



**Министерство образования и науки Российской Федерации
Рубцовский индустриальный институт (филиал)
ФГБОУ ВПО «Алтайский государственный технический университет
им. И.И. Ползунова»**

Н.Н. Аветисян

ХИМИЯ

**Методическое пособие и контрольные задания
для студентов заочной формы обучения
технических направлений**

Рубцовск 2014

УДК 541

Аветисян Н.Н. Химия: Методическое пособие и контрольные задания для студентов заочной формы обучения технических направлений / Рубцовский индустриальный институт.- Рубцовск, 2014. - 90 с.

Пособие предназначено для обеспечения самостоятельной работой студентов инженерно-технических направлений заочной формы обучения.

Представлены программа, общий методический подход, решения типовых задач и контрольные задания, рекомендуемая литература. В приложениях приводятся таблицы основных свойств элементов и их соединений, необходимые при выполнении контрольных заданий.

Рассмотрено и одобрено на
заседании НМС РИИ
Протокол № 4 от 28.05.14 г.

Рецензент:

д.х.н., профессор АГУ С.В. Темерев

Содержание

1. Общие методические указания	4
2. Содержание дисциплины	6
3. Литература	9
4. Решение типовых задач и контрольные задания	10
4.1. Стехиометрические расчеты	10
4.2. Строение атома	16
4.3. Периодический закон Д.И.Менделеева	20
4.4. Химическая связь и строение молекул	20
4.5. Химическая термодинамика	21
4.6. Химическая кинетика. Химическое равновесие	24
4.7. Общие свойства растворов	29
4.8. Концентрация растворов	32
4.9. Реакции ионного обмена	37
4.10. Гидролиз солей	39
4.11. Жесткость воды и методы ее устранения	42
4.12. Окислительно-восстановительные реакции	46
4.13. Электродные потенциалы. Гальванические элементы	50
4.14. Электролиз	53
4.15. Коррозия металлов	57
4.16. Химия углерода. Высокомолекулярные соединения	59
4.17. Свойства s-элементов	63
4.18. Свойства p-элементов	64
4.19. Свойства d-элементов	65
5. Варианты контрольных заданий	67
Приложение	69

1. Общие методические указания

Химия является одной из важнейших естественных наук. Без знания химии невозможно понимание процессов превращения веществ, совершенствование и создание новых, в том числе экологически чистых процессов, машин, приборов, установок, синтез веществ и материалов, которых нет в природе.

Знание законов химии и их использование, выбор оптимального пути процесса – исключительно важны для повышения эффективности производства и качества продукции. Знание химии позволяет решать энергетические, сырьевые и экологические проблемы, являющиеся актуальными в любом производстве, бизнесе и жизни.

Учебные планы для студентов-заочников рассчитаны на 28 очных часов учебных занятий (8 часов лекций, 12 часов лабораторных работ, 8 часов практических занятий и 260 часов самостоятельной работы).

Методические указания к курсу химии составлены в соответствии с Государственным общеобразовательным стандартом для инженерно-технических направлений. Приведены примеры решения типовых задач.

Специфические темы и вопросы прикладного характера включены в очные виды занятий.

Студентам-заочникам необходимо тщательно ознакомиться с содержанием методических указаний по химии, рассмотреть примеры решения типовых задач к контрольным заданиям. Полезно составление краткого конспекта при подготовке к зачету и (или) к экзамену. Изучение курса должно сопровождаться решением задач по данной теме. В соответствии с учебными планами предусмотрено обязательное выполнение одной (двух) письменных контрольных работ, что входит в объем самостоятельной работы. Вариант контрольных работ выбирается по таблицам, приведенным в конце методических указаний, по двум последним цифрам учебного шифра студента. Например, учебный шифр студента 222117 соответствует варианту 17. Перечень задач для каждого варианта приведен в таблице рядом с номером варианта. В выполняемой контрольной работе следует указать номер задачи и ее условие. Решение должно сопровождаться кратким пояснением, написанием соответствующих формул и уравнений реакций, названиями химических веществ, числовых значений констант, расчетов с указанием размерностей и всех математических преобразований. В конце выполненной контрольной работы указывается дата ее выполнения, ставится личная подпись студента, приводится список использованной литературы в соответствии с ГОСТом. Работа сдается на проверку.

Если работа не зачтена, ее следует выполнить вторично и представить вместе с предыдущей.

Лабораторные работы являются важнейшей составной частью учебного процесса по химии. Они способствуют выработке знаний и умений, приобретению навыков экспериментальной работы. Студенты-заочники выполняют лабораторный практикум параллельно с чтением лекций по курсу, и он осуществляется по месту нахождения вуза.

Консультации по всем вопросам, вызывающим затруднения, ведутся преподавателем в письменной или устной форме.

Итоговым контролем является сдача зачета в I семестре и экзамена во II семестре по всему курсу в соответствии с учебным планом, утвержденным Министерством образования РФ.

При сдаче зачета студент обязан предъявить журнал лабораторных работ с отметкой преподавателя об их выполнении. Зачет включает теоретический материал по лабораторному практикуму: основные закономерности протекания химических реакций, процессы в водных растворах, окислительно-восстановительные реакции, электрохимические процессы.

К экзаменам допускаются студенты, имеющие выполненные зачетные контрольные работы, лабораторный практикум и сдавшие зачет. Экзамен сдается во II семестре после сдачи зачета в I семестре при предъявлении зачетной книжки, лабораторного журнала, зачетных контрольных работ.

2. Содержание дисциплины

Обязательные разделы Введение

Химия как часть естествознания. Предмет химии. Вещество. Виды химических реакций. Связь химии с другими науками. Значение химии в формировании мышления, в изучении природы и развитии техники. Химия и проблемы экологии.

Раздел 1. Основы строения вещества

1.1 Электронное строение атома и систематика химических элементов. Квантово-механическая модель атома. Принцип Паули и правило Хунда. Строение многоэлектронных атомов. Периодическая система Д.И. Менделеева и изменение свойств элементов и их соединений. Окислительно-восстановительные свойства элементов.

1.2 Химическая связь. Основные типы и характеристики связи. Ковалентная и ионная связи. Метод валентных связей. Гибридизация. Понятие о методе валентных связей. Строение и свойства простейших молекул.

1.3 Типы взаимодействия молекул. Комплексные соединения. Основные виды взаимодействия молекул. Силы межмолекулярного взаимодействия молекул. Водородная связь. Донорно-акцепторное взаимодействие молекул. Комплексные соединения. Комплексы, комплексообразователи, лиганды, заряд и координационное число комплексообразователя. Типы комплексных соединений. Понятие о теориях комплексных соединений.

1.4 Химия вещества в конденсированном состоянии. Агрегатное состояние вещества. Химическое строение твердого тела. Аморфное состояние вещества. Кристаллы. Кристаллические решетки. Химическая связь в твердых телах. Металлическая связь и металлы. Химическая связь в полупроводниках и диэлектриках. Реальные кристаллы. Простое вещество. Изомерия и аллотропия.

Раздел 2. Взаимодействия веществ

2.1 Элементы химической термодинамики. Энергетические эффекты химических реакций. Внутренняя энергия и энтальпия. Термохимия. Термохимические законы и уравнения. Энтальпия образования химических соединений. Стандартное состояние. Энтропия и ее изменение при химических процессах. Энергия Гиббса и энергия Гельмгольца и их изменения при химических процессах. Условия самопроизвольного протекания химических реакций. Условия химического равновесия. Обратимые и необратимые реакции. Химический потенциал. Активность и коэффициент активности.

2.2 Химическое и фазовое равновесия. Закон действующих масс. Константа равновесия и ее связь с термодинамическими функциями. Принцип Ле Шателье.

Химическое равновесие в гетерогенных системах. Фазовое равновесие. Правило фаз. Распределение веществ в гетерогенных системах. Поверхностные

явления. Сорбция. Адсорбционное равновесие. Гетерогенные дисперсные системы.

2.3 Химическая кинетика. Скорость гомогенных химических реакций. Основное уравнение химической кинетики. Зависимость скорости химических реакций от температуры. Энергия активации. Гомогенный катализ. Цепные реакции. Физические методы ускорения химических реакций. Колебательные реакции. Скорость гетерогенных химических реакций. Гетерогенный катализ.

2.4 Общие представления о растворах и их классификация. Растворы неэлектролитов и электролитов. Водные растворы электролитов. Ассоциированные и неассоциированные электролиты. Свойства растворов ассоциированных электролитов. Активность. Особенности воды как растворителя. Электрическая диссоциация воды. Водородный показатель. Ионные реакции в растворах. Диссоциация кислот, оснований, солей. Константа и степень электрической диссоциации (ионизации) и их взаимосвязь. Диссоциация комплексных соединений. Константы нестойкости и устойчивости комплексов.

2.5 Коллоидные системы. Дисперсность и дисперсные системы. Классификация коллоидных систем. Золи и гели. Мицеллы и их строение. Получение коллоидных растворов. Устойчивость коллоидных систем, оптические и электрические свойства. Методы получения и разрушения коллоидных систем. Коллоиды в природных системах. Растворы полимеров.

2.6 Электрохимические процессы. Окислительно-восстановительные процессы. Определение и классификация электрохимических процессов. Термодинамика электродных процессов. Понятие об электродных потенциалах. Гальванические элементы, ЭДС и ее измерение. Стандартный водородный электрод и водородная шкала потенциалов. Уравнение Нернста. Потенциалы металлических, газовых и окислительно-восстановительных электродов. Ион-селективные электроды и сенсоры. Мембраны и мембранный потенциал. Кинетика электродных процессов. Электрохимическая и концентрационная поляризация. Электролиз. Последовательность электродных процессов. Законы Фарадея. Выход по току. Электролиз с нерастворимыми и растворимыми анодами.

2.7 Коррозия и защита от коррозии металлов и сплавов. Основные виды коррозии. Химическая коррозия. Электрохимическая коррозия. Коррозия под действием блуждающих токов. Методы защиты от коррозии: легирование, электрохимическая защита, защитные покрытия. Изменение свойств коррозионной среды. Ингибиторы коррозии.

Раздел 3. Избранные разделы химии, изучаемые по выбору кафедры с учетом направления

3.1 Химия металлов. Зависимость свойств металлов от их положения в Периодической системе Д.И. Менделеева. Основы физико-химического анализа. Интерметаллические соединения и твердые растворы металлов. Основные методы получения металлов. Физико-химические процессы при сварке и пайке металлов. Свойства *p*-металлов и их соединений. Свойства переходных металлов, *d*-элементы III-VII групп. Химия элементов подгруппы железа, их сплавы и

химические соединения. Химия платиновых металлов. Химия металлов под- групп меди и цинка.

3.2 Химия неметаллов. Зависимость свойств неметаллов от их положения в Периодической системе Д.И. Менделеева. Бор и его соединения. Азот, фосфор и их соединения. Элементы VI и VII групп и их соединения.

3.3 Неорганическая химия *p*-элементов IV группы. Химия полупроводников. Углерод и его аллотропные формы. Монооксид и диоксид углерода. Карбонаты. Карбиды. Кремний, германий и их соединения. Силициды. Силикаты. Стекло. Техническая и строительная керамика. Ситаллы. Фосфор. Сверхпроводящие материалы. Полупроводниковые соединения.

3.4 Химия вяжущих веществ. Определение и классификация вяжущих веществ и их свойства. Воздушные, гидравлические, известковые и гипсовые вяжущие вещества. Цементы, бетон.

3.5 Элементы органической химии. Строение, классификация и свойства органических соединений. Углеводороды и их производство. Химия органического топлива. Понятие о физико-химических процессах горения топлива. Продукты горения и защита воздушного бассейна. Водород – топливо будущего. Химия смазочно-охлаждающих средств и рабочих сред гидравлических систем.

3.6 Органические полимерные материалы. Методы получения полимеров, полимеризация, поликонденсация. Строение и свойства полимеров. Применение полимеров.

3.7 Химия воды. Строение молекул и свойства воды. Диаграмма плавкости систем вода-соль. Химические свойства воды. Природные воды и их состав. Основные способы водоподготовки и очистки сточных вод. Охрана водного бассейна.

3.8 Электрохимические системы. Химические источники тока. Электрохимические энергоустановки. Электрохимические преобразователи, конденсаторы. Электрохимическая обработка металлов. Электрохимические покрытия.

3.9 Химическая идентификация. Вещество и его чистота. Аналитический сигнал и его виды. Химическая идентификация. Кислотно-основное и окислительно-восстановительное титрование. Гравиметрический и колориметрический анализ. Электрохимические методы анализа.

Примерный перечень лабораторных работ:

1. Химический эквивалент и молярная масса эквивалентов
2. Измерение тепловых эффектов химических реакций
3. Скорость химических реакций
4. Химическое равновесие
5. Адсорбционное равновесие
6. Концентрация растворов
7. Свойства водных растворов электролитов
8. Водородный показатель среды
9. Гидролиз солей
10. Окислительно-восстановительные реакции
11. Электродвижущая сила гальванических элементов

12. Электролиз; электрохимический эквивалент
13. Коррозия металлов
14. Защита металлов от коррозии
15. Химические свойства металлов
16. Свойства соединения магния и кальция; жесткость воды
17. Свойства алюминия и его соединений
18. Соединения металлов побочных групп
19. Аккумуляторы
20. Получение и свойства гальванопокрытий

Примерная тематика практических занятий:

1. Строение атома
2. Метод валентных связей
3. Комплексные соединения
4. Энтальпийные характеристики процессов. Закон Гесса и его следствия
5. Энтропия. Энергия Гиббса
6. Закон действующих масс. Константа химического равновесия
7. Химическая кинетика и катализ
8. Способы выражения концентраций растворов. Их взаимный пересчет
9. Различие свойств ассоциированных и неассоциированных электролитов.
10. Электрохимические процессы
11. Химия металлов
12. Химия неметаллов
13. Классификация и свойства органических соединений

3. Литература

Основная

1. Глинка Н.Л. Общая химия. М.: Интеграл-Пресс, 2009.
2. Коровин Н.В. Общая химия. М.: Высшая школа, 2008.
3. Лабораторные работы по химии /Под ред. Н.В. Коровина. М.: Высшая школа, 2007.

Дополнительная

1. Глинка Н.Л. Задачи и упражнения по общей химии. М.: Химия, 1987.
2. Краткий справочник физико-химических величин /Под ред. А.А. Равделя и А.М. Пономаревой. Ленинград: Химия, 1983.
3. Иванов Г.Ф. Химия [Электронный ресурс] Электронные текстовые данные. Томск: ТПУ, 2004 (CD-ROM).

4. Решение типовых задач и контрольные задания

4.1. Стехиометрические расчеты

Для решения любой задачи можно предложить следующий универсальный алгоритм:

а) определение типа задачи, которая может быть стандартного типа либо комбинированная;

б) анализ условия задачи для выделения данных, необходимых для расчета, и собственно вопросы, на которые нужно ответить;

в) работа с имеющимися данными для расчета – они могут быть «явными» или «скрытыми» (под «скрытыми» данными для расчета подразумевается возможность их получить в справочной литературе, логическим путем и т.п.).

Стехиометрия – раздел химии, в котором рассматриваются массовые и объемные отношения между реагирующими веществами. Исключительное значение для эффективного изучения химии имеют семь основных законов:

- 1) закон сохранения массы вещества (1748, Ломоносов);
- 2) закон постоянства состава вещества (1801-1808, Пруст);
- 3) закон эквивалентов (1792-1794, Рихтер);
- 4) закон кратных отношений (1803, Дальтон);
- 5) закон объемных отношений (1808, Гей-Люссак);
- 6) закон Авогадро (1811, Авогадро);
- 7) закон удельных теплоемкостей (1819, Дюлонг, Пти).

Открытие стехиометрических законов позволило приписывать атомам (и молекулам) строго определенную массу. Так как абсолютные атомные массы очень малы, для удобства введены понятия об *относительной атомной* (A_r) и *молекулярной массах* (M_r).

Относительная атомная (A_r) или молекулярная (M_r) масса есть отношение абсолютной массы атома или молекулы к $1/12$ части абсолютной массы атома нуклида углерода ^{12}C , которая называется атомной единицей массы ($1 \text{ а.е.м.} = 1/12 m_{A(\text{C})} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$). Абсолютные и относительные массы связаны соотношениями:

$$A_r = m_A / 1 \text{ а.е.м} = m_A / (1,66 \cdot 10^{-24});$$
$$M_r = m_M / 1 \text{ а.е.м} = m_M / (1,66 \cdot 10^{-24}).$$

За единицу измерения количества вещества принят моль. **Моль** — это количество вещества, которое содержит столько частиц (молекул, атомов, ионов, электронов), сколько атомов содержится в 0,012 кг нуклида углерода ^{12}C . Число структурных единиц, содержащихся в одном моле вещества, называют числом Авогадро: $N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$.

Молярная масса — это масса 1 моль вещества; величина, равная отношению массы вещества к количеству вещества: $M = m/n$, где m — масса (г); n — количество вещества (моль); M — молярная масса (г/моль). Численные значения молярной массы M и относительной молекулярной массы M_r равны. Например, молярная масса диоксида углерода CO_2 равна

$M_{(\text{CO}_2)} = m_{(\text{CO}_2)} N_A = M_{r(\text{CO}_2)} \cdot 1 \text{ а.е.м.} \cdot N_A = 44,0 \cdot 1,66 \cdot 10^{-24} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} = 44,0 \text{ г/моль}$.

Закон Авогадро: в равных объемах различных газов при одинаковой температуре и одинаковом давлении содержится одно и то же число молекул. Из него следует, что при одинаковых условиях моль любого газа занимает один и тот же объем V_M , который при нормальных условиях ($T = 273,15 \text{ К}$; $P = 1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$) составляет $V_{Mo} = 22,4 \text{ л}$.

Уравнение Клапейрона—Менделеева представляет собой уравнение газового состояния для n молей идеального газа. Его можно представить в нескольких формах:

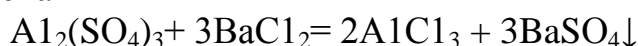
$$pV = nRT; pV = \frac{m}{M}RT; p = cRT, \quad (1.1)$$

где p — давление; V — объем; T — абсолютная температура, К ($T = t(^{\circ}\text{C}) + 273$); m — масса газа; M — его молярная масса; $n = m/M$ — количество газа; $c = n/V$ — молярная концентрация; $R = 8,31 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$ — универсальная газовая постоянная.

Для сопоставления соединительной способности различных элементов введено понятие эквивалента. **Эквивалентом** называют реальную или условную частицу вещества, которая может замещать, присоединять, высвободить или быть каким-либо другим способом эквивалентна одному иону водорода в кислотно-основных и ионно-обменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях. В соединениях HCl , H_2O , NH_3 эквиваленты элементов хлора, кислорода, азота равны соответственно 1Cl , $1/2\text{O}$, $1/3\text{N}$. Эквиваленты сложных веществ, например ортофосфорной кислоты, гидроксидов кальция и алюминия, в реакциях полной нейтрализации соответственно равны $1/3\text{H}_3\text{PO}_4$, $1/2\text{Ca}(\text{OH})_2$, $1/3\text{Al}(\text{OH})_3$.

Моль вещества эквивалентов содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ эквивалентов. *Масса одного моля эквивалента вещества называется молярной массой эквивалентов.* Например, в HCl и NH_3 молярные массы эквивалентов элементов равны: $M_{\text{эк}(\text{Cl})} = 35,45 \text{ г/моль}$; $M_{\text{эк}(\text{N})} = 14,00/3 = 4,67 \text{ г/моль}$. Молярные массы эквивалентов сложных веществ, например, H_3PO_4 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$ равны: $M_{\text{эк}}(\text{H}_3\text{PO}_4) = M(\text{H}_3\text{PO}_4)/3 = 32,7 \text{ г/моль}$; $M_{\text{эк}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = M(\text{Ca}(\text{OH})_2)/2 = 37,0 \text{ г/моль}$.

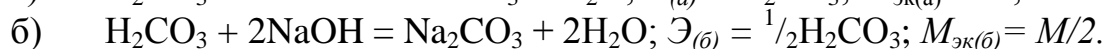
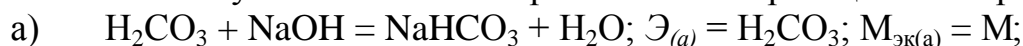
Для реакции обмена



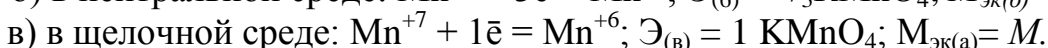
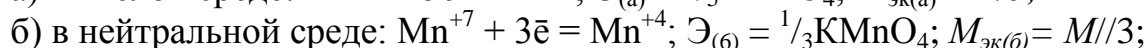
эквивалент сульфата алюминия равен $1/6 \text{ Al}_2(\text{SO}_4)_3$, так как происходит обмен двух трехзарядных катионов Al^{3+} (или трех двухзарядных анионов SO_4^{2-}), что эквивалентно обмену шести ионов водорода H^+ .

Эквиваленты частиц могут быть различны в зависимости от состава соединений и условий протекания реакций. Например, эквиваленты углерода в CO и CO_2 равны соответственно $1/2\text{C}$ и $1/4\text{C}$.

Эквиваленты угольной кислоты различаются в реакциях нейтрализации:



Эквиваленты перманганата калия (KMnO_4) в окислительно-восстановительных реакциях при его восстановлении также различаются:



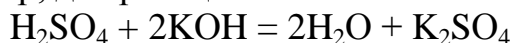
Молярная масса эквивалентов химического соединения равна сумме молярных масс эквивалентов входящих в него частиц. Например, $M_{\text{эк}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = M_{\text{эк}}(\text{Ca}^{2+}) + M_{\text{эк}}(\text{OH}^-) = 1/2 M_{\text{эк}}(\text{Ca}^{2+}) + M_{\text{эк}}(\text{OH}^-) = 1/2 \cdot 40,0 + 17,0 = 37,0$ г/моль.

Согласно **закону эквивалентов**, химические элементы входят в состав соединений в строго определенных отношениях масс, называемых молярными массами эквивалентов.

Количество вещества эквивалентов (моль) — это отношение массы вещества (г) к молярной массе его эквивалентов (г/моль):

$$n_{\text{эк}} = m/M_{\text{эк}} \quad (1.2)$$

Из закона эквивалентов следует, что для любого компонента, вступившего в реакцию или образующегося в результате ее, количество вещества эквивалентов одинаково. Например, для реакции



выполняется соотношение:

$$n_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = n_{\text{эк}}(\text{KOH}) = n_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{O}) = n_{\text{эк}}(\text{K}_2\text{SO}_4),$$

или

$$m(\text{H}_2\text{SO}_4)/M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = m(\text{KOH})/M_{\text{эк}}(\text{KOH}) = m(\text{H}_2\text{O})/M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{K}_2\text{SO}_4)/M_{\text{эк}}(\text{K}_2\text{SO}_4),$$

где $M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{SO}_4) = M(\text{H}_2\text{SO}_4)/2$; $M_{\text{эк}}(\text{KOH}) = M(\text{KOH})$; $M_{\text{эк}}(\text{H}_2\text{O}) = M(\text{H}_2\text{O})$; $M_{\text{эк}}(\text{K}_2\text{SO}_4) = M_{\text{эк}}(\text{K}_2\text{SO}_4)/2$.

Под **валентностью** в общем случае понимают свойство атома данного элемента присоединять или замещать определенное число атомов другого элемента. Мерой валентности поэтому может быть число химических связей, образуемых данным атомом с другими атомами. Поскольку атом водорода образует только одну связь, водород одновалентен. Отсюда валентность элемента равна числу атомов водорода, которому эквивалентен (соединяется, обменивается) атом этого элемента. Такая валентность (B) называется *стехиометрической*. Она связана с понятием эквивалента и показывает, сколько молярных масс эквивалентов $M_{\text{эк}}$ составляют одну молярную массу: $B = M/M_{\text{эк}}$.

Валентность элемента в соединении можно определить по элементам с известной валентностью. Например, в H_2S сера двухвалентна, так как каждый из двух атомов водорода одновалентен; в SO_3 сера шестивалентна, так как каждый из трех атомов кислорода двухвалентен (т.е. эквивалентен двум атомам водорода).

4.1.1. Примеры решения задач

Пример 1. Для восстановления оксида ванадия массой 25.0 г до металла потребовалось кальция 27.5 г. Вычислите молярную массу эквивалентов оксида ванадия. Напишите уравнение реакции.

Решение. В общем виде формулу оксида ванадия представим как V_xO_y . Согласно закону эквивалентов: $n_{\text{эк}}(V_xO_y) = n_{\text{эк}}(\text{Ca})$, или

$$\frac{m(V_xO_y)}{M_{\text{эк}}(V_xO_y)} = \frac{m_{\text{Ca}}}{M_{\text{эк}}(\text{Ca})}, \quad (1)$$

где $n_{\text{эк}}(V_xO_y)$ и $n_{\text{эк}}(\text{Ca})$ - количество моль эквивалентов соответственно оксида ванадия и кальция; $m(V_xO_y)$ и m_{Ca} - массы соответствующих веществ, г; $M_{\text{эк}}(V_xO_y)$ и $M_{\text{эк}}(\text{Ca})$ - молярные массы эквивалентов, г/моль экв.

Из (1) получим:

$$M_{\text{эк}}(V_xO_y) = \frac{m(V_xO_y) M_{\text{эк}}(\text{Ca})}{m_{\text{Ca}}}, \text{ где } M_{\text{эк}}(\text{Ca}) = \frac{M(\text{Ca})}{2} = \frac{40,0}{2} = 20,0 \text{ г/моль экв.}$$

Молярная масса эквивалентов оксида ванадия

$$M_{\text{эк}}(V_xO_y) = \frac{25,0 \cdot 20,0}{27,5} = 18,2 \text{ г/моль экв.}$$

Для написания уравнения реакции нужно знать формулу оксида ванадия, т.е. валентность ванадия в нем:

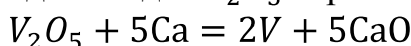
$$V = \frac{M_V}{M_{\text{эк}}(V)}, \quad (2)$$

где $M_V = 50,94$ г/моль – молярная масса ванадия; $M_{\text{эк}}(V)$ – молярная масса эквивалентов ванадия, г/моль экв.

Молярная масса эквивалентов сложного вещества равна сумме молярных масс эквивалентов составляющих его частиц: $M_{\text{эк}}(V_xO_y) = M_{\text{эк}}(V) + M_{\text{эк}}(O)$. Отсюда $M_{\text{эк}}(V) = M_{\text{эк}}(V_xO_y) - M_{\text{эк}}(O) = 18,2 - 8,0 = 10,2$ г/моль экв. Подставим это значение в выражение (2):

$$V = \frac{50,94}{10,2} = 5.$$

Формула данного оксида ванадия V_2O_5 . Уравнение реакции:



Пример 2. В водном растворе фосфат натрия Na_3PO_4 массой 77,5 г прореагировал без остатка с хлороводородной кислотой HCl массой 34,5 г. Вычислите молярную массу эквивалентов фосфата натрия. Напишите уравнение реакции.

Решение. Согласно закону эквивалентов,

$$n_{\text{эк}}(Na_3PO_4) = n_{\text{эк}} HCl, \text{ или } \frac{m(Na_3PO_4)}{M_{\text{эк}} Na_3PO_4} = \frac{m HCl}{M_{\text{эк}} HCl}.$$

Отсюда

$$M_{\text{эк}} Na_3PO_4 = \frac{m Na_3PO_4 M_{\text{эк}} HCl}{m HCl} = \frac{77,5 \cdot 36,5}{34,5} = 82,0 \frac{\text{г}}{\text{моль}} \text{ экв,}$$

где $M_{\text{эк}} HCl = M_{HCl} = 36,5$ г/моль.

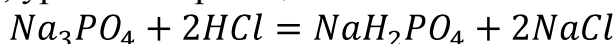
Молярная масса фосфата натрия:

$$M_{Na_3PO_4} = 3 \cdot 23,0 + 31,0 + 4 \cdot 16,0 = 164,0 \frac{\text{г}}{\text{моль}}.$$

Число ионов водорода H^+ , замещающих в молекуле Na_3PO_4 ионы натрия Na^+ , равно

$$\frac{M_{Na_3PO_4}}{M_{\text{эк}} Na_3PO_4} = \frac{164,0}{82,0} = 2.$$

Следовательно, уравнение реакции:



Пример 3. Молярная масса эквивалентов хлорида некоторого элемента $M_{\text{эк}}(\text{хл})$ равна 38,5 г/моль экв. Вычислите массовую долю хлора в хлориде (в%).

Рассчитайте объем кислорода (н.у.), который потребуется для окисления до оксида простого вещества этого элемента массой 25,0 г. Определите, какой это элемент, если его валентность его $V=4$.

$$\frac{m_{\text{хл}}}{M_{\text{эк(хл)}}} = \frac{m_{\text{Cl}}}{M_{\text{эк(Cl)}}},$$

где индекс «хл» относится к характеристикам хлорида элемента; $M_{\text{эк(Cl)}}=M_{\text{Cl}}=35,5$ г/моль.

Если массу хлорида принять за 100 г, то масса хлора (m_{Cl}) будет равна массовой доле хлора в этом хлориде (ω_{Cl} , %). Тогда

$$100/38,5 = \omega_{\text{Cl}}/35,5,$$

$$\text{Отсюда} \quad \omega_{\text{Cl}} = \frac{100 \cdot 35,5}{38,5} = 92,2\%.$$

Молярная масса эквивалентов искомого элемента равна

$$M_{\text{эк}} = M_{\text{эк(Cl)}} - M_{\text{эк(Cl)}} = 38,5 - 35,5 = 3,0 \text{ г/моль экв.}$$

Из закона эквивалентов следует

$$\frac{m}{M_{\text{эк}}} = \frac{V_{\text{O}_2}}{V_{\text{эк(O}_2)}}, \quad (3)$$

где m - масса простого вещества элемента, г; V_{O_2} - объем кислорода (н.у.), необходимый для окисления этой массы, л; $V_{\text{эк(O}_2)}$ - объем молярной массы эквивалентов кислорода (н.у.), л/моль экв.

Поскольку 1 моль O_2 ($M_{\text{O}_2} = 32,0$ г/моль) занимает при н.у. бъем 22,4 л/моль и имеет массу в 4 раза большую, чем 1 моль эквивалентов O_2 ($M_{\text{эк(O}_2)} = 8,0$ г/моль экв), то $V_{\text{эк(O}_2)} = 22,4/4 = 5,6$ л/моль экв.

Из уравнения (3) получим

$$V_{\text{O}_2} = \frac{V_{\text{эк(O}_2)} \cdot m}{M_{\text{эк}}} = \frac{5,6 \cdot 25,5}{3,0} = 46,7 \text{ л.}$$

Молярная масса элемента: $M = M_{\text{эк}} \cdot V = 3,0 \cdot 4 = 12,0$ г/моль, что соответствует углероду. Хлорид CCl_4 ; оксид CO_2 .

Пример 4. Гидрид некоторого элемента в двухвалентном состоянии содержит 5,88 % водорода. Какова массовая доля (в %) этого элемента в его оксиде, где валентность элемента равна шести? Назовите этот элемент.

Решение. Из закона эквивалентов

$$\frac{m_{\text{H}}}{M_{\text{эк(H)}}} = \frac{m_1}{M_{\text{эк(1)}}}.$$

В 100 г гидрида содержится $m_{\text{H}} = 5,88$ г водорода и $m_1 = 100 - 5,88 = 94,12$ г элемента. Молярная масса эквивалентов элемента в гидриде равна:

$$M_{\text{эк(1)}} = \frac{M_{\text{эк(H)}} \cdot m_1}{m_{\text{H}}} = \frac{1,00 \cdot 94,12}{5,88} = 16,0 \text{ г/моль экв.}$$

Поскольку в гидриде элемент двухвалентен, молярная масса этого элемента

$$M = M_{\text{эк(1)}} \cdot 2 = 16,0 \cdot 2 = 32,0 \text{ г/моль.}$$

В оксиде, где валентность элемента 6, молярная масса его эквивалентов равна

$$M_{\text{эк(2)}} = \frac{M}{6} = \frac{32,0}{6} = 5,33 \text{ г/моль экв.}$$

Молярная масса эквивалентов кислорода $M_{\text{эк(O)}} = 16,0/2 = 8,00$ г/моль экв.

Из закона эквивалентов:

$$\frac{m_2}{M_{\text{ЭК}}(2)} = \frac{m_0}{M_{\text{ЭК}}(0)}$$

Заменим массы на массовые доли в %:

$$\frac{\omega_2}{M_{\text{ЭК}}(2)} = \frac{100 - \omega_2}{M_{\text{ЭК}}(0)}$$

После преобразований получим

$$\omega_2 = \frac{100 M_{\text{ЭК}}(2)}{M_{\text{ЭК}}(0) + M_{\text{ЭК}}(2)} = \frac{100 \cdot 5,33}{8,00 + 5,33} = 40,0\%$$

Элемент с молярной массой 32,0 г/моль является серой. Массовая доля серы в ее оксиде (SO_3) равна 40,0 %. Гидрид серы - H_2S .

4.1.2. Контрольные задания

1-5

Определите массу m_A и объем V_A газообразного вещества А (н.у.), которая прореагирует с массой m_B вещества В, если в результате реакции образуется вещество С.

Номер задачи	А	В	m_B , г	С
1	O_2	Cu_2O	24,0	CuO
2	H_2	Cu_2O	45,0	Cu
3	O_2	S	64,0	SO_2
4	H_2	Fe_2O_3	120,0	Fe
5	Cl_2	Ti	150,0	$TiCl_4$

6-10

Молярная масса эквивалентов оксида некоторого элемента $M_{\text{ЭКВ}}(\text{окс.})$. Вычислите массовую долю кислорода в оксиде (в %). Определите объем кислорода (н.у.), который потребуется для окисления массы (m) простого вещества этого элемента до данного оксида.

Номер задачи	$M_{\text{ЭКВ}}(\text{окс.})$	m
6	9,00	15,0
7	26,6	80,0
8	40,7	250
9	15,0	100
10	18,2	180

11-20

Рассчитайте молярную массу эквивалента окислителя и восстановителя.

Номер задачи	Схема реакции
11	$PbO_2 + NaNO_2 + H_2SO_4 \rightarrow PbSO_4 + NaNO_3 + H_2O$
12	$KJO_3 + Na_2SO_3 + H_2SO_4 \rightarrow J_2 + K_2SO_4 + Na_2SO_4 + H_2O$
13	$K_2Cr_2O_7 + KJ + H_2SO_4 \rightarrow J_2 + Cr_2(SO_4)_3 + K_2SO_4 + H_2O$

14	$KMnO_4 + HJ \rightarrow J_2 + MnJ_2 + KJ$
15	$KMnO_4 + H_2O_2 + H_2SO_4 \rightarrow MnSO_4 + O_2 + K_2SO_4 + H_2O$
16	$CrCl_3 + H_2O_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaCl + H_2O$
17	$Cr(OH)_3 + Br_2 + NaOH \rightarrow Na_2CrO_4 + NaBr + H_2O$
18	$Cr(NO_3)_3 + Cl_2 + KOH \rightarrow K_2CrO_4 + KCl + KNO_3$
19	$Cu_2S + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + H_2SO_4 + NO + H_2O$
20	$H_3PO_3 + J_2 + H_2O \rightarrow HJ + H_3PO_4$

21-25

Масса m_A вещества А прореагировала без остатка с массой m_B вещества В. Вычислите $M_{\text{экв}(A)}$ – молярную массу эквивалентов вещества А. Напишите уравнения реакции, если одним из ее продуктов является вещество С.

Номер задачи	А	m_A , г	В	m_B , г	С
21	гидроксид железа	25,1	азотная кислота	44,2	нитрат железа
22	оксид хрома	50,0	кальций	39,5	хром
23	оксид меди	75,0	хлороводородная кислота	68,7	хлорид меди
24	хлорид титана	98,7	магний	25,3	титан
25	оксид меди	24,8	водород	0,347	медь

4.2. Строение атома

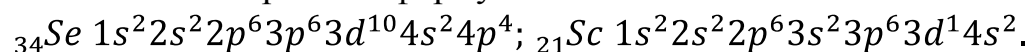
4.2.1. Примеры решения задач

Пример 1. Один из изотопов урана имеет массовое число $A=238$. Каков заряд ядра его атома? Сколько электронов находится на электронных оболочках атома? Сколько протонов и нейтронов содержит ядро атома этого нуклида?

Решение. Заряд ядра атома Z равен числу протонов в ядре и числу электронов на электронных оболочках и совпадает с порядковым номером элемента. Для урана $Z=92$. Ядро атома состоит из протонов, заряженных положительно, и нейтронов, не имеющих электрического заряда. Массы протона и нейтрона примерно одинаковы. Массовое число A равно сумме числа протонов Z и нейтронов N : $A=Z+N$. Отсюда число нейтронов в данном нуклиде: $N=A-Z=238-92=146$.

Пример 2. Составьте электронные формулы невозбужденных атомов селена и скандия. Приведите графические схемы распределения электронов по квантовым ячейкам (орбиталям). К каким электронным семействам относятся эти элементы? Укажите валентные электроны их атомов. Для каждого из валентных электронов приведите значения всех квантовых чисел.

Решение. Электронные формулы:



Графические схемы распределения электронов по квантовым ячейкам:

${}_{34}\text{Se}$

$m_l =$	0	1	0	-1	2	1	0	-1	-2	3	2	1	0	-1	-2	-3
$n =$	4	↑↓	↑↓	↑	↑											
	3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓							
	2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓											
	1	↑↓														

$s(l=0)$

 ${}_{21}\text{Sc}$

$m_l =$	0	1	0	-1	2	1	0	-1	-2	3	2	1	0	-1	-2	-3
$n =$	4	↑↓														
	3	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓	↑										
	2	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓											
	1	↑↓														

$s(l=0)$

У селена происходит застройка p -подуровня, поэтому он относится к электронному семейству p -элементов; у скандия – застройка d -подуровня, он относится к электронному семейству d -элементов.

Валентными электронами p -элементов являются s - и p -электроны внешнего квантового уровня. Для селена это $4s^2 4p^4$. Валентными электронами d -элементов являются s -электроны внешнего квантового уровня и d -электроны предвнешнего квантового уровня. Для скандия это $3d^1 4s^2$.

Значения квантовых чисел, характеризующих валентные электроны, очевидны из вышеприведенных графических схем.

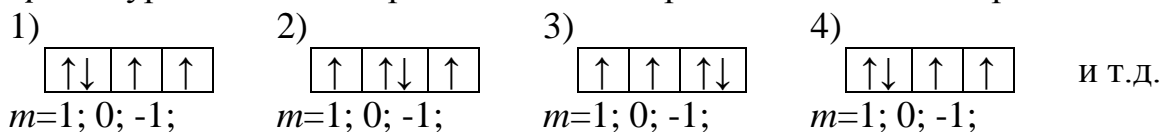
 ${}_{34}\text{Se:}$

Номер электрона	Подуровень	Квантовые числа			
		n	l	m_l	m_s
29	4s	4	0	0	+1 2
30		4	0	0	-1 2
31	4p	4	1	+1	+1 2
32		4	1	0	+1 2
33		4	1	-1	+1 2
34		4	1	+1	-1 2

 ${}_{21}\text{Sc:}$

Номер электрона	Подуровень	Квантовые числа			
		n	l	m_l	m_s
19	4s	4	0	0	+1 2
20		4	0	0	-1 2
21	3d	3	2	+2	+1 2

Возможны и другие сочетания значений магнитного m_l и спинового квантовых чисел для незавершенных подуровней, если это не противоречит принципу Паули и правилу Хунда. Например, распределение электронов селена на $4p$ - подуровне можно в равной степени представить в виде вариантов:



Пример 3. Чему равен суммарный спин электронов в невозбужденном атоме: а) селена; б) скандия? Сколько электронов в атоме каждого из этих элементов характеризуется: совокупностью главного и орбитального квантовых чисел $n=3; l=2$; орбитальным квантовым числом $l=1$?

Решение. Составим электронные формулы или графические схемы распределения электронов по квантовым ячейкам для данных элементов (см. пример 2).

Согласно правилу Хунда, спины всех неспаренных электронов в атоме должны иметь одинаковый знак. Абсолютная величина суммарного спина электронов в атоме (m_s) равна числу неспаренных электронов, умноженному на абсолютную величину спина электрона.

В невозбужденном атоме селена $m_s=2 \cdot 1/2=1$, а в невозбужденном атоме скандия $m_s=1 \cdot 1/2=1/2$.

Совокупностью главного и орбитального квантовых чисел $n=3$ и $l=2$ характеризуются электроны $3d$ - подуровня. В атоме селена таких электронов 10, а в атоме скандия 1.

Орбитальным квантовым числом $l=1$ характеризуются электроны p - подуровней. В атоме селена на втором и третьем квантовом уровнях находится по шесть p -электронов, а на четвертом четыре. Таким образом, в атоме селена всего 16 электронов с $l=1$. В атоме скандия по шесть p -электронов на втором и третьем квантовых уровнях, т.е. всего 12 электронов с $l=1$.

4.2.2. Контрольные задания

26-45

Выберите исходные данные в таблице и приведите обоснованные ответы на вопросы.

1) Один из изотопов элемента имеет массовое число A . Каков заряд ядра его атома? Сколько электронов находится на всех электронных оболочках атома? Сколько протонов и нейтронов содержит ядро атома этого нуклида?

2) Напишите электронную формулу невозбужденного атома этого элемента, приведите графическую схему распределения электронов по квантовым ячейкам.

3) К какому электронному семейству относится элемент?

4) Чему равен суммарный спин электронов в невозбужденном состоянии атома элемента?

5) Сколько имеется в атоме элемента электронов с орбитальным квантовым числом l ?

Номер задачи	Элемент	A	<i>l</i>	Номер задачи	Элемент	A	<i>l</i>
26	⁺¹⁶ S	32	1	36	⁺¹⁷ Cl	35	0
27	⁺³⁵ Br	79	1	37	⁺²³ V	51	2
28	⁺²⁷ Co	59	2	38	⁺²⁸ Ni	58	0
29	⁺⁴⁸ Cd	112	2	39	⁺²⁰ Ca	40	1
30	⁺³⁰ Zn	65	2	40	⁺²¹ Sc	45	2
31	⁺³² Ge	73	2	41	⁺²⁶ Fe	56	1
32	⁺⁴⁰ Zr	91	2	42	⁺³³ As	75	0
33	⁺³⁴ Se	79	1	43	⁺⁴³ Tc	96	2
34	⁺²² Ti	48	0	44	⁺¹⁴ Si	28	1
35	⁺¹³ Al	27	1	45	⁺¹⁵ P	31	0

46-75

Выберите исходные данные в таблице и приведите обоснованные ответы на вопросы.

1) Напишите электронную формулу невозбужденного атома элемента с зарядом ядра *Z*, приведите графическую схему распределения электронов по квантовым ячейкам.

2) Укажите валентные электроны его атома. Для каждого из них приведите значения всех квантовых чисел.

3) Сколько в атоме данного элемента электронов с совокупностью главного и орбитального квантовых чисел *n* и *l*?

Номер задачи	<i>Z</i>	<i>n</i>	<i>l</i>	Номер задачи	<i>Z</i>	<i>n</i>	<i>l</i>
46	51	4	2	61	13	2	1
47	39	3	1	62	33	3	2
48	22	3	1	63	23	3	2
49	41	4	2	64	38	5	0
50	50	5	1	65	21	3	2
51	20	4	0	66	22	4	0
52	23	3	2	67	17	3	0
53	18	3	1	68	27	3	2
54	28	3	2	69	35	4	1
55	34	4	0	70	37	5	0
56	31	4	1	71	40	4	2
57	42	4	1	72	43	5	0
58	48	4	2	73	49	5	1
59	52	5	1	74	53	5	0
60	47	4	2	75	79	6	0

4.3. Периодический закон Д.И. Менделеева

4.3.1. Контрольные задания

76-100

Составьте электронную формулу элемента под номером Z. Определите валентность и степень окисления в нормальном и возможных возбужденных состояниях. Составьте формулы оксидов и гидроксидов. Назовите соответствующие соединения. Определите их кислотно-основной характер.

Номер задачи	Z	Номер задачи	Z
76	21	89	31
77	32	90	22
78	39	91	50
79	40	92	49
80	48	93	47
81	51	94	33
82	23	95	24
83	25	96	34
84	35	97	43
85	17	98	16
86	15	99	14
87	53	100	74
88	42		

4.4. Химическая связь и строение молекул

4.4.1. Контрольные задания

101-125

Объясните по методу валентных связей (ВС) строение молекулы. Сколько σ - (сигма) и π (пи) связей в этой молекуле. Если имеет место гибридизация, то каков ее тип? Какой валентный угол между направлениями связей в этой молекуле? Полярна ли каждая из связей? Полярна ли молекула в целом?

Какие межмолекулярные (вандерваальсовы) силы взаимодействия проявляются в жидкой фазе этих веществ?

Номер задачи	Формула молекулы	Номер задачи	Формула молекулы
101	AsBr ₃	114	PH ₃
102	H ₂ Se	115	MgF ₂
103	BeH ₂	116	SiCl ₄
104	AlCl ₃	117	CF ₄
105	SF ₂	118	C ₂ H ₄
106	C ₂ H ₂	119	H ₂ S
107	CH ₄	120	CO ₂
108	CO	121	SO ₃
109	SO ₂	122	H ₂ O
110	NH ₃	123	CaCl ₂
111	ZnCl ₂	124	H ₂ Te
112	BF ₃	125	PF ₅
113	CaCl ₂		

4.5. Химическая термодинамика

4.5.1. Примеры решения задач

Пример 1. В каком направлении при стандартных условиях может самопроизвольно протекать реакция $3SO_{2(г)} \rightleftharpoons S_{(ромб)} + 2SO_{3(г)}$? Ответ дайте на основании расчетов изменения энергии Гиббса реакции ΔG_{298}^0 : а) по значениям стандартных теплот образования ΔfH_{298}^0 и стандартных энтропий S_{298}^0 веществ, участвующих в реакции; б) по значениям стандартных энергий Гиббса образования ΔfG_{298}^0 веществ, участвующих в реакции.

Решение. Проводим расчеты для реакции, протекающей в прямом направлении:

а) изменение энергии Гиббса реакции определяем по уравнению:

$$\Delta G_{298}^0 = \Delta H_{298}^0 - T \Delta S_{298}^0,$$

где T – абсолютная температура (для стандартных условий $T=298$ К);

ΔH_{298}^0 – изменение энтальпии реакции; ΔS_{298}^0 – изменение энтропии реакции.

Для энтальпии и энтропии, функций состояния:

$$\Delta H_{298}^0 = i \Delta fH_{298(прод)}^0 - j \Delta fH_{298(исх)}^0;$$

$$\Delta S_{298}^0 = i \Delta fS_{298(прод)}^0 - j \Delta fS_{298(исх)}^0,$$

где i, j – стехиометрические коэффициенты в уравнении реакции.

Для данной реакции:

$$\Delta H_{298}^0 = \Delta fH_{S,298}^0 - 2 \Delta fH_{SO_3,298}^0 - 3 \Delta fH_{SO_2,298}^0 = 2 \cdot (-395,2) - 3 \cdot (-296,9) = +100,3 \text{ кДж/моль.}$$

Поскольку $\Delta H_{298}^0 > 0$, реакция эндотермическая.

$$\Delta S_{298}^0 = \Delta S_{S,298}^0 + \Delta S_{SO_3,298}^0 - 3 \Delta S_{SO_2,298}^0 = 31,9 + 2 \cdot 256,2 - 3 \cdot 248,1 = -200,0 \text{ Дж/К} \cdot \text{моль} = -0,200 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta G_{298}^0 = 100,3 - 298 \cdot (-0,200) = +159,9 \text{ кДж/моль};$$

б) поскольку энергия Гиббса является, как энтальпия и энтропия, функцией состояния, справедливо уравнение:

$$\Delta G_{298}^0 = i \Delta fG_{298(прод)}^0 - j \Delta fG_{298(исх)}^0.$$

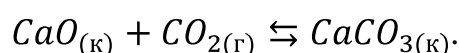
Для данной реакции:

$$\Delta G_{298}^0 = \Delta fG_{S,298}^0 + \Delta fG_{SO_3,298}^0 - 3 \Delta fG_{SO_2,298}^0 = 2 \cdot (-370,4) - 3 \cdot (-300,2) = +159,8 \text{ кДж/моль.}$$

Результаты расчетов двумя способами совпадают.

Для обратной реакции изменение энергии Гиббса будет составлять ту же величину с противоположным знаком: $\Delta S_{298(обратн.)}^0 = -159,8 \text{ кДж/моль}$. Поскольку критерием самопроизвольного протекания реакции является уменьшение энергии Гиббса, т.е. $\Delta G < 0$, реакция $3SO_{2(г)} \rightleftharpoons S_{(ромб.)} + 2SO_{3(г)}$ при стандартных условиях самопроизвольно может протекать в обратном направлении.

Пример 2. Определите температуру T_p , при которой установится равновесие реакции



При какой температуре $T(T > T_p$ или $T < T_p$) возможно самопроизвольное протекание этой реакции в прямом направлении? Как при этом изменяется энтропия? Почему?

Решение. Изменение энтальпии реакции:

$$\Delta H^0 = \Delta fH_{CaCO_3}^0 - \Delta fH_{CaO}^0 + \Delta fH_{CO_2}^0 = -1206 - 635,1 - 393,5 = -177,4 \text{ кДж/моль.}$$

Реакция экзотермическая, поскольку $\Delta H^0 < 0$.

Изменение энтропии реакции:

$$\Delta S^0 = \Delta S_{CaCO_3}^0 - (\Delta S_{CaO}^0 + \Delta S_{CO_2}^0) = 92,9 - (39,7 + 213,6) = -160,4 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К} = -0,1604 \text{ кДж/моль} \cdot \text{К}.$$

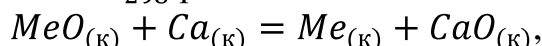
Энтропия, характеризующая степень неупорядоченности в системе, уменьшается, так как из наиболее неупорядоченной газовой фазы образуется наиболее упорядоченная – кристаллическая.

Равновесие устанавливается при условии $\Delta G^0 = \Delta H^0 - T_p \Delta S^0 = 0$.

$$T_p = \frac{\Delta H^0}{\Delta S^0} = \frac{-177,4}{-0,1604} = 1106 \text{ К}.$$

В данной реакции $\Delta H^0 < 0$, а $(-T \Delta S^0) > 0$. Следовательно, ΔG^0 может быть отрицательным при относительно низких температурах. Самопроизвольное протекание реакции возможно при температурах $T < T_p$.

Пример 3. Рассчитайте ΔG_{298}^0 реакции



где $Me - Cu; Zn; Fe$. Расположите оксиды металлов в порядке уменьшения их окислительной активности.

Решение. Воспользуемся наиболее простым способом расчета ΔG_{298}^0 реакций по энергиям Гиббса образования участников реакции (см. Пример 1,б):

$$\Delta G_{298}^0 = \Delta fG_{Me,298}^0 + \Delta fG_{CaO,298}^0 - \Delta fG_{MeO,298}^0 - \Delta fG_{Ca,298}^0.$$

Поскольку энергия Гиббса образования простых веществ равны нулю, получим

$$\Delta G_{298}^0 = \Delta fG_{CaO,298}^0 - \Delta fG_{MeO,298}^0.$$

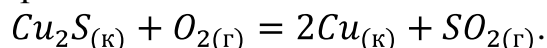
Подставим конкретные значения:

- 1) Для реакции $CuO + Ca = Cu + CaO$
 $\Delta G_{298(1)}^0 = -604,2 - (-129,7) = -474,5 \text{ кДж};$
- 2) Для реакции $ZnO + Ca = Zn + CaO$
 $\Delta G_{298(2)}^0 = -604,2 - (-319,0) = -285,2 \text{ кДж};$
- 3) Для реакции $FeO + Ca = Fe + CaO$
 $\Delta G_{298(3)}^0 = -604,2 - (-239,3) = -364,9 \text{ кДж}.$

Наиболее вероятна реакция, для которой величина ΔG_{298}^0 более отрицательная. Наиболее вероятна реакция (1), менее вероятна (3), и наименее вероятна (2). Поэтому оксиды следует расположить в порядке уменьшения их окислительной активности следующим образом: $CuO; FeO; ZnO; CaO$. На последнем месте стоит CaO , так как для каждой из реакций $\Delta G_{298}^0 < 0$, т.е. CaO не может окислить ни один из данных металлов.

Пример 4. Какое количество теплоты выделится при кислородном обжиге сульфида меди (I) массой 1,00 кг, если при этом образуется медь и оксид серы (IV)?

Решение. Уравнение реакции:



Рассчитаем тепловой эффект реакции, который при изобарно-изотермических условиях равен изменению энтальпии реакции:

$$\Delta H^0 = \Delta fH_{SO_2}^0 - \Delta fH_{Cu_2S}^0 = -296,9 - -82,0 = -214,9 \text{ кДж/моль.}$$

Такое количество теплоты выделится при обжиге 1 моль Cu_2S , т.е. 159,1 г. В 1,00 кг Cu_2S содержится $n=1000/159,1=6,29$ моль, следовательно, количество выделившейся теплоты:

$$Q = \Delta H^0 n = -214,9 \cdot 6,29 = -1352 \text{ кДж.}$$

4.5.2. Контрольные задания

126-140

Вычислите $\Delta\sigma$ реакции. Определите принципиальную возможность ее протекания при стандартных условиях и при 1000^0 C .

Номер задачи	Реакция
126	$2Mg(NO_3)_{2(кр.)} = 2MgO_{(кр.)} + 4NO_{2(г)} + O_{2(г)}$
127	$2SO_{2(г)} + O_{2(г)} = 2SO_{3(г)}$
128	$2Al_2O_{3(кр.)} + 6SO_{2(г)} + 3O_{2(г)} = 2Al_2(SO_4)_{3(кр.)}$
129	$4FeO_{(кр.)} + O_{2(г)} = 2Fe_2O_{3(кр.)}$
130	$CaO_{(кр.)} + CO_{2(г)} = CaCO_{3(кр.)}$
131	$SiO_{2(кр.)} + 2NaOH_{(р)} = Na_2SiO_{3(кр.)} + H_2O_{(ж)}$
132	$2C_{(гп)} + 3H_{2(г)} = C_2H_{6(г)}$
133	$C_3H_{8(г)} + 5O_{2(г)} = 3CO_{2(г)} + 4H_2O_{(г)}$
134	$MgO_{(кр.)} + CO_{(г)} = Mg_{(кр.)} + CO_{2(г)}$
135	$2H_2S_{(г)} + O_{2(г)} = 2H_2O_{(г)} + 2S_{(тв)}$
136	$2H_2S_{(ж)} + 3O_{2(г)} = 2H_2O_{(г)} + 2SO_{2(г)}$
137	$CH_{4(г)} + 2O_{2(г)} = CO_{2(г)} + 2H_2O_{(г)}$
138	$CuO_{(кр.)} + C_{(гп)} = Cu_{(кр.)} + CO_{(г)}$
139	$CaCO_{3(тв)} = CaO_{(тв)} + CO_{2(г)}$
140	$NH_{3(г)} + HCl_{(г)} = NH_4Cl_{(кр.)}$

141-150

При какой температуре возможно термодинамическое равновесие реакции?

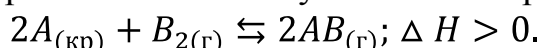
Номер задачи	Реакция
141	$2CH_{4(г)} = C_2H_{2(г)} + 3H_{2(г)}$
142	$2HF_{(г)} + 1/2O_{2(г)} = F_{2(г)} + H_2O_{(ж)}$
143	$PbO_{(кр.)} + C_{(гп)} = Pb_{(кр.)} + CO_{(г)}$
144	$N_{2(г)} + 3H_{2(г)} = 2NH_{3(г)}$
145	$NO_{(г)} + 1/2O_{2(г)} = NO_{2(г)}$

146	$\text{NH}_4\text{Cl}_{(\text{кр.})} = \text{NH}_3(\text{г}) + \text{HCl}(\text{г})$
147	$\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{кр.}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = 2\text{Fe}_{(\text{кр.})} + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$
148	$\text{FeO}_{(\text{кр.})} + \text{CO}(\text{г}) = \text{Fe}_{(\text{кр.})} + \text{CO}_2(\text{г})$
149	$2\text{ZnO}_{(\text{кр.})} + \text{ZnS}_{(\text{кр.})} = 3\text{Zn}_{(\text{кр.})} + \text{SO}_2(\text{г})$
150	$\text{V}_2\text{O}_3(\text{кр.}) + 2\text{Al}_{(\text{кр.})} = 2\text{V}_{(\text{кр.})} + \text{Al}_2\text{O}_3(\text{кр.})$

4.6. Химическая кинетика. Химическое равновесие

4.6.1. Примеры решения задач

Пример 1. В гетерогенной системе установилось равновесие:



Напишите выражения для константы равновесия. Дайте обоснованные ответы на вопросы: а) как увеличение давления отразится на состоянии равновесия; б) в каком направлении сместится равновесие при уменьшении температуры; в) как и во сколько раз изменится скорость обратной реакции при увеличении давления в системе в три раза?

Решение. Константа равновесия

$$K = \frac{[AB]^2}{[B_2]}.$$

(Концентрация кристаллического вещества не входит в выражение константы равновесия.)

а) Изменение давления не влияет на состояние кристаллических веществ, поскольку они практически несжимаемы, а занимаемый ими объем пренебрежительно мал по сравнению с объемом такого же количества вещества в газообразном состоянии.

В соответствии с принципом Ле Шателье при увеличении давления равновесие сместится в сторону процесса, приводящего к уменьшению давления, т.е. в сторону меньшего количества моль газов. Поскольку из 1 моль газа образуется 2 моль газа, при увеличении давления равновесие сместится в обратном направлении, т.е. влево.

б) По принципу Ле Шателье при уменьшении температуры равновесие сместится в сторону реакции, сопровождающейся увеличением температуры, т.е. в сторону экзотермической реакции. Прямая реакция эндотермическая ($\Delta H > 0$), обратная реакция экзотермическая. Следовательно, при уменьшении температуры равновесие сместится в сторону обратной реакции, т.е. влево.

в) Согласно закону действующих масс скорость обратной реакции равна $v_1 = kc_{AB}^2$. Увеличение давления при постоянной температуре приведет к пропорциональному уменьшению объема системы и увеличению концентрации газообразных веществ. После увеличения давления в три раза скорость обратной реакции стала $v_2 = k(3c_{AB})^2 = 9kc_{AB}^2 = 9v_1$.

Скорость обратной реакции увеличилась в 9 раз.

Пример 2. Как изменится скорость реакции, имеющей энергию активации $E_a = 155$ кДж/моль, при увеличении температуры от 350 до 400 К?

Решение. Зависимость константы скорости реакции от температуры выражается уравнением Аррениуса:

$$k = A e^{-\frac{E_a}{RT}}$$

При постоянных концентрациях аналогичная зависимость справедлива для скорости реакции:

$$V = A' e^{-\frac{E_a}{RT}},$$

или в логарифмической форме:

$$\ln v = \ln A' - \frac{E_a}{RT},$$

где A и A' – константы для данной реакции; R – универсальная газовая постоянная, равная $8,314 \text{ Дж}/(\text{моль} \cdot \text{К})$; e – основание натурального логарифма; E_a – энергия активации, $\text{Дж}/\text{моль}$.

Для двух температур:

$$\ln v_1 = \ln A' - \frac{E_a}{RT_1}; \quad \ln v_2 = \ln A' - \frac{E_a}{RT_2}.$$

Вычитая из второго уравнения первое, получаем

$$\ln \frac{v_2}{v_1} = \frac{E_a}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right).$$

Подставим данные задачи, определяем

$$\ln \frac{v_2}{v_1} = \frac{155 \cdot 10^3}{8,314} \left(\frac{1}{350} - \frac{1}{400} \right) = 6,658,$$

$$\frac{v_2}{v_1} = e^{6,658} = 780.$$

Скорость реакции увеличилась в 780 раз.

Пример 3. В некоторый момент протекания гомогенной газовой реакции $A + 2B = D$ концентрации были равны (моль/л): $C_{A(1)} = 2,5$; $C_{B(1)} = 1,5$;

$$C_{D(1)} = 0,5.$$

Каковы были исходные концентрации $C_{A \text{ исх}}$ и $C_{B \text{ исх}}$ перед началом реакции? Какими станут концентрации $C_{A(2)}$ и $C_{D(2)}$, когда прореагирует 80% вещества В? Во сколько раз при этом уменьшится скорость реакции по сравнению с начальной?

Решение. Перед началом реакции $C_{D(\text{исх})} = 0$. По уравнению реакции для получения $C_{D(1)} = 0,5$ израсходовано $\Delta C_{A(1)} = 0,5$ и $\Delta C_{B(1)} = 2 \cdot 0,5 = 1,0$. Следовательно, исходные концентрации были $C_{A \text{ исх}} = C_{A(1)} + \Delta C_{A(1)} = 2,5 + 0,5 = 3,0$;

$$C_{B \text{ исх}} = C_{B(1)} + \Delta C_{B(1)} = 1,5 + 1,0 = 2,5.$$

Прореагировало 80% В, т.е. $\Delta C_{B(2)} = 2,5 \cdot 0,8 = 2,0$.

$$\text{Осталось } C_{B(2)} = C_{B \text{ исх}} - \Delta C_{B(2)} = 2,5 - 2,0 = 0,5.$$

Из уравнения реакции следует, что при этом прореагировало вдвое меньше вещества А, т.е. $\Delta C_{D(2)} = 0,5 \cdot 2,0 = 1,0$. Осталось $C_{A(2)} = C_{A \text{ исх}} - \Delta C_{A(2)} = 3,0 - 1,0 = 2,0$. Вещества D образовалось столько, сколько прореагировало А, т.е. $C_{D(2)} = 0,5 \cdot 2,0 = 1,0$.

Начальная скорость реакции: $v_{\text{исх}} = k C_{A(\text{исх})} C_{B(\text{исх})}^2$. Скорость реакции после того, как прореагировало 80% В: $v_2 = k C_{A(2)} C_{B(2)}^2$.

Рассчитаем, во сколько раз уменьшилась скорость:

$$\frac{v_{\text{исх}}}{v_2} = \frac{k c_{A(\text{исх})} C_{B(\text{исх})}^2}{k c_{A(2)} C_{B(2)}^2} = \frac{3,0 \cdot 2,5^2}{2,0 \cdot 0,5^2} = 37,5.$$

Пример 4. При 330 К константы скорости двух параллельных реакций одинаковы: $k_{330(1)} = k_{330(2)} = k_{330}$. Температурные коэффициенты Вант-Гоффа для них, естественно, равны: $\gamma_1 = 2,1$; $\gamma_2 = 3,6$. Как следует изменить температуру, чтобы константа скорости первой реакции стала бы в 100 раз меньше, чем второй?

Решение. Согласно правилу Вант-Гоффа:

$$k_{T(1)} = k_{330} \gamma_1^{\frac{T-330}{10}}; \quad k_{T(2)} = k_{330} \gamma_2^{\frac{T-330}{10}},$$

где $k_{T(1)}$ и $k_{T(2)}$ – константы скорости реакций при температуре Т.

По условию задачи:

$$\frac{k_{T(1)}}{k_{T(2)}} = 0,01 \text{ или } \frac{\gamma_1^{\frac{T-330}{10}}}{\gamma_2^{\frac{T-330}{10}}} = 0,01.$$

Решим это уравнение относительно Т. Прологарифмируем его

$$\frac{\lg \gamma_1 - \lg \gamma_2 (T - 330)}{10} = -2,$$

Отсюда

$$T = 330 - \frac{20}{\lg 2,1 - \lg 3,6} = 415 \text{ К}.$$

Пример 5. Константа равновесия при некоторой температуре для реакции $2D_{(г)} \rightleftharpoons A_{(г)} + B_{(г)}$ равна 5,0. До начала реакции исходная концентрация вещества D была равна $C_{D(\text{исх})} = 3,0$ моль/л. После установления равновесия в систему добавили вещество А в количестве 1,0 моль/л. Установилось новое состояние равновесия. Определите равновесные концентрации до и после добавления вещества А.

Решение. Константа равновесия

$$K = \frac{A [B]}{[D]^2} = 5,0.$$

Пусть в процессе установления равновесия концентрация вещества D уменьшилась на величину $2x$. Равновесная концентрация стала $[D] = 3,0 - 2x$. Тогда, согласно уравнению реакции, равновесные концентрации веществ А и В стали: $[A] = [B] = x$. Подставим эти значения в выражение константы равновесия:

$$K = \frac{xx}{(3-2x)^2}, \quad \text{или} \quad \frac{x^2}{(3-2x)^2} = 5,0.$$

После преобразований получим уравнение $19x^2 - 60x + 45 = 0$. Решаем его относительно x . Физический смысл имеет корень $x = 1,23$. Равновесные концентрации равны: $[A] = [B] = x = 1,23$ моль/л; $[D] = 3,0 - 2x = 0,54$ моль/л.

По принципу Ле Шателье после добавления вещества А равновесие сместится в обратном направлении. Концентрация в начальный момент были: $C_A = A + 1,0 = 2,23$ моль/л; $C_B = B = 1,23$ моль/л; $C_D = D = 0,54$ моль/л.

Пусть в процессе установления нового состояния равновесия, согласно уравнению реакции, концентрации А и В уменьшились каждая на y . Тогда концентрация D увеличилась на $2y$. Установились равновесные концентрации: $[A]_1 = 2,23 - y$; $[B]_1 = 1,23 - y$; $[D]_1 = 0,54 + 2y$.

Подставим их в выражение константы равновесия:

$$\frac{2,23 - y}{0,54 + 2y} \cdot \frac{1,23 - y}{2} = 5,0.$$

После преобразований получим $19y^2 + 12,96y - 1,28 = 0$. Физический смысл имеет корень этого уравнения $y=0,08$. Равновесные концентрации стали: $[A]_1 = 2,23 - 0,08 = 2,15$ моль/л; $[B]_1 = 1,23 - 0,08 = 1,15$ моль/л;

$$[D]_1 = 0,54 + 2 \cdot 0,08 = 0,70 \text{ моль/л.}$$

Пример 6. В какую сторону сместится равновесие гомогенной газовой реакции $A_2 + 3B_2 \rightleftharpoons 2AB_3$, если одновременно увеличить давление в системе в три раза и увеличить температуру на 20 градусов? Температурные коэффициенты прямой и обратной реакций соответственно равны 2,0 и 4,0. Каков знак изменения энтальпии для прямой реакции?

Решение. В исходном состоянии равновесия при исходной температуре Т скорость прямой реакции равна скорости обратной:

$$v = v = v, \text{ или } v = k [A_2][B_2]^3 = k [AB_3]^2. \quad (1)$$

(Здесь и далее верхний индекс « \rightarrow » указывает на принадлежность к прямой реакции, а « \leftarrow » - к обратной.)

После увеличения температуры на 20 градусов без изменения давления скорость прямой реакции станет равной:

$$v = v \gamma^{\frac{T_1 - T}{10}},$$

где $T_1 - T = 20$. Подставляя числовые значения, получаем:

$$v_2 = v \cdot 2^{\frac{20}{10}} = v \cdot 2^2 = 4,0v. \quad (2)$$

При этом скорость обратной реакции станет равна:

$$v_1 = v \gamma^{\frac{T_1 - T}{10}} = v \cdot 4,0^2 = 16,0v. \quad (3)$$

Скорость прямой реакции увеличилась в 4,0 раза, а скорость обратной – в 16,0 раз. Следовательно, увеличение температуры приводит к смещению равновесия в обратном направлении. Согласно принципу Ле Шателье, увеличение температуры приводит к смещению равновесия в сторону эндотермического процесса. Значит, обратная реакция эндотермическая, а прямая реакция – экзотермическая. Для нее изменение энтальпии отрицательно, $\Delta H < 0$.

При увеличении давления в три раза концентрации всех участников реакции станут больше в три раза. Это приведет к дополнительному увеличению скоростей реакций:

$$v_2 = k_3 A_2 (3 B_2)^3 = 81v_1; \quad (4)$$

$$v_2 = k (3 AB_3)^2 = 9v_1. \quad (5)$$

Путем значения из уравнений (2) и (3) в уравнения (4) и (5), имеем

$$v_2 = 81 \cdot 4v = 324v;$$

$$v_2 = 9 \cdot 16v = 144v.$$

Итак, в результате увеличения температуры на 20 градусов и увеличения давления в системе в три раза скорость прямой реакции увеличилась в 324 раза, а скорость обратной в 144 раза. Равновесие сместилось в прямом направлении.

4.6.2. Контрольные задания

151-160

В гомогенной газовой системе установилось равновесие. Напишите уравнение для константы равновесия. Дайте обоснованные ответы на вопросы: 1) как и во сколько раз изменится скорость прямой реакции при увеличении давления в системе в два раза? 2) как увеличение давления отразится на состоянии равновесия? 3) в каком направлении сместится равновесие при увеличении температуры?

Номер задачи	Уравнение реакции
151	$H_2 + J_2 \rightleftharpoons 2HJ; \Delta_r H^0 < 0$
152	$N_2O_4 \rightleftharpoons 2NO_2; \Delta_r H^0 > 0$
153	$2A_2 + B_2 \rightleftharpoons 2A_2B; \Delta_r H^0 < 0$
154	$2SO_3 \rightleftharpoons 2SO_2 + O_2; \Delta_r H^0 > 0$
155	$N_2 + O_2 \rightleftharpoons 2NO; \Delta_r H^0 > 0$
156	$CO + H_2O \rightleftharpoons CO_2 + H_2; \Delta_r H^0 < 0$
157	$N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3; \Delta_r H^0 < 0$
158	$2H_2O \rightleftharpoons 2H_2 + O_2; \Delta_r H^0 > 0$
159	$CO + Cl_2 \rightleftharpoons COCl_2; \Delta_r H^0 < 0$
160	$2NO + O_2 \rightleftharpoons 2NO_2; \Delta_r H^0 < 0$

161-170

В гетерогенной системе установилось равновесие. Напишите уравнение для константы равновесия. Дайте обоснованные ответы на вопросы: 1) как уменьшение давления отразится на состоянии равновесия? 2) в каком направлении сместится равновесие при уменьшении температуры? 3) как и во сколько раз изменится скорость прямой реакции при уменьшении давления в системе в 3 раза?

Номер задачи	Уравнение реакции
161	$C_{\text{графит}} + CO_{2(г)} \rightleftharpoons 2CO_{г}; \Delta_r H^0 > 0$
162	$MgO_{(кр.)} + CO_{2(г)} \rightleftharpoons MgCO_{3(кр.)}; \Delta_r H^0 < 0$
163	$CaO_{(кр.)} + H_2O_{(г)} \rightleftharpoons Ca(OH)_{2(кр.)}; \Delta_r H^0 < 0$
164	$FeO_{кр.} + H_{2(г)} \rightleftharpoons Fe_{кр.} + H_2O_{(г)}; \Delta_r H^0 > 0$
165	$Fe_2O_{3(кр.)} + 3C_{(графит)} \rightleftharpoons 2Fe_{(кр.)} + 3CO_{г}; \Delta_r H^0 > 0$
166	$Fe_2O_{3(кр.)} + 3CO_{2(г)} \rightleftharpoons 2Fe_{(кр.)} + 3CO_{г}; \Delta_r H^0 < 0$

167	$FeO_{\text{кр.}} + CO_{2(\text{г})} \rightleftharpoons FeCO_{3(\text{кр.})}; \Delta_r H^0 < 0$
168	$SiO_{2(\text{кр.})} + 2H_{2(\text{г})} \rightleftharpoons Si_{(\text{кр.})} + 2H_2O_{(\text{г})}; \Delta_r H^0 > 0$
169	$NH_4Cl_{(\text{кр.})} \rightleftharpoons NH_{3(\text{г})} + HCl_{(\text{г})}; \Delta_r H^0 > 0$
170	$2PbS_{(\text{кр.})} + 3O_{2(\text{г})} \rightleftharpoons 2PbO_{(\text{кр.})} + 2SO_{2(\text{г})}; \Delta_r H^0 < 0$

171-174

В водном растворе установилось равновесие. Напишите выражения для константы равновесия. В каком направлении и почему сместится равновесие: 1) при уменьшении рН; 2) при увеличении рН; 3) при разбавлении?

Номер задачи	Уравнение реакции
171	$Cr_2O_7^{2-} + 2OH^- = 2CrO_4^{2-} + H_2O$
172	$2CrO_4^{2-} + 2H^+ = Cr_2O_7^{2-} + H_2O$
173	$V_2O_7^{4-} + H_2O = 2VO_3^- + 2OH^-$
174	$Ti^{4+} + H_2O = TiO^{2+} + 2H^+$

4.7. Общие свойства растворов

Коллигативные свойства растворов

Закон	Растворы неэлектролитов	Растворы электролитов	Пояснения
Первый закон Рауля	$\frac{\Delta p}{p_0 - p} = x_2$ $p = p_0 \cdot x_1$	$p = p_0 \cdot \frac{n_1}{n_1 + in_2}$ $\frac{\Delta p}{p_0} = \frac{in_2}{n_1 + in_2}$	$x_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2}$ $x_2 = \frac{n_2}{n_1 + n_2}$
Второй закон Рауля	$\Delta t_{\text{кип}} = K_{\text{Э}} \cdot c_m$ $\Delta t_{\text{зам}} = K_k \cdot c_m$	$\Delta t_{\text{кип}} = iK_{\text{Э}} \cdot c_m$ $\Delta t_{\text{зам}} = iK_k \cdot c_m$	$c_m = \frac{m_2 \cdot 1000}{M \cdot m_1}$
Закон Вант-Гоффа	$P_{\text{осм}} = c_M \cdot RT$	$P_{\text{ост}} = ic_M \cdot RT$	$c_M = \frac{m_2}{MV}$

Примечания:

Δp – относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором;

p – давление насыщенного пара растворителя над раствором;

p_0 – давление насыщенного пара растворителя над растворителем;

$\Delta t_{\text{кип}}$ – повышение температуры кипения раствора;

$\Delta t_{\text{зам}}$ – понижение температуры замерзания раствора по сравнению с той же величиной для чистого растворителя;

$P_{\text{осм}}$ – осмотическое давление раствора;

1 – индекс относится к растворителю;

2 – индекс относится к растворенному веществу;

i – изотонический коэффициент;

x – мольная доля;

n – количество вещества;

c_m – моляльная концентрация;

c_M – молярная концентрация;

$K_{\text{э}}, K_k$ – соответственно эбулиоскопическая и криоскопическая константы, зависящие от природы растворителя (для H_2O : $K_{\text{э}} = 0,52$, $K_k = 1,86$ град·моль⁻¹·кг)

$$\alpha = \frac{i-1}{n-1}, \quad \alpha = \frac{K_g}{c_M},$$

где α – степень диссоциации;

K_g – константа диссоциации;

n – число ионов, на которое диссоциирует вещество. Например, HCl : $n=2$, H_2SO_4 : $n=3$.

4.7.1. Примеры решения задач

Пример 1. Осмотическое давление раствора, содержащего нелетучий неэлектролит массой 90,0г в 2,00 л раствора при 0°C равно $5,67 \cdot 10^5$ Па (плотность $\rho = 1,01$ г/мл). Вычислите для этого раствора: 1) давление пара над раствором при 0°C, если давление пара воды при этой температуре равно 610,5 Па; 2) температуру кристаллизации, если криоскопическая константа воды равна 1,86 град; 3) температуру кипения, если эбулиоскопическая константа воды равна 0,516 град.

Решение. Давление пара над раствором определяется по тонометрическому закону Рауля

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = \frac{n}{n_0 + n},$$

где p_0 – давление пара над чистым растворителем (водой); p – давление пара растворителя (воды) над раствором; n – количество неэлектролита, моль; n_0 – количество растворителя (воды), моль. Отсюда давление пара над раствором:

$$p = p_0 \left(1 - \frac{n}{n_0 + n} \right). \quad (1)$$

Рассчитаем количество воды в растворе:

$$n_0 = \frac{m_0}{M_0} = \frac{m_p - m}{M_0} = \frac{V_p \cdot \rho - m}{M_0} = \frac{2000 \cdot 1,01 - 90,0}{18,0} = 107,2 \text{ моль},$$

где m_0 – масса воды, г; M_0 – молярная масса воды, г/моль; m_p – масса раствора, г; m – масса неэлектролита, г; V – объем раствора, мл.

Количество неэлектролита рассчитаем из осмотического закона Вант-Гоффа:

$$PV = nRT,$$

отсюда

$$n = \frac{PV}{RT} = \frac{5,67 \cdot 10^5 \cdot 2,00 \cdot 10^{-3}}{8,314 \cdot 273} = 0,500 \text{ моль},$$

где P – осмотическое давление, Па; V – объем, м³; n – количество неэлектролита, моль; R – универсальная газовая постоянная, 8,314 Дж/(моль·К); T – абсолютная температура, К.

Молярная масса неэлектролита:

$$M = \frac{m}{n} = \frac{90,0}{0,500} = 180 \text{ г/моль},$$

где m – масса неэлектролита, г.

Подставим значения в уравнение (1), получим

$$P = 610,5 \cdot 1 - \frac{0,500}{107,2 + 0,500} = 607,7 \text{ Па.}$$

2) Воспользуемся криоскопическим и эбуллиоскопическим законами Рауля, согласно которым понижение температуры кристаллизации (замерзания) и повышение температуры кипения раствора ΔT по сравнению с температурами кристаллизации и кипения растворителя выражаются уравнением

$$\Delta T = K \frac{1000m}{m_0 M},$$

где K – криоскопическая или эбуллиоскопическая константа.

Понижение температуры кристаллизации

$$\Delta T_{\text{кр}} = K_{\text{кр}} \frac{1000m}{m_0 M} = K_{\text{кр}} \frac{1000m}{V\rho - m M} = 1,86 \frac{1000 \cdot 90,0}{2000 \cdot 1,01 - 90,0 \cdot 180} = 0,48 \text{ град.}$$

Вода кристаллизуется при $0,00^\circ\text{C}$, следовательно, раствор кристаллизуется при:

$$\Delta T_{\text{кр}} = 0,00 - \Delta T_{\text{кр}} = -0,48^\circ\text{C}.$$

3) Повышение температуры кипения раствора

$$\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{эб}} \frac{1000m}{m_0 M} = K_{\text{эб}} \frac{1000m}{V\rho - m M} = 0,516 \frac{1000 \cdot 90,0}{2000 \cdot 1,01 - 90,0 \cdot 180} = 0,13 \text{ град.}$$

Вода кипит при $100,00^\circ\text{C}$, следовательно, раствор кипит при

$$T_{\text{кип}} = 100,00 + 0,13 = 100,13^\circ\text{C}.$$

Пример 2. Определите массовую долю (в %) глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в водном растворе, если этот раствор кипит при $100,32^\circ\text{C}$.

Решение. Увеличение температуры кипения составляет:

$$\Delta T = K_{\text{эб}} \frac{1000m}{m_0 M} = K_{\text{эб}} \frac{1000\omega}{100 - \omega M}.$$

Определим массовую долю глюкозы, %:

$$\omega = \frac{100\Delta T M}{1000K_{\text{эб}} + \Delta T M} = \frac{100 \cdot 0,32 \cdot 180}{1000 \cdot 0,516 + 0,32 \cdot 180} = 10,0\%.$$

4.7.2. Контрольные задания

175-181

Определите температуру кипения и замерзания водного раствора вещества А с $\omega = x$.

Номер задачи	Вещество А	Процентная концентрация x
175	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	5
176	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	7,5
177	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	10
178	$\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$	15
179	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$	20
180	CH_3OH	5
181	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	40

182-187

Вычислите осмотическое давление раствора при температуре $x^{\circ}\text{C}$, в одном литре которого содержится вещество А массой y г.

Номер задачи	Температура $x^{\circ}\text{C}$	Вещество А	Масса y , г
182	20	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	30
183	25	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	10
184	10	CH_3OH	15
185	15	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	40
186	20	$\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$	20
187	25	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	30

188-193

Раствор вещества А с процентной концентрацией ω закипает при температуре $x^{\circ}\text{C}$. Рассчитайте кажущуюся степень диссоциации.

Номер задачи	Вещество А	ω	$x^{\circ}\text{C}$
188	NaCl	5,52	100,9
189	KNO_3	8,43	100,8
190	NaNO_3	4,48	100,5
191	MgCl_2	4,08	100,11
192	$\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$	9,97	100,47
193	KCl	4,45	100,41

194-199

Давление пара воды при 100°C равно $1,013 \cdot 10^5$ Па. Каково давление пара при 100°C водного раствора вещества А, в котором его массовая доля составляет $x\%$?

Номер задачи	Вещество А	Массовая доля x , %
194	$\text{CO}(\text{NH}_2)_2$	10
195	$\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$	5
196	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	15
197	$\text{C}_3\text{H}_5(\text{OH})_3$	2,5
198	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	50
199	$\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$	20

4.8. Концентрация растворов

Различают шесть способов выражения концентрации растворов.

Массовая доля показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 100 г раствора:

$$\omega\% = \frac{m_{\text{р.в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%, \quad m_{\text{р-ра}} = V \cdot \rho, \quad m_{\text{р-ра}} = m_{\text{р-ля}} + m_{\text{р.в-ва}}, \quad m_{\text{р.в-ва}} = \omega \cdot V \cdot \rho,$$

где $m_{\text{р.в-ва}}$ – масса растворенного вещества;

$m_{\text{р-ра}}$ – масса раствора;

$m_{\text{р-ля}}$ – масса растворителя.

V – объем раствора;

ρ – плотность раствора.

Молярная концентрация показывает, какое количество растворенного вещества (моль) содержится в 1 л раствора:

$$c_M = \frac{n}{V} = \frac{m}{MV}, [c_M] = \text{моль/л}, m_{\text{р.в-ва}} = c_M \cdot M \cdot V.$$

Дополнение 1: молярную концентрацию можно обозначать $c_M(\text{HNO}_3) = 2$ моль/л или 2M HNO_3 .

Молярная концентрация эквивалента показывает, сколько моль-эквивалентов растворенного вещества содержится в 1 л раствора:

$$c_{\text{ЭК}} = \frac{m}{M_{\text{ЭК}} \cdot V}, [c_{\text{ЭК}}] = \text{моль/л}.$$

Дополнение 1: молярную концентрацию эквивалента обозначают $c_{\text{ЭК}}(\text{HCl}) = 2$ моль-экв/л или 2Н. HCl (иногда $\text{H}=\text{N}$).

Дополнение 2: молярные массы эквивалентов веществ рассчитываются по формулам:

$$M_{\text{ЭК}}(\text{кислоты}) = \frac{M_{\text{к-ты}}}{\text{число "H}^+"}, M_{\text{ЭК}}(\text{основания}) = \frac{M_{\text{осн-я}}}{\text{число "OH}^-"}, M_{\text{ЭК}}(\text{соли}) = \frac{M_{\text{соли}}}{B \times N},$$

где B – валентность катиона, N – число катионов металла.

Титр показывает, сколько граммов растворенного вещества содержится в 1 мл раствора:

$$T = \frac{c_{\text{ЭК}} \cdot M_{\text{ЭК}}}{1000} = \frac{c_M \cdot M}{1000}, [T] = \text{г/мл}^6.$$

Моляльность – количество вещества (моль), растворенного в 1 кг растворителя:

$$c_m = \frac{m_{\text{р.в-ва}} \cdot 1000}{M_{\text{в-ва}} \cdot m_{\text{р-ля}}}, c_m = \frac{\text{моль р.в-ва}}{1 \text{ кг р-ля}}.$$

Молярные доли показывают отношение количества вещества (моль) растворителя (или растворенного вещества) к сумме числа молей растворителя и растворенного вещества:

$$x = \frac{n_{\text{р.в-ва}}}{n_{\text{р.в-ва}} + n_{\text{р-ля}}} = \frac{n_{\text{р-ля}}}{n_{\text{р.в-ва}} + n_{\text{р-ля}}},$$

где n – количество вещества (моль): $n = \frac{m}{M}$.

4.8.1. Примеры решения задач

Пример 1. В водном растворе хлорида бария объемом 0,800 л с плотностью 1,20 г/мл содержится BaCl_2 массой 192 г. Вычислите массовую долю, молярную долю, молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов.

Решение. Массовая доля

$$\omega = \frac{m}{m_p} = \frac{m}{V\rho} = \frac{192}{800 \cdot 1,20} = 0,200, \text{ или } \omega\% = 0,200 \cdot 100 = 20,0\%,$$

где m – масса BaCl_2 , г; m_p – масса раствора, г; V – объем раствора, мл; ρ – плотность раствора, г/мл.

Молярная доля

$$x = \frac{n}{n + n_{\text{H}_2\text{O}}},$$

Количество BaCl_2 в растворе

$$n = \frac{m}{M_{(BaCl_2)}} = \frac{192}{208} = 0,922 \text{ моль};$$

Количество H_2O в растворе

$$n_{H_2O} = \frac{m_{(H_2O)}}{M_{(H_2O)}} = \frac{m_{\rho} - m}{M_{(H_2O)}} = \frac{800 \cdot 1,20 - 192}{18,0} = 42,7 \text{ моль};$$

Отсюда молярная доля

$$x = \frac{0,922}{0,922 + 42,7} = 0,0211, \text{ или } x\% = 0,0211 \cdot 100 = 2,11 \text{ моль } \%$$

Молярная концентрация

$$c = \frac{n}{V} = \frac{0,922}{0,800} = 1,15 \frac{\text{моль}}{\text{л}},$$

где V - объем раствора, л.

Молярная концентрация эквивалентов

$$C_{\text{эк}} = \frac{n_{\text{эк}}}{V},$$

где V -объем раствора, л.

Поскольку в молекуле $BaCl_2$ ион Ba^{2+} (или $2Cl^-$) эквивалентны двум ионам водорода H^+ , то эквивалент $\mathcal{E}(BaCl_2) = \frac{1}{2} BaCl_2$, а количество эквивалентов $BaCl_2$ вдвое больше количества моль $BaCl_2$: $n_{\text{эк}}=2n$. Отсюда

$$C_{\text{эк}} = \frac{2n}{V} = 2c = 2 \cdot 1,15 = 2,30 \text{ моль экв/л.}$$

Пример 2. Какой объем раствора (1) КОН с массовой долей $\omega_1 = 34,9\%$ ($\rho_1 = 1,34 \frac{\text{г}}{\text{мл}}$) следует взять для приготовления раствора (2) объемом $V_2 = 250$ мл с $\omega_2=11,0\%$ ($\rho_2 = 1,10$ г/мл)? Чему равна молярная концентрация C_2 полученного раствора? Какова станет молярная концентрация C_3 раствора (3), если к полученному раствору (2) добавить $V_d = 1,00$ л воды?

Решение. К решению можно подойти исходя из неизменности в исходном и полученных растворах: 1) массы КОН, г; 2) количества КОН, моль. Более рационален второй подход.

Количество КОН

$$n = \frac{m}{M},$$

где m - масса КОН; M - молярная масса КОН. Учитывая, что $m=V_2\rho_2\omega_2$, получаем

$$n = \frac{V_2\rho_2\omega_2}{M} = \frac{250 \cdot 1,10 \cdot 0,110}{56,1} = 0,539 \text{ моль.}$$

Молярная концентрация

$$C_2 = \frac{n}{V_2} = \frac{0,539}{0,250} = 2,16 \frac{\text{моль}}{\text{л}}.$$

Для исходного раствора

$$n = \frac{V_1\rho_1\omega_1}{M},$$

Отсюда объем исходного раствора равен

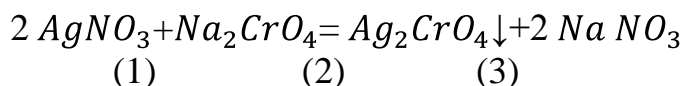
$$V_1 = \frac{nM}{\rho_1\omega_1} = \frac{0,539 \cdot 56,1}{1,34 \cdot 0,349} = 64,7 \text{ мл.}$$

После разбавления

$$C_3 = \frac{n}{V_3} = \frac{n}{V_2 + V_d} = \frac{0,539}{0,250 + 1,00} = 0,431 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

Пример 3. Раствор $AgNO_3$ объемом 20,0 мл прореагировал в эквивалентных соотношениях с раствором Na_2CrO_4 объемом 15,6 мл с молярной концентрацией 0,100 моль/л. Определите: а) молярную концентрацию $AgNO_3$ в исходном растворе; б) массу и количество $AgNO_3$ в исходном растворе; в) массу и количество полученного осадка Ag_2CrO_4 .

Решение.



(Для упрощения формы записи все величины, относящиеся к $AgNO_3$, будем обозначать с индексом (1), относящиеся к Na_2CrO_4 - с индексом (2); относящиеся к Ag_2CrO_4 - с индексом (3).)

Значения эквивалентов: $\Xi_1 = 1 AgNO_3$; $\Xi_2 = 1/2 Na_2CrO_4$. Молярные массы эквивалентов: $M_{\text{ЭК}(1)} = M_1$; $M_{\text{ЭК}(2)} = 1/2 M_2$; $M_{\text{ЭК}(3)} = 1/2 M_3$. Молярные концентрации эквивалентов: $C_{\text{ЭК}(1)} V_1 = C_{\text{ЭК}(2)} V_2$. Отсюда концентрация $AgNO_3$ в исходном растворе:

$$C_{\text{ЭК}(1)} = C_1 = \frac{C_{\text{ЭК}(2)} V_2}{V_1} = \frac{2 \cdot 0,100 \cdot 15,6}{20,0} = 0,156 \frac{\text{моль}}{\text{л}}$$

Количество моль эквивалентов всех веществ, участвующих в реакции, одинаково, т.е. $n_{\text{ЭК}(1)} = n_{\text{ЭК}(2)} = n_{\text{ЭК}}$.

$$n_{\text{ЭК}} = \frac{C_{\text{ЭК}(2)} V_2}{1000} = \frac{2 \cdot 0,100 \cdot 15,6}{1000} = 3,12 \cdot 10^{-3} \text{ моль экв.}$$

Количество $AgNO_3$

$$n_1 = n_{\text{ЭК}} = 3,12 \cdot 10^{-3} \text{ моль.}$$

Количество Ag_2CrO_4

$$n_3 = \frac{1}{2} n_{\text{ЭК}} = \frac{1}{2} \cdot 3,12 \cdot 10^{-3} = 1,56 \cdot 10^{-3} \text{ моль.}$$

Масса $AgNO_3$

$$m_1 = n_{\text{ЭК}} M_{\text{ЭК}(1)} = 3,12 \cdot 10^{-3} \cdot 170 = 0,530 \text{ г.}$$

Масса Ag_2CrO_4

$$m_3 = n_{\text{ЭК}} M_{\text{ЭК}(3)} = 3,12 \cdot 10^{-3} \frac{332}{2} = 0,518 \text{ г.}$$

Пример 4. К 0,200 М раствору H_2SO_4 объемом 15,0 мл прибавили 0,20 М раствор КОН объемом 20,0 мл. Какое вещество взято в избытке?

Вычислите его молярную концентрацию в полученном растворе.

Решение. Молярные концентрации эквивалентов $C_{\text{ЭК}(H_2SO_4)} = 2C_{H_2SO_4}$;

$C_{\text{ЭК}(KOH)} = C_{KOH}$.

Количество моль эквивалентов H_2SO_4

$$n_{\text{ЭК}(H_2SO_4)} = \frac{C_{\text{ЭК}(H_2SO_4)} V_{H_2SO_4}}{1000} = \frac{2 \cdot 0,200 \cdot 15,00}{1000} = 6,00 \cdot 10^{-3} \text{ моль экв.}$$

Количество моль эквивалентов КОН

$$n_{\text{ЭК} \text{ КОН}} = \frac{C_{\text{ЭК}(KOH)} V_{\text{KOH}}}{1000} = \frac{0,200 \cdot 20,0}{1000} = 4,00 \cdot 10^{-3} \text{ моль экв.}$$

Поскольку количество моль эквивалентов вступающих в реакцию веществ одинаково, то гидроксид калия прореагировал без остатка, а в избытке осталась серная кислота

$$n_{\text{эк(изб)}} = n_{\text{эк(H}_2\text{SO}_4)} - n_{\text{эк KOH}} = 6,00 - 4,00 \cdot 10^{-3} = 2,00 \cdot 10^{-3} \text{ моль экв.}$$

Объем полученного раствора $V = V_{\text{KOH}} + V_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 20,0 + 15,0 = 35,0$ мл.

Концентрация непрореагировавшей серной кислоты:

$$C'_{\text{эк(H}_2\text{SO}_4)} = \frac{n_{\text{эк(изб)}}}{V} = \frac{2,00 \cdot 10^{-3}}{35,0/1000} = 0,0571 \text{ моль экв/л,}$$

$$C'_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 1/2 C'_{\text{эк(H}_2\text{SO}_4)} = 1/2 \cdot 0,0571 = 0,0286 \text{ моль/л.}$$

4.8.2. Контрольные задания

200-204

Водный раствор содержит массу m вещества A в объеме V . Плотность раствора ρ . Вычислите массовую долю (в %), молярную долю, молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалентов.

Номер задачи	A	m, г	V, л	ρ , г/мл
200	H ₃ PO ₄	740	2,6	1,15
201	H ₂ SO ₄	785	1,0	1,45
202	HCl	110	0,5	1,10
203	HNO ₃	1250	3,0	1,21
204	KOH	717	2,0	1,26

205-209

Какой объем раствора вещества A с массовой долей ω_1 (плотность ρ_1) следует взять для приготовления объема V_2 раствора с массовой долей ω_2 (плотность ρ_2)? Чему равна молярная концентрация полученного раствора?

Номер задачи	A	ω_1 , %	ρ_1 , г/мл	V_2 , л	ω_2 , %	ρ_2 , г/мл
205	H ₂ SO ₄	95,1	1,834	10,00	4,00	1,025
206	NH ₃	26,0	0,904	2,00	5,25	0,976
207	NaOH	40,0	1,430	5,00	10,00	1,110
208	HNO ₃	27,0	1,160	1,00	20,00	1,115
209	Na ₂ CO ₃	15,2	1,160	2,50	4,50	1,045

210-214

Для нейтрализации раствора щелочи потребовалась кислота объемом V_k с молярной концентрацией c_k . Определите количество щелочи и ее массу.

Номер задачи	Щелочь	Кислота	V_k , мл	c_k , моль/л
210	NaOH	H ₂ SO ₄	23,96	0,4895
211	Ba(OH) ₂	HNO ₃	15,24	0,1986
212	KOH	H ₂ SO ₄	21,65	0,2216
213	NaOH	HCl	24,85	0,1015
214	LiOH	HBr	13,68	0,3844

215-224

Рассчитайте молярную концентрацию, молярную концентрацию эквивалента, титр, моляльную концентрацию и мольные доли раствора вещества А с массовой долей ω (плотность ρ).

Номер задачи	А	ω , %	ρ , г/мл
215	HNO ₃	20	1,115
216	HNO ₃	50	1,310
217	H ₂ SO ₄	4	1,025
218	H ₂ SO ₄	20,08	1,140
219	H ₃ PO ₄	4	1,020
220	H ₃ PO ₄	20,25	1,115
221	HCl	40	1,198
222	NaOH	10,10	1,110
223	KOH	11,03	1,100
224	K ₂ CO ₃	10	1,090

4.9. Реакции ионного обмена

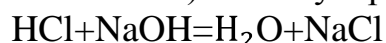
Реакции обмена ионов, в которых не происходит изменения степеней окисления, протекают в сторону наиболее прочного связывания ионов в слабые электролиты, труднорастворимые или газообразные вещества. В молекулярных уравнениях все вещества условно представлены в виде молекул, что не отражает истинного состояния вещества в растворе. В ионно-молекулярных уравнениях вещества, участвующие в реакции, представляются в той форме, в которой они находятся в растворе: сильные растворимые электролиты - в виде ионов, слабые электролиты, газы или осадки – в виде молекул. При составлении ионно – молекулярных уравнений ионы, не заменяющиеся в реакции, не записывают в конечном уравнении.

4.9.1. Примеры решения задач

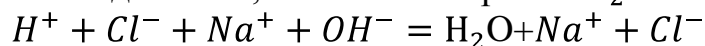
Пример. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в водном растворе веществ:

1) HCl и NaOH; 2) H₂S и KOH; 3) Ni(OH)₂ и HNO₃; 4) Cu(OH)₂ и H₂S; 5) CuCO₃ и HCl.

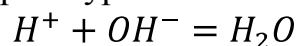
Решение. 1) Молекулярное уравнение



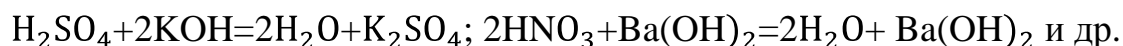
HCl; NaOH; NaCl – сильные растворимые электролиты, поэтому их записывают в виде ионов; слабый электролит H₂O записывают в виде молекулы:



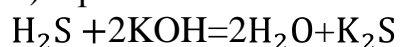
Это уравнение содержит одинаковые ионы в левой и правой частях и является вспомогательным. Его записывать не обязательно, в дальнейшем оно будет опущено. Ионно-молекулярное уравнение



Отражает суть процесса нейтрализации сильной кислоты и сильного основания и соответствует другим подобным молекулярным уравнениям, например:

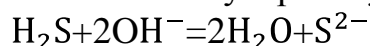


2) При избытке KOH

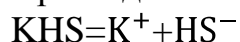


Слабые электролиты - H_2S и H_2O , причем более слабым из них является вода, поэтому реакция протекает в сторону ее образования.

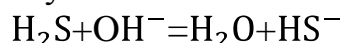
Ионно-молекулярные уравнение:



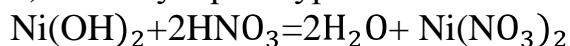
При недостатке KOH образуется кислая соль KHS:



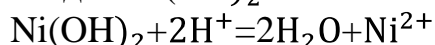
С учетом этого



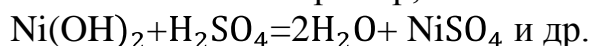
3) Молекулярное уравнение



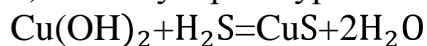
$\text{Ni}(\text{OH})_2$ - труднорастворимое соединение. Реакция возможна, так как гидроксид-ионы OH^- прочней связаны в молекуле слабого электролита H_2O , чем в осадке $\text{Ni}(\text{OH})_2$. Ионно-молекулярное уравнение



Соответствует и другим молекулярным уравнениям растворения $\text{Ni}(\text{OH})_2$ в сильных кислотах. Например,



4) Молекулярное уравнение

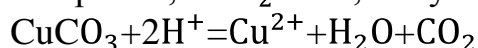


В этой реакции ни одно из веществ практически не диссоциирует на ионы: H_2S и H_2O - слабые электролиты, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и CuS - труднорастворимые соединения. Реакция протекает в сторону наиболее сильного связывания ионов (CuS менее растворим, чем $\text{Cu}(\text{OH})_2$; H_2O более слабый электролит, чем H_2S). Ионно-молекулярное уравнение имеет ту же форму записи, что и молекулярное.

5) Молекулярное уравнение



(Слабая угольная кислота H_2CO_3 , которая должна образоваться в результате ионного обмена, при значительных концентрациях разлагается на H_2O и CO_2) Учитывая, что CuCO_3 - труднорастворимое соединение, H_2O - слабый электролит, а CO_2 - газ, получаем ионно-молекулярное уравнение:



4.9.2. Контрольные задания

225-239

Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций взаимодействия в водном растворе веществ.

Номер задачи	Вещества	
225	а) AgNO_3 и FeCl_3	б) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4
226	а) NH_4Cl и NaOH	б) NaOH и H_2S
227	а) CaCO_3 и HCl	б) K_2S и CuSO_4
228	а) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и HCl	б) AgNO_3 и NH_4Cl
229	а) CuCl_2 и H_2S	б) MgO и H_2SO_4
230	а) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4	б) FeCl_3 и KOH
231	а) H_2SO_4 и $\text{Ca}(\text{OH})_2$	б) CH_3COOH и KOH
232	а) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и H_2SO_4	б) NaHCO_3 и HCl
233	а) Na_2SiO_3 и H_2SO_4	б) BaCO_3 и HNO_3
234	а) AgCl и K_2S	б) CaCO_3 и HNO_3
235	а) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и HCl	б) K_2SiO_3 и HCl
236	а) Na_2HPO_4 и NaOH	б) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и CH_3COOH
237	а) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ и CO_2	б) Fe_2O_3 и HNO_3
238	а) KHS и KOH	б) NaHS и HCl
239	а) HCl и K_2S	б) KH_2PO_3 и HNO_3

240-249

Составьте по два молекулярных уравнения к каждому из приведенных ниже ионно-молекулярных уравнений.

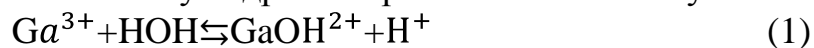
Номер задачи	Ионно-молекулярные уравнения
240	$\text{HS}^- + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O} + \text{S}^{2-}; \text{BaCO}_3 + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 + \text{CO}_3^{2-}$
241	$\text{H}^+ + \text{HS}^- = \text{H}_2\text{S}; \text{CaCO}_3 + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$
242	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}; \text{H}^+ + \text{OH}^- = \text{H}_2\text{O}$
243	$\text{OH}^- + \text{NH}_4^+ = \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}; \text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$
244	$\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ = \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}; \text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{OH}^- = [\text{Cr}(\text{OH})_6]^{3-}$
245	$\text{Cr}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Cr}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}; \text{Mg}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Mg}(\text{OH})_2$
246	$\text{H}_3\text{PO}_4 + 2\text{OH}^- = \text{HPO}_4^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}; \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{S}^{2-} = \text{CuS} + 2\text{OH}^-$
247	$\text{HCO}_3^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2; \text{H}_3\text{PO}_4 + 3\text{OH}^- = \text{PO}_4^{3-} + 3\text{H}_2\text{O}$
248	$\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}; \text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{PO}_4^-$
249	$\text{CN}^- + \text{H}^+ = \text{HCN}; \text{Cl}^- + \text{Ag}^+ = \text{AgCl}$

4.10. Гидролиз солей

4.10.1. Примеры решения задач

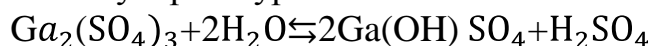
Пример 1. Составьте ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: а) $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3$; б) K_2S . Какая среда в растворе каждой из солей и величина pH ($\text{pH} > 7$ или $\text{pH} < 7$)?

Решение. а) Сульфат галлия $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3$ образован слабым трехкислотным основанием $\text{Ga}(\text{OH})_3$ и сильной кислотой H_2SO_4 . Гидролизу подвержен ион, образующий слабый электролит. Поэтому гидролиз протекает по катиону:



(Гидролиз по II и III ступеням протекает в значительно меньшей степени, и его можно не учитывать.) Среда кислая, $pH < 7$.

Молекулярное уравнение

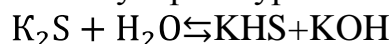


б) Сульфид калия образован слабой двухосновной кислотой H_2S и сильным основанием KOH . Гидролиз протекает по аниону:



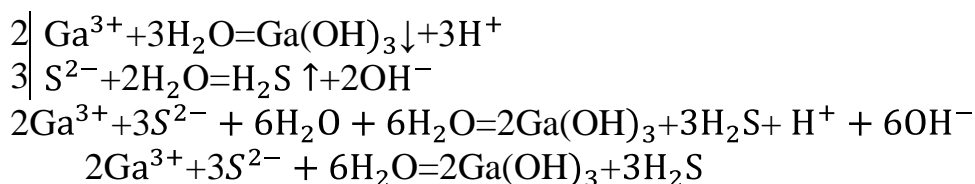
(Гидролиз по II ступени можно не учитывать.) Среда щелочная, $pH > 7$.

Молекулярное уравнение



Пример 2. Какие процессы будут протекать при смешении растворов $Ga_2(SO_4)_3$ и K_2S ? Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнения взаимного гидролиза этих солей, если процесс протекает необратимо и до конца.

Решение. При смешении растворов этих солей ионы водорода H^+ , образующиеся при гидролизе $Ga_2(SO_4)_3$ [см. уравнение (1)], вступят в реакцию с гидроксид-ионами OH^- , образующимися при гидролизе K_2S [см. уравнение (2)]. В результате образуется слабый электролит – вода H_2O , концентрации H^+ и OH^- уменьшатся, равновесия (1) и (2) сместятся в прямом направлении по принципу Ле Шателье. Взаимный гидролиз каждой соли будет протекать необратимо до конца. Запишем ионно-молекулярные уравнения гидролиза каждого иона отдельно, а затем суммируем их с учетом нейтрализации ионов H^+ и OH^- :



Молекулярное уравнение:



Пример 3. Как повлияет на гидролиз сульфата галлия $Ga_2(SO_4)_3$ и сульфата калия K_2S добавление к раствору каждой из солей: а) азотной кислоты HNO_3 ; б) Гидроксида калия KOH ?

Решение. Азотная кислота является сильной кислотой и в растворе диссоциирует нацело: $HNO_3 = H^+ + NO_3^-$. Добавление ее приводит к увеличению в растворе ионов водорода H^+ . По принципу Ле Шателье это вызывает смещение равновесия гидролиза $Ga_2(SO_4)_3$ [см. уравнение (1)] в обратном направлении, т.е. подавление гидролиза сульфата галлия.

Добавление HNO_3 к раствору K_2S приводит к смещению равновесия гидролиза этой соли [см. уравнение (2)] в прямом направлении, поскольку вводимые ионы H^+ связывают образующие в результате гидролиза ионы OH^- в воду и уменьшают их концентрацию. По принципу Ле Шателье равновесие (2) смещается в прямом направлении. Гидролиз сульфида калия усиливается.

Гидроксид калия является сильным основанием и в растворе диссоциирует нацело $KOH = K^+ + OH^-$. Добавление его вызывает увеличение в растворе

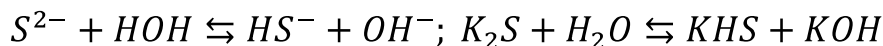
гидроксид ионов OH^- . Это приводит к смещению равновесия гидролиза K_2S [см. уравнение (2)] в обратном направлении, т.е. подавлению гидролиза сульфида калия.

Добавление KOH к раствору $\text{Ga}_2(\text{SO}_4)_3$ приводит к смещению равновесия гидролиза этой соли [см. уравнение (1)] в прямом направлении, поскольку вводимые ионы OH^- связывают образующиеся в результате гидролиза ионы H^+ в воду и уменьшают концентрацию. Равновесие (1) смещается в прямом направлении. Гидролиз сульфата галлия усиливается.

Пример 4. Какая из солей при равных молярных концентрациях и одинаковой температуре в большей степени подвержена гидролизу: а) K_2S или $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$; б) VCl_2 или VCl_3 ? Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза.

Решение. Чем слабее электролит, образующийся в результате гидролиза, тем сильнее протекает гидролиз.

а) K_2S и $\text{K}_2\text{C}_2\text{O}_4$ образованы сильным основанием KOH и слабыми кислотами: H_2S ($K_1 = 1,1 \cdot 10^{-7}$; $K_2 = 1,0 \cdot 10^{-14}$) и $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$ ($K_1 = 5,6 \cdot 10^{-2}$; $K_2 = 5,1 \cdot 10^{-5}$). Более слабая кислота H_2S , т.к. ее константы диссоциации значительно меньше таковых для $\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$. Гидролизу в большей степени подвержен K_2S



б) VCl_2 и VCl_3 образованы сильной кислотой HCl и слабыми основаниями $\text{V}(\text{OH})_2$ и $\text{V}(\text{OH})_3$. Более слабое основание $\text{V}(\text{OH})_3$, т.к. ион V^{3+} сильнее, чем V^{2+} , удерживает ионы OH^- . Гидролизу в большей степени подвержен VCl_3



250-264

Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза каждой из двух указанных солей. Укажите среду и величину pH ($\text{pH} > 7$ или $\text{pH} < 7$). Как повлияет на гидролиз добавление к растворам: а) хлороводородной кислоты HCl ; б) гидроксида натрия NaOH ?

Номер задачи	Соль
250	$\text{Fe}(\text{NO}_3)_3; \text{NaNO}_2$
251	$\text{Pb}(\text{NO}_3)_2; \text{K}_2\text{CO}_3$
252	$\text{Na}_2\text{SO}_3; \text{ZnSO}_4$
253	$\text{NiCl}_2; \text{KF}$
254	$\text{NH}_4\text{NO}_3; \text{K}_2\text{S}$
255	$\text{KCN}; \text{CoBr}_2$
256	$\text{NaClO}; \text{FeSO}_4$
257	$\text{K}_2\text{SO}_3; \text{NH}_4\text{Cl}$
258	$\text{NiSO}_4; \text{CH}_3\text{COOK}$
259	$\text{Cu}(\text{NO}_3)_2; \text{Na}_3\text{PO}_4$
260	$\text{BeCl}_2; \text{KCN}$
261	$\text{MgCl}_2; \text{Na}_2\text{S}$

262	FeCl ₃ ; Na ₂ CO ₃
263	Al(NO ₃) ₃ ; CH ₃ COONa
264	Cr(NO ₃) ₃ ; Cs ₂ CO ₃

265-274

Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения гидролиза каждой из двух указанных солей. Укажите среду и величину pH (pH > 7 или pH < 7). Почему при смешивании растворов солей гидролиз каждой из них усилится? Составьте ионно-молекулярное и молекулярное уравнение взаимного гидролиза этих солей, если процесс протекает необратимо и до конца.

Номер задачи	Соль
265	Al ₂ (SO ₄) ₃ ; CsCO ₃
266	Fe ₂ (SO ₄) ₃ ; Li ₂ S
267	K ₂ S; Cr(NO ₃) ₃
268	CrCl ₃ ; Na ₂ S
269	K ₂ CO ₃ ; Al(NO ₃) ₃
270	FeCl ₃ ; Na ₂ CO ₃
271	CrCl ₃ ; K ₂ CO ₃
272	Al ₂ (SO ₄) ₃ ; K ₂ S
273	CuSO ₄ ; Na ₂ CO ₃
274	Zn(NO ₃) ₂ ; Na ₂ S

4.11. Жесткость воды и методы ее устранения

4.11.1. Примеры решения задач

Пример 1. В воде объемом 50 л содержится сульфат магния массой 3,78 г, гидрокарбонат кальция массой 5,61 г. Чему равна карбонатная, некарбонатная и общая жесткость такой воды?

Решение. Жесткость воды отражает содержание в ней ионов Ca²⁺ и Mg²⁺. Она равна сумме молярных концентраций эквивалентов этих ионов, выраженных в ммоль экв/л:

$$Ж = (C_{\text{эк Ca}^{2+}} + C_{\text{эк Mg}^{2+}}) \cdot 1000.$$

Карбонатной называется жесткость, обусловленная гидрокарбонатами кальция и магния $Me(HCO_3)_2$. Некарбонатная жесткость представляет собой разность между общей и карбонатной жесткостью.

В данном примере карбонатная жесткость обусловлена гидрокарбонатом кальция (Ca(HCO₃)₂):

$$Ж_{(к)} = 1000C_{\text{эк}(Ca(HCO_3)_2)} = \frac{1000m_{(Ca(HCO_3)_2)}}{M_{\text{эк}(Ca(HCO_3)_2)}V},$$

где $m_{(Ca(HCO_3)_2)}$ - масса, г; $M_{\text{эк}(Ca(HCO_3)_2)}$ - молярная масса эквивалентов, г/моль экв; V - объем, л.

Учитывая, что

$$M_{\text{эк}(Ca(HCO_3)_2)} = \frac{M_{(Ca(HCO_3)_2)}}{2} = \frac{162,1}{2} = 81,1 \frac{\text{г}}{\text{моль экв}},$$

получаем

$$Ж_{(к)} = \frac{1000 \cdot 5,61}{81,1 \cdot 50} = 1,38 \frac{\text{ммоль экв}}{\text{л}}$$

Некарбонатная жесткость в данном примере обусловлена сульфатом магния $MgSO_4$:

$$Ж_{(нк)} = 1000C_{\text{эк}(MgSO_4)} = \frac{1000m_{(MgSO_4)}}{M_{\text{эк}(MgSO_4)}V},$$

где

$$M_{\text{эк } MgSO_4} = \frac{M_{MgSO_4}}{2} = \frac{120,4}{2} = 60,2 \frac{\text{г}}{\text{моль экв}};$$

$$Ж_{(нк)} = \frac{1000 \cdot 3,78}{60,2 \cdot 50} = 1,26 \frac{\text{ммоль экв}}{\text{л}}$$

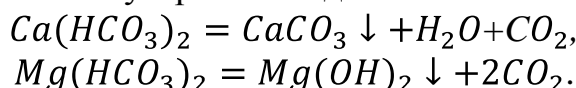
Общая жесткость есть сумма карбонатной и некарбонатной жесткости:

$$Ж = Ж_{к} + Ж_{(нк)} = 1,38 + 1,26 = 2,64 \frac{\text{ммоль экв}}{\text{л}}$$

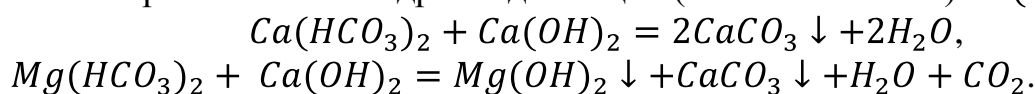
Пример 2. Какими способами можно устранить жесткость воды?

Решение.

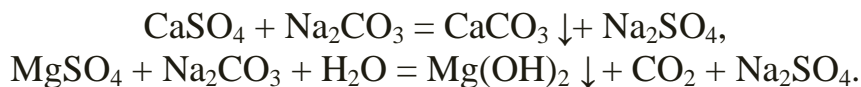
1) Карбонатная жесткость устраняется длительным кипячением:



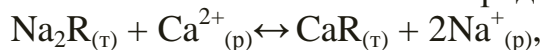
2) Карбонатная жесткость устраняется добавлением щелочей, самой дешевой из которых является гидроксид кальция (гашеная известь) $Ca(OH)_2$:



3) Некарбонатная жесткость устраняется добавлением карбоната натрия (сода):

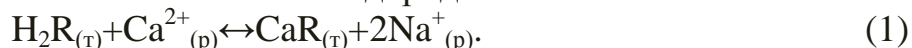


4) Для очистки воды, в том числе и для устранения жесткости, применяется метод ионного обмена. В нем используется способность некоторых природных и искусственных высокомолекулярных соединений (ионитов) обменивать входящие в состав этих твердых веществ ионы на ионы, находящиеся в растворе. Иониты подразделяют на катиониты, обменивающиеся катионами, и аниониты, обменивающиеся анионами. Обмен катионами можно представить уравнением:

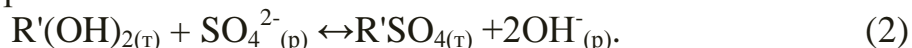


где R — сложный высокомолекулярный ион.

Некоторые катиониты при обработке разбавленной кислотой переходят в Н-форму, т.е. заменяют катионы щелочного металла на катионы водорода. Катионит в Н-форме обменивается катионами водорода:



Соответственно аниониты могут быть в ОН-форме. Обмен такого анионита можно представить уравнением:



При последовательной обработке раствора, содержащего, например, сульфат кальция $CaSO_4$, катионитом в Н-форме и анионитом в ОН-форме будут

протекать процессы (1) и (2), при этом произойдет нейтрализация ионов H^+ и OH^- : $H^+ + OH^- = H_2O$. Таким образом, происходит обессоливание и нейтрализация раствора. Обычно растворы пропускают через колонки, заполненные ионитами.

Пример 3. Воду, содержащую хлориды и сульфаты кальция и магния, пропустили через анионит в OH^- -форме. Величина pH воды стала равной 11,15. Рассчитайте жесткость воды.

Решение. Водородный показатель $pH = -\lg[H^+]$. Отсюда равновесная концентрация ионов водорода в растворе стала равной: $[H^+] = 10^{-pH} = 10^{-11,15} = 7,1 \cdot 10^{-12}$ моль/л.

Равновесную концентрацию гидроксид-ионов определим из ионного произведения воды:

$$K_w = [H^+][OH^-] = 1,0 \cdot 10^{-14};$$

$$[OH^-] = \frac{K_w}{[H^+]} = \frac{1,0 \cdot 10^{-14}}{7,1 \cdot 10^{-12}} = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ моль/л}$$

Поскольку один OH^- -ион эквивалентен одному H^+ -иону, молярная концентрация эквивалентов OH^- -ионов равна их молярной концентрации, т.е. $c_{ЭК(OH^-)} = [OH^-] = 1,4 \cdot 10^{-3}$ моль экв/л. По закону эквивалентов такую же величину должна иметь суммарная молярная концентрация эквивалентов анионов SO_4^{2-} и Cl^- , содержащихся в исходном растворе, а также суммарная молярная концентрация эквивалентов катионов Ca^{2+} и Mg^{2+} :

$$c_{ЭК(Ca^{2+})} + c_{ЭК(Mg^{2+})} = c_{ЭК(OH^-)} = 1,4 \cdot 10^{-3} \text{ моль экв/л.}$$

Жесткость воды:

$$Ж = 1000(c_{ЭК(Ca^{2+})} + c_{ЭК(Mg^{2+})}) = 1000 \cdot 1,4 \cdot 10^{-3} = 1,4 \text{ моль экв/л.}$$

Пример 4. Через колонку, заполненную катионитом массой 25,0 г, пропускают воду, содержащую в одном литре 25,6 мг Ca^{2+} и 9,7 мг Mg^{2+} . Обмен ионами прекращается после пропускания 310 л воды. Рассчитайте обменную емкость катионита.

Решение. Жесткость воды (моль экв/л) составляет

$$Ж = \frac{m_{(Ca^{2+})}}{M_{ЭК(Ca^{2+})}} = \frac{m_{(Ca^{2+})}}{M_{ЭК(Ca^{2+})}}$$

$$M_{ЭК(Ca^{2+})} \quad M_{ЭК(Ca^{2+})}$$

где $m_{(Ca^{2+})}$ и $m_{(Mg^{2+})}$ — масса Ca^{2+} и Mg^{2+} , мг;

$$M_{ЭК(Ca^{2+})} = \frac{M_{(Ca^{2+})}}{2} = \frac{40,08}{2} = 20,04 \text{ г/моль экв};$$

$$M_{ЭК(Mg^{2+})} = \frac{M_{(Mg^{2+})}}{2} = \frac{24,31}{2} = 12,16 \text{ г/моль экв}$$

- молярные массы эквивалентов Ca^{2+} и Mg^{2+} , г/моль экв.

$$Ж = \frac{25,6}{20,04} + \frac{9,7}{12,16} = 1,28 + 0,80 = 2,08 \text{ ммоль экв/л.}$$

Обменная емкость — это максимальное количество ммоль экв ионов, поглощаемое и обмениваемое 1 г ионита. В 310 л воды содержится $2,08 \cdot 310 = 645$ ммоль экв катионов Ca^{2+} и Mg^{2+} . Все они поглощаются 25,0 г катионита. Один грамм катионита поглощает $645/25,0 = 25,9$ ммоль экв.

Обменная емкость равна 25,9 ммоль экв/г.

Пример 5. Какую массу карбоната натрия (соды) следует добавить к 150 л воды, чтобы понизить ее жесткость на $\Delta Ж = 2,45$ ммоль экв/л? Какая масса карбоната кальция при этом выпадает в осадок, если в воде содержатся только соли кальция?

Решение. В 150 л воды вступило в реакцию $n_{\text{эк}} = \Delta Ж \cdot V = 2,45 \cdot 150 = 368$ ммоль экв или 0,368 моль экв солей кальция. Согласно закону эквивалентов, столько же карбоната натрия Na_2CO_3 вступило в реакцию и выпало в осадок карбоната кальция CaCO_3 . Рассчитаем их массы:

$$m_{\text{Na}_2\text{CO}_3} = n_{\text{эк}} M_{\text{эк Na}_2\text{CO}_3} = n_{\text{эк}} \cdot \frac{M_{\text{Na}_2\text{CO}_3}}{2} = 0,368 \cdot \frac{106}{2} = 19,5 \text{ г},$$

$$m_{\text{CaCO}_3} = n_{\text{эк}} M_{\text{эк CaCO}_3} = n_{\text{эк}} \cdot \frac{M_{\text{CaCO}_3}}{2} = 0,368 \cdot \frac{100,1}{2} = 18,4 \text{ г}.$$

4.11.2. Контрольные задания

275. Присутствие каких ионов обуславливает жесткость воды? Какая жесткость называется карбонатной и некарбонатной? Какие существуют способы устранения жесткости воды? Приведите уравнения соответствующих реакций.

276. В 1 м³ воды содержится гидрокарбонат кальция массой 44,6 г и сульфат магния массой 30,7 г. Чему равна карбонатная, некарбонатная и общая жесткость воды?

277. Чему равна жесткость воды в насыщенном растворе CaSO_4 , если растворимость его составляет 2,02 г в литре раствора?

278. Какую массу гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$ следует прибавить к 100 л воды, чтобы устранить карбонатную жесткость, равную 5,45 ммоль экв/л?

279. На какую величину понизилась жесткость воды, если при обработке 10 л воды гашеной известью $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в осадок выпал карбонат кальция CaCO_3 массой 1,58 г? Напишите уравнение реакции, которая при этом протекает.

280. Чему равна жесткость воды в насыщенном растворе карбоната магния MgCO_3 , если его растворимость составляет 0,267 г в литре раствора?

281. Вычислите жесткость воды, в 500 л которой содержится гидрокарбонат магния $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ массой 5,03 г и хлорид кальция CaCl_2 массой 72,6 г.

282. Напишите уравнение взаимодействия гидрокарбоната кальция с хлороводородной кислотой. Какова карбонатная жесткость воды, если для реакции с $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, содержащимся в 100 мл воды, потребовалось 10,3 мл 0,0500 н. раствора HCl ?

283. Для умягчения 1 м³ воды добавили 250 г карбоната натрия Na_2CO_3 . На какую величину уменьшилась жесткость воды?

284. При обработке 0,5 л воды карбонатом натрия в осадок выпал гидроксид магния массой 50,4 мг. Какова жесткость воды, обусловленная солями магния?

285. Воду, содержащую хлорид, сульфат и нитрат кальция, пропустили через катионит в Н-форме. Величина рН воды стала равной 2,83. Рассчитайте жесткость воды.

286. Жесткость воды, обусловленная только солями кальция, равна 7,8

ммоль экв/л. Какая масса карбоната кальция выпадет в осадок при добавлении карбоната натрия к 1 м³ такой воды?

287. В чем заключается сущность обессоливания воды с помощью ионитов? Составьте уравнения ионно-обменных процессов при последовательном пропускании раствора CaCl₂ через катионит в Н-форме и анионит в ОН-форме.

288. Чему равны карбонатная, некарбонатная и общая жесткость воды, если в 1 л ее содержится гидрокарбонат кальция массой 0,286 г, хлорид магния массой 0,348 г и гидрокарбонат магния массой 0,234 г?

289. Обменная емкость катионита (максимальное количество ммоль эквивалентов катионов, поглощаемое 1 г катионита в процессе обмена ионами) равна 25,6 ммоль экв/г. Через колонку, заполненную 100 г такого катионита, пропускают воду, содержащую 10,2 мг Ca²⁺ и 17,6 мг Mg²⁺ в 1 л. Какой максимальный объем воды можно при этом полностью умягчить?

290. Какую массу фосфата натрия Na₃PO₄ следует прибавить к 30 л воды для устранения ее жесткости, равной 6,77 ммоль экв/л?

291. Воду, содержащую сульфаты кальция и магния, пропустили через анионит в ОН-форме. Величина рН воды стала равной 11,34. Рассчитайте жесткость воды.

292. Какую массу гидроксида кальция следует добавить к 250 л воды, чтобы понизить ее жесткость на 4,50 ммоль экв/л?

293. Вычислите жесткость воды, если в 500 л ее содержится гидрокарбонат кальция массой 70,7 г и сульфат магния массой 41,6 г.

294. Жесткость воды, обусловленная гидрокарбонатом кальция и магния, равна 4,85 ммоль экв/л. В 1 м³ такой воды содержится 15,7 г гидрокарбоната кальция Ca(HCO₃)₂. Какая масса Mg(HCO₃)₂ содержится в этом объеме воды?

4.12. ОВР (окислительно-восстановительные реакции)

4.12.1. Примеры решения задач

Пример 1. Исходя из степеней окисления хрома и селена определите, какие из веществ (K₂CrO₄, Cr, Cr₂O₃, Na₂Cr₂O₇, SeO₃, Na₂Se, Se) в процессе ОВР могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) как окислительные, так и восстановительные свойства?

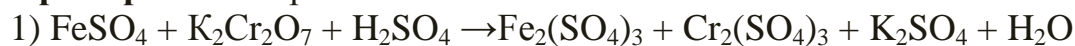
Решение. Только окислительные свойства могут проявлять вещества, содержащие атомы элемента в высшей степени окисления. Высшая степень окисления хрома (VIB-подгруппа, валентные электроны 3d⁵4s¹) и селена (VIA-подгруппа, валентные электроны 4s²4p⁴) равна + 6, так как атом каждого из этих элементов может отдать 6 электронов. Такая степень окисления имеется в K₂CrO₄, Na₂Cr₂O₇, SeO₃.

Только восстановительные свойства могут проявлять вещества, содержащие атомы элемента в низшей степени окисления. До образования устойчивой электронной структуры 4s²4p⁶ у атома селена не хватает двух электронов, которые он может принять, поэтому низшая степень окисления селена равна —

2. Этому соответствует Na_2Se . Металлы, к которым относится и хром, могут только отдавать электроны, но не могут их принимать. Поэтому низшая степень окисления хрома равна нулю, т.е. это металлический хром Cr^0 .

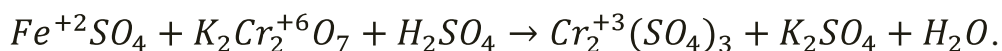
В соединениях Cr_2O_3 , Se^0 степени окисления хрома и селена промежуточные, поэтому возможны и окислительные, и восстановительные свойства.

Пример 2. ОВР протекают по схемам:



Для каждой реакции укажите: а) окислитель и восстановитель; б) какое вещество окисляется, какое вещество восстанавливается. Составьте электронные уравнения и на их основании расставьте коэффициенты в уравнениях реакций.

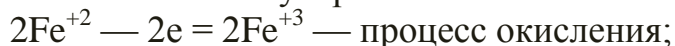
Решение. 1) В схеме реакции расставим изменяющиеся степени окисления:



Определим характер процессов:



Fe^{2+} (FeSO_4) — восстановитель, Cr ($\text{K}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$) — окислитель. В данной реакции окислитель и восстановитель различные вещества. Такие реакции называются межмолекулярными. Составляем электронные уравнения:



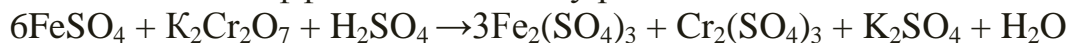
(Коэффициенты удваиваем, так как в каждом моль $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$,

$\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ содержатся по два моль Cr^{+6} , Cr^{+3} , Fe^{+3} соответственно.)

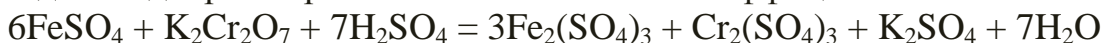
Поскольку число электронов, отдаваемых восстановителем, должно равняться числу электронов, принимаемых окислителем, умножим электронные уравнения на соответствующие коэффициенты:

$$\begin{array}{l|l} 3 & 2\text{Fe}^{+2} - 2\bar{e} = 2\text{Fe}^{+3} \\ 1 & 2\text{Cr}^{+6} + 6\bar{e} = 2\text{Cr}^{+3} \end{array}$$

Подставляем эти коэффициенты в схему реакции



Находим подбором и расставляем остальные коэффициенты

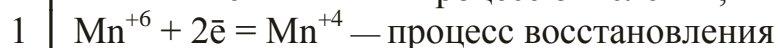
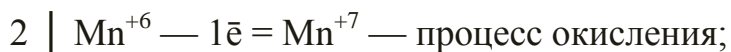


Окончательная проверка правильности написания уравнения проводится по балансу атомов кислорода:

$$6 * 4 + 7 + 7 * 4 = 3 * 3 * 4 + 3 * 4 + 4 + 7;$$

$$59 = 59.$$

2) В результате аналогичных действий получим:



4.12.2. Контрольные задания

295-319

Окислительно-восстановительные реакции притекают по приведенным схемам. Для каждой реакции укажите: а) окислитель и восстановитель; б) какое вещество окисляется, какое вещество восстанавливается. Составьте электронные уравнения и на основании их расставьте коэффициенты в уравнениях реакций. Укажите тип ОВР.

Номер задачи	Схемы реакций
295	$\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 + \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$ $\text{SO}_2 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4$
296	$\text{FeSO}_4 + \text{KMnO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4$ $\text{Mn(OH)}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
297	$\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{PbS} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{S} + \text{Pb(NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
298	$\text{FeS}_2 + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{Fe(NO}_3)_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}_2$ $\text{HNO}_3 + \text{Zn} \rightarrow \text{N}_2 + \text{Zn(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
299	$\text{FeCl}_3 + \text{KJ} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{J}_2 + \text{KCl}$ $\text{NaNO}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{NaNO}_3 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
300	$\text{H}_2\text{O}_2 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{O}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Au} + \text{HNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{H[AuCl}_4] + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
301	$\text{FeS} + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$ $\text{CaH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \text{CaCl}_2 + \text{H}_2$
302	$\text{KClO}_3 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{CO} + \text{MnO}_2 \rightarrow \text{MnCO}_3$
303	$\text{Si} + \text{NaOH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2$ $\text{SO}_2 + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO} + \text{H}_2\text{SO}_4$
304	$\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{S} + \text{HCl}$ $\text{KBr} + \text{KBrO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Br}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
305	$\text{KJ} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{J}_2 + \text{KNO}_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HNO}_3 + \text{Al} \rightarrow \text{Al(NO}_3)_3 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
306	$\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + \text{SO}_2 + \text{HCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2\text{MnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{NaMnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
307	$\text{CrCl}_3 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{PH}_3 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4$
308	$\text{PH}_3 + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HNO}_3 + \text{Bi} \rightarrow \text{NO} + \text{Bi(NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
309	$\text{Mg} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{Mg(NO}_3)_2 + \text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}_2\text{O} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Cu(NO}_3)_2 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
310	$\text{Cu}_2\text{S} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CuO} + \text{SO}_2$ $\text{K}_2\text{S} + \text{KMnO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{S} + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
311	$\text{Fe(OH)}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe(OH)}_3$ $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$
312	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 \rightarrow \text{CaSiO}_3 + \text{P} + \text{CO}$

	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
313	$\text{NaOCl} + \text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{J}_2 + \text{NaCl} + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2 + \text{PbO}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{HMnO}_4 + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O}$
314	$\text{Cr}_2\text{O}_3 + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{CrO}_4 + \text{KNO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{P} + \text{KClO}_3 \rightarrow \text{P}_2\text{O}_5 + \text{KCl}$
315	$\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{NO}_2 \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{HCl} + \text{CrO}_3 \rightarrow \text{Cl}_2 + \text{CrCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$
316	$\text{H}_2\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MgH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{H}_2$
317	$\text{KJ} + \text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow \text{J}_2 + \text{S} + \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Ge} + \text{KOH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{K}_2\text{GeO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
318	$\text{NaHSO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaHSO}_4 + \text{HCl}$ $\text{Ge} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{GeO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
319	$\text{H}_2\text{S} + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl}$ $\text{Si} + \text{HNO}_3 + \text{HF} \rightarrow \text{H}_2\text{SiF}_6 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$

320-339

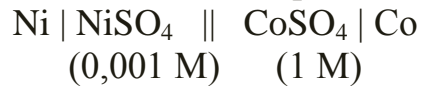
По степеням окисления и по возможности их изменения в процессе окислительно-восстановительных реакций определите, какие из веществ, формулы которых приведены, могут проявлять: а) только окислительные свойства; б) только восстановительные свойства; в) как окислительные, так и восстановительные свойства. Для доказательства приведите примеры реакций с их участием.

Номер задачи	Вещество
320	KClO_3 ; KCl ; KClO_4
321	Cl_2 ; ClO_2 ; KCl
322	H_3PO_3 ; P_2O_5 ; PH_3
323	P ; KH_2PO_2 ; P_2O_5
324	N_2O ; N_2 ; NH_3
325	KNO_3 ; NaNO_2 ; NH_3
326	NaVO_3 ; V ; V_2O_3
327	VOCl_2 ; V_2O_5 ; V
328	H_2SO_4 ; S ; H_2S
329	K_2SO_3 ; Na_2S ; H_2SO_4
330	K_2MnO_4 ; Mn ; HMnO_4
331	KMnO_4 ; MnO_2 ; Na_2MnO_4
332	PbO_2 ; PbSO_4 ; Pb
333	$\text{Pb}(\text{OH})_2$; Pb ; PbO_2
334	NO_2 ; NO ; NH_4Cl
335	HNO_2 ; HNO_3 ; N_2
336	SO_2 ; Na_2SO_4 ; H_2S
337	H_2S ; Na_2SO_3 ; SO_3
338	NaBrO_4 ; KBr ; Br_2
339	NaBr ; BrF_3 ; KBrO_4

4.13. Электродные потенциалы. Гальванические элементы

4.13.1. Примеры решения задач

Пример 1. Напишите уравнения анодного и катодного процессов, суммарные ионно-молекулярное и молекулярное уравнения этих процессов, протекающих в гальваническом элементе, схема которого:



(В скобках приведены молярные концентрации растворов соответствующих солей.) Вычислите величину электродвижущей силы (ЭДС) гальванического элемента.

Решение. Рассчитаем величины электродных потенциалов по уравнению Нернста:

$$\varphi_{\text{me}^{n+}/\text{me}} = \varphi^0_{\text{me}^{n+}/\text{me}} + \frac{0,059}{n} \lg c_{\text{me}^{n+}},$$

где $\varphi^0_{\text{me}^{n+}/\text{me}}$ — стандартный электродный потенциал (см. Приложение $\varphi^0_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 \text{ В}$; $\varphi^0_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}} = -0,28 \text{ В}$).

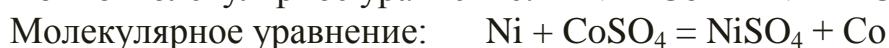
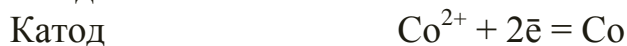
$$\varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} = -0,25 + (0,059/2) \cdot \lg 0,001 = -0,25 + (0,059/2) \cdot (-3) = -0,34 \text{ В.}$$

$$\varphi_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}} = -0,28 + (0,059/2) \cdot \lg 1 = -0,28 + (0,059/2) \cdot 0 = -0,28 \text{ В.}$$

На электроде, имеющем меньший потенциал, происходит отдача электронов, т.е. окисление. Этот электрод называется анодом. Поскольку $\varphi_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}} < \varphi_{\text{Co}^{2+}/\text{Co}}$ анодом является никелевый электрод.

На электроде, имеющем больший потенциал, происходит принятие электронов, т.е. восстановление. Этот электрод называется катодом. Им является кобальтовый электрод.

Процессы, протекающие в гальваническом элементе:



$$\text{ЭДС} = \varphi_{(K)} - \varphi_{(A)} = -0,28 - (-0,34) = 0,06 \text{ В.}$$

Пример 2. В каком направлении может самопроизвольно протекать реакция



Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает эта реакция. Напишите уравнения анодного и катодного процессов, а также суммарное ионно-молекулярное уравнение. Определите ЭДС при концентрациях потенциалообразующих ионов в анодном и катодном пространстве, равных 1 моль/л.

Решение. Окислительно-восстановительная реакция возможна, если потенциал предполагаемого окислителя больше потенциала предполагаемого восстановителя: $\varphi_{\text{ок}} > \varphi_{\text{восст}}$. Для прямой реакции $2\text{Bi}^0 + 3\text{Cd}^{2+}\text{Cl}_2 \leftrightarrow 2\text{Bi}^{+3}\text{Cl}_3 + 3\text{Cd}^{+2}$ окислителем должен являться ион Cd^{2+} , а восстановителем — металлический висмут Bi^0 . Однако соотношение их электродных потенциалов: $\varphi^0_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}} = -0,40 \text{ В} < \varphi_{\text{Bi}^{+3}/\text{Bi}} = +0,22 \text{ В}$, т.е. электродный потенциал предполагаемого окислителя оказывается меньше потенциала предполагаемого восстановителя: $\varphi_{\text{к}} < \varphi_{\text{восст}}$. Прямая реакция невозможна.

Для обратной реакции окислителем оказывается ион Bi^{3+} , а восстановителем металлический кадмий Cd^0 , т.е. $\varphi_{\text{ок}} > \varphi_{\text{восст}}$. Возможно самопроизвольное протекание обратной реакции $2\text{BiCl}_3 + 3\text{Cd} \leftrightarrow 2\text{Bi} + 3\text{CdCl}_2$.

В гальваническом элементе на аноде (Cd) протекает процесс окисления кадмия, а на катоде Bi — процесс восстановления ионов Bi^{3+} :

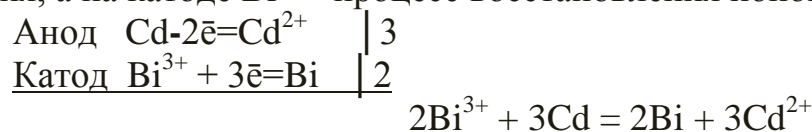


Схема гальванического элемента:



$$\mathcal{E}_{\text{ДС}} = \varphi_{(K)} - \varphi_{(A)} = \varphi_{\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}}^0 - \varphi_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^0 = +0,22 - (-0,40) = 0,62 \text{ В.}$$

4.13.2. Контрольные задания

340-364

Напишите уравнения анодного и катодного процессов, суммарные ионно-молекулярные и молекулярные уравнения этих процессов, протекающих в гальваническом элементе. Вычислите величину электродвижущей силы (ЭДС) гальванического элемента при указанных молярных концентрациях растворов соответствующих солей.

Номер задачи	Схема гальванического элемента
340	$\text{Cu} \text{CuSO}_4 \text{AgNO}_3 \text{Ag}$ (1 м) 0,1 м
341	$\text{Bi} \text{Bi NO}_3 \text{ }_3 \text{AgNO}_3 \text{Ag}$ (0,001 м) 1 м
342	$\text{Bi} \text{Bi NO}_3 \text{ }_3 \text{Cu(NO}_3)_2 \text{Cu}$ (0,01 м) 0,01 м
343	$\text{Fe} \text{FeSO}_4 \text{CdSO}_4 \text{Cd}$ (0,01 м) 1 м
344	$\text{Ni} \text{NiSO}_4 \text{CuSO}_4 \text{Cu}$ (1 м) 0,01 м
345	$\text{Cd} \text{CdSO}_4 \text{NiSO}_4 \text{Ni}$ (0,01 м) 1 м
346	$\text{Zn} \text{Zn NO}_3 \text{ }_2 \text{AgNO}_3 \text{Ag}$ (1 м) 0,1 м
347	$\text{Cd} \text{CdSO}_4 \text{CdSO}_4 \text{Cd}$ (0,01 м) 1 м
348	$\text{Ag} \text{AgNO}_3 \text{AgNO}_3 \text{Ag}$ (0,0001 м) 1 м
349	$\text{Co} \text{CoSO}_4 \text{CuSO}_4 \text{Cu}$ (1 м) 0,01 м

350	$Ni NiSO_4 Bi(NO_3)_3 Bi$ (0,02 м) 1 м
351	$Pb Pb NO_3 2 AgNO_3 Ag$ (1 м) 0,01 м
352	$Zn Zn NO_3 2 Pb(NO_3)_2 Pb$ (0,02 м) 0,1 м
353	$Cr CrCl_3 FeSO_4 Fe$ (0,001 м) 0,01 м
354	$Al Al_2(SO_4)_3 CuSO_4 Cu$ (0,001 м) 0,01 м
355	$Mg MgCl_2 BiCl_3 Bi$ (1 м) 0,001 м
356	$Ni Ni NO_3 2 AgNO_3 Ag$ (0,01 м) 1 м
357	$Fe Fe NO_3 2 AgNO_3 Ag$ (1 м) 0,1 м
358	$Mn MnCl_2 CoCl_2 Co$ (0,01 м) 0,1 м
359	$Mg Mg NO_3 2 Pb(NO_3)_2 Pb$ (0,1 м) 1 м
360	$Zn Zn NO_3 2 Cu(NO_3)_2 Cu$ (0,1 м) 1 м
361	$Mg Mg NO_3 2 Al(NO_3)_3 Al$ (0,01 м) 0,001 м
362	$Zn ZnSO_4 NiSO_4 Ni$ (1 м) 0,1 м
363	$Mn Mn NO_3 2 Bi(NO_3)_3 Bi$ (0,1 м) 0,02 м
364	$Pb Pb NO_3 2 Pb(NO_3)_2 Pb$ (0,0001 м) 1 м

365-389

Составьте схему гальванического элемента, в котором протекает заданная реакция. Напишите уравнения анодного и катодного процессов, а также суммарное ионно-молекулярное уравнение. Определите ЭДС при концентрациях потенциалобразующих ионов в анодном и катодном пространстве, равных 1 моль/л.

Номер задачи	Схема реакции
365	$Bi+3AgNO_3=Bi(NO_3)_3+3Ag$
366	$Ni+HgCl_2=NiCl_2+Hg$
367	$Co+2AgNO_3=Co(NO_3)_2+2Ag$
368	$3Ni+2Bi(NO_3)_3=3Ni(NO_3)_2+2Bi$

369	$\text{Co} + \text{CuSO}_4 = \text{CoSO}_4 + \text{Cu}$
370	$\text{Cu} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$
371	$\text{Zn} + \text{NiSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Ni}$
372	$\text{Co} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Co}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$
373	$\text{Cu} + \text{HgCl}_2 = \text{CuCl}_2 + \text{Hg}$
374	$\text{Zn} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Hg}$
375	$\text{Ni} + \text{CuSO}_4 = \text{NiSO}_4 + \text{Cu}$
376	$\text{Zn} + \text{FeSO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{Fe}$
377	$\text{Ni} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$
378	$\text{Cd} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Cd}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$
379	$\text{Ni} + \text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = \text{Ni}(\text{NO}_3)_2 + \text{Pb}$
380	$\text{Fe} + 2\text{AgNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{Ag}$
381	$\text{Ni} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NiSO}_4 + \text{H}_2$
382	$\text{H}_2 + 2\text{Ag}^+ = 2\text{Ag} + 2\text{H}^+$
383	$\text{Mn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{MnSO}_4 + \text{H}_2$
384	$\text{Mg} + \text{FeSO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{Fe}$
385	$\text{Sc} + \text{Al}(\text{NO}_3)_3 = \text{Sc}(\text{NO}_3)_3 + \text{Al}$
386	$\text{Fe} + \text{Bi}(\text{NO}_3)_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{Bi}$
387	$\text{Mg} + \text{CdSO}_4 = \text{MgSO}_4 + \text{Cd}$
388	$\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
389	$\text{Al} + \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 = \text{Al}(\text{NO}_3)_3 + \text{Fe}$

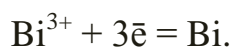
4.14. Электролиз

4.14.1. Примеры решения задач

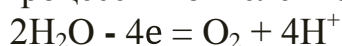
Пример 1. Составьте уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водного раствора $\text{Bi}_2(\text{SO}_4)_3$ в электролизерах: а) с угольными электродами; б) с висмутовыми электродами.

Для каждого варианта вычислите массы веществ, полученных (или растворенных) на электродах, если через электролизеры пропущен ток силой 10,0 А в течение 1 ч 10 мин. Для газообразных веществ определите их объем при н.у.

Решение. а) На катоде в первую очередь протекает восстановление наиболее сильных окислителей, характеризующихся большим потенциалом. К отрицательно заряженному катоду движутся катионы Bi^{3+} , которые могут восстанавливаться до металлического висмута ($\varphi_{\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}}^0 = 0,22 \text{ В}$), и полярные молекулы воды, которые могут восстанавливаться до водорода ($\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2}^0 = 0,00 \text{ В}$ при $\text{pH}=0$; $\varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2} = -0,41 \text{ В}$ при $\text{pH} 7$). Поскольку $\varphi_{\text{Bi}^{3+}/\text{Bi}}^0 > \varphi_{2\text{H}^+/\text{H}_2}$, то на катоде восстанавливается висмут:



К положительно заряженному аноду движутся анионы SO_4^{2-} и полярные молекулы воды. В сульфат-ионе сера находится в высшей степени окисления (+6), поэтому дальнейшее окисление серы невозможно. В данных условиях протекает единственно возможный процесс — окисление воды до кислорода:



По законам Фарадея масса восстановленного на катоде висмута:

$$m_{\text{Bi}} = \frac{ItM_{\text{ЭК}}(\text{Bi})}{F}, \quad (1)$$

где $M_{\text{ЭК}}(\text{Bi}) = M_{(\text{Bi})} / 3 = 209,0 / 3 = 69,7$ г/моль; I — сила тока, А; t — продолжительность электролиза, с; F — константа Фарадея, 96 500 Кл;

$$m_{\text{Bi}} = \frac{10,0 \cdot 70 \cdot 60 \cdot 69,7}{96500} = 30,3 \text{ г}.$$

Масса выделившегося на аноде кислорода:

$$m_{\text{O}_2} = \frac{ItM_{\text{ЭК}}(\text{O})}{F} = \frac{10,0 \cdot 70 \cdot 60 \cdot 8,00}{96500} = 3,48 \text{ г}.$$

где $M_{\text{ЭК}}(\text{O}_2) = \frac{M_{\text{O}_2}}{4} = \frac{32,0}{4} = 8,00 \text{ г/моль}$.

Объем, занимаемый газом при н. у., определяется по формуле:

$$V = nV_0 = \frac{m}{M} V_0,$$

где n — количество газа, моль; m — масса газа, г; M — молярная масса газа, г/моль; $V_0 = 22,4$ л — объем 1 моль газа при н. у.

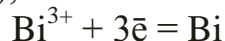
Для кислорода

$$V_{\text{O}_2} = \frac{3,48}{32,0} 22,4 = 2,44 \text{ л}.$$

б) На висмутовом аноде кроме окисления воды возможно окисление висмута — материала анода. На аноде протекает, в первую очередь, окисление наиболее сильных восстановителей, характеризующихся меньшим потенциалом. Поскольку $\varphi_{\text{Bi}^0/\text{Bi}^{3+}}^0 = + 0,22 \text{ В} < \varphi_{\text{O}_2/\text{H}_2\text{O}}^0 = + 1,23 \text{ В}$, то окисляться будет материал анода:



На катоде, как и в варианте (а), восстанавливается висмут:



Массы осажденного на катоде и растворенного на аноде висмута одинаковы и определяются уравнением (1): на катоде из раствора восстановилось 30,3 г висмута, и столько же висмута растворилось на аноде.

Пример 2. При электролизе водных растворов AgNO_3 и NiSO_4 в двух электролизерах, соединенных последовательно, на катодах выделились соответственно серебро массой 5,39 г и никель массой 1,39 г. Определите выход по току никеля, если выход по току серебра 100%. Какова продолжительность электролиза при силе тока 5,00 А?

Решение. Если на электроде возможно одновременно протекание нескольких процессов, то используют понятие выхода по току. Выходом по току i -го вещества (η) называется доля общего количества электричества в процентах, которая расходуется на окисление или восстановление i -го вещества при электролизе

$$\eta = \frac{Q_i}{Q} 1000 = \frac{m_i}{m_{i(\Gamma)}} 100,$$

где $Q = It$ — общее количество прошедшего электричества; Q_i — количество электричества, израсходованное на окисление или восстановление i -го веще-

ства; m_i - масса i -го вещества, окисленного или восстановленного на электроде; $m_{i(T)}$ - то же, теоретически рассчитанное из предположения 100 %-го выхода по току.

Из законов Фарадея по массе выделившегося серебра при 100 %-м выходе по току определим продолжительность электролиза t :

$$t = \frac{m_{Ag} F}{M_{эк(Ag)} I} = \frac{5,39 \cdot 96500}{107,9 \cdot 5,00} = 964c = 16 \text{ мин } 4c.$$

Рассчитаем массу никеля, которая выделилась бы при 100 %-м выходе по току

$$m_{Ni(T)} = \frac{It}{F} M_{эк(Ni)} = \frac{5,00 \cdot 964}{96500} \cdot \frac{58,7}{2} = 1,47 \text{ г}.$$

Выход по току никеля

$$\eta_{Ni} = \frac{m_{Ni}}{m_{Ni(T)}} \cdot 100 = \frac{1,39}{1,47} \cdot 100 = 94,6\%.$$

Пример 3. В течение какого времени следует проводить электролиз при силе тока 8,00 А для выделения на катоде всей меди, содержащейся в 250 мл 0,100 М раствора CuSO_4 ?

Решение. Из законов Фарадея

$$m_{Cu} = \frac{It}{F} M_{эк(Cu)},$$

или

$$t = \frac{m_{Cu}}{M_{эк(Cu)}} \frac{F}{I} = n_{эк(Cu)} \cdot \frac{F}{I}, \quad (1)$$

где $n_{эк(Cu)}$ — количество моль эквивалентов меди. Количество моль меди в растворе

$$n_{Cu} = cV = 0,100 \cdot 0,250 = 0,0250 \text{ моль},$$

где c — молярная концентрация CuSO_4 , моль/л; V — объем раствора, л.

Поскольку эквивалент меди $\mathcal{E}_{Cu} = \frac{1}{2}\text{Cu}$, то $n_{эк(Cu)} = 2n_{Cu} = 2 \cdot 0,0250 = 0,0500$ моль.

Подставим значение $n_{эк(Cu)}$ в уравнение (2):

$$t = 0,0500 \frac{96500}{8,00} = 603 \text{ с} = 10 \text{ мин } 3 \text{ с}.$$

4.14.2. Контрольные задания

390-414

Электролиз водного раствора вещества А проводили с угольными электродами при силе тока I в течение времени t . Составьте уравнения анодного и катодного процессов. Вычислите массы веществ, выделившихся на аноде и катоде. Определите объем выделившихся газообразных веществ (н.у.).

Номер задачи	А, в-во	I, А	t
390	FeSO_4	10,0	30 мин
391	NaOH	25,0	30 мин
392	CuSO_4	15,0	5 ч 37 мин
393	K_2SO_4	10,0	1 ч 40 мин

394	AgNO ₃	10,5	50 мин
395	H ₂ SO ₄	18,0	1 ч 25 мин
396	KJ	20,0	45 мин
397	Al ₂ (SO ₄) ₃	15,0	25 мин
398	NaBr	12,0	35 мин
399	CdCl ₂	10,0	25 мин
400	Na ₂ SO ₄	20,0	1 ч 15 мин
401	Ca(NO ₃) ₂	15,0	40 мин
402	NaCl	10,0	48 мин
403	Pb(NO ₃) ₂	25,0	2 ч
404	BaCl ₂	30,0	32 мин
405	KBr	14,0	20 мин
406	ZnSO ₄	18,0	56 мин
407	Mg(NO ₃) ₂	16,0	45 мин
408	Hg(NO ₃) ₂	15,0	10 мин
409	PtCl ₄	10,0	2 ч 40 мин 50 с
410	AlCl ₃	30,0	4 ч 30 мин
411	LiNO ₃	25,0	40 мин
412	CaJ ₂	20,0	20 мин
413	Cr(NO ₃) ₃	18,0	2 ч
414	CoSO ₄	16,0	35 мин

415-439

Электролиз водного раствора вещества А проводили с анодом из материала В при силе тока I. Составьте уравнения электродных процессов. Определите, сколько потребуется времени для окисления на аноде массы m_x соответствующего вещества.

Номер задачи	А, в-во	В	m_x , г	I, А
415	CdCl ₂	Cd	15,0	10,0
416	Cu(NO ₃) ₂	Cu	100,0	20,0
417	Bi(NO ₃) ₃	Bi	45,0	15,0
418	Pb(NO ₃) ₂	Pb	50,0	25,0
419	AlCl ₃	Al	15,0	18,0
420	CoSO ₄	Co	65,0	30,0
421	AgNO ₃	Ag	60,0	10,0
422	NiSO ₄	Ni	12,4	2,0
423	ZrCl ₄	Zr	1,8	5,0
424	Fe(NO ₃) ₃	Fe	4,0	10,0
425	MoJ ₂	Mo	6,4	2,5
426	MgCl ₂	Mg	3,2	15,0
427	Al ₂ (SO ₄) ₃	Al	3,0	1,5
428	ZnSO ₄	Zn	6,0	3,0
429	CuSO ₄	Cu	10,0	5,0
430	Co(NO ₃) ₂	Co	1,5	6,0

431	ZnCl ₂	Zn	3,0	2,0
432	NiCl ₂	Ni	80,0	8,0
433	Cr(NO ₃) ₃	Cr	5,0	10,0
434	CdSO ₄	Cd	12,0	15,0
435	H ₂ SO ₄	Cu	4,0	3,0
436	Na ₂ SO ₄	Cd	18,0	18,0
437	SnCl ₂	Sn	25,0	12,0
438	NiSO ₄	Ag	30,0	4,0
439	KJ	Zn	20,0	8,0

4.15. Коррозия металлов

4.15.1. Примеры решения задач

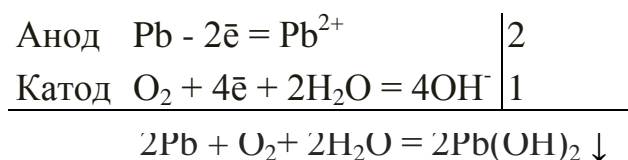
Пример 1. Возможна ли коррозия сплава, состоящего из мелкодисперсных кристаллов висмута и свинца: а) в аэрируемой воде; б) в изолированном от воздуха сосуде с водой? Для среды, в которой коррозия возможна, составьте схему микрогальванических элементов, возникающих в процессе коррозии. Составьте уравнения анодного и катодного процессов и результирующее (суммарное) уравнение процесса коррозии.

Решение. Как любой окислительно-восстановительный процесс, коррозия возможна, если потенциал окислителя больше потенциала восстановителя ($\varphi_{ок} > \varphi_{восст}$). Отсюда следует, что в первую очередь будет окисляться, т.е. корродировать, металл, имеющий меньший электродный потенциал. Таким металлом в данном примере является свинец ($\varphi_{Pb^{2+}/Pb}^0 = -0,13 \text{ В} < \varphi_{Bi^{3+}/Bi}^0 = +0,22 \text{ В}$). Окислителем будут те ионы или молекулы в окружающей среде, которые имеют больший потенциал.

а) В аэрируемой воде из двух возможных окислителей — иона водорода воды H^+ и растворенного в воде кислорода O_2 — более сильным окислителем является кислород, так как его потенциал больше (в нейтральной среде $\varphi_{O_2/OH^-} = +0,81 \text{ В} > \varphi_{2H_2O/H_2} = -0,41 \text{ В}$). Коррозия возможна, так как $\varphi_{ок} = +0,81 \text{ В} > \varphi_{восст} = -0,13 \text{ В}$.

Схема микрогальванического элемента: $Pb | O_2; H_2O | Bi$. Анодом является свинец, катодом — висмут.

Протекают процессы:



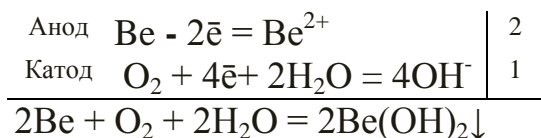
Продуктом коррозии является труднорастворимый гидроксид свинца $Pb(OH)_2$.

б) В отсутствие кислорода единственным окислителем могли бы быть ионы водорода из воды. Но, поскольку $\varphi_{ок} = -0,41 \text{ В} < \varphi_{восст} = -0,13 \text{ В}$, коррозия невозможна.

Пример 2. Какие процессы будут протекать при коррозии бериллия и меди, находящихся в контакте? Составьте уравнения анодного и катодного процессов и результирующее (суммарное) уравнение процесса коррозии в следующих средах: а) во влажном воздухе; б) в растворе гидроксида натрия; в) в растворе хлороводородной кислоты.

Решение. Из контактирующих металлов более активным восстановителем является бериллий, так как $\varphi_{\text{Be}^{0}/\text{Be}^{+3}}^0 = -1,85 \text{ В} < \varphi_{\text{Cu}^{0}/\text{Cu}^{+2}}^0 = +0,34 \text{ В}$, поэтому в первую очередь корродирует бериллий.

а) Во влажном воздухе окислителем является кислород. Коррозия возможна, так как его потенциал значительно больше потенциала бериллия. Бериллий будет являться анодом и окисляться, а медь — катодом, где будет восстанавливаться кислород:

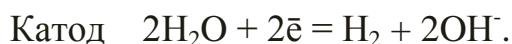


Продуктом коррозии является труднорастворимый гидроксид бериллия.

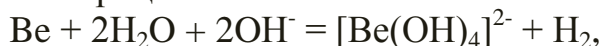
б) Поскольку гидроксид бериллия амфотерен, в щелочном растворе процесс анодного окисления бериллия заканчивается образованием гидроксокомплекса:



Несмотря на то, что потенциал кислорода больше, чем иона водорода воды, доступ кислорода к поверхности катода (медь) ограничен из-за малой его растворимости и медленной диффузии. Поэтому в щелочном растворе (рН 14) при условии $\varphi_{2\text{H}_2\text{O}/\text{H}_2} = -0,82 \text{ В} \gg \varphi_{\text{Be}^{0}/\text{Be}^{+2}}^0 = -1,85 \text{ В}$ окислителем является ион водорода воды



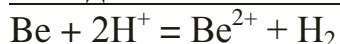
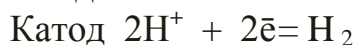
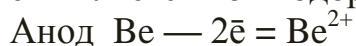
Результирующее уравнение процесса коррозии получим, суммируя уравнения анодного и катодного процессов:



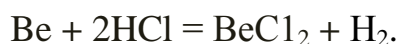
или



в) По тем же кинетическим причинам, что и в предыдущем случае, окислителем является ион водорода H^+ . Уравнения процессов:



или



4.15.2. Контрольные задания

440-464

Какие коррозионные процессы могут протекать при контакте двух металлов? Составьте коррозионную схему, уравнения анодного и катодного процес-

сов и суммарное уравнение процесса коррозии в заданных условиях. Если коррозия невозможна, то объясните почему.

Номер задачи	Металлы	Среда
440	Cu, Au	Влажный воздух
441	Cu, Ni	Раствор HCl
442	Sn, Ag	Речная вода
443	Cu, Fe	Раствор HCl
444	Zn, Fe	Аэрируемый раствор H ₂ SO ₄
445	Al, Cu	Влажный воздух
446	Sn, Fe	Раствор H ₂ SO ₄
447	Cu, Sn	Морская вода
448	Cu, Ag	Влажный грунт
449	Ni, Fe	Раствор HCl
450	Cr, Ni	Раствор H ₂ SO ₄
451	Cu, Zn	Влажный воздух
452	Cd, Bi	Морская вода
453	Pb, Sb	Раствор NaOH
454	Ag, Cu	Аэрируемый раствор H ₂ SO ₄
455	Cu, Cd	Вода при отсутствии в ней растворенного кислорода
456	Fe, Cr	Раствор H ₂ SO ₄
457	Fe, Au	Раствор H ₂ SO ₄ в контакте с воздухом
458	Fe, Bi	Морская вода
459	Zn, Cr	Раствор NaOH
460	Ni, Au	Раствор H ₂ SO ₄ при отсутствии в окружающей среде кислорода
461	Fe, Mn	Влажный грунт
462	Mn, Ni	Раствор HCl
463	Cd, Ag	Речная вода
464	Fe, Pb	Влажный воздух

4.16. Химия углерода. Высокомолекулярные соединения (ВМС)

4.16.1. Примеры решения задач

Пример 1. Укажите вид гибридизации валентных орбиталей каждого атома углерода в молекулах этана и 2-пентена. Сколько всего в каждой из этих молекул σ - и π -связей?

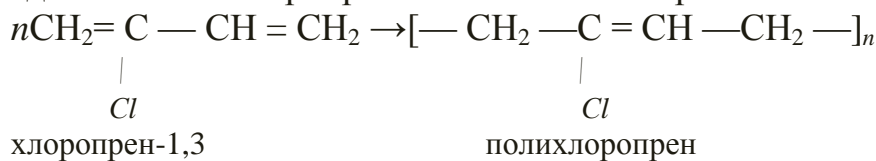
Решение. Этан $\text{CH}_3 - \text{CH}_3$ является алканом, т.е. предельным углеводородом, имеющим ковалентные $\text{C} - \text{C}$ -связи, образованные за счет осевого перекрывания АО. Связи $\text{C} - \text{H}$ также ковалентные. Их называют σ -связями. В этане семь σ -связей: одна σ -связь $\text{C} - \text{C}$ и шесть σ -связей $\text{C} - \text{H}$. Атом углерода находится в состоянии sp^3 -гибридизации.

1 2 3 4 5

В молекуле 2-пентена $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ двойная связь образована одной σ -связью С — С и одной π -связью. Оба атома углерода при двойной связи находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. В молекуле пентена-2 четырнадцать σ -связей: четыре σ -связи С — С, десять σ -связей С — Н и одна π -связь. Атомы углерода 1, 4, 5 находятся в состоянии sp^3 -гибридизации.

Пример 2. Приведите уравнение реакции полимеризации хлоропрена. Где используют этот полимер?

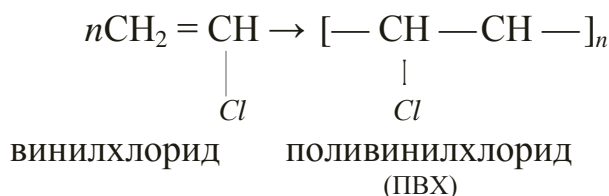
Решение. Мономерами являются ненасыщенные органические соединения, содержащие π -связь. В реакции полимеризации образуются новые углерод-углеродные связи. Хлоропрен является мономером:



где n — степень полимеризации. Структура в квадратных скобках, повторяющаяся в ВМС n раз, называется элементарным звеном полимера. Полихлоропрен обладает высокой механической стойкостью к истиранию и используется в производстве резины.

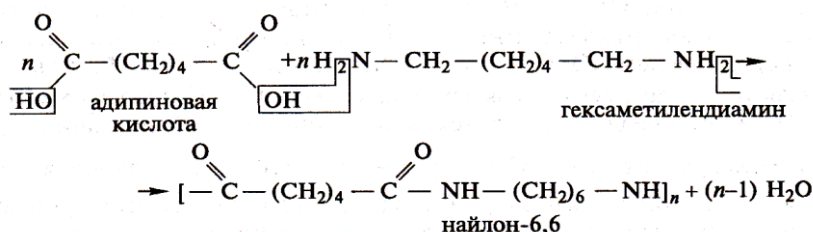
Пример 3. Чем отличаются реакции полимеризации от реакций поликонденсации? Приведите примеры.

Решение. В реакции полимеризации исходными соединениями являются мономеры, содержащие π -связи. В результате реакции полимеризации образуются новые связи С—С:



Никаких побочных продуктов при этом не образуется.

В реакции поликонденсации участвуют не менее двух бифункциональных соединений, реагирующих между собой с образованием ВМС и какого-либо побочного продукта реакции. В качестве примера можно привести взаимодействие адипиновой кислоты, содержащей две карбоксильные группы —СООН, с гексаметилендиамином, содержащим две аминогруппы —NH₂:



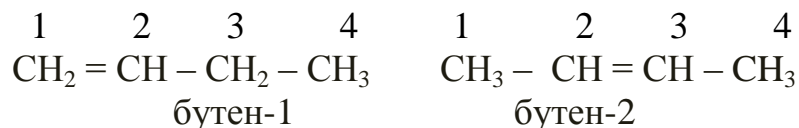
Цифры 6,6 относятся к числу атомов углерода в исходной двухосновной кислоте и в диамине.

В данном примере поликонденсации побочным продуктом реакций является вода H_2O , число молей которой ($n - 1$), так как в структуре продукта реакции (макромолекулы) остаются свободными концевые функциональные группы $-COOH$ и $-NH_2$.

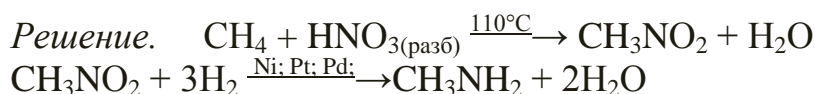
Пример 4. Назовите соединения по систематической (ИЮПАК) номенклатуре:

1) $CH_3 - CH_2 - CH_2 - CH_3$; 2) $CH_2 = CH - CH_2 - CH_3$; 3) $CH_3 - CH = CH - CH_3$

Решение. Первое соединение относится к классу алканов, для которых имеются тривиальные названия: CH_4 метан; $CH_3 - CH_3$ этан; $CH_3 - CH_2 - CH_3$ пропан. Углеводород C_4H_{10} — это бутан. Названия последующих углеводородов (гомологов) происходят от греческих названий числительных: C_5H_{12} пентан; C_6H_{14} гексан и т.д. с окончанием *-ан*. Второе и третье соединения — это представители класса алкенов, содержащих π -связи, для которых окончание *-ан* заменяют на *-ен* и цифрой обозначают атом углерода, от которого начинается π -связь. Для этого нумеруют атомы углерода в молекулах с той стороны, ближе к окончанию которой начинается π -связь



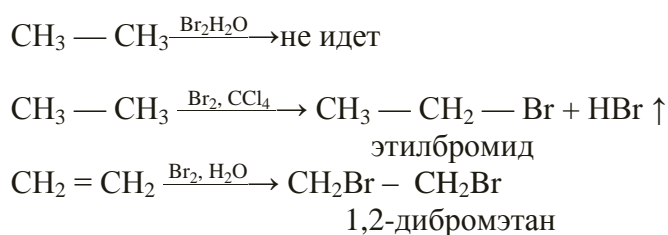
Пример 5. Приведите уравнения реакций получения метиламина CH_3NH_2 , исходя из метана CH_4 через нитрометан CH_3NO_2 . Укажите условия реакций.



Ni, Pt, Pd — катализаторы процесса гидрирования соединений молекулярным водородом.

Пример 6. С помощью каких реакций можно качественно отличить этен от этана?

Решение. Алкены содержат реакционноспособную π -связь. Для них характерны реакции присоединения (H_2 , Br_2 , NaI и т.д.). По месту разрыва π -связи к этену (этилену) присоединяются галогены (обесцвечивается раствор брома в воде — бромная вода). Для алканов и, в частности, для этана реакции присоединения невозможны. Замещение атомов водорода в алканах, но не присоединение, наблюдается, если атакующий галоген растворен в растворителе, не содержащем воды, например, в тетрахлориде углерода CCl_4 . Реакция протекает с выделением галогеноводорода (белый дымок на воздухе). Схематично реакции можно представить в следующем виде:



4.16.2. Контрольные задания

465. Укажите вид гибридизации валентных орбиталей атома углерода в молекулах метана, этилена и ацетилена. Приведите уравнение реакции промышленного метода получения ацетилена исходя из метана.

466. Почему температура кипения диэтилового эфира $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{O} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ ($34,6^\circ\text{C}$) меньше, чем температура кипения этанола $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH}$ ($78,4^\circ\text{C}$)?

467. Сколько всего σ - и π -связей в молекуле: этана, пропена, пропина? Укажите виды гибридизации валентных орбиталей каждого атома углерода в этих соединениях. Приведите уравнение реакции полимеризации пропена до полипропилена.

468. Дайте определение понятиям мономер, полимер и степень полимеризации. Чем отличается реакция полимеризации от поликонденсации?

469. Приведите уравнение реакции полимеризации стирола $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH} = \text{CH}_2$. Где используют полистирол?

470. Сколько π - и σ -связей в молекуле мономера природного каучука — изопрена (C_5H_8)? Укажите виды гибридизации валентных орбиталей каждого из атомов углерода в этом мономере. Напишите уравнение реакции полимеризации изопрена.

471. Сформулируйте понятия: мономер, высокомолекулярное соединение и пластмасса. Сколько π - и σ -связей в молекуле мономера $\text{F}_2\text{C} = \text{CF}_2$, используемого в производстве фторопластов? Укажите вид гибридизации валентных орбиталей атомов углерода в этом мономере и напишите уравнение реакции его полимеризации.

472. Приведите уравнения реакций полимеризации мономеров: 1) $\text{CH}_2 = \text{CHCl} \rightarrow$ поливинилхлорид; 2) $\text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH} = \text{CH}_2 \rightarrow$ полистирол. Сколько π - и σ -связей в молекуле винилхлорида?

473. Назовите полимеры, содержащие атомы галогенов; укажите их практическое применение.

474. Назовите класс соединений, молекулы которого построены из звеньев CH_2 . Составьте формулу простейшего соединения, содержащего минимальное число таких групп. Укажите вид гибридизации валентных орбиталей атома углерода в этом соединении.

475. Как исходя из бензола C_6H_6 можно получить анилин $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ через нитробензол $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2$? Приведите условия и уравнения соответствующих реакций.

476. С какими соединениями будет реагировать бромная вода: 1) симметричный тетрахлорэтан $\text{Cl}_2\text{CH} - \text{CHCl}_2$; 2) 2-гексен; 3) пропен; 4) пропан? По каким внешним признакам можно судить о протекании реакций? Напишите соответствующие уравнения реакций.

477. Какие типы химических реакций характерны для алканов и алкенов? Приведите примеры.

478. Какие продукты получают при дегидрировании этана и пропана? Напишите уравнения реакций полимеризации этих продуктов.

479. С помощью каких химических реакций можно отличить этанол C_2H_5OH от фенола C_6H_5OH ? Приведите соответствующие уравнения реакций.

480. Приведите формулу этиленгликоля. Где применяется этот двухатомный спирт?

481. Приведите примеры природных и синтетических высокомолекулярных соединений (полимеры). Каково практическое применение целлюлозы $(C_6H_{10}O_5)_x$?

482. Почему для контакта с пищевыми продуктами допускается только полиэтилен высокого давления, а полиэтилен низкого давления не допускается? Напишите уравнение реакции полимеризации этилена.

483. Напишите уравнение реакции получения ценного фенопласта — фенолоформальдегидной смолы. Каковы области ее применения?

484. К какому типу химических реакций относится синтез белков? Сколько аминокислот участвуют в синтезе белков? Почему водные растворы аминокислот имеют нейтральную реакцию?

4.17. Свойства s-элементов

4.17.1. Контрольные задания

485. Какой соли по массе — хлорида калия, хлорида магния или хлорида алюминия — потребуется больше при реакции с избытком серной кислоты для получения 1 моль хлороводорода, если все реакции проводились до стадии образования среднего сульфата?

486. Вода океанов содержит в среднем в 1 л 27,6 г хлорида натрия, 0,8 г хлорида калия, 3,2 г хлорида магния, 2,1 г сульфата магния и 1,3 г сульфата кальция. Какую примерно массу хлороводорода можно получить, если остаток, образующийся после выпаривания 1 м³ воды океана, обработать серной кислотой?

487. Действием избытка нитрата серебра на раствор бромида натрия был получен осадок массой 0,251 г. Вычислите, сколько граммов бромида натрия содержалось в растворе.

488. При взаимодействии галогенида кальция массой 0,200 г с раствором нитрата серебра получился галогенид серебра массой 0,376 г. Исходя из этих данных, решите, какая соль кальция взята для анализа.

489. Медно-калийное удобрение содержит 56,8 % K_2O и 1 % меди. Сколько процентов это составит в пересчете на хлорид калия и медный купорос $CuSO_4 \cdot 6H_2O$?

490. Напишите уравнения реакций взаимодействия раствора гидроксида натрия с хлором (на холоде и при нагревании); с диоксидом углерода и с диоксидом серы (VI).

491. Какие металлы называют щелочными? В каком виде они находятся в природе и как их получают в виде простых веществ?

492. Какие соединения называют гашеной и негашеной известью? Составьте уравнения реакций их получения. Чем можно объяснить затвердевание смеси алебаstra с водой?

493. Гидроксид какого *s*-элемента обладает амфотерными свойствами? Приведите уравнения реакций, подтверждающих амфотерность этого *s*-элемента.

494. Какое свойство *s*-элементов характеризует их в качестве активных восстановителей? Как изменяется по мере увеличения порядкового номера *s*-элемента в IA- и IIA-группах их восстановительная способность?

495. Какое количество металлического лития вступило в реакцию с водой, если при этом выделился водород объемом 1 л?

496. При взаимодействии смеси гидроксида натрия и гидроксида калия массой 3,58 г с соляной кислотой образовались хлориды массой 5,04 г. Каков был состав исходной смеси?

497. Важнейший минерал бериллия, берилл, имеет состав $\text{Al}_2\text{Be}_3\text{Si}_6\text{O}_{18}$ (брутто-формула). Изобразите состав минерала берилла через формулы оксидов.

498. Вычислите, сколько граммов кальция в виде ионов поступает в организм при приеме внутрь столовой ложки (15 мл) раствора, содержащего в 100 мл 5 г $\text{CaCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$.

4.18. Свойства *p*-элементов

4.18.1. Контрольные задания

499. Сколько граммов гашеной извести необходимо взять для получения из нашатыря (хлорида аммония) NH_4Cl такого количества аммиака, чтобы можно было приготовить 1 кг 17 %-го водного раствора аммиака?

500. 3,4 г аммиака смешано с 8 г хлороводорода. Какое новое вещество получилось и сколько его молей должно образоваться в результате реакции?

501. Так называемая царская водка получается смешением концентрированных хлороводородной (соляной) и азотной кислот. Найдите, в каком объемном соотношении нужно взять 35 %-ю хлороводородную кислоту ($\rho = 1,174$ г/см³) и 98 %-ю азотную кислоту ($\rho = 1,501$ г/см³), чтобы состав царской водки выражался соотношением 3 моль HCl на 1 моль HNO_3 .

502. Сколько тонн фосфорита, содержащего 65 % (по массе) $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, нужно взять, чтобы получить из него 1 т фосфора, если считать, что потери фосфора в производстве составляют 3 %?

503. Обогащенный хибинский апатит содержит в среднем 40 % P_2O_5 (по массе). Сколько килограммов такого апатита потребуется для получения 98 кг ортофосфорной кислоты?

504. Сколько тонн аммиачной селитры, содержащей 98 % NH_4NO_3 , понадобится для внесения на площади 15 га под пшеницу и на 10 га под картофель при следующих нормах: для пшеницы 50 кг азота на 1 га, для картофеля 60 кг азота на 1 га?

505. Растение в солнечный день поглощает около 5 г углекислого газа на каждый квадратный метр своей листовой поверхности. Рассчитайте, сколько приблизительно граммов углерода накопит за день подсолнечник, листовая поверхность которого 1,8 м².

506. Кристаллический карбонат натрия массой 11,44 г образует 4,24 г безводной соли. Вычислите число молекул воды в формуле кристаллической соли.

507. После озонирования некоторого объема кислорода наблюдалось уменьшение объема на 5 мл. Сколько миллилитров озона образовалось и сколько миллилитров кислорода на это израсходовано?

508. В зернохранилищах для истребления насекомых часто сжигают серу, исходя из норм 24 г на 1 м³ помещения. Рассчитайте, сколько килограммов оксида серы (IV) должно получиться при дегазации помещения объемом 100 м³.

509. Сколько килограммов сернистого газа SO₂ должно получиться при обжиге 1 т колчедана, содержащего 48 % серы, если при этом в огарке остается 1 % имевшейся в колчедане серы?

510. Из 320 т серного колчедана, содержащего 45 % серы, было получено 405 т серной кислоты (в пересчете на 100 %-ю). Вычислите выход кислоты (процент использования серы).

511. В баллоне содержится 30 кг жидкого хлора. Какой объем займет эта масса в виде газа при нормальных условиях?

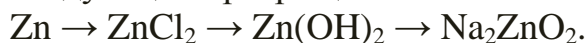
512. Путем нагревания алюминия в токе хлора было получено 26,7 г хлорида алюминия. Сколько граммов хлора прореагировало?

4.19. Свойства *d*-элементов

4.19.1. Контрольные задания

513. Какие вещества должны получиться после того, как закончится реакция между 15 г цинка и 6,4 г серы? Каковы массы продуктов реакции?

514. Напишите уравнения реакций, с помощью которых можно последовательно осуществить следующие превращения:

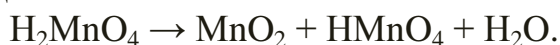


515. Восстанавливая углем соединение Fe(CrO₂)₂ (хромистый железняк), получают феррохром, используемый в металлургии. Определите массовую долю хрома в этом сплаве, считая, что других компонентов, кроме железа и хрома, он не содержит. Напишите уравнение реакции восстановления углем хромистого железняка.

516. Почему MnO₂ проявляет как окислительные, так и восстановительные свойства? Исходя из электронных уравнений, закончите уравнения реакций:



517. На основании электронных уравнений подберите коэффициенты в уравнении реакции, идущей по схеме:



518. Составьте электронные и молекулярные уравнения реакций, протекающих между перманганатом калия и нитритом калия: а) в сернокислой среде; б) в нейтральной среде; в) в сильнощелочной среде.

519. Сколько железного купороса можно получить при растворении в разбавленной серной кислоте 140 г железа?

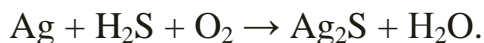
520. Сколько миллилитров гидроксида натрия, содержащего 0,02 г NaOH в 1 мл, необходимо взять, чтобы перевести 1,25 г хлорида железа $\text{FeCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ в гидроксид железа $\text{Fe}(\text{OH})_3$?

521. Сколько тонн оксида углерода (II) должно вступить в реакцию для полного восстановления 320 т оксида железа (III)?

522. Составьте уравнения реакций получения марганца алюмотермическим путем: а) из оксида марганца (IV); б) из оксида состава Mn_3O_4 .

523. В железной руде содержится (по массе) 80 % Fe_3O_4 и 10 % SiO_2 ; остальное — другие примеси. Каковы массовые доли железа и кремния в этой руде?

524. Как известно, серебряные изделия на воздухе, содержащем следы сероводорода, постепенно темнеют. Это обусловлено процессом, протекающим по схеме:



Преобразуйте эту схему в уравнение реакции, составив электронные уравнения, и укажите, к какому типу эта реакция относится.

5. Варианты контрольных заданий

Одна контрольная работа

№ варианта	Номера задач											
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12
1	1	26	76	101	126	151	175	225	295	340	390	440
2	2	75	77	102	127	152	176	226	296	341	391	441
3	3	27	78	103	128	153	177	227	297	342	392	442
4	4	74	79	104	129	174	178	228	298	343	393	443
5	5	28	80	105	130	173	179	229	299	344	394	444
6	6	73	81	106	131	172	180	230	300	345	395	445
7	7	29	82	107	132	171	181	231	301	389	396	446
8	8	72	83	108	133	170	182	232	302	388	397	447
9	9	30	84	109	134	169	183	233	303	387	398	448
10	10	71	85	110	135	168	184	234	304	386	399	449
11	11	31	86	111	136	167	185	235	305	385	400	450
12	12	70	87	112	137	166	186	236	306	384	439	451
13	13	32	88	113	138	165	187	237	307	383	438	452
14	14	69	89	114	139	164	188	238	308	382	437	453
15	15	33	90	115	140	163	189	239	309	381	436	454
16	16	68	91	116	141	162	190	240	310	380	435	455
17	17	34	92	117	142	161	191	241	311	346	434	456
18	18	67	93	118	143	160	192	242	312	347	433	457
19	19	35	94	119	144	159	193	243	313	348	401	458
20	20	66	95	120	145	158	194	244	314	349	402	459
21	21	36	96	121	146	157	195	245	315	350	403	460
22	22	65	97	122	147	156	196	246	316	351	404	461
23	23	37	98	123	148	155	197	247	317	352	405	462
24	24	54	99	124	149	154	198	248	318	353	406	463
25	25	38	100	125	150	153	199	249	319	354	407	464

Две контрольные работы

Вариант	№ работы	Номера задач
01	1	25; 39; 100; 101; 126; 151; 175; 212; 225; 262
	2	275; 320; 359; 427; 440; 477; 485; 510
02	1	24; 63; 99; 102; 127; 152; 176; 213; 226; 263
	2	276; 321; 360; 426; 441; 478; 486; 511
03	1	23; 40; 98; 103; 128; 153; 177; 214; 227; 264
	2	277; 322; 361; 425; 442; 479; 487; 512
04	1	22; 41; 97; 104; 129; 154; 178; 215; 228; 265
	2	278; 323; 362; 424; 443; 480; 488; 513
05	1	21; 42; 96; 105; 130; 155; 179; 216; 229; 266
	2	279; 324; 363; 423; 444; 481; 489; 514

06	1	20; 43; 95; 106; 131; 156; 180; 217; 230; 267
	2	280; 325; 364; 422; 445; 482; 490; 515
07	1	19; 44; 94; 107; 133; 157; 181; 218; 231; 268
	2	281; 326; 365; 421; 446; 483; 491; 516
08	1	18; 45; 93; 108; 133; 158; 182; 219; 232; 269
	2	282; 327; 366; 420; 447; 484; 492; 517
09	1	17; 62; 92; 109; 134; 159; 183; 220; 233; 270
	2	283; 328; 367; 419; 448; 465; 493; 518
10	1	16; 61; 91; 110; 135; 160; 184; 221; 234; 271
	2	284; 329; 368; 418; 449; 466; 494; 519
11	1	15; 60; 90; 111; 136; 161; 185; 222; 235; 272
	2	285; 330; 369; 417; 450; 468; 495; 520
12	1	14; 59; 89; 112; 137; 162; 186; 223; 236; 273
	2	286; 331; 340; 416; 451; 470; 496; 521
13	1	13; 58; 88; 113; 138; 163; 187; 224; 237; 274
	2	287; 332; 345; 415; 452; 472; 497; 522
14	1	12; 57; 75; 114; 139; 174; 199; 200; 238; 261
	2	288; 333; 355; 408; 453; 465; 498; 523
15	1	11; 46; 76; 115; 140; 173; 198; 201; 239; 260
	2	289; 334; 356; 409; 454; 466; 499; 524
16	1	10; 47; 77; 116; 141; 172; 197; 202; 240; 259
	2	290; 335; 377; 410; 455; 467; 500; 485
17	1	9; 48; 78; 117; 142; 171; 196; 203; 241; 258
	2	291; 336; 376; 411; 456; 468; 501; 487
18	1	8; 49; 79; 118; 143; 170; 195; 204; 242; 257
	2	292; 337; 375; 412; 457; 469; 502; 489
19	1	7; 50; 80; 119; 144; 169; 194; 205; 243; 256
	2	293; 338; 374; 413; 458; 470; 503; 490
20	1	6; 51; 81; 120; 145; 168; 193; 206; 244; 255
	2	294; 339; 373; 414; 459; 471; 504; 492
21	1	5; 52; 82; 121; 146; 167; 192; 207; 245; 254
	2	475; 295; 372; 432; 460; 472; 505; 494
22	1	4; 53; 83; 122; 147; 166; 191; 208; 246; 253
	2	276; 300; 371; 431; 461; 473; 506; 496
23	1	3; 54; 84; 123; 148; 165; 190; 209; 247; 252
	2	277; 305; 370; 430; 462; 474; 507; 513
24	1	2; 55; 85; 124; 149; 164; 189; 210; 248; 251
	2	278; 310; 357; 429; 462; 475; 508; 515
25	1	1; 56; 86; 125; 150; 163; 188; 211; 249; 250
	2	279; 315; 358; 428; 463; 476; 509; 517

Приложение

II 1

Строение атома

№ п/п	Атом	Атомный радиус, $r_{ат}$	Энергия ионизации, $E_{и1}$, эВ	Сродство атомов к электрону, E , эВ	Электроотрицательность
1	H	0,046	13,599	0,7542	2,1
2	He	0,122	24,588	- 0,22	-
3	Li	0,155	5,392	0,591	1,0
4	Be	0,113	9,323	- 0,19	1,5
5	B	0,091	8,298	0,30	2,0
6	C	0,077	11,260	1,27	2,5
7	N	0,071	14,534	- 0,21	3,0
8	O	-	13,618	1,467	3,5
9	F	-	17,423	3,448	4,0
10	Ne	0,160	21,565	1,28	-
11	Na	0,189	5,139	~ 0,34	0,9
12	Mg	0,160	7,646	- 0,22	1,2
13	Al	0,143	5,986	0,5	1,5
14	Si	0,134	8,152	1,84	1,8
15	P	0,130	10,487	0,8	2,1
16	S	-	10,360	2,077	2,5
17	Cl	-	12,968	3,614	3,0
18	Ar	0,192	15,760	- 0,37	-
19	K	0,236	4,341	0,5	0,8
20	Ca	0,197	6,113	- 1,93	1,0
21	Sc	0,164	6,562	- 0,73	1,3
22	Ti	0,146	6,82	0,39	1,5
23	V	0,134	6,740	0,65	1,6
24	Cr	0,127	6,765	~ 0,98	1,6
25	Mn	0,130	7,435	- 0,97	1,5
26	Fe	0,126	7,893	~ 0,58	1,8
27	Co	0,125	7,87	~ 0,94	1,9
28	Ni	0,124	7,635	-	1,9
29	Cu	0,128	7,726	1,226	1,9
30	Zn	0,139	9,394	0,09	1,6
31	Ga	0,139	5,998	0,39	1,6
32	Ge	0,139	7,900	1,74	1,8
33	As	0,148	9,82	-	2,0
34	Se	0,160	9,752	2,020	2,4
35	Br	-	11,84	3,37	2,8
36	Kr	0,198	14,000	- 0,42	-

№ п/п	Атом	Атомный радиус	Энергия ионизации $E_{и1}$, эВ	Сродство атомов к электрону, E , эВ	Электроотрица- тельность
37	Rb	0,248	4,177	0,6	0,8
38	Sr	0,215	5,694	- 1,51	1,0
39	Y	0,181	6,217	-0,4	1,2
40	Zr	0,160	6,837	0,45	1,4
41	Nb	0,145	6,882	1,13	1,6
42	Mo	0,139	7,10	1,18	1,8
43	Tc	0,136	7,28	1,0	1,9
44	Ru	0,134	7,366	-	2,2
45	Rh	0,134	7,46	1,68	2,2
46	Pd	0,137	8,336	1,02	2,2
47	Ag	0,144	7,576	1,301	1,9
48	Cd	0,156	8,994	- 0,27	1,7
49	In	0,166	5,786	-	1,7
50	Sn	0,158	7,344	-	1,8
51	Sb	0,161	8,46	0,99	1,9
52	Te	0,170	9,010	~ 2	2,1
53	I	-	10,451	3,08	2,5
54	Xe	0,218	12,130	- 0,45	-
55	Cs	0,268	3,894	0,39	0,7
56	Ba	0,221	5,211	- 0,48	0,9
57	La	0,187	5,577	0,55	1,0 – 1,2
58	Ce	0,183	5,47	-	1,0 – 1,2
59	Pr	0,182	5,42	-	1,0 – 1,2
60	Nd	0,182	5,49	1,13	1,0 – 1,2
61	Pm	-	5,55	-	1,0 – 1,2
62	Sm	0,181	5,63	-	1,0 – 1,2
63	Eu	0,202	5,664	-	1,0 – 1,2
64	Gd	0,179	6,16	-	1,0 – 1,2
65	Tb	0,177	5,85	-	1,0 – 1,2
66	Dy	0,177	5,93	-	1,0 – 1,2
67	Ho	0,176	6,02	-	1,0 – 1,2
68	Er	0,175	6,10	-	1,0 – 1,2
69	Tm	0,174	6,181	-	1,0 – 1,2
70	Yb	0,193	6,25	-	1,0 – 1,2
71	Lu	0,174	5,426	-	1,0 – 1,2
72	Hf	0,159	7,5	- 0,63	1,3
73	Ta	0,146	7,89	0,15	1,5
74	W	0,140	7,98	~ 0,5	1,7

№ п/п	Атом	Атомный радиус	Энергия ионизации $E_{и1}$, эВ	Сродство атомов к электрону, E , эВ	Электроотрицательность
75	Re	0,137	7,88	0,15	1,9
76	Os	0,135	8,5	1,44	2,2
77	Ir	0,135	9,1	1,97	2,2
78	Pt	0,138	8,9	2,218	2,2
79	Au	0,144	9,226	2,309	2,4
80	Hg	0,160	10,438	- 0,19	1,9
81	Tl	0,171	6,108	~ 0,5	1,8
82	Pb	0,175	7,417	-	1,9
83	Bi	0,182	7,287	-	2,0
84	Po	-	8,43	1,32	2,2
85	At	-	9,2	2,81	-
86	Rn	-	10,749	1,5	-
87	Fr	0,280	3,98	-	0,7
88	Ra	0,235	5,279	-	0,9
89	Ac	0,203	5,1	-	1,1 -1,4
90	Th	0,180	6,1	-	1,1 -1,4
91	Pa	0,162	5,9	-	1,1 -1,4
92	U	0,153	6,19	-	1,1 -1,4
93	Np	0,150	6,2	-	1,1 -1,4
94	Pu	0,162	6,06	-	1,1 -1,4
95	Am	-	5,99	-	1,1 -1,4
96	Cm	-	6,09	-	1,1 -1,4
97	Bk	-	6,30	-	1,1 -1,4
98	Cf	-	6,4	-	1,1 -1,4
99	Es	-	6,5	-	1,1 -1,4
100	Fm	-	6,6	-	1,1 -1,4
101	Md	-	6,7	-	1,1 -1,4
102	(No)	-	6,8	-	1,1 -1,4

Термодинамические свойства простых веществ, соединений в водных растворах
Простые вещества

Вещество	$\Delta f^i, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^o,$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^o 298,$ кДж/моль
Ag (кр.)	0	42,55	0
Al (кр.)	0	28,33	0
As (серый)	0	35,61	0
Au (кр.)	0	47,40	0
B (кр.)	0	5,86	0
Ba-α	0	60,67	0
Be (кр.)	0	9,54	0
Bi (кр.)	0	56,90	0
Br ₂ (ж.)	0	152,21	0
Br ₂ (г.)	30,91	245,37	3,14
C (алмаз)	1,83	2,37	2,83
C (графит)	0	5,74	0
Ca-α	0	41,63	0
Cd-α	0	51,76	0
Cl ₂ (г.)	0	222,98	0
Co-α	0	30,04	0
Cr (кр.)	0	23,64	0
Cs (кр.)	0	84,35	0
Cu (кр.)	0	33,14	0
F ₂ (г.)	0	202,67	0
Fe-α	0	27,15	0
Ga (кр.)	0	41,09	0
Ge (кр.)	0	31,09	0
H ₂ (г.)	0	130,52	0
Hg (ж.)	0	75,90	0
Hg (г.)	61,30	174,85	31,80
I ₂ (кр.)	0	116,14	0
I ₂ (г.)	62,43	260,60	19,39
In (кр.)	0	57,82	0
K (кр.)	0	64,18	0
La (кр.)	0	56,90	0
Li (кр.)	0	28,24	0
Mg (кр.)	0	32,68	0
Mn-α	0	32,01	0
Mo (кр.)	0	28,62	0
N ₂ (г.)	0	191,50	0

Вещество	$\Delta \hat{I}_f^i, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^o,$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^o 298,$ кДж/моль
Na (кр.)	0	51,21	0
Ni-α	0	29,87	0
O ₂ (г.)	0	205,04	0
O ₃ (г.)	142,26	238,82	162,76
P (бел.)	0	41,09	0
P (красн.)	-17,45	22,80	-12,00
Pb (кр.)	0	64,81	0
Pt (кр.)	0	41,55	0
Rb (кр.)	0	76,23	0
Sb (кр.)	0	45,69	0
Se (кр.)	0	42,44	0
Si (кр.)	0	18,83	0
Sn (бел.)	0	51,55	0
Sr (кр.)	0	55,69	0
Te (кр.)	0	49,50	0
Ti-α	0	30,63	0
Tl-α	0	64,18	0
W (кр.)	0	32,64	0
Zn (кр.)	0	41,63	0

Неорганические соединения

Вещество	$\Delta \hat{I}_f^i, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^o,$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^o 298,$ кДж/моль
ArBr (кр.)	-100,42	107,11	-97,02
ArCl (кр.)	-126,78	96,23	-109,54
AgI-α	-61,92	115,48	-66,35
AgNO ₃ -α	-124,52	140,92	-33,60
Ag ₂ O (кр.)	-30,54	121,75	-10,90
Ag ₂ S-α	-31,80	143,51	-39,70
Ag ₂ SO ₄ (кр.)	-715,88	200,00	-618,36
AlBr ₃ (кр.)	-513,38	180,25	-490,60
AlCl ₃ (кр.)	-704,17	109,29	-628,58
AlF ₃ -α	-1510,42	66,48	-1431,15
Al ₂ O ₃ (корунд)	-1675,69	50,92	-1582,27
Al ₂ (SO ₄) ₃ (кр.)	-3441,80	239,20	-3100,87
AsCl ₃ (ж.)	-305,01	216,31	-259,16
AsCl ₃ (г.)	-270,34	328,82	-258,04

Вещество	$\Delta \overset{i}{f}, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^{\circ},$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^{\circ} 298,$ кДж/моль
As ₂ O ₃ (клаудетит)	-653,37	122,72	-577,03
As ₂ O ₃ (арсенолит)	-656,89	108,32	-576,16
As ₂ O ₅ (кр.)	-921,32	105,44	-478,69
BCl ₃ (г.)	-402,96	290,08	-387,98
BF ₃ (г.)	-1136,58	254,01	-1119,93
B ₂ O ₃ (кр.)	-1270,43	53,84	-1191,29
BaCO ₃ (кр.)	-1210,85	112,13	-1132,77
BaCl ₂ (кр.)	-859,39	123,64	-811,71
Ba(NO ₃) ₂ (кр.)	-992,07	213,80	-797,23
BaO (кр.)	-553,54	70,29	-525,84
Ba(OH) ₂ (кр.)	-943,49	100,83	-855,42
BaSO ₄ (кр.)	-1458,88	132,21	-1348,43
BeO (кр.)	-598,73	14,14	-569,54
BeSO ₄ (кр.)	-1200,81	77,97	-1089,45
Bi ₂ O ₃ (кр.)	-570,70	151,46	-490,23
CO (г.)	-110,53	197,55	-137,15
CO ₂ (г.)	-393,51	213,66	-394,37
COCl ₂ (г.)	-219,50	283,64	-205,31
CS ₂ (г.)	116,70	237,77	66,55
CS ₂ (ж.)	88,70	151,04	64,41
CaC ₂ -α	-59,83	69,96	-64,85
CaCO ₃ (кальцит)	-1206,83	91,71	-1128,35
CaCl ₂ (кр.)	-795,92	108,37	-749,34
CaF ₂ -α	-1220,89	68,45	-1168,46
CaHPO ₄ (кр.)	-1808,56	111,38	-1675,38
Ca(H ₂ PO ₄) ₂ (кр.)	3114,57	189,54	-2811,81
Ca(NO ₃) ₂ (кр.)	-938,76	193,30	-743,49
CaO (кр.)	-635,09	38,07	-603,46
Ca(OH) ₂ (кр.)	-985,12	83,39	-897,52
CaS (кр.)	-476,98	56,61	-471,93
CaSO ₄ (ангидрит)	-1436,28	106,69	-1323,90
Ca ₃ (PO ₄) ₂ -α	-4120,82	235,98	-3884,9
CdCl ₂ (кр.)	-390,79	115,27	-343,24
CdO (кр.)	-258,99	54,81	-229,33
CdS (кр.)	-156,90	71,13	-153,16
CdSO ₄ (кр.)	-934,41	123,05	-823,88
CoCl ₂ (кр.)	-312,54	109,29	-269,69
CoSO ₄ (кр.)	-867,76	113,39	-760,83
CrCl ₂ (кр.)	-556,47	123,01	-486,37

Вещество	$\Delta \overset{i}{f}, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^{\circ},$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^{\circ} 298,$ кДж/моль
CrO ₃ (кр.)	-590,36	73,22	-513,44
Cr ₂ O ₃ (кр.)	-1140,56	81,17	-1058,97
CsCl (кр.)	-442,83	101,18	-414,61
CsI (кр.)	-336,81	125,52	-331,77
CsOH (кр.)	-406,68	77,82	-354,71
CuCl (кр.)	-137,24	87,02	-120,06
CuCl ₂ (кр.)	-205,85	108,07	-161,71
CuO (кр.)	-162,00	42,63	-134,26
CuS (кр.)	-53,14	66,53	-53,58
CuSO ₄ (кр.)	-770,90	109,20	-661,79
Cu ₂ O (кр.)	-173,18	92,93	-150,56
Cu ₂ S (кр.)	-79,50	120,92	-86,27
FeCO ₃ (кр.)	-738,15	95,40	-665,09
FeO (кр.)	-264,85	60,75	-244,30
FeS-α	-100,42	60,29	-100,78
FeSO ₄ (кр.)	-927,59	107,53	-819,77
FeS ₂ (кр.)	-177,40	52,93	-166,05
Fe ₂ O ₃ (кр.)	-822,16	87,45	-740,34
Fe ₃ O ₄ (кр.)	-1117,13	146,19	-1014,17
Ga ₂ O ₃ (кр.)	-1089,10	84,98	-998,24
GeO ₂ (гексаг.)	-554,71	55,27	-500,79
GeO ₂ (тетраг.)	-580,15	39,71	-521,59
HBr (г.)	-36,38	198,58	-53,43
HCN (г.)	132,00	201,71	121,58
HCl (г.)	-92,31	186,79	-95,30
HF (г.)	-273,67	173,67	-275,41
HI (г.)	26,36	206,48	1,58
HNCS (г.)	127,61	248,03	112,89
HNO ₃ (ж.)	-173,00	156,16	-79,90
HNO ₃ (г.)	-133,91	266,78	-73,78
H ₂ O (кр.)	-291,85	(39,33)	-
H ₂ O (ж.)	-285,83	69,95	-237,23
H ₂ O (г.)	-241,81	188,72	-228,61
H ₂ O ₂ (ж.)	-187,86	109,60	-120,52
H ₂ O ₂ (г.)	-135,88	234,41	-105,74
H ₂ S (г.)	-20,60	205,70	-33,50
H ₂ SO ₄ (ж.)	-813,99	156,90	-690,14
H ₃ PO ₄ (кр.)	-1279,05	110,50	-1119,20
H ₃ PO ₄ (ж.)	-1266,90	200,83	-1134,00

Вещество	$\Delta H_f^\circ, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^\circ,$ Дж моль · К	$\Delta G_f^\circ 298,$ кДж/моль
HgBr ₂ (кр.)	-169,45	170,31	-152,22
HgCl ₂ (кр.)	-228,24	140,02	-180,90
Hgl ₂ -α	-105,44	184,05	-130,05
HgO (красн.)	-90,88	70,29	-58,66
HgS (красн.)	-58,99	82,42	-51,42
In ₂ O ₃ (кр.)	-925,92	107,95	-831,98
In ₂ (SO ₄) ₃ (кр.)	-2725,50	302,08	-2385,87
KBr (кр.)	-393,80	95,94	-380,60
KCl (кр.)	-436,68	82,55	-408,93
KClO ₃ (кр.)	-391,20	142,97	-298,80
KClO ₄ (кр.)	-430,12	151,04	-300,58
KI (кр.)	-327,90	106,40	-323,18
KMnO ₄ (кр.)	-828,89	171,54	-729,14
KNO ₃ -α	-492,46	132,88	-392,75
KOH (кр.)	-424,72	79,28	-379,22
K ₂ CO ₃ (кр.)	-1150,18	155,52	-1064,87
K ₂ CrO ₄ (кр.)	-1385,74	200,00	-1277,84
K ₂ Cr ₂ O ₇	-2067,27	291,21	-1887,85
K ₂ SO ₄ (кр.)	-1433,69	175,56	-1316,04
LaCl ₃ (кр.)	-1070,68	144,35	-997,07
LiOH (кр.)	-484,67	42,78	-439,00
Li ₂ CO ₃ (кр.)	-1216,00	90,16	-1132,67
Li ₂ SO ₄ (кр.)	-1435,86	114,00	-1321,28
MgCO ₃ (кр.)	-1095,85	65,10	-1012,15
MgCl ₂ (кр.)	-644,80	89,54	-595,30
MgO (кр.)	-601,49	27,07	-569,27
Mg(OH) ₂ (кр.)	-924,66	63,18	-833,75
MgSO ₄ (кр.)	-1287,42	91,55	-1173,25
MnCO ₃ (кр.)	-881,66	109,54	-811,40
MnCl ₂ (кр.)	-481,16	118,24	-440,41
MnO (кр.)	-385,10	61,50	-363,34
MnO ₂ (кр.)	-521,49	53,14	-466,68
MnS (кр.)	-214,35	80,75	-219,36
NH ₃ (ж.)	-69,87	-	-
NH ₃ (г.)	-45,94	192,66	-16,48
NH ₄ Cl-β	-314,22	95,81	-203,22
NH ₄ NO ₃ (кр.)	-365,43	151,04	-183,93
(NH ₄) ₂ SO ₄ (кр.)	-1180,31	220,08	-901/53
NO (г.)	91,26	210,64	87,58

Вещество	$\Delta H_f^\circ, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^\circ,$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^\circ 298,$ кДж/моль
NaBr (кр.)	-361,41	86,82	-349,34
NaCl (кр.)	-411,12	72,13	-384,13
NaF (кр.)	-573,63	51,30	-543,46
NaHCO ₃ (кр.)	-947,30	102,10	-849,65
NaI (кр.)	-287,86	98,32	-284,59
NaNO ₃ -α	-466,70	116,50	-365,97
NaOH-α	-426,35	64,43	-380,29
NaOH (ж)	$\Delta f_{595}^{\text{вддд}} = 6,36$	-	-
Na ₂ CO ₃ -α	-1130,80	138,80	-1048,20
Na ₂ CO ₃ (ж.)	$\Delta f_{1127}^{\text{вддд}} = 33,00$	-	-
NaH ₂ PO ₄ (кр.)	-1544,90	127,57	-1394,24
Na ₂ HPO ₄ (кр.)	-1754,86	150,60	-1615,25
Na ₂ O (кр.)	-417,98	75,06	-379,26
Na ₂ S (кр.)	-374,47	79,50	-358,13
Na ₂ SO ₃ (кр.)	-1089,43	146,02	-1001,21
Na ₂ SO ₄ -α	-1387,21	149,62	-1269,50
Na ₂ SO ₄ (ж.)	$\Delta f_{1157}^{\text{вддд}} = 23,01$	-	-
Na ₂ S ₂ O ₃ (кр.)	-1117,13	(225)	(-1043)
Na ₂ SiO ₃ (кр.)	-1561,43	113,76	-1467,50
Na ₂ SiO ₃ (стекл.)	-1541,64	-	-
Na ₃ PO ₄ (кр.)	-1924,64	224,68	-1811,31
NO ₂ (г.)	34,19	240,06	52,29
N ₂ O (г.)	82,01	219,83	104,12
N ₂ O ₄ (г.)	11,11	304,35	99,68
N ₂ O ₅ (г.)	13,30	355,65	117,14
NaAlO ₂ (кр.)	-1133,03	70,29	-1069,20
PCl ₃ (ж.)	-320,91	218,49	-274,08
PCl ₃ (г.)	-287,02	311,71	-267,98
PCl ₅ (кр.)	-445,89	170,80	-318,36
PCl ₅ (г.)	-374,89	364,47	-305,10
P ₂ O ₃ (ж.)	(-1097)	(142)	(-1023)
P ₂ O ₅ (кр.)	-1507,2	140,3	-1371,7
P ₄ O ₁₀ (кр.)	-2984,03	228,86	-2697,60
P ₄ O ₁₀ (г.)	-2894,49	394,55	-2657,46
PbBr ₂ (кр.)	-282,42	161,75	-265,94
PbCO ₃ (кр.)	-699,56	130,96	-625,87
PbCl ₂ (кр.)	-359,82	135,98	-314,56
PbCl ₂ (г.)	-173,64	315,89	-182,02
PbI ₂ (кр.)	-175,23	175,35	-173,56

Вещество	$\Delta H_f^\circ, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^\circ,$ Дж моль · К	$\Delta G_f^\circ 298,$ кДж/моль
PbO (желт.)	-217,61	68,70	-188,20
PbO (красн.)	-219,28	66,11	-189,10
PbO ₂ (кр.)	-276,56	71,92	-217,55
PbS (кр.)	-100,42	91,21	-98,77
PbS (г.)	122,34	251,33	76,25
PbSO ₄ (кр.)	-920,48	148,57	-813,67
PtCl ₂ (кр.)	-106,69	219,79	-93,35
PtCl ₄ (кр.)	-229,28	267,88	-163,80
SO ₂ (г.)	-296,90	248,07	-300,21
SO ₃ (г.)	-395,85	256,69	-371,17
SbCl ₃ (кр.)	-381,16	183,26	-322,45
SbCl ₃ (г.)	-311,96	338,49	-299,54
Sb ₂ O ₃ (кр.)	-715,46	132,63	-636,06
Sb ₂ O ₅ (кр.)	-1007,51	125,10	-864,74
Sb ₂ S ₃ (черн.)	-157,74	181,59	-156,08
SiCl ₄ (ж.)	-687,85	239,74	-620,75
SiCl ₄ (г.)	-657,52	330,95	-617,62
SiF ₄ (г.)	-1614,94	282,38	-1572,66
SiH ₄ (г.)	34,73	204,56	57,18
SiO ₂ (кварц-α)	-910,94	41,84	-856,67
SiO ₂ (стекл.)	-903,49	46,86	-850,71
SnCl ₂ (кр.)	-330,95	131,80	-288,40
SnCl ₄ (ж.)	-528,86	258,99	-457,74
SnCl ₄ (г.)	-489,11	364,84	-449,55
SnO (кр.)	-285,98	56,48	-256,88
SnO (г.)	20,85	232,01	-2,39
SnO ₂ (кр.)	-580,74	52,30	-519,83
SnS-α	-110,17	76,99	-108,24
SrO (кр.)	-592,04	54,39	-562,10
SrSO ₄ (кр.)	-1444,74	117,57	-1332,42
TeCl ₄ (кр.)	-323,84	200,83	-236,00
TeF ₆ (г.)	-1369,00	335,89	-1273,11
TiCl ₄ (ж.)	-804,16	252,40	-737,32
TiCl ₄ (г.)	-763,16	354,80	-726,85
TiO ₂ (рутил)	-944,75	50,33	-889,49
WO ₃ (кр.)	-842,91	75,90	-764,11
ZnCO ₃ (кр.)	-812,53	80,33	-730,66
ZnCl ₂ (кр.)	-415,05	111,46	-369,39
ZnCl ₂ (г.)	-265,68	276,56	-269,24

Вещество	$\Delta H_f^\circ, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^\circ,$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^\circ 298,$ кДж/моль
ZnO (кр.)	-348,11	43,51	-318,10
ZnS (кр.)	-205,18	57,66	-200,44
ZnSO ₄ (кр.)	-981,36	110,54	-870,12
Zn(OH) ₂ (кр.)	-645,43	76,99	-555,92

Органические соединения

Вещество	$\Delta H_f^\circ, 298,$ кДж/моль	$S_{298}^\circ,$ $\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$\Delta G_f^\circ 298,$ кДж/моль
CH ₄ (г.) метан	-74,85	186,27	-50,85
C ₂ H ₂ (г.) ацетилен	226,75	200,82	209,21
C ₂ H ₄ (г.) этилен	52,30	219,45	68,14
C ₂ H ₆ (г.) этан	-84,67	229,49	-32,93
C ₃ H ₈ (г.) пропан	-103,85	269,91	-23,53
C ₅ H ₁₂ (г.) пентан	-173,33	262,85	-9,66
C ₆ H ₆ (ж.) бензол	49,03	173,26	124,38
C ₆ H ₆ (г.) бензол	82,93	269,20	129,68
C ₆ H ₁₄ (ж.) гексан	-198,82	296,02	-4,41
C ₆ H ₁₄ (г.) гексан	-167,19	388,40	-0,32
C ₇ H ₈ (ж.) толуол	12,01	220,96	113,77
CH ₄ O (ж.) метанол	-238,57	126,78	-166,27
C ₂ H ₄ O ₂ (ж.) уксусная кислота	-484,09	159,83	-389,36
C ₂ H ₄ O ₂ (г.) уксусная кислота	-434,84	282,50	-376,68
C ₂ H ₆ O (ж.) этанол	-276,98	160,67	-174,15
C ₂ H ₆ O (г.) этанол	-234,80	281,38	-167,96
CCl ₄ (ж.)	-135,4	214,4	-64,6
C ₆ H ₁₂ O ₆ (глюкоза)	-1273,0	-	-919,5

Дипольные моменты молекул в Д (Дебай)
 (1Д = $3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Êë} \cdot \text{ì}$)

Молекула	Дипольный момент	Молекула	Дипольный момент
H ₂	0	PH ₃	0,58
O ₂	0	CH ₃ Cl	1,86
Cl ₂	0	CH ₂ Cl ₂	1,57
HF	1,82	CHCl ₃	1,15
HCl	1,07	LiH	5,88
HBr	0,79	LiClO ₄	7,80
HJ	0,38	KF	8,6
H ₂ O	1,84	KCl	8
H ₂ S	1,02	KJ	9,24
NH ₃	1,48	BeF ₂	0
CO ₂	0	BeCl ₂	0
SO ₂	1,63	Al ₂ Cl ₆	0
SO ₃	0	Al ₂ Br ₆	0
SF ₆	0	SbCl ₃	3,93
CH ₄	0	SnCl ₄	0
CCl ₄	0	TiCl ₄	0
CO	0,099	NO	0,07
NO ₂	0,29	C ₂ H ₅ OH	1,7
(C ₂ H ₅) ₂ O	0,99	C ₆ H ₅ CH ₃	0,4
F ₂ O	0,30	C ₆ H ₅ Cl	1,67
CH ₃ OH	1,7	H ₂ O ₂	2,25
CH ₃ COCH ₃	2,3	CH ₃ CN	3,51

Константы диссоциации неорганических кислот при 25 °С

Формула	Название кислоты	K_a
HNO_2	Азотистая (0,5 н.)	$4 \cdot 10^{-4}$
HN_3	Азотистоводородная	$2,6 \cdot 10^{-5}$
HNO_3	Азотная	$4,36 \cdot 10$
HAlO_2	Алюминиевая (мета)	$6 \cdot 10^{-13}$
HBO_2	Борная (мета)	$7,5 \cdot 10^{-10}$
H_3BO_3	Борная (орто)	$K_1 = 7,5 \cdot 10^{-10}$
		$K_2 = 1,8 \cdot 10^{-13}$
		$K_3 = 1,6 \cdot 10^{-14}$
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Борная (тетра)	$K_1 = 1,8 \cdot 10^{-4}$
		$K_2 = 2,0 \cdot 10^{-8}$
HBr	Бромистоводородная	$1 \cdot 10^9$
HBrO_3	Бромноватая	$2 \cdot 10^{-1}$
HBrO	Бромноватистая	$2,06 \cdot 10^{-9}$
H_2O_2	Водорода пероксид (перекись водорода)	$2,63 \cdot 10^{-12}$
H_3GaO_3	Галлия гидроксид	$K_2 = 5 \cdot 10^{-11}$
		$K_3 = 2 \cdot 10^{-12}$
H_2GeO_3	Германиевая	$K_1 = 1,7 \cdot 10^{-9}$
		$K_2 = 1,9 \cdot 10^{-13}$
HI	Иодистоводородная	$1 \cdot 10^{11}$
HIO	Иодноватистая	$2,3 \cdot 10^{-11}$
HIO_4	Иодная (мета)	$2,3 \cdot 10^{-2}$
H_5IO_6	Иодная (орто)	$K_1 = 3,09 \cdot 10^{-2}$
		$K_2 = 7,08 \cdot 10^{-9}$
		$K_3 = 2,5 \cdot 10^{-13}$
HIO_3	Иодноватая	$1,7 \cdot 10^{-1}$
H_2SiO_3	Кремниевая (мета)	$K_1 = 2,2 \cdot 10^{-10}$
		$K_2 = 1,6 \cdot 10^{-12}$
H_4SiO_4	Кремниевая (орто)	$K_1 = 2 \cdot 10^{-10}$
		$K_2 = 2 \cdot 10^{-12}$
		$K_3 = 1 \cdot 10^{-12}$
HMnO_4	Марганцовая	$2 \cdot 10^2$
H_2MoO_4	Молибденовая	$K_2 = 1 \cdot 10^{-6}$
H_3AsO_4	Мышьяковая (орто)	$K_1 = 5,89 \cdot 10^{-3}$
		$K_2 = 1,05 \cdot 10^{-7}$
		$K_3 = 3,89 \cdot 10^{-12}$

Формула	Название кислоты	K_a
HAsO_2	Мышьяковистая (мета)	$6 \cdot 10^{-10}$
HAsO_3	Мышьяковистая (орто)	$K_1 = 6 \cdot 10^{-10}$
		$K_2 = 1,7 \cdot 10^{-14}$
H_2SnO_2	Оловянистая	$6 \cdot 10^{-18}$
H_2SnO_3	Оловянная	$4 \cdot 10^{-10}$
HSCN	Роданистоводородная	$1,4 \cdot 10^{-1}$
H_2PbO_2	Свинцовистая	$2 \cdot 10^{-16}$
H_2SeO_3	Селенистая	$K_1 = 3,5 \cdot 10^{-3}$
		$K_2 = 5 \cdot 10^{-8}$
H_2Se	Селенистоводородная	$K_1 = 1,7 \cdot 10^{-4}$
		$K_2 = 1 \cdot 10^{-11}$
H_2SeO_4	Селеновая	$K_1 = 1 \cdot 10^3$
		$K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$
H_2SO_4	Серная	$K_1 = 1 \cdot 10^3$
		$K_2 = 1,2 \cdot 10^{-2}$
H_2SO_3	Сернистая	$K_1 = 1,58 \cdot 10^{-2}$
		$K_2 = 6,31 \cdot 10^{-8}$
H_2S	Сероводородная	$K_1 = 6 \cdot 10^{-8}$
		$K_2 = 1 \cdot 10^{-14}$
H_3SbO_4	Сурьмяная (орто)	$4 \cdot 10^{-5}$
HSbO_2	Сурьмянистая (мета)	$1 \cdot 10^{-11}$
H_2TeO_3	Теллуристая	$K_1 = 3 \cdot 10^{-3}$
		$K_2 = 2 \cdot 10^{-8}$
H_2Te	Теллуристоводородная	$1,0 \cdot 10^{-3}$
H_2TeO_4	Теллуровая	$K_1 = 2,29 \cdot 10^{-8}$
		$K_2 = 6,46 \cdot 10^{-12}$
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тиосерная	$K_1 = 2,2 \cdot 10^{-1}$
		$K_2 = 2,8 \cdot 10^{-2}$
H_2CO_3	Угольная («истинная» константа)	$K_1 = 1,32 \cdot 10^{-4}$
H_2CO_3	Угольная («кажущаяся» константа)	$K_1 = 4,45 \cdot 10^{-7}$
		$K_2 = 4,69 \cdot 10^{-11}$
H_3PO_3	Фосфористая (орто)	$K_1 = 1,6 \cdot 10^{-3}$
		$K_2 = 6,3 \cdot 10^{-7}$
H_3PO_4	Фосфорная (орто)	$K_1 = 7,52 \cdot 10^{-3}$
		$K_2 = 6,31 \cdot 10^{-8}$
		$K_3 = 1,26 \cdot 10^{-12}$

Формула	Название кислоты	K_a
$H_4P_2O_7$	Фосфорная, дву- (пирофосфорная)	$K_1 = 1,4 \cdot 10^{-1}$
		$K_2 = 1,1 \cdot 10^{-2}$
		$K_3 = 2,1 \cdot 10^{-7}$
		$K_4 = 4,1 \cdot 10^{-10}$
H_3PO_2	Фосфорноватистая	$7,9 \cdot 10^{-2}$
HF	Фтористоводородная	$6,61 \cdot 10^{-4}$
$HClO_2$	Хлористая	$1,1 \cdot 10^{-2}$
HCl	Хлористоводородная (соляная)	$1 \cdot 10^7$
$HClO$	Хлорноватистая	$5,01 \cdot 10^{-8}$
H_2CrO_4	Хромовая	$K_1 = 1,1 \cdot 10^{-1}$
		$K_2 = 3,16 \cdot 10^{-7}$
HCN	Цианистоводородная	$7,9 \cdot 10^{-10}$

Константы диссоциации неорганических оснований (при $t = 25\text{ }^{\circ}\text{C}$)

Формула	Название основания	K_b
$\text{N}_2\text{H}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	Гидразин	$1,2 \cdot 10^6$
$\text{Al}(\text{OH})_3$	Гидроксид алюминия	$K_3 = 1,38 \cdot 10^{-9}$
NH_4OH	Гидроксид аммония («истинная» константа)	$6,3 \cdot 10^{-5}$
NH_4OH	Гидроксид аммония («кажущаяся» константа)	$1,79 \cdot 10^{-5}$
$\text{Ba}(\text{OH})_2$	Гидроксид бария	$2,3 \cdot 10^{-1}$
$\text{V}(\text{OH})_3$	Гидроксид ванадия (III)	$K_3 = 8,3 \cdot 10^{-12}$
$\text{Ga}(\text{OH})_3$	Гидроксид галлия	$K_2 = 1,6 \cdot 10^{-11}$
		$K_3 = 4 \cdot 10^{-12}$
$\text{Be}(\text{OH})_2$	Гидроксид бериллия	$K_2 = 5,0 \cdot 10^{-11}$
$\text{Fe}(\text{OH})_2$	Гидроксид железа (II)	$K_2 = 1,3 \cdot 10^{-4}$
$\text{Fe}(\text{OH})_3$	Гидроксид железа (III)	$K_2 = 1,82 \cdot 10^{-11}$
		$K_3 = 1,35 \cdot 10^{-12}$
$\text{Cd}(\text{OH})_2$	Гидроксид кадмия	$K_2 = 5,0 \cdot 10^{-3}$
$\text{Ca}(\text{OH})_2$	Гидроксид кальция	$K_2 = 4,3 \cdot 10^{-2}$
$\text{Co}(\text{OH})_2$	Гидроксид кобальта (II)	$K_2 = 4 \cdot 10^{-5}$
$\text{La}(\text{OH})_3$	Гидроксид лантана	$K_3 = 5,2 \cdot 10^{-4}$
LiOH	Гидроксид лития	$6,75 \cdot 10^{-1}$
$\text{Mg}(\text{OH})_2$	Гидроксид магния	$K_2 = 2,5 \cdot 10^{-3}$
$\text{Mn}(\text{OH})_2$	Гидроксид марганца (II)	$K_2 = 5,0 \cdot 10^{-4}$
$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Гидроксид меди (II)	$K_2 = 3,4 \cdot 10^{-7}$
NaOH	Гидроксид натрия	5,9
$\text{Ni}(\text{OH})_2$	Гидроксид никеля	$K_2 = 2,5 \cdot 10^{-5}$
$\text{Pb}(\text{OH})_2$	Гидроксид свинца (II)	$K_1 = 9,6 \cdot 10^{-4}$
		$K_2 = 3,0 \cdot 10^{-8}$
$\text{Sc}(\text{OH})_3$	Гидроксид скандия	$K_3 = 7,6 \cdot 10^{-10}$
$\text{Sr}(\text{OH})_2$	Гидроксид стронция	$K_2 = 1,50 \cdot 10^{-1}$
TlOH	Гидроксид талия (I)	$> 10^{-1}$
$\text{Th}(\text{OH})_4$	Гидроксид тория	$K_4 = 2,0 \cdot 10^{-10}$
$\text{Cr}(\text{OH})_3$	Гидроксид хрома (III)	$K_3 = 1,02 \cdot 10^{-10}$
$\text{Zn}(\text{OH})_2$	Гидроксид цинка	$K_2 = 4 \cdot 10^{-5}$
$\text{NH}_2\text{OH} \cdot \text{H}_2\text{O}$	Гидроксиламин	$9,33 \cdot 10^{-9}$

Стандартные потенциалы металлических электродов (T = 298 K)

Электрод	Электродная реакция	φ^0 , В
$\text{Li}^+ / \text{Li}^0$	$\text{Li}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{Li}^0$	-3,045
$\text{Rb}^+ / \text{Rb}^0$	$\text{Rb}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{Rb}^0$	-2,925
K^+ / K^0	$\text{K}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{K}^0$	-2,925
$\text{Cs}^+ / \text{Cs}^0$	$\tilde{\text{N}}\text{s}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{Cs}^0$	-2,923
$\text{Ba}^{2+} / \text{Ba}^0$	$\text{Ba}^{2+} + \bar{e} \rightarrow \text{Ba}^0$	-2,906
$\text{Sr}^{2+} / \text{Sr}^0$	$\text{Sr}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Sr}^0$	-2,890
$\text{Ca}^{2+} / \text{Ca}^0$	$\text{Ca}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ca}^0$	-2,866
$\text{Na}^+ / \text{Na}^0$	$\text{Na}^+ + \bar{e} \rightarrow \text{Na}^0$	-2,714
$\text{Ac}^{3+} / \text{Ac}^0$	$\text{Ac}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Ac}^0$	-2,600
$\text{La}^{3+} / \text{La}^0$	$\text{La}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{La}^0$	-2,522
$\text{Y}^{3+} / \text{Y}^0$	$\text{Y}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Y}^0$	-2,370
$\text{Mg}^{2+} / \text{Mg}^0$	$\text{Mg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mg}^0$	-2,363
$\text{Sc}^{3+} / \text{Sc}^0$	$\text{Sc}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Sc}^0$	-2,080
$\text{Be}^{2+} / \text{Be}^0$	$\text{Be}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Be}^0$	-1,847
$\text{U}^{3+} / \text{U}^0$	$\text{U}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{U}^0$	-1,798
$\text{Al}^{3+} / \text{Al}^0$	$\text{Al}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Al}^0$	-1,662
$\text{Ti}^{2+} / \text{Ti}^0$	$\text{Ti}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ti}^0$	-1,628
$\text{Zr}^{4+} / \text{Zr}^0$	$\text{Zr}^{4+} + 4\bar{e} \rightarrow \text{Zr}^0$	-1,53
$\text{Ti}^{4+} / \text{Ti}^0$	$\text{Ti}^{4+} + 4\bar{e} \rightarrow \text{Ti}^0$	-1,23
$\text{Mn}^{2+} / \text{Mn}^0$	$\text{Mn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^0$	-1,179
$\text{V}^{2+} / \text{V}^0$	$\text{V}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{V}^0$	-1,175
$\text{Cr}^{2+} / \text{Cr}^0$	$\tilde{\text{N}}\text{r}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cr}^0$	-0,913
$\text{Zn}^{2+} / \text{Zn}^0$	$\text{Zn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Zn}^0$	-0,763
$\text{Cr}^{3+} / \text{Cr}^0$	$\text{Cr}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Cr}^0$	-0,744
$\text{Ga}^{3+} / \text{Ga}^0$	$\text{Ga}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Ga}^0$	-0,560
$\text{Fe}^{2+} / \text{Fe}^0$	$\text{Fe}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^0$	-0,440
$\text{Cd}^{2+} / \text{Cd}^0$	$\text{Cd}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cd}^0$	-0,403
$\text{In}^{3+} / \text{In}^0$	$\text{In}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{In}^0$	-0,343
$\text{Tl}^+ / \text{Tl}^0$	$\text{Tl}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{Tl}^0$	-0,336
$\text{Co}^{2+} / \text{Co}^0$	$\tilde{\text{N}}\hat{\text{i}}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Co}^0$	-0,277
$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}^0$	$\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Ni}^0$	-0,250
$\text{Mo}^{3+} / \text{Mo}^0$	$\text{Mo}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Mo}^0$	-0,200

Электрод	Электродная реакция	φ^0 , В
$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}^0$	$\text{Sn}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Sn}^0$	-0,136
$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}^0$	$\text{Pb}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pb}^0$	-0,126
$\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}^0$	$\text{Fe}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Fe}^0$	-0,036
$2\text{H}^+ / \text{H}_2$	$2\text{H}^+ + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2$	0,000
$\text{Sb}^{3+} / \text{Sb}^0$	$\text{Sb}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Sb}^0$	+0,200
$\text{Bi}^{3+} / \text{Bi}^0$	$\text{Bi}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Bi}^0$	+0,215
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}^0$	$\tilde{\text{N}}\text{u}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$	+0,337
$\text{Ru}^{4+} / \text{Ru}^0$	$\text{Ru}^{4+} + 4\bar{e} \rightarrow \text{Ru}^0$	+0,450
$\text{Cu}^+ / \text{Cu}^0$	$\tilde{\text{N}}\text{u}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^0$	+0,521
$\text{Hg}_2^{2+} / 2\text{Hg}^0$	$\text{Hg}_2^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow 2\text{Hg}$	+0,798
$\text{Ag}^+ / \text{Ag}^0$	$\text{Ag}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{Ag}^0$	+0,799
$\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}^0$	$\text{Hg}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Hg}^0$	+0,854
$\text{Pd}^{2+} / \text{Pd}^0$	$\text{Pd}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pd}^0$	+0,987
$\text{Ir}^{3+} / \text{Ir}^0$	$\text{Ir}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Ir}^0$	+1,000
$\text{Pt}^{2+} / \text{Pt}^0$	$\text{Pt}^{2+} + 2\bar{e} \rightarrow \text{Pt}^0$	+1,190
$\text{Tl}^{3+} / \text{Tl}^0$	$\text{Tl}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Tl}^0$	+1,250
$\text{Au}^{3+} / \text{Au}^0$	$\text{Au}^{3+} + 3\bar{e} \rightarrow \text{Au}^0$	+1,498
$\text{Au}^+ / \text{Au}^0$	$\text{Au}^+ + 1\bar{e} \rightarrow \text{Au}^0$	+1,691

П 7

Сильные электролиты

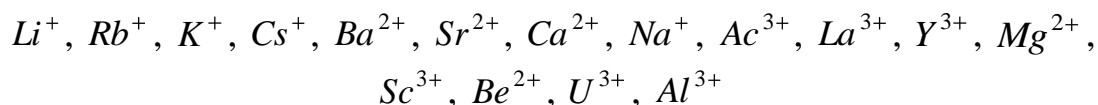
К сильным электролитам относятся все растворимые в воде соли, кислоты: HClO_4 – самая сильная; HClO_3 ; HCl ; HBr ; HI ; HMnO_4 ; HNO_3 ; H_2SO_4 ; основания щелочных и щелочно-земельных металлов, а именно: LiOH ; NaOH ; KOH ; RbOH ; CsOH ; Ca(OH)_2 ; Sr(OH)_2 ; Ba(OH)_2 .

Произведение растворимости некоторых электролитов ($t = 18 - 25 \text{ }^\circ\text{C}$)

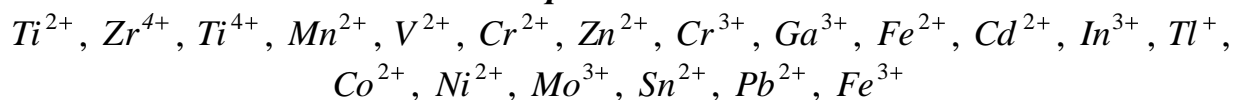
Формула	ПР	Формула	ПР
AgSCN	$1,16 \cdot 10^{-12}$	Cu ₂ I ₂	$1,10 \cdot 10^{-12}$
AgI	$9,98 \cdot 10^{-17}$	CuS	$6,31 \cdot 10^{-36}$
AgIO ₃	$3,09 \cdot 10^{-8}$	CuCrO ₄	$3,60 \cdot 10^{-6}$
Ag ₂ S	$6,30 \cdot 10^{-50}$	CuBr	$5,25 \cdot 10^{-9}$
Ag ₂ SO ₄	$1,2 \cdot 10^{-5}$	Fe(OH) ₂	$7,9 \cdot 10^{-16}$
Ag ₃ PO ₄	$1,29 \cdot 10^{-20}$	Fe(OH) ₃	$6,3 \cdot 10^{-38}$
AgBr	$4,90 \cdot 10^{-13}$	FeS	$5,13 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ CrO ₄	$1,29 \cdot 10^{-12}$	FeCO ₃	$2,09 \cdot 10^{-11}$
Ag ₂ Cr ₂ O ₇	$2,00 \cdot 10^{-7}$	FePO ₄	$1,29 \cdot 10^{-22}$
AgCl	$1,78 \cdot 10^{-10}$	Hg ₂ Cl ₂	$1,32 \cdot 10^{-18}$
Ag ₂ C ₂ O ₄	$3,57 \cdot 10^{-11}$	HgS (крас.)	$3,98 \cdot 10^{-53}$
Ag ₃ AsO ₄	$1,12 \cdot 10^{-20}$	Hg ₂ Br ₂	$5,75 \cdot 10^{-23}$
AlPO ₄	$5,75 \cdot 10^{-19}$	MgCO ₃	$1,00 \cdot 10^{-5}$
BaCO ₃	$5,13 \cdot 10^{-9}$	MgF ₂	$6,50 \cdot 10^{-9}$
BaCrO ₄	$1,18 \cdot 10^{-10}$	Mg ₃ (PO ₄) ₂	$1,00 \cdot 10^{-13}$
BaMnO ₄	$2,50 \cdot 10^{-10}$	MnCO ₃	$5,01 \cdot 10^{-10}$
Ba ₃ (PO ₄) ₂	$3,39 \cdot 10^{-23}$	MnS	$1,1 \cdot 10^{-13}$
BaSO ₄	$1,05 \cdot 10^{-10}$	NiS (α)	$3,16 \cdot 10^{-19}$
BaF ₂	$1,10 \cdot 10^{-6}$	NiS (β)	$1,00 \cdot 10^{-24}$
BiAsO ₄	$4,37 \cdot 10^{-10}$	NiS (γ)	$2,00 \cdot 10^{-26}$
BiI ₃	$8,10 \cdot 10^{-19}$	PbC ₂ O ₄	$4,79 \cdot 10^{-10}$
Bi ₂ S ₃	$1,00 \cdot 10^{-97}$	PbCl ₂	$1,74 \cdot 10^{-5}$
CaF ₂	$3,90 \cdot 10^{-11}$	PbBr ₂	$6,30 \cdot 10^{-6}$
CaSO ₄	$9,12 \cdot 10^{-6}$	PbI ₂	$8,7 \cdot 10^{-9}$
CaSO ₃	$1,29 \cdot 10^{-8}$	PbS	$2,51 \cdot 10^{-27}$
CaCO ₃	$4,4 \cdot 10^{-9}$	PbSO ₄	$1,7 \cdot 10^{-8}$
CaC ₂ O ₄	$2,29 \cdot 10^{-9}$	PbCrO ₄	$1,18 \cdot 10^{-14}$
Ca ₃ (PO ₄) ₂	$1,00 \cdot 10^{-26}$	Pb ₃ (PO ₄) ₂	$1,50 \cdot 10^{-32}$
Ca ₃ (AsO ₄) ₂	$6,76 \cdot 10^{-19}$	Sb ₂ S ₃	$2,90 \cdot 10^{-59}$
CaS (α)	$3,98 \cdot 10^{-21}$	SrSO ₄	$3,47 \cdot 10^{-7}$
Cd(OH) ₂	$4,3 \cdot 10^{-15}$	SnS	$1,00 \cdot 10^{-25}$
CdCO ₃	$5,25 \cdot 10^{-12}$	Zn(OH) ₂	$3,0 \cdot 10^{-16}$
CdS	$7,94 \cdot 10^{-27}$	ZnS (α)	$1,59 \cdot 10^{-24}$
Cu(OH) ₂	$5,6 \cdot 10^{-20}$	ZnS (β)	$2,51 \cdot 10^{-22}$

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

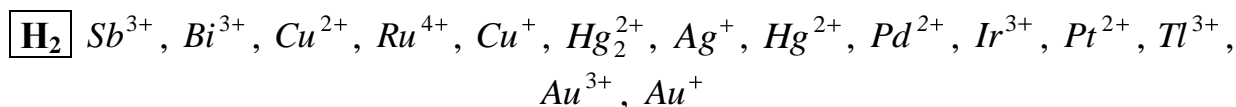
Активные металлы



Металлы средней активности



Металлы малоактивные



Продукты взаимодействия кислот, воды с металлами различной активности

Кислота	Металл			
	активный	средней активности	малоактивный	исключение
H_2SO_4 (к)	соль + H_2S + H_2O	соль + S + H_2O	соль + SO_2 + H_2O	Fe, Co, Ni, Cr, Au, Pt
H_2SO_4 (р)	соль + H_2	соль + H_2	не взаимодействуют при обычных условиях	Ti, Zr
HCl (р. и к.)	соль + H_2	соль + H_2	–	Zr, Hf, Pb
HNO_3 (р)	соль + NH_4NO_3 + H_2O	соль + N_2 , (N_2O) + H_2O	соль + NO + H_2O	Zr, Ti, Pt, Au
HNO_3 (к)	соль + NO_2 + H_2O			$Zr, Fe, Co, Ti, Ni, Pt, Au$
H_2O	$\overset{n+}{\text{Ia}} (\overset{II}{\text{I}})_n + H_2$	при t° $Me_xO_y + yH_2$	–	–

Взаимодействие щелочи с металлами

Валентность	Металлы	Реакция
II	$Be^{+2}, Zn^{+2}, Ge^{+2}, Sn^{+2}, Pb^{+2}$	$NaOH + Me^0 \rightarrow Na_2 Me^{+2} O_2 + H_2$
III	$Al^{+3}, Ga^{+3}, Cr^{+3}, Fe^{+3}, Bi^{+3}, In^{+3}, Sb^{+3}$	$NaOH + Me^0 + H_2O \rightarrow Na Me^{+3} O_2 + H_2$

Таблица растворимости

Ионы	CH ₃ COO ⁻	CN ⁻	CO ₃ ²⁻	Cl ⁻	F ⁻	NO ₃ ⁻	OH ⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻
Ag ⁺	м	н	н	н	р	р	-	н	н	м
Al ³⁺	+	-	-	р	м	р	н	н	*	р
Ba ²⁺	р	+	н	р	м	р	р	н	р	н
Be ²⁺	+	-	*	р	р	р	н	н	*	р
Ca ²⁺	р	р	н	р	н	р	м	н	р	м
Cd ²⁺	р	м	*	р	р	р	н	н	н	р
Co ²⁺	р	н	н	р	р	р	р	н	н	р
Cr ³⁺	*	н	-	р	м	р	н	н	*	р
Cs ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Cu ²⁺	р	н	н	р	р	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	р	н	н	р	м	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	-	н	-	р	н	р	н	н	*	р
H ⁺	∞	∞	м	р	р	∞	∞	р	м	∞
Hg ²⁺	р	р	-	р	*	+	-	н	н	+
K ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Li ⁺	р	р	р	р	н	р	р	м	р	р
Mg ²⁺	р	н	м	р	м	р	н	н	н	р
Mn ²⁺	р	н	н	р	р	р	н	н	н	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	*	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ni ²⁺	р	н	н	р	р	р	н	н	н	р
Pb ²⁺	р	н	н	м	м	р	н	н	н	н
Zn ²⁺	р	н	н	р	м	р	н	н	н	р

Периодическая система химических элементов

Период	Ряд	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В												
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII					
I	1	(H)							H ¹ 1,00797 Водород	He ² 4,0026 Гелий	<div style="display: flex; justify-content: space-between;"> <div>Обозначение элемента</div> <div>Атомный номер</div> </div> <div style="text-align: center; margin: 10px 0;"> <div style="border: 1px solid black; padding: 5px; display: inline-block;"> Li³ 6,939 Литий </div> </div> <div>Относительная атомная масса</div>			
II	2	Li ³ 6,939 Литий	Be ⁴ 9,0122 Бериллий	B ⁵ 10,811 Бор	C ⁶ 12,01115 Углерод	N ⁷ 14,0067 Азот	O ⁸ 15,9994 Кислород	F ⁹ 18,9984 Фтор	Ne ¹⁰ 20,179 Неон					
III	3	Na ¹¹ 22,9898 Натрий	Mg ¹² 24,305 Магний	Al ¹³ 26,9815 Алюминий	Si ¹⁴ 28,086 Кремний	P ¹⁵ 30,9738 Фосфор	S ¹⁶ 32,064 Сера	Cl ¹⁷ 35,453 Хлор	Ar ¹⁸ 39,948 Аргон					
IV	4	K ¹⁹ 39,102 Калий	Ca ²⁰ 40,08 Кальций	21 Sc 44,956 Скандий	22 Ti 47,90 Титан	23 V 50,942 Ванадий	24 Cr 51,996 Хром	25 Mn 54,9380 Марганец	26 Fe 55,847 Железо	27 Co 58,9330 Кобальт	28 Ni 58,71 Никель			
	5	29 Cu 63,546 Медь	30 Zn 65,37 Цинк	Ga ³¹ 69,72 Галлий	Ge ³² 72,59 Германий	As ³³ 74,9216 Мышьяк	Se ³⁴ 78,96 Селен	Br ³⁵ 79,904 Бром	Kr ³⁶ 83,80 Криптон					
V	6	Rb ³⁷ 85,47 Рубидий	Sr ³⁸ 87,62 Стронций	39 Y 88,905 Иттрий	40 Zr 91,22 Цирконий	41 Nb 92,906 Ниобий	42 Mo 95,94 Молибден	43 Tc [99] Технеций	44 Ru 101,07 Рутений	45 Rh 102,905 Родий	46 Pd 106,4 Палладий			
	7	47 Ag 107,868 Серебро	48 Cd 112,40 Кадмий	In ⁴⁹ 114,82 Индий	Sn ⁵⁰ 118,69 Олово	Sb ⁵¹ 121,75 Сурьма	Te ⁵² 127,60 Теллур	I ⁵³ 126,9044 Иод	Xe ⁵⁴ 131,30 Ксенон					
VI	8	Cs ⁵⁵ 132,905 Цезий	Ba ⁵⁶ 137,34 Барий	57 La* 138,91 Лантан	72 Hf 178,49 Гафний	73 Ta 180,948 Тантал	74 W 183,85 Вольфрам	75 Re 186,2 Рений	76 Os 190,2 Осмий	77 Ir 192,2 Иридий	78 Pt 195,09 Платина			
	9	79 Au 196,967 Золото	80 Hg 200,59 Ртуть	Tl ⁸¹ 204,37 Таллий	Pb ⁸² 207,19 Свинец	Bi ⁸³ 208,980 Висмут	Po ⁸⁴ [210]* Полоний	At ⁸⁵ [210] Астат	Rn ⁸⁶ [222] Радон					
VII	10	Fr ⁸⁷ [223] Франций	Ra ⁸⁸ [226] Радий	89 Ac** [227] Актиний	104 Rf [261] Резерфордий	105 Db [262] Дубний	106 Sg [263] Сиборгий	107 Bh [262] Борий	108 Hs [265] Хассий	109 Mt [266] Мейтнерий	110			
Лантаноиды*	58 Ce 140,12 Церий	59 Pr 140,907 Празеодим	60 Nd 144,24 Неодим	61 Pm [147]* Прометий	62 Sm 150,35 Самарий	63 Eu 151,96 Европий	64 Gd 157,25 Гадолиний	65 Tb 158,924 Тербий	66 Dy 162,50 Диспрозий	67 Ho 164,930 Гольмий	68 Er 167,26 Эрбий	69 Tm 168,934 Тулий	70 Yb 173,04 Иттербий	71 Lu 174,97 Лютеций
Актиноиды**	90 Th 232,038 Торий	91 Pa [231] Протактиний	92 U 238,03 Уран	93 Np [237] Нептуний	94 Pu [244] Плутоний	95 Am [243] Америций	96 Cm [247] Кюрий	97 Bk [247] Берклий	98 Cf [252]* Калифорний	99 Es [254] Эйнштейний	100 Fm [257] Фермий	101 Md [257] Менделевий	102 No [255] Нобелий	103 Lr [256] Лоуренсий

Аветисян Надежда Николаевна

ХИМИЯ

Методическое пособие и контрольные задания
для студентов заочной формы обучения
технических направлений

Редактор Е.Ф. Изотова

Подписано к печати 18.06.14. Формат 60x84/16.

Усл. печ. л. 5,63. Тираж 150 экз. Зак. 141273. Рег. № 126.

Отпечатано в РИО Рубцовского индустриального института
658207, Рубцовск, ул. Тракторная, 2/6.