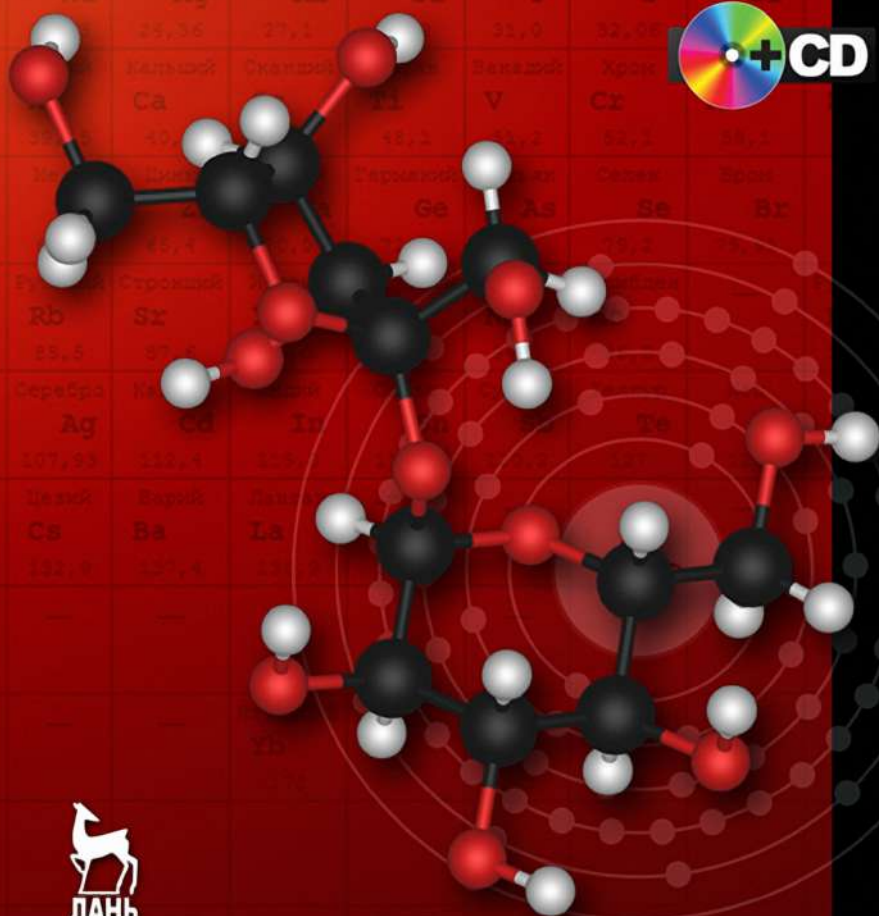


Е. В. БУДЯК

ОБЩАЯ ХИМИЯ



Е. В. БУДЯК

ОБЩАЯ ХИМИЯ

УЧЕБНО-МЕТОДИЧЕСКОЕ
ПОСОБИЕ

*Издание третье,
переработанное и дополненное*



• САНКТ-ПЕТЕРБУРГ • МОСКВА • КРАСНОДАР •
2011

ББК 24.1

Б 90

Будяк Е. В.

Б 90 **Общая химия: Учебно-методическое пособие. 3-е изд., перераб. и доп. — СПб.: Издательство «Лань», 2011. — 384 с.: ил. (+ CD). — (Учебники для вузов. Специальная литература).**

ISBN 978-5-8114-1137-5

Оригинальное учебно-методическое пособие по общей химии подготовлено в соответствии с требованиями ГОС РФ. Включает теорию, практические задания и контроль, в том числе программированный. Укомплектовано CD-диском, дублирующим тестирующие материалы. Значительное внимание уделено контролю качества подготовки специалистов. Представлены: входной, промежуточный и итоговый контроли на основании тестов ФЭПО. Включены: начальный тест, тесты по темам и экзамен; приводится разбор тестов. Содержит также материал для повторения, справочные материалы; имеется словарь терминов и определений.

Пособие предназначено для студентов вузов технических (нехимических) направлений и специальностей, в том числе заочной и вечерней форм обучения. Удобно для самостоятельного изучения студентами курса химии. Будет также интересно широкому кругу лиц, изучающих и преподающих химию в среднеспециальных учебных заведениях и старших классах средней школы.

ББК 24.1

Рецензенты: доктор химических наук, профессор кафедры ТОО и НХС РХТУ им. Д. И. Менделеева **М. Г. МАКАРОВ**, кандидат технических наук, доцент кафедры ТОО и НХС РХТУ им. Д. И. Менделеева **Ю. П. СУЧКОВ**

Обложка
Л. А. АРНДТ

*Охраняется законом РФ об авторском праве.
Воспроизведение всей книги или любой ее части
запрещается без письменного разрешения издателя.
Любые попытки нарушения закона
будут преследоваться в судебном порядке.*

© Издательство «Лань», 2011
© Е. В. Будяк, 2011
© Издательство «Лань»,
художественное оформление, 2011

ВВОДНЫЙ МОДУЛЬ

ОТ АВТОРА

Химия — фундаментальная естественнонаучная дисциплина, изучающая и описывающая окружающий мир таким, каков он есть, и состоящая из обширного фактического материала, а также в той или иной степени проработанных химических теорий.

Законы химии — это часть законов природы, законов мироздания, они незыблемы; а сами основы жизни, как выяснилось, имеют молекулярную структуру.

Фактический материал по химии необходимо элементарно запоминать, как каждый из нас помнит наизусть таблицу умножения, азбуку и некоторые прописные истины, наподобие того, что Волга впадает в Каспийское море, а обманывать — нехорошо.

Фактический материал познается студентами при выполнении лабораторных работ, а также в процессе наблюдений над химическими веществами и реакциями, имеющими место на производстве и в повседневной жизни.

Большая часть фактического материала по химии еще не обобщена химическими теориями, причем число таких фактов растет по мере того, как делаются новые открытия.

Сложный и многогранный *теоретический материал* необходимо тщательно изучить и полностью понять.

Таким образом, химия — достаточно сложная для восприятия наука.

В связи с этим автор взяла на себя смелость, наряду со строгим научно-методическим изложением предмета, использовать научно-популярный подход. Автор надеется, что такое построение пособия поможет легче воспринять и усвоить многогранный, сложный и порой неудобоваримый материал.

Данное учебно-методическое пособие составлено автором на основе комплекта лекций и опыта преподавания химии в Иркутском государственном техническом университете (ИрГТУ, г. Иркутск), представительствах ИрГТУ, других вузах, в том числе по технологиям дистанционного обучения, с учетом требований ГОС РФ по химии для студентов технических (нехимических) специальностей.

Основное внимание было уделено простоте, доступности и компактности изложения материала; пособие проиллюстрировано таблицами, рисунками и графиками.

Для развития у студентов — будущих руководителей — не только четкого логического, но также и системного мышления в изложении материала использовался системный подход и учитывались объем и логическая взаимосвязь отдельных тем.

Весь учебный материал пособия разбит на модули.

Перед каждым модулем приводятся краткие методические рекомендации для студентов по освоению тем(ы) данного модуля.

Каждый модуль содержит как теорию, так и практические задания; даны примеры решения задач. В конце модулей представлены контрольные вопросы, задачи для самостоятельного решения и тестирующие материалы. Завершают модуль ссылки на литературу по данной теме (полный библиографический список представлен в конце учебного пособия).

Для постоянного контроля и самоконтроля знаний студентов приводятся:

- начальный тест на проверку элементарных знаний по общей химии (входной контроль): 6 тестов по 10 вопросов;
- тесты по темам (промежуточный контроль): 6 тестов по 5–10 вопросов после каждого модуля, как было указано выше;
- экзаменационные тесты (итоговый контроль): 25 тестов по 10 вопросов в конце учебного материала.

Тесты построены единообразно: к каждому вопросу предлагается четыре варианта ответов, среди которых хотя бы один — правильный. В некоторых случаях правильными являются два или три ответа.

Тестирующие материалы продублированы на CD-диске, которым укомплектовано данное пособие (дизайн и разработка программного обеспечения — В. М. Ковалев).

В конце пособия приводятся ответы к тестам и разбор каждого третьего теста из всех модулей, а также третьего экзаменационного теста.

Для удобства пользователей отдельными главами даны материал для повторения и справочные материалы. Имеется словарь терминов и определений.

Пособие предназначено в первую очередь для самостоятельной работы студентов (в том числе заочной и вечерней форм обучения) с контролем (самоконтролем) знаний по каждой теме и итоговым (экзаменационным) контролем (самоконтролем) в конце данного курса. Начальный тест (входной контроль) поможет реально оценить школьные знания.

Компьютерное тестирование позволит преподавателям быстро и объективно оценить знания студентов и учащихся. Пособие будет интересно также широкому кругу лиц, изучающих и преподающих химию в вузах, среднеспециальных учебных заведениях и школах.

Автор благодарит д. г.-м. н., проф. Лобацкую Р. М.; д. т. н., проф. Груничева Н. С.; к. т. н., доц. Бахвалова С. В., Герасимюк В. П. — без их помощи и дружеского участия данное пособие не появилось бы.

Автор будет признательна за конструктивную критику, замечания и предложения.

Адреса для сообщений:

Россия, 664074, г. Иркутск, ул. Лермонтова, 83;
e-mail: della_edu@mail.ru — автор;
e-mail: a-erodrom@rambler.ru — программист.

ВЫПИСКА ИЗ ГОС О СОДЕРЖАНИИ ДИСЦИПЛИНЫ «ХИМИЯ»

ГОС — Государственный образовательный стандарт.

ЕН — Общие математические и естественнонаучные дисциплины.

ЕН Ф.00 — Федеральный компонент.

ЕН Ф.05 — Химия:

- химические системы: растворы, дисперсные системы, электрохимические системы, катализаторы и каталитические системы, полимеры, олигомеры и их синтез;
- химическая термодинамика и кинетика: энергетика химических процессов, химическое и фазовое равновесие, скорость реакции и методы ее регулирования, колебательные реакции;
- реакционная способность веществ: химия и Периодическая система элементов, кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ, химическая связь, комплементарность;
- качественный и количественный анализ, аналитический сигнал, химический, физико-химический и физический анализ;

- химический практикум;
- для специальностей:
- 090200 «Подземная разработка месторождений полезных ископаемых»;
 - 090800 «Бурение нефтяных и газовых скважин»;
 - 120100 «Технология машиностроения»;
 - 120500 «Оборудование и технология сварочного производства»;
 - 170100 «Горные машины и оборудование»;
 - 170900 «Подъемно-транспортные, строительные, дорожные машины и оборудование»;
 - 290300 «Промышленное и гражданское строительство»;
 - 290500 «Городское строительство и хозяйство»;
 - 290800 «Водоснабжение и водоотведение»;
 - 291000 «Автомобильные дороги и аэродромы и др.».

СПИСОК ВОПРОСОВ К ЭКЗАМЕНУ ПО ХИМИИ

Модуль 1. Периодическая система элементов Д. И. Менделеева

1. Формулировка Периодического закона. Структура Периодической системы элементов Д. И. Менделеева.
2. Современные представления о строении атома.
3. Объяснение реакционной способности веществ с точки зрения современной теории строения атома.
4. Химическая связь: ковалентная, ионная, водородная, металлическая.
5. Основные свойства металлов.
6. Основные свойства неметаллов.

Модуль 2. Физико-химические системы

1. Растворы. Общая характеристика растворов. Способы выражения концентрации растворов.
2. Законы Рауля для разбавленных растворов неэлектролитов. Понижение давления пара растворителя над растворами. Температуры кристаллизации и кипения разбавленных растворов неэлектролитов.
3. Теория электролитической диссоциации С. Аррениуса. Кислотно-основные свойства веществ; теория кислот и оснований (С. Аррениус, Дж. Льюис, Д. Бренстед и Лоури).
4. Общая и активная кислотность. Индикаторы.
5. Дисперсные системы. Понятие о дисперсных системах. Степень дисперсности и удельная поверхность. Классификация дисперсных систем по степени дисперсности и агрегатному состоянию.

Модуль 3. Общие закономерности химических процессов

1. Основные понятия и определения термодинамики: система, фаза, виды систем; параметры состояния системы (энергия, теплота, работа).

2. Основные законы термодинамики. I закон термодинамики. Изобарные процессы, изохорные процессы, энтальпия — энергетическая функция состояния системы.

3. Термохимия. Тепловой эффект химической реакции при постоянном давлении. Термохимические уравнения. Теплота образования. Теплота сгорания. Термохимические расчеты; закон Гесса и следствия из него.

4. Понятие о II законе термодинамики. Энергия Гиббса.

5. Скорость химической реакции и способы ее регулирования. Зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ (закон действия масс), температуры (правило Вант-Гоффа), присутствия катализатора.

6. Обратимые и необратимые реакции, химическое равновесие, константа равновесия, ее физический смысл. Смещение равновесия. Принцип Ле Шателье; влияние температуры, давления и концентрации веществ на сдвиг химического равновесия.

7. Ионное равновесие воды. Водородный показатель (pH).

8. Фазовое равновесие. Правило фаз Гиббса.

9. Отличие неравновесной структуры от равновесной. Колебательные реакции, их значение для дальнейшего развития химии.

Модуль 4. Окислительно-восстановительные системы

1. Окислительно-восстановительные реакции. Окислители, восстановители, процесс окисления, процесс восстановления.

2. Электроотрицательность, степень окисления.

3. Окислительно-восстановительные свойства веществ.

4. Расстановка коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций по методу электронного баланса.

5. Эквивалентность масс окислителя/восстановителя.

Модуль 5. Электрохимические системы

1. Гальванические элементы.

2. Понятие об электродных потенциалах. Ряд стандартных электродных потенциалов.

3. ЭДС и ее измерение. Концентрационные гальванические элементы.

4. Электрохимическая коррозия металлов и способы защиты от коррозии. Защитные покрытия металлов.
5. Электролиз. Последовательность электродных процессов.
6. Электролиз с нерастворимым и растворимым анодами. Практическое применение электролиза.
7. Количественные соотношения при электролизе. Законы Фарадея.

НАЧАЛЬНЫЙ ТЕСТ НА ПРОВЕРКУ ЭЛЕМЕНТАРНЫХ ЗНАНИЙ ПО ХИМИИ

Структура начального теста

1. Атомно-молекулярное учение. Знаки химических элементов и химические формулы.
2. Основные понятия и законы химии. Атом, молекула, химический элемент, простое вещество. Атомная и молекулярная массы, моль, молярная масса, молярный объем. Закон сохранения массы веществ. Закон Авогадро.
3. Строение ядер и электронных оболочек атомов элементов.
4. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Характер изменения свойств атомов элементов и их соединений по периодам, группам и подгруппам.
5. Химическая связь и валентность.
6. Основные классы неорганических соединений: оксиды, основания, кислоты, соли.
7. Растворы. Определение растворимости; определение массовой доли растворенного вещества.
8. Электролитическая диссоциация. Ионные уравнения реакций.
9. Степень окисления, окислители, восстановители. Окислительно-восстановительные реакции.
10. Скорость химических реакций. Химическое равновесие. Элементы термохимии.

Инструкция для выполнения

Начальный тест состоит из 10 вопросов. На его выполнение отводится 15 мин. К каждому заданию предлагается четыре варианта ответов, из которых только один является правильным. Задания рекомендуется выполнять по порядку. Если задание не удастся выполнить сразу, переходите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенным заданиям.

При работе с тестами необходимо пользоваться справочными материалами:

- Периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева;
- таблицей растворимости кислот, оснований и солей в воде;
- таблицей электроотрицательностей элементов и др.

Для расчетов необходим калькулятор.

Шкала оценок:

- оценка «2» — указано менее 5 правильных ответов;
- оценка «3» — от 5 до 6 правильных ответов;
- оценка «4» — от 7 до 8 правильных ответов;
- оценка «5» — от 9 до 10 правильных ответов.

ТЕСТ 1

1. Укажите важнейшие теории, составляющие основу химии:
 - а) теория типов, электронная теория;
 - б) атомно-молекулярная теория, квантово-механическая теория строения атома;
 - в) обобщенная теория кислот, оснований и солей;
 - г) окислительно-восстановительная теория, теория идеальных газов.
2. Химический элемент — это:
 - а) вид атомов с одинаковой массой;
 - б) вид атомов с одинаковым зарядом ядра;
 - в) мельчайшая химически неделимая частица вещества;
 - г) электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и вращающихся вокруг него отрицательно заряженных электронов.
3. Сколько и каких элементарных частиц образуют атом фтора:
 - а) 9 нейтронов и 9 электронов;
 - б) 9 нейтронов, 10 протонов и 19 электронов;
 - в) 9 протонов и 19 электронов;
 - г) 9 протонов, 10 нейтронов и 9 электронов.
4. Укажите физический смысл номера периода:
 - а) равен числу валентных электронов;
 - б) показывает число энергетических уровней в атоме;
 - в) равен суммарному числу электронов в атоме;
 - г) равен числу электронов на внешнем энергетическом уровне.
5. Какая химическая связь наименее прочная:
 - а) металлическая;
 - б) водородная;

- в) ионная;
 - г) ковалентная.
6. Оксид фосфора (V) P_2O_5 является ангидридом:
- а) фосфина PH_3 ;
 - б) ортофосфата кальция $Ca_3(PO_4)_2$;
 - в) фосфористой кислоты H_3PO_3 ;
 - г) ортофосфорной кислоты H_3PO_4 .
7. Растворами называют:
- а) изолированные системы, отделенные от окружающей среды реальной или воображаемой поверхностью раздела;
 - б) гомогенные системы, не способные к обмену веществом с окружающей средой;
 - в) гомогенные системы, содержащие два и более компонентов;
 - г) гетерогенные смеси, содержащие два и более компонентов.
8. Укажите схему реакции, осуществимой в водном растворе:
- а) $CaCO_3 + NaCl \rightarrow$;
 - б) $FeCl_3 + HCl \rightarrow$;
 - в) $NiSO_4 + Cu \rightarrow$;
 - г) $Zn(NO_3)_2 + KOH \rightarrow$.
9. Степень окисления — это:
- а) отрицательный логарифм концентрации ионов окислителя в растворе;
 - б) условный заряд атома в молекуле, вычисленный исходя из предположения, что молекула состоит только из ионов;
 - в) число, показывающее, со сколькими одновалентными атомами может соединиться атом данного элемента;
 - г) отношение числа окислившихся молекул к общему числу молекул данного соединения.
10. Какие факторы не влияют на скорость химических реакций в растворе:
- а) природа реагирующих веществ;
 - б) концентрация реагирующих веществ;
 - в) объем реакционного сосуда;
 - г) температура.

ТЕСТ 2

1. Простейшая (эмпирическая) формула указывает:
- а) число атомов в молекуле;
 - б) соотношение между числом атомов в веществе;
 - в) порядок соединения атомов в молекуле;
 - г) молекулярную массу вещества.

2. Какое утверждение несправедливо для понятия «атом»:
- а) носитель химических свойств элемента;
 - б) разрушается в химических реакциях;
 - в) химически неделим;
 - г) электронейтрален.
3. Сколько в сумме протонов, нейтронов и электронов содержится в изотопе ${}_{17}^{35}\text{Cl}$:
- а) 37;
 - б) 17;
 - в) 52;
 - г) 71.
4. Зная номер группы (главная подгруппа), в которой расположен элемент, можно предсказать:
- а) число электронов на внешнем энергетическом уровне (валентных электронов);
 - б) число энергетических уровней в атоме;
 - в) общее число электронов;
 - г) формулу водородного соединения.
5. Как изменяются полярность и прочность связи в ряду молекул $\text{HF} \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{HI}$?
- а) как полярность, так и прочность связи растут;
 - б) полярность связи растет, а прочность уменьшается;
 - в) как полярность, так и прочность связи уменьшаются;
 - г) полярность связи уменьшается, а ее прочность растет.
6. Оксиды фосфора (V) P_2O_5 и алюминия Al_2O_3 являются соответственно:
- а) кислотным и основным;
 - б) основным и кислотным;
 - в) основным и амфотерным;
 - г) кислотным и амфотерным.
7. В 45 г воды при 25°C максимально растворяется 25 г соли. Коэффициент растворимости соли (г соли на 100 г воды) равен:
- а) 45,8;
 - б) 50,6;
 - в) 53,3;
 - г) 55,6.
8. Сильным электролитом является:
- а) разбавленный водный раствор серной кислоты;
 - б) насыщенный водный раствор сероводорода;
 - в) водный раствор AgCl ;
 - г) 9%-ный раствор уксусной кислоты.

9. В каком ряду веществ, формулы которых приведены ниже, степень окисления кислорода во всех соединениях равна -2 :
- а) H_2O , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, OF_2 ;
 - б) NO , SO_3 , H_2O_2 ;
 - в) SO_2 , H_3PO_4 , Fe_3O_4 ;
 - г) KO_2 , P_2O_5 , Cl_2O .
10. В соответствии с эмпирическим правилом Вант-Гоффа при повышении температуры реакционной смеси от 30 до 40°C скорость химической реакции:
- а) увеличивается в $22,4$ раза;
 - б) уменьшается в 10 раз;
 - в) увеличивается в $2-4$ раза;
 - г) достигает своего максимального значения.

ТЕСТ 3

1. Что не показывает химический знак N:

 - а) один атом элемента азота;
 - б) один моль атомов элемента азота;
 - в) относительную атомную массу элемента азота;
 - г) относительную молекулярную массу вещества азота.

2. Какое утверждение несправедливо для понятия «простое вещество»:

 - а) форма существования химического элемента в природе;
 - б) входит в состав химических соединений;
 - в) состоит из атомов одного вида;
 - г) простых веществ больше, чем химических элементов.

3. Отметьте символ невозможного энергетического подуровня:

 - а) $5s$;
 - б) $3f$;
 - в) $3d$;
 - г) $2p$.

4. Что одинаково для атомов элементов Ca и Sc, расположенных в одном и том же периоде:

 - а) число энергетических уровней;
 - б) радиус;
 - в) число валентных электронов;
 - г) формула высшего оксида.

5. Валентность, равную номеру группы, может проявлять:

 - а) углерод C;
 - б) железо Fe;
 - в) кислород O;

- г) неон Ne.
6. С каким веществом будет реагировать CaO, но не будет реагировать P₂O₅:
- а) углекислый газ CO₂;
 - б) гидроксид калия KOH;
 - в) оксид железа (III) Fe₂O₃;
 - г) вода.
7. В 182 г воды растворили 0,1 моль глюкозы C₆H₁₂O₆. Какова массовая доля глюкозы в растворе (ω, %):
- а) 0,09;
 - б) 18%;
 - в) 0,5 моль/л;
 - г) 9%.
8. Реакция ионного обмена протекает до конца в результате образования осадка при взаимодействии:
- а) Na₂S + Pb(NO₃)₂ →;
 - б) CaCO₃ + NaCl →;
 - в) Cu(OH)₂ + H₂SO₄ →;
 - г) KOH + K₃PO₄ →.
9. Укажите самый сильный окислитель:
- а) металлическая платина;
 - б) электрический ток на аноде при электролизе;
 - в) углерод;
 - г) фтор.
10. Какой фактор будет смещать вправо равновесие процесса 2SO₂(г) + O₂(г) ↔ 2SO₃(г) + Q; (ΔH < 0):
- а) увеличение концентрации SO₂;
 - б) изменение природы катализатора;
 - в) понижение давления;
 - г) повышение температуры.

ТЕСТ 4

1. Молекула уксусной кислоты состоит из:
- а) 1 атома С, 3 атомов Н и 1 атома О;
 - б) 1 атома С, 2 атомов Н и одной альдегидной группы;
 - в) 2 атомов С, 4 атомов Н и 2 атомов О;
 - г) иона кислотного остатка и водорода.
2. Моль — это:
- а) число частиц, содержащихся в 1 г любого вещества;
 - б) 1/12 часть массы изотопа углерода ¹²C;
 - в) единица, которой в химии измеряют количество вещества;

- г) число молекул, содержащихся в 22,4 л газа при нормальных условиях.
3. Основному состоянию атома Са отвечает сокращенная электронная конфигурация:
- а) $3s^23p^64s^2$;
 - б) $3s^23p^63d^24s^2$;
 - в) $3s^23p^64s^0$;
 - г) $3s^23p^4$.
4. Что одинаково для атомов элементов S и Cr, расположенных в одной и той же группе:
- а) число энергетических уровней;
 - б) радиус;
 - в) высшая валентность;
 - г) формула летучего водородного соединения.
5. Каковы валентность и степень окисления азота в азотной кислоте HNO_3 :
- а) IV и +5;
 - б) III и -3;
 - в) V и +5;
 - г) IV и +4.
6. С каким веществом будет реагировать разбавленная соляная кислота HCl :
- а) нитрат натрия NaNO_3 ;
 - б) гидроксид калия KOH ;
 - в) металлическая медь Cu ;
 - г) вода.
7. Какова массовая доля щелочи в растворе, полученном растворением 2,3 г NaOH в 100 г воды (плотность раствора принять равной 1 г/см³). Ответ дайте с точностью до тысячных долей:
- а) 2,300;
 - б) 2,354;
 - в) 2,248;
 - г) 2,315.
8. Электролиты — это вещества, которые:
- а) диссоциируют в растворе или расплаве на ионы;
 - б) растворимы в воде;
 - в) не растворимы в органических растворителях;
 - г) в процессе электролиза окисляются на аноде.
9. Какие свойства проявляет иодид-ион (I^-) в окислительно-восстановительных реакциях:
- а) только окислителя;

- б) только восстановителя;
 - в) и окислителя, и восстановителя;
 - г) ни окислителя, ни восстановителя.
10. В эндотермических процессах:
- а) энтальпия реакционной системы увеличивается ($\Delta H > 0$);
 - б) скорость химической реакции увеличивается при понижении температуры;
 - в) тепловой эффект реакции положителен ($Q > 0$);
 - г) для достижения равновесия требуется катализатор.

ТЕСТ 5

1. Питательная сода, широко используемая в пищевой промышленности, описывается формулой:
 - а) $C_6H_{12}O_6$;
 - б) $NaCl$;
 - в) KCN ;
 - г) $NaHCO_3$.
2. Масса молекулы O_3 равна:
 - а) 16 а. е. м.;
 - б) 32 а. е. м.;
 - в) 48 г/моль;
 - г) $7,97 \cdot 10^{-23}$ г.
3. Атом какого элемента может иметь электронную конфигурацию $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$:
 - а) фосфора;
 - б) азота;
 - в) мышьяка;
 - г) серы.
4. Какова формула высшего оксида элемента III группы главной подгруппы:
 - а) $Э_2O_5$;
 - б) $ЭO_3$;
 - в) $Э_2O_3$;
 - г) $Э_3O_2$.
5. Химическая связь представляет собой:
 - а) притяжение электронов одних атомов к ядрам других атомов;
 - б) взаимодействие атомов, обуславливающее устойчивость молекулы как целого;
 - в) распределение электронной плотности в молекуле;
 - г) обобществление электронных пар различными атомами.

6. Щелочи могут реагировать:
 - а) как с сильными, так и со слабыми кислотами;
 - б) только с сильными кислотами;
 - в) только с кислотными оксидами;
 - г) как с кислотными, так и с основными оксидами.
7. Среди перечисленных ниже веществ в воде хорошо растворим:
 - а) сульфат бария BaSO_4 ;
 - б) силикат кальция CaSiO_3 ;
 - в) сульфид меди (II) CuS ;
 - г) нитрат железа (III) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_3$.
8. Степень диссоциации сульфата калия K_2SO_3 в водном растворе с концентрацией 1 моль/л составляет 0,75. Вычислите концентрацию ионов калия в растворе:
 - а) 0,75 моль/л;
 - б) 2,25 моль/л;
 - в) 1,5 моль/л;
 - г) 2 моль/л.
9. Что представляет собой превращение $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$:
 - а) восстановление;
 - б) окисление;
 - в) ионообменная реакция;
 - г) образование катиона аммония.
10. Какая из нижеприведенных реакций является эндотермической:
 - а) $2\text{H}_2\text{O}_2 (\text{ж}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} (\text{ж}) + \text{O}_2 (\text{г}) (\Delta H^0 = -198 \text{ кДж})$;
 - б) $\text{N}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightarrow 2\text{NO} (\text{г}) (\Delta H^0 = +183 \text{ кДж})$;
 - в) $2\text{H}_2 (\text{г}) + \text{O}_2 (\text{г}) \rightarrow 2\text{H}_2\text{O} (\text{ж}) (Q = 572 \text{ кДж})$;
 - г) $\text{CH}_4 (\text{г}) + 2\text{O}_2 (\text{г}) \rightarrow \text{CO}_2 (\text{г}) + 2\text{H}_2\text{O} (\text{ж}) (\Delta H^0 = -890 \text{ кДж})$.

ТЕСТ 6

1. Массовая доля хлора в его оксиде равна 59,66%. Формула оксида:
 - а) Cl_2O ;
 - б) Cl_2O_3 ;
 - в) Cl_2O_5 ;
 - г) Cl_2O_7 .
2. Алюминий массой 10,8 г прореагировал с избытком соляной кислоты. Определите массу полученного хлорида алюминия и объем выделившегося водорода (условия нормальные):
 - а) 133,5 г и 13,44 л;

- б) 67,75 г и 11,2 л;
в) 133,5 г и 22,4 л;
г) 267,0 г и 13,44 л.
3. Электронная конфигурация иона щелочного металла (Met^{+1}) — $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$. Это ион:
а) рубидия;
б) калия;
в) натрия;
г) лития.
4. Укажите формулу водородного соединения элемента с атомным номером 14:
а) ЭН_2 ;
б) ЭН ;
в) ЭН_3 ;
г) ЭН_4 .
5. Валентность атома — это:
а) число химических связей (электронных пар), которыми данный атом соединен с другими;
б) степень окисления атома;
в) число отданных или принятых электронов;
г) число электронов, недостающее для получения электронной конфигурации ближайшего инертного газа.
6. Сложные неорганические вещества обычно делят на четыре важнейших класса:
а) металлы, неметаллы, кислоты, соли;
б) оксиды, пероксиды, кислоты, соли;
в) оксиды, основания, кислоты, соли;
г) окислители, восстановители, ингибиторы, катализаторы.
7. В растворе хлорида натрия NaCl массовая доля растворенного вещества составляет 11,7%. Вычислите массу NaCl , который содержится в 400 г этого раствора:
а) 46,8%;
б) 46,8 г;
в) 0,8 моль;
г) 0,468 г.
8. Кислотность (основность) растворов принято выражать через водородный показатель (pH), рассчитываемый по формуле:
а) $\text{pH} = \lg[\text{H}^+]$;
б) $\text{pH} = -\lg[\text{OH}^-]$;
в) $\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]$;
г) $\text{pH} = -\ln[\text{H}^+]$.

9. Укажите сумму коэффициентов перед формулами всех веществ в окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме: $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$:
- а) 18;
 - б) 25;
 - в) 30;
 - г) 35.
10. Назовите физическое явление, не сопровождающееся изменением энтальпии:
- а) растворение соли в воде;
 - б) плавление льда;
 - в) сублимация (возгонка) иода;
 - г) интерференция света.

ПРОИСХОЖДЕНИЕ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

*There are more things in heaven and earth,
Horatio, than are dreamt of your philosophy.*

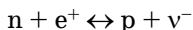
Shakespeare

*Гораций, много в мире есть того,
Что вашей философии не снилось.*

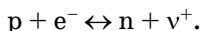
У. Шекспир (пер. Б. Пастернака)

Американские космофизики Г. Юри и Э. Зюсс остроумно заметили, что окружающее нас вещество похоже на золу космического ядерного пожара, в котором оно было создано, поскольку распространенность элементов и их изотопов определяется их ядерными свойствами.

Полагают, что начальной субстанцией, из которой в результате Большого взрыва родилась Вселенная, был нейтронный газ. В этом «первичном аду» и рождались атомы химических элементов. Через 0,01 с после начала Большого взрыва температура субстанции была чрезвычайно высока и вещество состояло только из протонов и нейтронов в равных пропорциях. Благодаря присутствию электронов, позитронов, нейтрино и антинейтрино происходили непрерывные превращения:



и обратно



При охлаждении за первые 10 с число протонов увеличилось за счет нейтронов и началось образование дейтерия, трития и изотопов гелия ^3He и ^4He . Через 100 с от начала расширения закончи-

лись все ядерные превращения, при этом водорода получилось 90%, гелия — 9%; остальное составили более тяжелые элементы. По весу водорода оказалось около 70%, гелия — 30%, очень небольшая часть — других элементов. *Это и есть химический состав Вселенной к началу формирования звезд и галактик.*

К настоящему времени разработана теория синтеза большинства химических элементов в недрах звезд из водорода и гелия (У. Фаулер и др., 1957). В звездных печах легкие элементы «сплавляются» в тяжелые ядра, последние рассеиваются в пространстве в результате взрыва сверхновых или смерти красных гигантов (каковым станет наше Солнце — желтый карлик — через 5 млрд лет). При вспышках сверхновых звезд образуются изотопы элементов с массовыми числами больше 60.

Во Вселенной и на Земле более распространены элементы с четными порядковыми номерами, чем с нечетными, особенно с массовыми числами, кратными 4: He, C, O, Ne, Mg, Si, S, Ar, Ca; а также элементы, у которых число протонов или нейтронов равно 2, 8, 20, 50, 82, 126. Таким «магическим числам» соответствуют заполненные ядерные оболочки, характеризующие устойчивые ядра. Исключительно устойчивые ядра имеют атомы железа.

Оказалось далее, что все тела Солнечной системы построены только из небольшого числа химических элементов (после 28-го номера в Периодической системе распространенность последних резко падает) и имеют единое происхождение. Доказано также, что породообразующие элементы планет Солнечной системы и метеоритов выброшены именно Солнцем, а не захвачены из других областей Галактики.

Наше Солнце состоит из 74% водорода, 24% гелия и 2% тяжелых элементов и осуществляет в основном протон-протонный цикл (синтезирует из водорода гелий). В его недрах также протекают реакции азотно-углеродного цикла и некоторые другие, но они идут медленно.

Большинство газов — H, He, CH₄, NH₃, CO, N, CO₂ и все инертные газы — это «продукция» летучей части солнечного вещества. Основную часть Земли, других внутренних планет и метеоритов составляют нелетучие элементы Солнца — Si, Fe, Ca, Al, Ni, Na. Летучая часть солнечного вещества при низких температурах переходит в твердое состояние, а атомы газов вступают в соединения (за исключением инертных элементов).

В метеоритах, большинство из которых очень древние (их возраст совпадает с возрастом Земли и Луны — 4,5–4,6 млрд лет),

обнаружено более 60 минералов, похожих на земные. В метеоритном веществе и лунном грунте также были обнаружены сложные *органические соединения* (спирты, карбонильные соединения, сильная кислота, предшественники аминокислот и др.), возникшие на последних стадиях остывания Солнечной туманности, усвоенные нашей планетой и, возможно, приведшие к развитию жизни.

Основными источниками сведений о химических элементах во Вселенной и на Земле служат данные спектрального анализа о составе Солнца, звезд и планет, а также результаты лабораторных исследований материала земной коры, метеоритов, пород поверхности Луны и планет.

Химическая эволюция Земли

За 4,5–4,6 млрд лет своего существования и развития Земля прошла сложнейший путь химической эволюции, в течение которого сложились определенные пропорции количественных соотношений атомов элементов. Время существования атомов Земли русский академик и минералог А. Е. Ферсман разделил на три эпохи:

- эпоху звездных условий существования;
- эпоху начала формирования планет;
- эпоху геологического развития.

Таким образом, из хаоса материальных частиц и процессов природы гармонично выстраивает свой порядок в мире.

Химический состав Земли непрерывно меняется. По словам В. И. Вернадского, «наша планета 2 млрд лет раньше или позже — это химически разные тела». Очень изменилась за свою историю земная атмосфера. Первичная *атмосфера* (протоатмосфера) Земли была значительно более плотной и состояла из углекислого газа (в основном), аммиака, сероводорода, метана; свободного кислорода практически не было. Резкое изменение состава атмосферы произошло примерно 2 млрд лет назад и связано с зарождением жизни на Земле.

Первые конденсированные *воды* на Земле были минерализованные. Первичная поверхность суши омывалась кислыми водами (в связи с разрушением первичных алюмосиликатных пород) и была местом гидролиза и гидратации соответствующих минералов. Пресные воды гидросферы появились значительно позднее в результате испарения с поверхности Земли первичных водоемов.

Изменилась *радиоактивность* Земли. Так, 4,5 млрд лет назад ^{238}U на планете было в 2 раза больше. Существовали также менее долговечные радиоактивные изотопы с периодом полураспада ме-

нее 10^8 лет, «вымершие» к настоящему времени. Например, в докембрийском редкоземельном минерале бастиезите обнаружены (1971) долгоживущие радиоактивные элементы ^{244}Pu и ^{247}Cm , имеющие сверхтяжелые трансурановые ядра, пока более нигде не найденные и не полученные в лаборатории вследствие своей крайней неустойчивости. Еще через 4 млрд лет урана на Земле вообще не останется: в его бывших месторождениях найдут только соединения свинца, а атмосфера станет богаче гелием. Свои последние дни в современную эпоху доживают также атомы ^{40}K , ^{235}As , ^{211}At и некоторых других радиоактивных элементов.

Изменился *тепловой баланс* Земли, так как он существенно зависит от радиоактивности, а большинство «вымерших» радиоактивных изотопов при распаде выделяли много больше энергии. Так, если при распаде урана выделяется 2,98 Дж в год, то у ^{244}Pu — 50,4, у ^{247}Cm — 277,2 Дж в год.

В заключение следует добавить, что химическая эволюция Земли продолжается и сейчас, причем не без участия человека. К настоящему времени лик Земли (по Вернадскому) сформирован жизнью.

После рассмотрения сценариев возникновения химических элементов следует добавить, что каждый вид атомов (химический элемент), аналогично живому существу, рождается, живет и умирает; причем рождается с определенным набором свойств, присущих только ему:

- зарядом атомного ядра — это основополагающее свойство атома;
- строением электронной оболочки — от нее зависит химическая активность атомов данного элемента;
- электроотрицательностью и электродным потенциалом — последние определяют окислительно-восстановительный характер веществ;
- радиоактивностью и др.

Эти и другие фундаментальные свойства каждого химического элемента являются справочными данными, их можно почерпнуть из Периодической таблицы Д. И. Менделеева; они также представлены в справочниках (см. библиографический список или раздел «Справочные материалы» настоящего пособия).

В настоящее время в химических науках сформировалось новое направление — *эволюционная химия* — наука о самоорганизации и саморазвитии химических систем.

*Химики — это те,
кто действительно понимает,
как устроен мир.*

Лайнус Полинг,
дважды лауреат Нобелевской премии

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

*Передо мною мир стоит
Мифологической проблемой:
Мне Менделеев говорит
Периодической системой.*

А. Белый

*Периодическая законность первая дала
возможность видеть неоткрытые еще
элементы в такой дали, до которой не-
вооруженное этой закономерностью зре-
ние до тех пор не достигало.*

Д. И. Менделеев

Данная тема — одна из важнейших в современной химии, поэтому ее необходимо тщательно изучить и полностью понять.

Периодический закон и Периодическую систему элементов следует рассмотреть сначала с позиций Д. И. Менделеева, затем усвоить современную теорию строения атома, снова вернуться к таблице Д. И. Менделеева и изучить ее уже на более высоком уровне знаний.

Периодический закон можно рассматривать как совокупность трех подзаконов. Периодическая система элементов — графическое изображение периодического закона, поэтому ее удобно рассмотреть с точки зрения инженерной графики — сначала «общий вид» (длинный, короткий, полудлинный варианты), затем — «узлы» (периоды и группы, семейства элементов), затем — «детали» (каждый элемент в отдельности — изучается в курсе неорганической химии).

Данная тема является фундаментом для понимания всего последующего материала, поэтому ее скрупулезное изучение необходимо студентам всех специальностей.

1.1. ФОРМУЛИРОВКА ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА ПО Д. И. МЕНДЕЛЕЕВУ

Формулировка периодического закона по Д. И. Менделееву звучит так:



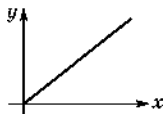
Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.

Если внимательно присмотреться к формулировке периодического закона (ПЗ), то можно увидеть, что он состоит как бы из трех подзаконов:

- свойства простых веществ находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов (т. е. периодически повторяются);
- формы простых веществ периодически повторяются;
- свойства соединений элементов также периодически повторяются.

Периодическая система элементов (ПСЭ) является графическим изображением периодического закона¹.

Чтобы лучше понять, как соотносятся ПЗ и ПСЭ, можно провести аналогию: элементарному математическому закону $y = kx$ соответствует графическое изображение:



В настоящее время насчитывается около пятисот вариантов ПСЭ, основными из них являются:

- длинный вариант;
- полудлинный вариант;
- короткий вариант — наиболее распространенный.

На форзаце книги приведен короткий вариант Периодической системы элементов.

1.2. СТРУКТУРА ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВ ПО Д. И. МЕНДЕЛЕЕВУ

Рассмотрим более подробно короткий вариант Периодической системы элементов.

В коротком варианте Периодической системы элементов (как и в любом другом) элементы расположены по возрастанию их атомных весов (масс). Имеются четыре исключения (когда последующий элемент имеет атомную массу меньшую, чем предыдущий):

- аргон–калий (${}^{39,948}_{18}\text{Ar} - {}^{39,102}_{19}\text{K}$);
- кобальт–никель (${}^{58,933}_{27}\text{Co} - {}^{58,71}_{28}\text{Ni}$);
- теллур–йод (${}^{127,6}_{52}\text{Te} - {}^{126,905}_{53}\text{I}$);
- торий–протактиний (${}^{232,038}_{90}\text{Th} - [{}^{231}_{91}\text{Pa}]$).

¹ Из периодических таблиц (систем) всем хорошо известны календари, в которых периодически повторяются дни недели (через 7), месяцы (через 12) и т. д.

Короткий вариант Периодической системы элементов по горизонтали состоит из семи периодов, подразделенных на десять рядов (четные и нечетные); по вертикали — из восьми групп, подразделенных на подгруппы (главную и побочную).

1.2.1. ПЕРИОДЫ



Период — это горизонтальный ряд элементов, в пределах которого свойства элементов изменяются последовательно от щелочного металла до инертного газа.

В малых периодах этот путь короткий, в больших — длинный.

Первый период содержит 2 элемента	}	малые периоды
Второй — 8 элементов		
Третий — также 8		
Четвертый — 18	}	большие периоды
Пятый — 18		
Шестой — 32		

Седьмой период содержит 24 элемента (при условии, что всего элементов в ПСЭ — 110) и является незавершенным.

Рассмотрим более подробно каждый из периодов.

Первый период имеет две особенности — содержит всего два элемента: водород (H) и гелий (He). H занимает в первом периоде особое положение: в I группе, главной подгруппе он находится как полноправный член, а в VII группе, главной подгруппе, его символ заключен в скобки. Это связано с тем, что по ряду свойств водород напоминает щелочные металлы (сходство атомного спектра, степень окисления +1, взаимодействие с неметаллами), по другим же свойствам он более сходен с галогенами (газообразное состояние, двухатомная молекула простого вещества, сходство гидридов с галогенидами и др.).

Элементы *второго* и *третьего* периодов Д. И. Менделеев называл типическими, так как их свойства резко (*типически*) изменяются от одного к другому.

Четвертый, пятый, шестой периоды являются длинными: подразделяются на два ряда — четные и нечетные. В четных рядах больших периодов находятся одни металлы (например, в четвертом периоде, четвертом ряду находятся K, Ca, Sc, Ti, V, Cr, Mn, Fe, Co, Ni). В нечетных рядах больших периодов свойства элементов изменяются как и у *типических* (второй, третий периоды) за

исключением того, что вместо щелочного и щелочно-земельного металла здесь находятся *d*-элементы (например, в пятом периоде, седьмом ряду: Ag, Cd — *d*-элементы, далее от In до Xe — *p*-элементы, свойства которых изменяются аналогично свойствам *p*-элементов второго и третьего периодов).

Шестой период по сравнению с пятым имеет одну особенность: здесь после лантана ($_{57}\text{La}$) должны находиться четырнадцать лантаноидов (от $_{58}\text{Ce}$ до $_{71}\text{Lu}$ включительно); они приводятся внизу таблицы.

Седьмой период, как и первый, имеет две особенности. Во-первых, состоит из одного ряда (10-го четного), является незавершенным. Во-вторых, здесь после актиния ($_{89}\text{Ac}$) должны находиться четырнадцать актиноидов (от $_{90}\text{Th}$ до $_{103}\text{Lr}$ включительно); они также приведены внизу таблицы.

Лантаноиды и актиноиды не входят ни в какую группу и составляют два отдельных семейства. У них явно выражены как горизонтальная, так и вертикальная аналогии.

Основным признаком, по которому элементы больших периодов разделены на два ряда, является их степень окисления (во времена Менделеева — валентность). Одинаковые значения степеней окисления элементов дважды повторяются в периоде с ростом их атомных масс. Например, в четвертом периоде степени окисления элементов от K до Mn изменяются от +1 до +7, затем следует триада Fe, Co, Ni (это элементы четного ряда), после чего наблюдается такое же возрастание степеней окисления у элементов от Cu до Br (это элементы нечетного ряда).

Дважды повторяются в больших периодах и формы соединенных элементов (см. ниже).

1.2.2. ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ



Группа — это вертикальный столбец элементов.

По вертикали ПСЭ состоит, как уже было сказано, из восьми групп, подразделенных на подгруппы (главную и побочную). Это подразделение усилено смещением: символы элементов главных подгрупп смещены в своих клетках влево, элементов побочных подгрупп — вправо (или наоборот). Следует подчеркнуть, что такое подразделение имеет место только в коротком варианте ПСЭ, в длинном варианте подгрупп нет.

В главную подгруппу входят элементы *типичские* (2-го и 3-го периодов) и стоящие под ними; в побочную подгруппу — только металлы — *d*-элементы больших периодов. Восьмая группа отличается от остальных: здесь побочные подгруппы представлены триадами *d*-элементов (например, четвертый период, восьмая группа, побочная подгруппа: Fe, Co, Ni).

В подгруппах объединены наиболее сходные между собой элементы. Следует отметить, что элементы главной и побочной подгрупп в пределах одной группы сильно различаются между собой; однако их объединяет одинаковая высшая положительная степень окисления, как правило, равная номеру группы. Например, в седьмой группе элементы Cl и Mn имеют высшую положительную степень окисления +7 (из этого правила также есть исключения: F -1, O -2, Cu +2 и некоторые другие).

1.2.3. ИЗМЕНЕНИЕ МЕТАЛЛИЧЕСКИХ И НЕМЕТАЛЛИЧЕСКИХ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ В ПЕРИОДЕ И ПО ПОДГРУППЕ

Из 110 элементов в ПСЭ 88 — металлы.

Атомы металлов сравнительно легко отдают валентные электроны и превращаются в положительно заряженные ионы. Поэтому металлы являются восстановителями. В этом и состоит их главное и наиболее общее химическое свойство. Под «металлическими свойствами» элемента подразумевают его способность отдавать

		Главные подгруппы											
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII				
Период	1	1 H								2 He		↑ Неметаллические свойства возрастают	
	2	3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne				
	3	11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar				
	4	19 K	20 Ca	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr				
	5	37 Rb	38 Sr	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe				
	6	55 Cs	56 Ba	81 Tl	82 Rb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn				
	7	87 Fr	88 Ra										
		Металлические свойства возрастают											
		Неметаллические свойства возрастают											

Рис. 1.1

Основные тенденции изменения свойств элементов в Периодической системе

валентные электроны: чем легче он их отдает, тем более выражены его металлические свойства.

Если в Периодической системе элементов провести прямую линию от бериллия (Be) к астату (At), то справа сверху будут находиться неметаллы, слева внизу — металлы, а вблизи линии будут располагаться амфотерные элементы (см. рис. 1.1).

Металлические свойства слева направо в периоде будут ослабевать, а неметаллические, соответственно, усиливаться; по подгруппе металлические свойства усиливаются сверху вниз с увеличением порядкового номера элемента (рис. 1.1). Следует отметить, что это связано со строением внешних электронных оболочек атомов элементов (см. ниже). Так, например, в третьем периоде Na является более активным металлом, чем Mg, а Mg, в свою очередь, более активным металлом, чем амфотерный Al; неметаллические свойства элементов будут далее усиливаться от Si к Cl.

В I группе главной подгруппы Cs и Fr будут являться более сильными металлами, чем Li.

1.2.4. КИСЛОРОДНЫЕ И ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

Д. И. Менделеев в своей формулировке периодического закона показал, что периодически изменяются не только свойства простых веществ, но также и формы их соединений. Рассмотрим это положение на примере кислородных и водородных соединений элементов.

Кислородные соединения элементов ПСЭ

Все элементы Периодической системы элементов (кроме ${}^2\text{He}$, ${}^{10}\text{Ne}$, ${}^{18}\text{Ar}$) образуют оксиды, однако форм этих оксидов всего восемь, и они периодически повторяются. Формулы высших оксидов приведены внизу таблицы под каждой группой, причем оксиды образуют элементы как главной, так и побочной подгрупп. Например, элементы первой группы обеих подгрупп, за некоторым исключением, имеют оксид общей формулы R_2O : Li_2O , Na_2O , K_2O , Cu_2O , Rb_2O , Ag_2O , Cs_2O , Fr_2O (исключения: высшим оксидом меди является CuO , а золота — Au_2O_3).

Элементы VI группы образуют высший оксид общей формулы RO_3 : SO_3 , SeO_3 , CrO_3 и др. (исключение: к элементу кислороду ${}^8\text{O}$ это не относится).

В VII группе общая формула высшего оксида — R_2O_7 : Cl_2O_7 , Mn_2O_7 (исключение: оксид фтора имеет формулу OF_2).

У элементов VIII группы общая формула высшего оксида — RO_4 , однако из побочной подгруппы только ${}_{44}\text{Ru}$, ${}_{76}\text{Os}$ и ${}_{78}\text{Pt}$ образуют оксиды такой формы.

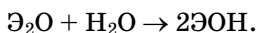
Водородные соединения элементов ПСЭ

Элементы IV, V, VI и VII групп и *только главных подгрупп* образуют летучие водородные соединения. Формы водородных соединений элементов также периодически повторяются, и они также приведены внизу таблицы. Например, для элементов IV группы главной подгруппы летучие водородные соединения имеют общую формулу RH_4 ; таким образом, элементы главной подгруппы данной группы образуют летучие водородные соединения CH_4 , SiH_4 , GeH_4 и т. д.

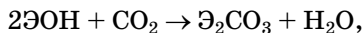
Периодически повторяются также формы других соединений элементов: сульфидов, нитридов, карбидов, гидридов и др.

1.2.5. ПЕРИОДИЧЕСКИ ПОВТОРЯЮЩИЕСЯ СВОЙСТВА СОЕДИНЕНИЙ ЭЛЕМЕНТОВ

Например, оксиды щелочных металлов Li_2O , Na_2O , K_2O , Rb_2O , Cs_2O ($\text{Э}_2\text{O}$) энергично взаимодействуют с водой, образуя гидроксиды:

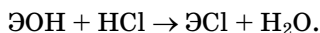


Гидроксиды щелочных металлов — бесцветные кристаллические вещества, сравнительно легкоплавкие и очень хорошо растворимы в воде (исключение — LiOH), гигроскопичны (жадно поглощают влагу), поглощают CO_2 :



термически устойчивы (исключение — LiOH) до температуры более 1000°C .

Гидроксиды щелочных металлов взаимодействуют с кислотами:



П Р И М Е Р Ы

1. В какой группе и в каком периоде Периодической системы элементов Д. И. Менделеева находится элемент с порядковым номером 42?

Решение.

Расположение элементов в Периодической системе в соответствии со строением их атомов следующее: в первом периоде — 2, во втором — 8, в третьем — 8. Третий период заканчивается элементом с порядковым номером 18 ($2 + 8 + 8$). В четвертом периоде 18 элементов, т. е. он заканчивается элементом с порядковым номером 36. В пятом периоде также 18 элементов, поэтому элемент с порядковым номером 42 попадает в пятый период. Он занимает шестое место, следовательно, находится в шестой группе (побочной подгруппе). Этот элемент — молибден Мо.

2. Опишите химические свойства элемента с порядковым номером 23 по его положению в Периодической системе.

Решение.

По Периодической системе определяем, что элемент с порядковым номером 23 находится в четвертом периоде и в побочной подгруппе пятой группы. Этот элемент — ванадий V. Электронная формула V: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$, сокращенно — $[\text{Ar}] 3d^3 4s^2$. Следовательно, V — *d*-элемент.

Элемент может легко отдавать два электрона с 4-го уровня, проявляя степень окисления +2. При этом он образует оксид VO и гидроксид $\text{V}(\text{OH})_2$, проявляющие основные свойства. Газообразных водородных соединений ванадий не образует, так как расположен в побочной подгруппе.

Атом ванадия может отдавать электроны с *d*-подуровня предпоследнего энергетического уровня (3 электрона) и, таким образом, проявлять высшую степень окисления +5 (численно равную номеру группы, в которой расположен элемент). Оксид, соответствующий высшей степени окисления, — V_2O_5 . Этот оксид обладает кислотными свойствами. В качестве гидроксида ему соответствует неустойчивая метаванадиевая кислота HVO_3 (соли ее — ванадаты — устойчивые соединения).

3. Какие соединения с водородом образуют элементы главной подгруппы VI группы? Назовите наиболее и наименее прочное из них.

Решение.

Элементы главной подгруппы VI группы — *p*-элементы. У их атомов на внешнем энергетическом уровне находится по 6 элек-

тронов: ns^2np^4 . Следовательно, в соединениях с водородом (общая формула H_2R) они проявляют степень окисления — 2.

С ростом порядкового номера элемента (от кислорода к полонию) увеличивается радиус атома, что обуславливает уменьшение прочности соединения с водородом (от H_2O к H_2Po). Таким образом, из названных соединений наиболее прочным является вода H_2O , наименее прочным — H_2Po .

4. Какой из элементов — литий или калий — обладает более выраженными металлическими свойствами?

Р е ш е н и е.

Строение электронных оболочек атомов лития и калия представляем следующим образом: $Li — 1s^22s^1$, $K — 1s^22s^22p^63s^23p^64s^1$ или сокращенно $[He]s^1$ и $[Ar]s^1$. Как видим, у обоих атомов на внешнем энергетическом уровне находится по одному электрону. Однако у атома калия внешний электрон расположен дальше от ядра (на четвертом энергетическом уровне, а у лития — на втором) и, следовательно, легче отрывается. Поскольку металлические свойства обусловлены способностью отдавать электроны, они сильнее выражены у калия.

5. Состав оксида некоторого металла может быть выражен простейшей формулой Me_2O_3 . Известно, что оксид массой 76,5 г содержит металл массой 40,5 г. Какой металл образует оксид?

Р е ш е н и е.

Определяем массу кислорода, содержащегося в оксиде массой 76,5 г:

$$m(O) = m(Me_2O_3) - m(Me), \quad m(O) = (76,5 - 40,5) = 36,0 \text{ г.}$$

Находим количество вещества кислорода

$$\nu = m/M, \quad \nu(O) = 36,0/16 = 2,25 \text{ моль.}$$

Из формулы оксида следует, что на 3 моль атомного кислорода приходится 2 моль металла, т. е.

$$2:3 = x:2,25, \quad x = \frac{2 \cdot 2,25}{3} = 1,5 \text{ моль.}$$

Таким образом, металл массой 40,5 г составляет 1,5 моль.

$$M = m/\nu; \quad M(Me) = 40,5/1,5 = 27.$$

Металл — алюминий.

1.3. ОСНОВНЫЕ СВЕДЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА

Квантовая механика — это полная загадок и парадоксов дисциплина, которую мы не понимаем до конца, но умеем применять.

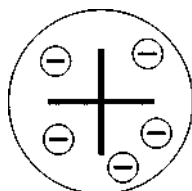
М. Гелл-Манн,
американский физик-теоретик,
лауреат Нобелевской премии 1969 г.

Можно понять, что происходит в микромире, можно даже написать математические законы, отражающие это понимание, но объяснить процессы в этом микромире на вербальном уровне очень сложно.

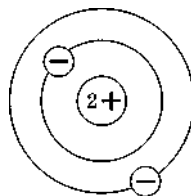
В. В. Горбачев, акад. РАЕН,
засл. деятель науки РФ

До конца XIX века атомы считались неделимыми (от *греч.* atomos — неделимый). По мере накопления опытных данных при изучении явлений электролиза, прохождения электрического тока в газах и особенно радиоактивности (А. Беккерель, 1896) пришлось отказаться от такого взгляда на вещи и признать, что атом имеет сложное строение. Было предложено несколько моделей строения атома.

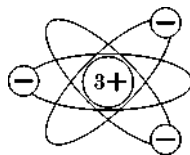
1. *Модель В. Томсона и Д. Д. Томсона (1904)* — «булочка с изюмом». Атом представляет собой материальную положительно заряженную сферу, в которую вкраплены, как изюм в булочку, отрицательно заряженные электроны.



2. *Планетарная (ядерная) модель строения атома Э. Резерфорда (1911)*. Согласно этой модели атом состоит из массивного, положительно заряженного ядра, вокруг которого на значительном расстоянии вращаются, как планеты вокруг Солнца, электроны, образуя электронную оболочку атома. При этом размеры ядра меньше размеров атома примерно в 100 тыс. раз, однако практически вся масса атома сосредоточена в ядре. Планетарной моделью атома пользуются и сейчас.



3. *Современная квантово-механическая модель строения атома (1926)*. Атом в целом электронейтрален и состоит из очень маленького, но очень тяжелого массивного ядра и огромных, раз-



мытых, почти невесомых электронных облаков. Диаметр атома $\approx 10^{-8}$ см, диаметр ядра $\approx 10^{-13} - 10^{-12}$ см (для сравнения: если увеличить атомное ядро до размеров горошины и поместить его на середину Красной площади в Москве, то первый электрон будет вращаться по Садовому кольцу).

Масса электрона $\approx 9 \cdot 10^{-28}$ г и составляет $1/1837$ часть массы атома водорода. Электрон движется вокруг ядра со скоростью 1000 км/с *без траектории*. Мы не можем точно установить его местонахождение, а можем говорить лишь о вероятности его пребывания в данном месте. Отсюда был сделан вывод о неправильности утверждения о том, что электрон движется по орбите. Вместо этого принято говорить, что электрон занимает *орбиталь*.

Понятием «орбиталь» в настоящее время пользуются для обозначения совокупности положений электрона в атоме.

Электрон в атоме обладает как свойствами частицы, так и волны, т. е. ему присуща *корпускулярно-волновая двойственность*.

Корпускулярные свойства электрона выражаются в его способности проявлять свое действие только как целого, волновые свойства — в дифракции и интерференции.

Таким образом, «электрон — это не волна, и не частица, и не что-то среднее; это нечто третье, что не дано нам познать в ощущениях» (Л. Полинг).

1.3.1. СОСТАВ АТОМНЫХ ЯДЕР

Ядро атома, как оказалось, также не является неделимым и складывается из еще более мелких частиц — протонов и нейтронов.

Протоны (p) и нейтроны (n) представляют собой два различных состояния элементарной ядерной частицы — *нуклона*. В ядре происходит постоянное взаимопревращение нуклонов

$$p^{+1} \leftrightarrow n^0$$

за счет обмена π -мезонами.

Элементарная частица π -мезон обладает массой покоя, приблизительно равной $270 m(e^-)$ и зарядом: $+1$, -1 и 0 .

Масса ядра атома всегда меньше суммы масс протонов и нейтронов, входящих в его состав. Разность между ними называется *дефектом массы* Δm и характеризует энергию связи нуклонов, стабильность ядра.

Например, для гелия $\Delta m = 0,03037$ а. е. м. Из соотношения $E = mc^2$ следует, что такому дефекту массы соответствует энергия

28,3 МэВ. В пересчете на 1 нуклон это составляет ≈ 7 МэВ, т. е. $6,8 \cdot 10^8$ кДж, что в миллионы раз превышает энергию химической связи (≈ 400 кДж).

Наиболее стабильны ядра с так называемыми магическими числами протонов и нейтронов (2, 8, 20, 28, 40, 50, 82, 126).

Элементарные частицы — протоны и нейтроны — также не являются последними «кирпичиками мироздания» и состоят из еще более мелких частиц — *кварков*. Кварков насчитывается 6 типов с экзотическими названиями: «верхний», «нижний», «очарованный», «странный», «истинный», «прелестный». Открыты 5 кварков (за исключением «истинного»).

1.3.2.

СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК

*Быть может, эти электроны
Миры, где пять материков,
Искусства, знания, войны, троны
И память сорока веков!
Еще, быть может, каждый атом —
Вселенная, где сто планет;
Там — все, что здесь, в объеме сжатом,
Но также то, чего здесь нет.*

В. Брюсов. Мир электрона

*Квантовый объект — это не частица и
не волна, и даже ни то, ни другое одновременно... Это квантовое «нечто» не
дано нам в ощущении, и тем не менее
оно, безусловно, реально.*

А. Тихомиров.

Основы современного естествознания

При химических реакциях ядро атома не претерпевает изменений. Изменениям подвергаются электронные оболочки атомов. Строением электронных оболочек объясняются многие свойства химических элементов, поэтому их структуре уделяется большое внимание.

В настоящее время, как было указано выше, движение электронов в атоме рассматривается с позиций квантовой механики. Согласно основному принципу квантовой механики, элементарные частицы (электроны, протоны, нейтроны и др.) обладают двойственной природой — корпускулярной и волновой («корпускула» — частица).

Квантовые числа. Современная модель состояния электрона в атоме

В макромире, с видимыми невооруженным глазом объектами, для характеристики положения точки в пространстве обычно выбирают удобные оси координат (x , y , z) и измеряют расстояние дан-

ной точки от выбранных осей. Эти координаты (x_1, y_1, z_1) и покажут нам положение точки 1 в пространстве.

В микромире законы совершенно иные, и для характеристики энергетического состояния (не положения!) электрона в атоме квантовая механика пользуется системой четырех квантовых чисел: n, l, m, s .

Подробная математическая теория квантовой механики — современная математическая модель свойств электронов (и других малых частиц) — трудна для восприятия студентов, не требуется ГОС и в данном пособии не рассматривается. Однако общую картину электронного строения атомов, которую позволяет получить эта теория, легко понять и усвоить.

Главное квантовое число

Главное квантовое число n характеризует *энергетический уровень* электронов и имеет целочисленные значения: 1, 2, 3, ... n . Электроны, имеющие одно и то же значение n , составляют *электронный слой* (энергетический уровень). Электронные слои обозначаются также буквами: K, L, M, N, O, P, Q . Первый слой от ядра — K -слой ($n = 1$), его электроны имеют наименьший запас энергии. Каждый последующий слой обладает более высоким значением энергии по сравнению с предыдущим. Максимальной энергией и, соответственно, максимальной свободой обладают электроны внешнего слоя (энергетического уровня).



Количество электронных слоев в атомах совпадает с номером периода в ПСЭ Д. И. Менделеева, в котором находится данный элемент.

Так, H, He имеют 1 электронный слой; Li, Be, B... Ne имеют 2 электронных слоя; Na, Mg, Al... Ar имеют 3 электронных слоя; K, Ca, Sc... Kr — 4 электронных слоя (энергетических уровня) и т. д.

Каждый электронный слой имеет максимальную электронную емкость

$$Z = 2n^2,$$

где Z — максимальное количество электронов; n — номер слоя.

Из этой формулы следует, что:

- 1-й слой не может содержать более 2 электронов;
- 2-й слой может содержать не более 8 электронов;
- 3-й слой — не более 18;
- 4-й слой — не более 32 и т. д.

Таким образом, главное квантовое число n определяет основную характеристику электрона — его энергию (расстояние от ядра).

Побочное (орбитальное или азимутальное) квантовое число

Побочное квантовое число l служит для характеристики подуровней. Энергетические уровни (электронные оболочки, слои) в атоме расщеплены на подуровни (подоболочки, подслои). Электроны, находящиеся на одном энергетическом уровне n , образуют группы электронов разных подуровней, описываемые l . Эти электроны отличаются *энергией* (в пределах данного энергетического уровня!) и *формой электронных облаков*.

Возможные значения l связаны со значением n : l может принимать целочисленные значения от 0 до $n - 1$:

- при $n = 1$ возможно только одно значение l ($l = 0$);
- при $n = 2$ — два значения l ($l = 0$ и $l = 1$);
- при $n = 3$ — три значения l ($l = 0$, $l = 1$ и $l = 2$) и т. д.

То есть данному значению главного квантового числа n соответствует n различных возможных значений орбитального квантового числа, отсюда следующее правило.



Число подуровней на уровне равно номеру уровня.

Тогда:

- 1-й энергетический уровень может содержать только один подуровень — s ;
- 2-й уровень — 2 подуровня — s и p ;
- 3-й уровень — 3 подуровня — s , p и d ;
- 4-й уровень — 4 подуровня — s , p , d и f , и т. д.

s -подуровень характеризуется самой низкой энергией, p — более высокой, d - и f -подуровни — еще более высокими энергиями в пределах данного энергетического уровня n (рис. 1.2).

s -, p -, d - и f -подуровни² содержат, соответственно, s -, p -, d - и f -атомные (электронные) орбитали (рис. 1.3 и ниже по тексту).

Каждому значению числа l (независимо от n) соответствует атомная (электронная) орбиталь особой формы:

- при $l = 0$ атомная орбиталь имеет сферическую форму — это s -орбиталь;

² Обозначения s , p , d , f никакой смысловой нагрузки не несут — это начальные буквы слов: резкий (sharp), главный (principal), диффузный (diffuse), фундаментальный (fundamental), которыми пользовались ранее спектроскописты для описания наблюдаемых ими различных серий спектральных линий.

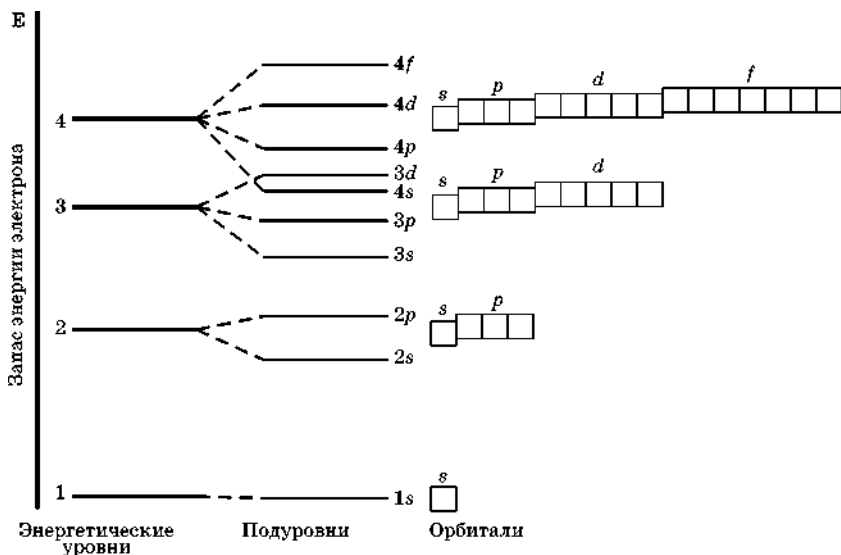


Рис. 1.2.

Схема разделения энергетических уровней на подуровни

- при $l = 1$ орбиталь имеет форму объемной восьмерки (гантели) — это p -орбиталь;
- при $l = 2$ и $l = 3$ орбитали имеют более сложные формы — это, соответственно, d - и f -орбитали (рис. 1.3).

Для каждого подуровня, как и для уровня, характерно максимально возможное число электронов:

- для s -подуровня — 2 электрона;
- для p -подуровня — 6 электронов;
- для d - и f -подуровней, соответственно, 10 и 14 электронов.

Таким образом, побочное квантовое число l определяет энергию электрона (в пределах данного энергетического уровня) и форму электронного облака.

Магнитное квантовое число

Магнитное квантовое число определяет ориентацию электронных облаков в пространстве относительно внешнего магнитного или электрического поля (т. е. направление, в котором вытянуто электронное облако).

Магнитное квантовое число может принимать значения любых целых чисел от $+l$ до $-l$, включая 0; каждому значению l соответствует $2l + 1$ значений m . Так:

- при $l = 0, m = 0$;
- при $l = 1, m = -1, 0, +1$ (всего 3 значения);
- при $l = 2, m = -2, -1, 0, +1, +2$ (всего $2l + 1 = 5$ значений);
- при $l = 3, m = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ (всего $2l + 1 = 7$ значений).

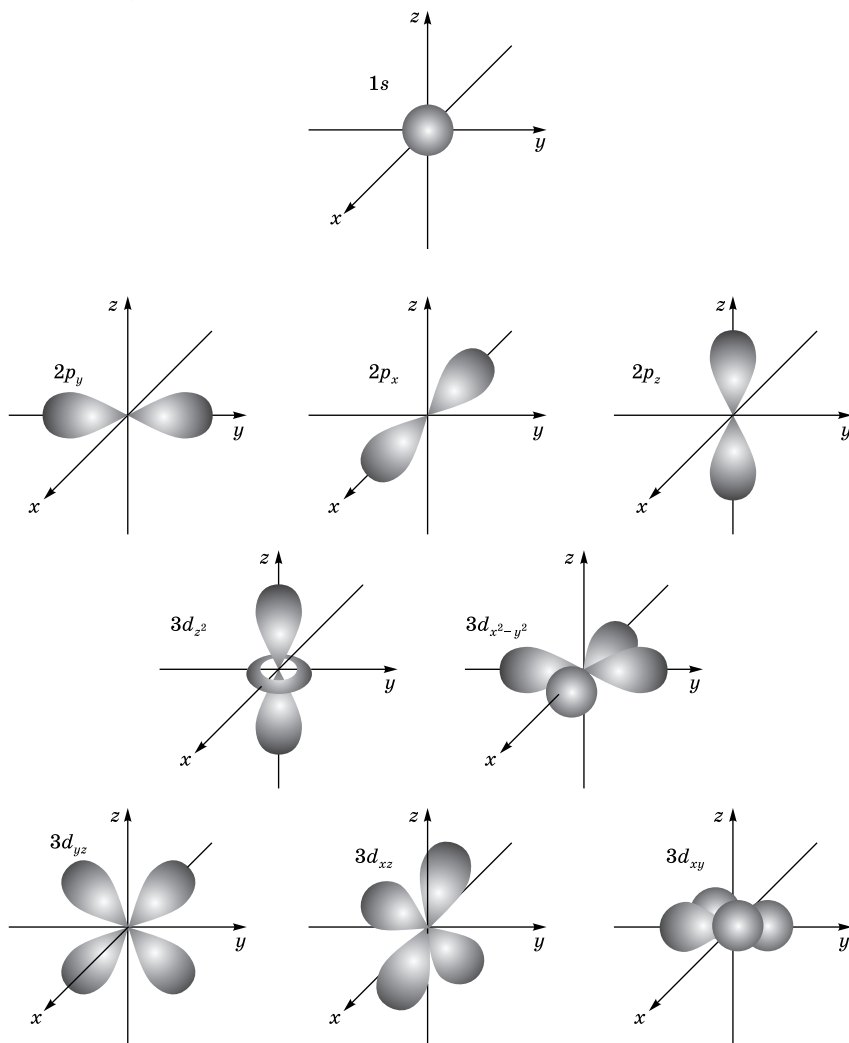


Рис. 1.3.
Формы электронных облаков
для различных состояний электронов в атомах

Соответственно:

- на s -подуровне ($l = 0$) имеется одна s -орбиталь; □
- на p -подуровне ($l = 1$) — три p -орбитали; □ □ □
- на d -подуровне ($l = 2$) — пять d -орбиталей; □ □ □ □ □
- на f -подуровне ($l = 3$) — семь f -орбиталей. □ □ □ □ □ □ □

(См. также рис. 1.2 и 1.3.)

Таким образом, магнитное квантовое число определяет ориентацию электронного облака в пространстве.

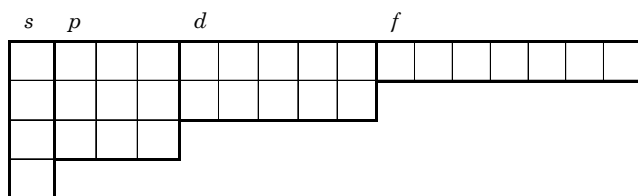
Атомные (электронные) орбитали



Состояние электрона на уровне n , характеризующееся определенной формой l и расположением в пространстве m электронного облака, получило название орбитали. Или, иначе, орбиталью называется пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электронов.

Образно говоря, орбиталь — это «квартира» электрона, где он совершает неупорядоченные перемещения с огромной скоростью; причем движется к ядру или от ядра и во всех направлениях относительно ядра, а не находится в одной плоскости. Именно благодаря такому движению электронов атомы, состоящие из частиц диаметром 10^{-13} – 10^{-12} см, ведут себя как твердые объекты диаметром 10^{-8} см. Своеобразие орбитали состоит в размытости ее границ.

Орбитали принято записывать в виде ячеек, причем (для упрощения рисунка) орбитали одного энергетического уровня записывают без сдвига по подуровням, например:



Спиновое квантовое число

Спиновое квантовое число s (от *англ.* spin — веретено) характеризует *собственный момент импульса электрона*, не связанный с его движением вокруг ядра. Иногда с целью наглядной иллюстрации понятия «спин» электрон уподобляют вращающемуся вокруг своей оси отрицательно заряженному шарикуну или крошечному

магнетику (Л. Полинг). Однако это крайне грубая аналогия — электрон даже отдаленно не напоминает шарик. Понятие «спин» не имеет классического аналога.

Величина спина одинакова для всех электронов, но ориентация его может меняться на противоположную.

Спин электрона $\uparrow = +1/2$; спин электрона $\downarrow = -1/2$.



На одной орбитали (в одной ячейке) могут находиться два электрона, но только с противоположными спинами (*спаренные*, $\uparrow\downarrow$).

Таким образом, спиновое квантовое число определяет *собственный момент импульса электрона* (фундаментальное свойство, не связанное с движением электрона в трехмерном пространстве).



Четыре квантовых числа n , l , m и s полностью характеризуют движение электрона в атоме.

В табл. 1.1 представлено размещение электронов на атомных энергетических уровнях и подуровнях в зависимости от главного квантового числа.

Таблица 1.1

Распределение электронов по квантовым уровням и подуровням

Энергетический уровень	Энергетический подуровень	Возможные значения магнитного квантового числа m	Возможные значения спинового квантового числа s	Состояние электрона	Число электронов	
					на подуровне	на уровне
$K (n = 1)$	$s (l = 0)$	0	$\pm 1/2$	$1s$	2	2
$L (n = 2)$	$s (l = 0)$	0	$\pm 1/2$	$2s$	2	8
	$p (l = 1)$	+1, 0, -1		$2p$	6	
$M (n = 3)$	$s (l = 0)$	0	$\pm 1/2$	$3s$	2	18
	$p (l = 1)$	+1, 0, -1		$3p$	6	
	$d (l = 2)$	+2, +1, 0, -1, -2		$3d$	10	
$N (n = 4)$	$s (l = 0)$	0	$\pm 1/2$	$4s$	2	32
	$p (l = 1)$	+1, 0, -1		$4p$	6	
	$d (l = 2)$	+2, +1, 0, -1, -2		$4d$	10	
	$f (l = 3)$	+3, +2, +1, 0, -1, -2, -3		$4f$	14	

Правила для описания электронных оболочек атомов элементов

1. Запрет Паули (принцип Паули).



В атоме не может быть даже двух электронов с одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел.

2. Принцип наименьшей энергии.



Каждый электрон в атоме стремится занять свободную орбиталь с наиболее низкой энергией.

В атомах с небольшими порядковыми номерами и, соответственно, небольшим количеством электронов электроны располагаются по орбиталям последовательно.

В многоэлектронных атомах электрон движется в поле не только ядра, но и других электронов. Дальние электроны экранируются и даже отталкиваются от ядра другими, близко расположенными электронами; энергия первых определяется и главным n , и побочным l квантовыми числами согласно правилу Клечковского (СССР, 1961): увеличение энергии и заполнение орбиталей происходит в порядке возрастания суммы квантовых чисел $n + l$, а при равной сумме $n + l$ — в порядке возрастания числа n^3 .

Согласно вышеизложенному, шкала энергии будет иметь следующий вид:

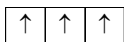
$$1s^2 \rightarrow 2s^2 \rightarrow 2p^6 \rightarrow 3s^2 \rightarrow 3p^6 \rightarrow 4s^2 \rightarrow 3d^{10} \rightarrow 4p^6 \rightarrow 5s^2 \rightarrow 4d^{10} \rightarrow 5p^6 \rightarrow 6s^2 \rightarrow 5d^{10} \text{ и т. д.}$$

3. Правило Гунда.

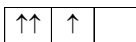


При данном значении l (т. е. в пределах данного подуровня) электроны располагаются так, чтобы их суммарный спин был максимальным (сначала по одному электрону с одинаковыми спинами, затем по второму — с противоположными).

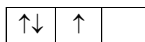
Например, для $2p^3$ -подуровня атома азота



правильно



неправильно



неправильно

³ Принцип наименьшей энергии справедлив только для основных состояний атомов. В возбужденных состояниях электроны могут находиться на любых орбиталях, если при этом не нарушается запрет Паули.

Для $2p^4$ -подуровня атома кислорода



4. Необходимо учитывать «провал» («проскок») электрона.

Это явление связано с повышенной энергетической устойчивостью электронных конфигураций с ровно наполовину заполненным подуровнем. Например, исключительно устойчивыми являются структуры, содержащие три p -электрона на внешнем энергетическом уровне (${}^7\text{N}$), или пять d -электронов во втором снаружи энергетическом уровне (${}_{24}\text{Cr}$, ${}_{42}\text{Mo}$), или семь f -электронов в третьем снаружи энергетическом уровне (${}_{61}\text{Pm}$)⁴.

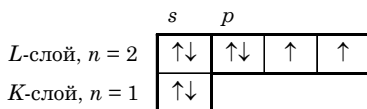
П Р И М Е Р Ы

1. Составьте электронную формулу и сокращенную электронную формулу элемента с порядковым номером 8. Покажите распределение электронов по орбиталям (электронную графическую формулу).

Р е ш е н и е.

По порядковому номеру заключаем, что данный элемент — кислород, заряд его ядра равен +8, в атоме 8 отрицательно заряженных электронов (так как атом электронейтрален). Поскольку элемент ${}_8\text{O}$ находится во II периоде, его электронная оболочка будет состоять из двух энергетических уровней (электронных слоев) K и L .

Распределение электронов по орбиталям (электронная графическая формула) атома ${}_8\text{O}$ имеет вид



Электронная формула ${}_8\text{O}$ в соответствии с принципом наименьшей энергии

$$1s^2 2s^2 2p^4 (2 + 2 + 4) = 8.$$

Более компактное написание электронной формулы — сокращенная электронная формула — $[\text{He}]2s^2 2p^4$. В ней та часть, кото-

⁴ Если у электрона последним заполняется s -подуровень, то это s -элемент; если p -подуровень — это p -элемент; если d -подуровень — d -элемент.

рая соответствует заполненным электронным уровням благородного газа, обозначается его символом (в []), и рядом изображаются остальные электроны.

2. Составьте электронную формулу и сокращенную электронную формулу элемента с порядковым номером 20. Покажите распределение электронов по орбиталям (электронную графическую формулу).

Решение.

По порядковому номеру заключаем, что данный элемент — кальций, заряд его ядра равен +20, в атоме 20 отрицательно заряженных электронов (атом электронейтрален). Поскольку элемент $_{20}\text{Ca}$ находится в IV периоде, его электронная оболочка будет состоять из четырех энергетических уровней (электронных слоев) *K*, *L*, *M* и *N*.

Распределение электронов по орбиталям (электронная графическая формула) атома $_{20}\text{Ca}$ в соответствии с принципом наименьшей энергии ($3p^6 \rightarrow 4s^2$) имеет вид

	<i>s</i>	<i>p</i>		<i>d</i>		<i>f</i>
<i>N</i> -слой, $n = 4$	↑↓					
<i>M</i> -слой, $n = 3$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		
<i>L</i> -слой, $n = 2$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓		
<i>K</i> -слой, $n = 1$	↑↓					

Электронная формула $_{20}\text{Ca}$ в соответствии с принципом наименьшей энергии

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 (2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 2) = 20.$$

Более компактное написание электронной формулы — сокращенная электронная формула — $[\text{Ar}]4s^2$. В ней та часть, которая соответствует заполненным электронным уровням благородного газа, обозначается его символом (в []), и рядом изображаются остальные электроны.

3. Составьте электронную формулу и сокращенную электронную формулу элемента с порядковым номером 24. Покажите распределение электронов по орбиталям (электронную графическую формулу).

Решение.

По порядковому номеру заключаем, что данный элемент — хром, заряд его ядра равен +24, в атоме 24 отрицательно заряженных электрона (атом электронейтрален). Поскольку элемент ${}_{24}\text{Cr}$ находится в IV периоде, его электронная оболочка будет состоять из четырех энергетических уровней (электронных слоев) *K*, *L*, *M* и *N*.

	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>
<i>N</i> -слой, $n = 4$	↑			
<i>M</i> -слой, $n = 3$	↑↓	↑↓	↑↓	↑
<i>L</i> -слой, $n = 2$	↑↓	↑↓	↑↓	
<i>K</i> -слой, $n = 1$	↑↓			

Распределение электронов по орбиталям (электронная графическая формула) атома ${}_{24}\text{Cr}$ в соответствии с принципом наименьшей энергии и случаем «провала» («проскока») электрона (см. Периодическую таблицу) имеет вид

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5 (2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 5 + 1) = 24.$$

Сокращенная электронная формула ${}_{24}\text{Cr}$ — $[\text{Ar}]3d^5 4s^1$.

4. Составьте электронную и сокращенную электронную формулы иона Fe^{3+} . Покажите распределение электронов по орбиталям (электронную графическую формулу). Чем можно объяснить особую устойчивость электронной конфигурации иона Fe^{3+} ?

Решение.

Порядковый номер элемента Fe — 26, заряд его ядра равен +26, в атоме должно содержаться 26 отрицательно заряженных электронов; однако положительно заряженный ион Fe^{3+} содержит на 3 электрона меньше, т. е. 23 электрона. Поскольку элемент ${}_{26}\text{Fe}$ находится в IV периоде, его электронная оболочка будет состоять из четырех энергетических уровней (электронных слоев) *K*, *L*, *M* и *N*.

Распределение электронов по орбиталям (электронная графическая формула) иона ${}_{26}\text{Fe}^{+3}$ в соответствии с принципом наименьшей энергии и электронодефицитом имеет вид

	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>	<i>f</i>
<i>N</i> -слой, $n = 4$				
<i>M</i> -слой, $n = 3$	↑↓	↑↓	↑↓	↑
<i>L</i> -слой, $n = 2$	↑↓	↑↓	↑↓	
<i>K</i> -слой, $n = 1$	↑↓			

Электронная формула ${}_{26}\text{Fe}^{+3}$ в соответствии с принципом наименьшей энергии и электронодефицитом

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 (2 + 2 + 6 + 2 + 6 + 5) = 23.$$

Сокращенная электронная формула ${}_{26}\text{Fe}^{+3} — [\text{Ar}]3d^5$.

Особую устойчивость электронной конфигурации иона Fe^{+3} можно объяснить заполненными $3s^2$ - и $3p^6$ -электронными оболочками, а также особой устойчивостью $3d^5$ -электронной оболочки.

5. Составьте электронную и сокращенную электронную формулы иона Cl^- . Покажите распределение электронов по орбиталям (электронную графическую формулу). Чем можно объяснить особую устойчивость электронной конфигурации иона Cl^- ?

Решение.

Порядковый номер элемента Cl — 17, заряд его ядра равен +17, в атоме должно содержаться 17 отрицательно заряженных электронов (атом электронейтрален); однако отрицательно заряженный ион Cl^- содержит на 1 электрон больше, т. е. 18 электронов. Поскольку элемент ${}_{17}\text{Cl}$ находится в III периоде, его электронная оболочка будет состоять из трех энергетических уровней (электронных слоев): *K*, *L* и *M*.

Распределение электронов по орбиталям (электронная графическая формула) иона ${}_{17}\text{Cl}^-$ в соответствии с принципом наименьшей энергии и избыточным электроном имеет вид

	<i>s</i>	<i>p</i>	<i>d</i>						
<i>M</i> -слой, $n = 3$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
<i>L</i> -слой, $n = 2$	↑↓	↑↓	↑↓	↑↓					
<i>K</i> -слой, $n = 1$	↑↓								

Электронная формула ${}_{17}\text{Cl}^-$ в соответствии с принципом наименьшей энергии и избыточным электроном

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 (2 + 2 + 6 + 2 + 6) = 18.$$

Сокращенная электронная формула ${}_{17}\text{Cl}^- — [\text{Ar}]$.

Особую устойчивость электронной конфигурации иона ${}_{17}\text{Cl}^-$ можно объяснить заполненными $3s^2$ - и $3p^6$ -внешними электронными оболочками и образованием октета электронов на внешнем электронном уровне (аналогичная электронная формула — у атома ${}_{18}\text{Ar}$ — инертного газа).

**Электронные конфигурации атомов первых 20 элементов
Периодической системы**

Атом- ный номер	Химиче- ский элемент	Число электронов на данном подуровне								
		K ($n = 1$)	L ($n = 2$)		M ($n = 3$)			N ($n = 4$)		
		1s	2s	2p	3s	3p	3d	$4s$ $4f$	4p	4d
1	H	1								
2	He	2								
3	Li	2	1	0						
4	Be	2	2	0						
5	B	2	2	1						
6	C	2	2	2						
7	N	2	2	3						
8	O	2	2	4						
9	F	2	2	5						
10	Ne	2	2	6						
11	Na	2	2	6	1	0	0			
12	Mg	2	2	6	2	0	0			
13	Al	2	2	6	2	1	0			
14	Si	2	2	6	2	2	0			
15	P	2	2	6	2	3	0			
16	S	2	2	6	2	4	0			
17	Cl	2	2	6	2	5	0			
18	Ar	2	2	6	2	6	0			
19	K	2	2	6	2	6	0	1	0	0
20	Ca	2	2	6	2	6	0	2	0	0

В табл. 1.2 представлены электронные конфигурации атомов первых 20 элементов Периодической системы элементов Д. И. Менделеева⁵.

**1.3.3.
КАКОВЫ ОНИ НА САМОМ ДЕЛЕ**

К настоящему моменту описано пять типов орбиталей: уже указанные s -, p -, d -, f -, а также g -орбитали. Орбитали существуют независимо от того, находятся на них электроны или нет. Полагают, что атом каждого элемента, начиная с водорода и заканчивая последним полученным на сегодня элементом, имеет полный набор всех орбиталей на всех электронных уровнях, а их заполнение

⁵ Электронное строение 104 атомов элементов в основном состоянии представлено в Приложении учебного пособия: Карапетьянц М. Х., Дракин С. И. (см. Библиографический список).

электронами происходит по мере увеличения порядкового номера, т. е. заряда ядра атома.

Все s -орбитали имеют сферическую форму, но если на 1-м электронном уровне s -орбиталь представляет собой сплошное тело, то на 2-м уровне — это шар в шаре, а на 3-м — три шара, вложенные один в другой (рис. 1.4). В промежутках между сферическими слоями электрон появляется крайне редко, соответственно электронная плотность там чрезвычайно низка.

Истинный вид p -орбиталей также заметно отличается от общепринятых. На рис. 1.5, 1.6 и 1.7 показана форма p -орбиталей 2-го, 3-го и 4-го энергетических уровней.

Рис. 1.4
Атомная s -орбиталь 3-го энергетического уровня (клетчатая поверхность указана для того, чтобы подчеркнуть сферическую форму орбитали)

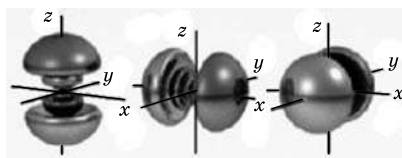
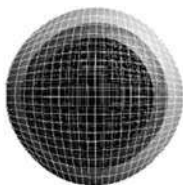


Рис. 1.5
Форма p -орбиталей 2-го энергетического уровня

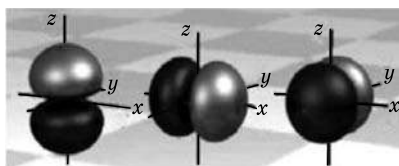


Рис. 1.6
Форма p -орбиталей 3-го энергетического уровня

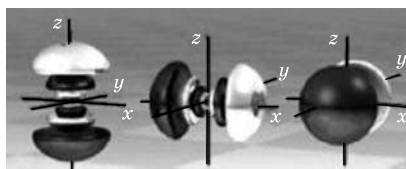


Рис. 1.7
Форма p -орбиталей 4-го энергетического уровня

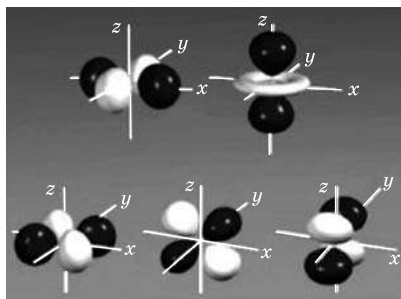


Рис. 1.8
Вид d -орбиталей 3-го энергетического уровня

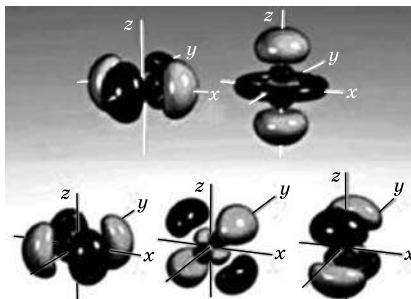


Рис. 1.9
Вид d -орбиталей 4-го энергетического уровня

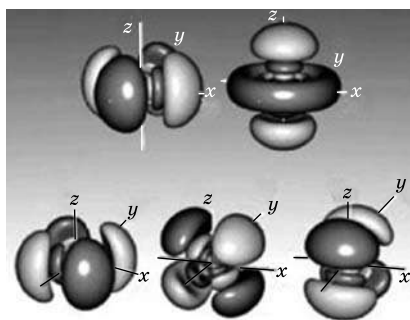


Рис. 1.10
Вид d -орбиталей
5-го энергетического уровня

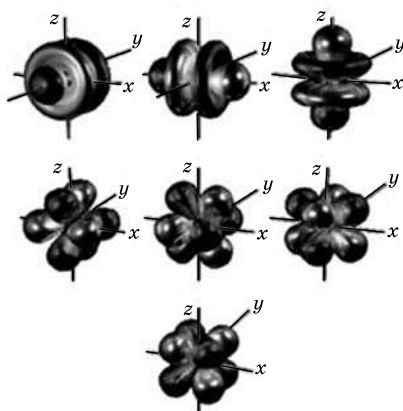


Рис. 1.11
Внешний вид f -орбиталей
4-го энергетического уровня

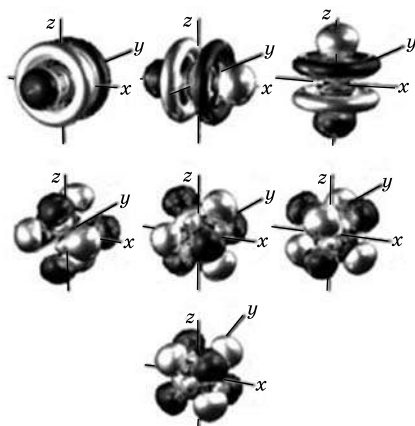


Рис. 1.12
Внешний вид f -орбиталей
5-го энергетического уровня

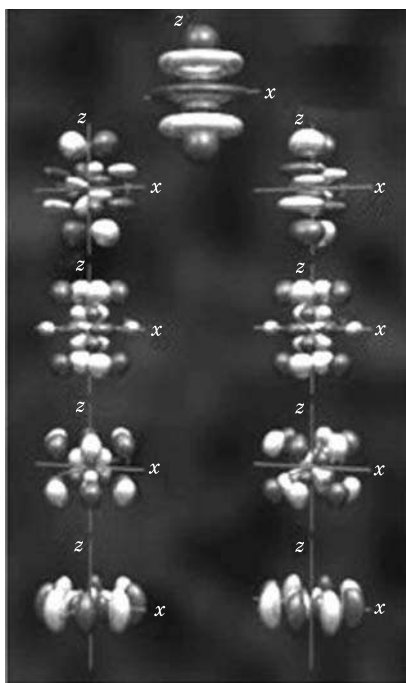


Рис. 1.13
Внешний вид g -орбиталей

Все d -орбитали также обычно изображают одинаково (см. рис. 1.3), независимо от того, к какому уровню они относятся. Для орбиталей 3-го уровня это изображение приблизительно соответствует истинному (см. рис. 1.8).

Однако внешний вид d -орбиталей следующих периодов несколько иной (рис. 1.9, 1.10).

Внешний вид f -орбиталей мало кому знаком (рис. 1.11, 1.12).

С элемента № 125 начнется ряд g -элементов (на сегодня уже получен элемент № 118); g -элементы будут принципиально новыми, никаких аналогов во всей предшествующей таблице Менделеева у них нет. Их не так просто получить, но еще труднее будет изучить их свойства, поскольку это будут, скорее всего, короткоживущие радиоактивные элементы. Внешний вид g -орбиталей также показан на рис. 1.13.

Такие необычные формы электронных орбиталей — результаты расчетов, выполненных методами квантовой химии (М. Винтер, Шеффилдский университет).

1.4. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ В СВЕТЕ УЧЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА

Учение о строении атомов вскрыло глубокий физический смысл периодического закона.

Современная формулировка ПЗ звучит так:



Строение и свойства элементов и соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины заряда ядер атомов и определяются периодически повторяющимися однотипными электронными конфигурациями их атомов.

Новая формулировка несколько не противоречит формулировке Д. И. Менделеева, она только базируется на новых данных.

Д. И. Менделеев показал в ПСЭ, что свойства элементов периодически повторяются. Теория строения атомов объясняет этот факт следующим образом: при возрастании положительных зарядов атомных ядер от 1 до 110 строение электронных оболочек атомов элементов периодически повторяется. Поскольку в химических реакциях участвуют только электронные оболочки атомов элементов (а именно — внешние электронные оболочки) и поскольку их

строение периодически повторяется, то и химические свойства элементов также периодически повторяются. *В этом заключается физический смысл периодического закона.*

Рассмотрим ПСЭ с точки зрения современной теории строения атома. Известно, что она состоит из семи периодов, в каждом периоде происходит заполнение электронных оболочек (уровней). Их всего семь: *K, L, M, N, O, P, Q*. Номер периода соответствует числу энергетических уровней атомов элементов. *В этом заключается физический смысл номера периода.*

Каждый период (кроме первого) начинается щелочным металлом и заканчивается инертным газом.

В малых периодах (1, 2, 3) с ростом положительных зарядов ядер атомов число электронов на внешнем уровне возрастает на единицу: в первом — от 1 до 2; во втором и третьем — от 1 до 8. Поэтому строение внешних электронных оболочек этих атомов от элемента к элементу изменяется и, соответственно, химические свойства указанных элементов также резко изменяются. Например, от Li к Ne.

В больших периодах (4, 5) с ростом зарядов ядер атомов заполнение электронных оболочек происходит сложнее. Так, в их четных рядах (4 и 6) после заполнения *s*-подуровней (*s*-подоболочек; *s*-элементы, соответственно, K, Ca — 4-й ряд и Rb, Sr — 6-й ряд) происходит заполнение вторых снаружи *d*-подуровней (*d*-подоболочек).

При этом строение внешнего электронного уровня *d*-элементов практически не изменяется (за исключением случаев «провала» электрона), поэтому *d*-элементы очень похожи друг на друга и их химические свойства изменяются крайне медленно.

Лишь после заполнения *d*-подуровней при переходе к нечетным рядам (5, 7) начинается заполнение *p*-подуровней, при этом число электронов на внешнем уровне снова возрастает (от 3 до 8) и свойства элементов начинают резко изменяться, как у типических элементов.

В 6-м и 7-м периодах заполнение электронных оболочек атомов происходит еще сложнее. Так, после заполнения *6s*- и *7s*-подуровней и начала заполнения *d*-орбиталей (у La и Ac, соответственно, 8-й и 10-й ряды) происходит заполнение *4f*- и *5f*-подуровней — это *f*-элементы. Эти элементы также очень близки друг другу по свойствам, так как их внешние и предвнешние электронные оболочки одинаковы (за исключением также случаев «провала» электронов). После заполнения *f*-подоболочек в 6-м и 7-м периодах происходит (как в 4-м и 5-м периодах) дозаполнение *d*-подуровней, причем в 7-м периоде оно не закончено. И только после этого в 6-м периоде

(9-й ряд) снова начинают заполняться p -орбитали (p -подуровни), число электронов на внешнем уровне начинает увеличиваться на единицу и свойства элементов, соответственно, снова начинают изменяться (как у типических элементов) вплоть до инертного газа.

Рассмотрим деление ПСЭ на группы и подгруппы (в данном коротком варианте ПСЭ) с точки зрения сложного строения атома.

Как видим, элементы главных подгрупп (типические и стоящие под ними) включают в себя s - и p -элементы — у них заполняются s - и p -подуровни. У элементов побочных подгрупп (d -элементы) заполняются d -подуровни 2-го снаружи уровня. У лантаноидов и актиноидов заполняется 3-й снаружи $4f$ - и $5f$ -подуровень соответственно. Таким образом, в каждой подгруппе объединяются элементы со сходным строением внешнего электронного уровня.

Атомы элементов главных подгрупп содержат на внешнем уровне число электронов, равное номеру группы. Атомы элементов побочных подгрупп на внешнем уровне содержат, как правило, 2 электрона (кроме случаев «провала» электрона). Однако вступая в химические реакции, атомы элементов побочных подгрупп могут использовать электроны не только внешнего, но и 2-го снаружи уровня.

Например, в VII группе элементы главной подгруппы на внешнем уровне содержат по 7 электронов, побочной подгруппы — по 2 электрона. Однако вступая в химические реакции, все они (кроме F) могут проявлять высшую валентность, равную 7 (степень окисления +7). При этом элементы подгруппы Mn используют 2 электрона внешнего уровня (s -электроны) и 5 — с предыдущего уровня (d -электроны).

Таким образом, у элементов побочных подгрупп валентными являются электроны не только внешних, но и предпоследних уровней — в этом состоит основное различие в свойствах элементов главных и побочных подгрупп.

Номер группы, как правило, указывает число электронов, которые могут участвовать в образовании химических связей. *В этом заключается физический смысл номера группы.*

Теория строения атома объясняет также изменение металлических и неметаллических свойств элемента.

Как было показано выше, металлические свойства элементов усиливаются справа налево в периоде и сверху вниз по подгруппе.

Известно, что металлические свойства элемента обусловлены его способностью отдавать электроны, поэтому элементы I и II групп главных подгрупп (Li и Be), стоящие в начале периода и имеющие

на внешнем уровне соответственно 1 и 2 электрона, с легкостью отдают последние, приобретая при этом устойчивую оболочку инертного газа (Ne или других). Далее в периоде, при переходе от одного элемента к другому, металлические свойства ослабевают, уступая место неметаллическим, которые наиболее ярко проявляются у элементов подгруппы F (VII группа, главная подгруппа). Последние имеют на внешнем электронном уровне 7 электронов и легко присоединяют один до завершения слоя и также приобретения устойчивой оболочки инертного газа (Ne, Ar, Kr, Xe или Rn).

При переходе от элемента к элементу сверху вниз по подгруппе (например, от Li к Cs и Fr) число внешних электронов остается постоянным (в нашем случае — 1), однако увеличивается количество электронных уровней (от 2 до 7), и в каждом последующем случае валентный электрон оказывается дальше от ядра, слабее им притягивается, экранируется все большим числом электронных слоев и легче отрывается. Таким образом, металлические свойства Fr и Cs будут выражены сильнее, чем у Li.

Теория строения атома объясняет также особое положение водорода в ПСЭ.

Атом H имеет один внешний электрон; он может отдать этот электрон, проявляя при этом свойства щелочного металла — поэтому H может быть помещен в I группу, главную подгруппу ПСЭ. Атом H также может принять электрон, завершив свою электронную оболочку до оболочки атома He. Таким образом, H также может быть помещен в VII группу, главную подгруппу (в скобках). Или наоборот.

С точки зрения теории строения атома четыре «недостатка» ПСЭ Д. И. Менделеева вовсе не являются недостатками, так как (вспомним современное определение ПЗ) по заряду ядер атомов эти элементы строго соответствуют своему местоположению в ПСЭ.

В настоящее время все места ПСЭ заполнены, и новые элементы, как полагают, внутри ПСЭ не могут быть открыты.

1.5. ЗНАЧЕНИЕ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА И ТЕОРИИ СТРОЕНИЯ АТОМА

«До периодического закона, — писал Д. И. Менделеев, — элементы представляли лишь отрывочные случайные явления природы; не было повода ждать каких-либо новых, а вновь находимые были полной неожиданной новинкой. Периодическая законность первая дала возможность видеть неоткрытые еще элементы

в такой дали, до которой не вооруженное этой закономерностью зрение до тех пор не достигало».

Д. И. Менделеев любил повторять, что цель науки — предвидение и польза. Периодический закон и построенная на его основе Периодическая система элементов послужили основой для многих поразительных предсказаний и предвидений. Примером могут служить сделанные самим Менделеевым в 1869–1871 гг. прогнозы физических и химических свойств неизвестных в то время элементов галлия, скандия и германия.

История естествознания не знает других примеров столь многостороннего прогноза, который бы так блестяще оправдался.

Можно без преувеличения сказать, что периодический закон явился первоисточником всех открытий химии и физики XX в.

Изучение лунного грунта, состава атмосферы Венеры и Марса, вещества метеоритов и др. также показало, что Вселенная состоит из уже знакомых нам элементов.



Периодический закон является фундаментальным законом природы и теоретической базой химических наук.

Однако следует отметить, что не все свойства элементов изменяются непременно периодически. Так, например:

- заряд ядра только увеличивается с ростом атомного номера элемента;
- почти не связана с положением в системе окраска простых и сложных тел;
- далеко не всегда элементам-аналогам отвечают простые вещества с однотипными кристаллическими решетками; и др.

Таким образом, ПСЭ является полезным ориентиром, но никак не источником абсолютно достоверной информации. Выводы, которые можно сделать, опираясь на систему, — это прежде всего выводы о свойствах данного элемента в сравнении со свойствами других, соседних с ним элементов.

Кроме того, несмотря на всю огромную значимость открытия, периодический закон и система элементов представляли собой лишь гениальное эмпирическое обобщение фактов, а их физический смысл долгое время оставался непонятным; и только новые данные о строении атомного ядра и распределении электронов в атомах позволили рассмотреть их с фундаментальных физических позиций.

Д. И. Менделеев был твердо уверен в неизменяемости атомов и считал, что взаимопревращаемость элементов подрывает открытый

им периодический закон. «Я вовсе не склонен признавать даже гипотетическую превращаемость элементов друг в друга и не вижу никакой возможности происхождения радиоактивных веществ из урана» (Д. И. Менделеев).

Отвергая электронную теорию строения атома, Д. И. Менделеев всегда враждебно относился также к попыткам связать область электрических явлений с явлениями химическими.

1.6. ЕСТЕСТВЕННЫЕ ГРАНИЦЫ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ

На Земле существуют только такие элементы, среднее время жизни которых приблизительно равно или превосходит возраст Земли (~4,55 млрд лет): самый легкий из этих элементов — водород (${}^1\text{H}$), самый тяжелый — уран (${}_{92}\text{U}$). Однако этими элементами не ограничивается диапазон возможных химических элементов, природа гораздо богаче и разнообразнее.

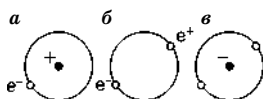


Рис. 1.14
Схемы строения атомов водорода (а),
позитрония (б), антиатома водорода (в)

В природе существует атом, который легче водорода, — позитроний, его можно представить в виде электрона и позитрона: он состоит из электронно-позитронной оболочки и не имеет ядра (рис. 1.14).

Открытие позитрония экспериментально поставило вопрос о существовании мира, построенного из антиатомов. Антиатомы действительно существуют, некоторые из них (антиатомы водорода и гелия) изучены экспериментально. Поэтому нельзя говорить о начале Периодической системы, так как ее таблица (по крайней мере, теоретически) может симметрично, относительно позитрония, повторять структуру ПСЭ в мире антиатомов (табл. 1.3).

Таблица 1.3

Структура Периодической системы в мире атомов и антиатомов

$\tilde{\text{He}}$	Антиатомы						$\tilde{\text{H}}$	Ps	H	Атомы						He
...							...	$\tilde{\text{Li}}$		Li
												
...						

С увеличением порядкового номера стабильность тяжелых атомов быстро уменьшается. Для элементов с порядковыми номерами 108–110 время жизни составляет около 10–12 с, и считается, что ПСЭ должна заканчиваться недалеко за этими элементами. Развитие теории атомных ядер позволило считать, что при больших порядковых номерах могут существовать «островки стабильности», т. е. отдельные атомы с большим временем жизни. *Поэтому теоретически у Периодической системы нет ни начала, ни конца.*

1.7.

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ МОЛЕКУЛ

Учение о строении атома объясняет механизм образования молекул, а также природу химической связи.

Как было рассмотрено ранее, атомы на внешнем энергетическом уровне могут иметь от 1 до 8 электронов.

Если электронов 8 (у He — 2), то такой уровень называется завершенным. Он характеризуется большой прочностью (у инертных газов).

Атомы всех других элементов имеют незавершенные энергетические уровни (оболочки) и в процессе химической реакции стремятся их завершить. Это достигается:

- образованием общих электронных пар;
- присоединением электронов;
- отдачей электронов.

Стремление атомов к созданию устойчивой 8-электронной конфигурации получило название *правило октета*. Правило справедливо как для ионной, так и для ковалентной связи.

По современным представлениям химическая связь имеет *электронную природу*. Основными типами химической связи являются:

- ковалентная (полярная и неполярная);
- ионная;
- металлическая;
- водородная.

1.7.1.

КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ



Химическая связь, осуществляемая электронными парами, называется атомной или ковалентной.

При возникновении ковалентной связи происходит перекрывание электронных облаков (орбиталей) атомов, сопровождающееся

выделением энергии. Ковалентная связь бывает *полярной* и *неполярной*.

Неполярная ковалентная связь наблюдается у двухатомных молекул, состоящих из атомов одного элемента: Cl_2 , N_2 , H_2 , F_2 и др., а также у атомов с близкими значениями электроотрицательности (см. табл. 5, «Справочные материалы»).

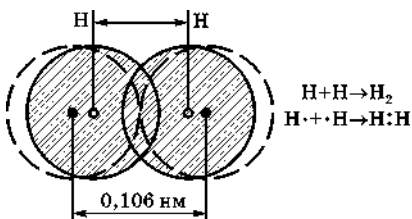


Рис. 1.15
Схема перекрывания
электронных облаков при образова-
нии молекулы водорода

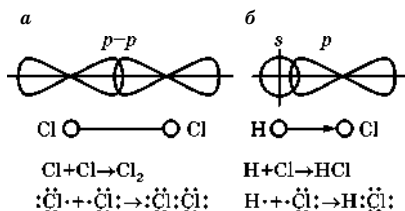
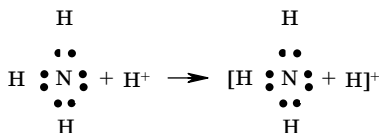


Рис. 1.16
Схемы образования
химической связи в молекулах хлора
 Cl_2 (а) и хлороводорода HCl (б)

В случае неполярной ковалентной связи электронное облако распределяется в пространстве симметрично относительно ядер обоих атомов (рис. 1.15, 1.16а).

В случае полярной ковалентной связи электронное облако смещено в сторону более электроотрицательного атома (рис. 1.16б).

Существуют два механизма образования ковалентной связи: обменный (см. выше) и донорно-акцепторный, схематично:



Существует также два способа перекрывания электронных облаков при образовании ковалентной связи: сигма (σ) и пи (π) (рис. 1.17).

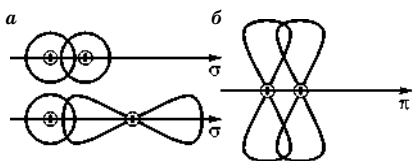


Рис. 1.17
Типы перекрывания
электронных облаков: σ -связь (а)
и π -связь (б)

По физическим свойствам вещества с ковалентной полярной связью являются промежуточными между веществами с ковалентной неполярной связью и ионными соединениями.

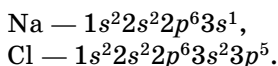
1.7.2. ИОННАЯ СВЯЗЬ



Химическая связь между ионами, осуществляемая электростатическим притяжением, называется электровалентной или ионной.

Ионных соединений сравнительно немного. Они образуются из атомов элементов, резко отличающихся между собой по электроотрицательности (см. табл. 5, «Справочные материалы»). В виде молекул ионные соединения могут существовать, но только в парообразном состоянии. В обычном кристаллическом виде ионные соединения состоят из правильным образом чередующихся ионов.

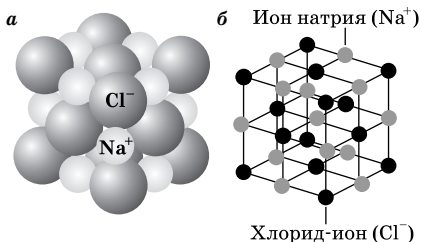
Рассмотрим классический пример образования NaCl; электронные формулы этих атомов соответственно



Оба элемента имеют незавершенные внешние оболочки. Для завершения слоя атому натрия легче отдать 1 электрон, чем присоединить 7, а атому хлора, наоборот, — присоединить 1 электрон, чем отдать 7. Практически так и происходит: атом Na превращается в ион Na^+ , а атом Cl — в ион Cl^- . Между этими ионами возникают силы электростатического притяжения (общего электронного облака нет!) (рис. 1.18).

Рис. 1.18
Образование кристаллов поваренной соли (NaCl):

a — пространственное расположение ионов в ионной решетке NaCl (мелкие шары — ионы натрия Na^+ , крупные — ионы хлора Cl^-); *б* — кристаллическая решетка NaCl.



Т а б л и ц а 1.4

Определение типа химической связи

Вид (тип) связи		Разность ОЭО атомов (n)	Примеры
Ковалентная	неполярная	$n = 0$	H_2 , Cl_2 , CS_2
	полярная	$0 < n < 2$	HCl
Ионная		$n \geq 2$ (строго, $n \geq 3$)	NaCl

Таким образом, будет ли связь ковалентной (полярной или неполярной) или ионной, определяется разностью электроотрицательностей⁶ атомов, образующих данное соединение (см. табл. 1.4).

1.7.3. МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Атомы большинства металлов имеют на внешнем электронном уровне небольшое количество электронов (в основном 2). Энергия ионизации этих электронов невелика, поэтому они легко утрачивают связь с отдельными атомами и легко обобществляются, образуя электронный газ (рис 1.19).

Эти электроны подвижны, сравнительно небольшое их число связывает большое число ионов.

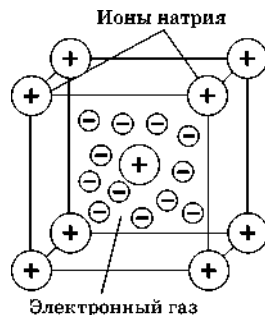


Рис. 1.19
Кристаллическая
решетка металлического
натрия



Вид химической связи, осуществляющий притяжение между ионами, находящимися в узлах кристаллической решетки, и обобществленными электронами, называется металлической связью.

Природа металлической связи — электрическая. Металлической связью объясняются некоторые физические свойства металлов:

- металлический блеск;
- преимущественно серый цвет;
- пластичность;
- ковкость;
- хорошая электрическая проводимость;
- теплопроводность.

1.7.4. ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

Водородная связь — это своеобразная химическая связь.



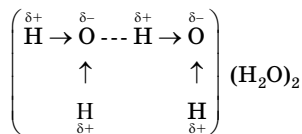
Водородные связи образуются в тех случаях, когда атом водорода связан с сильно электроотрицательным атомом: фтором, кислородом, азотом, реже — хлором и серой.

⁶ Более подробно понятие «электроотрицательность» рассмотрено в Модуле 4.

Водородная связь может быть *межмолекулярной* и *внутримолекулярной*.

Рассмотрим межмолекулярную водородную связь на примере молекулы H_2O .

Межмолекулярная Н-связь:

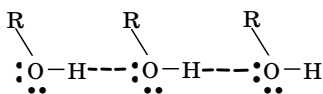


Поскольку в такой молекуле общая электронная пара сильно смещена от водорода к атому электроотрицательного элемента, а положительный заряд водорода сконцентрирован в малом объеме, то протон взаимодействует с неподеленной электронной парой другого атома или иона, обобществляя ее. В результате образуется вторая, более слабая связь, получившая название водородной.

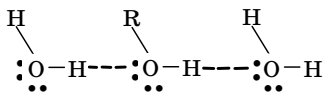
Ранее водородную связь сводили к электростатическому притяжению между протоном и другой полярной группой. Но более правильным следует считать, что в ее образование вносит вклад и донорно-акцепторное взаимодействие. Для этой связи характерны направленность в пространстве и насыщаемость.

Обычно водородную связь обозначают точками (...) и этим указывают, что она намного слабее ковалентной связи (примерно в 15–20 раз). Тем не менее она ответственна за ассоциацию молекул.

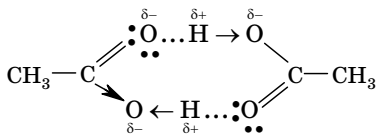
Ассоциация молекул спирта:



Гидратация молекул спирта:

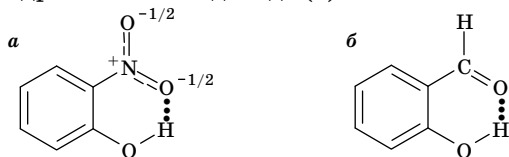


Образование димера уксусной кислоты $(\text{CH}_3\text{COOH})_2$:

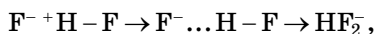


Водородная связь может быть также внутримолекулярной.

Внутримолекулярная водородная связь в молекулах нитрофенола (а) и о-гидроксibenзальдегида (б):



Водородная связь оказывает влияние на свойства многих веществ. Так, благодаря водородной связи фтороводород в обычных условиях существует в жидком состоянии (ниже $19,5^{\circ}\text{C}$) и содержит молекулы состава от H_2F_2 до H_6F_6 . Благодаря водородной связи образуется гидрофторид-ион HF_2^-



который входит в состав солей — гидрофторидов (KHF_2 — гидрофторид калия, NH_4HF_2 — гидрофторид аммония).

Наличием водородных связей объясняется более высокая температура кипения воды (100°C) по сравнению с водородными соединениями элементов подгруппы кислорода (H_2S , H_2Se , H_2Te при обычных условиях — газы; сравнить: H_2O — жидкость). В случае воды надо затратить дополнительную энергию на разрушение водородных связей.

Особенно распространены водородные связи в молекулах белков, нуклеиновых кислот и других биологически важных соединений, поэтому эти связи играют огромную роль в химии процессов жизнедеятельности⁷.

П Р И М Е Р Ы

1. Сера образует химические связи с калием, водородом, бромом и углеродом. Какие из связей наиболее и наименее полярны? Укажите, в сторону какого атома происходит смещение электронного облака связи?

Р е ш е н и е.

Используя значения относительных электроотрицательностей (ОЭО, см. табл. 5, «Справочные материалы»), находим разности ОЭО серы и атомов, образующих с нею химическую связь (величину n):

⁷ В последние годы удалось наблюдать в реальном времени и экспериментально зафиксировать то, что ранее находилось в области теоретических представлений, — процесс разрыва и образования связей: возникновение радикала $\text{OH}\cdot$ при взаимодействии H и CO ; динамику перехода от ковалентной связи к ионной при образовании NaI (А. Зевейл, 1999).

$n(S - K) = 2,6 - 0,91 = 1,69$; смещение в сторону атома S;
 $n(S - H) = 2,6 - 2,1 = 0,5$; смещение в сторону атома S;
 $n(S - Br) = 2,6 - 2,74 = -0,14$; смещение в сторону атома Br;
 $n(S - C) = 2,6 - 2,5 = 0,1$; смещение в сторону атома S.

Чем больше по абсолютной величине n , тем более полярна связь. В данном примере наиболее полярной является связь S–K.

2. Определите, как изменится прочность соединений в ряду HF, HCl, HBr, HI?

Решение.

Прочность связи в ряду 2-атомных молекул зависит от длины связи. Поскольку радиус атома при переходе от F к I возрастает, то и длина связи H–галоген также будет возрастать; прочность связи при этом уменьшается. Таким образом, прочность соединений в указанном ряду уменьшается.

3. Может ли произойти реакция между молекулами HF и SiF₄?

Решение.

Число валентных орбиталей Si больше четырех, и часть их не заселена электронами (свободна). Молекула HF высокополярна, при этом электронная плотность в молекуле сильно сдвинута к атому F, в связи с чем последний может служить донором электронов и образовывать ковалентную связь с молекулой SiF₄ — акцептором электронов — по донорно-акцепторному механизму. В результате реакции образуется комплексное соединение — кислота H₂[SiF₆].

1.8.

КРАТКИЕ СВЕДЕНИЯ О МЕТАЛЛАХ

Как уже было отмечено, большинство химических элементов относится к металлам (88 из 110). Они расположены в левом нижнем углу ПСЭ.

1.8.1.

ПРИРОДНЫЕ РЕСУРСЫ И СПОСОБЫ ПОЛУЧЕНИЯ МЕТАЛЛОВ

Самым распространенным металлом в земной коре является алюминий. За ним следуют железо, кальций, натрий, калий, магний и титан. Содержание остальных металлов незначительно. Так, например, хрома в земной коре по массе всего лишь 0,3%,

Нахождение металлов в природе

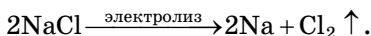
Нахождение металлов в природе		
активных	средней активности	благородных
в виде солей	в виде оксидов и сульфидов	в свободном виде
Хлориды: NaCl, KCl, KCl · NaCl, MgCl ₂ , KCl · MgCl ₂ · 6H ₂ O	Оксиды: Al ₂ O ₃ , Fe ₂ O ₃ · nH ₂ O, Cu ₂ O, TiO ₂ , Cr ₂ O ₃ , SnO ₂	Ag, Pt, Au
Сульфаты: Na ₂ SO ₄ · 10H ₂ O, CaSO ₄ · 2H ₂ O, MgSO ₄ · 2H ₂ O	Сульфиды: FeS ₂ , ZnS, CuS, PbS, HgS	
Нитраты: NaNO ₃ , KNO ₃		
Ортофосфаты: Ca ₃ (PO ₄) ₂		
Карбонаты: CaCO ₃ , CaCO ₃ · MgCO ₃ , FeCO ₃ , Ca(HCO ₃) ₂ , Fe(HCO ₃) ₂		
Силикаты: Al ₂ O ₃ · 2SiO ₂ · 2H ₂ O, K ₂ O · Al ₂ O ₃ · 2SiO ₂		

никеля — 0,2%, а меди — 0,01%. Металлы встречаются в природе как в свободном виде, так и в различных соединениях (табл. 1.5).

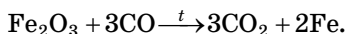
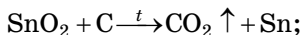
Способы получения металлов зависят от того, в каком виде они находятся в природе.

Наиболее активные металлы (Na, K, Ca, Mg) получают электролизом. Менее активные металлы восстанавливают из их оксидов углем, оксидом углерода (II), водородом или алюминием, а сульфиды металлов вначале обжигают. Благородные металлы добывают в самородном виде.

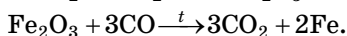
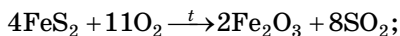
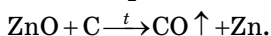
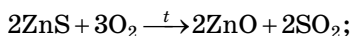
1. Электролиз расплавов (см. также разд. 5.4. «Электролиз»):



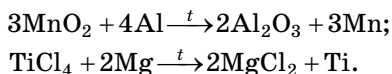
2. Восстановление металлов из их оксидов углем или оксидом углерода (II):



3. Обжиг сульфидов металлов с последующим восстановлением образовавшихся оксидов:

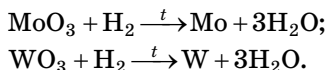


4. Восстановление металлов из их соединений более активными металлами (алюмотермия, магниитермия):



Металлотермией обычно получают металлы, которые при восстановлении их оксидов углем образуют карбиды (Mn, Ti, Cr, Mo, W).

5. Восстановление металлов из их оксидов водородом:



При этом получают металлы высокой чистоты.

6. Вытеснение металла из раствора его соли более активным металлом:



1.8.2. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Полагают, что важные физические свойства металлов обусловлены определенным типом химической связи (см. разд. 1.7. «Химическая связь и строение молекул»).

Различна плотность металлов: самым легким является Li — 0,53 г/см³, самым тяжелым — Os — 21,5 г/см³. В технике условно различают тяжелые металлы ($\rho \geq 5$ г/см³) и легкие металлы ($\rho < 5$ г/см³).

Различны температуры плавления металлов: самый легкоплавкий металл — ртуть (Hg), ее $t_{\text{пл}} = -38,9^\circ\text{C}$; $t_{\text{пл}}(\text{Cs}) = 29^\circ\text{C}$; $t_{\text{пл}}(\text{Ga}) = 29,8^\circ\text{C}$ — эти металлы плавятся в руке. Самый тугоплавкий металл — вольфрам (W), его $t_{\text{пл}} = 3390^\circ\text{C}$.

Различна твердость металлов: самый мягкий — калий — легко обминается пальцами (Rb, Cs — режутся ножом); самый твердый — хром — режет стекло.

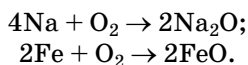
1.8.3. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МЕТАЛЛОВ

Основным химическим свойством металлов является способность отдавать электроны (за исключением ${}_{73}\text{Re}$). Металлические свойства элементов усиливаются справа налево в периоде и сверху вниз по подгруппе. Все металлы по способности отдавать электроны

выстроены в ряд стандартных электродных потенциалов (электрохимический ряд напряжений металлов, см. Модуль 5, а также табл. 9, «Справочные материалы»).

Взаимодействие металлов с простыми веществами (неметаллами)

1. *Оксиды, гидроксиды.* Металлы образуют соединения с кислородом — оксиды (общая формула Me_xO_y). При этом все металлы, кроме золота, платины и других благородных металлов, непосредственно реагируют с кислородом:

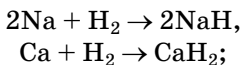


Максимальная валентность металла по кислороду отвечает, как правило, номеру группы ПСЭ, в которой он расположен (исключения: золото и серебро, находясь в I группе, имеют оксиды, соответственно, Au_2O_3 и Ag_2O , медь (II группа) — CuO , из элементов VIII группы только осмий, рутений и платина имеют оксид формы RO_4).

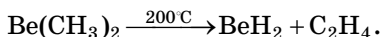
Свойства оксидов закономерно изменяются в зависимости от положения металла в ПСЭ. Так, в каждой группе, главной подгруппе сверху вниз усиливается основной характер оксидов и гидроксидов. По периодам или горизонтальным рядам, наоборот, идет постепенный рост кислотных свойств и уменьшение основных через амфотерные. Так, в начале IV периода K_2O , CaO , Sc_2O_3 — основные оксиды, далее TiO_2 , V_2O_5 — амфотерные оксиды, а CrO_3 , Mn_2O_7 — кислотные оксиды.

2. *Гидриды.* Гидридами называют соединения металлов с водородом. Получают их несколькими способами:

- нагревание щелочных и щелочно-земельных металлов при температуре 350–400°C в атмосфере сухого водорода:

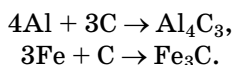


- термическое разложение органических соединений:

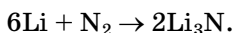


3. *Карбиды, нитриды, бориды и силициды* являются соединениями металлов, соответственно, с углеродом (C), азотом (N_2), бором (B), кремнием (Si).

Карбиды металлов довольно многочисленны, и многие из них образуются при непосредственном взаимодействии металлов с углеродом:



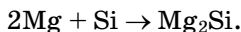
Нитриды металлов образуются при непосредственном окислении азотом соответствующих элементарных металлов; эти реакции идут с трудом, так как молекула N_2 очень прочна. При обычной температуре только литий соединяется с азотом:



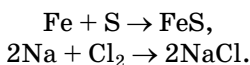
Нитриды остальных металлов получают при высоких температурах.

Бор образует многочисленные соединения с *d*-элементами — бориды; их состав близок к формулам MeB и MeB_2 .

Кремний образует ионно-ковалентные и металлоподобные соединения с металлами; реакции протекают при высоких температурах (700–1200°C):

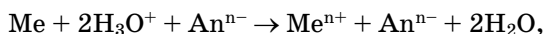


4. *Галогениды и сульфиды* также относятся к группе бинарных соединений металлов соответственно с галогенами и серой. В них атомы галогена и серы непосредственно соединены с металлом. Степень окисления галогенов в них –1, а серы –2. Галогениды и сульфиды могут быть получены непосредственным взаимодействием металлов с галогенами и серой:

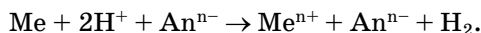


Взаимодействие металлов с кислотами

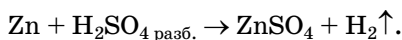
Реакции металлов с кислотами, анионы которых не являются окислителями, идут по следующей схеме:



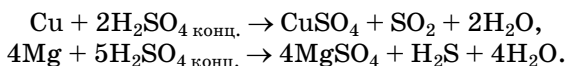
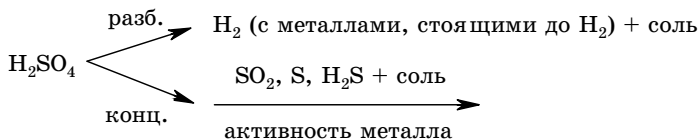
или



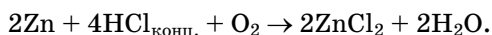
По такой же схеме металл растворяется в разбавленных HCl , H_2SO_4 :



Концентрированная H_2SO_4 , реагируя с металлами, выделяет H_2S , S или SO_2 в зависимости от активности металла и концентрации кислоты.

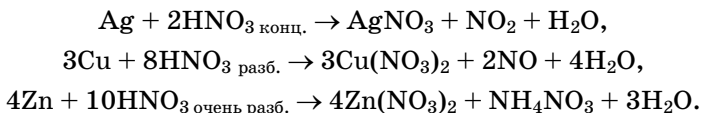
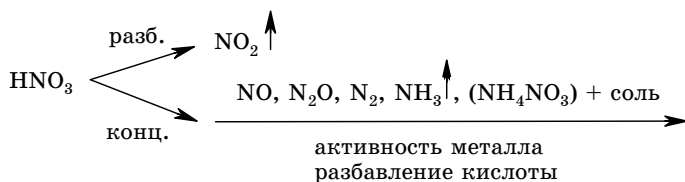


Концентрированная HCl взаимодействует с металлами при участии хотя бы слабых окислителей:

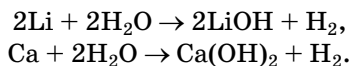


HNO_3 не выделяет водорода (он окисляется до H_2O). Степень окисления азота при этом может изменяться от -3 до $+5$ в зависимости от концентрации кислоты и активности металла.

Концентрированная HNO_3 восстанавливается до $+4$ (при этом выделяется NO_2), разбавленная — до $+2$, $+1$, 0 , -3 (выделяются NO , N_2O , N_2 , NH_3):

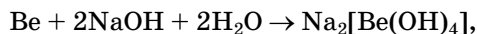
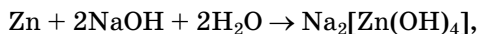


Вода должна действовать на металлы подобно кислоте. Но концентрация H^+ в воде очень мала, поэтому таким образом она действует только на очень активные (щелочные и щелочно-земельные) металлы:

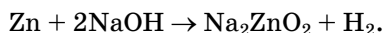


Взаимодействие металлов со щелочами

Со щелочами взаимодействуют металлы, которые имеют амфотерный характер. Реакция идет в водном растворе:

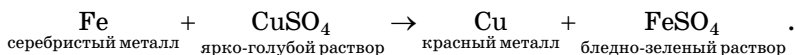


а также при недостатке воды (в расплавах):



Взаимодействие металлов с солями

Каждый предыдущий металл в ряду напряжений вытесняет каждый последующий из раствора его соли (исключения: щелочные и щелочно-земельные металлы сами растворяются в воде; Al не взаимодействует с сульфатами металлов; некоторые другие) (см. также разд. 5.3):



1.9.

КРАТКИЕ СВЕДЕНИЯ О НЕМЕТАЛЛАХ

К неметаллам относятся 22 элемента из известных 110. Они располагаются в основном в конце малых и больших периодов и только в главных подгруппах (табл. 1.6). В отличие от металлов, которые обладают схожими свойствами, для неметаллов характерно скорее различие, чем общность свойств.

Таблица 1.6

Расположение неметаллов в Периодической системе элементов

Период	Группа элементов Периодической системы							
	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1							H ₂ (г)	He(г)
2			B(к)	C(к)	N ₂ (г)	O ₂ (г) O ₃ (г)	F ₂ (г)	Ne(г)
3				Si(к)	P(к)	S(к)	Cl ₂ (г)	Ar(г)
4					As(к)	Se(к)	Br ₂ (ж)	Kr(г)
5						Te(к)	I ₂ (к)	Xe(г)
6							At ₂ (к)	Rn(г)

1.9.1. ПРИРОДНЫЕ РЕСУРСЫ И ОБЩИЕ СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ

Самыми распространенными элементами в земной коре являются неметаллы кислород и кремний (47,0 и 27,6% масс. соответственно). В свободном состоянии кислород находится в воздухе (20,99% масс.), в связанном — в составе H_2O , кварца, других минералов. Кремний в свободном состоянии в природе не встречается; входит в состав силикатных и алюмосиликатных пород, составляющих земную кору.

Неметаллы водород и гелий — главная часть космического вещества и «сырье» для образования остальных химических элементов (см. также разд. «Происхождение химических элементов»). На Земле содержание водорода невелико (1,0% масс.); он входит в состав H_2O и природных энергоносителей — газа, нефти, угля. Содержание гелия в атмосфере — $4,6 \cdot 10^{-6}$ % об.

Живые существа в основном состоят из отобранных природой неметаллов: углерода, водорода, кислорода, азота, фосфора и серы. Общая доля этих элементов в организме человека составляет не менее 97% масс. Число их внешних (валентных) электронов, как у всех атомов элементов главных подгрупп, равно номеру группы.

Для завершения внешних электронных оболочек атомы неметаллов могут присоединять электроны и чаще всего являются окислителями.

Активнее всех это делает атом фтора. У остальных элементов неметаллов эта способность выражена слабее и уменьшается в порядке: O, Cl, N, S, C, P, H, Si, — согласно уменьшению значений их относительных электроотрицательностей (см. табл. 5, «Справочные материалы»).

1.9.2. ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ

Физические свойства неметаллов в значительной степени являются их индивидуальными свойствами, поэтому неметаллы рассматриваются поэлементно в курсе неорганической химии.

Простые вещества неметаллов при обычных условиях находятся в различных агрегатных состояниях: газообразном, твердом и жидком (табл. 1.7). Сравнить: металлы при обычных условиях — твердые вещества, кроме Hg.

Многочисленные аллотропные модификации неметаллов. Бор известен в аморфной (коричневой) и кристаллической (черной)

формах. Углерод встречается в виде алмаза, графита, карбина и фуллерена; последний отвечает трем типам гибридизации. Фосфор имеет три модификации — белый, красный и черный. Общеизвестны аллотропные модификации кислорода — это O_2 (молекулярный кислород) и O_3 (озон). Несколько модификаций образуют сера (α -, β - и пурпурная), селен (полиморфные серый и красный) и теллур (аморфный темно-коричневый и серебристо-белый).

1.9.3. ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА НЕМЕТАЛЛОВ

Химические свойства неметаллов также нередко сильно отличаются друг от друга, однако в их проявлениях есть и много общего.

Большинство неметаллов, за исключением фтора и благородных газов, имеют как положительные, так и отрицательные степени окисления (табл. 1.7), поэтому в химических реакциях могут быть как окислителями, так и восстановителями — проявляют окислительно-восстановительную двойственность. Фтор может быть только окислителем, Kr, Xe, Rn — только восстановители (остальные инертные газы — инертны). Сравнить: металлы имеют только положительные степени окисления (кроме ${}_{75}\text{Re}$).

По своим окислительно-восстановительным способностям неметаллы можно условно разделить на группы (см. табл. 1.8–1.9).

Таблица 1.7

Характерные степени окисления неметаллов

Группы Периодической системы					
III	IV	V	VI	VII	VIII
				(H) (-1, 0, +1)	He 0
B -3, 0, +3	C -4, -2, 0, +2, +4	N -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5	O -2, -1, 0, +2	F -1, 0	Ne 0
	Si -4, -2, 0, +2, +4	P -3, 0, +1, +3, +5	S -2, -1, 0, +2, +4, +6	Cl -1, 0, +1, +3, +5, +7	Ar 0
		As -3, 0, +1, +3, +5	Se -2, 0, +4, +6	Br -1, 0, +1, +5, +7	Kr +2, +4
			Te 0, +4, +6	I -1, 0, +1, +5, +7	Xe +2, +4, +6, +8
					Rn +2, +4, +6

Окислительные способности неметаллов

Неметаллы		
Активные окислители	Окислители средней активности	Малоактивные окислители
$F_2 > O_3 > Cl_2 > O_2 > Br_2$	$I_2 > C > Si > P$	$N_2 > S > As > Te > H_2$

Таблица 1.9

Восстановительные способности неметаллов

Неметаллы		
Восстановители средней силы	Малоактивные восстановители	Очень слабые восстановители
$B > Si > P > H_2$	$As > S > Se$	$I_2 > Br_2 > Cl_2 > O_2 > N_2$

Активных восстановителей среди неметаллов нет (восстановительные свойства характерны для металлов, см. разд. 1.8.3. «Химические свойства металлов»).

Некоторые примеры химических взаимодействий неметаллов приводятся ниже.

Взаимодействие неметаллов с металлами (см. разд. 1.8.3. «Химические свойства металлов»).

Взаимодействие неметаллов между собой

С водородом неметаллы образуют летучие соединения, как, например, фтороводород HF, хлороводород HCl, сероводород H_2S , аммиак NH_3 , метан CH_4 .

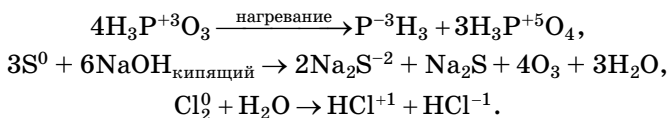
При растворении в воде водородных соединений галогенов, серы, селена и теллура образуются кислоты той же формулы, что и сами водородные соединения: HF, HCl, HBr, HI, H_2S , H_2Se , H_2Te .

При растворении в воде аммиака образуется аммиачная вода с формулой NH_4OH , называемая гидроксидом аммония.

С кислородом неметаллы образуют кислотные оксиды, проявляя различную степень окисления: максимальную, равную номеру группы, например SO_3 , N_2O_5 , P_2O_5 ; более низкую — SO_2 , N_2O_3 , P_2O_3 .

Кислотным оксидам соответствуют кислоты, причем из двух кислородных кислот одного неметалла сильнее та, в которой он проявляет более высокую степень окисления. Например, серная кислота H_2SO_4 (степень окисления S^{+6}) сильнее сернистой H_2SO_3 (степень окисления S^{+4}), азотная кислота HNO_3 (N^{+5}) сильнее азотистой HNO_2 (N^{+3}).

Поскольку большинство неметаллов проявляют положительные и отрицательные степени окисления, то для них возможны реакции самоокисления — самовосстановления (диспропорционирования). Реакции протекают в водных средах:



(См. также Модуль 4. «Окислительно-восстановительные системы»).

Следует отметить, что нерастворимые в воде неметаллы (O_2 , H_2), а также неметаллы с прочной кристаллической решеткой (C, Si) в реакциях диспропорционирования не участвуют.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Какова формулировка периодического закона, данная Д. И. Менделеевым?
2. В чем сущность закона периодичности?
3. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева — графическое изображение периодического закона. Назовите известные вам варианты периодических таблиц.
4. Каков физический смысл порядкового номера элемента?
5. Что представляют собой период, ряд, группа, подгруппа в Периодической системе?
6. По какому принципу элементы объединяются в группы и подгруппы?
7. Какие элементы Д. И. Менделеев назвал типическими?
8. Какие подгруппы называют главными, а какие — побочными?
9. Как изменяются металлические и неметаллические свойства элементов в периоде и в главной подгруппе?
10. Найдите в Периодической системе самый активный металл и самый активный неметалл.
11. В какой части Периодической системы сконцентрированы элементы, обладающие неметаллическими свойствами, металлическими свойствами?
12. Какие элементы образуют кислородные соединения и каковы формы последних?
13. Как изменяется устойчивость высших оксидов и гидроксидов в главных и побочных подгруппах с ростом заряда ядер атомов элементов?
14. Как изменяются кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства высших оксидов и гидроксидов элементов с ростом заряда их ядер в пределах периода? В пределах группы?
15. Какие элементы образуют летучие водородные соединения и каковы формы последних?

16. Какие из летучих водородных соединений обладают кислотными свойствами?
17. Какова современная формулировка периодического закона?
18. Почему в Периодической системе аргон ($_{18}\text{Ar}$) помещен перед калием ($_{19}\text{K}$), кобальт ($_{27}\text{Co}$) — перед никелем ($_{28}\text{Ni}$), теллур ($_{52}\text{Te}$) — перед йодом ($_{53}\text{I}$), торий ($_{90}\text{Th}$) — перед протактинием ($_{91}\text{Pa}$), несмотря на то что атомная масса вторых элементов меньше?
19. Опишите состав атомных ядер.
20. Что характеризует величина дефекта массы Δm ?
21. Из каких еще более мелких (сверхэлементарных) частиц, возможно, состоят нуклоны?
22. Какие типы кварков известны?
23. В чем сущность квантово-механической теории строения атома?
24. Сформулируйте запрет Паули; принцип наименьшей энергии; правило Гунда.
25. Укажите в Периодической системе элементов металлы, у которых (наряду с атомом $_{24}\text{Cr}$) наблюдается «провал» электрона.
26. Сколько подуровней содержат 1, 2, 3 и 4-й энергетические уровни?
27. Какое максимальное число электронов может находиться на 1, 2, 3 и 4-м энергетических уровнях?
28. Сформулируйте понятие «орбиталь».
29. Что представляют собой s -, p -, d - и f -орбитали электрона?
30. В каких группах и подгруппах Периодической системы находятся s -, p - и d -элементы?
31. Где в Периодической системе элементов расположены f -элементы?
32. Чем объяснить сходство химических свойств лантаноидов/актиноидов?
33. В чем заключается физический смысл периодичности с точки зрения современной теории строения атома?
34. Как теория строения атома объясняет изменение свойств элементов с ростом порядкового номера в периоде и группе?
35. В чем заключается физический смысл номера периода?
36. В чем заключается физический смысл номера группы?
37. Как теория строения атома объясняет усиление металлических свойств элементов справа налево в периоде? Сверху вниз по подгруппе?
38. Что означают понятия «электроотрицательность»; «относительная электроотрицательность» (ОЭО)?
39. Как по значениям ОЭО можно судить о полярности в химических соединениях?
40. Как по значениям ОЭО можно установить характер химической связи в соединениях?
41. Назовите основные типы химической связи.
42. Покажите механизм образования ковалентной химической связи.
43. Между атомами каких элементов образуется ковалентная химическая связь?
44. Какие виды ковалентной химической связи вам известны?

45. Приведите примеры образования ковалентной связи по донорно-акцепторному механизму.
46. Что такое ионы? Как они образуются? Какая химическая связь называется ионной?
47. Как возникает водородная связь? Между атомами каких элементов она осуществляется? Как она влияет на температуру кипения воды?
48. Что такое металлическая связь? Каков механизм ее образования? В каком случае она возникает?

ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Исходя из положения галлия в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева опишите важнейшие свойства простого вещества и соединений элемента.

2. На основании положения кальция в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева напишите формулы его высшего оксида, гидроксида и хлорида.

3. Какой элемент пятого периода Периодической системы Д. И. Менделеева является наиболее типичным неметаллом? Почему?

4. Один из элементов, предсказанных Д. И. Менделеевым, образует оксид, массовая доля кислорода в котором составляет 0,305. Элемент проявляет в этом оксиде степень окисления, равную +4. Определите относительную атомную массу этого элемента и назовите его.

Ответ: 73; германий.

5. Элемент образует высший оксид состава ЭO_3 . С водородом этот же элемент образует летучее соединение, массовая доля водорода в котором составляет 5,88%. Рассчитайте относительную атомную массу элемента и назовите его.

Ответ: 32; сера.

6. Напишите электронную формулу элемента йода. Укажите распределение электронов по орбиталям.

7. Электронная формула элемента имеет окончание $\dots 3d^5 4s^2$. Определите порядковый номер этого элемента.

8. Напишите электронные формулы ионов Fe^{2+} и S^{2-} .

9. Укажите, у каких из нижеприведенных молекул химическая связь имеет полярный характер, неполярный характер; ионная: F_2 , CO , N_2 , HBr , Br_2 , KF ? Почему?

10. Укажите механизм образования связей в молекуле гидроксония H_3O^+ .

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ
ТЕМА 1.1. СТРОЕНИЕ
ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК АТОМОВ

Структура теста

1. Современная квантово-механическая теория строения атома, ее сущность.
2. Состав атомных ядер.
3. Строение электронных оболочек атомов. Современная модель состояния электрона в атоме, квантовые числа (n , l , m и s).
4. Основное/возбужденное состояние атома.
5. Главное n , побочное l , магнитное m и спиновое s квантовые числа.
6. Максимальное число электронов на 1, 2, 3 и 4-м энергетических уровнях; число подуровней на 2, 3 и 4-м энергетических уровнях.
7. Понятие об атомных (электронных) орбиталях: s -, p -, d - и f -орбитали.
8. Максимально возможное число электронов на орбиталях.
9. Описание электронных оболочек (конфигураций) атомов (ионов) элементов. Запрет (принцип) Паули, принцип наименьшей энергии, правило Гунда, правила Клечковского.
10. «Провал» («проскок») электрона. Элементы ${}_{24}\text{Cr}$ и другие в Периодической системе элементов с «провалом» («проскоком») электронов в электронных оболочках.

Инструкция для выполнения

Тест состоит из 10 вопросов. На его выполнение отводится 25 мин. Задания рекомендуется выполнять по порядку. Если задание не удастся выполнить сразу, переходите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенным заданиям.

К каждому заданию предлагается 4 варианта ответов, из которых правильными могут быть 1, 2 и даже 3 ответа. Ответ засчитывается как правильный, если указаны верно все варианты ответов.

Следует пользоваться справочными материалами:

- Периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева и другими при необходимости.

Для расчетов необходим инженерный калькулятор (с возможностью вычисления логарифмической и показательной функций).

Шкала оценок:

- оценка «2» — указано менее 5 правильных ответов;
- оценка «3» — от 5 до 6 правильных ответов;
- оценка «4» — от 7 до 8 правильных ответов;
- оценка «5» — от 9 до 10 правильных ответов.

ТЕСТ 1

1. Укажите электронно-графическую схему основного состояния атома:

а)	<table><tr><td>↑</td></tr></table>	↑	<table><tr><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td></tr></table>	↑	↑	↑
↑						
↑	↑	↑				
б)	<table><tr><td>↑↓</td></tr></table>	↑↓	<table><tr><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td></tr></table>	↑	↑	↑
↑↓						
↑	↑	↑				
в)	<table><tr><td>↑↓</td></tr></table>	↑↓	<table><tr><td>↑</td><td>↓</td><td>↑</td></tr></table>	↑	↓	↑
↑↓						
↑	↓	↑				
г)	<table><tr><td>↑↓</td></tr></table>	↑↓	<table><tr><td>↑↓</td><td>↓</td><td></td></tr></table>	↑↓	↓	
↑↓						
↑↓	↓					

2. Возбужденному состоянию атома отвечает электронная конфигурация:

- а) $1s^2 2s^1 2p^1$;
- б) $1s^2 2s^2 2p^2$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^3$;
- г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.

3. Среди приведенных электронных конфигураций укажите невозможные:

- а) $1p^1$;
- б) $1s^2$;
- в) $2d^4$;
- г) $3f^3$.

4. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ соответствует:

- а) основному состоянию атома кальция;
- б) возбужденному состоянию атома кальция;
- в) основному состоянию атома скандия;
- г) атому изотопа $^{10}_{20}\text{Ne}$.

5. На энергетическом уровне с главным квантовым числом, равным 3, максимально может расположиться электронов:

- а) 2;
- б) 18;
- в) 32;
- г) 26.

6. Число протонов в атоме элемента со строением валентных подуровней $\dots 3d^6 4s^2$ равно:

- а) 8;
- б) 30;

- в) 32;
 - г) 26.
7. Для элементов с какими порядковыми номерами наблюдается явление «проскока» электронов при заполнении энергетических подуровней:
- а) 30;
 - б) 24;
 - в) 31;
 - г) 29.
8. В атомах каких элементов происходит заполнение электронами p -подуровня:
- а) калия;
 - б) серы;
 - в) гелия;
 - г) алюминия.
9. На внешнем энергетическом уровне атома серы находится электронов:
- а) 6;
 - б) 2;
 - в) 4;
 - г) 8.
10. Число электронов на внешнем энергетическом p -подуровне атома хлора равно:
- а) 74
 - б) 3;
 - в) 5;
 - г) 6.

ТЕСТ 2

1. Укажите число электронов в ионе Al^{3+} :
- а) 13;
 - б) 27;
 - в) 10;
 - г) 40.
2. Какая формула отражает суммарное число электронов N на энергетическом уровне с главным квантовым числом n :
- а) $N = 2n$;
 - б) $N = n$;
 - в) $N = 2n^2$;
 - г) $N = \sqrt{2n}$.

3. В атоме какого элемента в невозбужденном состоянии на d -подуровне впервые появляется электрон?
- а) хрома;
 - б) скандия;
 - в) кальция;
 - г) аргона.
4. Какая электронная конфигурация соответствует иону Cl^{5+} :
- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;
 - б) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2 3p^3$;
 - в) $1s^2 2s^2 2p^6$;
 - г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
5. Укажите символ частицы, которая имеет такую же электронную конфигурацию, как и атом аргона в основном состоянии:
- а) Ca^{2+} ;
 - б) K;
 - в) Cl;
 - г) Na^+ .
6. Число неспаренных электронов в основном состоянии атома, в ядре которого содержится 23 протона, составляет:
- а) 2;
 - б) 1;
 - в) 4;
 - г) 3.
7. Число протонов в ядре атома магния равно:
- а) 24;
 - б) 12;
 - в) 36;
 - г) 11.
8. В атоме какого элемента на третьем энергетическом уровне в основном состоянии содержится 9 электронов:
- а) калия;
 - б) кальция;
 - в) скандия;
 - г) меди.
9. Укажите заряд ядра атома с сокращенной электронной конфигурацией основного состояния $\dots 3d^5 4s^2$:
- а) 20;
 - б) 25;
 - в) 30;
 - г) 35.

10. Отметьте общее число электронов в атоме элемента с сокращенной конфигурацией $\dots 3d^5 4s^2$:
- а) 20;
 - б) 23;
 - в) 25;
 - г) 30.

ТЕСТ 3

1. Укажите символ элемента, атом которого в основном состоянии содержит наибольшее число вакантных орбиталей:
 - а) Na;
 - б) Si;
 - в) Cl;
 - г) S.
2. Укажите число неспаренных электронов в основном состоянии атома хрома:
 - а) 5;
 - б) 6;
 - в) 4;
 - г) 3.
3. Атом неона, катион натрия и анион фтора имеют одинаковое:
 - а) значение массы;
 - б) число нейтронов;
 - в) число электронов;
 - г) число протонов.
4. Сколько элементов третьего периода в основном состоянии атома содержат один неспаренный электрон:
 - а) 1;
 - б) 2;
 - в) 4;
 - г) 3.
5. Какие схемы распределения электронов по энергетическим уровням невозможны:
 - а) 2, 8, 3;
 - б) 2, 8, 8;
 - в) 3, 8, 5;
 - г) 2, 10, 3.
6. Отметьте возбужденное состояние атома исходя из схем распределения электронов по энергетическим уровням:
 - а) 2, 8, 5;
 - б) 2, 8, 8, 1;

- в) 2, 8, 7, 3;
г) 2, 1.
7. Укажите сокращенные электронные формулы возбужденных состояний атома:
а) $\dots 3d^4 4s^2$;
б) $\dots 3d^5 4s^1$;
в) $\dots 3d^7 4s^1$;
г) $\dots 3d^9 4s^2$.
8. Укажите химические знаки p -элементов:
а) He;
б) Sc;
в) Ar;
г) As.
9. У атомов элементов второго–четвертого периодов Периодической системы на внешнем энергетическом уровне атома может максимально расположиться электронов:
а) 16;
б) 8;
в) сколько угодно;
г) 32.
10. Одна незанятая орбиталь p -типа имеется на внешнем энергетическом уровне в основном состоянии атома:
а) бериллия;
б) алюминия;
в) углерода;
г) скандия.

ТЕСТ 4

1. Укажите электронную конфигурацию иона Zn^{2+} :
а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$;
в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$;
г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$.
2. Отметьте символы частиц с одинаковым распределением электронов по энергетическим подуровням:
а) O^{2-} ;
б) Ne;
в) N^{5+} ;
г) Cl^{7+} .
3. Пять неспаренных электронов возникают при возбуждении валентных электронов атома:

- а) лития;
 - б) бора;
 - в) азота;
 - г) фосфора.
4. Укажите химический символ элемента, атом которого в основном состоянии на третьем энергетическом уровне содержит 10 электронов:
- а) Ca;
 - б) Ti;
 - в) Se;
 - г) Cu.
5. Число полностью заполненных энергетических уровней в основном состоянии атома Ca равно:
- а) 2;
 - б) 1;
 - в) 3;
 - г) 4.
6. Сокращенная электронная конфигурация $\dots 4s^2 3d^1$ отвечает основному состоянию атома:
- а) калия;
 - б) кальция;
 - в) скандия;
 - г) меди.
7. Элемент с сокращенной электронной конфигурацией атома $\dots 3d^{10} 4s^1$ имеет заряд ядра атома:
- а) 28;
 - б) 29;
 - в) 30;
 - г) 31.
8. Укажите сокращенную электронную конфигурацию возбужденного состояния атома:
- а) $\dots 3s^1 3p^1$;
 - б) $\dots 4s^2 3d^3$;
 - в) $\dots 2p^6 3s^1$;
 - г) $\dots 1s^2 2s^2$.
9. Суммарное число электронов на s-орбиталях в атоме магния для основного состояния равно:
- а) 2;
 - б) 6;
 - в) 4;
 - г) 5.

10. Какие схемы распределения электронов на p -орбиталях возможны для основного состояния атома:

- а)

↑	↑	↑
↑↓	↑	↑
↑↓	↑	
↑	↓	↑
- б)

↑↓	↑	↑
↑↓	↑	
↑	↓	↑
- в)

↑↓	↑	
↑↓	↑	
↑	↓	↑
- г)

↑	↑	↑
↑↓	↑	↑
↑↓	↑	
↑	↓	↑

ТЕСТ 5

1. Какие схемы распределения электронов по орбиталям невозможны:

- а)

↑
↑↑
↑↓
↑↓
- б)

↑↓		
↑	↑↓↑	↑
- в)

↑↓		
↑	↑↓↑	↑
- г)

↑
↑↑
↑↓
↑↓

2. Укажите электронную конфигурацию атома элемента с зарядом ядра +24 в основном состоянии:

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$;
- б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$;
- в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$;
- г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$.

3. В атоме кремния в основном состоянии имеется полностью незаполненных орбиталей:

- а) 1;
- б) 6;
- в) 5;
- г) 3.

4. Число электронов в ионе S^{2-} равно:

- а) 15;
- б) 18;
- в) 14;
- г) 21.

5. Наибольшее число неспаренных электронов в основном состоянии содержит атом:

- а) азота;
- б) хрома;
- в) меди;
- г) хлора.

6. В атомах каких элементов электронами заполняется предпоследний энергетический уровень:

- а) калия;
 - б) скандия;
 - в) хрома;
 - г) брома.
7. Приобретая два электрона, атом кислорода превращается в:
- а) один из изотопов кислорода;
 - б) ион кислорода с электронной оболочкой неона;
 - в) атом азота;
 - г) атом фтора.
8. Максимальное число неспаренных электронов на данном энергетическом *p*-подуровне составляет:
- а) 3;
 - б) 6;
 - в) 5;
 - г) 4.
9. В атомах каких элементов в основном состоянии одинаковое число электронов на внешнем энергетическом уровне:
- а) хрома;
 - б) ванадия;
 - в) магния;
 - г) серы.
10. Равное число электронов на внешнем энергетическом *p*-подуровне в основном состоянии содержат атомы:
- а) углерода;
 - б) германия;
 - в) кислорода;
 - г) брома.

ТЕСТ 6

1. Суммарное число электронов в ионе HCO_3^- равно:
- а) 31;
 - б) 32;
 - в) 61;
 - г) 62.
2. В атоме элемента с распределением электронов по энергетическим уровням в основном состоянии 2, 8, 4 имеется неспаренных электронов:
- а) 0;
 - б) 1;
 - в) 2;
 - г) 3.

3. У иона Al^{3+} столько же электронов, как и в атоме:
- а) магния;
 - б) натрия;
 - в) неона;
 - г) кремния.
4. Охарактеризуйте строение атома алюминия в основном состоянии:
- а) три полностью заполненных энергетических уровня;
 - б) один неспаренный p -электрон;
 - в) всего 6 электронов на s -орбиталях;
 - г) до заполнения третьего энергетического уровня не хватает пяти электронов.
5. В атоме, содержащем 35 электронов, имеется полностью заполненных энергетических уровней:
- а) 4;
 - б) 3;
 - в) 2;
 - г) 5.
6. В атомах каких элементов в основном состоянии все электроны спарены:
- а) цинка;
 - б) криптона;
 - в) меди;
 - г) гелия.
7. Сколько всего орбиталей на третьем энергетическом уровне:
- а) 6;
 - б) 3;
 - в) 8;
 - г) 9.
8. Сколько энергетических подуровней на третьем энергетическом уровне:
- а) 2;
 - б) 3;
 - в) 1;
 - г) 4.
9. В атоме какого элемента в основном состоянии на четвертом энергетическом уровне содержится 5 электронов:
- а) германия;
 - б) мышьяка;
 - в) ванадия;
 - г) хрома.

10. Сколько неспаренных электронов имеет ион Cu^{2+} :
- а) 3;
 - б) 2;
 - в) 1;
 - г) ни одного.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

ТЕМА 1.2. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ. ХАРАКТЕР ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ И ИХ СОЕДИНЕНИЙ ПО ПЕРИОДАМ, ГРУППАМ И ПОДГРУППАМ

Структура теста

1. Формулировка периодического закона (ПЗ), данная Д. И. Менделеевым, и современная формулировка ПЗ.
2. Периодическая система элементов (ПСЭ) Д. И. Менделеева; физический смысл периодичности с точки зрения современной теории строения атома.
3. Порядковый номер элемента, его физический смысл.
4. Период, ряд, группа, подгруппа в ПСЭ.
5. Физический смысл номера периода, номера группы с точки зрения современной теории строения атома.
6. *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементы в ПСЭ, их электронные конфигурации, сокращенные электронные конфигурации.
7. Изменение химических свойств элементов с ростом порядкового номера в периоде и по подгруппе с точки зрения современной теории строения атома.
8. Изменение металлических и неметаллических свойств элементов в периоде и по подгруппе с точки зрения современной теории строения атома.
9. Понятие электроотрицательности, относительной электроотрицательности (ОЭО) элементов.
10. Кислородные, летучие водородные соединения элементов, их формы. Изменение свойств кислородных и летучих водородных соединений элементов в периоде и по подгруппе с точки зрения современной теории строения атома.

Инструкция для выполнения

Тест состоит из 10 вопросов. На его выполнение отводится 25 мин. Задания рекомендуется выполнять по порядку. Если задание не удастся выполнить сразу, переходите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенным заданиям. К каждо-

му заданию предлагается 4 варианта ответов, из которых правильными могут быть 1, 2 и даже 3 ответа. Ответ засчитывается как правильный, если указаны верно все варианты ответов.

Следует пользоваться справочными материалами:

- Периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева;
- таблицей относительных электроотрицательностей элементов;
- таблицей ослабления кислотных свойств некоторых кислот и др. при необходимости.

Для расчетов необходим калькулятор.

Шкала оценок:

- оценка «2» — указано менее 5 правильных ответов;
- оценка «3» — от 5 до 6 правильных ответов;
- оценка «4» — от 7 до 8 правильных ответов;
- оценка «5» — от 9 до 10 правильных ответов.

ТЕСТ 1

1. В какой паре указаны химические символы элементов, наиболее близких между собой по химическим свойствам:
 - а) Li и Be;
 - б) Be и Na;
 - в) Li и Na;
 - г) Be и В.
2. Отметьте правильные утверждения:
 - а) каждый период без исключения начинается щелочным металлом и заканчивается благородным газом;
 - б) все без исключения элементы в Периодической системе расположены в порядке возрастания относительной атомной массы;
 - в) большинство элементов больших периодов относятся к металлам;
 - г) в малых периодах расположены элементы только главных подгрупп, а в больших — как главных, так и побочных подгрупп.
3. Укажите физический смысл номера периода:
 - а) показывает число валентных электронов в атоме;
 - б) показывает число энергетических уровней в атоме;
 - в) равен общему числу электронов в атоме;
 - г) равен числу электронов на внешнем энергетическом уровне атома.

4. В каком ряду расположены символы только *d*-элементов:
- а) Ca, Mn, Co;
 - б) Sc, Ag, Cu;
 - в) Cl, Te, Ti;
 - г) Au, Ce, Po.
5. Какие характеристики атомов элементов находятся в периодической зависимости от заряда атомного ядра:
- а) масса;
 - б) металлические и неметаллические свойства;
 - в) радиус;
 - г) высшая валентность.
6. Укажите физический смысл номера группы для элементов в Периодической системе:
- а) для некоторых элементов равен числу электронов на внешнем энергетическом уровне;
 - б) как правило, равен числу валентных электронов;
 - в) равен числу энергетических уровней в атоме;
 - г) для некоторых элементов равен сумме числа электронов на внешнем энергетическом уровне и *d*-электронов на предвнешнем энергетическом уровне.
7. К какому семейству относится элемент с относительной атомной массой, равной 137,3:
- а) *p*;
 - б) *d*;
 - в) *s*;
 - г) *f*.
8. К какому семейству относится элемент с порядковым номером 26:
- а) *s*;
 - б) *p*;
 - в) *f*;
 - г) *d*.
9. Какие сокращенные электронные конфигурации отвечают *d*-элементам IV периода:
- а) $...3s^23p^64s^1$;
 - б) $...3s^23p^64s^23d^3$;
 - в) $...3s^23p^6$;
 - г) $...3s^23p^64s^23d^5$.
10. Укажите символы *p*-элементов:
- а) N;
 - б) Fr;
 - в) P;
 - г) Xe.

ТЕСТ 2

1. В главных подгруппах расположены элементы:
 - а) только *s*- и *p*-семейств;
 - б) как правило, с одинаковым числом электронов на внешнем энергетическом уровне для всех элементов данной подгруппы;
 - в) только неметаллы;
 - г) как металлы, так и неметаллы.
2. В побочных подгруппах расположены элементы:
 - а) только металлы;
 - б) только элементы *d*- и *f*-семейств;
 - в) в атомах которых электронами заполняется предвнешний или третий снаружи энергетический уровень;
 - г) только четных рядов больших периодов.
3. Какие утверждения справедливы для элемента с сокращенной электронной конфигурацией атома в основном состоянии $\dots 3d^5 4s^1$:
 - а) расположен в III периоде;
 - б) находится в VI группе главной подгруппы;
 - в) расположен в VI группе побочной подгруппы;
 - г) в атоме 6 валентных электронов.
4. Укажите сокращенные электронные конфигурации атомов элементов, образующих высшие оксиды состава $\text{Э}_2\text{O}_7$:
 - а) $\dots 2s^2 2p^5$;
 - б) $\dots 3s^2 3p^5$;
 - в) $\dots 3d^5 4s^2$;
 - г) $\dots 3d^3 4s^2$.
5. В главных подгруппах металлические свойства элементов:
 - а) растут сверху вниз;
 - б) растут снизу вверх;
 - в) изменяются случайным образом;
 - г) не изменяются.
6. В периодах металлические свойства элементов:
 - а) справа налево растут;
 - б) слева направо уменьшаются;
 - в) не изменяются;
 - г) сначала растут, а затем уменьшаются.
7. Элементы V группы образуют оксиды с общей формулой:
 - а) ЭO_3 ;
 - б) $\text{Э}_2\text{O}_3$;
 - в) $\text{Э}_2\text{O}_5$;
 - г) ЭO_4 .

8. В ряду $\text{Be} \rightarrow \text{Mg} \rightarrow \text{Ca}$ металлические свойства элементов:
- а) уменьшаются;
 - б) растут;
 - в) сначала уменьшаются, затем растут;
 - г) сначала растут, затем уменьшаются.
9. Укажите формулу высшего оксида элемента с зарядом ядра, равным +24:
- а) ЭO ;
 - б) $\text{Э}_2\text{O}_7$;
 - в) ЭO_3 ;
 - г) $\text{Э}_2\text{O}_3$.
10. Укажите формулу водородного соединения элемента с порядковым номером 32:
- а) ЭH ;
 - б) ЭH_3 ;
 - в) ЭH_2 ;
 - г) ЭH_4 .

ТЕСТ 3

1. В каком ряду указаны символы элементов *s*-, *p*- и *d*-семейств:
- а) K, H, Ca;
 - б) Fe, F, Ti;
 - в) Sr, C, Co;
 - г) He, Mg, Ag.
2. Периодически изменяются характеристики атомов:
- а) заряд ядра;
 - б) число нейтронов в ядре;
 - в) электроотрицательность;
 - г) число валентных электронов.
3. В одном периоде находятся элементы:
- а) со схожими химическими свойствами;
 - б) с одинаковым радиусом атома;
 - в) с одинаковым числом энергетических уровней;
 - г) заряд ядра атома которых последовательно возрастает на единицу.
4. В одной группе расположены элементы:
- а) с близкими значениями электроотрицательности;
 - б) с одинаковым (как правило) числом валентных электронов;
 - в) с подобными химическими свойствами простых веществ;

- г) с одинаковой (в большинстве случаев) формулой высшего оксида.
5. Зная положение элемента в Периодической системе, можно предсказать:
- а) максимальную валентность элемента;
 - б) распространенность элемента в природе;
 - в) число изотопов элемента;
 - г) формулу водородного соединения.
6. Исходя из сокращенных формул электронных конфигураций атомов укажите элементы одной группы:
- а) $\dots 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$;
 - б) $\dots 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$;
 - в) $\dots 3s^2 3p^5$;
 - г) $\dots 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$.
7. По схемам распределения электронов по энергетическим уровням атомов определите сходные по химическим свойствам элементы:
- а) 2, 8, 3;
 - б) 2, 7;
 - в) 2, 8, 5;
 - г) 2, 8, 7.
8. Укажите сокращенные электронные конфигурации атомов элементов V группы главной подгруппы:
- а) $\dots 3s^2 3p^3$;
 - б) $\dots 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$;
 - в) $\dots 2s^2 2p^5$;
 - г) $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$.
9. По сокращенным формулам электронных конфигураций атомов укажите элементы, расположенные в одной и той же группе и подгруппе:
- а) $\dots 2s^1$;
 - б) $\dots 3s^2 3p^3$;
 - в) $\dots 3d^3 4s^2$;
 - г) $\dots 4s^2 4p^3$.
10. Элемент с сокращенной электронной конфигурацией невозбужденного состояния атома $\dots 3d^1 4s^2$:
- а) металл;
 - б) находится в третьем периоде;
 - в) имеет три валентных электрона;
 - г) расположен в главной подгруппе III группы.

ТЕСТ 4

- Укажите общую формулу водородного соединения элементов V группы главной подгруппы:
 - ЭН;
 - ЭН₃;
 - ЭН₂;
 - ЭН₄.
- Как изменяется сила кислот в ряду $\text{H}_3\text{PO}_4 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{HNO}_3$:
 - возрастает;
 - практически постоянна;
 - уменьшается;
 - самая сильная кислота — азотная, самая слабая — кремниевая.
- Как изменяется прочность связи в водородных соединениях элементов VI группы главной подгруппы с увеличением заряда ядра атома:
 - растет;
 - уменьшается;
 - не изменяется;
 - сначала растет, затем уменьшается.
- Как изменяются кислотные свойства водородных соединений элементов по периоду:
 - уменьшаются;
 - растут;
 - сначала уменьшаются, затем растут;
 - практически не изменяются.
- Атом элемента имеет сокращенную электронную конфигурацию $\dots 2s^2 2p^2$. Элементу соответствует водородное соединение с формулой:
 - ЭН;
 - ЭН₃;
 - ЭН₂;
 - ЭН₄.
- По электронно-графическим формулам внешнего энергетического уровня (L -слой, $n = 2$) определите элемент с наиболее сильно выраженными металлическими свойствами:

а)	$\uparrow\downarrow$	\uparrow		
б)	\uparrow			
в)	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	
г)	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	\uparrow

7. Какие характеристики изменяются периодически:
- а) кислотно-основные свойства оксидов;
 - б) кислотно-основные свойства гидроксидов;
 - в) окраска простых веществ;
 - г) число аллотропных видоизменений элементов.
8. Укажите формулу оксида с наиболее выраженными кислотными свойствами:
- а) Al_2O_3 ;
 - б) SO_3 ;
 - в) SO_2 ;
 - г) Cl_2O_7 .
9. Водные растворы водородных соединений каких элементов проявляют кислотные свойства:
- а) азота;
 - б) хлора;
 - в) калия;
 - г) серы.
10. У каких элементов, сокращенные электронные конфигурации атомов которых приведены ниже, одинакова формула водородного соединения:
- а) $\dots 2p^6 3s^1$;
 - б) $\dots 3s^2 3p^4$;
 - в) $\dots 3s^2 3p^3$;
 - г) $\dots 2s^2 2p^4$.

ТЕСТ 5

1. Укажите формулу высшего оксида элемента с сокращенной электронной конфигурацией атома $\dots 3d^5 4s^2$:
- а) $\text{Э}_2\text{O}_5$;
 - б) $\text{Э}_2\text{O}_7$;
 - в) ЭO_3 ;
 - г) ЭO_2 .
2. У элементов V группы главной подгруппы с ростом заряда ядра атома неметаллические свойства:
- а) убывают;
 - б) усиливаются;
 - в) практически не изменяются;
 - г) сначала убывают, затем усиливаются.
3. В каком ряду элементов электроотрицательность растет слева направо:
- а) фтор, азот, кислород;

- б) кислород, азот, фтор;
в) азот, кислород, фтор;
г) кислород, фтор, азот.
4. В ряду оксидов состава $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{MgO} \rightarrow \text{K}_2\text{O}$ основные свойства:
- а) уменьшаются;
б) растут;
в) не изменяются;
г) сначала растут, а затем уменьшаются.
5. В каком ряду элементов, символы которых приведены ниже, растёт электроотрицательность атомов:
- а) P, Cl, Si;
б) Si, Cl, P;
в) Si, P, Cl;
г) Cl, P, Si.
6. Укажите ряд элементов, в котором они перечислены в порядке уменьшения радиуса атома:
- а) натрий, кремний, алюминий;
б) кремний, алюминий, натрий;
в) натрий, алюминий, кремний;
г) алюминий, натрий, кремний.
7. В каком ряду элементов, химические знаки которых приведены ниже, неметаллические свойства растут слева направо:
- а) O, Po, S, Te, Se;
б) O, Se, S, Po, Te;
в) Po, Te, Se, S, O;
г) O, S, Se, Te, Po.
8. Укажите формулу высшего гидроксида элемента с сокращённой электронной конфигурацией $\dots 3s^2 3p^4$:
- а) $\text{Э}(\text{OH})_2$;
б) HЭO_4 ;
в) $\text{H}_2\text{ЭO}_4$;
г) $\text{Э}(\text{OH})_3$.
9. Выберите формулу наименее термически устойчивого водородного соединения:
- а) CH_4 ;
б) SnH_4 ;
в) GeH_4 ;
г) SiH_4 .
10. Укажите формулы водородных соединений элементов, водные растворы которых проявляют основные свойства:

- а) HF ;
- б) NH_3 ;
- в) NaOH ;
- г) CH_4 .

ТЕСТ 6

1. В каких рядах элементов металлические свойства сначала растут, а затем уменьшаются:
 - а) натрий, калий, рубидий;
 - б) бор, бериллий, литий;
 - в) бор, литий, магний;
 - г) магний, литий, бор.
2. В каком ряду элементов, химические знаки которых приведены ниже, радиус атома сначала растет, а затем уменьшается:
 - а) Li, K, Be;
 - б) C, N, O;
 - в) Cl, Br, I;
 - г) K, Ca, Cs.
3. В каких рядах соединений, формулы которых приведены ниже, растут слева направо кислотные свойства водородных соединений:
 - а) H_2Te , H_2Se , H_2S , H_2O ;
 - б) HF , HCl , HBr , HI ;
 - в) H_2O , H_2S , H_2Se , H_2Te ;
 - г) HI , HBr , HCl , HF .
4. В каком ряду оксидов, формулы которых приведены ниже, кислотные свойства сначала уменьшаются, а затем растут:
 - а) SO_3 , SO_2 , Cl_2O_7 ;
 - б) SiO_2 , BeO , Na_2O ;
 - в) SO_2 , SO_3 , CO_2 ;
 - г) As_2O_3 , P_2O_3 , N_2O_3 .
5. В каких рядах элементов, символы которых приведены ниже, электроотрицательность сначала растет, а затем уменьшается:
 - а) Na, Mg, C;
 - б) Na, K, Rb;
 - в) I, Cl, Br;
 - г) K, Be, Cs.
6. По схемам распределения электронов по валентным орбиталям (L -слой, $n = 2$) определите элемент с наиболее сильно выраженными неметаллическими свойствами:

а)	$\uparrow\downarrow$	\uparrow		
б)	$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow	
в)	$\uparrow\downarrow$			
г)	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow

7. У какого из элементов, сокращенные электронные конфигурации атомов которых приведены ниже, металлические свойства выражены наиболее сильно:
- $1s^2 2s^2$;
 - $\dots 3s^2 3p^3$;
 - $\dots 3d^3 4s^2$;
 - $\dots 3s^2 3p^6 4s^1$.
8. В каком ряду металлы перечислены в порядке возрастания химической активности простых веществ:
- серебро, медь, золото;
 - золото, серебро, медь;
 - медь, серебро, золото;
 - серебро, золото, медь.
9. Укажите символ элемента с наибольшим радиусом атома:
- K;
 - Ca;
 - Kr;
 - Rb.
10. В каких рядах соединений, формулы которых приведены ниже, растут кислотные свойства:
- N_2O_5 , P_2O_5 , As_2O_5 ;
 - HCl, HBr, HI;
 - H_2SeO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 .
 - H_2Se , H_2Te , H_2S .

ЛИТЕРАТУРА

- Глинка, Н. Л., Общая химия, с. 37–151; 318–339.
- Коровин, Н. В., Общая химия, с. 17–48; 341–416.
- Карапетьяни, М. Х., Общая и неорганическая химия, с. 23–143; 315–561.
- Поллинг, Л., Химия, с. 50–62; 99–125; 127–134; 156–158.
- Хомченко, Г. П., Химия для поступающих в вузы, с. 39–68; 71–99; 191–164; 267–273.

ФИЗИКО-ХИМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ

2.1.

ВОДА. ВОДНЫЕ РАСТВОРЫ

Вода, у тебя нет ни цвета, ни вкуса, ни запаха, тебя невозможно описать, тобой наслаждаются, не ведая, что ты такое. Нельзя сказать, что ты необходима для жизни: ты сама жизнь.

А. де Сент-Экзюпери.
Планета людей

В человеческом организме примерно 35 л жидкости непрерывно осуществляют «орошение» тела. В этот объем входят: 5 л крови, 2 л лимфы, 28 л внутриклеточной и внеклеточной жидкости, 1,5 л слюны, 2,5 л желудочного сока, 1 л желчи, 0,7 л панкреатического и 3 л кишечного сока, есть еще спинномозговая и мозговая жидкости (около 0,1–0,2 л)... Все эти жидкости — водные растворы неорганических и очень сложных органических веществ.

Б. Д. Степин, Л. Ю. Аликберова.
Книга по химии для домашнего чтения

В растворах протекают многие химические реакции, в том числе — в промышленности и в живых организмах. Растворы — это не механические смеси и не индивидуальные соединения, это своеобразные физико-химические системы.

Многие свойства растворов зависят только от числа частиц растворенного вещества (коллигативные свойства) — это изменение парциального давления растворителя над раствором; повышение температуры кипения и понижение температуры замерзания растворов. Коллигативными свойствами обладают растворы неэлектролитов, они описываются законами Рауля и Вант-Гоффа.

Растворы электролитов ведут себя иначе и подчиняются другим законам: для электролитов разработана стройная теория электролитической диссоциации (С. Аррениус, 1883), хорошо согласующаяся с атомно-молекулярным учением и современной квантово-механической теорией строения атома.

С точки зрения теории электролитической диссоциации рассматриваются кислоты, основания, соли.

Следует отметить, что единой теории растворов к настоящему времени не разработано.

Дисперсные и коллоидные системы отличаются от истинных растворов.

2.1.1. ВОДА

Воды на Земле много — 1,4 млрд км³, но из этого количества только 35 млн км³, или 2,5%, приходится на долю пресной воды. Однако бóльшая часть пресной воды, 24 млн км³, находится в форме ледников и снежного покрова Антарктиды, Гренландии, Арктики, а также в подземных запасах. В реках и озерах, основных источниках пресной воды, сосредоточено всего 95 тыс. км³, или 0,007%, от общих запасов воды на Земле.

Пресная вода становится критическим ресурсом.

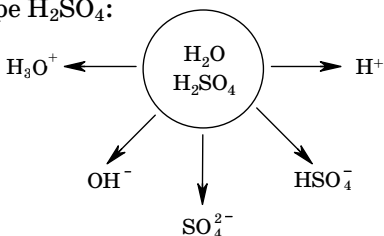
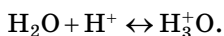
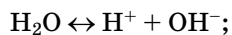
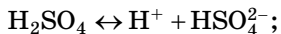
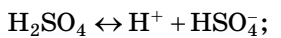
Вода, содержащая значительные количества солей кальция и магния, называется жесткой, в отличие от мягкой воды, например дождевой. Жесткая вода непригодна для промышленных и бытовых нужд.

2.1.2. ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА РАСТВОРОВ



Растворы — это однородные (гомогенные) системы, состоящие из двух и более компонентов и продуктов их взаимодействия.

Например, в водном растворе H₂SO₄:



Растворы занимают промежуточное положение между механическими смесями и индивидуальными химическими соединениями.

С механическими смесями их объединяет:

- переменный состав;
- возможность разделения на составные части;
- в свойствах раствора прослеживаются свойства компонентов.

С химическими соединениями их объединяет:

- гомогенность, однородность;
- контракция (изменение объема ΔV)⁸;
- тепловой эффект (ΔH).

Основным параметром состояния раствора, наряду с температурой (T), является концентрация, т. е. относительное количество компонентов в растворе.

2.1.3. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ СОДЕРЖАНИЯ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА

Содержание растворенного вещества в растворе может быть выражено либо безразмерными единицами — долями, либо величинами размерными — концентрациями.

Таблица 2.1

Содержание растворенного вещества в растворе

Способ выражения (размерность)	Определение
Массовая доля (ω) $\omega = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} 100\%$	Отношение (обычно в %) массы растворенного вещества к общей массе раствора: например, $\omega = 9,25\%$ (масс.)
Молярная доля (N_i) $N_2 = \frac{v_2}{v_1 + v_2}, N_1 = \frac{v_1}{v_1 + v_2}$ (безразмерная величина)	Отношение количества растворенного вещества (или растворителя) к сумме количеств всех веществ, находящихся в растворе. Например, в системе, состоящей из растворителя и единственного растворенного вещества, молярная доля последнего (N_2) равна $N_2 = v_2/(v_1 + v_2)$, а молярная доля растворителя (N_1) равна $N_1 = v_1/(v_1 + v_2)$, где v_1 и v_2 — соответственно количество вещества растворителя и количество растворенного вещества. N_i — величина безразмерная
Молярная концентрация, или молярность, (C_M или M) $C_M = v/V$ (моль/л)	Отношение количества (в молях) растворенного вещества к объему раствора; например, 1,5 М раствор или $C_M = 1,5$ моль/л
Моляльная концентрация, или моляльность, (C_m или m) $C_m = v/m$ (растворителя) (моль/кг (растворителя))	Отношение количества (в молях) растворенного вещества к массе растворителя; например, $C_m = 1,5$ моль/кг (H_2O)
Эквивалентная концентрация, или нормальность, (C_N или N) $C_N = \vartheta/V$ (моль/л)	Отношение числа эквивалентов растворенного вещества к объему раствора; например, 0,75 н раствор; N или $C_N = 0,75$ моль/л

M — молярная масса растворенного вещества; ϑ — относительная эквивалентная масса растворенного вещества; v — количество растворенного вещества (число молей); ρ — плотность раствора (г/см³ или г/мл). Понятия «моль», «эквивалент» см. в разделе «Материал для повторения».

⁸ Например, при смешивании 1 л H_2O и 1 л этанола получается 1,93 л раствора (а не 2 л, как можно было бы ожидать).

**Пересчет различных методов оценки содержания
растворенного вещества**

Метод оценки	Массовая доля, ω	Молярность, C_M , моль/л	Нормальность, C_N , моль/л	Моляльность, C_m , моль/1000 г (растворителя)
Массовая доля, ω	$\omega = \omega$	$\omega = \frac{C_M \cdot M}{10^3 \rho}$	$\omega = \frac{C_N \cdot \mathcal{E}}{10^3 \rho}$	$\omega = \frac{C_m \cdot M}{C_m \cdot M + 1000}$
Молярная концен- трация, C_M	$C_M = \frac{10^3 \rho \omega}{M}$	$C_M = C_M$	$C_M = C_N / \nu$	$\frac{C_M}{=} = \frac{1000 \rho C_m}{C_m \cdot M + 1000}$
Нормаль- ность, C_N	$C_N = \frac{10^3 \rho \omega}{\mathcal{E}}$	$C_N = C_M \cdot \nu$	$C_N = C_N$	$\frac{C_N}{=} = \frac{1000 \rho C_m \nu}{C_m \cdot M + 1000}$
Моляль- ность, C_m	$C_m = \frac{10^3 \omega}{M(1 - \omega)}$	$\frac{C_m}{=} = \frac{C_M}{\rho - C_M \frac{M}{1000}}$	$\frac{C_m}{=} = \frac{C_N}{\rho \nu - C_N \frac{M}{1000}}$	$C_m = C_m$

Наиболее часто употребляемые в химии способы выражения содержания растворенного вещества в растворе приведены в табл. 2.1.

Существуют таблицы пересчета концентраций, как, например, представленная выше табл. 2.2.

П Р И М Е Р Ы

1. Найти моляльность и молярную долю растворенного вещества в 67% -ном (по массе) растворе сахарозы $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Решение.

Массу сахарозы, приходящуюся на 1000 г воды, найдем из пропорции

$$1000 : 33 = x : 67; x = 67 \cdot 1000 / 33 = 2030 \text{ г.}$$

Поскольку молярная масса сахарозы равна 342 г/моль, то моляльность $C_m = 2030 / 342 = 5,96$ моль/кг (H_2O).

Молярная доля растворенного вещества $N_2 = \nu_2 / (\nu_1 + \nu_2)$. В 100 г раствора содержится 67 г сахарозы и 33 г воды, откуда $\nu_1 = 33 / 18 = 1,83$ моль и $\nu_2 = 67 / 342 = 0,196$ моль.

$$\text{Следовательно: } N_2 = 0,196 / (1,83 + 0,196) = 0,097.$$

2. Найти моляльность и молярность 15% -ного (по массе) раствора H_2SO_4 ($\rho = 1,10$ г/мл).

Решение.

Для вычисления моляльности найдем сначала массу серной кислоты, приходящуюся на 1000 г воды:

$$1000 : 85 = x : 15; x = 15 \cdot 1000 / 85 = 176,5 \text{ г.}$$

Молярная масса H_2SO_4 равна 98 г/моль; следовательно, $C_m = 176,5 / 98 = 1,80$ моль/кг (H_2O).

Для расчета молярности раствора найдем массу серной кислоты, содержащуюся в 1000 мл (т. е. в $1000 \cdot 1,1 = 1100$ г) раствора: $1100 : 100 = y : 15; y = 1100 \cdot 15 / 100 = 165$ г.

$$C_M = 165 / 98 = 1,68 \text{ моль/л.}$$

Приготовление растворов требуемой концентрации по правилу смешения растворов (правилу «креста»)

Решение задач такого типа поясним на примерах.

I. Приготовить 90 г 40% -ного раствора (какого-либо вещества) из 65% -ного и 20% -ного растворов этого вещества.

Дано:

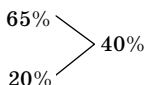
- ω_1 (большая концентрация) = 65% ;
- ω_2 (меньшая концентрация) = 20% ;
- ω_3 (требуемая концентрация) = 40% ;
- m_3 (требуемая масса) = 90 г.

Найти:

- m_1 (масса 65% -ного раствора);
- m_2 (масса 20% -ного раствора).

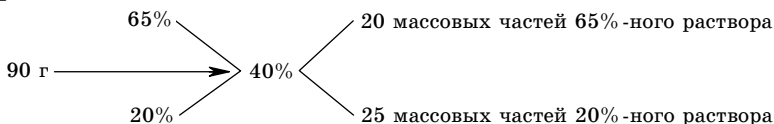
Решение.

1. Записываем массовые доли растворов следующим образом:



(большую и меньшую доли исходных растворов записываем друг под другом, а искомую — правее между ними).

2. Далее из больших чисел вычитаем меньшие и записываем «крестом»:



Числа справа показывают, в каких массовых соотношениях необходимо взять данные растворы для приготовления искомого раствора.

Далее проводим расчеты.

3. Всего массовых частей: $20 + 25 = 45$ масс. ч.

4. Масса одной части составляет:

$$\frac{90 \text{ г}}{45 \text{ масс. ч.}} = 2 \text{ г/масс. ч.}$$

5. Масса первого раствора (65% -ной концентрации):

$$m_1 = 2 \text{ г/масс. ч.} \cdot 20 \text{ масс. ч.} = 40 \text{ г.}$$

Масса второго раствора (20% -ной концентрации):

$$m_2 = 2 \text{ г/масс. ч.} \cdot 25 \text{ масс. ч.} = 50 \text{ г.}$$

6. Проверка: $40 + 50 = 90$ г.

Ответ: масса 65% -ного раствора составляет 40 г, масса 20% -ного раствора — 50 г.

II. Приготовить 180 г 10% -ного раствора (какого-либо вещества) из 45% -ного раствора этого вещества.

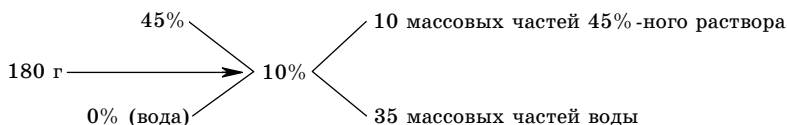
Дано:

Найти:

- | | |
|----------------------------|-----------|
| ▪ $\omega_1 = 45\%$; | ▪ m_1 ; |
| ▪ $\omega_2 = 0\%$ (вода); | ▪ m_2 . |
| ▪ $\omega_3 = 10\%$; | |
| ▪ $m_3 = 180$ г. | |

Решение.

1. Поступаем как и в предыдущем примере, но вместо меньшей концентрации внизу записываем 0%:



2. Всего массовых частей: $10 + 35 = 45$ масс. ч.

3. Масса одной части составляет

$$\frac{180 \text{ г}}{45 \text{ масс. ч.}} = 4 \text{ г/масс. ч.}$$

4. Масса первого и второго растворов соответственно:

$$m_1 = 4 \text{ г/масс. ч.} \cdot 10 \text{ масс. ч.} = 40 \text{ г};$$

$$m_2 = 4 \text{ г/масс. ч.} \cdot 35 \text{ масс. ч.} = 140 \text{ г}.$$

5. Проверка: $40 + 140 = 180 \text{ г}$.

Ответ: масса 40% -ного раствора составляет 40 г, масса воды — 140 г.

III. Какой объем раствора с массовой долей H_2SO_4 60% ($\rho = 1,5 \text{ г/мл}$) и раствора с массовой долей H_2SO_4 30% ($\rho = 1,2 \text{ г/мл}$) необходимо взять для приготовления 240 г H_2SO_4 с массовой долей кислоты 50%?

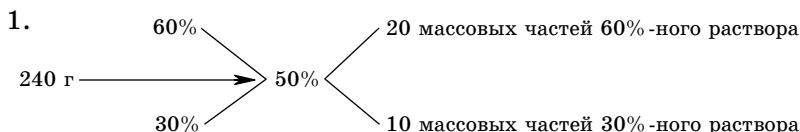
Дано:

- $\omega_1 = 60\%$;
- $\rho_1 = 1,5 \text{ г/мл}$;
- $\omega_2 = 30\%$;
- $\rho_2 = 1,2 \text{ г/мл}$;
- $\omega_3 = 50\%$;
- $m_3 = 240 \text{ г}$.

Найти:

- V_1 ;
- V_2 .

Решение.



2. Всего массовых частей: $20 + 10 = 30 \text{ масс. ч.}$

3. Масса одной части составляет:

$$\frac{240 \text{ г}}{30 \text{ масс. ч.}} = 8 \text{ г/масс. ч.}$$

4. Масса первого и второго растворов соответственно:

$$m_1 = 8 \text{ г/масс. ч.} \cdot 20 \text{ масс. ч.} = 160 \text{ г};$$

$$m_2 = 8 \text{ г/масс. ч.} \cdot 10 \text{ масс. ч.} = 80 \text{ г}.$$

5. Объемы первого и второго растворов соответственно:

$$\rho = m/V; V = m/\rho;$$

$$V_1 = \frac{160}{1,5} = 106,7 \text{ мл}; V_2 = \frac{80}{1,2} = 66,7 \text{ мл}.$$

Ответ: необходимо взять 106,7 мл 60% -ного раствора и 66,7 мл 30% -ного раствора.

2.1.4. ЖЕСТКОСТЬ ВОДЫ И СПОСОБЫ ЕЕ УСТРАНЕНИЯ

В природе чистая вода не встречается, она всегда содержит примеси различных веществ — неорганических и органических.



Жесткость воды — это совокупность свойств, обусловленных содержанием в воде катионов Ca^{2+} и Mg^{2+} .

Если концентрация катионов Ca^{2+} и Mg^{2+} велика, то воду называют жесткой. Количественно степень жесткости воды выражают числом миллимоль эквивалентов (мэкв) катионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , содержащихся в 1 л воды. Суммарное содержание этих солей в воде называется ее *общей жесткостью*.



Один миллимоль эквивалентов жесткости отвечает содержанию 20,04 мг/л Ca^{2+} или 12,16 мг/л Mg^{2+} .

Общая жесткость воды вычисляется по формуле

$$\text{Ж} = \frac{[\text{Ca}^{2+}]}{20,04} + \frac{[\text{Mg}^{2+}]}{12,16},$$

где $[\text{Ca}^{2+}]$ и $[\text{Mg}^{2+}]$ — концентрация ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} , мг/л.

Или:

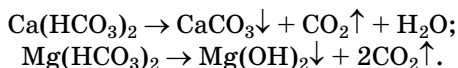
$$\text{Ж} = \frac{1000 \cdot m_{\text{в}}}{[\text{M}_{\text{эк}}(\text{В}) \cdot V]},$$

где $m_{\text{в}}$ — масса растворенного вещества, г; $\text{M}_{\text{эк}}(\text{В})$ — молярная масса эквивалентов вещества, г/моль; V — объем воды.

Общая жесткость воды подразделяется на *карбонатную* (временную) и *некарбонатную* (постоянную). Первая из них обусловлена присутствием гидрокарбонатов кальция и магния, вторая — присутствием солей сильных кислот — сульфатов или хлоридов кальция и магния.

Жесткость воды хозяйственно-питьевых водопроводов не должна превышать 7 мэкв/л.

Гидрокарбонаты при кипячении разрушаются, а образующиеся малорастворимые соединения Ca^{2+} и Mg^{2+} выпадают в осадок:

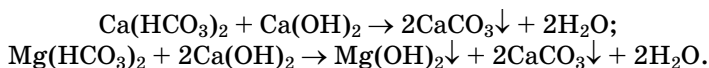


Количественно временную жесткость характеризуют содержанием гидрокарбонатов, удаляющихся из воды при ее кипячении

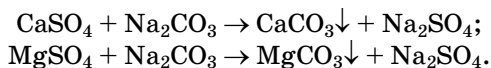
в течение 1 ч. Жесткость, оставшаяся после такого кипячения, называется постоянной жесткостью.

Хотя в санитарно-гигиеническом отношении жесткая вода не представляет опасности, она непригодна для многих технических целей. Так, при продолжительном питании паровых котлов жесткой водой их стенки постепенно покрываются плотной коркой накипи, которая плохо проводит теплоту. Это вызывает преждевременный износ котлов, а также может привести к аварии, связанной с перегревом котлов. Жесткая вода вредна для металлических конструкций, трубопроводов, кожухов охлаждаемых машин, радиаторов автомобилей.

Для водоумягчения применяют методы осаждения и ионного обмена. Так, карбонатную жесткость можно устранить кипячением (см. выше) или добавлением гашеной извести:



При одновременном добавлении извести и соды можно избавиться от карбонатной и некарбонатной жесткости (известково-содовый способ); карбонатная жесткость при этом устраняется известью (см. выше), а некарбонатная — содой:



Для устранения жесткости воды используются также ионообменные смолы.

П Р И М Е Р

Жесткая вода содержит гидрокарбонат кальция (массовая доля 0,015%) и гидрокарбонат магния (массовая доля 0,005%). Какую массу гидроксида кальция надо добавить к воде объемом 10 л для устранения жесткости? Плотность воды принять равной 1 кг/л.

Р е ш е н и е.

Масса взятого образца воды составляет:

$$m = V \cdot \rho; m = 10 \text{ л} \cdot 1000 \text{ г/л} = 10^4 \text{ г}.$$

Определяем массу гидрокарбонатов кальция и магния в воде:

$$\begin{aligned}m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) &= m\omega(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2); \\ m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) &= 10^4 \cdot 0,00015 \text{ г} = 1,5 \text{ г};\end{aligned}$$

$$m(\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2) = m_{\omega}(\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2);$$

$$(\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2) = 10^4 \cdot 0,00005 \text{ г} = 0,5 \text{ г}.$$

Находим количества веществ гидрокарбонатов:

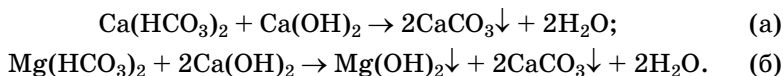
$$n(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = \frac{m(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)}{M(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2)};$$

$$n(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2) = \frac{1,5 \text{ г}}{162 \text{ г/моль}} = 9,26 \cdot 10^{-3} \text{ моль};$$

$$n(\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2) = \frac{m(\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2)}{M(\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2)};$$

$$n(\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2) = \frac{0,5 \text{ г}}{146 \text{ г/моль}} = 3,42 \cdot 10^{-3} \text{ моль}.$$

Записываем уравнения реакций взаимодействия гидрокарбонатов кальция и магния с гидроксидом кальция:



На основании уравнения (а) записываем

$$\nu_{\text{а}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \nu(\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2);$$

$$\nu_{\text{а}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 9,26 \cdot 10^{-3} \text{ моль}.$$

Из уравнения (б) следует:

$$\nu_{\text{б}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 2\nu(\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2);$$

$$\nu_{\text{б}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 2 \cdot 3,42 \cdot 10^{-3} \text{ моль} = 6,84 \cdot 10^{-3} \text{ моль}.$$

Рассчитываем общее количество вещества гидроксида кальция, которое потребуется для устранения жесткости воды:

$$\nu(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \nu_{\text{а}}(\text{Ca}(\text{OH})_2) + \nu_{\text{б}}(\text{Ca}(\text{OH})_2);$$

$$\nu(\text{Ca}(\text{OH})_2) = (9,26 + 6,84)10^{-3} \text{ моль} = 1,61 \cdot 10^{-2} \text{ моль}.$$

Определяем массу требуемого гидроксида кальция:

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \nu(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{Ca}(\text{OH})_2);$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 1,61 \cdot 10^{-2} \cdot 74 \text{ г} = 1,19 \text{ г}.$$

Ответ: масса гидроксида кальция 1,19 г.

2.1.5.
РАСТВОРЫ НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ.
ЗАКОНЫ РАУЛЯ ДЛЯ РАЗБАВЛЕННЫХ РАСТВОРОВ
НЕЭЛЕКТРОЛИТОВ

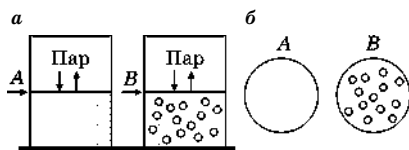
Разбавленные растворы неэлектролитов обладают рядом свойств (коллигативные свойства), количественное выражение которых зависит только от числа находящихся в растворе частиц растворенного вещества и от количества растворителя.

Давление насыщенного пара над растворами. I закон Рауля

При испарении жидкости над ее поверхностью образуется пар. Процесс испарения обратим, одновременно с ним идет и конденсация пара. Когда скорость испарения и скорость конденсации сравняются, установится равновесие и насыщенный пар при данной температуре будет иметь постоянное давление. Так, при 20°C давление насыщенного пара воды равно 2,32 кПа, этилового спирта — 5,85 кПа (с повышением температуры давление насыщенного пара увеличивается).

При растворении небольшого количества какого-нибудь нелетучего вещества (температура кипения которого примерно на 150°C выше температуры кипения растворителя) в данном растворителе снижается концентрация молекул растворителя и, следовательно, уменьшается число молекул растворителя, вылетающих с поверхности жидкости в единицу времени. В этом случае равновесие между жидкостью и насыщенным паром устанавливается при более низком давлении по сравнению с давлением пара над чистым растворителем (рис. 2.1).

Рис. 2.1
Схема процессов испарения
из чистого растворителя (а)
и из раствора (б)



Таким образом, давление насыщенного пара растворителя над раствором всегда меньше, чем над чистым растворителем.

Чем больше концентрация раствора (т. е. чем меньше молекул растворителя содержится в единице объема), тем меньше давление насыщенного пара.

Понижение давления пара растворителя над раствором выражается с помощью I закона Рауля⁹:

⁹ I закон Рауля идеально выполняется для бесконечно разбавленных растворов; чем более разбавлен раствор, тем он лучше подчиняется закону Рауля. Закон не применим к растворам электролитов.



Давление насыщенного пара растворителя над раствором равно давлению его над чистым растворителем, умноженному на молярную долю растворителя.

$$p_A = p_A^{\circ} N_A,$$

где p_A — давление насыщенного пара растворителя над раствором; p_A° — давление насыщенного пара над чистым растворителем; N_A — молярная доля растворителя.

Второй вариант формулировки закона Рауля:



Относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно молярной доле растворенного вещества.

$$(p_A^{\circ} - p_A) / p_A^{\circ} = N_B,$$

где N_B — молярная доля растворенного вещества.

Температуры кристаллизации и кипения разбавленных растворов. II закон Рауля

Следствием снижения давления насыщенного пара растворителя над раствором является повышение температуры кипения раствора ($\Delta T_{\text{кип}}$) по сравнению с чистым растворителем и понижение температуры его замерзания ($\Delta T_{\text{зам}}$).



Температурой кристаллизации (замерзания) раствора считают температуру, при которой начинается образование кристаллов.

Согласно II закону Рауля:



Понижение температуры замерзания раствора или повышение температуры кипения раствора прямо пропорционально его моляльной концентрации.

$$\begin{aligned}\Delta T_{\text{зам}} &= K_{\text{кр}} C_m; \\ \Delta T_{\text{кип}} &= K_{\text{эб}} C_m,\end{aligned}$$

где $K_{\text{кр}}$ — криоскопическая постоянная; $K_{\text{эб}}$ — эбулиоскопическая постоянная; C_m — моляльная концентрация.

Для разных растворителей $K_{кр}$ и $K_{эб}$ различны.

Коэффициенты $K_{кр}$ и $K_{эб}$ показывают молярное понижение температуры кристаллизации и повышение температуры кипения раствора соответственно.



Криоскопическая и эбулиоскопическая постоянные зависят только от природы растворителя и не зависят от природы растворенного вещества.

Поэтому вышеприведенные уравнения позволяют вычислить относительную молекулярную массу растворенного вещества, если известно понижение температуры замерзания или повышение температуры кипения раствора определенной концентрации.

Некоторые значения $K_{кр}$ и $K_{эб}$ приведены в табл. 8, «Справочные материалы».

П Р И М Е Р Ы

1. В 100 г воды растворено 68,4 г сахарозы. Определить давление пара раствора при 20°C, если давление пара воды при этой температуре равно 2,3 кПа. Молярная масса сахарозы $M(\text{сах}) = 342$ г/моль. $M(\text{H}_2\text{O}) = 18$ г/моль.

Р е ш е н и е.

1. Согласно второй формулировке закона Рауля,

$$(p_A^0 - p_A) / p_A^0 = N(\text{сах}). \quad (\text{a})$$

2. По определению

$$N(\text{сах}) = \nu(\text{сах}) / (\nu(\text{сах}) + \nu(\text{H}_2\text{O})),$$

где ν — количество вещества (моль).

3. $\nu = m/M$; тогда

$$\nu(\text{сах}) = 68,4/342 = 0,2 \text{ моль};$$

$$\nu(\text{H}_2\text{O}) = 100/18 = 5,56 \text{ моль}.$$

Отсюда

$$N(\text{сах}) = 0,2 / (0,2 + 5,56) = 0,0347.$$

4. Из уравнения (a) $p = p^0(1 - N(\text{сах}))$; подставляем полученные данные:

$$p = 2,3(1 - 0,0347) = 2,2 \text{ кПа}.$$

Ответ: давление пара раствора $p = 2,2$ кПа.

II. При 25°C давление насыщенного пара воды составляет 3,166 кПа (23,75 мм рт. ст.). Найти при той же температуре давление насыщенного пара над 5%-ным водным раствором карбамида (мочевины) $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$.

Решение.

Для расчета по формуле $p_1 = N_1 p^{\circ}$ нужно вычислить молярную долю растворителя N_1 . В 100 г раствора содержится 5 г карбамида (молярная масса 60 г/моль) и 95 г воды (молярная масса 18 г/моль). Количества воды и карбамида соответственно равны

$$\nu_1 = 95/18 = 5,272 \text{ моль}, \nu_2 = 5/60 = 0,083 \text{ моль}.$$

Находим молярную долю воды

$$N_1 = \frac{n_1}{n_1 + n_2} = \frac{5,272}{5,272 + 0,083} = \frac{5,272}{5,355} = 0,985.$$

Следовательно,

$$p_1 = 0,985 \cdot 3,166 = 3,119 \text{ кПа (или 23,31 мм рт. ст.)}.$$

Ответ: давление насыщенного пара $p = 3,119$ кПа.

III. Водный раствор замерзает при температуре 271,5 К. Определить температуру кипения этого раствора, если криоскопическая и эбулиоскопическая постоянные для воды равны 1,85 и 0,513 соответственно.

Решение.

1. Находим понижение температуры замерзания раствора:

$$\Delta T_{\text{зам}} = 273 - 271,5 = 1,5 \text{ К}.$$

2. $\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{кр}} C_m$, тогда

$$m = \Delta T_{\text{зам}} / K_{\text{кр}}; C_m = 1,5 / 1,85 = 0,81 \text{ моль/кг}.$$

3. Согласно II закону Рауля, $\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{эб}} C_m$, тогда

$$\Delta T_{\text{кип}} = 0,513 \cdot 0,81 = 0,416 \text{ К}.$$

4. Температура кипения раствора $T_{\text{кип}} = 373 + 0,416 = 373,416 \text{ К}$, или $100,416^{\circ}\text{C}$.

Ответ: температура кипения раствора равна $100,416^{\circ}\text{C}$.

IV. Раствор, содержащий 8 г некоторого вещества в 100 г диэтилового эфира, кипит при $36,86^{\circ}\text{C}$, тогда как чистый эфир ки-

пит при $35,60^{\circ}\text{C}$. Определить молекулярную массу растворенного вещества, если $K_{\text{эб}}$ (диэтилового эфира) = 2,02.

Решение.

1. Из условия задачи находим:

$$\Delta T_{\text{кип}} = 36,86 - 35,60 = 1,26 \text{ К.}$$

2. Согласно II закону Рауля, $\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{эб}} C_m$, отсюда моляльность раствора

$$C_m = \Delta T_{\text{кип}} / K_{\text{эб}}.$$

Подставляем данные: $C_m = 1,26 / 2,02 = 0,624$ моль/кг эфира.

3. Из условия задачи следует, что в 1000 г растворителя находится 80 г растворенного вещества. Поскольку эта масса соответствует 0,624 моль, то молярную массу вещества найдем из соотношения

$$M = 80 / 0,624 = 128,2 \text{ г/моль.}$$

Ответ: молекулярная масса вещества равна 128,2 а. е. м.

2.1.6. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Но ведь это бессмыслица — допустить, что в растворенном хлориде натрия NaCl хлор и натрий отделены друг от друга.

Пер-Теодор К л е в е, учитель С. Аррениуса

Я провел лихорадочную ночь, со скверными снами. У меня одновременно появились жестокая зубная боль, новорожденная дочка и статья Аррениуса «Исследования по проводимости электролитов».

В. О с т в а л ь д, немецкий физикохимик и философ, лауреат Нобелевской премии по химии (1909)

Электролиты и неэлектролиты. Электролитическая диссоциация

Известно, что одни вещества в растворенном или расплавленном состоянии проводят электрический ток, другие в тех же условиях ток не проводят. Это можно наблюдать с помощью простого прибора (см. рис. 2.2).

Если опустить электроды, например, в раствор поваренной соли, то лампочка ярко загорится; если же в стакан налить раствор сахара, то лампочка гореть не будет.

Большинство твердых солей и оснований, а также безводные кислоты обладают очень слабой электрической проводимостью;

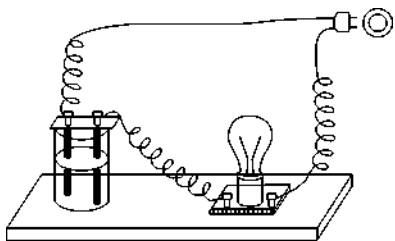


Рис. 2.2
Прибор для определения
электропроводимости растворов

плохо проводит электрический ток и вода. Очевидно, что при образовании растворов эти вещества претерпевают какие-то изменения, обуславливающие возникновение высокой электрической проводимости. Эти изменения, как оказалось, заключаются в распаде веществ на ионы; последние и служат переносчиками электрических зарядов.



Вещества, распадающиеся на ионы в растворах или расплавах и потому проводящие электрический ток, называются *электролитами*.

Вещества, которые в тех же условиях на ионы не распадаются и электрический ток не проводят, называются *неэлектролитами*¹⁰.



Процесс распада молекул веществ на ионы под действием полярных молекул растворителя, а также при их расплавлении называется *электролитической диссоциацией*.

Причем диссоциация молекул растворенного электролита на ионы происходит не под действием электрического тока (как предполагалось сначала), а уже в процессе растворения. Электролиты являются проводниками 2-го рода (см. также Модуль 5 настоящего пособия).

Растворы электролитов не подчиняются законам Рауля (см. разд. 2.1.5) и Вант-Гоффа, описывающим коллигативные свойства растворов (зависящие только от числа частиц растворенного вещества и от количества растворителя), так как электролиты при растворении в воде распадаются на несколько более мелких частиц (ионов).

Распадаться на ионы, как выяснилось, могут только те молекулы, химическая связь в которых изначально имеет достаточно высокую степень ионности (см. разд. 1.7.2). К электролитам относятся некоторые кислоты, основания, большинство солей.

Чтобы ионы, входящие в состав молекул электролита, меньше притягивались друг к другу, молекулы растворителя также

¹⁰ К неэлектролитам относится большинство органических соединений, имеющих в своих молекулах, как правило, ковалентные неполярные и слабополярные связи (см. разд. 1.7.1).

должны быть высокополярны — растворитель должен обладать высоким значением относительной диэлектрической проницаемости (ϵ)¹¹. К полярным растворителям относятся: вода ($\epsilon = 80,1$), уксусная кислота ($\epsilon = 57$), этанол ($\epsilon = 25$).

Неионизирующие растворители — бензол ($\epsilon = 2,3$), этиловый эфир ($\epsilon = 4,3$).

Теория электролитической диссоциации

Для объяснения особенностей водных растворов электролитов шведским ученым С. Аррениусом в 1887 г. была предложена теория электролитической диссоциации. В дальнейшем она была развита многими учеными на основе учения о строении атомов и химической связи. Современное содержание этой теории можно свести к нескольким положениям.

1. Электролиты при растворении в воде распадаются (диссоциируют) на ионы: положительно заряженные (катионы) и отрицательно заряженные (анионы). Ионы находятся в более устойчивых электронных состояниях, чем атомы. Они могут состоять из одного атома — простые ионы (Na^+ , Ca^{2+} , Cl^- и др.) или нескольких атомов — это сложные ионы (NO_3^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} и т. д.). Ион — от *греч.* странствующий. В растворе ионы беспорядочно передвигаются («странствуют») в различных направлениях.

2. Под действием электрического тока ионы приобретают направленное движение: положительно заряженные ионы (катионы) движутся к отрицательно заряженному полюсу (катоде), отрицательные (анионы) — к положительному полюсу (аноду).

3. Диссоциация — процесс обратимый: параллельно с распадом молекул на ионы протекает процесс соединения ионов (ассоциация).

4. Как любой обратимый процесс, электролитическая диссоциация подчиняется принципу Ле Шателье.

Теория электролитической диссоциации является одной из основных теорий в неорганической химии и полностью согласуется с атомно-молекулярным учением и теорией строения атома.

Механизм электролитической диссоциации

Для более глубокого понимания процесса электролитической диссоциации заглянем, как обычно, в глубь вещества. В самом

¹¹ Относительная диэлектрическая проницаемость среды (ϵ) показывает, во сколько раз уменьшается энергия взаимодействия точечных зарядов в данной среде по сравнению с вакуумом.

деле, почему электролиты распадаются на ионы? На этот вопрос помогает ответить учение о химической связи атомов.

1. Рассмотрим сначала строение электролита, например NaCl (рис. 2.3).

2. Рассмотрим далее строение молекулы воды (рис. 2.4).

Молекула H_2O является диполем.

3. Рассмотрим, наконец, взаимодействие кристалла электролита (Na^+Cl^-) с диполями воды (рис. 2.5).

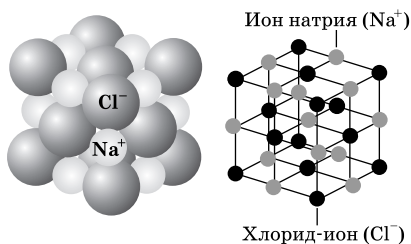


Рис. 2.3
Строение кристаллов
поваренной соли
(NaCl)

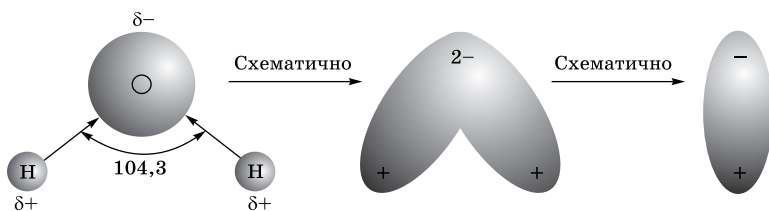


Рис. 2.4
Строение молекулы воды

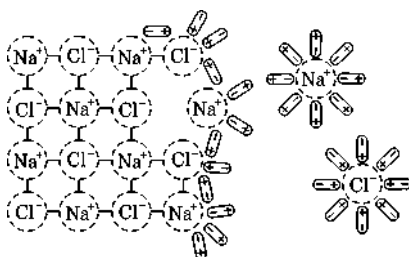


Рис. 2.5
Схема электролитической
диссоциации
хлорида натрия
в водном растворе

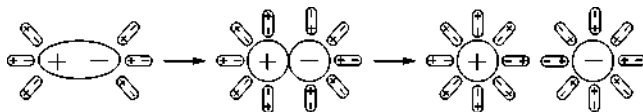


Рис. 2.6
Схема электролитической диссоциации
полярной молекулы
в водном растворе

Диполи воды «атакуют» кристаллическую решетку Na^+Cl^- , ориентируются вокруг положительно заряженных ионов Na^+ своими отрицательными полюсами, вокруг отрицательно заряженных ионов Cl^- — своими положительными полюсами; при этом образуются *гидратированные* ионы Na^+ и Cl^- ; гидратированные ионы переходят в раствор — и кристаллическая решетка NaCl разрушается.

4. Рассмотрим также диссоциацию полярных молекул (рис. 2.6).

Итак, гидратация ионов (в общем случае — сольватация¹²) — основная причина *диссоциации*; она отчасти затрудняет их обратное соединение — ассоциацию.

В настоящее время общепринято, что в водных растворах содержатся только гидратированные ионы (в общем случае — в неводных растворах — сольватированные), так как при взаимодействии растворенного вещества с растворителем происходит образование химических соединений (Д. И. Менделеев, И. А. Каблуков).

Таким образом, для осуществления процесса электролитической диссоциации необходимы:

- вещество с ионной или ковалентной полярной связью;
- полярный растворитель.

Например, если мы попытаемся растворить уже знакомый нам NaCl (ионное соединение) в неполярном растворителе (бензол), то ни растворения поваренной соли, ни, соответственно, ее диссоциации не произойдет.

Также если будем растворять в полярном растворителе (вода) глюкозу или сахар (сахарозу) — соединения с малополярными связями, — то ориентации диполей воды вокруг неполярных молекул глюкозы или сахарозы не будет, ионы в данных растворах образовываться не будут, электролитической диссоциации не произойдет и указанные растворы, соответственно, электрический ток проводить не будут.

Степень диссоциации. Сильные и слабые электролиты

Для количественной характеристики соотношения диссоциированных и недиссоциированных молекул электролита при данных условиях пользуются понятием *степени электролитической диссоциации* α .

¹² Сольватация — взаимодействие молекул (ионов) растворенного вещества с молекулами растворителя. Гидратация — частный случай сольватации — взаимодействие молекул (ионов) растворенного вещества с молекулами воды.



Под степенью электролитической диссоциации понимают отношение числа распавшихся на ионы молекул N' к общему числу молекул N .

$$\alpha = N'/N.$$

Степень диссоциации электролита определяется опытным путем и выражается в долях единицы или в процентах.

Подразделение электролитов на сильные и слабые достаточно условное и определяется экспериментально. Сильными электролитами считают те, у которых степень диссоциации более 30%, у слабых — менее 3%; электролиты, имеющие промежуточную степень диссоциации, относят к электролитам средней силы; т. е. при

- $\alpha \geq 30\%$ — сильный электролит;
- $\alpha \leq 3\%$ — слабый электролит;
- $3\% < \alpha < 30\%$ — электролит средней силы.

Причем все указанные значения α относятся к децимолярным растворам (0,1 М)¹³.

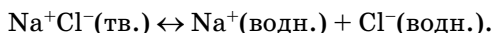
Так, для 0,1Н раствора уксусной кислоты CH_3COOH $\alpha = 0,013$, или 1,3%, а для 0,1Н раствора синильной кислоты HCN $\alpha = 10^{-4}$, или 0,01%.

Следует отметить также достаточно условную запись диссоциации сильного электролита:



Так как в кристалле хлорида натрия отсутствуют молекулы, то NaCl можно представить как ионную пару (Na^+Cl^-), т. е. находящиеся в непосредственной близости друг от друга противоположно заряженные ионы. Это якобы недиссоциированные молекулы, или, как их еще называют, *квазимолекулы*.

Таким образом, уравнение (а) следовало бы записать так:



Однако для простоты его пишут как (а).

В табл. 2.3 представлены сильные и слабые электролиты: кислоты, основания, соли (см. также таблицу растворимости на форзаце книги).

¹³ Более строгое разделение электролитов на сильные и слабые основано на значениях констант диссоциации $K_{\text{д}}$. Для простейшего случая

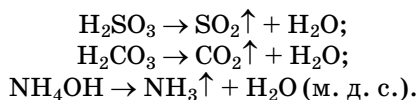
$$\text{KA} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{A}^-; K_{\text{д}} = \frac{[\text{K}^+][\text{A}^-]}{[\text{KA}]}.$$

Сильные и слабые электролиты

Сильные электролиты		
Кислоты	Основания	Соли
HCl HBr HI HNO ₃ H ₂ SO ₄ HClO ₄	$\left. \begin{array}{l} \text{NaOH} \\ \text{KOH} \\ \text{RbOH} \\ \text{CsOH} \\ \text{Sr(OH)}_2 \\ \text{Ba(OH)}_2 \\ \text{La(OH)}_3 \\ \text{Ca(OH)}_2 \end{array} \right\}$ растворимые — малорастворим	Растворимые (в зависимости от степени разбавления раствора)
Слабые электролиты		
Кислоты	Основания	Соли
HF* H ₃ PO ₄ * H ₂ SO ₃ * H ₂ CO ₃ H ₂ S HCN HCOOH* CH ₃ COOH Другие органические кислоты	Mg(OH) ₂ * — малорастворим NH ₄ OH — растворим Нерастворимые и малорастворимые гидроксиды d-элементов Органические основания	Нерастворимые и малорастворимые (в зависимости от степени разбавления раствора) Mg(CN) ₂ ZnCl ₂ , CdCl ₂ , HgCl ₂ , Fe(SCN) ₃ Органические соли

Для упрощения записи электролиты средней силы (*) приравнены к слабым.

Следует обратить внимание на то, что даже хорошо растворимые в воде кислоты и основания могут являться слабыми электролитами (H₃PO₄, NH₄OH). Некоторые растворимые кислоты и основания (H₂SO₃, H₂CO₃, NH₄OH) нестойки и легко разлагаются на газообразное вещество и воду (малодиссоциированное соединение), например:



Следует также отметить, что даже хорошо растворимые в воде соединения в высоких концентрациях (например, 98%-ная H₂SO₄) практически не будут диссоциировать и будут являться слабыми электролитами.

Свойства кислот, оснований и солей с точки зрения теории электролитической диссоциации

Кислоты

Для кислот характерны общие свойства:

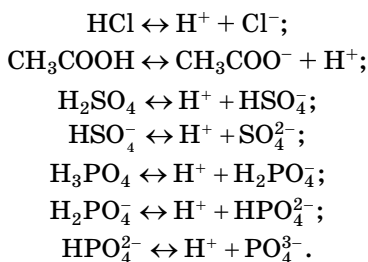
- способность взаимодействовать с основаниями с образованием солей;

- способность взаимодействовать с некоторыми металлами с образованием водорода;
- способность изменять цвет индикаторов, в частности вызывать красную окраску лакмуса;
- кислый вкус.

При диссоциации любой кислоты образуются ионы водорода (протоны H^+) — это они вызывают красный цвет лакмуса, придают кислый вкус и т. д. При нейтрализации кислоты исчезают ионы H^+ , исчезают и кислотные свойства. Поэтому с точки зрения теории электролитической диссоциации кислоты можно определить следующим образом:



Кислоты — это электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием ионов водорода.



Основность кислоты определяется максимальным числом катионов водорода (протонов H^+), образующихся при диссоциации из одной молекулы кислоты. Так, например, соляная, азотная, уксусная кислоты являются одноосновными, серная, сернистая, сероводородная — двухосновными, ортофосфорная — трехосновная кислота.

Двух- и многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато (см. выше). Диссоциация многоосновной кислоты протекает главным образом по первой ступени, в меньшей степени — по второй и лишь в незначительной степени — по третьей ступени. Это объясняется тем, что первый ион водорода отрывается от нейтральной молекулы — и этот процесс протекает относительно легко; последующие ионы H^+ отрываются уже от отрицательно заряженного кислотного остатка, причем заряд последнего с каждой ступенью все возрастает.

Каждая последующая константа диссоциации ориентировочно меньше предыдущей в 10^5 раз.

Основания

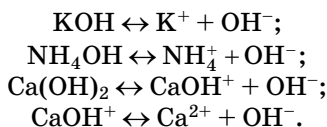
Для оснований также характерны общие свойства:

- способность взаимодействовать с кислотами с образованием солей;
- способность изменять цвет индикаторов иначе, чем кислоты, в частности вызывать синюю окраску лакмуса;
- специфический горький вкус;
- «мылкость» на ощупь.

При диссоциации любого основания образуются гидроксид-анионы OH^- , которые являются носителями общих свойств оснований. Поэтому с точки зрения теории электролитической диссоциации:

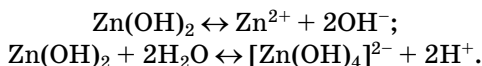


Основания — это электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием гидроксид-ионов (OH^-).

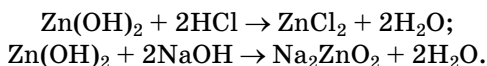


Кислотность основания определяется числом гидроксильных групп, которые могут отщепляться при диссоциации. Двух- и многокислотные основания диссоциируют ступенчато (см. выше).

Однако имеются электролиты, которые при диссоциации одновременно образуют катионы водорода (протоны H^+) и гидроксид-анионы (OH^-). Такие электролиты называют *амфолитами* или амфотерными электролитами:

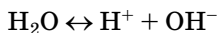


Они способны вступать во взаимодействие и образовывать соли не только с кислотами, но и с основаниями:



К амфолитам относятся: гидроксид цинка (см. выше), гидроксиды алюминия, хрома (III), железа (III), меди (II), олова (IV), ряд других.

Вода также в незначительной степени диссоциирует



и поэтому относится к амфотерным электролитам.

В молекулах амфотерных электролитов прочность связи между металлом и кислородом незначительно отличается от прочности связи между кислородом и водородом; диссоциацию такого электролита можно схематично изобразить:

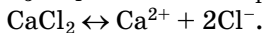
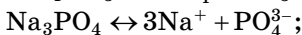
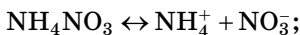


Явление амфотерности играет чрезвычайно важную роль в биологической химии; например, белки — амфотерные электролиты.

Соли

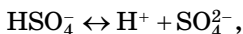
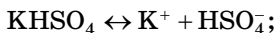


Соли при диссоциации образуют катионы металлов (а также катион аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков:

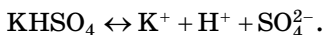


Таких ионов, которые были бы общими для всех растворов солей, нет, поэтому соли и не обладают общими свойствами.

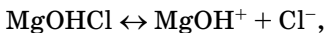
Кислые соли диссоциируют ступенчато:



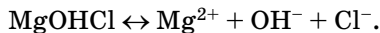
или суммарно:



Основные соли диссоциируют также ступенчато:



или суммарно:

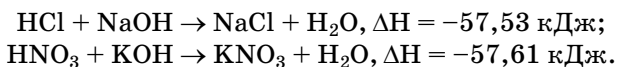


Кроме того, до сих пор не создано общей теории, охватывающей все виды растворов электролитов и весь диапазон концентраций¹⁴.

¹⁴ Позднее были разработаны более универсальные теории кислот и оснований (Бренстеда–Лоури, Г. Льюиса). Существуют, однако, химические реакции, протекающие с участием кислот и оснований, к которым теория электролитической диссоциации неприменима.

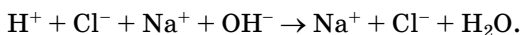
Ионно-молекулярные реакции

Известно, что при нейтрализации любой сильной кислоты любым сильным основанием на каждый моль воды выделяется одинаковое количество теплоты $\approx -57,6$ кДж:

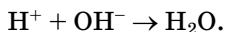


Это говорит о том, что подобные реакции сводятся к одному процессу. Рассмотрим этот процесс более подробно.

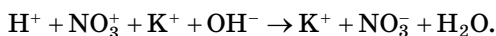
Согласно теории электролитической диссоциации, все реакции в растворах электролитов являются реакциями между ионами. Так, для первого уравнения



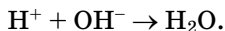
Так как ионы Na^+ и Cl^- в ходе реакции не претерпели изменений, исключим их из обеих частей уравнения; получим



Аналогично для второго уравнения

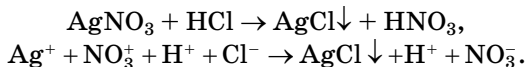


После исключения одинаковых ионов из обеих частей уравнения

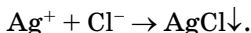


Таким образом, реакция нейтрализации любой сильной кислоты любым сильным основанием сводится к одному и тому же процессу — образованию молекул воды из ионов H^+ и OH^- .

Так же и для других реакций, например:



Поскольку ионы H^+ и NO_3^- не претерпели изменений, их можно, как и в предыдущих уравнениях, исключить из обеих частей уравнения; получаем



Таким образом, образование осадка $\text{AgCl} \downarrow$ будет наблюдаться всегда, когда в одном растворе окажутся в достаточной концентрации ионы Ag^+ и Cl^- . Поэтому с помощью ионов Ag^+ можно обнаружить в растворе присутствие ионов Cl^- , и, наоборот, ион Cl^- может служить реактивом на ионы Ag^+ .

Ионно-молекулярные уравнения реакций проще уравнений, записанных в молекулярной форме, и имеют более общий характер; при их составлении следует руководствоваться определенными правилами.

Правила записи ионно-молекулярных уравнений химических реакций

1. Сильные электролиты записываются в виде ионов.

2. Слабые электролиты:

- осадки (\downarrow);
 - газообразные вещества (\uparrow);
 - малодиссоциирующее соединение (м. д. с.);
 - H_2O и другие слабые электролиты.
- } записываются в молекулярной форме

3. Все необходимые сведения о растворимости веществ, а также о том, является вещество сильным или слабым электролитом, можно почерпнуть из таблиц:

- «Растворимость кислот, оснований и солей в воде при комнатной температуре» (см. форзац);
- «Сильные и слабые электролиты» (см. табл. 2.3).

4. Сначала следует записать уравнение в молекулярной форме, затем в полной и краткой ионно-молекулярных формах.

5. В конце следует произвести проверку на основании закона сохранения вещества и заряда, т. е.:

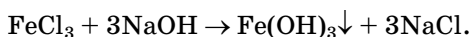
- число атомов каждого элемента в левой и правой частях краткого ионно-молекулярного уравнения должно быть одинаковым;
- суммарные электрические заряды слева и справа также должны быть равны.

П Р И М Е Р Ы

I. Напишите уравнения реакций между растворами хлорида железа (III) и гидроксида натрия в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах.

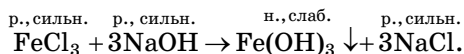
Р е ш е н и е.

1. Запишем уравнение реакции в молекулярной форме, расставим коэффициенты:

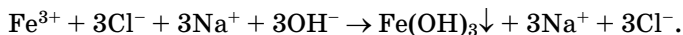


2. Пользуясь таблицей растворимости (см. форзац) и табл. 2.3 «Сильные и слабые электролиты», надпишем над реагентами их

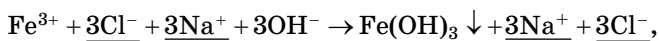
растворимость (р) либо нерастворимость (н) и принадлежность к сильным или слабым электролитам:



3. Перепишем данное уравнение в полной ионно-молекулярной форме, изобразив хорошо диссоциирующие вещества в виде ионов, а слабые электролиты — в виде молекул:

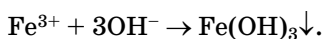


4. Приведем слева и справа подобные члены (они подчеркнуты):



исключим их из уравнения.

5. Запишем уравнение реакции в окончательном виде — в краткой ионно-молекулярной форме:



6. Произведем проверку:

- в левой и правой частях уравнения одинаковое число атомов железа, кислорода и водорода;
- суммарные заряды слева и справа также одинаковы и равны 0.

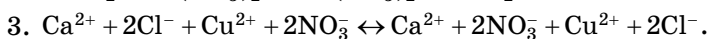
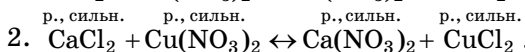
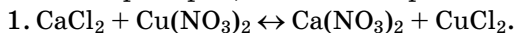
Как видно из последнего уравнения, сущность реакции сводится к взаимодействию ионов Fe^{3+} и OH^- , в результате чего образуется осадок $\text{Fe(OH)}_3 \downarrow$.

При этом вовсе не имеет значения, в состав каких электролитов входили эти ионы до взаимодействия.

II. Напишите уравнения реакций между растворами хлорида кальция и нитрата меди в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах.

Решение.

Как и в примере I, записываем решение по этапам.



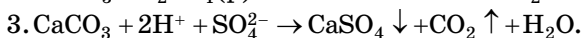
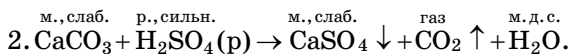
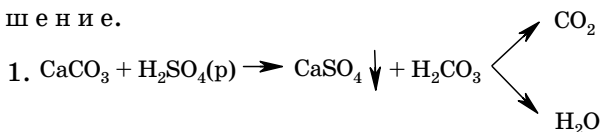
Все продукты реакции хорошо растворимы в воде, являются сильными электролитами и не уходят из сферы реакции, поэтому с точки зрения теории электролитической диссоциации реакция не протекает и уравнения для следующих этапов написать нельзя.

Однако если раствор выпарить, то получим смесь четырех солей: CaCl_2 , $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и CuCl_2 .

Реакции, аналогичные примеру II, называются ионообменными.

III. Напишите уравнения реакций между раствором карбоната кальция и разбавленным раствором серной кислоты в молекулярной, полной ионно-молекулярной и краткой ионно-молекулярной формах.

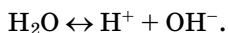
Решение.



В данном случае также нельзя написать уравнения для следующих этапов.

Электролитическая диссоциация воды. Водородный показатель (pH)

Вода, будучи очень слабым электролитом, в незначительной степени диссоциирует, образуя ионы водорода и гидроксид-ионы



Поскольку диссоциация воды — процесс равновесный, то для него можно записать константу равновесия (константу диссоциации)¹⁵:

$$K = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}$$

Поскольку степень диссоциации воды очень мала, то равновесная концентрация недиссоциированных молекул воды $[\text{H}_2\text{O}]$ с достаточной точностью равна общей концентрации воды, т. е. $1000/18 = 55,55$ моль/л. В разбавленных водных растворах концентрация воды мало изменяется, так что ее можно считать малой величиной. Тогда выражение для константы диссоциации воды можно преобразовать следующим образом:

$$[\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = K[\text{H}_2\text{O}] = K_{\text{H}_2\text{O}}.$$

¹⁵ Вывод формулы константы диссоциации (константы равновесия) см. в разделе 3.3.3. Однако в растворе ионы водорода не существуют в свободном состоянии, а образуют ионы гидроксония H_3O^+ . Поэтому более строгой является следующая запись процесса диссоциации воды: $2\text{H}_2\text{O} \leftrightarrow \text{H}_3\text{O}^+ + \text{OH}^-$.



Константа $K_{\text{H}_2\text{O}}$, равная произведению концентрации ионов H^+ и OH^- , представляет собой постоянную при данной температуре величину и называется *ионным произведением воды*.

В чистой воде концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов одинаковы и при 25°C составляют 10^{-7} моль/л. Отсюда следует, что при этой температуре $K_{\text{H}_2\text{O}} = 10^{-14}$. Поскольку диссоциация воды — эндотермический процесс, то с ростом температуры она усиливается и значение $K_{\text{H}_2\text{O}}$ возрастает. В табл. 2.4 приведены значения $K_{\text{H}_2\text{O}}$ при разных температурах, а также часто употребляемые в расчетах значения $\text{p}K_{\text{H}_2\text{O}}$ — отрицательные логарифмы ионного произведения воды.

Растворы, в которых концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов одинаковы, называются *нейтральными растворами*.

Так, при 25°C в нейтральном растворе $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л. В кислых растворах $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, в щелочных растворах $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$.

Вместо концентраций ионов H^+ и OH^- удобнее пользоваться их десятичными логарифмами, взятыми с обратным знаком; эти величины обозначаются символами pH и pOH и называются, соответственно, водородным и гидроксильным показателями:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+]; \text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-].$$

Таблица 2.4

Константы воды при различных температурах

$t, ^\circ\text{C}$	$K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot 10^{14}$	$\text{p}K_{\text{H}_2\text{O}}$	$t, ^\circ\text{C}$	$K_{\text{H}_2\text{O}} \cdot 10^{14}$	$\text{p}K_{\text{H}_2\text{O}}$
10	0,29	14,54	50	5,47	13,26
18	0,57	14,24	60	9,61	13,02
25	1,00	14,00	80	25,1	12,60
37	2,47	13,61	100	55,0	12,26



Рис. 2.7

Шкала pH в водных растворах

Логарифмируя соотношение $[H^+] \cdot [OH^-] = pK_{H_2O}$ и меняя знаки на обратные, получим

$$pH + pOH = pK_{H_2O}.$$

В частности, при $25^\circ C$ $pH + pOH = 14$, при этой температуре в нейтральных растворах $pH = 7$, в кислых — $pH < 7$, в щелочных — $pH > 7$ (см. рис. 2.7).

ПРИМЕРЫ

1. Концентрация ионов водорода в растворе равна $4 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Определите pH раствора.

Решение.

По определению $pH = -\lg[H^+]$.

Подставляя данное значение концентрации ионов водорода, получим

$$pH = -\lg(4 \cdot 10^{-3}) = -(-3 + 0,60) = 2,40.$$

Ответ: pH раствора равен 2,40.

2. Определите концентрации HCO_3^- и CO_3^{2-} в 0,01 М растворе угольной кислоты, если pH этого раствора равен 4,18.

Решение.

Найдем концентрацию ионов водорода в растворе:

$$-\lg[H^+] = 4,18; \lg[H^+] = -4,18;$$

$$[H^+] = 6,61 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Теперь, воспользовавшись данными вышеприведенной таблицы, запишем выражение для константы диссоциации угольной кислоты по первой ступени:

$$K_1 = \frac{[H^+] \cdot [HCO_3^-]}{[H_2CO_3]} = 4,45 \cdot 10^{-7}.$$

Подставляя значения $[H^+]$ и $[H_2CO_3]$, находим

$$[HCO_3^-] = 4,45 \cdot 10^{-7} \cdot 10^{-2} / (6,61 \cdot 10^{-5}) = 6,73 \cdot 10^{-5} \text{ моль/л.}$$

Аналогично записываем выражение для константы диссоциации H_2CO_3 по второй ступени и находим значение $[CO_3^{2-}]$:

$$K_2 = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CO}_3^{2-}]}{[\text{HCO}_3^-]} = 4,69 \cdot 10^{-11},$$

$$[\text{CO}_3^{2-}] = 4,69 \cdot 10^{-11} \cdot 6,73 \cdot 10^{-5} / (6,61 \cdot 10^{-5}) = 4,8 \cdot 10^{-11} \text{ моль/л}^{16}.$$

Ответ: концентрация HCO_3^- равна $6,73 \cdot 10^{-5}$ моль/л; концентрация CO_3^{2-} равна $4,8 \cdot 10^{-11}$ моль/л.

2.1.7. КИСЛОТНОСТЬ И ОСНОВНОСТЬ ПО БРЕНСТЕДУ–ЛОУРИ. КИСЛОТЫ И ОСНОВАНИЯ ЛЬЮИСА

В органической химии существует несколько концепций кислот и оснований. Общепринятой является протолитическая теория Д. Бренстеда и Лоури (1923).

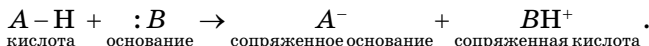
В соответствии с теорией Бренстеда–Лоури кислотность и основность соединений связывают с переносом протона H^+ .



Кислоты — вещества, способные отдавать протон (доноры протона); основания — вещества, способные присоединять протон (акцепторы протона).

Кислота и основание образуют сопряженную кислотно-основную пару. Кислотные свойства проявляются в присутствии основания, основные — в присутствии кислоты.

В общем виде кислотно-основное взаимодействие описывается уравнением



Большинство органических соединений можно рассматривать как потенциальные кислоты, поскольку в них содержатся атомы водорода, связанные с разными элементами (O, S, N, C). Элемент и связанный с ним атом водорода называют кислотным центром. Органические кислоты соответственно классифицируют как OH^- -, SH^- -, NH^- и CH^- -кислоты:

- OH -кислоты — муравьиная HCOOH , фенол $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$, этиловый спирт $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$;
- SH -кислоты — этантиол $\text{C}_2\text{H}_5\text{SH}$, тиофенол $\text{C}_6\text{H}_5\text{SH}$;
- NH -кислоты — аммиак NH_3 , ацетамид CH_3CONH_2 ;
- CH -кислоты — метан CH_4 , ацетон CH_3COCH_3 .

¹⁶ При необходимости более точных расчетов для характеристики состояния ионов H^+ в растворе следует вычислять не pH, а $\text{p}a_{\text{H}}^+$ — величину, равную отрицательному логарифму активности ионов водорода в растворе:

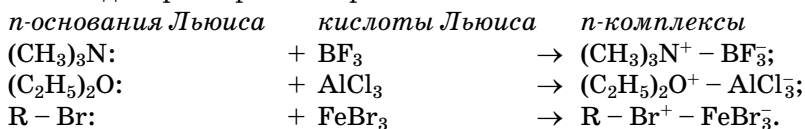
$$\text{p}a_{\text{H}}^+ = -\lg a_{\text{H}}^+ = -\lg(f_{\text{H}}^+ C_{\text{H}}^+).$$

Протолитическая теория расширила круг кислот и оснований по сравнению с представлениями теории электролитической диссоциации. Одно и то же вещество, в зависимости от того, с чем оно реагирует, может быть или кислотой, или основанием. Протолитическая теория является современной и более общей теорией кислот и оснований.

Дж. Льюис предложил более общую концепцию кислот и оснований.

Согласно теории Льюиса, кислотно-основные свойства соединений определяются их способностью принимать или отдавать пару электронов с образованием новой связи.

Кислоты Льюиса — акцепторы пары электронов; основания Льюиса — доноры пары электронов:



Многие распространенные органические реакции относятся к кислотно-основным взаимодействиям в рамках теории Льюиса. Однако в этой теории гораздо сложнее дать количественную оценку кислотности и основности (табл. 2.5).

Таблица 2.5

Сопоставление определений кислот и оснований

Класс веществ	Определение кислот и оснований		
	по Аррениусу	по Бренстеду–Лоури	по Льюису
Кислоты	Содержит H^+	Являются донором H^+	Акцептируют электронные пары
Основания	Содержит OH^-	Являются акцептором H^+	Являются донором электронной пары

2.1.8. ОБЩАЯ И АКТИВНАЯ КИСЛОТНОСТЬ. ИНДИКАТОРЫ



Общая кислотность (щелочность) характеризуется нормальностью кислоты (щелочи), моль/л.

Однако далеко не все кислоты (и основания) являются сильными электролитами и диссоциируют нацело. Величина рН (рОН) дает количественную оценку только активной кислотности (щелочности).

Если имеются 0,1 Н раствор соляной кислоты HCl и 0,1 Н раствор уксусной кислоты CH₃COOH общей кислотностью по 0,1 моль/л, то их активные кислотности, т. е. концентрации ионов водорода [H⁺], будут соответственно равны 10⁻¹ моль/л (рН = 1,0) и 10^{-2,89} моль/л (рН = 2,89).

Таким образом, более сильной кислотой будет являться HCl, как диссоциирующая нацело, уксусная кислота является слабой кислотой.

Величину рН можно оценить с помощью *индикаторов*.



Индикаторы — это вещества, способные изменять окраску в зависимости от степени активной кислотности (или щелочности).

Каждый индикатор характеризуется *интервалом перехода окраски индикатора*.



Интервал перехода окраски индикатора — это область между двумя значениями рН, в которой происходит различимое глазом изменение цвета индикатора.

Фенолфталеин: бесцветная → красная (рН 8,2–10,0). Фенолфталеин относится к группе трифенилметановых красителей.

Метиловый оранжевый: оранжевая → красная (рН 3,1–4,4). Метилоранж относится к группе азокрасителей.

Метод определения концентрации Н⁺-ионов, основанный на изменении окраски индикаторов, называется колориметрическим. Определить рН раствора с достаточной точностью можно с помощью нескольких индикаторов.

В настоящее время используются универсальные индикаторы, по изменению окраски которых можно сразу определить рН среды (с точностью до целых чисел). Они представляют собой смесь обычных индикаторов и могут быть в виде растворов или индикаторной бумаги. К ним прилагается индикаторная шкала сравнения.

Более точно (до второго знака после запятой) рН определяют с помощью приборов — рН-метров.

С помощью рН-метра определяют также рН мутных и окрашенных растворов.

2.2. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ

2.2.1. ПОНЯТИЕ О ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМАХ

Одно и то же вещество может находиться в различной степени раздробленности:

- макроскопически видимые частицы (более 0,2–0,1 мм — разрешающая способность глаза); если они распределены в жидкости или газе, то постепенно оседают или всплывают;
- микроскопически видимые частицы (от 0,2–0,1 мм до 400–300 нм — разрешающая способность микроскопа при освещении белым светом); в газовой или жидкой фазе также оседают или всплывают;
- коллоидные частицы (от 400–300 нм до 1 нм — с комплексом новых свойств, присущих данной форме организации вещества, — не видимые в оптический микроскоп, так как они меньше длины волны видимого света); для этих частиц при сохранении гетерогенности характерно распределение частиц по всему объему;
- отдельные молекулы или ионы (если вещество находится в окружающей среде в виде молекул или ионов, то такие растворы называются истинными, т. е. гомогенными однофазными растворами).

Классификация корпускулярно-дисперсных систем по степени дисперсности приведена в табл. 2.6.

Таблица 2.6

**Классификация корпускулярно-дисперсных систем
по степени дисперсности**

Системы	Раздробленность вещества	Поперечник частиц, см	Степень дисперсности D , см^{-1}	Число атомов одной частицы
Грубо-дисперсные	Макроскопическая	$1-10^{-2}$	$1-10^2$	$>10^{18}$
	Микроскопическая	$10^{-2}-10^{-5}$	10^2-10^5	$>10^9$
Предельно-высокодисперсные	Коллоидная	$10^{-5}-10^{-7}$	10^5-10^7	10^9-10^3
Молекулярные и ионные	Молекулярная и ионная	$10^{-7}-10^{-8}$	$>10^7$	$<10^3$

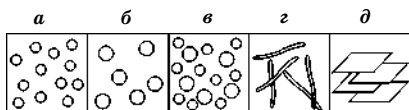


Рис. 2.8

Свободнодисперсные системы:

корпускулярно- (а–в), волокнисто- (z) и пленочно-дисперсионные (d); а, б — монодисперсные; в — полидисперсная система.

Раздробленные (дисперсные) системы являются гетерогенными, т. е. состоящими как минимум из двух фаз (рис. 2.8).



Фазу, состоящую из частиц раздробленного вещества, принято называть *дисперсной фазой*.



Среду, в которой распределены частицы дисперсной фазы, называют *дисперсионной средой*.

Обязательным условием получения дисперсных систем является взаимная нерастворимость диспергируемого вещества и дисперсионной среды.

Например, нельзя получить коллоидные растворы сахара или поваренной соли (NaCl) в воде, но они могут быть получены в керосине или бензоле, в которых эти вещества практически нерастворимы.

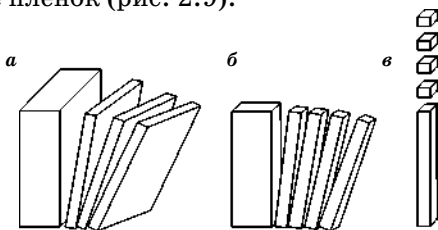
Дисперсные системы классифицируют по дисперсности, агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды, другим признакам.

Количественной характеристикой дисперсности (раздробленности) вещества является *степень дисперсности* (степень раздробленности, D), величина, обратная размеру (l) дисперсных частиц

$$D=1/l,$$

где l равна диаметру сферических частиц, либо длине ребра кубических частиц, либо толщине пленок (рис. 2.9).

Рис 2.9
Одно-, двух- и трехмерное диспергирование вещества к образованию пленочно- (а), волокнисто- (б) и корпускулярно-дисперсных (в) систем



Соотношение между поверхностью и объемом дисперсных частиц (для непористых тел) характеризуется удельной поверхностью $S_{уд}$. Для сферических частиц

$$S_{уд} = \frac{4\pi r^2}{\frac{4}{3}\pi r^3} = \frac{3}{r} = \frac{6}{d},$$

для частиц кубической формы

$$S_{\text{уд}} = \frac{6l^2}{l^3} = \frac{6}{l},$$

где r — радиус шара; d — его диаметр; l — длина ребра куба.

То есть чем меньше размеры частиц, тем больше дисперсность и больше $S_{\text{уд}}$.

С повышением дисперсности все большее и большее число атомов вещества находится в поверхностном слое по сравнению с их числом внутри объема частицы.



Таким образом, своеобразие дисперсных систем обусловлено высокой $S_{\text{уд}}$ и физико-химическим взаимодействием дисперсной фазы и дисперсионной среды на границе раздела фаз.

Дисперсные системы классифицируются также по агрегатному состоянию дисперсной фазы и дисперсионной среды (табл. 2.7).

Таблица 2.7

Классификация дисперсных систем

Дисперсная фаза	Дисперсная среда	Название системы
Газ	Газ	Дисперсная система невозможна
Жидкость	Газ	Туманы
Твердое тело	Газ	Дымы, пыли
Газ	Жидкость	Пена
Жидкость	Жидкость	Эмульсии
Твердое тело	Жидкость	Суспензии, коллоидные растворы
Газ	Твердое тело	Твердые пены
Жидкость	Твердое тело	Твердые эмульсии
Твердое тело	Твердое тело	Сплавы, твердые соли

2.2.2.

ПРИМЕРЫ ДИСПЕРСНЫХ СИСТЕМ

1. Т/Г (твердое тело/газ):

- пенопласты, пенобетон, пемза;
- хлебобулочные изделия.

2. Т/Ж (твердое тело/жидкость):

- натуральный жемчуг (твердый карбонат кальция CaCO_3 , в котором коллоидно диспергирована вода).

3. Т/Т (твердое тело/твердое тело):

- цветные стекла (в силикатном стекле диспергированы примеси металлов или их оксидов); например, рубиновое стекло со-

держит 0,01–0,1% золота с размером частиц 4–30 мкм; из рубинового стекла сделаны кремлевские звезды (в России рубиновое стекло впервые было изготовлено Ломоносовым);

- эмали (силикатные стекла с включением пигментов SnO_2 , TiO_2 , ZrO_2 и др., придающих эмалям непрозрачность и окраску);
- драгоценные и полудрагоценные камни (рубин — Cr_2O_3 , диспергированный в кристаллическом Al_2O_3 ; синий самоцвет сапфир — также твердый коллоидный раствор оксидов титана и железа в Al_2O_3).

4. Ж/Ж (жидкость/жидкость):

- важнейшие продукты питания — молоко, сливки, сметана, майонез, сливочное масло;
- многие кремы и мази в фармацевтической и парфюмерной промышленности.

5. Г/Ж (аэрозоли):

- в камеру сгорания дизелей топливо поступает в мелко распыленном состоянии;
- к биоаэрозолям относятся пыльца и споры растений, взвешенные в воздухе, вирусы, другие микроорганизмы; и т. д.

Дисперсные системы с частицами коллоидных размеров принято называть *золями*. Значение зольей исключительно велико, так как они более распространены в природе, чем истинные растворы: протоплазма живых клеток, соки растений, кровь человека и животных представляют собой сложные золи. Много зольей в почве, и они имеют первостепенное значение для ее плодородия.

Таким образом, высокодисперсное состояние вещества — качественно особая форма его существования, и свойства дисперсных систем и закономерности, которым они подчиняются, изучают в специальном разделе физической химии, выделившемся в самостоятельную научную дисциплину — коллоидную химию.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Дайте определение понятию «растворы».
2. Что называется концентрацией раствора? Какие компоненты раствора считаются растворителем? Растворенным веществом?
3. Дайте определение понятиям «массовая доля», «молярная доля» растворенного вещества. Что такое молярность, моляльность, нормальность раствора?
4. Какая вода считается жесткой? Приведите формулу расчета жесткости воды.
5. Наличием каких солей обусловлена жесткость воды? На какие виды ее подразделяют?

6. Приведите способы водоумягчения.
7. Чем отличается давление пара раствора от давления пара чистого растворителя? Приведите различные формулировки I закона Рауля и его математические выражения.
8. В чем отличие температур кипения и замерзания растворов неэлектролитов от тех же величин для чистых растворителей (неэлектролитов)?
9. Приведите формулировки II закона Рауля и его математические выражения.
10. Каков смысл криоскопической и эбулиоскопической констант растворителя?
11. Как вычислить молекулярную массу неэлектролита с помощью криоскопии или эбулиоскопии?
12. Почему растворы кислот, оснований, солей не подчиняются законам идеальных растворов?
13. Чем отличаются растворы электролитов от растворов неэлектролитов?
14. Дайте определение электролитической диссоциации.
15. Каков механизм электролитической диссоциации? Одинаков ли он для соединений с ионным и ковалентным полярным типом химической связи?
16. Как влияет природа химической связи на диссоциацию веществ?
17. Почему электролиты не диссоциируют в неполярных органических растворителях?
18. Дайте определения понятиям «кислота», «основание», «соль» с точки зрения теории электролитической диссоциации С. Аррениуса, теории Бренстеда-Лоури и Г. Льюиса.
19. Что представляют собой амфотерные электролиты (амфолиты)?
20. Какие электролиты относятся к сильным, а какие — к слабым? Приведите примеры.
21. Что называется степенью диссоциации электролита? От каких факторов она зависит?
22. В каких случаях реакции обмена в растворах электролитов протекают практически до конца?
23. Возможна ли диссоциация воды?
24. Что такое водородный показатель? Как его вычисляют?
25. Как с помощью pH характеризуется реакция раствора:
 - а) кислая;
 - б) нейтральная;
 - в) щелочная?
26. Дайте определения общей и активной кислотности. Что представляют собой индикаторы? Приведите примеры кислотно-основных индикаторов.
27. Какие системы относятся к дисперсным? Приведите примеры дисперсных систем.
28. Дайте определение дисперсной фазы и дисперсионной среды.
29. Каково обязательное условие получения дисперсных систем?
30. Дайте определение понятию «степень дисперсности».
31. Какое состояние вещества называется коллоидным?

ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Найдите массовую долю глюкозы в растворе, содержащем 280 г воды и 40 г глюкозы.

Ответ: 12,5%.

2. Найдите массу NaNO_3 , необходимую для приготовления 300 мл 0,2 М раствора.

Ответ: 5,1 г.

3. В 1 кг воды растворено 666 г КОН; плотность раствора равна 1,395 г/мл.

Найти:

- массовую долю КОН;
- молярность;
- моляльность;
- молярные доли щелочи и воды.

Ответ:

- 40,0%;
- 9,95 моль/л;
- 11,9 моль/кг;
- 0,176; 0,824.

4. Сколько граммов 30% -ного (по массе) раствора NaCl нужно добавить к 300 г воды, чтобы получить 10% -ный раствор соли?

Ответ: 150 г.

5. Уксусная эссенция — 80% -ный раствор уксусной кислоты CH_3COOH . Сколько граммов этой эссенции и воды необходимо взять для приготовления 200 мл 3% -ного раствора уксуса, применяемого как приправа к пище? Плотность эссенции можно принять равной 1 г/см³.

Ответ: 7,5 и 192,5 г.

6. Сколько граммов нужно взять 20% -ной и 32,1% -ной соляной кислоты, чтобы приготовить 242 г 26,7% -ного раствора?

Ответ: 108 и 134 г.

7. Необходимо приготовить 1 л 20% -ного раствора серной кислоты, имеющей плотность 1,139 г/см³ при 20°C, из 93,6% -ной кислоты, плотность которой 1,830 г/см³. Сколько миллилитров для этого нужно взять 93,6% -ной кислоты и воды?

Ответ: 133 мл и 895,6 мл.

8. Сколько миллилитров серной кислоты плотностью 1,824 г/см³ при 20°C необходимо для приготовления 1 л аккумуляторной кислоты, плотность которой 1,186 г/см³ при той же температуре?

Данная задача решается с помощью табл. 7 «Концентрация и плотность кислот и оснований при 20°C», «Справочные материалы».

Ответ: 183,8 мл.

9. В щелочных аккумуляторах применяется раствор гидроксида калия. При 20°C для приготовления 500 мл такого раствора было использовано 133 г КОН и 470 мл воды. Определите плотность полученного раствора и массовую долю растворенного вещества.

Ответ: 1,206 г/см³; 22,06%.

10. Вода обладает некарбонатной жесткостью: содержит сульфат кальция (массовая доля 0,02%) и сульфат магния (0,01%). Какой объем раствора карбоната натрия массовой долей 15% (плотность 1,16 г/мл) надо добавить к такой воде объемом 100 л для устранения постоянной жесткости? Плотность воды принять равной 1 г/мл.

Ответ: 140 мл.

11. При 315 К давление насыщенного пара над водой равно 8,2 кПа (61,5 мм рт. ст.). На сколько понизится давление пара при указанной температуре, если в 540 г воды растворить 36 г глюкозы C₆H₁₂O₆?

Ответ: на 54 Па.

12. При 293 К давление насыщенного пара над водой равно 2,34 кПа (17,53 мм рт. ст.). Сколько граммов глицерина C₃H₅(ОН)₃ надо растворить в 180 г воды, чтобы понизить давление пара на 133,3 Па (1 мм рт. ст.)?

Ответ: 55,7 г.

13. Найдите при 65°C давление пара над раствором, содержащим 13,68 г сахарозы C₁₂H₂₂O₁₁ в 90 г H₂O, если давление насыщенного пара над водой при той же температуре равно 25,0 кПа (187,5 мм рт. ст.).

Ответ: 24,8 кПа.

14. На сколько градусов повысится температура кипения воды, если в 100 г воды растворить 9 г глюкозы C₆H₁₂O₆?

Ответ: на 0,26 градуса.

15. Сколько граммов сахарозы C₁₂H₂₂O₁₁ надо растворить в 100 г воды, чтобы: понизить температуру кристаллизации на 1 градус? повысить температуру кипения на 1 градус?

Ответ:

а) 18,4 г;

б) 65,8 г.

16. В каком соотношении должны находиться массы воды и этилового спирта, чтобы при их смешении получить раствор, кристаллизующийся при -20°C ?

Ответ: 2:1.

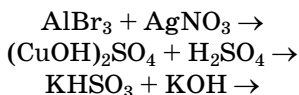
17. При растворении 5,0 г вещества в 200 г воды получается не проводящий тока раствор, кристаллизующийся при $-1,45^{\circ}\text{C}$. Определите молекулярную массу растворенного вещества.

Ответ: 32.

18. При растворении 13,0 г неэлектролита в 400 г диэтилового эфира $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$ температура кипения повысилась на $0,453\text{ K}$. Определите молекулярную массу растворенного вещества.

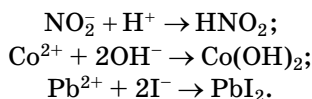
Ответ: 145.

19. Напишите молекулярные и ионно-молекулярные уравнения реакций в растворах между



20. Для соединений NaHSO_4 , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2\text{Cl}$ напишите уравнения ступенчатой диссоциации в водных растворах. Для слабых электролитов напишите выражение константы диссоциации.

21. Составьте молекулярные уравнения реакций, которые выражаются следующими ионно-молекулярными уравнениями:



22. Какие вещества: $\text{Fe}(\text{OH})_3$, Na_2CO_3 , H_2SO_4 , K_2S , будут взаимодействовать с азотной кислотой? Запишите эти реакции в ионной и молекулярной формах.

23. Вычислите pH растворов, в которых концентрация ионов H^+ (в моль/л) равна:

- а) $2 \cdot 10^{-7}$;
- б) $8,1 \cdot 10^{-3}$;
- в) $2,7 \cdot 10^{-10}$.

Ответ:

- а) 6,70;
- б) 2,09;
- в) 9,57.

24. Вычислите pH растворов, в которых концентрация ионов OH^- (в моль/л) равна:

- а) $4,6 \cdot 10^{-4}$;
- б) $5 \cdot 10^{-6}$;
- в) $9,3 \cdot 10^{-9}$.

Ответ:

- а) 10,66;
- б) 8,70;
- в) 5,97.

25. Определите pH раствора, в 1 л которого содержится 0,1 г NaOH. Диссоциацию щелочи считать полной.

Ответ: 11,40.

26. Во сколько раз концентрация ионов водорода в крови (pH = 7,36) больше, чем в спинномозговой жидкости (pH = 7,53)?

Ответ: в 1,5 раза.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

*ТЕМА 2.1.3. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ
СОДЕРЖАНИЯ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА.
ТЕМА 2.1.6. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ*

Структура теста

1. Растворы, растворимость веществ в воде, компоненты растворов.

2. Способы выражения содержания растворенного вещества.

3. Электролитическая диссоциация: понятие, механизм.

4. Растворы электролитов. Сильные, слабые электролиты; степень диссоциации.

5. Свойства кислот, оснований и солей с точки зрения теории электролитической диссоциации.

6, 7. Реакции обмена в растворах электролитов; правила записи ионно-молекулярных уравнений химических реакций.

8, 9. Расчет массовой доли растворенного вещества (ω , %); приготовление растворов требуемой концентрации по правилу смешения растворов (правилу «креста»), плотность растворов (ρ).

10. Электролитическая диссоциация воды; водородный показатель (pH).

Инструкция для выполнения

Тест состоит из 10 вопросов. На его выполнение отводится 25 мин. Задания рекомендуется выполнять по порядку. Если задание не удастся выполнить сразу, переходите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенным заданиям. К каждому заданию предлагается 4 варианта ответов, из которых правиль-

ными могут быть 1, 2 и даже 3 ответа. Ответ засчитывается как правильный, если указаны верно все варианты ответов.

Следует пользоваться справочными материалами:

- Периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева;
- таблицей электроотрицательностей элементов;
- таблицей растворимости кислот, оснований и солей в воде при комнатной температуре;
- таблицей концентрации и плотности кислот и оснований при 20°C;
- таблицей сильных и слабых электролитов и др. при необходимости.

Для расчетов необходим инженерный калькулятор (с возможностью вычисления логарифмической и показательной функций).

Шкала оценок:

- оценка «2» — указано менее 5 правильных ответов;
- оценка «3» — от 5 до 6 правильных ответов;
- оценка «4» — от 7 до 8 правильных ответов;
- оценка «5» — от 9 до 10 правильных ответов.

ТЕСТ 1

1. Массовая доля (ω) растворенного вещества — это:
 - а) отношение массы растворенного вещества (г) к общей массе раствора (г);
 - б) отношение количества растворенного вещества (моль) к общей массе раствора (г);
 - в) отношение количества растворенного вещества (моль) к массе растворителя (г);
 - г) отношение массы растворенного вещества (г) к массе растворителя (г).
2. При небольшом увеличении давления растворимость газов в воде:
 - а) возрастает;
 - б) уменьшается;
 - в) не изменяется;
 - г) сначала возрастает, затем уменьшается.
3. При диссоциации какого электролита в воде в качестве катионов образуются только ионы водорода:
 - а) гидроксид натрия NaOH;
 - б) гидрокарбонат калия KHCO_3 ;

- в) карбонат калия K_2CO_3 ;
г) сернистая кислота H_2SO_3 .
4. При одинаковой концентрации 0,01 моль/л в растворе какого из электролитов, формулы которых приведены ниже, наибольшая концентрация гидроксид-ионов?
- а) KOH;
б) $Ba(OH)_2$;
в) CH_3COONa ;
г) Na_2S .
5. В каком ряду сила кислот, формулы которых приведены ниже, возрастает:
- а) HCl, HF, HI;
б) H_3PO_4 , H_2SO_4 , HNO_2 ;
в) H_2Te , H_2Se , H_2S ;
г) HNO_3 , HNO_2 , HPO_3 .
6. Какие уравнения электролитической диссоциации записаны неверно:
- а) $CH_3COOH \leftrightarrow CH_3^+ + COOH^-$;
б) $NH_4OH \leftrightarrow NH_4^+ + OH^-$;
в) $KCl \leftrightarrow K^+ + Cl^-$;
г) $CaCl_2 \rightarrow CaCl^+ + Cl^-$; $CaCl^+ \rightarrow Ca^{2+} + Cl^-$.
7. Какие пары ионов, формулы которых приведены ниже, могут находиться в растворе совместно в значительных количествах:
- а) H^+ и OH^- ;
б) K^+ и SO_4^{2-} ;
в) Ag^+ и Cl^- ;
г) Ba^{2+} и NO_3^- .
8. Какова массовая доля (ω , %) гидроксида натрия в растворе, содержащем в 50 г воды 25 г NaOH:
- а) 31,3;
б) 32,3;
в) 33,3;
г) 34,3.
9. Какая масса воды и раствора с массовой долей хлорида магния 20% потребуется для приготовления 300 г раствора с массовой долей $MgCl_2$ 4%:
- а) 240 г раствора и 60 г H_2O ;
б) 60 г раствора и 240 г H_2O ;
в) 40 г раствора и 260 г H_2O ;
г) 20 г раствора и 280 г H_2O .

10. В некотором объеме слабой одноосновной кислоты содержится $2 \cdot 10^6$ молекул кислоты, $4 \cdot 10^3$ ионов водорода и $4 \cdot 10^3$ ионов кислотного остатка. Чему равна степень диссоциации кислоты (α , %):
- а) 0,2%;
 - б) 2,0%;
 - в) 0,02%;
 - г) 0,04%.

ТЕСТ 2

1. Молярная концентрация (молярность, М) — это:
- а) отношение массы растворенного вещества (г) к объему раствора (л);
 - б) отношение массы растворенного вещества (г) к массе растворителя (г);
 - в) отношение количества растворенного вещества (моль) к объему раствора (л);
 - г) отношение количества растворенного вещества (моль) к общей массе раствора (г).
2. Отметьте формулы веществ, которые в водном растворе диссоциируют ступенчато:
- а) KHS ;
 - б) $\text{Al}(\text{OH})_3$;
 - в) CuSO_4 ;
 - г) H_3PO_4 .
3. При растворении твердых веществ в воде энергия:
- а) всегда поглощается;
 - б) всегда выделяется;
 - в) может поглощаться или выделяться;
 - г) не выделяется и не поглощается.
4. Укажите формулы веществ, которые при диссоциации образуют хлорид-ионы:
- а) KClO_3 ;
 - б) KCl ;
 - в) KClO ;
 - г) NH_4Cl .
5. Между какими ионами, формулы которых приведены ниже, в водном растворе нет химического взаимодействия:
- а) Ag^+ и NO_3^- ;
 - б) Ca^{2+} и Cl^- ;
 - в) HCO_3^- и OH^- ;

- г) CO_3^{2-} и H^+ .
6. Какие уравнения реакций, схемы которых приведены ниже, описываются одинаковым сокращенным ионным уравнением:
- а) $\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow$;
б) $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$;
в) $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow$;
г) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow$.
7. Между какими веществами в водном растворе нет химического взаимодействия:
- а) хлорид калия KCl + нитрат натрия $\text{NaNO}_3 \rightarrow$;
б) хлорид меди (II) CuCl_2 + гидроксид калия $\text{KOH} \rightarrow$;
в) гидроксид меди (II) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ + разбавленная серная кислота $\text{H}_2\text{SO}_4(\text{p}) \rightarrow$;
г) нитрат меди (II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ + азотная кислота $\text{HNO}_3 \rightarrow$.
8. Какова массовая доля (ω , %) гидроксида натрия в растворе массой 50 г, содержащем гидроксид натрия NaOH массой 25 г:
- а) 40;
б) 45;
в) 50;
г) 33.
9. В лаборатории имеются растворы с массовой долей хлорида бария 10 и 20%. Какую массу каждого раствора надо взять для получения 300 г раствора с массовой долей BaCl_2 12%:
- а) 150 и 150 г;
б) 240 и 60 г;
в) 60 и 240 г;
г) 100 и 200 г.
10. Чему равен pH раствора, в 1 л которого содержится 0,0051 г ионов OH^- :
- а) 3,52;
б) 10,48;
в) 9,52;
г) 4,48.

ТЕСТ 3

1. Укажите признаки истинных растворов, которые отличают их от механических смесей:
- а) переменный состав;
б) гомогенность;
в) при смешивании компонентов происходит выделение или поглощение энергии;

- г) возможность разделения на составные части.
2. Укажите компоненты раствора серной кислоты в воде:
- а) катионы H^+ и анионы SO_4^{2-} ;
 - б) катионы H^+ и анионы Cl^- ;
 - в) катионы H^+ и анионы HSO_4^- ;
 - г) катионы H^+ и анионы PO_4^{3-} .
3. Растворимость веществ зависит:
- а) от их природы;
 - б) для газов — от давления;
 - в) цвета;
 - г) объема реакционного сосуда.
4. При одинаковой концентрации 0,01 моль/л в растворе какого из электролитов, формулы которых приведены ниже, наибольшая концентрация хлорид-ионов Cl^- ?
- а) KCl ;
 - б) BaCl_2 ;
 - в) AlCl_3 ;
 - г) KClO_3 .
5. Какая пара ионов, формулы которых приведены ниже, участвует в образовании осадка при сливании водных растворов карбоната калия K_2CO_3 и хлорида кальция CaCl_2 :
- а) K^+ и Cl^- ;
 - б) K^+ и Ca^{2+} ;
 - в) Ca^{2+} и CO_3^{2-} ;
 - г) CO_3^{2-} и Cl^- .
6. Какое из молекулярных уравнений, схемы которых приведены ниже, соответствует ионному $\text{NO}_2^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{HNO}_2$:
- а) $\text{KNO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$;
 - б) $\text{KNO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$;
 - в) $\text{HNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$;
 - г) $\text{KNO}_2 + \text{NaHCO}_3 \rightarrow$.
7. Укажите схему неосуществимой в водном растворе реакции:
- а) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Ba}(\text{OH})_2 \rightarrow$;
 - б) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$;
 - в) $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$;
 - г) $\text{KCl} + \text{NaNO}_3 \rightarrow$.
8. Какова массовая доля гидроксида натрия в растворе, полученном растворением 2,3 г NaOH в 100 г воды (ответ дать в % с точностью до тысячных долей):
- а) 2,300;
 - б) 2,250;

- в) 3,910;
 - г) 2,248.
9. Рассчитайте массу раствора сульфата меди (II) с массовой долей CuSO_4 8% и массу воды, которые надо смешать, чтобы получить 500 г раствора с массовой долей сульфата меди (II) 2%:
- а) 375 и 125 г;
 - б) 125 и 375 г;
 - в) 40 и 460 г;
 - г) 8 и 100 г.
10. Чему равны pH и pOH раствора, концентрация ионов водорода в котором равна 10^{-4} моль/л:
- а) 4 и 10;
 - б) -4 и -10;
 - в) 4 и 4;
 - г) 10 и 4.

ТЕСТ 4

1. Какие признаки объединяют истинные растворы и механические смеси?
- а) при смешивании компонентов происходит выделение или поглощение теплоты;
 - б) содержат два или более независимых компонента;
 - в) гомогенность, однородность;
 - г) подчиняются закону постоянства состава.
2. Степень диссоциации уксусной кислоты в ее водном растворе можно повысить:
- а) добавив в раствор кислоту;
 - б) добавив в раствор воду;
 - в) подогрев раствор;
 - г) подвергнув раствор электролизу.
3. Отметьте формулы веществ, которые в водном растворе диссоциируют ступенчато:
- а) KHSO_4 ;
 - б) AgCl ;
 - в) HBr ;
 - г) H_3PO_4 .
4. Укажите формулы электролитов, образующих при диссоциации в качестве катионов только катионы металла (гидролиз не учитывайте):
- а) CH_3COOK ;
 - б) KHCO_3 ;

- в) CuCl_2 ;
г) NH_4Cl .
5. Какие пары ионов, формулы которых приведены ниже, не могут находиться совместно в водном растворе в значительных количествах?
- а) Ba^{2+} и SO_4^{2-} ;
б) H^+ и Br^- ;
в) H^+ и NO_3^- ;
г) Ag^+ и PO_4^{3-} .
6. Укажите схемы реакций, которые в водном растворе протекают практически необратимо:
- а) $\text{KHS} + \text{HCl} \rightarrow$;
б) $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
в) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$;
г) $\text{KNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$.
7. Какие молекулярные уравнения, схемы которых приведены ниже, описываются одинаковыми сокращенными ионными уравнениями?
- а) $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow$;
б) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
в) $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ средняя соль;
г) $\text{KOH} + \text{NaCl} \rightarrow$.
8. Сколько граммов поваренной соли и воды необходимо для приготовления 2 кг раствора с массовой долей NaCl 20%:
- а) 400 и 1600 г;
б) 200 и 1800 г;
в) 600 и 1400 г;
г) 200 и 2000 г.
9. Необходимо приготовить из безводной фосфорной кислоты (H_3PO_4) 85%-ную фосфорную кислоту. В каких соотношениях по массе надо смешать безводную кислоту с водой:
- а) 3:17;
б) 17:3;
в) 15:80;
г) 85:15.
10. Вычислите концентрацию ионов $[\text{H}^+]$ и $[\text{OH}^-]$ в растворе, pH которого равен 4,3:
- а) $5 \cdot 10^{-5}$ моль/л, $2 \cdot 10^{-6}$ моль/л;
б) $2 \cdot 10^4$ моль/л, $5 \cdot 10^9$ моль/л;
в) $5 \cdot 10^{-5}$ моль/л, $2 \cdot 10^{-10}$ моль/л;
г) $2 \cdot 10^4$ моль/л, $5 \cdot 10^5$ моль/л.

ТЕСТ 5

1. Молярная доля растворенного вещества (N_i) — это:
 - а) отношение количества растворенного вещества (моль) к общей массе раствора (г);
 - б) отношение количества растворенного вещества (моль) к массе растворителя (кг);
 - в) отношение количества растворенного вещества (моль) к сумме количеств всех веществ, находящихся в растворе (моль);
 - г) отношение числа эквивалентов растворенного вещества (моль) к объему раствора (л).
2. При растворении каких веществ в воде энергия, как правило, всегда выделяется?
 - а) твердых;
 - б) газообразных;
 - в) кристаллогидратов;
 - г) жидких.
3. Раствор, содержащий хлорид натрия и воду, можно разделить на отдельные компоненты:
 - а) центрифугированием;
 - б) электролизом;
 - в) фильтрованием;
 - г) выпариванием.
4. При одинаковой концентрации 0,01 моль/л в растворе какого из электролитов, формулы которых приведены ниже, наибольшая концентрация ионов водорода?
 - а) NaOH;
 - б) CaH₂;
 - в) HNO₃;
 - г) H₂S.
5. Какое сокращенное ионное уравнение отвечает взаимодействию водных растворов гидрокарбоната калия (KHCO₃) и гидроксида калия (KOH)?
 - а) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$;
 - б) $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$;
 - в) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$;
 - г) $\text{KHCO}_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$.
6. Укажите, сколько молекул электролита продиссоциирует из каждых 120 внесенных в раствор, если степень диссоциации равна 95%:
 - а) 4;

- б) 44;
 - в) 114;
 - г) 120.
7. При каких условиях реакции обмена между электролитами протекают практически необратимо:
- а) если выпадает осадок;
 - б) если образуется малодиссоциирующее вещество;
 - в) если выделяется газ;
 - г) только в том случае, если продуктом реакции является вода.
8. В 45 г воды при 25°C максимально растворяется 25 г соли. Коэффициент растворимости соли (в г на 100 г воды) равен:
- а) 45,8;
 - б) 50,6;
 - в) 53,3;
 - г) 55,6.
9. Требуется приготовить 1 кг раствора с массовой долей аммиака 15% из раствора с массовой долей 25%. Сколько необходимо для этого взять граммов 25%-ного раствора аммиака и воды:
- а) 600 и 400 г;
 - б) 250 и 750 г;
 - в) 400 и 600 г;
 - г) 150 и 850 г.
10. Вычислите концентрацию $[H^+]$ -ионов, если концентрация $[OH^-]$ -ионов (моль/л) равна $4 \cdot 10^{-10}$.
- а) 0,25 моль/л;
 - б) $2,5 \cdot 10^{-5}$ моль/л;
 - в) $3,98 \cdot 10^{-20}$ моль/л;
 - г) $3,98 \cdot 10^5$ моль/л.

ТЕСТ 6

1. Моляльная концентрация (моляльность, C_m) — это:
- а) отношение массы растворенного вещества (г) к объему раствора (л);
 - б) отношение количества растворенного вещества (моль) к общей массе раствора (г);
 - в) отношение количества растворенного вещества (моль) к массе растворителя (кг);
 - г) отношение массы растворенного вещества (г) к массе растворителя (кг).

2. От каких факторов зависит растворимость газов в воде:
- а) давления;
 - б) природы газа;
 - в) температуры;
 - г) скорости пропускания газа в воду при неизменном внешнем давлении.
3. При диссоциации каких электролитов в качестве отрицательно заряженных ионов образуются только гидроксид-ионы:
- а) вода H_2O ;
 - б) гидроксид калия KOH ;
 - в) хлорид гидроксомагния MgOHCl ;
 - г) гидроортофосфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$.
4. Какие факторы влияют на степень электролитической диссоциации:
- а) природа растворителя;
 - б) природа растворенного в воде вещества;
 - в) концентрация растворенного в воде вещества;
 - г) объем реакционного сосуда.
5. Укажите ответ, который отражает определение растворимых оснований в свете теории электролитической диссоциации:
- а) сложные вещества, содержащие гидроксид-ионы;
 - б) электролиты, образующие при диссоциации ионы металла и гидроксид-ионы;
 - в) сложные вещества, реагирующие в водных растворах с кислотами;
 - г) электролиты, образующие при диссоциации в водных растворах в качестве анионов только гидроксид-ионы.
6. Какое сокращенное ионное уравнение отвечает взаимодействию водных растворов кислоты и основания (реакции нейтрализации):
- а) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$;
 - в) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$;
 - г) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$.
7. Какая пара ионов, формулы которых приведены ниже, участвует в образовании осадка при сливании растворов нитрата бария BaNO_3 и сульфата калия K_2SO_4 :
- а) Ba^{2+} и NO_3^- ;
 - б) Ba^{2+} и SO_4^{2-} ;
 - в) K^+ и NO_3^- ;
 - г) K^+ и SO_4^{2-} .

8. Сколько граммов гидроксида натрия необходимо для приготовления 4 л раствора с массовой долей NaOH 12% и плотностью $\rho = 1,37$ г/мл:
- а) 480,8;
 - б) 120,4;
 - в) 542,9;
 - г) 657,6.
9. Необходимо разбавить 400 г раствора серной кислоты (массовая доля 95%) водой до концентрации 19%. Сколько для этого понадобится литров воды и сколько килограммов получится разбавленной кислоты:
- а) 1,6 л и 2 кг;
 - б) 1600 мл и 2000 г;
 - в) 600 мл и 380 г;
 - г) 0,8 л и 1000 г.
10. Вычислить рН раствора, в котором концентрация $[\text{OH}^-]$ -ионов (моль/л) равна $6,5 \cdot 10^{-6}$:
- а) 7,18;
 - б) 12,9;
 - в) -8,82;
 - г) 8,82.

ЛИТЕРАТУРА

1. Глинка, Н. Л., Общая химия, с. 211–254; 289–297.
2. Коровин, Н. В., Общая химия, с. 204–251.
3. Карапетьянц, М. Х., Общая и неорганическая химия, с. 245–305.
4. Полинг, Л., Химия, с. 253–257; 259–267; 331–342.
5. Хомченко, Г. П., Химия для поступающих в вузы, с. 114–135.

ОБЩИЕ ЗАКОНОМЕРНОСТИ ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

*Чтобы познать невидимое,
смотри внимательно на видимое.*

Леонардо да Винчи

Учение о химических процессах — одна из нижеприведенных ступеней химических знаний:

- учение о составе (1);
- учение о структуре (2);
- учение о химических процессах (3);
- эволюционная химия (4).

Первоначально свойства веществ связывались исключительно с их составом (1). На этом уровне химия рассматривалась с точки зрения Д. И. Менделеева — как наука о химических элементах и их соединениях. Затем учение о составе было дополнено учением о структуре веществ (2). Это позволило превратить химию из преимущественно аналитической науки в науку синтетическую — создать промышленные технологии синтеза многих, в основном, органических веществ. Далее, на более высокой ступени развития химических знаний, в рамках учения о химических процессах (3), были выявлены факторы, влияющие на направленность, скорость и результат химических реакций. Образно говоря, химия заглянула в глубь химических процессов, вскрыла механизмы управления химическими реакциями и предложила способы изменения свойств получаемых веществ. Изучение катализаторов и автокатализа — это уже подходы к эволюционной химии (4), которая является предбиологией. Учение о химических процессах является областью глубокого взаимопроникновения физики, химии и биологии.

Таким образом, способность к взаимодействию различных химических реагентов определяется не только их составом и строением, но и условиями протекания химических реакций. К такому относятся:

- термодинамические факторы — все, что связано с переносом тепла;
- кинетические факторы — все, что связано с переносом вещества, образованием промежуточных продуктов.

В предлагаемом разделе рассматриваются:

- энергетика химических реакций (элементы термодинамики и термохимии);
- скорость химических реакций и влияние на нее различных факторов;
- химическое и фазовое равновесие;
- неравновесные системы; колебательные реакции.

Следует уяснить, что в основу современной термодинамики положены эмпирические физические истины (постулаты) — I, II и III законы термодинамики. Эти законы являются частью законов мироздания, отражают опыт познания природы человеком и допускают опытную проверку. Законы термодинамики неприменимы к отдельным молекулам и микроскопическим телам.

Термохимия рассматривает выделение или поглощение тепла — термодинамику — относительно химических процессов. При изучении темы «Термодинамические системы» следует уяснить достаточно сложные понятия «энтальпия» и «энтропия», «внутренняя энергия» и обратить внимание на то, что ΔH , ΔS и ΔG химических реакций рассчитываются единообразно. Закон Гесса — основной закон термохимии — является частным случаем закона сохранения энергии. Необходимо запомнить, что критерием самопроизвольных реакций является отрицательная энергия Гиббса ($\Delta G < 0$).

При изучении темы «Скорость химических реакций» следует уяснить, что практически все химические реакции идут через промежуточный активированный комплекс, образуемый исходными частицами (молекулами). Энергия последних должна быть не ниже некоторого значения, называемого энергией активации. Повышение температуры увеличивает число активных молекул, катализаторы уменьшают энергию активации. Присутствие катализатора может быть одним из самых важных факторов, влияющих на скорость реакции; однако несмотря на широкое применение каталитических систем, единой теории катализа к настоящему времени не разработано.

При рассмотрении темы «Равновесные системы» следует учесть тот факт, что химическое равновесие — динамическое устойчивое состояние: реакции продолжают идти в прямом и обратном

направлениях, причем с одинаковыми скоростями. Возможен сдвиг химического равновесия — согласно принципу Ле Шателье. Принцип Ле Шателье качественный (т. е. отвечает на вопрос «да» или «нет»). На сдвиг химического равновесия влияют изменение температуры химического процесса, изменение концентрации веществ и давления в системе.

Правило фаз Гиббса, рассмотренное в главе «Фазовые равновесия», — это простой единый принцип, применимый ко всем системам, находящимся в состоянии равновесия.

Тема «Неравновесные системы. Колебательные реакции» ранее в курсе химии не изучалась и в традиционные учебники по химии не входит. В учебное пособие она включена согласно требованиям ГОС и носит ознакомительный характер, так как подобные реакции — явление весьма экзотическое.

3.1.

ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ

Энергия мира постоянна. Энтропия мира стремится к максимуму.

Р. Клаузиус, один из основоположников термодинамики

3.1.1.

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ, ОПРЕДЕЛЕНИЯ И ЗАКОНЫ ТЕРМОДИНАМИКИ



Термодинамика — это наука, изучающая превращения одних форм энергии в другие.

Химическая термодинамика рассматривает эти превращения относительно химических процессов. Химическая термодинамика изучает:

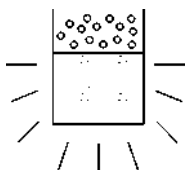
- соотношение между теплотой и другими формами энергии в процессе химических реакций;
- возможность самопроизвольного течения химической реакции в данных условиях;
- условия, при которых химическая реакция находится в состоянии равновесия.



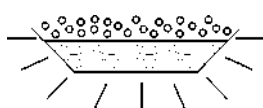
Система — это тело или группа тел, мысленно выделенных из окружающей среды.

Открытая система может обмениваться энергией и веществом с окружающей средой:

а) горячий чай в стакане;

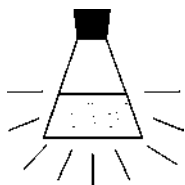


б) горячий суп в тарелке;

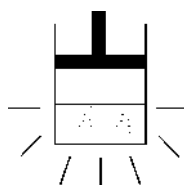


Закрытая система может обмениваться с окружающей средой только энергией. В данном случае возможны два случая:

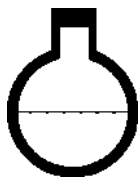
а) процесс протекает в изохорных условиях ($V = \text{const}$) — на производстве данные процессы протекают в автоклавах:



б) процесс протекает в изобарных условиях ($P = \text{const}$) — обычные процессы, протекающие под атмосферным давлением;



*Изолированная система*¹⁷ — это система, объем которой остается постоянным и которая не обменивается ни энергией, ни веществом с окружающей средой. В данном случае стенки сосуда должны быть изготовлены из идеального теплоизоляционного материала:



Гомогенная система состоит из одной фазы, например:

- водка: спирт (40%) + вода (60%) — жидкая фаза (ж);
- воздух: азот (78%) + кислород (21%) + др. газы (1%) — газовая фаза (г);
- сплавы металлов — твердая фаза (тв).

Гетерогенная система содержит несколько фаз: например, газированная вода со льдом (г + ж + тв).

¹⁷ Понятие «изолированная система» является абстрактным, так как не существует идеального теплоизоляционного материала.



Состояние системы — совокупность всех физических и химических свойств системы.

Термодинамические свойства системы являются частью общих, т. е. физических и химических свойств системы. К ним относятся:

- внутренняя энергия (U),
- энтальпия (теплосодержание, H),
- энтропия (S),
- теплоемкость (C),
- энергия Гиббса (изобарно-изотермический потенциал, G),
- энергия Гельмгольца (A) и некоторые другие.



Термодинамические свойства системы являются функциями состояния системы и не зависят от пути перехода системы из одного состояния в другое (рис. 3.1).

Термодинамика базируется на трех основных законах (началах), из которых путем логических рассуждений могут быть получены все остальные положения данной науки (некоторые авторы полагают однако, что основных законов термодинамики только два). Эти законы являются эмпирическими, т. е. полученными путем многолетнего и даже многовекового человеческого опыта (как, например, известно, что в средних широтах времена года сменяются следующим образом: зима \rightarrow весна \rightarrow лето \rightarrow осень — и никак иначе).

Термодинамические законы имеют несколько формулировок, поскольку первоначально они были открыты в других областях науки (физика, теплотехника).

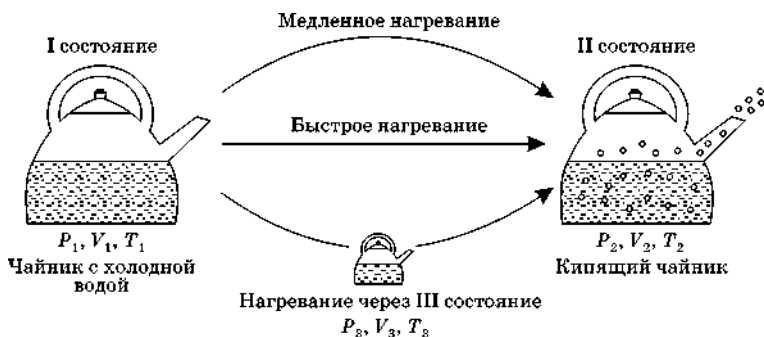


Рис. 3.1

Пути перехода системы (чайник) из одного состояния в другое (изменением объема воды следует пренебречь)

3.1.2.
**I ЗАКОН ТЕРМОДИНАМИКИ.
ИЗОБАРНЫЕ ПРОЦЕССЫ,
ИЗОХОРНЫЕ ПРОЦЕССЫ**

I закон термодинамики связан с сохранением энергии и имеет несколько формулировок.



Во всех явлениях природы энергия не может исчезнуть бесследно или возникнуть из ничего. Энергия может только превращаться из одной формы в другую в строго эквивалентных количествах¹⁸.



В любом процессе приращение внутренней энергии ΔU какой-либо системы равно количеству сообщенной системе теплоты Q минус количество работы A , совершенной системой.

Существуют и другие формулировки I закона термодинамики.

Поясним I закон термодинамики. Он может, в частности, иметь место в двух случаях.

1. $V = \text{const}$ (в закрытом сосуде, например в автоклаве на производстве).

При нагревании данной системы возможны три случая:

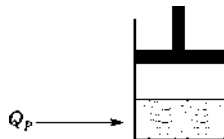
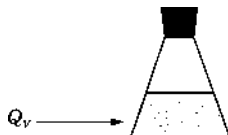
- а) либо температура воды повысится;
- б) вода полностью или частично перейдет в пар;
- в) вода может разложиться: $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{H}_2 + \text{O}_2$.

Иными словами, если система при нагревании не изменяет своего объема, то сообщенная ей теплота (ΔU) пойдет лишь на увеличение (приращение) внутренней энергии. В общем случае повышение температуры может вызвать нагревание, либо изменение агрегатного состояния системы, либо ее химическое превращение. Таким образом, $Q_v = \Delta U$.

2. $P = \text{const}$ (т. е. обычные условия под открытым небом).

В данном случае:

- а) либо температура воды повысится;
- б) вода частично или полностью перейдет в пар, при этом поршень переместится, и, следовательно, система произведет работу.



¹⁸ С точки зрения I закона термодинамики невозможно создание вечного двигателя — *perpetuum mobile*. Интересно, что механическая, электрическая, лучистая и другие виды энергии могут полностью переходить в тепловую, а тепловая в другие формы энергии полностью переходить не может.

То есть если система при нагревании меняет свой объем, то при поглощении тепла кроме увеличения внутренней энергии системы будет произведена работа:

$$Q_p = \Delta U + A,$$

или

$$\Delta U = Q_p - A, \quad (1)$$

где $A = p \cdot \Delta V$.

Таким образом, формула (1) является математическим выражением I закона термодинамики.



Внутренняя энергия системы (U) — это энергия движения и взаимодействия молекул, атомов, ионов, электронов, ядер и других микрочастиц, образующих данную систему.

То есть это все виды энергии, кроме кинетической и потенциальной энергии системы в целом.

Внутренняя энергия системы зависит:

- от природы вещества;
- его массы;
- параметров состояния системы.

Обычно внутреннюю энергию системы относят к 1 молю вещества.

Абсолютное значение U не может быть определено, поэтому при расчетах всегда пользуются значением изменения внутренней энергии

$$\Delta U = U_2 - U_1.$$

Применение I закона термодинамики. Энтальпия

При химических процессах часто происходит либо выделение, либо поглощение тепла.

Энергетические изменения, сопровождающие протекание химических реакций, имеют большое практическое значение, иногда даже большее, чем сама реакция, например, при горении топлива.



Термохимия — это раздел химической термодинамики, изучающий тепловые явления химических процессов.

Количество выделенного или поглощенного тепла называется *тепловым эффектом* процесса.

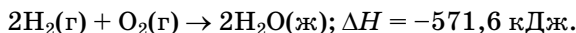


Если тепло в процессе реакции выделяется — это *экзотермическая* реакция, тепло поглощается — *эндотермическая* реакция.

Положительным принимают тепловой эффект эндотермических процессов ($\Delta H > 0$), отрицательным — экзотермических процессов ($\Delta H < 0$)¹⁹.

Уравнение химической реакции, включающее величину теплового эффекта, называют термодинамическим уравнением.

Например:



Тепловой эффект реакции отрицательный, реакция экзотермическая, тепло выделяется.

Следует отметить, что термохимическое уравнение теряет смысл, если в нем отсутствуют коэффициенты и не указаны агрегатные состояния веществ; так:

$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}(\text{г})) \neq \Delta H_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}(\text{ж})) \neq \Delta H_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}(\text{тв})),$$

т. е. с точки зрения термодинамики вода в жидком, твердом и газообразном состояниях — это три разных вещества.

Рассмотрим более подробно энтальпию (ΔH).

Величина ΔH химической реакции зависит от природы исходных веществ, продуктов реакции, их агрегатного состояния и температуры.

Если реакция протекает под открытым небом ($p = \text{const}$), то (см. выше)

$$Q_p = \Delta U + p\Delta V.$$

Преобразуем это выражение с учетом того, что

$$\Delta U = U_2 - U_1; \Delta V = V_2 - V_1; Q_p = U_2 - U_1 + p(V_2 - V_1);$$

тогда

$$Q_p = (U_2 + pV_2) - (U_1 + pV_1).$$

¹⁹ $\Delta H = -Q$.

Обозначим $(U + pV)$ за H , т. е.

$$Q_p = H_2 - H_1 = \Delta H,$$

т. е.

$$Q_p = \Delta H, \quad (2)$$

где H — энтальпия (теплосодержание).

Энтальпия — это свойство вещества, подобно тому, как свойствами веществ являются объем, давление, температура и др.

H можно рассматривать как энергию расширенной системы: например, если газ в цилиндре «заперт» поршнем, то энергия газа + потенциальная энергия поршня и будут составлять энтальпию

$$H = U + pV.$$

Как видно из формулы (2), энтальпия H имеет ту же размерность, что и внутренняя энергия U (Дж, кДж).



При этом изменение энтальпии ΔH равно сумме изменений внутренней энергии U и совершенной системой работы расширения A .

Если реакция протекает в закрытом сосуде ($V = \text{const}$), то

$$V_2 = V_1 \text{ и } V_2 - V_1 = 0;$$

тогда

$$Q_v = U_2 - U_1 = \Delta U.$$

Таким образом, $Q_p = Q_v$, т. е. тепловой эффект химической реакции зависит от условий протекания реакции.

Однако для твердых и жидких веществ

$$Q_p = Q_v$$

(так как ΔV практически равно нулю); для газов

$$Q_p = Q_v + \Delta \nu RT,$$

где R — универсальная газовая постоянная; $\Delta \nu = \Sigma(\nu_i)$ продуктов реакции — $\Sigma(\nu_i)$ исходных веществ; T — температура, К.

В справочных материалах приводятся стандартные энтальпии образования веществ (ΔH_{298}° , ΔH_f° , $\Delta H_{\text{обр}}^\circ$), т. е. для реакций, протекающих в стандартных условиях:

$$t = 25^\circ\text{C} \text{ (298 K);}$$
$$p = 101,3 \text{ кПа (760 мм рт. ст.).}$$

При этом теплоты образования простых веществ принимают равными нулю (см. табл. 10, «Справочные материалы»); теплоты сгорания негорючих веществ также равны нулю.



Под *теплотой (энтальпией) образования* $\Delta H_{\text{обр}}^{\circ}$ (ΔH_{298}° , ΔH_f°) понимают тепловой эффект образования 1 моль сложного вещества из простых веществ, устойчивых при 298 К и давлении 101,3 кПа²⁰.

Под *теплотой сгорания* ΔH_c подразумевают тепловой эффект сгорания 1 моль вещества, например углеводорода $C_xH_y(\text{г/ж})$ до $\text{CO}_2(\text{г})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$ ²¹.

Существование упомянутых выше справочных данных (таблиц термодинамических констант) упрощает расчеты, так как путем комбинации нескольких сот известных величин можно получить значения ΔH_{298}° для десятков тысяч реакций, для которых отсутствуют экспериментальные данные.

Тепловые эффекты химических реакций вычисляют на основании закона Гесса и следствий из него.

Закон Гесса. Термохимические расчеты

Закон Гесса — основной закон термохимии — является частным случаем закона сохранения энергии (был сформулирован в 1840 г.).



Тепловой эффект химической реакции зависит только от начального и конечного состояний участвующих в реакции веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса.

Однако для практических целей более важны следствия из закона Гесса. 1-е следствие:



Тепловой эффект химической реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ.

²⁰ Подавляющее большинство веществ обладает меньшим запасом энергии по сравнению с простыми веществами, из которых они образуются.

²¹ Для других веществ продукты сгорания указываются в каждом отдельном случае.

$$\Delta H_{\text{х.р}}^{\circ} = \Sigma(v_i \cdot \Delta H_{fi}^{\circ}) \text{ продуктов реакции} - \\ - \Sigma(v_i \cdot \Delta H_{fi}^{\circ}) \text{ исходных веществ,}$$

где v_i — количества вещества (число молей) реагирующих и образующихся веществ.

Пояснения к 1-му следствию закона Гесса представлены на рис. 3.2. 2-е следствие:



Тепловой эффект химической реакции равен сумме теплот сгорания исходных веществ за вычетом суммы теплот сгорания продуктов реакции.

$$\Delta H_{\text{х.р}}^{\circ} = \Sigma(v_i \cdot \Delta H_{ci}^{\circ}) \text{ исходных веществ} - \\ - \Sigma(v_i \cdot \Delta H_{ci}^{\circ}) \text{ продуктов реакции,}$$

причем ΔH_c° (вещества) = ΔH_f° (его оксида).

Первое следствие имеет общее значение, второе важно для изучения свойств органических соединений и процессов с их участием.

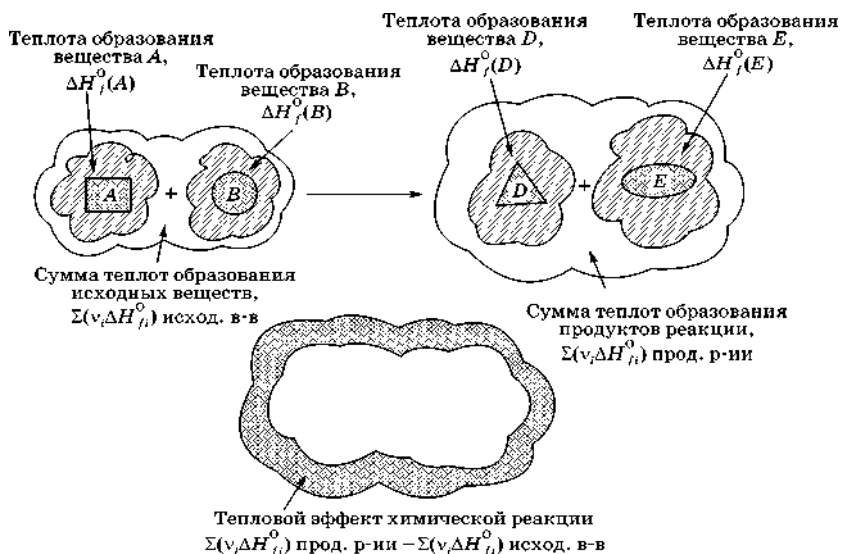


Рис. 3.2

Рис. 3.2

Пояснения к 1-му следствию из закона Гесса

Если требуется определить тепловой эффект при условиях, отличных от стандартных, например при более высокой температуре, необходимо воспользоваться уравнением

$$\Delta H_T^\circ = \Delta H_{298}^\circ + \int_{298}^T \Delta C_p dT,$$

где ΔC_p — алгебраическая сумма теплоемкостей реагентов (с учетом стехиометрических коэффициентов).

Так, для реакции $aA + bB \rightarrow eE + dD$

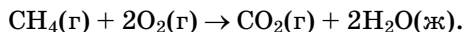
$$\Delta C_p = [d(C_p)D + e(C_p)E] - [a(C_p)A + b(C_p)B].$$

П Р И М Е Р Ы

I. Найдите тепловой эффект реакции сгорания метана. Определите, какая это реакция — экзотермическая или эндотермическая.

Р е ш е н и е.

1. Запишем уравнение реакции сгорания метана



2. Согласно 1-му следствию из закона Гесса, составляем формулу решения:

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{х.р}}^\circ &= [\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{CO}_2(\text{г})) + 2\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{ж}))] - \\ &\quad - [\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{CH}_4(\text{г})) + 2\Delta H_{\text{обр}}^\circ(\text{O}_2(\text{г}))]. \end{aligned}$$

3. Находим (см. табл. 10, «Справочные материалы») теплоты образования веществ в кДж/моль:

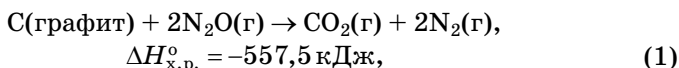
$$\begin{aligned} \Delta H_{298}^\circ(\text{CO}_2(\text{г})) &= -393,5; \\ \Delta H_{298}^\circ(\text{H}_2\text{O}(\text{ж})) &= -285,8; \\ \Delta H_{298}^\circ(\text{CH}_4(\text{г})) &= -74,9; \\ \Delta H_{298}^\circ(\text{O}_2(\text{г})) &= 0. \end{aligned}$$

4. Подставляем найденные значения в формулу решения. Получаем

$$\Delta H_{\text{х.р}}^\circ = [-393,5 + 2(-285,8)] - [-74,9 + 2(0)] = -890,5 \text{ кДж}.$$

Ответ: тепловой эффект реакции сгорания метана равен $-890,5$ кДж. Реакция экзотермическая (тепло выделяется).

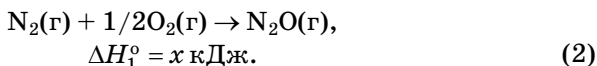
II. Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода ($\Delta H_{298}^{\circ} = -393,5 \text{ кДж/моль}$) и термодинамического уравнения



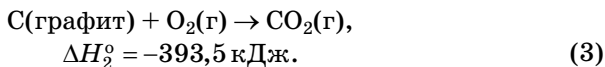
вычислите теплоту образования $\text{N}_2\text{O(г)}$.

Решение.

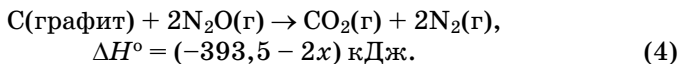
1. Обозначив искомую величину через x , запишем термодинамическое уравнение образования N_2O из простых веществ



2. Запишем также термохимическое уравнение реакции образования CO_2 из простых веществ



3. Из уравнений (2) и (3) можно получить уравнение (1). Для этого умножим уравнение (2) на 2 и вычтем найденное уравнение из (3). Имеем:



4. Сравнивая уравнения (1) и (4), находим

$$-393,5 - 2x = -557,5,$$

откуда

$$x = 82,0 \text{ кДж/моль}.$$

Ответ: теплота образования $\text{N}_2\text{O(г)}$ равна $82,0 \text{ кДж/моль}$.

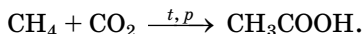
3.1.3. ПОНЯТИЕ О П ЗАКОНЕ ТЕРМОДИНАМИКИ

Самопроизвольные процессы

I закон термодинамики ничего не говорит о том, каким образом возможен переход энергии. Например, если раскаленный докрасна гвоздь ($t = 200^{\circ}\text{C}$) поместить в стакан с горячей водой ($t = 90^{\circ}\text{C}$), то нагреваться будет, конечно же, вода, причем данный процесс будет протекать самопроизвольно (по крайней мере обратный процесс никогда не наблюдали).

Также и для химических реакций: при обычных условиях H_2O никогда не будет самопроизвольно распадаться на H_2 и O_2 ; углерод не соединяется с кислородом и т. д.

Еще пример: в 1927 г. в Германии был запатентован способ получения уксусной кислоты по уравнению



В 1931 г. русский инженер Молдавский попытался осуществить этот процесс. Когда ему это не удалось, он произвел теоретические расчеты и показал, что данная реакция с небольшим выходом может быть осуществлена при давлении несколько миллионов гектопаскалей (т. е. несколько тысяч атмосфер) и температуре 1200 К (т. е. $\approx 1500^\circ\text{C}$). Естественно, такой процесс, несмотря на дешевизну и доступность исходных продуктов, сложно использовать для производства уксусной кислоты.

На вопрос о том, пойдет ли данный процесс (химическая реакция) самопроизвольно и какими параметрами будет характеризоваться система, когда в ней установится термодинамическое равновесие, можно получить ответ с помощью II закона термодинамики.

Однако сначала необходимо дать определение самопроизвольным процессам.



Самопроизвольными называются процессы, протекающие в природе сами собой.

Несамопроизвольные — процессы, которые требуют для своего протекания затраты энергии.

Любая реакция может протекать самопроизвольно только в направлении, приближающем систему к состоянию равновесия.

В изолированной системе ввиду отсутствия внешнего воздействия могут протекать только самопроизвольные процессы, причем процесс завершается установлением равновесного состояния, из которого сама система, без сообщения ей энергии извне, выйти уже не сможет.

II закон термодинамики также имеет несколько формулировок.

1. Постулат Клаузиуса



Теплота сама собой не может переходить от холодного тела к горячему, т. е. невозможен процесс, единственным результатом которого был бы переход теплоты от тела с более низкой температурой к телу с более высокой температурой.

2. Постулат Томсона



Теплота наиболее холодного тела из участвующих в процессе тел не может служить источником работы.

Эти постулаты нельзя доказать, однако неизвестны случаи, когда бы они не выполнялись.

Из II закона термодинамики вытекает очень важное следствие: не вся теплота может быть превращена в работу, а лишь некоторая ее часть.

Энергия Гиббса

Подобно тому как в механике большое значение имеет принцип стремления потенциальной энергии к минимуму, химические процессы также характеризуются определенным потенциалом.

Потенциал, являющийся движущей силой химических процессов, протекающих при $p, T = \text{const}$, называют *изобарно-изотермическим потенциалом* или энергией Гиббса ΔG .

Энергия Гиббса является количественным критерием принципиальной осуществимости химической реакции, это движущая сила процесса.



При постоянстве температуры и давления химические реакции могут самопроизвольно протекать только в таком направлении, при котором энергия Гиббса системы уменьшается, т. е. $\Delta G < 0$.

Наоборот, неравенство $\Delta G > 0$ говорит о принципиальной невозможности самопроизвольного (без затраты энергии) протекания процесса.

Чем меньше алгебраическая величина ΔG , тем дальше система от состояния химического равновесия, тем выше химическое сродство реагентов и тем более система реакционноспособна.

Следует подчеркнуть, что принципиальная возможность процесса далеко не всегда соответствует его практической реализуемости.

Нередко реакцию, для которой $\Delta G < 0$, провести не удастся. И наоборот, известны случаи, когда данное вещество, будучи термодинамически нестабильным ($\Delta G_f > 0$), практически не распадается. Это связано с ничтожной скоростью его разложения. Про такие вещества говорят, что они неустойчивы термодинамически, но устойчивы кинетически.

Однако при $\Delta G \ll 0$ и $\Delta G \gg 0$ можно с уверенностью говорить о возможности либо невозможности самопроизвольного протекания данного процесса.

В состоянии равновесия, когда ни один процесс не преобладает, $\Delta G = 0$.

Направление протекания химической реакции определяется совместным действием двух факторов:

- тенденцией к переходу системы в состояние с наименьшей внутренней энергией (в случае изобарных процессов — с наименьшей энтальпией);
- тенденцией к достижению наиболее вероятного состояния т. е.

$$\Delta G = \Delta H - T\Delta S,$$

где ΔH — изменение энтальпии химической реакции, ΔS — изменение энтропии химической реакции, T — температура, К.

Для ΔG и ΔS справедливо утверждение, аналогичное рассмотренному выше для ΔH .



Изменение энтропии системы в результате химической реакции ΔS равно сумме энтропий продуктов реакции за вычетом суммы энтропий исходных веществ.

То есть для стандартных условий

$$\Delta S_{x,p}^{\circ} = \sum (v_i \cdot \Delta S_{fi}^{\circ}) \text{ продуктов реакции} - \sum (v_i \cdot \Delta S_{fi}^{\circ}) \text{ исходных веществ.}$$



Изменение энергии Гиббса системы в результате химической реакции (ΔG) равно сумме энергий Гиббса образования продуктов реакции за вычетом суммы энергий Гиббса образования исходных веществ.

$$\Delta G_{x,p}^{\circ} = \sum (v_i \cdot \Delta G_{fi}^{\circ}) \text{ продуктов реакции} - \sum (v_i \cdot \Delta G_{fi}^{\circ}) \text{ исходных веществ.}$$

В таблицах термодинамических величин (констант) наряду со стандартными теплотами образования веществ (ΔH_f°) приводятся значения стандартных энтропий (ΔS_f°) и энергий Гиббса (ΔG_f°) образования различных веществ, а также ΔG° для ряда реакций (см., например, табл. 10, «Справочные материалы»)²².

При расчете изменения энергии Гиббса при температуре, отличающейся от стандартной, пользуются выражением

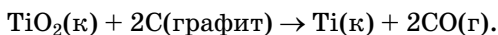
$$\Delta G_T = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ,$$

причем в данном случае допустимы приближения:

$$\Delta H_T = \Delta H_{298}^\circ; \quad \Delta S_T = \Delta S_{298}^\circ.$$

П Р И М Е Р

Пользуясь справочными данными, установите, возможно ли при температурах 298 и 2500 К восстановление диоксида титана до свободного металла по схеме



Зависимостью ΔH° и S° от температуры можно пренебречь.

Р е ш е н и е.

1. $\Delta G_{\text{x.p.}}^\circ = \sum(\nu_i \cdot \Delta G_{fi}^\circ)$ продуктов реакции –
– $\sum(\nu_i \cdot \Delta G_{fi}^\circ)$ исходных веществ.

В табл. 10, «Справочные материалы», находим значения при 298 К:

$$\Delta G_{298}^\circ(\text{TiO}_2(\kappa)) = -888,6;$$

$$\Delta G_{298}^\circ(\text{C}(\text{графит})) = 0;$$

$$\Delta G_{298}^\circ(\text{Ti}(\text{г})) = 0;$$

$$\Delta G_{298}^\circ(\text{CO}(\kappa)) = -137,1.$$

Тогда $\Delta G_{\text{x.p.}}^\circ = 2(-137,1) - (-888,6) = 614,4 \text{ кДж}$.

Поскольку $\Delta G_{\text{x.p.}}^\circ \gg 0$, восстановление $\text{TiO}_2(\kappa)$ при 298 К (25°C) невозможно.

2. Для расчета ΔG_{2500}° воспользуемся уравнением $\Delta G_T = \Delta H^\circ - T\Delta S^\circ$, при этом в соответствии с условием задачи используем значения ΔH° и ΔS° при 298 К.

²² Значения (ΔG_f°) простых веществ (как и (ΔH_f°) последних) принимают равными нулю. Стандартные энтропии простых веществ (S), даже находящихся в кристаллическом состоянии, всегда больше нуля.

В табл. 11, «Справочные материалы», находим значения при 298 К:

$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{TiO}_2(\kappa)) = -943,9 \text{ кДж/моль};$$

$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{C(графит)}) = 0;$$

$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{Ti}(\kappa)) = 0;$$

$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{CO}(\text{г})) = -110,6 \text{ кДж/моль}.$$

$$S_{298}^{\circ}(\text{TiO}_2(\kappa)) = 50,3 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S_{298}^{\circ}(\text{C(графит)}) = 5,7 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S_{298}^{\circ}(\text{Ti}(\kappa)) = 30,6 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К};$$

$$S_{298}^{\circ}(\text{CO}(\text{г})) = 197,5 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}.$$

Тогда для рассматриваемой реакции

$$\Delta H_{\text{x.p.}}^{\circ} = 2(-110,5) - (943,9) = 722,9 \text{ кДж};$$

$$\begin{aligned} \Delta S_{\text{x.p.}}^{\circ} &= 30,6 + 2(197,5) - 50,3 - 2(5,7) = \\ &= 425,6 - 61,7 = 363,9 \text{ Дж/К} = 0,3639 \text{ Дж/К}; \end{aligned}$$

$$\Delta G_{2500}^{\circ} = 722,9 - 2500(0,3639) = 722,9 - 909,8 = -186,9 \text{ кДж}.$$

Таким образом, $\Delta G_{2500}^{\circ} \ll 0$, поэтому восстановление $\text{TiO}_2(\kappa)$ графитом при 2500 К возможно.

Ответ: восстановление диоксида титана $\text{TiO}_2(\kappa)$ графитом при 2500 К возможно, а при 298 К (25°C) невозможно.

3.2. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

*Простота написания реакции
не означает легкости ее протекания.*

М. Х. Карапетьянц.
Введение в теорию химических процессов

Химические реакции могут протекать с самыми различными скоростями. Некоторые реакции заканчиваются за тысячные доли секунды (разложения взрывчатых веществ); продолжительность других реакций измеряется часами; реакции, идущие в земной коре, — геохимические процессы — совершаются в течение тысячелетий. Одна и та же реакция в зависимости от условий ее проведения может идти с различными скоростями.

Химическая термодинамика (см. выше) позволяет предсказать принципиальную возможность (или невозможность) самопроизвольного течения реакции, рассчитать равновесные концентрации реагирующих веществ. Однако этого еще недостаточно, чтобы предсказать реальную возможность химической реакции, определить

ее скорость и механизм и управлять процессом. Быстрота реакции часто не связана со значением ее энергии Гиббса.

Раздел физической химии, в котором изучается скорость химической реакции и влияние на нее различных факторов (концентрации реагирующих веществ, температуры, давления, света, катализаторов и др.), называется химической кинетикой. Иными словами:



Химическая кинетика — это учение о скоростях и механизмах химических реакций.

Зная скорость химической реакции (v), мы можем судить о том, как происходит превращение веществ, за какое время и какова экономическая эффективность их получения в промышленных масштабах.



Под *скоростью химической реакции* понимают изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени при неизменном объеме системы: $\bar{v} = \pm \Delta c / \Delta t$.

Обычно концентрацию выражают в моль/л, время — в секундах (или минутах).



Под *истинной скоростью химической реакции* понимают скорость реакции в данный момент времени: $v = \pm dc / dt$.

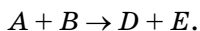
Скорость реакции всегда положительна. Изменение же концентраций исходных веществ отрицательно, так как концентрация исходных веществ уменьшается, поэтому в правой части уравнения ставят знак минус. Для продуктов реакции (их концентрация в ходе реакции увеличивается) производная, а значит, и скорость реакции положительны (знак плюс).

П Р И М Е Р

Исходная концентрация одного из реагирующих веществ составляла 1 моль/л, а через 4 с от начала реакции она стала 0,6 моль/л. Определите скорость данной химической реакции.

Р е ш е н и е.

Рассмотрим в общем виде скорость реакции, протекающей по уравнению



По мере расходования вещества A скорость реакции уменьшается (рис. 3.3). Отсюда следует, что скорость реакции может быть определена лишь для некоторых промежутков времени. Так как концентрация вещества A в момент времени t_1 измеряется величиной c_1 , а в момент t_2 — величиной c_2 , то за промежуток времени $\Delta t = t_2 - t_1$ изменение концентрации вещества составит $\Delta c = c_2 - c_1$, откуда определится средняя скорость реакции (\bar{v}):

$$\bar{v} = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta c}{\Delta t}.$$

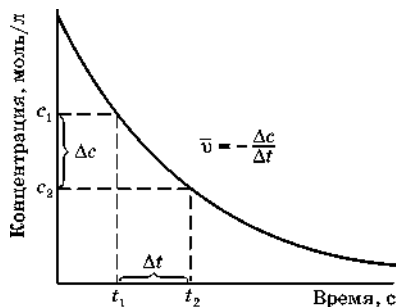


Рис. 3.3
Изменение концентрации реагирующего вещества во времени

Знак минус ставится потому, что, несмотря на убывание концентрации вещества A и, следовательно, на отрицательное значение разности $c_2 - c_1$, скорость реакции может быть только положительной величиной. Можно также следить за изменением концентрации одного из продуктов реакции — веществ D или E ; она в ходе реакции будет возрастать, а потому в правой части уравнения нужно ставить знак плюс. То есть в общем виде

$$\bar{v} = \pm \Delta c / \Delta t.$$

Для наших условий

$$v = -\frac{1 - 0,6}{4} = 0,1 \text{ моль/л} \cdot \text{с}.$$

Ответ: скорость данной химической реакции составит 0,1 моль/л·с.

Факторы, влияющие на скорость химической реакции

Скорость химической реакции зависит от:

- природы реагирующих веществ;
- условий протекания реакции;
- концентрации c ,
- температуры t ,
- присутствия катализаторов,
- некоторых других факторов (давления — в случае газовых реакций; измельчения — в случае твердых веществ; радиоактивного облучения и др.).

Влияние концентрации реагирующих веществ на скорость химической реакции. Закон действия масс

Зависимость скорости простых химических реакций от концентрации определяется основным законом химической кинетики — *законом действия масс* (или законом действующих масс; действующими массами называли ранее молярные концентрации реагирующих веществ). Закон формулируется следующим образом:



Скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ.

Для реакции $A + B \rightarrow D + E$

$$v = k \cdot C(A) \cdot C(B),$$

где $C(A)$ и $C(B)$ — молярные концентрации веществ A и B ; k — коэффициент пропорциональности, называемый константой скорости реакции.

Физический смысл константы скорости: k численно равна скорости реакции, при концентрациях реагирующих веществ $C(A) = C(B) = 1$ моль/л или при $C(A) \cdot C(B) = 1$ моль/л.

Константа скорости реакции k зависит от природы реагирующих веществ и от температуры, но не зависит от их концентрации. Для каждой данной реакции при постоянной температуре k является постоянной величиной.

Для более сложной реакции $aA + bB \rightarrow dD + eE$ кинетическое уравнение будет иметь следующий вид:

$$v = k \cdot Ca(A) \cdot Cb(B),$$

где a и b — коэффициенты в уравнении реакции.

Закон действия масс впервые был выражен К. Гульдбергом и П. Вааге (1867)²³.

Для реакций, происходящих между твердым веществом и газом или твердым веществом и жидкостью, данный закон неприменим, потому что концентрация твердого вещества внутри последнего не изменяется, твердое вещество реагирует только на своей поверхности.

²³ Закон действия масс строго выполняется лишь для идеальных газов и реакций в бесконечно разбавленных растворах; применим для реакций, протекающих между газообразными веществами и в жидкой фазе (в разбавленных растворах); неприменим для реакций между твердым веществом и газом или жидкостью.

П Р И М Е Р Ы

I. Как изменится скорость реакции $2\text{NO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}_2(\text{г})$, если концентрацию исходных веществ увеличить в 5 раз?

Р е ш е н и е.

1. Записываем математическое выражение для начальной скорости реакции $v_{\text{н}}$:

$$v_{\text{н}} = k \cdot C^2(\text{NO}) \cdot C(\text{O}_2).$$

2. Записываем математическое выражение для конечной скорости реакции (после увеличения концентрации исходных веществ) $v_{\text{к}}$:

$$\begin{aligned} v_{\text{к}} &= k \cdot (5C(\text{NO}))^2 \cdot 5C(\text{O}_2); \\ v_{\text{к}} &= k \cdot 5^2 C^2(\text{NO}) \cdot 5C(\text{O}_2) = 25 \cdot k \cdot C^2(\text{NO}) \cdot 5C(\text{O}_2). \end{aligned}$$

3. Найдем отношение $v_{\text{к}}/v_{\text{н}}$:

$$\frac{v_{\text{к}}}{v_{\text{н}}} = \frac{125k \cdot C^2(\text{NO}) \cdot C(\text{O}_2)}{k \cdot C^2(\text{NO}) \cdot C(\text{O}_2)} = 125.$$

Ответ: скорость реакции возрастет в 125 раз.

II. Как изменится скорость реакции $2\text{SO}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{SO}_3(\text{г})$, если уменьшить концентрацию реагирующих веществ в 3 раза?

Р е ш е н и е.

1. Записываем математическое выражение скорости реакции до изменения концентрации:

$$v_{\text{н}} = k \cdot C^2(\text{SO}_2) \cdot C(\text{O}_2).$$

2. Записываем выражение скорости реакции после изменения концентрации $v_{\text{к}}$:

$$v_{\text{к}} = k(1/3 \cdot C(\text{SO}_2))^2 \cdot 1/3 \cdot C(\text{O}_2),$$

или

$$v_{\text{к}} = k(1/3)^2 \cdot C^2(\text{SO}_2) \cdot 1/3 \cdot C(\text{O}_2) = 1/27 k \cdot C^2(\text{SO}_2) \cdot C(\text{O}_2).$$

3. Находим отношение:

$$\frac{v_{\text{к}}}{v_{\text{н}}} = \frac{1/27 k \cdot C^2(\text{SO}_2) \cdot C(\text{O}_2)}{k \cdot C^2(\text{SO}_2) \cdot C(\text{O}_2)} = 1/27.$$

Ответ: конечная скорость составляет 1/27 от начальной, т. е. скорость реакции уменьшится в 27 раз.

III. Как изменится скорость реакции $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{тв}) + 3\text{H}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{Fe}(\text{тв}) + 3\text{H}_2\text{O}(\text{г})$, если увеличить концентрацию реагирующих веществ в 2 раза?

Решение.

Известно, что в гетерогенной системе реакция протекает на поверхности твердой фазы и скорость реакции практически зависит не от ее концентрации, а от площади соприкосновения твердой фазы с жидкой или газообразной средой.

1. Запишем математическое выражение начальной скорости реакции:

$$v_{\text{н}} = k \cdot S(\text{Fe}_2\text{O}_3) \cdot C^3(\text{H}_2),$$

где S — площадь поверхности Fe_2O_3 .

Но k и S для системы — величины постоянные, и их произведение дает третью постоянную — $k \cdot S(\text{Fe}_2\text{O}_3) = k'$, тогда математическое выражение начальной скорости примет вид $v_{\text{н}} = k' \cdot C^3(\text{H}_2)$. Таким образом, в гетерогенной системе скорость реакции практически не зависит от концентрации твердой фазы.

2. Запишем математическое выражение конечной скорости реакции: $v_{\text{к}} = k' \cdot (2C(\text{H}_2))^3 = k' \cdot 2^3 \cdot C^3(\text{H}_2)$ или $v_{\text{к}} = 8 \cdot k' \cdot C^3(\text{H}_2)$.

3. Найдем соотношение:

$$\frac{v_{\text{к}}}{v_{\text{н}}} = \frac{8k' \cdot C^3(\text{H}_2)}{k' \cdot C^3(\text{H}_2)} = 8.$$

Ответ: скорость реакции возрастет в 8 раз.

IV. Как изменится скорость реакции $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{NO}(\text{г})$, если увеличить давление в системе в 3 раза?

Решение.

Данная система гомогенная, газовая. При увеличении давления объем системы уменьшается во столько раз, во сколько раз увеличивается давление, а это ведет к увеличению концентрации. Следовательно, влияние давления сводится к изменению концентрации.

1. Записываем математическое выражение для $v_{\text{н}}$:

$$v_{\text{н}} = k \cdot C(\text{H}_2) \cdot C(\text{O}_2).$$

2. Записываем выражение для $v_{\text{к}}$:

$$v_{\text{к}} = k \cdot 3C(\text{N}_2) \cdot 3C(\text{O}_2) = 9 \cdot k \cdot C(\text{N}_2) \cdot C(\text{O}_2).$$

3. Находим отношение v_H и v_K :

$$\frac{v_K}{v_H} = \frac{9k \cdot C(N_2) \cdot C(O_2)}{k \cdot C(N_2) \cdot C(O_2)} = 9.$$

Ответ: скорость реакции возрастет в 9 раз.

Влияние температуры на скорость химической реакции. Правило Вант-Гоффа

Зависимость скорости реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа²⁴.



При повышении температуры на каждые 10°C скорость большинства реакций увеличивается в 2–4 раза.

Математически эта зависимость выражается соотношением

$$v_{t_2} = v_{t_1} \cdot \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где v_{t_2} и v_{t_1} — скорости реакции соответственно при начальной (t_1) и конечной (t_2) температурах; γ — температурный коэффициент скорости реакции.

Физический смысл γ : γ показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции с повышением температуры реагирующих веществ на 10°C.

П Р И М Е Р Ы

I. Как изменится скорость некоторой реакции при повышении температуры от 50 до 80°C ($\gamma = 2$)?

Решение.

$$v_K = v_H \cdot \gamma^{\frac{80 - 50}{10}},$$

отсюда

$$\frac{v_K}{v_H} = 2^{\frac{80 - 50}{10}},$$

т. е. $v_K/v_H = 2^3 = 8$.

Ответ: скорость реакции возрастет в 8 раз.

II. Как изменится скорость некоторой реакции при понижении температуры от 100 до 70°C ($\gamma = 3$)?

²⁴ Правило Вант-Гоффа является приближенным. «Это весьма полезное правило. Оно справедливо лишь в грубом приближении» (Л. Полинг).

Р е ш е н и е.

$$v_K = v_H \cdot \gamma^{\frac{70-100}{10}},$$

отсюда

$$\frac{v_K}{v_H} = 3^{\frac{70-100}{10}} = 3^{-3} = 1/27.$$

Ответ: конечная скорость реакции составит 1/27 от начальной, т. е. уменьшится в 27 раз.

III. При температуре 50°C некоторая реакция заканчивается за 5 мин. За сколько времени закончится эта же реакция при температуре 100°C ($\gamma = 2$)?

Р е ш е н и е.

1. Известно, что время и скорость реакции находятся в обратно пропорциональной зависимости

$$\frac{\tau_H}{\tau_K} = \frac{v_K}{v_H},$$

где τ_H и τ_K — начальное и конечное время реакции, отсюда

$$\tau_K = \frac{\tau_H \cdot v_H}{v_K}.$$

2. В полученное выражение подставим значение v_K из правила Вант-Гоффа и получим

$$\tau_K = \frac{\tau_H}{\gamma^{\frac{t_K - t_H}{10}}}.$$

3. Подставив цифровые значения в полученную формулу, найдем время, за которое закончится реакция при 100°C:

$$\tau_K = \frac{5 \text{ мин}}{2^{\frac{100-50}{10}}} = \frac{5 \text{ мин}}{2^5} = \frac{5 \text{ мин}}{32} = 0,156 \text{ мин}.$$

Ответ: реакция закончится за 0,156 мин (9,375 с).

Влияние присутствия катализатора на скорость химической реакции

Наиболее мощным средством интенсификации химических реакций является применение катализаторов. В настоящее время получение до 80% различных химических веществ основано на каталитических процессах.



Катализаторами называются вещества, изменяющие скорость химических реакций.

Катализатор в реакциях не расходуется и в конечные продукты не входит.

Одни катализаторы сильно ускоряют реакцию — положительный катализ, или просто катализ, другие — замедляют — отрицательный катализ, или ингибирование.



Химические реакции, протекающие при участии катализаторов, называют каталитическими.

Каталитическая активность и селективность (избирательность) катализаторов могут быть весьма различны.

Следует отметить важные особенности катализаторов:

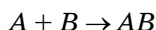
- они не влияют на термодинамику реакции — не изменяют энтакпию и энергию Гиббса реакции (т. е. если ΔG реакции > 0 , то присутствие катализатора не сделает ее самопроизвольной) (см. выше);
- катализаторы увеличивают константу скорости химической реакции (см. выше);
- катализаторы могут ускорять наступление химического равновесия, но не влияют на константу равновесия (см. ниже).

Различают два вида катализа: гомогенный (однородный) и гетерогенный (неоднородный) катализ.

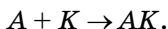
При *гомогенном* катализе реагирующие вещества и катализатор образуют однофазную систему — газовую или жидкую, между катализатором и реагирующими веществами отсутствует поверхность раздела. Например, каталитическое разложение пероксида водорода в присутствии раствора солей (жидкая фаза). Для гомогенного катализа установлено, что скорость химической реакции пропорциональна концентрации катализатора.

При *гетерогенном* катализе реагирующие вещества и катализатор образуют систему из разных фаз. В этом случае между катализатором и реагирующими веществами существует поверхность раздела. Обычно катализатор — твердое вещество, а реагирующие вещества — газы или жидкости. Примерами могут служить окисление аммиака (газообразная фаза) в присутствии платины (твердая фаза) или разложение пероксида водорода (жидкая фаза) в присутствии угля или оксида марганца (IV) (твердая фаза). Все реакции при гетерогенном катализе протекают на поверхности катализатора. Поэтому активность твердого катализатора зависит и от свойств его поверхности (размера, химического состава, строения и состояния).

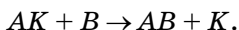
Механизм действия катализатора зависит от типа реакции, однако его обычно объясняют образованием промежуточного соединения (*активированного комплекса*) с одним из реагирующих веществ. Так, если медленно протекающую реакцию



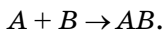
вести в присутствии катализатора K , то катализатор вступает в химическое взаимодействие с одним из исходных веществ, образуя непрочное промежуточное соединение:



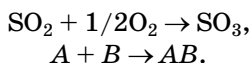
Реакция протекает быстро, так как энергия активации этого процесса мала. Затем промежуточное соединение AK взаимодействует с другим исходным веществом, при этом катализатор высвобождается:



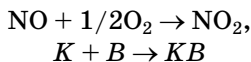
Энергия активации этого процесса также мала, а потому реакция протекает с достаточной скоростью. Если теперь оба процесса, протекающих одновременно, суммировать, то получим окончательное уравнение быстро протекающей реакции:



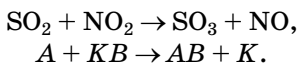
Приведем конкретный пример — окисление SO_2 в SO_3 с участием катализатора NO (это гомогенный катализ, все реагирующие вещества — газы):



Эта реакция протекает медленно. Но при введении катализатора образуется промежуточное соединение



и далее



Более сложен механизм гетерогенного катализа.

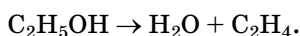
Поверхность катализатора неоднородна. На ней имеются так называемые активные центры, на которых главным образом и протекают каталитические реакции (путем дозировки каталитического яда и измерения снижения каталитической активности число

активных центров на поверхности катализатора может быть определено). Реагирующие вещества адсорбируются на этих центрах, в результате чего увеличивается концентрация их на поверхности катализатора. А это отчасти приводит к ускорению реакции. Но главной причиной возрастания скорости реакции является сильное повышение химической активности адсорбированных молекул. Под действием катализатора у адсорбированных молекул ослабляются связи между атомами и молекулы становятся более реакционноспособными. Вопрос о природе (строении) активных центров находится в стадии изучения.

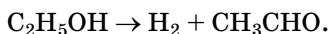
Некоторые вещества снижают или полностью уничтожают активность твердого катализатора. Такие вещества называются *каталитическими ядами*. В качестве примера можно привести соединения мышьяка, ртути, свинца, цианистые соединения, к которым особенно чувствительны платиновые катализаторы. В производственных условиях реагирующие вещества подвергаются очистке от каталитических ядов, а уже отравленные катализаторы регенерируют.

Однако имеются и такие вещества, которые усиливают действие катализаторов данной реакции, хотя сами катализаторами не являются. Эти вещества называются *промоторами* (промотирование платиновых катализаторов добавками железа, алюминия и др.).

Селективность катализаторов можно продемонстрировать на примере этанола. В присутствии катализатора оксида алюминия Al_2O_3 при 300°C из этилового спирта получают воду и этилен:



При той же температуре, но в присутствии мелко раздробленной меди, из этилового спирта образуются водород и уксусный альдегид:



Опыт показывает, что для каждой реакции можно подобрать свой оптимальный катализатор.

Следует отметить, что единой теории катализа к настоящему времени не разработано, отсутствуют критерии подбора гетерогенных катализаторов.

«К сожалению, об истинной природе каталитической активности известно так мало, что катализаторы подбирают преимущественно эмпирически. Испытание каталитических реакций... производят опытным путем, практически проверяя их эффективность» (Л. Полинг).

Интересно, что роль катализатора может играть не только конкретное химическое соединение, но и сам химический процесс — известны автокаталитические реакции, в которых конечный продукт ускоряет процесс, т. е. сам становится катализатором. Автокаталитической является, например, рассмотренная ниже реакция Белоусова–Жаботинского (см. разд. 3.5.1).

Биокатализ

Огромную роль играют биологические катализаторы — *ферменты*. Ферменты известны давно, их широко использовали в древности (в виноделии, хлебопечении, сыроварении и др.).

Ферменты — вещества белковой природы; они обладают общими свойствами, характерными для всех катализаторов, однако функционируют в рамках живых систем и при низких температурах живого организма и отличаются чрезвычайно высокой активностью и селективностью. В организме человека, например, присутствуют около 30 тыс. различных ферментов.

Таким образом, ферментативный катализ — биокатализ — является основой химии живого и тесно связан с проблемой биогенеза — происхождения жизни. В рамках нового направления химической науки — эволюционной химии — лежат представления о решающей роли именно катализа при переходе от химических систем (неживых) к биологическим системам (живым).

3.3. РАВНОВЕСНЫЕ СИСТЕМЫ. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Состояние равновесия должно быть, по-видимому, симметричным.

Г. Вейль,
американский математик и философ

Важным и интересным качественным принципом, относящимся к химическому равновесию, является принцип Ле Шателье.

Л. Полинг, дважды лауреат
Нобелевской премии

3.3.1. ОБРАТИМЫЕ И НЕОБРАТИМЫЕ РЕАКЦИИ

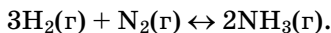
Химические реакции можно подразделить:

- на необратимые (протекают до конца);
- обратимые (заканчиваются установлением химического равновесия).



Обратимыми называются такие реакции, которые одновременно протекают в двух взаимно противоположных направлениях.

Классическим примером обратимой реакции может служить реакция синтеза аммиака



Обратимые реакции заканчиваются установлением *химического равновесия* (в этом случае ставят знак \leftrightarrow).

Любое химическое равновесие характеризуется:

- равенством скоростей прямой и обратной реакций ($\bar{v} = \bar{v}$);
- равновесными значениями концентраций реагирующих веществ и продуктов реакции, которые постоянны во времени (при условии постоянства давления и температуры). Для реакции $A + B \leftrightarrow C + D$ равновесные концентрации будут обозначаться: $[A]$, $[B]$, $[C]$ и $[D]$;
- динамичностью, т. е. способностью самопроизвольно восстанавливаться после небольших смещений, вызванных временными отклонениями температуры или давления от заданного значения (принцип Ле Шателье);
- возможностью достижения равновесия как со стороны исходных веществ, так и продуктов реакции: $C + D \leftrightarrow A + B$;
- минимальными значениями свободных энергий Гиббса или Гельмгольца и максимальным значением энтропии.

На состояние химического равновесия влияют:

- концентрация реагирующих веществ;
- температура;
- давление — для газообразных веществ.

3.3.2.

СМЕЩЕНИЕ РАВНОВЕСИЯ. ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬЕ

При изменении одного из вышеприведенных параметров в уже равновесной системе равновесие нарушается, при этом снова начинают протекать прямая и обратная реакции и устанавливается новое равновесное состояние уже при других равновесных концентрациях.



Переход реакционной системы от одного равновесного состояния к другому называется смещением или сдвигом химического равновесия.

Принцип Ле Шателье, или принцип подвижного равновесия, формулируется следующим образом:

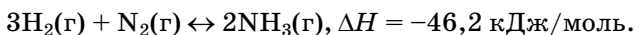


Если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, производится какое-либо внешнее воздействие (изменяется концентрация, температура, давление), то система будет реагировать так, чтобы это воздействие уменьшить.

Способы смещения равновесия в желаемом направлении, основанные на принципе Ле Шателье, играют огромную роль в химии. Синтез аммиака и многие другие промышленные процессы были освоены благодаря применению способов смещения равновесия в направлении, обеспечивающем высокий выход получаемого вещества.

П Р И М Е Р Ы

1. Поясним это на примере синтеза аммиака:



Если внешнее воздействие выражается в увеличении концентрации N_2 или H_2 , то оно благоприятствует реакции, вызывающей уменьшение концентрации этих веществ, и, следовательно, равновесие сместится в сторону образования NH_3 . Соответственно, увеличение концентрации NH_3 смещает равновесие в сторону исходных веществ.

Поскольку прямая реакция протекает с выделением теплоты, повышение температуры смеси благоприятствует протеканию реакции с поглощением теплоты, и равновесие сместится в сторону исходных веществ; понижение температуры вызовет смещение равновесия в сторону продукта реакции.

Чтобы определить влияние давления на смещение равновесия, необходимо подсчитать число молей в левой и правой частях уравнения. Для газообразных веществ число молей соответствует их объемам (см. «Материал для повторения»).

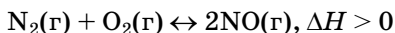
В нашем примере в левой части уравнения содержатся $3 + 1 = 4$ моля газов (исходные вещества), а в правой — 2 моля (продукт реакции). Поскольку увеличение давления благоприятствует процессу, ведущему к уменьшению объема, то в данном случае равновесие смещается в сторону продукта реакции. Очевидно, что уменьшение давления сместит равновесие в сторону исходных веществ.

Используя краткую запись:

- 1) $C(N_2) \uparrow$, равновесие сместится \rightarrow ;
- 2) $C(H_2) \uparrow$, равновесие сместится \rightarrow ;
- 3) $C(NH_3) \uparrow$, равновесие сместится \leftarrow ;
- 4) t° системы \uparrow , равновесие сместится \leftarrow ;
- 5) P системы \uparrow , равновесие сместится \rightarrow .

Таким образом, для увеличения выхода аммиака данную реакцию необходимо проводить при невысоких температурах, под давлением, с постоянным отведением NH_3 из сферы реакции. Однако в реальных условиях данную реакцию ведут при температуре $\approx 500^\circ C$, так как при низких температурах состояние равновесия достигается за несколько суток.

2. Для уравнения



- 1) $C(N_2) \uparrow$, равновесие сместится \rightarrow ;
- 2) $C(O_2) \uparrow$, равновесие сместится \rightarrow ;
- 3) $C(NO) \uparrow$, равновесие сместится \leftarrow ;
- 4) t° системы \uparrow , равновесие сместится \rightarrow ;

5) изменение давления в системе не влияет на смещение равновесия, так как число молей (объемов) газообразных веществ в правой и левой частях уравнения одинаково.

Следует заметить, что все катализаторы одинаково ускоряют как прямую, так и обратную реакции и поэтому на смещение равновесия влияния не оказывают, а только способствуют более быстрому его достижению.

Способы смещения равновесия в желаемом направлении, основанные на принципе Ле Шателье, играют огромную роль в химии. Синтез аммиака и многие другие промышленные процессы были освоены благодаря применению способов смещения равновесия в направлении, обеспечивающем высокий выход получаемого вещества.

3.3.3.

КОНСТАНТА РАВНОВЕСИЯ И ЕЕ ФИЗИЧЕСКИЙ СМЫСЛ

В соответствии с законом действия масс (см. разд. 3.2) для некоторой обратимой реакции



скорость прямой реакции равна

$$\bar{v} = k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b,$$

скорость обратной реакции

$$\bar{v} = k_2 \cdot [E]^e \cdot [D]^d.$$

Для обратимых реакций $\bar{v} = \bar{v}$ или $k_1 \cdot [A]^a \cdot [B]^b = k_2 \cdot [E]^e \cdot [D]^d$ преобразуем данное выражение:

$$\frac{k_1}{k_2} = K_C = \frac{[E]^e \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b},$$

где K_C — константа равновесия данного уравнения.

Приведенное математическое выражение нередко называют законом действия масс для обратимой химической реакции: отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции к произведению концентраций исходных веществ есть величина постоянная при постоянной температуре²⁵.

Для реакций, протекающих между газообразными веществами, константу равновесия выражают через парциальные давления компонентов:

$$K_p = \frac{[p_E]^e \cdot [p_D]^d}{[p_A]^a \cdot [p_B]^b}.$$

Физический смысл K_C (K_p): константа равновесия характеризует глубину протекания реакции в момент достижения состояния равновесия. Чем больше эта константа, тем полнее произошло взаимодействие веществ. Если K_C (или K_p) > 1 , то содержание продуктов превышает содержание реагентов и реакция идет в прямом направлении.



Если значение K_C (или K_p) очень велико, то реагенты практически нацело превращаются в продукты реакции.

Соотношение между константой равновесия реакции и изменением стандартных свободных энергий Гиббса и Гельмгольца имеет следующий вид:

$$\Delta G^0 = -RT \ln K_p \text{ и } \Delta A^0 = -RT \ln K_C.$$

Откуда следует, что

$$K_p = e^{-\Delta G^0 / RT} \text{ и } K_C = e^{-\Delta A^0 / RT}.$$

²⁵ Как упоминалось выше, в выражение закона действия масс входят концентрации только газообразных и жидких фаз (растворов).

3.4. ФАЗОВЫЕ РАВНОВЕСИЯ. ПРАВИЛО ФАЗ ГИББСА

«Гетерогенные равновесия» — так называли салаты, приготовленные Гиббсом. Лучшее него никто в семье салаты не готовил.

(Дж. У. Гиббс — один из «галереи славы» великих американцев)

Б. Д. Степин, Л. Ю. Аликберова.
Книга по химии для домашнего чтения

Молекулы твердых и жидких тел при любой температуре могут переходить в газообразную фазу. Переход жидкости в газообразное состояние называется *испарением*. Обратный переход вещества из газового состояния в жидкое называется *конденсацией*.

Переход вещества из твердого состояния в газообразное называется *сублимацией*, обратный процесс можно назвать *десублимацией*.

Возможен переход вещества из твердого состояния в жидкое — *плавление* и из жидкого в твердое — *кристаллизация*.

Все эти процессы, при которых вещества без изменения химического состава переходят из одного состояния в другое, называются *фазовыми переходами*.

Под *фазой* понимают однородную часть системы, обладающую одинаковым составом, физическими и химическими свойствами и отделенную от других частей системы поверхностью раздела.

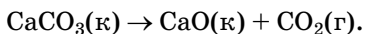
Так, в системе, состоящей из жидкой воды и льда, две фазы: одна фаза жидкая, другая — твердая. Причем лед может быть или в виде крупного куска, или в виде нескольких мелких кусочков — все равно это одна твердая фаза. Смесь газов в закрытом сосуде — система однофазная. Насыщенный раствор соли в воде — система трехфазная: пар над раствором — это одна фаза, жидкий раствор — другая и кристаллы соли — третья.

Системы, состоящие из нескольких фаз, называют гетерогенными, из одной фазы — гомогенными.

В некоторых случаях между фазами гетерогенной системы устанавливается равновесие, которое называют *фазовым равновесием*. Примером фазового равновесия является состояние системы «вода — насыщенный пар». При постоянной температуре давление насыщенного пара над жидкостью также будет постоянным, так как при равновесии скорость испарения равна скорости конденсации. В насыщенном растворе соли в равновесии находятся жидкий раствор и кристаллы. Здесь скорость растворения равна скорости кристаллизации.

Гетерогенная система может состоять из одного или нескольких компонентов. Компонентом является каждое содержащееся в системе химически индивидуальное вещество, которое может быть выделено из нее и может существовать вне ее. Например, в водном растворе хлорида натрия компонентами являются вода и хлорид натрия. Ионы же натрия и хлора не могут считаться компонентами, так как они не существуют как отдельные вещества.

Если между веществами гетерогенной системы возможна одна химическая реакция, то число компонентов равно числу веществ, участвующих в реакции, минус единица. Так, в гетерогенной системе, состоящей из CaO , CaCO_3 и CO_2 , число компонентов равно двум, так как возможна реакция



В системе, где происходит реакция $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{г}) \rightarrow 2\text{HI}(\text{г})$, компонентов тоже два, так как при достижении равновесия содержание любого из веществ определяется содержанием двух других.

Равновесие в гетерогенных системах зависит от давления, температуры и концентрации. Эти параметры можно иногда изменять (в известных пределах) без нарушения равновесия. Например, если при постоянной температуре сжимать насыщенный пар (увеличивать давление), то система все равно останется двухфазной — пар и жидкость. Охлаждение насыщенного раствора соли приведет к дополнительному выпадению кристаллов, но двухфазность системы сохранится.

Число условий (температура, давление, концентрация), которые можно менять произвольно (в известных пределах), не изменяя числа и вида фаз системы, получило название числа степеней свободы. Соотношение между числом фаз, компонентов и степеней свободы в равновесной гетерогенной системе было получено Гиббсом в 1876 г., это соотношение называется *правилом фаз*:

$$C = K - \Phi + 2,$$

где C — число степеней свободы, K — число компонентов, Φ — число фаз.

Это уравнение учитывает влияние на равновесие только двух внешних факторов — температуры и давления. Если на равновесие оказывают влияние и другие факторы, например электрическое поле, то уравнение Гиббса принимает такой вид:

$$C = K - \Phi + 3,$$

или в общем виде

$$C = K - \Phi + n,$$

где n — число внешних факторов, влияющих на равновесие системы.

3.5. НЕРАВНОВЕСНЫЕ СИСТЕМЫ

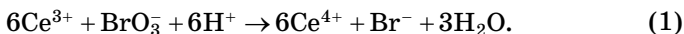
3.5.1. КОЛЕБАТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Материя становится «активной»: она порождает необратимые процессы, а необратимые процессы организуют материю.

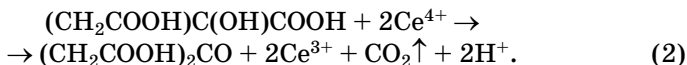
И. Р. Пригожин,
бельгийский физик и физикохимик,
один из создателей неравновесной термодинамики, лауреат Нобелевской премии

Из традиционной химии известно, что химические реакции могут быть необратимыми либо обратимыми.

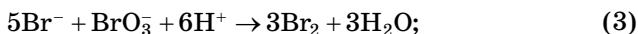
Колебательные реакции впервые были открыты Б. П. Белоусовым (1951). Он установил, что при смешивании водных растворов триоксобромата калия и лимонной кислоты и добавлении небольшого количества серной кислоты и сульфата церия раствор начинает в строго определенные интервалы времени то принимать желтую окраску, то обесцвечиваться. Вначале происходит окисление ионов Ce^{3+} сульфата церия бромат-анионами BrO_3^- :



Ионы Ce^{4+} окрашивают раствор в желтый цвет. Затем катионы Ce^{4+} окисляют лимонную кислоту $(CH_2COOH)C(OH)COOH$ в ацетондикарбоновую кислоту $(CH_2COOH)_2CO$:



Эта реакция вызывает обесцвечивание раствора. Появившиеся ионы Br^- тотчас же взаимодействуют с триоксоброматными ионами BrO_3^- с образованием брома Br_2 , который немедленно окисляет катионы Ce^{3+} :



Реакции (1), (3) и (4) протекают быстро и вызывают внезапное появление желтой окраски раствора, вызванной присутствием катионов Ce^{4+} . Затем раствор вновь обесцвечивается.

Аналогичная реакция протекает в растворе серной и малоновой кислот, сульфата церия и бромида калия при добавлении в качестве индикатора ферроина. Как только все эти вещества сливают в пробирку, раствор начинает менять цвет с красного, означающего избыток Ce^{3+} , на голубой, соответствующий избытку Ce^{4+} .

«Ведь что в самом деле происходит? Основа колебательной реакции — наличие двух типов молекул, способных превращаться друг в друга. Назовем один из них *A* (красные молекулы), другой — *B* (синие). Мы привыкли думать, что химическая реакция — это хаотические, происходящие наобум столкновения частиц. По этой логике взаимные превращения *A* и *B* должны приводить к усредненному цвету раствора со случайными вспышками красного и синего. Но когда условия далеки от равновесных, происходит совершенно иное: раствор в целом становится красным, потом синим, потом снова красным. Получается, будто молекулы как бы устанавливают связь между собой на больших, макроскопических расстояниях через большие, макроскопические отрезки времени. Появляется нечто похожее на сигнал, по которому все *A* или все *B* реагируют разом. Такое поведение традиционно приписывалось только живому — теперь же ясно, что оно возможно и у систем сравнительно простых, „неживых“» (Н. Н. Семенов, лауреат Нобелевской премии, автор теории разветвленных цепных реакций).

Такие реакции стали называть «химическими часами», так как ритм реакции (зависящий от концентрации раствора и температуры) четко сохраняется.

При жизни Белоусова результат не был опубликован, поскольку условием публикации было требование теоретического объяснения механизма явления. Никто из химиков не хотел в них поверить — в начале 1950-х гг. это казалось невозможным. Лишь в 1980 г. Белоусов был отмечен Ленинской премией в области химии.

Понимание механизма происходящей реакции было достигнуто в работах А. М. Жаботинского (1964), исследовавшего много сходных процессов. Реакция Белоусова–Жаботинского показала, что вдали от состояния равновесия вещество обретает новые свойства, причем уравнения, описывающие этот процесс, совпали с уравнениями автоколебательных систем.

Сейчас реакция Белоусова–Жаботинского изучается, вошла в учебники и явилась толчком к развитию новой области науки — эволюционной химии (см. выше), меняющей мировоззрение эпохи.

Подходы к проблеме химической эволюции рассматривались И. Р. Пригожиным и А. П. Руденко и были основаны на неравновесной термодинамике. Пригожин исследовал макросистемы с целью доказательства возможности самоорганизации. Руденко исследовал самоорганизацию макросистем с целью воссоздания хода химической эволюции через отбор для выяснения биогенеза.

3.5.2. ОТЛИЧИЕ НЕРАВНОВЕСНОЙ СТРУКТУРЫ ОТ РАВНОВЕСНОЙ

Отличия неравновесной структуры от равновесной заключаются в следующем:

- система реагирует на внешние условия (гравитационное поле и т. д.);
- поведение случайно и не зависит от начальных условий, но зависит от предыстории;
- приток энергии создает в системе порядок, и, стало быть, энтропия ее уменьшается;
- наличие бифуркации — переломной точки в развитии системы;
- когерентность: система ведет себя как единое целое и как если бы она была вместилищем дальнодействующих сил (такая гипотеза присутствует в физике). Несмотря на то что силы молекулярного взаимодействия являются короткодействующими (действуют на расстоянии порядка 10^{-8} см), система структурируется так, как если бы каждая молекула была «информирована» о состоянии системы в целом.

Таблица 3.1

Поведение системы в неравновесной и равновесной областях

Неравновесная область	Равновесная область
1. Система «адаптируется» к внешним условиям, изменяя свою структуру	1. Для перехода из одной структуры к другой требуются сильные возмущения или изменения граничных условий
2. Множественность стационарных состояний	2. Одно стационарное состояние
3. Чувствительность к флуктуациям (небольшие влияния приводят к большим последствиям, внутренние флуктуации становятся большими)	3. Нечувствительность к флуктуациям
4. Неравновесность — источник порядка (все части действуют согласованно) и сложности	4. Молекулы ведут себя независимо друг от друга
5. Фундаментальная неопределенность поведения системы	5. Поведение системы определяют линейные зависимости

Различают также области равновесности и неравновесности, в которых может пребывать система. Ее поведение при этом существенно меняется, что представлено в табл. 3.1.

Изучение поведения систем вдали от состояния равновесия имеет большое значение для понимания сущности явления катализа, законов периодических процессов, протекающих в живых организмах (биологические ритмы), а также для использования таких систем в химической технологии и других отраслях науки и техники в недалеком будущем.

Можно сказать, что неравновесные структуры — переход к живому, но еще нет воспроизводства.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

ТЕМА 3.1. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ

1. Что изучает наука термодинамика?
2. Каковы основные понятия, определения термодинамики?
3. Сформулируйте I закон термодинамики и дайте его математическое выражение. Почему он имеет несколько формулировок?
4. Что изучает термохимия?
5. Что называется тепловым эффектом химической реакции? В каких единицах он выражается?
6. Дайте определения эндо- и экзотермическим реакциям.
7. Дайте определение понятию «энтальпия».
8. Что понимают под теплотой (энтальпией) образования сложного вещества?
9. Что понимают под стандартной теплотой (энтальпией) образования сложного вещества?
10. Для чего необходимы таблицы стандартных термодинамических величин (ΔH_{298}° , ΔG_{298}° , ΔS_{298}°) различных веществ?
11. Сформулируйте закон Гесса.
12. Какова формулировка 1-го следствия из закона Гесса?
13. Какова формулировка 2-го следствия из закона Гесса?
14. Каковы особенности записи термодинамического уравнения реакции?
15. Понятие о II законе термодинамики.
16. Дайте определение самопроизвольным и несамопроизвольным процессам.
17. Поясните понятие «энтропия». Как изменяется энтропия при переходе твердого вещества в жидкое и газообразное?
18. Что определяет изобарно-изотермический потенциал ΔG_{298}° (энергия Гиббса)?
19. Каким образом вычисляют изменение изобарно-изотермического потенциала (энергии Гиббса) в результате химической реакции:
 - а) в стандартных условиях (ΔG_{298}°);
 - б) при температуре, отличающейся от стандартной (ΔG_T°)?

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

ТЕМА 3.2. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ.

ТЕМА 3.3. РАВНОВЕСНЫЕ СИСТЕМЫ.

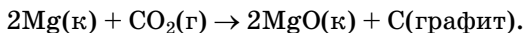
ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

1. Как определяют скорость химической реакции?
2. В чем отличие понятий «средней» и «истинной» скорости реакций?
3. Какова размерность скорости химической реакции?
4. Приведите формулировку основного закона химической кинетики (закон действия масс).
5. Каков физический смысл константы скорости химической реакции?
6. Какие факторы влияют на скорость химической реакции?
7. Какова зависимость скорости химической реакции от температуры? Сформулируйте правило Вант-Гоффа.
8. Что представляет собой температурный коэффициент скорости реакции? В каких пределах он изменяется?
9. Катализ. Гомогенный и гетерогенный катализ.
10. Каковы представления о механизме катализа?
11. Какие вещества называют катализаторами? С какой целью их используют в химических реакциях?
12. Какие вещества называют промоторами и ингибиторами катализа? Что представляют собой каталитические яды?
13. В чем разница между необратимыми и обратимыми реакциями? Какие реакции называют обратимыми?
14. Что называется состоянием химического равновесия? Прекращаются ли химические реакции в состоянии равновесия?
15. Какими факторами характеризуется состояние химического равновесия?
16. Какие факторы влияют на состояние химического равновесия?
17. Сформулируйте закон действия масс для обратимой химической реакции.
18. Каков физический смысл константы химического равновесия? От каких факторов она зависит?
19. Как вычисляют K_c и K_p ? В чем их отличие?
20. Сформулируйте правило Ле Шателье.
21. Каково влияние катализатора на равновесную систему?
22. Сформулируйте правило фаз Гиббса.
23. Опишите колебательные реакции. Каково их значение для дальнейшего развития химии?

ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

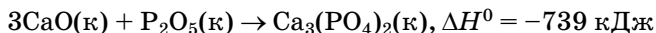
ТЕМА 3.1. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ

1. Вычислите ΔH^0 реакции



Ответ: ΔH^0 реакции = $-810,1$ кДж.

2. Исходя из теплового эффекта реакции

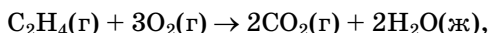


определите ΔH_{298}° ортофосфата кальция, если

$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{P}_2\text{O}_5(\text{к})) = -1492 \text{ кДж}.$$

Ответ: $-4137,5 \text{ кДж/моль}$.

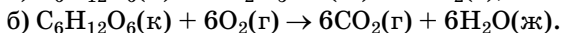
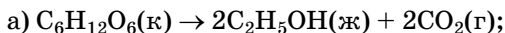
3. Определите, сколько теплоты выделится при сгорании 20 л этилена (условия нормальные) по уравнению реакции



если известны стандартные теплоты образования веществ?

Ответ: выделится $1009,6 \text{ кДж}$ теплоты.

4. Вычислите значение ΔH^0 для протекающих в организме реакций превращений глюкозы:



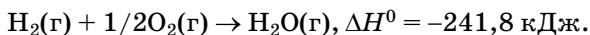
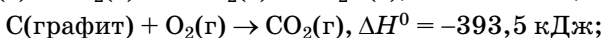
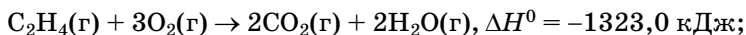
Какая из этих реакций поставляет организму больше энергии?

Ответ:

а) $-69,2 \text{ кДж}$;

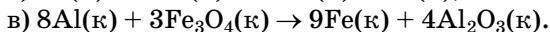
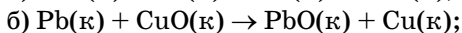
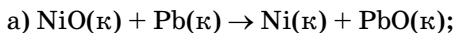
б) $-2803,0 \text{ кДж}$; реакция (б).

5. Определите ΔH_{298}° образования этилена, используя следующие данные:



Ответ: $52,4 \text{ кДж/моль}$.

6. Рассчитайте значения ΔG_{298}° следующих реакций и установите, в каком направлении они могут протекать самопроизвольно в стандартных условиях при 25°C :



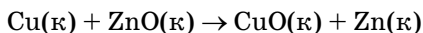
Ответ:

а) $22,5 \text{ кДж}$, влево;

б) $-59,2 \text{ кДж}$, вправо;

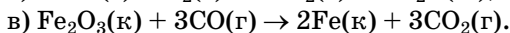
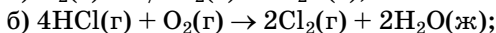
в) $-3285,0 \text{ кДж}$, вправо.

7. Пользуясь справочными данными, покажите, что в стандартных условиях при 25°C и давлении 1 атм реакция



невозможна.

8. Установите, протекание каких из нижеследующих реакций возможно в стандартных условиях при 25°C:



Ответ: б) и в).

9. Вычислите ΔG_{298}° для реакции



при 25, 500 и 1500°C. Зависимостью ΔH° и ΔS° от температуры можно пренебречь.

Постройте график зависимости ΔG° от температуры и найдите по графику температуру, выше которой указанная реакция в стандартных условиях может протекать самопроизвольно.

Ответ: 129,1 кДж, 50,7 кДж, -114,0 кДж; около 1080 К.

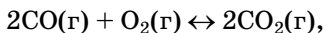
ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

ТЕМА 3.2. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ.

ТЕМА 3.3. РАВНОВЕСНЫЕ СИСТЕМЫ.

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

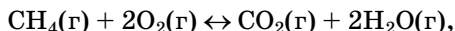
1. Как изменится скорость реакции



если увеличить концентрацию исходных веществ в 4 раза?

Ответ: увеличится в 64 раза.

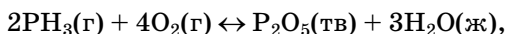
2. Как изменится скорость гомогенной реакции



если уменьшить концентрацию исходных веществ в 3 раза?

Ответ: уменьшится в 27 раз.

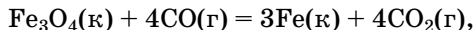
3. Как изменится скорость реакции



если концентрацию фосфина увеличить в 3 раза, а кислорода в 2 раза?

Ответ: увеличится в 144 раза.

4. Как изменится скорость реакции



если увеличить давление в системе в 5 раз?

Ответ: увеличится в 625 раз.

5. Как изменится скорость некоторой реакции при понижении температуры на 50°C ($\gamma = 4$)?

Ответ: уменьшится в 1024 раза.

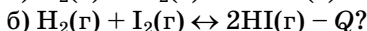
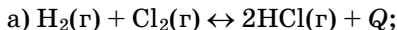
6. При 150°C некоторая реакция заканчивается за 3 мин. За сколько времени закончится эта реакция при температуре 100°C ($\gamma = 2$)?

Ответ: за 1 ч 36 мин.

7. При 50°C некоторая реакция заканчивается за 10 мин. За сколько времени закончится эта реакция при температуре 90°C ($\gamma = 3$)?

Ответ: за 7,38 с.

8. В какую сторону сместится равновесие при увеличении температуры в следующих реакциях:

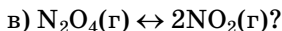
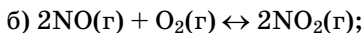
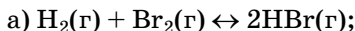


Ответ:

а) влево;

б) вправо.

9. В какую сторону сместится равновесие при увеличении давления в системе в следующих реакциях:



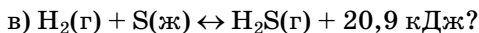
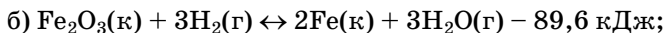
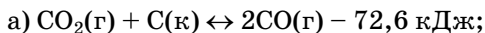
Ответ:

а) не сместится;

б) вправо;

в) влево.

10. Какие факторы способствуют смещению равновесия в сторону образования продуктов в реакциях:

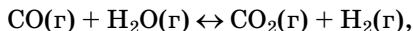


11. Для каких из указанных реакций уменьшение объема сосуда приведет к смещению равновесия в том же направлении, что и понижение температуры:

- а) $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г}) - Q$;
- б) $\text{CO}_2(\text{г}) + \text{C}(\text{к}) \leftrightarrow 2\text{CO}(\text{г}) - Q$;
- в) $2\text{CO}(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{CO}_2(\text{г}) + Q$;
- г) $\text{CO}(\text{г}) + \text{H}_2\text{O}(\text{г}) \leftrightarrow \text{CO}_2(\text{г}) + \text{H}_2(\text{г}) + Q$?

Ответ: в) вправо.

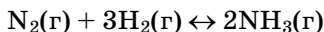
12. Рассчитайте константу равновесия при некоторой заданной температуре для обратимой реакции



учитывая, что в состоянии равновесия концентрации участвующих в реакции веществ были равны: $[\text{CO}] = 0,16$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 0,3$ моль/л, $[\text{CO}_2] = 0,32$ моль/л, $[\text{H}_2] = 0,32$ моль/л.

Ответ: 2,0.

13. Равновесие реакции



устанавливается при следующих концентрациях участвующих в ней веществ: $[\text{N}_2] = 0,01$ моль/л, $[\text{H}_2] = 2,0$ моль/л, $[\text{NH}_3] = 0,4$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации азота и водорода.

Ответ: 20; 0,21 и 2,6 моль/л.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

ТЕМА 3.1. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ

Структура теста

1. Основные понятия и определения химической термодинамики: «внутренняя энергия», «энтальпия», «энтропия» и др.

2. Энергетические эффекты химических реакций; эндо- и экзотермические реакции. Термохимические уравнения.

3. Стандартные энтальпии (теплоты образования) простых и сложных веществ (ΔH_{298}°). Закон Гесса — частный случай I закона термодинамики; 1-е следствие из закона Гесса; расчет теплового эффекта химической реакции.

4. Понятие о II законе термодинамики. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса, ΔG_{298}°) и направленность химической реакции. Факторы, определяющие направленность химической реакции.

5. Вычисление изменения изобарно-изотермического потенциала (энергии Гиббса) в химической реакции:

- а) в стандартных условиях (ΔG_{298}°);
- б) при температуре, отличающейся от стандартной (ΔG_T°).

Инструкция для выполнения

Экзаменационный тест состоит из 5 вопросов. На его выполнение отводится 15 мин. Задания рекомендуется выполнять по порядку. Если задание не удастся выполнить сразу, переходите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенным заданиям. К каждому заданию предлагается 4 варианта ответов, из которых правильными могут быть 1, 2 и даже 3 ответа. Ответ засчитывается как правильный, если указаны верно все варианты ответов.

Следует пользоваться справочными материалами: Периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева, таблицей стандартных термодинамических констант и др. при необходимости.

Для расчетов необходим калькулятор.

Шкала оценок:

- оценка «2» — указано 2 правильных ответа;
- оценка «3» — 3 правильных ответа;
- оценка «4» — 4 правильных ответа;
- оценка «5» — 5 правильных ответов.

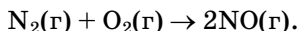
ТЕСТ 1

1. Энергией называется:

- а) физическая величина, характеризующая направление теплообмена между системами;
- б) экзотермический химический процесс;
- в) физическая величина, являющаяся мерой взаимодействия и движения материальных систем;
- г) термодинамическое состояние системы.

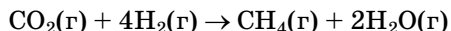
2. Тепловой эффект химической реакции зависит от температуры, давления и агрегатного состояния вещества. Поэтому при сопоставлении тепловых эффектов между собой приняты определенные стандартные условия. За стандартные принимают значения:

- а) давление 1 атм и температура 298 К (25°C);
 - б) давление 101 325 Па и температура 273 К (0°C);
 - в) давление 100 Па и температура 100 К;
 - г) давление 1 бар (100 кПа) и температура 298 К (25°C).
3. Газовые выбросы тепловых станций и двигателей внутреннего сгорания содержат оксиды азота. В наиболее простом виде одна из этих реакций может быть представлена уравнением



Определите тепловой эффект (ΔH^0) данной реакции в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) и укажите, какая она — эндотермическая или экзотермическая:

- а) -90,4 кДж; экзотермическая;
 - б) +90,4 кДж; эндотермическая;
 - в) -56,9 кДж; эндотермическая;
 - г) +56,9 кДж; эндотермическая.
4. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG_{298}^0) реакции



и покажите возможность ее самопроизвольного протекания при стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм):

- а) +114,0 кДж; реакция возможна;
 - б) -114,0 кДж; реакция возможна;
 - в) +114,0 кДж; реакция невозможна;
 - г) -902,8 кДж; реакция возможна.
5. Пользуясь справочными данными, рассчитайте ΔG_T^0 и установите, возможно ли при температуре 2500 К восстановление диоксида титана до свободного металла по схеме

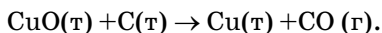


Зависимостью ΔH^0 и S^0 от температуры можно пренебречь. Также необходимо учесть, что в таблицах значения ΔH_{298}^0 приведены в кДж/моль, а S_{298}^0 — в Дж/моль·К:

- а) +186,9 кДж; возможно;
- б) -186,9 кДж; возможно;
- в) + 614,4 кДж; невозможно;
- г) +255,1 кДж; возможно.

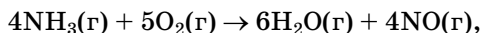
ТЕСТ 2

1. Химическая реакция сопровождается выделением или поглощением энергии, поскольку:
 - а) ее протекание заключается в разрыве одних и образовании других химических связей;
 - б) ее протекание требует столкновения реагирующих частиц;
 - в) для ее протекания необходима энергия, равная энергии активации;
 - г) при ее протекании не затрагиваются ядра атомов.
2. Стандартные энтальпии образования простых веществ равны:
 - а) 1 кДж;
 - б) 298 Дж;
 - в) 0;
 - г) 273 кДж.
3. При восстановлении оксида меди (II) углем протекает реакция



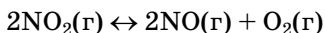
Определите ее тепловой эффект (ΔH_{298}°) в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) и укажите, какова данная реакция — эндотермическая или экзотермическая:

- а) $-272,5$ кДж; экзотермическая;
 - б) $-51,5$ кДж; эндотермическая;
 - в) $+272,5$ кДж; эндотермическая;
 - г) $+51,5$ кДж; эндотермическая.
4. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG_{298}°) реакции каталитического окисления аммиака, идущей по схеме



и покажите возможность ее самопроизвольного протекания при стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм):

- а) $-1092,0$ кДж; реакция возможна;
 - б) $-958,4$ кДж; реакция возможна;
 - в) $+958,4$ кДж; реакция невозможна;
 - г) $-125,4$ кДж; реакция невозможна.
5. В какую сторону будет протекать процесс



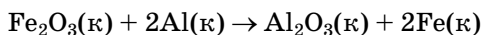
при $T = 500$ К и стандартных состояниях всех веществ? Ответ подтвердите расчетами. Зависимостью ΔH° и S° от тем-

пературы можно пренебречь. Также необходимо учесть, что в таблицах значения ΔH_{298}° приведены в кДж/моль, а S_{298}° — в Дж/моль·К:

- а) $\Delta G_{500}^{\circ} = -49,6$ кДж; вправо;
- б) $\Delta G_{500}^{\circ} = +40,6$ кДж; влево;
- в) $\Delta G_{500}^{\circ} = +174,6$ кДж; влево;
- г) $\Delta G_{500}^{\circ} = +25,6$ кДж; влево.

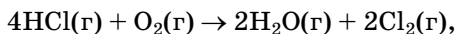
ТЕСТ 3

1. Сформулируйте I закон (первое начало) термодинамики:
 - а) скорость химической реакции определяется энергией активации данной реакции;
 - б) физические величины, однозначно определяющие состояние системы, являются функциями состояния системы;
 - в) сумма изменения внутренней энергии и совершенной системой (или над системой) работы равна сообщенной (или выделенной ею) теплоте;
 - г) при одинаковых условиях в равных объемах различных газов содержится одинаковое число молекул.
2. Стехиометрические коэффициенты в термохимических и термодинамических уравнениях указывают:
 - а) на соотношения между количествами веществ;
 - б) реальные количества реагирующих и образующихся веществ;
 - в) массы веществ;
 - г) скорость расходования и образования веществ.
3. Термитная смесь состоит из порошка алюминия и оксида железа (III). Определите тепловой эффект (ΔH_{298}°) в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) химической реакции



и укажите, является данная реакция эндотермической или экзотермической:

- а) $+853,8$ кДж; эндотермическая;
 - б) $-853,8$ кДж; экзотермическая;
 - в) $-853,8$ кДж; эндотермическая;
 - г) $+853,8$ кДж; экзотермическая.
4. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG_{298}°) реакции, протекающей по схеме



и покажите возможность ее самопроизвольного протекания при стандартных условиях:

- а) +76,1 кДж; реакция возможна;
- б) -76,1 кДж; реакция возможна;
- в) -133,3 кДж; реакция невозможна;
- г) -838,3 кДж; реакция возможна.

5. Вычислите ΔG_T° для реакции



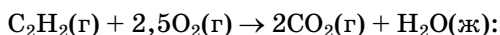
при $T = 1500 \text{ К}$. В какую сторону будет протекать процесс? Зависимость ΔH° и S° от температуры можно пренебречь. Также необходимо учесть, что в таблицах значения ΔH_{298}° приведены в кДж/моль, а S_{298}° — в Дж/моль·К:

- а) -69,0 кДж; вправо;
- б) -167,0 кДж; вправо;
- в) +69,0 кДж; влево;
- г) +167,0 кДж; влево.

ТЕСТ 4

1. Тепловой эффект химической реакции — это:
 - а) количество выделившейся или поглощенной теплоты в результате взаимодействия между собой строго определенных количеств вещества;
 - б) изменение внутренней энергии в результате химической реакции;
 - в) изменение энтальпии в результате химической реакции;
 - г) работа, выполненная в результате химической реакции.
2. Из закона Гесса следует, что тепловой эффект химической реакции равен:
 - а) сумме теплот образования исходных веществ;
 - б) сумме теплот образования продуктов реакции;
 - в) сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ;
 - г) сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ (с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции).
3. При сгорании ацетилена развивается очень высокая температура, что обусловлено высокой теплотой сгорания ацетилена. На этом основана кислородно-ацетиленовая сварка черных металлов. Определите тепловой эффект (ΔH_{298}°) в стандарт-

ных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) химической реакции



- а) -728,0 кДж;
- б) +1299,6 кДж;
- в) -1299,6 кДж;
- г) -846,0 кДж.

4. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG_{298}°) реакции обжига известняка



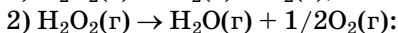
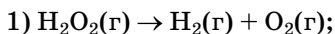
и покажите возможность ее самопроизвольного протекания при стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм):

- а) -129,1 кДж; реакция возможна;
 - б) +129,1 кДж; реакция невозможна;
 - в) +2126,3 кДж; реакция невозможна;
 - г) -917,9 кДж; реакция возможна.
5. Для реакции димеризации диоксида азота $2\text{NO}_2 \leftrightarrow \text{N}_2\text{O}_4$ определите температуру, при которой прямая и обратная реакции равновероятны, т. е. $\Delta G^{\circ} = 0$, и сделайте вывод о направлении реакции ниже этой температуры. Зависимостью ΔH° и S° от температуры можно пренебречь. Также необходимо учесть, что в таблицах значения ΔH_{298}° приведены в кДж/моль, а S_{298}° — в Дж/моль·К:
- а) -353 К; влево;
 - б) +353 К; влево;
 - в) -353 К; вправо;
 - г) +353 К; вправо.

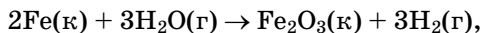
ТЕСТ 5

1. В экзотермической реакции:
- а) энтальпия реакционной системы повышается ($\Delta H > 0$);
 - б) тепловой эффект химической реакции равен 0 ($Q = 0$);
 - в) энтальпия реакционной системы уменьшается ($\Delta H < 0$);
 - г) давление реакционной системы повышается.
2. Энергию Гиббса (изобарно-изотермический потенциал ΔG_{298}°) можно вычислить как:
- а) сумму ΔG_{298}° исходных веществ;
 - б) сумму ΔG_{298}° продуктов реакции;
 - в) сумму ΔG_{298}° продуктов реакции за вычетом суммы ΔG_{298}° исходных веществ;

- г) сумму ΔG_{298}° продуктов реакции за вычетом суммы ΔG_{298}° исходных веществ (с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции).
3. При переводе автомобильного двигателя на газообразное топливо он несколько теряет в мощности. Сравните тепловые эффекты в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) химических реакций сгорания октана C_8H_{18} (ΔH_{298}°)₁ и пропана C_3H_8 (ΔH_{298}°)₂. Считать, что сгорание полное, до $CO_2(g)$ и $H_2O(ж)$, расчеты произвести на 1 моль каждого вещества:
- $(\Delta H_{298}^{\circ})_1 > (\Delta H_{298}^{\circ})_2$;
 - $(\Delta H_{298}^{\circ})_1 < (\Delta H_{298}^{\circ})_2$;
 - $(\Delta H_{298}^{\circ})_1 = (\Delta H_{298}^{\circ})_2$;
 - другой ответ.
4. Рассчитайте, по какому уравнению реакции при стандартных условиях возможно разложение пероксида водорода:



- по уравнению (1); $(\Delta G_{298}^{\circ})_1 = +105,7$ кДж;
 - по уравнению (2); $(\Delta G_{298}^{\circ})_2 = -105,7$ кДж;
 - по уравнению (1); $(\Delta G_{298}^{\circ})_1 = +131,8$ кДж;
 - по уравнению (2); $(\Delta G_{298}^{\circ})_2 = -131,8$ кДж.
5. Вычислите ΔG_T° для реакции



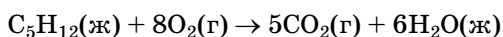
при $T = 373$ К ($100^{\circ}C$). В какую сторону будет протекать процесс? Зависимостью ΔH° и S° от температуры можно пренебречь. Также необходимо учесть, что в таблицах значения ΔH_{298}° приведены в кДж/моль, а S_{298}° — в Дж/моль·К:

- 82,6 кДж; вправо;
- 111,0 кДж; вправо;
- +111,0 кДж; влево;
- +1437,7 кДж; вправо.

ТЕСТ 6

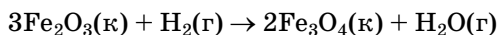
- В эндотермической реакции:
 - энтальпия реакционной системы повышается ($\Delta H > 0$);
 - тепловой эффект химической реакции положителен ($Q > 0$);
 - энтальпия реакционной системы уменьшается ($\Delta H < 0$);
 - резко замедляется скорость реакции.
- Из закона Гесса следует, что тепловой эффект химической реакции равен:

- а) сумме теплот сгорания исходных веществ;
 - б) сумме теплот сгорания продуктов реакции;
 - в) сумме теплот сгорания исходных веществ за вычетом суммы теплот сгорания продуктов реакции (с учетом стехиометрических коэффициентов в уравнении реакции);
 - г) сумме теплот сгорания исходных веществ за вычетом суммы теплот сгорания продуктов реакции.
3. Определите тепловой эффект (ΔH_{298}°) в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) химической реакции сгорания пентана



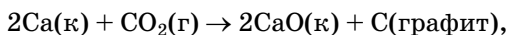
и укажите, является данная реакция эндотермической или экзотермической:

- а) +426,0 кДж; эндотермическая;
 - б) -3509 кДж; экзотермическая;
 - в) -3855,6 кДж; экзотермическая;
 - г) +3509,0 кДж; эндотермическая.
4. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG_{298}°) для реакции



и покажите возможность ее самопроизвольного протекания при стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм):

- а) +36,3 кДж/моль; реакция возможна;
 - б) -36,3 кДж/моль; реакция возможна;
 - в) 0; реакция невозможна;
 - г) +36,3 кДж/моль; реакция невозможна.
5. Вычислите ΔG_T° для реакции горения кальция в атмосфере углекислого газа



при $T = 1000$ К. В какую сторону будет протекать процесс? Зависимостью ΔH° и S° от температуры можно пренебречь. Также необходимо учесть, что в таблицах значения ΔH_{298}° приведены в кДж/моль, а S_{298}° — в Дж/моль·К:

- а) -1089,3 кДж; вправо;
- б) +665,7 кДж; влево;
- в) -665,7 кДж; вправо;
- г) -962,6 кДж; влево.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

ТЕМА 3.2. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ.

ТЕМА 3.3. РАВНОВЕСНЫЕ СИСТЕМЫ.

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Структура теста

1. Понятие и вычисление скорости химической реакции.
2. Факторы, влияющие на скорость химической реакции.
3. Основной закон химической кинетики (закон действия масс).
4. Константа скорости химической реакции, ее физический смысл.
5. Зависимость скорости химической реакции от температуры; правило Вант-Гоффа. Температурный коэффициент скорости реакции, его физический смысл.
6. Катализ, представления о механизме катализа. Катализаторы.
7. Необратимые и обратимые химические реакции.
8. Химическое равновесие; факторы, влияющие на состояние химического равновесия.
9. Константа химического равновесия, ее физический смысл.
10. Правило Ле Шателье.

Инструкция для выполнения

Тест состоит из 10 вопросов. На его выполнение отводится 25 мин. Задания рекомендуется выполнять по порядку. Если задание не удастся выполнить сразу, переходите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенным заданиям. К каждому заданию предлагается 4 варианта ответов, из которых правильными могут быть 1, 2 и даже 3 ответа. Ответ засчитывается как правильный, если указаны верно все варианты ответов.

Следует пользоваться справочными материалами: Периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева и др. при необходимости.

Для расчетов необходим инженерный калькулятор (с возможностью вычисления логарифмической и показательной функций).

Шкала оценок:

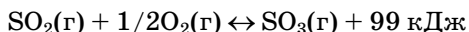
- оценка «2» — указано менее 5 правильных ответов;
- оценка «3» — от 5 до 6 правильных ответов;
- оценка «4» — от 7 до 8 правильных ответов;
- оценка «5» — от 9 до 10 правильных ответов.

ТЕСТ 1

- В каких единицах может выражаться скорость химической реакции:
 - моль·л⁻¹·с⁻¹;
 - л·моль⁻¹;
 - с·моль⁻¹;
 - моль·л⁻¹·мин⁻¹.
- За время, равное 20 с, концентрация вещества А изменилась от 1,20 моль/л до 1,05 моль/л. Укажите среднее значение скорости реакции по веществу А:
 - 0,0075 моль·л⁻¹·с⁻¹;
 - 0,0050 моль·л⁻¹·с⁻¹;
 - 0,4500 моль·л⁻¹·мин⁻¹;
 - $12,5 \cdot 10^{-5}$ моль·л⁻¹·мин⁻¹.
- Какие факторы влияют на скорость химической реакции в растворе:
 - природа реагирующих веществ;
 - концентрация реагирующих веществ;
 - температура;
 - объем реакционного сосуда.
- Укажите кислоту, в которой цинк будет растворяться наиболее медленно (массовая доля всех кислот в растворе равна 20%):
 - соляная HCl;
 - серная H₂SO₄;
 - иодоводородная HI;
 - уксусная CH₃COOH.
- Для реакции $A_2(г) + B_2(г) \leftrightarrow AB(г)$ укажите кинетическое уравнение для прямого процесса (С — символ молярной концентрации вещества):
 - $v = k \cdot C^2(A)$;
 - $v = k \cdot C^2(A_2) \cdot C^2(B_2)$;
 - $v = k \cdot C(A_2) \cdot C(B_2)$;
 - $v = k \cdot C^2(A_2) \cdot C(B_2)$.
- Во сколько раз увеличится скорость реакции $A_2(г) + B_2(г) \rightarrow 2AB(ж)$ при увеличении концентрации вещества А в 3 раза:
 - 3;
 - 6;
 - 8;
 - 9.
- Как формулируется правило Вант-Гоффа:

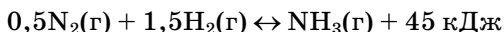
- а) при повышении температуры на 10°C скорость химической реакции увеличивается в 2–4 раза;
 - б) для большинства химических реакций скорость реакции увеличивается с ростом температуры;
 - в) скорость реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в степени, равные стехиометрическим коэффициентам реакции;
 - г) при понижении температуры на 10°C скорость химической реакции увеличивается в 2–4 раза.
8. Как изменится скорость некоторой реакции при повышении температуры от 50 до 80°C ($\gamma = 2$):
- а) возрастет в 6 раз;
 - б) не изменится;
 - в) возрастет в 8 раз;
 - г) уменьшится в 8 раз.

9. Как повлияет на состояние равновесия реакции



понижение температуры:

- а) равновесие не сместится;
 - б) равновесие сместится вправо;
 - в) равновесие сместится влево;
 - г) скорость обратной реакции уменьшится, а прямой — нет.
10. В каком направлении сместится равновесие процесса



при внесении в систему катализатора:

- а) не сместится;
- б) вправо;
- в) влево;
- г) для смещения равновесия необходим строго определенный катализатор.

ТЕСТ 2

1. Скорость химической реакции — это:
- а) время, за которое полностью расходуется одно из исходных веществ;
 - б) время, за которое заканчивается реакция;
 - в) изменение количества вещества одного из реагентов (или продуктов реакции) за единицу времени в единице объема;
 - г) количество вещества продуктов реакции к моменту окончания реакции.

2. За время, равное 10 с, концентрация вещества А изменилась от 3,10 моль/л до 3,05 моль/л. Укажите среднее значение скорости реакции по веществу А:

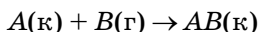
- а) 0,003 моль·л⁻¹·с⁻¹;
- б) 0,005 моль·л⁻¹·с⁻¹;
- в) 0,300 моль·л⁻¹·мин⁻¹;
- г) $8,33 \cdot 10^{-5}$ моль·л⁻¹·мин⁻¹.

3. Для какой реакции зависимость скорости от концентрации описывается уравнением

$$v = kC(A_2) \cdot C^2(B)$$

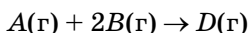
(С — символ молярной концентрации вещества):

- а) $B_2(г) + A_2(г) \rightarrow 2AB(г)$;
 - б) $B_2(к) + A_2(г) \rightarrow 2B_2A(г)$;
 - в) $B(к) + A_2(г) \rightarrow BA_2(г)$;
 - г) $2B(г) + A_2(г) \rightarrow 2BA_2(г)$.
4. Как изменится скорость реакции



при уменьшении концентрации исходных веществ в 4 раза:

- а) не изменится;
 - б) возрастет в 4 раза;
 - в) уменьшится в 16 раз;
 - г) уменьшится в 4 раза.
5. Во сколько раз надо увеличить внешнее давление в системе, чтобы скорость реакции



увеличилась в 125 раз:

- а) 5;
 - б) 25;
 - в) 125;
 - г) 100.
6. Какое уравнение описывает зависимость скорости реакции v от температуры T (γ — температурный коэффициент скорости реакции):
- а) $v(T_2) = v(T_1) \cdot \gamma$;
 - б) $v(T_2) = v(T_1) \cdot \gamma(T_2 - T_1)$;
 - в) $v(T_2) = v(T_1) \cdot \gamma(T_2 - T_1)/10$;
 - г) $v(T_2) = v(T_1) \cdot \gamma^{(T_2 - T_1)/10}$.
7. Как изменится скорость некоторой реакции при повышении температуры от 50 до 100°C ($\gamma = 2$):

- а) возрастет в 32 раза;
 - б) возрастет в 10 раз;
 - в) возрастет в 8 раз;
 - г) уменьшится в 8 раз.
8. Химическое равновесие называют динамическим, потому что:
- а) два противоположных процесса оказываются сбалансированными;
 - б) в результате совершается работа;
 - в) в результате выделяется или поглощается энергия;
 - г) два противоположных процесса протекают с одинаковыми скоростями.
9. Промышленный синтез аммиака по реакции



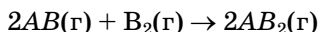
- проводят при повышенной температуре, чтобы:
- а) сместить равновесие процесса вправо;
 - б) увеличить скорость реакции;
 - в) сместить равновесие процесса влево;
 - г) не использовать катализатор.
10. Изменение давления не смещает равновесие процессов:
- а) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{S}(\text{к}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{г})$;
 - б) $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г})$;
 - в) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{к}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г})$;
 - г) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$.

ТЕСТ 3

1. От каких факторов не зависит скорость химической реакции в растворе:
- а) от природы реагирующих веществ;
 - б) от концентрации реагирующих веществ;
 - в) от температуры;
 - г) от объема реакционного сосуда.
2. Имеется два сосуда одинакового объема. В первом сосуде количество вещества А за 10 с изменилось с 5 до 2 моль, а во втором за 20 с — с 10 до 5 моль. Какое утверждение справедливо:
- а) скорость реакции во втором сосуде выше, чем в первом;
 - б) скорость реакций в обоих сосудах одинакова;
 - в) скорость реакции в первом сосуде больше;
 - г) скорость реакции в первом сосуде в 2 раза ниже, чем во втором.

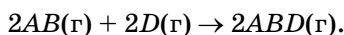
3. Укажите кислоту, в которой цинк будет растворяться наиболее быстро (массовая доля всех кислот в растворе равна 20%):
- а) соляная HCl ;
 - б) ортофосфорная H_3PO_4 ;
 - в) иодоводородная HI ;
 - г) уксусная CH_3COOH .

4. Во сколько раз надо увеличить давление, чтобы скорость реакции



возросла в 1000 раз:

- а) 5;
 - б) 10;
 - в) 100;
 - г) 1000.
5. Химическая реакция протекает по уравнению



При увеличении концентрации вещества AB в 2 раза скорость реакции:

- а) не изменится;
 - б) возрастет в 2 раза;
 - в) возрастет в 4 раза;
 - г) возрастет в 8 раз.
6. Укажите правило Вант-Гоффа о температурной зависимости скорости реакции:
- а) $v_2 = v_1 \gamma^{\Delta t/10}$;
 - б) $k = Ae^{-E_a/RT}$;
 - в) $v = kC^aC^b$;
 - г) $v = \pm \Delta c / \Delta t$.
7. Как изменится скорость некоторой реакции при повышении температуры от 25 до 55°C ($\gamma = 2$):
- а) возрастет в 6 раз;
 - б) не изменится;
 - в) возрастет в 8 раз;
 - г) уменьшится в 8 раз.
8. Состояние химического равновесия количественно характеризуют:
- а) исходными концентрациями реагентов;
 - б) константой Больцмана;
 - в) константой равновесия;
 - г) энергией активации.

9. В каком направлении сместится равновесие



при увеличении концентрации водорода:

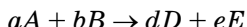
- а) вправо;
- б) не сместится;
- в) влево;
- г) сместится влево при одновременном уменьшении концентрации брома.

10. Укажите, для каких процессов уменьшение объема системы сместит равновесие вправо:

- а) $2\text{NH}_3(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) - Q$;
- б) $\text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CaCO}_3(\text{к})$;
- в) $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{COCl}_2(\text{г})$;
- г) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$.

ТЕСТ 4

1. Зависимость скорости реакции общего типа



от концентрации описывается основным постулатом химической кинетики — законом действующих масс. Его общее математическое выражение:

- а) $v = k \cdot C(A) \cdot C(B)$;
- б) $v = k \cdot C^x(D) \cdot C^y(E)$;
- в) $v = k \cdot C^a(A) \cdot C^b(B)$;

г) $v = \frac{k \cdot [D] \cdot [E]}{[A] \cdot [B]}.$

2. Для какой реакции зависимость скорости от концентрации описывается уравнением $v = kC(A_2)$:

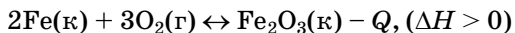
- а) $B_2(\text{г}) + A_2(\text{г}) \rightarrow 2AB(\text{г})$;
- б) $2B_2(\text{г}) + A_2(\text{г}) \rightarrow 2B_2A(\text{г})$;
- в) $B(\text{к}) + A_2(\text{г}) \rightarrow BA_2(\text{г})$;
- г) $2BA(\text{г}) + A_2(\text{г}) \rightarrow 2BA_2(\text{г})$.

3. Для какой реакции при изменении количества вещества A скорость не изменится:

- а) $A(\text{г}) + B(\text{г}) \rightarrow$;
- б) $2A(\text{г}) + B_2(\text{к}) \rightarrow$;
- в) $2A(\text{к}) + 2B(\text{г}) \rightarrow$;
- г) $3A(\text{г}) + B_2(\text{г}) \rightarrow$.

4. Для какой реакции увеличение концентрации вещества A в 2 раза увеличит скорость реакции в 4 раза:
- а) $A_2(г) + B_2(г) \rightarrow 2AB(г)$;
 - б) $A_2(г) + B(к) \rightarrow BA_2(к)$;
 - в) $2A_2(г) \rightarrow B(г)$;
 - г) $2A_2(к) \rightarrow B(г) + C(г)$.
5. Какие вещества называют катализаторами:
- а) образующие высокомолекулярные соединения;
 - б) изменяющие скорость химической реакции, но остающиеся неизменными после окончания реакции;
 - в) эффективно поглощающие радиоактивное излучение;
 - г) увеличивающие (но не уменьшающие) скорость химической реакции.
6. Скорость каких реакций увеличивается с ростом температуры:
- а) любых;
 - б) протекающих с выделением энергии;
 - в) протекающих с поглощением энергии;
 - г) только заканчивающихся установлением химического равновесия.
7. Как изменится скорость некоторой реакции при понижении температуры на 50°C ($\gamma = 4$):
- а) возрастет в 20 раз;
 - б) не изменится;
 - в) возрастет в 1024 раза;
 - г) уменьшится в 1024 раза.
8. Какое утверждение справедливо:
- а) в состоянии химического равновесия концентрации исходных веществ и продуктов реакции со временем не изменяются;
 - б) при химическом равновесии масса исходных веществ всегда равна массе продуктов реакции;
 - в) при химическом равновесии никакие химические реакции в системе не протекают;
 - г) в состоянии химического равновесия концентрации исходных веществ и продуктов реакции всегда равны.
9. Какие факторы сместят вправо равновесие реакции
- $$\text{CO}_2(г) + \text{H}_2\text{O}(ж) \leftrightarrow \text{H}_2\text{CO}_3(ж) + Q, (\Delta H < 0):$$
- а) повышение давления;
 - б) увеличение концентрации CO_2 ;
 - в) повышение температуры;
 - г) понижение давления.

10. В каком направлении сместится равновесие в системе



при увеличении давления:

- а) в сторону обратной реакции;
- б) в сторону прямой реакции;
- в) не сместится;
- г) для смещения равновесия необходим катализатор.

ТЕСТ 5

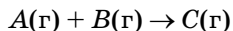
1. Как можно вычислить среднее значение скорости гомогенной реакции по изменению молярной концентрации (C) или количества вещества (ν) исходных веществ:

- а) $\nu = +\Delta C / \Delta t$;
- б) $\nu = -\Delta \nu / (V \cdot \Delta t)$;
- в) $\nu = -\Delta C / \Delta t$;
- г) $\nu = +\Delta \nu / (S \cdot \Delta t)$.

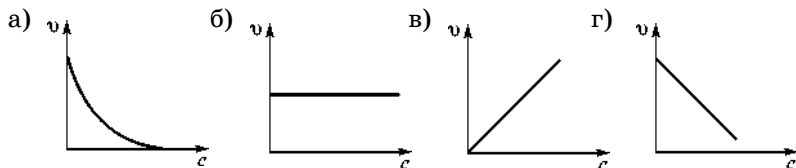
2. Для гомогенной реакции, протекающей в объеме, равном 3 л, количество вещества реагента за 5 с изменилось с 5 до 2 моль. Укажите среднее значение скорости реакции по этому реагенту:

- а) $0,1 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$;
- б) $0,2 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$;
- в) $0,2 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$;
- г) $12 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{мин}^{-1}$.

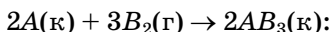
3. Какой график наиболее типичен для зависимости скорости реакции



от концентрации одного из исходных веществ:



4. Укажите правильное выражение для скорости реакции



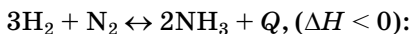
- а) $\nu = k \cdot C^2(A) \cdot C^3(B_2)$;
- б) $\nu = k \cdot C(B_2)$;
- в) $\nu = k \cdot C(2A) \cdot C(3B_2)$;
- г) $\nu = k \cdot C^3(B_2)$.

5. С ростом температуры возрастает скорость реакций:
 - а) только экзотермических;
 - б) только эндотермических;
 - в) и эндо-, и экзотермических;
 - г) только в растворах.
6. Чему равен температурный коэффициент скорости реакции, если при повышении температуры на 30°C скорость химической реакции возрастает в 64 раза:
 - а) 2;
 - б) 3;
 - в) 4;
 - г) 5.
7. Выход продуктов реакции велик в том случае, если:
 - а) константа равновесия $K \ll 1$;
 - б) константа равновесия $K \gg 1$;
 - в) константа равновесия $K = 1$;
 - г) используется катализатор.
8. Константа равновесия реакции термической диссоциации карбоната кальция



может быть записана (C — символ молярной концентрации вещества):

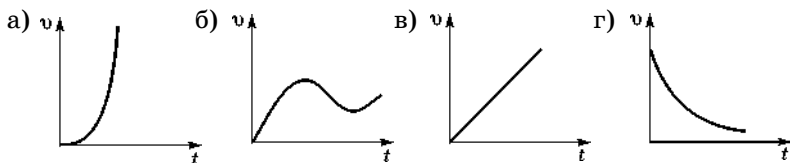
- а) $K = C(\text{CaCO}_3)/C(\text{CaO}) \cdot C(\text{CO}_2)$;
 - б) $K = C(\text{CaO}) \cdot C(\text{CO}_2)/C(\text{CaCO}_3)$;
 - в) $K = C(\text{CaO}) \cdot C(\text{CO}_2) \cdot C(\text{CaCO}_3)$;
 - г) $K = P_{\text{CO}_2}$.
9. Для каких равновесных реакций увеличение температуры смещает равновесие влево:
 - а) $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г}) - Q, (\Delta H > 0)$;
 - б) $2\text{NH}_3(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) - Q, (\Delta H < 0)$;
 - в) $2\text{H}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{H}_2\text{O}(\text{г}) + Q, (\Delta H < 0)$;
 - г) $\text{CaO}(\kappa) + \text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CaCO}_3(\kappa) + Q, (\Delta H < 0)$.
 10. Как можно увеличить скорость реакции синтеза аммиака из простых веществ



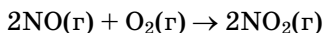
- а) повысив температуру;
- б) уменьшив концентрацию азота;
- в) увеличив давление;
- г) уменьшив объем реакционной системы.

ТЕСТ 6

- Скорость химической реакции измеряется количеством вещества, вступающего в реакцию или образующегося в результате реакции за единицу времени в единице объема для реакции:
 - гомогенной;
 - гетерогенной;
 - на границе твердое тело — жидкость;
 - на границе жидкость — газ.
- Какой график наиболее типичен для зависимости скорости прямой реакции от времени:

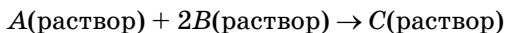


- Закон действующих масс устанавливает зависимость между скоростью химической реакции и:
 - концентрацией реагирующих веществ;
 - количеством вещества реагирующих веществ;
 - массой реагирующих веществ;
 - температурой реагирующих веществ.
- Скорость реакции



описывается уравнением $v = k \cdot C^2(\text{NO}) \cdot C(\text{O}_2)$. В каком молярном соотношении нужно смешать $\text{NO}(\text{г})$ и $\text{O}_2(\text{г})$, чтобы скорость реакции была максимальной:

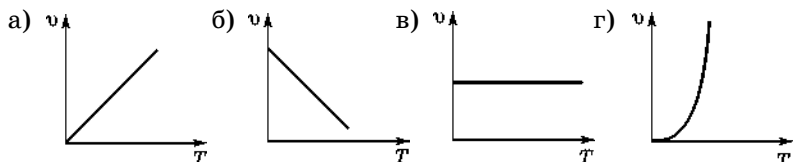
- $C(\text{NO}):C(\text{O}_2) = 1:1$;
 - $C(\text{NO}):C(\text{O}_2) = 1:2$;
 - в стехиометрическом: $C(\text{NO}):C(\text{O}_2) = 1:2$;
 - скорость реакции не зависит от соотношения реагентов.
- Во сколько раз надо увеличить концентрацию вещества A , чтобы при уменьшении концентрации вещества B в 2 раза скорость реакции



не изменилась:

- а) 2;
- б) 6;
- в) 8;
- г) 4.

6. Какой график наиболее типичен для зависимости скорости реакции от температуры:



7. Как изменится скорость некоторой реакции при повышении температуры на 50°C ($\gamma = 2$):

- а) возрастет в 10 раз;
- б) не изменится;
- в) возрастет в 32 раза;
- г) уменьшится в 32 раза.

8. Температурный коэффициент скорости реакции (γ) равен 2. На сколько градусов надо повысить температуру, чтобы скорость этой реакции возросла в 16 раз:

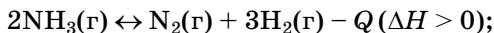
- а) 4;
- б) 8;
- в) 20;
- г) 40.

9. Для какой реакции увеличение концентрации водорода смещает равновесие влево:

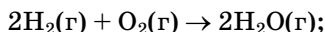
- а) синтез аммиака из простых веществ



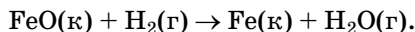
- б) разложение аммиака на простые вещества



- в) образование паров воды из водорода и кислорода



- г) восстановление железа из оксида железа (II) молекулярным водородом



10. Какие факторы смещают влево равновесие



- а) повышение температуры;
- б) подкисление раствора соляной кислотой;
- в) понижение температуры;
- г) связывание ионов водорода подщелачиванием раствора.

ЛИТЕРАТУРА

1. Глинка, Н. Л., Общая химия, с. 170–186; 188–201; 204–211.
2. Коровин, Н. В., Общая химия, с. 116–136; 167–183; 195–201; 143–154.
3. Карапетьянц, М. Х., Общая и неорганическая химия, с. 172–206; 208–209; 212–215.
4. Полинг, Л., Химия, с. 20–23; 158–161; 275–276; 290–301; 647–652.
5. Хомченко, Г. П., Химия для поступающих в вузы, с. 17–19; 101–112.
6. Горбачев, В. В., Концепции современного естествознания, с. 188–190.

ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СИСТЕМЫ. ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Совершенно очевидно, что окисление можно описать как потерю электрона, а восстановление — как приобретение электрона.

Л. Полинг,
дважды лауреат Нобелевской премии

Окислительно-восстановительные реакции распространены повсеместно: протекают под открытым небом с участием кислорода воздуха; протекают в почве, воде, в органах и тканях живых организмов.

Коррозия металлов, электролиз — частные случаи окислительно-восстановительных процессов.

Для успешного освоения данного материала необходимо усвоить понятия: «относительная электроотрицательность» (ОЭО), «степень окисления»; определения: «окислитель/восстановитель», «процессы окисления/восстановления».

Определенные сложности при изучении данной темы возникают при расстановке коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций (ОВР). Для этой цели удобно пользоваться методом электронного баланса и строго следовать предложенному алгоритму.

4.1. ТЕОРИЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО- ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ. ОСНОВНЫЕ ПОЛОЖЕНИЯ

Все химические реакции можно разделить на два типа, протекающие:

- без изменения степени окисления атомов элементов, входящих в состав реагирующих веществ;
- с изменением степени окисления атомов реагирующих веществ.

Последние называются окислительно-восстановительными реакциями (ОВР).

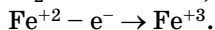
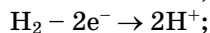
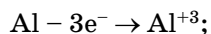


Таким образом, реакции, протекающие с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ, называются *окислительно-восстановительными*.

Изменение степени окисления связано с оттягиванием или перемещением электронов.

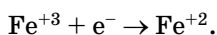
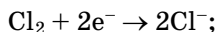
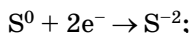
Основные положения теории ОВР

1. Окислением называется процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом:



При окислении степень окисления повышается.

2. Восстановлением называется процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом:



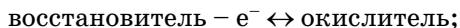
При восстановлении степень окисления понижается.

3. Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны, называются восстановителями. Во время реакции они окисляются.

Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются окислителями. Во время реакции они восстанавливаются.

Вещества, в состав которых входят атомы, молекулы или ионы — окислители/восстановители, — также называются соответственно окислителями/восстановителями.

4. Окисление всегда сопровождается восстановлением, и наоборот, восстановление всегда связано с окислением:

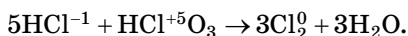


Таким образом, окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов.

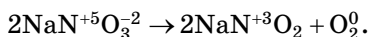
4.2. КЛАССИФИКАЦИЯ ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫХ РЕАКЦИЙ

Обычно различают три типа ОВР: межмолекулярные, внутримолекулярные и реакции диспропорционирования.

К *межмолекулярным* относятся реакции, в которых окислитель и восстановитель находятся в разных веществах, причем это могут быть атомы одного и того же элемента:



К *внутримолекулярным* относятся такие реакции, в которых и окислитель, и восстановитель находятся в составе одного и того же вещества:



В случае *реакций диспропорционирования* происходит одновременное увеличение и уменьшение степени окисления атомов одного и того же элемента, при этом исходное вещество образует соединения, одно из которых содержит атомы с более высокой, а другое — с более низкими степенями окисления:



4.3. ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ

Атомы в молекуле могут либо присоединять «чужие» электроны, либо отдавать «свои», либо просто оттягивать на себя электронное облако.



Электроотрицательность — это свойство атомов оттягивать на себя электроны (валентные электроны) от других атомов.

На практике пользуются величинами относительных электроотрицательностей (ОЭО). Электроотрицательность лития (Li) принимают равной 1 (точнее, 0,97), а электроотрицательности всех остальных элементов сравнивают с ОЭО (Li). Значения ОЭО сведены в таблицу, которая по форме аналогична Периодической системе элементов Д. И. Менделеева (см. табл. 5, «Справочные материалы»).

Значения ОЭО подчиняются периодическому закону: в периоде растут с увеличением номера элемента, а по подгруппе — уменьшаются.

Химический элемент тем более электроотрицателен, чем прочнее его атом удерживает свои наружные электроны и чем сильнее он притягивает электроны других атомов.

Таким образом, ОЭО служит мерой неметаллическости элементов: чем она больше, тем сильнее элемент проявляет неметаллические свойства. Из табл. 5, «Справочные материалы» видно, что ОЭО металлов невелика, ОЭО неметаллов, наоборот, велика.

Также ОЭО служит мерой окислительно-восстановительных свойств элементов: чем больше величина ОЭО элемента, тем сильнее его окислительные свойства и, соответственно, чем меньше эта величина, тем сильнее элемент проявляет восстановительные свойства.

Следует подчеркнуть, что электроотрицательность как количественная мера — приближенная величина. Строго говоря, элементам нельзя приписать постоянную электроотрицательность. Она зависит от того, в состав какого конкретного соединения входит данный атом, в окружении атомов каких элементов он находится. Предложено около 20 шкал электроотрицательностей (Малликена, Полинга и др.). Они дают неодинаковые значения, но расположение элементов в порядке возрастания ОЭО в основном сохраняется.

4.4. СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ



Степень окисления — это условный заряд элемента в соединении, вычисленный исходя из предположения, что соединение состоит только из ионов.

В отличие от валентности степень окисления может иметь следующие значения: положительное (+), отрицательное (–), равное нулю (0), дробное. Необходимо запомнить!

Положительное значение степени окисления (+) имеют:

- щелочные металлы (Li, Na, K...): +1 (всегда);
- щелочно-земельные металлы (Mg, Ca, Ba...): +2 (всегда);
- Al: +3 (всегда);
- другие металлы: от +1 до +7;
- H: +1 (всегда, кроме гидридов NaH^{-1} , CaH_2^{-1} и др.).

Отрицательное значение степени окисления имеют:

- F: –1 (всегда);
- O: –2 (всегда, кроме O^{+2}F_2 , перекиси водорода, пероксидов $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$, $\text{Na}_2\text{O}_2^{-1}$ и др.).

Равное 0 значение степени окисления имеют:

- отдельно стоящие атомы (Fe^0 , S^0 , C^0 , Mg^0 и др.);
- молекулы простых веществ (O_2^0 , Cl_2^0 и др.).

Правила для вычисления степени окисления элемента в соединении

1. Алгебраическая сумма степеней окисления атомов в молекуле всегда равна нулю, а в сложном ионе — заряду иона.

2. Во многих случаях значения степени окисления атома элемента и его валентности не совпадают.

3. Степень окисления одного и того же элемента в разных соединениях может быть различна.

4. Высшая положительная степень окисления элемента, как правило, равна номеру группы (исключения: F находится в VII группе, но проявляет единственную степень окисления, равную -1 ; O находится в VI группе, а его высшая положительная степень окисления будет равна $+2$ в соединении OF_2 ; Cu находится в I группе, ее высшая положительная степень окисления равна $+2$).

Например, элемент сера (S) может иметь различные степени окисления в разных соединениях: S^0 , H_2S^{-2} , S^{+4}O_2 , S^{+6}O_3 , $\text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$, $\text{Na}_2\text{S}^{+4}\text{O}_3$, $\text{K}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4$, $\text{Na}_2\text{SS}_2^{+2}\text{O}_3$, $[\text{S}^{+6}\text{O}_4]^{2-}$ и др.

Кроме того, элемент сера (S) находится в VI группе, поэтому его высшая положительная степень окисления будет равна $+6$.

Например, элемент марганец (Mn) имеет следующие степени окисления в соединениях: Mn^0 , Mn^{+2}O , Mn^{+4}O_2 , Mn^{+3}O_3 , $\text{Mn}^{+2}\text{Cl}_2$, $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$, $\text{K}_2\text{Mn}^{+6}\text{O}_4$ и др.

Поскольку Mn находится в VII группе, его степень окисления²⁶ не должна превышать $+7$.

4.5.

ОКИСЛИТЕЛИ И ВОССТАНОВИТЕЛИ

4.5.1.

ВАЖНЕЙШИЕ ОКИСЛИТЕЛИ И ВОССТАНОВИТЕЛИ

Элементы, находящиеся в высшей степени окисления (окислители), могут только восстанавливаться, так как их атомы способны лишь принимать электроны: сера в степени окисления $+6$ (H_2SO_4), азот $+5$ (HNO_3 и нитраты), марганец $+7$ (перманганаты), хром $+6$ (хроматы и дихроматы), свинец $+4$ (PbO_2) и др.

²⁶ При записи степени окисления у символа элемента справа сверху указывают сначала знак, а затем цифру; в то время как у реально существующих ионов и эффективных зарядов атомов указывают сначала цифру, а затем — знак. Например, запись Ca^{+2} формально означает кальций в степени окисления $+2$, а запись Ca^{2+} отвечает реально существующему иону кальция с зарядом $+2$.

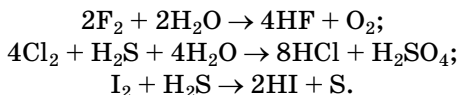
Напротив, элементы, находящиеся в низшей степени окисления (восстановители), могут только окисляться, поскольку их атомы способны лишь отдавать электроны: сера в степени окисления -2 (H_2S и сульфиды), азот -3 (NH_3 и его производные), йод -1 (HI и иодиды) и др.

Вещества, содержащие элементы в промежуточных степенях окисления, обладают окислительно-восстановительной двойственностью. Такие вещества способны и отдавать, и принимать электроны, в зависимости от партнера, с которым они взаимодействуют, и от условий проведения реакции.

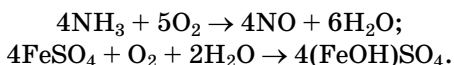
Ниже характеризуются некоторые наиболее важные окислители и восстановители.

4.5.2. ОКИСЛИТЕЛИ

Окислительные свойства характерны для типичных *неметаллов* (F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 , O_2) в элементарном (свободном) состоянии. Галогены, выступая в качестве окислителей, приобретают степень окисления $+1$, причем от фтора к йоду окислительные свойства ослабевают:

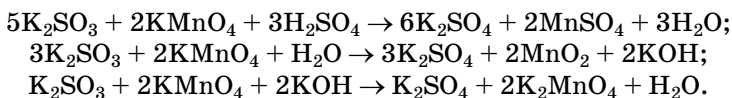


Кислород, восстанавливаясь, приобретает степень окисления -2 (H_2O или OH^-):

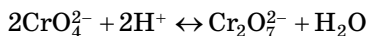


Среди *кислородсодержащих кислот* и их *солей* к наиболее важным окислителям относятся KMnO_4 , K_2CrO_4 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$, концентрированная серная кислота, азотная кислота и нитраты, кислородсодержащие кислоты галогенов и их соли.

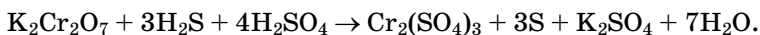
Перманганат калия, проявляя окислительные свойства за счет Mn (VII), восстанавливается до разных продуктов в зависимости от кислотности среды: в кислой среде — до Mn^{2+} (степень окисления $\text{Mn} + 2$), в нейтральной и слабощелочной — до MnO_2 (степень окисления $\text{Mn} + 4$), в сильнощелочной — манганат-иона MnO_4^{2-} (степень окисления $\text{Mn} + 6$):



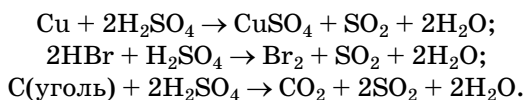
Хромат и дихромат калия (K_2CrO_4 и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) выступают в роли окислителей в кислой среде, восстанавливаясь до иона Cr^{3+} . Поскольку в кислой среде равновесие процесса



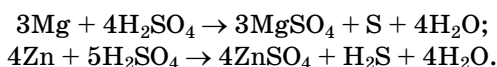
смещено вправо, то окислителем служит ион $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$:



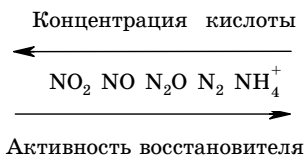
Концентрированная серная кислота проявляет окислительные свойства за счет серы в степени окисления +6, которая может восстанавливаться до степени окисления +4 (SO_2), 0 (свободная сера) или -2 (H_2S). Состав продуктов восстановления определяется главным образом активностью восстановителя, а также соотношением количеств восстановителя и серной кислоты, концентрацией кислоты и температурой системы. Чем активнее восстановитель и выше концентрация кислоты, тем более глубоко протекает восстановление. Так, малоактивные металлы (Cu , Sb и др.), а также бромоводород и некоторые неметаллы восстанавливают концентрированную серную кислоту до SO_2 :



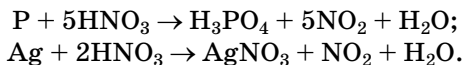
Активные металлы (Mg , Zn и т. п.) восстанавливают концентрированную H_2SO_4 до свободной серы или сероводорода:



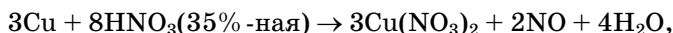
Азотная кислота проявляет окислительные свойства за счет азота в степени окисления +5, причем окислительная способность HNO_3 усиливается с ростом ее концентрации. В концентрированном состоянии азотная кислота окисляет большинство элементов до их высшей степени окисления. Состав продуктов восстановления HNO_3 зависит от активности восстановителя и концентрации кислоты; чем активнее восстановитель и более разбавлена кислота, тем глубже протекает восстановление азота.



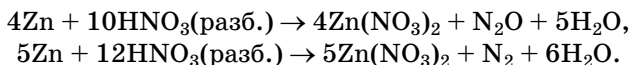
Поэтому при взаимодействии концентрированной HNO_3 с неметаллами или с малоактивными металлами образуется диоксид азота:



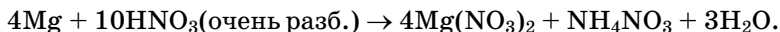
При взаимодействии более разбавленной азотной кислоты и малоактивных металлов может выделяться оксид азота (II):



а в случае активных металлов — оксид азота (I) или свободный азот:



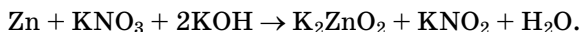
Сильно разбавленная азотная кислота при действии ее на активные металлы может восстанавливаться до иона аммония, образующего с кислотой нитрат аммония:



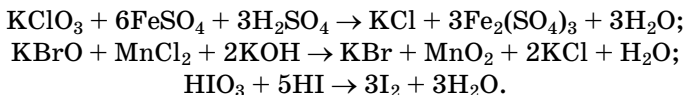
В отличие от иона SO_4^{2-} , ион NO_3^- проявляет окислительные свойства не только в кислой, но и в щелочной среде. При этом в растворах ион NO_3^- восстанавливается активными металлами до NH_3 :



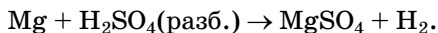
а в расплавах — до соответствующих нитритов:



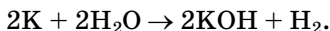
Кислородсодержащие кислоты галогенов (например, HOCl , HClO_3 , HBrO_3) и их соли, действуя в качестве окислителей, обычно восстанавливаются до степени окисления галогена -1 (в случае хлора и брома) или 0 (в случае йода):



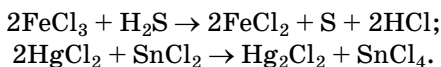
Водород в степени окисления $+1$ выступает как окислитель преимущественно в растворах кислот (как правило, при взаимодействии с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода):



Однако при взаимодействии с сильными восстановителями в качестве окислителя может проявлять себя и водород, входящий в состав воды:



Ионы металлов, находящиеся в высшей степени окисления (например, Fe^{+3} , Cu^{+2} , Hg^{+2}), выполняя функцию окислителей, превращаются в ионы с более низкой степенью окисления:



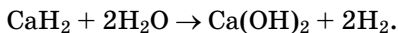
4.5.3. ВОССТАНОВИТЕЛИ

Среди элементарных веществ к типичным восстановителям принадлежат *активные металлы* (щелочные и щелочно-земельные, цинк, алюминий, железо и т. д.), а также некоторые неметаллы, такие как водород, углерод (в виде угля или кокса), фосфор, кремний. При этом в кислой среде металлы окисляются до положительно заряженных ионов, а в щелочной среде те металлы, которые образуют амфотерные гидроксиды (например, цинк, алюминий, олово), входят в состав отрицательно заряженных анионов или гидроксокомплексов.

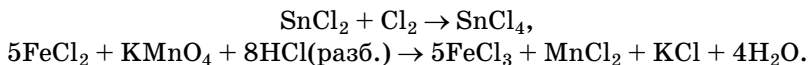
Углерод чаще всего окисляется до CO или CO₂, а фосфор, при действии сильных окислителей, — до H₃PO₄.

В *бескислородных кислотах* (HCl, HBr, HI, H₂S) и их солях носителями восстановительной функции являются анионы, которые, окисляясь, обычно образуют элементарные вещества. В ряду галогенид-ионов восстановительные свойства усиливаются от Cl⁻ до I⁻.

Гидриды щелочных и щелочно-земельных металлов, содержащие ион H⁻¹, проявляют восстановительные свойства, легко окисляясь до свободного водорода:



Металлы в низшей степени окисления (ионы Sn²⁺, Fe²⁺, Cu⁺, Hg₂²⁺ и др.), взаимодействуя с окислителями, способны повышать свою степень окисления:

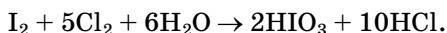


4.5.4.

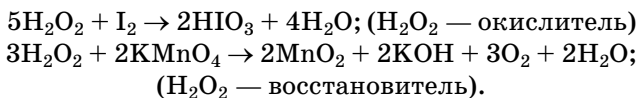
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНАЯ ДВОЙСТВЕННОСТЬ

Некоторые элементы и их соединения, как было указано выше, способны проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Йод в свободном состоянии, несмотря на более выраженную окислительную функцию, при взаимодействии с сильными окислителями способен играть роль восстановителя:



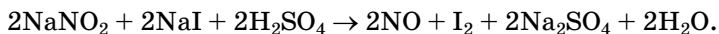
Пероксид водорода H_2O_2 содержит кислород в степени окисления -1 ; последний в присутствии восстановителей может понижать степень окисления до -2 , а при взаимодействии с окислителями способен повышать степень окисления (до 0) и превращаться в свободный кислород:



Азотистая кислота и нитриты, выступая в качестве восстановителей (за счет иона NO_2^-), окисляются до азотной кислоты или ее солей:



Действуя в качестве окислителя, ион NO_2^- восстанавливается обычно до NO , а в реакциях с сильными восстановителями — до более низких степеней окисления азота:



4.6.

МЕТОД ЭЛЕКТРОННОГО БАЛАНСА. АЛГОРИТМ РАССТАНОВКИ КОЭФФИЦИЕНТОВ В УРАВНЕНИЯХ ОВР

Метод электронного баланса уравнивания окислительно-восстановительных реакций (ОВР) основан на следующем правиле.



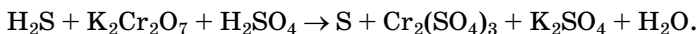
В данной реакции число электронов, отданных всеми частицами восстановителей, всегда равно числу электронов, присоединенных всеми частицами окислителей.

Алгоритм расстановки коэффициентов в окислительно-восстановительных реакциях по методу электронного баланса следующий:

- 1) вычисляем степени окисления элементов в уравнении ОВР и определяем изменившиеся степени окисления;
- 2) составляем уравнения электронного баланса и уравниваем число отданных и принятых электронов;
- 3) подставляем полученные коэффициенты в уравнение ОВР;
- 4) уравниваем ионы металлов, не изменивших свою степень окисления;
- 5) уравниваем кислотные остатки;
- 6) уравниваем атомы H;
- 7) производим проверку по атомам O.

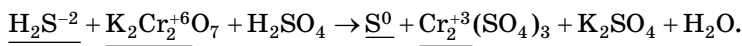
П Р И М Е Р

Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схеме окислительно-восстановительной реакции



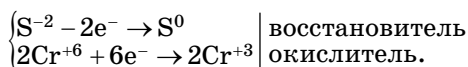
Р е ш е н и е.

1. Записываем схему реакции с указанием степени окисления элементов, которые их изменяют (последние можно подчеркнуть):

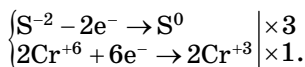


Здесь H_2S — восстановитель, а дихромат калия — окислитель.

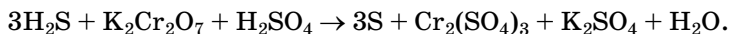
2. Составляем уравнения электронного баланса, учитывая, что $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ количеством вещества 1 моль содержат 2 моля хрома:



Находим коэффициенты при восстановителе, окислителе и продуктах их окисления и восстановления, уравнивая число отданных и принятых электронов:

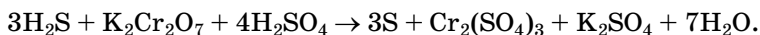


3. Полученные коэффициенты: при восстановителе H_2S и продукте его окисления S; окислителе $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ и продукте его восстановления $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ — подставляем в схему реакции



4, 5, 6. Оставшиеся коэффициенты подбираем в указанной последовательности: ионы калия (соль K_2SO_4), кислотные остатки (H_2SO_4), ионы водорода (вода).

Окончательное уравнение реакции имеет вид



7. Для проверки правильности подбора коэффициентов подсчитываем точное количество вещества атомного кислорода в левой и правой частях уравнения. В левой части: $O = (7 + 4 \cdot 4)$ моль = 23 моль, в правой части: $O = (3 \cdot 4 + 4 + 7)$ моль = 23 моль. Следовательно, уравнение записано правильно.

4.7.

ЭКВИВАЛЕНТНОСТЬ МАСС ОКИСЛИТЕЛЯ/ВОССТАНОВИТЕЛЯ

Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое взаимодействует с одним молем атомов водорода (см. также раздел «Материал для повторения»). Если водород выступает в качестве восстановителя (или окислителя), то 1 моль его атомов высвобождает (или присоединяет) 1 моль электронов:

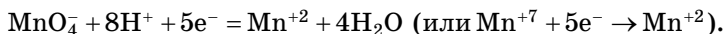


Поэтому эквивалентом окислителя (восстановителя) называется такое его количество, которое, восстанавливаясь (окисляясь), присоединяет (высвобождает) 1 моль электронов.

В соответствии с этим эквивалентная масса окислителя (восстановителя) \mathcal{E} равна его молярной массе M , деленной на число электронов n , которые присоединяет (высвобождает) одна молекула окислителя (восстановителя) в данной реакции:

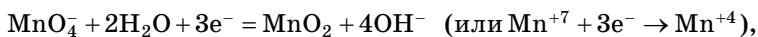
$$\mathcal{E} = M/n, [\text{г/моль}].$$

Поскольку одно и то же вещество в разных реакциях может отдавать или присоединять разное число электронов, то и его эквивалентная масса может иметь различные значения. Так, перманганат калия $KMnO_4$ ($M = 158,0$ г/моль) в зависимости от кислотности среды восстанавливается по-разному. В кислой среде восстановление протекает по уравнению



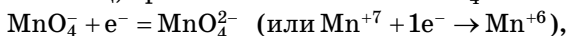
Здесь $n = 5$, эквивалент KMnO_4 равен $1/5$ моль, а его эквивалентная масса $\mathcal{E}(\text{KMnO}_4) = 158,0/5 = 31,6$ г/моль.

В нейтральной и слабощелочной средах уравнение полуреакции восстановления имеет вид:



откуда следует, что $n = 3$, эквивалент KMnO_4 равен $1/3$ моль, а $\mathcal{E}(\text{KMnO}_4) = 158,0/3 = 52,7$ г/моль.

Наконец, при восстановлении KMnO_4 в сильнощелочной среде:



$n = 1$, эквивалент KMnO_4 равен 1 моль, $\mathcal{E}(\text{KMnO}_4) = 158,0/1 = 158,0$ г/моль.

П Р И М Е Р

Вычислить эквивалент и эквивалентную массу сероводорода, если он окисляется до серной кислоты.

Р е ш е н и е.

Уравнение процесса окисления сероводорода



Поскольку одна молекула H_2S , окисляясь, отдает 8 электронов, то эквивалент сероводорода равен $1/8$ моль и $\mathcal{E}(\text{H}_2\text{S}) = 34,08/8 = 4,26$ г/моль.

Ответ: эквивалент H_2S равен $1/8$ моль, эквивалентная масса $\text{H}_2\text{S} = 4,26$ г/моль.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Дайте определение понятиям «электроотрицательность», «относительная электроотрицательность», «степень окисления». Как рассчитывают степень окисления элементов в нейтральной молекуле? В сложном ионе?
2. Какие реакции называются окислительно-восстановительными (ОВР)? Чем они отличаются от других типов реакций?
3. На какие типы подразделяются окислительно-восстановительные реакции?
4. В чем сущность теории окислительно-восстановительных процессов?
5. Какие вещества называют окислителями, а какие — восстановителями?
6. Какой процесс называют окислением, а какой — восстановлением?
7. Как меняются степени окисления восстановителя и окислителя в процессе окислительно-восстановительных реакций?

8. Может ли окислительно-восстановительный процесс протекать только между окислителями? Только между восстановителями?
9. Чем определяются окислительно-восстановительные способности простых веществ? Пользуясь Периодической системой элементов Д. И. Менделеева, назовите из числа простых веществ:
 - а) важнейшие окислители;
 - б) важнейшие восстановители.
10. Назовите по 5 типичных окислителей и восстановителей из числа сложных веществ.
11. Сформулируйте метод электронного баланса.
12. Как рассчитываются эквиваленты и эквивалентные массы окислителя и восстановителя?

ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах реакций взаимодействия металлов с кислотами:

- а) $\text{K} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\text{S} + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- г) $\text{Ca} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$;
- д) $\text{Fe} + \text{HNO}_3(\text{разб.}) \rightarrow \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + \text{NO} + \text{H}_2\text{O}$;
- е) $\text{Ag} + \text{HNO}_3(\text{конц.}) \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

2. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах реакций взаимодействия неметаллов с азотной кислотой:

- а) $\text{S} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{NO}$;
- б) $\text{P} + \text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_3\text{PO}_4 + \text{NO}$;
- в) $\text{B} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{H}_3\text{BO}_3 + \text{NO}_2$.

Укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

3. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах реакций разложения азотной кислоты и ее солей:

- а) $\text{HNO}_3 \rightarrow \text{NO}_2 + \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- б) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t} \text{N}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}$;
- в) $\text{NaNO}_3 \xrightarrow{t} \text{NaNO}_2 + \text{O}_2$;
- г) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$;
- д) $\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t} \text{Ag} + \text{NO}_2 + \text{O}_2$.

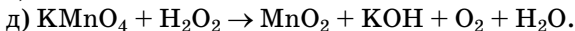
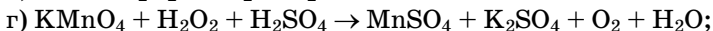
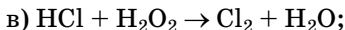
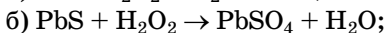
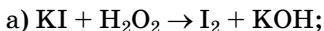
Укажите тип реакции.

4. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах реакций:



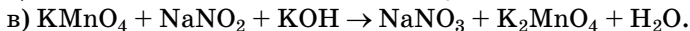
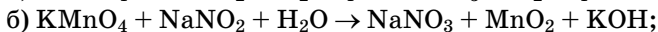
Укажите тип реакции.

5. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах реакций с участием перекиси водорода:



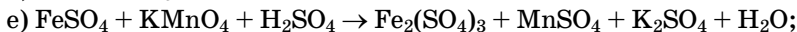
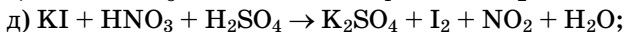
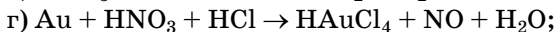
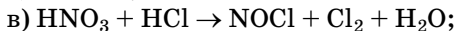
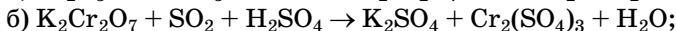
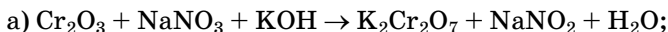
Обратите внимание на то, что степень окисления кислорода в H_2O_2 равна -1 .

6. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах реакций с участием перманганата калия:



Обратите внимание на то, что KMnO_4 восстанавливается до разных продуктов в зависимости от кислотности среды.

7. Методом электронного баланса подберите коэффициенты в схемах реакций:



Укажите окислитель и восстановитель, процессы окисления и восстановления.

8. Допишите уравнения реакций, подберите коэффициенты методом электронного баланса:

- а) $\text{Mn(OH)}_2 + \text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{MnO}_2 + \dots$;
- б) $\text{MnO}_2 + \text{O}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \dots$;
- в) $\text{FeSO}_4 + \text{Br}_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \dots$;
- г) $\text{NaAsO}_2 + \text{I}_2 + \text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_3\text{AsO}_4 + \dots$.

9. Допишите уравнения реакций, подберите коэффициенты методом электронного баланса, обратите внимание на окислительно-восстановительную двойственность элементов, находящихся в промежуточной степени окисления:

- а) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 + \dots$;
- б) $\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{S} + \dots$;
- в) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3 + \text{I}_2 \rightarrow \text{Na}_2\text{S}_4\text{O}_6 + \dots$;
- г) $\text{Cl}_2 + \text{I}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{HIO}_3 + \dots$.

10. Вычислите эквивалентную массу H_2SO_4 в следующих реакциях:

- а) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \rightarrow \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2$;
- б) $2\text{HBr} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow \text{Br}_2 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
- в) $8\text{HI} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.}) \rightarrow 4\text{I}_2 + \text{H}_2\text{S} + 4\text{H}_2\text{O}$.

Ответ:

- а) 49,03 г/моль;
- б) 49,03 г/моль;
- в) 12,26 г/моль.

11. Вычислите эквивалентные массы следующих восстановителей:

- а) хлорида олова (II);
- б) фосфора, если он окисляется до H_3PO_4 ;
- в) пероксида водорода, окисляющегося до молекулярного кислорода.

Ответ:

- а) 94,8 г/моль;
- б) 6,2 г/моль;
- в) 17,0 г/моль.

12. Чему равны эквивалент и эквивалентная масса перхлората калия KClO_4 , если он восстанавливается:

- а) до диоксида хлора;
- б) до свободного хлора;
- в) до хлорид-иона?

Ответ:

- а) $1/3$ моль, 46,2 г/моль;
- б) $1/7$ моль, 19,8 г/моль;
- в) $1/8$ моль, 17,3 г/моль;

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

ТЕМА 4. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Структура теста

1. Сущность теории окислительно-восстановительных процессов (реакций) (ОВР).

2. Окислители/восстановители; процессы окисления/восстановления.

3. Степень окисления. Расчет степени окисления элемента в нейтральной молекуле; в простом/сложном ионе. Изменение степени окисления окислителя/восстановителя в процессе ОВР.

4. Окислительно-восстановительные способности простых веществ; важнейшие окислители/восстановители из числа простых веществ.

5. Типичные окислители/восстановители из числа сложных веществ.

6. Окислительно-восстановительная двойственность.

7. Окислительно-восстановительные реакции, их отличие от других типов реакций.

8, 9, 10. Метод электронного баланса. Расстановка коэффициентов в уравнениях ОВР по методу электронного баланса.

Инструкция для выполнения

Тест состоит из 10 вопросов. На его выполнение отводится 25 мин. Задания рекомендуется выполнять по порядку. Если задание не удастся выполнить сразу, переходите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенным заданиям. К каждому заданию предлагается 4 варианта ответов, из которых правильными могут быть 1, 2 и даже 3 ответа. Ответ засчитывается как правильный, если указаны верно все варианты ответов.

Следует пользоваться справочными материалами:

- Периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева;
- таблицей относительных электроотрицательностей элементов;
- таблицей растворимости кислот, оснований и солей в воде при комнатной температуре и др. при необходимости.

Для расчетов необходим калькулятор.

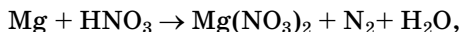
Шкала оценок:

- оценка «2» — указано менее 5 правильных ответов;
- оценка «3» — от 5 до 6 правильных ответов;
- оценка «4» — от 7 до 8 правильных ответов;
- оценка «5» — от 9 до 10 правильных ответов.

ТЕСТ 1

1. Химические реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ, называют:
 - а) кинетическими;
 - б) стехиометрическими;
 - в) ионными;
 - г) окислительно-восстановительными.
2. Окислитель — это атом, молекула или ион, который:
 - а) увеличивает свою степень окисления;
 - б) принимает электроны;
 - в) окисляется;
 - г) отдает свои электроны.
3. В каком соединении степень окисления марганца максимальна:
 - а) MnO_3 ;
 - б) H_2MnO_3 ;
 - в) Na_2MnO_4 ;
 - г) KMnO_4 .
4. Какие свойства в ОВР проявляет иодид-ион (I^-):
 - а) только окислителя;
 - б) ни окислителя, ни восстановителя;
 - в) только восстановителя;
 - г) и окислителя, и восстановителя.
5. В каких рядах вещества перечислены в порядке возрастания окислительных свойств:
 - а) хлор, бром, фтор;
 - б) бром, хлор, фтор;
 - в) сера, водород, кислород;
 - г) углерод, азот, кислород.
6. Укажите схемы ОВР:
 - а) $\text{SiH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{FeO} + \text{P} \rightarrow \text{Fe} + \text{P}_2\text{O}_5$;
 - в) $\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{KHCO}_3$;
 - г) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$.
7. Укажите схемы процессов окисления:
 - а) $\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^-$;
 - б) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}_3^-$;
 - в) $2\text{O}^{-1} \rightarrow \text{O}_2^0$;
 - г) $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{S}^0$.

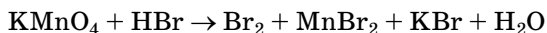
8. Для ОВР, протекающей по схеме



укажите значения степеней окисления элемента окислителя до и после реакции (в восстановленной форме):

- а) 0 до и +5 после;
- б) +5 до и +2 после;
- в) 0 до и +2 после;
- г) +5 до и 0 после.

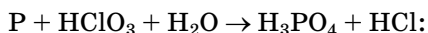
9. Для реакции получения брома при взаимодействии перманганата калия и бромоводорода по схеме



укажите, сколько моль восстановителя расходуется на 2 моль окислителя:

- а) 16;
- б) 10;
- в) 1;
- г) 8.

10. Коэффициенты перед окислителем и восстановителем в уравнении ОВР



- а) 6 и 9;
- б) 1 и 2;
- в) 5 и 6;
- г) 6 и 5.

ТЕСТ 2

1. Любая окислительно-восстановительная реакция включает два процесса:

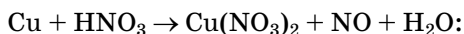
- а) гидролиз и диссоциацию;
- б) ионизацию и диссоциацию;
- в) окисление и восстановление;
- г) выделение и поглощение теплоты.

2. Восстановитель — это атом, молекула или ион, который:

- а) увеличивает свою степень окисления;
- б) принимает электроны;
- в) окисляется;
- г) отдает свои электроны.

3. Отметьте формулы соединений с одинаковой степенью окисления азота:

- а) Mg_3N_2 ;
б) NO ;
в) NO_2 ;
г) NH_3 .
4. Отметьте формулы ионов, содержащих атомы со степенью окисления +4:
- а) CO_3^{2-} ;
б) PO_4^{3-} ;
в) NO_2 ;
г) MnO_2 .
5. Укажите химические знаки элементов с переменной степенью окисления в соединениях:
- а) С;
б) К;
в) N;
г) F.
6. В каких парах оба вещества, формулы которых приведены ниже, проявляют двойственные окислительно-восстановительные свойства:
- а) KMnO_4 и SO_3 ;
б) S и HNO_2 ;
в) SO_2 и N_2O_3 ;
г) H_2O и $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$.
7. Укажите схемы ОВР, в которых вода является окислителем:
- а) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
б) $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$;
в) $\text{K} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
г) $\text{KH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$.
8. При попадании железной стружки в сильно нагретую концентрированную серную кислоту возможен процесс:
- а) $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{H}_2$;
б) $\text{Fe} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{FeSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$;
в) железо пассивируется концентрированной серной кислотой, поэтому реакция не происходит;
г) $\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 3\text{SO}_2 + 6\text{H}_2\text{O}$.
9. Сколько моль разбавленной азотной кислоты расходуется при окислении 3 моль меди по схеме

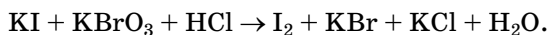


- а) 8;
б) 2;

в) 4;

г) 6.

10. Укажите сумму коэффициентов в уравнении ОВР, протекающей по схеме



Коэффициент «1» также следует учитывать:

а) 18;

б) 26;

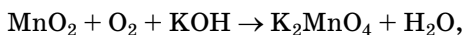
в) 24;

г) 13.

ТЕСТ 3

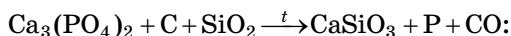
- Окислительно-восстановительными называются реакции, протекающие:
 - с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ;
 - с выделением либо поглощением теплоты;
 - до конца;
 - с изменением pH среды.
- Степень окисления — это:
 - отрицательный логарифм концентрации ионов окислителя в растворе;
 - условный заряд элемента в соединении, вычисленный исходя из предположения, что соединение состоит только из ионов;
 - число, показывающее, со сколькими одновалентными атомами может соединиться атом данного элемента;
 - условный заряд элемента в соединении, вычисленный исходя из предположения, что все связи в соединении — ковалентные.
- Какие соединения в реакциях с другими веществами проявляют только окислительные свойства:
 - перманганат калия KMnO_4 ;
 - дихромат натрия $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
 - йодоводород HI ;
 - азотная кислота HNO_3 .
- В каком ряду веществ, формулы которых приведены ниже, степень окисления кислорода во всех соединениях равна -2 :
 - H_2O , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, OF_2 ;
 - NO , SO_3 , H_2O_2 ;

- в) SO_2 , H_3PO_4 , Fe_3O_4 ;
 г) KO_2 , P_2O_5 , Cl_2O .
5. Укажите химические знаки элементов с постоянной степенью окисления в соединениях:
 а) С;
 б) К;
 в) N;
 г) F.
6. Какую роль в окислительно-восстановительных реакциях играет сульфид-ион S^{2-} :
 а) только восстановитель;
 б) только окислитель;
 в) и окислитель, и восстановитель;
 г) не проявляет окислительно-восстановительных свойств.
7. В какой реакции степень окисления изменяют атомы одного и того же элемента:
 а) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 б) $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$;
 в) $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$;
 г) $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$.
8. Для ОВР, протекающей по схеме

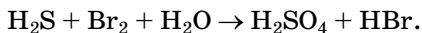


укажите, сколько моль восстановителя расходуется на 1 моль окислителя:

- а) 1;
 б) 2;
 в) 4;
 г) 10.
9. Укажите значение коэффициента при восстановителе в ОВР, протекающей по схеме



- а) 1;
 б) 5;
 в) 3;
 г) 2.
10. Укажите сумму коэффициентов при формулах всех веществ в уравнении ОВР, протекающей по схеме

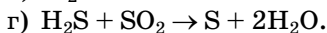


Коэффициент «1» также следует учитывать:

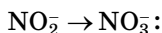
- а) 18;
- б) 16;
- в) 8;
- г) 35.

ТЕСТ 4

1. При протекании окислительно-восстановительных реакций процесс окисления всегда сопровождается процессом:
 - а) перехода электронов во внешнюю цепь;
 - б) восстановления;
 - в) осаждения электронов;
 - г) электролиза.
2. Если элемент в соединении находится в своей высшей положительной степени окисления, то это соединение может служить:
 - а) только окислителем;
 - б) только восстановителем;
 - в) обладать окислительно-восстановительной двойственностью;
 - г) участвовать только в реакциях ионного обмена.
3. Укажите самый сильный окислитель:
 - а) кислород;
 - б) концентрированная серная кислота;
 - в) фтор;
 - г) электрический ток на аноде при электролизе.
4. Какие соединения проявляют двойственные окислительно-восстановительные свойства:
 - а) азотная кислота HNO_3 ;
 - б) оксид серы (VI) SO_3 ;
 - в) оксид серы (IV) SO_2 ;
 - г) азотистая кислота HNO_2 .
5. Укажите схемы процессов восстановления:
 - а) $\text{H}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_2 + \text{OH}^-$;
 - в) $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{OH}^-$;
 - г) $\text{AlO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{OH}^-$.
6. Отметьте схемы реакций, в которых атомы окислителя и восстановителя находятся в составе одного и того же вещества:
 - а) $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$;
 - б) $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;



7. Что представляет собой процесс



а) окисление;

б) восстановление;

в) без изменения степени окисления;

г) процесс отдачи электронов.

8. Для ОВР, протекающей по схеме



укажите значения степеней окисления элемента восстановителя до и после реакции (в окисленной форме):

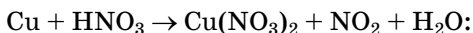
а) 0 до и +6 после;

б) +6 до и 0 после;

в) 0 до и +1 после;

г) +6 до и +1 после.

9. Сколько моль окислителя расходуется в реакции взаимодействия 1 моль меди с концентрированной азотной кислотой по схеме



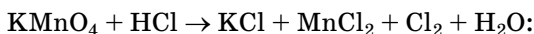
а) 2;

б) 4;

в) 8;

г) 6.

10. Укажите сумму коэффициентов при формулах всех веществ в уравнении ОВР получения хлора взаимодействием перманганата калия и соляной кислоты по схеме:



а) 18;

б) 25;

в) 30;

г) 35.

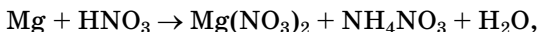
ТЕСТ 5

1. Метод электронного баланса основан на правиле:

а) в данной реакции число электронов, отданных всеми частицами восстановителей, всегда равно числу электронов, присоединенных всеми частицами окислителей;

- б) в данной реакции число электронов в левой и правой частях уравнения всегда одинаково;
 - в) в данной реакции число электронов, отданных всеми частицами восстановителей, всегда равно числу протонов, присоединенных всеми частицами окислителей;
 - г) процесс отдачи электронов всегда сопровождается выделением эквивалентного количества теплоты.
2. Процесс окисления — это процесс:
- а) присоединения атомом, молекулой или ионом электронов;
 - б) отдачи атомом, молекулой или ионом электронов;
 - в) электронно-ионного баланса;
 - г) перехода электронов во внешнюю цепь.
3. Укажите схемы ОВР:
- а) $S_8 \rightarrow 4S_2$;
 - б) алмаз $\xrightarrow{t \approx 1000^\circ C}$ графит;
 - в) $MnO_4^{2-} \rightarrow MnO_4^-$;
 - г) $H_2O_2 \rightarrow O_2 + H_2O$.
4. Какое соединение в реакциях с другими веществами может быть только окислителем:
- а) аммиак NH_3 ;
 - б) оксид свинца (IV) PbO_2 ;
 - в) гипохлорит калия $KClO$;
 - г) хлорид железа (II) $FeCl_2$.
5. Какие соединения проявляют двойственные окислительно-восстановительные свойства:
- а) дихромат калия $K_2Cr_2O_7$;
 - б) оксид марганца (IV) MnO_2 ;
 - в) сернистая кислота H_2SO_3 ;
 - г) азотная кислота HNO_3 .
6. Между какими веществами не может протекать ОВР:
- а) сероводород и иодоводород (H_2S и HI);
 - б) сероводород и оксид серы (IV) (H_2S и SO_2);
 - в) азотная и серная кислоты (HNO_3 и H_2SO_4);
 - г) азотная кислота и сера (HNO_3 и S).
7. Степени окисления кислорода в молекулярном кислороде (O_2), воде (H_2O), перекиси водорода (H_2O_2) и оксиде фтора (OF_2) соответственно равны:
- а) 0, -2, -2 и +1;
 - б) 0, -2, -1 и +2;
 - в) -2, -2, -1 и +1;
 - г) 0, 0, -2 и -2.

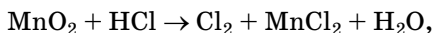
8. Для ОВР, протекающей по схеме



укажите значения степеней окисления элемента окислителя до и после реакции (в восстановленной форме):

- а) +4 до и +5 после;
- б) +5 до и +5 после;
- в) +5 до и -4 после;
- г) +5 до и -3 после.

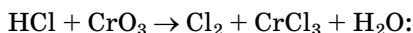
9. Для реакции получения хлора при взаимодействии диоксида марганца и соляной кислоты по схеме



укажите, сколько моль восстановителя расходуется на 1 моль окислителя:

- а) 2;
- б) 4;
- в) 6;
- г) 8.

10. Укажите сумму коэффициентов при формулах всех веществ для ОВР, протекающей по схеме



- а) 14;
- б) 17;
- в) 25;
- г) 11.

ТЕСТ 6

1. Процесс восстановления — это процесс:

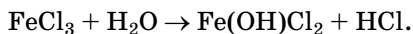
- а) присоединения атомом, молекулой или ионом электронов;
- б) отдачи атомом, молекулой или ионом электронов;
- в) электронно-ионного баланса;
- г) перехода электронов во внешнюю цепь.

2. Как изменяется степень окисления элемента при окислении:

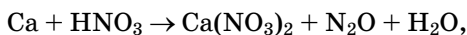
- а) повышается;
- б) понижается;
- в) остается без изменения;
- г) может как повышаться, так и понижаться.

3. Различают следующие типы окислительно-восстановительных реакций:

- а) обмена, разложения и соединения;
 - б) молекулярные, ионные и электронные;
 - в) межмолекулярные, внутримолекулярные и диспропорционирования;
 - г) этерификации, нейтрализации и самоокисления–самовосстановления.
4. Какие процессы являются окислительно-восстановительными:
- а) синтез аммиака: $\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$;
 - б) гашение извести: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$;
 - в) обжиг пирита: $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$;
 - г) гидролиз хлорида железа (III):



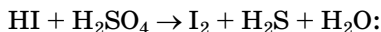
5. Выберите процессы окисления:
- а) $\text{Cr(OH)}_3 + 5\text{OH}^- \rightarrow \text{CrO}_4^{2-} + 4\text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{ClO}_2^- + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{ClO}_3^- + \text{H}_2\text{O}$;
 - в) $\text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 4\text{OH}^-$;
 - г) $\text{HPO}_4^{2-} + \text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^-$.
6. Анион какой кислоты обладает только окислительными свойствами:
- а) азотистой: NO_2^- ;
 - б) иодоводородной: I^- ;
 - в) азотной: NO_3^- ;
 - г) бромоводородной: Br^- .
7. Степени окисления хлора в хлороводороде HCl , молекулярном хлоре Cl_2 , бертолетовой соли KClO_3 и хлорной кислоте HClO_4 соответственно равны:
- а) $-1, 0, +5$ и $+7$;
 - б) $-1, 0, +7$ и $+9$;
 - в) $-1, -1, +3$ и $+4$;
 - г) $-1, 0, -2$ и -3 .
8. Для ОВР, протекающей по схеме



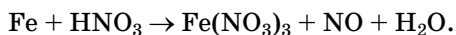
укажите значения степеней окисления элемента окислителя до и после реакции (в восстановленной форме):

- а) $+5$ до и $+5$ после;
- б) $+5$ до и $+2$ после;
- в) 0 до и $+2$ после;
- г) $+5$ до и $+1$ после.

9. Коэффициенты перед окислителем и восстановителем в уравнении ОВР



- а) 2 и 2;
 - б) 1 и 2;
 - в) 1 и 6;
 - г) 1 и 8.
10. Укажите сумму коэффициентов при формулах всех веществ для ОВР, протекающей по схеме



Коэффициент «1» также следует учитывать:

- а) 5;
- б) 6;
- в) 9;
- г) 7.

ЛИТЕРАТУРА

1. Глинка, Н. Л., Общая химия, с. 259–268.
2. Коровин, Н. В., Общая химия, с. 251–260.
3. Карапетьяни, М. Х., Общая и неорганическая химия, с. 216–226.
4. Полинг, Л., Химия, с. 311–313.
5. Хомченко, Г. П., Химия для поступающих в вузы, с. 166–180.

ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ

Самым великим моим открытием было открытие Фарадея.

Г. Дэви, английский физик и химик,
основатель электрохимии

К широко распространенной разновидности окислительно-восстановительных процессов относятся электрохимические системы. Последние включают реакции превращения химической энергии в электрическую (гальванические элементы) и электрической — в химическую энергию превращения веществ (процессы электролиза).

Важным основополагающим параметром электрохимических реакций является понятие *электродный потенциал* (двойной электрический слой на границе металл–раствор), который зависит в первую очередь от того, с каким именно металлом мы имеем дело; при этом теоретическое понятие «электрод» отличается от обыденного.

Следует четко уяснить, что электродный потенциал каждого металла — это природный, присущий ему параметр, т. е. такое свойство металла, с которым он «родится» и «живет». Этот параметр характеризует активность металла, его окислительно-восстановительные способности. Электродный потенциал — это справочная величина.

Коррозия металлов относится к окислительно-восстановительным процессам и протекает по химическому либо электрохимическому механизму. Наиболее распространенными являются процессы коррозии с выделением водорода и поглощением кислорода.

На основе понимания механизма коррозии созданы и применяются различные методы защиты металлов от коррозии.

5.1. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ



Электрохимические системы — это системы, в которых происходит взаимное превращение химической и электрической форм энергии.

Электрохимические системы подразделяются на:

- системы, в которых протекающие химические реакции сопровождаются выделением химической энергии. К таким системам относятся так называемые химические источники тока — гальванические элементы, аккумуляторы;
- системы, в которых на возбуждение и поддержание химической реакции расходуется электрическая энергия. Это процессы электролиза;
- топливные элементы, в которых происходит непосредственное преобразование тепловой энергии в электрическую.

Все электрохимические системы представляют собой цепи из проводников 1-го и 2-го рода.

Проводники 1-го рода проводят электрический ток, не подвергаясь химическому изменению (металлы, сплавы, некоторые оксиды, графит), и характеризуются электронным типом проводимости.

Проводники 2-го рода при прохождении электрического тока изменяют свой химический состав (расплавы и растворы электролитов) и характеризуются ионным типом проводимости.



Система, состоящая из металла (проводника 1-го рода), погруженного в раствор электролита (проводника 2-го рода), называется *электродом*.

При схематичном изображении электрода граница раздела между металлом и раствором обозначается вертикальной чертой: $\text{Zn}^{2+} \mid \text{Zn}$ или $\text{Cu}^{2+} \mid \text{Cu}$.

5.2. ЭЛЕКТРОДНЫЙ ПОТЕНЦИАЛ

При погружении любого металла в раствор электролита на границе раздела фаз металл/раствор возникает разность потенциалов, называемая электродным потенциалом металла. Причины возникновения электродного потенциала могут быть различными.

Так, в случае погружения пластинки из активного металла (например, цинка) в раствор его соли полярные молекулы воды, действуя своими отрицательными полюсами на положительные ионы Zn^{2+} , переводят их в раствор. При этом электроны остаются на поверхности металлической пластинки, заряжая ее отрицательно.

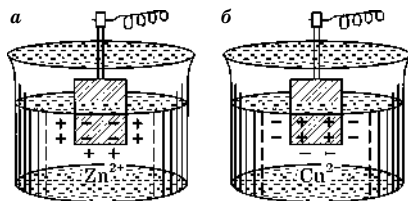


Рис. 5.1
Схема возникновения
электродного потенциала

Гидратированные ионы металла, перешедшие в раствор, притягиваются положительно заряженной поверхностью пластинки и располагаются вблизи нее. В результате образуется так называемый двойной электрический слой, или электродный потенциал (рис 5.1).

В случае пластинки из малоактивного металла (меди), погруженной в раствор его соли, будет преобладать обратный процесс: ионы металла (Cu^{2+}), находящиеся в растворе, будут терять свою гидратную оболочку и переходить в кристаллическую решетку металла, заряжая Cu -пластинку положительно. Сам раствор при этом зарядится отрицательно. В результате, как и с Zn -пластинкой, возникает двойной электрический слой, а значит, и определенный электродный потенциал.

Процесс перехода ионов металла в жидкость является обратимым.

Таким образом, при погружении металлов в растворы их солей менее активные из них заряжаются положительно, а более активные — отрицательно.

Потенциал каждого электрода зависит от природы металла, концентрации его ионов в растворе и температуры.

Располагая металлы по уменьшению их активностей, получим ряд активности (напряжений) металлов:

← Усиление восстановительной способности
 $\text{Li}, \text{K}, \text{Ba}, \text{Ca}, \text{Na}, \text{Mg}, \text{Al}, [\text{Be}, \text{Mn}, \text{Zn}, \text{Cr}, \text{Fe}, \text{Cd}, \text{Co}, \text{Ni}, \text{Sn}, \text{Pb}, [\text{H}_2], \text{Sb}, \text{Cu}, \text{Hg}, \text{Ag}, \text{Pt}, \text{Au}]$

$\text{Li}^+, \text{K}^+, \text{Ba}^{2+}, \text{Ca}^{2+}, \text{Na}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}, \text{Be}^{2+}, \text{Mn}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Cr}^{3+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Cd}^{2+},$
 $\text{Co}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, [\text{H}^0], \text{Sb}^{3+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Ag}^+, \text{Pt}^{2+}, \text{Au}^+$

Усиление окислительной способности →

Более точное его название — ряд стандартных электродных потенциалов.

5.2.1. ИЗМЕРЕНИЕ ЭЛЕКТРОДНЫХ ПОТЕНЦИАЛОВ. РЯД СТАНДАРТНЫХ ЭЛЕКТРОДНЫХ ПОТЕНЦИАЛОВ

Непосредственно измерить потенциал отдельно взятого электрода не представляется возможным. В реальных условиях количественную оценку потенциала электрода получают, сравнивая его со стандартным водородным электродом, потенциал которого условно принимают равным нулю. Потенциал водородного электрода производится с очень высокой точностью, поэтому Н-электрод и принят в качестве эталона при создании шкалы электродных потенциалов.

Водородный электрод

Водородный электрод представляет собой платиновую пластинку, электролитически покрытую губчатой платиной и погруженную в раствор кислоты, через который пропускается водород (рис 5.2).

ЭДС такого гальванического элемента, измеренная в стандартных условиях, называется стандартным электродным потенциалом данного металла ε^0 .

В качестве стандартных условий приняты:

- температура 25°C (298 К);
- давление 101,325 кПа (1 атм);
- концентрация ионов металла 1 моль/л.

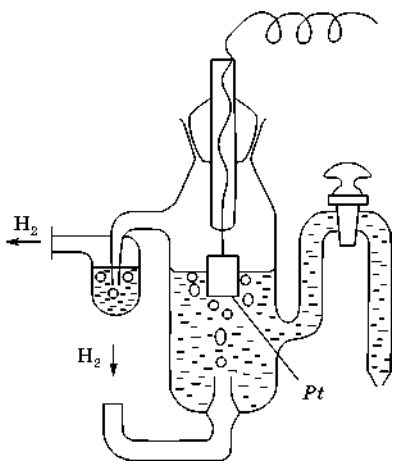


Рис. 5.2
Водородный электрод

Располагая металлы в порядке возрастания алгебраической величины их стандартных электродных потенциалов, получим указанный ряд металлов с количественной оценкой — ряд стандартных электродных потенциалов (см. табл. 9, «Справочные материалы»).

Из ряда стандартных электродных потенциалов металлов можно почерпнуть следующую полезную информацию:

1. Данный ряд характеризует химические свойства металлов: величины стандартных электродных потенциалов дают количест-

венную характеристику восстановительной способности металлов и окислительной способности их ионов. Например, металлический литий (Li) — самый сильный восстановитель, а золото (Au) — самый слабый.

2. Каждый предыдущий металл в ряду напряжений вытесняет каждый последующий из раствора его соли (исключения: щелочные и щелочно-земельные металлы сами растворяются в воде; Al не взаимодействует с сульфатами металлов; и некоторые другие).

3. Все металлы, стоящие до водорода, вытесняют его из разбавленных растворов кислот (здесь также имеются некоторые ограничения).

4. Металлы, стоящие до водорода, встречаются в природе в виде соединений; следующие сразу за H — Cu, Ag, Hg — как в виде соединений, так и в самородном виде, а завершающие ряд Au и платиновые металлы — главным образом в свободном состоянии.

5.3.

ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ. ЭДС

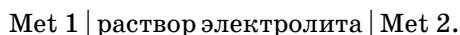
5.3.1.

ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ



Гальваническими элементами называют устройства, в которых происходит превращение энергии химических окислительно-восстановительных реакций в электрическую.

Гальванический элемент можно получить, если погрузить два различных металла в раствор электролита и соединить проводником; схематично:



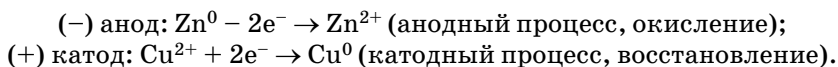
В этом случае между Met 1 и Met 2 возникает разность потенциалов и, соответственно, направленное движение электронов — электрический ток.

Классическим примером гальванического элемента служит элемент Якоби–Даниэля, состоящий из цинкового электрода (Zn-пластинка, погруженная в раствор сульфата цинка, ZnSO_4) и медного электрода (Cu-пластинка, погруженная в раствор сульфата меди, CuSO_4); схематично:



В данном случае граница раздела между металлом и раствором обозначается вертикальной чертой, между растворами электролитов — двойной вертикальной чертой.

При замыкании цепи в гальваническом элементе Якоби–Даниэля возникают следующие электродные процессы:



Названия электродам даются в соответствии с процессами, которые на них протекают.

Электрод (–), на котором протекают процессы окисления, называется *анодом*.

Электрод (+), на котором протекают процессы восстановления, называется *катодом*.

5.3.2. ЭЛЕКТРОДВИЖУЩАЯ СИЛА (ЭДС)



Максимальное напряжение гальванического элемента, отвечающее обратимому протеканию происходящей в нем реакции, называется *электродвижущей силой (ЭДС) элемента*.

Стандартная ЭДС (E^0) наблюдается в стандартных условиях (см. выше).



ЭДС гальванического элемента может быть вычислена как разность двух электродных потенциалов (ε) металлов; при этом меньший (в алгебраическом смысле) электродный потенциал вычитается из большего.

Так, для рассмотренного выше элемента Якоби–Даниэля

$$E^0 = \varepsilon^0(\text{Cu}) - \varepsilon^0(\text{Zn}) = +0,34 - (-0,76) = 1,1 \text{ В.}$$

Следует отметить, что чем дальше отстоят элементы в ряду напряжений металлов, тем больше будет ЭДС гальванического элемента.

5.3.3. УРАВНЕНИЕ НЕРНСТА

В результате изучения потенциалов различных электродных процессов было установлено (В. Нернст, 1889), что их величины зависят от трех факторов:

- природы веществ — участников электродного процесса;
- соотношения между концентрациями (активностями) этих веществ;
- температуры системы.

Частные формы уравнения Нернста

Электрод	Электродный процесс	Уравнение Нернста
$\text{Ag}/\text{Ag}^+(\text{Met}/\text{Met}^+)$	$\text{Ag}^+ + 1\text{e}^- \leftrightarrow \text{Ag}$	$\varepsilon = \varepsilon^0 + 0,059 \lg[\text{Ag}^+]$
$\text{Zn}/\text{Zn}^{2+}(\text{Met}/\text{Met}^{2+})$	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{e}^- \leftrightarrow \text{Zn}$	$\varepsilon = \varepsilon^0 + \frac{0,059}{2} \lg[\text{Zn}^{2+}]$
$\text{Al}/\text{Al}^{3+}(\text{Met}/\text{Met}^{3+})$	$\text{Al}^{3+} + 3\text{e}^- \leftrightarrow \text{Al}$	$\varepsilon = \varepsilon^0 + \frac{0,059}{3} \lg[\text{Al}^{3+}]$

Для металлического электрода, погруженного в раствор его соли, уравнение Нернста имеет вид

$$\varepsilon = \varepsilon^0 + \frac{2,3 \cdot RT}{z \cdot F} \lg c,$$

где ε^0 — стандартный электродный потенциал металла; R — универсальная газовая постоянная (8,31 Дж/моль·К); T — температура, К; F — постоянная Фарадея (96 500 Кл/моль); z — число электронов, участвующих в электродном процессе; c — концентрация соли металла (моль/л).

После подстановки значений R , F и T (298 К — стандартная температура электрохимических измерений) уравнение Нернста для некоторых электродов приобретает следующий вид (табл. 5.1).

С помощью уравнения Нернста рассчитывают значения электродных потенциалов, а также значения ЭДС гальванических элементов для нестандартных условий.

П Р И М Е Р

Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погруженного в 0,1 М раствор нитрата цинка, и металлического свинца, погруженного в 0,02 М раствор нитрата свинца. Вычислите ЭДС элемента, напишите уравнения электродных процессов, составьте схему элемента.

Р е ш е н и е.

Чтобы определить ЭДС элемента в нестандартных условиях, необходимо вычислить электродные потенциалы. Для этого в табл. 9 (см. «Справочные материалы») находим значения стандартных электродных потенциалов системы Zn^{2+}/Zn (–0,76 В) и Pb^{2+}/Pb (–0,13 В), а затем рассчитываем значения ε по уравнению Нернста:

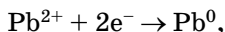
$$\varepsilon_{\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}} = -0,13 + \frac{0,059}{2} \lg 0,02 = -0,13 + 0,030(-1,7) = -0,18 \text{ В};$$

$$\varepsilon_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = -0,76 + \frac{0,059}{2} \lg 0,1 = -0,76 + 0,030(-1) = -0,79 \text{ В.}$$

Находим ЭДС элемента:

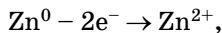
$$E = \varepsilon(\text{Pb}) - \varepsilon(\text{Zn}) = -0,18 - (-0,79) = 0,61 \text{ В.}$$

Поскольку $\varepsilon(\text{Pb}) > \varepsilon(\text{Zn})$, то на свинцовом электроде будет происходить восстановление



т. е. он будет служить катодом.

На цинковом электроде будет протекать процесс окисления



т. е. этот электрод будет анодом.

Схема рассматриваемого гальванического элемента имеет следующий вид:



Ответ: ЭДС элемента равна 0,61 В; уравнения электродных процессов:

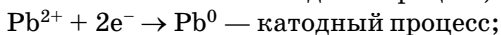
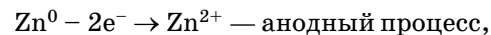


схема гальванического элемента имеет следующий вид:



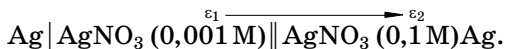
5.3.4.

КОНЦЕНТРАЦИОННЫЕ ГАЛЬВАНИЧЕСКИЕ ЭЛЕМЕНТЫ

Гальванический элемент может быть составлен не только из различных, но и из одинаковых электродов, погруженных в растворы одного и того же электролита, различающиеся только концентрацией. Как и в рассмотренных выше случаях, ЭДС такого элемента равна разности потенциалов составляющих его электродов.

ПРИМЕР

Определите ЭДС гальванического элемента



В каком направлении будут перемещаться электроны во внешней цепи при работе этого элемента?

Решение.

Стандартный электродный потенциал ε^0 системы Ag^+/Ag равен 0,80 В. Обозначив потенциал левого электрода через ε_1 , а правого — через ε_2 , находим (используя частную форму уравнения Нернста, см. выше)

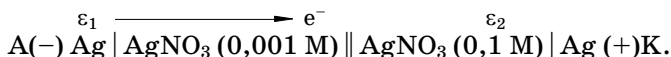
$$\varepsilon_1 = 0,80 + 0,059 \lg 0,001 = 0,80 + 0,59(-3) = 0,62 \text{ В},$$

$$\varepsilon_2 = 0,80 + 0,059 \lg 0,1 = 0,80 + 0,059(-1) = 0,74 \text{ В}.$$

Вычисляем ЭДС элемента

$$E = \varepsilon_2 - \varepsilon_1 = 0,74 - 0,62 = 0,12 \text{ В}.$$

Поскольку $\varepsilon_1 < \varepsilon_2$, то левый электрод будет служить анодом и электроны будут перемещаться во внешней цепи от левого электрода к правому, т. е.



5.3.5. АККУМУЛЯТОРЫ



Химические источники тока, предназначенные для многократного их использования за счет регенерации активных компонентов электродов в процессе зарядки, называются *аккумуляторами*.

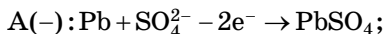
Широкое распространение получили свинцовые и никелевые аккумуляторы.

Свинцовый аккумулятор

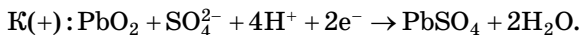
Свинцовый аккумулятор состоит из решетчатых свинцовых пластин, одни из которых заполнены диоксидом свинца, другие — металлическим губчатым свинцом. Пластины погружены в 32–39% -ный раствор H_2SO_4 ($\rho = 1,24\text{--}1,30$ г/мл; при этой концентрации электрическая проводимость раствора серной кислоты максимальна).

При разряде (разрядке) Pb-аккумулятора:

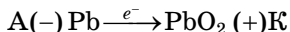
- анодный процесс — окисление металлического свинца:



- катодный процесс — восстановление диоксида свинца:



Во внешней цепи



(электроны от металлического Pb (анода) переходят к атомам свинца в PbO₂ (катоде), т. е. от одного электрода к другому).

Во внутренней цепи (в растворе H₂SO₄) ионы SO₄²⁻ движутся к аноду, ионы H⁺ — к катоду. Таким образом, у анода расходятся анионы, а у катода — катионы, в итоге раствор остается нейтральным.

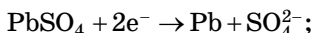
Суммарное уравнение реакции



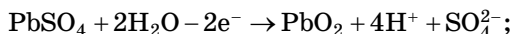
Напряжение заряженного свинцового аккумулятора равно приблизительно 2 В. По мере разряда аккумулятора материалы его катода (PbO₂) и анода (Pb) расходуются. При этом напряжение на зажимах аккумулятора падает. Когда оно становится меньше значения, допускаемого условиями эксплуатации, аккумулятор вновь заряжают.

Для зарядки (или заряда) аккумулятора его подключают к внешнему источнику тока: (+) к (+), (–) к (–); при этом ток протекает через аккумулятор в противоположном направлении, в результате чего электрохимические процессы на электродах «обращаются».

При зарядке Pb-аккумулятора на Pb-электроде протекает процесс восстановления, т. е. Pb-электрод становится катодом

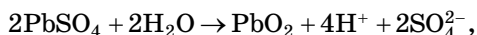


на PbO₂-электроде идет процесс окисления, т. е. PbO₂-электрод является теперь анодом



таким образом, при зарядке аккумулятора ионы в растворе движутся в противоположных работе направлениях.

Суммарное уравнение реакции



т. е. при зарядке аккумулятора в нем вновь получают вещества, необходимые для его работы.

Достоинства свинцовых аккумуляторов: высокая ЭДС, высокий КПД, простота, невысокая цена.

Недостатки свинцовых аккумуляторов: небольшая удельная энергия, саморазряд при хранении, токсичность свинца.

Щелочные кадмиево-никелевые (КН) и железоникелевые (ЖН) аккумуляторы

Щелочные кадмиево-никелевые (КН) и железоникелевые (ЖН) аккумуляторы сходны между собой и различаются в основном материалом пластин отрицательного электрода: в КН-аккумуляторах они кадмиевые, а в ЖН — железные. Наиболее широко применяются КН-аккумуляторы.

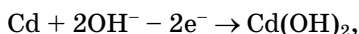
Щелочные аккумуляторы выпускаются в основном с ламельными электродами (ламели — плоские коробочки с отверстиями, в которых заключены активные массы электродов).

В заряженном КН-аккумуляторе активная масса (+) пластин содержит гидратированный оксид никеля (III) $\text{Ni}_2\text{O}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ или $\text{NiO}(\text{OH})$ + графит (для увеличения электрической проводимости); активная масса (–) пластин содержит смесь губчатого Cd с порошком железа.

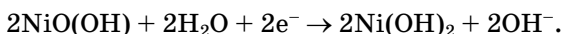
В ЖН-аккумуляторах активная масса (+) пластин (как и в КН-аккумуляторе, см. выше); активная масса (–) пластин содержит порошок восстановленного железа.

Электролит: в обоих случаях — раствор KOH + небольшое количество LiOH .

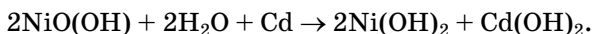
При разряде КН-аккумулятора $\text{A}(-)$ Cd окисляется



а $\text{K}(+)$ $\text{NiO}(\text{OH})$ восстанавливается

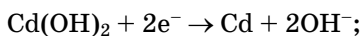


Суммарная реакция при разряде КН-аккумулятора

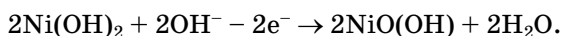


Напряжение заряженного КН-аккумулятора около 1,4 В. По мере работы аккумулятора напряжение на его зажимах падает. Когда оно становится ниже 1 В, аккумулятор заряжают.

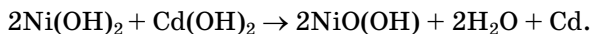
При зарядке КН-аккумулятора на Cd -электроде происходит восстановление металла



на Ni -электроде — окисление гидроксида никеля



Суммарная реакция при зарядке КН-аккумулятора

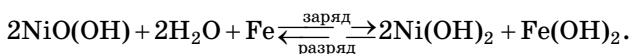


Типы аккумуляторов

Электрохимическая система	Среднее напряжение	Уравнение Нернста		КПД, %	Наработка, циклы
		Вт·ч/кг	Вт·ч/м ³		
Pb H ₂ SO ₄ PbO ₂	2,0–1,8	10–35	20–75	70–80	30*–1000**
Cd KOH NiOOH	1,24–1,2	10–38	40–80	55–65	500–2500
Fe KOH NiOOH	1,3–1,2	20–35	40–75	50–55	500–2500
Mn _k KOH NiOOH	1,26–1,2	40–70	60–120	60–70	до 1000
LiC LiAsF ₆ ЭК+ДЭК*** Li _x CoO ₂	2,5–3,0	80–120	160–200	60–70	до 1000

* Стартерный. ** Стационарный. *** Этиленкарбонат (ЭК) и диэтилкарбонат (ДЭК).

Для ЖН-аккумуляторов



Достоинства КН- и ЖН-аккумуляторов: большой срок службы (до 10 лет), высокая механическая прочность.

Недостатки КН- и ЖН-аккумуляторов: невысокие КПД и напряжение; кроме того, Cd — высокотоксичный металл.

Существуют и другие типы аккумуляторов (табл. 5.2).

Проводятся исследования по совершенствованию уже имеющихся и созданию новых типов аккумуляторов. Это обусловлено в значительной степени необходимостью создания электромобилей.

5.4. ЭЛЕКТРОЛИЗ

5.4.1. ЭЛЕКТРОЛИЗ. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ОПРЕДЕЛЕНИЯ



Электролизом называется окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита.

Процессы, протекающие при электролизе, по существу, обратны процессам, имеющим место в гальваническом элементе.

Гальванический элемент — это источник электрического тока, а электролизер — потребитель электрической энергии.

В гальваническом элементе химическая энергия превращается в электрическую, а при электролизе, наоборот, электрическая энергия превращается в химическую.

В замкнутой гальванической цепи электрохимические процессы окисления и восстановления протекают самопроизвольно. При электролизе электрохимические процессы окисления и восстановления идут под воздействием внешнего электрического тока и самопроизвольно не протекают.

В гальваническом элементе отрицательный электрод — анод, а положительный — катод.

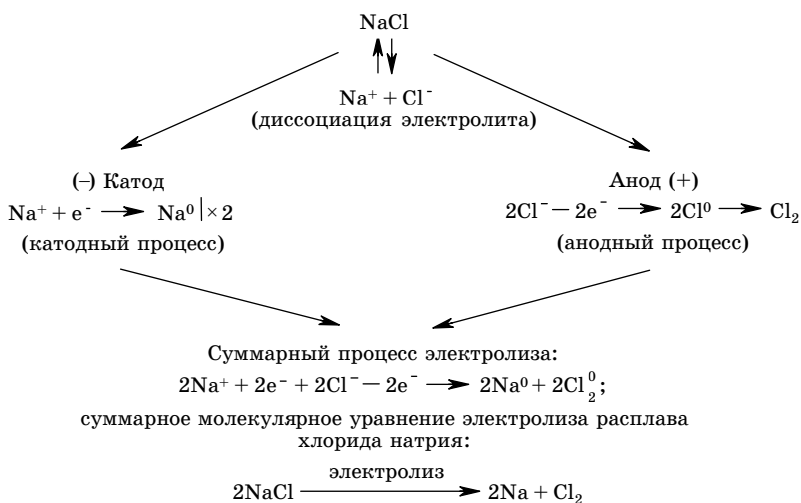
При электролизе, наоборот, отрицательный электрод — катод, а положительный — анод.

При электролизе из возможных процессов будет протекать тот, для которого минимальна затрата энергии. На катоде восстанавливаются прежде всего те электрохимические системы, которые имеют наибольший электродный потенциал, на аноде окисляются системы с наименьшим электродным потенциалом.

5.4.2. ЭЛЕКТРОЛИЗ РАСПЛАВА ЭЛЕКТРОЛИТА

П Р И М Е Р

Рассмотрим электролиз расплава хлорида натрия



Сущность электролиза можно рассмотреть на рис. 5.3.

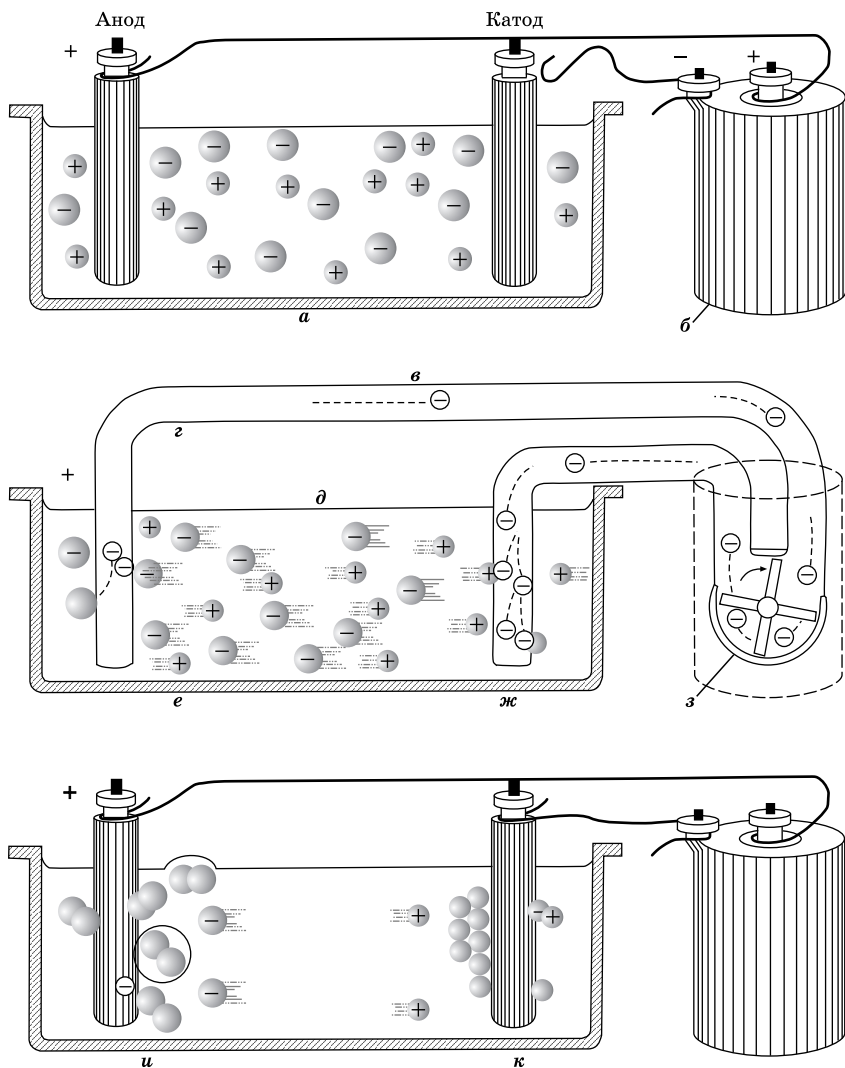


Рис. 5.3

Электролиз расплавленного хлорида натрия:

а — расплавленная соль, например NaCl , содержит одинаковое число анионов (Cl^-) и катионов (Na^+); *б* — аккумулятор или иной источник постоянного тока; *в* — если цепь замкнута, то движение электронов напоминает движение по трубам; *з* — анод притягивает анионы; *д* — катод притягивает катионы; *е* — анионы отдают свои избыточные электроны аноду и превращаются в нейтральные атомы; *ж* — катионы получают электроны от катода и также превращаются в нейтральные атомы; *з* — аккумулятор действует как насос для электронов; *и* — нейтральные атомы хлора объединяются, образуя пузырьки газообразного хлора (Cl_2); *к* — нейтральные атомы натрия образуют слой металлического натрия.

5.4.3.

ЭЛЕКТРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Этот процесс протекает сложнее, так как здесь участвуют кроме молекул электролита еще и молекулы воды.

В результате электрохимического разложения воды на катоде выделяется газообразный водород, а на аноде — кислород (рис. 5.4).

Кроме того, при электролизе водных растворов электролитов необходимо учитывать правила электролиза для анода и катода.

Правила электролиза

На катоде из инертного материала восстановление катионов металла протекает дифференцированно. Установлено, что катионы, имеющие малые величины стандартных электродных потенциалов ($\varepsilon^0 \ll -0,41 \text{ В}^{27}$, т. е., как правило, катионы от Li до Al включительно), здесь не восстанавливаются, а происходит восстановление катионов H^+ из молекул воды. В случае когда электролизу подвергаются соли металлов с ε^0 , близким к значению $-0,41 \text{ В}$ (т. е. находящиеся в ряду напряжений между алюминием и водородом),

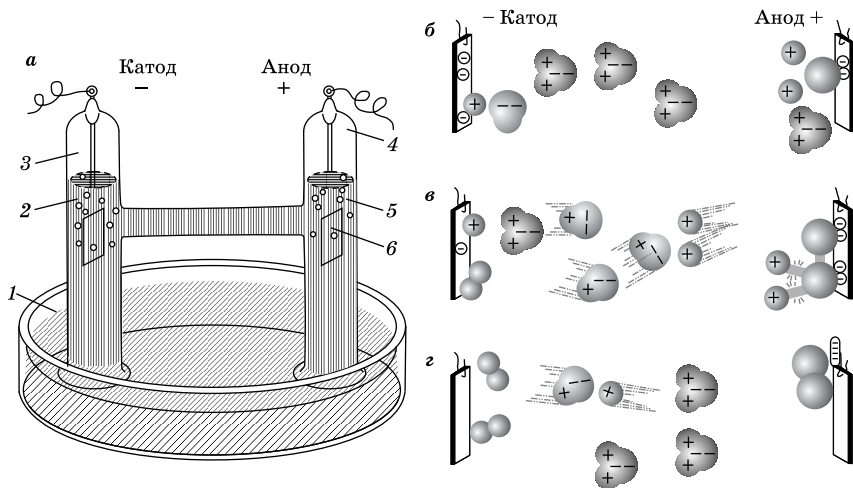


Рис. 5.4

Электролиз разбавленного раствора соли:

a: 1 — разбавленный раствор соли; 2 — лакмус синий; 3 — водород; 4 — кислород; 5 — лакмус красный; 6 — платиновый электрод; *б* — на катоде $2\text{H}_2\text{O}$ принимают 2e^- , на аноде $2\text{H}_2\text{O}$ отдают 4e^- ; *в* — на катоде $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$, на аноде $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$; *г* — на катоде выделяется $\text{H}_2 \uparrow$ (газ), на аноде выделяется $\text{O}_2 \uparrow$ (газ).

²⁷ В нейтральной среде (рН 7,0) потенциал водородного электрода при $p(\text{H}_2) = 1 \text{ атм}$ и 25°C равен $-0,41 \text{ В}$.

происходит одновременное восстановление катионов металла и молекул воды.

Катионы металлов, у которых стандартный электродный потенциал больше, чем у водорода ($\epsilon^0 \gg -0,41$ В; это, например, катионы Cu, Ag, Hg и др.), при электролизе практически полностью восстанавливаются на катоде и выделяются в виде металла (табл. 5.3).

Для анода также существуют определенные правила (табл. 5.3).

Т а б л и ц а 5.3

Правила электролиза

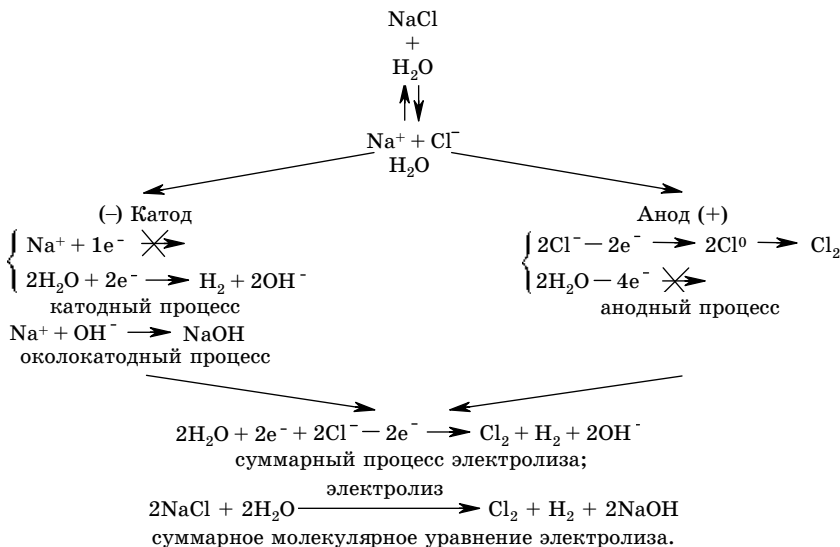
Правила электролиза для катода К(-)	Правила электролиза для анода А(+)
В нейтральных растворах (рН 7)	Возможны два случая
1. Катионы активных металлов (от Li до Al включительно, с $\epsilon^0 \ll -0,41$ В) не восстанавливаются; на катоде разлагается вода по схеме $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	I. Процесс протекает на нерастворимом аноде (уголь, Ir, Pt и др.). 1. В случае анионов бескислородных кислот (S_2 , Cl^- , Br^- , I^-), конкурирующих с молекулами воды, окисляются первые: $2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{Cl}^0 \rightarrow \text{Cl}_2$; H_2O не разлагается
2. Металлы средней активности (с ϵ^0 близкими к $-0,41$ В) восстанавливаются одновременно с молекулами воды $\text{Met}^{n+} + n\text{e}^- \rightarrow \text{Met}^0$; $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$	2. В случае конкурентного восстановления анионов кислородных кислот (SO_4^{2-} , NO_3^- , CO_3^{2-} , PO_4^{3-} и др.) и воды, разлагается вода по схеме $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$
3. Малоактивные металлы (стоящие после H, с $\epsilon^0 \gg -0,41$ В) восстанавливаются $\text{Met}^{n+} + n\text{e}^- \rightarrow \text{Met}^0$, H_2O не разлагается	3. В случае электролиза раствора щелочи на аноде протекает окисление гидроксильных групп по схеме $4\text{OH}^- - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$; H_2O не разлагается
	II. Растворимый анод (изготовленный из металла средней активности) сам окисляется (отдает электроны) по схеме $\text{Met}^0 - n\text{e}^- \rightarrow \text{Met}^{n+}$; электроны при этом уходят во внешнюю цепь, а катионы металла переходят в раствор

Следует отметить, что если водный раствор содержит катионы различных металлов, то выделение их на катоде протекает в порядке уменьшения алгебраической величины стандартного электродного потенциала соответствующего металла. Так, из смеси катионов Ag^+ , Cu^{2+} , Fe^{2+} сначала будут восстанавливаться катионы серебра ($\epsilon^0 = +0,8$ В), затем катионы меди ($\epsilon^0 = +0,34$ В) и последними — катионы железа ($\epsilon^0 = -0,44$ В).

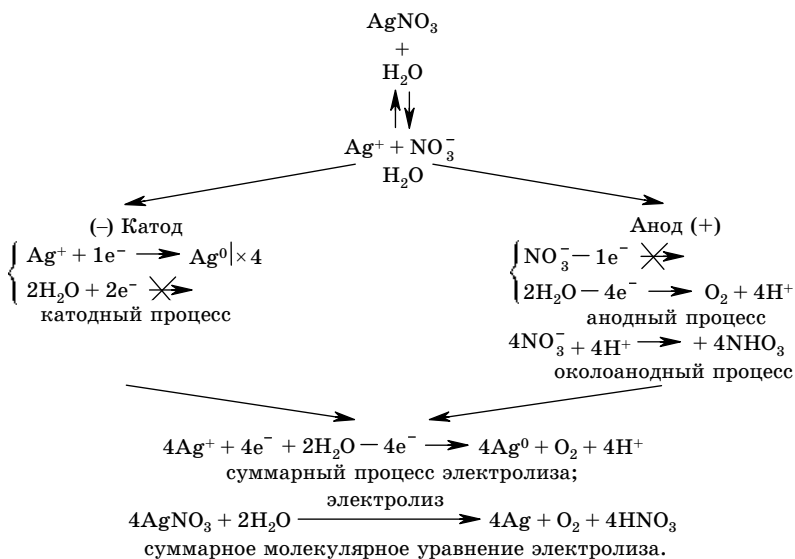
С учетом вышеизложенного рассмотрим примеры электролиза водных растворов некоторых солей.

П Р И М Е Р Ы

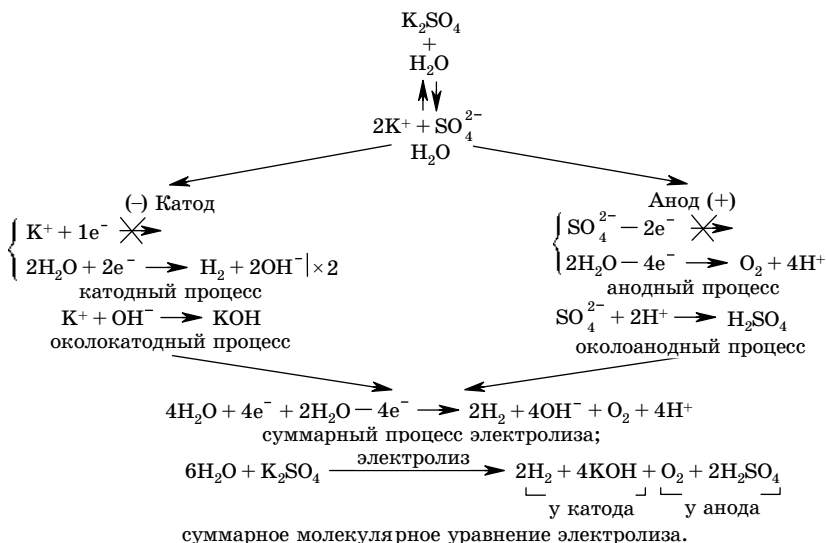
1. Какие процессы будут происходить на электродах при электролизе водного раствора хлорида натрия (электроды инертные)?



2. Какие процессы будут происходить на электродах при электролизе водного раствора нитрата серебра (электроды инертные)?



3. Напишите уравнение реакции электролиза водного раствора сульфата калия (электроды инертные).

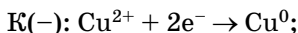


Таким образом, процесс электролиза водного раствора K_2SO_4 сводится к электролизу воды. Одновременно с выделением H_2 и O_2 образуются: KOH (в катодном пространстве) и H_2SO_4 (в анодном пространстве).

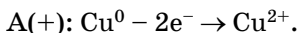
4. Напишите уравнение реакции электролиза водного раствора сульфата меди (II) с медными электродами.

Решение.

На катоде будет происходить восстановление катионов Cu^{2+} (см. выше)



в случае медных электродов анодный процесс будет связан с окислением материала электрода (анода)



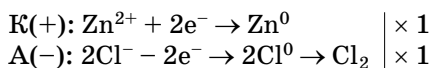
Таким образом, в результате процесса медь растворяется на аноде, но такое же количество вещества меди (за исключением некоторых потерь) выделяется на катоде.

Суммарное уравнение реакции электролиза с растворимым анодом записать нельзя.

5. При электролизе водного раствора хлорида цинка на аноде выделяется хлор объемом 26,88 л (нормальные условия), а на катоде — цинк массой 62,4 г. Считая выход хлора количественным, определите выход цинка.

Решение.

Составляем уравнение реакции электролиза водного раствора хлорида цинка. При этом будем полагать, что выход цинка является количественным, т. е. все количество электричества на катоде затрачивается только на восстановление катионов цинка



Определяем количество вещества выделившегося хлора:

$$v(\text{Cl}_2) = \frac{V(\text{Cl}_2)}{V_m}, \quad v(\text{Cl}_2) = \frac{26,88 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 1,2 \text{ моль.}$$

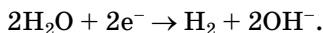
Из уравнения реакции следует

$$v(\text{Zn}) = 1,2 \text{ моль.}$$

Находим массу цинка, который образовался бы, если бы его выход был количественный:

$$m = v \cdot M; \quad m(\text{Zn}) = v(\text{Zn}) \cdot M(\text{Zn}); \quad m(\text{Zn}) = 1,2 \cdot 65 = 78 \text{ г.}$$

Из условия задачи известно, что масса реально полученного цинка составляет $m_p(\text{Zn}) = 62,4 \text{ г}$. Эта масса меньше рассчитанной главным образом из-за того, что часть пропускаемого электричества на катоде затрачивается на восстановление воды:



Определяем выход цинка:

$$\eta = \frac{m_p(\text{Zn}) \cdot 100\%}{m(\text{Zn})}, \quad \eta = \frac{62,4 \cdot 100\%}{78} = 80\%.$$

Ответ: выход цинка 80%.

5.4.4. КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ СООТНОШЕНИЯ ПРИ ЭЛЕКТРОЛИЗЕ. ЗАКОНЫ ФАРАДЕЯ

Количественная характеристика процессов электролиза определяется законами, установленными Фарадеем. Им можно дать следующую общую формулировку (закон Фарадея).



Масса электролита, подвергшаяся превращению при электролизе, а также массы образующихся на электродах веществ прямо пропорциональны количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и эквивалентным массам соответствующих веществ.

Закон Фарадея выражается уравнением

$$m = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot t}{F},$$

где m — масса образовавшегося или подвергшегося превращению вещества, г; \mathcal{E} — его эквивалентная масса, г; I — сила тока, А; t — время, с; F — постоянная Фарадея (96 500 Кл/моль), т. е. количество электричества, необходимое для осуществления электрохимического превращения одного эквивалента вещества.

П Р И М Е Р Ы

1. Ток силой 2,5 А, проходя через раствор электролита, за 30 мин выделяет из раствора 2,77 г металла. Вычислите эквивалентную массу металла.

Р е ш е н и е.

Решим уравнение закона Фарадея относительно эквивалентной массы металла и подставим в него данные задачи ($m = 2,77$ г, $I = 2,5$ А, $t = 30$ мин = 1800 с):

$$\mathcal{E} = \frac{m \cdot F}{I \cdot t} = \frac{2,77 \cdot 96500}{2,5 \cdot 1800} = 59,4 \text{ г/моль}.$$

Ответ: эквивалентная масса металла 59,4 г/моль.

2. Ток силой 6 А пропускали через водный раствор серной кислоты в течение 1,5 ч. Вычислите массу разложившейся воды и объем выделившихся кислорода и водорода (условия нормальные).

Р е ш е н и е.

Массу разложившейся воды находим из уравнения закона Фарадея, имея в виду, что 1,5 ч = 5400 с и $\mathcal{E}_{\text{H}_2\text{O}} = 9$ г/моль :

$$m_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{\mathcal{E} \cdot I \cdot t}{F} = \frac{9 \cdot 6 \cdot 5400}{96500} = 3,02 \text{ г}.$$

При вычислении объемов выделившихся газов представим уравнение закона Фарадея в следующей форме:

$$V = \frac{V_{\text{э}} \cdot I \cdot t}{F},$$

где V — объем выделившегося газа, л; $V_{\text{э}}$ — его эквивалентный объем, л/моль.

Поскольку при нормальных условиях эквивалентный объем водорода равен 11,2 л/моль, а кислорода — 5,6 л/моль, то получаем

$$V_{\text{H}_2} = \frac{11,2 \cdot 6 \cdot 5400}{96500} = 3,76 \text{ л}, \quad V_{\text{O}_2} = \frac{5,6 \cdot 6 \cdot 5400}{96500} = 1,88 \text{ л}.$$

Ответ: масса разложившейся воды 3,02 г; объемы выделившихся H_2 и O_2 соответственно 3,76 и 1,88 л.

3. Определите массу цинка, который выделится на катоде при электролизе раствора сульфата цинка в течение 1 ч при токе 26,8 А, если выход цинка по току равен 50%.

Решение.

Масса моля эквивалентов цинка в ZnSO_4 равна $65,38/2 = 32,69$ г. Подставим в уравнение закона Фарадея числовые значения, определим массу цинка, который должен выделиться:

$$m_{\text{Zn}} = \frac{32,69 \cdot 26,8 \cdot 3600}{96500} = 32,69 \text{ г}.$$

Так как выход по току цинка составляет 50%, то практически на катоде выделится цинка $m_{\text{пр}} = 32,69 \cdot 50\% / 100\% = 16,345$ г.

Ответ: масса выделившегося на катоде Zn 16,345 г.

5.5.

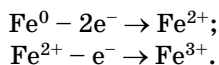
ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКАЯ КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Изделия из металлов под воздействием воздуха и влаги ржавеют. В результате постепенно разрушаются металлические конструкции, трубопроводы, части машин. Это ежегодно приносит значительные убытки хозяйству страны. Процесс разрушения металлов называют коррозией (от *лат.* *corrodere* — разъедать).

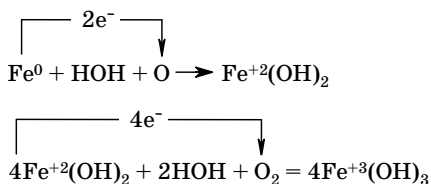


Коррозия — это химическое и электрохимическое разрушение металлов и сплавов в результате воздействия на них окружающей среды.

Сущность процесса коррозии железа и его сплавов заключается в том, что атомы металла под воздействием кислорода, воды, ионов водорода постепенно окисляются. В общем виде процесс коррозии железа и его сплавов можно изобразить так:

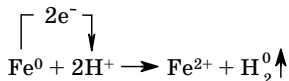


Обычно окислителем является кислород; схематично:

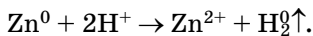


Бурая ржавчина имеет неопределенный состав: $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$.

Так как в воздухе могут содержаться оксид углерода (IV), оксид серы (IV), то в результате их взаимодействия с водой образуются кислоты. При диссоциации последних образуются ионы водорода, которые тоже окисляют атомы металлов.

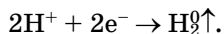


Установлено, что металл быстрее окисляется ионами водорода, если он находится в контакте с другим, менее активным металлом. Так, например, если поместить кусочек цинка в раствор серной кислоты, то сначала реакция протекает весьма энергично, а затем постепенно замедляется. Между тем, если прикоснуться к кусочку цинка медной проволокой, то реакция заметно ускоряется. Это явление можно объяснить следующим образом: в реакции с кислотами атомы цинка окисляются ионами водорода в ионы цинка, которые переходят в раствор



В результате в кристаллической решетке цинка накапливается избыток электронов. По мере их накопления переход ионов Zn^{2+} в раствор все более замедляется, так как они все более удерживаются избытком электронов. В итоге процесс взаимодействия цинка с серной кислотой замедляется. Медь в электрохимическом ряду напряжения металлов находится за водородом и с

разбавленной серной кислотой не реагирует (положительно заряженные ионы меди не переходят в раствор). В кристаллической решетке меди (в отличие от цинка) свободные электроны не накапливаются. При соприкосновении этих двух металлов свободные электроны цинка переходят к меди и восстанавливают на ее поверхности ионы водорода:



Освободившись от избыточных электронов, цинк снова энергично посылает свои ионы в раствор, а появившиеся избыточные электроны перемещаются к меди и т. д. Вот почему цинк в контакте с медью окисляется быстрее.

Рассмотренное явление характерно для любых двух разных металлов. При взаимном контакте в присутствии электролита один из металлов (находящийся в электрохимическом ряду напряжений левее) заряжается отрицательно, а другой — положительно. В результате активный металл разрушается.

Аналогично проходит коррозия сплавов, которые обычно являются неоднородными. В атмосферных условиях роль электролита играет водная пленка на металлической поверхности, в которой растворены электропроводящие примеси; при этом одни участки поверхности сплава играют роль катода, а другие — анода.

Следовательно, коррозия обусловлена не только действием кислорода, воды или ионов водорода на сплавы металлов и металлы, но и электрохимическими процессами (переходом электронов), которые возникают из-за наличия контактов в сплавах между металлами и различными неоднородными включениями (примесями)²⁸.

Электрохимическая коррозия — самый распространенный вид коррозии.

На скорость коррозии влияет и характер раствора электролита. Чем выше его кислотность (т. е. меньше pH), а также чем больше содержание в нем окислителей, тем быстрее протекает коррозия. Значительно возрастает коррозия с ростом температуры.

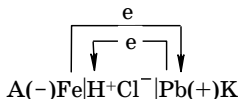
²⁸ Установлено, что для образования микрогальванических элементов присутствие примесей необязательно. Механическая обработка также изменяет электродный потенциал, поэтому соприкосновения двух участков металла — деформированного и недеформированного — достаточно для проявления разности потенциалов. Корродировать будет деформированный участок поверхности. Коррозия может возникать самопроизвольно, поэтому нельзя связывать ее действие только с действием локальных элементов. Наличие этих элементов лишь усиливает коррозию. Идеально коррозионностойких металлов нет.

П Р И М Е Р

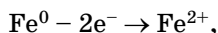
Железо содержит примесь свинца. Какой из металлов будет разрушаться в среде соляной кислоты (HCl)? Составьте уравнения анодного и катодного процессов, определите продукты коррозии.

Р е ш е н и е.

При контакте железа со свинцом в кислой среде возникает гальванический элемент:

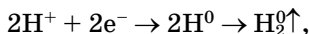


Анодный процесс:



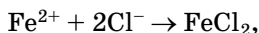
железо окисляется как металл более активный, чем свинец.

Катодный процесс:



ионы водорода разряжаются на свинце, происходит *водородная деполяризация катода*.

Околоанодный процесс:



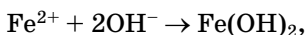
хлорид-анионы соединяются с катионами железа с образованием соли.

Вместо разряда ионов H^+ на катоде может протекать процесс восстановления кислорода, растворенного в электролите. Катодный процесс:



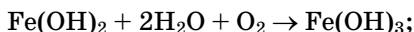
происходит *кислородная деполяризация катода*.

Околоанодный процесс:

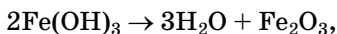


образуется труднорастворимый гидроксид железа (II).

Гидроксид железа (II) в присутствии воды и кислорода воздуха подвергается дальнейшему окислению и переходит в гидроксид железа (III):



последний частично отщепляет воду



что примерно отвечает составу ржавчины.

Таким образом, при электрохимической коррозии (как в случае контакта разнородных металлов, так и в случае образования микрогальванических элементов на поверхности одного металла) поток электронов направлен от более активного металла к менее активному — и корродирует более активный металл.

Ответ: разрушению будет подвергаться железо как более активный металл; при этом на катоде выделяется водород (водородная деполяризация катода), возможно поглощение кислорода (кислородная деполяризация катода). Продуктом коррозии является хлорид железа (II); возможные продукты коррозии — гидроксиды железа (II) и (III) и ржавчина.

5.6. ЗАЩИТА МЕТАЛЛОВ ОТ КОРРОЗИИ

Коррозия металлов протекает непрерывно и причиняет огромные убытки. Подсчитано, что прямые потери железа от коррозии составляют около 10% его ежегодной выплавки. В результате коррозии металлические изделия теряют свои ценные технические свойства. Между тем изучение сущности процессов коррозии помогает найти методы борьбы с этим явлением.

Защитные покрытия металлов

Некоторые металлы при соприкосновении с кислородом воздуха или в агрессивной среде (см. выше пример взаимодействия кусочков цинка с серной кислотой) переходят в пассивное состояние, при котором резко замедляется коррозия. Концентрированная азотная кислота легко делает пассивным железо, и оно практически перестает реагировать с ней. В таких случаях на поверхности металла образуется плотная защитная оксидная пленка, которая препятствует контакту металла со средой. Защитная пленка всегда имеется на поверхности алюминия. Подобные пленки в сухом воздухе образуются также на Be, Cr, Zn, Ta, Ni, Cu и других металлах. Кислород является наиболее распространенным пассиватором.

Пассивированием объясняется коррозионная стойкость нержавеющих сталей и сплавов. Такие металлы, способные образовывать оксидную пленку, используют в качестве защитного покрытия основного металла. Так, кровельное железо часто покрывают цинком; из оцинкованного железа изготавливают многие изделия бытового и промышленного назначения. Слой цинка предохраняет железо от коррозии, так как, хотя цинк и является более

активным металлом, чем железо, он покрыт оксидной пленкой. Однако при повреждении защитного слоя (царапины, пробои, поры и т. д.) в присутствии влаги возникает гальваническая пара Zn/Fe . Катодом (положительным полюсом) является железо, анодом (отрицательным полюсом) — цинк. Таким образом, покрытие железа цинком — анодное покрытие. Электроны переходят от цинка к железу, где связываются молекулами кислорода (кислородная деполяризация), цинк растворяется, но железо остается защищенным до тех пор, пока не разрушится весь слой цинка, на что требуется довольно много времени.

В качестве примеров катодных покрытий на стали можно привести Cu , Ni , Ag . При повреждении покрытия (или наличии пор) возникает микрогальванический элемент, например Fe/Ag , в котором основной металл (Fe) служит анодом и растворяется, а материал покрытия (Ag) — катодом, на котором выделяется водород или поглощается кислород. Следовательно, катодные покрытия могут защищать металл от коррозии лишь при отсутствии пор или повреждений покрытия.

Покрытие железных изделий никелем, хромом, серебром помимо защиты от коррозии придает им красивый внешний вид.

В качестве защитных поверхностных покрытий металлов используют также и неметаллические покрытия (лаки, краски и другие вещества). Эти покрытия надежно изолируют металл от внешней среды.

Создание сплавов, стойких к коррозии

С целью борьбы с коррозией части машин, инструменты и предметы быта изготавливают из нержавеющей стали и других сплавов, стойких к коррозии. Так, введением в состав стали до 12% хрома получают нержавеющую сталь, устойчивую к коррозии. Добавки никеля, кобальта и меди усиливают антикоррозийные свойства стали, так как повышается склонность сплавов к пассивации. Создание сплавов с антикоррозийными свойствами — одно из важных направлений борьбы с коррозией.

Электрохимические методы защиты

Для защиты основного металлического изделия от коррозии используют прикрепленные пластинки из более активного металла, которые служат анодом и разрушаются, защищая изделие, — *протекторная защита*. Часто на практике используют заклепки, изготовленные из более активных металлов. На подобном же прин-

ципе основана и электрозащита. Для этого нейтрализуют ток, возникающий при коррозии, постоянным током, пропускаемым в противоположном направлении.

Изменение состава среды

Для замедления коррозии металлических изделий в электролит вводят вещества (чаще всего органические), называемые замедлителями коррозии — ингибиторами. Ингибиторы, будучи добавлены к кислоте, в сотни раз замедляют растворение (коррозию) металлов. В последние годы разработаны летучие (или атмосферные) ингибиторы. Ими пропитывают бумагу, которой обертывают металлические изделия. Пары ингибиторов адсорбируются на поверхности металла и образуют на ней защитную пленку. Ингибиторы широко применяются при химической очистке от накипи паровых котлов, а также при хранении и перевозке соляной кислоты в стальной таре. К числу неорганических ингибиторов относятся нитриты, хроматы, фосфаты, силикаты.

П Р И М Е Р Ы

1. Железо, покрытое никелем, находится в нейтральной среде. К какому типу относится данное покрытие? Составьте уравнения анодного и катодного процессов при нарушении целостности покрытия. Определите продукты коррозии.

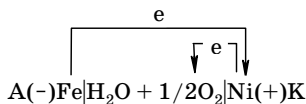
Р е ш е н и е.

Табличные значения стандартных электродных потенциалов:

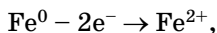
$$\begin{aligned}\varepsilon^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) &= -0,440 \text{ В}, \\ \varepsilon^0(\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}) &= -0,250 \text{ В},\end{aligned}$$

т. е. потенциал железа ниже потенциала никеля.

Железо в данной паре — более активный металл и в случае нарушения целостности покрытия будет являться анодом и подвергаться коррозии. Никель как менее активный металл будет катодом. Никелированное покрытие по железу, соответственно, катодное покрытие.



Анодный процесс:



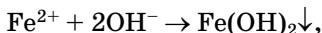
железо окисляется как металл более активный, чем никель.

Катодный процесс:



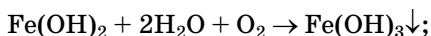
атомы кислорода, растворенного в электролите, восстанавливаются на никеле, происходит кислородная деполяризация катода.

Околоанодный процесс:

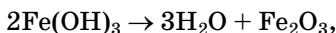


образуется труднорастворимый гидроксид железа.

Гидроксид железа (II) в присутствии воды и кислорода воздуха подвергается дальнейшему окислению и переходит в гидроксид железа (III):



последний частично отщепляет воду:



что примерно отвечает составу ржавчины.

Ответ: разрушению будет подвергаться железо как более активный металл; на катоде будет поглощаться кислород (кислородная деполяризация катода); продукты коррозии — труднорастворимые гидроксиды железа (II) и (III) и ржавчина.

2. Какие металлы из предложенных могут служить анодным покрытием для меди: железо, олово, серебро, свинец? Приведите уравнения анодного и катодного процессов при нарушении целостности одного из покрытий в щелочной среде. Определите продукты коррозии.

Решение.

Табличные значения стандартных электродных потенциалов (В):

$$\varepsilon^0(\text{Ag}^+/\text{Ag}) = +0,800,$$

$$\varepsilon^0(\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}) = -0,440,$$

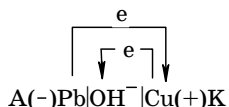
$$\varepsilon^0(\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}) = -0,136,$$

$$\varepsilon^0(\text{Pb}^{2+}/\text{Pb}) = -0,127,$$

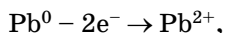
$$\varepsilon^0(\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}) = +0,340.$$

Анодным покрытием по меди теоретически может служить любой металл с более низким стандартным электродным потенциалом. В нашем случае — это Fe, Sn и Pb.

В случае нарушения целостности покрытия, например, оцинкованной меди в щелочной среде, свинец как более активный металл будет служить анодом и подвергаться коррозии.

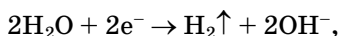


Анодный процесс:



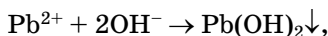
свинец окисляется как металл более активный, чем медь.

Катодный процесс:



происходит водородная деполяризация катода.

Околоанодный процесс:



образуется труднорастворимый гидроксид свинца.

Ответ: анодным покрытием по меди могут служить железо, олово, свинец. В случае работы освинцованной меди в щелочной среде разрушению подвергается свинец как более активный металл; на катоде будет выделяться водород (водородная деполяризация катода); продукт коррозии — труднорастворимый гидроксид свинца.

ВОПРОСЫ ДЛЯ САМОКОНТРОЛЯ

1. Дайте определение понятию «электрохимическая система».
2. Каким образом подразделяют электрохимические системы?
3. Что называется электродом?
4. Дайте определение понятию «электродный потенциал».
5. Что представляет собой стандартный водородный электрод?
6. Что называется стандартным электродным потенциалом?
7. Какие условия приняты в качестве стандартных?
8. Каким образом вычисляют равновесный потенциал в условиях, отличных от стандартных?
9. Что представляет собой гальванический элемент?
10. Дайте определение ЭДС гальванического элемента. Каким образом вычисляют ЭДС в стандартных условиях? В нестандартных условиях?
11. Какие гальванические элементы называются концентрационными?
12. Что представляет собой аккумулятор? Опишите принцип его работы. Какие типы аккумуляторов вам известны?
13. Дайте определение понятию «электролиз».
14. Почему при электролизе не применяется переменный ток?
15. Какие процессы протекают на аноде и катоде при электролизе?
16. Каковы правила электролиза для анода? Для катода?

17. В какой последовательности будут восстанавливаться катионы металлов при электролизе растворов солей этих металлов в одинаковых концентрациях?
18. Каково практическое значение электролиза?
19. Сформулируйте законы, описывающие количественные соотношения при электролизе.
20. Что называется коррозией металла?
21. Какие типы коррозии металлов вам известны?
22. В чем смысл электрохимической коррозии металлов?
23. Каковы основные методы защиты металлов от коррозии?
24. Что представляют собой электрохимические методы защиты?
25. Приведите примеры анодного покрытия металла; катодного покрытия металла.
26. Какие процессы протекают при нарушении целостности анодного покрытия металла (в кислой, нейтральной, щелочной средах)? Катодного покрытия (в кислой, нейтральной, щелочной средах)?
27. Какое покрытие (анодное, катодное) используется чаще? Почему?

ЗАДАЧИ ДЛЯ САМОСТОЯТЕЛЬНОГО РЕШЕНИЯ

1. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых медь служила бы катодом, а в другом — анодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов, и вычислите значения стандартных ЭДС.

2. Гальванический элемент состоит из серебряного электрода, погруженного в 1 М раствор AgNO_3 , и стандартного водородного электрода. Напишите уравнения электродных процессов и суммарной реакции, происходящей при работе элемента. Чему равна его ЭДС?

Ответ: 0,80 В.

3. При какой концентрации ионов Cu^{2+} (моль/л) значение потенциала медного электрода становится равным стандартному потенциалу водородного электрода?

Ответ: $1,89 \cdot 10^{-12}$ моль/л.

4. Рассчитайте электродные потенциалы магния в растворе его соли при концентрациях иона Mg^{2+} 0,1, 0,01 и 0,001 моль/л.

Ответ: -2,39 В; -2,42 В; -2,45 В.

5. Элемент, составленный из одинаковых металлов, контактирующих с растворами солей этих металлов различной концентрации (активности), называется концентрационным. Определите ЭДС концентрационного медного элемента с концентрациями ионов Cu^{2+} 10^{-1} моль/л у одного электрода и 10^{-3} моль/л у другого электрода при $T = 298 \text{ К}$.

Ответ: 0,059 В.

6. Напишите уравнения электродных процессов, протекающих при электролизе водных растворов BaCl_2 и $\text{Pb}(\text{NO}_3)_2$ с угольными электродами.

7. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации нитраты никеля, серебра, меди?

Ответ: Ni, Cu, Ag.

8. Вычислите массу серебра, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 6 А через раствор нитрата серебра в течение 30 мин.

Ответ: 12 г.

9. При электролизе водного раствора $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ током силой 2 А масса катода увеличилась на 8 г. В течение какого времени проводили электролиз? Выход хрома считать количественным.

Ответ: 6,19 ч.

10. При электролизе водного раствора SnCl_2 на аноде выделилось 4,48 л хлора (условия нормальные). Найдите массу выделившегося на катоде олова.

Ответ: 23,7 г.

11. Какая масса H_2SO_4 образуется около нерастворимого анода при электролизе раствора Na_2SO_4 , если на аноде выделяется кислород объемом 1,12 л (условия нормальные)? Вычислите массу вещества, выделяющегося на катоде.

Ответ: 9,8 г H_2SO_4 ; 0,2 г H_2 .

12. При электролизе водного раствора сульфата никеля (II) на катоде получили никель массой 177 г, выход которого составил 75%. Какой объем кислорода выделится при этом на аноде? Выход кислорода считать количественным.

Ответ: 44,8 л.

ТЕСТОВЫЕ ЗАДАНИЯ

ТЕМА 5. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ

Структура теста

1. Понятия «электрод», «электродный потенциал», «стандартный/нестандартный электродный потенциал»; расчет величины электродного потенциала металла в стандартных/нестандартных условиях.

2. Гальванический элемент; процессы, протекающие на аноде/катоде при работе гальванического элемента.

3. Схема работы гальванического элемента.
4. ЭДС гальванического элемента; вычисление ЭДС гальванического элемента в стандартных/нестандартных условиях.
5. Электролиз; процессы, протекающие на аноде/катоде при электролизе расплавов/растворов солей металлов.
6. Правила электролиза для анода/катада.
7. Последовательность выделения катионов металлов при электролизе смешанных растворов солей данных металлов.
8. Количественные соотношения при электролизе; законы Фарадея.
9. Электрохимическая коррозия металлов; процессы, протекающие при нарушении анодного/катодного покрытия металла (в кислой/нейтральной/щелочной среде).
10. Электрохимические методы защиты металлов от коррозии; анодное/катодное покрытие металла.

Инструкция для выполнения

Тест состоит из 10 вопросов. На его выполнение отводится 25 мин. Задания рекомендуется выполнять по порядку. Если задание не удастся выполнить сразу, переходите к следующему. Если останется время, вернитесь к пропущенным заданиям. К каждому заданию предлагается 4 варианта ответов, из которых правильными могут быть 1, 2 и даже 3 ответа.

Ответ засчитывается как правильный, если указаны верно все варианты ответов.

Следует пользоваться справочными материалами:

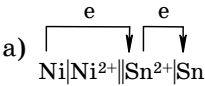
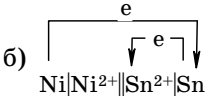
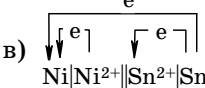
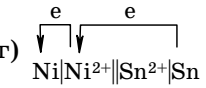
- Периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева;
- таблицей относительных электроотрицательностей элементов;
- таблицей растворимости кислот, оснований и солей в воде при комнатной температуре;
- таблицей стандартных электродных потенциалов и др. при необходимости.

Для расчетов необходим инженерный калькулятор (с возможностью вычисления логарифмической и показательной функций).

Шкала оценок:

- оценка «2» — указано менее 5 правильных ответов;
- оценка «3» — от 5 до 6 правильных ответов;
- оценка «4» — от 7 до 8 правильных ответов;
- оценка «5» — от 9 до 10 правильных ответов.

ТЕСТ 1

- Рассчитайте величину равновесного потенциала цинкового электрода при концентрации (активности) ионов цинка в электролите 10^{-2} моль/л. $T = 298 \text{ К}$, $\varepsilon_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,763 \text{ В}$:
 а) $-0,642 \text{ В}$;
 б) $-0,778 \text{ В}$;
 в) $-0,822 \text{ В}$;
 г) $-0,701 \text{ В}$.
- Какой процесс протекает на аноде при работе оловянно-никелевого гальванического элемента? Активности (концентрации) потенциалопределяющих ионов в элементе равны 1 моль/л:
 а) $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^0$;
 б) $\text{Ni}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^{2+}$;
 в) $\text{Sn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$;
 г) $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^0$.
- Укажите правильную схему работы оловянно-никелевого гальванического элемента при активностях (концентрациях) потенциалопределяющих ионов в элементе 1 моль/л:
 а) 
 б) 
 в) 
 г) 
- Гальванический элемент составлен из стандартного цинкового электрода и хромового электрода, погруженного в раствор, содержащий ионы Cr^{3+} . При какой концентрации ионов Cr^{3+} ЭДС данного элемента будет равна 0:
 а) 0,070 моль/л;
 б) 0,010 моль/л;
 в) $-0,028$ моль/л;
 г) 0,023 моль/л.
- При электролизе водных растворов каких веществ на катоде выделяется только металл:
 а) сульфат натрия Na_2SO_4 ;
 б) хлорид никеля NiCl_2 ;
 в) бромид калия KBr ;
 г) нитрат серебра AgNO_3 .
- При электролизе водного раствора сульфата никеля (II) на аноде протекает процесс $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$. Из какого материала может быть сделан анод:

- а) из никеля;
 - б) из меди;
 - в) из платины;
 - г) из натрия.
7. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации нитраты никеля, серебра, меди:
- а) Ag, Cu, Ni;
 - б) Cu, Ni, Ag;
 - в) Ag, Ni, Cu;
 - г) Ni, Ag, Cu.
8. Вычислите массу серебра, выделившегося на катоде при пропускании тока силой 6 А через раствор нитрата серебра в течение 30 мин:
- а) 19 г;
 - б) 6 г;
 - в) 12 г;
 - г) 0,2 г.
9. Железо оцинковано. Какой металл будет разрушаться при повреждении покрытия в результате коррозии в щелочной среде (KOH)? Какой процесс будет происходить на аноде? Каковы будут продукты коррозии:
- а) $\text{Fe}; \text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}(\text{OH})_2$;
 - б) $\text{Zn}; \text{Zn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}, \text{Zn}(\text{OH})_2$;
 - в) $\text{Zn}; \text{Zn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}, \text{K}_2\text{ZnO}_2$;
 - г) $\text{Fe}; \text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}, \text{K}_2\text{FeO}_2$.
10. Какие металлы могут служить катодной защитой для железа:
- а) серебро;
 - б) хром;
 - в) магний;
 - г) медь.

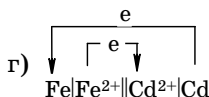
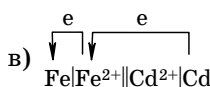
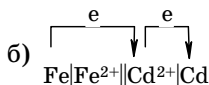
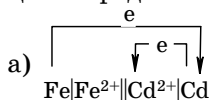
ТЕСТ 2

1. Рассчитайте величину равновесного потенциала кадмиевого электрода при концентрации (активности) ионов кадмия в электролите 10^{-4} моль/л. $T = 298 \text{ К}$, $\varepsilon_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^0 = -0,402 \text{ В}$:
- а) $-0,636 \text{ В}$;
 - б) $-0,282 \text{ В}$;
 - в) $-0,520 \text{ В}$;
 - г) $-0,164 \text{ В}$.

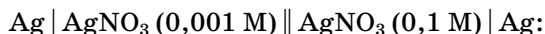
2. Какой процесс протекает на катоде при работе железомедного гальванического элемента? Активности (концентрации) потенциалопределяющих ионов в электролитах равны 1 моль/л:

- а) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$;
- б) $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$;
- в) $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$;
- г) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$.

3. Укажите правильную схему работы железокадмиевого гальванического элемента при активностях (концентрациях) потенциалопределяющих ионов в электролитах, равных 1 моль/л:



4. Определите ЭДС гальванического элемента



- а) $-0,12 \text{ В}$;
- б) $0,12 \text{ В}$;
- в) 0 ;
- г) $0,80 \text{ В}$.

5. Какой процесс протекает на катоде при электролизе водного раствора сульфата калия K_2SO_4 :

- а) $\text{K}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{K}^0$;
- б) $2\text{H}_2\text{O} - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+$;
- в) $2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$;
- г) $4\text{OH}^- - 4\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$.

6. При электролизе водного раствора соли значение pH в приэлектродном пространстве одного из электродов возросло. Определите, раствор какой соли подвергся электролизу:

- а) хлорида калия KCl ;
- б) хлорида меди (II) CuCl_2 ;
- в) нитрата меди (II) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$;
- г) хлорида серебра AgCl .

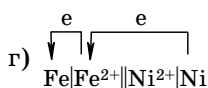
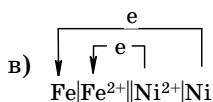
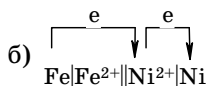
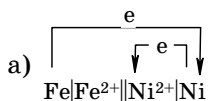
7. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации хлориды железа, меди, цинка:

- а) $\text{Fe}, \text{Cu}, \text{Zn}$;
- б) $\text{Cu}, \text{Fe}, \text{Zn}$;

- в) Zn, Fe, Cu;
г) Fe, Zn, Cu.
8. Сколько времени потребуется для полного разложения 2 моль воды током силой 2 А:
а) 107,2 ч;
б) 53,6 ч;
в) 3 ч;
г) 2,98 ч.
9. Олово содержит примесь меди. Какой из металлов будет разрушаться при коррозии в нейтральной среде? Какой процесс будет происходить на катоде:
а) медь, $\text{Cu}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^{2+}$;
б) олово, $\text{Sn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$;
в) медь, $\text{O}_2 + 4\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{OH}^-$;
г) олово, $\text{O}_2 + 4\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{OH}^-$.
10. Какой из металлов лучше защитит железо? Какое это будет покрытие:
а) медь; катодное;
б) медь; анодное;
в) хром; катодное;
г) хром; анодное.

ТЕСТ 3

1. Рассчитайте величину равновесного потенциала серебряного электрода при концентрации (активности) ионов серебра в электролите 10^{-2} моль/л. $T = 298 \text{ K}$, $\varepsilon_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = +0,799 \text{ В}$:
а) +0,918 В;
б) +0,858 В;
в) +0,681 В;
г) +0,741 В.
2. Какой процесс протекает на катоде при работе железохромового гальванического элемента? Активности (концентрации) потенциалопределяющих ионов в электролитах равны 1 моль/л:
а) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$;
б) $\text{Cr}^0 \rightarrow \text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^-$;
в) $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$;
г) $\text{Cr}^{3+} + 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^0$.
3. Укажите правильную схему работы железоникелевого гальванического элемента при активностях (концентрациях) потенциалопределяющих ионов в электролитах, равных 1 моль/л:



4. У какого гальванического элемента наибольшая ЭДС:
 - а) $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+} || \text{Pb}^{2+} | \text{Pb}$;
 - б) $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+} || \text{Ag}^+ | \text{Ag}$;
 - в) $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+} || \text{Cd}^{2+} | \text{Cd}$;
 - г) $\text{Fe} | \text{Fe}^{2+} || \text{Ni}^{2+} | \text{Ni}$.
5. При электролизе водных растворов каких веществ на катоде будет выделяться водород:
 - а) сульфат меди (II) CuSO_4 ;
 - в) хлорид кальция CaCl_2 ;
 - в) нитрат бария $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$;
 - г) гидроксид калия KOH .
6. При электролизе водного раствора NaOH на аноде выделилось 2,8 л кислорода (условия нормальные). Сколько водорода выделилось на катоде:
 - а) 2,8 л;
 - б) 5,6 л;
 - в) 11,2 л;
 - г) 22,4 л.
7. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации нитраты серебра, марганца, алюминия:
 - а) $\text{Ag}, \text{Al}, \text{Mn}$;
 - б) $\text{Al}, \text{Mn}, \text{Ag}$;
 - в) $\text{Mn}, \text{Ag}, \text{Al}$;
 - г) $\text{Ag}, \text{Mn}, \text{Al}$.
8. Найти объем кислорода (условия нормальные), который выделится при пропускании тока силой 6 А в течение 30 мин через водный раствор гидроксида калия KOH :
 - а) 627 мл;
 - б) 1,25 л;
 - в) 1,79 л;
 - г) 2,5 л.
9. Никелированное железо находится в среде кислоты. Какой металл будет разрушаться при повреждении покрытия? Какой

процесс протекает при этом на катоде? Что будет являться продуктом коррозии:

- а) $\text{Ni}, \text{Ni}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^{2+}$; соль никеля;
- б) $\text{Fe}, \text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$; соль железа;
- в) $\text{Fe}, 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$; соль железа;
- г) $\text{Ni}, 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$; соль никеля.

10. В каких из приведенных примеров при повреждении защитного слоя будет разрушаться не железо, а покрытие:

- а) железо, покрытое медью;
- б) железо, покрытое цинком;
- в) железо, покрытое хромом;
- г) железо, покрытое серебром.

ТЕСТ 4

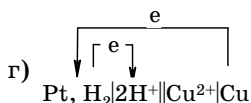
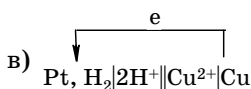
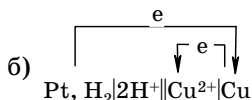
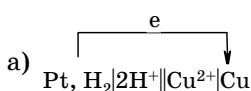
1. Рассчитайте величину равновесного потенциала оловянного электрода при концентрации (активности) ионов олова в электролите 10^{-4} моль/л. $T = 298 \text{ K}$, $\varepsilon_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,136 \text{ В}$:

- а) $-0,022 \text{ В}$;
- б) $-0,199 \text{ В}$;
- в) $-0,254 \text{ В}$;
- г) $-0,081 \text{ В}$.

2. Какой процесс протекает на катоде при работе железоникелевого гальванического элемента? Активности (концентрации) потенциалопределяющих ионов в электролитах равны 1 моль/л:

- а) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$;
- б) $\text{Ni}^0 \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$;
- в) $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$;
- г) $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^0$.

3. Укажите правильную схему работы медно-водородного гальванического элемента при активностях (концентрациях) потенциалопределяющих ионов в электролитах, равных 1 моль/л:



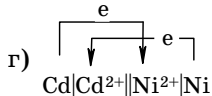
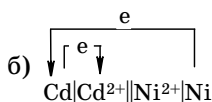
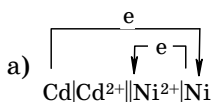
4. Какие два металла надо взять в качестве электродов для гальванического элемента, чтобы получить наибольшую ЭДС:
- а) Al и Au;
 - б) Mn и Ag;
 - в) Zn и Cu;
 - г) Cd и Pb.
5. При электролизе водных растворов каких веществ на катоде выделяется только водород:
- а) хлорид калия KCl;
 - б) сульфат меди (II) CuSO_4 ;
 - в) нитрат натрия NaNO_3 ;
 - г) фторид серебра AgF.
6. При электролизе раствора хлорида меди (II) масса катода увеличилась на 3,2 г. Что произошло при этом на медном аноде:
- а) выделилось 0,112 л Cl_2 ;
 - б) выделилось 0,56 л O_2 ;
 - в) перешло в раствор 0,1 моль Cu^{2+} ;
 - г) перешло в раствор 0,05 моль Cu^{2+} .
7. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации хлориды олова, хрома, меди:
- а) Sn, Cr, Cu;
 - б) Cu, Sn, Cr;
 - в) Cr, Cu, Sn;
 - г) Cu, Cr, Sn.
8. Найдите объем водорода, который выделится при пропускании тока силой 3 А в течение 1 ч через водный раствор H_2SO_4 :
- а) 627 мл;
 - б) 1,25 л;
 - в) 0,22 л;
 - г) 0,11 л.
9. Железо оцинковано. Какой металл будет разрушаться при повреждении покрытия в щелочной среде (KOH)? Что будет происходить при этом на аноде? Что будет являться продуктом коррозии:
- а) $\text{Fe}, \text{Fe} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}(\text{OH})_2$;
 - б) $\text{Pb}, \text{Pb} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}, \text{Pb}(\text{OH})_2$;
 - в) $\text{Pb}, \text{Pb} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}, \text{K}_2\text{PbO}_2$;
 - г) $\text{Fe}, \text{Fe} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}, \text{K}_2\text{FeO}_2$.
10. Какой из металлов может служить анодной защитой для железа:

- а) олово;
- б) серебро;
- в) хром;
- г) медь.

ТЕСТ 5

1. На сколько изменится потенциал цинкового электрода, если раствор соли цинка, в который он погружен, разбавить в 10 раз:
 - а) возрастет на 0,059 В;
 - б) уменьшится на 59 мВ;
 - в) уменьшится на 0,03 В;
 - г) возрастет на 30 мВ.
2. Какой процесс протекает на катоде при работе кадмиево-серебряного гальванического элемента? Активности (концентрации) потенциалопределяющих ионов в электролитах равны 1 моль/л:
 - а) $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0$;
 - б) $\text{Cd}^0 \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^-$;
 - в) $\text{Ag}^0 \rightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{e}^-$;
 - г) $\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}^0$.

3. Укажите правильную схему работы кадмиево-никелевого гальванического элемента при активностях (концентрациях) потенциалопределяющих ионов в электролитах, равных 1 моль/л:

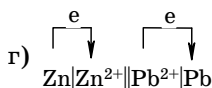
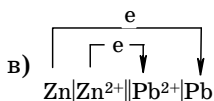
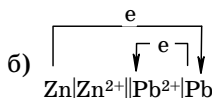
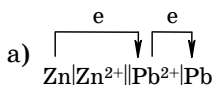


4. Определите ЭДС концентрационного медного элемента с концентрациями (активностями) ионов меди (Cu^{2+}) 10^{-1} моль/л у одного электрода и 10^{-3} моль/л у другого электрода при температуре 298 К:
 - а) 0,59 В;
 - б) 0,059 В;
 - в) -0,059 В;
 - г) 0,34 В.

5. Какие три ценных продукта получают при электролизе водного раствора хлорида натрия? Какая реакция протекает при этом на угольном аноде:
- а) $\text{Na} + \text{Cl}_2 + \text{NaOH}, 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$;
 - б) $\text{Na} + \text{Cl}_2 + \text{NaOH}, 2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$;
 - в) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH}, 2\text{Cl}^- - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cl}_2$;
 - г) $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 + \text{NaOH}, 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2 + 2\text{OH}^-$.
6. При электролизе водного раствора соли значение pH в приэлектродном пространстве одного из электродов уменьшилось. Определите, раствор какой соли подвергся электролизу:
- а) KI;
 - б) CuCl_2 ;
 - в) NaCl;
 - г) AgNO_3 .
7. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации сульфаты кобальта, марганца и цинка:
- а) Mn, Zn, Co;
 - б) Co, Zn, Mn;
 - в) Co, Mn, Zn;
 - г) Zn, Co, Mn.
8. При электролизе водного раствора едкого натра NaOH на аноде выделилось 2,8 л кислорода (условия нормальные). Сколько водорода выделилось при этом на катоде:
- а) 2,8 л;
 - б) 5,6 л;
 - в) 11,2 л;
 - г) 22,4 л.
9. Какой металл будет разрушаться при коррозии в серно-кислотной среде никелевой пластинки, содержащей примесь цинка? Какие продукты получатся в результате коррозии:
- а) Zn; ZnSO_4 , H_2 ;
 - б) Ni; Ni(OH)_2 ;
 - в) Ni; NiSO_4 , H_2 ;
 - г) Zn; H_2 .
10. Какие металлы могут служить анодным покрытием по никелю:
- а) медь;
 - б) хром;
 - в) цинк;
 - г) серебро.

ТЕСТ 6

- Чему равен потенциал водородного электрода при $\text{pH} = 10$:
 а) 0,59 В;
 б) -0,30 В;
 в) 0,30 В;
 г) -0,59 В.
- Какой процесс протекает на катоде при работе медно-серебряного гальванического элемента? Активности (концентрации) потенциалопределяющих ионов в электролитах равны 1 моль/л:
 а) $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0$;
 б) $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$;
 в) $\text{Ag}^0 \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-$;
 г) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$.
- Укажите правильную схему работы свинцово-цинкового гальванического элемента при активностях (концентрациях) потенциалопределяющих ионов в электролитах, равных 1 моль/л:



- Определите ЭДС гальванического элемента



- 0,61 В;
 б) 0,61 В;
 в) 0;
 г) 0,03 В.
- Какой процесс протекает при электролизе водного раствора хлорида олова (II) SnCl_2 на оловянном аноде:
 а) $\text{Sn}^0 \rightarrow \text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^-$;
 б) $2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Cl}_2 + 2\text{e}^-$;
 в) $2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{O}_2 + 4\text{H}^+ + 4\text{e}^-$;
 г) $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^0$.
 - Как изменится pH раствора в околоанодном пространстве (анод — графитовый стержень) после окончания выделения меди при электролизе сульфата меди (II) CuSO_4 :

- а) уменьшится;
 - б) возрастет;
 - в) останется без изменения;
 - г) сначала возрастет, затем постепенно уменьшится.
7. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации нитраты свинца, ртути, алюминия:
- а) Al, Pb, Hg;
 - б) Pb, Hg, Al;
 - в) Hg, Al, Pb;
 - г) Hg, Pb, Al.
8. При прохождении через раствор соли трехвалентного металла тока силой 1,5 А в течение 30 мин на катоде выделилось 1,071 г металла. Вычислите атомную массу металла:
- а) 114,8;
 - б) 38,2;
 - в) 76,6;
 - г) 86,1.
9. Железо, покрытое серебром, находится в кислой среде. Какой металл будет разрушаться при повреждении покрытия в результате коррозии? Какой металл будет являться катодом:
- а) Fe; катод — Fe;
 - б) Ag; катод — Ag;
 - в) Fe; катод — Ag;
 - г) Ag; катод — Fe.
10. В каких из приведенных случаев при повреждении защитного слоя будет корродировать защищаемый металл (железо):
- а) железо, покрытое цинком;
 - б) железо, покрытое медью;
 - в) железо, покрытое алюминием;
 - г) железо, покрытое хромом.

ЛИТЕРАТУРА

1. Глинка, Н. Л., Общая химия, с. 268–289; 677–694.
2. Коровин, Н. В., Общая химия, с. 260–278; 284–310; 327–340.
3. Карапетьянц, М. Х., Общая и неорганическая химия, с. 206–208; 226–228.
4. Полинг, Л., Химия, с. 304–311; 313–319; 321–325.
5. Хомченко, Г. П., Химия для поступающих в вузы, с. 180–184; 279–282.

*То, что я понял, — прекрасно,
из этого я заключаю, что и остальное,
чего я не понял, — тоже прекрасно.*

Сократ

ЗАКЛЮЧИТЕЛЬНЫЙ МОДУЛЬ

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЕ ТЕСТЫ

Структура экзаменационного теста

1. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.
2. Строение электронных оболочек атомов элементов.
3. Растворы. Расчет массовой доли растворенного вещества (ω , %); приготовление растворов требуемой концентрации по правилу смешения растворов (правило «креста»); плотность раствора.
4. Электролитическая диссоциация; растворы электролитов.
5. Скорость химической реакции; химическое равновесие.
6. Степень окисления. Окислители/восстановители; процессы окисления/восстановления.
7. Окислительно-восстановительные реакции (ОВР).
8. Электродные потенциалы; гальванические элементы.
9. Электрохимическая коррозия металлов. Гальванические покрытия.
10. Основы термодинамики и термохимии. Понятия о I и II законах термодинамики. Определение теплового эффекта химической реакции. Изобарно-изотермический потенциал (энергия Гиббса) и направленность химической реакции.

Инструкция для студентов

Экзаменационный тест состоит из 10 вопросов. На его выполнение отводится 25 мин. Задания необходимо выполнять строго по порядку. К каждому заданию предлагается 4 варианта ответов, из которых правильными могут быть 1, 2 и даже 3 ответа. Ответ засчитывается как правильный, если указаны верно все варианты ответов.

Следует пользоваться справочными материалами:

- Периодической системой химических элементов Д. И. Менделеева;
- таблицей растворимости кислот, оснований и солей в воде при комнатной температуре;
- таблицей электроотрицательностей элементов;
- таблицей стандартных электродных потенциалов;
- таблицей стандартных термодинамических констант и др. при необходимости.

Для расчетов необходим инженерный калькулятор (с возможностью вычисления логарифмической и показательной функций).

Шкала оценок:

- оценка «2» — указано менее 5 правильных ответов;
- оценка «3» — от 5 до 6 правильных ответов;
- оценка «4» — от 7 до 8 правильных ответов;
- оценка «5» — от 9 до 10 правильных ответов.

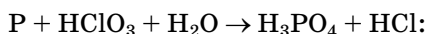
ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 1

1. Укажите электронно-графическую схему основного состояния атома:

а)	<table><tr><td>↑</td></tr></table>	↑	<table><tr><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td></tr></table>	↑	↑	↑
↑						
↑	↑	↑				
б)	<table><tr><td>↑↓</td></tr></table>	↑↓	<table><tr><td>↑</td><td>↑</td><td>↑</td></tr></table>	↑	↑	↑
↑↓						
↑	↑	↑				
в)	<table><tr><td>↑↓</td></tr></table>	↑↓	<table><tr><td>↑</td><td>↓</td><td>↑</td></tr></table>	↑	↓	↑
↑↓						
↑	↓	↑				
г)	<table><tr><td>↑↓</td></tr></table>	↑↓	<table><tr><td>↑↓</td><td>↓</td><td></td></tr></table>	↑↓	↓	
↑↓						
↑↓	↓					

2. В какой паре указаны химические символы элементов, наиболее близких между собой по химическим свойствам:
 - а) Li и Be;
 - б) Be и Ba;
 - в) Li и Na;
 - г) Be и B.
3. Какие уравнения электролитической диссоциации записаны неверно:
 - а) $\text{CH}_3\text{COOH} \leftrightarrow \text{CH}_3^+ + \text{COOH}^-$;
 - б) $\text{NH}_4\text{OH} \leftrightarrow \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$;
 - в) $\text{KCl} \leftrightarrow \text{K}^+ + \text{Cl}^-$;
 - г) $\text{CaCl}_2 \rightarrow \text{CaCl}^+ + \text{Cl}^-$, $\text{CaCl}^+ \rightarrow \text{Ca}^{2+} + \text{Cl}^-$.
4. Какова массовая доля (ω , %) гидроксида натрия в растворе, содержащем на 50 г воды 25 г NaOH:

- а) 50,0;
 - б) 32,3;
 - в) 33,3;
 - г) 34,3.
5. За время, равное 20 с, концентрация вещества А изменилась от 1,20 моль/л до 1,05 моль/л. Укажите среднее значение скорости реакции по веществу А:
- а) 0,0075 моль·л⁻¹·с⁻¹;
 - б) 0,0050 моль·л⁻¹·с⁻¹;
 - в) 0,4500 моль·л⁻¹·мин⁻¹;
 - г) 12,5·10⁻⁵ моль·л⁻¹·мин⁻¹.
6. В каком соединении степень окисления марганца максимальна:
- а) MnO₃;
 - б) H₂MnO₃;
 - в) Na₂MnO₄;
 - г) KMnO₄.
7. Коэффициенты перед окислителем и восстановителем в уравнении ОВР



- а) 6 и 9;
 - б) 1 и 2;
 - в) 5 и 6;
 - г) 6 и 5.
8. Рассчитайте величину концентрации равновесного потенциала цинкового электрода при концентрации (активности) ионов цинка в электролите 10⁻² моль/л. $T = 298 \text{ К}$, $\varepsilon_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 = -0,763 \text{ В}$:
- а) -0,642 В;
 - б) -0,778 В;
 - в) -0,822 В;
 - г) -0,701 В.
9. Железо оцинковано. Какой металл будет разрушаться в результате коррозии при нарушении целостности покрытия в щелочной среде (KOH)? Какой процесс будет происходить при этом на аноде? Каковы будут продукты коррозии:
- а) Fe, $\text{Fe} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$;
 - б) Zn, $\text{Zn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$;
 - в) Zn, $\text{Zn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$, K_2ZnO_2 ;
 - г) Fe, $\text{Fe} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$, K_2FeO_2 .

10. Газовые выбросы тепловых станций и двигателей внутреннего сгорания содержат оксиды азота. В наиболее простом виде одна из этих реакций может быть представлена уравнением



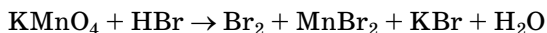
Определите тепловой эффект (ΔH°) данной реакции в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) и укажите, какая она — эндотермическая или экзотермическая:

- а) $-90,4$ кДж; экзотермическая;
- б) $+90,4$ кДж; эндотермическая;
- в) $-56,9$ кДж; экзотермическая;
- г) $+56,9$ кДж; эндотермическая.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 2

1. Возбужденному состоянию атома отвечает электронная конфигурация:
 - а) $1s^2 2s^1 2p^1$;
 - б) $1s^2 2s^2 2p^2$;
 - в) $1s^2 2s^2 2p^3$;
 - г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$.
2. Отметьте правильные утверждения:
 - а) каждый период без исключения начинается щелочным металлом и заканчивается благородным газом;
 - б) все без исключения элементы в Периодической системе расположены в порядке возрастания относительной атомной массы;
 - в) большинство элементов больших периодов относятся к металлам;
 - г) в малых периодах расположены элементы только главных подгрупп, а в больших — как главных, так и побочных подгрупп.
3. Какие пары ионов, формулы которых приведены ниже, могут находиться в растворе совместно в значительных количествах? Ответ обоснуйте:
 - а) H^+ и OH^- ;
 - б) K^+ и SO_4^{2-} ;
 - в) Ag^+ и Cl^- ;
 - г) Ba^{2+} и NO_3^- .
4. Какая масса воды и раствора с массовой долей нитрата кальция 20% потребуется для приготовления 300 г раствора с массовой долей $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ 4%:

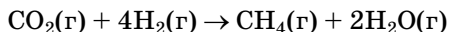
- а) 240 г раствора и 60 г H_2O ;
 - б) 60 г раствора и 240 г H_2O ;
 - в) 40 г раствора и 260 г H_2O ;
 - г) 20 г раствора и 280 г H_2O .
5. Для реакции $\text{A}_2(\text{г}) + \text{B}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{AB}(\text{г})$ укажите кинетическое уравнение для прямого процесса (C — символ молярной концентрации вещества):
- а) $v = kC^2(\text{A})$;
 - б) $v = kC^2(\text{A}_2)C^2(\text{B}_2)$;
 - в) $v = kC(\text{A}_2)C(\text{B}_2)$;
 - г) $v = kC^2(\text{A}_2)C(\text{B}_2)$.
6. Какие свойства в ОВР проявляет иодид-ион (I^-):
- а) только окислителя;
 - б) ни окислителя, ни восстановителя;
 - в) только восстановителя;
 - г) и окислителя, и восстановителя.
7. Для реакции получения брома при взаимодействии перманганата калия и бромоводорода по схеме



укажите, сколько моль восстановителя расходуется на 2 моль окислителя:

- а) 16;
 - б) 10;
 - в) 1;
 - г) 8.
8. Какой процесс протекает на аноде при работе оловянно-никелевого гальванического элемента? Активности (концентрации) потенциалопределяющих ионов в элементе равны 1 моль/л:
- а) $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^0$;
 - б) $\text{Ni}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^{2+}$;
 - в) $\text{Sn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$;
 - г) $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^0$.
9. Какой из металлов может служить катодной защитой для железа:
- а) медь;
 - б) хром;
 - в) магний;
 - г) алюминий.

10. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG_{298}°) реакции



и покажите возможность ее самопроизвольного протекания при стандартных условиях:

- а) +253,0 кДж; реакция невозможна;
- б) -165,0 кДж; реакция возможна;
- в) -15,2 кДж; реакция возможна;
- г) -952,0 кДж; реакция возможна.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 3

1. Среди приведенных электронных конфигураций укажите невозможные:
 - а) $1p^1$;
 - б) $1s^2$;
 - в) $2d^4$;
 - г) $3f^3$.
2. В какой паре указаны химические символы элементов, наиболее близких между собой по химическим свойствам:
 - а) Li и Be;
 - б) Be и Na;
 - в) Li и Na;
 - г) Be и В.
3. Между какими ионами, формулы которых приведены ниже, в водном растворе нет химического взаимодействия:
 - а) Ag^+ и NO_3^- ;
 - б) Ca^{2+} и Cl^- ;
 - в) HCO_3^- и OH^- ;
 - г) CO_3^{2-} и H^+ .
4. Рассчитайте массу раствора сульфата меди (II) с массовой долей CuSO_4 8% и массу воды, которые надо смешать, чтобы получить 500 г раствора с массовой долей сульфата меди (II) 2%:
 - а) 375 и 125 г;
 - б) 125 и 375 г;
 - в) 10 и 0 г;
 - г) 400 и 100 г.
5. Во сколько раз увеличится скорость реакции $A_2(\text{г}) + B_2(\text{г}) \rightarrow 2A_2B(\text{ж})$ при увеличении концентрации вещества А в 3 раза:
 - а) 3;
 - б) 6;

в) 8;

г) 9.

6. Укажите схемы процессов окисления:

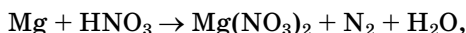
а) $\text{PO}_4^{3-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{PO}_4^-$;

б) $\text{NH}_3 \rightarrow \text{NO}_3^-$;

в) $2\text{O}^{1-} \rightarrow \text{O}_2$;

г) $\text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{S}$.

7. Для ОВР, протекающей по схеме



укажите сумму коэффициентов перед всеми формулами веществ. Коэффициент «1» также следует учитывать:

а) 17;

б) 28;

в) 12;

г) 29.

8. Рассчитайте величину равновесного потенциала кадмиевого электрода при концентрации (активности) ионов кадмия в электролите 10^{-4} моль/л. $T = 298 \text{ К}$, $\varepsilon_{\text{Cd}^{2+}/\text{Cd}}^0 = -0,402 \text{ В}$:

а) $-0,636 \text{ В}$;

б) $-0,282 \text{ В}$;

в) $-0,520 \text{ В}$;

г) $-0,164 \text{ В}$.

9. Олово содержит примесь меди. Какой из металлов будет разрушаться при коррозии в нейтральной среде? Какой процесс будет происходить на катоде:

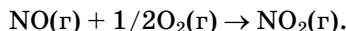
а) медь, $\text{Sn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$;

б) олово, $\text{Sn} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$;

в) медь, $\text{O}_2 + 4\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{OH}^-$;

г) олово, $\text{O}_2 + 4\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{OH}^-$.

10. Газовые выбросы тепловых станций и двигателей внутреннего сгорания содержат оксиды азота. В наиболее простом виде одна из этих реакций может быть представлена уравнением



Определите тепловой эффект (ΔH^0) данной реакции в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) и укажите, какая она — эндотермическая или экзотермическая:

а) $+56,8 \text{ кДж}$; эндотермическая;

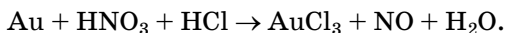
б) $-56,8 \text{ кДж}$; экзотермическая;

в) $+125,5 \text{ кДж}$; эндотермическая;

г) $-125,5 \text{ кДж}$; экзотермическая.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 4

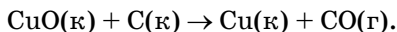
1. Электронная конфигурация $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$ соответствует:
 - а) основному состоянию атома кальция;
 - б) возбужденному состоянию атома кальция;
 - в) основному состоянию атома скандия;
 - г) атому изотопа $^{20}_{10}\text{Ne}$.
2. В каком ряду расположены символы только *d*-элементов:
 - а) Ca, Mn, Co;
 - б) Sc, Ag, Cu;
 - в) Cl, Te, Ti;
 - г) Au, Ce, Po.
3. Отметьте формулы веществ, которые в водном растворе диссоциируют ступенчато:
 - а) KHS;
 - б) $\text{Al}(\text{OH})_3$;
 - в) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
 - г) H_3PO_4 .
4. В лаборатории имеются растворы с массовой долей хлорида бария 10 и 20%. Какую массу каждого раствора надо взять для получения 300 г раствора с массовой долей BaCl_2 12%:
 - а) 150 и 150 г;
 - б) 240 и 60 г;
 - в) 60 и 240 г;
 - г) 100 и 200 г.
5. Как изменится скорость некоторой реакции при повышении температуры от 50 до 80°C ($\gamma = 2$):
 - а) возрастет в 6 раз;
 - б) не изменится;
 - в) возрастет в 8 раз;
 - г) уменьшится в 8 раз.
6. Укажите схемы ОВР:
 - а) $\text{SiH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{FeO} + \text{P} \rightarrow \text{Fe} + \text{P}_2\text{O}_5$;
 - в) $\text{KOH} + \text{CO}_2 \rightarrow \text{KHCO}_3$;
 - г) $\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2 + \text{O}_2$.
7. Укажите сумму коэффициентов перед всеми формулами веществ в уравнении ОВР, протекающей по схеме



Коэффициент «1» также следует учитывать:

- а) 7;

- б) 9;
в) 5;
г) 29.
8. Какой процесс протекает на катоде при работе железомедного гальванического элемента? Активности (концентрации) потенциалопределяющих ионов в электролитах равны 1 моль/л:
- а) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$;
б) $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$;
в) $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$;
г) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$.
9. Какой из металлов лучше защитит железо? Какое это будет покрытие:
- а) медь; катодное;
б) медь; анодное;
в) хром; катодное;
г) хром; анодное.
10. При восстановлении оксида меди (II) углем протекает реакция



Определите ее тепловой эффект (ΔH^0) в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) и укажите, какая данная реакция — эндотермическая или экзотермическая:

- а) $-272,5$ кДж; экзотермическая;
б) $-51,5$ кДж; эндотермическая;
в) $+272,5$ кДж; эндотермическая;
г) $+51,5$ кДж; эндотермическая.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 5

1. На энергетическом уровне с главным квантовым числом, равным 3, максимально может располагаться электронов:
- а) 2;
б) 18;
в) 32;
г) 26.
2. Какие характеристики атомов элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра:
- а) масса;
б) металлические и неметаллические свойства;
в) радиус;
г) высшая валентность.

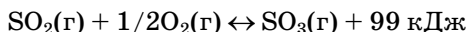
3. Какие уравнения реакций, схемы которых приведены ниже, описываются одинаковыми сокращенными ионными уравнениями:

- а) $\text{CuCl}_2 + 2\text{KOH} \rightarrow$;
- б) $\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow$;
- в) $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow$;
- г) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} \rightarrow$.

4. В щелочных аккумуляторах применяется раствор гидроксида калия. При 20°C для приготовления 500 мл такого раствора было использовано 133 г КОН и 470 мл воды. Определите массовую долю (ω , %) КОН и плотность раствора:

- а) 26,6%, 1,064 г/мл;
- б) 22,1%, 1,206 г/мл;
- в) 0,22%, 1,206 г/мл;
- г) 28,3%, 1,283 г/мл.

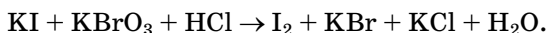
5. Как повлияет на состояние равновесия реакции



понижение температуры:

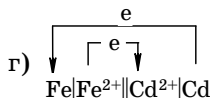
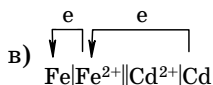
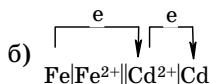
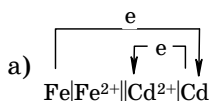
- а) равновесие не сместится;
 - б) равновесие сместится вправо;
 - в) равновесие сместится влево;
 - г) скорость обратной реакции уменьшится, а прямой — нет.
6. Отметьте формулы соединений с одинаковой степенью окисления азота:
- а) Mg_3N_2 ;
 - б) NO;
 - в) NO_2 ;
 - г) NH_3 .

7. Укажите сумму коэффициентов перед всеми формулами веществ в уравнении ОВР, протекающей по схеме



Коэффициент «1» также следует учитывать:

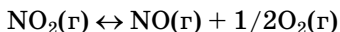
- а) 18;
 - б) 26;
 - в) 24;
 - г) 13.
8. Укажите правильную схему работы железокадмиевого гальванического элемента при активностях (концентрациях) потенциалопределяющих ионов в электролитах, равных 1 моль/л:



9. Никелированное железо находится в среде кислоты. Какой металл будет разрушаться в результате коррозии при нарушении целостности покрытия? Какой процесс протекает при этом на катоде? Что будет являться продуктом коррозии:

- а) Ni, $\text{Ni}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^{2+}$; соль никеля;
- б) Fe, $\text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$; соль железа;
- в) Fe, $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$; соль железа;
- г) Ni, $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$; соль никеля.

10. В какую сторону будет протекать процесс



при стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм)? Ответ подтвердите расчетами:

- а) $\Delta G_{298}^0 = +139,9 \text{ кДж}$; влево;
- б) $\Delta G_{298}^0 = +35,3 \text{ кДж}$; влево;
- в) $\Delta G_{298}^0 = -35,3 \text{ кДж}$; вправо;
- г) $\Delta G_{298}^0 = -57,2 \text{ кДж}$; вправо.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 6

1. Укажите число электронов в ионе Al^{+3} :

- а) 13;
- б) 27;
- в) 10;
- г) 40.

2. В главных подгруппах расположены элементы:

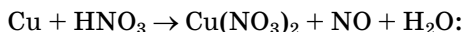
- а) только *s*- и *p*-семейств;
- б) как правило, с одинаковым числом электронов на внешнем энергетическом уровне для всех элементов данной подгруппы;
- в) только неметаллы;
- г) как металлы, так и неметаллы.

3. Какая пара ионов, формулы которых приведены ниже, участвует в образовании осадка при сливании водных растворов карбоната калия K_2CO_3 и хлорида кальция CaCl_2 :

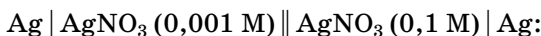
- а) K^+ и Cl^- ;
 - б) K^+ и Ca^{2+} ;
 - в) Ca^{2+} и CO_3^{2-} ;
 - г) CO_3^{2-} и Cl^- .
4. Какова массовая доля (ω , %) NaOH в растворе, полученном растворением 2,3 г гидроксида натрия в 100 г воды (ответ дайте с точностью до тысячных долей):
- а) 0,023;
 - б) 0,022;
 - в) 2,300;
 - г) 2,248.
5. В каком направлении сместится равновесие процесса



- при внесении в систему катализатора:
- а) не сместится;
 - б) сместится вправо;
 - в) сместится влево;
 - г) данная система не нуждается в катализаторе.
6. Отметьте формулы ионов, содержащих атомы со степенью окисления +4:
- а) CO_3^{2-} ;
 - б) PO_4^{3-} ;
 - в) NO_2 ;
 - г) MnO_2 .
7. Сколько моль разбавленной азотной кислоты расходуется при окислении 3 моль меди по схеме

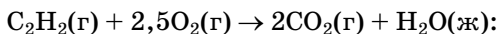


- а) 8;
 - б) 2;
 - в) 4;
 - г) 6.
8. Определите ЭДС гальванического элемента



- а) -0,12 В;
- б) 0,12 В;
- в) 0;
- г) 0,24 В.

9. Железо покрыто оловом (луженое). Какой металл будет разрушаться в результате коррозии при нарушении целостности покрытия в нейтральной среде ($\text{H}_2\text{O} + 1/2\text{O}_2$)? Какой процесс будет происходить на аноде? Что будет являться продуктом коррозии:
- а) $\text{Fe}, \text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}; \text{Fe}(\text{OH})_2$;
 - б) $\text{Sn}, \text{Sn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}; \text{Sn}(\text{OH})_2$;
 - в) $\text{Sn}, \text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^0; \text{Fe}(\text{OH})_2$;
 - г) $\text{Fe}, \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0; \text{Sn}(\text{OH})_2$.
10. При сгорании ацетилена развивается очень высокая температура, что обусловлено высокой теплотой сгорания ацетилена. На этом основана кислородно-ацетиленовая сварка черных металлов. Определите тепловой эффект (ΔH^0) в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) химической реакции

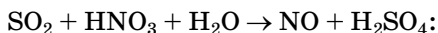


- а) $-728,0$ кДж;
- б) $+1299,6$ кДж;
- в) $-1299,6$ кДж;
- г) $-846,0$ кДж.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 7

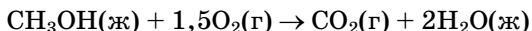
1. Какая формула отражает суммарное число электронов (N) на энергетическом уровне с главным квантовым числом n :
- а) $N = 2n$;
 - б) $N = n$;
 - в) $N = 2n^2$;
 - г) $N = \sqrt{2n}$.
2. В побочных подгруппах расположены элементы:
- а) только металлы;
 - б) только d - и f -семейств;
 - в) в атомах которых электронами заполняется предвнешний энергетический уровень;
 - г) только четных рядов больших периодов.
3. Между какими веществами в водном растворе нет химического взаимодействия:
- а) $\text{KCl} + \text{NaNO}_3 \rightarrow$;
 - б) $\text{CuCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$;
 - в) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
 - г) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{HNO}_3(\text{разбавл.}) \rightarrow$.

4. Какова массовая доля (ω , %) гидроксида натрия в растворе массой 50 г, содержащем NaOH массой 25 г:
а) 40,0;
б) 45,0;
в) 50,0;
г) 33,3.
5. За время, равное 10 с, концентрация вещества А изменилась от 3,10 моль/л до 3,05 моль/л. Укажите среднее значение скорости реакции по веществу А (в моль·л⁻¹·с⁻¹ и моль·л⁻¹·мин⁻¹):
а) 0,003 моль·л⁻¹·с⁻¹;
б) 0,005 моль·л⁻¹·с⁻¹;
в) 0,300 моль·л⁻¹·мин⁻¹;
г) $8,33 \cdot 10^{-5}$ моль·л⁻¹·мин⁻¹.
6. Какие соединения проявляют двойственные окислительно-восстановительные свойства:
а) дихромат калия K₂Cr₂O₇;
б) оксид марганца (IV) MnO₂;
в) сернистая кислота H₂SO₃;
г) азотная кислота HNO₃.
7. Укажите сумму коэффициентов при формулах всех веществ в уравнении ОВР, протекающей по схеме



- а) 25;
б) 5;
в) 12;
г) 7.
8. Рассчитайте величину равновесного потенциала серебряного электрода при концентрации (активности) ионов серебра в электролите 10⁻² моль/л. $T = 298 \text{ К}$, $\varepsilon_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 = +0,800 \text{ В}$:
а) +0,918 В;
б) +0,858 В;
в) +0,682 В;
г) -0,740 В.
9. Какой из металлов может служить анодной защитой для железа:
а) свинец;
б) серебро;
в) хром;
г) медь.

10. Определите тепловой эффект (ΔH^0) в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) химической реакции сгорания метанола



и укажите, является данная реакция эндотермической или экзотермической:

- а) $-416,8$ кДж; экзотермическая;
- б) $-726,4$ кДж; экзотермическая;
- в) $+60,6$ кДж; эндотермическая;
- г) $-1203,8$ кДж; эндотермическая.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 8

1. В атоме какого элемента в невозбужденном состоянии на d -подуровне впервые появляется электрон:
 - а) хрома;
 - б) скандия;
 - в) кальция;
 - г) аргона.
2. Какие утверждения справедливы для элемента с сокращенной электронной конфигурацией атома в основном состоянии $\dots 3d^5 4s^1$:
 - а) расположен в III периоде;
 - б) находится в VI группе, главной подгруппе;
 - в) расположен в VI группе, побочной подгруппе;
 - г) в атоме 6 валентных электронов.
3. Какие пары ионов, формулы которых приведены ниже, не могут находиться совместно в водном растворе в значительных количествах:
 - а) Ba^{2+} и SO_4^{2-} ;
 - б) H^+ и Br^- ;
 - в) H^+ и NO_3^- ;
 - г) Ag^+ и PO_4^{3-} .
4. Сколько граммов поваренной соли и воды необходимо для приготовления 2 кг раствора с массовой долей (ω) NaCl 20%:
 - а) 400 и 1600 г;
 - б) 200 и 1800 г;
 - в) 600 и 1400 г;
 - г) 200 и 2000 г.

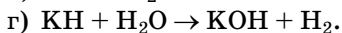
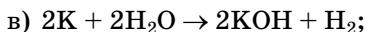
5. Для какой реакции зависимость скорости от концентрации описывается уравнением $v = kC(A_2) \cdot C^2(B)^2$? (C — символ молярной концентрации вещества):
- $B_2(г) + A_2(г) \rightarrow 2AB(г)$;
 - $B_2(к) + A_2(г) \rightarrow 2B_2A(г)$;
 - $B(к) + A_2(г) \rightarrow BA_2(г)$;
 - $2B(г) + A_2(г) \rightarrow 2BA_2(г)$.
6. В каких парах оба вещества, формулы которых приведены ниже, проявляют двойственные окислительно-восстановительные свойства:
- $KMnO_4$ и SO_3 ;
 - S и HNO_2 ;
 - SO_2 и N_2O_3 ;
 - H_2O и $K_2Cr_2O_7$.
7. Сколько моль концентрированной азотной кислоты расходуется при окислении 1 моль меди по схеме
- $$Cu + HNO_3 \rightarrow Cu(NO_3)_2 + NO_2 + H_2O:$$
- 8;
 - 2;
 - 4;
 - 15.
8. Какой процесс протекает на катоде при работе железохромового гальванического элемента? Активности (концентрации) потенциалопределяющих ионов в электролитах равны 1 моль/л:
- $Fe^{2+} + 2e^- \rightarrow Fe^0$;
 - $Cr^0 \rightarrow Cr^{2+} + 2e^-$;
 - $Fe^0 \rightarrow Fe^{2+} + 2e^-$;
 - $Cr^{2+} + 2e^- \rightarrow Cr^0$.
9. Какие металлы могут служить катодной защитой для железа:
- олово;
 - серебро;
 - хром;
 - медь.
10. При переводе автомобильного двигателя на газообразное топливо он несколько теряет в мощности. Сравните тепловые эффекты в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении 1 атм) химических реакций сгорания октана $C_8H_{18}(ж)$ (ΔH_1°) и пропана $C_3H_8(г)$ (ΔH_2°). Считать, что сгорание пол-

ное, до $\text{CO}_2(\text{г})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$, расчеты произвести на 1 моль каждого вещества:

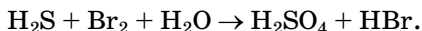
- а) $\Delta H_1^\circ > \Delta H_2^\circ$;
- б) $\Delta H_1^\circ < \Delta H_2^\circ$;
- в) $\Delta H_1^\circ = \Delta H_2^\circ$;
- г) $\Delta H_1^\circ - \Delta H_2^\circ = -3250,9 \text{ кДж}$.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 9

1. Какая электронная конфигурация соответствует иону Cl^{5+} :
 - а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$;
 - б) $1s^2 2s^2 2p^5 3s^2 3p^3$;
 - в) $1s^2 2s^2 2p^6$;
 - г) $2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.
2. Укажите сокращенные электронные конфигурации атомов элементов, образующих высшие оксиды состава $\text{Э}_2\text{O}_7$:
 - а) $\dots 2s^2 2p^5$;
 - б) $\dots 3s^2 3p^5$;
 - в) $\dots 3d^5 4s^2$;
 - г) $\dots 3d^3 4s^2$.
3. Какое из молекулярных уравнение, схемы которых приведены ниже, соответствует ионному $\text{NO}_2^- + \text{H}^+ \rightarrow \text{HNO}_2$:
 - а) $\text{KNO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$;
 - б) $\text{KNO}_2 + \text{HCl} \rightarrow$;
 - в) $\text{HNO}_2 + \text{KOH} \rightarrow$;
 - г) $\text{KNO}_2 + \text{NaHCO}_3 \rightarrow$.
4. Необходимо приготовить из безводной фосфорной кислоты (H_3PO_4) 85% -ную фосфорную кислоту. В каких соотношениях по массе надо смешать безводную кислоту с водой:
 - а) 3:17;
 - б) 17:3;
 - в) 15:80;
 - г) 15:85.
5. Как изменится скорость реакции $A(\text{к}) + B(\text{г}) = AB(\text{к})$ при уменьшении концентрации исходных веществ в 4 раза:
 - а) не изменится;
 - б) возрастет в 4 раза;
 - в) уменьшится в 16 раз;
 - г) уменьшится в 4 раза.
6. Укажите схемы ОВР, в которых вода является окислителем:
 - а) $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2$;
 - б) $\text{H}_2\text{O} + \text{Cl}_2 \leftrightarrow \text{HCl} + \text{HClO}$;



7. Укажите сумму коэффициентов при формулах всех веществ в уравнении ОВР, протекающей по схеме



Коэффициент «1» также следует учитывать:

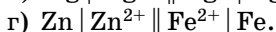
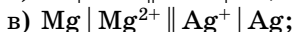
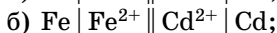
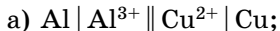
а) 18;

б) 16;

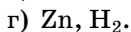
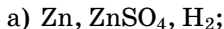
в) 8;

г) 35.

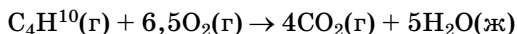
8. У какого гальванического элемента наибольшая ЭДС:



9. Какой металл будет разрушаться при коррозии в серно-кислотной среде никелевой пластинки, содержащей примесь цинка? Какие продукты образуются в результате коррозии:



10. Определите тепловой эффект (ΔH^0) в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении) химической реакции сгорания бутана



и укажите, является данная реакция эндотермической или экзотермической:

а) +2876,8 кДж; эндотермическая;

б) -2876,8 кДж; экзотермическая;

в) -271,2 кДж; эндотермическая;

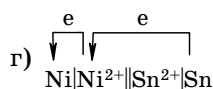
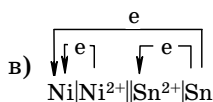
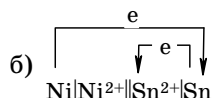
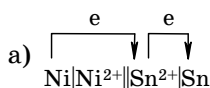
г) -3129,2 кДж; экзотермическая.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 10

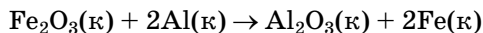
1. Укажите символ частицы, которая имеет такую же электронную конфигурацию, как и атом аргона в основном состоянии:



2. В главных подгруппах металлические свойства элементов:
- а) растут сверху вниз;
 - б) растут снизу вверх;
 - в) изменяются случайным образом;
 - г) не изменяются.
3. Какое сокращенное ионное уравнение отвечает взаимодействию водных растворов гидрокарбоната калия KHCO_3 и гидроксида калия KOH :
- а) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$;
 - б) $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$;
 - в) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$;
 - г) $\text{KHCO}_3 + \text{OH}^- \rightarrow \text{K}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$.
4. В 45 г воды при 250°C максимально растворяется 25 г соли. Коэффициент растворимости соли (в г на 100 г воды) равен:
- а) 45,8;
 - б) 50,6;
 - в) 53,3;
 - г) 55,6.
5. Чему равен температурный коэффициент реакции, если при повышении температуры на 300°C скорость химической реакции возрастает в 64 раза:
- а) 2;
 - б) 3;
 - в) 4;
 - г) 5.
6. Какие соединения в реакциях с другими веществами проявляют только окислительные свойства:
- а) перманганат калия KMnO_4 ;
 - б) дихромат натрия $\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$;
 - в) йодоводород HI ;
 - г) азотная кислота HNO_3 .
7. Укажите значение коэффициента при восстановителе в ОВР, протекающей по схеме
- $$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{C} + \text{SiO}_2 \xrightarrow{t} \text{CaSiO}_3 + \text{P} + \text{CO}:$$
- а) 1;
 - б) 5;
 - в) 3;
 - г) 2.
8. Укажите правильную схему работы оловянно-никелевого гальванического элемента при активностях (концентрациях) потенциалопределяющих ионов в элементе 1 моль/л:



9. Какие металлы могут служить анодным покрытием по никелю:
- медь;
 - хром;
 - цинк;
 - серебро.
10. Термитная смесь состоит из порошка алюминия и оксида железа (III). Определите тепловой эффект (ΔH^0) в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении) химической реакции



и укажите, является данная реакция эндотермической или экзотермической:

- +853,8 кДж; эндотермическая;
- 853,8 кДж; экзотермическая;
- 853,8 кДж; эндотермическая;
- +853,8 кДж; экзотермическая.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 11

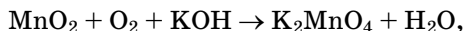
- Укажите символ элемента, атом которого в основном состоянии содержит наибольшее число вакантных орбиталей:
 - Na;
 - Si;
 - Cl;
 - S.
- В каком ряду указаны символы элементов *s*-, *p*- и *d*-семейств:
 - K, H, Ca;
 - Fe, F, Ti;
 - Ba, C, Co;
 - He, Mn, Ag.
- Укажите схему неосуществимой в водном растворе реакции:
 - $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow$;
 - $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$;
 - $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} \rightarrow$;
 - $\text{KCl} + \text{NaNO}_3 \rightarrow$.

4. Требуется приготовить 1 кг раствора с массовой долей аммиака 15% из раствора с массовой долей 25%. Сколько необходимо для этого взять граммов 25%-ного раствора NH_3 и воды:
- 600 и 400 г;
 - 250 и 750 г;
 - 400 и 600 г;
 - 150 и 850 г.
5. Промышленный синтез аммиака по реакции



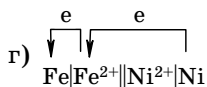
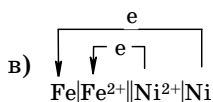
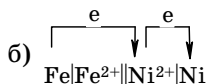
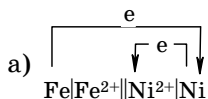
проводят при повышенной температуре, чтобы:

- сместить равновесие процесса вправо;
 - увеличить скорость реакции;
 - сместить равновесие процесса влево;
 - не использовать катализатор.
6. В каком ряду веществ, формулы которых приведены ниже, степень окисления кислорода во всех соединениях равна (-2):
- H_2O , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, OF_2 ;
 - NO , SO_3 , H_2O_2 ;
 - SO_2 , H_3PO_4 , Fe_3O_4 ;
 - KO_2 , P_2O_5 , Cl_2O .
7. Для ОВР, протекающей по схеме

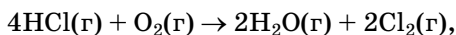


укажите, сколько моль восстановителя расходуется на 1 моль окислителя:

- 1;
 - 2;
 - 4;
 - 10.
8. Укажите правильную схему работы железоникелевого гальванического элемента при активностях (концентрациях) потенциалопределяющих ионов в электролитах, равных 1 моль/л:



9. Железо, покрытое серебром, находится в кислой среде. Какой металл будет разрушаться в результате коррозии при нарушении целостности покрытия? Какой металл будет являться катодом:
- а) Fe; катод — Fe;
 - б) Ag; катод — Ag;
 - в) Fe; катод — Ag;
 - г) Ag; катод — Fe.
10. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG_{298}°) реакции, протекающей по схеме



и покажите возможность ее самопроизвольного протекания в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении):

- а) +76,1 кДж; реакция возможна;
- б) -76,1 кДж; реакция возможна;
- в) -133,3 кДж; реакция невозможна;
- г) -838,3 кДж; реакция возможна.

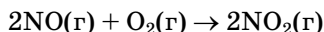
ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 12

1. Укажите число неспаренных электронов в основном состоянии атома хрома ${}_{24}\text{Cr}$:
 - а) 5;
 - б) 6;
 - в) 4;
 - г) 3.
2. Периодически изменяются характеристики атомов:
 - а) заряд ядра;
 - б) число нейтронов в ядре;
 - в) электроотрицательность;
 - г) число валентных электронов.
3. Укажите схемы реакций, которые в водном растворе протекают практически необратимо:
 - а) $\text{KHS} + \text{HCl} \rightarrow$;
 - б) $\text{NaHCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$;
 - в) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$;
 - г) $\text{KNO}_3 + \text{HCl} \rightarrow$.
4. Сколько граммов воды и 87%-ного раствора серной кислоты необходимо взять для приготовления 600 г 55%-ного раствора:
 - а) 221 г кислоты и 379 г воды;
 - б) 251 г кислоты и 349 г воды;

в) 379 г кислоты и 221 г воды;

г) 400 г кислоты и 200 г воды.

5. Скорость реакции



описывается уравнением $v = kC^2(\text{NO}) \cdot C(\text{O}_2)$.

В каком молярном соотношении нужно смешать $\text{NO}(\text{г})$ и $\text{O}_2(\text{г})$, чтобы скорость реакции была максимальной (C — символ молярной концентрации вещества):

а) $C(\text{NO}):C(\text{O}_2) = 1:1$;

б) $C(\text{NO}):C(\text{O}_2) = 1:2$;

в) в стехиометрическом: $C(\text{NO}):C(\text{O}_2) = 2:1$;

г) скорость реакции не зависит от соотношения реагентов.

6. Укажите химические знаки элементов с переменной степенью окисления в соединениях:

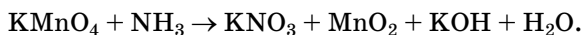
а) С;

б) К;

в) N;

г) F.

7. Укажите сумму коэффициентов в уравнении ОВР, протекающей по схеме



Коэффициент «1» также следует учитывать:

а) 11;

б) 18;

в) 3;

г) 29.

8. Рассчитайте величину равновесного потенциала оловянного электрода при концентрации (активности) ионов олова в электролите 10^{-4} моль/л. $T = 298 \text{ К}$, $\varepsilon_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,136 \text{ В}$:

а) $+0,018 \text{ В}$;

б) $+0,100 \text{ В}$;

в) $-0,254 \text{ В}$;

г) $-0,372 \text{ В}$.

9. В каких из приведенных случаев при повреждении защитного слоя будет корродировать защищаемый металл (железо):

а) железо, покрытое цинком;

б) железо, покрытое медью;

в) железо, покрытое алюминием;

г) железо, покрытое хромом.

10. Вычислите ΔG_{298}° для реакции



протекающей в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении).

В какую сторону будет протекать процесс:

- а) +129,1 кДж; влево;
- б) -129,1 кДж; вправо;
- в) +98,7 кДж; влево;
- г) -98,7 кДж; вправо.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 13

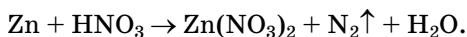
1. Атом неона, катион натрия и анион фтора имеют одинаковое:
 - а) значение массы;
 - б) число нейтронов;
 - в) число электронов;
 - г) число протонов.
2. В одном периоде находятся элементы:
 - а) со схожими химическими свойствами;
 - б) с одинаковым радиусом атома;
 - в) с одинаковым числом энергетических уровней;
 - г) заряд ядра атома которых последовательно возрастает на единицу.
3. С каким веществом вступит в реакцию обмена в водном растворе хлорид бария BaCl_2 :
 - а) HNO_3 ;
 - б) CuSO_4 ;
 - в) CuCl_2 ;
 - г) LiOH .
4. Требуется приготовить 1 л 20% -ного раствора гидроксида натрия, плотность которого 1,219 г/мл при 20°C. Сколько граммов щелочи, содержащей 98% NaOH , и миллилитров воды необходимо взять для этого? Плотность воды считать равной 1 г/мл:
 - а) 204,1 г щелочи и 795,9 мл воды;
 - б) 795,9 г щелочи и 204,1 мл воды;
 - в) 248,8 г щелочи и 970,2 мл воды;
 - г) 970,2 г щелочи и 248,8 мл воды.
5. Изменение давления не смещает равновесие процессов:
 - а) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{S}(\text{к}) \leftrightarrow \text{H}_2\text{S}(\text{г})$;
 - б) $\text{N}_2(\text{г}) + \text{O}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{NO}(\text{г})$;

- в) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{I}_2(\text{к}) \leftrightarrow 2\text{HI}(\text{г})$;
г) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$.

6. Какую роль в окислительно-восстановительных реакциях играет сульфид-ион S^{2-} :

- а) только восстановитель;
б) только окислитель;
в) и окислитель, и восстановитель;
г) не проявляет окислительно-восстановительных свойств.

7. Укажите сумму коэффициентов при формулах всех веществ для ОВР, протекающей по схеме



Коэффициент «1» также следует учитывать:

- а) 17;
б) 29;
в) 22;
г) 28.

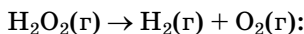
8. Какой процесс протекает на катоде при работе железоникелевого гальванического элемента? Активности (концентрации) потенциалопределяющих ионов в электролитах равны 1 моль/л:

- а) $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$;
б) $\text{Ni}^0 \rightarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^-$;
в) $\text{Fe}^0 \rightarrow \text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^-$;
г) $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^0$.

9. Железо оцинковано. Какой металл будет разрушаться в результате коррозии при нарушении целостности покрытия в щелочной среде (KOH)? Какой процесс будет протекать на аноде? Что будет являться продуктом коррозии:

- а) Fe; $\text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$; $\text{Fe}(\text{OH})_2$;
б) Zn; $\text{Zn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$; ZnSO_4 ;
в) Zn; $\text{Zn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$; K_2ZnO_2 ;
г) Fe; $\text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$; K_2FeO_2 .

10. Рассчитайте возможность разложения пероксида водорода в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении) по уравнению реакции



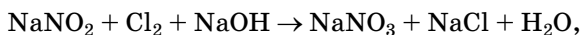
- а) $\Delta G_{298}^0 = +105,7$; реакция невозможна;
б) $\Delta G_{298}^0 = -105,7$; реакция возможна;
в) $\Delta G_{298}^0 = +135,9$; реакция невозможна;
г) $\Delta G_{298}^0 = +120,5$; реакция возможна.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 14

1. Сколько элементов III периода в основном состоянии атома содержат один неспаренный электрон:
 - а) 1;
 - б) 2;
 - в) 4;
 - г) 3.
2. В одной группе расположены элементы:
 - а) с близкими значениями электроотрицательности;
 - б) с одинаковым (как правило) числом валентных электронов;
 - в) с подобными химическими свойствами простых веществ;
 - г) с одинаковой (в большинстве случаев) формулой высшего оксида.
3. Какое сокращенное ионное уравнение отвечает взаимодействию водных растворов кислоты и основания (реакции нейтрализации):
 - а) $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$;
 - в) $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$;
 - г) $\text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.
4. Необходимо разбавить 400 г раствора серной кислоты (массовая доля 95%) водой до концентрации 19%. Сколько для этого понадобится литров воды и сколько килограммов получится разбавленной кислоты? Плотность воды считать равной 1 г/мл:
 - а) 1,6 л и 2 кг;
 - б) 160 мл и 2000 г;
 - в) 600 мл и 380 г;
 - г) 0,8 л и 1000 г.
5. Имеется два сосуда одинакового объема. В первом сосуде количество вещества А за 10 с изменилось с 5 до 2 моль, а во втором за 20 с — с 10 до 5 моль. Какое утверждение справедливо:
 - а) скорость реакции во втором сосуде выше, чем в первом;
 - б) скорость реакций в обоих сосудах одинакова;
 - в) скорость реакции в первом сосуде выше, чем во втором;
 - г) скорость реакции в первом сосуде в 2 раза ниже, чем во втором.
6. В какой реакции степень окисления изменяют атомы одного и того же элемента:

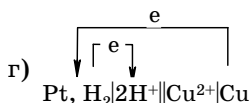
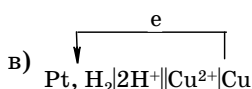
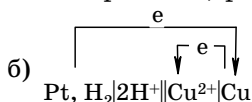
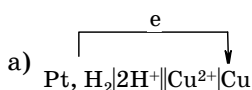
- а) $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$;
 б) $2\text{KClO}_3 \rightarrow 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$;
 в) $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_3\text{O}_4$;
 г) $2\text{NH}_3 \rightarrow \text{N}_2 + 3\text{H}_2$.

7. Для ОВР, протекающей по схеме



укажите, сколько моль восстановителя приходится на 1 моль окислителя:

- а) 4;
 б) 1;
 в) 14;
 г) 2.
8. Укажите правильную схему работы медно-водородного гальванического элемента при активностях (концентрациях) потенциалопределяющих ионов в электролитах, равных 1 моль/л:



9. В каком из приведенных примеров при нарушении целостности защитного слоя будет разрушаться не железо, а покрытие:
- а) железо, покрытое медью;
 б) железо, покрытое цинком;
 в) железо, покрытое оловом (луженое);
 г) железо, покрытое серебром.
10. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG_{298}°) реакции обжига известняка

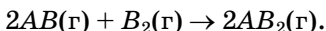


и покажите возможность ее самопроизвольного протекания при стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении):

- а) $-129,1$ кДж; реакция возможна;
 б) $+129,1$ кДж; реакция невозможна;
 в) $+2126,3$ кДж; реакция невозможна;
 г) $-917,9$ кДж; реакция возможна.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 15

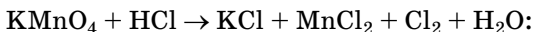
1. Какие схемы распределения электронов по энергетическим уровням невозможны:
 - а) 2, 8, 3;
 - б) 2, 8, 8;
 - в) 3, 8, 5;
 - г) 2, 10, 3.
2. Зная положение элемента в Периодической системе, можно предсказать:
 - а) максимальную (как правило) валентность элемента;
 - б) распространенность элемента в природе;
 - в) число изотопов элемента;
 - г) формулу высшего оксида.
3. Какая пара ионов, формулы которых приведены ниже, участвует в образовании осадка при сливании растворов нитрата бария $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ и сульфата калия K_2SO_4 :
 - а) Ba^{2+} и NO_3^- ;
 - б) Ba^{2+} и SO_4^{2-} ;
 - в) K^+ и NO_3^- ;
 - г) K^+ и SO_4^{2-} .
4. Сколько граммов гидроксида натрия необходимо для приготовления 4 л раствора с массовой долей NaOH 12% и плотностью 1,37 г/мл:
 - а) 480,0 г;
 - б) 120,4 г;
 - в) 545,8 г;
 - г) 657,6 г.
5. Химическая реакция протекает по уравнению



При увеличении концентрации вещества AB в 2 раза скорость реакции:

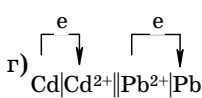
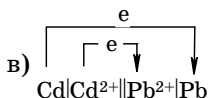
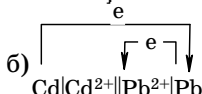
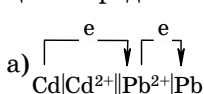
- а) не изменится;
 - б) возрастет в 2 раза;
 - в) возрастет в 4 раза;
 - г) возрастет в 8 раз.
6. Укажите самый сильный окислитель:
 - а) кислород;
 - б) концентрированная серная кислота;
 - в) фтор;
 - г) электрический ток на аноде при электролизе.

7. Укажите сумму коэффициентов при формулах всех веществ в уравнении ОВР получения хлора взаимодействием перманганата калия и соляной кислоты по схеме



- а) 18;
б) 25;
в) 30;
г) 35.

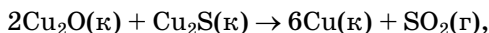
8. Укажите правильную схему работы свинцово-кадмиевого гальванического элемента при активностях (концентрациях) потенциалопределяющих ионов в электролитах, равных 1 моль/л:



9. Олово содержит примесь меди. Какой из металлов будет разрушаться при коррозии в нейтральной среде? Какой процесс будет происходить при этом на катоде:

- а) медь; $\text{Sn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$;
б) олово; $\text{Sn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$;
в) медь; $\text{O}_2 + 4\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{OH}^-$;
г) олово; $\text{O}_2 + 4\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{OH}^-$.

10. Рассчитайте теплоту образования ΔH_{298}° (Cu_2O), если известно, что тепловой эффект реакции



$\Delta H^\circ = +119,8$ кДж, а ΔH_{298}° (Cu_2S) = $-82,0$ кДж/моль:

- а) $-334,6$ кДж/моль;
б) $-249,3$ кДж/моль;
в) $-167,4$ кДж/моль;
г) $+95,0$ кДж/моль.

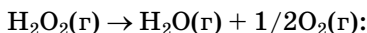
ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 16

1. Укажите электронную конфигурацию иона Zn^{2+} :

- а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$;
б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$;
в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$;
г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^8 4s^2$.

2. Укажите общую формулу водородного соединения элементов V группы главной подгруппы:
- а) ЭН ;
 - б) ЭН_3 ;
 - в) ЭН_2 ;
 - г) ЭН_4 .
3. Какие молекулярные уравнения, схемы которых приведены ниже, описываются одинаковыми сокращенными ионными уравнениями:
- а) $\text{KOH} + \text{HCl} \rightarrow$;
 - б) $\text{Ba(OH)}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$;
 - в) $\text{Ba(OH)}_2 + \text{HNO}_3 \rightarrow$ средняя соль;
 - г) $\text{KOH} + \text{NaCl} \rightarrow$.
4. В 190 г воды растворили 10 г сахара. Какова массовая доля сахара (ω) в растворе:
- а) 0,1;
 - б) 10;
 - в) 0,4;
 - г) 0,05.
5. Как изменится скорость некоторой реакции при повышении температуры от 25 до 55°C ($\gamma = 2$):
- а) возрастет в 6 раз;
 - б) не изменится;
 - в) возрастет в 8 раз;
 - г) уменьшится в 8 раз.
6. Какие соединения проявляют двойственные окислительно-восстановительные свойства:
- а) азотная кислота HNO_3 ;
 - б) оксид серы (VI) SO_3 ;
 - в) оксид серы (IV) SO_2 ;
 - г) азотистая кислота HNO_2 .
7. Сколько моль окислителя расходуется в реакции взаимодействия 1 моль серебра с концентрированной азотной кислотой по схеме
- $$\text{Ag} + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{AgNO}_3 + \text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}:$$
- а) 12;
 - б) 1;
 - в) 2;
 - г) 6.
8. На сколько изменится потенциал цинкового электрода, если раствор соли цинка, в который он погружен, разбавить в 10 раз:

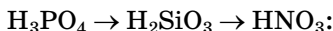
- а) возрастет на 0,059 В;
 - б) уменьшится на 59 мВ;
 - в) уменьшится на 0,03 В;
 - г) возрастет на 0,03 В.
9. Какие металлы могут служить анодным покрытием по никелю:
- а) медь;
 - б) хром;
 - в) цинк;
 - г) серебро.
10. Рассчитайте возможность разложения пероксида водорода в стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении) по уравнению реакции



- а) $\Delta G_{298}^{\circ} = 105,7$; реакция невозможна;
- б) $\Delta G_{298}^{\circ} = -105,7$; реакция возможна;
- в) $\Delta G_{298}^{\circ} = 122,9$; реакция невозможна;
- г) $\Delta G_{298}^{\circ} = -122,9$; реакция возможна.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 17

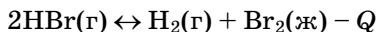
1. Отметьте символы частиц с одинаковым распределением электронов по энергетическим подуровням:
- а) O^{-2} ;
 - б) Ne^0 ;
 - в) N^{+5} ;
 - г) Cl^{+7} .
2. Как изменяется сила кислот в ряду



- а) возрастает;
 - б) практически постоянна;
 - в) уменьшается;
 - г) самая сильная кислота — азотная, самая слабая — кремниевая.
3. Ниже перечислены ионы, одновременно обнаруженные в одном из водных растворов:
- а) Ba^{2+} , NO_3^- , SO_4^{2-} , NH_4^+ , Br^- ;
 - б) Zn^{2+} , Cl^- , Fe^{2+} , Ca^{2+} , OH^- ;
 - в) Cu^{2+} , Br^- , S^{2-} , Ag^+ , NO_3^- ;
 - г) Fe^{2+} , SO_4^{2-} , Na^+ , NH_4^+ , NO_3^- .

4. Сколько граммов нужно взять 20% -ной и 32,1% -ной соляной кислоты, чтобы приготовить 242 г 26,7% -ного раствора:
- а) 134 и 108 г;
 - б) 108 и 134 г;
 - в) 200 и 42 г;
 - г) 131,2 и 110,8 г.

5. В каком направлении сместится равновесие



при увеличении концентрации водорода:

- а) вправо;
 - б) не сместится;
 - в) влево;
 - г) для смещения равновесия необходим катализатор.
6. Укажите схемы процессов восстановления:
- а) $\text{H}_2 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NO}_2^- + \text{OH}^-$;
 - в) $\text{ClO}^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Cl}^- + \text{OH}^-$;
 - г) $\text{AlO}_2^- + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Al}^{3+} + \text{OH}^-$.
7. Для окислительно-восстановительной реакции, протекающей по схеме

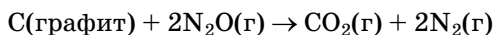


укажите сумму коэффициентов при формулах всех веществ. Коэффициент «1» также необходимо учитывать:

- а) 23;
 - б) 17;
 - в) 10;
 - г) 18.
8. Какой процесс протекает на катоде при работе кадмиево-серебряного гальванического элемента? Активности (концентрации) потенциалопределяющих ионов в электролитах равны 1 моль/л:
- а) $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0$;
 - б) $\text{Cd}^0 \rightarrow \text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^-$;
 - в) $\text{Ag}^0 \rightarrow \text{Ag}^+ + 2\text{e}^-$;
 - г) $\text{Cd}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cd}^0$.
9. Никелированное железо находится в среде кислоты. Какой металл будет разрушаться в результате коррозии при нарушении целостности покрытия? Какой процесс будет протекать при этом на катоде? Что будет являться продуктом коррозии:

- а) $\text{Ni}, \text{Ni}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^{2+}$; соль никеля;
- б) $\text{Fe}, \text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$; соль железа;
- в) $\text{Fe}, 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$; соль железа;
- г) $\text{Ni}, 2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow \text{H}_2$; соль никеля.

10. Тепловой эффект реакции



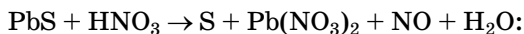
равен $-560,0$ кДж. Вычислите стандартную теплоту образования ΔH_{298}° ($\text{N}_2\text{O(г)}$):

- а) $-476,8$ кДж/моль;
- б) $+476,8$ кДж/моль;
- в) $+83,3$ кДж/моль;
- г) $-83,3$ кДж/моль.

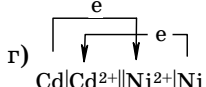
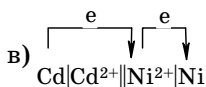
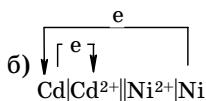
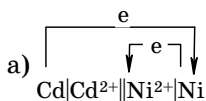
ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 18

1. Пять неспаренных электронов возникают при возбуждении валентных электронов атома:
 - а) лития;
 - б) бора;
 - в) азота;
 - г) фосфора.
2. Как изменяется прочность связи в водородных соединениях элементов VI группы главной подгруппы с увеличением заряда ядра атома:
 - а) растет;
 - б) уменьшается;
 - в) не изменяется;
 - г) сначала растет, затем уменьшается.
3. При диссоциации каких электролитов в качестве отрицательно заряженных ионов образуются только гидроксид-ионы:
 - а) вода H_2O ;
 - б) гидроксид калия KOH ;
 - в) хлорид гидроксомагния MgOHCl ;
 - г) гидроортофосфат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$.
4. В 1 кг воды растворено 666 г KOH . Определите массовую долю ($\omega, \%$) растворенного вещества:
 - а) 66,6;
 - б) 6,66;
 - в) 40;
 - г) 0,40.

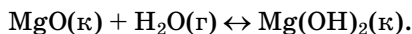
5. Укажите, для каких процессов уменьшение объема (повышение давления) системы сместит равновесие вправо:
- распад аммиака на простые вещества: $2\text{NH}_3(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г}) - Q$;
 - образование карбоната кальция: $\text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CaCO}_3(\text{к})$;
 - образование фосгена: $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{COCl}_2(\text{г})$;
 - образование хлороводорода: $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$.
6. Отметьте схемы реакций, в которых атомы окислителя и восстановителя находятся в составе одного и того же вещества:
- $\text{KClO}_3 \rightarrow \text{KCl} + \text{O}_2$;
 - $\text{KMnO}_4 + \text{HCl} \rightarrow \text{KCl} + \text{MnCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{Cl}_2 + \text{KOH} \rightarrow \text{KCl} + \text{KClO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
 - $\text{NH}_4\text{NO}_3 \rightarrow \text{N}_2\text{O} + 2\text{H}_2\text{O}$.
7. Укажите коэффициенты при окислителе и восстановителе для ОВР, протекающей по схеме



- 2 и 3;
 - 1 и 7;
 - 8 и 3;
 - 3 и 8.
8. Укажите правильную схему работы кадмиево-никелевого гальванического элемента при активностях (концентрациях) потенциалопределяющих ионов в электролитах, равных 1 моль/л:



9. Какой из металлов может служить катодной защитой для железа:
- свинец;
 - хром;
 - магний;
 - алюминий.
10. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG_{298}°) для реакции



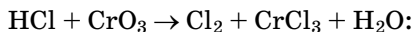
В каком направлении будет протекать процесс при стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении):

- а) $-35,8$ кДж; вправо;
- б) $+35,8$ кДж; влево;
- в) $-27,1$ кДж; вправо;
- г) $+241,8$ кДж; влево.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 19

1. Укажите химический символ элемента, атом которого в основном состоянии на третьем энергетическом уровне содержит 10 электронов:
 - а) Ca;
 - б) Ti;
 - в) Se;
 - г) Cu.
2. Как изменяются кислотные свойства водородных соединений элементов по периоду слева направо:
 - а) уменьшаются;
 - б) растут;
 - в) сначала уменьшаются, затем растут;
 - г) практически не изменяются.
3. При диссоциации какого электролита в воде в качестве катионов образуются только ионы водорода:
 - а) гидроксида натрия NaOH;
 - б) гидрокарбоната калия KHCO_3 ;
 - в) карбоната калия K_2CO_3 ;
 - г) сернистой кислоты H_2SO_3 .
4. В водном растворе хлорида бария объемом 0,8 л с плотностью 1,2 г/мл содержится BaCl_2 массой 192 г. Вычислите массовую долю (ω , %) вещества:
 - а) 20,0;
 - б) 0,2;
 - в) 28,8;
 - г) 24,0.
5. Для какой реакции зависимость скорости от концентрации описывается уравнением $v = kC(A_2)$ (C — символ молярной концентрации вещества):
 - а) $B_2(\text{г}) + A_2(\text{г}) = 2AB(\text{г})$;
 - б) $2B_2(\text{г}) + A_2(\text{г}) = 2B_2A(\text{г})$;
 - в) $B(\text{к}) + A_2(\text{г}) = BA_2(\text{г})$;
 - г) $2BA(\text{г}) + A_2(\text{г}) = 2BA_2(\text{г})$.

6. Что представляет собой процесс $\text{NO}_2^- \rightarrow \text{NO}_3^-$:
- а) окисление;
 - б) восстановление;
 - в) без изменения степени окисления;
 - г) процесс отдачи электронов.
7. Укажите сумму коэффициентов при формулах всех веществ для ОВР, протекающей по схеме

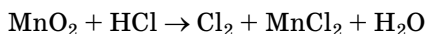


- а) 14;
 - б) 17;
 - в) 25;
 - г) 11.
8. Определите ЭДС медного концентрационного элемента с концентрациями (активностями) ионов меди (Cu^{2+}) 10^{-1} моль/л у одного электрода и 10^{-3} моль/л у другого электрода при температуре 298 К:
- а) 0,59 В;
 - б) 0,059 В;
 - в) – 0,059 В;
 - г) 0,03 В.
9. Железо оцинковано. Какой металл будет разрушаться в результате коррозии в щелочной среде (КОН)? Что будет происходить на аноде? Что будет являться продуктом коррозии:
- а) $\text{Fe}, \text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}(\text{OH})_2$;
 - б) $\text{Pb}, \text{Pb}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}, \text{Pb}(\text{OH})_2$;
 - в) $\text{Pb}, \text{Pb}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}, \text{K}_2\text{PbO}_2$;
 - г) $\text{Fe}, \text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}, \text{K}_2\text{FeO}_2$.
10. При разложении 0,5 моль $\text{CO}_2(\text{г})$ на простые вещества поглощается 196,7 кДж тепла. Определите теплоту образования $\Delta H_{298}^\circ (\text{CO}_2(\text{г}))$. Ответ подтвердите расчетами:
- а) –393,5 кДж;
 - б) +393,5 кДж;
 - в) –196,7 кДж;
 - г) +196,7 кДж.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 20

1. Число полностью заполненных энергетических уровней в основном состоянии атома Са равно:
- а) 2;
 - б) 1;

- в) 3;
г) 4.
2. Атом элемента имеет сокращенную электронную конфигурацию $\dots 2s^2 2p^2$. Элементу соответствует водородное соединение с формулой:
а) ЭН;
б) ЭН₃;
в) ЭН₂;
г) ЭН₄.
3. При одинаковой концентрации 0,01 моль/л в растворе какого из электролитов, формулы которых приведены ниже, будет наибольшая концентрация гидроксид-ионов:
а) КОН;
б) Ba(OH)₂;
в) CH₃COONa;
г) Al(OH)₃.
4. Водный раствор объемом 1,0 л серной кислоты содержит 784 г H₂SO₄. Плотность раствора 1,44 г/мл. Вычислите массовую долю (ω, %) растворенного вещества:
а) 11,2;
б) 0,544;
в) 54,4;
г) 78,4.
5. Для какой реакции при изменении количества вещества А скорость не изменится:
а) $A(г) + B(г) \rightarrow$;
б) $2A(г) + B_2(к) \rightarrow$;
в) $2A(к) + 2B(г) \rightarrow$;
г) $3A(г) + B_2(г) \rightarrow$.
6. Укажите схемы ОВР:
а) $S_8 \rightarrow 4S_2$;
б) алмаз $\xrightarrow{t \approx 1000^\circ C}$ графит;
в) $MnO_4^{2-} \rightarrow MnO_4^-$;
г) $H_2O_2 \rightarrow O_2 + H_2O$.
7. Для реакции получения хлора при взаимодействии MnO₂ и соляной кислоты по схеме



укажите, сколько моль восстановителя расходуется на 1 моль окислителя:

- а) 2;

- б) 4;
 в) 1/4;
 г) 8.
8. Какие два металла надо взять в качестве электродов для гальванического элемента, чтобы получить наибольшую ЭДС:
 а) Mg и Cd;
 б) Mg и Cu;
 в) Mg и Ag;
 г) Mg и Au.
9. Железо оцинковано. Какой металл будет разрушаться при нарушении целостности покрытия в нейтральной среде ($\text{H}_2\text{O} + 1/2\text{O}_2$)? Какой процесс будет протекать на аноде? Что будет являться продуктом коррозии:
 а) $\text{Fe}, \text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}, \text{Fe}(\text{OH})_2$;
 б) $\text{Pb}, \text{Pb}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^{2+}, \text{Pb}(\text{OH})_2$;
 в) $\text{Pb}, \text{Pb}^{2+} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Pb}^0, \text{Fe}(\text{OH})_2$;
 г) $\text{Fe}, \text{Fe}^{2+} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0, \text{Pb}(\text{OH})_2$.
10. При образовании 1 моля аммиака из простых веществ при стандартных условиях выделилось 46,4 кДж тепла. Чему равна теплота образования $\Delta H_{298}^\circ(\text{NH}_3(\text{г}))$:
 а) 23,2 кДж;
 б) -23,2 кДж;
 в) -46,4 кДж;
 г) 46,4 кДж.

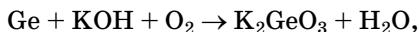
ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 21

1. Какие схемы распределения электронов по орбиталям невозможны:

а)	<table><tr><td>↑</td></tr></table>	↑	<table><tr><td></td><td></td><td></td></tr></table>			
↑						
б)	<table><tr><td>↑↑</td></tr></table>	↑↑	<table><tr><td></td><td></td><td></td></tr></table>			
↑↑						
в)	<table><tr><td>↑↓</td></tr></table>	↑↓	<table><tr><td>↑↓</td><td></td><td></td></tr></table>	↑↓		
↑↓						
↑↓						
г)	<table><tr><td>↑↓</td></tr></table>	↑↓	<table><tr><td>↑</td><td>↑↓↑</td><td>↑</td></tr></table>	↑	↑↓↑	↑
↑↓						
↑	↑↓↑	↑				

2. Укажите формулу высшего оксида элемента с сокращенной электронной конфигурацией атома $\dots 3d^5 4s^2$:
 а) $\text{Э}_2\text{O}_5$;
 б) $\text{Э}_2\text{O}_7$;
 в) ЭO_3 ;
 г) ЭO_2 .
3. Отметьте формулы веществ, которые в водном растворе диссоциируют ступенчато:

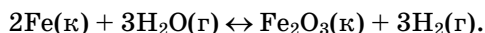
- а) KHS ;
 - б) $\text{Al}(\text{OH})_3$;
 - в) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$;
 - г) H_3PO_4 .
4. Водный раствор объемом 2,5 л фосфорной кислоты содержит 735 г H_3PO_4 . Плотность раствора 1,15 г/мл. Вычислите массовую долю (ω , %) растворенного вещества:
- а) 33,8;
 - б) 25,6;
 - в) 0,255;
 - г) 29,4.
5. Для какой реакции увеличение концентрации вещества A_2 в 2 раза увеличит скорость реакции в 4 раза:
- а) $A_2(\text{г}) + B_2(\text{г}) \rightarrow 2AB(\text{г})$;
 - б) $A_2(\text{г}) + B(\text{к}) \rightarrow BA_2(\text{к})$;
 - в) $2A_2(\text{г}) \rightarrow B(\text{г})$;
 - г) $2A_2(\text{к}) \rightarrow B(\text{г}) + C(\text{г})$.
6. Какое соединение в реакциях с другими веществами может быть только окислителем:
- а) аммиак NH_3 ;
 - б) оксид свинца (IV) PbO_2 ;
 - в) гипохлорит калия KClO ;
 - г) хлорид железа (II) FeCl_2 .
7. Для ОВР, протекающей по схеме



укажите коэффициенты перед окислителем и восстановителем:

- а) 1 и 1;
 - б) 1 и 2;
 - в) 2 и 1;
 - г) 4 и 5.
8. Какой процесс протекает на катоде при работе медно-серебряного гальванического элемента? Активности (концентрации) потенциалопределяющих ионов в электролитах равны 1 моль/л:
- а) $\text{Ag}^+ + e^- \rightarrow \text{Ag}^0$;
 - б) $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2e^-$;
 - в) $\text{Ag}^0 \rightarrow \text{Ag}^+ + e^-$;
 - г) $\text{Cu}^{2+} + 2e^- \rightarrow \text{Cu}^0$.
9. В каком из приведенных примеров при повреждении защитного слоя будет разрушаться не железо, а покрытие:

- а) железо, покрытое медью;
 - б) железо, покрытое цинком;
 - в) железо, покрытое оловом (луженое);
 - г) железо, покрытое серебром.
10. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG_{298}°) для реакции

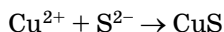


В каком направлении будет протекать процесс при стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении):

- а) $-28,4$ кДж; вправо;
- б) $-96,8$ кДж; влево;
- в) $+54,5$ кДж; влево;
- г) $-54,5$ кДж; вправо.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 22

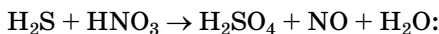
1. Укажите электронную конфигурацию атома элемента с зарядом ядра $+24$ в основном состоянии:
 - а) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$;
 - б) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$;
 - в) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6$;
 - г) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3$.
2. У элементов V группы главной подгруппы с ростом заряда ядра атома неметаллические свойства:
 - а) убывают;
 - б) усиливаются;
 - в) практически не изменяются;
 - г) сначала убывают, затем усиливаются.
3. Сокращенному ионному уравнению



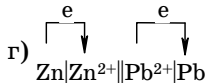
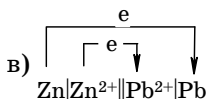
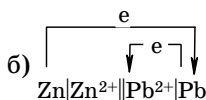
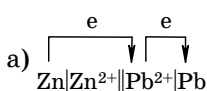
соответствует следующее молекулярное уравнение:

- а) $\text{CuCO}_3 + \text{H}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - б) $\text{CuBr}_2 + \text{K}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} + 2\text{KBr}$;
 - в) $\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow \text{CuS} + 2\text{NaOH}$;
 - г) $\text{Cu}_3(\text{PO}_4)_2 + 3(\text{NH}_4)_2\text{S} \rightarrow 3\text{CuS} + 2(\text{NH}_4)_3\text{PO}_4$.
4. Водный раствор объемом 2,0 л едкого калия содержит 718 г КОН. Плотность раствора 1,27 г/мл. Вычислите массовую долю (ω , %) растворенного вещества:
- а) 35,9;
 - б) 45,6;

- в) 0,28;
г) 28,3.
5. Как изменится скорость некоторой реакции при понижении температуры на 50°C ($\gamma = 4$):
а) возрастет в 20 раз;
б) не изменится;
в) возрастет в 1024 раза;
г) уменьшится в 1024 раза.
6. Между какими веществами не может протекать ОВР:
а) сероводород H_2S и йодоводород HI ;
б) сероводород H_2S и оксид серы (IV) SO_2 ;
в) азотная HNO_3 и серная H_2SO_4 кислоты;
г) азотная кислота HNO_3 и сера S .
7. Сколько моль окислителя расходуется в реакции взаимодействия 3 моль сероводорода с азотной кислотой по схеме

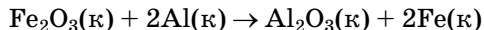


- а) 23;
б) 8;
в) 2;
г) 6.
8. Укажите правильную схему работы свинцово-цинкового гальванического элемента при активностях (концентрациях) потенциалопределяющих ионов в электролитах, равных 1 моль/л:



9. Какой металл будет разрушаться при коррозии в серно-кислотной среде никелевой пластинки, содержащей примесь цинка? Какие продукты получатся в результате коррозии:
а) Zn , ZnSO_4 , H_2 ;
б) Ni , $\text{Ni}(\text{OH})_2$;
в) Ni , NiSO_4 , H_2 ;
г) Zn , H_2 .
10. Термитная смесь состоит из порошка алюминия и оксида железа (III). Определите тепловой эффект (ΔH^0) в стандартных

условиях (при 298 К и постоянном давлении) химической реакции

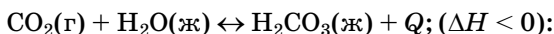


и укажите, является данная реакция эндотермической или экзотермической:

- а) +853,5 кДж; эндотермическая;
- б) -853,5 кДж; экзотермическая;
- в) -853,5 кДж; эндотермическая;
- г) -842,0 кДж; экзотермическая.

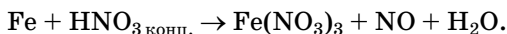
ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 23

1. В атоме кремния в основном состоянии имеется полностью незаполненных орбиталей:
 - а) 1;
 - б) 6;
 - в) 5;
 - г) 3.
2. В каком ряду элементов электроотрицательность растет слева направо:
 - а) фтор-азот-кислород;
 - б) кислород-азот-фтор;
 - в) азот-кислород-фтор;
 - г) кислород-фтор-азот.
3. Взаимодействие карбоната бария BaCO_3 с соляной кислотой HCl можно представить сокращенным ионным уравнением:
 - а) $\text{Ba}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{BaCl}_2$;
 - б) $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{HCl}$;
 - в) $\text{BaCO}_3 + 2\text{H}^+ \rightarrow \text{Ba}^{2+} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
 - г) $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{CO}_3$.
4. Водный раствор объемом 3,0 л азотной кислоты содержит 1250 г HNO_3 . Плотность раствора 1,21 г/мл. Вычислите массовую долю (ω , %) растворенного вещества:
 - а) 34,4;
 - б) 50,4;
 - в) 0,504;
 - г) 0,34.
5. Какие факторы сместят вправо равновесие реакции



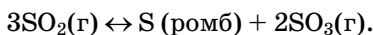
- а) повышение давления;
- б) увеличение концентрации CO_2 ;

- в) повышение температуры;
 г) понижение давления.
6. Какие процессы являются окислительно-восстановительными:
- а) синтез аммиака: $\text{H}_2 + \text{N}_2 \rightarrow \text{NH}_3$;
 б) гашение извести: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca(OH)}_2$;
 в) обжиг пирита: $\text{FeS}_2 + \text{O}_2 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{SO}_2$;
 г) гидролиз хлорида железа (III): $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Fe(OH)Cl}_2 + \text{HCl}$.
7. Укажите сумму коэффициентов при формулах всех веществ для ОВР, протекающей по схеме



Коэффициент «1» также следует учитывать:

- а) 5;
 б) 6;
 в) 9;
 г) 7.
8. Определите ЭДС гальванического элемента
- $$\text{Ag} \mid \text{AgNO}_3 (0,001 \text{ M}) \parallel \text{AgNO}_3 (0,1 \text{ M}) \mid \text{Ag}:$$
- а) $-0,12 \text{ В}$;
 б) $0,12 \text{ В}$;
 в) 0 ;
 г) $0,8 \text{ В}$.
9. Какие металлы могут служить анодным покрытием по никелю:
- а) медь;
 б) хром;
 в) цинк;
 г) серебро.
10. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG_{298}°) для реакции



В каком направлении будет протекать процесс при стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении):

- а) $-278,2 \text{ кДж}$; вправо;
 б) $+1523,0 \text{ кДж}$; влево;
 в) $-199,4 \text{ кДж}$; вправо;
 г) $+1384,2 \text{ кДж}$; влево.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 24

1. Число электронов в ионе S^{2-} равно:

- а) 15;
- б) 18;
- в) 14;
- г) 21.

2. В ряду оксидов состава



основные свойства:

- а) уменьшаются;
- б) растут;
- в) не изменяются;
- г) сначала растут, а затем уменьшаются.

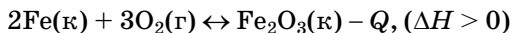
3. Процесс электролитической диссоциации нитрата бария $Ba(NO_3)_2$ описывается уравнением:

- а) $Ba(NO_3)_2 \leftrightarrow Ba^{4+} + 2NO_3^{2-}$;
- б) $Ba(NO_3)_2 \leftrightarrow Ba^{2+} + 2N^{5+} + 6O^{2-}$;
- в) $Ba(NO_3)_2 \leftrightarrow Ba^{3+} + N_2O_4^- + 2O^-$;
- г) $Ba(NO_3)_2 \leftrightarrow Ba^{2+} + 2NO_3^-$.

4. Водный раствор объемом 0,5 л соляной кислоты содержит 112 г HCl . Плотность раствора 1,10 г/мл. Вычислите массовую долю (ω , %) растворенного вещества:

- а) 22,4;
- б) 24,6;
- в) 0,246;
- г) 20,4.

5. В каком направлении сместится равновесие в системе



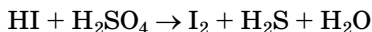
при увеличении давления:

- а) в сторону обратной реакции (влево);
- б) в сторону прямой реакции (вправо);
- в) не сместится;
- г) для смещения равновесия в системе необходим катализатор.

6. Выберите процессы окисления:

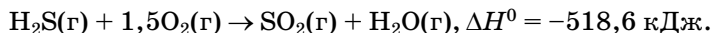
- а) $Cr(OH)_3 + 5OH^- \rightarrow CrO_4^{2-} + 4H_2O$;
- б) $ClO_2^- + 2OH^- \rightarrow ClO_3^- + H_2O$;
- в) $ZnO_2^{2-} + 2H_2O \rightarrow Zn^{2+} + 4OH^-$;
- г) $HPO_4^{2-} + H^+ \rightarrow H_2PO_4^-$.

7. Коэффициенты перед окислителем и восстановителем в уравнении ОВР



будут равны:

- а) 2 и 2;
 - б) 1 и 2;
 - в) 8 и 1;
 - г) 1 и 8.
8. Какой процесс протекает на катоде при работе медно-серебряного гальванического элемента? Активности (концентрации) потенциалопределяющих ионов в электролитах равны 1 моль/л:
- а) $\text{Ag}^+ + \text{e}^- \rightarrow \text{Ag}^0$;
 - б) $\text{Cu}^0 \rightarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^-$;
 - в) $\text{Ag}^0 \rightarrow \text{Ag}^+ + \text{e}^-$;
 - г) $\text{Cu}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Cu}^0$.
9. Железо с примесью серебра находится в кислой среде. Какой металл будет разрушаться при этом? Какой металл является катодом:
- а) Fe; катод — Fe;
 - б) Ag; катод — Ag;
 - в) Fe; катод — Ag;
 - г) Ag; катод — Fe.
10. Реакция горения сероводорода выражается термохимическим уравнением



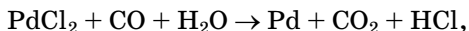
Вычислите стандартную теплоту образования сероводорода, если стандартные теплоты образования $\text{SO}_2(\text{г})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ соответственно равны $-296,9$ и $-241,8$ кДж/моль:

- а) $+20,1$ кДж;
- б) $-20,1$ кДж;
- в) $-54,8$ кДж;
- г) $-538,7$ кДж.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ 25

1. Наибольшее число неспаренных электронов в основном состоянии содержит атом:
- а) азота;
 - б) хрома;
 - в) меди;
 - г) хлора.

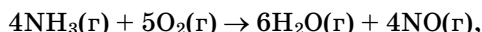
2. В каком ряду элементов, символы которых приведены ниже, растёт электроотрицательность атомов:
- P, Cl, Si;
 - Si, Cl, P;
 - Si, P, Cl;
 - Cl, P, Si.
3. Для реакции взаимодействия сульфата меди (II) CuSO_4 и гидроксида калия KOH сокращенное ионно-молекулярное уравнение имеет вид:
- $2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4$;
 - $\text{Cu}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} + 2\text{K}^+ + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{K}_2\text{SO}_4$;
 - $\text{CuSO}_4 + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{SO}_4^{2-}$;
 - $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2$.
4. Водный раствор объемом 2,5 л карбоната натрия содержит 441 г Na_2CO_3 . Плотность раствора 1,16 г/мл. Вычислите массовую долю (ω , %) растворенного вещества:
- 17,6;
 - 0,152;
 - 15,2;
 - 38,0.
5. Для гомогенной реакции, протекающей в объеме, равном 3 л, количество вещества реагента за 5 с изменилось с 5 до 2 моль. Укажите среднее значение скорости реакции по этому реагенту:
- 0,1 моль·л⁻¹·с⁻¹;
 - 0,2 л·моль⁻¹·с⁻¹;
 - 0,2 моль·л⁻¹·с⁻¹;
 - 12 моль·л⁻¹·мин⁻¹.
6. Степени окисления хлора в хлороводороде HCl, молекулярном хлоре Cl₂, бертолетовой соли KClO₃ и хлорной кислоте HClO₄ соответственно равны:
- 1, 0, +5 и +7;
 - 1, 0, +7 и +9;
 - 1, -1, +3 и +4;
 - 1, 0, -2 и -3.
7. Для ОВР, протекающей по схеме



укажите, сколько моль окислителя приходится на 1 моль восстановителя:

- 2;

- б) 4;
в) -1;
г) 1.
8. Какой процесс протекает на катоде при работе оловянно-никелевого гальванического элемента? Активности (концентрации) потенциалопределяющих ионов в элементе равны 1 моль/л:
а) $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^0$;
б) $\text{Ni}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^{2+}$;
в) $\text{Sn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$;
г) $\text{Sn}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^0$.
9. В каких из приведенных случаев при повреждении защитного слоя будет корродировать защищаемый металл (железо):
а) железо, покрытое цинком;
б) железо, покрытое медью;
в) железо, покрытое серебром;
г) железо, покрытое хромом.
10. Вычислите изобарно-изотермический потенциал (ΔG_{298}^0) реакции каталитического окисления аммиака, идущей по схеме



и покажите возможность ее самопроизвольного протекания при стандартных условиях (при 298 К и постоянном давлении):

- а) -1011,0 кДж; реакция возможна;
б) -958,8 кДж; реакция возможна;
в) +954,8 кДж; реакция невозможна;
г) +1784,4 кДж; реакция невозможна.

ОТВЕТЫ К ТЕСТАМ

Начальный тест на проверку элементарных знаний по химии

Номер теста	Номер тестового задания									
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	б	б	г	б	б	г	в	г	б	в
2	б	б	в	а	в	г	г	а	в	в
3	г	б	б	а	а	а	г	а	б	а
4	в	в	а	в	а	б	в	а	б	а
5	г	г	а	в	б	а	г	в	г	б
6	б	а	б	г	а	в	б	в	г	г

Тестовые задания по темам

Номер текста	Номер тестового задания									
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
Модуль 1. Тема 1.1. Строение электронных оболочек атомов										
1	а	а	а, в, г	а	б	г	б, г	б, г	а	в
2	в	в	б	а	а	г	б	в	б	в
3	а	б	в	г	в, г	в	а, в, г	в, г	б	в
4	б	а, б, г	г	б	а	в	б	а	б	а, б
5	б, в, г	б	б	б	б	б, в	б	а	б, в	а, б
6	б	в	в	б, в	б	а, б, г	г	б	б	в
Модуль 1. Тема 1.2. Периодический закон и Периодическая система элементов. Характер изменения свойств элементов и их соединений по периодам, группам и подгруппам										
1	в	в, г	б	б	б, в, г	а, б, г	в	г	б, г	а, в, г
2	а, б, г	а	в, г	б, в	а	а, б	б, в	б	в	г
3	в	в, г	в, г	б, г	а, г	б, в	б, г	а, г	б, г	а, в
4	б	г	б	б	г	б	а, б	г	б, г	б, г
5	б	а	в	б	в	в	в	в	б	б, в
6	в, г	а	б, в	а	в, г	г	г	б	г	б, в
Модуль 2. Тема 2.1.3. Способы выражения содержания растворенного вещества. Тема 2.1.6. Растворы электролитов										
1	а	а	г	б	в	а, г	б, г	в	б	а
2	в	а, г	в	б, г	а, б	а, в	а, г	в	б	б
3	б, в	а, в	а, б	в	в	б	г	г	б	а
4	б	б, в	а, г	а, в	а, г	а, б, в	а, в	а	б	в
5	в	б	г	в	б	в	а, б, в	г	а	б
6	в	а, б, в	а, б	а, б, в	г	в	б	г	а	г
Модуль 3. Тема 3.1. Термодинамические системы										
1	а	а	б	б	б	—	—	—	—	—
2	а	в	г	б	б	—	—	—	—	—
3	в	а	б	б	а	—	—	—	—	—
4	а	г	в	б	г	—	—	—	—	—
5	в	г	а	г	а	—	—	—	—	—
6	а	в	б	б	в	—	—	—	—	—
Модуль 3. Тема 3.2. Скорость химических реакций. Тема 3.3. Равновесные системы. Химическое равновесие										
1	а, г	а, в	а, б, в	г	в	а	а	в	б	а
2	в	б, в	г	г	а	г	а	а, г	б	а, б, г
3	г	в	а	б	в	а	в	в	в	б, в
4	в	в	в	в	б	а	г	а	а, б	б
5	б, в	в, г	а	г	б	в	б	б	в, г	в, г
6	а	г	а, б	в	г	г	в	г	б	б, в
Модуль 4. Тема 4. Окислительно-восстановительные реакции										
1	г	б	г	в	б, г	а, б, г	б, в, г	г	а	в
2	в	а, в, г	а, г	а	а, в	б, в	в, г	в	а	б

Номер текста	Номер тестового задания									
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
3	а	б	а, б, г	в	б, г	а	а	б	б	а
4	б	а	г	в, г	б, в	а, в	а, г	в	б	г
5	а	б	в, г	б	б, в	а, в	б	г	б	в
6	а	а	в	а, в	а, б	в	а	г	г	в
Модуль 5. Тема 5. Электрохимические системы										
1	в	б	б	а	г	в	а	а	в	а, г
2	в	г	а	б	в	а	б	б	г	г
3	в	а	а	б	б, в, г	б	г	а	в	б, в
4	в	г	б	а	а, в	г	б	б	а	в
5	в	а	а	б	в	г	б	б	а	б, в
6	г	а	б	б	а	а	г	а	в	б

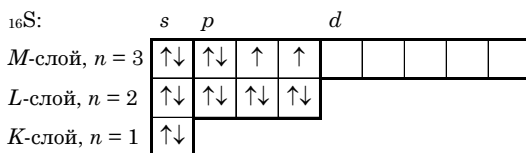
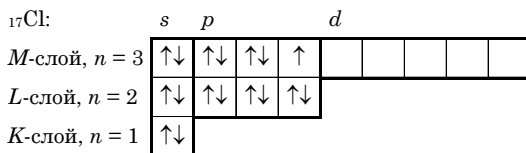
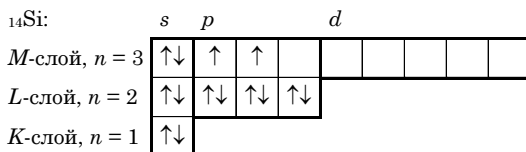
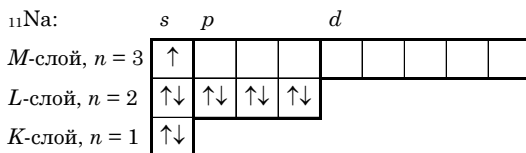
Экзаменационные тесты (итоговый контроль)

Номер теста	Номер тестового вопроса									
	1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
1	б	в	а, г	в	а, в	г	в	в	в	б
2	а	в, г	б, г	б	в	в	а	б	а	б
3	а, в, г	б	а, б, в	б	а	б, в	г	в	г	б
4	а	б	а, г	б	в	а, б, г	б	г	г	г
5	б	б, в, г	а, в	б	б	а, г	б	а	в	б
6	в	а, б, г	в	г	а	а, в, г	а	б	а	в
7	в	а, в, г	а, г	в	б, в	б, в	в	в	в	б
8	б	в, г	а, г	а	г	б, в	в	а	а, б, г	б, г
9	а	б, в	б	б	г	в, г	а	в	а	б
10	а	а	б	г	в	а, б, г	б	б	б, в	б
11	а	в	г	а	б	в	б	а	в	б
12	б	в, г	а, б, в	в	в	а, в	г	в	б	а
13	в	в, г	б	в	а, б, г	а	б	г	в	а
14	б, г	б, г	в	а	в	а	б	б	б	б
15	в, г	а, г	б	г	в	г	г	б	г	в
16	б	б	а, в	г	в	в, г	в	в	б, в	г
17	а, б, г	г	г	а	в	б, в	г	а	в	в
18	г	б	а, б	в	б, в	а, в, г	в	а	а	а
19	б	б	г	а	в	а, г	в	б	а	а
20	а	г	б	в	в	в, г	б	г	а	в
21	б, в, г	б	а, г	б	в	б	а	а	б	г
22	б	а	б	г	г	а, в	б	б	а	б
23	б	в	в	а	а, б	а, в	в	б	б, в	а
24	б	б	г	г	б	а, б	г	а	в	б
25	б	в	г	в	в, г	а	г	г	б, в	б

РАЗБОР ТЕСТОВ

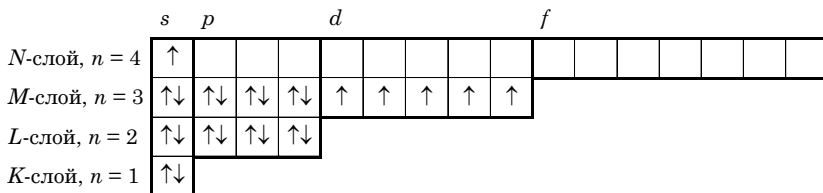
МОДУЛЬ 1. ТЕМА 1.1. СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК АТОМОВ. ТЕСТ 3

1. Предложенные элементы находятся в III периоде ПСЭ и имеют, соответственно, 3 энергетических уровня. Необходимо записать их электронные графические формулы.



Ответ: а.

2. Атом хрома имеет следующую электронную графическую формулу (с учетом «провала» электрона).



Число неспаренных электронов равно 6.

Ответ: б.

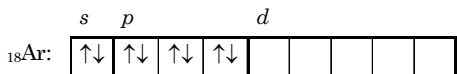
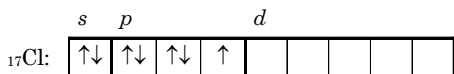
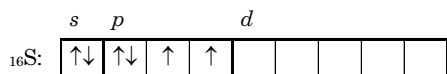
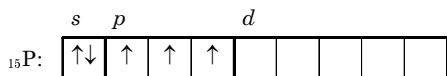
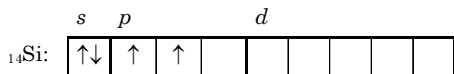
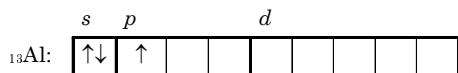
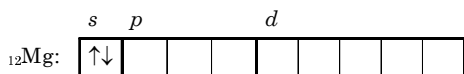
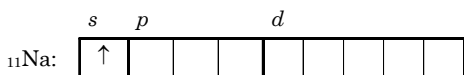
3. Запишем электронное строение:

- атома неона: $1s^2 2s^2 2p^6$;
- катиона натрия (Na^+): $1s^2 2s^2 2p^6$ (в электронной оболочке иона Na^+ дефицит 1 электрона по сравнению с атомом натрия);
- аниона фтора (F^-): $1s^2 2s^2 2p^6$ (в электронной оболочке аниона F^- 1 электрон избыточный по сравнению с атомом фтора).

Из электронных формул видно, что атом неона, катион натрия и анион фтора имеют одинаковое число электронов.

Ответ: в.

4. Рассмотрим электронные оболочки атомов элементов III периода, точнее, их последние энергетические уровни.



Таким образом, один неспаренный электрон содержат атомы Na, Al и Cl.

Ответ: г.

5. Каждый электронный слой имеет максимальную электронную емкость

$$Z = 2n^2,$$

где Z — максимальное количество электронов; n — номер слоя.

Из этой формулы следует, что:

- 1-й слой не может содержать более 2 электронов;
- 2-й слой может содержать не более 8 электронов;
- 3-й слой — не более 18;
- 4-й слой — не более 32 и т. д.

Таким образом, невозможны схемы в и г.

Ответ: в, г.

6. В возбужденном состоянии один или несколько электронов в атоме, получая дополнительную энергию, переходят на более высокий энергетический уровень. В нашем случае — это схема в.

Ответ: в.

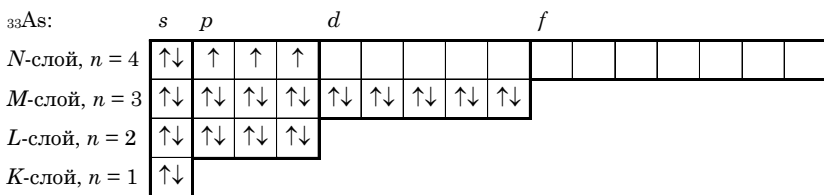
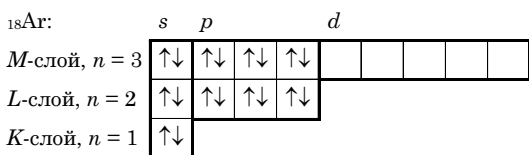
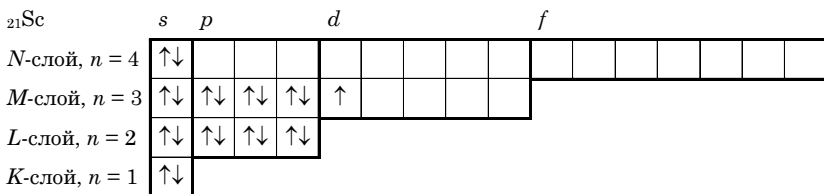
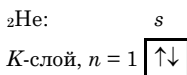
7. В данном случае следует вспомнить, что наполовину и полностью заполненные электронные подуровни обладают пониженной энергией и, соответственно, повышенной устойчивостью. Например: $3d^{10}4s^1$ и $3d^54s^1$. Кроме того, следует также вспомнить, что энергетический подуровень $4s$ ниже, чем $3d$. Поэтому переход электрона с $4s$ - на $3d$ -подуровень связан с повышением энергии. Отсюда следует, что $3d^54s^1$ — это основное состояние, а $3d^44s^2$ — возбужденное состояние атомов. Также $3d^{10}4s^1$ — основное состояние атома, а $3d^94s^2$ — возбужденное. Например, для атома ${}_{26}\text{Fe}$ основным состоянием будет являться $\dots 3d^64s^2$, а возбужденным — $\dots 3d^74s^1$.

- а) $\dots 3d^44s^2$;
- б) $\dots 3d^54s^1$;
- в) $\dots 3d^74s^1$;
- г) $\dots 3d^94s^2$.

Ответ: а, в, г.

8. По определению у p -элементов последним заполняется p -подуровень.

Рассмотрим последние энергетические уровни электронных оболочек предложенных атомов элементов.



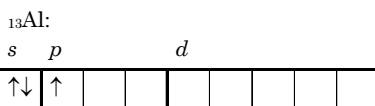
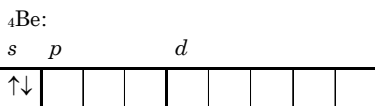
Из рисунков видно, что у атома He последним заполняется s -подуровень, у атома Sc — d -подуровень, у атомов Ar и As — p -подуровни. Соответственно, p -элементами являются Ar и As.

Ответ: в, г.

9. Ответ однозначен и не требует пояснений.

Ответ: б.

10. Рассмотрим электронные оболочки предложенных атомов элементов, точнее, их последние (для ${}^{21}\text{Sc}$ также и предпоследний) энергетические уровни.



${}^6\text{C:}$

s	p	d							
$\uparrow\downarrow$	\uparrow	\uparrow							

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

s	p	d							
$\uparrow\downarrow$									
$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	\uparrow					

Из рисунков видно, что одна незапятанная орбиталь p -типа имеет-ся на внешнем энергетическом уровне в основном состоянии ато-ма углерода.

Ответ: б.

**МОДУЛЬ 1. ТЕМА 1.2. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН
И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ.
ХАРАКТЕР ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ
И ИХ СОЕДИНЕНИЙ ПО ПЕРИОДАМ,
ГРУППАМ И ПОДГРУППАМ. ТЕСТ 3**

1. Следует записать электронные формулы предложенных эле-ментов:

- а) К: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 (s)$,
Н: $1s^1 (s)$, Са: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 (s)$;
б) Fe: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^6 4s^2 (d)$,
F: $1s^2 2s^2 2p^5 (p)$, Ti: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2 (d)$;
в) Sr: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 5s^2 (s)$,
C: $1s^2 2s^2 2p^2 (p)$, Co: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^7 4s^2 (d)$;
г) He: $1s^2 (s)$, Mg: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 (s)$,
Ag: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6 4d^{10} 5s^1 (d)$.

Ответ: в.

2. Ответ однозначен и не требует пояснений.

Ответ: в, г.

3. Ответ однозначен и не требует пояснений.

Ответ: в, г.

4. Ответ однозначен и не требует пояснений.

Ответ: б, г.

5. Ответ однозначен и не требует пояснений.

Ответ: а, г.

6. Следует помнить, что в одну и ту же группу могут входить элементы главной и побочной подгрупп. Исходя из электронных формул, определим данные элементы:

- а) $\dots 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$ (итого — 23 электрона; элемент № 23 — ванадий — V группа, побочная подгруппа);
- б) $\dots 3s^2 3p^6 3d^5 4s^2$ (итого — 25 электронов; элемент № 25 — марганец — VII группа, побочная подгруппа);
- в) $\dots 3s^2 3p^5$ (итого — 17 электронов; элемент № 17 — хлор — VII группа, главная подгруппа);
- г) $\dots 3s^2 3p^6 3d^4 4s^2$ (итого — 21 электрон; элемент № 21 — скандий — III группа, побочная подгруппа).

Таким образом, в VII группу, главную и побочную подгруппы, входят, соответственно, марганец и хлор.

Ответ: б, в.

7. В химических реакциях ядра атомов не участвуют, участвуют только их электронные оболочки. Поэтому сходными химическими свойствами будут обладать элементы с одинаковым строением внешних электронных оболочек.

Ответ: б, г.

8. Элементы V группы главной подгруппы на внешнем электронном уровне будут иметь 5 электронов, расположенные на двух электронных подуровнях: s и p . Общая формула для этих электронов — $ns^2 np^3$.

Из предложенных электронных конфигураций — это $\dots 3s^2 3p^3$ и $\dots 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^3$.

Ответ: а, г.

9. В одной и той же группе и подгруппе будут находиться элементы с одинаковыми электронными конфигурациями. Из предложенных таковыми являются $\dots 3s^2 3p^3$ и $\dots 4s^2 4p^3$.

Ответ: б, г.

10. Предложенный элемент имеет d -электроны — это d -элемент и, соответственно, металл. Все d -элементы являются металлами и находятся в побочных подгруппах Периодической системы. Вступая в химические реакции, элементы побочных подгрупп могут отдавать электроны с внешнего, а также предвнешнего электронных уровней, проявляя соответствующую валентность. В нашем случае валентными будут $4s^2$ и $3d^1$ -электроны (валентность = 3). Данный элемент расположен в IV периоде, поскольку у него заполнен $4s$ -подуровень.

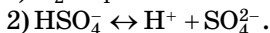
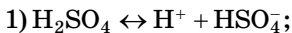
Ответ: а, в.

**МОДУЛЬ 2. ТЕМА 2.1.3. СПОСОБЫ ВЫРАЖЕНИЯ
СОДЕРЖАНИЯ РАСТВОРЕННОГО ВЕЩЕСТВА.
ТЕМА 2.1.6. РАСТВОРЫ ЭЛЕКТРОЛИТОВ. ТЕСТ 3**

1. Ответ однозначен и не требует пояснений.

Ответ: б, в.

2. Диссоциация серной кислоты в воде протекает ступенчато:



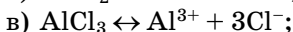
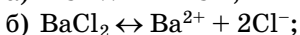
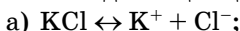
Поэтому компонентами раствора серной кислоты в воде будут катионы H^+ и анионы HSO_4^- и SO_4^{2-} .

Ответ: а, в.

3. Ответ однозначен и не требует пояснений.

Ответ: а, б.

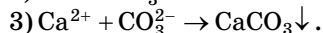
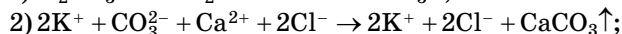
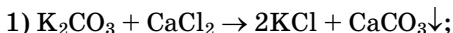
4. В данном случае необходимо записать уравнения электролитической диссоциации растворов солей:



Из уравнений электролитической диссоциации можно видеть, что при диссоциации 0,01 молярного раствора KCl образуется 0,01 моль/л ионов K^+ и 0,01 моль/л ионов Cl^- . При диссоциации 0,01 молярных растворов BaCl_2 и AlCl_3 образуется по 0,01 моль/л ионов Ba^{2+} и Al^{3+} и по 0,02 и 0,03 моль/л ионов Cl^- соответственно. При диссоциации раствора KClO_3 ионы Cl^- не образуются.

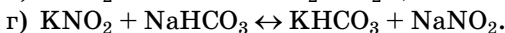
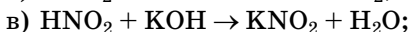
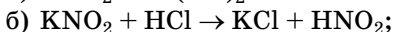
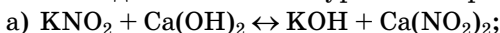
Ответ: в.

5. Запишем молекулярное уравнение, а также полное и краткое ионно-молекулярные уравнения реакций (см. разд. 2.1.7):

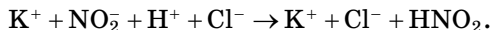


Ответ: в.

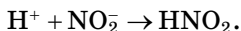
6. Необходимо закончить уравнения реакций:



Запишем для уравнения (б) полное ионное уравнение

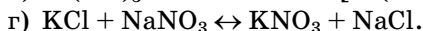
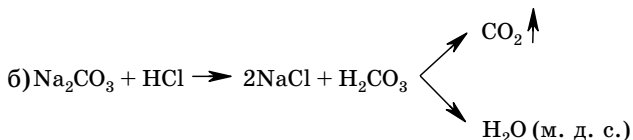
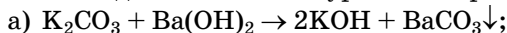


Азотистая кислота (HNO_2) — слабый электролит (малодиссоциирующее соединение, см. разд. 2.1.7), поэтому краткое ионное уравнение



Ответ: б.

7. Необходимо закончить уравнения реакций:



Неосуществима в водном растворе только реакция (г), так как она является обратимой и не идет до конца.

Ответ: г.

8. По определению массовая доля растворенного вещества

$$\omega(\%) = \frac{m(\text{вещества})}{m(\text{раствора})} 100\%.$$

$$m(\text{раствора}) = m(\text{вещества}) + m(\text{H}_2\text{O});$$

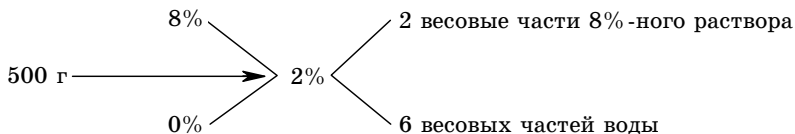
$$m(\text{раствора}) = 2,3 + 100 = 102,3 \text{ г.}$$

Тогда

$$\omega(\%) = 2,3 : 102,3 \cdot 100\% = 2,248\%.$$

Ответ: г.

9. Данная задача решается с использованием правила смешения растворов (правила «креста»).



Всего весовых (массовых) частей $2 + 6 = 8$.

На 1 вес. часть приходится $500/8 = 62,5$ г/вес. часть. Таким образом, 2 и 6 весовых частей составляют соответственно

$$2 \cdot 62,5 = 125 \text{ г};$$

$$6 \cdot 62,5 = 375 \text{ г}.$$

Проверка: $125 + 375 = 500 \text{ г}$.

Ответ: б.

10. По определению водородный и гидроксильный показатели представляют собой десятичные логарифмы концентраций ионов водорода и гидроксид-анионов, взятые с обратным знаком:

$$\text{pH} = -\lg[\text{H}^+], \text{pOH} = -\lg[\text{OH}^-].$$

При концентрации ионов водорода 10^{-4} моль/л $\text{pH} = -\lg 10^{-4} = 4$.

При 25°C $\text{pH} + \text{pOH} = 14$, откуда $\text{pOH} = 14 - 4 = 10$.

Ответ: а.

МОДУЛЬ 3. ТЕМА 3.1. ТЕРМОДИНАМИЧЕСКИЕ СИСТЕМЫ. ТЕСТ 3

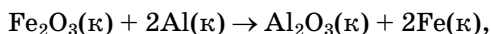
1. Ответ однозначен и не требует пояснений.

Ответ: в.

2. Ответ однозначен и не требует пояснений.

Ответ: а.

3. Для данного уравнения реакции



согласно 1-му следствию из закона Гесса, составляем формулу решения:

$$\begin{aligned} \Delta H_{\text{х.р}}^\circ &= [\Delta H_{298}^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3(\text{к})) + 2\Delta H_{298}^\circ(\text{Fe}(\text{к}))] - \\ &\quad - [\Delta H_{298}^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})) + 2\Delta H_{298}^\circ(\text{Al}(\text{к}))]. \end{aligned}$$

Записываем табличные значения теплот образования веществ в кДж/моль (с учетом того, что теплоты образования простых веществ ($\text{Fe}(\text{к})$, $\text{Al}(\text{к})$) равны 0):

$$\Delta H_{298}^\circ(\text{Al}_2\text{O}_3(\text{к})) = -1676,0;$$

$$\Delta H_{298}^\circ(\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к})) = -822,2$$

и подставляем в формулу решения. Получаем

$$\Delta H_{\text{х.р}}^\circ = -1676,0 - (-822,2) = -853,8 \text{ кДж}.$$

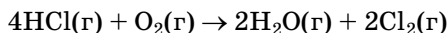
При $\Delta H_{\text{х.р}}^{\circ} < 0$ реакция является экзотермической (по определению), т. е. тепло выделяется.

Ответ: б.

4. Изменение энергии Гиббса системы в результате химической реакции равно сумме энергий Гиббса образования продуктов реакции за вычетом суммы энергий Гиббса образования исходных веществ. Для стандартных условий

$$\Delta G_{\text{х.р}}^{\circ} = \sum (v_i \cdot \Delta G_{fi}^{\circ}) \text{ продуктов реакции} - \sum (v_i \cdot \Delta G_{fi}^{\circ}) \text{ исходных веществ.}$$

Для данного уравнения реакции



составляем формулу решения

$$\Delta G_{298}^{\circ} = [2\Delta G_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}(\text{г}))] - [4\Delta G_{298}^{\circ}(\text{HCl}(\text{г}))].$$

Записываем табличные значения изобарно-изотермических потенциалов (энергий Гиббса) веществ в кДж/моль:

$$\Delta G_{298}^{\circ}(\text{H}_2\text{O}(\text{г})) = -228,6;$$

$$\Delta G_{298}^{\circ}(\text{HCl}(\text{г})) = -95,3.$$

Следует обратить внимание на то, что H_2O в уравнении реакции — газ, а не жидкость, а стандартные энергии Гиббса простых веществ (O_2 , Cl_2) равны 0.

Данные подставляем в формулу решения. Получаем

$$\Delta G_{298}^{\circ} = 2(-228,6) - (-95,3) = -76,1 \text{ кДж.}$$

Так как энергия системы уменьшается ($\Delta G_{298}^{\circ} < 0$), протекание данной реакции в стандартных условиях возможно.

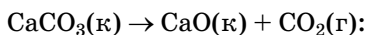
Ответ: б.

5. Для расчета ΔG_{1500}° воспользуемся уравнением

$$\Delta G^{\circ} = \Delta H - T\Delta S,$$

при этом, в соответствии с условием задачи, используем значения ΔH_{298}° и ΔS_{298}° .

В разделе «Справочные материалы» (см. табл. 10) находим значения ΔH_{298}° (кДж/моль) и ΔS_{298}° (Дж/моль·К) для веществ по данному уравнению реакции:



$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{CaCO}_3(\kappa)) = -1207,0;$$

$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{CaO}(\kappa)) = -635,5;$$

$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{CO}_2(\text{r})) = -393,5;$$

$$S_{298}^{\circ}(\text{CaCO}_3(\kappa)) = 88,7;$$

$$S_{298}^{\circ}(\text{CaO}(\kappa)) = 39,7;$$

$$S_{298}^{\circ}(\text{CO}_2(\text{r})) = 213,6.$$

Тогда для рассматриваемой реакции

$$\Delta H^{\circ} = [\Delta H_{298}^{\circ}(\text{CaO}(\kappa)) + \Delta H_{298}^{\circ}(\text{CO}_2(\text{r}))] - [\Delta H_{298}^{\circ}(\text{CaCO}_3(\kappa))];$$

$$\Delta S^{\circ} = [\Delta S_{298}^{\circ}(\text{CaO}(\kappa)) + \Delta S_{298}^{\circ}(\text{CO}_2(\text{r}))] - [\Delta S_{298}^{\circ}(\text{CaCO}_3(\kappa))].$$

После подстановки данных

$$\Delta H^{\circ} = [(-635,5) + (-393,5)] - [(-1207)] = 178,0 \text{ кДж};$$

$$\Delta S^{\circ} = (39,7 + 213,6) - 88,7 = 164,4 \text{ Дж/К, или } 0,1646 \text{ кДж/К};$$

$$\Delta G_{1500}^{\circ} = 178,0 - 1500 \cdot 0,1646 = -69,0 \text{ кДж}.$$

Таким образом, $\Delta G_{1500}^{\circ} \ll 0$, поэтому данный процесс при 1500 К будет протекать вправо.

Ответ: а.

МОДУЛЬ 3. ТЕМА 3.2. СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ.

ТЕМА 3.3. РАВНОВЕСНЫЕ СИСТЕМЫ.

ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ. ТЕСТ 3

1. Ответ однозначен и не требует пояснений.

Ответ: а, г.

2. Необходимо определить скорость реакции в обоих сосудах.

Под скоростью химической реакции понимают изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени при неизменном объеме системы:

$$\bar{v} = \pm \Delta c / \Delta t \text{ моль/л} \cdot \text{с},$$

$$v_1 = (5 - 2)/10 = 0,3 \text{ моль/л} \cdot \text{с},$$

$$v_2 = (10 - 5)/20 = 0,25 \text{ моль/л} \cdot \text{с}.$$

Скорость реакции в первом сосуде больше, чем во втором.

Ответ: в.

3. Необходимо воспользоваться табл. 6, см. «Справочные материалы».

Ответ: г.

4. Отметим, что повышение давления для газообразных веществ равносильно повышению их концентраций.

Для данного уравнения реакции выражение начальной и конечной скоростей реакции

$$v_H = k \cdot C^2(AB(r)) \cdot C(B_2(r)), \quad (1)$$

$$v_K = k \cdot (aC)^2(AB(r)) \cdot bC(B_2(r)) = k \cdot a^2 C^2(AB(r)) \cdot bC(B_2(r)). \quad (2)$$

$$\frac{v_K}{v_H} = \frac{k \cdot a^2 C^2(AB(r)) \cdot bC(B_2(r))}{k \cdot C^2(AB(r)) \cdot C(B_2(r))} = a^2 b,$$

где k — константа скорости реакции, не зависящая от концентрации реагирующих веществ.

По условию задачи $v_K/v_H = 1000$, соответственно, $a^2 b = 1000$, значит, коэффициенты a и b в уравнении (2) должны быть равны 10.

Ответ: б.

5. Для данного уравнения реакции выражение начальной и конечной скоростей реакции

$$v_H = k \cdot C^2(AB(r)) \cdot C^2(D(r)),$$
$$v_K = k \cdot (2C(AB(r)))^2 \cdot C^2(D(r)) = k \cdot 4C^2(AB(r)) \cdot C^2(D(r)).$$

Соответственно,

$$\frac{v_K}{v_H} = \frac{k \cdot 4C^2(AB(r)) \cdot C^2(D(r))}{k \cdot C^2(AB(r)) \cdot C^2(D(r))} = 4.$$

Ответ: в.

6. Ответ однозначен и не требует пояснений.

Ответ: а.

7. Согласно правилу Вант-Гоффа, зависимости скорости реакции от температуры:

$$v_2 = v_1 \gamma^{\frac{\Delta e}{t}}, \quad \frac{v_2}{v_1} = 2^{\frac{55-25}{10}} = 8.$$

Ответ: в.

8. Ответ однозначен и не требует пояснений.

Ответ: в.

9. Согласно принципу Ле Шателье, при увеличении концентрации водорода система будет реагировать так, чтобы эту концентрацию уменьшить, т. е. равновесие сдвинется влево.

Ответ: в.

10. Запишем уравнения реакций для процессов:

- а) $2\text{NH}_3(\text{г}) \leftrightarrow \text{N}_2(\text{г}) + 3\text{H}_2(\text{г})$;
- б) $\text{CaO}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{CaCO}_3(\text{к})$;
- в) $\text{CO}(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow \text{COCl}_2(\text{г})$;
- г) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \leftrightarrow 2\text{HCl}(\text{г})$.

При уменьшении объема увеличивается давление системы (верно только для газов). Согласно принципу Ле Шателье, если в системе увеличивается давление, то система будет стремиться его уменьшить. Это возможно, если уменьшится число молей реагирующих или образующихся газов, так как по закону Авогадро при н. у. 1 моль любого газа занимает объем 22,4 л. Уменьшение числа молей конечных газообразных продуктов (т. е. справа) имеет место в случаях б и в.

Ответ: б, в.

МОДУЛЬ 4. ТЕМА 4.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ. ТЕСТ 3

1. По определению.

Ответ: а.

2. По определению.

Ответ: б.

3. В данном случае необходимо выяснить, какой (какие) элемент в соединении (соединениях) находится (находятся) в своей высшей степени окисления. В высшей степени окисления элемент может только принимать электроны и, соответственно, выступать окислителем. Высшая степень окисления элемента, как правило, равна номеру группы. Наша задача сводится к определению степеней окисления элементов (см. правила для вычисления степени окисления элементов, раздел 4.4): $\text{KMn}^{+7}\text{O}_4$, $\text{Na}_2\text{Cr}_2^{+6}\text{O}_7$, HI^{-1} , HN^{+5}O_3 .

Высшие степени окисления из перечисленных элементов имеют: Mn^{+7} (VII группа), Cr^{+6} (VI группа) и N^{+5} (V группа).

Ответ: а, б, г.

4. Следует снова воспользоваться правилами для вычисления степени окисления элементов (см. разд. 4.4). Элемент кислород, как правило, имеет степень окисления в соединениях (-2) , однако есть исключения: O^{+2}F_2 , $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$, KO_2^{-1} .

Таким образом, только в соединениях ряда (в) кислород находится в своей обычной степени окисления (-2) .

Ответ: в.

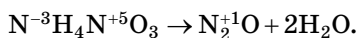
5. Постоянные степени окисления имеют щелочные металлы, в том числе калий, а из галогенов — фтор (+1 и –1 соответственно) вследствие предельно низких и предельно высокого (соответственно, ≈ 1 и $4,1$) значений ОЭО (см. «Справочные материалы», табл. 5). Элементы, стоящие в середине периодов (углерод, азот и др.), обладают средними значениями ОЭО (≈ 2) и могут либо принимать, либо отдавать электроны в химических реакциях, проявляя при этом переменные степени окисления.

Ответ: б, г.

6. В сульфид-анионе элемент сера находится в своей низшей степени окисления (–2). Вступая в ОВР, S^{2-} может только отдавать электроны, повышая степень окисления и проявляя при этом восстановительные свойства.

Ответ: а.

7. В нашем случае — это реакция

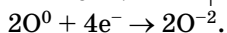
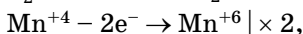
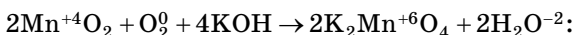


Здесь в соединении NH_4NO_3 атомы азота находятся в степенях окисления (–3) и (+5) и изменяют их на степень окисления (+1) с образованием соединения N_2O .

Реакции, в которых и окислитель, и восстановитель находятся в составе одного и того же вещества, называются внутримолекулярными (см. раздел 4.2).

Ответ: а.

8. Сначала необходимо расставить коэффициенты в уравнении ОВР по методу электронного баланса:

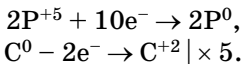


Далее определим окислитель — принимает электроны (O_2^0); и восстановитель — отдает электроны (Mn^{+4}).

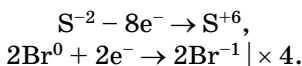
Таким образом, на 1 моль вещества окислителя (O_2^0) приходится 2 моля вещества восстановителя (MnO_2).

Ответ: б.

9. Сначала необходимо расставить коэффициенты в уравнении ОВР по методу электронного баланса:



Ответ: б.

$$\text{H}_2\text{S}^{-2} + 4\text{Br}_2^0 + 4\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{S}^{+6}\text{O}_4 + 8\text{HBr}^{-1} :$$


Ответ: а.

$$\varepsilon = \varepsilon^0 + 0,059 \lg[\text{Ag}^+],$$
$$\varepsilon = +0,799 + 0,059 \cdot \lg 10^{-2} = +0,799 + 0,059 \cdot (-2) = 0,681 \text{ B.}$$

Ответ: в.

$$\begin{array}{c} \text{e} \\ \text{---} \text{ } \downarrow \text{ } \downarrow \\ \text{A(-)Cr|Cr}^{3+}\text{||Fe}^{2+}\text{|Fe(+)K} \end{array}$$

Анодный процесс: $\text{Cr}^0 - 3\text{e}^- \rightarrow \text{Cr}^{3+}$.

Катодный процесс: $\text{Fe}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^0$.

Ответ: а.

3. Табличные значения стандартных электродных потенциалов

$$\varepsilon_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,440 \text{ В}, \quad \varepsilon_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,250 \text{ В}.$$

Таким образом, железо — более активный металл — служит анодом; никель, соответственно, катод.

Тогда анодный процесс: $\text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$.

Катодный процесс: $\text{Ni}^{2+} + 2\text{e}^- \rightarrow \text{Ni}^0$.

Ответ: а.

4. ЭДС гальванического элемента рассчитывается как разность большего и меньшего (в алгебраическом смысле) электродных потенциалов. ЭДС гальванического элемента тем больше, чем дальше элементы отстоят друг от друга в таблице стандартных электродных потенциалов. Подтвердим этот факт расчетами:

$$E^0(\text{а}) = -0,127 - (-0,440) = 0,313 \text{ В};$$

$$E^0(\text{б}) = +0,800 - (-0,440) = 0,360 \text{ В};$$

$$E^0(\text{в}) = -0,403 - (-0,440) = 0,037 \text{ В};$$

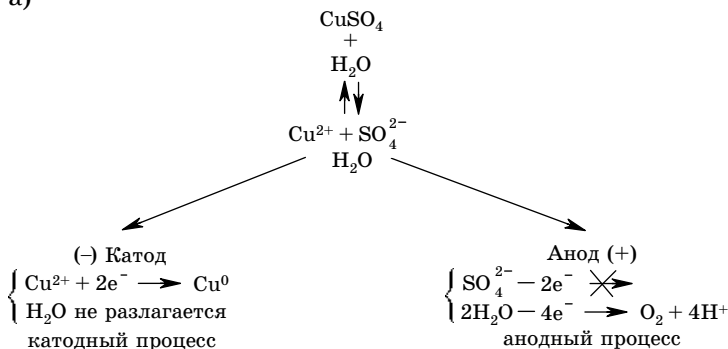
$$E^0(\text{г}) = -0,250 - (-0,440) = 0,360 \text{ В}.$$

Таким образом, наибольшая ЭДС у железосеребряного гальванического элемента.

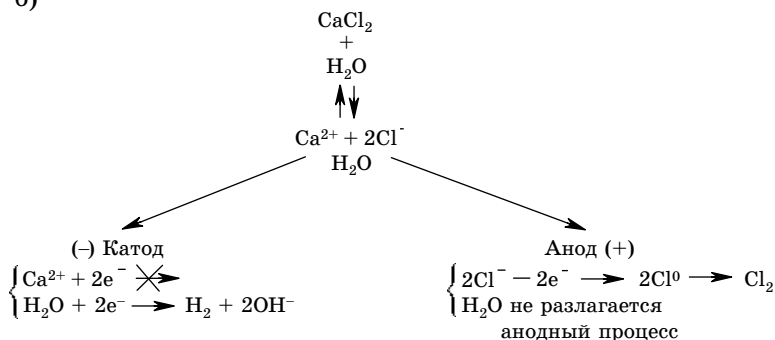
Ответ: б.

5. Составим схемы электролиза указанных растворов с учетом правил электролиза для катода и анода (см. табл. 5.3)

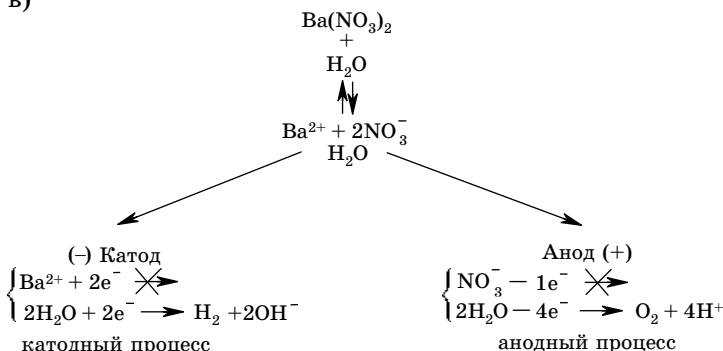
а)



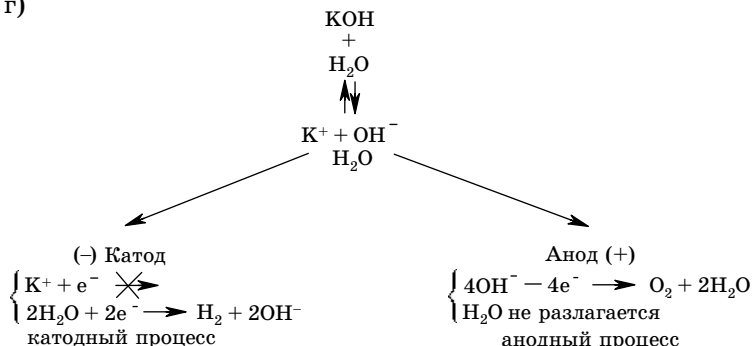
б)



в)



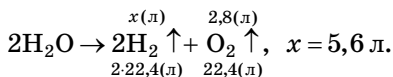
г)



В предложенных реакциях водород выделится при электролизе хлорида кальция, нитрата бария и гидроксида натрия.

Ответ: б, в, г.

6. При электролизе водных растворов щелочей разлагается вода (см. правила электролиза для катода и анода)



Производим расчеты с помощью пропорции по закону простых объемных отношений (см. разд. «Материал для повторения»). Таким образом, водорода выделилось 5,6 л.

Ответ: б.

7. Если водный раствор содержит катионы различных металлов, то выделение их на катоде протекает в порядке уменьшения алгебраической величины стандартного электродного потенциала соответствующего металла. Так, из смеси катионов Ag^+ , Mn^{2+} , Al^{3+} сначала будут восстанавливаться катионы серебра ($\varepsilon^0 = +0,800 \text{ В}$), затем катионы марганца ($\varepsilon^0 = -1,180 \text{ В}$) и последними — катионы алюминия ($\varepsilon^0 = -1,700 \text{ В}$).

Ответ: г.

8. Количественная характеристика процессов электролиза определяется законами Фарадея, причем при вычислении объемов выделившихся газов уравнение Фарадея можно представить в следующей форме:

$$V = \frac{V_{\text{э}} \cdot I \cdot t}{F},$$

где $V_{\text{э}}(\text{O}_2) = 5,6 \text{ л/моль (н. у.)}$.

После подстановки данных $V = 5,6 \cdot 6 \cdot 30 \cdot 60 / 96500 = 0,627 \text{ л}$ (627 мл).

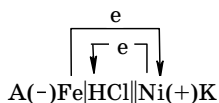
Объем выделившегося кислорода 627 мл.

Ответ: а.

9. Табличные значения стандартных электродных потенциалов:

$$\varepsilon_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 = -0,440 \text{ В}, \quad \varepsilon_{\text{Ni}^{2+}/\text{Ni}}^0 = -0,250 \text{ В}.$$

Таким образом, железо — более активный металл и в случае нарушения целостности покрытия и возникновения микрогальванической пары будет являться анодом; никель, соответственно, катод. В среде, например, соляной кислоты:



Анодный процесс: $\text{Fe}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Fe}^{2+}$, железо окисляется как металл более активный, чем никель.

Катодный процесс: $2\text{H}^+ + 2\text{e}^- \rightarrow 2\text{H}^0 \rightarrow \text{H}_2\uparrow$, ионы водорода разряжаются на никеле, происходит водородная деполяризация катода.

Околоанодный процесс: $\text{Fe}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow \text{FeCl}_2$, хлорид-анионы соединяются с катионами железа с образованием соли.

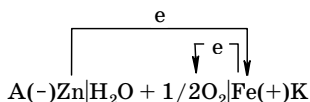
Таким образом, в результате коррозии будет разрушаться железо с образованием его соли; на катоде при этом будет выделяться водород.

Ответ: в.

10. Покрытие будет разрушаться в том случае, если оно выполнено из более активного металла, чем основной металл. Из таблицы стандартных электродных потенциалов:

$$\begin{aligned}\varepsilon_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^0 &= -0,440 \text{ В}; \\ \varepsilon_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 &= 0,340 \text{ В}; \\ \varepsilon_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^0 &= -0,763 \text{ В}; \\ \varepsilon_{\text{Cr}^{2+}/\text{Cr}}^0 &= -0,913 \text{ В}; \\ \varepsilon_{\text{Ag}^+/\text{Ag}}^0 &= 0,800 \text{ В}.\end{aligned}$$

Цинк — более активный металл, чем железо, поэтому, в случае оцинкованного железа, при нарушении покрытия возникает гальваническая пара. Схематично (во влажном воздухе):



Анодный процесс: $\text{Zn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Zn}^{2+}$, цинк окисляется как металл более активный, чем железо.

Катодный процесс: $\text{O}_2 + 4\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{OH}^-$, атомы кислорода, растворенного в электролите, восстанавливаются на железе, происходит кислородная деполяризация катода.

Околоанодный процесс: $\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2$, гидроксид-анионы соединяются с катионами цинка с образованием труднорастворимого осадка гидроксида цинка (II).

Аналогичные процессы будут происходить с хромированным железом.

Таким образом, разрушаться (окисляться) будут цинковое покрытие и покрытие хромом.

Ответ: б, в.

ЭКЗАМЕНАЦИОННЫЙ ТЕСТ. ТЕСТ 3

1. Электронная конфигурация $1p^1$ невозможна, так как на 1-м энергетическом уровне может быть только 1 подуровень — s (согласно правилу, число подуровней на уровне равно номеру уровня). Из тех же соображений невозможны конфигурации $2d^4$ и $3f^3$.

Ответ: а, в, г.

2. В данном случае необходимо сравнить строение внешних электронных оболочек указанных атомов. Атомы будут иметь сходные химические свойства, если их внешние электронные оболочки будут одинаковы (поскольку в химических реакциях участвуют только электронные оболочки атомов, причем, как правило, внешние). Ядра атомов в химических реакциях не участвуют. Из Периодической таблицы Д. И. Менделеева схемы распределения электронов по орбиталям для указанных атомов:

- Li: 2, 1;
- Be: 2, 2;
- B: 2, 3;
- Na: 2, 8, 1.

Таким образом, одинаковые внешние электронные оболочки имеют атомы Li и Na (I группа, главная подгруппа), поэтому именно они будут наиболее близки по химическим свойствам.

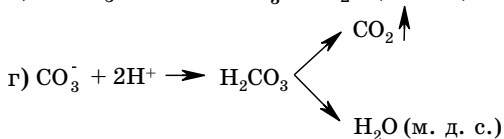
Ответ: б.

3. В данном случае необходимо выяснить, образуется ли в процессе взаимодействий предложенных ионов слабый электролит или малодиссоциирующее соединение. Следует воспользоваться таблицей растворимости кислот, оснований, солей, а также таблицами сильных и слабых электролитов. Запишем краткие ионно-молекулярные уравнения:

а) $\text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- \leftrightarrow \text{AgNO}_3$, AgNO_3 — растворимое соединение, сильный электролит; реакция обратима;

б) $\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- \leftrightarrow \text{CaCl}_2$, CaCl_2 — растворимое соединение, сильный электролит; реакция обратима;

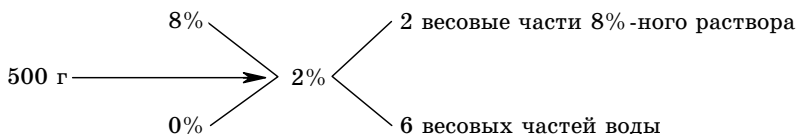
в) $\text{HCO}_3^- + \text{OH}^- \rightarrow \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ (м. д. с.);



Таким образом, реакции а и б до конца не протекают.

Ответ: а, б.

4. Данная задача решается с использованием правила смешения растворов (правила «креста»):



Всего вес. (масс.) частей $2 + 6 = 8$.

На 1 вес. часть приходится $500/8 = 62,5$ г/вес. часть.

Таким образом, 2 и 6 вес. (массовых) частей составляют, соответственно

$$2 \cdot 62,5 = 125 \text{ г};$$

$$6 \cdot 62,5 = 375 \text{ г}.$$

Проверка: $125 + 375 = 500 \text{ г}$.

То есть для приготовления 500 г 2% -ного раствора сульфата меди необходимо 125 г исходного 8% -ного раствора разбавить 375 г воды.

Ответ: б.

5. Записываем математические выражения для начальной и конечной скоростей реакции, v_n и v_k :

$$v_n = k \cdot C(A_2(g)) \cdot C(B_2(g)), v_k = k \cdot 3C(A_2(g)) \cdot C(B_2(g)).$$

Найдем отношение $v_k/v_n = 3$. То есть скорость реакции увеличится в 3 раза.

Ответ: а.

6. По определению окислением называется процесс отдачи электронов; при этом степень окисления элемента повышается. Таким образом, необходимо вычислить степень окисления элементов слева и справа в данных уравнениях. Рассмотрим все четыре случая:

а) $\overset{+5}{\text{P}}\text{O}_4^{3-} + 2\text{H}^+ \rightarrow \overset{+5}{\text{H}_2}\text{P}\text{O}_4^-$ — степень окисления фосфора в процессе реакции не изменилась;

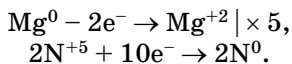
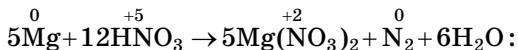
б) $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_3 - 8\text{e}^- \rightarrow \overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3^-$ — степень окисления азота в процессе реакции повысилась вследствие отдачи отрицательно заряженных электронов, это процесс окисления;

в) $2\text{O}^{2-} - 2\text{e}^- \rightarrow \text{O}_2^0$ — степень окисления кислорода в процессе реакции повысилась вследствие отдачи отрицательно заряженных электронов, это также процесс окисления;

г) $\overset{+6}{\text{SO}}_4^{2-} + 8\text{e}^- \rightarrow \overset{-2}{\text{H}_2\text{S}}$ — степень окисления серы понизилась в связи с принятием отрицательно заряженных электронов, это процесс восстановления.

Ответ: б, в.

7. В данном случае необходимо расставить коэффициенты в уравнении ОВР по методу электронного баланса, затем вычислить их сумму.



Необходимо учесть, что вещество HNO_3 в процессе реакции расходуется на образование двух веществ: свободного азота и соли магния.

Сумма коэффициентов: $5 + 12 + 5 + 1 + 6 = 29$.

Ответ: г.

8. Значение равновесного потенциала металла при условиях, отличных от стандартных, рассчитывается по уравнению Нернста. В нашем случае следует воспользоваться частной формой уравнения Нернста для двухвалентного металла (Cd^{2+})

$$\varepsilon = \varepsilon^0 + \frac{0,059}{2} \lg[\text{Cd}^{2+}];$$

после подстановки значений стандартного электродного потенциала (ε^0 — табличное значение) и концентрации электролита

$$\varepsilon = -0,402 + 0,031\text{g}10^{-4} = -0,402 + 0,03 \cdot (-4) = -0,520 \text{ В}.$$

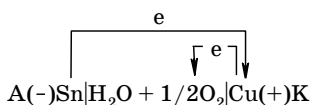
Ответ: в.

9. Олово и медь имеют различные электродные потенциалы:

$$\varepsilon_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^0 = -0,136 \text{ В},$$

$$\varepsilon_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^0 = 0,520 \text{ В};$$

и при контакте в нейтральной среде (во влажном воздухе) составят микрогальваническую пару:



Анодный процесс: $\text{Sn}^0 - 2\text{e}^- \rightarrow \text{Sn}^{2+}$, олово окисляется как металл более активный, чем медь.

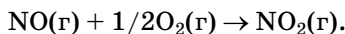
Катодный процесс: $\text{O}_2 + 4\text{e}^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{OH}^-$, атомы кислорода, растворенного в электролите, восстанавливаются на меди, происходит кислородная деполяризация катода.

Околоанодный процесс: $\text{Sn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Sn}(\text{OH})_2\downarrow$, образуется труднорастворимый гидроксид олова.

Таким образом, подвергаться разрушению будет олово, при этом на катоде в нейтральной среде выделится кислород.

Ответ: г.

10. Для данного уравнения реакции



Согласно 1-му следствию из закона Гесса, составляем формулу решения:

$$\Delta H_{\text{х.р}}^{\circ} = [\Delta H_{298}^{\circ}(\text{NO}_2(\text{г}))] - [\Delta H_{298}^{\circ}(\text{NO}(\text{г})) + 1/2\Delta H_{298}^{\circ}(\text{O}_2(\text{г}))].$$

Записываем табличные значения теплот образования веществ в кДж/моль:

$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{NO}_2(\text{г})) = 33,5;$$

$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{NO}(\text{г})) = 90,3;$$

$$\Delta H_{298}^{\circ}(\text{O}_2(\text{г})) = 0$$

и подставляем в формулу решения.

$$\text{Получаем } \Delta H_{\text{х.р}}^{\circ} = 33,5 - 90,3 = -56,8 \text{ кДж.}$$

Поскольку тепловой эффект данной реакции отрицательный, реакция (по определению) экзотермическая.

Ответ: б.

МАТЕРИАЛ ДЛЯ ПОВТОРЕНИЯ

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ АТОМНАЯ МАССА

Современные методы исследования позволяют определить чрезвычайно малые массы атомов с большой точностью. Так, например, масса атома водорода составляет $1,674 \cdot 10^{-27}$ кг, кислорода — $2,667 \cdot 10^{-26}$ кг, углерода — $1,993 \cdot 10^{-26}$ кг.

В химии традиционно используются не абсолютные значения атомных масс, а относительные. В 1961 г. за единицу атомной массы принята атомная единица массы (сокращенно а. е. м.), которая представляет собой 1/12 часть массы атома изотопа углерода ^{12}C .

Большинство химических элементов имеют атомы с различной массой (изотопы).



Поэтому относительной атомной массой A_r химического элемента называется величина, равная отношению средней массы атома естественного изотопического состава элемента к $1/12$ массы углерода ^{12}C .

Относительные атомные массы (вместо термина «относительная атомная масса» можно использовать исторически сложившийся термин «атомная масса») элементов обозначают A_r , где индекс r — начальная буква английского слова *relative* — «относительный». Записи $A_r(\text{H})$, $A_r(\text{O})$, $A_r(\text{C})$ означают: «относительная атомная масса водорода», «относительная атомная масса кислорода», «относительная атомная масса углерода». Например:

$$A_r(\text{H}) = \frac{1,674 \cdot 10^{-27} \text{ кг}}{1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 1,0079 \text{ а. е. м.};$$

$$A_r(\text{O}) = \frac{2,667 \cdot 10^{-26} \text{ кг}}{1/12 \cdot 1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 15,9994 \text{ и т. д.}$$

Относительная атомная масса — одна из характеристик химического элемента. Современные значения атомных масс приведены в Периодической системе элементов Д. И. Менделеева.

ОТНОСИТЕЛЬНАЯ МОЛЕКУЛЯРНАЯ МАССА



Относительной молекулярной массой M_r вещества называется величина, равная отношению средней массы молекулы естественного изотопического состава вещества к $1/12$ массы атома углерода ^{12}C .

Относительная молекулярная масса численно равна сумме относительных атомных масс всех атомов, входящих в состав молекулы вещества. Она легко подсчитывается по формуле вещества. Например, $M_r(\text{H}_2\text{O})$ складывается из:

$$2A_r(\text{H}) = 2 \cdot 1,00797 = 2,01594,$$

$$A_r(\text{O}) = 1 \cdot 15,9994 = 15,9994,$$

$$M_r(\text{H}_2\text{O}) = 18,01534 \text{ а. е. м.}$$

Значит, относительная молекулярная масса воды равна 18,01534, или, округленно, 18.

Относительная молекулярная масса показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $1/12$ массы атома углерода ^{12}C . Так, молекулярная масса воды равна 18. Это означает, что масса молекулы воды в 18 раз больше, чем $1/12$ массы атома ^{12}C . Относительная молекулярная масса — одна из основных характеристик вещества.

МОЛЬ. МОЛЯРНАЯ МАССА

В международной системе единиц (СИ) за единицу количества вещества принят моль.



Моль — это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (частиц: молекул, атомов, ионов или др.), сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C .

Зная массу одного атома углерода ($1,993 \cdot 10^{-26}$ кг), можно вычислить число атомов N_A в 0,012 кг (12 г) углерода

$$N_A = \frac{0,012 \text{ кг/моль}}{1,993 \cdot 10^{-26} \text{ кг}} = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Это число называется *постоянной Авогадро* (N_A), показывает число структурных единиц в 1 моле любого вещества; его размерность — $1/\text{моль}$.

Молярная масса — величина, равная отношению массы вещества к количеству вещества. Она имеет размерность кг/моль или г/моль; обычно ее обозначают буквой M .

Молярную массу вещества легко вычислить, зная массу молекулы. Так, если масса молекулы воды равна $2,99 \cdot 10^{-26}$ кг, то молярная масса

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 2,99 \cdot 10^{-26} \text{ кг} \cdot 6,02 \cdot 10^{23} 1/\text{моль} = 0,018 \text{ кг/моль}, \\ \text{или } 18 \text{ г/моль}.$$

В общем случае молярная масса вещества, выраженная в г/моль, численно равна относительной атомной или относительной молекулярной массе этого вещества.

Например, относительные атомные и молекулярные массы C , Fe , O_2 , H_2O соответственно равны 12, 56, 32, 18 а. е. м., а их молярные массы составляют соответственно 12, 56, 32 и 18 г/моль.

Молярная масса может быть подсчитана для веществ как в молекулярном, так и в атомном состоянии.

Например, относительная молекулярная масса водорода $M_r(\text{H}_2) = 2$, а относительная атомная масса водорода $A_r(\text{H}) = 1$. Ко-

личество вещества, определенное числом структурных единиц (N_A), в обоих случаях одинаково — 1 моль. Однако молярная масса молекулярного водорода 2 г/моль, а молярная масса атомного водорода 1 г/моль. Один моль атомов, молекул или ионов содержит число этих частиц, равное постоянной Авогадро, например:

- 1 моль атомов ^{12}C — $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов ^{12}C ;
- 1 моль молекул H_2O — $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул H_2O ;
- 1 моль ионов SO_4^{2-} — $6,02 \cdot 10^{23}$ ионов SO_4^{2-} .

Масса и количество вещества — понятия разные. Масса выражается в килограммах (граммах), а количество вещества — в молях.

Между массой вещества (m , г), количеством вещества (ν , моль) и молярной массой (M , г/моль) существуют простые соотношения:

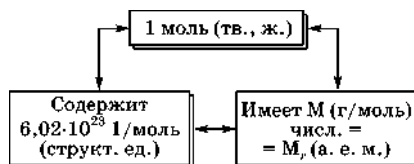
$$m = \nu \cdot M;$$

$$\nu = m/M;$$

$$M = m/\nu.$$

По этим формулам легко вычислить массу определенного количества вещества или найти количество вещества в известной массе его, или определить молярную массу вещества.

Их можно проиллюстрировать схемой:



ОСНОВНЫЕ СТЕХИОМЕТРИЧЕСКИЕ (КОЛИЧЕСТВЕННЫЕ) ЗАКОНЫ ХИМИИ

Закон сохранения массы веществ (М. В. Ломоносов, 1748)



Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции²⁹.

Закон сохранения массы веществ дает материальную основу для составления уравнений химических реакций. Опираясь на него, можно производить расчеты по химическим уравнениям.

²⁹ Открытия Ломоносова подтверждены современной наукой. Взаимосвязь массы и энергии (она рассматривается в физике) выражается уравнением Эйнштейна $E = mc^2$, где E — энергия; m — масса; c — скорость света в вакууме.

Закон постоянства состава вещества (Ж. Л. Пруст, 1806)

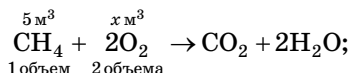


Всякое чистое вещество независимо от способа его получения всегда имеет постоянный качественный и количественный состав³⁰.

Закон объемных отношений (Ж.-Л. Гей-Люссак)



При одинаковых условиях (температуре и давлении) объемы реагирующих и образующихся газов относятся между собой как небольшие целые числа.



$$1 \text{ м}^3 - 2 \text{ м}^3$$

$$5 \text{ м}^3 - x \text{ м}^3$$

$$1 \text{ м}^3 : 5 \text{ м}^3 = 2 \text{ м}^3 : x \text{ м}^3;$$

$$x = \frac{5 \cdot 2}{1} = 10 \text{ м}^3; \quad x = 10 \text{ м}^3.$$

То есть коэффициенты в уравнениях реакций показывают число объемов (а также число молей) реагирующих и образовавшихся газообразных веществ.

Закон Авогадро (А. Авогадро, 1811)



В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул.

1-е следствие:



При нормальных условиях (н. у.) 1 моль различных газов занимает объем, равный 22,4 л. Этот объем называется молярным объемом газа³¹.

³⁰ Развитие химии показало, что наряду с соединениями постоянного состава существуют соединения переменного состава. Состав соединений молекулярной структуры, т. е. состоящих из молекул, является постоянным независимо от способа получения. Состав же соединений с немoleкулярной структурой (с атомной, ионной и металлической решеткой) не является постоянным и зависит от условий получения.

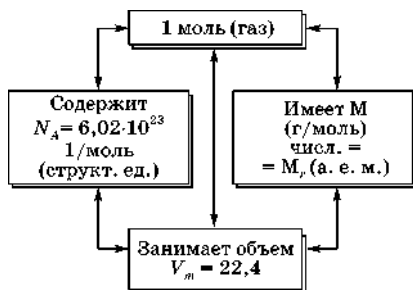
³¹ Нормальные условия (н. у.): нормальное давление $p_n = 101325 \text{ Па}$ ($\approx 101,3 \text{ кПа}$) и нормальная температура $T_n = 273,15 \text{ К}$ ($\approx 273 \text{ К}$).

Молярный объем газа — это отношение объема вещества к количеству этого вещества:

$$V_m = V/\nu,$$

где V_m — молярный объем газа ($\text{м}^3/\text{моль}$ или $\text{л}/\text{моль}$); V — объем вещества системы, л; ν — количество вещества системы, моль.

То есть для газов сохраняются вышеприведенные простые соотношения, а схема может быть дополнена следующим образом:



2-е следствие:



Отношение массы определенного объема одного газа к массе такого же объема другого газа (взятого при тех же условиях) называется плотностью первого газа по второму (обозначается буквой D).

$$M_1/M_2 = D,$$

отсюда

$$M_1 = M_2 \cdot D.$$

Обычно плотность газа определяют по отношению к самому легкому газу — водороду (обозначают D_{H_2}). Молярная масса водорода равна 2,016 г/моль. Поэтому получаем

$$M = 2D_{\text{H}_2}.$$

Молекулярная масса вещества в газообразном состоянии равна его удвоенной плотности по водороду.

Часто плотность газа определяют по отношению к воздуху ($D_{\text{В}}$). Хотя воздух является смесью газов, все же говорят о его средней молярной массе. Она равна 29 г/моль. В этом случае молярная масса газа определяется выражением

$$M = 29D_{\text{В}}.$$

Эквиваленты, эквивалентные массы веществ



Эквивалентом вещества называется такое его количество, которое соединяется с 1 молем атомов водорода или замещает то же количество атомов водорода в химических реакциях.

Закон эквивалентов (И. Рихтер, 1792–1800)



Все вещества реагируют в эквивалентных отношениях. Или: массы реагирующих друг с другом веществ прямо пропорциональны их эквивалентным массам.

$$m_1/m_2 = \mathcal{E}_1/\mathcal{E}_2.$$



Эквивалентной массой (\mathcal{E}) называется масса 1 эквивалента вещества.

На основе закона эквивалентов можно вывести следующие формулы для вычисления эквивалентных масс:

а) металлов:

$$\mathcal{E}(\text{металла}) = \frac{M(\text{металла})}{\text{валентность металла}},$$

например $\mathcal{E}(\text{Al}) = 27/3 = 9$;

б) сложных веществ:

$$\mathcal{E}(\text{оксида}) = \frac{M(\text{оксида})}{\text{число атомов элемента} \cdot \text{валентность элемента}},$$

например $\mathcal{E}(\text{CuO}) = \frac{80}{1 \cdot 2} = 40$;

$$\mathcal{E}(\text{кислоты}) = \frac{M(\text{кислоты})}{\text{основность кислоты}}^{32},$$

например $\mathcal{E}(\text{H}_2\text{SO}_4) = 98/2 = 49$;

$$\mathcal{E}(\text{основания}) = \frac{M(\text{основания})}{\text{кислотность основания}},$$

³² Основность кислоты определяется числом протонов (H^+), которые отдает молекула кислоты, реагируя с основанием. Кислотность основания определяется числом протонов (H^+), присоединенных молекулой основания при взаимодействии его с кислотой.

например $\text{Э}(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74/2 = 37$;

$$\text{Э}(\text{соли}) = \frac{M(\text{соли})}{\text{число атомов металла} \cdot \text{валентность металла}},$$

например $\text{Э}(\text{Ca}_3(\text{PO})_2) = \frac{310}{3 \cdot 2} = 51$.

При решении некоторых задач, содержащих сведения об объемах газообразных участников реакции, целесообразно пользоваться значением эквивалентного объема.



Эквивалентным объемом называется объем, занимаемый при данных условиях 1 эквивалентом вещества, при этом:

- эквивалентный объем водорода равен 11,2 л/моль;
- эквивалентный объем кислорода равен 5,6 л/моль.

Вычисление эквивалентов окислителя/восстановителя — см. разд. 4.7.

СПРАВОЧНЫЕ МАТЕРИАЛЫ

Таблица 1

Некоторые важнейшие физические постоянные

Атомная единица массы (а. е. м.)	$1,66 \cdot 10^{-27}$ кг
Абсолютный ноль температуры	$-273,15^{\circ}\text{C}$
Постоянная Авогадро	$6,02 \cdot 10^{23}$ моль $^{-1}$
Постоянная Фарадея	96 500 Кл/моль
Универсальная газовая постоянная	8,31 Дж/моль/К
Молярный объем идеального газа при нормальных условиях (температуре 0°C и давлении 101 325 Па)	22,4 л/моль

Таблица 2

Множители и приставки для образования
десятичных кратных и дольных единиц

Множитель	Приставки		
	Наименование	Обозначение	
		русское	международное
10^9	гига	Г	G
10^6	мега	М	M
10^3	кило	к	k
10^2	гекто	г	h
10^1	дека	да	da
10^{-1}	деци	д	d
10^{-2}	санти	с	c
10^{-3}	милли	м	m
10^{-6}	микро	мк	μ
10^{-9}	нано	н	n
10^{-12}	пико	п	p

Относительные молекулярные массы неорганических кислот, оснований, солей, оксидов

Ани- оны	Катионы																	
	H ⁺	NH ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Cr ³⁺	Hg ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺
O ²⁻	—	—	62	94	153	56	40	102	81	72	160	71	152	217	135	80	232	223
OH ⁻	18	35	40	56	171	74	58	78	99	90	107	89	103	235	153	98	125	241
F ⁻	20	37	42	58	175	78	62	84	103	94	113	93	109	239	157	102	127	245
Cl ⁻	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	133,5	136	127	162,5	126	158,5	272	190	135	143,5	278
Br ⁻	81	98	103	119	297	200	184	267	225	216	296	215	292	361	279	224	188	367
I ⁻	128	145	150	166	391	294	278	408	319	310	437	309	433	455	373	318	235	461
NO ₃ ⁻	63	80	85	101	261	164	148	213	189	180	242	179	238	325	243	188	170	331
S ²⁻	34	68	78	110	169	72	56	150	97	88	208	87	200	233	151	96	248	239
SO ₃ ²⁻	82	116	126	158	217	120	104	294	145	136	352	135	344	281	199	144	296	287
SO ₄ ²⁻	98	132	142	174	233	136	120	342	161	152	400	151	392	297	215	160	312	303
CO ₃ ²⁻	62	96	106	138	197	100	84	234	125	116	292	115	284	261	179	124	276	267
SiO ₃ ²⁻	78	112	122	154	213	116	100	282	141	132	340	131	332	277	195	140	292	283
PO ₄ ³⁻	98	149	164	212	601	310	262	122	385	358	151	335	147	793	214	382	419	811

Названия некоторых кислот и их анионов

Кислота	Анион	Названия	
		кислоты	аниона
HF	F ⁻	фтороводородная (плавиковая)	фторид
HCl	Cl ⁻	хлороводородная (соляная)	хлорид
HBr	Br ⁻	бромоводородная	бромид
HI	I ⁻	иодоводородная	иодид
HNO ₃	NO ₃ ⁻	азотная	нитрат
HNO ₂	NO ₂ ⁻	азотистая	нитрит
H ₂ S	S ²⁻	сероводородная	сульфид
H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	сернистая	сульфит
H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻	серная	сульфат
H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	угольная	карбонат
H ₂ SiO ₃	SiO ₃ ²⁻	кремниевая	силикат
CH ₃ COO	CH ₃ COO ⁻	уксусная	ацетат
HCN	CN ⁻	циановодородная (синильная)	цианид
H ₂ CrO ₄	CrO ₄ ²⁻	хромовая	хромат
KMnO ₄	MnO ₄ ²⁻	марганцовая	перманганат

Т а б л и ц а 5

Относительные электроотрицательности элементов³³

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII			
1	H2,1	—	—	—	—	—	—	—			He ⁻
2	Li0,97	Be1,47	B2,01	C2,50	N3,07	O3,50	F4,10	—			Ne ⁻
3	Na1,01	Mg1,23	Al1,47	Si1,74	P2,1	S2,6	Cl2,83	—			Ar ⁻
4	K0,91	Ca1,04	Sc1,20	Ti1,32	V1,45	Cr1,56	Mn1,60	Fe1,64	Co1,70	Ni1,75	—
	Cu1,75	Zn1,66	Ga1,82	Ge2,02	As2,20	Se2,48	Br2,74	—	—	—	Kr ⁻
5	Rb0,89	Sr0,99	Y1,11	Zr1,22	Nb1,23	Mo1,30	Tc1,36	Ru1,42	Rh1,45	Pd1,35	—
	Ag1,42	Cd1,46	In1,49	Sn1,72	Sb1,82	Te2,01	I2,21	—	—	—	Xe ⁻
6	Cs0,86	Ba0,97	La*1,08	Hf1,23	Ta1,33	W1,40	Re1,46	Os1,52	Ir1,55	Pt1,44	—
	Au1,42	Hg1,44	Tl1,44	Pb1,55	Bi1,67	Po1,76	At1,90	—	—	—	Rn ⁻
7	Fr0,86	Ra0,97	Ac**1,00	—	—	—	—	—	—	—	—

* Лантаноиды 1,08–1,14. ** Actиноиды 1,11–1,2.

³³ Для инертных газов понятие электроотрицательности не имеет смысла. Приводимые в разных книгах по химии значения относительной электроотрицательности несколько отличаются, поскольку они рассчитывались различными методами, исходя из определенных допущений и предположений.

Ослабление кислотных свойств некоторых кислот

Ани- оны	→ Ослабление кислотных свойств →											
	OH ⁻	NO ₃ ⁻	SO ₄ ²⁻	I ⁻	Br ⁻	Cl ⁻	SO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻	CH ₃ COO ⁻	CO ₃ ²⁻	S ²⁻	SiO ₃ ²⁻

Концентрация и плотность кислот и оснований при 20°C

%	H ₂ SO ₄	HCl	HNO ₃	H ₃ PO ₄	CH ₃ COOH	NaOH	KOH	Раствор NH ₃
1	1,005	1,003	1,004	1,004	1,000	1,010	1,007	0,994
2	1,012	1,008	1,009	1,009	1,001	1,021	1,017	0,990
3	1,018	1,013	1,015	1,015	1,003	1,032	1,026	0,985
4	1,025	1,018	1,020	1,020	1,004	1,043	1,035	0,981
5	1,032	1,023	1,026	1,026	1,006	1,054	1,044	0,977
6	1,039	1,028	1,031	1,031	1,007	1,065	1,053	0,973
7	1,045	1,033	1,037	1,037	1,008	1,076	1,062	0,969
8	1,052	1,038	1,043	1,042	1,010	1,087	1,072	0,965
9	1,059	1,043	1,049	1,048	1,011	1,098	1,081	0,961
10	1,066	1,047	1,054	1,053	1,013	1,109	1,090	0,958
12	1,080	1,057	1,066	1,065	1,015	1,131	1,109	0,950
14	1,095	1,068	1,078	1,076	1,018	1,153	1,128	0,943
16	1,109	1,078	1,090	1,088	1,021	1,175	1,148	0,936
18	1,124	1,088	1,103	1,101	1,024	1,197	1,167	0,930
20	1,139	1,098	1,115	1,113	1,026	1,219	1,186	0,923
22	1,155	1,108	1,128	1,126	1,029	1,241	1,206	0,916
24	1,170	1,119	1,140	1,140	1,031	1,263	1,226	0,910
26	1,186	1,129	1,153	1,153	1,034	1,285	1,247	0,904
28	1,202	1,139	1,167	1,167	1,036	1,306	1,267	0,898
30	1,219	1,149	1,180	1,181	1,038	1,328	1,288	0,892
35	1,260	1,174	1,214	1,216	1,044	1,380	1,341	—
40	1,303	1,198	1,246	1,254	1,049	1,430	1,396	—
45	1,348	—	1,278	1,293	1,053	1,478	1,452	—
50	1,395	—	1,310	1,335	1,058	1,525	1,511	—
55	1,445	—	1,339	1,379	1,061	—	—	—
60	1,498	—	1,367	1,426	1,064	—	—	—
65	1,553	—	1,391	1,476	1,067	—	—	—

%	H ₂ SO ₄	HCl	HNO ₃	H ₃ PO ₄	CH ₃ COOH	NaOH	KOH	Раствор NH ₃
70	1,611	—	1,413	1,526	1,069	—	—	—
75	1,669	—	1,434	1,579	1,070	—	—	—
80	1,727	—	1,452	1,633	1,070	—	—	—
85	1,779	—	1,469	1,689	1,069	—	—	—
90	1,814	—	1,483	1,746	1,066	—	—	—
92	1,824	—	1,487	1,770	1,064	—	—	—
94	1,831	—	1,491	1,794	1,062	—	—	—
96	1,836	—	1,495	1,819	1,059	—	—	—
98	1,836	—	1,501	1,844	1,055	—	—	—
100	1,831	—	1,513	1,870	1,050	—	—	—

Таблица 8

**Криоскопические ($K_{кр}$) и эбулиоскопические ($K_{эб}$)
постоянные некоторых веществ**

Вещества	$K_{кр}$	$K_{эб}$	Вещества	$K_{кр}$	$K_{эб}$
Вода	1,86	0,52	Этанол	—	1,16
Бензол	5,1	2,57	Диэтиловый эфир	1,73	2,02

Таблица 9

**Стандартные электродные потенциалы (ϵ^0) некоторых металлов
(ряд напряжений)**

Электрод	ϵ^0 , В	Электрод	ϵ^0 , В	Электрод	ϵ^0 , В
Li ⁺ /Li	–3,045	V ²⁺ /V	–1,180	2H ⁺ /H ₂	–0,000
Rb ⁺ /Rb	–2,925	Cr ²⁺ /Cr	–0,913	Sb ³⁺ /Sb	+0,200
K ⁺ /K	–2,924	Zn ²⁺ /Zn	–0,763	Bi ³⁺ /Bi	+0,215
Cs ⁺ /Cs	–2,923	Cr ³⁺ /Cr	–0,740	Cu ²⁺ /Cu	+0,340
Ba ²⁺ /Ba	–2,900	Fe ²⁺ /Fe	–0,440	Cu ⁺ /Cu	+0,520
Ca ²⁺ /Ca	–2,870	Cd ²⁺ /Cd	–0,403	Hg ₂ ²⁺ /2Hg	+0,790
Na ⁺ /Na	–2,714	Co ²⁺ /Co	–0,277	Ag ⁺ /Ag	+0,800
Mg ²⁺ /Mg	–2,370	Ni ²⁺ /Ni	–0,250	Hg ²⁺ /Hg	+0,850
Al ³⁺ /Al	–1,700	Sn ²⁺ /Sn	–0,136	Pt ²⁺ /Pt	+1,190
Ti ²⁺ /Ti	–1,603	Pb ²⁺ /Pb	–0,127	Au ³⁺ /Au	+1,500
Zr ⁴⁺ /Zr	–1,580	Fe ³⁺ /Fe	–0,037	Au ⁺ /Au	+1,700
Mn ²⁺ /Mn	–1,180				

Или: Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Be, Mn, Zn, Cr, Fe, Cd, Co, Ni, Sn, Pb, H₂, Sb, Cu, Hg, Ag, Pt, Au.

Термодинамические константы некоторых веществ

Вещество	ΔH_{298}^0 , кДж/моль	ΔG_{298}^0 , кДж/моль	S_{298}^0 , Дж/моль·К
Ag (к)	0	0	42,7
AgI (к)	64,2	-66,3	114,2
Ag ₂ O (к)	-30,6	-10,8	121,7
Al (к)	0	0	28,3
Al ₂ O ₃ (к)	-1675,7	-1582,3	50,9
Al(OH) ₃ (к)	-1257,7	-1139,7	71,1
AlCl ₃ (к)	-697,4	-636,8	167,0
C (алмаз)	1,9	2,9	2,4
C (графит)	0	0	5,74
CO (г)	-110,5	-137,3	197,5
CO ₂ (г)	-393,5	-394,4	213,6
C ₂ H ₂ (г) ацетилен	226,8	209,2	200,8
C ₂ H ₄ (г) этилен	52,3	68,1	219,4
CH ₄ (г) метан	-74,9	-50,8	186,2
C ₂ H ₆ (г) этан	-84,7	-32,9	229,5
C ₃ H ₈ (г) пропан	-103,9	-23,5	269,9
C ₄ H ₁₀ (г) бутан	-126,2	-17,2	310,1
C ₅ H ₁₂ (ж) пентан	-173,3	-9,7	262,9
C ₈ H ₁₈ (ж) октан	-249,5	6,4	360,8
C ₆ H ₆ (ж) бензол	82,9	129,7	269,2
CH ₃ OH (ж)	-238,7	-166,3	126,7
C ₂ H ₅ OH (ж)	-277,6	-174,8	160,7
C ₆ H ₁₂ O ₆ (к) глюкоза	-1273,0	-919,5	—
CH ₃ COOH (ж)	-484,9	-392,5	159,8
Ca (к)	0	0	41,6
CaCO ₃ (к)	-1207,0	-1127,7	88,7
CaF ₂ (к)	-1214,6	-1161,9	68,9
Ca ₃ N ₂ (к)	-431,8	-368,6	105,0
CaO (к)	-635,5	-604,2	39,7
Ca(OH) ₂ (к)	-986,6	-896,8	76,1
Cl ₂ (г)	0	0	222,9
Cl ₂ O (г)	76,6	94,2	266,2
ClO ₂ (г)	105,0	122,3	257,0
Cl ₂ O ₇ (ж)	251,0	—	—
Cr ₂ O ₃ (к)	-1440,6	-1050,0	81,2
Cu (к)	0	0	33,1
CuO (к)	-162,0	-129,9	42,6

Вещество	ΔH_{298}° , кДж/моль	ΔG_{298}° , кДж/моль	S_{298}° , Дж/моль·К
Fe (к)	0	0	27,2
FeO (к)	-264,8	-244,3	60,8
Fe ₂ O ₃ (к)	-822,2	-740,3	87,4
Fe ₃ O ₄ (к)	-1117,1	-1014,2	146,2
H ₂ (г)	0	0	130,5
HBr (г)	-36,6	-53,3	198,6
HCN (г)	135,0	125,5	113,1
HCl (г)	-92,3	-95,3	186,7
HCl (ж)	-167,5	-131,2	55,2
HF (г)	-270,7	-272,8	178,7
HI (г)	26,6	1,8	206,5
H ₂ O (г)	-241,8	-228,6	188,7
H ₂ O (ж)	-285,8	-237,3	70,1
H ₂ O ₂ (г)	-135,9	-105,7	234,4
H ₂ O ₂ (ж)	-187,9	-120,5	109,6
H ₂ S (г)	-21,0	-33,8	205,7
KCl (к)	-435,9	-408,8	82,5
KClO ₃ (к)	-391,2	-289,9	143,0
Mg (к)	0	0	32,7
MgCl ₂ (к)	-641,1	-591,6	89,9
Mg ₃ N ₂ (к)	-461,1	-400,9	87,9
MgO (к)	-601,8	-569,6	26,9
Mg(OH) ₂ (к)	-924,7	-833,7	63,2
NaOH (к)	-426,6	-337,0	64,2
N ₂ (г)	0	0	191,5
NH ₃ (г)	-46,2	-16,6	192,5
NH ₄ NO ₂ (к)	-256	—	—
NH ₄ NO ₃ (к)	-365,4	-183,8	151
N ₂ O (г)	82,0	104,1	219,9
NO (г)	90,3	86,6	210,6
N ₂ O ₃ (г)	83,3	140,5	307,0
NO ₂ (г)	33,5	51,5	240,2
O ₂ (г)	0	0	205,1
S (ромб)	0	0	31,9
SO ₂ (г)	-296,9	-300,4	248,1
SO ₃ (г)	-395,9	-311,2	256,7
Ti (к)	0	0	30,6
TiO ₂ (к)	-943,9	-888,6	50,3

СЛОВАРЬ ТЕРМИНОВ И ОПРЕДЕЛЕНИЙ

Аккумулятор — гальваническая батарея обратимого действия.

Активированный комплекс — промежуточное образование, неустойчивая «молекула», способная в ходе химической реакции самопроизвольно распасться на реагенты или на продукты реакции.

Аллотропия — явление, когда один и тот же элемент в свободном состоянии может образовывать несколько простых веществ.

Амфотерные оксиды — оксиды, которые обладают двойственными свойствами и ведут себя в одних условиях как основные, а в других — как кислотные оксиды.

Анионы — отрицательно заряженные ионы.

Анод — положительно заряженный электрод, на котором происходят реакции окисления.

Атом — электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженных электронов.

Атомная орбиталь — пространство вокруг ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона.

Биогенез — образование органических соединений живыми организмами; процесс возникновения, зарождения живого.

Биокатализ — процесс ускорения свойственных живой природе химических процессов в присутствии катализатора.

Валентность — свойство атомов одного элемента присоединять определенное число атомов другого элемента.

Взвеси — малоустойчивые дисперсные системы со сравнительно крупными распределенными частицами дисперсной фазы.

Внутренняя энергия (E) — функция состояния, определяемая соотношением $\Delta E = q - W$, где q — теплота, W — работа, мера переноса теплоты в изохиорном химическом процессе.

Водородная связь — слабая химическая связь, которая может быть внутримолекулярной и межмолекулярной. Водородная связь возникает между молекулами, в состав которых входят водород и сильно электроотрицательный элемент (F, O, N, Cl, S).

Водородный показатель pH — десятичный логарифм концентрации водородных ионов, взятый с обратным знаком.

Восстановитель — атом, молекула, ион, отдающий электроны.

Восстановление — процесс присоединения электронов атомом, молекулой, ионом.

Внутримолекулярная окислительно-восстановительная реакция — реакция, в которой окислитель и восстановитель находятся в одном и том же веществе.

Гальванический элемент — система, которая продуцирует электрический ток на основе окислительно-восстановительных реакций, протекающих на электродах.

Гетерогенный катализ — процесс, при котором катализатор и реагирующие вещества находятся в разных агрегатных состояниях.

Главное квантовое число n — целое число n , обозначающее номер уровня, характеризует энергию электронов, занимающих данный энергетический уровень.

Гомогенный катализ — процесс, при котором катализатор и реагирующие вещества находятся в одном и том же агрегатном состоянии.

Графические электронные формулы — структура электронных оболочек, изображаемая с помощью энергетических, или квантовых, ячеек.

Дисперсная система — система, в среде которой распределено в виде очень мелких частиц другое вещество — дисперсная фаза.

Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи — механизм образования ковалентной связи за счет двухэлектронного облака одного атома (донора) и свободной орбитали другого атома (акцептора).

Закон Гесса — закон постоянства теплоты реакции, является основным законом термохимии.

Закон действия масс (действующих масс) — один из основных законов химической кинетики, носящий имя Гульдберга и Вааге и гласящий, что скорость реакции пропорциональна произведению молярных концентраций всех реагентов, взятых в степени, равной коэффициенту при соответствующем реагенте в уравнении реакции.

Закон периодичности — свойства простых тел, а также форма и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины атомных весов элементов.

Закон Рауля — относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором равно молярной доле растворенного вещества.

Закон сохранения массы веществ — масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции.

Зарядка аккумулятора — процесс, происходящий под воздействием внешнего источника напряжения, в результате которого между первоначально одинаковыми электродами появляется разность потенциалов.

Ингибитор — вещество, замедляющее скорость химической реакции.

Ионная, или электровалентная, связь — химическая связь между ионами, осуществляемая благодаря электростатическому притяжению.

Ионное произведение воды — произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов в воде, являющееся при неизменной температуре постоянной величиной.

Истинные растворы — чрезвычайно устойчивые системы, в которых размеры частиц дисперсной фазы близки к размерам молекул вещества дисперсионной среды.

Катализатор — вещество, влияющее на скорость химической реакции, но остающееся неизменным к концу реакции.

Каталитическая реакция — реакция, протекающая в присутствии катализатора.

Катионы — положительно заряженные ионы.

Катод — отрицательно заряженный электрод, на котором происходят реакции восстановления.

Кинетическая кривая реакции — графическое изображение зависимости концентрации компонента реакции от времени при изучении скорости химической реакции.

Кинетическое уравнение реакции — уравнение, выражающее соотношение между скоростью реакции взаимодействия веществ и их концентрациями.

Кислота (по Аррениусу) — вещество, образующее при диссоциации в растворе ион(ы) водорода.

Кислотные оксиды — оксиды, которым соответствуют кислоты.

Ковалентная связь — связь, осуществляемая парой электронов, ранее принадлежавших отдельным атомам.

Константа равновесия — величина, характеризующая количественную взаимосвязь концентраций компонентов реакционной системы при химическом равновесии.

Константа скорости химической реакции — коэффициент пропорциональности, позволяющий учесть различие между единицами измерения скорости и концентраций. Численно равен скорости реакции, в которой концентрации реагентов (или продуктов) равны 1.

Катализ — процесс изменения скорости реакции под действием катализатора.

Каталитический яд — вещество, образующее стойкое соединение с катализатором и нейтрализующее его активность.

Коллоидный раствор — высокодисперсная двухфазная система, состоящая из дисперсионной среды и дисперсной фазы с размерами частиц от 1 до 100 нм.

Коррозия — процесс химического и электрохимического разрушения металлов и сплавов в результате воздействия на них окружающей среды.

Магнитное квантовое число m — определяет положение атомной орбитали в пространстве относительно внешнего магнитного или электрического поля.

Массовая доля растворенного вещества — безразмерная физическая величина, равная отношению массы растворенного вещества к общей массе раствора.

Массовое число — суммарное число протонов и нейтронов в ядре атома.

Межмолекулярная окислительно-восстановительная реакция — реакция, в которой окислитель и восстановитель находятся в разных веществах.

Металлическая связь — тип химической связи, при котором электроны, ее осуществляющие, обобществлены («электронный газ») и перемещаются по всему объему.

Металлотермия — процесс восстановления металлов из их соединений химически более активными металлами.

Метод электронного баланса — число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединенных окислителем.

Молекула — наименьшая частица данного вещества, обладающая его химическими свойствами.

Моль — это количество вещества, содержащее столько структурных единиц (молекул, атомов, ионов и др.), сколько атомов содержится в 0,012 кг изотопа углерода ^{12}C .

Моляльная концентрация (моляльность) — величина, которая выражается числом молей растворенного вещества в 1000 г растворителя.

Молярная доля — величина, равная отношению числа молей данного вещества в растворе к общему числу молей веществ, образующих раствор.

Молярная концентрация (молярность) — величина, равная отношению количества растворенного вещества к объему раствора.

Молярная масса — величина, равная отношению массы вещества к количеству вещества.

Нейтрон — элементарная частица, входящая в состав ядра, не имеющая заряда, ее масса равна 1 атомной единице массы.

Нуклоны — общее название протонов и нейтронов.

Окисление — процесс отдачи электронов атомом, молекулой, ионом.

Окислитель — атом, молекула, ион, присоединяющие электроны.

Окислительно-восстановительная реакция — реакция, протекающая с изменением степени окисления атомов, входящих в состав реагирующих веществ.

Оксиды — химические соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород.

Основание (по Аррениусу) — вещество, диссоциирующее в воде с отщеплением гидроксид-иона(ов) OH^- .

Основные оксиды — оксиды, которым соответствуют гидроксиды, относящиеся к классу оснований.

Относительная атомная масса химического элемента A_r — величина, равная отношению средней массы атомов естественного изотопического состава элемента к $1/12$ массы атома изотопа углерода ^{12}C .

Относительная молекулярная масса вещества M_r — величина, равная отношению средней массы молекулы естественного изотопического состава вещества к $1/12$ массы атома углерода ^{12}C .

Побочное (орбитальное или азимутальное) квантовое число l определяет форму атомной орбитали.

Постоянная Авогадро N_A — число $6,02 \cdot 10^{23}$ 1/моль, показывающее число структурных единиц в моле любого вещества.

Принцип Паули — в атоме не может быть даже двух электронов, имеющих одинаковый набор всех четырех квантовых чисел.

Простое вещество — вещество, состоящее из атомов одного элемента.

Протон — элементарная частица, входящая в состав ядра, имеющая массу, приблизительно равную 1 атомной единице массы (а. е. м.), и заряд +1.

Правило фаз Гиббса — правило, определяющее соотношение между числом степеней свободы, числом фаз и числом компонентов системы, находящейся в состоянии равновесия.

Принцип Ле Шателье — правило, позволяющее произвести качественную оценку направления равновесного химического процесса при действии различных внешних факторов.

Промоторы — вещества, добавление которых в небольших количествах активизирует катализатор.

Реакции нейтрализации — реакции между основаниями и кислотами, в процессе которых образуются нейтральная соль и вода.

Реакция диспропорционирования — реакция, сопровождающаяся одновременным увеличением и уменьшением степени окисления атомов одного и того же элемента.

Ряд стандартных электродных потенциалов — ряд, в котором металлы расположены в порядке возрастания алгебраической величины их стандартных электродных потенциалов.

Скорость химической реакции — какие-либо изменения в реакционной системе, отнесенные к промежутку времени, за который они происходят (чаще всего $v = \Delta C / \Delta t$), где ΔC — изменение концентрации продукта реакции или реагента за промежуток времени Δt .

Сложное вещество — вещество, образующееся при химическом взаимодействии атомов разных элементов.

Современная формулировка периодического закона Д. И. Менделеева — свойства химических элементов, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядер их атомов.

Соли — электролиты, диссоциирующие в водных растворах с образованием катиона металла и аниона кислотного остатка.

Спиновое квантовое число s — принимает лишь два возможных значения $+1/2$ и $-1/2$, они соответствуют двум возможным и противоположным друг другу направлениям собственного магнитного момента электрона.

Степень окисления — это заряд элемента в соединении, вычисленный на основе предположения, что все связи в молекуле носят ионный характер.

Термохимия — раздел физической химии, изучающий тепловые эффекты химических процессов.

Термохимическое уравнение — уравнение химической реакции, включающее тепловой эффект реакции в расчете на 1 моль реагентов и продуктов реакции с обязательным указанием их физического состояния.

Уравнение Аррениуса — количественная закономерность, связывающая константу скорости химической реакции с энергией активации: $k = A \cdot \exp(E/RT)$.

Фаза — часть системы, ограниченная со всех сторон физическими поверхностями раздела, но не содержащая в своих пределах таких поверхностей.

Фазовое равновесие — равновесие между двумя фазами вещества, или равновесие между различными агрегатными состояниями вещества.

Ферментативные процессы — каталитические реакции, происходящие в живых организмах под влиянием ферментов.

Ферменты — сложные вещества белкового происхождения, обладающие узкоспецифическим каталитическим действием.

Функции состояния — параметры, описывающие состояние системы, или такая функция, изменение которой в любом процессе зависит только от состояния системы, но не от ее предыстории.

Функция Гиббса (энергия Гиббса) — функция состояния системы, численно равна $\Delta G = \Delta H - T \cdot \Delta S$, характеризует способность химических реакций к самопроизвольному протеканию.

Химическая кинетика — учение о скоростях различных процессов (химических реакций, растворения, парообразования и др.) и их механизмах.

Химическая эволюция — установление закономерностей самопроизвольного (без участия человека) синтеза новых химических соединений, являющихся более высокоорганизованными продуктами по сравнению с исходными веществами.

Химический элемент — каждый отдельный вид атомов.

Химическое равновесие — состояние реакционной системы, при котором одновременно протекают прямая и обратная реакции, причем скорости их равны.

Число степеней свободы — число параметров, которые можно изменять независимо друг от друга.

Экзотермическая реакция — реакция, идущая с выделением тепла.

Эндотермическая реакция — реакция, идущая с поглощением тепла.

Электродный потенциал — разность потенциалов, возникающая на границе раздела металл–раствор при погружении металла в раствор электролита.

Электролиз — окислительно-восстановительные реакции, которые протекают на электродах в растворах или расплавах электролита при пропускании через них электрического тока.

Электрохимическая реакция — реакция, сопровождающаяся возникновением электрического тока.

Энергия активации — минимальная энергия, которую необходимо сообщить молекуле или паре молекул для того, чтобы они вступили в реакцию.

Энтальпия — функция состояния, определяемая соотношением $H = E + P \cdot V$, иначе, теплосодержание системы, мера переноса теплоты в химическом процессе, идущем при постоянном давлении.

Энтальпия образования — термохимическая характеристика соединения, определяемая как изменение энтальпии реакции, приводящей к образованию данного соединения из химических элементов, взятых в их типичных агрегатных состояниях и модификациях при нормальных условиях ($t = 25^\circ\text{C}$, $p = 1$ атм).

Энтропия — функция состояния, являющаяся мерой неупорядоченности системы, определяется формулой Больцмана $S = (R/N_A) \cdot \ln W$, где R — универсальная газовая постоянная; N_A — постоянная Авогадро; W — термодинамическая вероятность состояния вещества.

БИБЛИОГРАФИЧЕСКИЙ СПИСОК

ОСНОВНАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. *Глинка, Н. Л.* Общая химия. — М. : Интеграл-Пресс, 2002. — 728 с.
2. *Глинка, Н. Л.* Задачи и упражнения по общей химии. — М. : Интеграл-Пресс, 2008. — 240 с.
3. *Карапетьянц, М. Х.* Общая и неорганическая химия / М. Х. Карапетьянц, С. И. Дракин. — М. : Химия, 1994. — 592 с.
4. *Коровин, Н. В.* Общая химия. — М. : Высшая школа, 2002. — 558 с.
5. Краткий справочник физико-химических величин / под ред. А. А. Равделя и М. А. Пономаревой. — Л. : Химия, 1983. — 232 с.
6. *Литвинова, Т. Н.* и др. 1000 тестов по химии для студентов медицинских вузов. — Ростов н/Д : Феникс, 2007. — 429 с.

ДОПОЛНИТЕЛЬНАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. *Ахметов, Б. В.* Физическая и коллоидная химия / Б. В. Ахметов [и др.] — Л. : Химия, 1986. — 205 с.
2. *Барковский, Е. В.* Тесты по химии для школьников и абитуриентов / Е. В. Барковский, А. И. Врублевский. — Минск : ООО «Юнипресс», 2002. — 192 с.
3. *Витинг, Л. М.* Задачи и упражнения по общей химии / Л. М. Витинг, Л. А. Резницкий. — М. : Изд-во МГУ, 1995. — 221 с.
4. *Горбачев, В. В.* Концепции современного естествознания. — М. : ООО Издательский дом «Оникс 21 век»: ООО «Издательство «Мир и Образование», 2003. — 592 с.
5. *Дубнищева, Т. Я.* Концепции современного естествознания. — Новосибирск : Сиб. унив. изд-во, 2003. — 407 с.
6. *Крешков, А. П.* Основы аналитической химии. — М. : Химия, 1965. — Кн. 1. — 471 с. — Кн. 2. — 456 с.
7. *Кузьменко, Н. Е.* Химия. Тесты для школьников и поступающих в вузы / Н. Е. Кузьменко, В. В. Еремин. — М. : Издательство «Экзамен», 2006. — 349 с.

8. Общая химия / под ред. Е. М. Соколовского, Г. Д. Вовченко, Л. С. Гузея. — М. : Изд-во МГУ, 1980. — 722 с.
 9. *Полинг, Л.* Химия. Пер. с англ. / Л. Полинг, П. Полинг. — М. : Мир, 1978. — 683 с.
 10. *Рунов, Н. Н.* Строение атомов и молекул. — М. : Просвещение, 1987. — 143 с.
 11. *Степин, Б. Д.* Книга по химии для домашнего чтения / Б. Д. Степин, Л. Ю. Аликберова. — М. : Химия, 1995. — 400 с.
 12. *Хомченко, Г. П.* Химия для поступающих в вузы. — М. : Высшая школа, 1994. — 447 с.
 13. *Хомченко, Г. П.* Задачи по химии для поступающих в вузы / Г. П. Хомченко, И. Г. Хомченко. — М. : Высшая школа, 1993. — 302 с.
-

СИСТЕМНЫЕ ТРЕБОВАНИЯ

- Процессор — Intel Atom 270/celeron 900 MHz.
- Оперативная память — 512 МБ.
- Операционная система — Windows XP SP2/Vista/Seven.
- .NET framework — version 3.5.
- DVD-ROM-привод.

СОДЕРЖАНИЕ

Вводный модуль	3
От автора	3
Выписка из ГОС о содержании дисциплины «Химия»	5
Список вопросов к экзамену по химии	6
Начальный тест на проверку элементарных знаний по химии	8
Происхождение химических элементов	18

Модуль 1

Периодический закон и Периодическая система

элементов Д. И. Менделеева	23
1.1. Формулировка периодического закона по Д. И. Менделееву	23
1.2. Структура Периодической системы элементов по Д. И. Менделееву	24
1.2.1. Периоды	25
1.2.2. Группы элементов	26
1.2.3. Изменение металлических и неметаллических свойств элементов в периоде и по подгруппе	27
1.2.4. Кислородные и водородные соединения элементов	28
1.2.5. Периодически повторяющиеся свойства соединений элементов	29
1.3. Основные сведения о строении атома	32
1.3.1. Состав атомных ядер	33
1.3.2. Строение электронных оболочек	34
1.3.3. Каковы они на самом деле	46
1.4. Периодический закон и Периодическая система элементов в свете учения о строении атома	49
1.5. Значение периодического закона и теории строения атома	52
1.6. Естественные границы Периодической системы	54
1.7. Химическая связь и строение молекул	55
1.7.1. Ковалентная связь	55
1.7.2. Ионная связь	57
1.7.3. Металлическая связь	58
1.7.4. Водородная связь	58
1.8. Краткие сведения о металлах	61
1.8.1. Природные ресурсы и способы получения металлов	61

1.8.2. Физические свойства металлов	63
1.8.3. Химические свойства металлов	63
1.9. Краткие сведения о неметаллах	67
1.9.1. Природные ресурсы и общие свойства неметаллов	68
1.9.2. Физические свойства неметаллов	68
1.9.3. Химические свойства неметаллов	69
Вопросы для самоконтроля	71
Задачи для самостоятельного решения	73
<i>Тестовые задания.</i> Тема 1.1. Строение электронных оболочек атомов ..	74
<i>Тестовые задания.</i> Тема 1.2. Периодический закон и Периодическая система элементов. Характер изменения свойств элементов и их соединений по периодам, группам и подгруппам	84
Литература	94
 <i>М о д у л ь 2</i>	
Физико-химические системы	95
2.1. Вода. Водные растворы	95
2.1.1. Вода	96
2.1.2. Общая характеристика растворов	96
2.1.3. Способы выражения содержания растворенного вещества	97
2.1.4. Жесткость воды и способы ее устранения	102
2.1.5. Растворы неэлектролитов. Законы Рауля для разбавленных растворов неэлектролитов	105
2.1.6. Растворы электролитов	109
2.1.7. Кислотность и основность по Бренстеду–Лоури. Кислоты и основания Льюиса	125
2.1.8. Общая и активная кислотность. Индикаторы	126
2.2. Дисперсные системы	128
2.2.1. Понятие о дисперсных системах	128
2.2.2. Примеры дисперсных систем	130
Вопросы для самоконтроля	131
Задачи для самостоятельного решения	133
<i>Тестовые задания.</i> Тема 2.1.3. Способы выражения содержания растворенного вещества.	
Тема 2.1.6. Растворы электролитов	136
Литература	147
 <i>М о д у л ь 3</i>	
Общие закономерности химических процессов	148
3.1. Термодинамические системы	150
3.1.1. Основные понятия, определения и законы термодинамики	150
3.1.2. I закон термодинамики. Изобарные процессы, изохорные процессы	153
3.1.3. Понятие о II законе термодинамики	160
3.2. Скорость химической реакции	165
3.3. Равновесные системы. Химическое равновесие	176
3.3.1. Обратимые и необратимые реакции	176
3.3.2. Смещение равновесия. Принцип Ле Шателье	177
3.3.3. Константа равновесия и ее физический смысл	179
3.4. Фазовые равновесия. Правило фаз Гиббса	181
3.5. Неравновесные системы	183

3.5.1. Колебательные реакции	183
3.5.2. Отличие неравновесной структуры от равновесной	185
Вопросы для самоконтроля.	
Тема 3.1. Термодинамические системы	186
Вопросы для самоконтроля. Тема 3.2. Скорость химической реакции. Тема 3.3. Равновесные системы.	
Химическое равновесие	187
Задачи для самостоятельного решения.	
Тема 3.1. Термодинамические системы	187
Задачи для самостоятельного решения. Тема 3.2. Скорость химической реакции. Тема 3.3. Равновесные системы.	
Химическое равновесие	189
<i>Тестовые задания.</i> Тема 3.1. Термодинамические системы	191
<i>Тестовые задания.</i> Тема 3.2. Скорость химической реакции.	
Тема 3.3. Равновесные системы. Химическое равновесие	200
Литература	212

М о д у л ь 4

Окислительно-восстановительные системы.

Окислительно-восстановительные реакции	213
4.1. Теория окислительно-восстановительных реакций.	
Основные положения	213
4.2. Классификация окислительно-восстановительных реакций	215
4.3. Электроотрицательность	215
4.4. Степень окисления	216
4.5. Окислители и восстановители	217
4.5.1. Важнейшие окислители и восстановители	217
4.5.2. Окислители	218
4.5.3. Восстановители	221
4.5.4. Окислительно-восстановительная двойственность	222
4.6. Метод электронного баланса. Алгоритм расстановки коэффициентов в уравнениях ОВР	222
4.7. Эквивалентность масс окислителя/восстановителя	224
Вопросы для самоконтроля	225
Задачи для самостоятельного решения	226
<i>Тестовые задания.</i>	
Тема 4. Окислительно-восстановительные реакции	229
Литература	240

М о д у л ь 5

Электрохимические системы	241
5.1. Электрохимические системы.	
Основные понятия и определения	242
5.2. Электродный потенциал	242
5.2.1. Измерение электродных потенциалов.	
Ряд стандартных электродных потенциалов	244
5.3. Гальванические элементы. ЭДС	245
5.3.1. Гальванические элементы	245
5.3.2. Электродвижущая сила (ЭДС)	246
5.3.3. Уравнение Нернста	246
5.3.4. Концентрационные гальванические элементы	248
5.3.5. Аккумуляторы	249
5.4. Электролиз	252
5.4.1. Электролиз. Основные понятия и определения	252

5.4.2. Электролиз расплава электролита	253
5.4.3. Электролиз водных растворов электролитов	255
5.4.4. Количественные соотношения при электролизе. Законы Фарадея	259
5.5. Электрохимическая коррозия металлов	261
5.6. Защита металлов от коррозии	265
Вопросы для самоконтроля	269
Задачи для самостоятельного решения	270
<i>Тестовые задания. Тема 5. Электрохимические системы</i>	271
Литература	283
Заключительный модуль	285
Экзаменационные тесты	285
Ответы к тестам	331
Разбор тестов	334
Модуль 1. Тема 1.1. Строение электронных оболочек атомов. Тест 3	334
Модуль 1. Тема 1.2. Периодический закон и Периодическая система элементов. Характер изменения свойств элементов и их соединений по периодам, группам и подгруппам. Тест 3	338
Модуль 2. Тема 2.1.3. Способы выражения содержания растворенного вещества. Тема 2.1.6. Растворы электролитов. Тест 3	340
Модуль 3. Тема 3.1. Термодинамические системы. Тест 3	342
Модуль 3. Тема 3.2. Скорость химической реакции. Тема 3.3. Равновесные системы. Химическое равновесие. Тест 3	344
Модуль 4. Тема 4. Окислительно- восстановительные реакции. Тест 3	346
Модуль 5. Тема 5. Электрохимические системы. Тест 3	348
Экзаменационный тест. Тест 3	353
Материал для повторения	356
Относительная атомная масса	356
Относительная молекулярная масса	357
Моль. Молярная масса	358
Основные стехиометрические (количественные) законы химии	359
Справочные материалы	364
Словарь терминов и определений	371
Библиографический список	377

Евгения Валентиновна БУДЯК
ОБЩАЯ ХИМИЯ
Учебно-методическое пособие
Издание третье,
переработанное и дополненное

Зав. редакцией
физико-математической литературы *А. П. Погода*
Ответственный редактор *А. О. Масленникова*
Художественный редактор *С. Ю. Малахов*
Корректоры *Т. В. Ананченко, В. М. Гончар*
Подготовка иллюстраций *Н. А. Платонова, Е. Е. Егорова*
Выпускающие *В. А. Медведевских, Ю. Г. Бакшианова*

ЛР № 065466 от 21.10.97
Гигиенический сертификат 78.01.07.953.П.007216.04.10
от 21.04.2010 г., выдан ЦГСЭН в СПб

Издательство «ЛАНЬ»
lan@lanbook.ru; www.lanbook.com
192029, Санкт-Петербург, Общественный пер., 5.
Тел./факс: (812)412-29-35, 412-05-97, 412-92-72.
Бесплатный звонок по России: 8-800-700-40-71

Подписано в печать 24.01.11.
Бумага офсетная. Гарнитура Школьная. Формат 60×90^{1/16}.
Печать офсетная. Усл. п. л. 24,00. Тираж 1500 экз.

Заказ №

Отпечатано в полном соответствии с качеством
предоставленных материалов в ОАО «Дом печати — ВЯТКА»
610033, г. Киров, ул. Московская, 122

ГДЕ КУПИТЬ

ДЛЯ ОРГАНИЗАЦИЙ:

Для того, чтобы заказать необходимые Вам книги,
достаточно обратиться в любую из торговых компаний
Издательского Дома «ЛАНЬ»:

по России и зарубежью

«ЛАНЬ-ТРЕЙД»

192029, Санкт-Петербург, ул. Крупской, 13

тел.: (812) 412-85-78, 412-14-45, 412-85-82

тел./факс: (812) 412-54-93

e-mail: trade@lanbook.ru

ICQ: 446-869-967

www.lanpbl.spb.ru/price.htm

в Москве и в Московской области

«ЛАНЬ-ПРЕСС»

109263, Москва, 7-ая ул. Текстильщиков, д. 6/19

тел.: (499) 178-65-85

e-mail: lanpress@lanbook.ru

в Краснодаре и в Краснодарском крае

«ЛАНЬ-ЮГ»

350072, Краснодар, ул. Жлобы, д. 1/1

тел.: (861) 274-10-35

e-mail: lankrd98@mail.ru

ДЛЯ РОЗНИЧНЫХ ПОКУПАТЕЛЕЙ:

интернет-магазины:

Издательство «Лань»: <http://www.lanbook.com>

«Сова»: <http://www.symplex.ru>

«Ozon.ru»: <http://www.ozon.ru>

«Библион»: <http://www.biblion.ru>