

**Министерство науки и высшего образования
Российской Федерации**

**Федеральное государственное бюджетное
образовательное учреждение
высшего образования
«Казанский государственный энергетический университет»**

ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ МЕТОДЫ ОБРАБОТКИ ВОДЫ

Учебная программа

**для студентов заочной формы обучения
по образовательной программе
направления подготовки
«Теплоэнергетика и теплотехника»,**

Казань 2024

УДК
ББК

Физико-химические методы обработки воды: учебная программа / сост.: Гибадуллина Х.В., Сироткина Л.В., Гайнутдинова Д.Ф. – Казань: Казан. гос. энерг. ун-т, 2024. – 83 с.

Содержит программу дисциплины «Физико-химические методы обработки воды:», методические указания по самостоятельному изучению ее разделов, выполнению контрольной работы, вопросы к промежуточной аттестации. Приведены общие рекомендации по работе над дисциплиной.

Предназначена для студентов заочной формы обучения по образовательной программе направления подготовки 13.03.01 «Теплоэнергетика и теплотехника», профиль – «Автономные энергетические системы».

УДК
ББК

ВВЕДЕНИЕ

Приведены рекомендации по работе над дисциплиной и методические указания по изучению теоретического курса "Физико-химические методы обработки воды", примеры решения задач и контрольные задания.

ЦЕЛЬ И ЗАДАЧИ ОСВОЕНИЯ УЧЕБНОЙ ДИСЦИПЛИНЫ

Целью освоения дисциплины является формирование у студентов:

- целостного естественно-научного мировоззрения и знаний по химии воды,
- знаний по химии воды;
- изучение химических систем и фундаментальных законов химии с позиций современной науки;
- технологии очистки и подготовки теплоносителя для обеспечения оптимального водно-химического режима на тепловые электрические станции (ТЭС).

В задачи дисциплины входит:

- познакомить обучающихся с современными аналитическими и физико-химическими методами исследования свойств теплоносителя на ТЭС.

МЕСТО ДИСЦИПЛИНЫ В СТРУКТУРЕ ОБРАЗОВАТЕЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ ВЫСШЕГО ОБРАЗОВАНИЯ

Дисциплина «Физико-химические методы обработки воды» относится к модулю «Естественно-научные дисциплины» образовательной программы подготовки бакалавров по направлениям подготовки 13.03.01 «Теплоэнергетика и теплотехника».

До освоения дисциплины у студента должны быть сформированы следующие компетенции:

- способность предоставлять адекватную современному уровню знаний научную картину мира на основе знания и основных положений законов и методов естественных наук и математики;
- способность выявлять естественно-научную сущность проблем, возникающих в ходе профессиональной деятельности, привлекать для их решения соответствующий физико-математический аппарат;
- готовность анализировать и систематизировать результаты исследований, представлять материалы в виде научных отчетов, публикаций, презентаций.

Изучение материала

Самостоятельная работа с литературой

Начинать изучение дисциплины необходимо с рассмотрения ее содержания по программе, затем приступить к рассмотрению отдельных разделов. Сначала ознакомьтесь с содержащимися в данном разделе вопросами, их последовательностью, а затем уже приступайте к изучению содержания раздела. При первом чтении необходимо получить общее представление об излагаемых вопросах. При повторном чтении необходимо параллельно вести конспект, в который заносить все основные понятия и закономерности рассматриваемого раздела, математические зависимости и их выводы; химические формулы и уравнения реакций, названия веществ и впервые встретившиеся термины с краткими пояснениями их сущности. По возможности старайтесь систематизировать материал, представляйте его в виде красочных графиков, схем, диаграмм, таблиц – это облегчает запоминание материала и позволяет легко восстановить его в памяти при повторном обращении. Не старайтесь наполнить конспект отдельными фактами и цифрами, их всегда можно отыскать в соответствующих справочных материалах. Вникайте в сущность того или иного вопроса – это способствует более глубокому и прочному усвоению материала.

Переходите к изучению нового раздела только после полного изучения теоретических вопросов, выполнения самопроверки и решения задач по предыдущему разделу.

Самопроверка

Закончив изучение раздела, ответьте на вопросы для самопроверки, которые акцентируют внимание на наиболее важных вопросах. При этом старайтесь не пользоваться конспектом или учебником. Частое обращение к конспекту показывает недостаточное усвоение основных вопросов, неумение правильно конспектировать основные понятия и закономерности. Хороший конспект окажет вам помощь при повторении материала в период подготовки к экзамену.

Выполнение упражнений и решение задач

Для более прочного усвоения теоретического материала после самопроверки необходимо выполнить упражнения и решить задачи по пройденному разделу. Для этого по всем основным разделам приводится литература с указанием страниц учебника и номеров задач для решения.

Консультации

При возникновении затруднений при изучении теоретической части дисциплины, поиске ответов на вопросы для самопроверки или решении задач следует обращаться за письменной или устной консультацией к преподавателю в университет. При этом необходимо точно указать вопрос, вызывающий затруднение, место в рекомендуемой учебной литературе.

Лекции, практические и лабораторные занятия

Лекции

В период установочной или лабораторно-экзаменационной сессии студентам читаются лекции обзорного характера, на которых кратко рассматриваются все разделы и темы, а также разбираются вопросы, недостаточно полно или точно освещенные в учебной литературе или вызывающие затруднения у большого числа студентов.

Практические занятия

Для более полного усвоения изучаемого материала по наиболее трудным темам и разделам, а также решения контрольных заданий, необходимо посетить практические занятия и выполнить предлагаемые преподавателем задания.

Лабораторные занятия

Для более глубокого изучения дисциплины «Химия в теплоэнергетике» как науки, основанной на эксперименте, необходимо выполнить лабораторные работы и написать по этим лабораторным работам отчет, который предъявляется преподавателю при получении зачета.

Контрольная работа

В процессе изучения дисциплины «Химия в теплоэнергетике» студент должен выполнить контрольную работу. Задачи контрольной работы необходимо выполнять по мере изучения соответствующих тем. Неудача при решении задач контрольной работы показывает, что тема не проработана или не решено достаточное количество задач. Нужно вернуться к рассмотрению основных положений, еще раз внимательно разобрать решение типовых задач и прорешать предложенные задачи.

Задания выдаются преподавателем на установочной лекции и практических занятиях. Контрольная работа выполняется самостоятельно, при этом часть заданий выполняется студентом во время самостоятельной внеаудиторной работы, а часть – на практических занятиях. Преподаватель-рецензент указывает студенту на недостатки в усвоении им материала дисциплины, что позволяет устранить их к зачету и экзамену.

Промежуточная аттестация

Экзамен

К сдаче экзамена по химии допускаются студенты, имеющие одну зачетную контрольную работу и зачет по лабораторным и практическим занятиям.

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ И ИНФОРМАЦИОННОЕ ОБЕСПЕЧЕНИЕ ДИСЦИПЛИНЫ

Основная литература

1. Коровин, Н. В. Общая химия / Н. В. Коровин. – Москва : Высш. шк., 2005. – 557 с.

2. Химический анализ в энергетике. Кн. 1, 2 – Москва : МЭИ, 2008. – 407 с.

Книга 1. Меньшиков В. Л. Фотометрия / В. Л. Меньшикова, Ю. А. Морыганова, В. Ф. Очков; под ред. А. П. Пильщикова.

Книга 2. Морыганов Ю. А. Титриметрия и гравиметрия / Ю. А. Морыганова, В. Л. Меньшикова, В. Н. Кулешов; под ред. В. Ф. Очкова.

3. Задачи и упражнения по общей химии: учебное пособие / Б. И. Адамсон, О. Н. Гончарук, В. Н. Камышова [и др.]; под ред. Н. В. Коровина. – Москва : Высшая школа, 2003. – 255 с.

Дополнительная литература

4. Чичирова, Н. Д. Коррозия металла теплоэнергетического оборудования: учеб. пособие / Н. Д. Чичирова, Ю. В. Абасев, Э. М. Залаев. – Казань : Казан. гос. энерг. ун-т, 2010. – 164 с.

5. Чичирова, Н. Д. Электромембранные технологии в энергетике: монография / Н. Д. Чичирова, А. А. Чичиров, Вафин Т. Ф. – Казань : Казан. гос. энерг. ун-т, 2012. – 260 с.

6. Чичирова, Н. Д. Баромембранные технологии в энергетике: монография / Н. Д. Чичирова, С. М. Власов. – Казань : Казан. гос. энерг. ун-т, 2011. – 272 с.

7. Зуева, О. С. Биотопливо и бионанотехнологии / О. С. Зуева, М. Л. Калайда, А. А. Чичиров // LAP LAMBERT Academic Publishing. – 2014. – 103 с.

8. Гибадуллина, Х. В. Химия. Избранные главы: учебное пособие / Х. В. Гибадуллина, А. А. Чичиров. – Казань : КГЭУ, 2011. – 68 с.

9. Сироткина, Л. В. Основы химической кинетики. Теория и задачи: учебно-методическое пособие / Л. В. Сироткина. – Казань : КГЭУ, 2012. – 56 с.

10. Сироткина, Л. В. Электрохимия. Теория и задачи / Л. В. Сироткина. Казань : КГЭУ, 2014. – 72 с.

11. Гибадуллина, Х. В. Неорганическая химия: руководство к практическим занятиям по дисциплине "Неорганическая и органическая химия". Ч.1 / Х. В. Гибадуллина. – Казань : КГЭУ, 2012. – 118 с.

12. Чичиров, А. А. Теоретические основы химико-технологических процессов в теплоэнергетике: учебное пособие / А. А. Чичиров, Н. Д. Чичирова, Д. Ф. Гайнутдинова. – Казань : КГЭУ, 2004. – 100 с.

Электронно-библиотечные системы

ИРБИС 64: электронная библиотечная система КГЭУ «ИРБИС 64»: сайт. – Казань. URL: <http://lib.kgeu.ru/>. – Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. – Текст: электронный.

НЭЛБУК: электронная библиотека НЭЛБУК Издательского дома МЭИ: сайт. – Москва, - URL: <http://nelbook.ru/>. – Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. – Текст: электронный.

eLIBRARY.RU: научная электронная библиотека: сайт. – Москва, 2000–2020.

– URL: <https://elibrary.ru> (дата обращения: 09.01.2018). – Режим доступа: для зарегистрир. пользователей. – Текст: электронный.

Программное обеспечение дисциплины

ДК «Химия в теплоэнергетике», размещенный в LMS Moodle 3.0, адрес размещения <http://lms.kgeu.ru/course/view.php?id=31>.

Словари и энциклопедии: [сайт]. – Москва. URL: <http://dic.academic.ru/>. – Текст: электронный.

Энциклопедии, словари, справочники: [сайт]. – Москва. URL: <http://www.rubricon.com>) – Текст: электронный.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО ВЫПОЛНЕНИЮ И ОФОРМЛЕНИЮ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

Каждый студент выполняет вариант контрольной работы, обозначенный двумя последними цифрами его учебного шифра в зачетной книжке.

Варианты контрольного задания приведены в конце учебной программы. При выполнении контрольной работы необходимо строго придерживаться указанных ниже правил. Работа, выполненная без соблюдения этих правил, не зачитывается и возвращается студенту для переработки.

1. Контрольная работа должна быть выполнена в отдельной тетради в клетку чернилами любого цвета, кроме красного. Необходимо оставлять поля шириной 4-5 см для замечаний рецензента.

2. В заголовке работы на обложке тетради должны быть ясно написаны фамилия студента, его инициалы, учебный номер (шифр), название дисциплины; здесь же следует указать название учебного заведения, дату отсылки работы в КГЭУ и адрес студента. В конце работы следует проставить дату ее выполнения и расписаться.

3. В работу должны быть включены все задачи, указанные в задании строго по положенному варианту. Контрольные работы, содержащие не все задачи задания, а также задачи не своего варианта, не зачитываются.

4. Решения задач надо располагать в порядке номеров, указанных в заданиях, сохраняя номера задач.

5. Перед решением каждой задачи надо полностью выписать ее условие. В том случае, если несколько задач, из которых студент выбирает задачи своего варианта, имеют общую формулировку, следует, переписывая условие задачи, заменить общие данные конкретными, взятыми из соответствующего номера.

6. Решения задач следует излагать, подробно и аккуратно объясняя и мотивируя все действия по ходу решения и делая необходимые рисунки, схемы и записывая уравнения реакций.

7. После получения незначительной работы студент должен исправить все отмеченные рецензентом ошибки и недочеты и выполнить все рекомендации рецензента.

8. Если рецензент предлагает внести в решения задач те или иные исправления или дополнения и прислать их для повторной проверки, то это следует сделать в короткий срок.

9. В случае незначительной работы и отсутствия прямого указания рецензента на то, что студент может ограничиться представлением исправленных решений отдельных задач, вся работа должна быть выполнена заново.

10. При высылаемых исправлениях должна обязательно находиться прорецензированная работа. Поэтому рекомендуется при выполнении контрольной работы оставлять в конце тетради несколько чистых листов для всех дополнений и исправлений в соответствии с указаниями рецензента. Вносить исправления в сам текст работы после ее рецензирования запрещается.

МЕТОДИЧЕСКИЕ УКАЗАНИЯ ПО САМОСТОЯТЕЛЬНОМУ ИЗУЧЕНИЮ ДИСЦИПЛИНЫ

Программа дисциплины состоит из четырех разделов. Ниже по каждому разделу приводятся ссылки на литературу с указанием глав и параграфов, в которых излагается данная тема, а также страниц учебника и номеров вопросов и задач для самостоятельного решения. Номер учебника, указанный в квадратных скобках, соответствует его номеру в списке литературы. Далее приводятся вопросы для самопроверки, на которые следует отвечать после изучения каждой темы.

Раздел 1. ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

- Литература:** [1], гл. V, §§ 5.1 – 5.5; с. 148, № 5.34 – 5.39;
 [1], гл. VI, §§ 6.1 – 6.3; с. 157, № 6.4 – 6.8; с. 165, № 6.9 – 6.15;
 [1], гл. VII, §§ 7.1–7.5; с. 176, № 7.1 – 7.8; с. 189, № 7.15 – 7.19; с. 201, № 7.24 – 7.30;
 [1], гл. III, §§ 3.4; с.82, № 3.10 – 3.13;
 [1], гл. VIII, §§ 8.3, 8.6; с.218, № 8.6 – 8.9; с.242, № 8.15 – 8.20;
 [2], гл. I, § 1.1.6;
 [9], с. 3 – 50;
 [10], с. 5 – 70;

[11], гл. I, §§ 1.1 – 1.2;

[12] с. 33 - 39.

Вопросы для самопроверки

1. Какие соли называются простыми, двойными, комплексными? Приведите примеры.

2. Что называется комплексообразователем, лигандами, внутренней и внешней сферой комплексного соединения?

3. Как определить координационное число комплексообразователя?

4. Определите заряд комплексного иона и координационное число комплексообразователя в следующих соединениях: $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$, $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$, $(\text{NH}_4)_2[\text{Co}(\text{CNS})_4]$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{NO}_3$.

5. Для каких элементов периодической системы Д.И. Менделеева характерно образование комплексных соединений?

6. Что называется константой нестойкости комплекса? Приведите примеры.

7. Определите степень окисления железа в желтой кровяной соли $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, красной кровяной соли $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, берлинской лазури $\text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3$, турнбулевой сини $\text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2$.

8. Напишите уравнение электролитической диссоциации комплексных соединений и выражение констант нестойкости полученных ионов: $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl}$, $\text{K}_2[\text{HgI}_4]$, $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$, $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$.

9. Каков механизм образования донорно-акцепторной связи в комплексных соединениях? Укажите донор и акцептор в следующих ионах: $[\text{SiF}_6]^{2-}$, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, $[\text{HgI}_4]^{2-}$.

10. Какие реакции называются обратимыми?

11. Какое состояние обратимой реакции называется химическим равновесием?

12. Каков физический смысл константы химического равновесия и от каких факторов она зависит?

13. Что такое растворимость? От каких факторов зависит растворимость вещества?

14. Сформулируйте правило произведения растворимости. Объясните физический смысл произведения растворимости. Для каких целей используется константа равновесия гетерогенных систем?

15. К каким электролитам и какому раствору применимо правило произведения растворимости?
16. Назовите условия выпадения осадка.
17. Почему для практически полного осаждения иона из раствора необходим избыток осадителя?
18. Как кислотность раствора влияет на осаждение веществ?
19. Какое влияние на растворимость осадков оказывает введение в насыщенный раствор одноименного иона?
20. Какое влияние оказывает введение в насыщенный раствор одноименного иона на растворимость осадков?
21. Как понизить растворимость труднорастворимого электролита?
22. Как объяснить растворение в кислотах таких малорастворимых веществ, как $\text{Fe}(\text{OH})_2$, CaC_2O_4 ?

РАЗДЕЛ 2. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ. ИСТИННЫЕ РАСТВОРЫ. ХИМИЯ ВОДЫ И ТЕХНОЛОГИЯ ОЧИСТКИ ВОДЫ

Литература: [1], гл. VIII, §§ 8.2 – 8.7; с. 218, № 8.6 – 8.9; с. 224, с. 231 № 8.10 – 8.14;
 [1], гл. VIII, § 12.3; с. 397, № 12.6 – 12.13;
 [2], гл. I, §§ 1.1.1 – 1.1.7;
 [2], гл. II, §§ 2.1 – 2.17;
 [5], гл. I, § 1.2, с. 9 – 23; гл. II, § 2.3, с. 37 – 45;
 [6], гл. I, с. 7 – 15;
 [11], гл. I, §§ 2.1 – 2.2.

Вопросы для самопроверки

1. Какие типы дисперсных систем вы знаете?
2. Классифицируйте дисперсные системы по степени дисперсности и по агрегатному состоянию фаз.
3. Что отличает коллоидно-дисперсные системы от истинных растворов и грубодисперсных систем?
4. Приведите строение мицелл золя йодида серебра, полученного при избытке йодида калия; при избытке нитрата серебра.
5. Объясните механизм устойчивости коллоидных систем.
6. Что такое коагуляция? Какие способы коагуляции Вы знаете?
7. Назовите признаки классификации растворов. Охарактеризуйте понятия «истинные растворы», «идеальные растворы».
8. Какие факторы определяют растворимость веществ в воде?

9. Какие способы выражения концентрации растворов Вам известны?
10. Какие вещества называются электролитами?
11. Что такое электролитическая диссоциация?
12. Что называется степенью электролитической диссоциации?
13. Какие факторы определяют степень диссоциации электролитов?
14. Что такое константа диссоциации?
15. Какова взаимосвязь между степенью диссоциации и константой диссоциации слабого электролита?
16. В Вашем распоряжении два раствора с одинаковой молярной концентрацией: один – раствор сильного электролита, другой – раствор слабого электролита. Предложите несколько вариантов эксперимента, позволяющего определить, какой электролит где находится.
17. Охарактеризуйте физические и химические свойства воды.
18. Перечислите основные компоненты природной воды.
19. Почему происходит увеличение растворяющей способности воды при повышении температуры и давления в контурах ТЭС?
20. Чем обусловлена кислотность и щелочность природных вод?
21. Какие факторы оказывают влияние на рН природных и производственных вод?
22. Чем обусловлены буферные свойства природных вод?
23. Как экспериментально определяют кислотность и щелочность воды?
24. Опишите процесс гидролиза солей и его роль в процессах, протекающих в природной воде.
25. Перечислите технологические показатели качества воды.
26. Охарактеризуйте методы очистки воды.
27. Объясните чем обусловлена жесткость воды. Назовите виды жесткости, способы определения и устранения.
28. Перечислите основные химические и физико-химические способы водоподготовки.
29. Назовите методы умягчения и обессоливания природной и производственной воды.
30. Дайте краткую характеристику мембранных методов водоподготовки.

РАЗДЕЛ 3. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛА ТЕПЛОЭНЕРГЕТИЧЕСКОГО ОБОРУДОВАНИЯ

Литература: [1], гл. IX, §§ 9.1-9.8; с. 259, № 9.1 – 9.9; с. 275, с. 285,

№ 9.10 – 9.17;

[1], гл. X, §§ 10.1-10.4; с. 327, № 10.4 – 10.10; с. 337, № 10.11 – 10.15;

[2], гл. II, §§ 2.5, 2.12;

[4], гл. I, §§ 1.2 – 1.3; гл. II, §§ 2.1 – 2.5; гл. VI, §§ 6.1 – 6.3.

Вопросы для самопроверки

1. Что такое коррозия металлов?
2. Перечислите основные формы коррозии.
3. В чем отличие химической коррозии от электрохимической?
4. Что общего между процессами, протекающими при электрохимической коррозии, и процессами в гальваническом элементе?
5. Какие окислители чаще всего являются причиной электрохимической коррозии?
6. Перечислите основные катодные и анодные реакции при коррозионном процессе.
7. Перечислите основные причины развития коррозии теплоэнергетического оборудования.
8. Назовите внутренние и внешние факторы коррозии сплавов.
9. Чем определяется возможность протекания процессов коррозии сплавов с кислородной и водородной деполяризацией?
10. Как изменится скорость кислородной коррозии при повышении температуры?
11. Как влияет повышение температуры на скорость коррозии с выделением водорода?
12. Как влияет чистота питательной воды на интенсивность коррозионно-эрозионных процессов?
13. Что такое щелочная коррозия?
14. Какой интервал значений рН является благоприятным для работы лопаток и дисков турбин ТЭС?
15. Каково пороговое значение содержания, выше которого начинает проявляться его отрицательное влияние на коррозионную прочность сталей?
16. Перечислите основные конструкционные материалы теплоэнергетического оборудования.
17. В какой форме переходят в теплоноситель продукты коррозии конструкционных материалов?
18. Чем определяется выбор способа защиты металла от коррозии?

19. Какие металлы входят в состав высоколегированных нержавеющих аустенитных сталей?
20. Назовите легирующие элементы жаропрочных марок стали.
21. Какие металлы относятся к самопассивирующимся?
22. Почему сера является нежелательным элементом в составе материалов из стали?
23. Охарактеризуйте роль легирующих компонентов стали в развитии кислородной коррозии.
24. Опишите влияние добавок хрома на поведение сталей.
25. Каким образом вода и перегретый пар защищают железо от коррозии?
26. Перечислите методы обескислороживания воды. Приведите уравнения химических реакций, лежащих в основе гидразионной обработки воды.
27. Какие реагенты используют для связывания углекислоты в питательной воде энергоблоков? Какие химические реакции при этом протекают?
28. Что такое ингибитор коррозии? Чем ингибитор отличается от катализатора?
29. Какие ингибиторы используются в теплоэнергетике для предотвращения коррозии?

РАЗДЕЛ 4. ХИМИЧЕСКИЕ ВОПРОСЫ ЭКОЛОГИИ

Литература

- [1], гл. XV, §§ 15.1-15.4; с. 478, с. 490, с. 496, № 15.1 – 15.11; с. 275, с. 285, № 9.10 – 9.17;
- [4], гл. II, § 2.5, с. 37 – 45;
- [4], гл. III, § 3.1, с. 69 – 138;
- [6], гл. I, с. 7 – 15;
- [7], с. 10 – 103;
- [8], гл. II, § 2.1 – 2.6; с. 26 – 57;
- [11], гл. II, § 2.1 – 2.6, с. 28 – 70.

Вопросы для самопроверки

1. Охарактеризуйте особенности воздействия энергетики на природную окружающую среду.
2. Какова роль химии в решении экологических проблем общества?
3. Назовите основные токсичные выбросы теплоэнергетического оборудования в атмосферу и в водный бассейн.

4. Объясните процессы превращения выбросов энергетики в атмосфере и гидросфере. Составьте уравнения соответствующих реакций.

5. Кислотные дожди: причины возникновения и последствия их воздействия на окружающую среду.

6. Приведите источники и механизм появления серной кислоты в атмосфере.

7. Какие новые технологии используют для очистки сточных вод?

8. Биоэнергетика. Перечислите основные виды биотоплива.

9. Что может служить сырьем для производства биотоплива?

10. Какова доля растительной биомассы в мировом потреблении энергии?

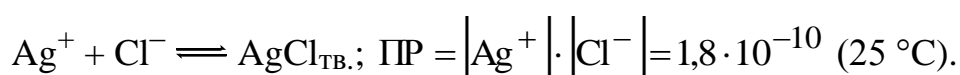
11. Каковы причины слабого развития биоэнергетики в России?

ПРИМЕРЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ ЗАДАЧ

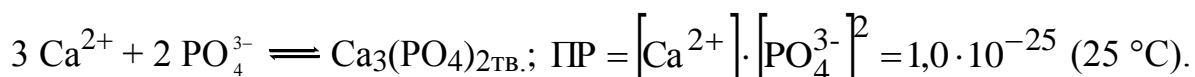
1. Химическое равновесие. Закономерности химического равновесия в гетерогенных системах. Произведение растворимости

Применяя закон действующих масс к гетерогенным системам осадок – насыщенный раствор, равновесие в них характеризуют константой равновесия, называемой произведением растворимости (ПР). Произведение растворимости малорастворимого сильного электролита есть произведение равновесных молярных концентраций катионов и анионов этого электролита в водном растворе.

Для хлорида серебра (I):



Для ортофосфата кальция:



Если в растворе произведение концентраций электролита (ИП) выше значения ПР, то избыточное количество вещества выпадет в осадок. Как и всякая другая константа равновесия, величина ПР зависит от температуры, так как растворимость вещества (концентрация насыщенного раствора) изменяется при повышении или понижении температуры. Для малорастворимых сильных электролитов, растворимость которых с ростом температуры увеличивается, произведение растворимости увеличивается.

Примеры решения задач

Расчет возможности образования осадков

Пример 1. Объясните образуется ли осадок карбоната свинца при смешивании 400 мл 0,001 М раствора нитрата свинца и 100 мл 0,01 М раствора карбоната калия.

Решение.

- Находим молярные концентрации веществ в момент смешивания растворов по формуле:

$$C_M(\text{Pb}(\text{NO}_3)_2) = \frac{C_M \cdot V_1}{V_1 + V_2} = \frac{0,01 \cdot 400}{400 + 100} = 8 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

$$C_M(\text{K}_2\text{CO}_3) = \frac{C_M \cdot V_1}{V_1 + V_2} = \frac{0,01 \cdot 100}{400 + 100} = 2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

- Концентрации ионов образующих осадок равны: $[\text{Pb}^{2+}] = 8 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л}$ и $[\text{CO}_3^{2-}] = 2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$.

- ИП = $[\text{Pb}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 8 \cdot 10^{-4} \cdot 2 \cdot 10^{-3} = 1,6 \cdot 10^{-6}$.

4. Полученное значение произведения концентрации ионов больше ПР (PbCO_3) = $7,5 \cdot 10^{-14}$, следовательно, раствор пересыщен относительно карбоната свинца и осадок образуется.

Пример 2. Рассчитайте при какой величине рН начнется осаждение гидроксида цинка из 0,1 М раствора его соли, если ПР($\text{Zn}(\text{OH})_2$) = $7,1 \cdot 10^{-18}$.

Решение.



- ПР ($\text{Zn}(\text{OH})_2$) = $[\text{Zn}^{2+}][\text{OH}^-]^2 = 7,0 \cdot 10^{-18}$.

- Рассчитываем концентрацию гидроксид-ионов:

$$[\text{OH}^-] = \sqrt{\frac{\text{ПР}_{\text{Zn}(\text{OH})_2}}{[\text{Zn}^{2+}]}} = \sqrt{\frac{7,1 \cdot 10^{-18}}{0,1}} = 8,42 \cdot 10^{-9} \text{ моль/л.}$$

- $\text{pH} = 14 - \lg[\text{OH}^-] = 5,92$.

Осаждение гидроксида цинка из раствора соли цинка с концентрацией 0,1 моль/л начинается при рН, равном 5,92.

Пример 3. Определите, образуется ли осадок CaCO_3 при смешивании равных объемов 0,02 М растворов хлористого кальция и углекислого натрия. $\text{ПР}(\text{CaCO}_3) = 1,0 \cdot 10^{-3}$.

Решение. При смешивании равных объемов растворов CaCl_2 и Na_2CO_3 объем смеси увеличивается в 2 раза, поэтому концентрация каждого из ионов уменьшается в 2 раза. Следовательно,

$$[\text{CaCl}_2] = [\text{Ca}^{2+}] = 0,02 \cdot 0,5 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

$$[\text{Na}_2\text{CO}_3] = [\text{CO}_3^{2-}] = 0,2 \cdot 0,5 = 1 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

Откуда $[\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{CO}_3^{2-}] = 1 \cdot 10^{-2} \cdot 1 \cdot 10^{-2} = 1 \cdot 10^{-4}$. Осадок образуется, так как $1,0 \cdot 10^{-3} < 1 \cdot 10^{-4}$.

Расчет растворимости труднорастворимого электролита по значению ПР. Влияние ионной силы раствора

Пример 4. Вычислите растворимость хлорида серебра: а) в воде при 25 °С; б) в 0,01 М растворе нитрата калия.

Решение.

А. Вычисляем растворимость соли в воде

$$1. \text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{AgCl}_{\text{тв.}}; \text{ПР}(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = 1,78 \cdot 10^{-10} \text{ (25 °С).}$$

2. Пусть молярная концентрация насыщенного раствора AgCl равна x , тогда

$$[\text{Ag}^+][\text{Cl}^-] = x; \text{ПР}(\text{AgCl}) = x^2 = 1,78 \cdot 10^{-10},$$

откуда $x = \sqrt{1,78 \cdot 10^{-10}} = 1,33 \cdot 10^{-5}$ моль/л, что соответствует растворимости данной соли в воде.

Б. Вычисляем растворимость хлорида серебра в 0,01 М раствора нитрата калия.

1. Поскольку к малорастворимому веществу добавлен раствор сильного электролита, необходимо использовать термодинамическую константу растворимости:

$$\text{ПР}^0(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+] \cdot \gamma_{\text{Ag}^+} [\text{Cl}^-] \cdot \gamma_{\text{Cl}^-} \quad .$$

Находим ионную силу раствора, она будет определяться концентрацией нитрата калия в растворе. Концентрации ионов Ag^+ и Cl^- , образующихся при растворении настолько малы, что их влиянием на величину ионной силы раствора можно пренебречь.

$$I = \frac{1}{2} \sum c_i \cdot z_i^2 = \frac{1}{2} (0,01 \cdot 1^2 + 0,01 \cdot (-1)^2) = 0,01.$$

При ионной силе 0,01 коэффициенты активности ионов γ_{Ag^+} и γ_{Cl^-} равны 0,90 (табл. 1).

$$\text{IP}^0(\text{AgCl}) = [\text{Ag}^+] \cdot \gamma_{\text{Ag}^+} [\text{Cl}^-] \cdot \gamma_{\text{Cl}^-} = x \cdot 0,90 \cdot x \cdot 0,90 = 1,78 \cdot 10^{-10},$$

$$\text{откуда } x = \sqrt{\frac{1,78 \cdot 10^{-10}}{0,90^2}} = 1,48 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л,}$$

что соответствует растворимости хлорида серебра в 0,01 М растворе KNO_3 .

Рассчитаем во сколько раз больше растворимость хлорида серебра в растворе нитрата калия, чем в воде:

$$\frac{1,48 \cdot 10^{-5}}{1,33 \cdot 10^{-5}} = 1,1$$

Таким образом, растворимость AgCl в 0,01 М растворе KNO_3 в 1,1 раза больше, чем в чистой воде.

Введение в раствор одноименных с осадком ионов приводит к сдвигу равновесия и соответственно к уменьшению растворимости осадка, т.е. способствует более полному осаждению твердой фазы. На этом основано действие избытка осадителя для достижения полноты осаждения. Однако следует отметить, что в некоторых случаях при введении в раствор избыточного количества ионов, одноименных с осадком, растворимость осадка может увеличиваться вследствие образования растворимых комплексов.

Таблица 1

Коэффициенты активности (γ) ионов при различных ионных силах раствора

Ионная сила I	Заряд иона			Ионная сила I	Заряд иона		
	± 1	± 2	± 3		± 1	± 2	± 3
0,001	0,98	0,78	0,73	0,07	0,83	0,36	0,25
0,002	0,97	0,74	0,66	0,1	0,81	0,44	0,16
0,005	0,95	0,66	0,55	0,2	0,80	0,41	0,14
0,01	0,90	0,60	0,47	0,3	0,81	0,42	0,14
0,02	0,89	0,53	0,37	0,4	0,82	0,45	0,17

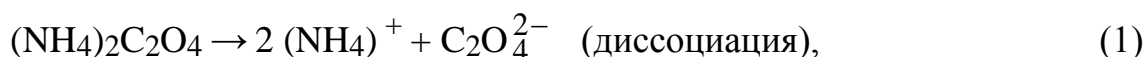
0,05	0,84	0,50	0,21	0,5	0,84	0,50	0,21
------	------	------	------	-----	------	------	------

Расчет растворимости труднорастворимого электролита по значению ПР. Влияние одноименных ионов

Пример 5. Растворимость оксалата кальция CaC_2O_4 в воде равна $4,8 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислите растворимость этой соли в 0,01 М растворе оксалата аммония $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$.

Решение.

1. В растворе происходят процессы, которые можно описать уравнениями:



2. $\text{ПР}(\text{CaC}_2\text{O}_4) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}]$; $\text{ПР}(\text{CaC}_2\text{O}_4) = 2,3 \cdot 10^{-9}$.

3. Если молярную концентрацию насыщенного раствора CaC_2O_4 обозначить через x , тогда $[\text{Ca}^{2+}] = x$ (в соответствии с уравнением (2)); общая концентрация оксалат-ионов будет равна сумме 0,01 моль/л за счет диссоциации оксалата аммония и x моль/л за счет растворимости оксалата кальция, т.е. $[\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = (0,01 + x)$ моль/л.

4. Тогда, $\text{ПР}(\text{CaC}_2\text{O}_4) = [\text{Ca}^{2+}] \cdot [\text{C}_2\text{O}_4^{2-}] = x \cdot (0,01 + x) = 2,3 \cdot 10^{-9}$,

отсюда $x = 2,3 \cdot 10^{-7}$ моль/л, что соответствует растворимости осадка (CaC_2O_4) в 0,01 М растворе $(\text{NH}_4)_2\text{C}_2\text{O}_4$.

Сравнивая это значение с растворимостью данного осадка в воде, находим, что растворимость снизилась в 210 раз:

$$\frac{4,8 \cdot 10^{-5}}{2,3 \cdot 10^{-7}} = 210.$$

В кислой среде растворимость осадка, представляющего собой соль слабой кислоты, повышается по сравнению с растворимостью его в чистой воде. Причем повышение растворимости тем больше, чем больше произведение растворимости малорастворимого электролита, чем ниже значение рН и чем меньше константа диссоциации слабой кислоты, образующей данную соль.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

1-1. Растворимость сульфида серебра в воде составляет $2,146 \cdot 10^{-5}$ г/100 г воды. Вычислите ПР соли.

1-2. В 500 мл насыщенного раствора содержится $9,5 \cdot 10^{-4}$ г AgCl. Вычислите ПР хлорида серебра.

1-3. При температуре 20 °С растворимость карбоната кальция равна $1,3 \cdot 10^{-4}$, а бромида свинца – $2,7 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Найдите произведение растворимости этих солей. Объясните как повлияет на растворимость бромида свинца добавление бромида калия?

1-4. Растворимость сульфата бария в воде при комнатной температуре равна $1,05 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Вычислите ПР сульфата бария и сравните полученные данные с табличными значениями.

1-5. Определите, выпадет ли осадок хлорида серебра, если к 10 мл 0,01 М раствора нитрата серебра прибавить 10 мл 0,01 М раствора хлорида натрия.

1-6. Определите выпадет ли осадок, если к 1 л 0,1 н. раствора хлороводородной кислоты прибавить 1 мл 0,01 н. раствора нитрата серебра.

1-7. Определите, выпадет ли осадок хлорида свинца (II) (ПР = $2,4 \cdot 10^{-4}$) при смешении 0,05 н. раствора нитрата свинца с равным объемом 0,05 н. раствора HCl.

1-8. Рассчитайте при какой величине рН начнется осаждение Fe(OH)₃ при добавлении раствора NaOH к 0,1 М раствору FeCl₃.

1-9. Определите, выпадет ли осадок CdS при насыщении сероводородом 0,01 М раствора CdCl₂, рН которого равен 2. ПР(CdS) = $3,6 \cdot 10^{-29}$.

1-10. Вычислите растворимость хромата свинца (II) (в граммах на 1 л): а) в воде; б) в 0,1 М растворе хромата калия. ПР(PbCrO₄) = $1,8 \cdot 10^{-14}$.

1-11. По произведениям растворимости сульфата свинца (II) ($2,2 \cdot 10^{-8}$) и иодида свинца (II) ($8,7 \cdot 10^{-9}$) рассчитайте растворимость этих солей в

граммах на 1 л. Объясните, почему соль с меньшим значением ПР имеет большую растворимость.

1-12. Рассчитайте, сколько граммов хлорида серебра может раствориться: а) в 500 мл воды; б) в 100 мл 0,1 М раствора KCl.

1-13. Оцените, во сколько раз растворимость оксалата кальция (ПР = $2,5 \cdot 10^{-9}$) в 0,01 М растворе оксалата аммония меньше по сравнению с растворимостью в чистой воде?

1-14. Определите, какой осадок выпадает первым, если к раствору, содержащему ионы Ba^{2+} , Sr^{2+} в равных концентрациях, постепенно приливать раствор серной кислоты.

1-15. В 1 л раствора содержится 20 мг ионов Ag^+ и 20 мг ионов Pb^{2+} . Объясните, какая соль выпадает в осадок первой при добавлении по каплям раствора K_2CrO_4 .

2. Термодинамика реальных систем. Термодинамика процессов комплексообразования. Комплексоны

Примеры решения задач

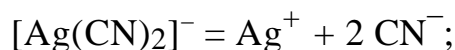
Вычислите концентрации ионов в растворе комплексной соли по константе нестойкости комплексного иона

Пример 1. Константа нестойкости $K_H = 1 \cdot 10^{-21}$. Вычислите концентрацию ионов серебра в 0,01 М раствора $K[Ag(CN)_2]$, содержащем, кроме того, 0,05 М NaCN в 1 л раствора. Степень диссоциации $K[Ag(CN)_2]$ принять равной 1 моль.

Решение.

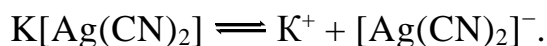
$$K_H \left[Ag(CN)_2^- \right] = \frac{c_{Ag^+} \cdot c_{CN^-}^2}{c \left[Ag(CN)_2^- \right]} = 1 \cdot 10^{-21},$$

так как



Избыточное количество ионов CN^- сильно смещает равновесие диссоциации комплексного иона влево, поэтому концентрацией ионов CN^- , получающихся в результате диссоциации комплексного иона, можно пренебречь и считать $c(\text{CN}^-) = 0,05$ моль/л.

Комплексная соль диссоциирует:



Концентрация комплексного иона:

$$c[\text{Ag}(\text{CN})_2^-] = 1 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л}$$

Зная значение K_{H} и концентрации комплексного иона $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$ и CN^- , определяем концентрацию ионов серебра:

$$1 \cdot 10^{-21} = \frac{c_{\text{Ag}^+} \cdot (5 \cdot 10^{-2})^2}{10^{-2}}; \quad 10^{-23} = c_{\text{Ag}^+} \cdot 25 \cdot 10^{-4}$$

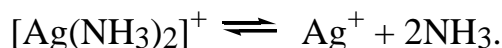
$$c_{\text{Ag}^+} = 0,04 \cdot 10^{-19} \text{ моль/л.}$$

Пример 2. Вычислите концентрацию ионов серебра (I) в 0,1 М растворе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, содержащем аммиак NH_3 в концентрации 0,5 моль/л.

Решение. Диссоциация комплексного соединения на ионы внешней сферы и комплексный ион необратима:



Запишем процесс, в котором образуются ионы серебра:



В присутствии избытка аммиака равновесие диссоциации комплексных ионов смещено в сторону исходных и отличием равновесной концентрации комплексных частиц, оставшихся недиссоциированными, от общей концентрации комплексной соли можно пренебречь: $[[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+] = 0,1$ моль/л.

Константа равновесия процесса диссоциации комплексного иона, то есть константа нестойкости (K_{H}), обратна общей константе устойчивости комплекса $\beta = 1,7 \cdot 10^7$:

$$K_{\text{H}} = [\text{Ag}^+] [\text{NH}_3]^2 / [[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+] = 1 / 1,7 \cdot 10^7 = 5,9 \cdot 10^{-8}.$$

Концентрация аммиака 0,5 моль/л в исходном растворе позволяет не учитывать вклад аммиака, образующегося при диссоциации комплексного иона:

$$K_{\text{H}} = [\text{Ag}^+] \cdot 0,5^2 / 0,1,$$

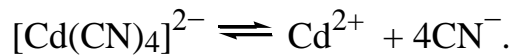
тогда

$$[\text{Ag}^+] = K_{\text{H}} \cdot 0,1 / 0,5^2 = 2,3 \cdot 10^{-8} \text{ моль/л.}$$

Ответ: $[\text{Ag}^+] = 2,3 \cdot 10^{-8}$ моль/л.

Определение возможности диссоциации комплексного иона по изменению энергии Гиббса процесса диссоциации

Пример 3. Константа нестойкости комплексного иона $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$ равна $7,66 \cdot 10^{-18}$ при 25 °С. Вычислите ΔG^0 процесса



Решение. Изменение энергии Гиббса реакции связано с константой нестойкости соотношением

$$\Delta G^0 = -2,303 \cdot R \cdot T \cdot \lg K_{\text{H}}.$$

Вычисляем ΔG^0 для процесса диссоциации комплексного иона $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$:

$$\Delta G^0 = -2,303 \cdot 8,3144 \cdot 298 \cdot \lg 7,66 \cdot 10^{-18} = 97,7 \text{ кДж/моль.}$$

Положительное значение ΔG^0 свидетельствует о малой диссоциации комплексного иона $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$.

Определение возможности разрушения комплексного иона при добавлении электролита по значению K_{H} комплексного иона и ПР малорастворимого соединения

Пример 4. Определите, произойдет ли образование осадка $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при сливании равных объемов 1,0 М растворов KOH и $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$, содер-

жащего избыток 0,5 моль аммиака: $K_H = 9,33 \cdot 10^{-13}$, $ПР(\text{Cu}(\text{OH})_2) = 5,6 \cdot 10^{-20}$; степень диссоциации $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ и KOH принять равной 1.

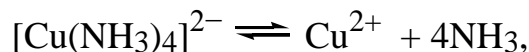
Решение. При сливании равных объемов растворов концентрация каждого из компонентов уменьшится в 2 раза, то есть станет равной:

$$c([\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2) = 0,5 \text{ моль/л,}$$

$$c(\text{KOH}) = 0,5 \text{ моль/л,}$$

$$c(\text{NH}_3) = 0,25 \text{ моль/л.}$$

В присутствии избытка аммиака равновесие диссоциации иона сильно смещено влево:

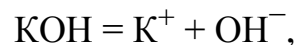


поэтому концентрацией аммиака, получающегося при диссоциации этого иона, можно пренебречь, а концентрацию аммиака в растворе можно считать равной 0,25 моль/л. Отсюда

$$K_H = \frac{c_{\text{Cu}^{2+}} \cdot (0,25)^4}{0,5} = 9,33 \cdot 10^{-12},$$

$$c_{\text{Cu}^{2+}} = \frac{0,5 \cdot 9,33 \cdot 10^{-13}}{0,25^4} = 1,17 \cdot 10^{-10} \text{ моль/л.}$$

Так как раствор гидроксида калия – сильный электролит:



то $c(\text{K}^+) = c(\text{OH}^-) = 0,5$ моль/л. Тогда

$$c_{\text{Cu}^{2+}} \cdot c_{\text{OH}^-}^2 = 1,17 \cdot 10^{-10} (0,5)^2 = 2,9 \cdot 10^{-11}.$$

Следовательно:

$$c_{\text{Cu}^{2+}} \cdot c_{\text{OH}^-}^2 > ПР(\text{Cu}(\text{OH})_2),$$

осадок $\text{Cu}(\text{OH})_2$ образуется.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

2-1. Вычислите концентрацию ионов Cd^{2+} в 0,1 М растворе $[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$. $K_{\text{H}}[\text{Cd}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = 2,75 \cdot 10^{-7}$.

2-2. Вычислите концентрацию ионов Ag^+ в 0,1 н. растворе $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$. $K_{\text{H}}[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- = 1,0 \cdot 10^{-21}$.

2-3. Концентрация каждого из комплексных ионов, $[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-}$, $[\text{Ag}(\text{CN})_2]^-$, $[\text{Au}(\text{CN})_2]^-$ в растворе соответствующей соли составляет 0,1 моль/л. Определите, в каком растворе концентрация цианид-ионов наименьшая. $K_{\text{H}}[\text{Ag}(\text{CN})_2]^{2-} = 1,0 \cdot 10^{-21}$; $K_{\text{H}}[\text{Cd}(\text{CN})_2]^{2-} = 7,66 \cdot 10^{-18}$; $K_{\text{H}}[\text{Au}(\text{CN})_2]^{2-} = 2,0 \cdot 10^{-38}$.

2-4. Рассчитайте концентрации всех частиц, присутствующих в 0,1 М растворе $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]\text{SO}_4$, содержащем аммиак NH_3 (концентрация 2 моль/л). $K_{\text{H}}[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+} = 9,77 \cdot 10^{-9}$.

2-5. Рассчитайте концентрации всех частиц в 0,01 М растворе $\text{K}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, содержащем гидроксид калия (концентрация 0,5 моль/л). $K_{\text{H}}[\text{Al}(\text{OH})_4]^- = 5,89 \cdot 10^{-8}$.

2-6. Рассчитайте концентрации всех частиц в 0,05 М растворе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$, содержащем аммиак NH_3 (концентрация 0,2 моль/л). $K_{\text{H}}[\text{Al}(\text{OH})_4]^{2+} = 5,89 \cdot 10^{-8}$.

2-7. Рассчитайте концентрации всех частиц в 0,5 М растворе $\text{K}[\text{Ag}(\text{CN})_2]$, содержащем цианид калия KCN (концентрация 0,2 моль/л). $K_{\text{H}}[\text{Ag}(\text{CN})_2]^- = 1,0 \cdot 10^{-21}$.

2-8. Вычислите концентрацию ионов меди в 0,1 М растворе $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$, содержащем аммиак NH_3 в концентрации 6 моль/л. $K_{\text{H}}[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = 9,33 \cdot 10^{-13}$.

2-9. Вычислите концентрацию ионов железа в 0,01 М растворе $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, содержащем цианид калия KCN в концентрации 1 моль/л. $K_{\text{H}}[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = 1 \cdot 10^{-31}$.

2-10. Вычислите концентрацию ионов серебра в 0,1 М растворе $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$. Раствор соли содержит 5 г/л NH_3 . $K_{\text{H}}[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = 5,89 \cdot 10^{-8}$.

2-11. Константа нестойкости иона $[\text{CdI}_4]^{2-}$ составляет $7,94 \cdot 10^{-7}$. Вычислите концентрацию ионов кадмия в 0,1 М растворе $\text{K}_2[\text{CdI}_4]$, содержащем 0,1 моль KI в 1 л раствора.

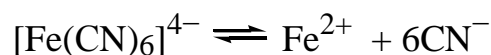
2-12. Исходя из константы нестойкости комплекса $[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$, рассчитайте значение ΔG^0 реакции диссоциации данного комплексного иона и определите, в какую сторону смещено равновесие в стандартных условиях. $K_{\text{H}}[\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} = 7,08 \cdot 10^{-16}$.

2-13. Исходя из константы нестойкости комплекса $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$, рассчитайте значение ΔG^0 реакции диссоциации данного комплексного иона и определите, в какую сторону смещено равновесие в стандартных условиях. $K_{\text{H}}[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{2+} = 4,07 \cdot 10^{-5}$.

2-14. Исходя из константы нестойкости комплекса $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$, рассчитайте значение ΔG^0 реакции диссоциации данного комплексного иона и определите, в какую сторону смещено равновесие в стандартных условиях. $K_{\text{H}}[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = 9,77 \cdot 10^{-9}$.

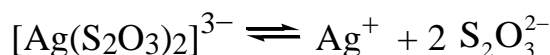
2-15. Исходя из константы нестойкости комплекса $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$, рассчитайте значение ΔG^0 реакции диссоциации данного комплексного иона и определите, в какую сторону смещено равновесие в стандартных условиях. $K_{\text{H}}[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = 1,0 \cdot 10^{-31}$.

2-16. Изменение энергии Гиббса для процесса



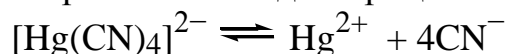
при 25 °С равно 137 кДж/моль. Вычислите K_{H} этого комплексного иона.

2-17. Изменение энергии Гиббса для процесса



при 25 °С равно 98 кДж/моль. Вычислите K_{H} этого комплексного иона.

2-18. Изменение энергии Гиббса для процесса



при 25 °С равно 236,9 кДж/моль. Вычислите K_{H} этого комплексного иона.

2-19. Определите, образуется ли осадок PbS, если смешать равные объемы растворов: 0,1 М Na₂S и 0,1 М Na₂[Pb(OH)₄], $\text{PP}(\text{PbS}) = 8,7 \cdot 10^{-29}$; $K_{\text{H}}[\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-} = 8,3 \cdot 10^{-13}$.

2-20. Определите, образуется ли осадок PbI₂, если смешать равные объемы растворов: 0,1 М KI и 0,1 М K₂[Pb(OH)₄]? $\text{PP}(\text{PbS}) = 8,7 \cdot 10^{-9}$; $K_{\text{H}}[\text{Pb}(\text{OH})_4]^{2-} = 8,3 \cdot 10^{-13}$.

2-21. Определите, произойдет ли образование осадка карбоната цинка, если к 0,005 М раствору $[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4](\text{NO}_3)_2$, содержащему 0,05 моль NH₃, прибавить равный объем 0,001 М раствор K₂CO₃. $\text{PP}(\text{ZnCO}_3) = 6 \cdot 10^{-11}$; $K_{\text{H}}[\text{Zn}(\text{NH}_3)_4]^{2+} = 2,0 \cdot 10^{-11}$.

2-22. Определите, будет ли выпадать осадок хлорида серебра при смешивании равных объемов 0,02 н. растворов хлорида калия и нитрата диаминосеребра. $PP(\text{AgCl}) = 1,56 \cdot 10^{-10}$; $K_{\text{H}}[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+ = 5,89 \cdot 10^{-8}$.

2-23. Определите, будет ли выпадать осадок сульфида меди (II) при добавлении к 200 мл 0,01 М раствора $\text{K}_2[\text{Cu}(\text{CN})_4]$ 300 мл 0,1 М раствора сульфида калия. $PP(\text{CuS}) = 4,0 \cdot 10^{-38}$; $K_{\text{H}}[\text{Cu}(\text{CN})_4]^+ = 5,13 \cdot 10^{-31}$.

2-24. Определите, при какой концентрации ионов S^{2-} произойдет выпадение осадка FeS из 0,003 М раствора $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, содержащего 0,01 моль KCN в 2 л раствора. $PP(\text{FeS}) = 3,7 \cdot 10^{-19}$; $K_{\text{H}}[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = 1,0 \cdot 10^{-24}$.

2-25. Определите, произойдет ли образование осадка карбоната кадмия, если к 2 л 0,05 М раствора $\text{K}_2[\text{Cd}(\text{CN})_4]$, содержащего 0,6 моль KCN , добавить 1 л 0,03 М раствора K_2CO_3 . $PP(\text{CdCO}_3) = 2,5 \cdot 10^{-14}$; $K_{\text{H}}[\text{Cd}(\text{CN})_4]^{2-} = 7,66 \cdot 10^{-18}$.

3. Растворы электролитов

Примеры решения задач

Пример 1. Рассчитайте рН 0,002 М раствора H_2CO_3 .

Решение. Для вычисления рН растворов слабых электролитов используют формулу:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$$

и учитывают первую степень диссоциации:



Равновесную концентрацию ионов водорода H^+ можно вычислить двумя способами:

1. Исходя из выражения для константы диссоциации (табл. 2).

Если принять концентрацию диссоциированных молекул H_2CO_3 за c (моль/л), то в соответствии с уравнением диссоциации равновесные концентрации $[\text{H}^+] = [\text{HCO}_3^-]$, а равновесная концентрация недиссоциированных молекул H_2CO_3 равна $(0,002 - c)$. Подставим эти значения в выражение константы диссоциации:

$$K_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+][\text{HCO}_3^-]}{[\text{H}_2\text{CO}_3]} = \frac{c^2}{(0,002 - c)} = 4,45 \cdot 10^{-7}.$$

Решением этого уравнения является $c = [\text{H}^+] = 3 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Следовательно, $\text{pH} = 4,52$.

2. Исходя из степени диссоциации.

Поскольку $K_{\text{д}} < 10^{-4}$, то в данном случае можно воспользоваться упрощенным уравнением Оствальда:

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{c_0}} = \sqrt{\frac{4,45 \cdot 10^{-7}}{2 \cdot 10^{-3}}} = 1,49 \cdot 10^{-2}.$$

В соответствии с уравнением диссоциации концентрация ионов водорода H^+ равна концентрации HCO_3^- и концентрации диссоциированных по первой ступени молекул H_2CO_3 .

По определению степень диссоциации $\alpha = \frac{c}{c_0} = \frac{[\text{H}^+]}{c_0}$. Тогда, концентрация ионов водорода $[\text{H}^+] = \alpha \cdot c_0 = 1,49 \cdot 10^{-2} \cdot 2 \cdot 10^{-3} = 3 \cdot 10^{-5}$ моль/л. Искомое значение $\text{pH} = -\lg 3 \cdot 10^{-5} = 4,52$.

Второй способ решения позволяет избежать решения квадратного уравнения и получить дополнительную характеристику раствора – степень диссоциации (α).

Пример 2. Рассчитайте pH 0,03 М серной кислоты.

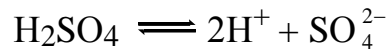
Решение. Серная кислота (H_2SO_4) – сильная двухосновная кислота, поэтому для расчета pH сильных электролитов используется строгая формула:

$$\text{pH} = -\lg a_{\text{H}^+},$$

где $a = \gamma \cdot [\text{H}^+]$.

Коэффициент активности (γ) является функцией ионной силы раствора I и может быть определен по правилу ионной силы, согласно которому коэффициенты активности ионов одинакового заряда в растворах с одинаковой ионной силой равны по величине.

Сильные электролиты в растворе или расплаве полностью распадаются на ионы, и уравнение диссоциации записывается как необратимый процесс



Согласно уравнению, при полном распаде на ионы концентрация SO_4^{2-} составит 0,03 моль/л, а концентрация ионов водорода в два раза больше, то есть 0,06 моль/л. Ионная сила такого раствора равна:

$$I = \frac{1}{2} \sum c_i \cdot z_i^2 = \frac{1}{2} (0,06 \cdot 1^2 + 0,03 \cdot 2^2) = 0,09.$$

Коэффициенты активности – табличные данные. В таблице 1 имеются значения коэффициентов активности при $I = 0,05$ и $I = 0,1$. Значения γ для $I = 0,09$ определяются методом интерполяции, допуская линейную зависимость γ от I в данном интервале. Таким образом, для $I = 0,09$, $\gamma = 0,847$.

Откуда $\text{pH} = -\lg a = -\lg 0,847 \cdot 0,06 = 1,3$.

Пример 3. Рассчитайте pH природной воды, если в 10 л растворено 11,2 л CO_2 при нормальных условиях (н.у.).

Решение. При растворении CO_2 в воде образуется раствор угольной кислоты $\text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 = \text{H}_2\text{CO}_3$.

Рассчитаем начальную концентрацию (c_0) полученного раствора. Известно, что при нормальных условиях (н.у.) 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л. Следовательно, концентрацию CO_2 в воде и концентрацию H_2CO_3 можно рассчитать из соотношения:

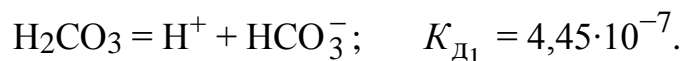
$$c_0 = \frac{V_{\Gamma}}{22,4 \cdot V_{\text{В}}},$$

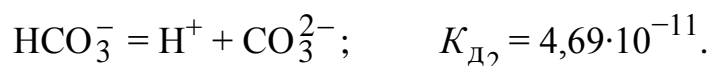
где $V_{\text{В}}$ – объем воды, V_{Γ} – объем CO_2 .

Подставляя числовые значения, получаем:

$$c_0 = \frac{11,2}{22,4 \cdot 10} = 0,05 \text{ моль/л.}$$

Угольная кислота является слабым электролитом и диссоциирует в воде по двум ступеням:





Константа диссоциации $K_{\text{д}_1} > K_{\text{д}_2}$, поэтому рН полученного раствора рассчитываем по первой ступени диссоциации. Степень диссоциации

$$\alpha = \sqrt{\frac{K_{\text{д}}}{c_0}} = \sqrt{\frac{4,45 \cdot 10^{-7}}{5 \cdot 10^{-2}}} = 3 \cdot 10^{-3}.$$

Концентрация ионов в растворе при растворении в воде углекислого газа

$$[\text{H}^+] = \alpha \cdot c_0 = 3 \cdot 10^{-3} \cdot 5 \cdot 10^{-2} = 1,5 \cdot 10^{-4} \text{ моль/л.}$$

Определим рН полученного раствора:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+] = -\lg 1,5 \cdot 10^{-4} = 3,8.$$

По величине рН можно сделать вывод, что при растворении в воде углекислого газа получается раствор с кислой реакцией среды.

Таблица 2

Константы диссоциации некоторых слабых электролитов
в водных растворах

Электролит	$K_{\text{д}}$ (298 К)	Электролит	$K_{\text{д}}$ (298 К)
Кислоты		Основания (гидроксиды)	
HNO_2	$4,6 \cdot 10^{-4}$	NH_4OH	$1,8 \cdot 10^{-5}$
HAlO_2	$K_1 = 6 \cdot 10^{-13}$	Вода	$1,8 \cdot 10^{-16}$
H_3BO_3	$K_1 = 5,8 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$ $K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$	$\text{Al}(\text{OH})_3$	$K_3 = 1,38 \cdot 10^{-9}$
HBrO	$2,1 \cdot 10^{-9}$	$\text{Fe}(\text{OH})_2$	$K_2 = 1,3 \cdot 10^{-4}$
H_2SiO_3	$K_1 = 2,2 \cdot 10^{-10}$ $K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$	$\text{Fe}(\text{OH})_3$	$K_2 = 1,82 \cdot 10^{-11}$ $K_3 = 1,35 \cdot 10^{-12}$
HCOOH	$1,8 \cdot 10^{-4}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	$K_2 = 3,4 \cdot 10^{-7}$
H_2Se	$K_1 = 1,4 \cdot 10^{-4}$ $K_2 = 1 \cdot 10^{-11}$	$\text{Ni}(\text{OH})_2$	$K_2 = 2,5 \cdot 10^{-5}$

H ₂ SO ₃	$K_1 = 1,7 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$	AgOH	$5 \cdot 10^{-3}$
H ₂ S	$K_1 = 1,1 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 1 \cdot 10^{-14}$	Pb(OH) ₂	$K_1 = 9,6 \cdot 10^{-4}$ $K_2 = 3 \cdot 10^{-8}$
H ₂ CO ₃	$K_1 = 4,5 \cdot 10^{-7}$ $K_2 = 4,8 \cdot 10^{-11}$	Cr(OH) ₃	$K_3 = 1 \cdot 10^{-10}$
CH ₃ COOH	$1,8 \cdot 10^{-5}$	Zn(OH) ₂	$K_1 = 4,4 \cdot 10^{-5}$ $K_2 = 1,5 \cdot 10^{-9}$
HClO	$5 \cdot 10^{-8}$	Cd(OH) ₂	$K_2 = 5 \cdot 10^{-3}$
HF	$6,6 \cdot 10^{-4}$	LiOH	$6,8 \cdot 10^{-1}$
HCN	$4,9 \cdot 10^{-10}$	Mn(OH) ₂	$K_2 = 5 \cdot 10^{-4}$
H ₃ PO ₄	$K_1 = 7,5 \cdot 10^{-3}$ $K_2 = 6,3 \cdot 10^{-8}$ $K_3 = 1,3 \cdot 10^{-12}$	Ca(OH) ₂	$4 \cdot 10^{-2}$
C ₂ H ₂ O ₂	$K_1 = 5,36 \cdot 10^{-2}$ $K_2 = 5,42 \cdot 10^{-5}$	NH ₂ OH	$8,9 \cdot 10^{-9}$

Пример 4. Рассчитайте как изменится pH 0,05 М раствора КОН при введении в него 0,05 моль/л КСl.

Решение. При добавлении к раствору щелочи сильного электролита КСl молярная концентрация OH⁻ не изменится. Однако возрастет ионная сила раствора, что приведет к уменьшению коэффициента активности ионов, снижению активности гидроксид-ионов (a_{OH^-}) и, следовательно, к изменению pH.

1. Рассчитаем pH раствора чистой щелочи. Согласно уравнению диссоциации $\text{KOH} \rightarrow \text{K}^+ + \text{OH}^-$, концентрация OH⁻ равна 0,05 моль/л. Ионная сила данного раствора:

$$I = \frac{1}{2} \sum c_i \cdot z_i^2 = \frac{1}{2} (0,05 \cdot 1^2 + 0,05 \cdot 1^2) = 0,05.$$

Для однозарядных ионов находим коэффициент активности (табл. 1) $\gamma = 0,85$. Тогда,

$$a = \gamma \cdot [\text{OH}^-] = 0,85 \cdot 0,05 = 0,043 \text{ и } \text{pOH} = -\lg a_{\text{OH}^-} = -\lg 0,043 = 1,37.$$

$$\text{pH} = 14 - 1,37 = 12,63.$$

2. Рассчитаем рН после добавления в раствор КОН соли КСl. Хлорид калия диссоциирует полностью: $\text{KCl} \rightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$ и дает в раствор 0,05 моль/л ионов K^+ и столько же ионов Cl^- . Следовательно, ионная сила такого раствора с учетом всех видов ионов станет равной

$$I = \frac{1}{2} \sum c_i \cdot z_i^2 = \frac{1}{2} (c_{\text{OH}^-} \cdot z_{\text{OH}^-}^2 + c_{\text{K}^+} \cdot z_{\text{K}^+}^2 + c_{\text{Cl}^-} \cdot z_{\text{Cl}^-}^2) = 0,1$$

При такой ионной силе $\gamma = 0,8$, $\text{pOH} = -\lg 0,8 \cdot 0,05 = 1,4$,

$$\text{pH} = 14 - 1,4 = 12,60.$$

Таким образом, рН уменьшится с 12,63 до 12,6.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

3-1. Вычислите степень диссоциации NH_4OH в 0,05 М и 0,5 М растворах при 298 К. Сформулируйте, как степень диссоциации зависит от концентрации электролита.

3-2. Вычислите рН 0,01 М LiOH и 0,01 М NH_4OH . Объясните различие в значениях рН для этих растворов.

3-3. Вычислите рН 0,05 М раствора HNO_3 и 0,05 М раствора CH_3COOH . Объясните различие в значениях рН.

3-4. Определите активность ионов H^+ и OH^- в некотором растворе при 298 К и $\text{pH} = 4,6$.

3-5. Рассчитайте ионную силу раствора и активности всех ионов в растворах следующего состава: 1) 0,005 М HCl и 0,001 М CaCl_2 ; 2) 0,01 М NaCl и 0,005 М $\text{Sr}(\text{OH})_2$.

3-6. Напишите уравнения ступенчатой диссоциации H_3BO_3 и $\text{Pb}(\text{OH})_2$, а также выражения для констант диссоциации по каждой из ступеней.

3-7. Найдите молярную концентрацию раствора электролита, если степень его диссоциации (α) в этом растворе равна: а) HF ($\alpha = 0,15$), б) NH_4OH ($\alpha = 0,1$), в) HCOOH ($\alpha = 0,05$).

3-8. Вычислите, при какой молярной концентрации серной кислоты недиссоциированными остаются: а) 50 % молекул кислоты, б) 80 % молекул кислоты.

3-9. Степень диссоциации в 0,05 М растворе HCN равна $1,26 \cdot 10^{-4}$. Определите, при какой концентрации раствора она увеличится в 5 раз.

3-10. Рассчитайте концентрации ионов $[H^+]$ и $[OH^-]$ в 0,01 М растворах: а) CH_3COOH , б) $HBrO$, в) NH_4OH .

3-11. Рассчитайте равновесные концентрации продуктов диссоциации по 1-ой и 2-ой ступеням в 0,01 М растворе угольной кислоты H_2CO_3 .

3-12. В 0,06 М растворе слабого бинарного электролита осталось недиссоциированных 0,055 моль/л молекул. Рассчитайте степень диссоциации в таком растворе.

3-13. Определите, как изменится pH 0,03 М раствора щавелевой кислоты $H_2C_2O_4$ при разбавлении его в 10 раз?

3-14. Рассчитайте, как изменится pH 0,001 М раствора $Ba(OH)_2$ при добавлении к нему 0,04 моль/л $BaCl_2$.

3-15. Рассчитайте концентрацию ионов водорода H^+ в водном растворе муравьиной кислоты, если ее степень диссоциации равна 0,03.

3-16. Рассчитайте молярную концентрацию ионов водорода в водных растворах, в которых концентрация гидроксид-ионов (моль/л) составляет: а) 10^{-4} ; б) $3,2 \cdot 10^{-6}$.

3-17. Рассчитайте pH растворов, в которых концентрация ионов H^+ (моль/л) равна: а) $2,7 \cdot 10^{-10}$; б) $8,1 \cdot 10^{-3}$.

3-18. Рассчитайте pH раствора, в 1 л которого содержится 0,1 г гидроксида натрия.

3-19. Рассчитайте в растворе $[H^+]$, $[OH^-]$, pH которого равен 6,2.

3-20. Рассчитайте pH растворов, в которых концентрация ионов OH^- (моль/л) равна: а) $5 \cdot 10^{-6}$; б) $9,3 \cdot 10^{-9}$.

3-21. В 3 л воды растворен 1 л углекислого газа (н.у.). Рассчитайте pH раствора.

3-22. В 7 л воды растворено 4 л углекислого газа (н.у.). Рассчитайте pH раствора.

4. Химия воды

Примеры решения задач

Пример 1. Определите пространственную структуру молекулы H_2S . Объясните почему валентный угол чуть больше 90° ?

Решение. Ковалентные связи в молекуле H_2S образуются перекрыванием двух *p*-орбиталей атома серы с двумя *s*-орбиталями двух атомов водорода

(рис. 1). Вследствие пространственной ориентации p -орбиталей атома серы молекула H_2S имеет угловую структуру. Из-за незначительного размера атома серы области повышенной электронной плотности сильнее отталкиваются и угол увеличивается (по сравнению с аналогами серы – селеном и теллуром).

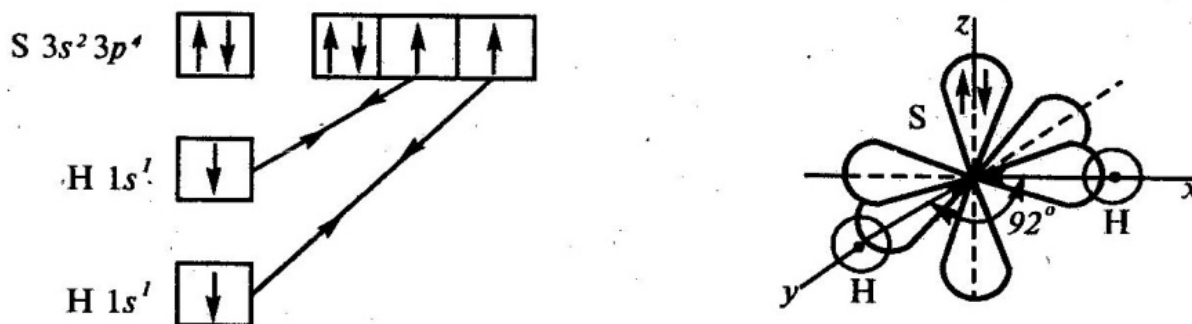


Рис. 1. Электронная схема образования молекулы H_2S

Пример 2. Объясните одинаковая ли полярность молекул SbH_3 и BH_3 .

Решение. Для оценки полярности молекулы используют величину электрического момента диполя молекулы $\mu_{\text{м}}$, равную векторной (геометрической) сумме электрических моментов диполей всех связей $\mu_{\text{св}}$ (и неподеленных электронных пар). У неполярных молекул эта сумма равна нулю ($\mu_{\text{м}}=0$), у полярных больше 0 ($\mu_{\text{м}}>0$).

Связи в молекуле SbH_3 образуются перекрыванием трех p -орбиталей атома сурьмы ($5s^2 5p^3$) с тремя s -орбиталями трех атомов водорода ($1s^1$) (рис. 2а). Поскольку $3p$ -облака ориентированы в трех взаимно перпендикулярных направлениях (по осям x , y , z), то связи в образовавшейся молекуле SbH_3 направлены от вершин тригональной пирамиды, в которой находится атом сурьмы, к ее основанию, в вершинах которого находятся атомы водорода. Следовательно, молекула SbH_3 имеет пирамидальную структуру (рис. 2б).

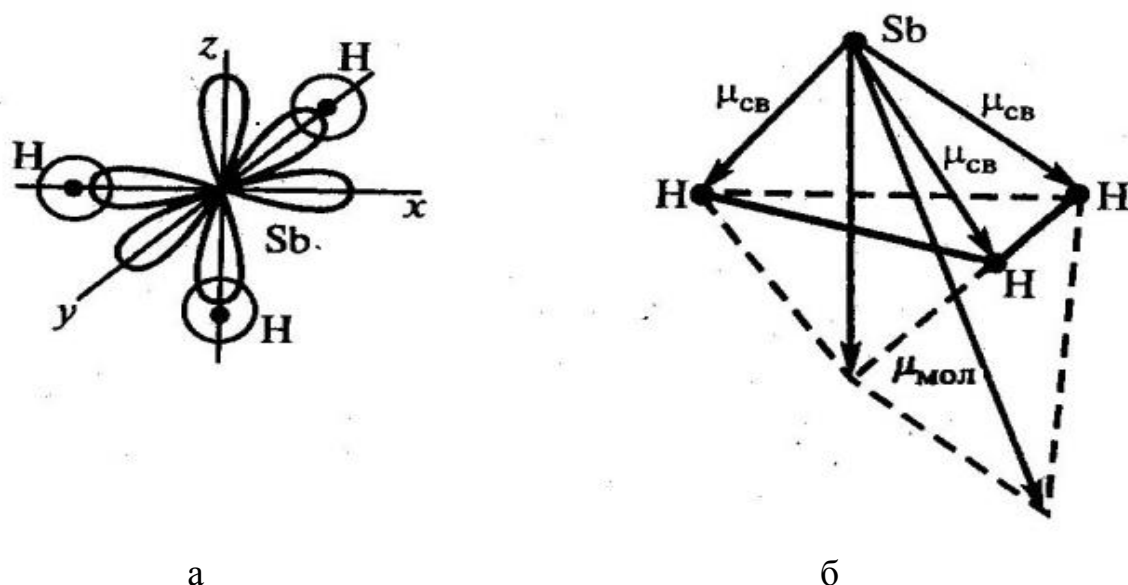


Рис. 2. Электронная схема образования и геометрическая структура молекулы SbH_3

Сумма векторов моментов диполей всех связей в молекуле SbH_3 не равна нулю, следовательно, молекула в целом полярна.

Ковалентные полярные связи в молекуле BH_3 образуются перекрыванием трех гибридных орбиталей атома бора ($2s^1 2p^2$) с s -орбиталями трех атомов водорода. Гибридные связи направлены под углом 120° (рис. 3а). Ядра всех взаимодействующих атомов лежат в одной плоскости.

Молекула имеет структуру плоского треугольника. Векторная сумма электрических моментов диполей связей в молекуле равна нулю, следовательно молекула BH_3 неполярна (рис. 3б).

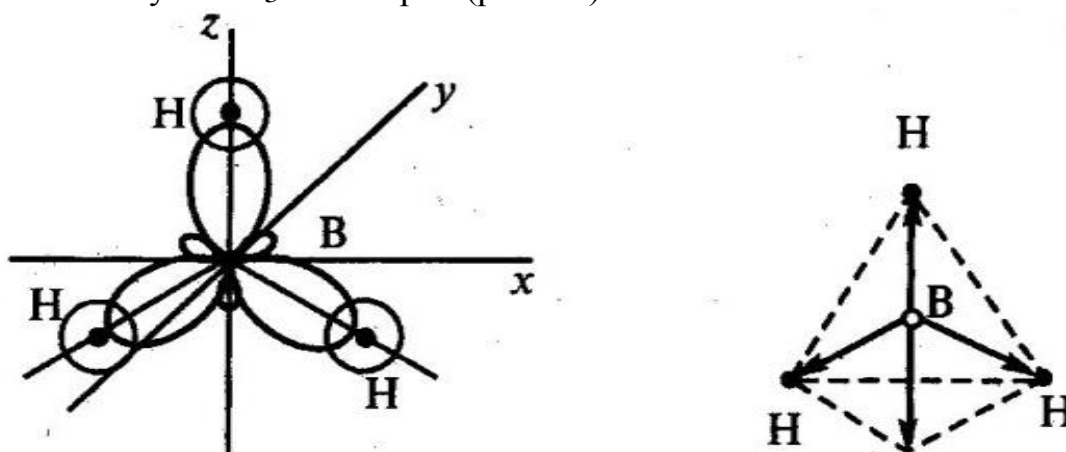


Рис. 3. Электронная схема образования и геометрическая структура молекулы BH_3 .

Пример 3. Объясните закономерность увеличения температуры кипения в ряду бинарных соединений: NH_3 , HF , H_2O .

Решение. В данном ряду между молекулами помимо вандерваальсовых сил действуют водородные связи, возникающие между протоном H^+ одной молекулы и электроотрицательным элементом (N, F, O). Меньшую температуру кипения в аммиаке по сравнению с водой можно объяснить образованием менее прочных водородных связей, так как азот менее электроотрицателен, чем кислород, и молекула NH_3 имеет только одну неподеленную пару электронов, способную оттягивать протон от соседней молекулы. Кислород имеет две неподеленные пары электронов. Вместе с тем HF тоже не столь прочно связан водородными связями, как H_2O , несмотря на большую электроотрицательность фтора по сравнению с кислородом и наличие у фтора трех неподеленных пар электронов. Молекулы HF содержат по одному атому водорода, который может использоваться для образования водородных связей. Поэтому молекулы HF не столь прочно связаны водородными связями, как молекулы воды, кислород которых имеет две неподеленные пары электронов и каждая молекула содержит по два атома водорода для образования водородных связей.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

4-1. Определите, при каких температурах при стандартном давлении термодинамически возможно разложение воды на водород и кислород.

4-2. Правильно ли утверждение, что 1 моль воды при 273 К занимает объем 22,4 л? Ответ обоснуйте.

4-3. Жидкая вода – это результат ассоциации молекул воды. Как это можно объяснить?

4-4. Объясните какие химические связи ответственны за тетраэдрическую структуру воды в твердом состоянии.

4-5. Как будет изменяться электропроводность дистиллированной воды при длительном хранении ее в открытой бутылке? Какие процессы ответственны за эти изменения? Запишите уравнения химических процессов, объясняющих изменения в характеристиках дистиллированной воды.

4-6. Запишите процессы, происходящие при электролизе воды на инертных электродах. Как можно объяснить свойства воды в одном процессе выступать в роли и окислителя и восстановителя?

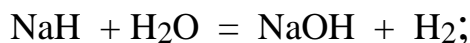
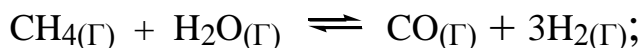
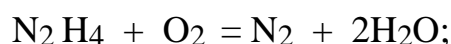
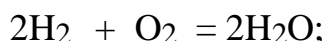
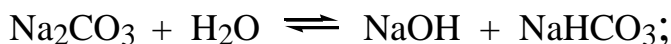
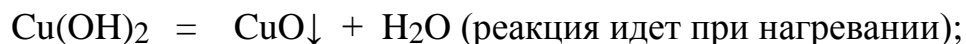
4-7. Чем объясняется полярный характер связей в молекуле воды? Почему электропроводность дистиллированной воды намного меньше электропроводности природной воды? Какую воду используют для электролиза?

4-8. Поясните, почему молекулу воды называют диполем.

4-9. Объясните, какую пространственную структуру имеют молекулы воды. Почему валентный угол НОН больше 90° ?

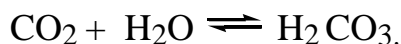
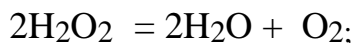
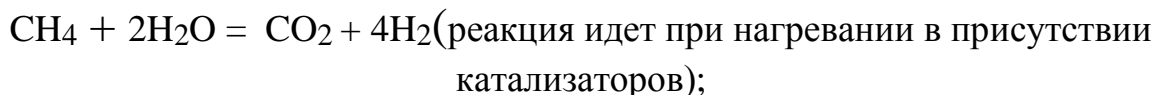
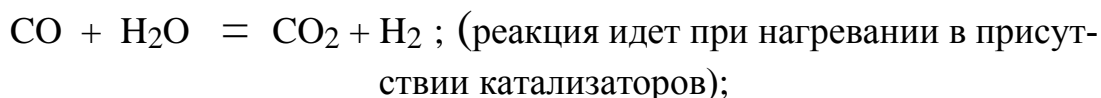
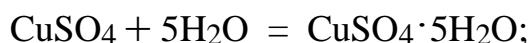
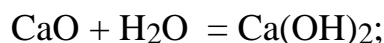
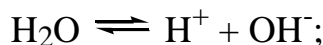
4-10. Воду относят к самоионизирующим растворителям. Поясните эту характеристику, и чем она обусловлена.

4-11. Среди приведенных процессов выберите реакции, которые не являются окислительно-восстановительными:



Для каждой из выделенных реакций укажите ее тип.

4-12. Укажите каким критерием следует пользоваться, чтобы среди приведенных процессов выделить реакции, которые не являются окислительно-восстановительными?



Для каждой из выделенных реакций укажите ее тип.

4-13. Углекислый газ, растворяясь в воде, образует слабую угольную кислоту, которая обратимо диссоциирует по двум ступеням с образованием двух видов анионов. Между угольной кислотой и ее анионами устанавливается равновесие, называемое углекислотным. Выразите словесные описания

всех процессов соответствующими уравнениями реакций. Назовите анионы угольной кислоты.

4-14. Какие воздействия смещают углекислотное равновесие, делая воду агрессивной? Поясните эту характеристику воды.

4-15. Воду, в которой сосуществуют частицы углекислотного равновесия, называют либо стабильной, либо агрессивной. Поясните эти характеристики воды, используя уравнения углекислотного равновесия.

4-16. Какие воздействия вызывает нагревание воды, в которой установилось углекислотное равновесие? Объясните ожидаемые процессы, запишите соответствующие уравнения реакций.

4-17. Какие изменения вызовет добавление гашеной извести в воду, в которой установилось углекислотное равновесие? Запишите уравнения реакций, которые были в системе до и после прибавления гидроксида кальция.

4-18. Установите термодинамические характеристики процесса растворения твердых, жидких и газообразных веществ в воде.

4-19. Раскройте понятие: вода как лиганд в комплексных соединениях, прочность связи с комплексообразователем, проявляемая дентатность.

5. Технологические показатели качества воды

Контрольные задания

5-1. Дайте характеристику показателю – карбонатная жесткость воды. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-2. Дайте характеристику показателю – некарбонатная жесткость воды. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-3. Дайте характеристику показателю – кислотность воды (реакция среды). Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-4. Дайте характеристику показателю – щелочность воды. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-5. Дайте характеристику показателю – солесодержание воды. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-6. Дайте характеристику показателю – окисляемость воды. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-7. Дайте характеристику показателю –временная жесткость воды. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-8. Дайте характеристику показателю – постоянная жесткость воды. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-9. Дайте характеристику показателю – биохимическая потребность в кислороде. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-10. Дайте характеристику показателю – цветность воды. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-11. Дайте характеристику показателю – запах воды. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-12. Дайте характеристику показателю – взвешенные вещества в воде. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-13. Дайте характеристику показателю – сухой осадок. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-14. Дайте характеристику показателю – прокаленный остаток. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-15. Дайте характеристику показателю – содержание угольной кислоты в воде. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-16. Дайте характеристику показателю – содержание аммиака и солей аммония в воде. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-17. Дайте характеристику показателю – прозрачность воды. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-18. Дайте характеристику показателю – содержание хлорид-ионов в воде. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

5-19. Дайте характеристику показателю – содержание кислорода в воде. Какая количественная величина при этом экспериментально определяется?

6. Жесткость воды

Примеры решения задач

Определение общей жесткости воды по массе содержащихся в воде солей

Пример 1. Рассчитайте общую жесткость воды (ммоль/л), если в 0,25 л воды содержится 16,2 мг гидрокарбоната кальция, 2,92 мг гидрокарбоната магния, 11,10 мг хлорида кальция и 9,50 мг хлорида магния.

Решение. Выразим жесткость воды (ммоль/л) двухзарядных катионов металлов Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} и соответствующих им солей, содержащихся в 1 л воды:

$$\text{Ж} = \frac{m_1}{M_1 \cdot V} + \frac{m_2}{M_2 \cdot V} + \frac{m_3}{M_3 \cdot V} \dots,$$

где m_1, m_2, m_3 – масса двухзарядных катионов металлов (или соответствующих им солей) в воде, мг; M_1, M_2, M_3 – молярная масса эквивалентов катионов металлов (или соответствующих им солей); V – объем воды, л.

Определяем молярные массы эквивалентов солей, обуславливающих жесткость воды:

$$M_{\text{э}}(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = \frac{M}{2} = 162,11/2 = 81,05 \text{ мг/моль};$$

$$M_{\text{э}}(\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2) = \frac{M}{2} = 146,34/2 = 73,17 \text{ мг/моль};$$

$$M_{\text{э}}(\text{CaCl}_2) = \frac{M}{2} = 110,99/2 = 55,49 \text{ мг/моль};$$

$$M_{\text{э}}(\text{MgCl}_2) = \frac{M}{2} = 95,21/2 = 47,60 \text{ мг/моль}.$$

Общая жесткость данного образца воды (ммоль/л) обусловлена содержанием в ней всех растворимых солей и равна сумме временной и постоянной жесткости:

$$\begin{aligned} \text{Ж}_{\text{общ}} &= \frac{16,20}{81,05 \cdot 0,25} + \frac{2,92}{73,17 \cdot 0,25} + \frac{11,10}{55,49 \cdot 0,25} + \frac{9,50}{47,60 \cdot 0,25} = \\ &= 0,80 + 0,16 + 0,80 + 0,80 = 2,56 \text{ ммоль/л}. \end{aligned}$$

Определение временной (гидрокарбонатной, Ж_K) жесткости воды по объему соляной кислоты, затраченному на ее титрование

Пример 2. Найдите временную жесткость воды, если на титрование 0,1 л образца воды, содержащей гидрокарбонат магния, израсходовано $7,2 \cdot 10^{-3}$ л 0,14 н. соляной кислоты.

Решение. При титровании воды соляной кислотой происходит следующая химическая реакция:



В соответствии с законом эквивалентов количество эквивалентов всех участвующих в химической реакции веществ должно быть одинаково. На титрование 0,1 л воды израсходовано $0,14 \cdot 7,2 \cdot 10^{-3}$ моль HCl. Следовательно, такое же количество ионов магния содержится в воде, то есть

$$V_{\text{HCl}} \cdot C_{\text{HCl}} = V_{\text{воды}} \cdot C_{\text{воды}},$$

$$C_{\text{воды}} = \frac{V_{\text{HCl}} \cdot C_{\text{HCl}}}{V_{\text{воды}}} = \frac{0,1 \cdot 10^{-3}}{0,10} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ моль/л.}$$

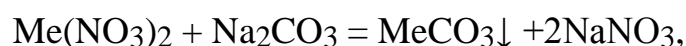
$$J_{\text{к}} = C_{\text{воды}} = 1,0 \cdot 10^{-2} \text{ ммоль/л.}$$

Жесткость данного образца воды равна $1,0 \cdot 10^{-2}$ моль/л.

Определение временной и постоянной жесткости воды по количеству реагентов, необходимых для устранения жесткости

Пример 3. Для устранения общей жесткости по известково-содовому методу к 50 л воды добавлено 7,4 г Ca(OH)₂ и 5,5 г Na₂CO₃. Рассчитайте временную и постоянную жесткость воды.

Решение. Добавление к воде Ca(OH)₂ может устранить временную жесткость, а добавление Na₂CO₃ – постоянную жесткость. При добавлении этих реагентов к воде происходят следующие химические реакции:



где Me^{2+} : Ca^{2+} , Mg^{2+} , Fe^{2+} и др.

Временную жесткость воды ($J_{вр}$, ммоль/л) измеряют количеством гидроксида кальция, участвующего в реакции, а постоянную жесткость ($J_{пост}$) – количеством карбоната натрия.

$$J_{вр} = \frac{m(Ca(OH)_2)}{M(Ca(OH)_2) \cdot V}; \quad J_{пост} = \frac{m(Na_2CO_3)}{M(Na_2CO_3) \cdot V};$$

$$M(Ca(OH)_2) = M/2 = 74,02/2 = 37,04 \text{ моль/л};$$

$$M(Na_2CO_3) = M/2 = 106,00/2 = 53,0 \text{ моль/л};$$

$$J_{вр} = 7400 / (37,04 \cdot 50) = 4 \text{ ммоль/л};$$

$$J_{пост} = 5300 / (53,0 \cdot 50) = 2 \text{ ммоль/л}.$$

Общая жесткость воды равна:

$$J_{общ} = J_{вр} + J_{пост} = 4 + 2 = 6 \text{ ммоль/л}.$$

Определение общей ($J_{общ}$), временной жесткости (карбонатной, $J_{вр}$) и постоянной (некарбонатной, $J_{пост}$) воды по объему трилона Б и соляной кислоты, затраченных на титрование образца воды

Пример 4. Определите общую, карбонатную и некарбонатную жесткость воды, если на титрование 100 мл потребовалось 8 мл 0,1 н. раствора трилона Б и 5 мл 0,1 н. раствора соляной кислоты.

Решение. Общую и карбонатную жесткость воды можно определить методом титрования. Для определения общей жесткости производится комплексометрическое титрование пробы анализируемой воды раствором двузамещенной натриевой соли этилендиаминтетрауксусной кислоты (трилон Б) в щелочной среде (рН 8–10) в присутствии индикатора (наиболее часто используют эриохром четный Т или мурексид). Карбонатная жесткость определяется кислотно-основным титрованием воды раствором соляной кислоты в присутствии индикатора метилового оранжевого, фиксируется переход желтой окраски в оранжевую.

Расчет жесткости воды ведется по закону эквивалентов:

$$Ж = \frac{V_T \cdot C_{HT} \cdot 1000}{V_{\text{воды}}}, \text{ ммоль/л,}$$

где V_B – объем анализируемой пробы воды, мл; V_T – объем титрующего раствора, мл; C_{HT} – нормальность титрующего раствора, моль/л.

После подстановки заданных значений получим:

$$Ж_{\text{общ}} = \frac{8 \cdot 0,1 \cdot 1000}{100} = 8 \text{ ммоль/л,}$$

$$Ж_{\text{вр}} = \frac{5 \cdot 0,1 \cdot 1000}{100} = 5 \text{ ммоль/л,}$$

$$Ж_{\text{пост}} = Ж_{\text{общ}} - Ж_{\text{вр}} = 8 - 5 = 3 \text{ ммоль/л.}$$

Определение жесткости и солесодержания воды

Пример 5. Анализ воды показал, что в ней содержатся гидрокарбонат кальция $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ массой 1386 мг, хлорид кальция CaCl_2 массой 610 мг, хлорид натрия NaCl массой 480 мг. Объем воды составил 5 л. Определите общую жесткость и солесодержание воды.

Решение. Общая жесткость воды – суммарная концентрация ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , выраженная в ммоль/л.

Молярные массы эквивалентов солей, обуславливающих жесткость воды:

$$M(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 162,11 \text{ г/моль, } M_{\text{э}}(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 162,11 / 2 = 81,05 \text{ г/моль;}$$

$$M(\text{CaCl}_2) = 111,0 \text{ г/моль, } M_{\text{э}}(\text{CaCl}_2) = 111,0 / 2 = 55,5 \text{ г/моль.}$$

Общая жесткость воды равна:

$$Ж_{\text{общ}} = \frac{m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)}{M(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) \cdot V} + \frac{m(\text{CaCl}_2)}{M(\text{CaCl}_2) \cdot V} = \frac{1386}{81 \cdot 5} + \frac{610}{55,5 \cdot 5} = 5,5 \text{ ммоль/л.}$$

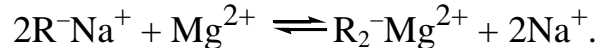
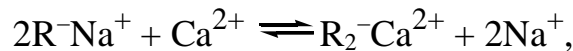
Солесодержание – суммарная концентрация растворенных в воде солей, выраженная в г/л:

$$\rho = \frac{m_{\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2} + m_{\text{CaCl}_2} + m_{\text{NaCl}}}{V} = \frac{(1386 + 610 + 480) \cdot 10^3}{5} = 0,49 \text{ г/л.}$$

Определение жесткости и солесодержания воды после Na-катионирования

Пример 6. Природная вода имеет следующие исходные показатели качества: общая жесткость 5,15 ммоль/л, солесодержание 0,47 г/л. Солевой состав воды: 1386 мг $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, 500 мг MgCl_2 , 480 мг NaCl . Объем воды 5 л. Определите жесткость и солесодержание после Na-катионирования.

Решение. При Na-катионировании исходная вода пропускается через слой Na-катионита. При этом ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} из природной воды обмениваются на ионы Na^+ из катионита:



Обмен происходит по закону эквивалентов:

$$N_{\text{э,Me}^{2+}} = N_{\text{э,Na}^+}$$

или

$$J_{\text{общ.}} \cdot V = N_{\text{э,Na}^+}$$

Молярные массы эквивалентов солей жесткости и солей натрия:

$$M(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 162,11 \text{ г/моль}, M_{\text{э}}(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = 162,11 / 2 = 81,05 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{MgCl}_2) = 95,21 \text{ г/моль}, M_{\text{э}}(\text{MgCl}_2) = 95,21 / 2 = 47,62 \text{ г/моль};$$

$$M_{\text{э}}(\text{NaHCO}_3) = 84 \text{ г/моль}, M_{\text{э}}(\text{NaCl}) = 58,5 \text{ г/моль}.$$

Тогда солесодержание Na-катионированной воды будет определяться содержанием в воде солей Na^+ :

$$\rho = \frac{m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)}{M_{\text{э}} \cdot V} \cdot M_{\text{э}}(\text{NaHCO}_3) + \frac{m(\text{MgCl}_2)}{M_{\text{э}} \cdot V} \cdot M_{\text{э}}(\text{NaCl}) + \frac{m(\text{NaCl})}{V} =$$

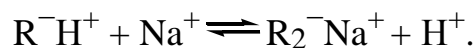
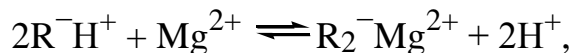
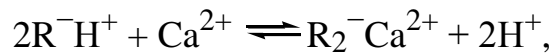
$$= \frac{1386 \cdot 10^{-3}}{81,05 \cdot 5} \cdot 84 + \frac{500 \cdot 100^{-3}}{47,62} \cdot 58,5 + \frac{480 \cdot 10^{-3}}{5} = 0,5 \text{ г/л.}$$

Как видим, после полного Na-катионирования воды ее солесодержание осталось примерно, как в исходной воде. Жесткость воды стала практически нулевой.

Определение жесткости, солесодержания и pH воды после Н-катионирования

Пример 7. Определите жесткость, солесодержание и pH воды после ее обработки методом Н-катионирования, если природная вода имеет следующий состав: 1386 мг $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, 500 мг MgCl_2 , 480 мг NaCl . Объем воды 5 л.

Решение. При Н-катионировании природная вода пропускается через слой Н-катионита. При этом катионы из обрабатываемой воды обмениваются на ионы H^+ из катионита:



Как видим, после полного Н-катионирования в обработанной воде практически не остается растворенных солей, т.е. солесодержание и жесткость становятся близкими к нулю: $\rho = 0$, $\text{Ж}_{\text{общ}} = 0$. Однако обработанная вода в результате образования избытка ионов H^+ становится более коррозионно-агрессивной, так как уменьшается pH среды. Обмен катионов происходит по закону эквивалентов:

$$\sum N_{\text{э}, \text{Me}^{2+}} = N_{\text{э}, \text{H}^+},$$

поэтому концентрация ионов H^+ в обрабатываемой воде будет равна

$$C_{\text{H}^+} = \frac{N_{\text{Э, H}^+}}{V} = \frac{m(\text{CaHCO}_3)_2}{M_{\text{Э}} \cdot V} + \frac{m(\text{MgCl}_2)}{M_{\text{Э}} \cdot V} + \frac{m(\text{NaCl})}{M_{\text{Э}} \cdot V} =$$

$$= \frac{1386 \cdot 10^{-3}}{81,05 \cdot 5} + \frac{500 \cdot 10^{-3}}{47,62 \cdot 5} + \frac{480 \cdot 10^{-3}}{58,5 \cdot 5} = 7,1 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л.}$$

Определим рН обработанной воды:

$$\text{pH} = -\lg a_{\text{H}^+} = -\lg 7,1 \cdot 10^{-3} = 2,2 - \text{кислая реакция среды.}$$

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

6-1. Образец воды объемом 1 л содержит 48,6 мг гидрокарбоната кальция и 29,6 мг сульфата магния. Рассчитайте, чему равна общая жесткость и солесодержание воды?

6-2. Рассчитайте общую жесткость воды (ммоль/л) и солесодержание воды, если в 0,25 л воды содержится 11,50 мг гидрокарбоната кальция, 1,92 мг гидрокарбоната магния, 13,30 мг хлорида кальция и 7,50 мг хлорида магния.

6-3. Образец воды объемом 0,5 л содержит 25 мг гидрокарбоната магния и 13,5 мг хлорида магния. Рассчитайте, чему равна общая жесткость и солесодержание воды.

6-4. Рассчитайте общую жесткость (ммоль/л) и солесодержание воды, если в 0,20 л воды содержится 10,50 мг гидрокарбоната кальция, 2,10 мг гидрокарбоната магния, 5,5 мг хлорида железа (II) и 6,30 мг сульфата магния.

6-5. На титрование 0,05 л образца воды израсходовано $4,8 \cdot 10^{-3}$ л 0,1 н. HCl. Определите, чему равна карбонатная жесткость воды.

6-6. При определении временной жесткости на титрование 0,1 л воды израсходовано $5,25 \cdot 10^{-3}$ л 0,101 н. HCl. Рассчитайте, чему равна временная жесткость воды.

6-7. При определении общей жесткости воды на титрование 200 мл образца израсходовано 8 мл 0,1 н. раствора трилона Б. Вычислите общую жесткость воды.

6-8. Вычислите общую, карбонатную и постоянную жесткость воды, если на титрование 200 мл образца израсходовано 7,6 мл 0,05 н. трилона Б, а на титрование 100 мл воды израсходовано 1,5 мл 0,1 н. HCl.

6-9. Вычислите общую, карбонатную и постоянную жесткость воды, если на титрование 200 мл образца израсходовано 9,5 мл 0,05 н. трилона Б, а на титрование 200 мл воды израсходовано 2,5 мл 0,1 н. HCl.

6-10. На титрование 0,025 л образца воды израсходовано 3,5 мл 0,1 н. HCl. Вычислите, чему равна карбонатная жесткость воды.

6-11. Определите, сколько мл 0,1 н. раствора трилона Б и 0,1 н. раствора HCl израсходовано при определении жесткости воды методом комплексонометрии, если объем пробы воды равен 100 мл. Результаты анализа: общая жесткость 3 ммоль/л, карбонатная жесткость 2,5 ммоль/л.

6-12. Определите, сколько мл 0,1 н. раствора трилона Б и 0,05 н. раствора HCl израсходовано при определении жесткости воды методом комплексонометрии, если объем пробы воды равен 100 мл. Результаты анализа: общая жесткость 2,5 ммоль/л, карбонатная жесткость 2 ммоль/л.

6-13. Общая жесткость волжской воды равна 6,52 ммоль/л, а временная 3,32 ммоль/л. Определите какую массу Ca(OH)₂ и Na₂CO₃ надо взять, чтобы устранить жесткость 5 л воды.

6-14. Некарбонатная жесткость воды равна 3,18 ммоль/л. Определите, какую массу Na₃PO₄ надо взять, чтобы умягчить 1 м³ воды.

6-15. Для умягчения 100 л воды потребовалось 12,72 г Na₂CO₃. Рассчитайте, чему равна жесткость воды (в ммоль/л)?

6-16. Определите, какую массу гашеной извести надо прибавить в 2,5 л воды, чтобы устранить ее временную жесткость, равную 4,43 ммоль/л.

6-17. Жесткость некоторого образца воды обуславливается только нитратом кальция. При обработке 0,25 л образца воды карбонатом натрия в осадок выпало 37,8 мг CaCO₃. Рассчитайте, чему равна жесткость воды.

6-18. Определите, чему равна постоянная жесткость воды, если для ее устранения к 25 л воды добавлено 21,6 г буры Na₂B₄O₇ · 10H₂O.

6-19. Определите, какую массу и каких реагентов нужно затратить на умягчение 7 л воды, имеющей следующие величины жесткости: общая жесткость 5 ммоль/л, карбонатная жесткость 4 ммоль/л. Составьте уравнения процессов умягчения.

6-20. Определите, какие реагенты и с какой массовой долей необходимы для умягчения 30 л воды, имеющей следующие величины жесткости: общая жесткость 2,75 ммоль/л, карбонатная жесткость 1,6 ммоль/л. Составьте уравнения процессов умягчения.

6-21. Рассчитайте изменение жесткости воды в результате H⁺ катионирования, если в воду перешло 10 мг/л ионов H⁺. Составьте уравнение процесса.

6-22. Рассчитайте, как изменилась в воде концентрация ионов Ca^{2+} , если в воду после фильтрования через Na-катионит перешло 23 мг/л Na^+ .

6-23. Рассчитайте, как изменилась в воде концентрация ионов Mg^{2+} , если в воду после фильтрования через Na-катионит перешло 46 мг/л Na^+ .

6-24. Определите жесткость, солесодержание и pH воды после ее обработки методом H-катионирования, если природная вода имеет следующий состав: 1200 мг $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, 550 мг MgCl_2 , 350 мг NaCl . Объем воды 3,5 л.

6-25. Определите жесткость, солесодержание и pH воды после ее обработки методом H-катионирования, если природная вода имеет следующий состав: 760 мг $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, 280 мг CaCl_2 , 270 мг NaCl . Объем воды 2,5 л.

6-26. Рассчитайте солесодержание воды, в которой было растворено 162 мг/л $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ после H-катионирования и OH-анионирования, если образовалось 1,95 ммоль/л воды.

6-27. Рассчитайте солесодержание воды, в которой было растворено 222 мг/л CaCl_2 после H-катионирования и OH-анионирования, если образовалось 3,8 ммоль/л воды.

6-28. Рассчитайте солесодержание воды, в которой было растворено 180 мг/л $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ после H-катионирования и OH-анионирования, если образовалось 1,5 ммоль/л воды.

6-29. Рассчитайте солесодержание воды, в которой было растворено 200 мг/л MgCl_2 после H-катионирования и OH-анионирования, если образовалось 3,0 ммоль/л воды.

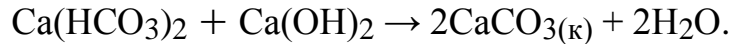
6-30. Рассчитайте изменение солесодержания воды, в которой были растворены соли KCl –0,5 ммоль/л и CaCl_2 –1,5 ммоль/л после H-катионирования и OH-анионирования, если при этом образовалось 2,8 ммоль/л воды.

7. Химические и электрохимические методы очистки воды

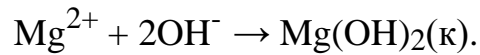
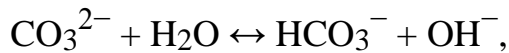
Пример 1. Определите массы реагентов, требуемых для полного умягчения воды, если природная вода имеет следующие показатели жесткости (моль-экв/л): $J_K = 3,3$; $J_{HK} = 2,2$. Объем воды $V = 5$ л. Солевой состав воды $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$ и MgCl_2 .

Решение. Умягчение воды методом осаждения – это обработка воды химическими реагентами: солью и известью. В результате образуются труднорастворимые вещества CaCO_3 и $\text{Mg}(\text{OH})_2$, выделяемые из воды фильтрованием.

При добавлении в воду извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$ снижается карбонатная жесткость воды



При добавлении в воду соды Na_2CO_3 снижается некарбонатная жесткость воды



Массу используемых реагентов можно определить по закону эквивалентов:

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \text{Ж}_\text{к} \cdot 10^{-3} \cdot V \cdot M_9(\text{Ca}(\text{OH})_2),$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \text{Ж}_\text{нк} \cdot 10^{-3} \cdot V \cdot M_9(\text{Na}_2\text{CO}_3).$$

Молярные массы эквивалентов реагентов

$$M_9(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 37 \text{ г/моль}; M_9(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 53 \text{ г/моль}.$$

Определим массы реагентов для умягчения воды

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 3,3 \cdot 10^{-3} \cdot 5 \cdot 37 = 0,611 \text{ г} = 611 \text{ мг},$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 2,2 \cdot 10^{-3} \cdot 5 \cdot 53 = 0,583 \text{ г} = 583 \text{ мг}.$$

Пример 2. Общая жесткость воды $\text{Ж}_0 = 5,5$ ммоль экв/л, карбонатная жесткость $\text{Ж}_\text{к} = 3,3$ ммоль-экв/л. Объем воды $V = 5$ л. Определите массу осадка, выпавшего при термическом умягчении воды.

Решение. При термическом умягчении воды происходит снижение карбонатной жесткости в соответствии с реакцией



Массу образовавшегося карбоната кальция CaCO_3 можно определить по закону эквивалентов:

$$m(\text{CaCO}_3) = \text{Ж}_\text{к} \cdot 10^{-3} V \cdot M_3 \text{CaCO}_3.$$

Молярная масса $M(\text{CaCO}_3) = 100$ г/моль.

Молярная масса эквивалента $M_3(\text{CaCO}_3) = 50$ г/моль, тогда

$$m(\text{CaCO}_3) = 3,3 \cdot 10^{-3} \cdot 5 \cdot 50 = 0,825 \text{ г}.$$

Определим, сколько карбоната кальция растворится в 5 л воды. Согласно табличным данным, произведение растворимости $\text{ПР}_{\text{CaCO}_3} = 4,8 \cdot 10^{-9}$.

Предельная растворимость в воде карбоната кальция (c_p):

$$c_p(\text{CaCO}_3) = \sqrt{\text{ПР}} = \sqrt{4,8 \cdot 10^{-9}} = 6,9 \cdot 10^{-5} = \text{моль/л},$$

предельная масса растворенного в 5 л воды карбоната кальция:

$$m_p(\text{CaCO}_3) = c_p \cdot M(\text{CaCO}_3) V = 6,9 \cdot 10^{-5} \cdot 100 \cdot 5 = 0,035 \text{ г}.$$

Таким образом, в осадок при термическом умягчении воды выпадет

$$\Delta m(\text{CaCO}_3) = m(\text{CaCO}_3) - m_p(\text{CaCO}_3) = 0,825 - 0,035 = 0,79 \text{ г}.$$

Остаточная жесткость воды после ее термического умягчения будет практически равна некарбонатной жесткости 2,2 ммоль-экв/л.

Пример 3.

Для восстановления кислорода в воду вводят восстановители (Na_2SO_3 и/или N_2H_4). Пусть 20 м³ природной воды содержат 14 мг/л кислорода (O_2). Для частичного восстановления кислорода в воду ввели 63 мг/л сульфита натрия Na_2SO_3 . Определите, сколько кислорода осталось в воде и сколько гидразина N_2H_4 нужно ввести в воду для полного ее обескислороживания.

Решение. Молярные массы реагентов: $M(\text{O}_2) = 32$ г/моль, $M(\text{Na}_2\text{SO}_3) = 126$ г/моль, $M(\text{N}_2\text{H}_4) = 32$ г/моль.

Реакция обескислороживания воды с помощью сульфита натрия протекает по уравнению:



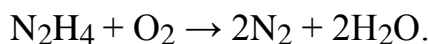
Из уравнения реакции следует, что 2 моль Na_2SO_3 взаимодействуют с 1 моль O_2 . Исходя из этого, можно составить пропорцию и определить изменение концентрации кислорода $\rho(\text{O}_2)$, прореагировавшего с заданной массой сульфита натрия:

$$\rho(\text{O}_2) = \frac{\rho(\text{Na}_2\text{SO}_3) \cdot M(\text{O}_2)}{2M(\text{Na}_2\text{SO}_3)} = \frac{63 \cdot 32}{2 \cdot 126} = 8 \text{ мг/л.}$$

Остаточное количество растворенного кислорода после частичного обескислороживания воды:

$$\rho(\text{O}_2)^{\text{ост}} = \rho(\text{O}_2)^{\text{исх}} - \rho(\text{O}_2) = 14 - 8 = 6 \text{ мг/л.}$$

Реакция обескислороживания воды с помощью гидразина протекает по уравнению:



Из уравнения химической реакции видно, что 1 моль гидразина взаимодействует с 1 моль кислорода. Составим пропорцию и определим концентрацию гидразина $\rho(\text{N}_2\text{H}_4)$, необходимого для связывания остаточного кислорода $\rho(\text{O}_2)^{\text{ост}} = 6 \text{ мг/л}$:

$$\rho(\text{N}_2\text{H}_4) = \frac{\rho(\text{O}_2)^{\text{ост}} \cdot M(\text{N}_2\text{H}_4)}{M(\text{O}_2)} = \frac{6 \cdot 32}{32} = 6 \text{ мг/л.}$$

В расчете на заданный объем воды 20 м^3 количество требуемого гидразина составит:

$$m(\text{N}_2\text{H}_4) = 6 \cdot 10^{-3} \cdot 20 \cdot 10^3 = 120 \text{ г.}$$

Контрольные задания

7-1. Перечислите химические способы умягчения воды. Запишите соответствующие уравнения реакций.

7-2. Перечислите термические способы умягчения воды. Запишите соответствующие уравнения реакций.

7-3. Приведите классификацию воды по жесткости. Какие значения концентраций солей жесткости по этой классификации предлагаются?

7-4. Перечислите безреагентные способы умягчения воды. Запишите уравнения реакций, на которых основаны эти методы.

7-5. Запишите уравнения процессов при пропускании воды через ионообменную систему. Объясните, к какому типу химических реакций относятся происходящие реакции?

7-6. Объясните, какие вещества называют ионитами и почему. Приведите классификацию ионитов. Назовите область применения ионитов в технологии воды.

7-7. Запишите уравнения реакции ионного обмена с участием катионитов и анионитов. Обоснуйте, какие иониты следует использовать, чтобы природная вода, пропущенная через систему ионитов, имела $\text{pH} < 7$. Выразите уравнениями происходящие при этом процессы.

7-8. Запишите уравнения реакции ионного обмена с участием катионитов и анионитов. Обоснуйте, какие иониты следует использовать, чтобы природная вода, пропущенная через систему ионитов, имела $\text{pH} = 7$. Выразите уравнениями происходящие при этом процессы.

7-9. Воду, пропущенную через систему Н-катионитов и ОН-анионитов, называют «деминерализованной». Объясните, что это означает и относят ли такую воду к полностью очищенной?

7-10. Опишите, какие процессы происходят при очистке воды методом дистилляции. Запишите соответствующие уравнения реакции. Объясните, почему эти реакции относятся к гетерогенным процессам.

7-11. Опишите явление «осмос». Объясните, какую роль при этом выполняют полупроницаемые мембраны.

7-12. Запишите уравнения реакции ионного обмена с участием катионитов и анионитов. Обоснуйте, какие иониты следует использовать, чтобы природная вода, пропущенная через систему ионитов, имела $\text{pH} > 7$. Выразите уравнениями происходящие при этом процессы.

7-13. Опишите, какие процессы происходят при очистке воды методом ионного обмена. Запишите соответствующие уравнения реакции. Объясните, почему эти реакции относятся к гетерогенным процессам.

7-14. Опишите явления «осмос» и «осмотическое давление». Поясните, что является движущей силой самопроизвольного перехода молекул растворителя через полупроницаемую мембрану.

7-15. Опишите явления «осмос» и «обратный осмос». Объясните, почему технология обратного осмоса активно используется для деминерализации воды.

7-16. Опишите процессы электродиализа

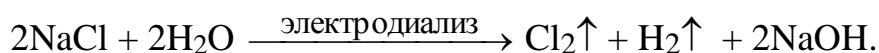
- а) с катионнообменной мембраной,
- б) с биполярной мембраной.

Поясните, какую роль выполняют указанные мембраны и чем они различаются.

7-17. Опишите процессы, происходящие под действием постоянного электрического тока в водном растворе сульфата калия:

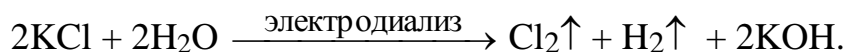
- а) без мембраны (процесс электролиза);
- б) с биполярной мембраной (процесс электродиализа).

7-18. Опишите процесс электродиализа с катионообменной мембраной водного раствора хлорида натрия. Суммарная реакция имеет вид:



Объясните, как должен быть устроен аппарат.

7-19. Опишите процесс электродиализа с катионообменной мембраной водного раствора хлорида калия. Суммарная реакция имеет вид:



Объясните, как должен быть устроен аппарат.

7-20. Опишите процессы, происходящие под действием постоянного электрического тока в водном растворе сульфата натрия:

- а) без мембраны (процесс электролиза);
- б) с биполярной мембраной (процесс электродиализа).

7-21. Объясните, какие реагенты и сколько необходимо использовать на умягчение 30 л воды, имеющей средние величины жесткости: $J_{\text{к}} = 4$ ммоль экв/л, $J_{\text{о}} = 5$ ммоль экв/л. Составьте уравнения процессов умягчения воды.

7-22. Объясните, какие реагенты и сколько необходимо использовать на умягчение 7 л воды, имеющей средние величины жесткости: $J_{\text{к}} = 1,6$ ммоль экв/л, $J_{\text{о}} = 2,75$ ммоль экв/л. Составьте уравнения процессов умягчения воды.

7-23. На умягчение 10 л воды израсходовано $\text{Ca}(\text{OH})_2$ массой 3,7 г и Na_2CO_3 массой 1,06 г. Рассчитайте общую жесткость $J_{\text{о}}$ исходной воды. Составьте уравнения процессов умягчения воды.

7-24. На умягчение 150 л воды израсходовано $\text{Ca}(\text{OH})_2$ массой 5,57 г и Na_2CO_3 массой 26,6 г. Рассчитайте общую жесткость J_0 исходной воды. Составьте уравнения процессов умягчения воды.

7-25. При термическом умягчении 10 л воды образовался осадок массой 2 г. Определите остаточную $J_{\text{нк}}$, если исходная общая жесткость воды J_0 составляла 6,5 ммоль экв/л. Составьте уравнение процесса умягчения воды.

7-26. При термическом умягчении 20 л воды образовался осадок массой 2 г. Определите остаточную $J_{\text{нк}}$, если исходная общая жесткость воды J_0 составляла 5 ммоль экв/л. Составьте уравнение процесса умягчения воды.

7-27. Рассчитайте массу гидразина N_2H_4 , которую нужно ввести для обескислороживания 1 м³ воды, содержащей 64 мг/л кислорода, если в воду предварительно было введено 126 мг/л сульфита натрия Na_2SO_3 . Составьте уравнения процессов.

7-28. Рассчитайте массу гидразина N_2H_4 , которую нужно ввести для обескислороживания 20 м³, содержащей 32 мг/л кислорода, если в воду предварительно было введено 63 мг/л сульфита натрия Na_2SO_3 . Составьте уравнения процессов.

7-29. Объясните, сколько литров 2 М раствора сульфита натрия Na_2SO_3 необходимо израсходовать для восстановления кислорода, растворенного в 50 м³ питательной воды, содержащей 3,2 мг/л O_2 .

7-30. Объясните, сколько литров 1 М раствора сульфита натрия Na_2SO_3 необходимо израсходовать для восстановления кислорода, растворенного в 500 м³ питательной воды, содержащей 0,4 мг/л O_2 .

7-31. Объясните, сколько литров 1,5 М раствора гидразина N_2H_4 необходимо израсходовать для восстановления кислорода, растворенного в 50 м³ питательной воды, содержащей 3,2 мг/л O_2 .

7-32. Объясните, сколько литров 1 М раствора гидразина N_2H_4 необходимо израсходовать для восстановления кислорода, растворенного в 325 м³ питательной воды, содержащей 0,64 мг/л O_2 .

8. Окислительно-восстановительные потенциалы

Примеры решения задач

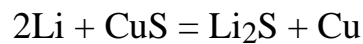
Пример 1. Определите какие из металлов (Au, Sn, Mn) могут быть окислены кислородом при 298 К, рН 7 и стандартном состоянии всех веществ.

Решение. Окисление металла возможно при условии $E_{Ox/Red} > E_{Me^{n+}/Me}$. Потенциал кислородного электрода при 298 К, относительном парциальном давлении кислорода, равном 1 и рН = 7, равен 0,8 В. Стандартные потенциалы металлов равны

$$E^0_{(Sn^{2+}/Sn)} = -0,136 \text{ В}, E^0_{(Mn^{2+}/Mn)} = -1,18, E^0_{(Au^{3+}/Au)} = 1,498 \text{ В}.$$

Следовательно, вышеуказанное условие соблюдается для олова и марганца, которые могут быть окислены кислородом при рН = 7.

Пример 2. Определите стандартную энергию Гиббса образования Li_2S , если известно, что стандартная ЭДС элемента с токообразующей реакцией



равна 2,3 В.

Решение. Стандартную энергию Гиббса для данной температуры можно рассчитать по уравнению

$$\Delta G = -nFE = -2 \cdot 96500 \cdot 2,3 = -443,9 \text{ кДж}.$$

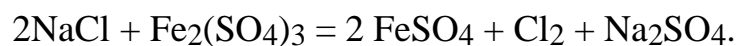
С другой стороны, энергия Гиббса этой реакции равна

$$\Delta G_{298}^0 = \Delta G_{298}^0(Cu) + \Delta G_{298}^0(Li_2S) - 2\Delta G_{298}^0(Li) - \Delta G_{298}^0(CuS).$$

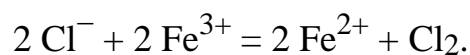
Отсюда:

$$\Delta G_{298}^0(Li_2S) = \Delta G_{298}^0 + \Delta G_{298}^0(CuS) = -443,9 - (48,9) = -492,8 \text{ кДж/моль}.$$

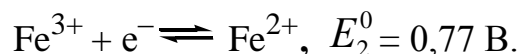
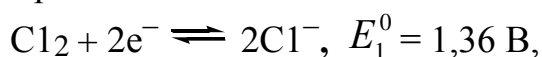
Пример 3. Установите, в каком направлении возможно самопроизвольное протекание реакции:



Решение. Уравнение реакции в ионно-молекулярной форме:

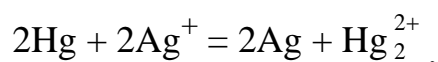


Запишем стандартные электродные потенциалы электрохимических систем, участвующих в реакции:



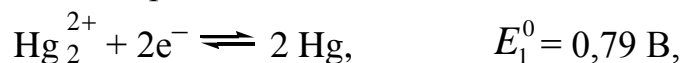
Поскольку $E_1^0 > E_2^0$, то окислителем будет являться хлор, а восстановителем – ион Fe^{2+} , рассматриваемая реакция будет протекать справа налево.

Пример 4. Определите направление возможного самопроизвольного протекания реакции



при следующих концентрациях (в моль/л) участвующих в реакции ионов
а) $[\text{Ag}^+] = 10^{-4}$, $[\text{Hg}_2^{2+}] = 10^{-1}$, б) $[\text{Ag}^+] = 10^{-1}$, $[\text{Hg}_2^{2+}] = 10^{-4}$.

Решение. Выпишем значения стандартных электродных потенциалов взаимодействующих электрохимических систем:



Теперь вычислим значения электродных потенциалов при указанных в задаче концентрациях по уравнению Нернста.

а)

$$\begin{aligned} E_{(\text{Hg}_2^{2+}/\text{Hg})} &= E_{(\text{Hg}_2^{2+}/\text{Hg})}^0 + \frac{0,059}{2} [\text{Hg}_2^{2+}] = 0,79 + 0,031 \lg 10^{-1} = \\ &= 0,79 - 0,03 = 0,76 \text{ В} \end{aligned}$$

$$\begin{aligned} E_{(\text{Ag}^+/\text{Ag})} &= E_{(\text{Ag}^+/\text{Ag})}^0 + \frac{0,059}{2} [\text{Ag}^+] = 0,80 + 0,059 \lg 10^{-4} = \\ &= 0,80 - 0,24 = 0,56 \text{ В} \end{aligned}$$

В данном случае $E_1^0 > E_2^0$, реакция будет протекать справа налево.

б)

$$E_{(\text{Hg}_2^{2+}/\text{Hg})} = E_{(\text{Hg}_2^{2+}/\text{Hg})}^0 + \frac{0,059}{2} [\text{Hg}^{2+}] = 0,79 + 0,031 \lg 10^{-4} =$$

$$= 0,79 - 0,12 = 0,67 \text{ В}$$

$$E_{(\text{Ag}^+/\text{Ag})} = E_{(\text{Ag}^+/\text{Ag})}^0 + \frac{0,059}{2} [\text{Ag}^+] = 0,80 + 0,059 \lg 10^{-1} =$$

$$= 0,80 - 0,06 = 0,74 \text{ В}$$

В данном случае $E_1^0 < E_2^0$, реакция будет протекать слева направо.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

8-1. Определите, какие из металлов (Cu, Ag, Co, Mg) могут быть окислены кислородом в водном растворе при $\text{pH} = 10$, температуре 298 К и стандартных состояниях веществ. Напишите соответствующие уравнения реакций.

8-2. Определите, какие из металлов (Ni, Pt, Zn) могут быть окислены жидким бромом при температуре 298 К и стандартных состояниях веществ. Напишите соответствующие уравнения реакций.

8-3. Определите, какие из металлов (Cd, Au, Cu) могут быть окислены хлором при температуре 298 К и стандартных состояниях веществ. Напишите соответствующие уравнения реакций.

8-4. Определите, какие из металлов (Mn, Pd, Fe) могут быть окислены кислородом в водном растворе при $\text{pH} = 7$, температуре 298 К и стандартных состояниях веществ. Напишите соответствующие уравнения реакций.

8-5. Объясните, можно ли получить железо восстановлением водородом магнетита Fe_3O_4 с образованием водяного пара при стандартных состояниях всех веществ и температуре 298 К. Определите области температур, при которых этот процесс может протекать самопроизвольно при стандартных состояниях всех веществ. Напишите соответствующие уравнения реакций.

8-6. Объясните, можно ли получить железо восстановлением магнетита Fe_3O_4 углеродом с образованием углекислого газа при 298 К и стандартных состояниях всех веществ. Определите области температур, при которых этот процесс может протекать самопроизвольно при стандартных состояниях всех веществ. Напишите соответствующие уравнения реакций.

8-7. Объясните, можно ли получить хром восстановлением Cr_2O_3 водородом с образованием водяного пара при стандартных состояниях всех веществ и температуре 298 К. При каких температурах этот процесс может

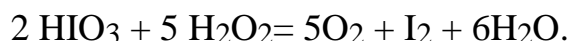
протекать самопроизвольно при стандартных состояниях всех веществ? Напишите соответствующие уравнения реакций.

8-8. Объясните, можно ли получить железо восстановлением монооксидом углерода при 298 К и стандартных состояниях всех веществ. При каких температурах этот процесс может протекать самопроизвольно при стандартных состояниях всех веществ? Напишите соответствующие уравнения реакций.

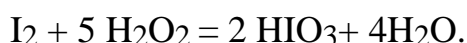
8-9. Укажите, в каком направлении может самопроизвольно протекать реакция



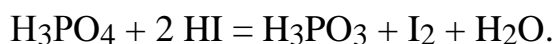
8-10. Укажите, в каком направлении может самопроизвольно протекать реакция



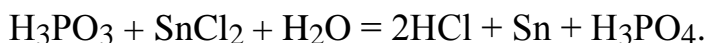
8-11. Укажите, в каком направлении может самопроизвольно протекать реакция



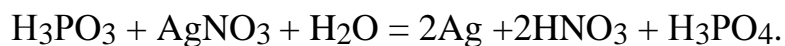
8-12. Определите, может ли данная реакция протекать самопроизвольно?



8-13. Определите, может ли данная протекать реакция самопроизвольно?



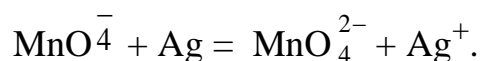
8-14. Определите, может ли данная реакция протекать самопроизвольно?



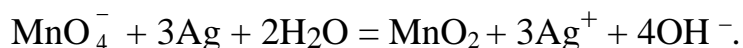
8-15 Определите, может ли данная реакция протекать самопроизвольно?



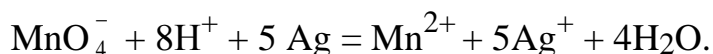
8-16. Определите, может ли самопроизвольно протекать реакция взаимодействия водного раствора перманганата калия на серебро:



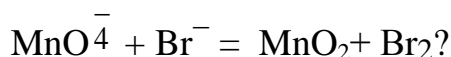
8-17. Определите, может ли самопроизвольно протекать реакция взаимодействия водного раствора перманганата калия на серебро:



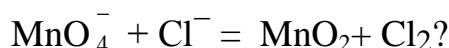
8-18. Определите, может ли самопроизвольно протекать реакция взаимодействия водного раствора перманганата калия на серебро:



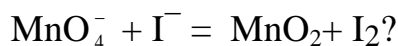
8-19. Определите, может ли приведенная реакция протекать в нейтральном растворе



8-20. Определите, может ли приведенная реакция протекать в нейтральном растворе



8-21. Определите, может ли приведенная реакция протекать в нейтральном растворе

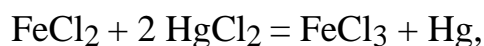


8-22. Поясните, будет ли протекать реакция в водном растворе



если $[\text{Hg}^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л, $[\text{Fe}^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л, $[\text{Fe}^{3+}] = 10^{-3}$ моль/л?

8-23. Поясните, будет ли протекать реакция в водном растворе



если $[\text{Hg}^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л, $[\text{Fe}^{2+}] = 10^{-2}$ моль/л, $[\text{Fe}^{3+}] = 10^{-3}$ моль/л?

9. Коррозия металла теплоэнергетического оборудования

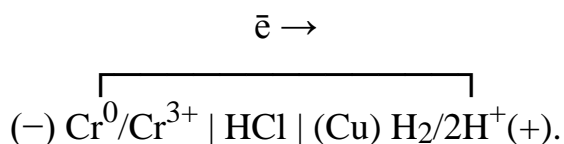
Примеры решения задач

Составление схемы гальванического элемента, работающего при коррозии металла

Пример 1. Хром находится в контакте с медью. Поясните, какой из металлов будет окисляться при коррозии, если эта пара металлов попадёт в кислую среду (HCl). Дайте схему образующегося при этом гальванического элемента.

Решение. Исходя из положения металлов в ряду стандартных электродных потенциалов, находим, что хром – более активный металл ($E^0 = -0,744$ В) и в образующейся гальванической паре будет анодом; медь – катодом ($E^0 = 0,337$ В) (табл. 3). Хромовый анод растворяется, а на медном катоде выделяется водород. Следовательно, окисляется хром.

Схема работающего гальванического элемента:



Пример 2. Объясните, возможна ли электрохимическая коррозия олова в водном растворе при $\text{pH} = 6$ при контакте с воздухом. Напишите уравнения реакций анодного и катодного процессов. Укажите при каких значениях pH возможна коррозия с выделением водорода?

Решение. Используя справочную табл. 3, найдем стандартный электродный потенциал олова ($E^0 = -0,136$ В). По уравнению Нернста определим равновесные потенциалы вероятных окислителей (H^+ и O_2) при 25°C , $p(\text{H}_2) = 1$, $p(\text{O}_2) = 0,21$.

$$E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = -0,059 \cdot \text{pH} = -0,059 \cdot 6 = -0,354 \text{ В},$$

$$E^0(\text{O}_2/\text{OH}^-) = 1,227 - 0,059 \cdot \text{pH} + 0,0151 \cdot \lg 0,21 = 0,873 \text{ В}.$$

Рассчитаем ЭДС коррозионных микрогальванических элементов:

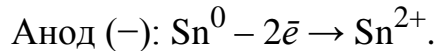
$$E^1 = E_K(\text{H}_2) - E_A = -0,354 - (-0,136) = -0,218 \text{ В},$$

$E^1 < 0$, коррозия с выделением водорода невозможна;

$$E^2 = E_K(\text{O}_2) - E_A = 0,873 - (-0,136) = 1,009 \text{ В},$$

$E^2 > 0$, коррозия с выделением кислорода возможна.

Таким образом, уравнения реакции анодного и катодного процессов выглядят следующим образом:



Для выяснения диапазона значений pH, при которых возможна коррозия с водородной деполяризацией, решим неравенство:

$$E^1 = E_K(\text{H}_2) - E_A > 0.$$

После подстановки значений электродных потенциалов получим:

$$-0,059 \cdot \text{pH} - (-0,136) > 0.$$

Откуда следует, что при значениях $\text{pH} < 0,136/0,059 = 2,26$ идет процесс с выделением водорода.

Пример 3. Стальное изделие имеет цинковое покрытие. Какой из металлов будет окисляться при коррозии, если эта пара металлов попадет в нейтральную среду с pH 7? Подсчитайте ЭДС коррозионного элемента для стандартных состояний. Определите, при каких значениях pH прекратится процесс выделения водорода.

Решение. Стандартный электродный потенциал цинка составляет $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0) = -0,763 \text{ В}$, а потенциал железа $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0) = -0,44 \text{ В}$ (табл. 3). Учитывая, что потенциал цинка более отрицателен, цинк является анодным покрытием. При этом железо не будет принимать участие в анодном процессе, т.е. не будет корродировать.

Равновесные потенциалы водорода и кислорода при их парциальных давлениях, равных 1, определяем по уравнениям

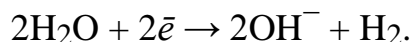
$$E^0(\text{H}^+/\text{H}_2) = -0,059 \cdot \text{pH} = -0,059 \cdot 7 = -0,413 \text{ В},$$

$$E^0(\text{O}_2/\text{OH}^-) = 1,227 - 0,059 \cdot \text{pH} = 1,227 - 0,059 \cdot 7 = 0,814 \text{ В}.$$

ЭДС коррозионных гальванических элементов равны:

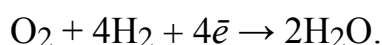
$$E^1 = E_K(\text{H}_2) - E_A = -0,413 - (-0,763) = 0,35 \text{ В},$$

$E^1 > 0$ – процесс с выделением водорода возможен:



$$E^2 = E_K(\text{O}_2) - E_A = 0,814 - (-0,763) = 1,577 \text{ В},$$

$E^2 > 0$, коррозия с выделением кислорода также возможна:



Процесс выделения водорода прекратится, если $E^1 < 0$, т.е.

$$-0,059 \cdot \text{pH} - (-0,763) > 0,$$

откуда следует, что при $\text{pH} < 12,9$ $E^1 < 0$; при этом процесс коррозии цинка с поглощением кислорода будет иметь место при любых значениях pH.

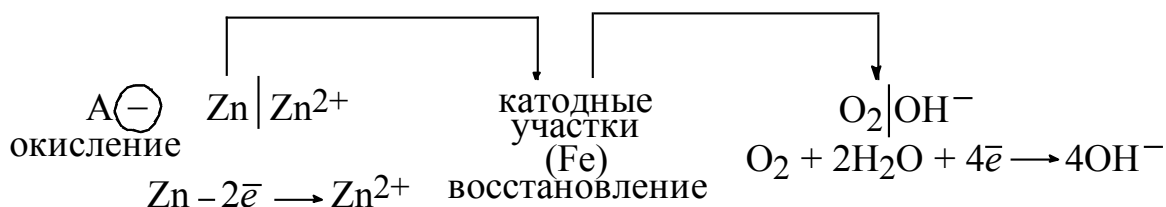
Пример 4. Железное изделие покрыто цинком. Определите, какое это покрытие – анодное или катодное. Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии при нарушении целостности покрытия: а) во влажном воздухе; б) в растворе соляной кислоты. Укажите, какие продукты коррозии образуются в каждом случае.

Решение. Стандартный электродный потенциал цинка составляет $E^0(\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}^0) = -0,763 \text{ В}$, а потенциал железа $E^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}^0) = -0,44 \text{ В}$. Учитывая, что потенциал цинка более отрицателен, то цинк является анодным покрытием. Анодный процесс $\text{Zn} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^{2+}$.

Катодный процесс:



Схема работающего гальванического элемента:



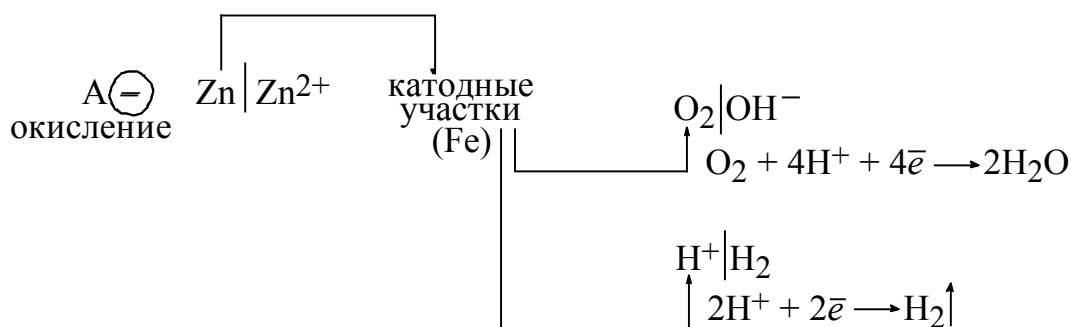
Суммарные процессы коррозии во влажном воздухе:



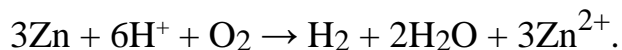
б) в растворе соляной кислоты:



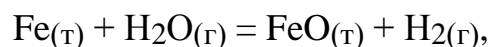
Схема работающего гальванического элемента:



Суммарные процессы коррозии в растворе соляной кислоты:



Пример 5. Определите термодинамическую возможность газовой коррозии изделия из углеродистой стали, протекающей по реакции



если это изделие эксплуатируется при 700 °С под действием водяного пара с относительным давлением $p(\text{H}_2\text{O}) = 6$ и $p(\text{H}_2) = 1$.

Решение. Условием протекания является $\Delta G < 0$. Энергия Гиббса для указанного процесса зависит от парциального давления окислительного компонента $p(\text{H}_2\text{O})$ следующим образом (при $p(\text{H}_2) = 1$):

$$\Delta G_T(\text{корр.}) = \Delta G_T^0(\text{корр.}) - RT \cdot \ln p(\text{H}_2\text{O}).$$

Стандартное значение энергии Гиббса $\Delta G_T^0(\text{корр.})$ при температуре T можно рассчитать по формуле:

$$\Delta G_T^0(\text{корр.}) = \Delta H_T^0 - T \cdot \Delta S^0.$$

Допустим, что ΔH_T^0 не зависит от температуры, тогда

$$\Delta G_T^0(\text{корр.}) = \Delta H_{298}^0 - 973 \cdot \Delta S_{298}^0,$$

где ΔH_{298}^0 и ΔS_{298}^0 определены по закону Гесса для заданной реакции:

$$\Delta H_{298}^0 = (\Delta H_{298}^0(\text{FeO}) + \Delta H_{298}^0(\text{H}_2)) - (\Delta H_{298}^0(\text{Fe}) + \Delta H_{298}^0(\text{H}_2\text{O})) =$$

$$= (-263,68 + 0) - (0 - 241,84) = -21,84 \text{ кДж};$$

$$\Delta S_{298}^0 = (S_{298}^0(\text{FeO}) + S_{298}^0(\text{H}_2)) - (S_{298}^0(\text{Fe}) + S_{298}^0(\text{H}_2\text{O})) =$$

$$= (58,79 + 130,6) - (27,15 + 188,84) = -26,61 \text{ Дж/К};$$

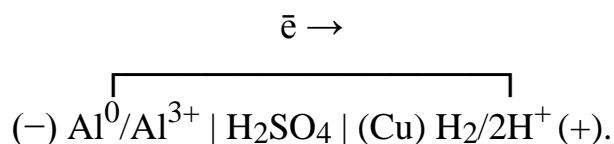
$$\Delta G_T^0(\text{корр.}) = -21840 - 973(-26,61) = +4051,5 \text{ Дж};$$

$$\Delta G_{973}(\text{корр.}) = 4051,5 - 8,314 \cdot 973 \cdot \ln 6 = -10404,36 \text{ Дж}.$$

Таким образом, $\Delta G_{973}(\text{корр.}) < 0$, и газовая коррозия изделия из низкоуглеродистой стали при 700°C , относительных давлениях $p(\text{H}_2\text{O}) = 6$ и $p(\text{H}_2) = 1$ возможна.

Вычисление массы металла, окисляющегося при коррозии

Пример 6. При нарушении целостности поверхностного слоя медного покрытия на алюминии происходит коррозия алюминия вследствие работы гальванопары:



За 45 с работы этой гальванопары на катоде выделилось 0,09 л водорода (измеренного при нормальных условиях). Определите, какая масса алюминия растворилась за это время и какую силу тока даёт эта гальванопара?

Решение. Максимальная сила тока, даваемая гальваническим элементом, определяется по закону Фарадея соотношением:

$$I = m \cdot F / M_{\text{э}},$$

где I – сила тока, А; m – масса растворившегося за 1 с более активного электрода или выделившегося за 1 с вещества на катоде; F – постоянная Фарадея; $M_{\text{э}}$ – молярная масса электрохимического эквивалента элемента, из которого сделан более активный электрод, или элемента, выделяющегося на катоде.

За 1 с на катоде выделяется $0,09 : 45 = 0,002$ л H_2 .

Молярная масса эквивалента алюминия равна $27/3 = 9$ г/моль.

Гальванический элемент даёт ток силой:

$$I = \frac{0,002 \cdot 96500}{11,2} = 17,2 \text{ А.}$$

За 45 с работы гальванопары алюминия растворилось:

$$m(\text{Al}) = \frac{9 \cdot 17,2 \cdot 45}{96500} = 0,072 \text{ г.}$$

Таблица 3

Стандартные электродные потенциалы в водных растворах при 25 °С

Электрод	Электродная реакция	E^0 , В
Li^+/Li	$\text{Li}^+ + 1\bar{e} \rightleftharpoons \text{Li}$	- 3,045

K^+/K	$K^+ + 1e^- \rightleftharpoons K$	-2,925
Ba^{2+}/Ba	$Ba^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ba$	-2,906
Ca^{2+}/Ca	$Ca^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ca$	-2,866
Na^+/Na	$Na^+ + 1e^- \rightleftharpoons Na$	-2,714
Mg^{2+}/Mg	$Mg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mg$	-2,363
Al^{3+}/Al	$Al^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Al$	-1,662
Ti^{2+}/Ti	$Ti^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ti$	-1,628
V^{2+}/V	$V^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons V$	-1,186
Mn^{2+}/Mn	$Mn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Mn$	-1,179
Cr^{2+}/Cr	$Cr^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cr$	-0,913
Zn^{2+}/Zn	$Zn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Zn$	-0,763
Cr^{3+}/Cr	$Cr^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Cr$	-0,744
Fe^{2+}/Fe	$Fe^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Fe$	-0,440
Cd^{2+}/Cd	$Cd^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cd$	-0,403
Co^{2+}/Co	$Co^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Co$	-0,277
Ni^{2+}/Ni	$Ni^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Ni$	-0,250
Sn^{2+}/Sn	$Sn^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Sn$	-0,136
Pb^{2+}/Pb	$Pb^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pb$	-0,126
Fe^{3+}/Fe	$Fe^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Fe$	-0,036
H^+/H_2	$H^+ + 1e^- \rightleftharpoons 1/2H_2$	$\pm 0,000$
Cu^{2+}/Cu	$Cu^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Cu$	+0,337
Cu^+/Cu	$Cu^+ + 1e^- \rightleftharpoons Cu$	+0,521
Ag^+/Ag	$Ag^+ + 1e^- \rightleftharpoons Ag$	+0,799
Hg^{2+}/Hg	$Hg^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Hg$	+0,854
Pd^{2+}/Pd	$Pd^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pd$	+0,987
Pt^{2+}/Pt	$Pt^{2+} + 2e^- \rightleftharpoons Pt$	+1,200
Au^{3+}/Au	$Au^{3+} + 3e^- \rightleftharpoons Au$	+1,498

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

9-1. Железо находится в контакте с медью. Определите, какой из металлов будет окисляться при коррозии, если эта пара металлов попадёт в кислую среду (HCl). Составьте схему образующегося при этом коррозионного гальванического элемента.

9-2. Хром находится в контакте с никелем. Определите, какой из металлов будет окисляться при коррозии, если эта пара металлов попадёт в кислую среду (HCl). Составьте схему образующегося при этом гальванического элемента.

9-3. Железо находится в контакте с марганцем. Определите, какой из металлов будет окисляться при коррозии, если эта пара металлов попадёт в кислую среду (HCl). Составьте схему образующегося при этом гальванического элемента.

9-4. Железное изделие покрыто оловом. Определите, какое это покрытие – анодное или катодное. Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии при нарушении целостности покрытия: а) во влажном воздухе; б) в растворе соляной кислоты. Какие продукты коррозии образуются в каждом случае?

9-5. Железное изделие покрыто никелем. Определите, какое это покрытие – анодное или катодное. Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии при нарушении целостности покрытия: а) во влажном воздухе; б) в растворе соляной кислоты. Укажите, какие продукты коррозии образуются в каждом случае.

9-6. Железное изделие покрыто хромом. Определите, какое это покрытие – анодное или катодное. Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии при нарушении целостности покрытия: а) во влажном воздухе; б) в растворе соляной кислоты. Укажите, какие продукты коррозии образуются в каждом случае?

9-7. Цинковое изделие покрыто медью. Определите, какое это покрытие – анодное или катодное. Составьте уравнения анодного и катодного процессов коррозии при нарушении целостности покрытия: а) во влажном воздухе; б) в растворе соляной кислоты. Укажите, какие продукты коррозии образуются в каждом случае.

9-8. Опишите процессы, протекающие при коррозии латуни (сплав меди с цинком): а) в кислой среде, б) в нейтральной среде при свободном доступе воздуха.

9-9. Медь не вытесняет водород из разбавленных кислот. Объясните, почему? Однако если к медной пластинке, опущенной в кислоту, прикоснуться цинковой, то на меди начинается бурное выделение водорода. Объясните это явление, составив уравнение анодного и катодного процессов. Напишите уравнение протекающей химической реакции.

9-10. Объясните, как происходит атмосферная коррозия луженого железа и луженой меди при нарушении целостности покрытия. Составьте уравнения анодного и катодного процессов.

9-11. Поясните, возможна ли коррозия железа в водном растворе при $\text{pH} = 6$ при контакте с воздухом. Укажите при каких значениях pH возможна коррозия с выделением водорода.

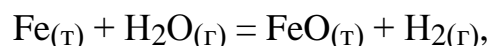
9-12. Назовите металлы, которые могут корродировать с выделением водорода в водном растворе, имеющем pH : а) 2,0; б) 7,0; в) 10,0.

9-13. Назовите металлы, которые могут корродировать с выделением водорода в водном растворе, имеющем pH : а) 3,0; б) 8,0; в) 11,0.

9-14. Назовите металлы, которые могут корродировать с поглощением кислорода в водном растворе, имеющем pH : а) 2,0; б) 5,0; в) 8,0.

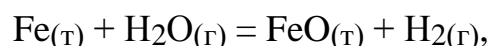
9-15. Назовите металлы, которые могут корродировать с поглощением кислорода в водном растворе, имеющем pH : а) 3,0; б) 7,0; в) 10,0.

9-16. Определите термодинамическую возможность газовой коррозии изделия из углеродистой стали, протекающей по реакции



если это изделие эксплуатируется при $500\text{ }^\circ\text{C}$ под действием водяного пара с относительным давлением $p(\text{H}_2\text{O}) = 8$ и $p(\text{H}_2) = 1$.

9-17. Определите термодинамическую возможность газовой коррозии изделия из углеродистой стали, протекающей по реакции



если это изделие эксплуатируется при $900\text{ }^\circ\text{C}$ под действием водяного пара с относительным давлением $p(\text{H}_2\text{O}) = 5$ и $p(\text{H}_2) = 1$.

9-18. Исходя из величины ΔG^0 , определите, какие металлы будут корродировать во влажном воздухе по уравнению



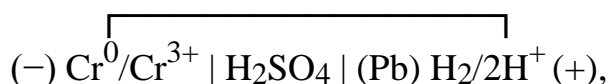
где $\text{Me} - (\text{Mg}, \text{Cu}, \text{Au})$

9-19. Определите, какие металлы ($\text{Fe}, \text{Ag}, \text{Ca}$) будут разрушаться в атмосфере влажного воздуха, насыщенного диоксидом углерода. Ответ дайте на основании вычисления ΔG^0 соответствующих процессов.

9-20. Алюминий склёпан с медью. Определите, какой из металлов будет подвергаться коррозии, если металлы попадут в кислую среду. Составьте схему гальванического элемента, образующегося при этом. Подсчитайте ЭДС и ΔG^0 этого элемента в стандартных условиях.

9-21. Олово спаяно с серебром. Определите, какой из металлов будет окисляться при коррозии, если эта пара металлов попадёт в щелочную среду. Ответ дайте на основании вычисления ЭДС и ΔG^0 образующегося гальванического элемента.

9-22. Гальванический элемент



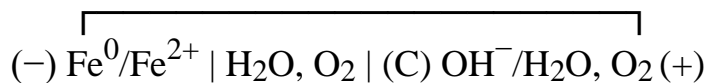
образовавшийся при коррозии хрома, спаянного со свинцом, даёт ток силой 6 А. Определите, какая масса хрома окислится и сколько литров водорода выделится за 55 с работы этого элемента.

9-23. Медь покрыта оловом. При нарушении оловянного покрытия работает гальванический элемент



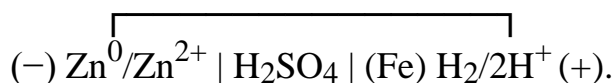
который даёт ток силой 7,5 А. Определите, какая масса олова растворится и сколько литров водорода выделится на медном катоде за 25 мин.

9-24. При работе гальванического элемента



за 1,5 мин образовалось 0,125 г $\text{Fe}(\text{OH})_2$. Вычислите объём кислорода, израсходованный на получение $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

9-25. При нарушении поверхностного слоя цинкового покрытия на железе идёт процесс коррозии вследствие работы гальванопары



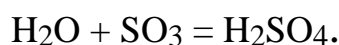
За 48 с работы этой гальванопары через внешнюю цепь протекло 550 Кл электричества. Определите, какая масса цинка растворилась при этом и какой объём водорода выделится на железном катоде.

10. Химические вопросы экологии. Биоэнергетика

Примеры решения задач

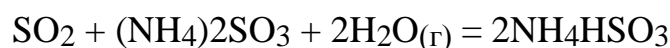
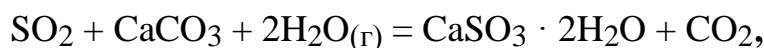
Пример 1. После дождя обнаружено подкисление почвы и увеличение содержания в ней сульфат-ионов. Объясните, чем обусловлено это явление и каким образом можно его предотвратить или хотя бы уменьшить его вредное воздействие.

Решение. Подкисление почвы обусловлено «кислотным» дождем. Повышенное содержание сульфат-ионов свидетельствует о том, что капли дождя содержали H_2SO_4 , которая образовалась по реакциям из оксидов серы, содержащихся в выбросах электростанций или предприятий:

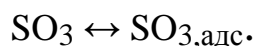
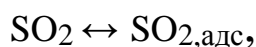


Для предупреждения вредных выбросов оксидов серы необходимо изменить технологию генерации электроэнергии, например, на электрохимическую, проводить предварительное удаление серы из топлива или производить серную кислоту на металлургических заводах параллельно с получением металлов.

Содержание оксидов серы в отходящих газах можно снизить путем нейтрализации, например, по реакциям:



или адсорбцией на некоторых адсорбентах:



Пример 2. В сточной воде объемом 100 л имеются ионы Cd^{2+} (0,01 г/л). Определите, какая масса ионов Na^+ должна перейти в раствор из Na-катионита, чтобы удалились все ионы Cd^{2+} .

Решение. По закону эквивалентов вещества реагируют в эквивалентных отношениях, то есть 1 моль эквивалентов Cd^{2+} обменивается с 1 моль-эквивалентов Na^+ . Масса моля эквивалента Cd^{2+} составляет

$$112,4/2 = 56,2 \text{ г/моль экв.}$$

Концентрация ионов Cd^{2+} равна $0,01/56,2 = 0,000178$ моль-экв/л, а в 100 л содержится 0,0178 моль экв Cd^{2+} . Такое же количество ионов Na^+ должно перейти в раствор. Масса моль-эквивалентов Na^+ равна 23 г/моль-экв. Поэтому для полного удаления ионов кадмия в раствор должна перейти масса ионов натрия, равная $0,0178 \cdot 23 = 0,41$ г.

КОНТРОЛЬНЫЕ ЗАДАНИЯ

10-1. После дождя обнаружено подкисление почвы и увеличение содержания нитрат- и нитрит-ионов в почве. Поясните, как называется это явление, вызывающее подкисление почвы? Предложите, способы предотвращения этого явления или уменьшения его масштаба.

10-2. Одной из экологических проблем является парниковый эффект. Объясните, чем он вызван и какие последствия опасны для всей планеты.

10-3. Поясните, какие газы обуславливают парниковый эффект? Укажите, какие источники поступления этих веществ в атмосферу. Как можно уменьшить их поток?

10-4. Объясните, что такое «биотопливо». Укажите, какие экологические проблемы позволит разрешить использование этого вида топлива.

10-5. Поясните, какое сырье используется для получения биотоплива. Укажите, какие преимущества обеспечиваются при замене природного углеводородного сырья на биотопливо.

10-6. Укажите, как изменится состав продуктов реакции в выбросах автомобиля при замене октана C_8H_{18} на водород.

10-7. Поясните, возможна ли самопроизвольная реакция между водородом и оксидом азота NO в нейтрализаторе автомобиля с образованием нетоксичных продуктов при стандартных состояниях всех веществ.

10-8. Укажите, какие вредные компоненты будут находиться в продуктах горения при полном сгорании 100 кг каменного угля, содержащего углерода – 85 кг, водорода – 7 кг, серы – 3 кг и воды – 5 кг.

10-9. Укажите, какие вредные компоненты будут находиться в продуктах горения при полном сгорании 100 кг каменного угля, содержащего углерода – 3 кг, водорода – 1 кг, серы – 0,5 кг и воды – 0,5 кг.

10-10. В 10 м^3 сточной воды имеется гидразин N_2H_4 с концентрацией 0,032 г/л. Определите, какой объем воздуха (при н.у.), продуваемого через сточную воду, необходим для полного окисления гидразина (при условии полного использования кислорода на окисление гидразина).

10-11. Перечислите, какие альтернативные источники энергии известны.

10-12. Объясните, что такое фотохимический смог и каким образом он образуется. Какие имеются пути его предотвращения.

10-13. В выхлопах автомобилей среди различных компонентов имеются NO , CO , H_2O , CH_4 . Приведите уравнения реакций взаимодействия этих компонентов и продуктов реакций друг с другом с образованием нетоксичных продуктов.

10-14. В выхлопах автомобилей среди различных компонентов имеются NO_2 , CO , H_2O , CH_4 . Приведите уравнения реакций взаимодействия этих компонентов и продуктов реакций друг с другом с образованием нетоксичных продуктов.

10-15. В 100 м^3 сточной воды имеется гидразин N_2H_4 с концентрацией 0,022 г/л. Определите, какой объем воздуха (при н.у.), продуваемого через сточную воду, необходим для полного окисления гидразина (при условии полного использования кислорода на окисление гидразина).

6. ТАБЛИЦА ВАРИАНТОВ КОНТРОЛЬНОЙ РАБОТЫ

Номер варианта	Номера задач, относящихся к данной контрольной работе								
1	2								
01	1-1, 10-1	2-1,	3-1,	4-1.	5-1,	6-1,	7-1,	8-1,	9-1,
02	1-2, 10-2	2-2,	3-2,	4-2,	5-2,	6-2,	7-2,	8-2,	9-2,
03	1-3, 10-3	2-3,	3-3,	4-3,	5-3,	6-3,	7-3,	8-3,	9-3,
04	1-4, 10-4	2-4,	3-4,	4-4,	5-4,	6-4,	7-4,	8-4,	9-4,
05	1-5, 10-5	2-5,	3-5,	4-5,	5-5,	6-5,	7-5,	8-5,	9-5,
06	1-6, 10-6	2-6,	3-6,	4-6,	5-6,	6-6,	7-6,	8-6,	9-6,
07	1-7, 10-7	2-7,	3-7,	4-7,	5-7,	6-7,	7-7,	8-7,	9-7,
08	1-8, 10-8	2-8,	3-8,	4-8,	5-8,	6-8,	7-8,	8-8,	9-8,
09	1-9, 10-9	2-9,	3-9,	4-9,	5-9,	6-9,	7-9	8-9,	9-9,
10	1-10, 10-10	2-10,	3-10,	4-10,	5-10,	6-10,	7-10,	8-10,	9-10,
11	1-11, 10-11	2-11,	3-11,	4-11,	5-11,	6-11,	7-11,	8-11,	9-11,
12	1-12, 10-12	2-12,	3-12,	4-12,	5-5,	6-12,	7-12,	8-12,	9-12,
13	1-13, 10-13	2-13,	3-13,	4-13,	5-6,	6-13,	7-13,	8-13,	9-13,
14	1-14, 10-14	2-14,	3-14,	4-14,	5-7,	6-14,	7-14,	8-14,	9-14,
15	1-15, 10-15	2-15,	3-15,	4-15,	5-8,	6-15,	7-15,	8-15,	9-15,
16	1-6, 10-5	2-16,	3-16,	4-16,	5-9,	6-5,	7-16,	8-16,	9-16,
17	1-7, 10-6	2-17,	3-17,	4-17,	5-10,	6-6,	7-17,	8-17,	9-17,
18	1-8, 10-7	2-18,	3-18,	4-18,	5-11,	6-7,	7-18,	8-19,	9-19,
19	1-9,	2-19,	3-19,	4-19,	5-1,	6-8,	7-19,	8-20,	9-20,

	10-8								
1					2				
20	1-10, 10-9	2-20,	3-20,	4-4,	5-2,	6-6,	7-20,	8-21,	9-21,
21	1-15, 10-10	2-21,	3-5,	4-10,	5-3,	6-7,	7-21,	8-22,	9-22,
22	1-1, 10-11	2-22,	3-6,	4-11,	5-4,	6-8,	7-22,	8-23,	9-23,
23	1-2, 10-12	2-23,	3-7,	4-12,	5-1,	6-9,	7-23,	8-4,	9-24,
24	1-3, 10-13	2-24,	3-8,	4-13,	5-2,	6-10,	7-24,	8-5,	9-25,
25	1-4, 10-14	2-25,	3-9,	4-14	5-3,	6-11,	7-25,	8-6,	9-1,
26	1-5, 10-15	2-10,	3-10,	4-15,	5-4,	6-12,	7-26,	8-7,	9-2,
27	1-6, 10-1	2-11,	3-11,	4-16,	5-5,	6-13,	7-27,	8-8,	9-3,
28	1-7, 10-2	2-12,	3-12,	4-17,	5-6,	6-14,	7-28,	8-9,	9-4,
29	1-8, 10-3	2-13,	3-13,	4-18,	5-7,	6-15,	7-29,	8-10,	9-5,
30	1-9, 10-4	2-14,	3-14,	4-19,	5-8,	6-16,	7-30,	8-11,	9-6,
31	1-10, 10-5	2-15,	3-15,	4-9,	5-9,	6-8,	7-31,	8-12,	9-7,
32	1-11, 10-6	2-16,	3-16,	4-2,	5-10,	6-9,	7-32,	8-13,	9-8,
33	1-12, 10-7	2-17,	3-17,	4-3,	5-11,	6-10,	7-1,	8-14,	9-9,
34	1-13, 10-8	2-18,	3-18,	4-1,	5-2,	6-11,	7-2,	8-15,	9-10
35	1-14, 10-9	2-19	3-19,	4-4,	5-3,	6-12,	7-3	8-16,	9-11,
36	1-15, 10-10	2-20,	3-20,	4-5,	5-4,	6-13,	7-4,	8-17,	9-12,
37	1-6, 10-11	2-21,	3-3,	4-6,	5-5,	6-14,	7-5,	8-19,	9-13,
38	1-7, 10-12	2-22,	3-4,	4-7,	5-6,	6-15,	7-6,	8-20,	9-14,
39	1-8, 10-13	2-23,	3-5,	4-8,	5-7,	6-16,	7-7,	8-1,	9-15,
40	1-9,	2-24,	3-6,	4-9,	5-8,	6-17,	7-8,	8-2,	9-16,

	10-14
1	2
41	1-10, 2-25, 3-7, 4-10, 5-10, 6-1, 7-9, 8-21, 9-17, 10-15
42	1-11, 2-5, 3-7, 4-11, 5-11, 6-2, 7-10, 8-22, 9-19, 10-1
43	1-12, 2-6, 3-9, 4-12, 5-2, 6-3, 7-11, 8-23, 9-20, 10-2
44	1-13, 2-7, 3-10, 4-13, 5-3, 6-4, 7-12, 8-1, 9-21, 10-3
45	1-14, 2-8, 3-11, 4-14, 5-1, 6-5, 7-13, 8-2, 9-22, 10-4
46	1-15, 2-9, 3-12, 4-15, 5-4, 6-6, 7-14, 8-3, 9-23, 10-5
47	1-1, 2-10, 3-13, 4-16, 5-5, 6-7, 7-15, 8-4, 9-24, 10-6
48	1-2, 2-11, 3-14, 4-17, 5-6, 6-8, 7-16, 8-5, 9-25, 10-7
49	1-3, 2-12, 3-15, 4-18, 5-7, 6-9, 7-17, 8-6, 9-4, 10-5
50	1-4, 2-13, 3-16, 4-19, 5-8, 6-10, 7-18, 8-7, 9-5, 10-8
51	1-5, 2-14, 3-17, 4-5, 5-9, 6-1, 7-19, 8-8, 9-6, 10-9
52	1-6, 2-15, 3-18, 4-1, 5-10, 6-2, 7-20, 8-9, 9-7, 10-10
53	1-7, 2-16, 3-19, 4-2, 5-11, 6-3, 7-21, 8-10, 9-8, 10-11
54	1-8, 2-17, 3-20, 4-3, 5-12, 6-4, 7-22, 8-11, 9-9, 10-12
55	1-9, 2-18, 3-1, 4-4, 5-13, 6-5, 7-23, 8-12, 9-10, 10-13
56	1-10, 2-19, 3-2, 4-5, 5-14, 6-6, 7-24, 8-13, 9-11, 10-14
57	1-15, 2-20, 3-3, 4-6, 5-15, 6-7, 7-25, 8-14, 9-12, 10-15
58	1-3, 2-21, 3-4, 4-7, 5-16, 6-8, 7-26, 8-15, 9-13, 10-3
59	1-4, 2-22, 3-5, 4-8, 5-5, 6-9, 7-27, 8-16, 9-14, 10-4
60	1-5, 2-23, 3-6, 4-9, 5-6, 6-10, 7-28, 8-17, 9-15, 10-5
61	1-6, 2-24, 3-7, 4-10, 5-7, 6-11, 7-29, 8-18, 9-16, 10-6

	10-6
1	2
62	1-7, 2-25, 3-8, 4-11, 5-13, 6-12, 7-30, 8-20, 9-17, 10-10
63	1-8, 2-11, 3-9, 4-12, 5-12, 6-13, 7-31, 8-21, 9-18, 10-11
64	1-9, 2-12, 3-10, 4-13, 5-11, 6-14, 7-32, 8-22, 9-19, 10-12
65	1-10, 2-13, 3-11, 4-14, 5-10, 6-15, 7-10, 8-23, 9-20, 10-13
66	1-11, 2-14, 3-12, 4-15, 5-9, 6-5, 7-11, 8-1, 9-21, 10-14
67	1-15, 2-15, 3-13, 4-16, 5-8, 6-6, 7-12, 8-2, 9-22, 10-15
68	1-4, 2-16, 3-14, 4-17, 5-7, 6-7, 7-13, 8-3, 9-23, 10-1
69	1-5, 2-17, 3-15, 4-18, 5-6, 6-8, 7-14, 8-4, 9-24, 10-2
70	1-6, 2-18, 3-16, 4-19, 5-5, 6-9, 7-15, 8-5, 9-25, 10-3
71	1-7, 2-19, 3-17, 4-15, 5-4, 6-10, 7-16, 8-6, 9-2, 10-4
72	1-8, 2-20, 3-18, 4-1, 5-3, 6-11, 7-17, 8-7, 9-3, 10-5
73	1-9, 2-21, 3-19, 4-2, 5-2, 6-3, 7-18, 8-8, 9-4, 10-6
74	1-10, 2-22, 3-20, 4-3, 5-1, 6-4, 7-19, 8-9, 9-5, 10-7
75	1-11, 2-23, 3-10, 4-4, 5-9, 6-5, 7-20, 8-10, 9-6, 10-8
76	1-12, 2-24, 3-11, 4-5, 5-10, 6-6, 7-21, 8-11, 9-7, 10-9
77	1-13, 2-25, 3-12, 4-6, 5-3, 6-7, 7-22, 8-12, 9-8, 10-10
78	1-14, 2-1, 3-13, 4-7, 5-4, 6-8, 7-23, 8-13, 9-9, 10-11
79	1-15, 2-2, 3-14, 4-8, 5-5, 6-9, 7-24, 8-14, 9-10, 10-12
80	1-1, 2-3, 3-15, 4-9, 5-6, 6-10, 7-25, 8-15, 9-11, 10-13
81	1-2, 2-4, 3-16, 4-10, 5-7, 6-11, 7-26, 8-16, 9-12, 10-14
82	1-3, 2-5, 3-17, 4-11, 5-8, 6-12, 7-27, 8-17, 9-13,

	10-15
1	2
83	1-4, 2-6, 3-18, 4-12, 5-2, 6-1, 7-28, 8-18, 9-14, 10-10
84	1-5, 2-7, 3-19, 4-13, 5-3, 6-2, 7-29, 8-19, 9-15, 10-11
85	1-6, 2-8, 3-20, 4-14, 5-4, 6-3, 7-30, 8-20, 9-16, 10-5
86	1-7, 2-9, 3-1, 4-15, 5-5, 6-4, 7-31, 8-21, 9-17, 10-6
87	1-8, 2-10, 3-2, 4-16, 5-6, 6-5, 7-32, 8-22, 9-18, 10-7
88	1-9, 2-11, 3-3, 4-17, 5-7, 6-6, 7-1, 8-23, 9-19, 10-8
89	1-10, 2-12, 3-4, 4-18, 5-8, 6-7, 7-2, 8-1, 9-20, 10-9
90	1-11, 2-13, 3-5, 4-19, 5-11, 6-8, 7-3, 8-2, 9-21, 10-10
91	1-12, 2-14, 3-6, 4-10, 5-10, 6-9, 7-4, 8-3, 9-22, 10-11
92	1-13, 2-15, 3-7, 4-1, 5-9, 6-10, 7-5, 8-4, 9-23, 10-1
93	1-14, 2-16, 3-8, 4-2, 5-8, 6-11, 7-6, 8-5, 9-24, 10-2
94	1-15, 2-17, 3-8, 4-3, 5-7, 6-12, 7-7, 8-6, 9-25, 10-3
95	1-7, 2-18, 3-10, 4-4, 5-6, 6-13, 7-8, 8-7, 9-5, 10-4
96	1-8, 2-19, 3-11, 4-5, 5-5, 6-14, 7-9, 8-8, 9-6, 10-5
97	1-9, 2-20, 3-12, 4-6, 5-4, 6-15, 7-10, 8-9, 9-7, 10-6
98	1-10, 2-21, 3-13, 4-7, 5-3, 6-16, 7-20, 8-10, 9-8, 10-7
99	1-11, 2-22, 3-14, 4-8, 5-2, 6-17, 7-30, 8-11, 9-9, 10-8
100	1-12, 2-23, 3-15, 4-9, 5-1, 6-18, 7-31, 8-12, 9-10, 10-9

СОДЕРЖАНИЕ

1. Программа дисциплины.....	3
2. Общие рекомендации по работе над дисциплиной «Химия в теплоэнергетике».....	6
3. Правила выполнения и оформления контрольной работы	11
4. Методические указания по изучению дисциплины.....	12
5. Примеры решения типовых задач. Контрольные задания.	19
6. Таблица вариантов.....	75

ХИМИЯ В ТЕПЛОЭНЕРГЕТИКЕ

Учебная программа

Составители:

**Гибадуллина Халида Вазыховна,
Сироткина Лилия Витальевна,
Гайнутдинова Диляра Фаритовна,
Заббарова Розалия Салиховна**

Кафедра Химии и водородной энергетики КГЭУ

Редактор издательского отдела *С.Н. Чемоданова*
Компьютерная верстка _____

Подписано в печать

Формат 60 × 84/16. Гарнитура «Times». Вид печати РОМ.
Усл. печ. л. Уч.-изд. л. Тираж 500 экз. Заказ №

Редакционно-издательский отдел КГЭУ,
420066, Казань, Красносельская, 51