 10^{-3} ; 2) $2 \cdot 10^{-3}$; 3) $5 \cdot 10^{-4}$; 4) $2 \cdot 10^{-11}$.

5. При какой температуре ($^{\circ}\text{C}$) кипит раствор, если в 1500 г воды растворено 3 моль глюкозы:

- 1) 99,48; 2) 100,26; 3) 100,51; 4) 101,02?

6. Определите ПР карбоната бария при 298 К, если в 0,100 кг насыщенного раствора содержится $1,38 \cdot 10^{-3}$ кг соли:

- 1) $5 \cdot 10^{-9}$; 2) $7 \cdot 10^{-5}$; 3) $1,4 \cdot 10^{-2}$; 4) $4 \cdot 10^{-4}$.

7. Вычислите константу диссоциации слабого однокислотного основания, если рН его 0,001 М раствора равен 9:

- 1) $1 \cdot 10^{-2}$; 2) $1 \cdot 10^{-3}$; 3) $1 \cdot 10^{-4}$; 4) $1 \cdot 10^{-7}$.

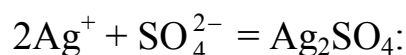
8. Какова будет массовая доля (%) HNO_3 в растворе, если к $0,2014 \text{ м}^3$ 32%-ного раствора азотной кислоты ($\rho = 1193,4 \text{ кг/м}^3$) прибавить 1 м^3 воды:

- 1) 6,0; 2) 6,2; 3) 6,4; 4) 6,6?

9. Определите рН раствора, полученного при смешивании равных объемов 0,4 М гидроксида калия и 0,6 М соляной кислоты:

- 1) 0,01; 2) 0,1; 3) 0,7; 4) 1,0.

10. Какие пары ионов могут быть использованы при составлении молекулярного уравнения, которому отвечает ионно-молекулярное уравнение



- 1) Cl^- и Ba^{2+} ; 2) NO_3^- и Ca^{2+} ; 3) I^- и H^+ ; 4) NO_3^- и H^+ ?

Задания для письменного ответа

1. Приведите расчеты, мотивирующие ответы на контрольные задания 5–9.

2. Как одноименные ионы влияют на диссоциацию слабого электролита и растворимость труднорастворимого соединения?

3. Какой объем 2 н. раствора серной кислоты следует добавить к $2 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ 0,15 н. раствора, чтобы получить 0,25 н. ее раствор?

4. Вычислите молярную концентрацию эквивалента $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$ в растворе, если концентрация нитрат-ионов составляет 0,15 моль/л, а кажущаяся степень диссоциации равна 68 %.

5. Температура замерзания 8%-ного раствора хлорида калия равна $-3,742^{\circ}\text{C}$. Рассчитайте степень диссоциации соли в растворе.

6. Образуется ли осадок, если к 10 м^3 0,001 н. раствора хлорида стронция прибавить 1 м^3 0,001 М раствора хромата калия?

7. $0,020 \text{ м}^3$ 6%-ной серной кислоты ($\rho = 1038,5 \text{ кг/м}^3$) разбавили водой до объема 1 м^3 . Вычислите pH раствора, считая диссоциацию полной.

8. Как изменится концентрация ионов OH^- и pH раствора гидрата аммиака, если к $1 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3$ 0,2 М раствора прибавить 0,1 моль NH_4Cl ?

9. ПР ортофосфата кальция составляет $2,07 \cdot 10^{-29}$. Вычислите растворимость соли (моль/л, г/л) и объем воды, необходимый для растворения 0,100 кг ортофосфата.

10. Выпадает ли осадок, если смешали 20 м^3 0,01 н. раствора серной кислоты с 10 м^3 0,001 н. раствора нитрата серебра?

ВАРИАНТ V

Контрольные задания

1. Укажите сильный электролит:

- 1) $\text{SO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$; 2) BaCl_2 ; 3) H_3PO_4 ; 4) CH_3COOH .

2. В каких случаях растворимость газа в жидкости увеличивается:

- 1) t повышается, $p = \text{const}$;
2) $t = \text{const}$, p повышается;
3) t понижается, p повышается;
4) t повышается, p повышается?

3. Молярность какого из 1 н. растворов кислот наименьшая:

- 1) CH_3COOH ; 2) H_3PO_4 ; 3) H_2SO_4 ; 4) HNO_3 ?

4. Определите pOH в $5 \cdot 10^{-4}$ М растворе серной кислоты:

- 1) 3; 2) 4; 3) 10; 4) 11.

5. Какова массовая доля (%) этанола в его водном растворе, замерзающем при $-0,5 \text{ }^\circ\text{C}$:

- 1) 0,27; 2) 1,34; 3) 2,44; 4) 12,4?

6. Какую массу (кг) сульфата свинца можно растворить в 1 м^3 воды:

- 1) $1,3 \cdot 10^{-4}$; 2) $4,82 \cdot 10^{-2}$; 3) $2,3 \cdot 10^{-3}$; 4) $3,5 \cdot 10^{-3}$?

7. Какая масса (кг) муравьиной кислоты добавлена к 2 м^3 ее раствора, если pH понизился с 5 до 4:

- 1) $0,26 \cdot 10^{-2}$; 2) $2,6 \cdot 10^{-2}$; 3) $5,2 \cdot 10^{-2}$; 4) $5,2 \cdot 10^{-3}$?

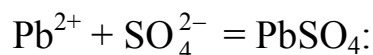
8. Какой объем (м^3) воды следует добавить к 3 м^3 20%-ного раствора хлорида аммония ($\rho = 1056,7 \text{ кг/м}^3$), чтобы получить 10%-ный раствор:

- 1) 2,7; 2) 2,9; 3) 3,17; 4) 3,3?

9. Определите рН раствора, полученного при смешивании равных объемов 0,02 М раствора соляной и 0,02 М раствора уксусной кислот:

- 1) 1,0; 2) 1,4; 3) 1,7; 4) 2,0.

10. Какие пары ионов можно использовать при составлении молекулярного уравнения, отвечающего ионно-молекулярному уравнению



- 1) F^- и H^+ ; 2) OH^- и H^+ ; 3) NO_3^- и Ba^{2+} ; 4) NO_3^- и K^+ ?

Задания для письменного ответа

1. Приведите расчеты, поясняющие ответы на контрольные задания 5–9.

2. Что такое константа электролитической диссоциации и от каких факторов она зависит? Сформулируйте закон разбавления.

3. Какой объем воды необходимо прибавить к $0,300 \text{ м}^3$ 20%-ного раствора серной кислоты ($\rho = 1143 \text{ кг/м}^3$), чтобы получить ее 5%-ный раствор?

4. Определите концентрацию ионов NO_3^- в 1 н. растворе нитрата алюминия, если кажущаяся степень диссоциации соли равна 70 %.

5. Раствор, содержащий 33,2 кг нитрата бария в 300 кг воды, кипит при $100,47 \text{ }^\circ\text{C}$. Вычислите степень диссоциации соли в растворе.

6. При каком значении рН начинает выпадать в осадок гидроксид алюминия из 0,1 М раствора хлорида алюминия?

7. Какая масса КОН содержится в $2,5 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$ раствора, рН которого равен 12?

8. Рассчитайте рН 0,2 М раствора уксусной кислоты. Как изменится рН, если к 1 м^3 этого раствора добавить 200 моль CH_3COONa ?

9. В $0,1 \text{ м}^3$ насыщенного раствора йодида свинца (II) содержится 0,0135 кг свинца в виде ионов. Вычислите ПР йодида свинца.

10. Выпадает ли осадок фосфата серебра, если смешать одинаковые объемы 0,001 М раствора фосфата натрия и 0,0001 н. раствора нитрата серебра?

ВОДНЫЕ РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролиз. Различные случаи гидролиза солей. Гидролиз веществ, не распадающихся в растворе на ионы. Ступенчатый гидролиз. Степень гидролиза, константа гидролиза. Зависимость степени гидролиза от концентрации, температуры и природы соли. Факторы, способствующие гидролизу и подавляющие его. Гидролиз средних, кислых и основных солей. Расчет pH гидролиза. Совместный гидролиз.

Сольволиз. Реакции нейтрализации.

Литература

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. — 5-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 227–234.

2. Гельфман, М. И. Химия / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. — 2-е изд., стереотип. — СПб.: Лань, 2001. — С. 176–184.

3. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для студентов / З. Б. Гольбрайх, Е. И. Маслов. — 6-е изд. — М.: АСТ, Астрель, 2004. — С. 178–197.

4. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сборник задач: учеб. пособие / И. М. Жарский, А. Л. Кузьменко, С. Е. Орехова. — Минск: Аверсэв, 2004. — С. 190–211.

5. Зайцев, О. С. Общая химия. Состояние вещества и химические реакции: учеб. пособие для вузов / О. С. Зайцев. — М.: Химия, 1990. — С. 310–321.

6. Зубович, И. А. Неорганическая химия: учеб. для технол. спец. вузов / И. А. Зубович. — М.: Высш. шк., 1989. — С. 219–223.

7. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. — 4-е изд. — М.: Химия, 2000. — С. 283–288.

8. Коровин, Н. В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 234–238.

9. Новікаў, Г. І. Асновы агульнай хіміі / Г. І. Новікаў, І. М. Жарскі. — Мінск: Выш. шк., 1995. — С. 170–184.

10. Павлов, Н. Н. Неорганическая химия: учеб. для технол. спец. вузов / Н. Н. Павлов. — М.: Высш. шк., 1986. — С. 168–172.

11. Слейбо, У. Общая химия / У. Слейбо, Т. Персонс. — М.: Мир, 1979. — С. 275–278.

12. Спицын, В. И. Неорганическая химия. В 2 ч. Ч. 1: учебник / В. И. Спицын, Л. И. Мартыненко. — М.: Изд-во МГУ, 1991. — С. 442–452.

13. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Я. А. Угай. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2004. — С. 163–170.

ВАРИАНТ I

Контрольные задания

1. Во сколько раз нужно увеличить концентрацию катионов водорода, чтобы pH раствора уменьшился на 1:

- 1) 0,1; 2) 1; 3) 2,3; 4) 10?

2. Гидролиз какой соли протекает полнее (при одинаковом разбавлении растворов):

- 1) CH_3COOK ; 2) KF ; 3) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; 4) Al_2S_3 ?

3. При гидролизе какой соли в водном растворе $\text{pH} < 7$:

- 1) BaF_2 ; 2) ZnCl_2 ; 3) Na_2S ; 4) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$?

4. Укажите, какая из солей в большей степени подвергается гидролизу (при одинаковом разбавлении растворов):

- 1) KCN ; 2) KClO ; 3) K_2CO_3 ; 4) K_2S .

5. В растворе каких солей метилоранж приобретает розовую окраску:

- 1) MgCl_2 ; 2) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$; 3) K_2S ; 4) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$?

6. На степень гидролиза какой соли разбавление раствора не влияет:

- 1) NH_4Cl ; 2) NH_4CN ; 3) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; 4) FeSO_4 ?

7. Какое вещество следует добавить, чтобы увеличить степень гидролиза ацетата калия:

- 1) KCN ; 2) K_2SO_3 ; 3) NaCl ; 4) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$?

8. Определите pH 0,1 н. раствора синильной кислоты, если $\alpha = 0,0001$:

- 1) 1; 2) 4; 3) 5; 4) 9.

9. Какова реакция водного раствора NH_4HSO_3 :

- 1) слабокислая; 3) нейтральная;
2) слабощелочная; 4) сильнощелочная?

10. Вычислите степень гидролиза 0,1 н. раствора цианида аммония:

- 1) 0,04–0,05; 2) 0,09–1,10; 3) 0,4–0,5; 4) 0,5–0,6.

Задания для письменного ответа

1. Напишите ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций гидролиза, мотивирующие ответы на контрольные задания 3–5.

2. Ответы на контрольные задания 9, 10 подтвердите расчетами.

3. Закончите составление уравнений реакций:



4. Объясните, почему не подвергаются гидролизу соли сильного основания и сильной кислоты.

5. Вычислите константу, степень и pH гидролиза для 0,01 М раствора трехзамещенного ортофосфата натрия.

6. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза ацетата бария, цианида кальция, ортофосфата цезия, сульфита калия, гидроселенида натрия, сульфата железа (III). Укажите реакцию среды и pH растворов.

7. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов нитрата цинка и сульфида калия, сульфата алюминия и карбоната калия.

8. Вычислите константу гидролиза ортофосфата натрия. Каковы pH 2,4 М раствора Na_3PO_4 и степень гидролиза соли?

9. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза гипохлорита натрия, сульфида калия, сульфата хрома (III), гидрофосфата натрия, гидрокарбоната аммония и укажите реакцию их водных растворов.

10. Вычислите константу гидролиза карбоната натрия, степень гидролиза соли в 0,1 М растворе и pH раствора.

ВАРИАНТ II

Контрольные задания

1. Определите значение pH водного раствора, если концентрация ионов гидроксида равна 10^{-11} моль/л:

1) 2; 2) 3; 3) 5; 4) 11.

2. Какая из солей подвергается полному гидролизу:

1) MgSO_4 ; 2) AlCl_3 ; 3) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; 4) BaCl_2 ?

3. В растворе какой соли значение pH равно 7:

1) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; 2) $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$; 3) SnCl_2 ; 4) $\text{Ca}(\text{CN})_2$?

4. Какая из солей в большей степени подвергается гидролизу (при одинаковом разбавлении растворов):

- 1) $(\text{CH}_3\text{COO})_2\text{Ca}$; 2) KClO ; 3) CrCl_3 ; 4) Na_2SiO_3 ?

5. В растворе какой соли фенолфталеин приобретает малиновую окраску:

- 1) NH_4ClO_4 ; 2) K_2CO_3 ; 3) BaI_2 ; 4) CaSO_4 ?

6. На степень гидролиза какой соли влияет разбавление раствора:

- 1) HCOONH_4 ; 2) NH_4NO_3 ; 3) NaNO_2 ; 4) $\text{Cr}(\text{CH}_3\text{COO})_3$?

7. Добавлением каких веществ можно уменьшить степень гидролиза сульфида калия:

- 1) K_2S ; 2) NaCl ; 3) HCl ; 4) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$?

8. Определите pH 0,01 н. раствора гидроксида аммония, если $\alpha = 0,01$:

- 1) 2; 2) 4; 3) 6; 4) 10.

9. Какова реакция водного раствора гидрокарбоната натрия:

- 1) слабокислая; 3) нейтральная;
2) слабощелочная; 4) сильно-щелочная?

10. Вычислите степень гидролиза 0,005 н. водного раствора ацетата аммония:

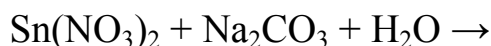
- 1) $2,0 \cdot 10^{-4}$; 2) $5,5 \cdot 10^{-4}$; 3) $5,5 \cdot 10^{-3}$; 4) $5,5 \cdot 10^{-2}$.

Задания для письменного ответа

1. Напишите соответствующие ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакций гидролиза для мотивировки ответов на контрольные задания 3–5.

2. Выполните расчеты, подтверждающие ответы на контрольные задания 9, 10.

3. Закончите составление уравнений реакций:



4. Что называется степенью и константой гидролиза? Укажите зависимость степени гидролиза от концентрации раствора и температуры.

5. Вычислите константу, степень и pH гидролиза 0,1 М раствора гидрокарбоната натрия.

6. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза формиата аммония, ацетата калия, гидрокарбоната калия, сульфида бария, гидросульфита натрия, хлорида хрома (III). Укажите реакцию среды и pH растворов.

7. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов нитрата алюминия и сульфида натрия, сульфата хрома (III) и карбоната натрия.

8. Вычислите константу гидролиза цианида натрия, степень гидролиза соли в 0,1 М растворе и рН раствора.

9. Запишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза фторида натрия, сульфата меди (II), гидросульфита калия, карбоната аммония, нитрата никеля (II).

10. На примере процесса гидролиза ортофосфата калия покажите связь константы гидролиза с константой диссоциации слабого электролита, образующего соль. Вычислите рН 0,1 М раствора ортофосфата калия.

ВАРИАНТ III

Контрольные задания

1. Во сколько раз нужно увеличить концентрацию анионов гидроксида в растворе, чтобы рН увеличить на 1:

- 1) 0,1; 2) 1; 3) 2,3; 4) 10?

2. Гидролиз какой соли протекает полностью:

- 1) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; 2) NH_4CN ; 3) KNO_2 ; 4) Al_2S_3 ?

3. При гидролизе какой соли в водном растворе $\text{pH} < 7$:

- 1) BeSO_4 ; 2) KClO_4 ; 3) Li_2CO_3 ; 4) FeBr_3 ?

4. Укажите, какая из солей в большей степени подвергается гидролизу (при одинаковом разбавлении растворов):

- 1) FeCl_3 ; 2) FeCl_2 ; 3) ZnCl_2 ; 4) Na_2CO_3 .

5. В растворах каких солей синее лакмусовая бумажка:

- 1) Na_3PO_4 ; 2) NiSO_4 ; 3) NaI ; 4) $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$?

6. На степень гидролиза какой соли разбавление раствора не влияет:

- 1) $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$; 2) $\text{CH}_3\text{COONH}_4$; 3) CuSO_4 ; 4) Na_2SO_3 ?

7. Какое вещество следует добавить, чтобы уменьшить степень гидролиза хлорида аммония:

- 1) HCl ; 2) NaOH ; 3) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; 4) KCl ?

8. Укажите раствор с наименьшим значением рН:

- 1) 0,5 н. раствор HCl , $\alpha = 85\%$;
2) 1 н. раствор HI , $\alpha = 90\%$;
3) 0,1 н. раствор HNO_3 , $\alpha = 92\%$;
4) 0,1 н. раствор HCl , $\alpha = 92\%$.

9. Какова реакция водного раствора гидрофосфата натрия:

- 1) слабокислая; 3) слабощелочная;
2) нейтральная; 4) сильнощелочная?

10. Вычислите pH раствора, полученного при растворении $0,41 \cdot 10^{-3}$ кг ацетата натрия в $2,5 \cdot 10^{-4}$ м³ воды:

- 1) 8,0; 2) 8,5; 3) 9,0; 4) 9,5.

Задания для письменного ответа

1. Мотивируйте ответы на контрольные задания 2, 3, 5 составлением соответствующих ионно-молекулярных и молекулярных уравнений реакций.

2. Подтвердите расчетами ответы на контрольные задания 9, 10.

3. Закончите составление уравнений реакций:



4. Приведите пример гидролиза соли и по катиону, и по аниону.

5. Вычислите pH и степень гидролиза 0,01 М раствора дигидрофосфата натрия.

6. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза перхлората аммония, гидросульфида калия, сульфата алюминия, фосфата натрия, нитрита алюминия, хлорида магния. Укажите реакцию среды и pH растворов.

7. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов хлорида железа (III) и сульфита натрия, нитрата меди (II) и ацетата калия.

8. Вычислите константу гидролиза гипохлорита калия. Каковы степень гидролиза соли в 0,1 М растворе и pH раствора?

9. Напишите процессы гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной форме для гипохлорита натрия, цианида калия, нитрата аммония, дигидрофосфата калия, нитрита кальция.

10. Рассчитайте константу гидролиза, степень гидролиза и pH 0,1 М раствора гидрокарбоната калия.

ВАРИАНТ IV

Контрольные задания

1. Определите значение pH водного раствора, если концентрация ионов гидроксида равна 10^{-2} моль/л:

- 1) 2; 2) 5; 3) 9; 4) 12.

2. Какая из солей подвергается полному гидролизу:
 1) MgS ; 2) $BiCl_3$; 3) $Al_2(SO_4)_3$; 4) $Ca(CN)_2$?
3. В растворе какой соли $pH \approx 7$:
 1) NH_4I ; 2) KF ; 3) NH_4CN ; 4) $BeSO_4$?
4. При гидролизе какой соли в водном растворе $pH < 7$:
 1) K_3PO_4 ; 2) $Ba(CN)_2$; 3) $Sn(CN)_2$; 4) $BaBr_2$?
5. В растворе какой соли фенолфталеин не окрашивается:
 1) $SbCl_3$; 2) $KHCO_3$; 3) NaH_2PO_4 ; 4) $FeSO_4$?
6. На степень гидролиза какой соли влияет разбавление раствора:
 1) ZnI_2 ; 2) $CuSO_4$; 3) $(NH_4)_2SO_3$; 4) Al_2S_3 ?
7. Добавлением каких веществ можно уменьшить степень гидролиза цианида натрия:
 1) KNO_3 ; 2) $NaCl$; 3) $NaOH$; 4) $BaCl_2$?
8. Каково значение pOH 0,1 М раствора уксусной кислоты, если $\alpha = 0,001$:
 1) 12; 2) 11; 3) 10; 4) 9?
9. Какова реакция водного раствора нитрата меди (II):
 1) слабокислая; 3) слабощелочная;
 2) нейтральная; 4) сильно-щелочная?
10. Определите константу гидролиза 0,1 М раствора ацетата натрия, если pH его раствора равен 8,9:
 1) $6,3 \cdot 10^{-8}$; 2) $6,3 \cdot 10^{-10}$; 3) $6,3 \cdot 10^{-12}$; 4) $6,3 \cdot 10^{-14}$.

Задания для письменного ответа

1. Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза для ответа на контрольные задания 2–4.
2. Приведите расчеты ответов на контрольные задания 9, 10.
3. Закончите составление уравнений реакций:

$$SnSO_4 + K_2CO_3 + H_2O \rightarrow$$

$$FeCl_3 + CH_3COOK + H_2O \rightarrow$$
4. Приведите примеры гидролиза галогенангидридов.
5. Вычислите константу, степень и pH гидролиза 0,05 М раствора гидросульфида натрия.
6. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза хлорида цинка (II), сульфида натрия, бромид магния, сульфита железа (III), гидрокарбоната рубидия, хлорида кобальта (II). Укажите реакцию среды и pH растворов.

7. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов силиката натрия и хлорида никеля (II), сульфата кобальта (II) и сульфита калия.

8. Вычислите константу гидролиза сульфата железа (II). Каковы степень гидролиза соли в 0,01 М растворе и рН раствора?

9. Напишите процессы гидролиза в ионно-молекулярной и молекулярной форме для нитрата меди (II), гидрокарбоната калия, гидросульфида аммония, селената натрия, гидрофосфата калия.

10. Вычислите рН 0,01 М раствора гидросульфита натрия.

ВАРИАНТ V

Контрольные задания

1. В водном растворе концентрация катионов водорода равна 10^{-3} моль/л. Каково значение рОН в этом растворе:

- 1) 3; 2) 4; 3) 10; 4) 11?

2. Какая из солей подвергается полному гидролизу:

- 1) FeSO_4 ; 2) $(\text{NH}_4)_2\text{S}$; 3) MgBr_2 ; 4) $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$?

3. При гидролизе какой соли в водном растворе $\text{pH} > 7$:

- 1) $\text{Ba}(\text{NO}_2)_2$; 2) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$; 3) CuSO_4 ; 4) NH_4NO_3 ?

4. Какая из солей в большей степени подвергается гидролизу (при одинаковом разбавлении растворов):

- 1) NH_4Cl ; 2) MgCl_2 ; 3) ZnCl_2 ; 4) AlCl_3 ?

5. В растворе каких солей краснеет лакмусовая бумажка:

- 1) KCl ; 2) ZnSO_4 ; 3) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; 4) K_2CO_3 ?

6. На степень гидролиза какой соли разбавление раствора не влияет:

- 1) Al_2S_3 ; 2) AlCl_3 ; 3) $(\text{CH}_3\text{COO})_3\text{Al}$; 4) KClO_4 ?

7. Какое вещество можно добавить, чтобы увеличить степень гидролиза хлорида аммония:

- 1) HNO_3 ; 2) HCl ; 3) NH_4NO_3 ; 4) Na_2S ?

8. Определите рН в 0,01 н. растворе синильной кислоты, если $\alpha = 0,0001$:

- 1) 2; 2) 4; 3) 6; 4) 8.

9. Какова реакция водного раствора гидроксохлорида меди:

- 1) слабокислая; 3) нейтральная;
2) сильнокислая; 4) слабо-щелочная?

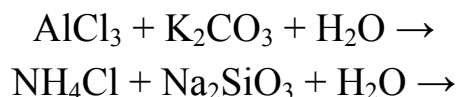
10. Вычислите константу гидролиза нитрата аммония:
1) $5,6 \cdot 10^{-8}$; 2) $5,6 \cdot 10^{-9}$; 3) $5,6 \cdot 10^{-10}$; 4) $5,6 \cdot 10^{-11}$.

Задания дня письменного ответа

1. Напишите в ионно-молекулярном и молекулярном виде уравнения гидролиза для ответа на контрольные задания 3–5.

2. Ответы на контрольные задания 9, 10 подтвердите расчетами.

3. Закончите составление уравнений реакций:



4. Приведите примеры гидролиза соли по катиону и аниону.

5. Вычислите pH и степень гидролиза 0,005 М раствора карбоната калия.

6. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза ортоарсената калия, бромида аммония, гидросульфита калия, сульфата железа (II), ортофосфата аммония.

7. Определите pH 0,01 М раствора сульфата меди (II).

8. Вычислите константу гидролиза, степень гидролиза и pH 0,1 М раствора хлорида железа (III), 0,01 М раствора гипохлорита натрия.

9. Что называется степенью гидролиза соли? Какая из солей имеет большую степень гидролиза: FeCl_2 или FeCl_3 ? Ответ обоснуйте и составьте уравнения гидролиза этих солей.

10. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения процессов, происходящих при сливании водных растворов карбоната калия и хлорида цинка, сульфита рубидия и сульфата алюминия.

ЭЛЕКТРОХИМИЯ (ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ СТАТИКА)

Понятие электродного потенциала. Стандартный водородный электрод. Ряд напряжений. Факторы, влияющие на величину электродного потенциала. Уравнение Нернста. Гальванический элемент. Вычисление ЭДС гальванического элемента. Окислительно-восстановительные потенциалы. Взаимосвязь между ЭДС элемента и ΔG соответствующей реакции. Использование электродных потенциалов полуреакций для решения вопроса о принципиальной возможности протекания реакций.

Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Последовательность разрядки ионов на катоде и аноде. Понятие потенциала разложения. Расчет ЭДС поляризации. Перенапряжение. Практическое применение электролиза.

Законы Фарадея. Химические источники тока. Электрохимическая коррозия. Методы защиты от коррозии. Электрохимические методы исследования.

Литература

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. — 5-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 240–247.
2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для студентов / З. Б. Гольбрайх, Е. И. Маслов. — 6-е изд. — М.: АСТ, Астрель, 2004. — С. 253–262.
3. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сборник задач: учеб. пособие / И. М. Жарский, А. Л. Кузьменко, С. Е. Орехова. — Минск: Аверсэв, 2004. — С. 269–302.
4. Зайцев, О. С. Общая химия. Состояние вещества и химические реакции: учеб. пособие для вузов / О. С. Зайцев. — М.: Химия, 1990. — С. 257–273, 324–337.
5. Зубович, И. А. Неорганическая химия: учеб. для технол. спец. вузов / И. А. Зубович. — М.: Высш. шк., 1989. — С. 146–165.
6. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. — 4-е изд. — М.: Химия, 2000. — С. 203–212, 226–228.
7. Коровин, Н. В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 260–291.

8. Кузьменко, Н. Е. Химия. 2400 задач для школьников и поступающих в вузы / Н. Е. Кузьменко, В. В. Еремин. — М.: Дрофа, 1999. — С. 75–91.
9. Неницеску, К. Общая химия / К. Неницеску. — М.: Мир, 1968. — С. 199–241.
10. Новікаў, Г. І. Асновы агульнай хіміі / Г. І. Новікаў, І. М. Жарскі. — Мінск: Выш. шк., 1995. — С. 193–253.
11. Общая химия: учебник / под ред. Е. М. Соколовской, Л. С. Гюзья. — 3-е изд. — М.: Изд-во Моск. ун-та, 1989. — С. 326–366.
12. Павлов, Н. Н. Неорганическая химия: учеб. для технол. спец. вузов / Н. Н. Павлов. — М.: Высш. шк., 1986. — С. 190–198.
13. Полинг, Л. Общая химия / Л. Полинг. — М.: Мир, 1974. — С. 452–483.
14. Рэмсен, Э. Н. Начала современной химии: справ. изд.: пер. с англ. / Э. Н. Рэмсен; под ред. В. И. Барановского [и др.]. — Л.: Химия, 1989. — С. 305–321.
15. Слейбо, У. Общая химия / У. Слейбо, Т. Персонс. — М.: Мир, 1979. — С. 284–301.
16. Спицын, В. И. Неорганическая химия. В 2 ч. Ч. 1: учебник / В. И. Спицын, Л. И. Мартыненко. — М.: Изд-во МГУ, 1991. — С. 460–475.
17. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Я. А. Угай. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2004. — С. 174–184.
18. Физическая химия. В 2 кн. Кн. 1: Строение вещества. Термодинамика: учеб. для вузов / К. С. Краснов [и др.]; под ред. К. С. Краснова. — 3-е изд. — М.: Высш. шк., 2001. — С. 217–227.

ВАРИАНТ I

Контрольные задания

1. При электролизе водных растворов каких из солей на катоде выделяется водород:
- 1) CuCl_2 ; 2) CuSO_4 ; 3) MgBr_2 ; 4) $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$?
2. От каких факторов зависит потенциал водородного электрода:
- 1) от температуры; 3) от $p \text{H}_2$ в газовой фазе;
 2) от $c(\text{H}^+)$ в растворе; 4) от активности аниона?
3. В каком случае первый металл вытесняет ионы второго:
- 1) Cu и Zn; 2) Zn и Ag; 3) Ni и Cu; 4) Fe и Mg?
4. Укажите вещества, образующиеся на угольных электродах при электролизе раствора хлорида железа (II):
- 1) Cl_2 ; 2) O_2 ; 3) Fe; 4) H_2O .

5. Какой объем (л) кислорода (при н. у.) выделится на аноде, если через раствор сульфата калия пропустить 96 485 Кл электричества:

- 1) 5,6; 2) 11,2; 3) 22,4; 4) 0?

6. Укажите, какое вещество выделяется на катоде и реакцию среды около этого электрода при электролизе водного раствора сульфата натрия:

- 1) Na, pH = 7; 2) H₂, pH < 7; 3) H₂, pH > 7; 4) O₂, pH < 7.

7. Какое из антикоррозионных покрытий для железных предметов является катодным:

- 1) Sn; 2) Zn; 3) Cu; 4) Cd?

8. В присутствии какой добавки (массовая доля — 0,03%) растворение алюминия в соляной кислоте характеризуется большей скоростью:

- 1) C; 2) Ca; 3) Zn; 4) B?

9. Чему равна ЭДС (В) медно-цинкового элемента, если концентрация ионов металла у анода и катода равна 0,01 моль/л:

- 1) 1,00; 2) 1,10; 3) 1,58; 4) -2,35?

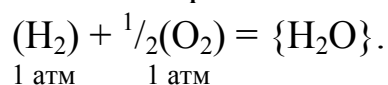
10. Для окисления каких ионов можно использовать в качестве окислителя ион Fe³⁺:

- 1) I⁻; 2) Br⁻; 3) Cl⁻; 4) F⁻?

Задания для письменного ответа

1. Как отличить химическую коррозию от электрохимической?

2. Вычислите стандартную ЭДС водородно-кислородного топливного элемента, основанного на реакции



3. Определите ΔG° водородно-кислородного топливного элемента. Какой электрод является катодом?

4. Рассчитайте потенциал разложения водного раствора гидроксида калия на электродах из гладкой платины.

5. Вычислите потенциал водородного электрода в 0,001%-ном растворе хлорной кислоты ($\rho = 1000 \text{ кг/м}^3$).

6. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из металлического кадмия и меди в 0,2 н. и 0,02 н. растворах их солей.

7. Рассчитайте потенциал разложения 1 М раствора CuSO₄ при 298 К на электродах из гладкой платины.

8. Закончите составление уравнений, определите термодинамическую вероятность протекания процессов при стандартных условиях и вычислите константы равновесия для следующих реакций:



9. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из следующих электродов: металлического цинка, помещенного в 0,1 н. раствор нитрата цинка, и металлического серебра, помещенного в 0,005 н. раствор нитрата серебра, при 298 К.

10. Составьте схемы электролиза водного раствора и расплава хлорида калия на угольных электродах.

ВАРИАНТ II

Контрольные задания

1. При электролизе водных растворов каких солей на катоде выделяется металл:

- 1) CuSO_4 ; 2) K_2SO_4 ; 3) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$; 4) AgNO_3 ?

2. В каком из случаев может появиться электрический ток:

- 1) при освещении поверхности щелочного металла;
2) при соприкосновении различных металлов;
3) при резком торможении движущегося металла в магнитном поле;
4) при нагревании сплава?

3. Что можно получить при электролизе водного раствора хлорида натрия:

- 1) Cl_2 ; 2) Na ; 3) H_2 ; 4) NaOH ?

4. В каких случаях металлы разрушаются в растворах солей (учесть возможность гидролиза):

- 1) $\text{Zn} + \text{Ba}(\text{ClO}_4)_2$; 3) $\text{Fe} + \text{Na}_2\text{CO}_3$;
2) $\text{Ag} + \text{HgCl}_2$; 4) $\text{Cu} + \text{Mg}(\text{NO}_3)_2$?

5. Какое количество электричества, выраженное числом Фарадея, требуется для выделения $6,4 \cdot 10^{-3}$ кг меди при электролизе раствора сульфата меди (II):

- 1) $0,05F$; 2) $0,1F$; 3) $0,2F$; 4) $0,5F$?

6. Какое вещество выделяется на катоде при электролизе водного раствора хлорида кальция и чему равен pH среды в катодном пространстве:

- 1) Ca , pH = 7; 2) H_2 , pH > 7; 3) Cl_2 , pH = 7; 4) O_2 , pH < 7?

7. Какие из металлов являются анодными по отношению к покрываемому металлу:

- 1) Fe покрыто Cu; 3) Cu покрыта Ni;
2) Fe покрыто Cr; 4) Ni покрыт Ag?

8. Действие каких факторов может усилить электрохимическую коррозию железа:

- 1) понижение pH среды;
2) повышение pH среды;
3) повышение в воздухе концентрации углекислого газа;
4) увеличение содержания кислорода в растворе?

9. Чему равен электродный потенциал (В) свинцового электрода, опущенного в насыщенный раствор сульфата свинца:

- 1) $-0,24$; 2) $-0,44$; 3) $-0,54$; 4) $-0,64$?

10. Определите, какие из приведенных веществ способны окислять ионы брома Br^- :

- 1) Cl_2 ; 2) H^+ ; 3) Ni^{2+} ; 4) MnO_4^- .

Задания для письменного ответа

1. Перечислите факторы, способствующие усилению коррозии алюминия и алюминиевых сплавов.

2. Рассчитайте ЭДС при 298 К элемента $\text{Pb}|\text{Pb}^{2+}||\text{Ag}^+|\text{Ag}$, если активность реагирующих веществ и продуктов реакции равна 1.

3. Вычислите ΔG° элемента $\text{Pb}|\text{Pb}^{2+}||\text{Ag}^+|\text{Ag}$. Укажите, какой из электродов является отрицательным.

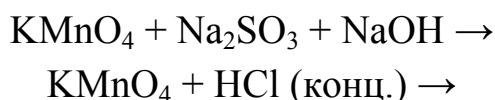
4. Определите потенциал разложения водного раствора нитрата калия на железных электродах.

5. Вычислите потенциал водородного электрода в 0,04%-ном растворе гидроксида натрия ($\rho = 1001 \text{ кг/м}^3$).

6. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из металлического магния в 0,02 н. растворе сульфата магния и металлического никеля в 0,2 н. растворе сульфата никеля (II).

7. Рассчитайте потенциал разложения 1 М раствора FeSO_4 при 298 К на электродах из черненой платины.

8. Закончите составление уравнений, определите термодинамическую вероятность протекания процессов при стандартных условиях и вычислите константу равновесия реакций:



9. Может ли бихромат калия окислить в растворе оксид азота (II) до азотной кислоты?

10. Вычислите кажущуюся степень диссоциации хлорида цинка в 0,07 М растворе, если электродный потенциал цинка в этом растворе равен $-0,8$ В.

ВАРИАНТ III

Контрольные задания

1. В каких из солей при электролизе водных растворов на катоде протекает только восстановление водорода:

- 1) KBr; 2) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; 3) NaCl; 4) ZnCl_2 ?

2. Что образуется в результате электролиза раствора хлорида меди (II):

- 1) Cl_2 ; 2) O_2 ; 3) H_2 ; 4) Cu?

3. Какой металл вытесняет свободный марганец из водных растворов его соединений:

- 1) Mg; 2) Zn; 3) Cu; 4) Ca?

4. Какое количество электричества ($F = 96\,485$ Кл) необходимо для получения 8,0 г гидроксида натрия при электролизе водного раствора хлорида натрия:

- 1) $0,1F$; 2) $1F$; 3) $2F$; 4) $0,2F$?

5. Зависит ли результат электролиза:

- 1) от температуры; 3) от вещества электрода;
2) от концентрации электролита; 4) от времени электролиза?

6. Укажите, какое вещество выделится на аноде и какова будет реакция среды у этого электрода при электролизе водного раствора нитрата лития:

- 1) O_2 , pH < 7; 2) H_2 , pH > 7; 3) O_2 , pH > 7; 4) Li, pH = 7.

7. Какое из покрытий для меди является катодным:

- 1) Au; 2) Cr; 3) Zn; 4) Ag?

8. В присутствии какой добавки (массовая доля — 0,1%) растворение хрома в соляной кислоте характеризуется наибольшей скоростью:

- 1) Al; 2) Tl; 3) Sb; 4) Zn?

9. Определите ЭДС (В) гальванической цепи $\text{Mg}|\text{Mg}^{2+}||\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}$, если концентрации соли у железного и магниевых электродов равны 1 и 0,001 моль/л:

- 1) 1,85; 2) 1,99; 3) 2,01; 4) 2,91.

10. Укажите, какие из ионов галогенов могут быть окислены азотистой кислотой ($\text{HNO}_2 \rightarrow \text{NO}$) в кислой среде до свободных галогенов:

- 1) I^- ; 2) Br^- ; 3) Cl^- ; 4) F^- .

Задания для письменного ответа

1. В какой последовательности происходит окисление ионов на аноде?
2. Рассчитайте ЭДС элемента $\text{Cd}|\text{Cd}^{2+}||\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$ при 298 К, считая активность реагирующих веществ и продуктов реакции равной 1.

3. Вычислите ΔG° элемента $\text{Cd}|\text{Cd}^{2+}||\text{Cu}^{2+}|\text{Cu}$ и укажите, какой электрод является анодом.

4. Определите потенциал разложения 1 М раствора сульфата цинка при 298 К на гладких платиновых электродах.

5. Вычислите потенциал серебряного электрода, опущенного в насыщенный раствор сульфида серебра. Во сколько раз надо изменить концентрацию ионов серебра, чтобы потенциал электрода стал равен 0?

6. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из кобальта в 1 н. растворе сульфата кобальта (II) и олова в 0,1 н. растворе сульфата олова (II).

7. Рассчитайте потенциал разложения 1 М раствора AgNO_3 при 298 К на электродах из гладкой платины.

8. Закончите составление уравнений, определите термодинамическую вероятность протекания процессов при стандартных условиях и вычислите константу равновесия реакций:



9. Может ли концентрированная HNO_3 окислить свободный свинец до PbO_2 ?

10. Вычислите растворимость (моль/л) хромата серебра, используя значение электродного потенциала серебра в насыщенном растворе хромата, равное 0,596 В.

ВАРИАНТ IV

Контрольные задания

1. При электролизе водных растворов каких солей у анода окисляется вода:

- 1) KCl ; 2) K_2S ; 3) NaNO_3 ; 4) Na_2SO_4 ?

2. В каких случаях металлы разрушаются в растворах указанных солей (учесть возможность гидролиза соли):

- 1) $Mg + AlCl_3$; 3) $Zn + K_2CO_3$;
2) $Ag + K_2SO_4$; 4) $Ag + Cu(NO_3)_2$?

3. Какой объем (л) кислорода (при н. у.) выделится на аноде при электролизе серной кислоты, если через раствор пропустить $2F$ ($2 \cdot 96\,485$ Кл) электричества:

- 1) 5,6; 2) 11,2; 3) 22,4; 4) 44,8?

4. Какой из ионов восстанавливается первым при электролизе водного раствора, содержащего ионы в эквимольных концентрациях:

- 1) Fe^{2+} ; 2) Zn^{2+} ; 3) Al^{3+} ; 4) Cu^{2+} ?

5. Что можно получить при электролизе водного раствора бромида калия:

- 1) KOH; 2) H_2 ; 3) Br_2 ; 4) O_2 ?

6. Какое вещество выделяется на катоде при электролизе водного раствора сульфата меди (анод медный)? Чему равен pH среды в анодном пространстве:

- 1) H_2 , pH > 7; 2) Cu, pH = 7; 3) O_2 , pH < 7; 4) Cu, pH < 7?

7. Какие из защитных покрытий являются анодными по отношению к защищаемому металлу:

- 1) Fe покрыто Cd; 3) Cr покрыт Cu;
2) Fe покрыто Al; 4) Al покрыт Au?

8. Действие каких факторов может уменьшить коррозию алюминия:

- 1) амальгамирование;
2) анодирование;
3) обработка концентрированной азотной кислотой;
4) обработка содой?

9. Чему равен электродный потенциал (В) свинцового электрода, погруженного в насыщенный раствор йодида свинца:

- 1) -0,01; 2) -0,21; 3) -0,51; 4) -0,71?

10. Определите, какие из приведенных веществ способны восстанавливать $\{Br_2\}$:

- 1) Cl^- ; 2) H_2 ; 3) Ni; 4) Mn^{2+} .

Задания для письменного ответа

1. Перечислите факторы, способствующие усилению коррозии железных изделий.

2. Рассчитайте ЭДС элемента $Pt, Fe^{2+}|Fe^{3+}||Ce^{4+}|Ce^{3+}, Pt$ при 298 К (при активностях, равных 1).

3. Вычислите ΔG° элемента Pt, $\text{Fe}^{2+}|\text{Fe}^{3+}||\text{Ce}^{4+}|\text{Ce}^{3+}$, Pt и укажите, какой электрод является положительным.

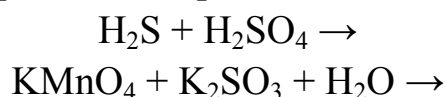
4. Определите потенциал разложения расплава хлорида натрия на железных электродах.

5. Вычислите потенциал водородного электрода в 1%-ном растворе уксусной кислоты.

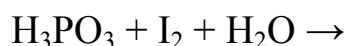
6. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из металлического цинка в 0,2 н. растворе сульфата цинка и металлического магния в 0,1 н. растворе сульфата магния.

7. Определите потенциал разложения 1 М раствора K_2SO_4 при 298 К на электродах из гладкой платины.

8. Закончите составление уравнений, определите термодинамическую вероятность протекания процессов при стандартных условиях и вычислите константу равновесия реакций:



9. Можно ли осуществить реакцию окисления фосфористой кислоты йодной водой:



10. Рассчитайте ЭДС гальванического элемента, составленного из стандартного электрода $\text{Sn}|\text{Sn}^{2+}$ и водородного электрода, опущенного в чистую воду.

ВАРИАНТ V

Контрольные задания

1. В каком случае при электролизе водных растворов указанных солей у анода выделяется кислород:

- 1) MgSO_4 ; 2) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$; 3) ZnI_2 ; 4) CuCl_2 ?

2. Какая масса хлорида натрия или какое его количество необходимо для получения при электролизе 44,8 л хлора:

- 1) 117 г; 2) 234 г; 3) 2 моль; 4) 4 моль?

3. В каких случаях протекают окислительно-восстановительные реакции:

- 1) $\text{Pb} + \text{CuSO}_4$; 2) $\text{Hg} + \text{HBr}$; 3) $\text{Zn} + \text{SnCl}_4$; 4) $\text{Mg} + \text{NiSO}_4$?

4. Что образуется при электролизе водного раствора хлорида никеля (II) (анод никелевый):

- 1) O_2 ; 2) H_2O ; 3) Ni; 4) Cl_2 ?

5. Какие вещества образуются на электродах при электролизе водного раствора гидрофторида калия:

- 1) H_2 ; 2) O_2 ; 3) K ; 4) F_2 ?

6. Какое вещество выделится на аноде при электролизе водного раствора сульфида натрия и чему равен рН среды в анодном пространстве:

- 1) H_2 , рН > 7; 2) O_2 , рН < 7; 3) S , рН = 7; 4) O_2 , рН > 7?

7. В каком из гальванических элементов водородный электрод служит анодом:

- 1) $Fe|Fe^{2+}||H^+|H_2, Pt$; 3) $Pt, H_2|H^+||Ag^+|Ag$;
2) $Pt, H_2|H^+||Cd^{2+}|Cd$; 4) $Ni|Ni^{2+}||H^+|H_2, Pt$?

8. В присутствии какой добавки (массовая доля — 0,02%) растворение цинка в соляной кислоте характеризуется наибольшей скоростью:

- 1) Fe ; 2) C ; 3) Sn ; 4) Cd ?

9. Чему равна ЭДС (В) гальванической цепи $Mn|Mn^{2+}||Hg^{2+}|Hg$, если концентрации соли у марганцевого и ртутного электродов равны 0,01 и 0,1 моль/л:

- 1) 1,00–1,22; 2) 1,20–1,42; 3) 1,50–1,72; 4) 1,90–2,07?

10. Какой из галогенов способен окислять манганат калия до перманганата:

- 1) F_2 ; 2) Cl_2 ; 3) Br_2 ; 4) I_2 ?

Задания для письменного ответа

1. Укажите последовательность восстановления катионов металлов и молекул воды при электролизе водных растворов электролитов.

2. Вычислите ЭДС элемента $Pb|Pb^{2+}||Sn^{4+}|Sn^{2+}, Pt$ при 298 К, считая, что активность гидратированных ионов металла равна 1.

3. Рассчитайте ΔG° элемента $Pb|Pb^{2+}||Sn^{4+}|Sn^{2+}, Pt$ и укажите, какой электрод является катодом.

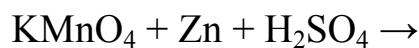
4. Определите потенциал разложения 1 М раствора нитрата меди (II) на черненой платине.

5. Вычислите потенциал серебряного электрода, опущенного в насыщенный раствор AgI . При какой концентрации Ag^+ потенциал электрода будет равен 0?

6. Вычислите ЭДС гальванического элемента, составленного из золотого электрода в 0,1 н. растворе хлорида золота (III) и алюминиевого электрода в 0,02 н. растворе хлорида алюминия.

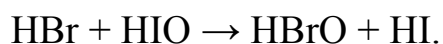
7. Найдите потенциал разложения 1 М раствора NiCl_2 на гладких платиновых электродах при 298 К.

8. Закончите составление уравнений, определите термодинамическую вероятность протекания процессов при стандартных условиях и вычислите константу равновесия для реакций:



9. Вычислите концентрацию ионов водорода в растворе, если потенциал водородного электрода $-0,236$ В. Определите pH раствора.

10. Используя таблицы стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, определите возможность протекания процесса



ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

Основополагающие представления о химической связи. Природа и механизм образования связи. Кривая потенциальной энергии для молекулы.

Основные положения метода валентных связей (ВС). Кривая потенциальной энергии для молекулы водорода. Спин-валентное и донорно-акцепторное взаимодействие. Валентность как число двухцентровых двухэлектронных связей. Валентные возможности атомов. Представление о δ - и π -связях в двухатомных молекулах. Свойства ковалентной связи.

Количественные характеристики химической связи: энергия связи, длина, валентный угол. Представление о гибридизации, типы гибридизации. Отталкивание электронных пар и пространственная конфигурация молекул. Гибридизация валентных орбиталей центрального атома и пространственная конфигурация молекул. Метод Гиллеспи. Локализованные и делокализованные связи. Соединения с сопряженными связями. Электрический момент диполя молекул и их строение.

Молекулярная орбиталь как линейная комбинация атомных орбиталей. Связывающие и разрыхляющие молекулярные орбитали. Представление о δ - и π -молекулярных орбиталях. Порядок заполнения электронами молекулярных орбиталей. Энергетические диаграммы и электронные формулы двухатомных молекул и молекулярных ионов, образованных элементами малых периодов периодической системы. Определение порядка связи. Зависимость между порядком связи, энергией связи, ее длиной. Пара- и диамагнитные молекулы. Достоинства и недостатки метода МО.

Ионная связь. Ненаправленность и ненасыщаемость ионной связи. Структура ионных соединений. Металлическая связь. Межмолекулярное взаимодействие. Водородная связь.

Кристаллы. Типы химической связи в кристаллах. Основные структурные типы неорганических веществ.

Понятие о теории кристаллического поля. Расщепление d -уровня в поле лигандов. Спектрохимический ряд лигандов.

Литература

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. — 5-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 46–107, 115–139.

2. Введение в общую химию: учеб. пособие / М. Х. Карапетьянц [и др.]; под ред. Г. П. Лучинского. — М.: Высш. шк., 1980. — С. 171–217, 233–241.
3. Гельфман, М. И. Химия / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. — 2-е изд., стереотип. — СПб.: Лань, 2001. — С. 76–115.
4. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для студентов / З. Б. Гольбрайх, Е. И. Маслов. — 6-е изд. — М.: АСТ, Астрель, 2004. — С. 79–100.
5. Грей, Г. Электроны и химическая связь / Г. Грей. — М.: Мир, 1967. — С. 48–187.
6. Зубович, И. А. Неорганическая химия: учеб. для технол. спец. вузов / И. А. Зубович. — М.: Высш. шк., 1989. — С. 95–142.
7. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. — 4-е изд. — М.: Химия, 2000. — С. 56–143, 146–162.
8. Карапетьянц, М. Х. Строение вещества: учеб. пособие для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. — 3-е изд. — М.: Высш. шк., 1978. — С. 101–213, 232–326, 243–262.
9. Коровин, Н. В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 35–82, 96–106.
10. Новікаў, Г. І. Асновы агульнай хіміі / Г. І. Новікаў, І. М. Жарскі. — Мінск: Выш. шк., 1995. — С. 376–510.
11. Общая химия: учебник / под ред. Е. М. Соколовской, Л. С. Гюзья. — 3-е изд. — М.: Изд-во Моск. ун-та, 1989. — С. 104–161.
12. Павлов, Н. Н. Неорганическая химия: учеб. для технол. спец. вузов / Н. Н. Павлов. — М.: Высш. шк., 1986. — С. 46–79.
13. Полинг, Л. Общая химия / Л. Полинг. — М.: Мир, 1974. — С. 137–168.
14. Рэмсден, Э. Н. Начала современной химии: справ. изд.: пер. с англ. / Э. Н. Рэмсден; под ред. В. И. Барановского [и др.]. — Л.: Химия, 1989. — С. 79–146.
15. Слейбо, У. Общая химия / У. Слейбо, Т. Персонс. — М.: Мир, 1979. — С. 108–146, 168–185.
16. Спицын, В. И. Неорганическая химия. В 2 ч. Ч. 1: учебник / В. И. Спицын, Л. И. Мартыненко. — М.: Изд-во МГУ, 1991. — С. 264–303, 315–333.
17. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Я. А. Угай. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2004. — С. 56–103, 113–121.
18. Хьюи, Дж. Неорганическая химия. Строение вещества и реакционная способность: пер. с англ. / Дж. Хьюи; под ред. Б. Д. Степина, Р. А. Лидина. — М.: Химия, 1987. — С. 52–60, 82–106, 132–137, 146–183.

ВАРИАНТ I

Контрольные задания

1. Какой из указанных элементов имеет наибольшую электроотрицательность:

- 1) O; 2) N; 3) Cl; 4) S?

2. У какой из молекул дипольный момент равен 0:

- 1) H₂O; 2) NO₂; 3) CO₂; 4) CCl₄?

3. Укажите молекулу, в которой доля ионной связи максимальна:

- 1) KCl; 2) CaCl₂; 3) GeCl₄; 4) GaCl₃.

4. Какие из атомов могут образовывать химические связи по донорно-акцепторному механизму:

- 1) Cs; 2) N; 3) S; 4) F?

5. В какой из молекул энтальпия связи Э–Н наибольшая:

- 1) H₂O; 2) H₂S; 3) H₂Se; 4) H₂Te?

6. У какого из однотипных ионов склонность к гибридизации у центрального атома наименьшая:

- 1) SiO₄⁴⁻; 2) PO₄³⁻; 3) SO₄²⁻; 4) ClO₄⁻?

7. Укажите частицу, обладающую наибольшим магнитным моментом:

- 1) O₂⁺; 2) O₂; 3) O₂⁻; 4) O₂²⁻.

8. У каких из молекул состояние гибридизации центрального атома отвечает sp^3d^2 -типу:

- 1) SF₆; 2) XeF₄; 3) ClF₃; 4) IF₇?

9. В каких из соединений у центрального атома две свободных электронных пары:

- 1) SO₄²⁻; 2) ClF₃; 3) XeF₄; 4) SO₂?

10. Геометрия каких из соединений является плоской треугольной:

- 1) ClO₃⁻; 2) SO₃; 3) HPO₃; 4) NH₃?

Задания для письменного ответа

1. Дайте мотивированный ответ на контрольные задания 2, 4–8, 10.

2. Что называется валентным углом? Как изменяются валентные углы у молекул, приведенных в контрольном задании 5? Обоснуйте строение этих молекул.

3. Что такое кратность (порядок) связи? Дайте ее характеристику по методу молекулярных орбиталей. Какова кратность связи в частицах, указанных в контрольном задании 7?

4. В чем сущность и причины гибридизации атомных орбиталей? Приведите примеры различных типов гибридизации молекул и укажите их геометрию.

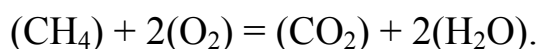
5. С помощью метода Гиллеспи объясните, какую геометрическую форму имеют молекулы и молекулярные ионы, указанные в контрольных заданиях 8, 9.

6. Покажите характер расщепления *d*-уровня комплексообразователя кристаллическим полем разной симметрии (в октаэдрическом и тетраэдрическом окружении лигандов).

7. Какие силы межмолекулярного взаимодействия проявляются при взаимодействии неполярных молекул с полярными, полярных с полярными молекулами, молекул азота?

8. Рассчитайте дипольный момент молекулы воды, если дипольный момент связи O–H равен 1,8546 D, а валентный угол между связями составляет 104,51°.

9. Используя значения энергии связей, оцените энтальпию следующей гомогенной реакции:



Сравните полученное значение с результатом, вычисленным из данных по теплотам образования.

10. Вычислите энергию связи Na–Cl, используя энергию диссоциации хлора и зная, что энергия сублимации натрия и хлорида натрия равна соответственно 107,5 и 230,2 кДж/моль, а стандартная теплота образования [NaCl] из простых веществ — 411,2 кДж/моль.

ВАРИАНТ II

Контрольные задания

1. Какой из указанных элементов имеет наименьший потенциал ионизации:

1) Na; 2) Mg; 3) K; 4) Ca?

2. Какая из молекул имеет наибольшую степень ковалентности:

1) Li₂O; 2) Li₂; 3) NaN; 4) KCl?

3. У какой из молекул дипольный момент больше:

1) HF; 2) HCl; 3) HBr; 4) HI?

4. Какое из веществ имеет более высокую температуру кипения:
1) HF; 2) HCl; 3) H₂O; 4) Ar?
5. Укажите молекулу, в которой атом углерода координационно насыщен:
1) CO₂; 2) C₂H₄; 3) C₂H₆; 4) C₆H₆.
6. Сколько π-связей образовано в молекуле оксида углерода (II):
1) 0; 2) 1; 3) 2; 4) 3?
7. Укажите молекулы и молекулярные ионы, в которых порядок связи равен 2:
1) C₂; 2) O₂; 3) O₂⁺; 4) NO⁻.
8. Каков тип гибридизации алюминия в ионе [AlF₆]³⁻:
1) sp³; 2) sp³d; 3) sp³d²; 4) sp³d³?
9. В каком соединении у центрального атома находится неспаренный электрон:
1) NH₄⁺; 2) ClO₂; 3) ICl₂⁻; 4) PCl₃?
10. Какова пространственная конфигурация молекулы IF₅:
1) тригональная бипирамидальная;
2) квадратная пирамидальная;
3) октаэдрическая;
4) тригональная пирамидальная?

Задания для письменного ответа

1. Мотивируйте ответы на контрольные задания 2–10.
2. Какую химическую связь называют ковалентной? Как можно классифицировать химическую связь по типу перекрывания электронных облаков? Рассмотрите тип перекрывания атомных орбиталей в молекуле азота, кислорода.
3. Что такое полярность связи? Дайте ее количественную характеристику. От чего зависит полярность связи? В чем состоит причина направленности ковалентной связи?
4. В чем преимущества метода молекулярных орбиталей по сравнению с методом валентных связей? На основе метода МО объясните строение молекул и молекулярных ионов, указанных в контрольном задании 7.
5. С помощью метода Гиллеспи обоснуйте геометрическую форму молекул и молекулярных ионов, представленных в контрольных заданиях 9, 10.

6. В рамках теории кристаллического поля опишите характер распределения электронов по d -орбиталям иона, находящегося в поле лигандов. Какие комплексы являются низко- и высокоспиновыми?

7. Какие силы межмолекулярного взаимодействия называются ориентационными, индукционными и дисперсионными?

8. Рассчитайте расстояние между атомами хлора в молекуле *цис*-дихлорэтена, если известно, что длина связи C=C равна 0,1354 нм, C-Cl — 0,1718 нм, а валентный угол между связями C=C-Cl равен 123,8°.

9. Определите, достаточно ли освещения хлора светом с длиной волны $\lambda = 480$ нм, чтобы вызвать диссоциацию молекулы хлора на атомы.

10. Вычислите энергию диссоциации молекулы NO, исходя из следующего термохимического уравнения:



и пользуясь табличными значениями энтальпий образования молекул азота и кислорода из атомов.

ВАРИАНТ III

Контрольные задания

1. Какой из элементов имеет наибольший потенциал ионизации:

- 1) C; 2) N; 3) O; 4) F?

2. Укажите водородное соединение, которое имеет наибольший дипольный момент:

- 1) H₂O; 2) H₂S; 3) H₂Se; 4) H₂Te.

3. В каком из хлоридов доля ковалентной связи максимальна:

- 1) TiCl₄; 2) ZrCl₄; 3) HfCl₄; 4) CuCl₄?

4. Какова максимальная ковалентность азота:

- 1) 2; 2) 3; 3) 4; 4) 5?

5. У какой из однопериодных молекул склонность к sp^3 -гибридизации у центрального атома наименьшая:

- 1) NH₃; 2) PH₃; 3) AsH₃; 4) SbH₃?

6. Сколько электронов в молекуле C₂ находится на π^{CB} -орбитали:

- 1) 0; 2) 2; 3) 4; 4) 6?

7. Какие из молекул и молекулярных ионов являются парамагнитными:

- 1) B₂⁻; 2) O₂; 3) O₂⁻; 4) F₂?

8. Укажите соединения, у которых тип гибридизации центрального атома sp^2 :

- 1) SO_2 ; 2) CO_3^{2-} ; 3) ClF_3 ; 4) XeF_2 .

9. В каких из соединений у центрального атома в наличие одна свободная электронная пара:

- 1) CN^- ; 2) ClO_2 ; 3) BF_4^- ; 4) PCl_3 ?

10. Какова пространственная конфигурация молекулы $SOCl_2$:

- 1) угловая (V-образная); 3) тригональная пирамидальная;
2) плоская треугольная; 4) тетраэдрическая?

Задания для письменного ответа

1. Дайте мотивированный ответ на контрольные задания 3–10.

2. Почему при достаточно высоких температурах валентность элементов понижается? Могут ли существовать молекулы с ионной связью в газообразном состоянии?

3. Как влияет характер гибридизации орбиталей на валентные углы? Приведите примеры.

4. Используя метод молекулярных орбиталей, составьте энергетические диаграммы и рассчитайте порядок связи в молекулах и молекулярных ионах, указанных в контрольном задании 7.

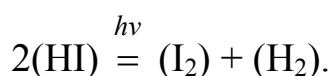
5. С помощью метода Гиллеспи объясните, какую геометрическую форму имеют молекулы и молекулярные ионы, указанные в контрольных заданиях 8, 9.

6. Сформулируйте основные положения теории кристаллического поля и рассмотрите их на примере одноядерных комплексов d -элементов.

7. Какие кристаллические структуры называют ионными, молекулярными, атомными и металлическими? Приведите примеры кристаллов веществ, имеющих указанные структуры.

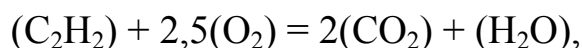
8. Рассчитайте дипольный момент молекулы бромида цезия, если известно, что эффективный заряд на атоме цезия равен $0,7e$, а длина связи $Cs-Br$ равна $0,30723$ нм.

9. При облучении ультрафиолетовым светом с длиной волны $\lambda = 207$ нм молекула йодоводорода разлагается:



Определите, какая энергия (Дж) такого излучения необходима для разложения 10^{-3} кг HI.

10. Оцените энтальпию реакции



используя значения энергий связи. Сравните полученный результат со значением, вычисленным исходя из теплот образования.

ВАРИАНТ IV

Контрольные задания

1. У какого из указанных элементов наиболее ярко выражены восстановительные свойства:

- 1) P; 2) As; 3) Sb; 4) Bi?

2. В какой из молекул доля ковалентной связи максимальна:

- 1) H_2S ; 2) AlH_3 ; 3) NaN ; 4) PH_3 ?

3. В каком из соединений химическая связь наиболее полярна:

- 1) KF ; 2) BF_3 ; 3) SiF_4 ; 4) F_2 ?

4. Укажите молекулу, у которой дипольный момент не равен 0:

- 1) CO_2 ; 2) CS_2 ; 3) H_2S ; 4) PH_3 .

5. Укажите молекулу, у которой имеет место π -связь;

- 1) CO_2 ; 2) C_2H_2 ; 3) C_2H_4 ; 4) CH_4 .

6. Сколько электронов в молекулярном ионе O_2^- находится на $\pi^{\text{разр}}$ -орбитали:

- 1) 0; 2) 1; 3) 2; 4) 3?

7. Каковы возможные пространственные конфигурации трехатомных молекул типов A_3 , AB_2 и ABC :

- 1) линейные; 3) тетраэдрические;
2) угловые (V-образные); 4) T-образные?

8. В каких из соединений у центрального атома одна свободная электронная пара:

- 1) PF_5 ; 2) PH_3 ; 3) SO_2 ; 4) SOCl_2 ?

9. У каких молекул и молекулярных ионов состояние гибридизации центрального атома соответствует sp^3d -типу:

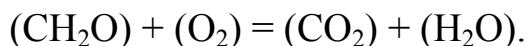
- 1) ICl_2^- ; 2) PCl_5 ; 3) SF_4 ; 4) ClO_3^- ?

10. Геометрия каких из перечисленных соединений является тетраэдрической:

- 1) SF_4 ; 2) NH_4^+ ; 3) SO_4^{2-} ; 4) SiH_4 ?

Задания для письменного ответа

1. Мотивируйте ответы на контрольные задания 4–10.
2. Как изменяются длины связей при переходе от одинарной к кратной связи (двойной, тройной)? Ответ проиллюстрируйте на примере молекул, указанных в контрольном задании 5.
3. Опишите количественные характеристики химической связи.
4. Приведите энергетические диаграммы уровней атомных и молекулярных орбиталей гомоядерных молекул элементов второго периода. Как по мере заполнения связывающих молекулярных орбиталей изменяются порядок связи, межъядерное расстояние, энергия диссоциации этих молекул?
5. С помощью метода Гиллеспи обоснуйте геометрическую форму молекул и молекулярных ионов, представленных в заданиях 8, 9.
6. Что такое энергия расщепления Δ ? Какие факторы влияют на величину расщепления уровней энергии кристаллическим полем и от чего зависит степень расщепления d -уровня?
7. Опишите наиболее существенные признаки водородной связи и объясните, почему она оказывает более заметное влияние на свойства молекул HF, H₂O, NH₃ по сравнению со свойствами HCl, H₂S, PH₃. Укажите возможные способы установления наличия водородных связей.
8. Рассчитайте расстояние между атомами азота и кислорода в молекуле газообразного оксида азота (IV), если известно, что межъядерное расстояние O–O равно 0,259 нм, а валентный угол между связями — 134,1°. Объясните, почему длина связи d_{NO} имеет промежуточное значение между длиной одинарной (0,143 нм) и двойной (0,118 нм) связи.
9. Определите максимальную длину волны света, достаточную для того, чтобы вызвать диссоциацию молекулы хлора на атомы.
10. Используя значения теплот образования из свободных атомов, оцените энтальпию следующей гомогенной реакции:



Сравните полученное значение с результатом, вычисленным из данных по теплотам образования соответствующих веществ.

ВАРИАНТ V

Контрольные задания

1. У какого из указанных элементов максимальная ковалентность меньше номера группы:

- 1) N; 2) P; 3) As; 4) Sb?

2. Для каких из молекул постоянный дипольный момент равен 0:
 1) PH_3 ; 2) SO_2 ; 3) BeCl_2 ; 4) SO_3 ?
3. Какой из приведенных хлоридов имеет наиболее ионный характер связи:
 1) MgCl_2 ; 2) ZnCl_2 ; 3) HgCl_2 ; 4) BaCl_2 ?
4. В каком из соединений атом кремния валентно ненасыщен:
 1) SiF_4 ; 2) SiH_4 ; 3) $(\text{SiO}_2)_n$; 4) $[\text{SiF}_6]^{2-}$?
5. Каков валентный угол между связями в молекуле H_2O :
 1) 90° ; 2) 104° ; 3) 109° ; 4) 120° ?
6. У какого из водородных соединений склонность к гибридизации у центрального атома наибольшая:
 1) CH_4 ; 2) SiH_4 ; 3) SnH_4 ; 4) PbH_4 ?
7. Укажите, какие из частиц являются изоэлектронными:
 1) CO ; 2) NO ; 3) N_2 ; 4) CN^- .
8. Состояние гибридизации центрального атома в каких из перечисленных соединений отвечает sp^3 -типу:
 1) Cl_2O ; 2) ClO_3^- ; 3) SOCl_2 ; 4) SO_3 ?
9. В каких из соединений электроны валентного уровня центрального атома имеют π -связи:
 1) HNO_3 ; 2) SO_2 ; 3) HCN ; 4) H_3O^+ ?
10. Какова пространственная конфигурация ионов ICl_2^- и I_2^- :
 1) линейная; 3) тригональная бипирамидальная;
 2) T-образная; 4) угловая (V-образная)?

Задания для письменного ответа

1. Мотивируйте ответы на контрольные задания 2, 4, 6–10.
2. На примере молекул азота и кислорода рассмотрите энергетические диаграммы уровней двухатомных молекул элементов второго периода при значительном и незначительном энергетическом различии $2s$ - и $2p$ -орбиталей.
3. Используя метод молекулярных орбиталей, составьте энергетические диаграммы и рассчитайте порядок связи в молекулах и молекулярном ионе, представленных в контрольном задании 7.
4. В чем сущность теории локализованных электронных пар? Что такое делокализованная π -связь? На примере молекулы бензола рассмотрите систему с делокализованными π -связями.

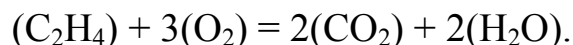
5. Используя метод Гиллеспи, укажите, какую геометрическую форму имеют молекулы и ионы, представленные в контрольных заданиях 8, 10.

6. Объясните последовательность расположения лигандов в спектрохимическом ряду в рамках теории молекулярных орбиталей.

7. Расположите следующие вещества в порядке возрастания температур кипения: CO_2 , KCl , CF_4 , Ar , SiF_4 . Обоснуйте выбранный порядок. Укажите все типы межмолекулярных сил, действующих в перечисленных чистых веществах.

8. Каков валентный угол между связями в молекуле сероводорода, если дипольный момент связи H-S равен $0,705 \text{ D}$, а дипольный момент молекулы H_2S — $0,978 \text{ D}$?

9. Используя значения энергии связей, оцените энтальпию следующей гомогенной реакции:



Сравните полученное значение с результатом, вычисленным исходя из данных по теплотам образования соответствующих веществ.

10. Вычислите энергию двойной связи $\text{C}=\text{C}$ в молекуле этена, используя табличное значение теплоты сгорания (C_2H_4) и следующие данные: энтальпия сублимации графита составляет $716,7 \text{ кДж/моль}$, энергии связей H-H и C-H равны соответственно 436 и 465 кДж/моль .

КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Координационная связь.

Состав комплексных соединений. Комплексообразователь, лиганды, внутренняя и внешняя сфера. Номенклатура координационных соединений (по характеру заряда и природе лигандов). Диссоциация комплексных соединений. Ступенчатая и общая константа нестойкости (ионизации) комплексного иона. Константа устойчивости (образования) комплекса в растворе. Разрушение комплексных соединений (выпадение осадков, превращение в более прочный комплексный ион). Реакции замещения лигандов. Взаимосвязь изменения энергии Гиббса и константы устойчивости комплекса в растворе. Объяснение образования и строения комплексов с помощью электростатических представлений.

Описание комплексных соединений с позиций теории валентных связей. Пространственная конфигурация комплексов. Координационное число центрального атома. Гибридизация валентных орбиталей центрального атома (иона).

Описание комплексных соединений с позиций теории кристаллического поля. Основные положения теории кристаллического поля. Расщепление d -уровня в поле лигандов. Параметр расщепления. Низкоспиновые и высокоспиновые комплексы. Лиганды сильного и слабого поля. Спектрохимический ряд лигандов. Парамагнитные и диамагнитные комплексы. Окраска комплексов. Закономерности изменения прочности комплексов для $3d$ -элементов.

Описание комплексных соединений с позиций метода молекулярных орбиталей. Энергетическая диаграмма молекулярных орбиталей комплекса. Связывающая, разрыхляющая, несвязывающая орбитали, условия их образования. Молекулярные орбитали δ - и π -типа. Классификация лигандов по способности к донорно-акцепторному и дативному взаимодействиям.

Достоинства и недостатки теорий ВС, МО, ТКП применительно к комплексам.

Практическое значение комплексных соединений.

Литература

1. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Н. С. Ахметов. — 5-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 107–113.

2. Введение в общую химию: учеб. пособие / М. Х. Карапетьянц [и др.]; под ред. Г. П. Лучинского. — М.: Высш. шк., 1980. — С. 65–71, 209–217.
3. Гельфман, М. И. Химия / М. И. Гельфман, В. П. Юстратов. — 2-е изд., стереотип. — СПб.: Лань, 2001. — С. 360–384.
4. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии: учеб. пособие для студентов / З. Б. Гольбрайх, Е. И. Маслов. — 6-е изд. — М.: АСТ, Астрель, 2004. — С. 263–290.
5. Грей, Г. Электроны и химическая связь / Г. Грей. — М.: Мир, 1967. — С. 188–227.
6. Жарский, И. М. Теоретические основы химии: сборник задач: учеб. пособие / И. М. Жарский, А. Л. Кузьменко, С. Е. Орехова. — Минск: Аверсэв, 2004. — С. 212–232.
7. Зайцев, О. С. Общая химия. Состояние вещества и химические реакции: учеб. пособие для вузов / О. С. Зайцев. — М.: Химия, 1990. — С. 128–143, 198–210, 337–352.
8. Зубович, И. А. Неорганическая химия: учеб. для технол. спец. вузов / И. А. Зубович. — М.: Высш. шк., 1989. — С. 224–244.
9. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. — 4-е изд. — М.: Химия, 2000. — С. 124–140, 282, 402.
10. Карапетьянц, М. Х. Строение вещества: учеб. пособие для вузов / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. — 3-е изд. — М.: Высш. шк., 1978. — С. 213–231.
11. Коровин, Н. В. Общая химия: учеб. для технических направ. и спец. вузов / Н. В. Коровин. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2003. — С. 71–82.
12. Новікаў, Г. І. Асновы агульнай хіміі / Г. І. Новікаў, І. М. Жарскі. — Мінск: Выш. шк., 1995. — С. 407–427.
13. Общая химия: учебник / под ред. Е. М. Соколовской, Л. С. Гузья. — 3-е изд. — М.: Изд-во Моск. ун-та, 1989. — С. 367–396.
14. Павлов, Н. Н. Неорганическая химия: учеб. для технол. спец. вузов / Н. Н. Павлов. — М.: Высш. шк., 1986. — С. 106–124.
15. Полинг, Л. Общая химия / Л. Полинг. — М.: Мир, 1974. — С. 574–594.
16. Рэмсден, Э. Н. Начала современной химии: справ. изд.: пер. с англ. / Э. Н. Рэмсден; под ред. В. И. Барановского [и др.]. — Л.: Химия, 1989. — С. 520–530.
17. Слейбо, У. Общая химия / У. Слейбо, Т. Персонс. — М.: Мир, 1979. — С. 403–423.

18. Спицын, В. И. Неорганическая химия. В 2 ч. Ч. 1: учебник / В. И. Спицын, Л. И. Мартыненко. — М.: Изд-во МГУ, 1991. — С. 311–338.

19. Угай, Я. А. Общая и неорганическая химия: учеб. для вузов / Я. А. Угай. — 4-е изд. — М.: Высш. шк., 2004. — С. 103–121.

ВАРИАНТ I

Контрольные задания

1. Укажите, в каком из комплексов заряд комплексообразователя равен +2:

- | | |
|------------------------------|---------------------------|
| 1) $K[Co(NH_3)_2(NO_2)_4]$; | 3) $[Pt(NH_3)_2NO_2]Br$; |
| 2) $[Cu(NH_3)_4](BrO_3)_2$; | 4) $[Pd(NH_3)_2(CN)_2]$. |

2. Какие из соединений иллюстрируют ионизационный тип изомерии:

- | | |
|-------------------------------|-------------------------------|
| 1) $[Pt(NH_3)_4Cl_2]Br_2$; | 3) $[Pt(NH_3)_4Br_2]Cl_2$; |
| 2) $[Co(NH_3)_6][Cr(CN)_6]$; | 4) $[Cr(NH_3)_6][Co(CN)_6]$? |

3. Какой из комплексных ионов наиболее устойчив в водном растворе:

- | | |
|--------------------------|--------------------------|
| 1) $[Mg(NH_3)_6]^{2+}$; | 3) $[Co(NH_3)_6]^{2+}$; |
| 2) $[Cd(NH_3)_6]^{2+}$; | 4) $[Ni(NH_3)_6]^{2+}$? |

4. Каким из указанных веществ можно разрушить ион $[Ag(NH_3)_2]^+$:

- | | | | |
|-------------|----------------|------------|------------|
| 1) K_2S ; | 2) K_2SO_4 ; | 3) KCl ; | 4) KBr ? |
|-------------|----------------|------------|------------|

5. Определите число молей азотной кислоты, которое реагирует при взаимодействии 19,7 г золота с царской водкой, образуя ион тетрахлороаурата (III):

- | | | | |
|---------|---------|---------|---------|
| 1) 0,1; | 2) 0,2; | 3) 0,3; | 4) 0,4. |
|---------|---------|---------|---------|

6. Какой ион обуславливает фиолетовый цвет раствора:

- | | |
|---------------------------|--------------------------|
| 1) $[Cr(OH)_6]^{3-}$; | 3) $[Cr(H_2O)_6]^{2+}$; |
| 2) $[Cr(H_2O)_4Cl_2]^+$; | 4) $[Cr(H_2O)_6]^{3+}$? |

7. Укажите комплексы с sp^2d -типом гибридизации и соответствующей квадратной структурой ионов:

- | | |
|--------------------------|--------------------------|
| 1) $[CuCl_4]^{3-}$; | 3) $[AuCl_4]^-$; |
| 2) $[Pt(NH_3)_4]^{2+}$; | 4) $[Zn(NH_3)_4]^{8+}$. |

8. Какое из распределений пяти d -электронов в октаэдрическом окружении лигандами отвечает высокоспиновому комплексу:

- | | | | |
|---|---|---|---|
| 1) $\begin{array}{ c c } \hline \uparrow & \uparrow \\ \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$ | 2) $\begin{array}{ c c } \hline & \\ \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$ | 3) $\begin{array}{ c c c } \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$ | 4) $\begin{array}{ c c c } \hline \uparrow & & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$? |
|---|---|---|---|

9. Укажите, какие из перечисленных комплексов диамагнитны:

- 1) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; 3) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$;
2) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$; 4) $[\text{Ni}(\text{CO})_4]$.

10. Растворы каких из перечисленных комплексов бесцветны:

- 1) $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$; 3) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$;
2) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; 4) $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl}_2$?

Задания для письменного ответа

1. Назовите комплексные соединения, указанные в контрольных заданиях.

2. Мотивируйте ответы на контрольные задания 3–5.

3. С помощью метода валентных связей объясните пространственное строение комплексных ионов, указанных в контрольных заданиях 7, 9. Укажите тип гибридизации атомных орбиталей комплексообразователя в этих ионах.

4. Опишите характер распределения электронов по *d*-орбиталям иона, находящегося в поле лигандов, при ответе на контрольное задание 8.

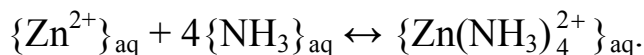
5. Обоснуйте с помощью теории кристаллического поля ответ на контрольное задание 10. Укажите магнитные свойства и окраску растворов приведенных соединений.

6. Составьте последовательность (алгоритм) операций для выяснения влияния тетраэдрического и октаэдрического поля лигандов на орбитали комплексообразователя.

7. Какой объем (мл) 12%-ного раствора аммиака ($\rho = 950,2 \text{ кг/м}^3$) надо взять для полного растворения 11 моль бромида серебра?

8. Вычислите растворимость иодида серебра и сульфида серебра в 0,1 М растворе тиосульфата натрия.

9. Рассчитайте ΔG°_{298} реакции



10. Образуется ли осадок хлорида серебра, если к 0,5 л раствора, содержащего 0,5 моль NaCN и 0,4 моль NaCl , прибавить 5 мл 1,0 М раствора AgNO_3 ?

ВАРИАНТ II

Контрольные задания

1. Заряд каких комплексных ионов равен -2 :

- 1) $[\text{Co}^{+3}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_4]$; 3) $[\text{Hg}^{+2}(\text{SCN})_4]$;
2) $[\text{Cr}^{+3}(\text{C}_2\text{O}_4)_2(\text{OH})_2]$; 4) $[\text{Cu}^{+2}(\text{SCN})(\text{CN})_3]$?

2. Какие из соединений представляют собой катионные комплексы:

- 1) $\text{Na}(\text{NH}_4)_2[\text{Rh}(\text{NO}_2)_6]$; 3) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$;
2) $(\text{NH}_4)_2[\text{Ir}(\text{SO}_3)_2(\text{NH}_3)_3\text{Cl}]$; 4) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3?$

3. Какой из ионов является наиболее устойчивым:

- 1) $[\text{Mg}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$; 3) $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$;
2) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; 4) $[\text{Hg}(\text{NH}_3)_4]^{2+}?$

4. Укажите состав соли, при прибавлении к раствору которой осаждается только одна треть всего содержащегося в растворе хлора:

- 1) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$; 3) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$;
2) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{Cl}_2$; 4) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_3\text{Cl}_3]$.

5. При сливании каких из указанных растворов будет идти химическое взаимодействие:

- 1) $\text{Na}[\text{AuCl}_4]$ и NaBr ; 3) $\text{Na}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$ и NH_3 ;
2) $\text{Na}_3[\text{Ag}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]$ и NaCN ; 4) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ и $\text{NaCN}?$

6. Какой ион обуславливает зеленую окраску раствора:

- 1) MnO_4^{2-} ; 3) $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$;
2) MnO_4^- ; 4) $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}?$

7. Укажите комплексы с sp^3 -типом гибридизации и соответствующей тетраэдрической конфигурацией:

- 1) $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$; 3) $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$;
2) $[\text{AuBr}_4]^-$; 4) $[\text{BF}_4]^-$.

8. Какое из распределении четырех d -электронов в тетраэдрическом окружении лигандами отвечает высокоспиновому комплексу:

- 1) $\begin{array}{|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$ 2) $\begin{array}{|c|c|} \hline & \\ \hline \end{array}$ 3) $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \\ \hline \end{array}$ 4) $\begin{array}{|c|c|c|} \hline & & \\ \hline \end{array} ?$
 $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \\ \hline \end{array}$ $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \\ \hline \end{array}$

9. Укажите, какие из комплексов парамагнитны:

- 1) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$; 3) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$;
2) $[\text{MnCl}_4]^{2-}$; 4) $[\text{CoF}_6]^{3-}$.

10. Растворы каких комплексов окрашены:

- 1) $\text{Na}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$; 3) $\text{K}_4[\text{Mn}(\text{SCN})_6]$;
2) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$; 4) $[\text{Ni}(\text{H}_2\text{O})_6](\text{NO}_3)_2?$

Задания для письменного ответа

1. Назовите каждое из комплексных соединений, приведенных в контрольных заданиях.

2. Дайте мотивированные ответы на контрольные задания 3–5.

3. Пользуясь методом валентных связей, определите тип гибридизации атомных орбиталей комплексообразователя в ионах, указанных в контрольных заданиях 7, 9. Изобразите пространственные структуры этих ионов.

4. Обоснуйте выбор диаграммы расщепления *d*-орбиталей комплексообразователя и заполнение молекулярных орбиталей при ответе на контрольное задание 8.

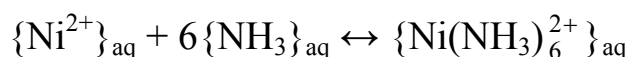
5. С помощью теории кристаллического поля объясните свойства комплексов, приведенных в контрольном задании 10.

6. Опишите последовательность определения свойств комплексных ионов согласно теории кристаллического поля.

7. Чему равна концентрация аммиака в растворе, полученном при обработке 28,7 г хлорида серебра 1 л 2,4 М раствора аммиака?

8. Вычислите концентрацию иона Ag^+ в 0,2 М растворе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, содержащем 1 моль/л избыточного аммиака.

9. Для реакции



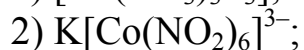
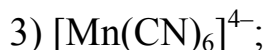
$\Delta G^\circ_{298} = -49,64$ кДж/моль. Вычислите константу нестойкости комплексного иона.

10. При какой концентрации сульфид-анионов начнет выпадать нерастворимый сульфид кадмия из 0,01 М раствора $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, содержащего избыток 0,25 моль KCN в 0,5 л раствора?

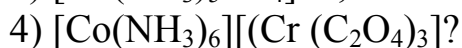
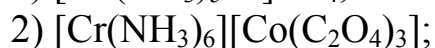
ВАРИАНТ III

Контрольные задания

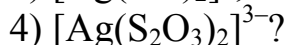
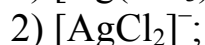
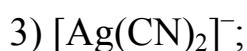
1. В каком из октаэдрических комплексов заряд комплексообразователя равен +3:



2. Какие из перечисленных соединений иллюстрируют ионизационный тип изомерии:



3. Какой комплексный ион серебра является наиболее устойчивым:



4. Укажите, какое вещество следует добавить к раствору сульфата тетраамминмеди (II), чтобы разрушить комплексный ион:

- 1) H_2S ; 2) HCl ; 3) NaOH (разб.); 4) NH_3 ?

5. Определите количество азотной кислоты, которое реагирует при взаимодействии 5,95 г платины с царской водкой, образуя ион гексахлороплатината (IV):

- 1) 0,01; 2) 0,02; 3) 0,03; 4) 0,04.

6. Какой ион обуславливает зеленый цвет раствора:

- 1) $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$; 3) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$;
2) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+$; 4) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$?

7. Укажите комплексы с sp^3 -типом гибридизации, соответствующей тетраэдрической конфигурацией и зарядом комплексообразователя +2:

- 1) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; 3) $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$
2) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$; 4) $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$.

8. Какое из распределений шести d -электронов в октаэдрическом окружении лигандами отвечает высокоспиновому комплексу:

- 1) $\begin{array}{|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ 2) $\begin{array}{|c|c|} \hline & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow \\ \hline \end{array}$ 3) $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \uparrow \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow & \\ \hline \end{array}$ 4) $\begin{array}{|c|c|c|} \hline \uparrow & \uparrow & \\ \hline \uparrow\downarrow & \uparrow\downarrow & \\ \hline \end{array}$?

9. Укажите, какие из перечисленных комплексов диамагнитны:

- 1) $[\text{V}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$; 3) $[\text{HgBr}_4]^{2-}$
2) $[\text{Co}(\text{NO}_2)_6]^{4-}$; 4) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$?

10. Растворы каких из перечисленных комплексов будут окрашенными:

- 1) $[\text{Ti}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$; 3) $\text{K}_2[\text{HgBr}_4]$;
2) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Br}_3$; 4) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]\text{SO}_4$?

Задания для письменного ответа

1. Назовите комплексные соединения, указанные в контрольных заданиях.

2. Мотивируйте ответы на контрольные задания 3–5.

3. Изобразите пространственные структуры комплексных ионов, указанных в контрольных заданиях 7, 9. Пользуясь методом валентных связей, укажите тип гибридизации атомных орбиталей комплексообразователя в этих ионах.

4. При ответе на контрольное задание 8 обоснуйте характер распределения электронов по d -орбиталям комплексообразователя, находящегося в поле лигандов.

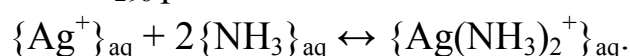
5. С помощью теории кристаллического поля объясните магнитные свойства ионов и окраску растворов комплексов, приведенных в контрольном задании 10.

6. Как меняется координационное число с изменением радиуса комплексообразователя, радиуса лиганда, заряда комплексообразователя? Приведите примеры.

7. Какой объем (л) 3 М раствора аммиака необходимо взять для растворения 3,3 кг хромата серебра?

8. Вычислите растворимость AgCl, AgBr и AgI в 0,5 М растворе аммиака.

9. Рассчитайте ΔG°_{298} реакции



10. При какой концентрации сульфид-иона начнет выпадать сульфид серебра из 0,05 М раствора $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, содержащего избыток 0,2 моль KCN в 1 л раствора?

ВАРИАНТ IV

Контрольные задания

1. Заряд каких комплексных ионов равен +1:

- | | |
|--|---|
| 1) $[\text{Co}^{+3}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]$; | 3) $[\text{Pd}^{+2}(\text{NH}_3)_2(\text{CN})_2]$; |
| 2) $[\text{Cr}^{+3}(\text{NH}_3)_5\text{Cl}]$; | 4) $[\text{Co}^{+3}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$? |

2. Какие из перечисленных соединений представляют собой анионные комплексы:

- | | |
|---|---|
| 1) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$; | 3) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_2(\text{NO}_2)_2\text{Cl}_2]$; |
| 2) $(\text{NH}_4)_5[\text{Ir}(\text{SO}_3)_2\text{Cl}_4]$; | 4) $\text{K}_2[\text{Be}(\text{SO}_4)_2]$? |

3. Какой из указанных цианидных комплексных ионов является наиболее устойчивым:

- | | |
|--------------------------------------|--------------------------------------|
| 1) $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$; | 3) $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$ |
| 2) $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$; | 4) $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$? |

4. Укажите вещества, используемые для открытия иона Fe^{3+} в водных растворах:

- 1) H_2S ; 2) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; 3) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$; 4) NH_4CNS .

5. Определите состав образовавшейся комплексной соли, если на осаждение ионов хлора, содержащихся в 2,6 г свежеприготовленного кристаллогидрата $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, израсходовано 10 мл 1 н. раствора нитрата серебра:

- | | |
|---|--|
| 1) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$; | 3) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$; |
| 2) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$; | 4) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_3\text{Cl}_3]$. |

6. Какой ион обуславливает голубой цвет раствора:

- 1) $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$; 3) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$
2) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]^+$; 4) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$?

7. Укажите комплексы с sp^3 -типом гибридизации и соответствующей тетраэдрической конфигурацией:

- 1) $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$; 3) $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$;
2) $[\text{HgI}_4]^{2-}$; 4) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_2\text{Cl}_2]^0$.

8. Какое из распределений пяти d -электронов в тетраэдрическом окружении лигандами отвечает низкоспиновому комплексу:

- 1)

↑	↑
↑	↑
↑	↑
↑	↑

 2)

↓↑	↓↑
	↑

 3)

↑	↑	↑
↑	↑	

 4)

↑		
↓↑	↓↑	

 ?

9. Укажите, какие из перечисленных комплексов парамагнитны:

- 1) $[\text{NiCl}_4]^{2-}$; 3) $[\text{Co}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$;
2) $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$; 4) $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$.

10. Растворы каких комплексов бесцветны:

- 1) $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$; 3) $[\text{V}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$;
2) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$; 4) $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$?

Задания для письменного ответа

1. Назовите каждое из комплексных соединений, приведенных в контрольных заданиях.

2. Дайте мотивированный ответ на контрольные задания 3, 5.

3. С помощью метода валентных связей определите тип гибридизации атомных орбиталей комплексообразователя в ионах, указанных в контрольных заданиях 7, 9. Изобразите пространственную структуру этих ионов.

4. Обоснуйте выбор диаграммы расщепления d -орбиталей комплексообразователя и заполнение молекулярных орбиталей в контрольном задании 8.

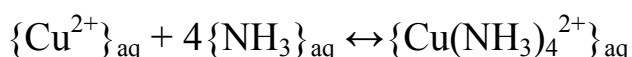
5. Изобразите распределение электронов на d_ϵ - и d_j -уровнях в комплексах, представленных в контрольном задании 10. Укажите магнитные свойства и окраску их растворов.

6. Что называется энергией расщепления Δ ? Напишите, как она определяется и от чего зависит.

7. Какой объем 20%-ного раствора NaOH ($\rho = 1219 \text{ кг/м}^3$) необходимо взять для растворения 1 моль гидроксида хрома (III)?

8. Вычислите концентрации катионов серебра и аммиака в 0,1 М растворе соли $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$.

9. Для реакции



$\Delta G^\circ_{298} = -75,9$ кДж/моль. Вычислите константу нестойкости комплексного иона.

10. Произойдет ли осаждение нерастворимого сульфида ртути, если к 1 л 0,001 М раствора $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, содержащего 0,01 моль KI, прибавить такое количество сульфид-ионов, какое содержится в 1 л насыщенного раствора CuS?

ВАРИАНТ V

Контрольные задания

1. Укажите, в каком из комплексов заряд комплексообразователя равен +3:

- | | |
|---|---|
| 1) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4(\text{NO}_2)\text{Cl}]\text{ClO}_4$; | 3) $\text{Na}_3[\text{V}(\text{SCN})_6]$; |
| 2) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4(\text{H}_2\text{O})_2]\text{Cl}_4$; | 4) $\text{K}_3[\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_2(\text{OH})_2]$? |

2. Какие из соединений иллюстрируют координационный тип изомерии:

- | | |
|---|---|
| 1) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{Br}]\text{SO}_4$; | 3) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Br}$; |
| 2) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4][\text{PtCl}_4]$; | 4) $[\text{CuCl}_4][\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]$? |

3. Какой хлоридный комплексный ион является наиболее устойчивым:

- | | |
|-----------------------------|-----------------------------|
| 1) $[\text{CdCl}_4]^{2-}$; | 3) $[\text{PbCl}_4]^{2-}$; |
| 2) $[\text{HgCl}_4]^{2-}$; | 4) $[\text{PtCl}_4]^{2-}$? |

4. В виде какого иона присутствует хром в растворе, полученном при восстановлении бихромат-аниона в кислой среде:

- | | |
|--------------------------------------|---|
| 1) $[\text{Cr}(\text{OH})_4]^-$; | 3) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$; |
| 2) $[\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$; | 4) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$? |

5. Определите количество азотной кислоты, которое реагирует при взаимодействии 6,02 г ртути с царской водкой, образуя комплексный ион $[\text{HgCl}_4]^{2-}$:

- | | | | |
|----------|----------|----------|----------|
| 1) 0,01; | 2) 0,02; | 3) 0,03; | 4) 0,04. |
|----------|----------|----------|----------|

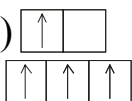
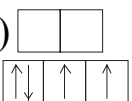
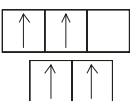
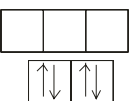
6. Какой ион обуславливает красно-фиолетовую окраску раствора:

- | | |
|--------------------------|---|
| 1) MnO_4^{2-} ; | 3) $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$; |
| 2) MnO_4^- ; | 4) $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$? |

7. Укажите комплексы с sp^2d -типом гибридизации и соответствующим квадратным строением:

- 1) $[\text{Cu}(\text{CN})_4]^{3-}$; 3) $[\text{Hg}(\text{CN})_4]^{2-}$;
 2) $[\text{PdCl}_4]^{2-}$; 4) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$.

8. Какое из распределений четырех *d*-электронов в октаэдрическом окружении лигандами отвечает низкоспиновому комплексу:

- 1)  2)  3)  4)  ?

9. Укажите, какие из комплексов парамагнитны:

- 1) $[\text{Mn}(\text{SCN})_6]^{4-}$; 3) $[\text{MnCl}_4]^{2-}$
 2) $[\text{FeF}_6]^{3-}$; 4) $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$.

10. Растворы каких из перечисленных комплексов будут окрашенными:

- 1) $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$; 3) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$;
 2) $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6](\text{NO}_3)_2$; 4) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$?

Задания для письменного ответа

1. Назовите комплексные соединения, указанные в контрольных заданиях.

2. Мотивируйте ответы на контрольные задания 3, 5.

3. Пользуясь методом валентных связей, укажите тип гибридизации атомных орбиталей комплексообразователя в ионах, приведенных в контрольных заданиях 7, 9. Изобразите пространственные структуры этих комплексных ионов.

4. Обоснуйте характер распределения электронов по *d*-орбиталям комплексообразователя, находящегося в поле лигандов, для ответа на контрольное задание 8.

5. С помощью теории кристаллического поля объясните магнитные свойства ионов и окраску растворов комплексов, представленных в контрольном задании 10.

6. Изложите сущность теории валентных связей применительно к комплексным соединениям.

7. Какой объем (мл) 30%-ного раствора аммиака ($\rho = 892 \text{ кг/м}^3$) необходимо взять для растворения 0,5 моль хлорида серебра?

8. Вычислите концентрацию иона железа в 0,1 М растворе $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

9. Рассчитайте ΔG°_{298} процесса диссоциации иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$.

10. Выпадет ли осадок сульфида серебра, если к 1 л 0,001 М раствора $\text{K}[\text{AgCl}_2]$, содержащего 0,5 моль KCl , прибавить 0,0078 кг Na_2S ?

ОТВЕТЫ НА КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

Тема I. Атомно-молекулярное учение и законы стехиометрии

	I				II				III				IV				V			
	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4
1			X				X	X				X			X				X	
2			X				X				X				X				X	
3	X			X	X		X	X			X	X			X	X			X	
4	X			X			X				X				X				X	
5			X				X				X				X				X	
6			X		X		X				X				X				X	
7			X				X				X				X				X	
8			X				X				X				X				X	
9			X				X				X				X				X	
10			X				X				X				X				X	

Тема II. Строение атома и периодическая система

	I				II				III				IV				V			
	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4
1			X				X				X				X				X	
2			X				X				X				X				X	
3	X			X	X		X				X	X			X	X			X	
4	X			X			X				X				X				X	
5			X				X				X				X				X	
6			X		X		X				X				X				X	
7			X		X		X				X				X				X	
8			X				X				X				X				X	
9			X				X				X				X				X	
10			X				X				X				X				X	

Тема III. Классы неорганических соединений и реакции обменного разложения

	I				II				III				IV				V			
	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4
1			X	X			X	X	X			X			X				X	X
2	X	X	X				X	X	X			X			X				X	X
3	X	X	X		X		X		X			X			X				X	X
4	X	X	X				X		X			X			X				X	X
5			X				X		X			X			X				X	X
6			X		X		X		X			X			X				X	X
7	X	X	X		X		X		X			X			X				X	X
8	X	X	X				X		X			X			X				X	X
9	X	X	X		X		X		X			X			X				X	X
10	X	X	X		X		X		X			X			X				X	X

Тема IV. Окислительно-восстановительные реакции

	I				II				III				IV				V			
	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4
1	X				X				X				X				X			
2		X				X				X				X				X		
3	X						X			X				X				X		
4		X	X	X			X	X	X				X				X			
5			X			X					X				X				X	
6		X									X					X				
7				X		X				X				X				X		
8		X					X					X				X				
9		X						X				X			X			X		
10				X			X			X						X				

Тема V. Термохимия и химическая термодинамика

	I				II				III				IV				V			
	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4
1			X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	
2	X				X				X				X				X			
3	X					X				X				X				X		
4				X			X				X				X				X	
5		X			X					X				X					X	
6		X				X					X				X				X	
7				X		X				X				X				X		
8		X				X				X				X				X		
9		X						X				X			X			X		
10	X				X				X			X				X				

Тема VI. Скорость химических реакций и химическое равновесие

	I				II				III				IV				V			
	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4
1				X	X				X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	
2		X			X				X				X				X			
3				X	X				X				X				X			
4				X	X					X				X				X		
5	X				X					X				X					X	
6		X				X					X				X				X	
7				X						X				X				X		
8	X					X				X				X				X		
9	X							X				X			X			X		
10	X				X				X			X				X				

**Тема VII. Химическое равновесие
в растворах электролитов и растворимость**

	I				II				III				IV				V			
	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4
1	X	X	X	X		X	X	X			X	X	X	X		X	X	X		
2	X	X	X		X	X	X						X	X	X		X	X		
3			X				X							X				X		
4			X				X			X				X				X		
5				X			X				X			X				X		
6			X			X					X			X				X		
7		X					X							X				X		
8			X			X					X			X				X		
9			X			X					X			X				X		
10			X			X			X			X		X				X		

Тема VIII. Водные растворы электролитов. Гидролиз солей

	I				II				III				IV				V			
	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4
1				X		X					X			X			X			
2				X		X				X			X			X				
3		X				X				X			X			X				
4				X		X				X			X			X				
5	X					X				X			X			X				
6		X				X				X			X			X				
7				X	X					X			X			X				
8			X			X				X			X			X				
9	X					X				X			X			X				
10			X			X			X			X			X			X		

Тема IX. Электрохимия (электрохимическая статика)

	I				II				III				IV				V			
	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4	1	2	3	4
1			X	X	X	X	X	X		X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	
2	X	X	X	X	X	X	X	X		X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	
3		X	X	X	X	X	X	X		X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	
4	X	X	X	X	X	X	X	X		X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	
5	X	X	X	X	X	X	X	X		X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	
6			X			X				X			X			X				
7	X	X	X	X	X	X	X	X		X	X	X	X	X	X	X	X	X	X	
8			X			X				X			X			X				
9		X	X			X				X			X			X				
10	X	X	X			X			X			X			X			X		

Тема X. Химическая связь и строение молекул

I					II					III					IV					V				
1	2	3	4		1	2	3	4		1	2	3	4		1	2	3	4		1	2	3	4	
1	X				1			X		1				X	1				X	1	X			
2			X	X	2		X			2	X				2				X	2			X	X
3	X				3	X				3	X				3	X				3				X
4		X	X	X	4				X	4			X		4			X	X	4		X	X	
5					5					5				X	5	X	X			5		X		
6					6					6			X		6				X	6			X	
7		X			7	X	X		X	7	X	X			7	X	X			7	X		X	X
8	X	X			8			X		8	X	X			8	X	X			8	X	X		
9		X	X		9		X			9	X	X			9	X	X			9	X	X		
10		X	X		10		X			10		X			10		X			10		X		

Тема XI. Комплексные соединения

I					II					III					IV					V				
1	2	3	4		1	2	3	4		1	2	3	4		1	2	3	4		1	2	3	4	
1		X	X		1			X	X	1	X	X			1	X			X	1	X	X		
2	X				2					2	X				2	X				2			X	X
3					3				X	3		X			3	X				3				X
4	X		X	X	4			X		4	X	X			4			X	X	4		X	X	
5	X				5	X	X			5			X		5			X		5		X		
6					6	X				6	X	X			6			X		6			X	
7		X			7	X			X	7	X				7	X	X			7	X		X	X
8	X				8			X		8	X				8				X	8	X			
9	X		X		9	X				9	X				9	X			X	9	X	X		
10	X	X			10		X	X		10	X	X			10	X			X	10	X	X		

ОГЛАВЛЕНИЕ

<i>Тема I.</i> Атомно-молекулярное учение и законы стехиометрии	3
<i>Тема II.</i> Строение атома и периодическая система	13
<i>Тема III.</i> Классы неорганических соединений и реакции обменного разложения	23
<i>Тема IV.</i> Окислительно-восстановительные реакции	32
<i>Тема V.</i> Термохимия и химическая термодинамика	44
<i>Тема VI.</i> Скорость химических реакций и химическое равновесие	57
<i>Тема VII.</i> Химическое равновесие в растворах электролитов и растворимость	70
<i>Тема VIII.</i> Водные растворы электролитов. Гидролиз солей	80
<i>Тема IX.</i> Электрохимия (электрохимическая статика)	89
<i>Тема X.</i> Химическая связь и строение молекул	100
<i>Тема XI.</i> Комплексные соединения	111
Ответы на контрольные вопросы	122

Учебное издание

Волков Анатолий Иванович
Макарова Ирина Владимировна
Черник Александр Александрович

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

Редактор *О. П. Приходько*
Компьютерная верстка *О. П. Приходько*
Корректор *О. П. Приходько*

Издатель:

УО «Белорусский государственный технологический университет».

Свидетельство о государственной регистрации издателя,
изготовителя, распространителя печатных изданий

№ 1/227 от 20.03.2014.

Ул. Свердлова, 13а, 220006, г. Минск.