

Учреждение образования
«БЕЛОРУССКИЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ
ТЕХНОЛОГИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ»

И. М. Жарский, А. И. Волков, О. Н. Комшилова

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ ПОСОБИЕ
К ПРАКТИЧЕСКИМ И ЛАБОРАТОРНЫМ
ЗАНЯТИЯМ

Рекомендовано

*учебно-методическим объединением высших учебных заведений
Республики Беларусь по химико-технологическому образованию
в качестве учебно-методического пособия для студентов
высших учебных заведений, обучающихся по специальности
1-25 01 07 «Экономика и управление на предприятии»*

Минск 2010

УДК 54(075.8)
ББК 24я73
Ж35

Рецензенты:

кафедра химии УО «Белорусский государственный аграрный
технический университет»
(кандидат химических наук, доцент кафедры *И. Б. Бутылина*);
член-корреспондент НАН Беларуси,
доктор химических наук *А. И. Ратько*

Все права на данное издание защищены. Воспроизведение всей книги или ее части не может быть осуществлено без разрешения учреждения образования «Белорусский государственный технологический университет».

Жарский, И. М.

Ж35 Теоретические основы химии : учеб.-метод. пособие к практическим и лабораторным занятиям для студентов, обучающихся по специальности 1-25 01 07 «Экономика и управление на предприятии» / И. М. Жарский, А. И. Волков, О. Н. Комшилова. – Минск : БГТУ, 2010. – 88 с.
ISBN 978-985-530-022-0.

В настоящее пособие включен учебный материал по теоретическим основам химии для подготовки к практическим и лабораторным занятиям. К каждой теме приведен перечень основных вопросов, ориентирующих внимание студентов на главные разделы темы, а также указаны номера страниц учебников, позволяющие получить ответы на вопросы. Проверить усвоение каждой темы можно при решении задач и упражнений, указанных в конце каждой темы. В пособие включены также некоторые теоретические вопросы, расширяющие и дополняющие материал лекций, которые читаются на I курсе студентам инженерно-экономических специальностей БГТУ.

Пособие может быть использовано для подготовки к коллоквиумам по соответствующим темам и для проведения контрольных работ. Такое построение учебного материала отвечает обучающему и методическому значению издания и позволяет активизировать самостоятельную работу студентов.

УДК 54(075.8)
ББК 24я73

ISBN 978-985-530-022-0

© УО «Белорусский государственный технологический университет», 2010
© Жарский И. М., Волков А. И.,
Комшилова О. Н., 2010

ПРЕДИСЛОВИЕ

На современном этапе перед высшей школой стоит задача повышения уровня подготовки специалистов по фундаментальным наукам, к числу которых относится химия. Данный предмет служит теоретическим фундаментом для успешного усвоения специальных дисциплин современной науки и техники. Поэтому изучение химии необходимо для инженеров любой специальности. Химические знания будущих инженеров имеют особенно важное значение в связи с необходимостью уменьшения энергозатрат, использования новых материалов, повышения надежности современной техники и решения экологических проблем.

Цель данного издания – помочь преподавателям в проверке усвоения программного материала студентами в процессе изучения основных тем курса теоретических основ химии, понимания изученного материала и практического применения приобретенных знаний и навыков.

В пособии даны задания различной степени сложности исходя из разного уровня подготовленности студентов и неодинакового восприятия и усвоения знаний по каждой теме. Ко всем темам подобраны контрольные вопросы и упражнения для самоконтроля с таким расчетом, чтобы выделить главное, обратить внимание на реакционную способность неорганических соединений, их взаимосвязь, методы получения и использования в различных отраслях промышленности и сельского хозяйства. Таким образом, данное пособие позволяет повысить уровень самостоятельной работы студентов и способствует более глубокому усвоению ими программного материала.

Перед каждым практическим и лабораторным занятием студент должен самостоятельно изучить теоретический материал по указанной литературе, ответить на вопросы, решить задачи. Результаты домашней работы студент представляет преподавателю в письменной форме перед началом занятия.

Тема 1. АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

Понятия элемента, атома, молекулы. Атомная масса, молекулярная масса. Молярные массы атомов и молекул. Расчеты по химическим уравнениям. Молярная масса эквивалента, фактор эквивалентности. Закон эквивалентов. Расчет молярных масс эквивалентов простых и сложных веществ (кислот, оснований, солей) в зависимости от реакции.

Литература

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 1 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1965. – С. 16–21.
2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – С. 4–6.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 2, 6–8.
4. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Современ. шк., 2007. – С. 15–24.
5. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 57–61.

Задачи и упражнения

1. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – № 2, 3, 7, 11, 14.
2. Вычислите фактор эквивалентности гидрокарбоната натрия в реакции с соляной кислотой.
3. На нейтрализацию 14 660 г фосфорноватистой кислоты H_3PO_2 пошло 8888 г NaOH . Определите молярную массу эквивалента кислоты, ее основность и напишите уравнение реакции нейтрализации.
4. Рассчитайте молярную массу эквивалента ацетата дигидроксожелеза в реакции
$$\text{Fe}(\text{OH})_2\text{CH}_3\text{COO} + 3\text{HNO}_3 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{CH}_3\text{COOH}.$$
5. Что называется молярной массой эквивалента вещества? В каких единицах она выражается?
6. Поясните, что такое фактор эквивалентности вещества. Может ли фактор эквивалентности быть больше единицы? Что называется

молярным объемом эквивалента? Чему равен молярный объем эквивалента H_2 , O_2 , Cl_2 ?

7. Сформулируйте закон эквивалентов (дайте две формулировки с использованием понятия «молярная масса эквивалента»). Подтвердите ответ примерами.

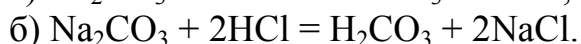
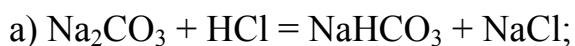
8. При восстановлении водородом 0,5 моль оксида металла образовалось 9 г воды. Определите фактор эквивалентности оксида.

9. Рассчитайте молярную массу эквивалента металла, если металл массой 0,2 г вытесняет из кислоты водород объемом 0,185 л при температуре 288 К и давлении 97,3 кПа.

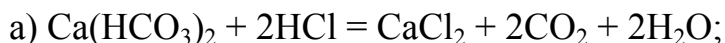
10. Найдите массу оксида, полученного при окислении металла массой 3 г. Молярная масса эквивалента металла составляет 9 г/моль.

11. Молярная масса эквивалента двухвалентного металла равна 56,2 г/моль. Вычислите массовую долю металла в его оксиде.

12. Влияет ли на молярную массу эквивалента данного вещества характер его взаимодействия с другими веществами? Рассчитайте молярную массу эквивалента Na_2CO_3 в реакциях:



13. Определите фактор эквивалентности и молярную массу эквивалентов $Ca(HCO_3)_2$ и $Al(OH)_2Cl$ в следующих реакциях:



Тема 2. ЗАКОНЫ ИДЕАЛЬНЫХ ГАЗОВ

Единицы измерения массы, объема, давления и температуры. Объединенный газовый закон. Приведение объемов газообразных веществ от одних условий к другим. Понятие нормальных условий для газов. Объем, занимаемый 1 моль эквивалента водорода при нормальных условиях. Закон Авогадро, число Авогадро, молярный объем газа. Парциальное давление, закон парциальных давлений Дальтона. Уравнение Менделеева – Клапейрона, газовая постоянная. Значения R в зависимости от единиц измерения. Абсолютная и относительная плотность газов. Зависимость между молекулярной массой газа и ее плотностью по отношению к другим газам.

Литература

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 1 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1965. – С. 19–23.
2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – С. 10–26.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 149–151.
4. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Современ. шк., 2007. – С. 7–24.
5. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 148–159.
6. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – 2004. – С. 119–148.
7. Гринвуд, Н. Химия элементов. В 2 т. Т. 1 / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: БИНОМ: Лаборатория знаний, 2008. – С. 28–38.

Задачи и упражнения

1. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – № 45, 64, 71, 83, 87, 101, 104, 137.
2. Чем с точки зрения атомно-молекулярной теории отличаются агрегатные состояния вещества?
3. Определите молярную массу газа, если его относительная плотность по гелию равна 4. Какова относительная плотность этого газа по воздуху?
4. Сколько молекул кислорода находится в 1 л воздуха (н. у.), если объемное содержание кислорода составляет 21%?
5. Некоторый газ массой 0,116 г занимает объем 100 мл (н. у.). Найдите молярную массу этого газа.
6. При нормальных условиях некоторый газ, взятый объемом $2,5 \cdot 10^{-4} \text{ м}^3$, обладает массой $1,9025 \cdot 10^{-4} \text{ кг}$. Масса кислорода, взятого объемом 10^{-3} м^3 , при тех же условиях составляет $1,4286 \cdot 10^{-3} \text{ кг}$. Рассчитайте молярную массу этого газа, исходя:
 - а) из его плотности по кислороду;
 - б) молярного объема.
7. Вычислите относительную молярную массу вещества, если в парообразном состоянии при температуре 360 К и давлении

83 193 Па это вещество, взятое массой $1,3 \cdot 10^{-3}$ кг, занимает объем $6 \cdot 10^{-4}$ м³.

8. Определите количество вещества молекулярного азота, содержащегося в $1,8 \cdot 10^{25}$ атомов азота.

9. Какова масса сухого льда, необходимого для получения 1,5 л газообразного CO₂, если температура равна 298 К, а давление 101,3 кПа?

10. Сколько молей SO₂ содержится в 40 см³ этого газа при температуре 300 К и давлении $1,1 \cdot 10^5$ Па?

Тема 3. ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Гомо- и гетеросоединения. Простые и сложные вещества. Понятие формального заряда (степень окисления). Правило определения формального заряда элемента в сложных веществах. Оксиды, номенклатура. Оксиды солеобразующие, несолеобразующие. Оксиды основные, кислотные, амфотерные. Химические свойства оксидов. Характер изменения свойств оксидов при движении по периоду. Характер изменения свойств оксидов в зависимости от степени окисления элемента (MnO, Mn₂O₃, MnO₂, MnO₃, Mn₂O₇). Составление формул высших оксидов и определение свойств по положению элемента в периодической системе.

Гидроксиды, номенклатура, химические свойства, щелочи. Кислотность оснований. Кислоты, их основность, номенклатура, химические свойства. Орто-, мета-, пирроформы и основность кислот. Соли средние, кислые, основные. Способы получения солей, номенклатура международная, русская. Превращение средней соли в кислую или основную и наоборот. Графическое изображение формул кислот, оснований, солей.

Литература

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 1 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1965. – С. 55–58, 483–489.

2. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – М.: Химия, 1968. – С. 53–63.

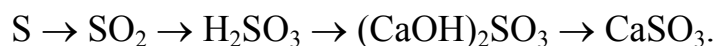
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 248–288.
4. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Современ. шк., 2007. – С. 24–36.
5. Угай, Я. А. Неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 25–95.

Задачи и упражнения

1. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – М.: Химия, 1968. – № 186, 187, 190, 195, 197 (с написанием графических формул).
2. Какие из представленных элементов образуют основные оксиды: кальций, азот, сера, серебро?
3. Назовите, какие из приведенных элементов образуют кислотные оксиды: медь, хлор, фосфор, бор.
4. Как, пользуясь периодической системой элементов, определить характер оксида, гидроксида?
5. Запишите формулы гидроксидов, соответствующих оксидам: Cu_2O , V_2O_5 , SO_2 , Mn_2O_7 , BeO .
6. Приведите формулы оксидов, которые соответствуют гидроксидам: CsOH , HClO , $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$, H_3BO_3 .
7. Каковы формулы высших оксидов элементов: хрома, марганца, германия, вольфрама, свинца? Запишите формулы гидроксидов, отвечающих этим оксидам. Дайте графическое изображение этих формул.
8. Какой из гидроксидов $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$, $\text{B}(\text{OH})_3$ обладает амфотерными свойствами?
9. Составьте уравнения реакций, характеризующих амфотерные свойства оксида алюминия и гидроксида олова (II).
10. Какие соединения называются основаниями? Какие виды оснований известны? Приведите примеры.
11. Укажите виды кислот. Приведите примеры.
12. Назовите виды солей. Приведите примеры. К какому виду солей относится питьевая сода?
13. Закончите уравнения реакций:
 - а) $\text{CaO} + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 - б) $\text{As}_2\text{O}_5 + \text{KOH} \rightarrow$
 - в) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Cl}_2\text{O}_7 \rightarrow$
 - г) $\text{CaO} + \text{SiO}_2 \rightarrow$

- д) $\text{KOH} + \text{SiO}_2 \rightarrow$
е) $\text{NaOH} + \text{SO}_2 \rightarrow$
ж) $\text{Mn}_2\text{O}_7 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$
з) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{NO}_2 \rightarrow$

14. Приведите возможные уравнения реакций следующих превращений:



15. Напишите уравнения реакций, отвечающих следующей схеме превращений:



16. Назовите следующие соли и запишите их графические формулы: CaSO_3 , $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, NaH_2PO_4 , $(\text{CuOH})_2\text{SO}_4$.

17. Назовите соединения и составьте их графические формулы: NaClO_3 , $\text{Mg}(\text{HSO}_3)_2$, $(\text{ZnOH})_2\text{SO}_3$, $\text{FeOH}(\text{NO}_3)_2$, $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.

18. Запишите молекулярные и графические формулы солей: нитрата цинка, гидрокарбоната алюминия, сульфита цезия, гидроксонитрата кадмия, метаалюмината кальция.

19. Составьте формулы следующих солей и напишите их графические формулы: дигидрофосфат алюминия, гидрокарбонат бария, сульфат железа (II).

20. Запишите кислотные остатки солей и укажите их заряд: $\text{Zn}(\text{HCO}_3)_2$, Na_2HPO_4 , $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$.

21. Укажите катионы солей и определите величину их заряда: $(\text{NiOH})_2\text{SO}_4$, $[\text{Al}(\text{OH})_2]_3\text{PO}_4$, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Cr}(\text{H}_2\text{PO}_4)_3$, FeOHCl_2 .

Тема 4. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ ПРОЦЕССЫ

Превращения фазовые и химические. Реакции обменного разложения, окислительно-восстановительные, комплексно-химические. Окислительно-восстановительные реакции. Понятия окислителя, восстановителя. Процесс окисления, восстановления. Электронно-молекулярный способ уравнивания окислительно-восстановительных реакций. Ионно-электронный метод уравнивания. Правила записи электронно-ионных полуреакций в кислой и щелочной средах. Анализ

возможных продуктов реакции при заданных исходных. Продукты восстановления перманганат-, дихромат-иона в зависимости от среды. Взаимодействие металлов и неметаллов с кислотами-окислителями (концентрированной серной и азотной). Важнейшие восстановители и окислители. Специфика окислительно-восстановительных реакций с участием органических соединений.

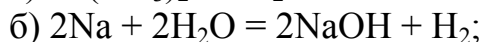
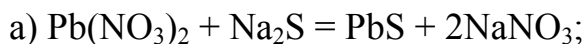
Литература

1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 1 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 51–67.
2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – С. 160–180.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 234–248.
4. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Современ. шк., 2007. – С. 36–48.
5. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 202–211.
6. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 64–70.

Задачи и упражнения

1. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – № 625–627, 637, 656, 657, 659, 661, 662, 677, 735, 736, 752, 757, 764.

2. Укажите, какая из представленных ниже реакций является окислительно-восстановительной:



3. Какие типы окислительно-восстановительных реакций вам известны? Закончите уравнения реакций, идущих по схемам:



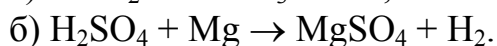
Поясните, какие реакции относятся к реакциям диспропорционирования.

4. Какие вещества могут выступать как восстановители? Приведите примеры.

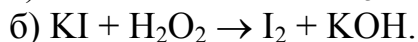
5. Назовите вещества, которые могут являться окислителями. Приведите примеры.

6. На основании положения элементов в периодической системе укажите, у какого из приведенных ниже элементов сильнее выражены окислительные свойства: хлор, сера, бром.

7. Назовите восстановители и окислители в окислительно-восстановительных процессах:



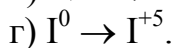
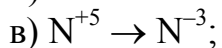
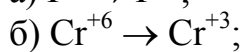
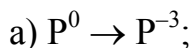
8. Какие вещества могут проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства? Напишите полные и ионно-электронные уравнения процессов:



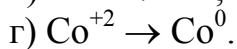
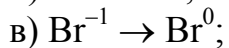
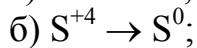
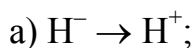
9. Исходя из степени окисления йода в соединениях CaI_2 , I_2 , KIO_3 , KI , KIO , объясните, какие из них могут проявлять только восстановительные свойства. Приведите соответствующие уравнения реакций.

10. Учитывая степень окисления марганца и азота в соединениях K_2MnO_4 , KMnO_4 , HNO_3 , HNO_2 , поясните, какие из них могут быть только окислителями. Ответ подтвердите уравнениями протекающих реакций.

11. Укажите, в каких из приведенных ниже процессов происходит окисление. Напишите соответствующие электронные уравнения:



12. В каком из приведенных ниже процессов происходит восстановление? Составьте электронные уравнения:



13. Какие продукты образуются при взаимодействии магния и меди с разбавленной и концентрированной серной кислотой? На основании ионно-электронных уравнений подберите коэффициенты в уравнениях протекающих реакций.

14. Назовите, какие продукты образуются при взаимодействии перманганата калия с сульфитом натрия:

- а) в кислой среде;
- б) нейтральной среде;
- в) щелочной среде.

Запишите уравнения реакций, укажите окислитель и восстановитель.

15. Какие продукты получаются при взаимодействии перманганата калия с сульфитом натрия в нейтральной среде? Составьте уравнения реакции и электронные уравнения.

16. Напишите ионно-электронные и полные уравнения реакций для процессов:

- а) $\text{Zn} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{O} + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{H}_2$.

17. Составьте полные уравнения реакций:

- а) $\text{KI} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- б) $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- в) $\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow$
- г) $\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \rightarrow$

18. Напишите полные уравнения реакций:

- а) $\text{Zn} + \text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- б) $\text{SO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$
- в) $\text{KMnO}_4 + \text{FeSO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
- г) $\text{MnO}_2 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow$

19. Составьте полные уравнения реакций:

- а) $\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$;
- б) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{I}_2 + \text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3 + \dots$

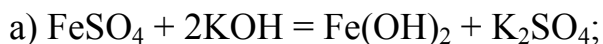
Укажите окислители и восстановители.

20. Вычислите молярные массы эквивалентов следующих восстановителей:

- а) H_2S , переходящего при окислении в H_2SO_4 ;
- б) Al , переходящего при окислении в $\text{Na}_3[\text{Al}(\text{OH})_6]$.

Приведите соответствующие уравнения реакций.

21. Определите молярные массы эквивалентов сульфата железа (II) в следующих реакциях:



Составьте ионно-молекулярные уравнения и ионно-электронные полуреакции процессов окисления и восстановления.

Тема 5. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ

Раствор как многокомпонентная система. Способы выражения концентрации растворов.

Концентрация растворов в процентах по массе. Расчеты, связанные с использованием плотности растворов в единицах нормальности и молярности. Взаимный переход от одних видов выражения концентрации к другим. Связь объемов реагирующих веществ с концентрациями, выраженными в единицах нормальности. Титрование.

Давление насыщенного пара над раствором, тоноскопический закон Рауля. Понятия температуры кипения и температуры плавления для чистых веществ и растворов.

Литература

1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 1 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 143–160.

2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – С. 28, 30, 32, 34, 39–42.

3. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Современ. шк., 2007. – С. 207–221.

4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 229–244.

5. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – 2004. – С. 9–59.

Задачи и упражнения

1. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – № 159, 164, 184, 191, 231(а), 228(а), 245, 253, 255, 417.

2. Что такое раствор? Какие явления сопровождают процесс растворения?

3. Какой раствор называется насыщенным, а какой – концентрированным? Может ли насыщенный раствор быть разбавленным?

4. Что называется концентрацией раствора? Укажите способы выражения концентрации растворов.

5. Вычислите молярные массы эквивалентов следующих веществ: HNO_3 , H_2SO_4 , H_3PO_4 , NaOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, K_2SO_4 , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$.

6. Среднее содержание хлорида натрия в океанской воде составляет 2,8%. Какую массу этой соли можно выделить из 1 т воды?

7. Какие массы йода и спирта надо взять для приготовления 50 г 5%-ного спиртового раствора йода?

8. Сколько граммов медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ надо взять, чтобы приготовить 2 л 5%-ного раствора CuSO_4 ($\rho = 1,08 \text{ г/см}^3$)?

9. Какую массу 10%-ного раствора гидроксида калия надо добавить к 500 мл воды, чтобы получить 2%-ный раствор?

10. К 100 мл 2%-ного раствора йодоводородной кислоты добавили 100 мл 2%-ного раствора гидроксида калия. Какова реакция среды полученного раствора (кислая, щелочная или нейтральная)?

11. При растворении 6 г технического препарата едкого кали в воде получили 1 л 0,1 М КОН. Определите содержание примесей в этом препарате.

12. Вычислите молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента и моляльную концентрацию 16%-ного раствора хлорида алюминия, плотность которого равна $1,149 \text{ г/см}^3$.

13. Какой объем 50%-ного раствора КОН ($\rho = 1,538 \text{ г/см}^3$) требуется для приготовления 3 л 6%-ного раствора КОН ($\rho = 1,048 \text{ г/см}^3$)?

14. На нейтрализацию 31 см^3 0,16 н. раствора щелочи требуется 217 см^3 раствора H_2SO_4 . Чему равны молярная концентрация эквивалента и титр раствора H_2SO_4 ?

15. Какой объем 0,4 н. раствора щелочи необходим для нейтрализации 30 мл раствора, содержащего 0,2942 г H_2SO_4 ? Чему равна молярная концентрация раствора серной кислоты?

16. Сколько воды следует прибавить к 1 л 20%-ного раствора K_2CO_3 ($\rho = 1,189 \text{ г/см}^3$) для приготовления 1 н. раствора?

17. На нейтрализацию раствора, содержащего 0,5 г едкого натра, потребовалось 25 мл раствора кислоты. Вычислите молярную концентрацию эквивалента раствора кислоты.

18. Какое вещество и в каком количестве взято в избытке, если к 100 мл 4%-ного раствора HCl ($\rho = 1,018 \text{ г/см}^3$) прибавили 50 мл 1 н. раствора едкого натра?

19. Дайте обоснованный ответ. Одинаковы ли величины осмотического давления водных растворов неэлектролитов А и Б ($M_A \neq M_B$), имеющих равные процентные концентрации ($\rho = 1 \text{ г/см}^3$) и одинаковую температуру?

20. Аргументируйте, одинаковы ли температуры кипения водных растворов неэлектролитов А и Б ($M_A \neq M_B$), которые имеют одинаковые молярные концентрации.

21. Дайте обоснованный ответ. Одинаковы ли величины осмотического давления водных растворов неэлектролитов А и Б ($M_A \neq M_B$), имеющих одинаковые молярные концентрации и одинаковую температуру?

22. Приведите обоснованный ответ. Одинаковы ли температуры начала замерзания водных растворов неэлектролитов А и Б ($M_A \neq M_B$), имеющих равные процентные концентрации?

23. Температура начала кипения раствора, содержащего 3,4 г BaCl_2 в 100 г воды, составляет $100,208 \text{ }^\circ\text{C}$. Определите кажущуюся степень диссоциации соли.

24. Пониженное давление насыщенного пара воды над 1%-ным водным раствором сильного электролита AB_2 ($M_r = 100$) при $100 \text{ }^\circ\text{C}$ составляет 515 Па. Найдите кажущуюся степень диссоциации AB_2 и температуру начала замерзания этого раствора.

Тема 6. ТЕРМОХИМИЯ

Теплота и работа. Внутренняя энергия. Их взаимосвязь как частный случай закона сохранения энергии. Единицы измерения теплоты, работы. Тепловой эффект реакции и энтальпия. Термохимические уравнения. Экзотермические и эндотермические реакции, знак (+ или -) теплового эффекта. Закон Гесса. Понятия простого вещества и стандартного состояния в термохимии. Стандартные теплоты образования соединений из простых веществ и свободных атомов. Теплоты сгорания. Следствия из закона Гесса. Стандартные теплоты образования ионов из

простых веществ, их относительность. Зависимость энтальпии от температуры и от массы. Расчет тепловых эффектов различных процессов. Сущность метода калориметрии.

Литература

1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 1 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 68–86.
2. Кузьменко, А. Л. Справочник по общей и неорганической химии / А. Л. Кузьменко. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 5–12.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 175–189.
4. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Современ. шк., 2007. – С. 63–97.
5. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 161–174.
6. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 230–275.
7. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – 2004. – С. 101–118.

Задачи и упражнения

1. Кузьменко, А. Л. Справочник по общей и неорганической химии / А. Л. Кузьменко. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 13–14, № 1–6.
2. Расскажите, что такое функция состояния системы. Что такое энтальпия системы (H)?
3. Что называется тепловым эффектом реакции? При каких условиях он называется изменением энтальпии реакции?
4. Какие уравнения называются термохимическими? Как записываются эндотермический и экзотермический процессы?
5. Что называется стандартной энтальпией образования вещества $\Delta_f H^\circ_{298}$? Почему необходима стандартизация состояния вещества?
6. Перечислите факторы, которые влияют на тепловой эффект реакции. Какая связь между изменением энтальпии реакции и стандартными теплотами образования исходных веществ и продуктов реакции?
7. Сколько теплоты выделится при взрыве 5 л гремучего газа (н. у.)? Составьте термохимическое уравнение данного процесса.

8. Определите стандартную энтальпию образования оксида железа (III), если при окислении 11,2 г железа выделилось 82,42 кДж тепла.

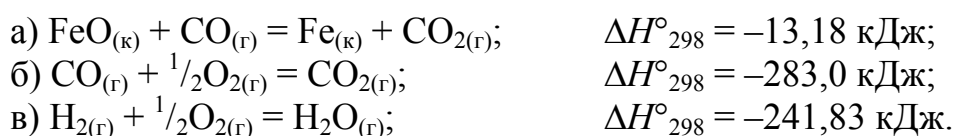
9. Напишите термохимическое уравнение реакции между $\text{CO}_{(г)}$ и водородом, в результате которой образуются $\text{CH}_{4(г)}$, $\text{H}_2\text{O}_{(г)}$. Сколько теплоты выделится при этой реакции?

10. При получении 1 моль эквивалента гидроксида кальция из $\text{CaO}_{(к)}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$ выделяется 32,53 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение этой реакции и вычислите теплоту образования оксида кальция.

11. Теплоты растворения сульфата меди CuSO_4 и медного купороса $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ соответственно равны $-66,11$ и $+11,72$ кДж. Рассчитайте теплоту гидратации CuSO_4 .

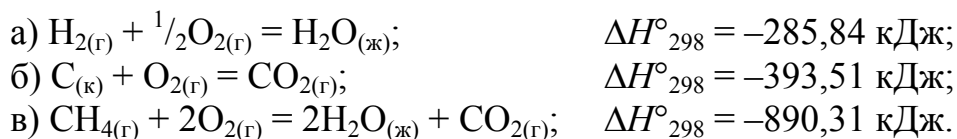
12. Газообразный этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ можно получить при взаимодействии этилена $\text{C}_2\text{H}_4(г)$ и водяных паров. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

13. Определите тепловой эффект реакции восстановления оксида железа (II) водородом исходя из следующих термохимических уравнений:



14. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных аммиака и хлороводорода. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект. Сколько теплоты выделится, если в реакции было израсходовано 10 л аммиака в пересчете на нормальные условия?

15. Определите теплоту образования метана исходя из следующих термохимических уравнений:



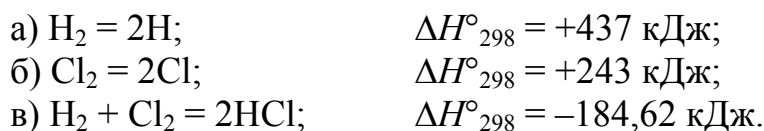
16. Что называется теплотой образования (энтальпией) данного соединения? Рассчитайте, сколько литров азота, приведенного к нормальным условиям, участвовало в реакции с водородом при образовании аммиака, если при этом выделилось 18,45 кДж теплоты.

17. При сгорании газообразного этана образуются $\text{CO}_{2(г)}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(ж)}$. Напишите термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект.

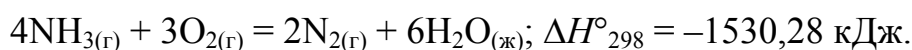
18. При сгорании 1 моль жидкого этилового спирта образуются $\text{CO}_{2(\text{г})}$ и $\text{H}_2\text{O}_{(\text{ж})}$. Составьте термохимическое уравнение этой реакции, вычислив ее тепловой эффект, если известно, что мольная теплота преобразования $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_{(\text{ж})}$ равна 42,36 кДж.

19. Исходя из теплот образования воды и водяного пара, определите теплоту испарения воды.

20. Вычислите энергию связи $\text{H}-\text{Cl}$, т. е. тепловой эффект реакции образования HCl из атомов водорода и хлора, исходя из термохимических уравнений:



21. Реакция горения аммиака выражается термохимическим уравнением



Рассчитайте теплоту образования $\text{NH}_{3(\text{г})}$.

Тема 7. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Понятие обратимых и необратимых процессов. Характеристика состояния химического равновесия. Запись константы химического равновесия для различных гомогенных и гетерогенных процессов. Влияние изменения концентрации, парциальных давлений, температуры на состояние равновесия. Влияние изменения общего давления на состояние равновесия изомолярных и неизомолярных процессов. Принцип Ле Шателье. Расчет равновесных концентраций и парциальных давлений при заданных исходных и известной степени превращения и наоборот.

Энтропия, единицы измерения. Стандартные значения абсолютных энтропий. Расчет изменения энтропии в различных процессах. Энергия Гиббса, стандартная энергия Гиббса, ее связь с энтальпией и энтропией процесса. Расчет константы химического равновесия с использованием таблиц стандартных термодинамических характеристик (K_p , K_C , K_N). Термодинамический анализ возможности протекания химического процесса и глубины протекания. Расчет ΔH° и ΔS° процесса по известным значениям констант равновесия при двух температурах.

Литература

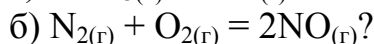
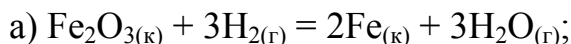
1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 1 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 87–116.
2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – С. 81–86.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 189–201.
4. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Современ. шк., 2007. – С. 98–127.
5. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 174–201.
6. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 230–239, 243–258.
7. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – 2004. – С. 77–100.

Задачи и упражнения

1. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – № 364, 383, 385, 388, 397, 399.
2. Кузьменко, А. Л. Справочник по общей и неорганической химии / А. Л. Кузьменко. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 35, № 1–3, 6.
3. Что называется абсолютной стандартной энтропией вещества? Как определяется изменение энтропии системы в результате протекания процесса при стандартных условиях?
4. Не выполняя вычислений, предскажите знак изменения энтропии (ΔS°_{298}) в каждом из предлагаемых процессов:
 - а) $\text{CaCO}_{3(\text{к})} = \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$;
 - б) $\text{N}_{2(\text{г})} + 2\text{O}_{2(\text{г})} = 2\text{NO}_{2(\text{г})}$;
 - в) $\text{H}_{2(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})} = 2\text{HCl}_{(\text{г})}$.Подтвердите свой вывод расчетом, используя справочные данные.
5. Что такое энтальпийный и энтропийный факторы процесса?
6. Дайте определение энергии Гиббса. Что можно сказать о химическом процессе, для которого:
 - а) $\Delta G^\circ_T < 0$;
 - б) $\Delta G^\circ_T > 0$;
 - в) $\Delta G^\circ_T = 0$?

7. Исходя из уравнения $\Delta G^\circ_T = \Delta H^\circ_T - T\Delta S^\circ_T$, приведите примеры химических реакций, для которых направление процесса будет определяться изменением энтропийного фактора.

8. Могут ли протекать следующие реакции при стандартных условиях:

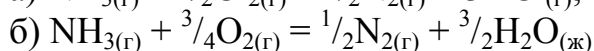
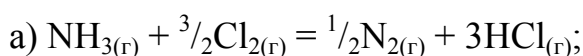


9. Можно ли получить «веселящий газ» (N_2O) из простых веществ:

а) при стандартных условиях;

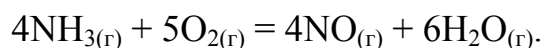
б) повышенной температуре?

10. С помощью расчетов ΔG°_{298} процессов:



сопоставьте окислительные свойства хлора и кислорода по отношению к аммиаку.

11. 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?

12. Прямая или обратная реакция будет протекать при стандартных условиях в системе $2\text{NO}_{(\text{г})} + \text{O}_{2(\text{г})} \leftrightarrow 2\text{NO}_2_{(\text{г})}$? Ответ мотивируйте, рассчитав ΔG°_{298} прямой реакции.

13. Какие реакции называются обратимыми? В чем их отличие от реакций, идущих до конца?

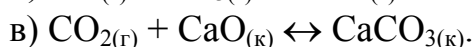
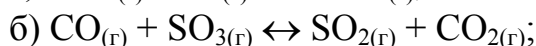
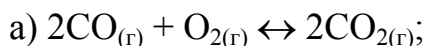
14. Что такое состояние химического равновесия? Можно ли сказать, что при установлении равновесия химическая реакция прекращается?

15. Дайте определение константы равновесия химической реакции. Как константа равновесия выражается:

а) через равновесные концентрации;

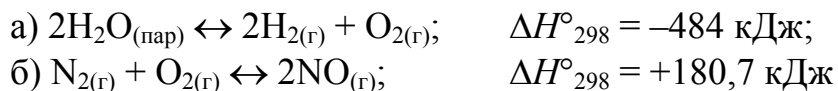
б) равновесные парциальные давления реагирующих веществ?

16. Запишите выражение константы химического равновесия для следующих процессов:



17. Как константа равновесия связана со стандартным изменением энергии Гиббса реакции?

18. Сформулируйте в общем виде принципы смещения равновесия (принцип Ле Шателье). Какие движущие силы возникают в системе при выводе ее из состояния равновесия? В какую сторону сместится равновесие процессов:



– при повышении температуры;
– увеличении давления?

19. Исходные концентрации оксида углерода (II) и паров воды в реакции $\text{CO}_{(\text{г})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{г})} \leftrightarrow \text{CO}_{2(\text{г})} + \text{H}_{2(\text{г})}$ равны соответственно 4 и 6 моль/л. Константа равновесия при некоторой температуре равна 1. Вычислите концентрации всех веществ в момент равновесия.

20. Исходная концентрация хлорида фосфора (V) составляет 0,5 моль/л. К моменту наступления равновесия $\text{PCl}_{5(\text{г})} \leftrightarrow \text{PCl}_{3(\text{г})} + \text{Cl}_{2(\text{г})}$ разложилось 20% исходного вещества. Рассчитайте константу равновесия.

21. Вычислите давление разложения $\text{BaCO}_{3(\text{к})} \leftrightarrow \text{BaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ при 500 К и определите температуру, при которой давление CO_2 равно 101 325 Па.

Тема 8. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Основные положения теории электролитической диссоциации. Степень диссоциации. Диссоциация солей (средних, кислых и основных), кислот, оснований. Уравнения реакций в ионно-молекулярной форме. Сильные и слабые электролиты. Расчет концентраций ионов в растворах электролитов. Кажущаяся степень диссоциации в растворах сильных электролитов. Изотонический коэффициент, его связь со степенью электролитической диссоциации. Связь константы электролитической диссоциации слабых электролитов с концентрацией и степенью диссоциации (закон разбавления Оствальда). Влияние одноименного иона на диссоциацию слабого электролита. Электролитическая диссоциация воды, ионное произведение воды, водородный показатель (рН).

Растворимость и произведение растворимости. Растворимость, насыщенные и ненасыщенные растворы. Произведение растворимости (ПР) малорастворимых солей и гидроксидов. Условия образования осадка в растворе малорастворимого электролита.

Расчет растворимости малорастворимого вещества при заданном значении ПР. Влияние температуры на величину ПР. Изменение растворимости при введении в раствор одноименных ионов.

Литература

1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 1 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 161–180, 198–209.
2. Кузьменко, А. Л. Справочник по общей и неорганической химии / А. Л. Кузьменко. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 51–54, 56–58.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 201–206, 208–212.
4. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Соврем. шк., 2007. – С. 222–259.
5. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 245–286.
6. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 194–207, 274–300.

Задачи и упражнения

1. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – № 472, 499, 501, 502, 507.
2. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – М.: Химия, 1968. – № 432, 442, 443, 449, 450, 452, 453.
3. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – № 516, 517, 523, 525.
4. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – М.: Химия, 1968. – № 465, 466.
5. Кузьменко, А. Л. Справочник по общей и неорганической химии / А. Л. Кузьменко. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 68, № 1, 2.
6. Что такое электролитическая диссоциация? Какова роль растворителя в этом процессе?
7. Дайте определение степени электролитической диссоциации. От каких факторов она зависит?

8. Какое определение дается кислотам, основаниям и солям с точки зрения теории электролитической диссоциации? Какие гидроксиды называются амфотерными?

9. Что такое константа диссоциации? Какова взаимосвязь между степенью диссоциации и константой диссоциации?

В 0,01 М растворе CH_3COOH концентрация ионов водорода равна 10^{-3} моль/л. Определите степень диссоциации уксусной кислоты. Изменится ли значение ионного произведения воды, если к 1 л воды добавить гидроксид калия, взятый количеством вещества 0,001 моль? Укажите рН чистой воды и полученного раствора.

10. Что называется ионным произведением воды? Как рассчитывается концентрация иона водорода в растворах сильных кислот и оснований? Проведите расчеты для 0,1 М раствора азотной кислоты и гидроксида калия.

11. Что такое рН? Какими значениями рН характеризуется кислая, щелочная, нейтральная среда? Вычислите рН 0,01 М раствора хлороводородной кислоты, считая ее диссоциацию полной.

12. Изменится ли значение ионного произведения воды, если к 1 л воды добавить гидроксид натрия, взятый количеством вещества 0,001 моль? Укажите рН чистой воды и полученного раствора.

13. При 25 °С нейтральный водный раствор имеет рН = 7. Изменится ли рН этого раствора при 5 °С? При 80 °С? Объясните.

14. Во сколько раз уменьшится концентрация H^+ , если к 1 л 0,1 М раствора хлорноватистой кислоты добавить 0,2 моль NaClO ? Объем раствора считайте постоянным.

15. Сколько граммов цианида калия следует добавить к 1 л 0,1 М раствора HCN , чтобы рН = 7? Объем раствора считайте постоянным.

16. Для каких электролитов вводится понятие «произведение растворимости»? Какие факторы оказывают влияние на величину произведения растворимости? Напишите выражения для произведения растворимости труднорастворимых веществ: PbI_2 , $\text{Ag}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Mg}(\text{OH})_2$.

17. Укажите условия образования и растворения осадков. Объясните, почему при добавлении к насыщенному раствору сульфата бария гипсовой воды (насыщенный раствор CaSO_4) масса осадка увеличивается.

18. Как изменится количество осадка $\text{Mg}(\text{OH})_2$ в насыщенном растворе при добавлении:

а) гидроксида калия;

б) соляной кислоты?

19. Какие факторы влияют на растворимость труднорастворимых электролитов? Какая из солей (сульфат кальция или сульфат бария) лучше растворима в воде ($PP(\text{CaSO}_4) = 4,931 \cdot 10^{-5}$; $PP(\text{BaSO}_4) = 1,08 \cdot 10^{-10}$)? Ответ дайте, не выполняя расчетов.

20. Растворимость хлорида серебра в насыщенном растворе объемом 1 л составляет $1,926 \cdot 10^{-3}$ г. Рассчитайте произведение растворимости этой соли. Какое количество вещества хлорида серебра находится в приведенном объеме раствора?

21. Вычислите концентрации ионов Pb^{2+} и I^- в насыщенном растворе йодида свинца при 25°C .

22. В каком объеме воды растворится 1 г карбоната бария при температуре 25°C ?

23. В 1 л насыщенного при данной температуре раствора AgIO_3 содержится 0,044 г соли. Определите произведение растворимости этой соли.

24. Какой осадок выпадет в первую очередь, если к 0,1 М растворам хлорида натрия и йодида натрия по каплям добавлять раствор нитрата серебра?

25. Выпадает ли осадок, если смешать равные объемы 0,1 М раствора хромата калия и 0,1 М раствора нитрата серебра ($PP(\text{Ag}_2\text{CrO}_4) = 1,12 \cdot 10^{-12}$)?

Тема 9. ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ

Гидролиз. Различные случаи гидролиза солей: 1) соль образована сильным основанием и сильной кислотой; 2) соль образована слабым основанием и сильной кислотой; 3) соль образована сильным основанием и слабой кислотой; 4) соль образована слабым основанием и слабой кислотой.

Запись уравнения гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Ступенчатый гидролиз. Степень гидролиза. Константа гидролиза. Зависимость степени гидролиза от концентрации, температуры и природы соли. Факторы, способствующие гидролизу и подавляющие его. Расчет pH гидролиза. Совместный гидролиз. Гидролиз кислых и основных солей.

Литература

1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 1 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 181–197.
2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – С. 151–158.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 225–234.
4. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Современ. шк., 2007. – С. 237–251.
5. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 265–270.
6. Угай, Я. А. Неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 5–24.
7. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 296.
8. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – 2004. – С. 59–77.

Задачи и упражнения

1. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – № 592, 594, 595, 598.
2. Какой процесс называется гидролизом? В растворе какой соли лакмус приобретает красную окраску: хлорида магния, ацетата аммония, сульфида кальция? Ответ подтвердите ионно-молекулярными уравнениями реакций.
3. Объясните зависимость гидролиза солей от положения соответствующих элементов в периодической системе Д. И. Менделеева. Гидролиз какой соли (BeCl_2 или MgCl_2) протекает полнее (при равной концентрации растворов)? Ответ подтвердите ионно-молекулярными уравнениями реакций.
4. Что такое константа гидролиза? Запишите ионно-молекулярные уравнения гидролиза и константы гидролиза солей: хлорида железа (III), хлорида аммония, цианида аммония.
5. Что называется степенью гидролиза? Для какой из перечисленных солей степень гидролиза выше (при равной концентрации растворов): цианида натрия, станнита натрия?

6. Какую реакцию имеют растворы следующих солей: хлорида железа (II), ацетата калия, нитрата висмута (III), сульфата аммония, сульфата натрия? Запишите уравнения реакций гидролиза в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

7. Что такое ступенчатый гидролиз солей? Приведите примеры гидролиза по катиону в виде ионно-молекулярных и молекулярных уравнений.

8. Какими способами можно усилить гидролиз? Запишите уравнение гидролиза хлорида висмута (III) и укажите, в какую сторону будет сдвигаться равновесие:

- а) при повышении температуры;
- б) разбавлении водой;
- в) подкислении раствора хлороводородной кислотой.

9. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих при сливании растворов:

- а) хлорида железа (III) и карбоната натрия;
- б) сульфата алюминия и сульфида калия.

10. Вычислите константу гидролиза ортофосфата натрия. Определите водородный показатель 0,03 н. раствора Na_3PO_4 и степень гидролиза соли.

11. Рассчитайте константу гидролиза, степень гидролиза и водородный показатель 0,01 М раствора хлорида аммония.

12. К 1 л раствора CH_3COOH с $\text{pH} = 4$ добавили 0,3 г 100%-ной CH_3COOH . Вычислите pH полученного раствора. Объем раствора считайте постоянным. Константа диссоциации CH_3COOH равна $1,762 \cdot 10^{-5}$.

13. Какую реакцию среды имеет водный раствор дигидрофосфата натрия? Напишите уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Как будет меняться pH этого раствора при добавлении к нему сульфида натрия? Составьте уравнения всех происходящих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

14. Какую реакцию среды имеет водный раствор силиката натрия? Напишите уравнения всех происходящих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Как будет меняться pH этого раствора при пропускании в него избытка диоксида углерода или добавлении хлорида алюминия? Составьте уравнения всех происходящих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

15. Какую реакцию среды имеет водный раствор сульфида натрия? Напишите уравнения всех происходящих реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах. Как будет меняться pH этого раствора при добавлении к нему сульфата меди? Со-

ставьте уравнения реакций в молекулярной и ионно-молекулярной формах.

16. Вычислите константу гидролиза карбоната натрия, степень гидролиза соли в 0,1 М растворе и рН раствора.

17. Рассчитайте константу гидролиза цианида натрия, степень гидролиза соли в 0,1 М растворе и рН раствора.

18. Вычислите константу гидролиза гипохлорита калия. Каковы степень гидролиза соли в 0,1 М растворе и рН раствора?

19. Рассчитайте константу гидролиза, степень гидролиза и рН 0,1 М раствора гидрокарбоната калия.

20. Вычислите константу, степень и рН гидролиза 0,05 М раствора гидросульфида натрия.

21. Рассчитайте константу гидролиза сульфата железа (II). Каковы степень гидролиза соли в 0,01 М растворе и рН раствора?

Тема 10. ЭЛЕКТРОХИМИЯ

Понятие электродного потенциала. Стандартный водородный электрод. Стандартные электродные потенциалы. Ряд напряжений. Факторы, влияющие на величину электродного потенциала, уравнение Нернста. Окислительно-восстановительные потенциалы. Гальванический элемент. Вычисление ЭДС гальванического элемента. Расчет изменения стандартной энергии Гиббса в реакциях из ЭДС гальванических элементов. Использование таблиц окислительно-восстановительных потенциалов для решения вопроса о принципиальной возможности протекания реакции и расчета констант равновесия окислительно-восстановительных процессов.

Электролиз. Электролиз расплавов и водных растворов электролитов. Понятие потенциала разложения. Расчет ЭДС поляризации. Перенапряжение. Последовательность разрядки положительных и отрицательных ионов на катоде и аноде соответственно.

Литература

1. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – С. 182–185, 188, 193–200.

2. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 240–248.
3. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Современ. шк., 2007. – С. 260–286.
4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 190–195, 202–212.
5. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 281–325.
6. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 305–319.
7. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – 2004. – С. 149–189.

Задачи и упражнения

1. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – № 788, 799, 845.
2. Глинка, Н. Л. Задачи и упражнения по общей химии / Н. Л. Глинка. – М.: Химия, 1968. – № 599, 606, 614, 615, 617.
3. Кузьменко, А. Л. Справочник по общей и неорганической химии / А. Л. Кузьменко. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 91, № 4, 5.
4. Что называется стандартным электродным потенциалом? Как построен ряд напряжений металлов? Как изменяются восстановительная способность металлов и окислительная способность их ионов в ряду напряжений? Приведите примеры.
5. Растворяются ли в разбавленной соляной кислоте железо, ртуть, серебро? Будет ли цинк реагировать с растворами хлорида натрия, сульфата меди, сульфата калия, нитрата ртути?
6. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых цинк – катод, а в другом – анод. Напишите уравнения реакций, протекающих при работе этих элементов.
7. Какой электрод называется стандартным водородным электродом? Гальванический элемент состоит из серебряного электрода, погруженного в 1 М раствор нитрата серебра, и стандартного водородного электрода. Какие процессы будут протекать на электродах этого элемента? Чему равна его ЭДС?
8. Определите ΔG°_{298} водородно-кислородного топливного элемента. Какой электрод является катодом?

9. Вычислите потенциал водородного электрода в 0,001%-ном растворе хлорной кислоты ($\rho = 1000 \text{ кг/м}^3$).

10. Рассчитайте потенциал разложения 1 М раствора сульфата цинка при 298 К на гладких платиновых электродах.

11. Определите ΔG°_{298} элемента $\text{Cd} \mid \text{Cd}^{2+} \parallel \text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}$ и укажите, какой электрод является анодом.

12. Рассчитайте ΔG°_{298} элемента $\text{Pb} \mid \text{Pb}^{2+} \parallel \text{Sn}^{4+} \mid \text{Sn}^{2+}$, Pt и укажите, какой электрод является катодом.

13. Вычислите концентрацию ионов водорода в растворе, если потенциал водородного электрода равен $-0,236 \text{ В}$. Определите pH раствора.

14. Что называется процессом электролиза? Какие процессы протекают у катода и анода при электролизе раствора CuSO_4 :

а) на угольном аноде;

б) медном аноде?

15. Раствор содержит соли серебра и меди. В какой последовательности будут выделяться эти металлы при электролизе раствора на угольных электродах? Какое количество электричества надо пропустить через раствор, чтобы выделить 1 г серебра?

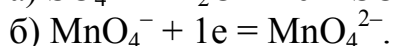
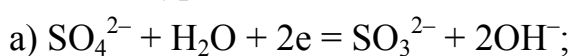
16. Составьте схему электролиза водного раствора сульфата меди (II) на угольном аноде. Какой объем газа выделится на аноде, если электролиз вести 15 мин при силе тока 5 А?

17. Вычислите молярную массу эквивалента металла, обладающего степенью окисления +2, если при электролизе раствора соли этого металла в течение 30 мин при силе тока 5 А выделилось 2,96 г металла.

18. Рассчитайте потенциал разложения водного раствора гидроксида калия на электродах из гладкой платины.

19. Определите потенциал разложения 1 М нитрата меди (II) на черненой платине.

20. Приведите стандартные окислительно-восстановительные потенциалы полуреакций:

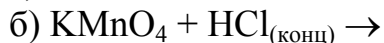


Какова термодинамическая возможность протекания реакции между растворами KMnO_4 и Na_2SO_3 в щелочной среде?

21. Используя таблицы стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, установите возможность протекания процесса $\text{HBr} + \text{HI} \rightarrow \text{HBrO} + \text{HI}$.

22. Можно ли осуществить реакцию окисления фосфористой кислоты йодной водой ($\text{H}_3\text{PO}_3 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$)?

23. Закончите составление уравнений. Определите термодинамическую вероятность протекания процессов при стандартных условиях и вычислите константу равновесия реакций:



Тема 11. СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК АТОМА

Теория Бора (корпускулярная или полуквантовая модель). Основные положения теории Бора (постулаты). Условие стационарной орбиты. Главное квантовое число, его возможные значения. Связь главного квантового числа со скоростью, энергией электрона и радиусом стационарной орбиты. Объяснение спектра атома водорода в рамках теории Бора. Побочное квантовое число, *s*-, *p*-, *d*-, *f*-электроны. Недостатки теории Бора. Представление об энергетическом уровне, подуровне, электронном слое. Дуализм электрона. Принцип неопределенности Гейзенберга. Уравнение де Бройля. Представление о волновой функции, свойства волновой функции. Понятие об электронном облаке. Квантовые числа как характеристика состояния электрона в атоме (энергия, форма электронного облака, ориентация облака, спин). Форма облака *s*-, *p*-, *d*-, *f*-электронов и их ориентация в пространстве. Понятие об атомной орбитали.

Принцип Паули и емкость электронных оболочек. Правило Хунда. Принцип наименьшей энергии, правила Клечковского. Порядок заполнения атомных орбиталей. Написание электронных и электронно-графических формул атомов.

Литература

1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 2 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 6–38.
2. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – С. 48–58.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 16–46.

4. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Современ. шк., 2007. – С. 382–413.
5. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 7–51.
6. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 16–58.
7. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 10–55.
8. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – 2004. – С. 189–209.
9. Гринвуд, Н. Химия элементов. В 2 т. Т. 2 / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: БИНОМ: Лаборатория знаний, 2008. – С. 248–283.

Задачи и упражнения

1. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – № 281, 282, 286, 291, 292.
2. Какие элементарные частицы входят в состав атома? Укажите их заряд и массу. Какой физический смысл порядкового номера элемента?
3. Назовите, какими квантовыми числами характеризуется состояние электрона в атоме. Какие значения они имеют для внешнего электрона атома цезия?
4. Главное квантовое число равно 3. Какие значения могут принимать орбитальное и магнитное квантовые числа?
5. Орбитальное квантовое число равно 3. На каких энергетических уровнях может находиться этот электрон?
6. Какие из представленных электронных состояний являются нереальными: $3p^6$, $2d^3$, $3s^3$, $2s^1$, $3f^2$, $4p^2$, $4f^1$? Почему?
7. Сформулируйте принцип Паули, принцип наименьшей энергии, правило Хунда. Подтвердите эти принципы соответствующими примерами.
8. Какой энергетический подуровень заполняется в атомах сначала: $4s$ или $4p$? $4p$ или $3d$? $4s$ или $3d$? Почему?
9. Какова максимальная емкость энергетического уровня? Подуровня? Атомной орбитали? По какой формуле можно определить максимальное число электронов в подуровне: $2(2l + 1)$ или $2n^2$? Почему к группе лантаноидов относятся четырнадцать элементов?

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

11. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 17 и 29. К какому электронному семейству относится каждый из этих элементов?

12. Составьте электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 14 и 40. Какие электроны этих атомов являются валентными?

13. К какому электронному семейству относятся атомы марганца и хлора? Почему?

14. Определите элемент, если приведена его электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$.

15. Для какого элемента электронная конфигурация имеет вид $\dots 4s^2 3d^6$?

16. Приведите электронные конфигурации ионов F^- , Fe^{3+} .

17. Укажите число неспаренных электронов в атомах, имеющих следующие электронные конфигурации: $\dots 3s^2 3p^2$; $\dots 2s^2 2p^4$; $\dots 3d^6 4s^2$.

18. Составьте электронные формулы элементов фосфора и титана. К каким электронным семействам они относятся? Представьте формулы высших кислородных соединений этих элементов.

19. Представьте электронные формулы атомов меди и хрома. Объясните, почему один s -электрон с внешнего уровня атомов этих элементов «проваливается» на предвнешний уровень. Запишите формулу оксида хрома, отвечающую высшей степени его окисления.

20. Электронные конфигурации атомов (внешние энергетические уровни) представлены формулами $2s^2 2p^6 2d^6$ и $4s^2 3d^{10} 4p^2$. Какая из формул записана неверно? Почему?

21. Внешние энергетические уровни атомов двух различных элементов представлены электронными формулами $2s^2 2p^4$ и $4s^2 4p^6 4d^5 5s^1$. Назовите эти элементы. К какому электронному семейству они относятся?

Тема 12. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ

Формулировка периодического закона (предложенная Менделеевым и современная). s -, p -, d -, f -Элементы и их расположение в периодической системе. Периоды и группы. Главные и побочные подгруп-

пы. Радиусы атомов и ионов эмпирические и теоретические. Изменение радиусов атомов по периодам и группам. Энергия ионизации и сродство к электрону. Изменение величин ионизационных потенциалов в периодах и группах.

Литература

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 1 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1965. – С. 215–237.
2. Ахметов, Н. С. Неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 1975. – С. 19–38.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 27–38.
4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 33–51.
5. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 358–367.

Задачи и упражнения

1. Какой смысл вкладывается в понятие «эффективный заряд ядра атома»? Почему при монотонном увеличении заряда ядра и общего числа электронов в атоме эффективный заряд ядра меняется немонотонно?
2. Как изменяются радиусы атомов s -, p -, d -, 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?
3. Что такое энергия ионизации атома? В каких единицах она выражается? Как изменяется восстановительная способность s - и p -элементов в группах периодической системы с увеличением порядкового номера? Почему?
4. Поясните, что такое сродство к электрону. В каких единицах оно выражается? Как изменяется окислительная активность неметаллов в периоде и группе периодической системы с увеличением порядкового номера? Ответ мотивируйте строением атомов соответствующих элементов.
5. Что такое относительная электроотрицательность? Как изменяется относительная электроотрицательность p -элементов в периоде с увеличением порядкового номера? Почему?

6. Какие элементы пятого периода периодической системы имеют оксид, отвечающий их высшей степени окисления $\text{Э}_2\text{O}_5$? Какой из данных элементов образует газообразное соединение с водородом? Составьте формулы орто- и метакислот этих элементов и изобразите их графически.

7. Исходя из закономерностей периодической системы, дайте мотивированный ответ, какой из двух гидроксидов – более сильное основание: CuOH или $\text{Cu}(\text{OH})_2$; TlOH или $\text{Tl}(\text{OH})_3$; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ или $\text{Fe}(\text{OH})_3$.

8. Составьте формулы оксидов и гидроксидов элементов третьего периода периодической системы, отвечающих их высшей степени окисления. Как изменяется химический характер этих соединений при переходе от натрия к хлору?

9. Сравните между собой величины потенциалов ионизации и сродства к электрону у следующих пар атомов:

- а) азот и кислород;
- б) фтор и хлор.

Могут ли эти величины служить характеристикой относительной металличности или неметалличности в указанных парах элементов?

10. Приведите способы изображения распределения электронной плотности относительно ядра атома (граничная поверхность, кривая распределения).

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

12. Какова электронная конфигурация внешнего энергетического уровня иона свинца Pb^{2+} ? Представьте распределение электронов по квантовым ячейкам.

13. Какой из атомов, отвечающий электронным конфигурациям $1s^2$, $1s^22s^2$, $1s^22s^22p^2$, имеет наименьший ионизационный потенциал?

14. Укажите заряд ядра атома, у которого конфигурация валентных электронов в основном состоянии $\dots 4d^25s^2$. Назовите этот элемент.

15. Напишите электронные конфигурации атома хрома и иона Cr^{3+} в невозбужденном состоянии и укажите все квантовые числа валентных электронов атома хрома.

16. Какова электронная конфигурация атома марганца в основном состоянии: $\dots 3d^7$ или $\dots 4s^23d^5$? Запишите формулу гидроксида, отвечающую высшей степени окисления марганца.

17. Исходя из положения молибдена, гафния, ниобия, полония в периодической системе, составьте формулы следующих соединений:

молибденовой и метагафниевой кислот, оксида технеция, отвечающего его высшей степени окисления, и водородного соединения германия. Изобразите графически формулы этих соединений.

18. Почему гидроксиды марганца и хлора, отвечающие их низшей степени окисления, имеют различный химический характер? Напишите формулы соответствующих оксидов и гидроксидов марганца и хлора.

19. Какова современная формулировка периодического закона? Объясните, почему в периодической системе элементов аргон, кобальт, теллур и торий помещены соответственно перед калием, никелем, йодом и протактинием, хотя и имеют большую атомную массу.

Тема 13. СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

Метод валентных связей (ВС). Основные положения метода ВС. Кривая потенциальной энергии для молекулы водорода. Спин-валентное и донорно-акцепторное взаимодействие (обменный и донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи). Валентность элементов второго и третьего периодов в основном и возбужденном (промотированном) состоянии. Представление о δ - и π -связях в двухатомных молекулах.

Свойства ковалентной связи: насыщенность, направленность и поляризуемость. Количественные характеристики химической связи: насыщенность, энергия связи, длина, валентный угол. Представление о гибридизации (sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d^2). Условия устойчивой гибридизации. Геометрическая конфигурация молекул типа $BeCl_2$, BF_3 , CCl_4 , SF_6 . Строение молекул и ионов H_2O , NH_3 , NH_4^+ , H_3O^+ . Локализованные и делокализованные связи. Соединения с сопряженными связями. Представление о гипервалентном взаимодействии (строение молекул SF_4 и SF_6).

Метод молекулярных орбиталей (МО). Молекулярные орбитали как линейная комбинация атомных орбиталей. Связывающие, разрыхляющие молекулярные орбитали. Представление о σ - и π -молекулярных орбиталях. Порядок заполнения электронами молекулярных орбиталей. Диаграммы и электронные формулы молекул гомосоединений элементов второго периода. Определение кратности связи. Строение молекулярных ионов H_2^+ , He_2^+ , O_2^+ , O_2^- . Их относительная устойчивость. Строение молекул CO и NO в рамках метода МО. Достоинства и недостатки метода МО.

Литература

1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 2 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 63–106.
2. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 47–107.
3. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Современ. шк., 2007. – С. 490–524, 579–593.
4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 52–133.
5. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 108–170.
6. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 104–126.

Задачи и упражнения

1. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1975. – № 315, 316, 318, 321, 328.
2. Перечислите основные типы химической связи. Какая связь называется ионной? Какие свойства характерны для соединений с ионной связью?
3. Дайте краткие определения и приведите схемы образования ионной и ковалентной связей. Укажите, какая из молекул обладает наибольшей долей ионной связи: KCl , $CaCl_2$, $GaCl_3$, $GeCl_4$.
4. Расскажите, какую химическую связь называют ковалентной. Как можно объяснить направленность ковалентной связи? Как метод валентных связей (ВС) объясняет строение молекул воды?
5. Какой механизм образования ковалентной связи называется донорно-акцепторным? Какие химические связи имеются в ионах NH_4^+ и BF_4^- ?
6. Как можно классифицировать химическую связь по типу перекрывания электронных облаков? Рассмотрите тип перекрывания атомных орбиталей в молекуле азота.
7. В чем сущность и причина гибридизации атомных орбиталей? Приведите примеры различных типов гибридизации атомов в молекулах и укажите геометрию молекул.
8. Опишите наиболее существенные признаки водородной связи и объясните, почему она оказывает заметное влияние на свойства ве-

ществ. Какое из указанных веществ имеет более высокую температуру кипения: фтороводород, хлороводород, вода, аргон?

9. Какая ковалентная связь является неполярной и какая полярной? Что служит количественной мерой полярности связи? Какая из молекул характеризуется ковалентной неполярной связью: F_2 или HCl ?

10. Какие из указанных молекул: углекислый газ, вода, аммиак, метан – являются полярными? Может ли молекула с полярными связями не являться полярной молекулой (не являться электрическим диполем)?

11. Какой тип гибридизации в молекулах CCl_4 , BCl_3 , $BeCl_2$? Какова геометрическая форма этих молекул?

12. Что называется дипольным моментом? У какой из приведенных молекул дипольный момент равен нулю: H_2O , NO_2 , CO_2 , CCl_4 ?

13. В чем преимущество метода МО по сравнению с методом ВС? На основании метода МО поясните строение молекул H_2 , O_2 и ионов O_2^+ , O_2^- .

14. Как метод МО объясняет парамагнитные свойства молекулы кислорода? Представьте энергетическую диаграмму молекулы O_2 по методу МО.

15. Представьте энергетическую диаграмму образования молекулы N_2 по методу МО. Как метод МО объясняет значительную энергию диссоциации молекулы азота?

16. Что такое порядок связи? Укажите порядок связи в молекулах O_2 , F_2 и ионах O_2^+ , O_2^- .

17. На примере молекул азота и кислорода рассмотрите энергетические диаграммы атомных и молекулярных орбиталей двухатомных молекул второго периода. Как изменяется порядок связи по мере заполнения связующих молекулярных орбиталей в этих молекулах?

18. Используя метод МО, составьте энергетические диаграммы и рассчитайте порядок связи в молекулах He_2 и B_2 .

19. Приведите энергетические диаграммы строения молекул по методу МО для молекул Li_2 и Be_2 . У какой из молекул энергия диссоциации должна быть наименьшей?

20. Какие из приведенных молекул и молекулярных ионов являются парамагнитными: B_2^- , O_2 , O_2^- , F_2 ?

21. Укажите, какие из приведенных молекул являются изоэлектронными: CO , NO , N_2 . Составьте энергетические диаграммы этих молекул, используя метод МО.

Тема 14. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Комплексные соединения. Комплексообразователь, лиганды и координационное число, внутренняя и внешняя сферы комплексного соединения. Диссоциация комплексных соединений. Ступенчатая и общая константы нестойкости комплексного иона. Разрушение комплексных соединений (выпадение осадков, превращение в более прочный комплексный ион). Объяснение образования и строения комплексов с помощью электростатических представлений. Метод ВС в применении к комплексным соединениям. Пространственное сопряжение *d*-орбиталей. Понятие о теории кристаллического поля. Энергия расщепления в октаэдрическом поле. Спектрохимический ряд лигандов. Закономерности изменения прочности комплексов для элементов первой вставной декады.

Литература

1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 2 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 106–129, 133–134.
2. Кузьменко, А. Л. Справочник по общей и неорганической химии / А. Л. Кузьменко. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 68–74.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 107–114.
4. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Современ. шк., 2007. – С. 525–537.
5. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 116–131.
6. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 330–390.
7. Рамсен, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсен. – Л.: Химия, 1989. – С. 127–145.
8. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 3: Химия переходных элементов / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2007. – С. 30–55.

Задачи и упражнения

1. Гольбрайх, З. Е. Сборник задач и упражнений по химии / З. Е. Гольбрайх. – М.: Высш. шк., 1976. – № 855, 857, 859, 871.

2. Для приведенных ниже соединений укажите названия, напишите уравнения диссоциации и выражения для констант нестойкости: $K_2[ZnCl_4]$, $[Ni(NH_3)_6]Cl_2$, $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$.

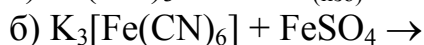
3. С помощью каких реакций можно превратить амфотерный гидроксид цинка в аква- и гидроксокомплексы? Составьте уравнения соответствующих реакций и назовите полученные комплексные соединения.

4. Напишите уравнение реакции получения комплексного соединения, образующегося при действии избытка раствора аммиака на осадок хлорида серебра. Назовите полученное соединение.

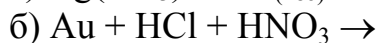
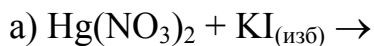
5. Укажите, какое из соединений является более сильным основанием: $Ni(OH)_2$ или $[Ni(NH_3)_6](OH)_2$. Ответ мотивируйте.

6. Используя стандартные значения константы нестойкости иона тетраамминмеди (II), вычислите энергию Гиббса при стандартных условиях для процесса $Cu^{2+} + 4NH_3 \leftrightarrow [Cu(NH_3)_4]^{2+}$.

7. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения для реакций взаимодействия:



8. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций следующих процессов:



9. Приведены примеры комплексных соединений *d*-элементов: $[Zn(OH_2)_4]Cl_2$, $[Pt(NH_3)_6]Cl_4$, $K_3[Fe(CN)_6]$, $[Cr(NH_3)_3(OH_2)_3]Cl_3$, $K_3[Co(NO_2)_6]$, $Na[Ag(NO_2)_2]$. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя.

10. Представлены примеры комплексных соединений *d*-элементов: $[Zn(NH_3)_4](NO_3)_2$, $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$, $Na_4[Fe(CN)_6]$, $K_3[CrCl_6]$, $Na_3[Co(NO_2)_6]$, $[Ag(NH_3)_2]Br$, $[Cr(H_2O)_4Cl_2]Cl$. Определите заряд комплексного иона, степень окисления и координационное число комплексообразователя.

11. Составьте формулы комплексных ионов хрома (III), если координационное число его равно шести, а лигандами являются молекулы H_2O , NH_3 и ионы F^- , OH^- .

12. Чем объяснить, что при приливании к растворам хлорида цинка и нитрата серебра раствора аммиака вначале образуется осадок, а

при дальнейшем добавлении раствора аммиака осадок растворяется? Напишите уравнения соответствующих реакций в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

13. Составьте уравнения реакций взаимодействия амфотерного гидроксида хрома (III) с кислотами и щелочами с образованием комплексных ионов Cr (III).

14. Что называется константой нестойкости комплексного иона? Значения констант нестойкости ионов $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_2]^+$ и $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ соответственно равны $1,8 \cdot 10^{-9}$ и $2,1 \cdot 10^{-13}$. В каком из растворов при одинаковой молярной концентрации будет содержаться больше ионов меди?

15. Чем объяснить растворение осадка бромида серебра в растворах аммиака и тиосульфата натрия? Напишите соответствующие реакции в молекулярном и ионно-молекулярном виде.

16. Объясните механизм образования связи в комплексном ионе $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ с позиций метода ВС.

17. При прибавлении раствора KCN к раствору $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ образуется растворимое комплексное соединение $\text{K}_2[\text{Zn}(\text{CN})_4]$. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Константа нестойкости какого иона больше: $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ или $[\text{Zn}(\text{CN})_4]^{2-}$? Почему?

18. Составьте уравнения диссоциации солей $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ и $\text{NH}_4\text{Fe}(\text{SO}_4)_2$ в водном растворе. К каждой из них прилили раствор щелочи. В каком случае выпадает осадок гидроксида железа? Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции. Какие комплексные соединения называются двойными солями?

19. Составьте координационные формулы следующих комплексных соединений платины (+2), координационное число которой равно четырем: $\text{PtCl}_2 \cdot 3\text{NH}_3$; $\text{PtCl}_2 \cdot \text{NH}_3 \cdot \text{KCl}$; $\text{PtCl}_2 \cdot 2\text{NH}_3$. Напишите уравнения диссоциации этих соединений в водных растворах. Какое из них является комплексным неэлектролитом?

20. Определите тип гибридизации центрального атома в комплексном гексаакваалюминий-ионе. Назовите и изобразите геометрическую форму данного иона.

21. По данным химического анализа вещество имеет следующий состав $\text{Co}(\text{SO}_4)\text{Cl} \cdot 5\text{NH}_3$. При действии на раствор этого вещества избытка BaCl_2 образуется белый осадок, а если внести избыток AgNO_3 , то осадок AgCl не образуется. Составьте координационную формулу вещества.

Тема 15. СТРОЕНИЕ КРИСТАЛЛОВ

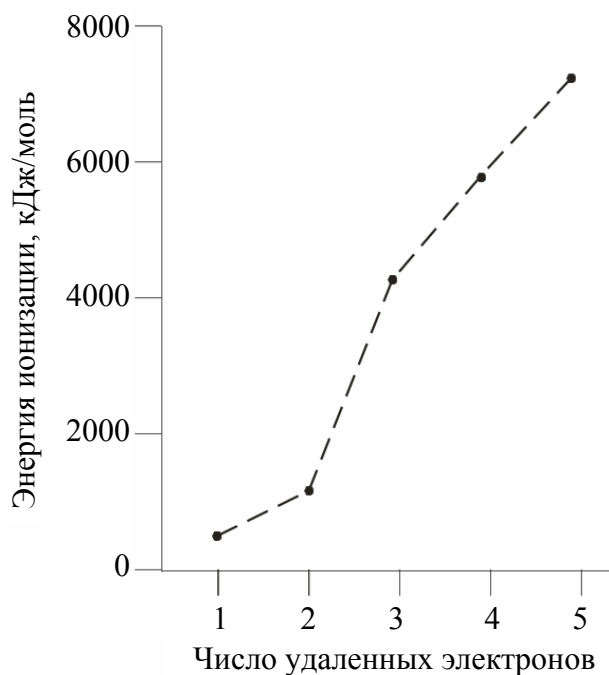
Кристаллохимические структуры и их типы. Ионный тип кристаллической решетки и расчет энергии ионных кристаллов. Поляризация ионов. Уравнение Борна. Представление о поляризации ионов. Правила Фаянса. Представление о кристаллических решетках с дефектами. Полупроводники *n*- и *p*-типов. Металлические решетки. Зонная теория. Энергия металлической решетки. Интерметаллические соединения.

Литература

1. Новиков, Г. И. Введение в неорганическую химию. В 2 ч. Ч. 2 / Г. И. Новиков. – Минск: Выш. шк., 1974. – С. 188–206.
2. Новиков, Г. И. Общая и экспериментальная химия / Г. И. Новиков, И. М. Жарский. – Минск: Современ. шк., 2007. – С. 614–628.
3. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 134–160.
4. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 63–104.
5. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 1: Физико-химические основы неорганической химии / М. Е. Тамм, Ю. Д. Третьяков. – 2004. – С. 173–189.
6. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 3: Химия переходных элементов / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2007. – С. 5–29.

Задачи и упражнения

1. Какие кристаллические структуры называются ионными, молекулярными, атомными и металлическими? Приведите примеры веществ с указанными структурами.
2. Ионизация атома металла с образованием иона M^{n+} – это всегда высоко эндотермический процесс. Объясните, почему образование многих солей (ионных соединений) металла *M* оказывается, таким образом, термодинамически выгодным.
3. На рисунке приведены первые пять энергий ионизации для некоторого металла *X*. Что можно сказать об этом металле?



Рисунок

4. Для металла, о котором говорится в задаче 3, предскажите формулу:

- а) хлорид;
- б) оксид;
- в) гидроксид.

5. Объясните, почему присоединение электрона к атому фтора является экзотермическим процессом.

6. Почему присоединение электрона к иону O^- является эндотермическим процессом?

7. Что означает термин «элементарная ячейка»?

8. Почему большинство оксидов металлов термодинамически устойчивы, несмотря на тот факт, что процесс образования O^{2-} из O^- энергетически невыгоден?

9. Бромид индия $InBr_x$ кристаллизуется в структурном типе $NaCl$, но лишь $1/3$ катионных позиций занята атомами индия. Какова степень окисления индия в данном соединении?

10. Оксид церия (IV) используется как катализатор в самоочищающихся печах. Атомы кислорода в кристаллической решетке CeO_2 имеют КЧ = 4. Каково КЧ атомов церия в структуре CeO_2 ? К какому из структурных типов принадлежит структура CeO_2 ?

11. Фосфид галлия используют в солнечных батареях. Он кристаллизуется в структурном типе цинковой обманки. Какова формула

фосфида галлия? Как эта формула соотносится с положением галлия и фосфора в периодической системе элементов?

12. Кристаллические K_2O и K_2S относятся к структурному типу антифлюорита. Укажите, с использованием знаний о структуре флюорита, как построена элементарная ячейка антифлюорита.

13. Как экспериментально оценить ионный радиус? Приведите приближения, которые используются при таких оценках, и обсудите границы их применимости.

14. Поясните, как изменяется ионный радиус галогенид-ионов при движении вниз по группе VIIA (17):

- а) увеличивается;
- б) уменьшается;
- в) практически не изменяется.

15. Как соотносятся радиусы атома кислорода и иона O^{2-} ? Дайте обоснованный ответ.

16. Укажите, как соотносятся радиусы атома кальция и иона Ca^{2+} . Мотивируйте свой ответ.

17. Ионные радиусы катионов Mn^{2+} , Mn^{3+} и Mn^{4+} , имеющих одинаковые КЧ, равны 67, 58 и 39 пм соответственно. Объясните эту тенденцию изменения ионных радиусов.

18. Запишите уравнение Борна – Ланде. Какая часть выражения соответствует:

- а) силам притяжения;
- б) силам отталкивания?

Что такое константа Маделунга A и показатель Борна n ?

19. Является ли энергия решетки в уравнении Борна – Ланде внутренней энергией или энтальпией?

20. Напишите уравнение химического процесса, с помощью которого определяют энергию кристаллической решетки хлорида магния.

21. Объясните возникновение энергетических зон в кристаллах.

22. Дайте определение понятий «валентная зона», «запрещенная зона» и «зона проводимости».

23. Можно ли считать валентную зону дискретной?

24. Какие свойства отличают металл от диэлектрика?

25. Назовите, какие свойства отличают полупроводник от металла.

26. Как влияет свет на электропроводность металла и полупроводника?

27. Какие свойства отличают диэлектрик от полупроводника?

28. Перечислите, какими способами можно определить стехиометрический состав твердого неорганического соединения.

29. Какую информацию о кристалле можно получить с помощью нейтронно-, электронно- и рентгенографических методов?

30. Назовите, какими методами можно определить степень окисления элемента в соединении. Ответ проиллюстрируйте примерами.

Тема 16. s-ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРВОЙ ГРУППЫ

Электронные конфигурации атомов. Характер изменения величин атомных радиусов и ионизационных потенциалов в ряду литий – франций. Химическая активность щелочных металлов и склонность к образованию ионных связей. Восстановительные свойства щелочных металлов. Закономерность в изменении теплот гидратации в ряду литий – франций. Объяснение положения лития в ряду активности металлов. Окрашивание пламени щелочными металлами. Объяснение явления окрашивания пламени с позиций теории строения атома. Строение и энергетика молекулы Li_2 с позиций методов ВС и МО. Нахождение щелочных металлов в природе. Получение. Физические свойства щелочных металлов. Взаимодействие с галогенами, азотом, водой, аммиаком, водородом и кислородом. Гидриды. Природа химической связи в гидридах. Объяснение знака степени окисления водорода в гидридах. Свойства гидридов. Получение. Оксиды, пероксиды, надпероксиды, озониды. Получение и химические свойства. Применение пероксидов. Окислительно-восстановительные свойства. Гидроксиды. Основной характер взаимодействия гидроксидов. Получение. Свойства. Галогениды. Карбонаты. Сода. Получение соды по методам Сольве и Леблана. Поташ. Нитраты. Термическая устойчивость нитратов, карбонатов и гидрокарбонатов.

Литература

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 3 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1967. – С. 5–11, доп. 1–3, 5, 16, 17, 20, 21, 24, 25, 32, 36, 46–48, 50, 51, 53, 65, 93, 94, 96, 97, 102, 112, 118, 119, 129.

2. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 527–537.

3. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 296–308.

4. Угай, Я. А. Неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 111–118.

5. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 444–457.

6. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 384–400.

7. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 2: Химия непереходных элементов / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2004. – С. 28–47.

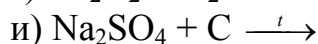
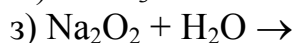
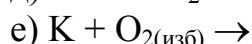
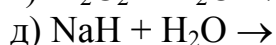
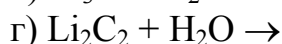
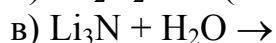
8. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник. В 2 т. Т. 1 / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2-е изд. – М.: Изд-во МГУ: Академия, 2007. – С. 57–96.

9. Гринвуд, Н. Химия элементов. В 2 т. Т. 1 / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: БИНОМ: Лаборатория знаний, 2008. – С. 74–109.

Задачи и упражнения

1. Постройте энергетическую диаграмму Li_2 и укажите магнитные свойства молекулы.

2. Закончите уравнения реакций. Для окислительно-восстановительных реакций составьте уравнения электронно-ионного или электронного баланса:



3. Запишите схемы электролиза расплава хлорида натрия и его водного раствора. Какие продукты получатся в том и в другом случае?

4. Рассчитайте константу равновесия процесса разложения гидрокарбоната натрия при $400\text{ }^\circ\text{C}$. Чему будет равно ΔG°_{298} ?

5. Вычислите константу и рН гидролиза $0,1\text{ M}$ раствора сульфида калия.

6. Какой объем CO_2 (27 °С, 0,8 атм) получится при нагревании 1,4 т NaHCO_3 ? Сколько тонн кальцинированной соды выделится при этом?

7. Сколько граммов KOH содержится в 250 мл раствора, рН которого равен 12 ($\alpha = 1$)?

8. Дайте термодинамический анализ возможности процесса дегидратации кристаллической соды при комнатной температуре. Каково влияние температуры?

9. Сколько граммов KCN ($\alpha = 1$) следует прибавить к 1 л 0,1 М раствора HCN для получения нейтрального раствора? Константа диссоциации HCN равна $6,17 \cdot 10^{-10}$.

10. Сопоставьте в группе щелочных элементов изменения следующих свойств:

- а) атомных радиусов;
- б) потенциалов ионизации;
- в) энтальпий гидратации ΔH^+ ;
- г) энергий диссоциации Δ_2 ;
- д) температур плавления и кипения металлов.

Объясните наблюдаемые закономерности.

11. Используя в качестве исходных соединений KOH (а) и K_2SO_4 (б), получите: а) K , KClO , KClO_3 и б) KOH , K_2S , KHSO_3 . Напишите уравнения реакций и укажите условия их протекания.

12. В трех пробирках находятся продукты взаимодействия с водой следующих веществ: $\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7$, Na_2CO_3 , NaH_2PO_2 . Составьте уравнения гидролиза указанных соединений. Предложите способы идентификации и укажите условия их протекания.

13. Напишите уравнения следующих реакций. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах составьте электронно-ионные уравнения полуреакций:

- а) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- б) $\text{K}_2\text{O}_2 + \text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} =$
- в) $\text{Na}_2\text{O}_2 + \text{CO}_2 =$
- г) $\text{KO}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$
- д) $\text{KO}_3 + \text{KI} + \text{H}_2\text{SO}_4 =$

14. В результате взаимодействия каких соединений образовались нижеследующие продукты, указанные в процессах (а) и (б)? Напишите уравнения реакций. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах составьте электронно-ионные уравнения полуреакций:

- а) $\dots \rightarrow \text{KOH} + \text{CaCO}_3$;
- б) $\dots \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2$.

15. Напишите уравнения реакций следующих превращений. Укажите условия их проведения. Для осуществления каждого превращения используйте минимальное число стадий. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах составьте электронно-ионные уравнения полуреакций:

а) $\text{Li} \rightarrow \text{Li}_2\text{O} \rightarrow (\text{H}_2, t) \text{X}_1 \rightarrow (\text{AlCl}_3, \text{эфир}) \text{X}_2 \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{LiNO}_3 \rightarrow \rightarrow (600\text{ }^\circ\text{C}) \text{X}_3$;

б) $\text{Li}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{LiCl} \rightarrow \text{Li}_3\text{PO}_4$;

в) $\text{LiCl} \rightarrow \text{Li} \rightarrow \text{Li}_3\text{N} \rightarrow \text{LiOH} \rightarrow \text{Li}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Li}_2\text{O}$;

г) $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$;

д) $\text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaNO}_3$;

е) $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$;

ж) $\text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O} \rightarrow \text{NaNO}_3$;

з) $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{CH}_3\text{COONa}$;

и) $\text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3(\text{p-p}) \rightarrow (\text{N}_2\text{O}_3) \text{X} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}$;

к) $\text{NaCl} \rightarrow \text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_{(\text{безводн})}$;

л) $\text{NaCl} \rightarrow \text{NaOH} \rightarrow \text{Na} \rightarrow \text{Na}_2\text{O}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{O}$.

16. Какая из солей (нитрат натрия или нитрит натрия) в большей степени подвергается гидролизу при одинаковой температуре и концентрации раствора?

17. Почему щелочные металлы и их гидроксиды нельзя хранить на воздухе? Ответ мотивируйте соответствующими уравнениями реакций.

18. Какой объем 20%-ного раствора NaOH ($\rho = 1219,2 \text{ кг/м}^3$) необходимо взять для растворения 1 моль гидроксида хрома (III)?

19. На равные массы гидрида кальция и гидрида лития действуют избытком воды. В каком случае объем выделяющегося газа будет больше?

20. Два цеха направляют одинаковые объемы сточных вод в общий коллектор. Первый сток содержит хлорид кальция с концентрацией 0,001 моль/л, а второй сток – карбонат натрия с концентрацией 0,0002 моль/л. Определите, будет ли происходить засорение коллектора осадком.

21. Назовите, какие вещества образуются при сгорании на воздухе лития и натрия. Какие продукты сгорания реагируют с водой?

22. Напишите уравнения реакций, отвечающие следующей схеме превращений:



23. Составьте уравнения реакций, отвечающие следующей схеме превращений:



Тема 17. s-ЭЛЕМЕНТЫ ВТОРОЙ ГРУППЫ

Электронные конфигурации атомов. Закономерности в измерении величин атомных радиусов и ионизационных потенциалов в ряду бериллий – барий. Природа химических связей в соединениях.

Бериллий. Нахождение в природе. Получение. Строение молекулы Be_2 с позиций теории ВС и МО. Амфотерные свойства бериллия. Взаимодействие с водой, неметаллами и водородом. Оксид и гидроксид бериллия. Свойства. Соли бериллия. Бериллаты. Магний, кальций, барий. Нахождение в природе. Получение. Изменение химической активности в ряду магний – барий. Взаимодействие с водородом, водой, неметаллами и кислотами. Гидриды. Получение. Свойства. Природа химической связи в гидридах. Оксиды и гидроксиды щелочноземельных металлов. Основной характер взаимодействия оксидов и гидроксидов. Натронная, гашеная и негашеная известь. Известковое молоко. Баритовая вода. Получение гидроксидов. Строение оксидов и природа химической связи в них. Пероксиды, их свойства и строение. Окислительно-восстановительные свойства пероксидов. Галогениды кальция и магния. Гидролиз галогенидов. Способность к комплексообразованию. Карбонаты. Цемент. Жесткость воды. Временная и постоянная жесткость. Способы устранения жесткости.

Литература

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 1 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1965. – С. 266–268, доп. 2, 8, 15, 18, 19, 21, 29, 32, 36, 39, 44, 48; С. 312–317, доп. 1, 4, 13, 18, 23, 24, 30, 31, 37, 45–47, 62, 91, 93.
2. Ахметов, Н. С. Неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 1975. – С. 564–567, 570, 575–578.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 510–526.
4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 308–326.
5. Угай, Я. А. Неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 125–132.
6. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 444–453.

7. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 384–400.

8. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 2: Химия непереходных элементов / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2004. – С. 48–67.

9. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник. В 2 т. Т. 1 / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2-е изд. – М.: Изд-во МГУ: Академия, 2007. – С. 97–149.

10. Гринвуд, Н. Химия элементов. В 2 т. Т. 1 / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: БИНОМ: Лаборатория знаний, 2008. – С. 110–138.

Задачи и упражнения

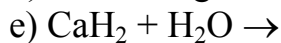
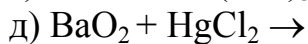
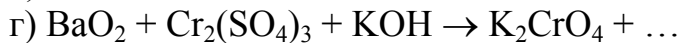
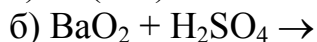
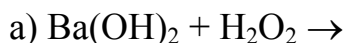
1. Запишите уравнения реакций, отвечающие следующей схеме превращений:



2. Какая из солей при одинаковых условиях в большей степени подвергается гидролизу: $\text{Be}(\text{NO}_3)_2$ или $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$? Составьте уравнения гидролиза этих солей. Как сместится равновесие гидролиза при добавлении кислоты, при добавлении раствора соды?

3. Найдите содержание сульфата магния в 1 л раствора, если из 50 мл этого раствора можно получить 0,1113 г пирофосфата магния.

4. Закончите уравнения реакций. Для окислительно-восстановительных реакций составьте уравнения электронно-ионного или электронного баланса:



5. Сколько миллилитров 0,25 н. раствора H_2SO_4 потребуется для осаждения в виде BaSO_4 всего бария, содержащегося в 20 мл 2 н. раствора BaCl_2 ?

6. Определите, при какой температуре давление разложения карбоната магния достигнет 1 атм.

7. Пользуясь таблицей стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, рассчитайте, возможно ли протекание реакции $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$.

8. Растворимость гидроксила магния при 18°C равна $2 \cdot 10^{-4}$ моль/л. Найдите произведение растворимости этого вещества.

9. Какова концентрация иона Ba^{+2} в насыщенном растворе, содержащем 0,1 моль/л Na_2CO_3 , если произведение растворимости BaCO_3 равно $2,58 \cdot 10^{-9}$?

10. Растворимость сульфата бария при 25°C составляет $2,4 \cdot 10^{-4}$ г на 100 г H_2O , а при 100°C – $3,8 \cdot 10^{-4}$ г на 100 г H_2O . Вычислите ΔH° и ΔS° процесса.

11. Осадок CaCO_3 массой 0,2 г промыли 100 мл воды. Какой процент взятого осадка потерян в промывных водах, если считать, что промывная вода насыщается карбонатом кальция ($\text{PP}(\text{CaCO}_3) = 3,36 \cdot 10^{-9}$)?

12. Сопоставьте для *s*-элементов второй группы (бериллий, магний, кальций, стронций, барий) изменения следующих свойств:

- а) атомных и ионных радиусов;
- б) потенциалов ионизации;
- в) температур плавления и кипения металлов.

Объясните наблюдаемые закономерности.

13. В трех пробирках находятся водные растворы MgCl_2 , CaCl_2 и BaCl_2 . Предложите способы идентификации содержимого каждой пробирки. Напишите уравнения реакций и укажите условия их протекания.

14. Составьте уравнения следующих реакций. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах напишите электронно-ионные уравнения полуреакций:

- а) $\text{Be} + \text{HCl} =$
- б) $\text{Be} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} =$
- в) $\text{Be}(\text{OH})_2 \cdot \text{BeCO}_3 + \text{CH}_3\text{COOH}_{(\text{ледяная})} =$
- г) $\text{MgCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} =$
- д) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 =$
- е) $\text{BaSO}_4 + \text{C} \xrightarrow{t}$
- ж) $\text{V} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц})} \xrightarrow{t}$
- з) $\text{Al} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} =$

15. Навеску гидрида бария массой 0,55 г внесли в 18 л воды. Укажите тип протекающей реакции и объем (н. у.) выделившегося газа.

16. В чем заключается процесс гашения извести? Сколько молей гашеной извести можно получить при обжиге и последую-

щей обработке водой 1 т известняка, содержащего 75% карбоната кальция?

17. Порошок магния прокалили на воздухе. Составьте уравнения реакций продуктов взаимодействия:

а) с водой;

б) азотной кислотой (разбавленной).

18. Определите, для какого из минералов прокаливание образцов одинаковой массы приведет к получению большего объема углекислого газа: магнезита $MgCO_3$ или кальцита $CaCO_3$.

19. Соединения бария ядовиты, предельно допустимая концентрация катионов бария составляет 4 мг/л. Можно ли при проведении рентгеноскопии вводить в пищеварительный тракт человека сульфат бария?

20. Вычислите молярную массу эквивалента s -элемента второй группы, если при взаимодействии 2 г его с водой выделилось 1,12 л газа (н. у.).

21. Как получают гидриды щелочных и щелочно-земельных металлов? Напишите уравнение реакции взаимодействия гидрида кальция с водой. Составьте электронные уравнения. Укажите, что окисляется, что восстанавливается; что является окислителем, что – восстановителем.

22. Какие соединения называют бериллатами? Составьте молекулярное и ионно-молекулярное уравнения реакции получения бериллата натрия.

Тема 18. *p*-ЭЛЕМЕНТЫ ТРЕТЬЕЙ ГРУППЫ

Электронные конфигурации атомов. Валентные возможности и степени окисления. Характер изменения величин атомных радиусов и ионизационных потенциалов в ряду бор – таллий.

Бор. Нахождение в природе. Получение. Строение молекулы B_2 с позиций теорий ВС и МО. Характер химических связей в молекуле B_2 . Отношение бора к галогенам, кислороду, кислотам и щелочам. Способность к комплексообразованию. Бориды. Типы и свойства боридов.

Бороводороды. Получение. Диборан. Строение молекулы диборана. Природа химической связи в бороводородах. Устойчивость и реакционная способность. Борогидриды и боранаты. Кислородные

соединения бора. Оксид бора. Получение. Химические свойства. Орто-, мета- и полиборные кислоты. Строение молекул. Получение, свойства и сила кислот. Мета-, орто- и тетрабораты. Бура.

Галогениды бора. Получение. Строение молекул. Гидролиз. Химические свойства. Способность к комплексообразованию. Борофтористоводородная кислота и ее соли.

Алюминий. Нахождение в природе. Бокситы и алюмосиликаты. Получение алюминия. Взаимодействие с кислотами, водой, щелочами и кислородом. Криолит. Получение криолита. Оксид и гидроксид алюминия. Амфотерные свойства. Получение. Соли алюминия. Гидролиз солей. Квасцы. Галогениды.

Литература

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 3 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1967. – С. 163–166, доп. 1–3, 8, 9, 14, 17, 20, 22, 37, 60, 69, 70, 74, 80, 82, 85, 97, 98, 120, 126; С. 189–192, доп. 1, 4–6, 10, 19, 22, 37, 62.

2. Ахметов, Н. С. Неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 1975. – С. 509–512, 514–517, 520, 521, 531.

3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 470–509.

4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 325–351.

5. Угай, Я. А. Неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 137–166.

6. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 515–545.

7. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 404–414.

8. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 2: Химия непереходных элементов / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2004. – С. 68–104.

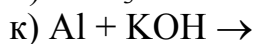
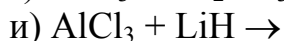
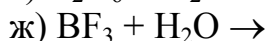
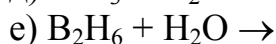
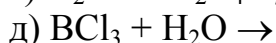
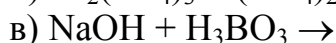
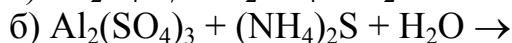
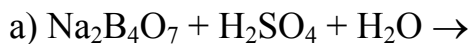
9. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник. В 2 т. Т. 2 / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2-е изд. – М.: Изд-во МГУ: Академия, 2007. – С. 135–212.

10. Гринвуд, Н. Химия элементов. В 2 т. Т. 1 / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: БИНОМ: Лаборатория знаний, 2008. – С. 139–207.

Задачи и упражнения

1. Запишите реакции взаимодействия трифторида бора с плавиковой кислотой, с аммиаком. Объясните строение продуктов этих реакций по методу ВС.

2. Закончите уравнения реакций:

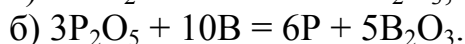
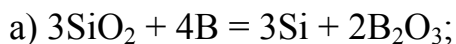


3. Запишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций, идущих при постепенном прибавлении щелочи к хлориду алюминия.

4. Растворимость ТП составляет при 20 °С около $6 \cdot 10^{-3}$ г на 100 г воды. Вычислите приблизительное значение произведения растворимости этой соли.

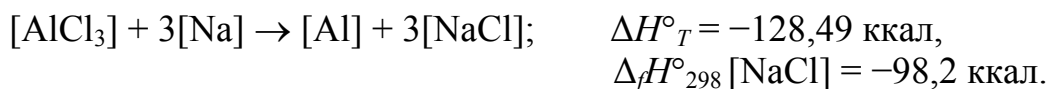
5. Какое количество 1 н. раствора гидроксида натрия необходимо для перевода всего алюминия из 100 мл 30%-ного раствора хлорида алюминия ($\rho = 1,3$ г/см³) в гидроксид алюминия, алюминат натрия?

6. Используя стандартные термодинамические характеристики, определите, при каких температурах возможны следующие процессы:



7. Как изменяется окраска индикаторов (лакмус) в растворах сульфата алюминия и алюмината натрия? Какое из этих соединений сильнее гидролизировано и почему? Рассчитайте рН гидролиза 0,1 н. раствора сульфата алюминия.

8. Вычислите теплоту образования AlCl_3



9. Приведите примеры координационных соединений алюминия. Объясните с точки зрения теории валентных связей образование молекулы Al_2Cl_6 .

10. Сопоставьте для *p*-элементов третьей группы (бор, алюминий, галлий, индий, таллий) изменения следующих свойств:

- а) атомных и ионных радиусов;
- б) потенциалов ионизации;
- в) температур плавления и кипения простых веществ;
- г) проявляемых степеней окисления.

Объясните наблюдаемые закономерности.

11. Используя в качестве соединения гексагидрат нитрата алюминия, получите $\text{Li}[\text{AlH}_4]$. Можно использовать любые соединения лития и водорода. Запишите уравнения реакций и укажите условия их протекания.

12. В трех пробирках находятся продукты взаимодействия с водой следующих веществ: NaH_2PO_2 , BCl_3 , AlCl_3 . Напишите уравнения гидролиза указанных соединений. Предложите способы идентификации содержимого каждой пробирки. Составьте уравнения реакций и укажите условия их протекания.

13. Какое число *p*-электронов у атома элемента с порядковым номером 13? Назовите, какими свойствами обладают его оксиды и гидроксиды. Запишите уравнения соответствующих реакций.

14. Сравните свойства оксидов и гидроксидов первого и последнего *p*-элементов третьей группы. Составьте уравнения соответствующих реакций.

15. Почему молекулы BF_3 могут присоединять к себе другие молекулы или ионы, например молекулы H_2O и ионы F^- ? Почему не могут присоединить молекулу CH_4 ?

16. Гидриды бора (бораны) существуют в виде димеров, например B_2H_6 . Почему не существует мономер BH_3 ? Как взаимодействуют бораны с водой?

17. Какие вещества образуются при взаимодействии H_3BO_3 с гидроксидом натрия:

- а) в водном растворе;
- б) при сплавлении?

Составьте уравнения реакций.

18. Как получают металлический алюминий? Назовите области его применения.

19. Можно ли методом алюминотермии получить хром и барий из их оксидов? Ответ мотивируйте расчетом энергии Гиббса для данных процессов.

20. Какие реакции последовательно протекают при постепенном прибавлении кислоты к раствору гексагидроксиалюмината натрия? Как провести реакции в обратном направлении?

21. Сульфит алюминия получают при действии водорода на безводный сульфат алюминия. Что произойдет, если к продукту реакции (желтые кристаллы) добавить воду? Напишите уравнения протекающих реакций.

22. Искусственный криолит Na_3AlF_6 в промышленности получают взаимодействием плавиковой кислоты с гидроксидом алюминия и кальцинированной содой. Составьте уравнения реакций, учитывая, что одним из продуктов ее является углекислый газ.

23. Какие из металлов, относящихся к *p*-элементам, образуют амфотерные гидроксиды? Ответ подтвердите молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями реакций.

Тема 19. *p*-ЭЛЕМЕНТЫ ЧЕТВЕРТОЙ ГРУППЫ

Электронные конфигурации атомов. Валентные возможности и степени окисления. Устойчивость высших и низших валентных состояний в ряду углерод – свинец. Закономерности в изменении величин атомных радиусов, ионизационных потенциалов, сродства к электрону. Характер химических связей, образуемых углеродом. Способность к образованию гомоатомных цепей со связями элемент – элемент и кратных связей.

Углерод. Нахождение в природе. Строение молекулы C_2 в рамках методов ВС и МО. Аллотропные модификации – алмаз, графит, карбин. Строение и свойства алмаза и графита. Отношение к галогенам, кислороду, кислотам и щелочам. Карбиды. Получение, свойства. Карборунд. Водородные соединения углерода. Особенности химических связей в молекулах метана, этилена и ацетилен. Реакционная способность и химические свойства. Причины устойчивости цепей $\text{C}-\text{C}$ с кратными связями $\text{C}=\text{C}$ и $\text{C}\equiv\text{C}$. Тетрахлорид и тетрафторид углерода, их получение и свойства. Кислородные соединения углерода. Оксид углерода (II) и оксид углерода (IV). Получение оксидов. Строение молекулы CO в рамках методов ВС и МО. Донорно-акцепторные свойства оксида углерода (II). Реакция присоединения и восстановления. Карбонилы металлов. Природа химической связи в карбонилах. Строение карбонил. Получение и распад карбонил. Фосген. Токсичные свойства CO . Генераторный, водяной и смешанный газы. Цианистый водород. Строение молекулы, получение и свойства.

Синильная кислота. Таутомерия синильной кислоты. Цианид-ион как лигандная группа комплексных соединений. Получение цианидов. Гидролиз цианидов.

Оксид углерода (IV). Получение. Строение молекулы CO_2 с позиций теории ВС. Отношение к аммиаку, воде и щелочам. Карбамид. Угольная кислота. Строение карбонат-иона и природа химических связей в нем. Соли угольной кислоты. Карбонаты и гидрокарбонаты. Термическая устойчивость солей.

Кремний. Нахождение в природе. Получение. Отношение к кислороду, галогенам, металлам, кислотам и щелочам. Водородные соединения кремния. Получение. Гидролиз. Кремнефтористоводородная кислота.

Оксид кремния (IV). Полимерное состояние SiO_2 . Причины, обуславливающие склонность SiO_2 к полимеризации. Химические свойства. Взаимодействие со щелочами и плавиковой кислотой. Кремневые кислоты. Получение, строение, свойства и диссоциация. Соли кремневой кислоты, орто-, мета- и полисиликаты. Стекла. Получение растворимого и оконного стекол. Кварцевое стекло. Ситаллы. Понятие о силиконах. Германий, олово, свинец. Нахождение в природе. Получение. Взаимодействие с концентрированными и разбавленными кислотами. Отношение к галогенам, кислороду и щелочам. Восстановительная способность простых веществ. Окислительно-восстановительная активность соединений германия, олова и свинца в состояниях со степенью окисления +2 и +4.

Оксиды олова и свинца. Структура оксидов и свойства. Сурик. Кислотно-основной характер оксидов. Гидроксиды олова и свинца. Кислотно-основные свойства гидроксидов. Станниты и станнаты. Пломбиты и плумбаты.

Литература

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 3 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1967. – С. 5–12, доп. 3, 4, 10, 11, 33, 40–43, 45, 47, 48, 50, 51, 53, 56, 59, 60, 62, 65, 71, 72, 95, 97, 102, 105, 108, 157, 158, 167–169, 175; С. 2, 3, 9, 10, 26, 31, 33, 39, 46, 47, 54, 62, 63, 67, 87, 90; С. 127–131, доп. 3, 24, 35, 58, 59.

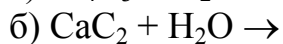
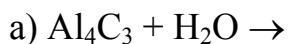
2. Ахметов, Н. С. Неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 1975. – С. 446–452, 454, 459, 461, 462, 471–475, 481–484, 491.

3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 421–469.

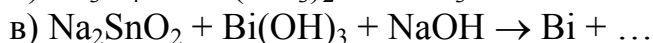
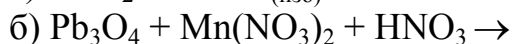
4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 351–392.
5. Угай, Я. А. Неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 179–231.
6. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 545–575.
7. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 485–504.
8. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 2: Химия неперегородных элементов / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2004. – С. 105–154.
9. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник. В 2 т. Т. 2 / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2-е изд. – М.: Изд-во МГУ: Академия, 2007. – С. 213–336.
10. Гринвуд, Н. Химия элементов. В 2 т. Т. 1 / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: БИНОМ: Лаборатория знаний, 2008. – С. 255–346.

Задачи и упражнения

1. Какие орбитали атомов углерода принимают участие в формировании химических соединений CH_4 , C_2H_4 , CCl_4 , CF_4 , CO , CO_3^{2-} , SiF_6^{2-} ? Укажите, какие типы связей (σ и π) имеются в этих соединениях. Какова пространственная конфигурация этих молекул?
2. Каким образом из двуокиси кремния можно получить растворимые в воде соединения кремния?
3. Сравните физико-химические свойства (строение, устойчивость, отношение к воде) CO_2 – SiO_2 ; CH_4 – SiH_4 ; CF_4 – SiF_4 .
4. Закончите уравнения реакций:
 - а) $\text{Si} + \text{NaOH} \rightarrow$
 - б) $\text{C} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - в) $\text{C} + \text{CuO} \rightarrow$
5. Составьте реакции гидролиза фторида кремния, хлорида кремния.
6. Запишите реакции гидролиза солей в молекулярной и ионно-молекулярной форме: силиката калия, станнита калия, сульфата олова (II), гидрокарбоната натрия.
7. Как различаются карбиды металлов по действию на них воды и кислот? На какие группы их можно разделить? Закончите уравнения реакций:

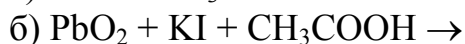


8. Закончите уравнения реакций:



9. Сравните температуры разложения карбоната магния и бария, при которых давление CO_2 равно 1 атм. Чем можно объяснить различную термическую устойчивость карбонатов?

10. Используя величины стандартных электродных потенциалов, дайте термодинамический анализ возможности протекания реакций:



11. Рассчитайте концентрацию цианид-ионов в 0,1 М растворе $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, учитывая, что константа нестойкости равна $1 \cdot 10^{-21}$.

12. Каким объемом воды следует разбавить 1 л 0,8%-ного раствора уксусной кислоты ($\rho = 1,02 \text{ г/см}^3$) для получения раствора, рН которого равен 4? Константа диссоциации CH_3COOH равна $1,762 \cdot 10^{-5}$.

13. При нагревании смеси диоксида углерода и водорода установилось равновесие $(\text{CO}_2) + (\text{H}_2) = (\text{CO}) + (\text{H}_2\text{O})$. Константа равновесия при 847°C равна 2. В каких объемных отношениях были взяты CO_2 и H_2 , если к моменту равновесия 80% диоксида превратилось в CO ?

14. Сколько граммов уксусной кислоты следует добавить к 1 л раствора уксусной кислоты, рН которого равен 4, чтобы понизить рН до 3,5?

15. Какой *p*-элемент образует газообразный оксид, вызывающий парниковый эффект? Как получают этот оксид в промышленности?

16. Назовите, какие соли угольной кислоты имеют наибольшее практическое значение. Как получают в промышленности кальцинированную и питьевую соду, карбамид?

17. Что используют для большего поглощения CO_2 – воду или раствор щелочи? Что является качественной реакцией на наличие CO_2 ? Как разделить смесь CO_2 и CO ?

18. В водных растворах Na_2CO_3 и Na_2SiO_3 при одинаковой концентрации и температуре создается щелочная среда. В растворе какой соли рН выше? Добавлением какого вещества можно уменьшить рН?

19. Кремний растворяется в щелочах и смеси азотной и плавиковой кислот, образуя H_2SiF_6 и NO . Напишите уравнения протекающих реакций.

20. Каков состав кварцевого и оконного стекол? Определите, какие исходные вещества и какой массой необходимо взять для получения оконного стекла массой 100 кг.

Тема 20. *p*-ЭЛЕМЕНТЫ ПЯТОЙ ГРУППЫ

Электронные конфигурации атомов. Валентные возможности и степени окисления азота и фосфора. Характер изменения величин атомных радиусов, ионизационных потенциалов, сродства к электрону и электроотрицательности в ряду азот – висмут. Азот. Строение молекулы азота в рамках методов ВС и МО. Реакционная способность атомарного и молекулярного азота. Причины, обуславливающие отсутствие склонности к образованию полимерных форм. Способы связывания атмосферного азота. Соединения азота с водородом. Аммиак. Способы получения и строение. Термодинамический анализ условий протекания реакции синтеза аммиака. Способность аммиака к донорно-акцепторному взаимодействию, ассоциации, самоионизации и взаимодействию с водой. Соли аммония. Их строение и термическая устойчивость. Кислородные соединения азота. Термодинамическая возможность фиксации азота кислородом. Кислотно-основные свойства оксидов азота. Взаимодействие их с водой и щелочами. Строение молекул оксидов азота и характер химических связей в них. Причины способности диоксида азота к димеризации. Получение оксидов азота. Азотистая кислота, ее окислительные и восстановительные свойства. Азотная кислота и ее получение. Окислительные свойства азотной кислоты (взаимодействие с металлами и неметаллами). Соли азотной кислоты и их термическая устойчивость. Азотные удобрения. «Царская водка» и механизм ее действия на благородные металлы.

Фосфор. Нахождение в природе. Полиморфизм. Реакционная способность белого и красного фосфора. Получение фосфора. Термодинамический анализ условий протекания реакции получения фосфора из фосфата кальция. Отношение фосфора к металлам, неметаллам, кислотам и щелочам. Соединения фосфора с водородом. Особенности строения. Соли фосфония и причины их неустойчивости. Строение молекулы P_4 . Соединения фосфора с кислородом. Отношение оксидов к воде, кислотам и щелочам. Строение молекул P_4O_6 и P_4O_{10} . Объяснение полимерного строения оксидов фосфора. Кислоты фосфора:

фосфорноватистая, фосфористая, фосфорноватая, мета-, орто-, полифосфорные кислоты. Получение кислот, их свойства и строение. Объяснение основности кислот и степени окисления фосфора в них. Соли фосфорных кислот. Пиро-, поли- и метафосфаты. Галогениды фосфора. Гидролиз галогенидов фосфора. Фосфорные удобрения. Простой и двойной суперфосфаты. Преципитат. Аммофос.

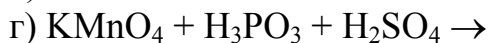
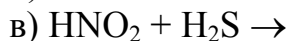
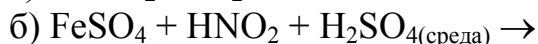
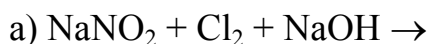
Литература

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 1 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1965. – С. 377–382, доп. 2, 4, 5, 8, 9, 11, 14, 16, 18, 20, 21, 23, 29, 33, 56, 59; С. 405–411, доп. 1–3, 8, 9, 13, 16, 24, 37, 38, 55, 58; С. 427–432, доп. 2, 4, 5, 11–14, 20, 24, 26, 28, 34, 35, 39, 40, 41, 50; С. 451–455.
2. Ахметов, Н. С. Неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 1975. – С. 389–420.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 373–420.
4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 392–435.
5. Угай, Я. А. Неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 245–298.
6. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 580–606.
7. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 461–482.
8. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 2: Химия непереходных элементов / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2004. – С. 155–225.
9. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник. В 2 т. Т. 2 / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2-е изд. – М.: Изд-во МГУ: Академия, 2007. – С. 337–461.
10. Гринвуд, Н. Химия элементов. В 2 т. Т. 1 / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: БИНОМ: Лаборатория знаний, 2008. – С. 382–559.

Задачи и упражнения

1. Каково строение молекул NH_3 , PH_3 , AsH_3 ? Почему в ряду NH_3 – PH_3 – AsH_3 валентный угол все больше приближается к прямому?

2. Закончите уравнения реакций:



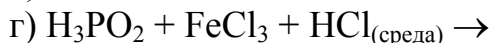
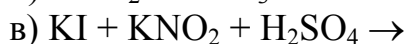
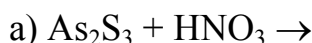
3. Составьте уравнения реакций окисления серы, фосфора азотной кислотой.

4. Константа диссоциации $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ равна $1,78 \cdot 10^{-5}$. Вычислите константу и степень гидролиза 0,2 М раствора NH_4Cl . Определите рН данного раствора.

5. Напишите уравнение реакции, протекающей при кипячении белого фосфора с раствором LiOH . Составьте уравнение ионно-электронного баланса.

6. Какие оксиды азота обладают парамагнитными свойствами? Чем это объясняется? Дайте термодинамический анализ процесса димеризации диоксида азота. Каково влияние температуры?

7. Закончите уравнения реакций и составьте уравнения ионно-электронного баланса:



8. Запишите уравнения реакций взаимодействия с водой следующих веществ: PCl_3 , PI_3 , PCl_5 , NO_2 , $\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$, $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$.

9. Приведите уравнение реакции получения белого фосфора в промышленности и определите химическую функцию каждого вещества в этом процессе. Укажите, как хранят белый фосфор и почему необходимы особые условия его хранения.

10. Диссоциация хлористого нитрозила проходит по схеме $2(\text{NOCl}) = 2(\text{NO}) + (\text{Cl}_2)$. Определите, при какой температуре константа равновесия этой реакции равна 1. Чему равно парциальное давление Cl_2 , если общее давление в состоянии равновесия равно 5 атм?

11. Для реакции $(\text{N}_2) + (\text{O}_2) \leftrightarrow 2(\text{NO})$ константа равновесия при 3107 °С равна 42. Сколько граммов NO образуется из 28 г азота и 64 г кислорода в десятилитровом сосуде?

12. PCl_5 при нагревании диссоциирует по следующему уравнению: $(\text{PCl}_5) \rightarrow (\text{PCl}_3) + (\text{Cl}_2)$. При некоторой температуре из 5 моль PCl_5 , находящихся в закрытом сосуде емкостью 10 л, подвергается разложению 2 моль. Вычислите константу равновесия при этой температуре.

13. Исходные концентрации оксида азота (II) и хлора в системе $2(\text{NO}) + (\text{Cl}_2) \leftrightarrow 2(\text{NOCl})$ составляют 0,8 моль/л. Рассчитайте константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 40% оксида азота (II).

14. Как получают аммиак в промышленности и лаборатории? Каковы условия синтеза аммиака?

15. Перечислите, какие равновесные системы существуют в водном растворе аммиака. В каком направлении происходит смещение равновесных состояний:

а) при нагревании;

б) добавлении кислот или щелочей;

в) добавлении ионов комплексообразователей?

16. Возможно ли получение азотной кислоты из воздуха и воды? Каковы ее промышленные и лабораторные способы получения?

17. Укажите способы получения ортофосфорной кислоты в промышленности и лаборатории. Представьте уравнения протекающих реакций.

18. Какая среда создается в водных растворах ортофосфата натрия и дигидрофосфата натрия? Ответ мотивируйте.

19. Как из природного фосфорита получают фосфорную кислоту, суперфосфат, двойной суперфосфат, аммофос? Составьте соответствующие уравнения реакций.

20. Возможна ли фиксация атмосферного азота кислородом воздуха при стандартных условиях? Каково влияние температуры? Какие оксиды азота способны к димеризации? Ответ аргументируйте.

21. Какие соединения называются фосфидами? Составьте уравнения реакций получения фосфида магния, взаимодействия фосфида магния с водой.

Тема 21. p-ЭЛЕМЕНТЫ ШЕСТОЙ ГРУППЫ

Электронные конфигурации атомов. Валентные состояния и степени окисления кислорода и серы. Закономерности в изменении величин атомных радиусов, ионизационных потенциалов и сродства к электрону в ряду кислород – теллур. Характер химических связей в соединениях элементов.

Кислород. Лабораторные и промышленные способы получения. Строение молекулы кислорода в рамках методов ВС и МО. Магнит-

ные свойства молекул кислорода. Объяснение закономерностей в изменении величин энергии диссоциации, длины и порядка связи в ряду молекулярных ионов O_2^+ , O_2^{2-} и молекулы O_2 . Реакционная способность атомарного и молекулярного кислорода. Кислород как окислитель. Взаимодействие кислорода с металлами и неметаллами. Кислотно-основные свойства оксидов и характер их изменения в группах и периодах. Водородные соединения кислорода. ΔG°_{298} образования гидроксидов как мера сравнительной количественной оценки кислотно-основной активности оксидов.

Вода. Строение молекул воды в рамках метода ВС. Способность молекул воды к самоионизации, ассоциации и донорно-акцепторному взаимодействию. Образование водородных связей. Физические свойства воды. Объяснение аномалии плотности воды. Химические свойства воды. Пероксид водорода. Получение пероксида водорода и его строение. Строение пероксид-иона по методу МО. Окислительно-восстановительные свойства пероксида водорода. Влияние реакции среды на окислительно-восстановительную активность пероксида водорода. Аллотропные модификации кислорода. Озон. Получение озона под действием ультрафиолетового излучения. Строение озона. Окислительная активность озона. Озонида.

Сера. Нахождение в природе. Аллотропные модификации серы. Сера ромбическая и моноклинная. Строение молекулы S_8 . Ассоциация серы в парах. Физические свойства серы. Причины и характер изменения вязкости жидкой серы с ростом температуры. Отношение серы к воде, кислотам, щелочам, металлам и неметаллам. Водородные соединения серы. Сероводород. Получение, химические свойства и строение сероводорода. Изменение температур плавления, кипения, термической устойчивости, а также кислотных и восстановительных свойств в ряду вода – теллуридоводород. Сульфиды. Гидролиз сульфидов. Восстановительные свойства сульфидов. Многосернистые водороды (сульфаны). Получение сульфанов и их строение. Персульфиды. Кислородные соединения серы. Термодинамический анализ возможности получения сернистого и серного ангидридов путем сжигания серы в кислороде. Кислотно-основные свойства оксидов серы по отношению к воде, кислотам и щелочам. Строение оксидов серы и способы получения. Термодинамический анализ условий синтеза серного ангидрида путем окисления диоксида серы. Способность оксидов серы к полимеризации. Окислительно-восстановительные свойства оксидов. Сернистая кислота. Кислотные, восстановительные и окислительные свойства сернистой кислоты. Сульфиты. Гидролиз сульфитов. Способность сульфитов

к присоединению серы. Тиосерная кислота и ее соли. Строение тиосульфат-иона. Получение тиосульфатов. Восстановительные свойства тиосульфата натрия и применение его в фотографии. Политионовые кислоты и их соли. Получение, устойчивость и окислительно-восстановительные свойства. Строение политионовых кислот. Получение, строение и окислительно-восстановительные свойства пероксикислот. Серная кислота. Контактный и нитрозный способы получения серной кислоты. Свойства серной кислоты и ее окислительная активность. Действие серной кислоты (разбавленной и концентрированной) на металлы и неметаллы. Серная кислота как осушитель газов. Области использования серной кислоты. Олеум. Полисерные кислоты. Пиросерная, трисерная и тетрасерная кислоты. Получение, свойства и строение. Галоидные соединения серы. Соединения серы с фтором и хлором и методы их получения. Строение молекул тетра- и гексафторида серы.

Литература

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 1 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1965. – С. 309–317, доп. 2, 3, 8, 12, 17, 20, 23, 27, 29, 31–33, 38, 44, 45, 59–61, 64, 70, 75, 76, 84, 87, 89, 90, 96, 97; С. 349–351.
2. Ахметов, Н. С. Неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 1975. – С. 336–353, 355–363.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 338–372.
4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 435–462.
5. Угай, Я. А. Неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 311–333.
6. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 606–624.
7. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 439–460.
8. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 2: Химия непереходных элементов / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2004. – С. 226–278.
9. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник. В 2 т. Т. 2 / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2-е изд. – М.: Изд-во МГУ: Академия, 2007. – С. 462–543.

10. Гринвуд, Н. Химия элементов. В 2 т. Т. 1 / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: БИНОМ: Лаборатория знаний, 2008. – С. 560–601.

11. Гринвуд, Н. Химия элементов. В 2 т. Т. 2 / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: БИНОМ: Лаборатория знаний, 2008. – С. 5–139.

Задачи и упражнения

1. Вычислите стандартную энергию Гиббса ΔG°_{298} образования H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te , если известно, что $\Delta_f H^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{Se}) = 29,7$ кДж/моль, $\Delta_f H^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{Te}) = 99,6$ кДж/моль, $S^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{Se}) = 219$ Дж/(моль · К), $S^{\circ}_{298}(\text{H}_2\text{Te}) = 229$ Дж/(моль · К).

Какое из этих соединений является более устойчивым и почему? Можно ли получить H_2Te синтезом из простых веществ?

2. Поясните, какие кислородные соединения образует сера, как они получаются и какими обладают свойствами. Какое строение имеют молекулы сернистого газа и серного ангидрида, сульфит- и сульфат-ионы?

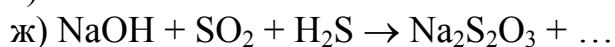
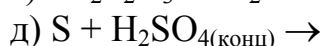
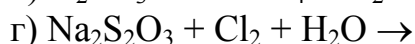
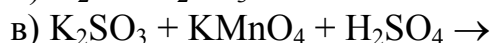
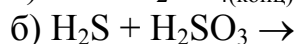
3. 560 мл H_2S (0 °С и 760 мм рт. ст.) оказалось достаточным для того, чтобы в серноокислом растворе восстановить 500 мл раствора $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$. Какова нормальность этого раствора?

4. Концентрации ионов ртути, кадмия и железа в растворе составляют $1 \cdot 10^{-3}$ моль/л, а концентрация HCl в этом же растворе – 0,5 моль/л. Определите, какие из ионов Hg^{2+} , Cd^{2+} , Fe^{2+} будут осаждаться в виде сульфидов при действии H_2S .

5. Вычислите константу и рН гидролиза 0,6 н. раствора сульфата железа (III).

6. Будет ли разрушаться комплексный ион $[\text{Cd}(\text{S}_2\text{O}_3)_2]^{2-}$, если его концентрация составляет 0,1 моль/л и в растворе создана концентрация ионов OH^- , равная 10^{-4} моль/л?

7. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций:



Для реакции (в) проведите термодинамический анализ возможности протекания процесса, используя величины стандартных электродных потенциалов.

8. Рассчитайте константу гидролиза сульфида и сульфита калия. Какая из солей, взятых в одинаковой концентрации, гидролизована в большей степени?

9. Во сколько раз уменьшится концентрация ионов HS^- , если к 1 л 0,1 М раствора H_2S прибавить 0,1 моль HCl , которая диссоциирует при этом на 98%?

10. При производстве серной кислоты контактным методом из 14 т колчедана FeS_2 , содержащего 42,4% серы, получено 18 т H_2SO_4 . Каков процент выхода от теоретически возможного?

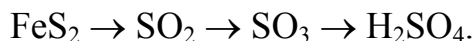
11. Укажите все возможные и устойчивые степени окисления кислорода. Напишите формулы соответствующих соединений.

12. Можно ли получить равные объемы кислорода (н. у.) при нагревании одинаковых масс хлората калия и перманганата калия? Ответ мотивируйте.

13. На взаимодействие с углеродом массой 0,6 г израсходован кислород объемом 0,56 л (н. у.). Полученный оксид занял объем 1,12 л (н. у.). Установите формулу полученного оксида.

14. Напишите уравнения реакции, в которой пероксид водорода одновременно выполняет роль окислителя и восстановителя. К какому типу относится эта реакция? Составьте электронные уравнения.

15. Запишите уравнения реакций, отвечающие схеме превращений:



16. Составьте уравнения реакций получения оксида серы (IV) из серы, сероводорода, сульфита натрия, серной кислоты.

17. Какие равновесия существуют в водном растворе SO_2 ? В каком направлении смещаются эти равновесия:

- при нагревании раствора;
- добавлении кислоты;
- добавлении щелочи?

18. К растворам солей Na_2SO_4 , Na_2SO_3 , Na_2S добавлена соляная кислота. Будет ли наблюдаться выделение газа в каждом из этих растворов? Ответ мотивируйте.

19. Почему H_2SO_4 только окислитель, а H_2SO_3 и окислитель, и восстановитель? Напишите электронные уравнения.

20. Какие реакции протекают при пропускании H_2S через растворы I_2 , CuSO_4 ? Составьте уравнения реакций. Какая из реакций является окислительно-восстановительной?

Тема 22. p-ЭЛЕМЕНТЫ СЕДЬМОЙ ГРУППЫ

Электронные конфигурации атомов. Валентные возможности и степени окисления галогенов. Причины невозможности получения соединений фтора с положительной степенью окисления. Закономерности в изменении атомных радиусов, потенциалов ионизации, сродства к электрону и электроотрицательности атомов в ряду фтор – йод. Характер изменения энергии химической связи в молекулах галогенов. Объяснение термической устойчивости молекул галогенов с позиций метода ВС. Закономерности в изменении агрегатного состояния в ряду галогенов при переходе от фтора к йоду. Характер изменения окислительной активности в ряду галогенов и восстановительной активности в ряду галогенид-ионов. Отношение галогенов к воде, щелочам, металлам и неметаллам.

Галогенводороды. Получение, свойства. Полярность молекул галогенводородов. Способность молекул галогенводородов к самоионизации, ассоциации и донорно-акцепторному взаимодействию. Ассоциация молекул фтористого водорода. Закономерности в изменении величин температур плавления, кипения и термической устойчивости в ряду галогенводородов. Кислотные свойства. Характер изменения силы кислот в ряду $\text{HF} - \text{HI}$. Причины, обуславливающие малую степень диссоциации плавиковой кислоты. Галогениды. Природа химической связи в галогенидах. Классификация галогенидов по типу химической связи. Гидролиз галогенидов. Реакции кислотно-основного взаимодействия галогенидов. Фтор. Нахождение в природе. Получение. Физические и химические свойства. Взаимодействие фтора с водой, щелочами, инертными газами. Травление и химическая полировка стекла.

Хлор. Нахождение в природе. Промышленные и лабораторные способы получения. Отношение хлора к воде, щелочам, металлам и неметаллам. Белильная известь и ее свойства.

Кислородные соединения хлора. Термодинамический анализ возможности фиксации хлора кислородом. Оксид хлора (I), диоксид хлора и хлорный ангидрид. Способы получения оксидов хлора. Строение молекул оксидов и их химические свойства. Взаимодействие с водой и щелочами. Кислородсодержащие кислоты хлора: хлорноватистая, хлористая, хлорноватая, хлорная. Характер изменения кислотных и окислительно-восстановительных свойств в ряду этих кислот. Строение молекул и устойчивость. Получение кислот. Возможные схемы термического разложения хлорноватистой кислоты. Соли кислород-

содержащих кислот хлора: гипохлориты, хлориты, хлораты, перхлораты. Получение солей и их термическая устойчивость.

Бром и йод. Нахождение в природе. Получение. Физические и химические свойства. Кислородсодержащие кислоты брома и йода. Сопоставление устойчивости, окислительной способности и кислотных свойств в ряду кислородсодержащих кислот хлора, брома и йода.

Водород. Положение в периодической системе. Свойства водорода. Гидриды. Строение молекулы H_2 и иона H_2^+ в рамках методов ВС и МО. Лабораторные и промышленные способы получения водорода. Получение водорода путем разложения воды в термохимических и термоэлектрохимических циклических процессах.

Литература

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 1 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1965. – С. 240–243, доп. 5–7, 11, 13, 14, 16, 21; С. 250–225, доп. 5, 17, 18, 21, 26, 30, 34, 37, 38, 41, 43, 44, 46, 48, 49, 51; С. 269–273, доп. 2, 3, 15, 30.
2. Ахметов, Н. С. Неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 1975. – С. 287–291, 295–309, 311–316, 321–332.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 309–337.
4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 462–489.
5. Угай, Я. А. Неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 96–110, 349–370.
6. Шрайвер, Д. Неорганическая химия. В 2 т. Т. 1 / Д. Шрайвер, П. Эткинс. – М.: Мир, 2004. – С. 396–437, 628–664.
7. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 373–383, 416–437.
8. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 2: Химия непереходных элементов / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2004. – С. 279–325.
9. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник. В 2 т. Т. 2 / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2-е изд. – М.: Изд-во МГУ: Академия, 2007. – С. 544–617.
10. Гринвуд, Н. Химия элементов. В 2 т. Т. 2 / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: БИНОМ: Лаборатория знаний, 2008. – С. 140–232.

Задачи и упражнения

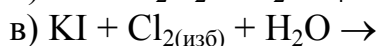
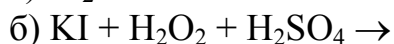
1. Сравните температуры кипения в ряду HF – HI. Почему HF обладает аномально высокой температурой кипения?

2. Как изменяются восстановительные свойства в ряду HF – HI? Можно ли получить чистый HI при взаимодействии концентрированной серной кислоты с йодидом натрия?

3. Можно ли получить Cl₂O и ClO₂ синтезом из простых веществ? Ответ подтвердите расчетом, используя стандартные термодинамические характеристики.

4. Запишите возможные схемы разложения гипохлорита и хлората калия и составьте уравнения электронного баланса. К какому типу окислительно-восстановительных реакций относятся данные превращения?

5. Закончите уравнения окислительно-восстановительных реакций, составьте электронно-ионные уравнения:



6. Используя таблицы стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, дайте мотивированный ответ, можно ли хранить подкисленный раствор йодида калия на воздухе.

7. Выпадает ли осадок, если смешать равные объемы 0,01 н. нитрата свинца и 2 н. раствора хлорида натрия?

8. Рассчитайте рН 0,01 М растворов гипохлорита натрия и перхлората натрия.

9. Во сколько раз уменьшится концентрация ионов серебра в насыщенном растворе AgCl, если прибавить к нему столько HCl, чтобы ее концентрация стала равной 0,05 моль/л? (IP(AgCl) = 1,77 · 10⁻¹⁰.)

10. Изменение энергии Гиббса равновесия {HClO} + aq ↔ ↔ {ClO}⁻_{aq} + {H⁺}_{aq} равно 54 кДж. Определите рН 0,2 н. раствора и степень диссоциации данной кислоты в этом растворе.

11. Какова степень окисления галогенов в природных соединениях? Назовите факторы, которые определяют эту величину. Как получают галогены в виде простых веществ?

12. Как протекает взаимодействие фтора с водой и щелочами в отличие от других галогенов? Ответ мотивируйте.

13. Напишите уравнения реакций получения хлора из соляной кислоты действием KMnO_4 и $\text{CaCl}(\text{ClO})$ с использованием метода ионно-электронного баланса.

14. Как разлагается хлорноватистая кислота на свету, при действии водоотнимающих средств, при нагревании?

15. Какую геометрическую конфигурацию имеют ионы ClO^- , ClO_2^- , ClO_3^- , ClO_4^- ? Как сказывается на прочности иона число содержащихся в нем несвязывающих электронных пар?

16. Выпадает ли осадок AgBrO_3 , если смешать равные объемы 0,01 н. AgNO_3 и 0,1 н. KBrO_3 ?

17. Какой объем хлора (н. у.) потребуется для окисления йода массой 50,8 г, если в результате реакции образуется йодноватая кислота?

18. Как можно получить йод, имея йодид натрия, диоксид марганца и соляную кислоту? Составьте уравнения реакций.

19. Как можно получить хлорную известь, имея карбонат кальция, соляную кислоту, воду и оксид марганца (IV)? Запишите уравнения реакций.

20. Как можно получить бертолетову соль, имея оксид марганца (IV), соляную кислоту и гидроксид калия? Составьте уравнения реакций.

Тема 23. *d*-ЭЛЕМЕНТЫ ПЕРВОЙ ГРУППЫ

Электронные конфигурации атомов. Явление «проскока» электронов. Валентные возможности и степени окисления атомов. Характер изменения величин атомных радиусов и ионизационных потенциалов в ряду медь – золото. Склонность к комплексообразованию и характер химических связей в соединениях. Нахождение металлов в природе. Получение. Физические свойства. Характер изменения электропроводности и пластичности в ряду медь – серебро – золото. Химическая активность. Взаимодействие с кислородом, кислотами, «царской водкой», галогенами и водой.

Кислородные соединения. Оксиды и гидроксиды. Получение и кислотно-основные свойства. Соли. Устойчивость солей. Галогениды, нитраты и сульфаты. Комплексные соединения. Аммиачные, галогенидные и цианидные комплексы. Золотохлористоводородная кислота.

Литература

1. Ахметов, Н. С. Неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 1975. – С. 597–604, 607.
2. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 1 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1965. – С. 39–44, доп. 2, 7, 9, 25, 26, 34, 38, 61, 62, 72, 85.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 676–688.
4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 581–593.
5. Угай, Я. А. Неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 119–124.
6. Рамсден, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсден. – Л.: Химия, 1989. – С. 540–544.
7. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 3: Химия переходных элементов / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2007. – С. 160–249.
8. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник. В 2 т. Т. 2 / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2-е изд. – М.: Изд-во МГУ: Академия, 2007. – С. 14–83.
9. Гринвуд, Н. Химия элементов. В 2 т. Т. 2 / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: БИНОМ: Лаборатория знаний, 2008. – С. 497–522.

Задачи и упражнения

1. CuCl_2 при нагревании диссоциирует по схеме $[\text{CuCl}_2] \rightarrow [\text{CuCl}] + \frac{1}{2}(\text{Cl}_2)$. Используя табличные термодинамические характеристики, определите парциальное давление хлора при температуре 517°C и температуру, при которой давление Cl_2 станет равным 1 атм.
2. Константа нестойкости иона $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$ составляет $1 \cdot 10^{-7}$. Какова концентрация ионов серебра в 0,08 М растворе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$, содержащем, кроме того, 0,8 моль аммиака? Сколько граммов NaCl можно прибавить к 1 л указанного раствора до начала выпадания AgCl в осадок? ($\text{IP}(\text{AgCl}) = 1,77 \cdot 10^{-10}$.)
3. Растворимость Ag_2CrO_4 при температуре 27°C равна 0,025 г/л. Вычислите значение ΔG° при этой температуре.
4. Закончите уравнения реакций:
 - а) $\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$
 - б) $\text{Au} + \text{Cl}_2 + \text{HCl} \rightarrow$



5. Рассчитайте константу и степень гидролиза 0,4 н. раствора сульфата меди.

6. Растворимость фосфата серебра при 25 °С равна $1,14 \cdot 10^{-3}$ г/л. Вычислите значение энергии Гиббса при этой температуре, считая диссоциацию соли на ионы полной.

7. Почему при добавлении к раствору $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ щелочи осадок не образуется, а при добавлении сульфида натрия выпадает осадок? Ответ подтвердите расчетами.

8. Используя табличные данные, рассчитайте константу равновесия $\text{CuCl}_2 + \text{KI} \leftrightarrow \text{I}_2 + 2\text{CuI} + \text{KCl}$.

9. Произведение растворимости хлорида серебра при 25 °С равно $1,77 \cdot 10^{-10}$, и при 50 °С – $13,2 \cdot 10^{-10}$. Вычислите изменения энтальпии, энтропии, энергии Гиббса процесса растворения AgCl и произведение растворимости данной соли при 40 °С.

10. Сравните значения констант нестойкости комплексных ионов $[\text{AgCl}_2]^-$ и $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$. Сделайте вывод о возможности процесса $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2] + \text{KCl} \rightarrow \text{K}[\text{AgCl}_2] + \text{KCN}$.

11. Рассчитайте значение энтальпии, энтропии и ΔG°_{298} равновесия $[\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}] = [\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}] + 2(\text{H}_2\text{O})$, если при 250 °С давление воды равно 5,6 мм рт. ст., а при 300 °С – 183 мм рт. ст.

12. Какие реакции лежат в основе цианидного способа извлечения золота и серебра из руд? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций.

13. Если через щелочной раствор, содержащий взвесь $\text{Cu}(\text{OH})_2$, пропустить хлор, то раствор окрашивается в красный цвет за счет образования купрат-иона $[\text{Cu}(\text{OH})_4]^-$. При дальнейшем добавлении $\text{Ba}(\text{OH})_2$ выпадает красный осадок купрата бария, который быстро чернеет, выделяя пузырьки кислорода. Запишите уравнения всех происходящих реакций.

14. Составьте уравнения реакций, протекающих при осуществлении следующих превращений:



15. Как можно получить хлорид меди (I)? Напишите уравнения реакций CuCl с концентрированными растворами:

- а) соляной кислоты;
- б) аммиака.

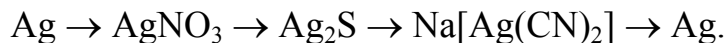
16. Соединения серебра (I) являются хорошими окислителями, тогда как соединения золота (I) очень неустойчивы и в момент образо-

вания диспропорционируют. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций:

а) взаимодействия HCOOH с AgOH ;

б) диспропорционирования AuCl .

17. Напишите уравнения реакций, протекающих при осуществлении следующих превращений:



18. Почему хлорид серебра растворяется в концентрированных растворах аммиака, хлорида натрия и тиосульфата натрия? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций.

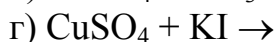
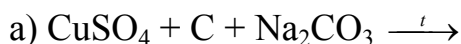
19. Какую степень окисления проявляет в соединениях медь, серебро и золото? Какая степень окисления наиболее характерна для каждого из них? Напишите электронные и молекулярные уравнения реакций растворения:

а) золота в горячей безводной селеновой кислоте;

б) меди в концентрированной азотной кислоте.

20. Составьте уравнения реакций, объясняющих потемнение серебряных предметов на воздухе и образование зеленого налета на поверхности медных изделий.

21. Напишите уравнения следующих реакций. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах составьте электронно-ионные уравнения полуреакций:



Тема 24. d-ЭЛЕМЕНТЫ ВТОРОЙ ГРУППЫ

Электронные конфигурации атомов. Закономерности в изменении атомных радиусов и ионизационных потенциалов. Способность к комплексообразованию и характер химических связей в соединениях.

Нахождение в природе. Получение. Физические свойства. Агрегатное состояние. Химическая активность. Взаимодействие с серой, кислородом, галогенами. Отношение к воде, кислотам и щелочам. Амфотерные свойства цинка и его соединений.

Кислородные соединения. Оксиды и гидроксиды. Получение. Кислотно-основные свойства. Соли ртути со степенью окисления +2 и +1. Устойчивость солей ртути и их получение. Окислительно-восстановительные свойства соединений ртути. Сулема и каломель.

Комплексные соединения. Галогенидные, цианидные и аммиачные комплексы. Устойчивость комплексных соединений.

Литература

1. Ахметов, Н. С. Неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 1975. – С. 579–586.

2. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 2 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1965. – С. 335–339, доп. 3, 11, 29, 55, 61, 126, 127, 128, 213.

3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 689–697.

4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 593–602.

5. Угай, Я. А. Неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 133–136.

6. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 3: Химия переходных элементов / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2007. – С. 250–301.

7. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник. В 2 т. Т. 2 / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2-е изд. – М.: Изд-во МГУ: Академия, 2007. – С. 84–134.

8. Гринвуд, Н. Химия элементов. В 2 т. Т. 2 / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: БИНОМ: Лаборатория знаний, 2008. – С. 523–545.

Задачи и упражнения

1. Оксид ртути (II) при нагревании диссоциирует по схеме $[\text{HgO}] \leftrightarrow \{\text{Hg}\} + \frac{1}{2}(\text{O}_2)$. Определите, при какой температуре давление кислорода достигнет 1 атм.

2. Запишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций взаимодействия хлорида цинка, кадмия и ртути с из-

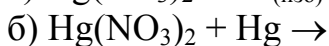
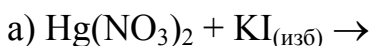
бытком раствора щелочи. В какой форме будут находиться эти элементы: в растворенной или в виде осадка?

3. Составьте в молекулярной и ионно-молекулярной форме процесс взаимодействия цинка с нитратом калия в присутствии гидроксида калия.

4. Произведение растворимости CuS при 10°C равно $3,5 \cdot 10^{-42}$, а при 20°C – $3,2 \cdot 10^{-38}$. Вычислите изменения энтальпии, энтропии, энергии Гиббса процесса растворения CuS .

5. Используя термодинамические характеристики процесса диссоциации карбоната цинка, рассчитайте давление CO_2 при температуре 1500 K .

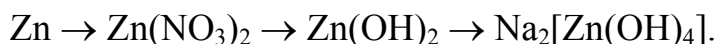
6. Закончите уравнения реакций:



7. Произойдет ли осаждение нерастворимого сульфида ртути при прибавлении к 1 л $0,001\text{ M}$ раствора $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, содержащего $0,05$ моль KI , такого количества ионов S^{2-} , которые содержатся в 1 л насыщенного раствора CdS ? Константа нестойкости иона $[\text{HgI}_4]^{2-}$ равна $1,48 \cdot 10^{-30}$, $\text{PP}(\text{CdS}) = 6,5 \cdot 10^{-28}$.

8. Выпадет ли осадок, если через $0,1\text{ M}$ раствор, содержащий $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, пропускать H_2S до тех пор, пока концентрация S^{2-} станет равна 10^{-11} моль/л? Константа нестойкости иона $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ составляет $3,2 \cdot 10^{-10}$, $\text{PP}(\text{ZnS}) = 7,9 \cdot 10^{-24}$.

9. Запишите уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить следующие превращения:



10. Почему гидроксид цинка растворяется и в щелочах, и в $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$, тогда как гидроксид кадмия растворяется только в $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$? Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения соответствующих реакций.

11. Чему равна валентность и степень окисления ртути в ионе Hg_2^{2+} ? Запишите уравнение реакции взаимодействия разбавленной азотной кислоты с избытком ртути.

12. Чем объяснить способность ртути (I) к реакциям диспропорционирования? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций каломели:

а) с хлором;

б) раствором SnCl_2 .

13. Напишите уравнения реакций взаимодействия раствора сулемы:

а) с оксидом серы (IV);

б) избытком йодида калия.

14. Как взаимодействуют цинк, кадмий и ртуть с водой, щелочами, разбавленной и концентрированной серной кислотой? Составьте уравнения реакций.

15. В отличие от сульфидов цинка и кадмия HgS растворяется в концентрированном растворе Na₂S. Запишите уравнения реакций взаимодействия HgS с концентрированными растворами:

а) сульфида натрия;

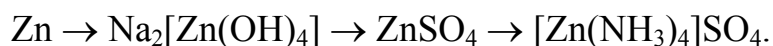
б) азотной кислоты.

16. Составьте уравнения реакций взаимодействия цинка:

а) с концентрированным раствором аммиака;

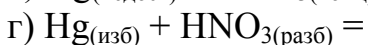
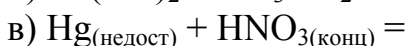
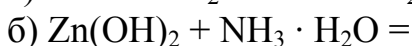
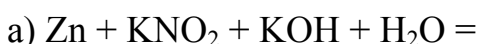
б) очень разбавленной азотной кислотой.

17. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций, протекающих при следующих превращениях:

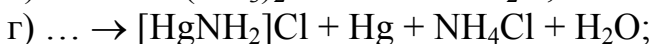
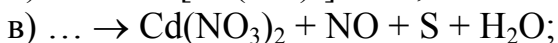
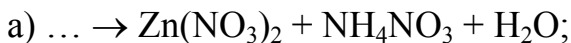


18. Являясь хорошим восстановителем, цинковая пыль при кипячении с сильнощелочными растворами нитратов восстанавливает их максимально. Составьте электронные и молекулярные уравнения этой реакции, один из продуктов которой – тетрагидроксоцинкат натрия.

19. Напишите уравнения нижеприведенных реакций. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах составьте электронно-ионные уравнения полуреакций:



20. В результате взаимодействия каких соединений образовались следующие продукты? Напишите уравнения реакций. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах составьте электронно-ионные уравнения полуреакций:



Тема 25. *d*-ЭЛЕМЕНТЫ ШЕСТОЙ ГРУППЫ

Электронные конфигурации атомов. Явление «проскока» электрона у хрома и молибдена. Валентные возможности и степени окисления. Закономерности в изменении величин атомных радиусов и ионизационных потенциалов в ряду хром – вольфрам. Природа химических связей в соединениях и устойчивость высших валентных соединений. Окислительно-восстановительные свойства соединений. Способность к комплексообразованию.

Хром, молибден, вольфрам. Нахождение в природе. Получение. Химическая активность. Взаимодействие с кислородом, галогенами, серой, водой и водородом. Отношение к щелочам и кислотам.

Кислородные соединения. Карбонилы. Оксиды и гидроксиды. Получение. Кислотно-основные свойства оксидов и гидроксидов. Амфотерные свойства оксида и гидроксида хрома (III). Хромовая и двухромовая кислоты. Строение молекул хромовой и двухромовой кислот. Получение кислот и их солей. Окислительные свойства хроматов и бихроматов. Равновесие в растворах между хромат- и бихромат-ионами. Молибдаты и вольфраматы. Соли хрома со степенью окисления (III). Получение. Восстановительные свойства хромитов. Влияние среды на продукты окисления Cr (III). Гидролиз хромитов.

Галогениды и оксигалогениды хрома, молибдена и вольфрама. Получение. Строение молекул. Гидролиз. Кластерные соединения. Кластеры низших галидов. Комплексные соединения. Аквакомплексы, цианидные и аммиачные комплексы.

Литература

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 1 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1965. – С. 360–364, доп. 3, 6, 11, 13, 16, 19, 22, 23, 25, 26, 29, 31, 33–36, 47, 49, 52, 57.
2. Ахметов, Н. С. Неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 1975. – С. 371–376, 379, 380, 383–388.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 597–617.
4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 527–544.
5. Угай, Я. А. Неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 324–349.

6. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 3: Химия переходных элементов / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2007. – С. 167–253.

7. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник. В 2 т. Т. 1 / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2-е изд. – М.: Изд-во МГУ: Академия, 2007. – С. 298–370.

8. Гринвуд, Н. Химия элементов. В 2 т. Т. 2 / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: БИНОМ: Лаборатория знаний, 2008. – С. 337–371.

Задачи и упражнения

1. Используя табличные данные, вычислите степень, рН гидролиза 0,6 н. раствора CrCl_3 .

2. Какая степень окисления наиболее характерна для хрома? Можно ли подкисленный раствор хлорида хрома (II) оставлять в присутствии кислорода? Запишите уравнение реакции, рассчитайте $\Delta\varphi^\circ$ процесса при 25 °С.

3. Закончите уравнения реакций, составьте ионно-электронные уравнения:



4. Запишите в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакций, протекающих при постепенном прибавлении щелочи к раствору сульфата хрома (III).

5. Составьте в молекулярной и ионно-молекулярной форме уравнения реакции, идущей при сливании растворов хлорида хрома (III) и сульфида калия.

6. Рассчитайте потенциал разложения 1 М раствора сульфата хрома (III) на электродах из гладкой платины.

7. Используя стандартные термодинамические характеристики, определите, при какой температуре возможно разложением хромита натрия получить оксид хрома. Напишите уравнения реакций получения хромата натрия и хлорида хрома из хромита натрия.

8. Вычислите концентрацию ионов CN^- и степень диссоциации комплексного иона $[\text{Cr}(\text{CN})_6]^{3-}$ в 0,01 М растворе, если суммарная константа нестойкости комплексного иона равна 10^{-20} .

9. На основании табличных данных рассчитайте степень и рН гидролиза 0,6 н. раствора хромита натрия. Константа диссоциации HCrO_2 равна $5 \cdot 10^{-13}$.

10. Используя таблицы стандартных электродных потенциалов, вычислите константу равновесия процесса $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 + \text{KBr} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$.

11. Сопоставьте электронные конфигурации атомов хрома, молибдена и вольфрама.

12. Сопоставьте в подгруппах Cr – Mo – W и S – Se – Te изменения следующих свойств:

а) атомных и условных ионных (Э^{6+}) радиусов;

б) потенциалов ионизации $\text{Э}^0 \rightarrow \text{Э}^+$;

в) проявляемых степеней окисления;

г) устойчивости соединений высшей и низшей степеней окисления.

Приведите примеры реакций, подтверждающих изменение устойчивости составляемых соединений.

13. В результате взаимодействия каких соединений образовались следующие продукты? Напишите уравнения реакций. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах составьте электронно-ионные уравнения полуреакций:

а) $\dots \rightarrow \text{CrCl}_2 + \text{HCl}$;

б) $\dots \rightarrow \text{CrCl}_2 + \text{H}_2$;

в) $\dots \rightarrow \text{CrCl}_3 + \text{COCl}_2$;

г) $\dots \rightarrow \text{Cr}_2\text{S}_3 + \text{HCl}$;

д) $\dots \rightarrow \text{CrN} + \text{HCl}$;

е) $\dots \rightarrow \text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{K}_2\text{SO}_4$;

ж) $\dots \rightarrow \text{CrO}_2\text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;

з) $\dots \rightarrow \text{MoO}_3 + \text{SO}_2$.

14. К раствору хромита калия прилили пероксид водорода и раствор гидроксида калия. Зеленая окраска раствора сменяется желтой. Чем объясняется изменение окраски раствора? Напишите электронные и молекулярные уравнения реакции.

15. Какое соединение хрома образуется при кипячении щелочного раствора хромита натрия с бромом? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

16. Какое соединение хрома образуется при сплавлении Cr_2O_3 с NaNO_3 и Na_2CO_3 ? Напишите электронные и молекулярные уравнения реакции.

17. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций превращения: K_2CrO_4 в $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$; $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ в K_2CrO_4 . Являются ли эти реакции окислительно-восстановительными? Ответ мотивируйте.

18. Какое соединение хрома образуется при сплавлении хромистого железа с карбонатом натрия при участии кислорода? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

Тема 26. *d*-ЭЛЕМЕНТЫ СЕДЬМОЙ ГРУППЫ

Электронные конфигурации атомов. Валентные возможности и степени окисления атомов. Характер изменения величин атомных радиусов и ионизационных потенциалов в ряду марганец – рений. Характер химической связи в соединениях и устойчивость соединений в высоких валентных состояниях. Окислительно-восстановительные свойства соединений. Способность марганца – рения к комплексообразованию. Карбонилы этих металлов.

Марганец и рений. Нахождение в природе. Получение. Химическая активность. Взаимодействие с кислородом, водородом, галогенами и водой. Отношение к кислотам и щелочам.

Кислородные соединения. Оксиды и гидроксиды марганца и рения. Получение оксидов. Кислотно-основный характер взаимодействия оксидов и гидроксидов в зависимости от степени окисления элемента. Окислительно-восстановительные свойства оксидов и гидроксидов.

Соли марганца и рения. Манганиты и манганаты. Получение и термическая устойчивость. Окислительно-восстановительные свойства их оксидов. Гидролиз. Перманганаты. Получение и термическая устойчивость. Окислительные свойства перманганатов. Влияние среды на их окислительную активность. Галогидные соли марганца и рения. Сравнение свойств *p*- и *d*-элементов седьмой группы и их соединений.

Литература

1. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 1 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1965. – С. 294–298, доп. 3, 9, 10, 19–21, 28, 34, 35, 37, 41–43, 48, 51, 53.

2. Ахметов, Н. С. Неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 1975. – С. 324–328, 330–335.

3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 618–629.

4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 544–554.

5. Угай, Я. А. Неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 371–386.

6. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 3: Химия переходных элементов / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2007. – С. 254–339.

7. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник. В 2 т. Т. 1 / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2-е изд. – М.: Изд-во МГУ: Академия, 2007. – С. 371–419.

8. Гринвуд, Н. Химия элементов. В 2 т. Т. 2 / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: БИНОМ: Лаборатория знаний, 2008. – С. 372–399.

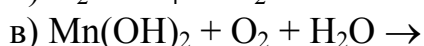
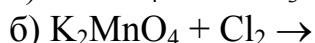
Задачи и упражнения

1. На основании стандартных термодинамических характеристик определите, сколько граммов MnS находится в 500 мл насыщенного раствора.

2. Используя табличные данные, рассчитайте давление разложения Mn_2O_3 по реакции $[Mn_2O_3] \leftrightarrow \frac{2}{3}[Mn_3O_4] + \frac{1}{6}(O_2)$ при температуре 607 °С.

3. Известно, что давление кислорода для диссоциации: $4[MnO_2] \leftrightarrow \leftrightarrow 2[Mn_2O_3] + (O_2)$ равно 194 мм рт. ст. при 797 °С и $\Delta H^\circ = 229,3$ кДж. Вычислите значение ΔG°_T при данной температуре и температуре 298 К, а также найдите ΔS° этого равновесия.

4. Закончите уравнения реакций:



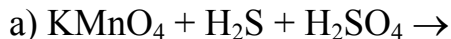
5. Запишите уравнения реакций получения манганата калия из диоксида марганца в присутствии щелочи, если окислителями будут O_2 , KNO_3 , $KClO_3$.

6. Рассчитайте произведение растворимости гидроксида марганца (II), если в 1 л насыщенного раствора содержится $1,9 \cdot 10^{-3}$ г гидроксида.

7. Во сколько раз уменьшится концентрация ионов марганца в насыщенном растворе сульфида марганца (II) при прибавлении к 1 л насыщенного раствора 0,1 г сульфида калия?

8. Потенциал марганцевого электрода, помещенного в раствор его соли, составил $-1,1$ В. Вычислите концентрацию ионов Mn^{2+} в молях на литр.

9. Закончите уравнения реакций, составьте уравнения ионно-электронного баланса:



10. Рассчитайте ΔG°_{298} вышеуказанных процессов, используя таблицы окислительно-восстановительных потенциалов.

11. Сравните электронные конфигурации атомов марганца, технеция и рения.

12. Сопоставьте изменения следующих свойств элементов подгруппы марганца:

а) атомных радиусов;

б) потенциалов ионизации $\Xi^0 \rightarrow \Xi^+$;

в) проявляемых степеней окисления;

г) отношения металлов к кислотам и щелочам.

13. Сопоставьте в ряду $MnO - MnO_2 - Mn_2O_7$ изменения следующих свойств:

а) термической устойчивости;

б) кислотно-основных свойств;

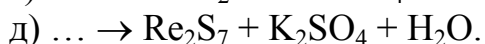
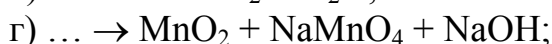
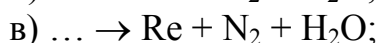
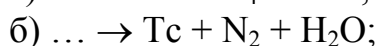
в) окислительно-восстановительных свойств (проиллюстрируйте примерами уравнений реакций).

Объясните наблюдаемые закономерности.

14. Сопоставьте в ряду $Mn(OH)_2 - Mn(OH)_3 - Mn(OH)_4 - (H_2MnO_4) - HMnO_4$ изменение кислотно-основных свойств. Поясните наблюдаемые закономерности.

15. Используя значения стандартных окислительно-восстановительных потенциалов, определите, возможно ли в щелочной среде ($pH = 14$) окисление MnO_2 кислородом воздуха до MnO_4^{2-} .

16. В результате взаимодействия каких соединений образовались следующие продукты? Напишите уравнения реакций. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах составьте электронно-ионные уравнения полуреакций:



17. Запишите уравнения реакций следующих превращений. Укажите условия их проведения. Для осуществления каждого превращения используйте минимальное число стадий. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах составьте электронно-ионные уравнения полуреакций:

- а) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7$;
- б) $\text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn}_2(\text{SO}_4)_3 \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{KMnO}_4 \rightarrow [\text{MnO}_3\text{F}] \rightarrow \text{Mn}_2\text{O}_7$;
- в) $\text{Mn} \rightarrow \text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{X}_1 \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2 \rightarrow (\text{PbO}_2, \text{HNO}_3) \text{X}_2$;
- г) $\text{MnSO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2 \rightarrow \text{Mn} \rightarrow \text{Mn}_2(\text{CO})_{10} \rightarrow \text{Mn}(\text{NO}_3)_2$.

18. Напишите уравнения реакций следующих превращений. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах составьте электронно-ионные уравнения полуреакций:

- а) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб})} =$
- б) $\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{KI} + \text{H}_2\text{O} =$
- в) $\text{KMnO}_4 + \text{NaOH} + \text{Na}_2\text{SO}_3 =$
- г) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 =$
- д) $\text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{SO}_3 =$
- е) $\text{KMnO}_4 + \text{KOH} + \text{H}_2\text{O}_2 =$

19. Какие соединения марганца образуются при его взаимодействии с азотной кислотой, с соляной кислотой? Запишите электронные и молекулярные уравнения реакций.

20. К раствору перманганата калия прилили пероксид водорода и раствор едкого кали. Окраска раствора изменилась на зеленую. Чем объясняется изменение окраски раствора? Составьте электронные и молекулярные уравнения реакции.

21. Какое соединение марганца получается при сплавлении MnO_2 с KOH и KClO_3 ? Напишите электронные и молекулярные уравнения реакции.

Тема 27. *d*-ЭЛЕМЕНТЫ ВОСЬМОЙ ГРУППЫ

Электронные конфигурации атомов. Валентные возможности и степени окисления атомов. Закономерности в изменении величин атомных радиусов и ионизационных потенциалов в ряду железо – осмий. Склонность к комплексообразованию. Карбонилы.

Железо, кобальт, никель. Нахождение в природе. Получение. Доменный процесс. Чугун, сталь. Физические свойства. Взаимодействие с кислородом, водородом, серой, углеродом, галогенами, водой, кислотами и щелочами. Коррозия металлов. Химическая и электрохимическая коррозия. Механизм электрохимической коррозии железа. Оксиды и гидроксиды. Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства. Относительная устойчивость двух- и трехвалентных соединений железа, кобальта и никеля. Соли железа, кобальта и никеля со степенью окисления +2 и +3. Качественная реакция на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} . Гидролиз солей. Соли железа со степенью окисления +6. Ферраты. Получение. Окислительные свойства.

Комплексные соединения. Аммиачные и цианидные комплексы. Берлинская лазурь и турнбулева синь. Металлы платиновой группы. Физические и химические свойства. Взаимодействие со щелочами, водородом и «царской водкой». Оксиды, гидроксиды и их свойства.

Литература

1. Ахметов, Н. С. Неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 1975. – С. 618–630, 632, 636, 639, 640, 644–646.
2. Некрасов, Б. В. Основы общей химии. В 3 т. Т. 3 / Б. В. Некрасов. – М.: Химия, 1967. – С. 113–251.
3. Ахметов, Н. С. Общая и неорганическая химия / Н. С. Ахметов. – М.: Высш. шк., 2008. – С. 630–675.
4. Карапетьянц, М. Х. Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. – М.: Химия, 1981. – С. 554–572.
5. Угай, Я. А. Неорганическая химия / Я. А. Угай. – М.: Высш. шк., 1989. – С. 398–415.
6. Рамсен, Э. Н. Начала современной химии / Э. Н. Рамсен. – Л.: Химия, 1989. – С. 531–540.
7. Неорганическая химия: учебник для вузов: в 3 т. – М.: Академия, 2004–2007. – Т. 3: Химия переходных элементов / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2007. – С. 3–159.
8. Неорганическая химия. Химия элементов: учебник. В 2 т. Т. 1 / Ю. Д. Третьяков [и др.]. – 2-е изд. – М.: Изд-во МГУ: Академия, 2007. – С. 420–488.
9. Гринвуд, Н. Химия элементов. В 2 т. Т. 2 / Н. Гринвуд, А. Эрншо; пер. с англ. – М.: БИНОМ: Лаборатория знаний, 2008. – С. 400–496.

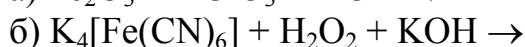
Задачи и упражнения

1. Используя стандартные термодинамические характеристики, определите давление разложения Fe_3O_4 при 517°C по следующей реакции: $[\text{Fe}_3\text{O}_4] \leftrightarrow 3[\text{FeO}] + \frac{1}{2}(\text{O}_2)$.

2. Для комплексного иона $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$ константа нестойкости составляет $1 \cdot 10^{-42}$. Вычислите концентрацию ионов Fe^{3+} в $0,1 \text{ M}$ растворе $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

3. На основании табличных данных определите потенциал разложения $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$ в водном растворе на электродах из гладкой платины.

4. Закончите уравнения реакций:



5. Давление насыщенного пара NiCl_2 составляет 4 мм рт. ст. при температуре 687°C и 100 мм рт. ст. при температуре 867°C . Вычислите ΔH° и ΔS° испарения и температуру кипения NiCl_2 .

6. Что происходит при подкислении раствора феррата калия концентрированной соляной кислотой? Ответ подтвердите расчетами.

7. Рассчитайте концентрацию ионов Ni^{2+} в никелевом полуэлементе, если ЭДС его, измеренная относительно водородного нормального электрода, равна $-0,338 \text{ В}$ при 25°C .

8. Напишите молекулярное и ионно-молекулярное уравнения совместного гидролиза силиката натрия и сульфата никеля (II).

9. Сравните электронные конфигурации атомов железа, кобальта и никеля.

10. Сопоставьте в ряду $\text{Fe} - \text{Co} - \text{Ni}$ изменение следующих свойств:

а) атомных и условных ионных (Э^{2+} , Э^{3+} , Э^{4+} и Э^{8+}) радиусов;

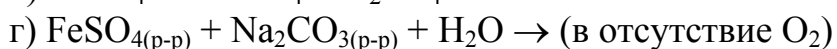
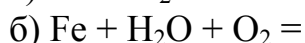
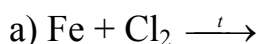
б) потенциалов ионизации (I_1 , I_2 , I_3);

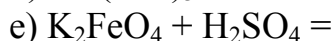
в) устойчивости соединений высших степеней окисления;

г) температуры плавления и кипения простых веществ.

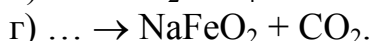
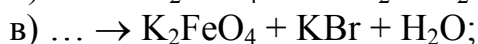
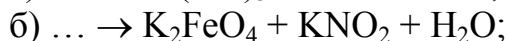
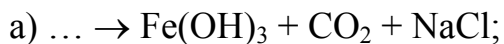
Объясните наблюдаемые закономерности.

11. Напишите уравнения следующих реакций. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах составьте электронно-ионные уравнения полуреакций:

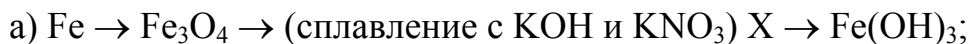




12. В результате взаимодействия каких соединений образовались следующие продукты? Напишите уравнения реакций. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах составьте электронно-ионные уравнения полуреакций:



13. Напишите уравнения реакций следующих превращений. Укажите условия их проведения. Для осуществления каждого превращения используйте минимальное число стадий. Для окислительно-восстановительных процессов в растворах составьте электронно-ионные уравнения полуреакций:



14. Представьте электронные конфигурации ионов Fe^{2+} и Fe^{3+} . Объясните, почему ион Fe^{3+} является более устойчивым, чем Fe^{2+} .

15. Каково отношение металлов Fe, Co, Ni к разбавленным кислотам? При каких условиях и какие кислоты пассивируют железо? Ответ мотивируйте.

16. В одинаковой ли степени выражены основные свойства гидроксидов железа (II) и (III)? Как это влияет на степень гидролиза солей, содержащих ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} ? Ответ аргументируйте.

17. Растворы хлорида железа (III) за счет гидролиза обладают желто-коричневой окраской. Почему при нагревании окраска становится более темной и, наоборот, светлеет при добавлении соляной кислоты?

18. Напишите уравнение реакции, которая происходит при действии хлора на гексацианоферрат (II) калия. Составьте электронные уравнения.

19. Объясните сущность химической и электрохимической коррозии. Укажите способы защиты железа от коррозии.

20. Какое соединение железа образуется, если на раствор FeSO_4 подействовать щелочью и полученный влажный остаток оставить на воздухе? Составьте уравнения реакций. Для окислительно-восстановительной реакции напишите электронные уравнения.

21. Соляной кислотой подействовали на Ni_2O_3 и Fe_2O_3 . Какая из реакций является окислительно-восстановительной? Составьте для этой реакции электронные уравнения.

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие.....	3
Тема 1. Атомно-молекулярное учение.....	4
Тема 2. Законы идеальных газов.....	5
Тема 3. Основные классы неорганических соединений.....	7
Тема 4. Окислительно-восстановительные процессы.....	9
Тема 5. Концентрация растворов.....	13
Тема 6. Термохимия.....	15
Тема 7. Химическое равновесие.....	18
Тема 8. Химическое равновесие в растворах электролитов.....	21
Тема 9. Гидролиз солей.....	24
Тема 10. Электрохимия.....	27
Тема 11. Строение электронных оболочек атома.....	30
Тема 12. Периодический закон Д. И. Менделеева и периодическая система элементов.....	32
Тема 13. Строение молекул.....	35
Тема 14. Комплексные соединения.....	38
Тема 15. Строение кристаллов.....	41
Тема 16. <i>s</i> -Элементы первой группы.....	44
Тема 17. <i>s</i> -Элементы второй группы.....	48
Тема 18. <i>p</i> -Элементы третьей группы.....	51
Тема 19. <i>p</i> -Элементы четвертой группы.....	55
Тема 20. <i>p</i> -Элементы пятой группы.....	59
Тема 21. <i>p</i> -Элементы шестой группы.....	62
Тема 22. <i>p</i> -Элементы седьмой группы.....	67
Тема 23. <i>d</i> -Элементы первой группы.....	70
Тема 24. <i>d</i> -Элементы второй группы.....	73
Тема 25. <i>d</i> -Элементы шестой группы.....	77
Тема 26. <i>d</i> -Элементы седьмой группы.....	80
Тема 27. <i>d</i> -Элементы восьмой группы.....	83

Учебное издание

Жарский Иван Михайлович
Волков Анатолий Иванович
Комшилова Ольга Николаевна

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Учебно-методическое пособие

Редактор *Е. С. Ватеичкина*
Компьютерная верстка *Д. В. Чернушевич*

Подписано в печать 02.11.2010. Формат 60×84¹/₁₆.
Бумага офсетная. Гарнитура Таймс. Печать офсетная.
Усл. печ. л. 5,1. Уч.-изд. л. 5,3.
Тираж 500 экз. Заказ .

Отпечатано в Центре издательско-полиграфических
и информационных технологий учреждения образования
«Белорусский государственный технологический университет».
220006. Минск, Свердлова, 13а.
ЛИ № 02330/0549423 от 08.04.2009.
ЛП № 02330/0150477 от 16.01.2009.