

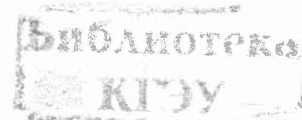
Л. Ф. УРЯДОВА, Н. Д. ЧИЧИРОВА

*Допущено УМО по образованию в области энергетики
для студентов высших учебных заведений*

ХИМИЯ

2-е издание, исправленное

Казань - 2002



136008

УДК 546
ББК 54(07)
У 739

Урядова Л.Ф., Чичирова Н.Д. Химия: Учебно-практическое пособие. 2-е издание, исправленное. Казань, 2002.

Первая часть пособия является кратким системным конспектом курса, в котором даны основные теоретические представления наиболее важных разделов курса химии в наглядной таблично-графической форме и приведена методика решения различного рода задач.

Вторая часть содержит вопросы и задачи по основным разделам курса.

Пособие предназначено для студентов энергетических специальностей вузов различных форм обучения и особенно для студентов заочной и дистанционной форм обучения и будет полезно при самостоятельной работе и решении контрольных работ и расчетных заданий. Преподавателям пособие позволит облегчить работу по составлению многовариантных заданий для контроля знаний студентов.

Рецензенты

Докт. хим. наук, профессор Ю.И.Сальников
Докт. хим. наук, профессор О.В.Михайлов

ISBN 5-98039-001-4

© Урядова Л.Ф., 2002
© Чичирова Н.Д., 2002

О Г Л А В Л Е Н И Е

Предисловие.....	9
ЧАСТЬ 1. ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ. МЕТОДИКА РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ	11
1. ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ.....	13
1.1. Эквиваленты химических элементов.....	13
1.2. Эквиваленты сложных веществ	14
1.3. Закон эквивалентов.....	15
2. СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН.....	16
2.1. Основные этапы в познании строения атома.....	16
2.2. Квантовая модель строения атома.....	19
2.2.1. Основное уравнение квантовой механики.....	19
2.2.2. Квантовые числа.....	19
2.2.3. Форма орбиталей и их положение в пространстве.....	20
2.3. Электронное строение атомов химических элементов.....	21
2.3.1. Принципы и правила заполнения электронами уровней, подуровней и атомных орбиталей в многоэлектронных атомах.....	21
2.3.2. Число подуровней в уровне и максимальное число электронов на энергетическом уровне.....	22
2.3.3. Условные способы изображения заселенности электронных оболочек атомов.....	23
2.3.4. Примеры описания электронного строения атомов.....	24
2.4. Периодический закон и периодическая система элементов.....	25
2.4.1. Связь между электронным строением атома и его положением в периодической системе элементов.....	26
2.4.2. Типы химических элементов и их положение в периодической системе элементов.....	27
2.4.3. Периодичность в изменении свойств химических элементов.....	28

3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.....	29
3.1. Ковалентная химическая связь.....	29
3.2. Донорно-акцепторная химическая связь.....	30
3.3. Описание ковалентной связи в методе валентных связей (ВС).....	31
3.4. Свойства ковалентной связи.....	31
3.5. Характеристики ковалентной связи.....	32
3.6. Валентность.....	33
3.7. Гибридизация атомных орбиталей.....	34
3.8. Кратность ковалентной химической связи.....	35
3.9. Примеры описания ковалентной химической связи в рамках метода ВС.....	36
3.10. Описание ароматической химической связи в рамках метода ВС.....	37
3.11. Метод молекулярных орбиталей (ММО).....	38
3.12. Заполнение МО в молекулах элементов второго периода и характеристики связи.....	39
3.13. Описание химической связи в молекуле N_2 в рамках метода МО.....	40
3.14. Водородная химическая связь.....	41
3.15. Металлическая связь.....	42
3.16. Ионная химическая связь.....	43
4. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ.....	44
4.1. Основные понятия химической термодинамики.....	44
4.2. Важнейшие функции состояния, характеризующие химические процессы.....	45
4.3. Основные законы термодинамики.....	46
4.4. Основные понятия термохимии.....	47
4.5. Основной закон термохимии.....	48
4.6. Вычисление энтальпий различных процессов.....	49
4.7. Теплоты сгорания веществ и теплотворная способность топлива.....	50
4.8. Вычисление изменения энтропии различных процессов.....	51
4.9. Вычисление изменения энергии Гиббса в химических реакциях.....	52

4.10. Определение направления протекания процесса при температурах, отличных от стандартной.	53
5. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.	54
5.1. Основные понятия.	54
5.2. Закон действующих масс. Константа химического равновесия.	55
5.3. Примеры расчета равновесных концентраций и константы химического равновесия.	56
5.4. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье.	57
5.5. Примеры определения направления смещения положения химического равновесия.	58
5.6. Связь между константой равновесия и величиной ΔG^0 реакции.	59
6. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА.	60
6.1. Основные понятия химической кинетики.	60
6.2. Основной закон химической кинетики (закон действующих масс).	61
6.3. Примеры решения задач по основному закону химической кинетики.	62
6.4. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа.	63
6.5. Энергия активации. Уравнение Аррениуса.	64
6.6. Катализ.	65
7. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ.	66
7.1. Способы выражения концентрации растворов.	66
7.1.1. Массовая доля.	67
7.1.2. Молярная концентрация.	68
7.1.3. Молярная концентрация эквивалента.	69
7.1.4. Моляльная концентрация.	70
7.2. Переход от одного способа выражения концентрации к другому.	71
7.3. Приготовление раствора одной концентрации из раствора другой концентрации.	72
7.4. Расчеты при разбавлении растворов.	73

7.5. Приготовление разбавленных растворов из более концентрированных растворов.....	74
8. ОБЩИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ.....	75
8.1. Основные понятия.....	75
8.2. Осмотическое давление разбавленных растворов неэлектролитов.....	76
8.3. Давление пара разбавленных растворов неэлектролитов. Первый закон Рауля.....	77
8.4. Температура замерзания и кипения растворов неэлектролитов. Второй закон Рауля.....	78
9. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.....	79
9.1. Основные понятия.....	79
9.2. Растворы слабых электролитов.....	80
9.3. Растворы сильных электролитов.....	81
9.4. Ионное произведение воды. Водородный показатель.....	82
9.5. Изотонический коэффициент.....	83
9.6. Произведение растворимости.....	84
9.7. Гидролиз солей.....	85
9.8. Степень гидролиза. Константа гидролиза.....	86
9.9. Гидролиз солей различных типов.....	87
9.10. Примеры реакций гидролиза некоторых солей.....	88
10. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.....	89
10.1. Определение степеней окисления элементов.....	89
10.2. Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций.....	90
10.2.1. Метод электронного баланса.....	90
10.2.2. Метод электронно-ионного баланса.....	91
10.4. Особые случаи составления уравнений окислительно-восстановительных реакций.....	94
10.5. Молярные массы эквивалентов окислителей и восстановителей.....	96
10.6. Влияние среды на окислительно-восстановительные свойства соединений.....	96

11. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ.....	98
11.1. Основные понятия.....	98
11.2. Электродные потенциалы.....	99
11.3. Гальванические элементы.....	100
11.4. Электродвижущая сила гальванического элемента.....	101
11.5. Электролиз веществ.....	102
11.6. Электродные процессы при электролизе водных растворов.....	103
11.6.1. Последовательность процессов восстановления на катоде.....	103
11.6.2. Последовательность электродных процессов окисления на аноде.....	104
11.7. Примеры описания электролиза водных растворов солей.....	105
11.8. Законы электролиза.....	106
12. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ.....	107
12.1. Химическая коррозия.....	107
12.2. Электрохимическая коррозия.....	108
12.3. Отношение металлов к коррозии.....	109
12.4. Виды электрохимической коррозии.....	110
12.5. Защита металлов от коррозии.....	111
12.5.1. Катодные и анодные защитные покрытия.....	112
ЧАСТЬ 2. ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ.....	113
1. ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ.....	115
2. СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН.....	118
3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.....	124
4. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ.....	128
5. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ.....	136
6. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА.....	145

7. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ.....	151
8. ОБЩИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ.....	155
9. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ.....	160
10. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ.....	168
11. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ.....	174
12. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ.....	181
СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ.....	183
Приложение.....	184
Таблица вариантов контрольных и расчетных заданий.....	192

ПРЕДИСЛОВИЕ

Настоящая книга предназначена для студентов энергетических специальностей вузов, изучающих курс химии. Рекомендуется для студентов всех форм обучения и особенно для студентов-заочников.

Курс химии является фундаментальной дисциплиной, на положениях которой базируются многие разделы специальных дисциплин. Поэтому важно не только знание основных закономерностей курса химии, но и умение применять эти знания для решения конкретных вопросов и задач, что часто вызывает у студентов значительные затруднения. Поскольку дисциплину «Химия» студенты изучают как правило на первом курсе, им сложно выделять основные наиболее важные положения изучаемого раздела, писать краткие, но содержательные конспекты. Пособие призвано учить их этому. Оно также поможет студентам на стадии повторения пройденного теоретического материала, поскольку является кратким системным конспектом основных разделов курса.

Пособие состоит из двух частей. В первой части в наглядном конспективном виде представлены наиболее важные теоретические положения основных разделов курса, приведены главные понятия и закономерности каждого раздела и здесь же сразу приводится методика решения задач различного типа по разбираемым теоретическим положениям.

Вторая часть пособия содержит большое количество вопросов и задач (от 30 до 120) по каждому разделу курса. В конце пособия приведены справочные данные, а также таблица вариантов для выполнения контрольных и расчетных заданий студентами, изучающими курс. Большое количество системно подобранных задач (около 1000) может оказать значительную помощь преподавателю при составлении многовариантных заданий для организации самостоятельной работы студентов и проведении мероприятий по контролю за усвоением материала курса.

Пособие не заменяет учебник, а дополняет его, являясь кратким конспектом курса, и может эффективно использоваться при повторении и обобщении материала, при освоении методики решения практических задач, при самостоятельном выполнении расчетных заданий и при подготовке к контрольным мероприятиям. Пособие окажет методическую помощь студентам-заочникам, осваивающим курс химии самостоятельно или при периодическом общении с преподавателем при дистанционном обучении.

В ряде случаев пособие может быть использовано в качестве справочного, поскольку в нем приводятся практически все основные закономерности, определения, формулы, необходимые для освоения общего курса химии.

ЧАСТЬ 1

ОСНОВНЫЕ ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ПОЛОЖЕНИЯ.
МЕТОДИКА РЕШЕНИЯ ЗАДАЧ

НАСТР. I

ОБЩЕСТВЕННАЯ ПРАКТИКА ИСТОРИИ
ИЛИ ИСТОРИЯ ПРАКТИЧЕСКОГО

1. ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

Эквивалент - это реальная или условная частица вещества, которая может замещать, присоединять, высвобождать или быть каким-либо другим образом *эквивалентна* одному иону водорода в кислотно-основных или ионообменных реакциях или одному электрону в окислительно-восстановительных реакциях.

Один **моль эквивалентов** содержит столько эквивалентов, сколько атомов содержится в 0,012 кг углерода-12 ($N_A \approx 6,022 \cdot 10^{23}$ моль⁻¹).

Для водорода:

$$M_{\text{Э}}(\text{H}) = 1 \text{ г/моль}; \quad V_{\text{Э}} = 11,2 \text{ л (н.у.)};$$

для кислорода:

$$M_{\text{Э}}(\text{O}) = 8 \text{ г/моль}; \quad V_{\text{Э}} = 5,6 \text{ л (н.у.)}.$$

$M_{\text{Э}}$ - молярная масса эквивалента (масса одного моля эквивалентов), г/моль;

$V_{\text{Э}}$ - объем одного моля эквивалентов.

1.1. Эквиваленты химических элементов

Формула	Примеры	Решение
$M_{\text{Э(эл-та)}} = \frac{A_{\text{эл-та}}}{\mathbf{B}}$	Вычислите молярную массу эквивалента магния.	Валентность магния равна двум: $\mathbf{V}_{\text{Mg}} = 2$.
$M_{\text{Э(эл-та)}}$ - молярная масса эквивалента химического элемента, г/моль; \mathbf{B} - валентность элемента в данном соединении; $A_{\text{эл-та}}$ - масса моля атомов химического элемента, г/моль.	Вычислите молярную массу эквивалента азота в соединениях: N_2O , NO , NO_2 .	$M_{\text{Э}}(\text{Mg}) = \frac{A_{\text{Mg}}}{\mathbf{B}} = \frac{24,3 \text{ г/моль}}{2} = 12,15 \text{ г/моль}.$
		Для N_2O : $\mathbf{V}_{\text{N}} = 1$; $M_{\text{Э}}(\text{N}) = \frac{14 \text{ г/моль}}{1} = 14 \text{ г/моль}.$ Для NO : $\mathbf{V}_{\text{N}} = 2$; $M_{\text{Э}}(\text{N}) = \frac{14 \text{ г/моль}}{2} = 7 \text{ г/моль}.$ Для NO_2 : $\mathbf{V}_{\text{N}} = 4$; $M_{\text{Э}}(\text{N}) = \frac{14 \text{ г/моль}}{4} = 3,5 \text{ г/моль}.$

1.2. Эквиваленты сложных веществ

Формула	Примеры	Решение
$M_{\text{Э(кислоты)}} = \frac{M_{\text{кислоты}}}{\text{основность}}$	Вычислите молярную массу эквивалента серной кислоты.	$M_{\text{Э(H}_2\text{SO}_4)} = \frac{M_{\text{H}_2\text{SO}_4}}{2} = \frac{98 \text{ г/моль}}{2} = 49 \text{ г/моль.}$ $M_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 2 \cdot 1 + 32 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ г/моль.}$
$M_{\text{Э(кислоты)}}$ - молярная масса эквивалента кислоты, г/моль; Основность кислоты - число атомов водорода, которое замещается в реакции.	Найдите молярную массу эквивалента орто-фосфорной кислоты в реакции с гидроксидом калия с образованием KH_2PO_4 .	$\text{H}_3\text{PO}_4 + \text{KOH} = \text{KH}_2\text{PO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $M_{\text{Э(H}_3\text{PO}_4)} = \frac{M_{\text{H}_3\text{PO}_4}}{1} = \frac{98 \text{ г/моль}}{1} = 98 \text{ г/моль.}$ $M_{\text{H}_3\text{PO}_4} = 3 \cdot 1 + 31 + 4 \cdot 16 = 98 \text{ г/моль.}$
$M_{\text{Э(основ.)}} = \frac{M_{\text{основания}}}{\text{кислотность}}$ Кислотность основания - это число OH-групп, которое замещается в реакции.	Вычислите молярную массу эквивалента Ba(OH)_2 в реакции взаимодействия с соляной кислотой с образованием основной соли.	$\text{Ba(OH)}_2 + \text{HCl} = \text{Ba(OH)Cl} + \text{H}_2\text{O}$ $M_{\text{Э(Ba(OH)}_2)} = \frac{M_{\text{Ba(OH)}_2}}{1} = 171 \text{ г/моль.}$ $M_{\text{Ba(OH)}_2} = 137 + 2 \cdot (16 + 1) = 171 \text{ г/моль.}$
$M_{\text{Э(соли)}} = \frac{M_{\text{соли}}}{n \cdot V}$ <i>n</i> - число атомов металла; <i>V</i> - валентность металла.	Вычислите молярную массу эквивалента сульфата железа трехвалентного.	$M_{\text{Э(Fe}_2\text{(SO}_4\text{)}_3)} = \frac{400 \text{ г/моль}}{2 \cdot 3} = 66,7 \text{ г/моль.}$ $M_{\text{Fe}_2\text{(SO}_4\text{)}_3} = 2 \cdot 56 + 3(32 + 4 \cdot 16) = 400 \text{ г/моль.}$
$M_{\text{Э(оксида)}} = M_{\text{Э(O)}} + M_{\text{Э(эл.)}$ $M_{\text{Э(O)}}$ - молярная масса эквивалента кислорода; $M_{\text{Э(эл.)}}$ - молярная масса эквивалента элемента.	Найдите молярную массу эквивалента оксида алюминия.	$M_{\text{Э(Al}_2\text{O}_3)} = M_{\text{Э(Al)}} + M_{\text{Э(O)}} = 17 \text{ г/моль.}$ $M_{\text{Э(Al)}} = \frac{M_{\text{Al}}}{V_{\text{Al}}} = \frac{27 \text{ г/моль}}{3} = 9 \text{ г/моль.}$ $M_{\text{Э(O)}} = \frac{M_{\text{O}}}{V_{\text{O}}} = \frac{16 \text{ г/моль}}{2} = 8 \text{ г/моль.}$

1.3. Закон эквивалентов

Формулировка закона	Примеры	Решение
<p><i>Вещества взаимодействуют между собой в количествах, пропорциональных их эквивалентам.</i></p>	<p>Определите молярную массу эквивалента металла, если известно, что с 1,14 г металла соединяется 0,75 г кислорода. Молярная масса эквивалента кислорода $M_{\text{Э}}(\text{O})=8$ г/моль.</p>	<p>По закону эквивалентов:</p> $\frac{m_{\text{Me}}}{m_{\text{O}}} = \frac{M_{\text{Э}}(\text{Me})}{M_{\text{Э}}(\text{O})}$ $M_{\text{Э}}(\text{Me}) = \frac{m_{\text{Me}} \cdot M_{\text{Э}}(\text{O})}{m_{\text{O}}} = \frac{1,14 \text{ г} \cdot 8 \text{ г/моль}}{0,75 \text{ г}} = 12,16 \text{ г/моль.}$
<p>Масса (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам):</p> $\frac{m_1}{m_2} = \frac{M_{\text{Э}1}}{M_{\text{Э}2}}$	<p>Хлорид кальция содержит 36,1% кальция. Вычислите молярную массу эквивалента кальция, если молярная масса эквивалента хлора равна 35,5 г/моль.</p>	<p>В 100 г хлорида кальция CaCl_2 : $m_{\text{Ca}}=36,1$ г; $m_{\text{Cl}}=100-36,1=63,9$ г.</p> <p>По закону эквивалентов: $\frac{m_{\text{Ca}}}{m_{\text{Cl}}} = \frac{M_{\text{Э}}(\text{Ca})}{M_{\text{Э}}(\text{Cl})}$</p> $M_{\text{Э}}(\text{Ca}) = \frac{m_{\text{Ca}} \cdot M_{\text{Э}}(\text{Cl})}{m_{\text{Cl}}} = \frac{36,1 \text{ г} \cdot 35,5 \text{ г/моль}}{63,9 \text{ г}} = 20 \text{ г/моль.}$
$\frac{m_1}{V_1} = \frac{M_{\text{Э}1}}{V_{\text{Э}2}}$	<p>Вычислите молярную массу эквивалента металла, если известно, что 1 г этого металла вытесняет из кислоты 0,921 л водорода (н.у.).</p>	$\frac{m_{\text{Me}}}{V_{\text{(H)}}} = \frac{M_{\text{Э}}(\text{Me})}{V_{\text{Э}}(\text{H})} ; V_{\text{Э}}(\text{H}) = 11,2 \text{ л.}$ $M_{\text{Э}}(\text{Me}) = \frac{m_{\text{Me}} \cdot V_{\text{Э}}(\text{H})}{V_{\text{(H)}}} = \frac{1 \text{ г} \cdot 11,2 \text{ л}}{0,921 \text{ л}} = 12,2 \text{ г/моль.}$

2. СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

2.1. Основные этапы в познании строения атома

Этап	Время	Автор(ы)	Открытие или идея
1	2	3	4
I	V в. до н.э.	Демокрит (Греция).	Выдвинул идею о том, что все вещества состоят из мельчайших неделимых частиц - атомов («атомос» - неделимый).
II	Конец XVIII - начало XIX в.	М.Ломоносов (Россия), Д.Дальтон (Англия), Л.Лавуазье, Ж.Пруст (Франция), А.Авогадро (Италия).	Заложили научные основы атомно-молекулярного учения: <ol style="list-style-type: none"> 1. Каждый элемент состоит из чрезвычайно мелких частиц - атомов. 2. Все атомы одного элемента одинаковы. 3. Атомы различных элементов обладают разными свойствами. 4. Атомы не создаются и не разрушаются в химических реакциях. 5. Соединения образуются в результате комбинации атомов двух или нескольких элементов. В данном соединении относительные количества атомов разных сортов и сорта этих атомов всегда постоянны.
III	1895 г.	В.Крукс (Англия).	В состав атомов входят отрицательно заряженные частицы - электроны. (Опыты с катодной трубкой).
	1897 г.	Дж.Томсон (Англия).	Электроны входят в состав различных атомов. Катодные лучи появляются всегда, вне зависимости от того, из какого металла изготовлен катод. Определил для электрона отношение заряда к массе e/m .
	1909 г.	Р.Милликен (Англия).	Определил заряд электрона методом уравнивания заряженной капли. Заряд электрона равен $1,60 \cdot 10^{-19}$ Кл. Масса электрона равна $9,11 \cdot 10^{-31}$ кг. Заряд электрона называют <i>элементарной единицей заряда (-1)</i> .

1	2	3	4
IV	1896 г. 1898- 1902 гг.	А.Беккерель, П. и М. Кюри (Франция).	Открыли явление радиоактивности. Радиоактивное излучение состоит из лучей трех типов: β -лучей (поток электронов), γ -лучей (коротковолновое электромагнитное излучение) и α -лучей (несут два единичных положительных заряда, их масса в четыре раза больше массы атома водорода). Отсюда сделан вывод: В состав атомов входят не только отрицательно заряженные, но и положительно заряженные частицы.
V	1898 г.	Дж.Томсон (Англия).	Предложил первую модель строения атома: атом состоит из положительно и отрицательно заряженных частиц, равномерно распределенных по всему объему атома.
VI	1911 г.	Э.Резерфорд (Англия).	Создал ядерную модель строения атома: 1. В центре атома находится положительно заряженное ядро, вокруг которого вращаются электроны. 2. Суммарный отрицательный заряд электронов численно равен положительному заряду ядра. 3. В ядре сосредоточена почти вся масса атома, а электроны имеют чрезвычайно малую массу. 4. Размер ядер чрезвычайно мал, даже по сравнению с размером самих атомов.
VII	1913 г.	Н.Бор (Дания).	Создал новую теорию, в основе которой лежат следующие положения: 1. Электрон может вращаться вокруг ядра не по любым, а только по определенным (стационарным) орбитам. 2. Двигаясь по стационарным орбитам, электрон не излучает и не поглощает энергию. 3. Излучение или поглощение энергии происходит при переходе с одной орбиты на другую. В основе теории лежит модель строения атома Э.Резерфорда и теория квантов М.Планка.

1	2	3	4
VIII	1923 г.	Луи де Бройль (Франция).	Выдвинул идею о том, что <i>все виды материи обладают волновыми свойствами</i> . Наличие волновых свойств электрона подтверждено экспериментально: было обнаружено явление дифракции при взаимодействии пучка электронов с дифракционной решеткой кристаллов.
IX	1932 г.	Дж.Чедвик (Англия).	Открыл элементарную частицу, которая входит в состав ядра и не имеет электрического заряда - <i>нейтрон</i> . Масса нейтрона равна массе протона: $1,67 \cdot 10^{-27}$ кг.
X	1932 г.	Д.Иваненко, Е.Гапон (Россия); В.Гейзенберг (Германия).	Создали теорию строения атомных ядер: 1. Ядра атомов всех элементов (кроме самого легкого изотопа водорода) состоят из протонов и нейтронов; 2. Число протонов в ядре определяет значение его положительного заряда Z , а суммарное число протонов и нейтронов - значение его массы (массовое число A). $A=Z+N$. Атомы, имеющие одинаковый заряд ядра, но различное число нейтронов, называются <i>изотопами</i> .
XI	1925 - 1926 гг.	В.Гейзенберг (Германия), Э.Шредингер (Австрия).	Заложили основы квантовой теории строения атома. В основе теории лежат: 1. Представление о <i>двойственной природе микрочастиц</i> , в том числе и электрона, который одновременно обладает и свойствами частицы и свойствами волны; 2. <i>Принцип неопределенности</i> Гейзенберга: невозможно одновременно определить и скорость (или импульс $p=mv$) и положение микрочастицы (ее координаты). В соответствии с квантовой теорией строения атома понятие электронной орбиты заменяется понятием <i>электронной орбитали</i> - это область пространства, где сосредоточена наибольшая часть электрического заряда.

2.2. Квантовая модель строения атома

2.2.1. Основное уравнение квантовой механики

Основное уравнение квантовой механики - *волновое уравнение Шредингера* связывает волновую функцию ψ с потенциальной энергией электрона U и его полной энергией E :

$$\frac{\partial^2 \psi}{\partial x^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial y^2} + \frac{\partial^2 \psi}{\partial z^2} + \frac{8\pi^2 m}{h^2} (E + U) \psi = 0,$$

первые три члена – это сумма вторых производных волновой функции по координатам x , y и z ;

m – масса электрона, h – постоянная Планка.

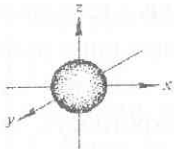
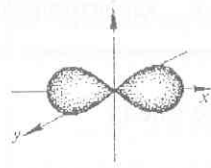
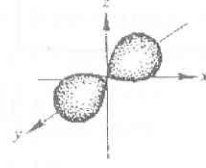
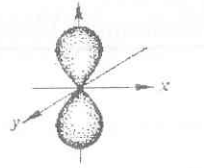
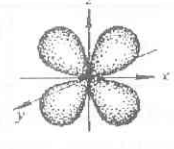
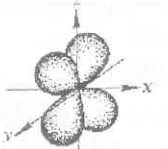
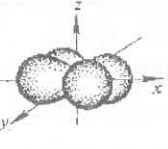
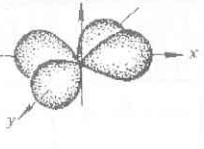
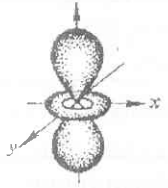
Решениями уравнения Шредингера являются волновые функции ψ , характеризующие состояние электрона в атоме. Из математического анализа уравнения вытекает *дискретность* значений энергии электрона, момента количества его орбитального движения (в силовом поле ядра) и проекции этого момента на выделенное в пространстве направление. Дискретность выражается квантовыми числами: n , l и m_l . Четвертое квантовое число, которое называют спиновым m_s , характеризует собственное движение электрона.

2.2.2. Квантовые числа

Значения четырех квантовых чисел полностью определяют состояние электрона в атоме.





Квантовое число	Обозначение	Возможные значения	Число значений	Что определяет
Главное	n	1, 2, 3, ... ∞	∞	Среднее расстояние электрона от ядра или размер электронного облака. Энергию электрона (энергетический уровень).
Орбитальное	l	0, 1, 2, 3, ... $(n-1)$	n	Форму электронного облака. Энергетический подуровень (s, p, d, f, \dots).
Магнитное	m_l	$-l, \dots, 0, \dots, +l$	$(2l+1)$	Пространственную ориентацию электронного облака.
Спиновое	m_s	$\pm 1/2$	2	Собственный момент количества движения электрона.

2.2.3. Форма орбиталей и их положение в пространстве

Орбитальное квантовое число l	Магнитное квантовое число m_l	Форма орбиталей и их положение в пространстве
0	0	 <p>s-орбиталь</p>
1	-1,0,+1	   <p>p_x-орбиталь p_y-орбиталь p_z-орбиталь</p>
2	-2,-1,0,+1,+2	     <p>d_{xz}-орбиталь d_{yz}-орбиталь d_{xy}-орбиталь $d_{x^2-y^2}$-орбиталь d_{z^2}-орбиталь</p>
3	-3,-2,-1,0,+1,+2,+3	<p>f-Орбиталей семь. Их форма и положение в пространстве сложны для изображения.</p>

2.3. Электронное строение атомов химических элементов

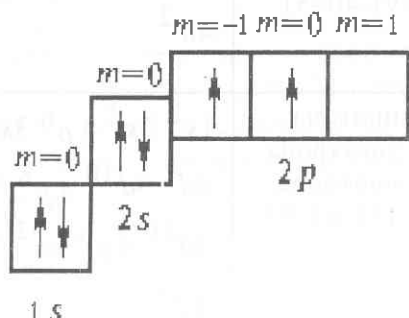
2.3.1. Принципы и правила заполнения электронами уровней, подуровней и атомных орбиталей в многоэлектронных атомах

Наименование	Формулировка	Пояснения
Принцип минимума энергии	При заполнении электронами уровней и подуровней последовательность размещения электронов в атоме должна отвечать их минимальной энергии.	Сначала заполняется 1s подуровень, потом 2s , 2p и так далее.
Правила Клечковского	1. С ростом атомного номера элемента электроны размещаются последовательно на орбиталях, характеризующихся возрастанием суммы главного и орбитального квантовых чисел ($n+l$).	Сначала заполняется 4s подуровень, затем 3d : 4s : $n+l = 4+0 = 4$ 3d : $n+l = 3+2 = 5$
	2. При одинаковых же значениях этой суммы ($n+l$) электроны заполняют подуровни с меньшим значением n .	Сначала заполняется 3d подуровень, затем 4p : 3d : $n+l = 3+2 = 5$ 4p : $n+l = 4+1 = 5$
Принцип Паули	В атоме не может быть двух электронов, которые характеризовались бы одинаковыми значениями всех четырех квантовых чисел.	Два электрона, находящиеся на одной орбитали  , характеризуются тремя одинаковыми квантовыми числами (n , l и m). Они должны отличаться четвертым квантовым числом - спиновым:  . На одной орбитали может находиться не больше двух электронов.
Правило Гунда	Если имеется несколько орбиталей с одинаковой энергией, то электроны на них располагаются так, чтобы их суммарный спин был максимален.	Верно:  $\sum m_s = +1/2 + 1/2 + 1/2 = 3/2$ Неверно:  $\sum m_s = +1/2 - 1/2 + 1/2 = 1/2$

2.3.2. Число подуровней в уровне и максимальное число электронов на энергетическом уровне

Главное квантовое число n	Орбитальное квантовое число l	Магнитное квантовое число m_l	Индексы подуровней	Число атомных орбиталей (АО)	Суммарное число АО в уровне	Максимальное число электронов на уровне
1	0	0	1s		1	2
2	0	0	2s		4	8
	1	-1,0,+1	2p			
3	0	0	3s		9	18
	1	-1,0,+1	3p			
	2	-2,-1,0,+1,+2	3d			
4	0	0	4s		16	32
	1	-1,0,+1	4p			
	2	-2,-1,0,+1,+2	4d			
	3	-3,-2,-1,0,1,2,3	4f			




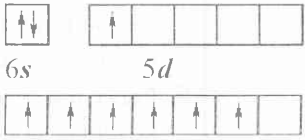
2.3.3. Условные способы изображения заселенности электронных оболочек атомов

Способы	Правила изображения	Примеры	Примечание
<p>В виде электронных формул</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. Сначала пишется символ соответствующего подуровня; 2. В виде показателя степени изображается число электронов на данном подуровне; 3. Сумма верхних индексов должна быть равна общему числу электронов в атоме, т.е. порядковому номеру элемента. 	<p>He $1s^2$ Эта условная запись означает, что 2 электрона атома гелия находятся на ближней к ядру ($n=1$) s-орбитали ($l=0$).</p> <p>Na $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Эта условная запись показывает, что 11 электронов атома натрия ($2+2+6+1$) находятся на трех квантовых уровнях, четырех подуровнях.</p> <p>Электронная формула атома углерода: C $1s^2 2s^2 2p^2$</p>	<p>Используются только два квантовых числа (n, l).</p>
<p>В форме квантовых ячеек</p>	<ol style="list-style-type: none"> 1. Орбиталь изображается в виде квантовой ячейки (квадрата); 2. Электрон изображается в виде стрелки; 3. Направление стрелки отображает спиновое квантовое число; 4. На каждой орбитали (квантовой ячейке) могут находиться или один электрон, или два электрона с противоположными спинами; 5. Свободные ячейки означают вакантные орбитали, которые могут занимать электроны при возбуждении атома. 	<p>Электронная структура атома углерода в виде квантовых ячеек:</p> <p>C</p> 	<p>Используются все четыре квантовые числа.</p>

2.3.4. Примеры описания электронного строения атомов

С ростом порядкового номера заполнение уровней и подуровней происходит в следующей последовательности:

$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 4f \approx 5d < 6p < 7s \approx 5f \approx 6d < 7p$

Порядковый номер	Химический символ	Число протонов, электронов, нейтронов	Электронная формула	Число уровней и подуровней	Тип элемента	Положение в периодической системе элементов	Валентные электроны, число неспаренных электронов
12	Mg	12 протонов 12 электронов 12 нейтронов N=24-12=12	$1s^2 2s^2 2p^6 \underline{3s^2}$	3 и 4	s	3 период, II группа, главная подгруппа	 3s неспаренных электронов нет
33	As	33 протона 33 электрона 42 нейтрона N=75-33=42	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $\underline{4s^2} 3d^{10} \underline{4p^3}$	4 и 8	p	4 период, V группа, главная подгруппа	 4s 4p 3 неспаренных электрона
40	Zr	40 протонов 40 электронов 51 нейтрон N=91-40=51	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $4s^2 3d^{10} 4p^6 \underline{5s^2}$ $\underline{4d^2}$	5 и 10	d	5 период, IV группа, побочная подгруппа	 5s 4d 2 неспаренных электрона
64	Gd	64 протона 64 электрона 93 нейтрона N=157-64=93	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ $4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2$ $4d^{10} 5p^6 \underline{6s^2} 5d^1$ $\underline{4f^6}$	6 и 14	f	6 период, III группа, побочная подгруппа	 6s 5d 4f неспаренных электронов

2.4. Периодический закон и периодическая система элементов

Современная формулировка периодического закона:

Свойства простых веществ, а также свойства и формы соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра атомов элементов.

2.4.1. Связь между электронным строением атома и его положением в периодической системе элементов

	Описание периодической системы элементов	Пояснения, примеры
1	2	3
1.	Все элементы располагаются в порядке их атомных номеров Z , т.е. в порядке увеличения числа протонов в ядре.	Атомный номер Z показывает положение химических элементов в периодической системе элементов, число протонов в ядре атома и число электронов в атоме (т.к. атом электронейтрален).
2.	Химические элементы по структуре невозбужденных атомов располагаются в горизонтальные и вертикальные ряды, носящие название периодов и групп .	
3.	Период - это горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке непрерывного роста числа протонов в ядре. Номер периода совпадает с максимальным значением главного квантового числа (с числом электронных слоев) для элементов данного периода, т.е. начало каждого периода совпадает с началом нового электронного слоя.	Периодическая система элементов состоит из 7 периодов: первый период состоит из двух элементов, второй - из восьми, третий и четвертый периоды включают по восемнадцать элементов, в шестом периоде тридцать два элемента, седьмой период незавершенный.

2.4.2. Типы химических элементов и их положение в периодической системе элементов

Основная *цель* изображения электронных структур атомов и написания их формул:



Возможность объяснения на их основе главных свойств элементов

Тип элемента	Общая формула	Валентные электроны	Расположение в периодической системе элементов	Примеры
<i>s</i>	$\dots ns^{1-2}$	электроны последнего <i>s</i> -подуровня.	Элементы главных подгрупп I и II групп.	H $1s^1$ Ca $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
<i>p</i>	$\dots ns^2 np^{1-6}$	<i>s</i> - и <i>p</i> -электроны последнего уровня.	Элементы главных подгрупп III-VIII групп.	B $1s^2 2s^2 2p^1$ S $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
<i>d</i>	$\dots ns^2 (n-1)d^{1-10}$	<i>s</i> -электроны последнего уровня и <i>d</i> -электроны предпоследнего уровня.	Элементы побочных подгрупп I-VIII групп.	Co $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
<i>f</i>	$\dots ns^2 (n-1)d^1 (n-2)f^{1-14}$	<i>s</i> -электроны последнего уровня, <i>d</i> -электроны предпоследнего уровня, <i>f</i> -электроны второго от наружи уровня.	Элементы побочной подгруппы III группы (лантаноиды и актиноиды).	Lu $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^1 4f^{14}$

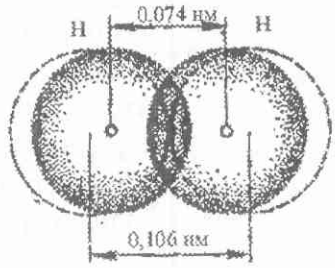
2.4.3. Периодичность в изменении свойств химических элементов

	Свойство	Определение	Характер изменения
1.	Радиус атома r , нм.	В качестве радиуса атома принимается <i>эффективный радиус</i> , т.е. <i>расстояние от ядра атома до области максимальной плотности внешней электронной орбитали</i> .	По мере увеличения заряда ядра в периоде радиусы уменьшаются, в подгруппе с увеличением заряда ядра радиусы атомов обычно увеличиваются.
2.	Энергия ионизации (потенциал ионизации) J , эВ.	<i>Энергия, необходимая для отрыва одного электрона (J_1) от нейтрального атома.</i> Является количественной характеристикой восстановительной способности атомов: количественно характеризует способность атома удерживать электроны, что является важной характеристикой его химической активности.	Обычно удаление электрона тем легче, чем больше номер периода, т.е. чем дальше находится энергетический уровень от ядра. В периоде с ростом заряда ядра энергия ионизации в общем возрастает, но наблюдаются небольшие отклонения, что отражает дискретность структуры электронных слоев и оболочек атомов.
3.	Сродство к электрону E , кДж/моль или эВ/атом.	<i>Энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому.</i> Является количественной характеристикой окислительной способности атомов, т.е. их способности присоединять электроны, что особенно характерно для неметаллических элементов.	Сродство к электрону, в общем возрастает в периоде с ростом заряда ядра, а в группе неметаллов с ростом заряда ядра уменьшается. Наибольшим сродством к электрону характеризуются p -элементы VII группы.
4.	Электроотрицательность ЭО .	<i>Способность атомов в молекуле или кристалле притягивать электроны.</i> Электроотрицательность равна полусумме энергии ионизации и сродства атома к электрону. $\text{ЭО} = \frac{J + E}{2}$	Электроотрицательность возрастает внутри периода с ростом заряда ядра и уменьшается в группе с ростом заряда ядра.

3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Химическая связь - взаимодействие атомов, обусловленное перекрыванием электронных облаков связывающихся частиц, которое сопровождается уменьшением полной энергии системы.

3.1. Ковалентная химическая связь

	Описание	Примеры, пояснения
Механизм образования связи	<p>Ковалентная связь возникает между атомами, которые незначительно отличаются по электроотрицательности.</p> <p>Связь образуется за счет обобществления электронов с противоположными спинами, принадлежащих обоим атомам до образования связи. Такой механизм образования связи называется обменным.</p>	<p>Условно образование молекулы водорода из атомов можно представить следующим образом: (точка означает электрон, черта - пару электронов): $\text{H} \cdot + \cdot \text{H} = \text{H}:\text{H}$ или $\text{H} + \cdot \text{H} = \text{H}-\text{H}$</p> <p>При соединении двух атомов водорода в молекулу зона перекрывания орбиталей является местом наиболее вероятного пребывания электронов и находится между ядрами. При этом происходит притяжение положительно заряженных ядер друг к другу и энергия системы уменьшается, т.е. возникает химическая связь.</p> 
Разновидность ковалентной связи	<p>Если связанные ковалентной связью атомы обладают одинаковой электроотрицательностью, связь будет неполярной.</p> <p>Если связанные ковалентной связью атомы обладают различной электроотрицательностью, то связь будет полярной.</p>	<p>Неполярная ковалентная связь завязывается между атомами одного и того же химического элемента. Например, $\text{H}-\text{H}$, $\text{Cl}-\text{Cl}$.</p> <p>В этом случае электронная плотность расположена симметрично относительно ядер атомов, образующих химическую связь.</p> <p>При этом электронная плотность смещена в сторону более электроотрицательного атома и молекула приобретает характер диполя:</p> $\delta+ \quad \delta- \\ \text{H} \rightarrow \text{Cl} .$

3.2. Донорно-акцепторная химическая связь

	Описание	Примеры, пояснения
<p>Механизм образования связи</p>	<p>Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи отличается от обменного механизма только происхождением электронной пары, ответственной за химическую связь. Донорно-акцепторная связь образуется парой электронов, принадлежащих до образования связи одному из атомов. Второй атом предоставляет для образования связи вакантную орбиталь.</p> <p>Атом, поставляющий электронную пару, называют <i>донором</i>, атом, который дает на образование связи свободную орбиталь, - <i>акцептором</i>.</p>	<p>Например: $\text{H}_3\text{N:} + \square \text{H}^+ = \text{NH}_4^+$</p> <p>При образовании иона NH_4^+ донором является атом азота в молекуле аммиака $\text{H}_3\text{N:}$, так как он имеет неподеленную пару электронов и предоставляет ее для образования химической связи с ионом водорода, у которого имеется вакантная орбиталь. Ион водорода является акцептором. Однако после образования связи эта связь азот-водород уже ничем не отличается от других трех связей азот-водород, которые имелись в молекуле аммиака (все четыре связи имеют одинаковую длину, энергию, полярность).</p> <p>Обычно функцию донора выполняют анионы (F^-, Cl^-, OH^-, CN^- и др.) или полярные молекулы (NH_3, H_2O, CO и т.п.), а функцию акцептора - атомы или ионы металлов (и водорода). Например:</p> <p>$\square \text{BF}_3 + \text{F}^- = \text{BF}_4^-$</p> <p>Атом бора предоставляет для образования связи вакантную орбиталь (акцептор), анион фтора - пару электронов (донор).</p>
<p>Свойства связи</p>	<p>Является разновидностью ковалентной связи. Поэтому для донорно-акцепторной связи характерны такие же свойства, что и для ковалентной связи, образовавшейся по обменному механизму.</p>	<p>Механизм образования донорно-акцепторной связи отличается от обменного механизма образования ковалентной связи, во всем остальном они тождественны: понижение общей энергии системы, антипараллельность спинов электронов, перекрывание электронных облаков.</p>

3.3. Описание ковалентной связи в методе валентных связей (ВС)

Основные положения метода ВС:

1. Химическую связь образуют два электрона с противоположными спинами, принадлежащие двум атомам.
2. При образовании ковалентной связи происходит перекрывание электронных облаков и между атомами образуется область повышенной электронной плотности, к которой притягиваются ядра атомов. При этом уменьшается потенциальная энергия системы, т.е. образуется химическая связь.
3. Ковалентная связь направлена в сторону максимального перекрывания электронных облаков взаимодействующих атомов. Таким образом, в соответствии с методом ВС ковалентная химическая связь локализована между двумя атомами, т.е. она *двухцентровая, двухэлектронная*.


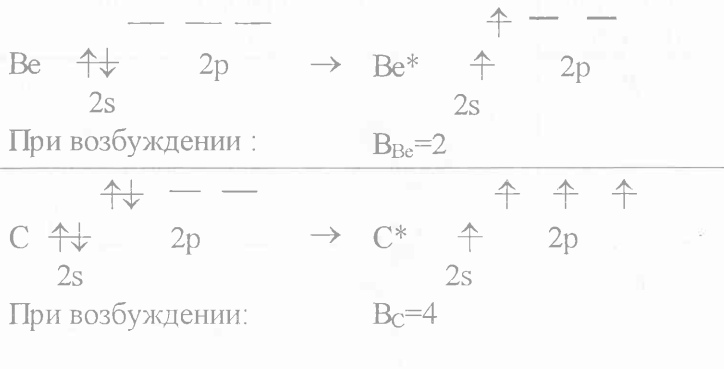
3.4. Свойства ковалентной связи

Определение	Пояснения
<ul style="list-style-type: none">• Насыщаемость - способность атомов участвовать в образовании ограниченного числа ковалентных связей. Насыщаемость ковалентной связи определяет стехиометрию молекулярных химических соединений.	Валентные возможности атома ограничены числом валентных электронов. При использовании для связывания всех возможных АО атом химически насыщается и становится неспособным к установлению дополнительных химических связей.
<ul style="list-style-type: none">• Направленность - важнейшее свойство ковалентной связи, определяющее геометрию молекулы. Причина направленности заключается в том, что перекрывание электронных облаков, образующих химическую связь, происходит в направлении их наибольшей плотности (наибольшей вытянутости).	Является результатом стремления атомов к образованию наиболее прочной связи за счет возможно большей электронной плотности между ядрами. Это достигается при такой пространственной направленности перекрывания электронных облаков, которая совпадает с их собственной направленностью.
<ul style="list-style-type: none">• Поляризуемость - способность связи становится полярной (или более полярной) в результате действия на молекулу внешнего электрического поля.	Роль внешнего электрического поля могут играть заряженные частицы, входящие в состав самого соединения.

3.5. Характеристики ковалентной связи

	Характеристики	Определение	Примеры, пояснения
1.	Энергетическая	<i>Энергия связи:</i> ее величина определяется работой, необходимой для разрыва связи, или выигрышем в энергии при образовании веществ из отдельных атомов.	$\text{H} + \text{H} = \text{H}_2 + 435 \text{ кДж/моль}$ При образовании 1 моль газообразного молекулярного водорода из изолированных атомов выделяется 435 кДж. $E_{\text{H-H}} = 435 \text{ кДж/моль.}$
2.	Геометрические	<i>Длина связи:</i> расстояние между центрами ядер атомов в молекуле (и кристалле), когда силы притяжения уравновешены силами отталкивания и энергия системы минимальна. <i>Валентным углом</i> называется угол между воображаемыми линиями, проходящими через ядра химически связанных атомов.	Длины связей определяют экспериментально по рентгеноструктурным и спектральным данным (в нм): $l_{\text{H-H}} = 0,074 \text{ нм.}$ Так, например, валентный угол в молекуле воды $\angle_{\text{HOH}} = 104,5^\circ$.
3.	Мера полярности	<i>Дипольный момент:</i> это произведение заряда диполя g на расстояние между центрами тяжести зарядов l (длина диполя): $\mu = g \cdot l$. Единица измерения - Д (Дебай). $1\text{Д} = 3,33 \cdot 10^{-30} \text{ Кл}\cdot\text{м.}$ При наличии нескольких связей в молекуле их электрические моменты (векторы) складываются по правилу параллелограмма, т.е. дипольный момент более чем двухатомной молекулы зависит не только от наличия полярных связей, но определяется также их числом и направленностью.	Для молекулы HCl: Длина диполя $l = 0,23 \cdot 10^{-10} \text{ м.}$ Эффективные заряды равны 0,17 заряда электрона ($1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$). Следовательно $g = 0,17 \cdot 1,6 \cdot 10^{-19} \text{ Кл} = 0,27 \cdot 10^{-19} \text{ Кл.}$ Дипольный момент равен: $\mu = g \cdot l = 0,23 \cdot 10^{-10} \cdot 0,27 \cdot 10^{-19} = 0,062 \cdot 10^{-29} \text{ Кл}\cdot\text{м.}$

3.6. Валентность

Определение	Пояснения, примеры
<p>Впервые понятие о валентности введено в химию в 1853 г. английским химиком Э.Франкландом. Под <i>валентностью</i> он понимал число атомов другого соединяющегося с ним элемента. Валентность водорода принималась равной единице.</p>	<p>Если один атом кислорода соединяется с двумя атомами водорода, то его валентность равна двум ($V_O=2$).</p>
<p>Главное положение метода валентных связей заключается в том, что <i>валентность атома равна числу его неспаренных электронов</i>.</p>	<p>Кислород имеет два неспаренных валентных электрона; $V_O=2$.</p> 
<p>Если в атоме имеются вакантные орбитали, не слишком сильно отличающиеся по уровню энергии от орбиталей, содержащих спаренные электроны, то возможен переход одного из электронов на свободную орбиталь соседнего подслоя. В результате электроны распариваются и становятся валентными. Затраты энергии на возбуждение с избытком компенсируются за счет образования дополнительных химических связей. Следовательно: <i>Валентность атома определяется числом имеющихся и могущих образоваться при возбуждении атома неспаренных электронов</i>.</p>	<p>При возбуждении:</p>  <p>При возбуждении: $V_{Be}=2$</p> <p>При возбуждении: $V_C=4$</p>
<p>При образовании химической связи атом предоставляет атомную орбиталь с одним электроном в случае образования ковалентной связи; либо атомную орбиталь с парой электронов (донор) или свободную орбиталь (акцептор) в случае образования донорно-акцепторной связи. Поэтому в общем случае <i>валентность элемента равна общему числу орбиталей, принимающих участие в образовании химических связей</i>.</p>	<p>В ионе NH_4^+ атом азота дает на образование четырех связей три орбитали с неспаренными электронами и одну орбиталь с парой электронов. Три атома водорода предоставляют на образование связей по орбитали с неспаренным электроном, а ион водорода H^+ - вакантную орбиталь.</p>

3.7. Гибридизация атомных орбиталей

При образовании молекулы электронные орбитали меняют форму и вместо неравноценных *s*-, *p*-, *d*-орбиталей образуются равноценные - гибридные.

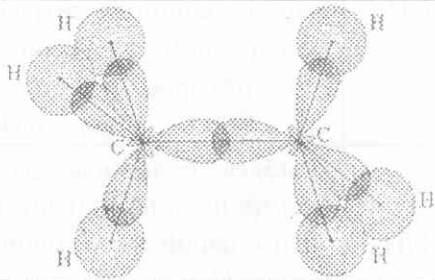
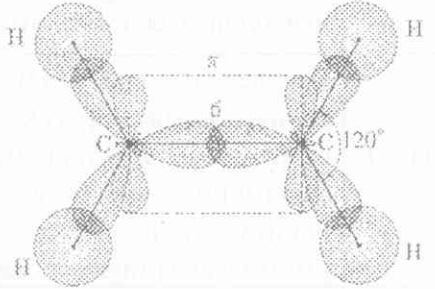
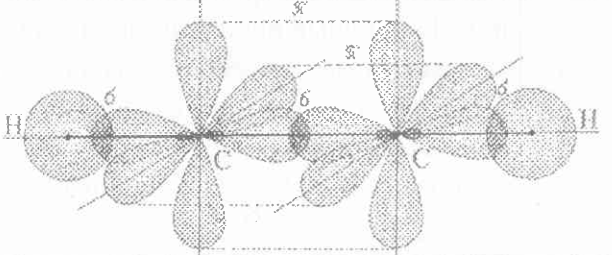
Условия устойчивости гибридизации:

- По сравнению с исходными орбиталями гибридная атомная орбиталь должна более полно перекрываться с орбиталью соседнего атома при образовании связи.
- В гибридизации могут участвовать атомные орбитали, которым соответствуют близкие уровни энергии.
- В гибридизации участвуют атомные орбитали с достаточно высокой электронной плотностью, чтобы при перекрывании орбиталей был заметен выигрыш энергии.

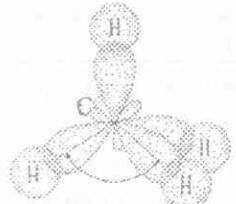
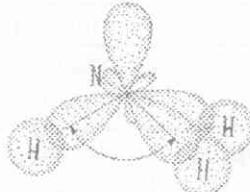
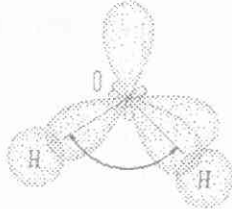
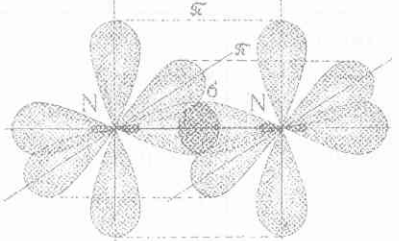
Тип гибридизации	Схема гибридизации, форма молекулы	Угол между орбиталями	Примеры, пояснения
<i>sp</i>	<p>$s + p$ → $2q$</p>	180°	Происходит при образовании галогенидов: BeHal_2 , ZnHal_2 , CdHal_2 , HgHal_2 . При возбуждении центрального атома: $\dots ns^2 \rightarrow \dots ns^1 np^1$.
<i>sp²</i>	<p>$s + 2p$ → $3q$</p>	120°	Имеет место при образовании соединений бора: BHal_3 , $\text{B}(\text{CH}_3)_3$, $\text{B}(\text{OH})_3$. При возбуждении центрального атома бора $\dots 2s^2 2p^1 \rightarrow \text{B}^* \dots 2s^1 2p^2$.
<i>sp³</i>	<p>$s + 3p$ → $4q$</p>	109°28'	Наблюдается для соединений углерода и его аналогов - кремния и германия: CH_4 , SiH_4 , GeCl_4 . При возбуждении атома: $\dots ns^2 np^2 \rightarrow \dots ns^1 np^3$.

3.8. Кратность ковалентной химической связи

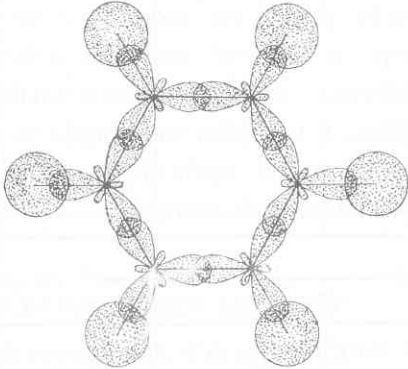
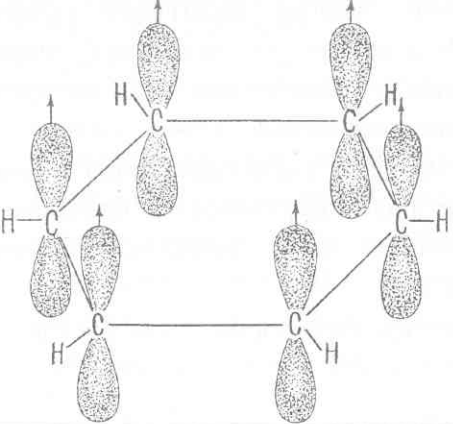
Кратность связи соответствует числу электронных пар, образующих связь.

Кратность	Описание	Примеры
Одинарная: σ -связь	σ -Связь - это химическая связь, для которой линия, соединяющая атомные ядра, является осью симметрии связывающего электронного облака. Такая связь может образоваться при перекрывании любых орбиталей.	В молекуле этана C_2H_6 связь между атомами углерода образуется при перекрывании по σ -типу двух гибридных орбиталей, а σ -связи C-H образуются при перекрывании гибридных орбиталей атома C и s -орбиталей атомов H. 
Двойная: σ -связь + π -связь	Для π -связи связывающее электронное облако имеет плоскость симметрии, проходящую через атомные ядра. Такая связь образуется при боковом перекрывании двух p -орбиталей. При этом образуется две области перекрывания: над и под линией связи.	В молекуле этилена C_2H_4 при перекрывании двух гибридных облаков атомов углерода завязывается σ -связь, а при перекрывании двух p -орбиталей этих же атомов углерода завязывается еще и π -связь. Плоскость π -связи проходит через линию σ -связи. 
Тройная: σ -связь + две π -связи	Две π -связи располагаются в двух взаимно перпендикулярных плоскостях. Энергия π -связи меньше энергии σ -связи, поскольку перекрывание менее эффективное.	В молекуле ацетилена C_2H_2 между атомами углерода завязывается тройная связь: одна σ - и две π -связи. 

3.9. Примеры описания ковалентной химической связи в рамках метода ВС

	Описание химической связи	Изображение
CH ₄	<p>В молекуле метана реализуется sp^3-гибридизация орбиталей атома углерода. Четыре гибридных орбитали расположены в пространстве под углом $109^{\circ}28'$ и направлены к вершинам тетраэдра. На каждой гибридной орбитали имеется по одному неспаренному электрону. Четыре гибридные орбитали атома углерода перекрываются попарно с четырьмя s-орбиталями четырех атомов H по σ-типу. Каждая связь C-H полярна, молекула в целом неполярна.</p>	
NH ₃	<p>В молекуле аммиака на трех sp^3-гибридных орбиталях располагается по одному электрону, а на четвертой - два электрона, поэтому за счет отталкивания от орбитали с парой электронов углы между остальными орбиталями меньше тетраэдрических (107°). Три химических σ-связи образуются за счет перекрывания гибридных орбиталей с s-орбиталями атомов H.</p>	
H ₂ O	<p>В молекуле воды на двух sp^3-гибридных орбиталях располагается по одному электрону, а на двух других - по два электрона. Поэтому угол между орбиталями с неспаренными электронами еще больше отклоняется от тетраэдрического (104°). Две гибридные орбитали с неспаренными электронами перекрываются с двумя s-орбиталями двух атомов H по σ-типу. Форма молекулы угловая, связи H-O полярны, молекула также полярна.</p>	
N ₂	<p>В молекуле азота орбитали каждого атома азота находятся в sp-гибридном состоянии. Гибридные орбитали, на которых размещается неспаренный электрон, перекрываются между собой, образуя σ-связи; негибридизованные p-орбитали попарно перекрываются между собой, образуя две π-связи в двух взаимно перпендикулярных плоскостях, проходящих через линию σ-связи. Таким образом возникает тройная связь. Молекула азота неполярна.</p>	

3.10. Описание ароматической химической связи в рамках метода ВС

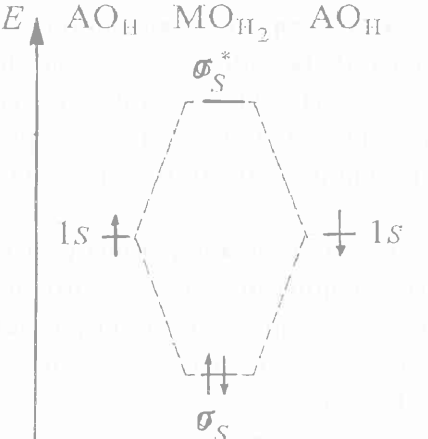
Описание	Изображение
<p>В молекуле бензола ядра всех шести атомов углерода и шести атомов водорода лежат в одной плоскости. Ядра атомов углерода располагаются в вершинах правильного шестиугольника: Все валентные углы одинаковы и составляют 120°. Все это дает основание описывать химические связи в молекуле бензола в рамках метода ВС следующим образом: валентные орбитали атомов углерода находятся в sp^2-гибридном состоянии, то есть одна s- и две p-орбитали гибридизуются и у каждого атома углерода одна p-орбиталь остается негибридизованной. Три гибридные орбитали каждого атома углерода лежат в одной плоскости под углом 120°. Две из них образуют две химические связи с двумя соседними атомами углерода (по σ-типу), третья гибридная орбиталь перекрывается с s-орбиталью атома водорода также по σ-типу.</p> <p>Оставшаяся негибридизованная p-орбиталь у каждого атома углерода расположена перпендикулярно к плоскости бензольного кольца. Эти шесть p-орбиталей перекрываются между собой по кругу по π-типу, образуя особый тип химической связи, которая называется <i>ароматической</i>. Возникает две области перекрывания: над и под плоскостью бензольного кольца, причем такое перекрывание орбиталей по кругу приводит к образованию очень устойчивой структуры, поэтому бензол очень неохотно вступает в реакции, в котором бензольное кольцо разрушается.</p> <p>Раньше структурную формулу бензола изображали с помощью шестиугольника с чередующимися тремя простыми и тремя двойными связями. Это неверно. Современные представления об электронном строении бензола выражает формула, в которой бензол изображают в виде шестиугольника с вписанным в него кругом, который символизирует ароматическую связь.</p>	<p>Схема образования σ-связей</p>  <p>Схема перекрывания p-орбиталей</p> 

3.11. Метод молекулярных орбиталей (ММО)

ММО - квантовохимический метод описания химической связи, рассматривающий молекулу и другие многоатомные системы как «многоядерный атом», в котором электроны заселяются по орбиталям, именуемым молекулярными.

Основные положения ММО: • Каждому электрону в молекуле соответствует волновая функция Ψ определяющая его «орбиту» в молекуле.

- Волновая функция характеризуется квантовыми числами, определяющими форму и энергию уровня, на котором находится электрон.
- Электронная структура молекулы устанавливается с помощью принципа построения, как это делалось при установлении электронной структуры атома: сначала определяются дозволённые орбитали, а затем в соответствии с принципом Паули на них размещаются электроны.

Описание построения МО	Примеры, пояснения	
<p>• Если комбинируются две атомные орбитали (АО), то образуются две молекулярные орбитали (МО): одна из них соответствует более низкой энергии электронов (связывающая МО), а вторая - более высокой энергии электронов (разрыхляющая МО*) по сравнению с их энергией на АО.</p> <p>• Химическая связь реализуется в том случае, если число электронов на связывающих МО превышает число электронов на разрыхляющих МО*.</p> <p>• Порядок (кратность) связи определяется как полуразность между числом электронов на связывающих и разрыхляющих орбиталях.</p>	<p>Схема образования МО в молекуле водорода:</p> 	<p>На схеме показывают исходные атомные орбитали изолированных атомов водорода (АО_H), содержащие по одному электрону ($1s^1$), а также результирующие молекулярные орбитали H₂ (одна ниже по энергии – связывающая, другая выше по энергии – разрыхляющая), содержащие 2 электрона. В соответствии с принципом минимума энергии и принципом Паули оба электрона располагаются на связывающей орбитали (σ_s).</p> <p>Кратность связи: $n = \frac{2 - 0}{2} = 1$.</p>

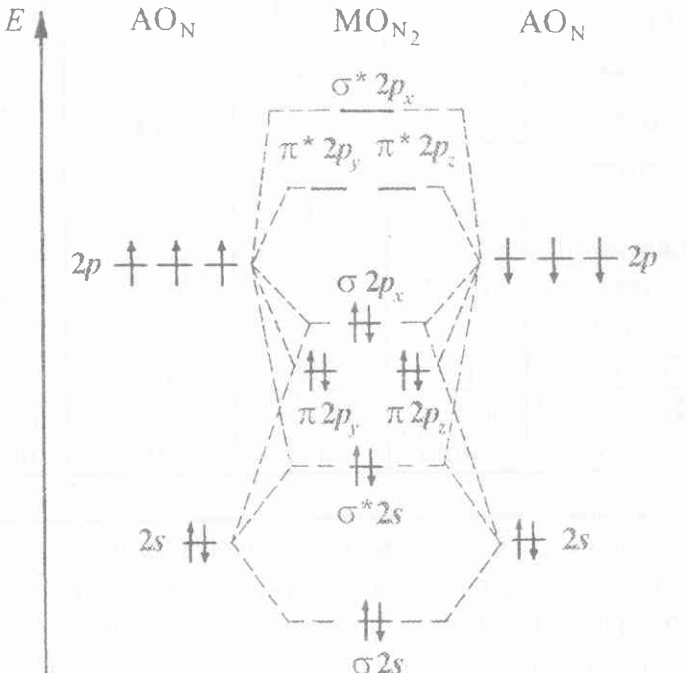
3.12. Заполнение МО в молекулах элементов второго периода и характеристики связи

Тип МО	Li ₂	B ₂	C ₂	N ₂	Тип МО	O ₂ ⁺	O ₂	F ₂	(Ne ₂)
$\sigma^* 2p_x$	—	—	—	—	$\sigma^* 2p_x$	—	—	—	$\uparrow\downarrow$
$\pi^* 2p_y, \pi^* 2p_z$	— —	— —	— —	— —	$\pi^* 2p_y, \pi^* 2p_z$	\uparrow —	$\uparrow \uparrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
$\sigma 2p_x$	—	—	—	$\uparrow\downarrow$	$\pi 2p_y, \pi 2p_z$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$
$\pi 2p_y, \pi 2p_z$	— —	$\uparrow \uparrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow \uparrow\downarrow$	$\sigma 2p_x$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$
$\sigma^* 2s$	—	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\sigma^* 2s$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$
$\sigma 2s$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\sigma 2s$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$	$\uparrow\downarrow$
Порядок связи	1	1	2	3		2,5	2	1	0
Длина связи, нм	0,267	0,159	0,131	0,110		0,112	0,121	0,142	-
Энергия связи, кДж/моль	107	288	627	940		629	495	159	-
Магнитные свойства	диамаг- нитно	парамаг- нитно	диамаг- нитно	диамаг- нитно		парамаг- нитно	парамаг- нитно	диамаг- нитно	-

Из таблицы видно, что по мере заполнения связывающих молекулярных орбиталей (в ряду B₂ - C₂ - N₂) прочность связи повышается: увеличивается ее кратность, уменьшается длина и возрастает энергия. При переходе от N₂ к O₂ и далее к F₂ по мере заполнения разрыхляющих молекулярных орбиталей прочность связи понижается: уменьшается кратность и энергия, возрастает длина связи. Молекулы Ne₂ не существует, так как для нее число электронов на связывающих и разрыхляющих орбиталях должно было быть одинаковым.

Вещества бывают диамагнитные (все электроны спарены) и парамагнитные (содержат неспаренные электроны). Внешнее магнитное поле выталкивает диамагнитные и втягивает парамагнитные вещества.

3.13. Описание химической связи в молекуле N_2 в рамках метода МО

Описание	Изображение
<p>Валентные электроны каждого атома азота имеют следующую электронную формулу: $N \dots 2s^2 2p^3$. На схеме слева и справа показана энергетическая диаграмма распределения валентных электронов по орбиталям каждого из атомов азота. Более низкую энергию имеют $2s$-орбитали, на них расположено по два электрона. На трех $2p$-орбиталях, энергия которых выше, размещаются по три электрона в соответствии с правилом Гунда: (по одному электрону на каждой орбитали). В соответствии с основными положениями ММО, при взаимодействии атомных орбиталей образуются молекулярные орбитали. Их число равно общему числу исходных АО, а энергия связывающих МО ниже энергии исходных АО, а разрыхляющих MO^* - выше. На энергетической диаграмме МО показаны в середине: две исходные $2s$-орбитали дают одну связывающую орбиталь ($\sigma 2s$) и одну разрыхляющую орбиталь ($\sigma^* 2s$). $2p_x$-орбитали могут перекрываться по σ-типу, поэтому они дают две $\sigma 2p_x$-орбитали (одну связывающую, другую разрыхляющую*). $2p_y$ и $2p_z$-орбитали могут перекрываться только по π-типу, поэтому они дают две пары соответствующих орбиталей.</p> <p>На МО теперь необходимо разместить 10 валентных электронов: в соответствии с принципом минимума энергии и принципом Паули они будут заселять МО, начиная с нижних по энергии, по два на каждой орбитали.</p>	<p>Энергетическая диаграмма уровней атомных и молекулярных орбиталей N_2</p>  <p>Порядок связи $n = \frac{8 - 2}{2} = 3$</p>

3.14. Водородная химическая связь

	Описание	Примеры, пояснения
<p>Механизм образования связи</p>	<p>Водород, соединенный с сильно электроотрицательным элементом, может образовывать еще одну, дополнительную связь - водородную. Механизм образования сводится к донорно-акцепторному взаимодействию (донор - атом электроотрицательного элемента, акцептор - протон). Положительно поляризованный атом водорода малых размеров способен глубоко внедряться в электронную оболочку соседнего (ковалентно с ним не связанного) отрицательно поляризованного атома.</p>	<p>Например, водородная связь образуется между молекулами фтористого водорода (водородную связь принято обозначать тремя точками):</p> $\overset{\delta+}{\text{H}} - \overset{\delta-}{\text{F}} \dots \overset{\delta+}{\text{H}} - \overset{\delta-}{\text{F}} \dots \overset{\delta+}{\text{H}} - \overset{\delta-}{\text{F}} \dots$ <p>В молекуле HF электронная плотность ковалентной химической связи значительно смещена в сторону более электроотрицательного атома фтора. Положительно поляризованный атом водорода завязывает дополнительную связь с отрицательно поляризованным атомом фтора соседней молекулы. Для воды образование водородных связей можно условно показать следующим образом:</p> $\begin{array}{ccccccc} \dots & \text{O} & - & \text{H} & \dots & \text{O} & - & \text{H} & \dots & \text{O} & - & \text{H} & \dots \\ & & & & & & & & & & & & \\ & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & & \text{H} & \end{array}$ <p>Наличие водородных связей приводит к заметной полимеризации воды, фтороводорода, многих органических соединений.</p>
<p>Свойства связи</p>	<p>Водородная связь является разновидностью ковалентной связи, однако энергия водородной связи примерно в 10 раз меньше энергии ковалентной связи (8-40 кДж/моль).</p>	<p>Наличие водородных связей является причиной аномально высоких температур кипения и плавления веществ, так как на разрыв водородных связей требуется дополнительная затрата энергии. Наличием водородных связей объясняются многие аномальные свойства воды.</p>
<p>Разновидности связи</p>	<p>Водородная связь может быть межмолекулярная и внутримолекулярная.</p>	<p>Межмолекулярная связь завязывается между атомами, принадлежащими разным молекулам. Иногда водородная связь образуется между атомами, входящими в одну молекулу.</p>

3.15. Металлическая связь

	Описание	Примеры, пояснения
Механизм образования связи	Многоцентровая химическая связь с дефицитом электронов, основанная на обобществлении внешних электронов атомов металла.	<p>Атомы металлов содержат в своих внешних слоях мало электронов и, следовательно, много вакантных атомных орбиталей. Протекание процессов в сторону понижения внутренней энергии системы заставляет атомы образовывать максимально возможное число химических связей - химически насыщаться. Атомы металлов могут достичь этого лишь при их тесной взаимной упаковке в кристаллические структуры, в которых немногочисленные валентные электроны каждого атома будут обслуживать многие атомы, образуя между ними не локализованные связи. Атомы металлов характеризуются невысокой энергией ионизации - валентные электроны легко перемещаются по всему кристаллу, что обеспечивает хорошую электрическую проводимость металлов.</p> <p>Металлическая связь характерна только для конденсированного состояния вещества. В паро- и газообразном состоянии атомы всех веществ, в том числе и металлов, связаны между собой ковалентной связью.</p>
Свойства	Связь не имеет пространственной направленности, не проявляет свойств насыщаемости. Связь де локализованная.	<p>Ковалентная и металлическая связи имеют сходство: оба типа химической связи основаны на обобществлении валентных электронов. Только в металлах обобществленные электроны обслуживают весь кристалл. Этим объясняется отсутствие насыщаемости и пространственной направленности металлической связи.</p> <p>Аналогия между ковалентной и металлической связями подтверждается распределением электронной плотности между атомными остовами. Для обоих типов связей в пространстве между атомными остовами сохраняется значительная электронная плотность, образуя электронные мостики между взаимодействующими атомами. Но для ковалентной связи электронные мостики имеют строго определенные пространственные направления, а у металлической - электронная плотность равномерно распределена по всем направлениям.</p>

3.16. Ионная химическая связь

	Описание	Примеры, пояснения
Механизм образования связи	<p>Возникает между атомами, которые сильно отличаются по электроотрицательности. Процесс образования этой связи состоит в передаче электрона от одного атома к другому. Отдавая электрон, атом превращается в положительно заряженный ион - <i>катион</i>, а второй атом, приобретая этот электрон, становится отрицательно заряженным ионом - <i>анионом</i>. Образовавшиеся противоположно заряженные ионы связываются силами электростатического взаимодействия.</p>	<p>Например, образование ионной связи между натрием и хлором можно представить следующим образом: Атом натрия, теряя электрон, превращается в катион:</p> $\text{Na} - \bar{e} \rightarrow \text{Na}^+$ <p>Атом хлора, приобретая электрон, превращается в анион:</p> $\text{Cl} + \bar{e} \rightarrow \text{Cl}^-$ <p>Образовавшиеся ионы взаимодействуют электростатически. При этом в кристаллах хлорида натрия каждый ион Na^+ окружен 6 ионами Cl^- и, в свою очередь, каждый ион Cl^- окружен 6 ионами Na^+, расположенными по отношению к нему в вершинах тетраэдра. Соединения с ионной связью представляют собой твердые тела с ионным кристаллическим строением. Ионную связь можно рассматривать как случай наиболее резко выраженной полярной ковалентной связи.</p>
Свойства ионной связи	<p>Характерные признаки ионной связи:</p> <ul style="list-style-type: none"> • <i>ненасыщенность</i> • <i>ненаправленность</i> 	<p>Ионная связь в отличие от ковалентной не обладает направленностью, что объясняется сферической симметрией электрического поля иона, напряжение которого падает с расстоянием одинаково закономерно в любом направлении. В чисто ионных соединениях каждый ион, как электрический заряд, притягивает к себе независимо от направления неограниченное число противоположно заряженных ионов. Только взаимное отталкивание противоположно заряженных ионов ограничивает их число в окружении каждого иона.</p>

4. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

4.1. Основные понятия химической термодинамики

Определения основных понятий	Пояснения, примеры
<p><i>Химическая термодинамика</i> изучает:</p> <ul style="list-style-type: none">• энергетические эффекты, сопровождающие химические и физические процессы;• переход энергии из одной формы в другую, от одной части системы к другой;• возможность и направление самопроизвольного протекания процесса.	<p>Термодинамический подход заключается в том, что рассматривается только начальное и конечное состояние взаимодействующих тел без учета пути, по которому протекает процесс, и развития процесса во времени. Классическая термодинамика изучает переходы системы из одного состояния в другое при термодинамическом равновесии с окружающей средой, т.е. происходящие очень медленно.</p>
<p><i>Термодинамической системой</i> называется комплекс взаимодействующих между собой физических тел, мысленно обособленный от окружающей среды. Химическая система, в которой возможно протекание реакции, представляет собой частный случай термодинамической системы.</p>	<p>В <u>изолированных</u> системах энергообмен и массообмен с окружающей средой отсутствует. В <u>замкнутых</u> системах возможен энергообмен (но не массообмен). <u>Гомогенные</u> системы не имеют физических границ раздела между отдельными частями системы. <u>Гетерогенные</u> системы разделяются на отдельные части физическими границами раздела.</p>
<p><i>Состояние системы</i> определяется совокупностью ее свойств и характеризуется термодинамическими параметрами. Изменение хотя бы одного из параметров влечет за собой изменение состояния системы.</p>	<p>К числу термодинамических параметров относятся: T - температура, p - давление, V - мольный (удельный) объем и др.</p>
<p><i>Самопроизвольными</i> называются процессы, протекающие без подвода энергии от внешнего источника. Для того, чтобы самопроизвольные процессы пошли в обратном направлении, нужно подвести к системе энергию извне.</p>	<p>Опыт показывает, что тепло не может переходить от холодного тела к нагретому, диффузия идет от мест с большей концентрацией к местам с меньшей концентрацией, раствор не может сам собою разделиться на составляющие его вещества и т.д.</p>

4.2. Важнейшие термодинамические функции состояния, характеризующие химические системы

Функции состояния или характеристические функции используются для термодинамического описания состояния системы.

Значение функций состояния не зависит от характера и пути процесса, приводящего систему в данное состояние, а зависит лишь от начального и конечного состояния системы.

Величина функций состояния зависит от количества или массы вещества, поэтому их относят к одному молу вещества.

Название и обозначение	Размерность	Описание функции	Для самопроизвольных процессов
Внутренняя энергия U	$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	Характеризует общий запас энергии системы, включающий энергию колебания атомов, их внутриядерную энергию, кинетическую и потенциальную энергию молекул, энергию движения электронов и т.д., кроме кинетической и потенциальной энергии системы в целом.	$\Delta U < 0$
Энтальпия $H = U + pV$	$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	Энтальпия - это энергосодержание системы, включающее внутреннюю энергию и работу (для химической реакции - работу против внешнего давления).	$\Delta H < 0$
Энтропия S	$\frac{\text{Дж}}{(\text{моль} \cdot \text{К})}$	Мера неупорядоченности состояния системы. Чем в большей мере выражен беспорядок в системе, тем больше ее энтропия. Нагревание, плавление, испарение, образование растворов увеличивает неупорядоченность вещества и энтропия растет.	$\Delta S > 0$
Энергия Гиббса $G = H - TS$ ($p = \text{const}$)	$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	Содержит энтальпийный (H) и энтропийный (TS) факторы. Является мерой устойчивости системы при постоянном давлении. Энергия Гиббса для определенной массы какого-либо вещества характеризует запас химической энергии в ней. Значение <i>изменения энергии Гиббса</i> ΔG характеризует интенсивность хода химической реакции.	$\Delta G < 0$

4.3. Основные законы термодинамики

Формулировка закона	Приложение к химическим системам
<p>Первый закон (закон сохранения энергии) Общий запас внутренней энергии системы остается постоянным, если отсутствует тепловой обмен с окружающей средой.</p>	<p>При проведении химической реакции внутренняя энергия системы изменяется. Это изменение можно измерить с помощью теплоты Q, которая является количественной мерой хаотического движения частиц данной системы и работы A, которая является мерой энергии, передаваемой от одной системы к другой.</p> <p><i>Первый закон термодинамики в приложении к химическим системам:</i></p> <ul style="list-style-type: none"> • <i>Сообщенное системе тепло Q расходуется на приращение внутренней энергии U и на совершение работы A против внешних сил (внешнего давления).</i> $Q = \Delta U + A$ <p>а) Изохорный процесс ($\Delta V=0$). В этом случае работа расширения системы $A = p \Delta V = 0$, тогда $\Delta U = Q_v$. Таким образом, в изохорном процессе все сообщенное системе тепло идет на приращение внутренней энергии системы.</p> <p>б) Изобарный процесс ($\Delta p = 0$). В этом случае используют не внутреннюю энергию, а энтальпию, которая определяется соотношением: $H = U + pV$. При постоянном давлении $\Delta H = \Delta U + p \Delta V$. Следовательно $\Delta H = Q_p$, то есть в изобарном процессе сообщенное системе тепло идет на приращение энтальпии системы.</p>
<p>Второй закон В изолированных системах самопроизвольно идут только такие процессы, которые сопровождаются возрастанием энтропии: $\Delta S > 0$.</p>	<p>Системы, в которых протекают химические реакции, не бывают изолированными, они сопровождаются изменением как энтропии, так и энтальпии. Поэтому критерием самопроизвольного протекания химической реакции служит изменение энергии Гиббса, содержащей энтальпийный и энтропийный факторы: $\Delta G = \Delta H - T \Delta S$. Условием принципиальной возможности химической реакции является неравенство; $\Delta G < 0$, или, другими словами, все процессы могут протекать самопроизвольно только в сторону уменьшения энергии Гиббса.</p>

4.4. Основные понятия термохимии

Термохимия - это раздел химии, изучающий тепловые эффекты различных процессов.

К ним относятся процессы образования веществ, их сгорания, взаимодействия, растворения, плавления и т.д.

Понятие	Определение	Пояснения, примеры
<i>Экзотермические процессы</i>	Процессы, протекающие с выделением тепла.	При этом энтальпия системы уменьшается $\Delta H = \Delta H_2 - \Delta H_1 < 0$
<i>Эндотермические процессы</i>	Процессы, протекающие с поглощением тепла.	При этом энтальпия системы увеличивается $\Delta H = \Delta H_2 - \Delta H_1 > 0$
<i>Стандартные условия</i>	В термодинамике принимаются: температура 25°C (298 К) и давление $1,013 \cdot 10^5$ Па.	Для того, чтобы указать, что какая-либо величина приводится для стандартных условий, используют верхний и нижний индексы, например ΔH_{298}^0 .
<i>Стандартная энтальпия образования</i> $\Delta H_{обр,298}^0$	Энергетический эффект реакции образования одного моля соединения из элементарных веществ при стандартных условиях. Энтальпии образования простых веществ равны нулю.	Стандартные тепловые эффекты (энтальпии) образования различных веществ $\Delta H_{обр,298}^0$ приводятся в таблицах термодинамических данных в кДж/моль (часто нижний индекс <i>обр.</i> опускают).
<i>Термохимические уравнения</i>	Химическое уравнение, записанное с указанием агрегатного состояния участвующих в нем веществ и значением теплового эффекта (<i>к</i> - кристаллический, <i>ж</i> - жидкий, <i>г</i> - газообразный, <i>р</i> - растворенный и т.д.).	Термохимическое уравнение получения моля жидкой воды из газообразных водорода и кислорода в стандартных условиях записывается следующим образом: $\text{H}_2(\text{г}) + 1/2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{H}_2\text{O}(\text{ж}) \quad \Delta H_{298}^0 = -285,83 \text{ кДж.}$ При написании термохимических уравнений реакций допускаются дробные стехиометрические коэффициенты.

4.5. Основной закон термохимии

Формулировка закона и следствий из него	Примеры, пояснения												
<p>Закон Гесса: Тепловой эффект химических реакций, протекающих при постоянном объеме или при постоянном давлении, не зависит от числа промежуточных стадий и определяется только начальным и конечным состоянием системы.</p>	<div style="display: flex; align-items: center; justify-content: center;"> <div style="text-align: center; margin-right: 20px;"> </div> <div style="margin-left: 20px;"> <p>$C(\text{графит}) + 1/2O_2(\text{г}) = CO(\text{г}) \quad \Delta H_1$ $CO(\text{г}) + 1/2O_2(\text{г}) = CO_2(\text{г}) \quad \Delta H_2$ $C(\text{графит}) + O_2(\text{г}) = CO_2(\text{г}) \quad \Delta H_3$</p> <p>Суммирование первой и второй реакции дает третью реакцию. Таким же образом суммируются тепловые эффекты.</p> </div> </div>												
<p>Следствие 1: Тепловой эффект реакции образования одного моля соединения из простых веществ в стандартном состоянии - <i>энтальпия образования</i> - не зависит от способа его получения.</p>	<p>Например, каким бы образом не был получен 1 моль жидкой воды, энтальпия образования моля жидкой воды в стандартных условиях равна:</p> $\Delta H_{298}^{\circ} = -285,83 \text{ кДж/моль.}$												
<p>Следствие 2: Стандартный тепловой эффект реакции равен сумме стандартных теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы стандартных теплот образования исходных веществ (с учетом коэффициентов при формулах этих соединений в уравнении реакции): $\Delta H_{298(\text{р-ции})}^{\circ} = \sum \Delta H_{298(\text{прод.})}^{\circ} - \sum \Delta H_{298(\text{исх.})}^{\circ}$</p>	<p>Например, требуется вычислить стандартный тепловой эффект (энтальпию) реакции: $Fe_2O_3(\text{к}) + 3CO(\text{г}) = 2Fe(\text{к}) + 3CO_2(\text{г})$</p> $\Delta H_{298(\text{р-ции})}^{\circ} = (2\Delta H_{298(\text{Fe})}^{\circ} + 3\Delta H_{298(\text{CO}_2)}^{\circ}) - (\Delta H_{298(\text{Fe}_2\text{O}_3)}^{\circ} + 3\Delta H_{298(\text{CO})}^{\circ})$ <p>Значения стандартных энтальпий образования участвующих в реакции веществ берем из таблиц термодинамических величин:</p> <table style="margin-left: auto; margin-right: auto; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="padding: 0 10px;">$Fe_2O_3(\text{к})$</td> <td style="padding: 0 10px;">$CO(\text{г})$</td> <td style="padding: 0 10px;">$Fe(\text{к})$</td> <td style="padding: 0 10px;">$CO_2(\text{г})$</td> </tr> <tr> <td style="padding: 0 10px;">$\Delta H_{298}^{\circ}, \text{кДж/моль}$</td> <td style="padding: 0 10px;">-822,2</td> <td style="padding: 0 10px;">-110,5</td> <td style="padding: 0 10px;">0</td> </tr> <tr> <td style="padding: 0 10px;">$\Delta H_{298(\text{р-ции})}^{\circ}$</td> <td colspan="3" style="padding: 0 10px;">$= 3(-393,5) - [(-822,2) + 3(-110,5)] = -26,8 \text{ кДж.}$</td> </tr> </table>	$Fe_2O_3(\text{к})$	$CO(\text{г})$	$Fe(\text{к})$	$CO_2(\text{г})$	$\Delta H_{298}^{\circ}, \text{кДж/моль}$	-822,2	-110,5	0	$\Delta H_{298(\text{р-ции})}^{\circ}$	$= 3(-393,5) - [(-822,2) + 3(-110,5)] = -26,8 \text{ кДж.}$		
$Fe_2O_3(\text{к})$	$CO(\text{г})$	$Fe(\text{к})$	$CO_2(\text{г})$										
$\Delta H_{298}^{\circ}, \text{кДж/моль}$	-822,2	-110,5	0										
$\Delta H_{298(\text{р-ции})}^{\circ}$	$= 3(-393,5) - [(-822,2) + 3(-110,5)] = -26,8 \text{ кДж.}$												

4.6. Вычисление энтальпий различных процессов

Вычисление энтальпий различных процессов основано на законе Гесса и следствиях из него.

Энтальпии образования веществ $\Delta H_{\text{обр},298}^{\circ}$ берутся из таблиц для стандартных условий.

Энтальпия процесса	Примеры	Решение
Энтальпия растворения вещества $\Delta H_{\text{раств.}}^{\circ}$.	Определите энтальпию растворения NaOH.	$\text{NaOH}_{(к)} = \text{Na}^+_{(р)} + \text{OH}^-_{(р)}$ $\Delta H_{\text{обр},298}^{\circ}, \text{кДж/моль} \quad -427,66 \quad -239,66 \quad -229,94$ $\Delta H_{\text{раств.}}^{\circ} = [(-239,66) + (-229,94)] - (-427,8) = -41,6 \text{ кДж/моль.}$
Энтальпия фазовых переходов: энтальпия плавления $\Delta H_{\text{пл.}}^{\circ}$, энтальпия испарения $\Delta H_{\text{исп.}}^{\circ}$, энтальпия возгонки $\Delta H_{\text{возг.}}^{\circ}$.	Определите энтальпии фазовых переходов воды из кристаллического состояния в жидкое, из жидкого в газообразное, из кристаллического в газообразное.	$\text{H}_2\text{O}_{(к)} = \text{H}_2\text{O}_{(ж)} = \text{H}_2\text{O}_{(г)}$ $\Delta H_{\text{обр},298}^{\circ}, \text{кДж/моль} \quad -291,85 \quad -285,84 \quad -241,84$ $\Delta H_{\text{пл.}}^{\circ} = (-285,84) - (-291,85) = 6,01 \text{ кДж/моль.}$ $\Delta H_{\text{исп.}}^{\circ} = (-241,84) - (-285,84) = 44,00 \text{ кДж/моль.}$ $\Delta H_{\text{возг.}}^{\circ} = (-241,84) - (-291,85) = 50,01 \text{ кДж/моль.}$
Энтальпия диссоциации молекул $\Delta H_{\text{дисс.}}^{\circ}$ (энергия химической связи).	Определите энтальпию процесса диссоциации молекулы хлора на отдельные атомы.	$\text{Cl}_2(\text{г}) = 2\text{Cl}(\text{г})$ $\Delta H_{\text{обр},298}^{\circ}, \text{кДж/моль} \quad 0 \quad 121,3$ $\Delta H_{\text{дисс.}}^{\circ} = 2(121,3) - 0 = 242,6 \text{ кДж/моль.}$
Энтальпия распада ионного кристалла на газообразные ионы (энергия кристаллической решетки) $\Delta H_{\text{реш.}}^{\circ}$.	Определите энтальпию процесса распада ионных кристаллов CsF на газообразные ионы.	$\text{CsF}_{(к)} = \text{Cs}^+_{(г)} + \text{F}^-_{(г)}$ $\Delta H_{\text{обр},298}^{\circ}, \text{кДж/моль} \quad -555,0 \quad 460,0 \quad -253,5$ $\Delta H_{\text{реш.}}^{\circ} = 460 + (-253,5) - (-555,0) = 761,5 \text{ кДж/моль.}$

4.7. Теплоты сгорания веществ и теплотворная способность топлива

Определения	Примеры, решения
<p>Теплотой сгорания соединения называется энергетический эффект реакции полного сгорания в кислороде одного моля данного соединения до образования высших оксидов составляющих его элементов.</p>	<p>Стандартные значения теплот сгорания приведены в таблицах. Так, теплота сгорания метана $\Delta H^{\circ}_{\text{сгор.СН}_4} = -890,31$ кДж/моль. Теплота сгорания ацетилена $\Delta H^{\circ}_{\text{сгор.С}_2\text{Н}_2} = -1299,63$ кДж/моль. Теплота сгорания бензола $\Delta H^{\circ}_{\text{сгор.С}_6\text{Н}_6} = -3267,7$ кДж/моль.</p>
<p>Согласно закону Гесса энергетический эффект реакции равен разности между суммой теплот сгорания исходных веществ и суммой теплот сгорания конечных продуктов (с учетом коэффициентов при формулах этих соединений в уравнении реакции).</p>	<p>Вычислите тепловой эффект реакции $3\text{С}_2\text{Н}_2 = \text{С}_6\text{Н}_6$ по величинам теплот сгорания.</p> $\Delta H^{\circ}_{298(\text{р-ции})} = \Delta H^{\circ}_{\text{сгор.}(\text{исх})} - \Delta H^{\circ}_{\text{сгор.}(\text{прод})}$ $\Delta H^{\circ}_{298(\text{р-ции})} = 3 \Delta H^{\circ}_{\text{сгор.С}_2\text{Н}_2} - \Delta H^{\circ}_{\text{сгор.С}_6\text{Н}_6}$ $\Delta H^{\circ}_{298(\text{р-ции})} = 3(-1299,63) - (-3276,7) = -631,19 \text{ кДж.}$
<p>Теплотворная способность топлива Q_T определяется количеством теплоты, выделяющимся при сгорании 1 кг жидкого или твердого топлива или 1 м³ газообразного топлива до образования высших оксидов.</p> $Q_T = \frac{-\Delta H^{\circ}_{\text{сгор}}}{M} \cdot 1000, \text{ кДж/кг,}$ <p>где M - молярная масса топлива, г/моль.</p> $Q_T = \frac{-\Delta H^{\circ}_{\text{сгор}}}{22,4} \cdot 1000, \text{ кДж/м}^3,$ <p>где 22,4 л - объем одного моля газа при н.у.</p>	<p>• <u>Вычислите теплотворную способность угля.</u></p> <p>Из табличных данных $\Delta H^{\circ}_{\text{сгор.С}} = -396,3$ кДж/моль. Молярная масса угля $M = 12$ г/моль. Следовательно</p> $Q_T = \frac{396,3}{12} \cdot 1000 = 30\,775 \text{ кДж/кг.}$ <p>• <u>Вычислите теплотворную способность метана.</u></p> $\Delta H^{\circ}_{\text{сгор.СН}_4} = -890,31 \text{ кДж/моль.}$ $Q_T = \frac{890,31}{22,4} \cdot 1000 = 39\,746 \text{ кДж/м}^3.$

4.8. Вычисление изменения энтропии в различных процессах

Изменение энтропии системы в результате химической реакции (ΔS) равно сумме энтропий продуктов реакции за вычетом суммы энтропий исходных веществ:

$$\Delta S_{298(p-ции)}^0 = \sum S_{298(прод.)}^0 - \sum S_{298(исх.)}^0$$

Стандартные значения энтропий (при $T=298\text{K}$ и $p=1,013 \cdot 10^5 \text{ Па}$) обозначаются S_{298}^0 и приводятся в таблице.

Энтропия простого вещества, даже находящегося в кристаллическом состоянии, не равна нулю.

Примеры	Решение					
Приведите значения энтропий при стандартных условиях для таких простых веществ, как алмаз, графит, бром жидкий, бром газообразный.	Вещество	C(алмаз)	C(графит)	Br ₂ (ж)	Br ₂ (г)	
	S_{298}^0 , Дж/(моль·К)	2,38	5,74	152,3	245,35	
Анализ табличных значений энтропий позволяет сделать выводы:						
<ul style="list-style-type: none"> • Стандартные значения энтропий для простых веществ не равны нулю. • Чем более упорядоченнее система, тем меньше ее энтропия, и наоборот. 						
Сравните значения энтропии при стандартных условиях для воды кристаллической (лед), жидкой и газообразной (пар) и сделайте вывод.	Вещество	H ₂ O(к)	H ₂ O(ж)	H ₂ O(г)		
	S_{298}^0 , Дж/(моль·К)	44,1	70,1	188,8		
Данные показывают, что при переходе от более упорядоченного состояния (лед) к менее упорядоченному состоянию (жидкость, газ) энтропия возрастает.						
Вычислите изменение энтропии в реакции: NH ₃ (г) + HCl(г) = NH ₄ Cl(к).	Вещество	NH ₃ (г)	HCl(г)	NH ₄ Cl(к)		
	S_{298}^0 , Дж/(моль·К)	192,50	186,70	94,56		
	$\Delta S_{298(p-ции)}^0 = S_{298}^0(\text{NH}_4\text{Cl}) - (S_{298}^0(\text{NH}_3) + S_{298}^0(\text{HCl}))$					
	$\Delta S_{298(p-ции)}^0 = 94,56 - (192,50 + 186,70) = -284,64 \text{ Дж/(моль·К)}$					

4.9. Вычисление изменения энергии Гиббса в химических реакциях

Стандартные значения энергий Гиббса образования веществ обозначаются $\Delta G_{обр,298}^0$ и приводятся в таблицах (часто индекс обр. опускают).

Изменение энергии Гиббса в результате химической реакции равно сумме энергий Гиббса образования продуктов реакции за вычетом суммы энергий Гиббса образования исходных веществ (с учетом числа молей участвующих в реакции веществ):

$$\Delta G_{298(р-ции)}^0 = \sum \Delta G_{298(прод.)}^0 - \sum \Delta G_{298(исх.)}^0$$

Энергию Гиббса образования наиболее устойчивой модификации простого вещества принимают равной нулю.

Примеры	Решение										
<p>Вычисление энергии Гиббса: Вычислите энергию Гиббса при стандартных условиях для реакции: $Fe_2O_3(к) + 3CO(г) = 2Fe(к) + 3CO_2(г)$</p>	<table border="1"> <thead> <tr> <th>Вещество</th> <th>$Fe_2O_3(к)$</th> <th>$CO(г)$</th> <th>$Fe(к)$</th> <th>$CO_2(г)$</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>$\Delta G_{298}^0, кДж/моль$</td> <td>-741,5</td> <td>-138,1</td> <td>0</td> <td>-394,4</td> </tr> </tbody> </table> <p>$\Delta G_{298(р-ции)}^0 = (2\Delta G_{298}^0(Fe) + 3\Delta G_{298}^0(CO_2)) - (\Delta G_{298}^0(Fe_2O_3) + 3\Delta G_{298}^0(CO))$.</p> <p>$\Delta G_{298(р-ции)}^0 = [2 \cdot 0 + 3(-394,4)] - [(-741,5) + 3(-138,1)] = -27,4 кДж$.</p>	Вещество	$Fe_2O_3(к)$	$CO(г)$	$Fe(к)$	$CO_2(г)$	$\Delta G_{298}^0, кДж/моль$	-741,5	-138,1	0	-394,4
Вещество	$Fe_2O_3(к)$	$CO(г)$	$Fe(к)$	$CO_2(г)$							
$\Delta G_{298}^0, кДж/моль$	-741,5	-138,1	0	-394,4							
<p>Определение возможности или невозможности протекания реакции в стандартных условиях: Определите, возможно ли протекание реакции $CaCO_3(к) = CaO(к) + CO_2(г)$ в стандартных условиях.</p>	<p>Для того, чтобы ответить на этот вопрос, необходимо определить величину изменения энергии Гиббса реакции в стандартных условиях и по знаку ΔG определить возможность или невозможность самопроизвольного протекания реакции.</p> <table border="1"> <thead> <tr> <th>Вещество</th> <th>$CaCO_3(к)$</th> <th>$CaO(к)$</th> <th>$CO_2(г)$</th> </tr> </thead> <tbody> <tr> <td>$\Delta G_{298}^0, кДж/моль$</td> <td>-1128,8</td> <td>-604,2</td> <td>-394,4</td> </tr> </tbody> </table> <p>$\Delta G_{298(р-ции)}^0 = (\Delta G_{298}^0(CaO) + \Delta G_{298}^0(CO_2)) - \Delta G_{298}^0(CaCO_3)$.</p> <p>$\Delta G_{298(р-ции)}^0 = [(-604,2) + (-394,4)] - (-1128,8) = 130,2 кДж$.</p> <p>$\Delta G > 0$, самопроизвольное протекание ее в стандартных условиях невозможно.</p>	Вещество	$CaCO_3(к)$	$CaO(к)$	$CO_2(г)$	$\Delta G_{298}^0, кДж/моль$	-1128,8	-604,2	-394,4		
Вещество	$CaCO_3(к)$	$CaO(к)$	$CO_2(г)$								
$\Delta G_{298}^0, кДж/моль$	-1128,8	-604,2	-394,4								

4.10. Определение направления протекания процесса при температурах, отличных от стандартной

Тепловой эффект реакций зависит от температуры, но для большинства реакций в пределах температур, имеющих практическое значение, это изменение мало.

При расчетах изменения энергии Гиббса при температурах, отличных от стандартной, допустимо использование энтальпий образования при 298 К.

	Последовательность расчета	<i>Пример:</i> В каком направлении возможно самопроизвольное протекание реакции $\text{CaCO}_{3(\text{к})} = \text{CaO}_{(\text{к})} + \text{CO}_{2(\text{г})}$ при 1000°C.												
1.	Выписают из справочных таблиц величины ΔH_{298}° и S_{298}° для всех участников реакции.	<table style="margin-left: auto; margin-right: auto;"> <tr> <td></td> <td>$\text{CaCO}_{3(\text{к})}$</td> <td>$\text{CaO}_{(\text{к})}$</td> <td>$\text{CO}_{2(\text{г})}$</td> </tr> <tr> <td>$\Delta H_{298}^{\circ}$, кДж/моль</td> <td>-1207,1</td> <td>-635,5</td> <td>-393,51</td> </tr> <tr> <td>S_{298}°, Дж/(моль·К)</td> <td>92,88</td> <td>39,7</td> <td>213,68</td> </tr> </table>		$\text{CaCO}_{3(\text{к})}$	$\text{CaO}_{(\text{к})}$	$\text{CO}_{2(\text{г})}$	ΔH_{298}° , кДж/моль	-1207,1	-635,5	-393,51	S_{298}° , Дж/(моль·К)	92,88	39,7	213,68
	$\text{CaCO}_{3(\text{к})}$	$\text{CaO}_{(\text{к})}$	$\text{CO}_{2(\text{г})}$											
ΔH_{298}° , кДж/моль	-1207,1	-635,5	-393,51											
S_{298}° , Дж/(моль·К)	92,88	39,7	213,68											
2.	Вычисляют $\Delta H_{298(\text{р-ции})}^{\circ}$: $\Delta H_{298(\text{р-ции})}^{\circ} = \sum \Delta H_{298(\text{прод.})}^{\circ} - \sum \Delta H_{298(\text{исх.})}^{\circ}$	$\Delta H_{298(\text{р-ции})}^{\circ} = \Delta H_{298(\text{CaO})}^{\circ} + \Delta H_{298(\text{CO}_2)}^{\circ} - \Delta H_{298(\text{CaCO}_3)}^{\circ}$ $\Delta H_{298(\text{р-ции})}^{\circ} = (-635,5) + (-393,51) - (-1207,1) = 178,09 \text{ кДж.}$												
3.	Вычисляют $\Delta S_{298(\text{р-ции})}^{\circ}$: $\Delta S_{298(\text{р-ции})}^{\circ} = \sum S_{298(\text{прод.})}^{\circ} - \sum S_{298(\text{исх.})}^{\circ}$	$\Delta S_{298(\text{р-ции})}^{\circ} = S_{298(\text{CaO})}^{\circ} + S_{298(\text{CO}_2)}^{\circ} - S_{298(\text{CaCO}_3)}^{\circ}$ $\Delta S_{298(\text{р-ции})}^{\circ} = (39,7 + 213,68) - 92,88 = 160,5 \text{ Дж/(моль·К).}$												
4.	Вычисляют $\Delta G_{298(\text{р-ции})}^{\circ}$: $\Delta G_{298(\text{р-ции})}^{\circ} = \Delta H_{298(\text{р-ции})}^{\circ} - T \cdot \Delta S_{298(\text{р-ции})}^{\circ}$	$\Delta G_{298(\text{р-ции})}^{\circ} = 178,09 - 1273 \cdot 160,5 \cdot 10^{-3} = -26,2 \text{ кДж.}$												
5.	По знаку $\Delta G_{298(\text{р-ции})}^{\circ}$ делают вывод о возможном направлении самопроизвольного протекания процесса при температуре Т.	<i>Вывод:</i> Поскольку $\Delta G < 0$, самопроизвольное протекание реакции в прямом направлении при 1000°C принципиально возможно.												

5. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Термодинамическое условие химического равновесия:

⇒

$\Delta G=0$

5.1. Основные понятия

Понятие	Определение	Пояснения, примеры
Необратимые реакции	Химические реакции, в результате которых исходные вещества полностью превращаются в продукты реакции.	Реакции протекают до конца, если продукты выводятся из сферы реакции в виде осадка или газов, либо образуется малодиссоциирующее соединение.
Обратимые реакции	Химические реакции, идущие одновременно в двух противоположных направлениях (прямом и обратном). При написании уравнения обратимой реакции вместо знака равенства используют знак \rightleftharpoons .	В начальный момент скорость прямой реакции больше скорости обратной, но по мере накопления продуктов реакции возрастает скорость обратной реакции и в какой-то момент времени они выравняются - наступает химическое равновесие.
Равновесное состояние системы	Термодинамическое равновесие характеризуется отсутствием выделения или поглощения энергии и постоянным составом системы при $T=\text{const}$ и $p=\text{const}$.	Истинное химическое равновесие не только неизменно во времени в отсутствии внешних воздействий, но и после прекращения воздействия система может вернуться в прежнее состояние.
Равновесные концентрации (парциальные давления)	В условиях химического равновесия концентрации (или парциальное давление для газов) исходных веществ и продуктов реакции не изменяются во времени и называются равновесными.	Равновесные концентрации обозначают: $[A]_{\text{равн.}}$, что означает равновесная концентрация вещества А. Иногда нижний индекс "равн." опускают. Равновесные парциальные давления обозначают: p_A .
Динамический характер равновесия	Истинное равновесие следует отличать от ложного (заторможенного) равновесия (при изменении внешних условий происходит необратимый процесс).	Постоянство концентраций реагирующих веществ обусловлено не отсутствием процессов в системе, а равенством скоростей прямого и обратного процессов.

5.2. Закон действующих масс. Константа химического равновесия

Закон действующих масс: Отношение произведения равновесных концентраций продуктов реакции в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, к произведению равновесных концентраций исходных веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам, при $T = \text{const}$, является величиной постоянной и называется *константой химического равновесия* K .

Константа химического равновесия K - важная характеристика реакции. По ее величине можно судить о направлении процесса при исходном соотношении концентраций реагирующих веществ, о максимально возможном выходе продуктов реакции при тех или иных условиях. Чем больше значение константы равновесия, тем "глубже" протекает реакция, т.е. тем больше выход ее продуктов.

Реакция	Выражение для константы равновесия	Примеры, пояснения
Гомогенная	Для реакции $aA + bB \rightleftharpoons dD + eE$ выражение для константы равновесия: $K = \frac{[D]^d \cdot [E]^e}{[A]^a \cdot [B]^b}$ где [] - равновесные концентрации реагирующих веществ.	В условиях химического равновесия концентрации всех веществ, участвующих в реакции, связаны между собой и нельзя изменить ни одной из них, чтобы это не повлекло за собой изменения концентраций всех остальных веществ.
В газовой фазе	$K_p = \frac{p_D^d \cdot p_E^e}{p_A^a \cdot p_B^b},$ где p - равновесные парциальные давления реагирующих веществ.	Для реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{SO}_3$ $K_p = \frac{p_{\text{SO}_3}^2}{p_{\text{SO}_2}^2 \cdot p_{\text{O}_2}}$
Гетерогенная	Для гетерогенных реакций в выражение для константы равновесия не входят концентрации веществ, находящихся в твердой фазе.	Для реакции $\text{CaCO}_3 \rightleftharpoons \text{CaO} + \text{CO}_2$ $K_p = p_{\text{CO}_2}$

5.3. Примеры расчета равновесных концентраций и константы химического равновесия

Примеры	Решение
<p><i>Вычисление константы равновесия по равновесным концентрациям реагирующих веществ и определение исходных концентраций:</i> В обратимой реакции</p> $\text{CO} + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons \text{COCl}_2$ <p>установились следующие равновесные концентрации: $[\text{CO}] = 0,1$ моль/л; $[\text{Cl}_2] = 0,4$ моль/л, $[\text{COCl}_2] = 4$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации оксида углерода и хлора.</p>	<p>Находим константу равновесия:</p> $K = \frac{[\text{COCl}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{Cl}_2]} = \frac{4}{0,1 \cdot 0,4} = 100.$ <p>Для определения исходных концентраций CO и Cl_2 необходимо учесть, что согласно уравнению реакции при образовании 1 моль COCl_2 расходуется по 1 моль CO и Cl_2. Отсюда следует, что исходные концентрации составляли:</p> $[\text{CO}]_{\text{исх}} = [\text{CO}]_{\text{равн}} + [\text{CO}]_{\text{израсх}} = 0,1 + 4 = 4,1 \text{ моль/л};$ $[\text{Cl}_2]_{\text{исх}} = [\text{Cl}_2]_{\text{равн}} + [\text{Cl}_2]_{\text{израсх}} = 0,4 + 4 = 4,4 \text{ моль/л}.$
<p><i>Вычисление равновесных концентраций реагирующих веществ:</i> Вычислите равновесные концентрации в обратимой химической реакции:</p> $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2,$ <p>если исходная смесь содержала 2 моль CO и 3 моль H_2O (в 1 л газовой смеси). Константа равновесия $K = 1$.</p>	<p>Предположим, что к моменту наступления равновесия образовалось x молей CO_2. Так как коэффициенты в уравнении реакции перед CO_2 и H_2 одинаковы, следовательно, H_2 тоже образовалось x молей. Столько же молей исходных реагентов израсходовалось. Следовательно:</p> $[\text{CO}] = [\text{CO}]_{\text{исх}} - [\text{CO}]_{\text{израсх}} = (2 - x) \text{ моль/л}.$ $[\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}_2\text{O}]_{\text{исх}} - [\text{H}_2\text{O}]_{\text{израсх}} = (3 - x) \text{ моль/л}.$ <p>Константа равновесия равна:</p> $K = \frac{[\text{CO}_2] \cdot [\text{H}_2]}{[\text{CO}] \cdot [\text{H}_2\text{O}]} = \frac{x^2}{(2 - x) \cdot (3 - x)} = 1. \text{ Отсюда } x = 1,2. \text{ Тогда}$ <p>равновесные концентрации равны: $[\text{CO}] = 2 - 1,2 = 0,8$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 3 - 1,2 = 1,8$ моль/л, $[\text{CO}_2] = 1,2$ моль/л; $[\text{H}_2] = 1,2$ моль/л.</p>

5.4. Смещение химического равновесия. Принцип Ле Шателье

Процесс перехода от одного равновесного состояния к новому равновесию называется *смещением химического равновесия*.

Направление этого смещения подчиняется принципу Ле Шателье или принципу подвижного равновесия.

Принцип Ле Шателье: Если на систему, находящуюся в состоянии равновесия, оказать какое-либо воздействие, то в системе усилится то из направлений обратимого процесса, течение которого ослабляет влияние этого воздействия; в результате этого равновесие сместится в том же направлении.

Влияние различных факторов на направление и степень смещения химического равновесия

Фактор	Направление смещения	Степень смещения
Концентрация	Если внешнее воздействие на систему проявляется в уменьшении концентрации одного из веществ, участвующих в реакции, то это смещает равновесие в сторону его образования. Наоборот, при увеличении концентрации одного из веществ равновесие смещается в сторону той реакции, которая ее уменьшает. Следовательно, <i>направление смещения</i> определяется тем, какой из реагентов взят в избытке.	<i>Степень смещения</i> равновесия при данном количестве реагента определяется стехиометрическими коэффициентами участвующих в реакции веществ. Чем больше коэффициент, тем больше степень влияния.
Температура	Повышение температуры смещает равновесие в сторону эндотермической реакции, а понижение - в сторону экзотермической, то есть <i>направление смещения</i> определяется знаком теплового эффекта.	<i>Степень смещения</i> равновесия определяется абсолютной величиной теплового эффекта ΔH .
Давление	Повышение давления вызывает смещение равновесия в направлении уменьшения общего числа молей газообразных веществ, т.е. в направлении, приводящем к понижению давления. Таким образом, <i>направление смещения</i> определяется знаком ΔV .	Степень смещения равновесия определяется абсолютной величиной ΔV (изменением объема реагирующих веществ).
Катализатор	Не оказывает влияния на смещение равновесия, т.к. ускоряет как прямую, так и обратную реакцию.	Ускоряет достижение положения равновесия, не смещая его.

5.5. Примеры определения направления смещения положения химического равновесия

Фактор	Пример	Решение
Концентрация реагентов	В каком направлении сместится равновесие в реакции $\text{CO} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CO}_2 + \text{H}_2$, при увеличении концентрации CO?	При увеличении концентрации исходных реагентов возрастает скорость прямой реакции и равновесие смещается в сторону увеличения продуктов реакции. Следовательно при увеличении концентрации CO равновесие сместится справа налево.
Давление	В каком направлении сместится равновесие в системах а) $3\text{H}_2(\text{г}) + \text{N}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{NH}_3(\text{г})$ б) $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{г})$ если при некоторой температуре увеличить давление путем уменьшения объема газовой смеси?	а) Протекание реакции в прямом направлении приводит к уменьшению общего числа молей газов. Поэтому согласно принципу Ле Шателье, повышение давления вызывает смещение равновесия в сторону прямой реакции (слева направо). б) Протекание реакции не сопровождается изменением числа молей газов и не приводит к изменению давления. Поэтому изменение давления не вызовет смещения равновесия.
Температура	В каком направлении сместится равновесие в реакции $2\text{CO} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{CO}_2$, $\Delta H_{298}^{\circ} = -566$ кДж при увеличении температуры?	Поскольку прямая реакция является экзотермической (протекает с выделением тепла), ей будет способствовать отвод тепла (понижение температуры). Следовательно, при повышении температуры равновесие будет смещаться в сторону обратной реакции (справа налево).
Концентрация, давление, температура	Реакция протекает по уравнению $\text{CO}(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}) \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}(\text{г})$, $\Delta H_{298}^{\circ} = 193,3$ кДж. Как нужно изменить температуру, давление и концентрации реагирующих веществ, чтобы увеличить выход продуктов?	Согласно принципу Ле Шателье смещению равновесия данной реакции в сторону образования продуктов будет способствовать повышение температуры (поскольку прямая реакция эндотермическая), повышение давления (поскольку прямая реакция протекает с уменьшением объема с трех молей до одного) и повышение концентрации окиси углерода и водорода.

5.6. Связь между константой равновесия и величиной ΔG° реакции

Константа химического равновесия связана с изменением стандартной энергии Гиббса химической реакции ΔG° уравнением

$$\Delta G^{\circ} = -RT \ln K.$$

Большим отрицательным значениям ΔG° ($\Delta G^{\circ} \ll 0$) отвечают большие значения K ($K \gg 1$), т.е. в реакционной смеси преобладают продукты реакции.

При больших положительных значениях ΔG° ($\Delta G^{\circ} \gg 0$) в равновесной смеси преобладают исходные вещества ($K \ll 1$).

Пример	Решение
<p>Определите константу равновесия реакции, протекающей при стандартных условиях по уравнению:</p> $\text{H}_2(\text{г}) + \text{Cl}_2(\text{г}) \rightleftharpoons 2\text{HCl}(\text{г})$	<p>По таблицам находим ΔG° образования всех веществ, участвующих в реакции: $\Delta G^{\circ}_{\text{H}_2} = 0$ кДж/моль, $\Delta G^{\circ}_{\text{Cl}_2} = 0$ кДж/моль, $\Delta G^{\circ}_{\text{HCl}} = -95,27$ кДж/моль. По закону Гесса находим изменение энергии Гиббса в реакции:</p> $\Delta G^{\circ} = 2\Delta G^{\circ}_{\text{HCl}} - (\Delta G^{\circ}_{\text{Cl}_2} + \Delta G^{\circ}_{\text{H}_2}) = 2(-95,27) = -190,54 \text{ кДж/моль.}$ <p>Находим K:</p> $\ln K = -\Delta G^{\circ} / RT \text{ или } \lg K = -\Delta G^{\circ} / 2,303RT = -(-190,54 \cdot 10^3) / 2,303 \cdot 8,314 \cdot 298 = 33,39.$ $K = \text{Antilg} 33,39 = 2,4 \cdot 10^{33}.$
<p>Вычислите константу равновесия и сделайте вывод о возможности или невозможности проведения процесса дегидратации бутана до бутадиена при 298 К:</p> $\text{C}_4\text{H}_{10}(\text{г}) \rightleftharpoons \text{C}_4\text{H}_6(\text{г}) + 2\text{H}_2(\text{г}),$ <p>если $\Delta H^{\circ}_{298} = 236,6$ кДж, $\Delta S^{\circ}_{298} = 229,9$ Дж/К.</p>	$\ln K = \frac{-\Delta G}{RT}, \text{ а так как } \Delta G = \Delta H - T\Delta S, \text{ следовательно } \ln K = -\frac{\Delta H - T\Delta S}{RT};$ $\lg K = -\frac{\Delta H}{2,3RT} + \frac{\Delta S}{2,3RT}.$ <p>Подставляем численные значения:</p> $\lg K = -\frac{236,6 \cdot 10^3}{2,3 \cdot 8,314 \cdot 298} + \frac{229,9}{2,3 \cdot 8,314} = -29,4592; \quad K = \text{Antilg}(-29,4592) = 3,5 \cdot 10^{-30}.$ <p>Поскольку константа равновесия значительно меньше единицы, можно сделать вывод, что в стандартных условиях провести реакцию дегидратации бутана до бутадиена практически невозможно.</p>

6. ХИМИЧЕСКАЯ КИНЕТИКА

6.1. Основные понятия химической кинетики

Определение понятия	Пояснения, примеры
<p>Химическая кинетика – раздел химии, который изучает скорости и механизмы химических процессов, и факторы, влияющие на них.</p>	<p>Классическая термодинамика рассматривает только равновесные процессы, т.е. процессы, которые протекают бесконечно медленно. С термодинамических позиций невозможно анализировать развитие процесса во времени, поскольку время не учитывается при термодинамическом описании. Рассмотрение развития процессов во времени - основная задача химической кинетики.</p>
<p>Скорость химической реакции – это число элементарных актов реакции, происходящих в единицу времени в единице объема (в случае гомогенных реакций) или на единице поверхности раздела фаз (в случае гетерогенной реакции). Скорость реакции зависит от следующих факторов:</p> <ul style="list-style-type: none"> • природы реагентов; • концентрации реагентов; • внешних условий (t, p). 	<p>Скорость реакции обычно характеризуют изменением концентрации какого-либо из исходных или конечных продуктов реакции в единицу времени и чаще всего выражают в моль/м³·с.</p> <p><i>Средняя</i> скорость реакции равна: $\bar{v} = \frac{c_2 - c_1}{t_2 - t_1} = -\frac{\Delta c}{\Delta t},$ где c_1 и c_2 - концентрации исходного вещества в момент времени t_1 и t_2. Знак минус означает убыль концентрации исходных веществ, поскольку скорость реакции величина положительная.</p> <p>Скорость реакции непрерывно изменяется в ходе процесса, поэтому скорость реакции в данный момент времени называется <i>мгновенной</i> скоростью и выражается первой производной концентрации по времени: $v = \pm \frac{dc}{dt}$ (производная исходных концентраций со знаком минус, продуктов - со знаком плюс).</p>
<p>Молекулярность реакции определяется числом частиц, участвующих в элементарном акте реакции.</p>	<p>Реакции разложения представляют собой пример мономолекулярных реакций, так как в элементарном акте распада участвует лишь одна частица. Если взаимодействие осуществляется за счет столкновения двух или трех частиц, то соответствующие реакции называются бимолекулярными и тримолекулярными.</p>

6.2. Основной закон химической кинетики (закон действующих масс)

При $T = \text{const}$ скорость в конкретной химической системе зависит только от концентрации реагирующих веществ. Математическую форму этой зависимости называют *кинетическим уравнением*.

Основной закон кинетики: Скорость реакции в каждый момент времени пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, возведенных в некоторые степени.

Понятие	Определение	Пояснения, примеры
Кинетическое уравнение.	<p>Для реакции $aA + bB \dots \rightarrow dD + eE$ кинетическое уравнение имеет вид</p> $v = k c_A^{n_1} c_B^{n_2} \dots,$ <p>где k-константа скорости реакции; n_1 и n_2-порядок реакции по компонентам А, В.</p>	<p>Для простых гомогенных реакций, протекающих в одну стадию, понятия молекулярность и порядок реакции совпадают, т.е. мономолекулярная реакция соответствует реакции первого порядка, бимолекулярная - второго и т. д.</p> <p>Для таких реакций порядок по компонентам совпадает со стехиометрическими коэффициентами.</p>
Общий порядок реакции.	<p>Общим порядком реакции называют сумму порядков реакции по компонентам А, В и т.д.:</p> $n_{\text{общ}} = n_1 + n_2 + \dots$ <p>Общий порядок реакции может принимать любые значения, постоянные для данной реакции, в пределах от нуля до трех: $0 \leq n_{\text{общ}} \leq 3$.</p>	<p>Порядок реакции положен в основу их классификации.</p> <p>Первый порядок: $v = k_I c$; $[k_I] = \text{с}^{-1}$</p> <p>Второй порядок: $v = k_{II} c^2$ и $v = k_{II} c_A c_B$; $[k_{II}] = \text{л}/(\text{моль} \cdot \text{с})$</p> <p>Третий порядок: $v = k_{III} c^3$; $v = k_{III} c_A^2 c_B$; $v = k_{III} c_A c_B c_D$; $[k_{III}] = \text{л}^2 / (\text{моль}^2 \cdot \text{с})$.</p>
Константа скорости реакции k.	<p>Физический смысл коэффициента пропорциональности: константа скорости k равна скорости реакции при концентрации реагирующих веществ, равных единице.</p> <p>k зависит от природы реагирующих веществ, но не зависит от их концентрации.</p>	<p>Размерность константы скорости реакции зависит от порядка реакции. Сравнение величин констант скоростей для реакций разного порядка недопустимо, поскольку они измеряются в разных единицах и являются разнохарактерными и физико-химическими величинами.</p>

6.3. Примеры решения задач по основному закону химической кинетики

Примеры	Решение
<p>Вычисление скорости реакции по концентрациям реагирующих веществ. Реакция между веществами А и В протекает по уравнению $2A+B=D$. Концентрация вещества А равна 4 моль/л, а вещества В 3 моль/л. Константа скорости реакции равна $0,4 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$. Вычислите скорость химической реакции в начальный момент и в тот момент, когда прореагирует 50% вещества А.</p>	<p>Согласно закону действующих масс скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ в степенях, равных стехиометрическим коэффициентам:</p> $v = kC_A^2 C_B = 0,4 \cdot 4^2 \cdot 3 = 19,2 \text{ моль} \cdot \text{с}^{-1} \cdot \text{л}^{-1}.$ <p>По истечении некоторого времени, когда прореагирует 50% вещества А (2 моль/л), его останется в реакционной среде $4-2=2$ моль/л. Поскольку вещества А и В реагируют между собой в соотношении 2:1, то концентрация вещества В уменьшилась на 1 моль/л и стала равной $3-1=2$ моль/л. Следовательно $v = kC_A^2 C_B = 0,4 \cdot 2^2 \cdot 2 = 3,2 \text{ моль} \cdot \text{с}^{-1} \cdot \text{л}^{-1}$.</p>
<p>Вычисление константы скорости реакции. Найдите константу скорости реакции $A+2B=D$, если при концентрациях А и В, равных 0,5 и 0,6 моль/л, ее скорость равна $0,018 \text{ моль} \cdot \text{л}^{-1} \cdot \text{мин}^{-1}$.</p>	<p>В соответствии с законом действующих масс скорость реакции равна $v = kC_A C_B^2$; отсюда константа скорости реакции равна:</p> $k = \frac{v}{C_A C_B^2} = \frac{0,018}{0,5 \cdot 0,6^2} = 0,1 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{мин}^{-1}.$
<p>Влияние давления на скорость реакции. Определите, как изменится скорость реакции $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$, если общее давление в системе увеличить в 3 раза.</p>	<p>Увеличение давления в системе в 3 раза вызовет уменьшение объема системы в 3 раза, а концентрации реагирующих веществ возрастут в 3 раза. Согласно закону действующих масс начальная скорость реакции равна $v_1 = kC_{\text{SO}_2}^2 C_{\text{O}_2}$. После увеличения давления она равна:</p> $v_2 = k(4C_{\text{SO}_2})^2 4C_{\text{O}_2} = 64kC_{\text{SO}_2}^2 C_{\text{O}_2}, \text{ тогда } \frac{v_2}{v_1} = \frac{64kC_{\text{SO}_2}^2 C_{\text{O}_2}}{kC_{\text{SO}_2}^2 C_{\text{O}_2}} = 64.$

6.4. Зависимость скорости реакции от температуры. Правило Вант-Гоффа

Правило Вант-Гоффа:

При повышении температуры на 10 К скорость большинства химических реакций увеличивается в 2-4 раза.

$$\frac{v_2}{v_1} = \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}, \quad \text{где } v_2 \text{ и } v_1 - \text{ скорости реакции при температурах } T_2 \text{ и } T_1, \\ \gamma - \text{ коэффициент Вант-Гоффа.}$$

Примеры	Решение
Определение изменения скорости реакции при изменении температуры. Температурный коэффициент реакции равен 3,5. Константа скорости при 15°C равна 0,2 с ⁻¹ . Какова константа скорости реакции при 40°C?	Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется правилом Вант-Гоффа, из которого следует: $k_{T_2} = k_{T_1} \cdot \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}} = 0,2 \cdot 3,5^{\frac{40 - 15}{10}} = 4,6 \text{ с}^{-1}.$
Определение температурного коэффициента реакции. Вычислите температурный коэффициент Вант-Гоффа, если известно, что при повышении температуры от 40 до 80°C скорость реакции увеличилась в 16 раз.	В соответствии с правилом Вант-Гоффа $\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$; Подставим значения: $16 = \gamma^{\frac{80 - 40}{10}}$; отсюда $\gamma = 2$.
Вычисление изменения времени протекания реакции при изменении температуры. При 353 К реакция заканчивается за 20 с. Сколько времени будет длиться реакция при 293 К, если температурный коэффициент этой реакции равен 2,5?	Между скоростью протекания химических реакций и их продолжительностью существует обратнопропорциональная зависимость: $\frac{v_{T_2}}{v_{T_1}} = \frac{t_1}{t_2}, \text{ где } t_1 \text{ и } t_2 - \text{ время протекания реакции при температурах } T_1 \text{ и } T_2.$ Тогда правило Вант-Гоффа можно записать $\frac{t_1}{t_2} = \gamma^{\frac{T_2 - T_1}{10}}$. Отсюда (при подстановке числовых значений) $t_2 = 4879 \text{ с}.$

6.5. Энергия активации. Уравнение Аррениуса

Основы теории активных соударений: • для протекания химической реакции необходимы столкновения частиц; число столкновений определяется интенсивностью их теплового движения, т.е. зависит от температуры;

• чтобы столкновения частиц привели к химическому превращению, их энергия должна быть больше некоторого значения E_a , т.к. эффективны только те столкновения, в которых участвуют активированные частицы.

Энергией активации E_a называется энергия, необходимая для перевода 1 моль вещества из стабильного состояния в активированное. В соответствии с уравнением Аррениуса

$$k = Ae^{-(E_a/RT)},$$

где k - константа скорости реакции; A - предэкспоненциальный множитель, учитывающий вероятность столкновения частиц.

Примеры	Решение
<p>Вычисление энергии активации реакции по значениям констант скорости реакции при двух температурах:</p> <p>Вычислите энергию активации реакции (кДж/моль), если константы скорости реакции при 273 К и 280 К соответственно равны $k_{T_1} = 4,04 \cdot 10^{-5}$ и $k_{T_2} = 7,72 \cdot 10^{-5} \text{ с}^{-1}$.</p>	<p>В соответствии с уравнением Аррениуса</p> $\ln \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a}{R} \cdot \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right) \quad \text{или} \quad \lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a(T_2 - T_1)}{19,147 T_1 T_2}$ $E_a = \frac{\lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} \cdot 19,14 T_1 T_2}{T_2 - T_1} = \frac{\lg \frac{7,72 \cdot 10^{-5}}{4,04 \cdot 10^{-5}} \cdot 19,147 \cdot 273 \cdot 280}{280 - 273} = 58,75 \frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$
<p>Вычисление изменения констант скоростей реакции при изменении температуры по величине энергии активации:</p> <p>Энергия активации реакции равна 59,4 кДж/моль. Вычислите константу скорости реакции при 350 К, если константа скорости реакции при 300 К равна $0,02 \text{ с}^{-1}$?</p>	<p>Логарифм отношения констант скоростей реакции равен:</p> $\lg \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = \frac{E_a(T_2 - T_1)}{19,147 T_1 T_2} = \frac{59400(350 - 300)}{19,147 \cdot 300 \cdot 350} = 1,477; \quad \text{Отсюда} \quad \frac{k_{T_2}}{k_{T_1}} = 30.$ <p>При повышении температуры от 300 до 350 К скорость реакции возрастает в 30 раз. Найдем значение константы скорости реакции при 350 К:</p> $k_{T_2} = 30 \cdot 0,02 = 0,6 \text{ с}^{-1}.$

6.6. Катализ

Основные понятия

Понятие	Определение
<i>Катализатор</i>	Вещество, ускоряющее химическую реакцию, но не испытывающее химические превращения в этой реакции.
<i>Катализ</i>	Явление изменения скорости реакции под воздействием катализаторов.
<i>Промоторы</i>	Вещества, которые в небольших количествах усиливают активность катализатора.
<i>Ингибитор</i>	Вещество, замедляющее химическую реакцию.
<i>Каталитические яды</i>	Соединения, которые даже в небольших количествах ухудшают свойства катализаторов, отравляют их.
<i>Селективность</i>	Способность катализаторов избирательно ускорять ту или иную реакцию.

6.7. Механизм действия катализатора

Катализаторы не влияют на термодинамику реакции, т.е. не изменяют энтальпию и энергию Гиббса реакции. Катализатор увеличивает константу скорости химической реакции.

Катализаторы уменьшают полную энергию активации процесса, т.к. каталитический процесс идет по другому пути, через другое переходное состояние. Активированный комплекс с участием катализаторов имеет меньшую энергию, чем комплекс без катализаторов, поэтому энергия активации понижается.

Вид катализа	Механизм
<i>Гомогенный катализ:</i> катализаторы находятся в системе в том же фазовом состоянии, что и реагенты.	Реакция протекает по уравнению $A+B=AB$. В присутствии катализатора K эта реакция протекает в две стадии: $A+K=AK$, а затем уже $AK+B=AB+K$, при этом снижается энергия активации и увеличивается скорость реакции.
<i>Гетерогенный катализ:</i> катализаторы и реагенты находятся в разных фазах и имеют границу раздела.	Основную роль играет адсорбция молекул реагирующих веществ на поверхности катализатора, что приводит к повышению их энергии и снижению энергии активации катализируемой реакции.

7. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ

Концентрацией называют *отношение* количества ν или массы m_B вещества, содержащегося в растворе, к объему раствора $V_{p-ра}$ или массе раствора $m_{p-ра}$ либо массе растворителя $m_{p-ля}$.

Количество вещества

$$\nu = \frac{m_B}{M_B} \text{ (моль)}$$

7.1. Способы выражения концентрации растворов

Название концентрации и обозначение	Отношение	Формула	Размерность
Массовая доля (процентная) ω	$\frac{\text{масса вещества}}{\text{масса раствора}} \cdot (100\%)$	$\omega = \frac{m_B}{m_{p-ра}} \cdot (100\%)$	Массовая доля (%)
Молярная C_M	$\frac{\text{количество вещества}}{\text{объем раствора}}$	$C_M = \frac{m_B}{M \cdot V_{p-ра}}$	$\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{М}^3}$; $\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$
Молярная концентрация эквивалента (нормальная) C_N	$\frac{\text{количество вещества эквивалента}}{\text{объем раствора}}$	$C_N = \frac{m_B}{M_{Э} \cdot V_{p-ра}}$	$\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{М}^3}$; $\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{Л}}$
Моляльная C_μ	$\frac{\text{количество вещества}}{\text{масса растворителя}}$	$C_\mu = \frac{m_B}{M \cdot m_{p-ля}}$	$\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{КГ}}$
Мольная доля C_N	$\frac{\text{количество молей вещества}}{\text{количество молей всех веществ}}$	$C_N = \frac{N_1}{N_1 + N_2 + \dots}$	
Титр T	$\frac{\text{масса вещества}}{\text{объем раствора}}$	$T = \frac{m_B}{V_{p-ра}}$	$\frac{\text{Г}}{\text{МЛ}}$

7.1.1. Массовая доля

$$\omega = \frac{m_{\text{в}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

$$\omega = \frac{m_{\text{в}}}{\rho_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

где $m_{\text{в}}$ - масса растворенного вещества,
 $m_{\text{р-ра}}$ - масса раствора, $\rho_{\text{р-ра}}$ - плотность
 раствора, $V_{\text{р-ра}}$ - объем раствора.

Примеры решения задач

Примеры	Решение
<i>Определение массовой доли раствора.</i> Определите массовую долю раствора гидроксида калия, если в 200 г раствора содержится 40 г КОН.	Определим массовую долю раствора по формуле: $\omega = \frac{m_{\text{КОН}}}{m_{\text{р-ра}}} = \frac{40 \text{ г}}{200 \text{ г}} = 0,2.$
<i>Определение массы растворенного вещества в определенной массе раствора с известной массовой долей.</i> Сколько граммов CaCl_2 содержится в 350 г 3%-ного раствора хлорида кальция?	Из формулы для определения массовой доли находим выражение для вычисления массы растворенного вещества: $m_{\text{CaCl}_2} = \frac{\omega \cdot m_{\text{р-ра}}}{100\%} = \frac{3\% \cdot 350 \text{ г}}{100\%} = 10,5 \text{ г}.$
<i>Вычисление массы раствора с заданной массовой долей, которую можно приготовить из данной массы растворенного вещества.</i> Какую массу 20%-ного раствора едкого натра можно приготовить из 60 г NaOH?	$m_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{в}} \cdot 100\%}{\omega} = \frac{60 \text{ г} \cdot 100\%}{20\%} = 300 \text{ г}.$ Таким образом, из 60 г едкого натра можно приготовить 300 г 20%-ного раствора NaOH.
<i>Вычисление объема раствора с заданной массовой долей, который можно приготовить из данной массы растворенного вещества.</i> Какой объем 10%-ного раствора сульфата натрия (плотность 1,091 г/мл) можно приготовить из 80 г Na_2SO_4 .	Чтобы вычислить объем раствора, воспользуемся второй формулой, в которой масса раствора выражена через произведение плотности раствора на его объем: $V_{\text{р-ра}} = \frac{m_{\text{Na}_2\text{SO}_4} \cdot 100\%}{\omega \cdot \rho_{\text{р-ра}}} = \frac{80 \text{ г} \cdot 100\%}{10\% \cdot 1,091 \text{ г/мл}} = 733,3 \text{ мл}.$

7.1.2. Молярная концентрация

Молярная концентрация (*молярность*) показывает, сколько молей растворенного вещества содержится в 1 литре раствора.

1М раствор: $C_M = 1$ моль/л.

$$C_M = \frac{m_B}{M \cdot V_{p-ра}}$$

C_M - молярная концентрация, моль/л;
 m_B - масса растворенного вещества, г;
 M_B - молярная масса вещества, г/моль;
 $V_{p-ра}$ - объем раствора, л.

Примеры решения задач

Примеры	Решение
<i>Вычисление молярной концентрации вещества в растворе.</i> Вычислите молярную концентрацию раствора серной кислоты в 0,5 л которого содержится 10 г H_2SO_4 .	Молярную концентрацию раствора серной кислоты вычисляем по формуле: $C_M = \frac{m_{H_2SO_4}}{M_{H_2SO_4} \cdot V_{p-ра}}$. Молярная масса H_2SO_4 равна 98 г/моль. Подставляем данные: $C_M = \frac{10 \text{ г}}{98 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ л}} = 0,2$ моль/л.
<i>Вычисление массы вещества, содержащейся в определенном объеме раствора с известной молярностью.</i> Сколько граммов нитрата натрия содержится в 2 л 0,4 молярного раствора?	Из формулы для молярной концентрации следует, что для вычисления массы растворенного вещества необходимо молярность раствора умножить на молярную массу вещества (85 г/моль) и на объем раствора: $m_{NaNO_3} = C_M \cdot M_{NaNO_3} \cdot V_{p-ра} = 0,4 \text{ моль/л} \cdot 85 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ л} = 68 \text{ г}.$
<i>Вычисление объема раствора известной молярности, в котором содержится определенная масса растворенного вещества.</i> В каком объеме 2М раствора едкого натра содержится 15 г NaOH.	$V_{p-ра} = \frac{m_{NaOH}}{M_{NaOH} \cdot C_M} = \frac{15 \text{ г}}{40 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль/л}} = 0,188 \text{ л}.$ Следовательно 15 г NaOH содержится в 0,188 л двумолярного раствора едкого натра.

7.1.3. Молярная концентрация эквивалента

Молярная концентрация эквивалента (нормальность) показывает, сколько молей эквивалентов растворенного вещества содержится в 1 литре раствора.

1 н. раствор: $C_{н.} = 1$ моль/л.

$$C_{н.} = \frac{m_{в}}{M_{э} \cdot V_{р-ра}}$$

$C_{н.}$ - молярная концентрация эквивалента, моль/л; $m_{в}$ - масса растворенного вещества, г; $M_{э}$ - молярная масса эквивалента вещества, г/моль; $V_{р-ра}$ - объем раствора, л.

Примеры решения задач

Примеры	Решение
Вычисление молярной концентрации эквивалента вещества в растворе. Определите молярную концентрацию эквивалента раствора H_3PO_4 , в 3 л которого содержится 20 г кислоты.	Молярная концентрация эквивалента раствора равна: $C_{н.} = \frac{m_{H_3PO_4}}{M_{э}(H_3PO_4) \cdot V_{р-ра}} = \frac{20 \text{ г}}{32,7 \text{ г/моль} \cdot 3 \text{ л}} = 0,2 \text{ моль/л.}$ $M_{э}(H_3PO_4) = M_{H_3PO_4} / 3 = 98 \text{ г/моль} / 3 = 32,7 \text{ г/моль.}$
Вычисление массы вещества, содержащейся в определенном объеме раствора с известной нормальностью. Сколько граммов $Ca(OH)_2$ содержится в 5 л 0,3 нормального раствора?	$m_{Ca(OH)_2} = C_{н.} \cdot M_{э}(Ca(OH)_2) \cdot V_{р-ра} = 0,3 \text{ моль/л} \cdot 37 \text{ г/моль} \cdot 5 \text{ л} = 55,5 \text{ г.}$ <p>Молярная масса эквивалента гидроксида кальция равна его молярной массе, деленной на кислотность основания, равную двум:</p> $M_{э}(Ca(OH)_2) = \frac{M_{Ca(OH)_2}}{2} = \frac{74 \text{ г/моль}}{2} = 37 \text{ г/моль.}$
Вычисление объема раствора известной нормальности, в котором содержится определенная масса растворенного вещества. Какой объем 2н. раствора хлорида двухвалентного железа содержит 40 г $FeCl_2$?	$V_{р-ра} = \frac{m_{FeCl_2}}{M_{э}(FeCl_2) \cdot C_{н.}} = \frac{40 \text{ г}}{63,5 \text{ г/моль} \cdot 2 \text{ моль/л}} = 0,315 \text{ л.}$ $M_{э}(FeCl_2) = \frac{M_{FeCl_2}}{2 \cdot 1} = \frac{127 \text{ г/моль}}{2} = 63,5 \text{ г/моль.}$

7.1.4. Моляльная концентрация

Моляльная концентрация (**моляльность**) показывает, число молей растворенного вещества, приходящееся на 1 кг растворителя.

$$C_{\mu} = \frac{m_{\text{в}}}{M \cdot m_{\text{р-ля}}}$$

C_{μ} - моляльная концентрация, моль/кг;
 $m_{\text{в}}$ - масса растворенного вещества, г;
 $M_{\text{в}}$ - молярная масса вещества, г/моль;
 $m_{\text{р-ля}}$ - масса растворителя, кг.

Примеры решения задач

Примеры	Решение
Вычисление моляльной концентрации вещества в растворе. Вычислите моляльную концентрацию раствора при растворении 9 г $C_6H_{12}O_6$ в 200 г воды.	Моляльную концентрацию вычисляем по формуле: $C_{\mu} = \frac{m_{C_6H_{12}O_6}}{M_{C_6H_{12}O_6} \cdot m_{\text{р-ля}}} = \frac{9 \text{ г}}{180 \text{ г/моль} \cdot 0,2 \text{ кг}} = 0,25 \text{ моль/кг}.$
Вычисление массы вещества, содержащейся в определенном объеме раствора с известной моляльностью. Сколько граммов $C_{12}H_{22}O_{11}$ нужно растворить в 100 г воды, чтобы получить раствор с моляльной концентрацией 0,5 моль/кг?	$m_{C_{12}H_{22}O_{11}} = C_{\mu} \cdot M_{C_{12}H_{22}O_{11}} \cdot m_{\text{р-ля}} =$ $= 0,5 \text{ моль/кг} \cdot 342 \text{ г/моль} \cdot 0,1 \text{ кг} = 17,1 \text{ г}.$ Следовательно, чтобы получить раствор с моляльной концентрацией 0,5 моль/кг следует на 100 г воды взять 17,1 г $C_{12}H_{22}O_{11}$.
Вычисление массы растворителя, которое потребуется для растворения определенной массы вещества для получения раствора с заданной моляльностью. В каком количестве спирта следует растворить 10 г йода, чтобы получить раствор с моляльностью 0,01 моль/кг?	Массу растворителя вычислим исходя из формулы для моляльной концентрации: $m_{\text{р-ля}} = \frac{m_{J_2}}{C_{\mu} \cdot M_{J_2}} = \frac{10 \text{ г}}{0,01 \text{ моль/кг} \cdot 254 \text{ г/моль}} = 3,937 \text{ кг}.$ Чтобы получить раствор с моляльностью 0,01 моль/кг необходимо на 10 г йода взять 3,937 кг спирта.

7.2. Переход от одного способа выражения концентрации к другому

$$\omega = \frac{m_{\text{в}}}{\rho_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}}} \cdot 100\%$$

Переход от массовой доли (ω) к молярной концентрации (C_M) и обратно:

$$C_M = \frac{m_{\text{в}}}{M \cdot V_{\text{р-ра}}}$$

Ход расчета	Примеры	Решение
<p><i>Пересчет основан на том, что масса растворенного вещества в определенном объеме раствора остается неизменной независимо от способа выражения концентрации данного раствора.</i></p> <ul style="list-style-type: none"> Находим массу растворенного вещества $m_{\text{в}}$, содержащуюся в определенном объеме (например в 1 л) раствора исходной концентрации. Вычисляем новую концентрацию раствора, зная массу растворенного вещества, содержащуюся в выбранном объеме раствора. 	<p><i>Переход от массовой доли к молярной концентрации.</i></p> <p>Вычислите молярную концентрацию 5%-ного раствора NH_4Cl (плотность раствора 1,014 г/мл).</p>	<p>1. Находим массу хлорида аммония, содержащуюся в 1 л 5%-ного раствора:</p> $m_{\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{\omega \cdot \rho_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}}}{100\%} = \frac{5\% \cdot 1,014 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл}}{100\%} = 50,7 \text{ г.}$ <p>2. Находим молярную концентрацию раствора:</p> $C_M = \frac{m_{\text{NH}_4}}{M_{\text{NH}_4} \cdot V_{\text{р-ра}}} = \frac{50,7 \text{ г}}{53,7 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ л}} = 0,95 \text{ моль/л.}$
	<p><i>Переход от молярной концентрации к массовой доле.</i></p> <p>Какова массовая доля (в процентах) H_2SO_4 в 2,3 М растворе серной кислоты (плотность равна 1,139 г/мл)?</p>	<p>1. Находим массу H_2SO_4, содержащуюся в 1 л 2,3 молярного раствора серной кислоты:</p> $m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = C_M \cdot M_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot V_{\text{р-ра}} = 2,3 \text{ моль/л} \cdot 98 \text{ г/моль} \cdot 1 \text{ л} = 225,4 \text{ г.}$ <p>2. Вычисляем массовую долю раствора серной кислоты:</p> $\omega = \frac{m_{\text{в}} \cdot 100\%}{\rho_{\text{р-ра}} \cdot V_{\text{р-ра}}} = \frac{225,4 \text{ г} \cdot 100\%}{1,139 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл}} = 19,8\%.$

7.3. Приготовление раствора одной концентрации из раствора другой концентрации

Приготовление раствора молярной концентрации из раствора с известной массовой долей.

Чтобы приготовить раствор молярной концентрации из раствора с известной массовой долей, необходимо сначала вычислить какой объем исходного раствора потребуется.

Задание: Приготовить 500 мл 0,1 М раствора KCl из 10%-ного раствора с плотностью 1,063 г/мл.

Ход расчета	Расчет	Последовательность экспериментальных операций
<ul style="list-style-type: none"> Находим массу растворенного вещества m_B, которая должна содержаться в указанном объеме раствора молярной концентрации. Вычисляем в каком объеме исходного раствора с известной массовой долей содержится нужная масса растворенного вещества. 	<p>Массу KCl, содержащуюся в 500 мл 0,1 молярного раствора находим из выражения для определения молярной концентрации:</p> $C_M = \frac{m_B}{M \cdot V_{p-ра}}$ $m_{KCl} = C_M \cdot M_{KCl} \cdot V_{p-ра} = 0,1 \text{ моль/л} \cdot 74,5 \text{ г/моль} \cdot 0,5 \text{ л} = 3,7 \text{ г.}$ <p>Объем 10%-ного раствора, в котором содержится 3,7 г хлорида калия находим из выражения для определения массовой доли раствора:</p> $\omega = \frac{m_B}{\rho_{p-ра} \cdot V_{p-ра}} \cdot 100\%$ $V_{p-ра} = \frac{m_{KCl} \cdot 100\%}{\omega \cdot \rho_{p-ра}} = \frac{3,7 \text{ г} \cdot 100\%}{10\% \cdot 1,063 \text{ г/мл}} = 35 \text{ мл.}$	<p>Чтобы приготовить 500 мл 0,1 молярного раствора хлорида калия из 10%-ного раствора, необходимо выполнить следующие действия:</p> <ol style="list-style-type: none"> Отмерить 35 мл 10%-ного раствора хлорида калия. Количественно перенести этот раствор в мерную колбу на 500 мл. Долить в мерную колбу дистиллированную воду до метки и тщательно перемешать раствор.

7.4. Расчеты при разбавлении растворов

$$\omega_{\text{исх.}} = \frac{m_{\text{в}} \cdot 100\%}{\rho_{\text{исх.}} \cdot V_{\text{исх.}}}$$

При разбавлении раствора его масса увеличивается на массу прибавленной воды.

$$\omega_{\text{разб.}} = \frac{m_{\text{в}} \cdot 100\%}{\rho_{\text{исх.}} \cdot V_{\text{исх.}} + \rho_{\text{H}_2\text{O}} \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}}$$

Ход расчета	Примеры	Решение
<ul style="list-style-type: none"> Находим массу растворенного вещества в указанном объеме исходного раствора. Находим массовую долю раствора после разбавления, учитывая, что масса растворенного вещества не изменилась, а масса раствора увеличилась на массу прилитого растворителя. 	<p>К 1 л раствора с массовой долей HCl, равной 24% ($\rho=1,119$ г/мл), прибавили воду объемом 5 л. Найдите массовую долю HCl в полученном растворе.</p>	<p>Вычислим массу растворенного вещества, содержащуюся в 1 л раствора с массовой долей 24%:</p> $24\% = \frac{m_{\text{HCl}} \cdot 100\%}{1,119 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл}}; \quad m_{\text{HCl}} = 268,6 \text{ г.}$ <p>При разбавлении раствора масса растворенного вещества остается неизменной, а увеличивается масса раствора за счет прилитой воды. Исходя из этого вычислим новую массовую долю раствора после разбавления:</p> $\omega = \frac{268,6 \text{ г} \cdot 100\%}{1,119 \text{ г/мл} \cdot 1000 \text{ мл} + 1 \text{ г/мл} \cdot 5000 \text{ мл}} = 0,67\%.$
<ul style="list-style-type: none"> При вычислении объема растворителя, который нужно прилить, чтобы разбавить исходный раствор до нужной концентрации, также исходят из того, что масса растворенного вещества не изменяется. 	<p>Какой объем воды нужно прибавить к 300 мл 40%-ного раствора серной кислоты ($\rho=1,303$ г/мл) для получения раствора, в котором массовая доля H_2SO_4 составляет 10%?</p>	<p>Находим массу серной кислоты в 1 л 24%-ного раствора:</p> $40\% = \frac{m_{\text{H}_2\text{SO}_4} \cdot 100\%}{1,303 \text{ г/мл} \cdot 300 \text{ мл}}. \quad m_{\text{H}_2\text{SO}_4} = 156,4 \text{ г.}$ <p>Находим объем воды, который нужно прилить, чтобы массовая доля его была равна 10%.</p> $10\% = \frac{156,4 \text{ г} \cdot 100\%}{1,303 \text{ г/мл} \cdot 300 \text{ мл} + 1 \text{ г/мл} \cdot V_{\text{H}_2\text{O}}}; \quad V_{\text{H}_2\text{O}} = 1164 \text{ мл.}$

7.5. Приготовление разбавленных растворов из более концентрированных растворов

Приготовление раствора с меньшей массовой долей из раствора с большей массовой долей.

Прежде, чем приступить к эксперименту, необходимо вычислить, какой объем концентрированного раствора потребуется для приготовления указанного объема разбавленного раствора.

Задание: Приготовить 250 мл 5%-ного раствора хлорида аммония из 20%-ного раствора.

Ход расчета	Расчет	Последовательность экспериментальных операций
<p><i>Расчет проводим исходя из того факта, что масса растворенного вещества при разбавлении раствора не изменяется.</i></p> <ul style="list-style-type: none"> Находим массу растворенного вещества, которая должна содержаться в указанном объеме разбавленного раствора. Вычисляем объем исходного концентрированного раствора, в котором содержится такая масса растворенного вещества. <p>Для выполнения расчетов в справочнике найдем плотности растворов: $\rho_{5\%} = 1,014 \text{ г/мл}$; $\rho_{20\%} = 1,057 \text{ г/мл}$.</p>	<p>Массу хлорида аммония, которая должна содержаться в 250 мл разбавленного 5%-ного раствора находим исходя из выражения для массовой доли раствора:</p> $\omega_{\text{разб.}} = \frac{m_{\text{NH}_4\text{Cl}}}{\rho_{\text{разб.}} \cdot V_{\text{разб.}}} (\cdot 100\%)$ $m_{\text{NH}_4\text{Cl}} = \frac{\omega_{\text{разб.}} \cdot \rho_{\text{разб.}} \cdot V_{\text{разб.}}}{100\%} = \frac{5\% \cdot 1,014 \text{ г/мл} \cdot 250 \text{ мл}}{100\%} = 12,7 \text{ г.}$ <p>Вычисляем объем концентрированного раствора:</p> $V_{\text{конц.}} = \frac{m_{\text{NH}_4\text{Cl}} \cdot 100\%}{\omega_{\text{конц.}} \cdot \rho_{\text{конц.}}} = \frac{12,7 \text{ г} \cdot 100\%}{20\% \cdot 1,057 \text{ г/мл}} = 60 \text{ мл.}$	<p>Чтобы приготовить 250 мл 5%-ного раствора из 20%-ного раствора, необходимо выполнить следующие действия :</p> <ol style="list-style-type: none"> Отмерить 60 мл концентрированного 20%-ного раствора. Количественно перенести отмеренный объем в мерную колбу на 250 мл. Долить в мерную колбу дистиллированную воду до метки и тщательно перемешать раствор.

8. ОБЩИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

Растворами называются устойчивые жидкие или твердые гомогенные дисперсные системы, состав которых может изменяться в довольно широких пределах. К растворам относят и газовые смеси.

Компоненты раствора распределены друг в друге равномерно и составляют одну фазу.

8.1. Основные понятия

Понятие	Определение	Пояснения, примеры
<i>Растворитель</i>	Обычно считается тот компонент, который сохраняет свое агрегатное состояние при образовании раствора.	При растворении в воде газов, жидких и твердых веществ образующийся раствор жидкий. Вода - растворитель.
<i>Растворенное вещество</i>	Компонент, который может изменять свое агрегатное состояние при образовании раствора.	Так, при растворении кристаллических веществ в воде образуется жидкий раствор.
<i>Насыщенный раствор</i>	Раствор, в котором при данных условиях невозможно дальнейшее растворение вещества.	Обязательно указывают температуру, при которой готовили насыщенный раствор.
<i>Растворимость</i>	Определяется концентрацией насыщенного раствора. Выражают массой растворенного вещества на 100 г растворителя.	Растворимость зависит от природы растворяемого вещества и растворителя, от температуры, а для газов и от давления.
<i>Ненасыщенный раствор</i>	Раствор с меньшей концентрацией, чем насыщенный раствор.	Возможно дальнейшее растворение вещества при данной температуре.
<i>Пересыщенный раствор</i>	Пересыщенный раствор содержит больше растворенного вещества, чем определяется его растворимостью. Он неустойчив.	Такой раствор можно получить медленным охлаждением насыщенного раствора некоторых соединений.
<i>Природа растворов</i>	Это сложная гомогенная система, занимающая промежуточное положение между простыми механическими смесями и химическими соединениями.	Ряд фактов подтверждает химическую природу растворов (тепловой эффект растворения, образование кристаллогидратов), однако есть и отличия.

8.2. Осмотическое давление разбавленных растворов неэлектролитов

Осмозом называется самопроизвольный переход растворителя через полупроницаемую мембрану, разделяющую раствор и растворитель или два раствора с различной концентрацией растворенного вещества до выравнивания концентраций.

В соответствии с уравнением Вант-Гоффа осмотическое давление $p_{\text{осм}}$ прямо пропорционально молярной концентрации раствора C_M и абсолютной температуре T :

$$p_{\text{осм}} = C_M RT,$$

где $R=8,3144 \text{ Н}\cdot\text{м}\cdot\text{моль}^{-1}\cdot\text{К}^{-1}$.

Примеры решения задач

Примеры	Решения, пояснения
<p>Вычисление осмотического давления растворов. Вычислите осмотическое давление при 0°C для раствора, содержащего в 1 л 18,4 г глицерина $\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3$.</p>	<p>Вычисляем молярную концентрацию раствора:</p> $C_M = \frac{m_{\text{в}}}{M \cdot V_{\text{р-ра}}} = \frac{18,4}{92 \cdot 1} = 0,2 \text{ моль/л} = 0,2 \cdot 10^{-3} \text{ моль/м}^3.$ <p>$M_{\text{C}_3\text{H}_8\text{O}_3} = 92 \text{ г/моль}$. Определяем осмотическое давление</p> $p_{\text{осм}} = C_M RT = 0,2 \cdot 10^{-3} \cdot 8,314 \cdot 273 \text{ Н/м}^2 = 4,54 \cdot 10^5 \text{ Па}.$
<p>Определение молярной массы неэлектролита по осмотическому давлению растворов. В 0,5 л раствора содержится 2 г неэлектролита и раствор при 0°C имеет осмотическое давление, равное $0,51 \cdot 10^5 \text{ Па}$. Какова молярная масса неэлектролита?</p>	$p_{\text{осм}} = C_M RT = \frac{m_{\text{в}}}{M \cdot V_{\text{р-ра}}} \cdot RT; \quad \text{отсюда}$ $M = \frac{m_{\text{в}} RT}{p_{\text{осм}} \cdot V_{\text{р-ра}}} = \frac{2 \cdot 8,3144 \cdot 273}{0,51 \cdot 10^5 \cdot 0,5 \cdot 10^{-3}} = 178 \text{ г/моль}.$
<p>Определение концентрации раствора по его осмотическому давлению. Осмотическое давление раствора при 10°C равно $1,2 \cdot 10^5$. Какова молярность этого раствора?</p>	$p_{\text{осм}} = C_M RT, \quad \text{отсюда} \quad C_M = \frac{p_{\text{осм}}}{RT} = \frac{1,2 \cdot 10^5}{8,3144 \cdot 283} = 50 \text{ моль/м}^3 = 0,05 \text{ моль/л}.$

8.3. Давление пара разбавленных растворов неэлектролита. Первый закон Рауля

Молекулы нелетучего растворенного компонента раствора препятствуют улетучиванию из раствора молекул растворителя.

Закон Рауля: относительное понижение давления насыщенного пара растворителя над раствором пропорционально молярной доле растворенного нелетучего вещества

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = C_N = \frac{n_1}{n_1 + n_2}, \quad \text{где}$$

p_0 - давление пара над чистым растворителем;

p - давление пара растворителя над раствором;

n_1 - число молей растворенного вещества;

n_2 - число молей растворителя.

Примеры решения задач

Примеры	Решения, пояснения
<p>Вычисление давления пара над раствором. Вычислите давление пара раствора, содержащего 34,23 г сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 45,05 г воды при 65°C, если давление паров воды при этой температуре равно $2,5 \cdot 10^4$ Па.</p>	<p>Определяем молярную долю сахара в растворе:</p> $C_N = \frac{m_{C_{12}H_{22}O_{11}}/M_{C_{12}H_{22}O_{11}}}{m_{C_{12}H_{22}O_{11}}/M_{C_{12}H_{22}O_{11}} + m_{H_2O}/M_{H_2O}} =$ $= \frac{34,23/342,3}{34,23/342,3 + 45,05/18,02} = \frac{0,1}{0,1 + 2,5} = 0,0385.$ <p>Давление пара $p = p_0 - p_0 \cdot C_N =$ $= 2,5 \cdot 10^4 - 2,5 \cdot 10^4 \cdot 0,0385 = 2,4 \cdot 10^4$ Па.</p>
<p>Вычисление молярной массы неэлектролита по относительному понижению давления пара растворителя над раствором. Вычислите молярную массу неэлектролита, если 28,5 г этого вещества, растворенного в 785 г воды, вызывают понижение давления пара на 52,37 Па. Давление водяного пара при этой температуре равно 7375,9 Па.</p>	<p>Подставляем числовые значения в математическое выражение закона Рауля:</p> $\frac{52,37}{7375,9} = \frac{28,5/M}{785/18,02 + 28,5/M}$ <p>отсюда $M = 91,58$ г/моль.</p>

8.4. Температура замерзания и кипения растворов неэлектролитов. Второй закон Рауля

Повышение температуры кипения раствора по сравнению с температурой кипения чистого растворителя пропорционально молярности раствора:

$$\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{э}} \cdot C_{\mu},$$

где $K_{\text{э}}$ - эбулиоскопическая константа растворителя.

Понижение температуры замерзания раствора по сравнению с температурой замерзания чистого растворителя пропорционально молярности раствора:

$$\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{к}} \cdot C_{\mu},$$

где $K_{\text{к}}$ - криоскопическая константа растворителя.

Примеры решения задач

Примеры	Решение, пояснения
<p>Определение температуры кипения и замерзания раствора неэлектролита. Определите температуру кипения и замерзания раствора, содержащего 1 г нитробензола $C_6H_5NO_2$ в 10 г бензола. Эбулиоскопическая и криоскопическая константы бензола соответственно равны 2,57 и 5,1°. Температура кипения бензола равна 80,2°C, а замерзания -5,4°C.</p>	<p>Из закона Рауля следует, что $\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{э}} \cdot C_{\mu}$.</p> $C_{\mu} = \frac{m_{\text{в}}}{M \cdot m_{\text{р-ля}}} = \frac{1}{123,11 \cdot 10 \cdot 10^{-3}} = 0,812 \text{ моль/кг.}$ $\Delta T_{\text{кип}} = 2,57 \cdot 0,812 = 2,09^{\circ}. \quad t_{\text{кип}} = 80,2 + 2,09 = 82,29^{\circ}\text{C.}$ $\Delta T_{\text{зам}} = K_{\text{к}} \cdot C_{\mu} = 5,1 \cdot 0,812 = 4,14^{\circ}; \quad t_{\text{зам}} = 5,4 - 4,14 = 1,26^{\circ}\text{C.}$
<p>Вычисление молярной массы неэлектролита по повышению температуры кипения раствора. Определите молярную массу камфоры, если раствор 0,552 г ее в 17 г эфира кипит на 0,461° выше, чем чистый эфир. Эбулиоскопическая константа эфира равна 2,16°.</p>	$\Delta T_{\text{кип}} = K_{\text{э}} \cdot C_{\mu} = K_{\text{э}} \cdot \frac{m_{\text{в}}}{M \cdot m_{\text{р-ля}}}; \text{ отсюда}$ $M = \frac{K_{\text{э}} \cdot m_{\text{в}}}{\Delta T_{\text{кип}} \cdot m_{\text{р-ля}}} = \frac{2,16 \cdot 0,552}{0,461 \cdot 17 \cdot 10^{-3}} = 155,14 \text{ г/моль.}$
<p>Вычисление криоскопической константы растворителя. Вычислите криоскопическую константу воды, если 11,3%-ный водный раствор этилового спирта замерзает при -5°C.</p>	<p>В 100 г раствора содержатся 11,3 г спирта и 88,7 г воды. Находим криоскопическую константу:</p> $K_{\text{к}} = \frac{\Delta T_{\text{зам}} \cdot M \cdot m_{\text{р-ля}}}{m_{\text{в}}} = \frac{5,0 \cdot 46,07 \cdot 88,7 \cdot 10^{-3}}{11,3} = 1,81.$

9. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

Основные положения теории электролитической диссоциации:

- При растворении солей, кислот и оснований в воде происходит диссоциация этих веществ с образованием электрически заряженных частиц - катионов и анионов;
- Электрическая проводимость растворов солей, кислот и оснований в воде прямо пропорциональна общей концентрации ионов в растворе.

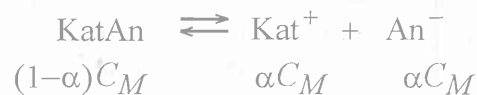
Необходимым условием, определяющим возможность процесса диссоциации, является наличие в веществе ионных или полярных связей, а также достаточная полярность растворителя.

9.1. Основные понятия

Понятие	Определение	Пояснения, примеры
Уравнение электролитической диссоциации	Диссоциация (распад на ионы) происходит с участием полярных молекул растворителя, при этом ионы в растворе сольватируются (в воде - гидратируются): $\text{KatAn} + n\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Kat}^+(\text{H}_2\text{O})_x + \text{An}^-(\text{H}_2\text{O})_{n-x}$	При написании уравнений диссоциации молекулы воды подразумеваются, но не пишутся: $\text{KatAn} \rightleftharpoons \text{Kat}^+ + \text{An}^-$
Константа диссоциации K_d	Константой диссоциации называется константа равновесия процесса распада электролита на ионы при его растворении. Константа диссоциации не зависит от концентрации раствора.	$K_d = \frac{[\text{Kat}^+][\text{An}^-]}{[\text{KatAn}]}$
Степень диссоциации α	Доля молекул, подвергшихся диссоциации, т.е. отношение числа молекул, распавшихся в данном растворе на ионы, к общему числу молекул электролита в растворе. Иногда степень диссоциации выражают в процентах ($\alpha \cdot 100\%$)	Степень диссоциации зависит от природы растворенного вещества, температуры и концентрации вещества.
Слабые электролиты	Слабыми электролитами принято считать электролиты, степень диссоциации которых $\alpha < 0,03$ (3%):	К слабым электролитам относятся органические кислоты.
Сильные электролиты	Для сильных электролитов кажущаяся степень диссоциации выше 0,30. Для электролитов средней силы $0,03 < \alpha < 0,30$.	Минеральные кислоты, соли и растворимые в воде основания.

9.2. Растворы слабых электролитов

При растворении в воде слабого электролита устанавливается равновесие:



Такими будут равновесные концентрации, если C_M - исходная концентрация слабого электролита, α - степень диссоциации.

Константа диссоциации K и степень диссоциации α

связаны соотношением:
$$K = \frac{\alpha C_M \cdot \alpha C_M}{(1-\alpha)C_M} = \frac{\alpha^2 C_M}{1-\alpha}$$

Если $\alpha \ll 1$, $K = \alpha^2 C_M$, отсюда

$$\alpha = \sqrt{K/C_M} \quad (\text{закон разбавления Оствальда}).$$

Примеры решения задач

Примеры	Решение, пояснения
Вычисление степени диссоциации слабого электролита по величине его константы диссоциации. Константа диссоциации синильной кислоты равна $7,9 \cdot 10^{-10}$. Найдите степень диссоциации кислоты при ее концентрации 0,001 моль/л.	Для процесса диссоциации $\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$ по закону разбавления Оствальда: $\alpha = \sqrt{K/C_M} = \sqrt{7,9 \cdot 10^{-10} / 10^{-3}} = 8,9 \cdot 10^{-4}$
Вычисление константы диссоциации слабого электролита по степени диссоциации. Степень диссоциации уксусной кислоты в 0,1 М растворе равна 1,32%. Найдите константу диссоциации процесса: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	Подставим числовые значения в уравнение закона разбавления Оствальда: $K = \frac{\alpha^2 C_M}{1-\alpha} = \frac{(1,32 \cdot 10^{-2})^2 \cdot 0,1}{1-0,0132} = 1,77 \cdot 10^{-5}$
Вычисление концентрации ионов в растворе электролита по его степени диссоциации. Вычислите концентрацию ионов OH^- в 0,01 М растворе гидроксида аммония, если константа для реакции диссоциации гидроксида аммония $\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$ равна $1,77 \cdot 10^{-9}$.	Концентрация ионов OH^- $C_{\text{OH}^-} = \alpha \cdot C_{\text{NH}_4\text{OH}}$. $\alpha = \sqrt{K/C_M} = \sqrt{1,77 \cdot 10^{-9} / 10^{-2}} = 0,042$ $C_{\text{OH}^-} = 0,042 \cdot 0,01 = 0,42 \cdot 10^{-3}$

9.3. Растворы сильных электролитов

В растворах сильных электролитов каждый ион окружен ионной атмосферой, образованной противоположно заряженными ионами. Поэтому концентрацию ионов заменяют их **активностью** a , т.е. условной (эффективной) концентрацией: $a = fC$, $a \leq 1$ где f - коэффициент активности, $f \leq 1$.

В разбавленных растворах коэффициент активности иона f в данном растворителе зависит только от заряда иона и от **ионной силы** раствора I , которая равна: $I = 0,5 \sum_{i=1}^n C_i z_i^2$, где C_i - концентрация i -того иона в растворе, z_i - заряд иона. Приближенно f можно вычислить по формуле: $\lg f = -0,5 z^2 \sqrt{I}$. Точнее f определяют по таблицам по заряду иона и I раствора.

Примеры решения задач

Примеры	Решение, пояснения
Вычисление ионной силы раствора. Раствор содержит нитрат натрия NaNO_3 , концентрация которого равна 0,01 моль/л и хлорид кальция CaCl_2 , концентрация которого равна 0,05 моль/л. Вычислите ионную силу раствора.	Для вычисления ионной силы раствора необходимо знать концентрации всех находящихся в растворе ионов. Нитрат натрия диссоциирует нацело и дает один ион Na^+ и один ион NO_3^- . Их концентрации равны 0,01 моль/л. Хлорид кальция диссоциирует нацело и дает один ион Ca^{2+} и два иона Cl^- . Следовательно, их концентрации равны 0,05 и 0,1 моль/л, соответственно. Ионная сила раствора: $I = 0,5 \sum_{i=1}^n C_i z_i^2 = 0,5 (C_{\text{Na}^+} \cdot z_{\text{Na}^+}^2 + C_{\text{NO}_3^-} \cdot z_{\text{NO}_3^-}^2 + C_{\text{Ca}^{2+}} \cdot z_{\text{Ca}^{2+}}^2 + C_{\text{Cl}^-} \cdot z_{\text{Cl}^-}^2) =$ $= 0,5 [0,01 \cdot 1^2 + 0,01 \cdot (-1)^2 + 0,05 \cdot 2^2 + 0,1 \cdot (-1)^2] = 0,16.$
Вычисление активности ионов. Вычислите активность ионов водорода в 0,07 М растворе азотной кислоты.	Вычислим ионную силу раствора кислоты: $I = 0,5 [0,07 \cdot 1^2 + 0,07 \cdot (-1)^2] = 0,07$. Тогда $\lg f = -0,5 \cdot 1^2 \sqrt{0,07} = -0,13 = \bar{1},47$; коэффициент активности $f_{\text{H}^+} = 0,74$. Активность иона водорода: $a_{\text{H}^+} = f_{\text{H}^+} \cdot C_{\text{HNO}_3} = 0,74 \cdot 0,07 = 0,05$ моль/л.

9.4. Ионное произведение воды. Водородный показатель

Вода - слабый электролит, в небольшой степени распадается на ионы: $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$,

$$K = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]}; \quad \text{поскольку } [\text{H}_2\text{O}] = \text{const},$$

$$K[\text{H}_2\text{O}] = K_{\text{в}} = [\text{H}^+][\text{OH}^-] = 10^{-14};$$

$K_{\text{в}}$ называется *ионным произведением воды*.

Водородным показателем, или рН, называется взятый с обратным знаком десятичный логарифм концентрации (или активности) ионов водорода в растворе:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]; \quad \text{или} \quad \text{pH} = -\lg a_{\text{H}^+}$$

В нейтральном растворе: $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$, $\text{pH} = 7$;

В кислом растворе $[\text{H}^+] > 10^{-7}$, $\text{pH} < 7$;

В щелочном растворе $[\text{OH}^-] > 10^{-7}$, $\text{pH} > 7$.

Примеры решения задач

Примеры	Решение, пояснения
Вычисление рН раствора слабого электролита. Определите рН в растворе уксусной кислоты с концентрацией 0,17 моль/л.	Определяем степень диссоциации уксусной кислоты, учитывая, что для уксусной кислоты $K = 1,75 \cdot 10^{-5}$: $\alpha = \sqrt{K/C_M} = \sqrt{1,75 \cdot 10^{-5}/0,17} = 10^{-2}$. $[\text{H}^+] = \alpha C = 0,17 \cdot 10^{-2}$ моль/л. Тогда $\text{pH} = -\lg [\text{H}^+] = -\lg 0,17 \cdot 10^{-2} = 2,77$.
Вычисление рН сильного электролита с учетом его коэффициента активности. Найдите водородный показатель 0,175 М раствора азотной кислоты HNO_3 .	При выполнении точных расчетов при значительной концентрации сильного электролита вводят поправку на активность электролита. Для этого определим ионную силу раствора: $I = 0,5[0,175 \cdot 1^2 + 0,175 \cdot (-1)^2] = 0,175$; затем коэффициент активности: $f = 0,838$. Определяем активность ионов $[\text{H}^+]$: $a_{\text{H}^+} = 0,838 \cdot 0,175 = 0,147$. Тогда $\text{pH} = -\lg a_{\text{H}^+} = -\lg 0,147 = 0,83$.
Вычисление концентрации ионов OH^- по величине рН раствора. Вычислите концентрацию ионов OH^- в растворе, рН которого равен 3,28.	$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+]$; $\lg [\text{H}^+] = -3,28 = \bar{4},7200$; $[\text{H}^+] = 5,25 \cdot 10^{-4}$ моль/л Концентрацию ионов $[\text{OH}^-]$ определяем по формуле ионного произведения воды: $[\text{OH}^-] = 10^{-14}/[\text{H}^+] = 10^{-14}/5,25 \cdot 10^{-4} = 0,19 \cdot 10^{-10}$ моль/л.

9.5. Изотонический коэффициент

Формулы, выражающие законы Вант-Гоффа и Рауля, становятся применимыми к растворам электролитов после введения в них *изотонического коэффициента* i , который учитывает фактическое число частиц в растворе, увеличенное за счет полной или частичной диссоциации молекул растворенного вещества на ионы.

Законы Вант-Гоффа и Рауля для растворов электролитов записываются таким образом:

$$p_{\text{осм}} = iC_M RT;$$

$$\frac{p_0 - p}{p_0} = C_N = i \frac{n_1}{n_1 + n_2};$$

$$\Delta T_{\text{кип}} = iK_{\text{Э}} \cdot C_{\mu}$$

$$\Delta T_{\text{зам}} = iK_{\text{К}} \cdot C_{\mu}$$

Примеры решения задач

Примеры	Решение, пояснения
<p><i>Вычисление изотонического коэффициента по повышению температуры кипения раствора.</i> Раствор, содержащий 8 г NaOH в 1000 г воды, кипит при 100, 184°C. Определите изотонический коэффициент.</p>	<p>$\Delta T_{\text{кип}} = iK_{\text{Э}} \cdot C_{\mu}$, отсюда $i = \Delta T_{\text{кип}} / K_{\text{Э}} \cdot C_{\mu}$. $K_{\text{Э}} = 0,516 \text{ К}$.</p> <p>Определим моляльность $C_{\mu} = \frac{m_{\text{в}}}{M \cdot m_{\text{р-ля}}} = \frac{8}{40 \cdot 1} = 0,2 \text{ моль/кг}$,</p> <p>Изотонический коэффициент $i = 0,184 / 0,516 \cdot 0,2 = 1,78$.</p>
<p><i>Вычисление степени диссоциации сильного электролита по величине изотонического коэффициента.</i> Изотонический коэффициент 0,1 М раствора нитрата кальция равен 2,48. Вычислите кажущуюся (экспериментально определяемую) степень диссоциации этого электролита.</p>	<p>Степень диссоциации и изотонический коэффициент связаны между собой соотношением: $\alpha = \frac{i - 1}{n - 1}$, где n - число ионов, образующихся при диссоциации вещества. В нашем случае $n=3$ (нитрат кальция распадается на один ион кальция и два нитрат-аниона). Следовательно $\alpha = \frac{2,48 - 1}{3 - 1} = 0,74$ (или 74%).</p>
<p><i>Вычисление степени диссоциации электролита по понижению $T_{\text{зам}}$ его раствора.</i> $T_{\text{зам}}$ раствора HNO_3 с концентрацией 0,1 моль/кг равна $-0,35^\circ$. Найти α.</p>	<p>$\Delta T_{\text{зам}} = iK_{\text{К}} \cdot C_{\mu}$, отсюда $i = \Delta T_{\text{зам}} / K_{\text{К}} \cdot C_{\mu} = 0,35 / 1,85 \cdot 0,1 = 1,89$.</p> <p>Вычисляем кажущуюся степень диссоциации, (учитывая, что HNO_3 дает два иона): $\alpha = (i - 1) / (n - 1) = (1,89 - 1) / (2 - 1) = 0,89$.</p>

9.6. Производство растворимости

Гетерогенное равновесие "осадок \rightleftharpoons насыщенный раствор" при данной температуре характеризуется постоянной величиной, которая называется *произведением растворимости* ПР. Она равна произведению концентраций ионов малорастворимого электролита в насыщенном растворе, возведенных в степень соответствующего стехиометрического коэффициента. Эта величина в более строгих расчетах заменяется произведением активностей.

Для равновесия $\text{BaF}_2(\text{тв.}) \rightleftharpoons \text{Ba}^{2+} + 2\text{F}^-$

$$\text{ПР}_{\text{BaF}_2} = [\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2 = 1,7 \cdot 10^{-6} \quad (18^\circ\text{C, табл.})$$

Условие выпадения осадков:

Если произведение концентраций (ПК) ионов в насыщенном растворе превышает значение произведения растворимости, т.е. $\text{ПК} > \text{ПР}$, то это приводит к выпадению осадка. Условие растворения осадка $\text{ПК} < \text{ПР}$.

Примеры решения задач

Примеры	Решение, пояснения
<i>Вычисление концентрации ионов малорастворимого электролита в его насыщенном растворе.</i> Вычислите концентрацию ионов бария и фтора в насыщенном растворе BaF_2 при 18°C .	Обозначим $[\text{Ba}^{2+}]$ через x , тогда концентрация $[\text{F}^-] = 2x$. $\text{ПР} = [\text{Ba}^{2+}][\text{F}^-]^2 = x \cdot (2x)^2 = 4x^3$; $x = \sqrt[3]{1,7 \cdot 10^{-6} / 4} = 0,75 \cdot 10^{-2}$. Следовательно $[\text{Ba}^{2+}] = 0,75 \cdot 10^{-2}$, а $[\text{F}^-] = 1,5 \cdot 10^{-2}$.
<i>Вычисление ПР малорастворимого электролита.</i> Растворимость фосфата серебра в воде при 20°C равна $0,0065$ г/л. Вычислите величину ПР для равновесия $\text{Ag}_3\text{PO}_4(\text{тв.}) \rightleftharpoons 3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-}$.	$M_{\text{Ag}_3\text{PO}_4} = 418$ г/моль; $C_M = \frac{m_{\text{в}}}{M \cdot V} = \frac{0,0065}{418 \cdot 1} = 1,6 \cdot 10^{-5}$ моль/л. $\text{ПР} = [\text{Ag}^+]^3[\text{PO}_4^{3-}] = (1,6 \cdot 10^{-5})^3 \cdot 1,6 \cdot 10^{-5} = 1,77 \cdot 10^{-18}$.
<i>Определение условий выпадения осадка.</i> ПР MgS при 25°C равно $2,0 \cdot 10^{-15}$. Образуется ли осадок MgS при сливании равных объемов $0,002$ М раствора $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$ и $0,0006$ М раствора Na_2S ? $\alpha=1$.	При сливании равных объемов растворы разбавились в два раза, поэтому $[\text{Mg}^{2+}] = 0,001$ моль/л; $[\text{S}^{2-}] = 0,0003$ моль/л. Произведение концентраций $\text{ПК} = 0,001 \cdot 0,0003 = 3,0 \cdot 10^{-7}$. Поскольку $\text{ПК} > \text{ПР}$, осадок образуется.

9.7. Гидролиз солей

Обменные реакции в растворах электролитов протекают в направлении связывания ионов, приводящем к образованию малорастворимых веществ (осадков или газов) или молекул слабых электролитов.

Гидролизом называется обменное взаимодействие соли с водой, в результате которого образуются слабая кислота или слабое основание (либо и то, и другое).

Примеры гидролиза солей

Тип соли	Описание	Примеры, пояснения
Не гидролизуются	Соли, образованные сильными кислотами и сильными основаниями, не содержат в своем составе ионов, способных к взаимодействию с водой.	$\text{K}^+ + \text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{OH}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ Равновесие практически полностью смещено в сторону исходных.
Гидролиз по катиону	Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием содержат катион, который связывает ионы OH^- воды, что сдвигает равновесие системы $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$ вправо. В результате накапливаются ионы H^+ и среда имеет кислую реакцию.	Молекулярное, ионно-молекулярное и сокращенное ионное уравнения реакции гидролиза: $\text{NH}_4\text{NO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HNO}_3$ $\text{NH}_4^+ + \text{NO}_3^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ + \text{NO}_3^-$ $\text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{H}^+ \quad \text{pH} < 7$
Гидролиз по аниону	Соли, образованные слабой кислотой и сильным основанием содержат анион, который связывает ионы H^+ воды. В результате накапливаются ионы OH^- и среда имеет щелочную реакцию.	$\text{KCN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{KOH}$ $\text{K}^+ + \text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{K}^+ + \text{OH}^-$ $\text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCN} + \text{OH}^- \quad \text{pH} > 7$
Гидролиз по катиону и аниону	Соли, образованные слабой кислотой и слабым основанием. Реакция растворов таких солей близка к нейтральной и определяется соотношением величин констант диссоциации продуктов гидролиза.	$\text{NH}_4\text{CN} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCN}$ $\text{NH}_4^+ + \text{CN}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4\text{OH} + \text{HCN}$ <p style="text-align: right;">pH ≈ 7.</p>

9.8. Степень гидролиза. Константа гидролиза

Константой гидролиза K_{Γ} называется отношение произведения концентраций продуктов гидролиза к концентрации негидролизованной соли.

Если соль образована слабой кислотой и сильным основанием:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{В}}}{K_{\text{К-ТЫ}}}$$

Если соль образована сильной кислотой и слабым основанием:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{В}}}{K_{\text{ОСН}}}$$

Если соль образована сильной кислотой и слабым основанием:

$$K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{В}}}{K_{\text{ОСН}} \cdot K_{\text{К-ТЫ}}}$$

Степенью гидролиза h называется доля гидролизованных молекул. h зависит от константы диссоциации продукта гидролиза, от концентрации раствора соли и от температуры.

$$K_{\Gamma} = \frac{Ch^2}{1-h}; \quad \text{если } h \ll 1, \quad \text{то}$$

$$K_{\Gamma} = Ch^2; \quad h = \sqrt{K_{\Gamma}/C}$$

Примеры решения задач

Примеры	Решение, пояснения
Вычисление константы гидролиза соли. Вычислите константу гидролиза хлорида аммония NH_4Cl . Константа диссоциации NH_4OH равна $1,77 \cdot 10^{-5}$.	Константа гидролиза солей слабого основания и сильной кислоты вычисляется по формуле: $K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{В}}}{K_{\text{ОСН}}}$, где $K_{\text{ОСН}}$ - константа диссоциации слабого однокислотного основания; $K_{\text{В}}$ - константа воды (ионное произведение воды). $K_{\Gamma} = 10^{-14} / (1,77 \cdot 10^{-5}) = 5,65 \cdot 10^{-10}$
Вычисление степени гидролиза соли. Найдите степень гидролиза $0,0001 \text{ M}$ раствора CH_3COOK . Константа диссоциации CH_3COOH равна $1,75 \cdot 10^{-5}$.	Степень гидролиза вычисляется по формуле: $h = \sqrt{K_{\Gamma}/C}$. Константа гидролиза соли слабой кислоты и сильного основания равна $K_{\Gamma} = \frac{K_{\text{В}}}{K_{\text{К-ТЫ}}}$. Отсюда $h = \sqrt{K_{\text{В}} / (K_{\text{К-ТЫ}} \cdot C)} = \sqrt{10^{-14} / (1,75 \cdot 10^{-5} \cdot 10^{-3})} = 0,75 \cdot 10^{-3}$

9.9. Гидролиз солей различных типов

Основание	Кислота одноосновная		Кислота многоосновная	
	Сильная (HCl)	Слабая (HCN)	Сильная (H ₂ SO ₄)	Слабая (H ₂ S)
Многоки- слотное слабое [Al(OH) ₃]	AlCl ₃ Продукты: основные соли Al(OH)Cl ₂ , Al(OH) ₂ Cl. Гидролиз до конца не идет; pH<7.	Al(CN) ₃ Продукты: основные соли Al(OH) ₂ CN, Al(OH)(CN) ₂ , Al(OH) ₃ , HCN. Гидролиз протекает полностью; pH зависит от силы кислоты и основания.	Al ₂ (SO ₄) ₃ Продукты: основная соль Al(OH)SO ₄ , H ₂ SO ₄ . Гидролиз до конца не идет; pH<7.	Al ₂ S ₃ Продукты: Al(OH)S, Al(OH) ₃ , H ₂ S. Гидролиз идет до конца; pH определяется силой кислоты и основания.
Многоки- слотное сильное [Ba(OH) ₂]	BaCl ₂ Гидролиз практически не идет.	Ba(CN) ₂ Продукты: Ba(OH)CN, HCN. Гидролиз до конца не идет; pH>7.	BaSO ₄ Соли, не растворимые в воде.	BaS Продукты: Ba(OH) ₂ , Ba(HS) ₂ . Гидролиз до конца не идет; pH>7.
Одноки- слотное слабое (NH ₄ OH)	NH ₄ Cl Продукты: NH ₄ OH, HCl. Гидролиз идет до свободных основания и кислоты; pH<7.	NH ₄ CN Продукты: NH ₄ OH, HCN. Гидролиз идет до конца; pH зависит от силы кислоты и основания.	(NH ₄) ₂ SO ₄ Продукты: кислая соль NH ₄ HSO ₄ , H ₂ SO ₄ . Гидролиз до конца не идет; pH<7.	(NH ₄) ₂ S Продукты: NH ₄ OH, H ₂ S. Гидролиз идет до конца; pH зависит от силы кислоты и основания.
Одноки- слотное сильное (NaOH)	NaCl Гидролиз не идет.	NaCN Продукты: NaOH, HCN. Гидролиз идет до свободных кислоты и основания; pH>7.	Na ₂ SO ₄ Гидролиз не идет.	Na ₂ S Продукты: H ₂ S, NaHS. Гидролиз до конца не идет; pH>7.

9.10. Примеры реакций гидролиза некоторых солей

Формула соли	Характеристика соли	Уравнение реакции гидролиза	Реакция среды
AlCl_3	Соль слабого трехкислотного основания и сильной одноосновной кислоты.	<p>Гидролиз протекает ступенчато с образованием основных солей и свободной кислоты.</p> <p>1 ступень.</p> <p>В молекулярном виде: $\text{AlCl}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al(OH)Cl}_2 + \text{HCl}$</p> <p>В ионном виде: $\text{Al}^{3+} + 3\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al(OH)}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$</p> <p>В сокращенном ионном виде: $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al(OH)}^{2+} + \text{H}^+$</p> <p>2 ступень:</p> $\text{Al(OH)Cl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al(OH)}_2\text{Cl} + \text{HCl}$ $\text{Al(OH)}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al(OH)}_2^+ + \text{Cl}^- + \text{H}^+ + \text{Cl}^-$ $\text{Al(OH)}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al(OH)}_2^+ + \text{H}^+$ <p>По третьей ступени гидролиз практически не протекает.</p>	Кислая. $\text{pH} < 7$.
BaS	Соль сильного двухкислотного основания и слабой двухосновной кислоты.	<p>Гидролизуется полностью с образованием кислой соли и свободного основания.</p> <p>В молекулярном виде: $2\text{BaS} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Ba(HS)}_2 + \text{Ba(OH)}_2$</p> <p>В сокращенном ионном виде: $2\text{S}^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{HS}^- + 2\text{OH}^-$</p>	Щелочная. $\text{pH} > 7$
Al_2S_3	Соль слабого трехкислотного основания и слабой двухосновной кислоты.	<p>Гидролизуется полностью до образования свободной кислоты и свободного основания. Уравнение реакции гидролиза в молекулярном виде:</p> $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Al(OH)}_3 + 3\text{H}_2\text{S}$ <p>В ионном виде:</p> $2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-} + 6\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Al(OH)}_3 + 3\text{H}_2\text{S}$	Близка к нейтральной. $\text{pH} \approx 7$.

10. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

Окислительно-восстановительными называются реакции, протекающие с изменением степени окисления участвующих в них веществ.

Степенью окисления элемента называется воображаемый заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что все связи в молекуле ионные.

10.1. Определение степеней окисления элементов

№	Правила определения степеней окисления элементов	Примеры
1	Степени окисления элементов в простых веществах равны нулю.	$\begin{matrix} 0 & 0 & 0 & 0 \\ \text{H}_2, \text{Zn}, & \text{N}_2, & \text{Cl}_2 \end{matrix}$
2	Некоторые элементы почти во всех своих соединениях проявляют одну и ту же степень окисления: <i>Водород</i> H +1 (за исключением гидридов металлов) <i>Щелочные металлы</i> Li, Na, K +1 <i>Щелочно-земельные металлы</i> Mg, Ca, Ba +2 <i>Кислород</i> O -2 (за исключением пероксидов, озонидов, фторидов)	$\begin{matrix} +1 & +1 \\ \text{H}_2\text{O}, & \text{HCl} \\ +1 & +1 & +1 \\ \text{K}_2\text{O}, & \text{LiBr}, & \text{NaNO}_3 \\ +2 & +2 \\ \text{CaO}, & \text{BaCl}_2 \\ -2 & -2 & -2 & -2 \\ \text{H}_2\text{O}, & \text{Na}_2\text{O}, & \text{MgO}, & \text{KNO}_3 \end{matrix}$
3	Сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, равна нулю.	$\begin{matrix} +1 & x & -2 & & +1 & +7 & -2 \\ \text{KMnO}_4 & (+1)+x+4(-2)=0 & x=+7 & & \text{KMnO}_4 \end{matrix}$ $\begin{matrix} +1 & x & -2 & & +1 & +6 & -2 \\ \text{H}_2\text{SO}_4 & 2(+1)+x+4(-2)=0 & x=+6 & & \text{H}_2\text{SO}_4 \end{matrix}$
4	Сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав иона, равна заряду иона.	$\begin{matrix} x & -2 & & +6 & -2 \\ (\text{SO}_4)^{2-} & x+4(-2)=-2 & x=+6 & & (\text{SO}_4)^{2-} \\ x & -2 & & +5 & -2 \\ (\text{PO}_4)^{3-} & x+4(-2)=-3 & x=+5 & & (\text{PO}_4)^{3-} \end{matrix}$

10.2. Способы составления уравнений окислительно-восстановительных реакций

10.2.1. Метод электронного баланса

Этим методом составляются уравнения окислительно-восстановительных реакций между газообразными, твердыми или жидкими (расплавленными) веществами, протекающих без их электролитической диссоциации.

В основе метода лежит *правило*: *число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединенных окислителем.*

Этапы составления уравнений:

Этап	Выполняемое действие	Примеры, пояснения
1.	Записываем схему реакции.	$\text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_3\text{AlO}_3 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
2.	Определяем степени окисления всех элементов до и после реакции. Находим элементы, изменившие степень окисления.	$\begin{array}{ccccccc} 0 & +1+5-2 & +1-2+1 & +1+3-2 & -3+1 & +1-2 & \\ \text{Al} + \text{KNO}_3 + \text{KOH} & \rightarrow & \text{K}_3\text{AlO}_3 + \text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} & & & & \end{array}$ <p>Степени окисления изменяют Al и N.</p>
3.	Составляем электронные уравнения:	$\begin{array}{l} 0 \quad \quad \quad +3 \\ \text{Al} \quad -3e^- \rightarrow \text{Al} \quad (\text{полуреакция окисления}) \\ +5 \quad \quad \quad -3 \\ \text{N} \quad +8e^- \rightarrow \text{N} \quad (\text{полуреакция восстановления}) \end{array}$
4.	Находим коэффициенты при восстановителе и окислителе, применяя изложенное выше <i>правило</i> .	$\begin{array}{l} 0 \quad \quad \quad +3 \\ \text{Al} \quad -3e^- \rightarrow \text{Al} \\ +5 \quad \quad \quad -3 \\ \text{N} \quad +8e^- \rightarrow \text{N} \end{array} \quad \left \begin{array}{l} 8 \\ 3 \end{array} \right. \quad \begin{array}{l} 3 \cdot 8 = 24 \\ 8 \cdot 3 = 24 \end{array}$
5.	Подставляем в уравнение реакции коэффициенты перед восстановителем и окислителем.	$8\text{Al} + 3\text{KNO}_3 + \text{KOH} \rightarrow 8\text{K}_3\text{AlO}_3 + 3\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
6.	Уравниваем число атомов других элементов в обеих частях уравнения методом подбора.	$8\text{Al} + 3\text{KNO}_3 + 21\text{KOH} \rightarrow 8\text{K}_3\text{AlO}_3 + 3\text{NH}_3 + 6\text{H}_2\text{O}$

10.2.2. Метод электронно-ионного баланса

Метод используется для составления уравнений окислительно-восстановительных реакций, протекающих в растворах, так как позволяет учитывать роль среды.

В основе метода лежит правило: *число электронов, отданных восстановителем, должно равняться числу электронов, присоединенных окислителем.*

Этапы составления уравнений

Этап	Выполняемое действие	Примеры, пояснения
1	2	3
1.	Записываем схему реакции.	$\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$
2.	Определяем степени окисления элементов до и после реакции. Находим элементы, изменившие степень окисления.	$+1+7-2 \quad +1+4-2 \quad +1+6-2 \quad +2+6-2 \quad +1+6-2 \quad +1+6-2 \quad +1-2$ $\text{KMnO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <p>В данной реакции изменили степень окисления марганец и сера.</p>
3.	Записываем схемы полуреакций окисления и восстановления в ионном виде. В левую и правую части полуреакций записываем ионы , в состав которых входят элементы, изменяющие степень окисления.	<p>В водном растворе KMnO_4 диссоциирует по уравнению</p> $\text{KMnO}_4 \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{MnO}_4^-$ <p>а сульфат марганца $\text{MnSO}_4 \rightleftharpoons \text{Mn}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$. Поэтому в полуреакциях записывают реально существующие ионы с их зарядами, а не атомы с их степенями окисления.</p> $\text{MnO}_4^- \rightarrow \text{Mn}^{2+}$ $\text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{SO}_4^{2-}$
4.	Уравниваем количество атомов каждого элемента в левой и правой частях полуреакций.	При этом руководствуются правилами в зависимости от характера среды. Рассматриваемая реакция протекает в кислой среде. Однако рассмотрим правила и для случаев, когда реакция протекает в других средах.

1	2	3
	<p>а) <i>в кислой среде</i> в ту часть полуреакции, где кислород в избытке, дописываем ионы водорода - по два иона водорода на каждый лишний атом кислорода. В другую часть полуреакции дописываем соответствующее количество молекул воды.</p>	<p>В первой полуреакции в левой части четыре избыточных атома кислорода по сравнению с правой частью. В левую часть дописываем 8 ионов водорода, которые связывают кислород до воды (ее записываем в правую часть). $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$</p> <p>Во второй полуреакции в правой части один избыточный атом кислорода, поэтому в правую часть дописываем два иона водорода, в левую часть - молекулу воды:</p> $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$
	<p>б) <i>в щелочной среде</i> в ту часть полуреакции, где кислород в недостатке, дописываем гидроксильные ионы - по два иона на каждый недостающий атом кислорода. В другую часть полуреакции дописываем соответствующее число молекул воды.</p>	$\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$ <p>Следовательно в щелочной среде число атомов уравнивают с помощью гидроксильных ионов и молекул воды.</p>
	<p>в) <i>в нейтральной среде</i> к левой части полуреакций и при избытке и при недостатке атомов кислорода дописываем соответствующее число молекул воды. В правую часть полуреакций дописывают либо ионы водорода, либо гидроксильные ионы.</p>	$\text{MnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} + 4\text{H}^+$ $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + 4\text{OH}^-$ <p>В первой полуреакции в левой части недостает два атома кислорода. В левую часть дописываем две молекулы воды, в правую - четыре иона водорода.</p> <p>Во второй полуреакции в левой части избыток атомов кислорода. Дописываем две молекулы воды, а в левую часть в этом случае дописывают ионы гидроксидов.</p>

1	2	3
5.	Выравниваем алгебраическую сумму зарядов левой и правой частей полуреакций добавлением или отнятием от левой части электронов.	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$
6.	Находим коэффициенты для окислителя и восстановителя, руководствуясь <i>правилом</i> .	$\begin{array}{l} \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} \\ \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \end{array} \left \begin{array}{l} 2 \\ 5 \end{array} \right.$
7.	Умножаем ионно-электронные уравнения на соответствующие коэффициенты и суммируем левые и правые части полуреакций (электроны больше не записываем).	$\begin{array}{l} 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ = 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} \\ 5\text{SO}_3^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} = 5\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ \\ \hline 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ + 5\text{SO}_3^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} = 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+ \end{array}$
8.	Приводим подобные члены в этом уравнении.	$2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ + 5\text{SO}_3^{2-} = 2\text{Mn}^{2+} + 3\text{H}_2\text{O} + 5\text{SO}_4^{2-}$
9.	Записываем полученные коэффициенты перед соответствующими молекулами в полном уравнении реакции.	$2\text{KMnO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow 2\text{MnSO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$
10.	Проверяем баланс всех атомов в левой и правой частях уравнения и, в случае необходимости, подбираем коэффициенты для продукта солеобразования.	$2\text{KMnO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + 5\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$

10.3. Особые случаи составления уравнений окислительно-восстановительных реакций

	Особенность	Примеры
1	2	3
1	<p>Если числа электронов, теряемых восстановителем и принимаемых окислителем, являются четными, то при нахождении коэффициентов эти числа делят на наибольший общий делитель.</p>	$\begin{array}{r} \overset{+4}{\text{H}_2\text{SO}_3} + \overset{+5}{\text{HClO}_3} \rightarrow \overset{+6}{\text{H}_2\text{SO}_4} + \overset{-1}{\text{HCl}} \\ \text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ \quad \left \begin{array}{l} 6 \\ 2 \end{array} \right \begin{array}{l} 3 \\ 1 \end{array} \\ \text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ + 6\bar{e} \rightarrow \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O} \\ \hline 3\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{ClO}_3^- + 6\text{H}^+ = \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+ + \text{Cl}^- + 3\text{H}_2\text{O} \\ 3\text{H}_2\text{SO}_3 + \text{HClO}_3 = 3\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{HCl} \end{array}$
2	<p>Если числа электронов, теряемых восстановителем и приобретаемых окислителем нечетное, а в результате реакции должно получиться четное число атомов, то коэффициенты удваиваются.</p>	$\begin{array}{r} \overset{-1}{\text{KJ}} + \overset{+7}{\text{KMnO}_4} + \overset{0}{\text{H}_2\text{SO}_4} \rightarrow \overset{0}{\text{J}_2} + \overset{+2}{\text{K}_2\text{SO}_4} + \text{MnSO}_4 + \text{H}_2\text{O} \\ \text{J}^- - \bar{e} \rightarrow \text{J} \quad \left \begin{array}{l} 5 \\ 1 \end{array} \right \begin{array}{l} 10 \\ 2 \end{array} \\ \text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O} \\ \hline 10\text{J}^- + 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ = 5\text{J}_2 + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} \\ 10\text{KJ} + 2\text{KMnO}_4 + 8\text{H}_2\text{SO}_4 = 5\text{J}_2 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{MnSO}_4 + 8\text{H}_2\text{O} \end{array}$
3	<p>Восстановителем и окислителем могут являться разные атомы одного и того же элемента, входящие в состав разных веществ.</p>	$\begin{array}{r} \overset{-1}{\text{KJ}} + \overset{+5}{\text{KJO}_3} + \overset{0}{\text{H}_2\text{SO}_4} \rightarrow \overset{0}{\text{J}_2} + \overset{+2}{\text{K}_2\text{SO}_4} + \text{H}_2\text{O} \\ \text{J}^- - \bar{e} \rightarrow \text{J} \\ \text{JO}_3^- + 6\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{J} + 3\text{H}_2\text{O} \\ \hline 5\text{J}^- + \text{JO}_3^- + 6\text{H}^+ = 5\text{J} + \text{J} + 3\text{H}_2\text{O} \end{array}$

1	2	3
4	Иногда восстановитель или окислитель расходуются дополнительно на связывание образующихся в результате реакции ионов.	$\overset{-1}{\text{HCl}} + \overset{+7}{\text{KMnO}_4} \rightarrow \overset{0}{\text{Cl}_2} + \overset{+2}{\text{MnCl}_2} + \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cl}^- - \bar{e} \rightarrow \text{Cl} \quad \left \begin{array}{l} 5 \\ 1 \end{array} \right \begin{array}{l} 10 \\ 2 \end{array}$ $\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$ <hr/> $10\text{Cl}^- + 2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ = 10\text{Cl}_2 + 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O}$ $10\text{HCl} + 2\text{KMnO}_4 + 6\text{HCl} = 5\text{Cl}_2 + 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>В этой реакции 10 молекул HCl реагируют как восстановитель, а 6 молекул HCl расходуются на связывание получающихся веществ.</p> $2\text{KMnO}_4 + 16\text{HCl} = 5\text{Cl}_2 + 2\text{MnCl}_2 + 2\text{KCl} + 3\text{H}_2\text{O}$ $\overset{0}{\text{Cu}} + \overset{+5}{\text{HNO}_3} \rightarrow \overset{+2}{\text{Cu}(\text{NO}_3)_2} + \overset{+2}{\text{NO}} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu} - 2\bar{e} \rightarrow \text{Cu}^{2+} \quad \left \begin{array}{l} 3 \\ 2 \end{array} \right $ $\text{NO}_3^- + 4\text{H}^+ + 3\bar{e} \rightarrow \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$ <hr/> $3\text{Cu} + 2\text{NO}_3^- + 8\text{H}^+ = 3\text{Cu}^{2+} + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ $3\text{Cu} + 2\text{HNO}_3 + 6\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$ <p>На 3 моля восстановителя Cu требуется 2 моля HNO₃ и еще 6 молей HNO₃ расходуются на связывание трех ионов меди до Cu(NO₃)₂.</p>

10.5. Молярные массы эквивалентов окислителей и восстановителей в окислительно-восстановительных реакциях

Молярная масса эквивалента *окислителя* равна молярной массе этого окислителя, деленной на число электронов, которое этот окислитель приобретает в результате окислительно-восстановительной реакции.

Молярная масса эквивалента *восстановителя* равна молярной массе этого восстановителя, деленной на число электронов, которое этот восстановитель теряет в данной окислительно-восстановительной реакции.

10.6. Влияние среды на окислительно-восстановительные свойства соединений. Примеры расчета молярных масс эквивалентов окислителей и восстановителей

	Окислительно-восстановительная реакция	Расчет молярной массы эквивалентов окислителей и восстановителей				
1	2	3				
1	<p>В <i>кислой</i> среде:</p> $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{MnSO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ <table style="margin-left: auto; margin-right: auto; border-collapse: collapse;"> <tr> <td style="text-align: center;">$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$</td> <td style="border-left: 1px solid black; padding-left: 5px; text-align: center; vertical-align: middle;">2</td> </tr> <tr> <td style="text-align: center;">$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$</td> <td style="border-left: 1px solid black; padding-left: 5px; text-align: center; vertical-align: middle;">5</td> </tr> </table> <hr style="width: 50%; margin: 10px auto;"/> $2\text{MnO}_4^- + 16\text{H}^+ + 5\text{SO}_3^{2-} + 5\text{H}_2\text{O} = 2\text{Mn}^{2+} + 8\text{H}_2\text{O} + 5\text{SO}_4^{2-} + 10\text{H}^+$ <p>После приведения подобных:</p> $2\text{MnO}_4^- + 6\text{H}^+ + 5\text{SO}_3^{2-} = 2\text{Mn}^{2+} + 5\text{SO}_4^{2-} + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>Окончательно:</p> $2\text{KMnO}_4 + 5\text{K}_2\text{SO}_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{MnSO}_4 + 6\text{K}_2\text{SO}_4 + 3\text{H}_2\text{O}$	$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	2	$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$	5	<p>KMnO_4 - окислитель, в <i>кислой</i> среде присоединяет $5\bar{e}$. Следовательно</p> $M_{\text{Э}}(\text{KMnO}_4) = \frac{M_{\text{KMnO}_4}}{5} = \frac{158}{5} = 31,6 \text{ г/моль}$ <p>K_2SO_3 - восстановитель, в <i>кислой</i> среде теряет $2\bar{e}$. Следовательно:</p> $M_{\text{Э}}(\text{K}_2\text{SO}_3) = \frac{M_{\text{K}_2\text{SO}_3}}{2} = \frac{158}{2} = 79 \text{ г/моль.}$
$\text{MnO}_4^- + 8\text{H}^+ + 5\bar{e} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + 4\text{H}_2\text{O}$	2					
$\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 2\text{H}^+$	5					

1	2	3
2	<p>В <i>нейтральной</i> среде:</p> $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{MnO}_2 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{KOH}$ $\text{MnO}_4^- + 2\text{H}_2\text{O} + 3\bar{e} \rightarrow \text{MnO}_2 + 2\text{H}^+ \quad \quad 2$ $\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} - 2\bar{e} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + 3\text{OH}^- \quad \quad 3$ <hr/> $2\text{MnO}_4^- + 4\text{H}_2\text{O} + 3\text{SO}_3^{2-} + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{MnO}_2 + 3\text{SO}_4^{2-} + 8\text{OH}^- + 6\text{H}^+$ $8\text{OH}^- + 6\text{H}^+ = 6\text{H}_2\text{O} + 2\text{OH}^-$ <p>После приведения подобных расставим коэффициенты:</p> $2\text{MnO}_4^- + 3\text{SO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{MnO}_2 + 3\text{SO}_4^{2-} + \text{OH}^-$ $2\text{KMnO}_4 + 3\text{K}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{MnO}_2 + 3\text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH}$	<p>KMnO_4 - окислитель, в <i>нейтральной</i> среде присоединяет $3\bar{e}$. Следовательно</p> $M_{\text{Э}}(\text{KMnO}_4) = \frac{M_{\text{KMnO}_4}}{3} = \frac{158}{3} = 52,7 \text{ г/моль}$ <p>K_2SO_3 - восстановитель, в <i>кислой</i> среде теряет $2\bar{e}$. Следовательно:</p> $M_{\text{Э}}(\text{K}_2\text{SO}_3) = \frac{M_{\text{K}_2\text{SO}_3}}{2} = \frac{158}{2} = 79 \text{ г/моль.}$
3	<p>В <i>щелочной</i> среде:</p> $\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + \text{KOH} \rightarrow \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{MnO}_4^- + \bar{e} \rightarrow \text{MnO}_4^{2-} \quad \quad 2$ $\text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- - 2\bar{e} \rightarrow \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O} \quad \quad 1$ <hr/> $2\text{MnO}_4^- + \text{SO}_3^{2-} + 2\text{OH}^- = 2\text{MnO}_4^{2-} + \text{SO}_4^{2-} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{KMnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_3 + 2\text{KOH} = 2\text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$	<p>KMnO_4 - окислитель, в <i>щелочной</i> среде присоединяет $1\bar{e}$. Следовательно</p> $M_{\text{Э}}(\text{KMnO}_4) = \frac{M_{\text{KMnO}_4}}{1} = 158 \text{ г/моль}$ <p>K_2SO_3 - восстановитель, в <i>кислой</i> среде теряет $2\bar{e}$. Следовательно:</p> $M_{\text{Э}}(\text{K}_2\text{SO}_3) = \frac{M_{\text{K}_2\text{SO}_3}}{2} = \frac{158}{2} = 79 \text{ г/моль.}$

ВЫВОД: В зависимости от характера среды KMnO_4 как окислитель ведет себя по-разному, присоединяя в кислой среде $5\bar{e}$, в нейтральной среде $2\bar{e}$, а в щелочной среде $1\bar{e}$. Соответственно и молярные массы эквивалентов перманганата калия меняются в зависимости от среды, в которой протекает реакция.

11. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

Электрохимическими называются процессы взаимного превращения химической и электрической энергии.

Два типа:

- Процессы превращения химической энергии в электрическую (в гальванических элементах).
- Процессы превращения электрической энергии в химическую (электролиз).

11.1. Основные понятия

Понятие	Определение	Пояснение, примеры
<i>Электроды</i>	Проводники, имеющие электронную проводимость и находящиеся в контакте с ионным проводником.	При погружении металлического электрода в раствор соли данного металла протекает электродный процесс (например для цинка: $Zn - 2\bar{e} = Zn^{2+}$) и возникает <i>двойной электрический слой</i> и скачок потенциала, направление которого зависит от природы металла.
<i>Равновесный электродный потенциал</i>	Потенциал, установившийся в условиях равновесия электродной реакции.	Абсолютные значения электродных потенциалов измерить невозможно. Обычно находят разность потенциалов измеряемого электрода и электрода, потенциал которого принимают равным нулю.
<i>Нормальный водородный электрод</i>	Водородный электрод, потенциал которого условно принимают за нуль.	Электрод состоит из платиновой пластинки, покрытой платиновой чернью. Он погружен в раствор кислоты с $\alpha_{H^+} = 1$ и омывается газообразным водородом под давлением $1,0134 \cdot 10^5$ Па.
<i>Стандартный электродный потенциал E^0 (В)</i>	Электродные потенциалы, измеренные в стандартных условиях по отношению к водородному электроду.	Обозначают $E^0_{Me^{n+}/Me}$, значения приводят в таблице. Стандартные условия: температура 298К, давление $1,013 \cdot 10^5$ Па, в растворе с концентрацией (активностью) одноименного иона, равной 1 моль/л.
<i>Ряд напряжений металлов</i>	Ряд, получающийся при расположении металлов в порядке повышения алгебраической величины E^0 .	Значения стандартных электродных потенциалов количественно характеризуют восстановительную способность элементарных металлов и окислительную способность их ионов. Каждый металл окисляется ионами другого металла, стоящего в ряду правее (ниже).

11.2. Электродные потенциалы

При условиях, отличающихся от стандартных, электродные потенциалы вычисляют по уравнению Нернста:

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^{\circ} + \frac{RT}{nF} \ln C_{\text{Me}^{n+}},$$

где n - число электронов, принимающих участие в электродном процессе, C - концентрация (для более точных расчетов активность) ионов металла в растворе (моль/л).

При температуре 298К уравнение Нернста после подстановки в него значений R (газовая постоянная), F (число Фарадея) и T (абсолютная температура) имеет вид:

$$E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}} = E_{\text{Me}^{n+}/\text{Me}}^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Me}^{n+}}$$

Примеры решения задач

Пример	Решение
<p>Вычисление электродного потенциала металла при концентрации иона металла, отличающейся от стандартной: Определите электродный потенциал медного электрода, погруженного в раствор медного купороса с концентрацией ионов меди 0,01 моль/л.</p>	<p>Электродный потенциал медного электрода определяем по уравнению Нернста:</p> $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Cu}^{2+}}.$ <p>$E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}}^{\circ} = 0,337 \text{ В}$; число электронов в электродном процессе $n = 2$.</p> $E_{\text{Cu}^{2+}/\text{Cu}} = 0,337 + \frac{0,059}{2} \lg 0,01 = 0,337 + 0,0295 \cdot (-2) = 0,278 \text{ В}.$
<p>Определение концентрации иона металла в растворе по известному значению величины электродного потенциала: Вычислите концентрацию ионов цинка в растворе, если известно, что электродный потенциал цинкового электрода, погруженного в этот раствор, равен $-0,852 \text{ В}$.</p>	<p>По уравнению Нернста:</p> $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}} = E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} + \frac{0,059}{n} \lg C_{\text{Zn}^{2+}}.$ <p>Подставляем известные значения - $0,852 = -0,763 + \frac{0,059}{2} \lg C_{\text{Zn}^{2+}}$.</p> <p>Отсюда вычисляем концентрацию ионов цинка в растворе:</p> $\lg C_{\text{Zn}^{2+}} = -3; \quad C_{\text{Zn}^{2+}} = 0,001 \text{ моль/л}.$

11.3. Гальванические элементы

Основные понятия	Определение, пояснения
Гальванический элемент	Устройство для преобразования энергии химических реакций в электрическую энергию.
Устройство гальванического элемента	Электрохимическая система, основу которой составляют два электрода, которые погружены в растворы электролитов и соединены между собой при помощи металлического (электронного) проводника, образующего внешнюю цепь элемента и электролитического ключа, замыкающего внутреннюю цепь.
Причина возникновения электрического тока	Электрический ток в гальваническом элементе возникает за счет самопроизвольной окислительно-восстановительной реакции, протекающей так, что окислительные и восстановительные процессы оказываются пространственно разделенными: на положительном электроде происходит процесс восстановления, на отрицательном - процесс окисления.
Схема гальванического элемента	Условно схему медно-цинкового гальванического элемента обозначают следующим образом: $(-) \text{Zn} \text{Zn}^{2+} \text{Cu}^{2+} \text{Cu} (+)$ <ul style="list-style-type: none"> • Слева условно изображается электрод, имеющий меньшее значение электродного потенциала. Вертикальная черта условно символизирует границу раздела фаз между металлическим электродом и раствором его соли. На этом электроде протекает процесс окисления. Он называется анодом. • Двойная черта посередине символизирует, что скачок потенциала, возникающий при контакте двух растворов электролитов из-за различия скоростей диффузии, устранен. • Справа условно изображается электрод, имеющий большее значение электродного потенциала. На этом электроде протекает процесс восстановления. Он называется катодом.
Токообразующая реакция	Это суммарная реакция полуреакций окисления $\text{Zn} - 2\bar{e} = \text{Zn}^{2+}$ и восстановления $\text{Cu}^{2+} + 2\bar{e} = \text{Cu}$, за счет которой в цепи возникает электрический ток: $\text{Zn} + \text{Cu}^{2+} = \text{Zn}^{2+} + \text{Cu}$
Электродвижущая сила	Максимальное значение напряжения, т.е. разности между потенциалами катода и анода гальванического элемента.

11.4. Электродвижущая сила гальванического элемента

Для вычисления ЭДС гальванического элемента нужно из электродного потенциала катода вычесть значение электродного потенциала анода (из большей величины вычесть меньшую):

$$\Delta E = E_{\text{катода}} - E_{\text{анода}} \text{ (В)}.$$

Величина ЭДС и изменение энергии Гиббса для химического процесса, лежащего в основе работы гальванического элемента, связаны соотношением: $\Delta G_{298}^{\circ} = -nF\Delta E$.

Для самопроизвольно протекающих реакций в гальванических элементах ЭДС должна быть положительна.

Примеры решения задач

Пример	Решение
<p>Определение электродвижущей силы гальванического элемента в условиях, отличающихся от стандартных. Гальванический элемент состоит из металлического цинка, погруженного в 0,01 М раствор сульфата цинка, и металлического свинца, погруженного в раствор 0,02 М раствора сульфата свинца. Вычислите ЭДС гальванического элемента, напишите уравнения электродных процессов, составьте схему элемента.</p>	<p>Сначала вычисляем значения электродных потенциалов по уравнению Нернста, учитывая, что стандартный электродный потенциал цинка равен -0,76 В, а свинца -0,13 В.</p> <p>Для цинка; $E = -0,76 + (0,059 \cdot \lg 0,01) / 2 = -0,79$ В. Для свинца: $E = -0,13 + (0,059 \cdot \lg 0,02) / 2 = -0,18$ В. Следовательно свинец будет являться катодом, $\text{Pb}^{2+} + 2e^{-} = \text{Pb}$, а цинк - анодом: $\text{Zn} - 2e^{-} = \text{Zn}^{2+}$. Определяем ЭДС: $\Delta E = -0,18 - (-0,79) = 0,61$ В.</p> <p>Схема гальванического элемента:</p> $(-)\text{Zn} \text{Zn}^{2+} (0,01 \text{ М}) \text{Pb}^{2+} (0,02) \text{Pb} (+)$
<p>Определение возможности использования реакции для создания гальванического элемента. Будет ли работать гальванический элемент по реакции $\text{Mn} + \text{Ni}^{2+} \rightarrow \text{Mn}^{2+} + \text{Ni}$?</p>	<p>Так как электродный потенциал марганца равен -1,18 В, а для никеля -0,25 В, то ЭДС равна: $\Delta E = -0,25 - (-1,18) = 0,98$ В. Тогда $\Delta G_{298}^{\circ} = -nF\Delta E = -(2 \cdot 96500 \cdot 0,98) = -17949$ кДж. Так как $\Delta G_{298}^{\circ} < 0$, данная реакция может протекать самопроизвольно и на ее основе можно сконструировать гальванический элемент.</p>

11.5. Электролиз веществ

Электролизом называется окислительно-восстановительное разложение вещества под действием проходящего через него постоянного электрического тока.

Электролиз возможен при двух условиях:

- необходима поляризация электродов, т.е. определенная разность потенциалов ΔE ;
- необходима электропроводность вещества, т.е. наличие проводников 2-го рода.

Основные понятия

Понятие	Определение, пояснения																												
Сущность процесса электролиза	Для осуществления электролиза к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока присоединяют электрод, на котором будет происходить реакция восстановления (катод), а к положительному полюсу - электрод, на котором будет происходить реакция окисления (анод), предварительно погрузив их в раствор (или расплав) электролита. При включении электрического тока катионы начинают двигаться к катоду и на нем восстанавливаются. Анионы перемещаются к аноду. Анодные процессы могут происходить по-разному в зависимости от материала анода и рода электролита. Различают нерастворимые и растворимые или активные аноды.																												
Нерастворимые аноды	Служат передатчиками электронов, а сами химически не изменяются (графит, платина). Окислению подвергаются анионы или нейтральные молекулы, которые отдают аноду электроны.																												
Растворимые аноды	В этом случае окисление заключается в расщеплении атомов материала анода на электроны, которые уходят во внешнюю цепь, и катионы, которые поступают в раствор электролита.																												
Схема электролиза	<p>При написании схемы электролиза записывают формулу вещества и справа в скобках указывают берется раствор или расплав; затем слева расписывают катодный процесс, справа - анодный процесс, а затем внизу приводят суммарное уравнение реакции с учетом коэффициентов.</p> <div style="text-align: center; margin-top: 10px;"> <table style="margin: auto; border: none;"> <tr> <td></td> <td style="text-align: center;">катод</td> <td style="text-align: center;">NaOH (расплав)</td> <td style="text-align: center;">анод</td> </tr> <tr> <td></td> <td></td> <td style="text-align: center;">$\uparrow\downarrow$</td> <td></td> </tr> <tr> <td></td> <td style="text-align: center;">(-)</td> <td style="text-align: center;">$\leftarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow$</td> <td style="text-align: center;">(+)</td> </tr> <tr> <td></td> <td style="text-align: center;">катодный процесс</td> <td></td> <td style="text-align: center;">анодный процесс</td> </tr> <tr> <td></td> <td style="text-align: center;">$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}$</td> <td></td> <td style="text-align: center;">$2\text{OH}^- - 2e^- = \text{O}\uparrow + \text{H}_2\text{O}\uparrow$</td> </tr> <tr> <td></td> <td colspan="3" style="text-align: center;">Полное уравнение электролиза:</td> </tr> <tr> <td></td> <td colspan="3" style="text-align: center;">$4\text{NaOH} \rightarrow 4\text{Na} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}\uparrow$</td> </tr> </table> </div>		катод	NaOH (расплав)	анод			$\uparrow\downarrow$			(-)	$\leftarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow$	(+)		катодный процесс		анодный процесс		$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}$		$2\text{OH}^- - 2e^- = \text{O}\uparrow + \text{H}_2\text{O}\uparrow$		Полное уравнение электролиза:				$4\text{NaOH} \rightarrow 4\text{Na} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}\uparrow$		
	катод	NaOH (расплав)	анод																										
		$\uparrow\downarrow$																											
	(-)	$\leftarrow \text{Na}^+ + \text{OH}^- \rightarrow$	(+)																										
	катодный процесс		анодный процесс																										
	$\text{Na}^+ + e^- = \text{Na}$		$2\text{OH}^- - 2e^- = \text{O}\uparrow + \text{H}_2\text{O}\uparrow$																										
	Полное уравнение электролиза:																												
	$4\text{NaOH} \rightarrow 4\text{Na} + \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}\uparrow$																												

11.6. Электродные процессы при электролизе водных растворов

При электролизе водных растворов электролитов электродные процессы осложняются за счет конкуренции ионов (в электролизе могут участвовать молекулы воды), перенапряжения (поляризации) и вторичных реакций в приэлектродном пространстве.

При наличии в растворе нескольких типов катионов на катоде в первую очередь восстанавливаются те катионы, которым отвечает наиболее положительное значение электродного потенциала. На аноде окисляются анионы с наиболее отрицательным значением потенциала.

11.6.1. Последовательность процессов восстановления на катоде

Последовательность	Пояснения, примеры
<p>В первую очередь из водных растворов восстанавливаются катионы с потенциалом более положительным, чем у водорода (малоактивные металлы). Восстановление идет по уравнению:</p> $\text{Me}^{n+} + ne^{-} = \text{Me}$	<p>К этой группе относятся катионы металлов с сравнительно высокими положительными значениями электродного потенциала : Cu^{2+}, Hg^{2+}, Ag^{+}, Au^{3+}, Pt^{2+}, Pt^{4+}). При электролизе солей перечисленных катионов идет практически полное восстановление металла, выход по току - 100% или близкая величина.</p>
<p>При наличии в растворе катионов активных металлов, имеющих малую величину потенциала (от лития до алюминия включительно), происходит восстановление водорода из воды по уравнению:</p> $2\text{H}_2\text{O} + 2e^{-} = 2\text{OH}^{-} + \text{H}_2 \uparrow$	<p>В реакции восстановления воды окислителями являются ионы H^{+}, стандартный потенциал которых принят за нуль, но при их концентрации в нейтральном растворе 10^{-7} моль/л, вода имеет электродный потенциал, равный $-0,414$ В.</p>
<p>Если в растворе присутствуют катионы металлов с потенциалом меньшим, чем у водорода, но большим, чем у алюминия, то, как правило, протекают два процесса: восстановление металла и водорода из воды.</p>	<p>При электролизе водных растворов солей железа на катоде могут одновременно протекать два процесса: восстановление железа и восстановление водорода из молекул воды. В зависимости от конкретных условий один из этих процессов становится преобладающим.</p>

11.6.2. Последовательность электродных процессов окисления на аноде

Последовательность	Пояснения, примеры
При электролизе с растворимым или активным анодом:	
<p>растворение металла анода происходит в случае, если его потенциал имеет более отрицательное значение, чем потенциал окисления других веществ, присутствующих в данной системе (в том числе ионов гидроксила).</p>	<p>Схема электролиза раствора хлорида никеля с электродами из никеля:</p> $\begin{array}{ccc} & \text{NiCl}_2(\text{раствор}) & \\ \text{катод} & \updownarrow & \text{анод} \end{array}$ <p>катодный процесс (-) $\leftarrow \text{Ni}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow$ (+) (анодный процесс)</p> $\text{Ni}^{2+} + 2e^- = \text{Ni} \qquad \qquad \qquad \text{Ni} - 2e^- = \text{Ni}^{2+}$ <p>Электролиз с растворимым анодом широко применяется в технике для электролитической очистки металлов и нанесения защитных покрытий.</p>
При электролизе с анодом из неактивного материала:	
<ul style="list-style-type: none"> • в первую очередь окисляются простые бескислородные анионы. Их потенциалы ниже потенциала окисления ионов гидроксила и окисления воды. 	<p>Простые анионы окисляются на аноде в порядке возрастания их E^0, не превышающих 1,5 В (S^{2-}, J^-, Br^-, Cl^-) по уравнению:</p> $\text{An}^{n-} - ne^- = \text{An}$
<ul style="list-style-type: none"> • в отсутствие бескислородных анионов протекает выделение кислорода при окислении гидроксильных ионов и воды • кислородсодержащие анионы, а также имеют более положительный потенциал, чем потенциал окисления воды и на аноде не окисляются. В их присутствии на аноде протекает реакция выделения кислорода. 	<p>Процесс окисления молекул воды на аноде описывается уравнением: $2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = 4\text{H}^+ + \text{O}_2 \uparrow$. В этом случае потенциал кислорода как окисленной формы равен 0,815 В. Однако выделяющийся на аноде кислород в атомарном состоянии является очень сильным окислителем и вызывает <i>поляризацию</i> электрода, поэтому необходимо приложение более высокого напряжения (до 1,5 В) для окисления воды на аноде.</p> <p>Кислородсодержащие ионы (CO_3^{2-}, NO_3^-, SO_4^{2-} и др. характеризуются более высокими значениями E^0, в водных растворах не окисляются.</p>

11.7. Примеры описания электролиза водных растворов солей

Тип соли	Схема электролиза
Соль, содержащая катион малоактивного металла и анион бескислородной кислоты	$\begin{array}{ccc} & \text{CuCl}_2 \text{ (раствор)} & \\ \text{катод} & \updownarrow & \text{анод} \\ \text{катодный процесс (-)} & \leftarrow \text{Cu}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightarrow & \text{(+) анодный процесс} \\ \text{Cu}^{2+} + 2e^- = \text{Cu} & \text{-----} & 2\text{Cl}^- - 2e^- = \text{Cl}_2 \\ & \text{CuCl}_2 \rightarrow \text{Cu} + \text{Cl}_2 \uparrow & \end{array}$
Соль, содержащая катион активного металла и анион бескислородной кислоты	$\begin{array}{ccc} & \text{NaCl (раствор)} & \\ \text{катод} & \updownarrow & \text{анод} \\ \text{катодный процесс (-)} & \leftarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow & \text{(+) анодный процесс} \\ 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = 2\text{OH}^- + \text{H}_2 \uparrow & \text{-----} & 2\text{Cl}^- - 2e^- = \text{Cl}_2 \uparrow \\ & 2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow + \text{Cl}_2 & \end{array}$
Соль, содержащая катион малоактивного металла и анион кислородсодержащей кислоты	$\begin{array}{ccc} & \text{AgNO}_3 \text{ (раствор)} & \\ \text{катод} & \updownarrow & \text{анод} \\ \text{катодный процесс (-)} & \leftarrow \text{Ag}^+ + \text{NO}_3^- \rightarrow & \text{(+) анодный процесс} \\ \text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag} & \text{-----} & 2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = 4\text{H}^+ + \text{O}_2 \uparrow \\ & 4\text{AgNO}_3 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ag} + 4\text{HNO}_3 + \text{O}_2 \uparrow & \end{array}$
Соль, содержащая катион активного металла и анион кислородсодержащей кислоты	$\begin{array}{ccc} & \text{K}_2\text{SO}_4 \text{ (раствор)} & \\ \text{катод} & \updownarrow & \text{анод} \\ \text{катодный процесс (-)} & \leftarrow 2\text{K}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow & \text{(+) анодный процесс} \\ 2\text{H}_2\text{O} + 2e^- = 2\text{OH}^- + \text{H}_2 \uparrow & \text{-----} & 2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = 4\text{H}^+ + \text{O}_2 \uparrow \\ & 2\text{K}_2\text{SO}_4 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{O}_2 \uparrow & \end{array}$

11.8. Законы электролиза

Количественная характеристика электролиза выражается двумя **законами Фарадея**. Их общая формулировка:

Масса электролита m , подвергаясь превращению при электролизе, а также масса образующихся на электродах веществ прямо пропорциональна количеству электричества, прошедшего через раствор или расплав электролита, и молярным массам эквивалентов соответствующих веществ $M_{\text{Э}}$.

Математическое выражение законов электролиза для массы m (или объема V):

$$m = \frac{M_{\text{Э}} \cdot I \cdot t}{F}, \quad (\text{или } V = \frac{V_{\text{Э}} \cdot I \cdot t}{F})$$

где I - сила тока, А; t - время прохождения тока, с; F - число Фарадея (96500 Кл/моль); $V_{\text{Э}}$ - объем молярной массы эквивалента газа.

Примеры решения задач

Пример	Решение
<p>Вычисление массы или объема веществ, выделяющихся при электролизе на электродах. Какая масса металла выделится на катоде и какой объем газа выделится на аноде при электролизе водного раствора азотнокислого серебра, если ток силой в 3 А пропускали в течение 25 мин (анод нерастворимый).</p>	<p>В указанных условиях протекают процессы: (-) катод: $\text{Ag}^+ + e^- = \text{Ag}$, (+) анод $2\text{H}_2\text{O} - 4e^- = 4\text{H}^+ + \text{O}_2 \uparrow$. Массу выделившегося серебра найдем по закону Фарадея, учитывая, что молярная масса эквивалента серебра равна 107,9 г/моль:</p> $m = \frac{M_{\text{Э}} \cdot I \cdot t}{F} = \frac{107,9 \cdot 3 \cdot 25 \cdot 60}{96500} = 5,03 \text{ г}$ <p>Найдем объем кислорода, $V = \frac{V_{\text{Э}} \cdot I \cdot t}{F} = \frac{5,6 \cdot 3 \cdot 25 \cdot 60}{96500} = 0,26 \text{ л}$.</p>
<p>Определение молярной массы эквивалента вещества по закону Фарадея. Определите молярную массу эквивалента металла, если при прохождении через водный раствор его соли тока силой 2,5 А за 30 мин выделилось 1,48 г металла.</p>	<p>Из закона Фарадея молярная масса эквивалента металла равна</p> $M_{\text{Э}} = \frac{m \cdot F}{I \cdot t} = \frac{1,48 \cdot 96500}{2,5 \cdot 30 \cdot 60} = 31,8 \text{ г/моль}$

12. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

Коррозия - это разрушение металла в результате химического или электрохимического взаимодействия их с окружающей средой.

По механизму коррозионного процесса различают *химическую* и *электрохимическую* коррозию.

Три основных признака коррозии:

- процесс по своей природе окислительный;
- процесс преимущественно поверхностный;
- процесс самопроизвольный.

12.1. Химическая коррозия

Понятие	Определение	Пояснения, примеры
<i>Химическая коррозия</i>	Процесс разрушения металла, происходящий в результате протекания гетерогенных химических реакций, не сопровождающихся возникновением электрического тока между отдельными участками поверхности металла.	Химическая коррозия характерна для сред, не проводящих электрический ток. В зависимости от характера агрессивной среды, вызывающей коррозию, химическая коррозия подразделяется на газовую и жидкостную.
<i>а) газовая коррозия</i>	Результат взаимодействия металла при высоких температурах с агрессивными газовыми или паровыми средами.	Агрессивными средами могут быть кислород, сернистый ангидрид, сероводород, галогены, пары воды и т.д. От газовой коррозии сильно разрушаются многие важные детали инженерных конструкций (лопатки газовых турбин, сопла ракетных двигателей и т.д.)
<i>б) жидкостная коррозия</i>	Протекает в жидкой среде, не проводящей электрический ток. (нефть, бензин, керосин, смазочные масла и др. жидкие неэлектролиты)	Коррозионное действие обусловлено примесями (серой и ее соединениями), находящимися в углеводородах. При сгорании топлива соединения серы превращаются в коррозионно-активные SO_2 , SO_3 .

12.2. Электрохимическая коррозия

Электрохимической коррозией называется процесс разрушения металла в среде различных электролитов, сопровождающийся возникновением внутри системы электрического тока

(на поверхности металла возникают микрогальванические элементы, поскольку основной металл почти всегда содержит примеси другого металла).

Причины возникновения микрогальванических элементов на поверхности металла:

- соприкосновение металлов, разных по активности;
- различие состава электролита на отдельных участках поверхности металла;
- разница в концентрации одного и того же электролита на отдельных участках поверхности металла;
- разный доступ кислорода к отдельным участкам поверхности металла.

12.2.1. Механизм электрохимической коррозии

Механизм	Пояснения, примеры
Удаление атома из металлической решетки происходит в результате двух независимых, но сопряженных процессов: анодного и катодного.	Электрохимическая коррозия возможна при условии, что электроны с анодных участков отводятся на катодные, а затем удаляются с них.
Анодный процесс - переход металла в раствор в виде ионов с сохранением эквивалентного количества электронов в металле.	Схема анодного процесса: $\text{Me} - ne^- = \text{Me}^{n+}$
Катодный процесс - связывание электронов, образующихся в анодном процессе каким-либо веществом-окислителем (процесс отвода электронов с катодных участков называется деполяризацией, а вещества, применяемые для этого - деполяризаторами).	Коррозия с <i>водородной</i> деполяризацией: $2\text{H}^+ + 2e^- = \text{H}_2$ Коррозия с <i>кислородной</i> деполяризацией: $\text{O}_2 + 4e^- + 4\text{H}^+ = 2\text{H}_2\text{O} \quad (\text{в кислой среде})$ $\text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 4e^- = 4\text{OH}^- \quad (\text{в нейтральной среде})$

12.3. Отношение металлов к коррозии

Отношение металлов к коррозии определяется величинами их стандартных электродных потенциалов.

По этому признаку металлы подразделяются на 4 группы:

Группа металлов	Положение в ряду напряжений	Устойчивость к коррозии	Примеры
Повышенной активности	От щелочных металлов до кадмия ($E^{\circ} = -2,925 \div -0,4$ В).	Корродируют даже в нейтральных водных средах, не содержащих кислорода и окислителей.	Например, натрий и другие щелочные металлы хранят под слоем сухого керосина, так как они окисляются при соприкосновении с влагой: $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$
Средней активности	От кадмия до водорода ($E^{\circ} = -0,4 \div 0$ В).	Устойчивы в нейтральных средах при отсутствии кислорода, но в кислых средах подвергаются коррозии и в отсутствие кислорода.	Цинк в обычных условиях в воде не растворяется, но даже в разбавленных кислотах при отсутствии окислителей окисляется: $\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
Малой активности	От водорода до ртути ($E^{\circ} = 0 \div 0,8$ В).	В отсутствие кислорода и других окислителей эти металлы устойчивы в нейтральных и кислых средах.	Медь не растворяется в разбавленных кислотах в отсутствие окислителей, но растворяется в кислотах-окислителях, например в азотной кислоте: $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_3 = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO} + 4\text{H}_2\text{O}$
Благородные металлы	От ртути и далее ($E^{\circ} = 0,8$ и выше, В).	Не подвергаются коррозии во всех средах, кроме кислых в присутствии сильных окислителей.	Так, золото растворяется только в "царской водке" (смесь соляной и азотной кислот): $\text{Au} + \text{HNO}_3 + 4\text{HCl} = \text{H}[\text{AuCl}_4] + \text{NO} + 2\text{H}_2\text{O}$

12.4. Виды электрохимической коррозии

Вид коррозии	Определение	Пояснения, примеры
<i>Коррозия в растворах электролитов</i>	Коррозия в растворах солей, кислот, оснований и других электролитах.	Наблюдается в химической промышленности и других производствах, где используют растворы электролитов.
<i>Атмосферная коррозия</i>	Коррозия под действием атмосферной влаги и растворенных в ней веществ.	Подразделяется на мокрую атмосферную коррозию и влажную атмосферную коррозию. Этот вид коррозии наиболее распространен и приносит наибольший ущерб.
<i>Почвенная коррозия</i>	Коррозия при действии агрессивных свойств почвы.	Повышенной агрессивностью отличаются кислые почвы (торфяные и болотистые). Большое значение имеет структура почвы, ее аэрация (доступ кислорода воздуха к металлическим конструкциям).
<i>Аэрационная коррозия</i>	Разрушение металла, вызываемое неодинаковым доступом воздуха к его различным частям.	Например, коррозия проводов под слоем влаги различной толщины.
<i>Морская коррозия</i>	Коррозия под действием солей, животных и растительных организмов в морской воде.	В морской воде содержатся в растворенном состоянии минеральные соли, газы (N_2 , O_2 , CO_2 , в некоторых районах H_2S), разрушающие металлы.
<i>Биокоррозия</i>	Разрушение металла под влиянием продуктов жизнедеятельности бактерий и других организмов.	Бактерии вырабатывают вещества - сернистый ангидрид, сероводород и др., агрессивно воздействующие на металлы.
<i>Коррозия под действием блуждающих токов</i>	Вызывается подземными блуждающими токами, создающимися в результате работы электрических железных дорог, трамвайных линий и т.п.	Этот вид коррозии обычно наблюдается на подземных сооружениях.

12.5. Защита металлов от коррозии

Методы защиты	Определение	Пояснения, примеры
<i>Легирование металлов</i>	Метод защиты, связанный с изменением свойств корродирующего металла.	При легировании в состав сплава обычно вводят компоненты, вызывающие пассивирование металла. В качестве таких компонентов применяют хром, никель, вольфрам и др.
<i>Металлические защитные покрытия</i>	Материалами для защитных покрытий могут быть как чистые металлы (Zn, Cd, Al, Ni, Cu, Cr, Ag и др.), так и сплавы (бронза, латунь).	Выбор вида покрытий зависит от условий, в которых используется металл. По характеру поведения металлических покрытий при коррозии их подразделяют на <i>катодные</i> и <i>анодные</i> . Для получения металлических защитных покрытий применяют различные способы: электрохимический (гальванические покрытия), погружение в расплавленный металл, металлизация и др.
<i>Неметаллические защитные покрытия</i>	Неметаллические защитные покрытия подразделяются на • <i>неорганические</i> и • <i>органические</i> .	Неорганические защитные покрытия образуются при эмалировании и оксидировании металлов. К органическим относятся лакокрасочные покрытия. Широко распространены и другие неметаллические покрытия: смазки, битумные композиции (для защиты подземных трубопроводов), резина, каучук и др.
<i>Электрохимическая защита</i>	Метод защиты, основанный на торможении анодных и катодных реакций коррозионного процесса.	Сущность катодной защиты заключается в том, что защищаемое изделие подключается к отрицательному полюсу внешнего источника постоянного тока, поэтому оно становится катодом, а анодом служит вспомогательный, обычно стальной электрод. При протекторной защите к защищаемой конструкции присоединяют металл с более отрицательным значением электродного потенциала (протектор), который служит анодом. При соприкосновении с коррозионной средой разрушаться будет материал протектора.

12.5.1. Катодные и анодные защитные покрытия

Вид	Определение	Пояснения, примеры
<i>Катодное</i>	Металлическое покрытие, потенциал которого в данной среде имеет более положительное значение, чем потенциал основного металла.	<p>Олово хорошо покрывает железо и достаточно стойко против действия разбавленных растворов кислот.</p> <p>В этой паре олово имеет более высокий электродный потенциал, чем железо:</p> $E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^{\circ} = -0,440 \text{ В}$ $E_{\text{Sn}^{2+}/\text{Sn}}^{\circ} = -0,136 \text{ В}$ <p>При механическом повреждении такого покрытия возникает гальваническая пара, в которой железо является анодом, а олово - катодом. Поэтому электроны переходят от железа к олову, т.е. разрушается железо, а олово остается без изменений.</p> <p>Таким образом, катодное покрытие защищает основной металл только в случае, если покрытие не имеет механических повреждений.</p>
<i>Анодное</i>	Металлическое покрытие, потенциал которого имеет более отрицательное значение, чем потенциал основного металла.	<p>Цинковое покрытие на железе является анодным, так как электродный потенциал цинка меньше, чем электродный потенциал железа:</p> $E_{\text{Fe}^{2+}/\text{Fe}}^{\circ} = -0,440 \text{ В}$ $E_{\text{Zn}^{2+}/\text{Zn}}^{\circ} = -0,763 \text{ В}$ <p>При механическом повреждении цинкового покрытия возникает гальваническая пара, в которой железо служит катодом, а цинк - анодом, т.е. электроны переходят от цинка к железу. Цинк разрушается, а железо остается защищенным до тех пор, пока не разрушится весь цинк. Таким образом, анодное покрытие защищает основной металл даже при нарушении покрытия.</p>

ЧАСТЬ 2
ВОПРОСЫ И ЗАДАЧИ

1. ЭКВИВАЛЕНТ. ЗАКОН ЭКВИВАЛЕНТОВ

1-1. Определите молярную массу эквивалента марганца в диоксиде марганца.

1-2. Найдите значение молярной массы эквивалента хлора и серы в их водородных соединениях.

1-3. Вычислите молярную массу эквивалента фосфора в фосфорном ангидриде.

1-4. Найдите молярные массы эквивалентов железа в оксидах двухвалентного и трехвалентного железа.

1-5. Определите молярную массу эквивалента серы в ангидриде серной кислоты.

1-6. Определите молярные массы эквивалентов гидроксида натрия и гидроксида кальция.

1-7. Определите молярную массу эквивалента сульфата алюминия.

1-8. Вычислите молярную массу эквивалента хлорида трехвалентного железа.

1-9. Определите молярную массу эквивалента серной кислоты при реакции обмена с гидроксидом калия, в результате которой образуется гидросульфат калия.

1-10. Вычислите молярные массы эквивалентов орто-фосфорной кислоты при реакциях обмена с гидроксидом натрия, в результате которых образуются кислые и нормальные соли.

1-11. Металл образует два хлорида с содержи-

ем хлора 37,45 и 54,51%. Вычислите молярные массы эквивалентов металла в каждом соединении, приняв молярную массу эквивалента хлора равной 35,5 г/моль.

1-12. На нейтрализацию 0,471 г орто-фосфорной кислоты израсходовано 0,267 г гидроксида калия. Вычислите молярную массу эквивалента кислоты.

1-13. Определите молярную массу эквивалента серной кислоты, если известно, что 98,08 г ее реагирует с 24,32 г магния, молярная масса эквивалента которого равна 12,16 г/моль.

1-14. На нейтрализацию 1,245 г гидроксида калия израсходовано 1 г кислоты. Вычислите молярную массу эквивалента кислоты.

1-15. При разложении 0,4638 г оксида металла образовалось 0,4316 г металла. Определите молярную массу эквивалента металла.

1-16. Для реакции 0,44 г металла с бромом потребовалось 3,91 г брома, молярная масса эквивалента которого равна 79,9 г/моль. Определите молярную массу эквивалента металла.

1-17. В оксиде свинца содержится 7,17% кислорода. Определите молярную массу эквивалента свинца.

1-18. При взаимодействии 0,385 г металла с хлором образовалось 1,12 г хлорида. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если известно, что молярная масса эквивалента хлора равна 35,5 г/моль.

1-19. В результате реакции 2,19 г металла с водородом образовалось 2,51 г гидроксида этого металла. Определите молярную массу эквивалента металла.

1-20. При сгорании 2 г металла образовалось 3,315 г оксида. Определите молярную массу эквивалента металла.

1-21. Найдите молярную массу эквивалента металла по экспериментальным данным: навеска металла массой 2,0000 г образует оксид массой 2,5036 г.

1-22. Металл массой 3,006 г взаимодействует с серой массой 1,635 г. Определите молярную массу эквивалента металла, если известно, что молярная масса эквивалента серы равна 16,03 г/моль.

1-23. При растворении в кислоте металла массой 11,9 г выделился водород объемом 2,24 л (н.у.). Определите молярную массу эквивалента этого металла.

1-24. Для растворения металла массой 16,86 г потребовалось 14,7 г серной кислоты. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

1-25. На восстановление оксида металла массой 1,8 г потребовалось 833 мл (н.у.) водорода. Найдите молярную массу эквивалента металла.

1-26. Определите молярную массу эквивалента металла, зная, что при соединении 7,2 г металла с хло-

ром было получено 28,2 г соли.

1-27. При нагревании 20,06 г металла было получено 21,66 г оксида. Определите молярную массу эквивалента этого металла, если молярная масса эквивалента кислорода равна 8 г/моль.

1-28. Мышьяк образует два оксида, содержащих 65,2 и 75,7% мышьяка. Вычислите молярные массы эквивалента мышьяка в этих оксидах.

1-29. На нейтрализацию 0,471 г кислоты израсходовано 0,644 г гидроксида калия. Вычислите молярную массу эквивалента кислоты.

1-30. Какой объем водорода потребуются для реакции с 2,8 л кислорода при получении воды (н.у.)?

1-31. Молярная масса эквивалента некоторого элемента равна 24,99 г/моль. Вычислите, сколько процентов кислорода содержится в оксиде этого элемента.

1-32. Вычислите молярную массу эквивалента металла, если известно, что 1,168 г этого металла вытеснили из кислоты 438 мл водорода, измеренного при 290 К и давлении 98,642 кПа.

1-33. Соединение металла с галогеном содержит 64,5% кислорода, оксид того же металла содержит 15,4% кислорода. Определите молярную массу эквивалента галогена.

1-34. Один грамм некоторого металла соединяется с 0,7 г серы или с 3,47 г брома. Вычислите молярные массы эквивалентов брома и металла, если

известно, что молярная масса эквивалента серы равна 16 г/моль.

1-35. Одно и то же количество металла соединяется с 0,4 г кислорода и с 3,995 г одного из галогенов. Определите молярную массу эквивалента галогена.

1-36. Известно, что 0,321 г алюминия и 0,168 г цинка вытесняют из кислоты одинаковое количество водорода. Найдите молярную массу эквивалента цинка, если молярная масса эквивалента алюминия равна 8,99 г/моль.

1-37. Сколько литров водорода (н.у.) потребуется для восстановления 1,12 г оксида металла, содержащего 71,43% металла? Чему равна молярная масса эквивалента металла?

1-38. При взаимодействии с кислотой 13,07 г двухвалентного металла вытесняют 4,48 л водорода (н.у.). Вычислите молярную массу эквивалента металла.

1-39. Для нейтрализации щавелевой кислоты гидроксидом калия на 1,125 г кислоты потребовалось 1 г гидроксида калия, молярная масса эквивалента которого равна 56 г/моль. Вычислите молярную массу эквивалента щавелевой кислоты.

1-40. При восстановлении 5,1 г оксида трехвалентного металла образовалось 2,7 г воды. Определите молярную массу эквивалента и атомную массу металла, если молярная масса эквивалента воды

равна 9 г/моль.

2. СТРОЕНИЕ АТОМА. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

2-1. Каким образом было установлено сложное строение атома? Назовите имена ученых и опишите эксперименты, с помощью которых они опровергли представление о неделимости атома.

2-2. Опишите ядерную модель строения атома по Резерфорду. Какие экспериментальные данные позволили ему построить эту модель?

2-3. Изложите основные положения теории строения атомных ядер. Какие открытия позволили создать эту теорию?

2-4. Дайте определение понятию «изотопы». Приведите примеры.

2-5. Приведите представления и принципы, лежащие в основе квантовой теории строения атома. Назовите имена ученых, внесших наибольший вклад в создание квантовой теории строения атома.

2-6. Опишите основное уравнение квантовой механики - волновое уравнение Шредингера. Что дает его решение?

2-7. Что определяет главное квантовое число? Какие значения оно может принимать?

2-8. Какое квантовое число определяет форму электронных орбиталей? Покажите положение в пространстве s -орбитали.

2-9. Какое квантовое число определяет количество орбиталей в данном энергетическом подуровне? Сколько p -орбиталей возможно в энергетическом уровне?

2-10. Покажите положение в пространстве p -орбиталей. В каком энергетическом уровне наличие p -орбиталей невозможно?

2-11. Покажите положение в пространстве d -орбиталей. Поясните, какое квантовое число определяет количество d -орбиталей в энергетическом уровне.

2-12. Возможно ли появление f -подуровня в третьем энергетическом уровне? Дайте мотивированный ответ.

2-13. Сформулируйте принципы и правила заполнения электронами уровней и подуровней в многоэлектронных атомах.

2-14. Поясните, почему на одной орбитали может находиться не более двух электронов.

2-15. Основываясь на правилах Клечковского, поясните, почему электронами заполняется сначала $5s$ -подуровень, а затем $4d$ -подуровень.

2-16. Покажите, как в соответствии с правилом Гунда на пяти d -орбиталях разместятся семь

электронов. Укажите число неспаренных электронов в подуровне.

2-17. Сколько энергетических подуровней содержится в четвертом квантовом уровне? Ответ поясните.

2-18. Какое максимальное число электронов может содержаться в первом, втором, третьем и четвертом энергетических уровнях? Ответ поясните.

2-19. Что в атоме называют энергетическим уровнем и энергетическим подуровнем? Когда эти понятия сливаются?

2-20. В какой последовательности происходит заполнение электронами уровней и подуровней с ростом порядкового номера элемента?

2-21. Какой подуровень заполняется электронами раньше: $4d$ или $5s$ и почему?

2-22. Какой подуровень заполняется электронами раньше: $4d$ или $5p$ и почему?

2-23. Какой подуровень заполняется электронами раньше: $4d$ или $5p$ и почему?

2-24. Сколько подуровней содержит энергетический уровень с главным квантовым числом $n=3$? Назовите эти подуровни.

2-25. В каком энергетическом уровне имеется четыре энергетических подуровня? Назовите эти подуровни.

2-26. Сколько значений магнитного квантового числа возможно для электронов энергетического подуровня орбитальное квантовое число которого $l=3$?

2-27. Сколько значений магнитного квантового числа возможно для электронов энергетического подуровня, орбитальное квантовое число которого $l=2$?

2-28. Чему равно число энергетических подуровней для данного энергетического уровня? Чему равно значение главного квантового числа для уровня, который содержит 3 подуровня?

2-29. Какие энергетические уровни не содержат d -подуровней? Ответ поясните.

2-30. Какую совокупность электронов называют электронным слоем? Сколько электронных слоев имеет атом, если для его внешних электронов $n=3$?

2-30. Дайте современную формулировку Периодического закона Д.И. Менделеева.

2-31. Что показывает атомный номер элемента в ПСЭ? В каком порядке располагаются элементы в ПСЭ?

2-32. Опишите строение ПСЭ. Существует ли связь между электронным строением атома и его положением в ПСЭ?

2-33. Какой физический смысл имеет порядковый или атомный номер элемента и почему

химические свойства элемента определяются зарядом ядра его атома?

2-34. Что такое период в ПСЭ? Как определяется номер периода? Из скольких периодов состоит ПСЭ?

2-35. Какие периоды ПСЭ называют малыми, а какие большими? Чем определяется число элементов в каждом из них?

2-36. Что такое группа в ПСЭ? Сколько групп в ПСЭ? Как они подразделяются.

2-37. По какому признаку элементы в ПСЭ подразделяются на *s*, *p*, *d*, *f*-элементы?

2-38. Опишите положение в ПСЭ *s*-элементов. Укажите их общую электронную формулу.

2-39. Какие электроны являются валентными для *s*-элементов? Приведите примеры электронных формул двух *s*-элементов с указанием их валентных электронов.

2-40. Опишите положение в ПСЭ *p*-элементов. Укажите их общую электронную формулу.

2-41. Какие электроны являются валентными для *p*-элементов? Приведите примеры электронных формул двух *p*-элементов с указанием их валентных электронов.

2-42. Опишите положение в ПСЭ *d*-элементов. Укажите их общую электронную формулу.

2-43. Какие электроны являются валентными для *d*-элементов? Приведите примеры электронных

формул двух *d*-элементов с указанием их валентных электронов.

2-44. Опишите положение в ПСЭ *f*-элементов. Укажите их общую электронную формулу.

2-45. Какие электроны являются валентными для *f*-элементов? Приведите примеры электронных формул двух *f*-элементов с указанием их валентных электронов.

2-46. Какие элементы называют электронными аналогами? Приведите примеры.

2-47. Являются ли электронными аналогами элементы с порядковыми номерами 17 и 35? Ответ поясните.

2-48. Являются ли электронными аналогами элементы с порядковыми номерами 22 и 40? Ответ поясните.

2-49. Являются ли электронными аналогами элементы с порядковыми номерами 19 и 29? Ответ поясните.

2-50. Являются ли электронными аналогами элементы с порядковыми номерами 15 и 33? Ответ поясните.

2-51. Какова основная цель изображения электронных структур атомов и написания их формул?

2-52. В чем заключается физический смысл Периодического закона?

2-53. Покажите, как периодический закон иллюстрирует и подтверждает один из всеобщих законов развития природы - закон перехода количества в качество.

2-54. Что принимается в качестве радиуса атома? Как изменяются радиусы атомов в периоде и подгруппе с ростом заряда ядра атома?

2-55. Что такое энергия ионизации атома? Как она изменяется с ростом порядкового номера элемента в периоде и группе?

2-56. Как должны отличаться друг от друга ионизационные потенциалы натрия и хлора? У какого атома потенциал ионизации больше и почему?

2-57. Дайте определение понятия сродства к электрону. Как изменяется сродство к электрону в периоде и группе с ростом заряда ядра?

2-58. Где в ПСЭ располагаются элементы, имеющие наименьшее и наибольшее значение сродства к электрону?

2-59. Дайте определение понятия электроотрицательность. Как изменяется электроотрицательность в периоде и группе с ростом заряда ядра атомов?

2-60. Какой элемент ПСЭ имеет наибольшее значение величины электроотрицательности?

2-61. Сколько протонов, нейтронов и электронов содержится в атомах элементов с порядковыми

номера 20, 51 и 93? Напишите их полные электронные формулы. Укажите валентные электроны, число неспаренных электронов.

2-62. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 11, 76 и 83. Укажите их положение в периодической системе: период, группа, подгруппа.

2-63. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 13, 41 и 67. К какому типу (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) относятся эти элементы?

2-64. Для элементов с порядковыми номерами 7 и 25 укажите число протонов, нейтронов и электронов. Напишите их полные электронные формулы. Укажите валентные электроны, число неспаренных электронов. К какому типу (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) относятся эти элементы?

2-65. Укажите порядковые номера элементов, электронные формулы которых имеют окончание ...*ns*¹. Напишите полную электронную формулу элемента шестого периода (*n*=6).

2-66. Напишите электронные формулы атомов серы и хрома. Укажите их валентные электроны. Являются ли они электронными аналогами? К какому типу (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) относятся эти элементы?

2-67. Укажите порядковые номера элементов, электронные формулы которых имеют окончание

... ns^2np^3 . Напишите полную электронную формулу элемента четвертого периода ($n=4$).

2-68. Назовите элементы, имеющие по два электрона на подуровнях $4p$ и $4d$. Напишите полные электронные формулы атомов этих элементов и укажите их положение в ПСЭ: период, группа, подгруппа.

2-69. Укажите порядковый номер элемента, в атоме которого завершается заполнение электронами третьего энергетического уровня. Напишите его полную электронную формулу.

2-70. Укажите порядковый номер элемента с окончанием электронной формулы ... $6s^26p^3$. Назовите для него элемент, являющийся электронным аналогом. Ответ поясните.

2-71. Назовите элементы, имеющие по одному электрону на подуровнях $5p$ и $3d$. Напишите полные электронные формулы атомов этих элементов и укажите их положение в ПСЭ: период, группа, подгруппа.

2-72. Назовите элемент четвертого периода, атом которого содержит наибольшее число неспаренных d -электронов. Напишите его полную электронную формулу и укажите валентные электроны.

2-73. Сколько протонов, нейтронов и электронов содержится в атомах элементов с порядковыми номерами 3, 62 и 86? Напишите их полные электронные формулы. Укажите валентные электроны, число неспаренных электронов.

2-74. Напишите электронные формулы двух элементов 5-го периода: с одним неспаренным электроном и двумя неспаренными электронами. Назовите их порядковые номера, укажите число протонов и нейтронов в их атомах.

2-75. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 36, 58 и 104. Укажите их положение в периодической системе: период, группа, подгруппа.

2-76. Напишите электронную формулу элемента с порядковым номером 34. Сформулируйте правило Гунда и объясните его на примере электронной формулы рассмотренного выше элемента.

2-77. Сформулируйте правила Клечковского и покажите их выполнение на примере электронных формул элементов четвертого периода.

2-78. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 46, 54 и 88. К какому типу (s -, p -, d -, f -) относятся эти элементы?

2-79. Для элементов с порядковыми номерами 17, 27 и 99 укажите число протонов, нейтронов и электронов. Напишите их полные электронные

формулы. Укажите валентные электроны, число неспаренных электронов. К какому типу (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) относятся эти элементы?

2-80. Укажите порядковые номера элементов, электронные формулы которых имеют окончание ... ns^2np^4 . Напишите полную электронную формулу элемента четвертого периода ($n=4$).

2-81. Напишите электронные формулы атомов фосфора и ванадия. Укажите их валентные электроны. Являются ли они электронными аналогами? К какому типу (*s*-, *p*-, *d*-, *f*-) относятся эти элементы?

2-82. Укажите порядковые номера элементов, электронные формулы которых имеют окончание ... ns^2np^5 . Напишите полную электронную формулу элемента пятого периода ($n=5$).

2-83. Назовите элементы, имеющие по три электрона на подуровнях $4p$ и $4d$. Напишите полные электронные формулы атомов этих элементов и укажите их положение в ПСЭ: период, группа, подгруппа.

2-84. Укажите порядковый номер элемента, в атоме которого завершается заполнение электронами второго энергетического уровня. Напишите его полную электронную формулу.

2-85. Укажите порядковый номер элемента, для которого окончание электронной формулы

... $4s^24p^3$. Назовите для него элемент, являющийся электронным аналогом. Ответ поясните.

2-86. Назовите элементы, имеющие по два электрона на подуровнях $3p$ и $3d$. Напишите полные электронные формулы атомов этих элементов и укажите их положение в ПСЭ: период, группа, подгруппа.

2-87. Назовите элемент четвертого периода, атом которого содержит наибольшее число неспаренных *p*-электронов. Напишите его полную электронную формулу и укажите валентные электроны.

2-88. Сколько протонов, нейтронов и электронов содержится в атомах элементов с порядковыми номерами 9, 44 и 63? Напишите их полные электронные формулы. Укажите валентные электроны, число неспаренных электронов.

2-89. Напишите электронные формулы двух элементов 4-го периода: с одним неспаренным электроном и двумя неспаренными электронами. Назовите их порядковые номера, укажите число протонов и нейтронов в их атомах.

2-90. Напишите электронные формулы атомов элементов с порядковыми номерами 37, 43 и 65. Укажите их положение в периодической системе: период, группа, подгруппа.

3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

3-1. Что такое химическая связь? По какой причине атомы стремятся объединиться в молекулу? Каким энергетическим эффектом сопровождается этот процесс?

3-2. На какие типы подразделяют химическую связь?

3-3. Какую химическую связь называют ковалентной?

3-4. Каков механизм образования ковалентной химической связи? Приведите примеры соединений с ковалентной химической связью.

3-5. Какая ковалентная химическая связь является неполярной? Приведите примеры.

3-6. Какая ковалентная химическая связь является полярной? Приведите примеры.

3-7. Опишите образование химической связи по донорно-акцепторному механизму. Приведите примеры.

3-8. В чем отличие обычной ковалентной связи от химической связи, образовавшейся по донорно-акцепторному механизму?

3-9. Какие атомы, ионы или молекулы могут быть донорами или акцепторами электронных пар? Приведите примеры.

3-10. Приведите основные положения метода валентных связей.

3-11. Перечислите основные свойства ковалентной связи. Дайте определения этим свойствам.

3-12. Какое свойство ковалентной связи определяет стехиометрию молекулярных химических соединений?

3-13. В чем причина направленности ковалентной химической связи?

3-14. Перечислите основные характеристики химической связи.

3-15. Дайте определение понятию энергии химической связи.

3-16. Опишите геометрические характеристики химической связи.

3-17. Что является мерой полярности химической связи?

3-18. Что такое гибридизация атомных орбиталей? Каковы условия устойчивости гибридизации?

3-19. Опишите механизм sp -гибридизации. Приведите примеры соединений, в которых реализуется этот тип гибридизации.

3-20. Опишите механизм sp^2 -гибридизации. Приведите примеры соединений, в которых реализуется этот тип гибридизации.

3-21. Опишите механизм sp^3 -гибридизации. Приведите примеры соединений, в которых реализуется этот тип гибридизации.

3-22. Дайте определение понятию валентность элемента в химическом соединении. Приведите примеры.

3-23. Что такое кратность химической связи? Чем она определяется?

3-24. Опишите механизм образования σ -связи. Приведите примеры соединений с σ -связью. При перекрывании каких орбиталей образуется σ -связь?

3-25. Опишите механизм образования π -связи. Приведите примеры соединений с π -связью. При перекрывании каких орбиталей образуется π -связь?

3-26. Опишите механизм образования двойной связи. Приведите примеры соединений с такой связью.

3-27. Изложите основные положения метода молекулярных орбиталей - универсального метода описания химической связи.

3-28. Каков механизм образования водородной связи? Влияние водородной связи на физические свойства соединений.

3-29. Опишите механизм образования металлической связи. Назовите свойства металлов, обусловленные наличием в них металлической связи.

3-30. Опишите механизм образования и свойства ионной связи.

3-31. Опишите химическую связь в молекуле BeF_2 с позиций метода валентных связей.

3-32. Опишите химическую связь в молекуле BF_3 с позиций метода валентных связей.

3-33. Опишите химическую связь в молекуле SiH_4 с позиций метода валентных связей.

3-34. Опишите химическую связь в молекуле C_2H_6 с позиций метода валентных связей.

3-35. Опишите химическую связь в молекуле N_2 с позиций метода валентных связей.

3-36. Опишите химическую связь в молекуле C_2H_4 с позиций метода валентных связей.

3-37. Опишите химическую связь в молекуле C_2H_2 с позиций метода валентных связей.

3-38. Опишите химическую связь в молекуле H_2O с позиций метода валентных связей.

3-39. Опишите химическую связь в молекуле NH_4^+ с позиций метода валентных связей.

3-40. Опишите химическую связь в молекуле C_6H_6 с позиций метода валентных связей

3-41. Какой тип гибридизации электронных облаков в молекуле BeH_2 ? Какую пространственную конфигурацию имеет эта молекула?

3-42. Какой тип гибридизации электронных облаков в молекуле SiH_4 ? Какую пространственную конфигурацию имеет эта молекула?

3-43. Какой тип гибридизации электронных облаков в молекуле CS_2 ? Какую пространственную конфигурацию имеет эта молекула?

3-44. Какой тип гибридизации электронных облаков в молекуле BBr_3 ? Какую пространственную конфигурацию имеет эта молекула?

3-45. Объясните, почему в ряду элементов C, Si, Ge, Sn, Pb склонность к образованию гибридных связей уменьшается от C к Pb .

3-46. В чем причина разной пространственной направленности молекул BCl_3 и NH_3 ?

3-47. Какой тип гибридизации имеет место при образовании молекул NH_3 и H_2O ? Чем объясняется изменение величины углов $H-N-H$ и $H-O-H$ по сравнению с величиной валентного угла, соответствующего этому типу гибридизации?

3-48. Какие орбитали атома азота участвуют в образовании σ - и π -связей в молекуле N_2 ?

3-49. Опишите химическую связь в молекуле O_2 с позиций метода молекулярных орбиталей.

3-50. Опишите химическую связь в молекуле O_2^+ с позиций метода молекулярных орбиталей.

3-51. Опишите химическую связь в молекуле He_2^+ с позиций метода молекулярных орбиталей.

3-52. Опишите химическую связь в молекуле H_2^+ с позиций метода молекулярных орбиталей.

3-53. Существует ли молекула He_2 ? Ответ поясните с позиций метода молекулярных орбиталей.

3-54. Почему молекула кислорода парамагнитна? Ответ поясните с позиций метода молекулярных орбиталей.

3-55. Почему молекула азота диамагнитна? Ответ поясните с позиций метода молекулярных орбиталей.

3-57. Почему для молекул H_2S и HCl в отличие от H_2O и HF образование водородных связей не характерно?

3-58. Чем объяснить значительно более высокие температуры плавления и кипения воды и фтороводородной кислоты по сравнению с теми, которые должны соответствовать их молярным массам?

3-59. Какое значение для жизни имеет наличие водородных связей между молекулами воды?

3-60. Какое биологическое значение имеет водородная связь?

4. ЭНЕРГЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ ПРОЦЕССОВ

4-1. Что изучает химическая термодинамика?

4-2. В чем заключается термодинамический подход?

4-3. Дайте определение понятию термодинамическая система. Приведите примеры.

4-4. Какие термодинамические системы называются изолированными?

4-5. Как называются системы, в которых возможен энергообмен, но невозможен массообмен с окружающей средой?

4-6. Дайте определение гомогенным и гетерогенным системам. Приведите примеры.

4-7. Чем определяется состояние термодинамической системы?

4-8. Какие процессы называются самопроизвольными? Приведите примеры самопроизвольных процессов.

4-9. Какие процессы называются несамопроизвольными? Приведите примеры несамопроизвольных процессов.

4-10. Какие функции называются функциями состояния?

4-11. Перечислите важнейшие функции состояния, с помощью которых характеризуют термодинамическое состояние химических систем.

4-12. Что характеризует внутренняя энергия системы?

4-13. Почему в термодинамических расчетах используют не абсолютные значения внутренней энергии U , а ее изменение ΔU при переходе системы из одного состояния в другое? Укажите размерность ΔU .

4-14. Как изменяется внутренняя энергия системы при самопроизвольных процессах?

4-15. Является ли внутренняя энергия системы величиной постоянной или переменной?

4-16. Приведите формулировку закона сохранения энергии.

4-17. Приведите формулировку первого закона термодинамики в приложении к химическим системам.

4-18. При каких условиях изменение внутренней энергии равно теплоте, получаемой системой из окружающей среды?

4-19. Какой процесс называют изобарным? На что затрачивается теплота, получаемая системой в условиях изобарного процесса?

4-20. Какой процесс называют изохорным? На что затрачивается теплота, получаемая системой в условиях изохорного процесса?

4-21. Что для химических процессов понимают под работой против внешних сил?

4-22. Каким уравнением определяется энтальпия и ее изменение? Какова размерность энтальпии?

4-23. Возможно ли определить абсолютное значение энтальпии системы?

4-24. Увеличивается или уменьшается энтальпия системы в самопроизвольных процессах?

4-25. При каких условиях изменение энтальпии ΔH равно теплоте, получаемой системой из окружающей среды?

4-26. На какую величину отличается изменение энтальпии ΔH от изменения внутренней энергии системы ΔU ? Когда $\Delta H = \Delta U$?

4-27. Зависит ли изменение энтальпии от температуры?

4-28. Что изучает термохимия? Приведите примеры.

4-29. Что называется тепловым эффектом реакций?

4-30. Какие процессы называются экзотермическими? Как изменяется энтальпия в экзотермических процессах?

4-31. Какие процессы называются эндотермическими? Как изменяется энтальпия в эндотермических процессах?

4-32. Какие условия принимаются в термодинамике за стандартные?

4-33. Чем стандартные условия отличаются от нормальных?

4-34. Что такое стандартная энтальпия образования соединения? Какова ее размерность?

4-35. Каким образом обозначают стандартную энтальпию образования веществ?

4-36. Чему равна стандартная энтальпия образования простых веществ?

4-37. Какие уравнения называются термохимическими?

4-38. Сформулируйте основной закон термохимии - закон Гесса.

4-39. Сформулируйте следствия из закона Гесса.

4-40. Чему равен стандартный тепловой эффект реакции?

4-41. Что называется теплотой сгорания вещества?

4-42. Каким образом по величинам теплот сгорания веществ можно вычислить тепловой эффект реакции?

4-43. Что такое теплотворная способность топлива? Как она вычисляется для твердого, жидкого и газообразного топлива?

4-44. Какой функцией состояния

характеризуется тенденция системы к достижению состояния, которому соответствует максимальная беспорядочность распределения частиц?

4-45. Как изменяется энтропия в самопроизвольных процессах?

4-46. Как влияет на энтропию системы образование газообразных веществ?

4-47. Каким образом можно вычислить изменение энтропии в результате химической реакции?

4-48. Можно ли определить абсолютные величины энтропии?

4-49. Чему равна энтропия идеального кристалла при абсолютном нуле?

4-50. Как изменяется энтропия системы при испарении, конденсации, плавлении?

4-51. Сформулируйте второй закон термодинамики.

4-52. Что называют энергией Гиббса?

4-53. Как вычисляется изменение энергии Гиббса ΔG в результате протекания химической реакции в стандартных условиях?

4-54. Возможно ли определение абсолютного значения энергии Гиббса?

4-55. Чему равна энергия Гиббса образования наиболее устойчивой модификации простого вещества?

4-56. Каким образом изменение энергии Гиббса ΔG указывает на термодинамическую возможность или невозможность самопроизвольного протекания реакции?

4-57. Какую информацию о химическом процессе можно получить из расчета изменения энергии Гиббса?

4-58. Как определить направление протекания процесса в стандартных условиях?

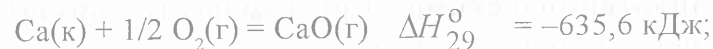
4-59. Каким образом можно определить направление протекания процесса при температурах, отличающихся от стандартной? Приведите схему расчета.

4-60. О чем можно судить по абсолютной величине ΔG_{298}^0 химического процесса?

4-61. При сгорании газообразного этана образуется $\text{CO}_2(\text{г})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите ее тепловой эффект.

4-62. Вычислите стандартную энтальпию реакции: $2\text{Mg}(\text{к}) + \text{CO}_2(\text{г}) = 2\text{Mg}(\text{к}) + \text{C}(\text{графит})$.

4-63. Вычислите теплоту образования гидроксида кальция исходя из следующих термохимических уравнений:



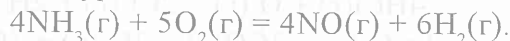


4-64. При сгорании моля жидкого этилового спирта образуются $\text{CO}_2(\text{г})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{ж})$. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите ее тепловой эффект.

4-65. При взаимодействии газообразных метана и сероводорода образуются сероуглерод $\text{CS}_2(\text{г})$ и водород. Напишите термохимическое уравнение этой реакции и вычислите ее тепловой эффект.

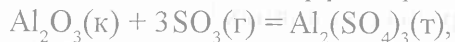
4-66. Используя значения стандартных теплот образования реагирующих веществ, определите тепловой эффект реакции восстановления оксидом углерода диоксида свинца до оксида свинца и образованием диоксида углерода.

4-67. Определите тепловой эффект реакции, протекающей по уравнению:



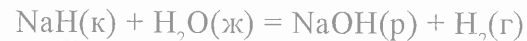
4-68. Вычислите тепловой эффект реакции горения ацетилена $\text{C}_2\text{H}_2(\text{г})$, учитывая, что ее продуктами являются $\text{CO}_2(\text{г})$ и $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$.

4-69. Вычислите тепловой эффект реакции



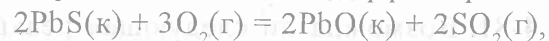
если известны стандартные теплоты образования исходных веществ и продукта реакции.

4-70. Определите тепловой эффект реакции



по стандартным теплотам образования веществ, участвующих в реакции.

4-71. Определите тепловой эффект реакции



используя значения стандартных теплот образования реагирующих веществ.

4-72. Исходя из теплот образования воды и водяного пара, вычислите теплоту испарения воды.

4-73. Зная стандартные теплоты сгорания этана, метана и водорода, определите тепловой эффект реакции



4-74. Определите теплотворную способность ацетилена $\text{C}_2\text{H}_2(\text{г})$.

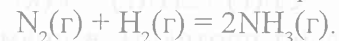
4-75. Определите теплотворную способность угля, в котором содержание углерода составляет 80%.

4-76. Вычислите теплотворную способность гексана $\text{C}_6\text{H}_{14}(\text{ж})$.

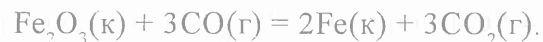
4-77. Вычислите изменение энтропии для реакции, протекающей по уравнению



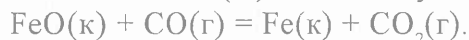
4-78. Вычислите изменение энтропии в реакции образования аммиака из азота и водорода



4-79. Вычислите изменение энтропии в реакции



4-80. Вычислите значение ΔG_{298}° реакции восстановления оксида железа (II) оксидом углерода:



4-81. Возможна ли следующая реакция:



Ответ подтвердите, определив ΔG_{298}° .

4-82. Возможно ли самопроизвольное протекание реакции



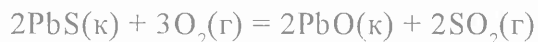
в стандартных условиях?

4-83. В каком направлении возможно самопроизвольное протекание реакции



в стандартных условиях?

4-84. Вычислите ΔG_{298}° реакции



и сделайте вывод о возможности самопроизвольного протекания этой реакции в прямом направлении в стандартных условиях.

4-85. Будет ли реакция



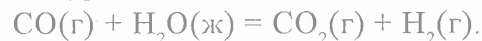
самопроизвольно протекать в прямом направлении?

4-86. Вычислите ΔG_{298}° для реакции



при 500 °С. Зависимостью и от температуры пренебречь.

4-87. На основании стандартных теплот образования и абсолютных стандартных энтропий соответствующих веществ, вычислите ΔG_{298}° реакции, протекающей по уравнению

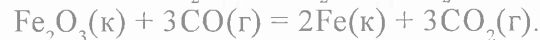
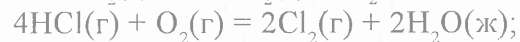


4-88. Восстановление Fe_2O_3 происходит по уравнению $\text{Fe}_2\text{O}_3(\text{к}) + 3\text{H}_2(\text{г}) = \text{Fe(к)} + 3\text{H}_2\text{O(г)}$

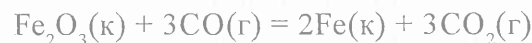
$$\Delta H_{298}^{\circ} = 96,61 \text{ кДж.}$$

Возможна ли эта реакция в стандартных условиях, если изменение энтропии $\Delta S_{298}^{\circ} = 0,1387 \text{ кДж/(моль}\cdot\text{К)}$?

4-89. Установите, протекание каких из нижеследующих реакций возможно в стандартных условиях:



4-90. В каком направлении будет самопроизвольно протекать реакция



в стандартных условиях?

4-91. При восстановлении 12,7 г оксида меди (II) углем (с образованием CO) поглощается 8,24

кДж. Определите ΔH_{298}° образования CuO .

4-92. При соединении 2,1 г железа с серой выделилось 3,77 кДж. Вычислите теплоту образования сульфида железа FeS.

4-93. Сожжены с образованием $\text{H}_2\text{O}(\text{г})$ равные объемы водорода и ацетилена, взятые при одинаковых условиях. В каком случае выделится больше теплоты? Во сколько раз?

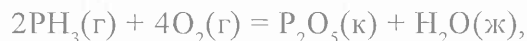
4-94. Исходя из теплового эффекта реакции

$$3\text{CaO}(\text{к}) + \text{P}_2\text{O}_5(\text{к}) + \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2(\text{к}),$$

$$\Delta H_{298}^{\circ} = -739 \text{ кДж}$$

определите стандартную энтальпию образования ортофосфата кальция.

4-95. Определите стандартную энтальпию образования PH_3 , исходя из стандартной энтальпии реакции:



$$\Delta H_{298}^{\circ} = -2360 \text{ кДж.}$$

4-96. При полном сгорании этилена (с образованием жидкой воды) выделилось 6226 кДж. Найти объем вступившего в реакцию кислорода (условия нормальные).

4-97. Вычислите, сколько литров азота, приведенных к н.у., участвовало в реакции с водородом при образовании аммиака, если оказалось, что тепловой эффект реакции $\Delta H_{298}^{\circ} = -18,45 \text{ кДж.}$

4-98. Исходя из уравнения реакции

$$\text{CH}_3\text{OH}(\text{ж}) + 3/2 \text{O}_2(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2$$

$$\Delta H_{298}^{\circ} = -726,5 \text{ кДж}$$

вычислите стандартную энтальпию образования метилового спирта.

4-99. Исходя из теплоты образования газообразного диоксида углерода ($\Delta H_{298}^{\circ} = 393,5 \text{ кДж/моль}$) и термохимического уравнения

$$\text{C}(\text{графит}) + 2\text{N}_2\text{O}(\text{г}) = \text{CO}_2(\text{г}) + 2\text{N}_2(\text{г});$$

$$\Delta H_{298}^{\circ} = -557,5 \text{ кДж,}$$

вычислите стандартную энтальпию образования $\text{N}_2\text{O}(\text{г})$.

4-100. Водяной газ представляет собой смесь равных объемов водорода и оксида углерода (II). Найти количество теплоты, выделяющейся при сжигании 112 л водяного газа, взятого при нормальных условиях.

4-101. Найдите количество теплоты, выделяющейся при взрыве 8,4 л гремучего газа, взятого при нормальных условиях.

4-102. Кристаллический хлорид аммония образуется при взаимодействии газообразных NH_3 и HCl . Напишите термохимическое уравнение этой реакции. Сколько теплоты выделилось, если в реакции было израсходовано 10 л аммиака в пересчете на нормальные условия?

4-103. Найдите теплоту сгорания алмаза, если стандартная теплота сгорания графита равна $-396,3$ кДж/моль, а энтальпия фазового перехода $S(\text{графит}) = S(\text{алмаз})$ равна $1,88$ кДж/моль.

4-104. Какое количество теплоты выделится при сгорании 100 м^3 этилена, взятого при нормальных условиях.

4-105. В каком случае выделится больше тепла: при сгорании 1 т угля или 1 м^3 метана? Во сколько раз?

4-106. Какое количество угля потребуется, чтобы получить такое же количество тепла, как при сжигании 1 м^3 метана?

4-107. Вычислите теплотворную способность смеси газов, в которой 25% метана и 75% бутана.

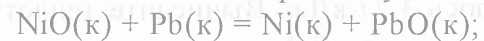
4-108. Сколько тепла выделится при сжигании 10 м^3 водорода?

4-109. Во сколько раз теплотворная способность бутана выше, чем метана?

4-110. Какое количество теплоты выделится при превращении 1 кг красного фосфора в черный, если стандартная энтальпия образования красного фосфора равна $-19,41$ кДж/моль, а для черного фосфора она равна $-43,20$ кДж/моль?

4-111. Вычислите ΔG_{298}° следующих реакций и установите, в каком направлении они могут проте-

кать самопроизвольно в стандартных условиях:



4-112. Какие из перечисленных оксидов могут быть восстановлены Al в стандартных условиях: CaO , FeO , CuO ?

4-113. Определите ΔG_{298}° реакции



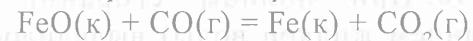
для металлов от Be до Ba и на основании этого сделайте вывод об изменении основных свойств оксидов этих металлов.

4-114. Определите, при какой температуре возможно самопроизвольное протекание реакции



4-115. Можно ли оксид меди CuO восстановить водородом в стандартных условиях?

4-116. В каком направлении возможно самопроизвольное протекание реакции



в стандартных условиях?

4-117. Вычислите изменение энергии Гиббса в реакции восстановления CuO оксидом углерода в стандартных условиях. По знаку ΔG_{298}° сделайте вывод о возможности или невозможности самопроизвольного протекания этой реакции в стандартных условиях.

4-118. Возможно ли восстановление CuO оксидом углерода при $100\text{ }^\circ\text{C}$?

4-119. При какой температуре возможно восстановление CuO оксидом углерода?

4-120. Является ли процесс коррозии металлов самопроизвольным или несамопроизвольным?

5. ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

5-1. Какие реакции называются необратимыми? При каких условиях реакции протекают практически до конца?

5-2. Какие реакции называются обратимыми? Как условно при написании уравнений химических реакций указывают, что данная реакция обратима?

5-3. Какое состояние химической системы называют равновесным?

5-4. Почему истинное химическое равновесие называют динамическим?

5-5. Какие концентрации реагирующих веществ называют равновесными? Как их обозначают?

5-6. Сформулируйте закон действующих масс для состояния химического равновесия.

5-7. Что называют константой химического равновесия? От каких параметров зависит величина константы химического равновесия?

5-8. Напишите выражение для константы равновесия для обратимой химической реакции, протекающей в гомогенной среде.

5-9. Напишите выражение для константы химического равновесия для обратимой химической реакции, протекающей в газовой фазе.

5-10. В чем особенность выражения константы равновесия для гетерогенных систем? Приведите примеры.

5-11. Объясните, почему численное значение константы химического равновесия определяет глубину превращения исходных веществ в продукты?

5-12. Какими параметрами характеризуется каждое химическое равновесие? К чему приводит изменение одного из параметров?

5-13. Какой процесс называют смещением химического равновесия? Изменение каких параметров может приводить к смещению химического равновесия?

5-14. Покажите на конкретном процессе, как смещается химическое равновесие под влиянием изменения температуры.

5-15. Покажите на конкретном примере, как смещается положение химического равновесия под влиянием изменения концентрации реагирующих веществ.

5-16. Покажите на конкретном примере, как смещается положение химического равновесия под влиянием изменения давления.

5-17. В каком направлении смещается равновесие экзотермической реакции при повышении температуры?

5-18. От чего зависит степень смещения равновесия обратимой реакции при изменении температуры проведения процесса?

5-19. Какой фактор влияет на степень смещения равновесия газовых реакций при изменении давления?

5-20. От чего зависит степень смещения равновесия при изменении концентрации реагентов обратимой реакции?

5-21. Смещает ли катализатор положение химического равновесия?

5-22. Какое уравнение выражает связь константы равновесия с основными термодинамическими характеристиками?

5-23. При каких значениях ΔG реакции константа равновесия должна быть больше единицы?

5-24. При каких значениях ΔG реакции константа равновесия должна быть меньше единицы?

5-25. Напишите выражения для констант равновесия следующих обратимых реакций:



5-26. Напишите выражения для констант равновесия следующих обратимых реакций:



5-27. По значению констант равновесия реакций определите, в каком случае реакция протекает наиболее полно:



5-28. По величинам констант равновесия сделайте вывод о глубине протекания реакции:

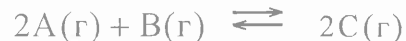


5-29. Почему в выражение константы равновесия не входят концентрации веществ, находящихся в твердой фазе?

5-30. Напишите выражения для констант равновесия следующих обратимых реакций:



5-31. При некоторой температуре равновесные концентрации реагентов обратимой химической реакции



составили: $[\text{A}]=0,04$ моль/л, $[\text{B}]=0,06$ моль/л, $[\text{C}]=0,02$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации А и В.

5-32. При некоторой температуре равновесные концентрации реагентов обратимой химической реакции



составили: $[\text{SO}_2]=0,04$ моль/л, $[\text{O}_2]=0,06$ моль/л, $[\text{SO}_3]=0,02$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходные концентрации оксида серы (IV) и кислорода.

5-33. Вычислите константу равновесия обратной реакции



если равновесная концентрация $[\text{SO}_3]=0,004$ моль/л, исходные концентрации веществ $[\text{SO}_2]=1$ моль/л, $[\text{O}_2]=0,8$ моль/л.

5-34. Равновесие системы



установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[\text{CO}] = [\text{Cl}_2] = [\text{COCl}_2] = 0,001$ моль/л. Определите константу равновесия и исходные концентрации окиси углерода и хлора.

5-35. Определите равновесную концентрацию водорода в системе



если исходная концентрация HJ составляла 0,05 моль/л, а константа равновесия равна 0,02.

5-36. В равновесной системе



исходные концентрации SO_2 и O_2 были соответственно

равны 0,03 и 0,015 моль/л. К моменту наступления равновесия концентрация SO_2 стала равной 0,01 моль/л. Вычислите равновесные концентрации остальных реагирующих веществ.

5-37. При некоторой температуре константа равновесия системы



равна единице. Исходные концентрации CO_2 и H_2 были соответственно равны 0,2 и 0,8 моль/л. Найдите равновесные концентрации всех реагирующих веществ.

5-38. Равновесие реакции



при некоторой температуре установилось при следующих концентрациях реагирующих веществ: $[\text{NO}]=0,2$ моль/л; $[\text{O}_2]=0,1$ моль/л; $[\text{NO}_2]=0,1$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию окиси азота.

5-39. Равновесие реакции



установилось при следующих концентрациях: $[\text{H}_2\text{O}]=[\text{Cl}_2]=0,14$ моль/л; $[\text{HCl}]=0,2$ моль/л и $[\text{O}_2]=0,32$ моль/л. Вычислите константу равновесия и исходную концентрацию кислорода в реакционной смеси.

5-40. Константа равновесия системы



найдена равной 1,21. Равновесные концентрации: $[N_2]=0,72$ моль/л и $[N_2O]=0,84$ моль/л. Найдите исходную и равновесную концентрации кислорода.

5-41. Константа равновесия реакции



при некоторой температуре равна 0,1. Равновесные концентрации $[H_2]=0,2$ моль/л и $[NH_3]=0,08$ моль/л. Вычислите исходную и равновесную концентрации азота.

5-42. Исходные концентрации оксида углерода и паров воды равны по 0,08 моль/л. Вычислите равновесные концентрации CO , H_2O и H_2 в системе



если равновесная концентрация CO_2 оказалась равной 0,05 моль/л. Рассчитайте константу равновесия реакции.

5-43. Определите равновесную концентрацию водорода в реакции $2HI \rightleftharpoons H_2 + I_2$, если исходная концентрация HI составляет 0,55 моль/л, а константа равновесия равна 0,12.

5-44. В замкнутом сосуде при некоторой температуре протекает обратимая реакция



Равновесие установилось при следующих концентрациях участвующих в реакции веществ: $[CO] = 0,04$ моль/л, $[H_2O] = 0,16$ моль/л, $[H_2] =$

$=0,08$ моль/л и $[CO_2]=0,08$ моль/л. Вычислите константу равновесия и определите исходные концентрации CO и H_2O .

5-45. При синтезе фосгена имеет место равновесие реакции



Определите исходные концентрации хлора и окиси углерода, если равновесные концентрации равны: $[Cl_2]=2,5$ моль/л, $[CO]=1,8$ моль/л, $[COCl_2]=3,2$ моль/л.

5-46. В какую сторону будет смещаться равновесие при повышении температуры в системе



5-47. В какую сторону будет смещаться равновесие при повышении температуры в системе



5-48. В какую сторону будет смещаться равновесие при повышении температуры в системе



$$\Delta H_{298}^0 = -202,4 \text{ кДж?}$$

5-49. Будет ли смещаться равновесие в системе



при понижении давления и, если будет, то в каком направлении?

5-50. Будет ли смещаться равновесие в системе



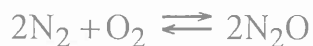
при повышении давления и, если будет, то в каком направлении?

5-51. Будет ли смещаться равновесие в системе



при понижении давления и, если будет, то в каком направлении?

5-52. В каком направлении будет смещаться равновесие реакции



при уменьшении объема?

5-53. В какой из нижеприведенных обратимых реакций изменение давления не вызовет нарушения равновесия



5-54. Реакция протекает по уравнению



В каком направлении сместится положение равновесия при введении в систему дополнительных количеств водорода?

5-55. В каком направлении будет смещаться положение равновесия в обратимой химической реакции



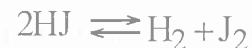
при введении в реакционную смесь дополнительных количеств азота?

5-56. Для реакции



константа скорости реакции при некоторой температуре равна 0,5. Исходные концентрации CO и CO₂ были соответственно равны 0,05 и 0,01 моль/л. Найдите их равновесные концентрации.

5-57. Какое значение имеет константа равновесия K реакции



при некоторой температуре, если парциальные равновесные давления газов при этой температуре составляют $p_{\text{HJ}} = 4,05 \cdot 10^4$ Па, $p_{\text{H}_2} = 7,52 \cdot 10^4$ Па, $p_{\text{J}_2} = 4,36 \cdot 10^2$ Па?

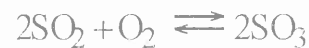
5-58. Почему при изменении давления смещается равновесие реакции



и не смещается равновесие реакции



5-59. Концентрации каких веществ нужно взять в избытке чтобы сместить равновесие реакции



в правую сторону?

5-60. Чему равна при 25 °С константа равновесия обратимой реакции, для которой значение ΔG_{298}° равно 5,714 кДж/моль?

5-61. Константа равновесия системы



при некоторой температуре равна 1. Вычислите процентный состав смеси в состоянии равновесия, если начальные концентрации CO и H₂ составляли по 1 моль/л.

5-62. Исходные концентрации оксида азота (II) хлора в системе



составляют соответственно 0,5 моль/л и 0,2 моль/л. Вычислите константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% оксида азота (II).

5-63. При некоторой температуре константа равновесия термической диссоциации



равна 0,16. Равновесная концентрация NO₂ равна 0,08 моль/л. Вычислите равновесную и исходную концентрации N₂O₄. Сколько процентов этого вещества прореагировало к моменту наступления равновесия?

5-64. В замкнутом сосуде протекает обратимый процесс диссоциации



Начальная концентрация PCl₅ равна 2,4 моль/л. Равновесие установилось после того, как 33,3% PCl₅ диссоциировало. Вычислите константу равновесия.

5-65. Реакция синтеза аммиака протекает по уравнению:



Константа равновесия при некоторой температуре $K_p = 5,34 \cdot 10^{-8}$. Определите парциальное давление аммиака, если парциальные давления азота и водорода соответственно равны 65 717 Па и 20380 Па.

5-66. Вычислите константу равновесия для реакции



если при некоторой температуре к моменту равновесия прореагировало 54% PCl₅, а его исходная концентрация была равна 1 моль/л.

5-67. При нагревании протекает реакция



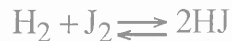
При некоторой температуре из 1 моля SO₂Cl₂, находящегося в закрытом сосуде емкостью 20 л, разлагается 0,5 моля. Определите константу равновесия.

5-68. При некоторой температуре для системы



константа равновесия равна 1. В реакцию на 2 моль вещества А взято 2 моль вещества В. Какая доля веществ А подверглась превращению?

5-69. Константа равновесия системы



при некоторой температуре равна 50. Какое количество вещества H_2 нужно взять на 1 моль J_2 , чтобы 90% последнего перевести в HJ ?

5-70. Как изменится давление в системе



если начальные концентрации N_2 и H_2 были равны 2 и моль/л, а к данному моменту доля прореагировавшего азота составила 10%?

5-71. Исходная концентрация кислорода в реакции



равнялась 1,2 моль/л. Определите концентрации кислорода и озона в момент равновесия, если известно, что 75% кислорода превратилось в озон. Чему равна константа равновесия?

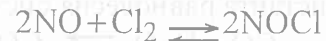
5-72. Реакция образования иодоводорода протекает по уравнению



Исходная концентрация водорода равна 1 моль/л, а иода 0,6 моль/л. Вычислите концентрации всех трех веществ в момент равновесия, если при некоторой

температуре в реакцию вступило 50% водорода. Чему равна константа равновесия?

5-73. Исходные концентрации NO и Cl_2 в гомогенной системе



составляют соответственно 0,5 и 0,2 моль/л. Вычислит константу равновесия, если к моменту наступления равновесия прореагировало 20% NO .

5-74. Обратимая реакция



характеризуется константой равновесия, равной 1. Объем системы 4 л. Сколько процентов вещества А прореагировало в процессе достижения равновесия, если в начале реакции система содержала 12 моль вещества А и 8 моль вещества В?

5-75. Константа равновесия обратимой реакции



равна 0,33. Вычислите равновесные концентрации веществ А, В, С и D (моль/л), если начальные концентрации равны: $[\text{A}]=2$ моль/л, $[\text{B}]=4$ моль/л.

5-76. Обратимая реакция протекает в газовой фазе и в уравнении прямой реакции сумма стехиометрических коэффициентов больше, чем в уравнении обратной. Как будет влиять на равновесие в этой системе изменение давления?

5-77. Будет ли влиять на равновесную концентрацию CO_2 в системе



введение при той же температуре дополнительного количества CO_2 и CaCO_3 ?

5-78. Какие условия будут способствовать большому выходу SO_3 по реакции



5-79. Как повлияет на выход хлора в системе



- повышение температуры в реакционном объеме;
- уменьшение общего объема смеси;
- уменьшение концентрации кислорода;
- увеличение объема реактора;
- введение катализатора?

5-80. При каких условиях равновесие реакции



будет смещаться в сторону разложения оксида?

5-81. В каком направлении сместится равновесие реакции



если концентрации CO и CO_2 увеличить в одинаковое число раз?

5-82. Константа равновесия реакции



равна 1. Равновесные концентрации $[\text{A}] = 2$ моль/л $[\text{B}] = 8$ моль/л. Вычислите равновесные концентрации веществ C и D . Как изменится равновесная концентрация вещества C , если в систему без изменения ее объема (1 л) ввести 4 моль вещества A ? Как сместится равновесие обратимой реакции?

5-83. В равновесной системе



исходные концентрации веществ A и B соответственно равны 4 моль/л и 3 моль/л. Равновесная концентрация вещества A равна 2 моль/л. Найдите равновесные концентрации веществ B , C и D и константу равновесия. Сколько молей вещества B нужно ввести в систему для того, чтобы прореагировало еще 80% от равновесного количества вещества A ? Как сместится при этом равновесие реакции?

5-84. При некоторых условиях равновесие реакции



установилось при следующих концентрациях $[\text{CO}] = 1$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}] = 4$ моль/л, $[\text{H}_2] = [\text{CO}_2] = 2$ моль/л. Вычислите равновесные концентрации, устанавливающиеся в системе после повышения концентрации CO по сравнению с начальной в три раза. В какую сторону сместится равновесие?

5-85. Константа равновесия обратимой реакции



при некоторой температуре найдена равной 2,22. Сколько молей O_2 должно быть введено на 1 л системы для того, чтобы 40% окиси азота были окислены до двуокиси, если начальная концентрация NO была равна 4 моль/л?

5-86. При некоторой температуре равновесные концентрации в системе



равны: $[\text{N}_2\text{O}_4]=0,020$ моль/л, $[\text{NO}_2]=0,030$ моль/л. Вычислите равновесные концентрации после смещения равновесия в результате увеличения давления в три раза.

5-87. Химическое равновесие реакции



установилось при следующих концентрациях веществ $[\text{A}]=18,0$ моль/л, $[\text{B}]=16,0$ моль/л, $[\text{C}]=12,0$ моль/л, $[\text{D}]=24,0$ моль/л. Концентрацию вещества C понизили на 12 моль/л, в результате чего сместилось равновесие. Определите новые равновесные концентрации реагирующих веществ.

5-88. Химическое равновесие системы



установилось при концентрациях реагирующих веществ: $[\text{COCl}_2]=10$ моль/л, $[\text{CO}]=2$ моль/л, $[\text{Cl}_2]=4$ моль/л. В равновесную систему добавили

хлор в количестве 4 моль/л. Определите новые равновесные концентрации веществ после смещения равновесия.

5-89. Равновесные концентрации веществ, участвующих в реакции



равны: $[\text{CH}_3\text{COOH}]=0,02$ моль/л, $[\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]=0,32$ моль/л, $[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5]=0,08$ моль/л, $[\text{H}_2\text{O}]=0,08$ моль/л. Какими станут равновесные концентрации после смещения равновесия вследствие увеличения концентрации этилового спирта в 4 раза?

5-90. Определите константу равновесия реакции, протекающей при стандартных условиях по уравнению



По величине константы равновесия сделайте вывод о целесообразности проведения этой реакции в стандартных условиях. При каких условиях выход продукта будет увеличиваться?

6. КИНЕТИКА ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

6-1. Что изучает химическая кинетика?

6-2. Дайте определение понятию скорости химической реакции. Какова размерность скорости химической реакции?

6-3. Как определяется средняя и мгновенная скорость химической реакции?

6-4. Что такое молекулярность химической реакции? Дайте пояснение, приведите примеры мономолекулярных, бимолекулярных и тримолекулярных реакций.

6-5. От каких факторов зависит скорость химической реакции?

6-6. Приведите формулировку основного закона химической кинетики.

6-7. Что такое кинетическое уравнение? Приведите конкретные примеры.

6-8. Как определяется общий порядок реакции? В каких случаях понятия порядок реакции и молекулярность реакции совпадают?

6-9. Что называют константой скорости реакции? Каков физический смысл этой величины?

6-10. От каких факторов зависит константа скорости реакции и от каких не зависит?

6-11. Каковы размерности констант скоростей первого, второго и третьего порядков?

Можно ли сравнивать между собой константы скоростей различных порядков?

6-12. Какое правило описывает зависимость скорости реакции от температуры? Что такое температурный коэффициент Вант-Гоффа?

6-13. Каким образом экспериментально можно определить температурный коэффициент Вант-Гоффа?

6-14. Какая зависимость существует между скоростью химической реакции и временем протекания реакции?

6-15. Каким образом можно определить время протекания реакции при одной температуре, если известно за какое время протекает реакция при другой температуре? Какая информация для этого дополнительно потребуется?

6-16. Какой фактор определяет возможность осуществления химической реакции при столкновении частиц реагирующих веществ? Что называют энергией активации?

6-17. Какую взаимосвязь описывает уравнение Аррениуса? Каким образом можно на основании экспериментальных данных определить величину энергии активации конкретной реакции?

6-18. Изменяется ли константа скорости реакции при изменении концентраций реагирующих веществ?

6-19. Изменяется ли константа скорости конкретной реакции при изменении температуры проведения реакции?

6-20. Изменяется ли константа скорости реакции при изменении объема реакционного сосуда?

6-21. При увеличении температуры увеличивается скорость любых реакций, или только тех, которые протекают с поглощением энергии?

6-22. Какие реакции называют каталитическими? Приведите примеры.

6-23. Что называют катализаторами и ингибиторами?

6-24. Какой катализ называют гомогенным и какой гетерогенным?

6-25. Каков механизм гомогенного катализа?

6-26. Каков механизм гетерогенного катализа?

6-27. Что понимают под селективностью катализатора?

6-28. Какие факторы оказывают влияние на скорость протекания гетерогенных химических реакций?

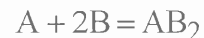
6-29. Чем отличается выражение для скорости гетерогенной химической реакции от выражения для скорости гомогенной химической реакции?

6-30. Влияет ли перемешивание содержимого реакционного сосуда на скорость гетерогенной химической реакции?

6-31. Как изменится скорость реакции
$$\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2,$$
если объем системы увеличить втрое?

6-32. Скорость химической реакции
$$2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$$
при концентрациях реагирующих веществ $C_{\text{NO}}=0,3$ моль/л и $C_{\text{O}_2}=0,15$ моль/л составил $1,2 \cdot 10^{-3}$ моль \cdot л $^{-1}$ \cdot с $^{-1}$. Вычислите константу скорости реакции.

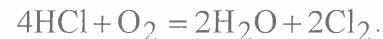
6-33. Напишите выражение для скорости химической реакции, протекающей в гомогенной системе по уравнению



и определите, во сколько раз увеличится скорость этой реакции, если:

- концентрация А уменьшится в 2 раза;
- концентрация В увеличится в 2 раза;
- концентрация обоих веществ увеличится в 2 раза?

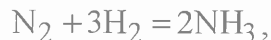
6-34. Реакция выражается уравнением



Через некоторое время после начала реакции концентрации участвующих в ней веществ стали $C_{\text{HCl}}=0,85$ моль/л; $C_{\text{O}_2}=0,44$ моль/л; $C_{\text{Cl}_2} =$

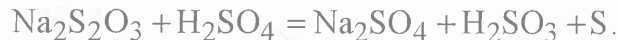
=0,3 моль/л. Какими были концентрации HCl и O₂ в начале реакции?

6-35. Во сколько раз следует увеличить концентрацию водорода в системе



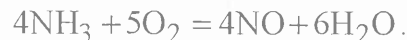
чтобы скорость реакции возросла в 1000 раз?

6-36. Реакция протекает по уравнению



Как изменится скорость реакции после разбавления реагирующей смеси в 4 раза?

6-37. Реакция идет по уравнению



Как изменится скорость реакции, если увеличить давление в 2 раза?

6-38. Реакция идет по уравнению



Концентрация оксида азота была равна 0,8 моль/л, концентрация кислорода равна 0,6 моль/л. Как изменится скорость реакции, если концентрацию кислорода увеличить до 0,9 моль/л, а оксида азота до 1,2 моль/л?

6-39. Как нужно повысить давление в системе A+B=D для того, чтобы скорость реакции образования вещества D возросла в 32 раза?

6-40. Во сколько раз следует увеличить концентрацию оксида углерода в системе



чтобы скорость реакции увеличилась в четыре раза?

6-41. Температурный коэффициент скорости реакции разложения иодистого водорода

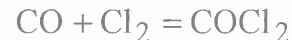


равен 2. Вычислите константу скорости этой реакции при 674 К, если при 629 К константа скорости равна $8,9 \cdot 10^{-5} \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$.

6-42. Константа скорости некоторой реакции при 273 К равна $1,17 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{мин}^{-1}$, а при 298 К - $6,56 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{мин}^{-1}$. Найдите температурный коэффициент скорости реакции.

6-43. Во сколько раз увеличится скорость растворения железа в 5%-ной HCl при повышении температуры на 32°, если температурный коэффициент скорости растворения равен 2,8?

6-44. В системе



концентрацию окиси углерода увеличили от 0,3 до 1,2 моль/л, а концентрацию хлора от 0,2 до 0,6 моль/л. Во сколько раз возрастает при этом скорость прямой реакции?

6-45. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 90 раз? Температурный коэффициент равен 2,7.

6-46. Определите температурный коэффициент скорости реакции, если при понижении температуры на 45° реакция замедлилась в 25 раз.

6-47. Константа скорости реакции первого порядка при 288 К равна $2 \cdot 10^{-2} \text{ с}^{-1}$, а при 325 К - $0,38 \text{ с}^{-1}$. Каковы температурный коэффициент скорости этой реакции и константа скорости этой реакции при температуре 303 К?

6-48. Во сколько раз увеличится скорость химической реакции при повышении температуры от 10 до 100°C , если температурный коэффициент реакции равен двум?

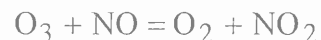
6-49. На сколько градусов следует повысить температуру системы, чтобы скорость протекания реакции в ней возросла в 30 раз ($\gamma=2,5$)?

6-50. На сколько градусов нужно повысить температуру, чтобы скорость реакции возросла в 90 раз, если температурный коэффициент скорости реакции равен 2,7?

6-51. Вычислите изменение константы скорости реакции при увеличении температуры от 500 до 1000 К, если энергия активации равна 38,2 кДж/моль.

6-52. Каково значение энергии активации реакции скорость которой при 300 К в 10 раз больше, чем при 280 К?

6-53. Энергия активации реакции



равна 10 кДж/моль. Во сколько раз изменится скорость реакции при повышении температуры от 27 до 37°C ?

6-54. Чему равна энергия активации реакции, если при повышении температуры от 290 до 300 К ее скорость увеличивается в 2 раза?

6-55. Вычислите энергию активации реакции разложения диоксида азота



если константы скорости этой реакции при 600 и 640 К соответственно равны 83,9 и $407,0 \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{с}^{-1}$.

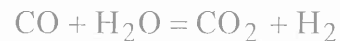
6-56. Константы скорости реакции первого порядка при 303 и 308 К соответственно равны $2,2 \cdot 10^{-3}$ и $4,1 \cdot 10^{-3} \text{ мин}^{-1}$. Вычислите энергию активации этой реакции.

6-57. Энергия активации реакции разложения



равна 103,5 кДж/моль. Константа скорости этой реакции при 298 К равна $2,03 \cdot 10^{-3} \text{ с}^{-1}$. Вычислите константу скорости этой реакции при 288 К.

6-58. Вычислите энергию активации и константу скорости реакции



при 303 К, если константы скорости этой реакции при 288 и 313 К соответственно равны $3,1 \cdot 10^{-4}$ и $8,15 \cdot 10^{-3} \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{мин}^{-1}$.

6-59. Энергия активации реакции



равна 186,4 кДж/моль. Вычислите константу скорости этой реакции при 700 К, если константа скорости при 456 К равна $0,942 \cdot 10^{-6} \text{ л} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{мин}^{-1}$.

6-60. Во сколько раз нужно изменить давление газовой смеси для того, чтобы увеличить скорость реакции



в 27 раз?

6-61. Константа скорости реакции



равна $0,8 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$. Начальная концентрация А была равна 2,5 моль/л, а вещества В - 1,5 моль/л. В результате реакции концентрация вещества В оказалась равной 0,5 моль/л. Вычислите, чему стала равна концентрация вещества А и скорость реакции.

6-62. Реакция между веществами А и В выражается уравнением



Начальная концентрация вещества А равна 0,3 моль/л, а вещества В - 0,5 моль/л. Константа скорости реакции равна $0,8 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{мин}^{-1}$. Вычислите начальную скорость и скорость реакции по истечении некоторого времени, когда концентрация вещества А уменьшится на 0,1 моля.

6-63. Константа скорости реакции $\text{A} + 2\text{B} = 3\text{D}$ равна $0,6 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$. Начальные концентрации: $C_{\text{A}} = 2,0$ и $C_{\text{B}} = 2,5$ моль/л. В результате реакции концентрация вещества В оказалась равной 0,5 моль/л. Вычислите, какова концентрация вещества А и скорость реакции.

6-64. Чему равна скорость химической реакции, если концентрация одного из реагирующих веществ в начальный момент времени была равна 1,2 моль/л, а через 50 мин стала равной 0,3 моль/л?

6-65. Реакция идет по уравнению



Константа скорости этой реакции при некоторой температуре равна $0,4 \text{ л}^2 \cdot \text{моль}^{-2} \cdot \text{с}^{-1}$, а начальные концентрации составляли: 0,3 моль/л вещества А и 0,5 моль/л вещества В. Вычислите скорость этой реакции при той же температуре в начальный момент и после того, как прореагирует 0,1 моль/л вещества А.

6-66. При некоторой температуре константа скорости реакции



равна 0,16 л/(моль·мин). Исходные концентрации водорода и иода соответственно равны 0,04 и 0,05 моль/л. Вычислите начальную скорость и скорость в тот момент, когда концентрация водорода станет равной 0,03 моль/л.

6-67. При взаимодействии SO_2 и O_2 концентрация последнего уменьшилась за 1 ч на 0,25 моль/л.

Как изменится при этом концентрация SO_2 и чему равна средняя скорость реакции?

6-68. Температурный коэффициент скорости некоторых ферментативных процессов достигает семи. Принимая скорость ферментативного процесса при 20°C за единицу, вычислите, чему могла бы быть равна скорость этого процесса при 50°C .

6-69. Скорость некоторой химической реакции при 100°C равна единице. Во сколько раз медленнее будет протекать та же реакция при 10°C ($\gamma=2$)?

6-70. При 393 K реакция заканчивается за 18 мин. Через сколько времени эта реакция закончится при 453 K , если температурный коэффициент скорости реакции равен 3 .

7. КОНЦЕНТРАЦИЯ РАСТВОРОВ

7-1. В 750 г воды растворили 60 г нитрата серебра. Вычислите массовую долю нитрата серебра в полученном растворе.

7-2. Сколько граммов соляной кислоты содержится в 250 мл 10%-ного раствора, плотность которого 1,05 г/мл?

7-3. Сколько сахара и воды необходимо взять для приготовления 500 г 2,50%-ного раствора?

7-4. В 240 мл воды растворили 80 г соли. Какова массовая доля соли в полученном растворе?

7-5. Сколько граммов хлористого водорода содержится в 0,250 л 10,52%-ного раствора соляной кислоты (плотность раствора 1,050 г/мл)?

7-6. В каком количестве воды следует растворить 40 г бромида калия для получения 5%-ного раствора?

7-7. Сколько граммов сульфита натрия потребуется для приготовления 3 л 8%-ного раствора с плотностью 1,075 г/мл?

7-8. Чему равна молярная концентрация раствора, который содержит в 3 л 175,5 г поваренной соли?

7-9. Сколько граммов гидроксида калия необходимо взять для приготовления 125 мл 0,15 М раствора?

7-10. Сколько граммов азотной кислоты

содержится в 200 мл 0,1 М раствора?

7-11. В каком объеме 0,1 М раствора содержится 7,1 г сульфата натрия?

7-12. В 0,6 л раствора содержится 16,8 г гидроксида калия. Чему равна молярность этого раствора?

7-13. Сколько граммов карбоната натрия содержится в 500 мл 0,1 н. раствора?

7-14. Какая масса орто-фосфорной кислоты содержится в растворе объемом 0,5 л, если его молярная концентрация эквивалента равна 0,3 моль/л?

7-15. В растворе объемом 500 мл содержится сульфат алюминия массой 15 г. Чему равна молярная концентрация эквивалента для этого раствора?

7-16. В каком объеме 0,1 н. раствора содержится 12,25 г серной кислоты?

7-17. Вычислите молярную концентрацию раствора сульфата натрия, который приготовлен растворением 50 г соли в 200 г воды.

7-18. Сколько граммов хлорида трехвалентного железа необходимо взять, чтобы при растворении этого количества соли в 500 мл воды получить раствор с молярной концентрацией, равной 0,1 моль/кг?

7-19. Сколько воды необходимо взять, чтобы из 50 г сахара приготовить раствор с молярной концентрацией 0,1 моль/кг?

7-20. Чему равен титр раствора, в 100 мл которого содержится 5 г гидроксида натрия?

7-21. Чему равна молярная концентрация 20%-ного раствора соляной кислоты, плотность которого равна 1,10 г/мл?

7-22. Вычислите молярность 40%-ного раствора орто-фосфорной кислоты, плотность которого равна 1,25 г/мл?

7-23. Вычислите массовую долю орто-фосфорной кислоты в ее 5 М растворе (плотность раствора 1,29 г/мл).

7-24. Чему равна массовая доля серной кислоты в 10 н. растворе (плотность 1,29 г/мл)?

7-25. Какой объем 96%-ного раствора (плотность 1,835 г/мл) нужно взять для приготовления 5 л 0,5 М раствора серной кислоты?

7-26. Чему равна молярная концентрация раствора, в котором массовая доля гидроксида натрия составляет 8 % (плотность раствора 1,087 г/мл)?

7-27. Найдите массовую долю серной кислоты в ее растворе, для которого молярная концентрация эквивалента равна 2,0 моль/л (плотность раствора 1,06 г/мл)?

7-28. Вычислите молярность и нормальность 40%-ного раствора ортофосфорной кислоты (плотность 1,25 г/мл).

7-29. Вычислите массовую долю и молярность 8 М раствора азотной кислоты (плотность раствора

1,246 г/мл).

7-30. Вычислите молярную концентрацию эквивалента (нормальность) концентрированной 36,5%-ной соляной кислоты (с плотностью 1,18 г/мл).

7-31. Сколько миллилитров 70%-ного раствора серной кислоты (с плотностью 1,622 г/мл) нужно взять для приготовления 250 мл 2 н. раствора серной кислоты?

7-32. Сколько миллилитров 10%-ного раствора соляной кислоты (плотность 1,049 г/мл) нужно взять для приготовления 0,1 л 0,2 М раствора соляной кислоты?

7-33. Сколько миллилитров 49%-ного раствора орто-фосфорной кислоты (плотность 1,33 г/мл) потребуется для приготовления 2 л 0,1 н. раствора?

7-34. Сколько литров 5 М раствора гидроксида натрия можно приготовить из 4 л 50%-ного раствора с плотностью 1,525 г/мл?

7-35. Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 90% (плотность равна 1,814 г/мл) нужно взять для приготовления раствора объемом 600 мл с молярной концентрацией эквивалента, равной 0,1 моль/л?

7-36. Сколько литров 0,1 н. раствора азотной кислоты можно приготовить из 0,07 л 30%-ного раствора (плотность 1,18 г/мл)?

7-37. Какой объем 2 М раствора карбоната натрия нужно взять, чтобы приготовить 1 л 0,25 н.

раствора?

7-38. Сколько миллилитров 96%-ного раствора серной кислоты (плотность 1,84 г/мл) нужно взять для приготовления 1 л 0,25 М раствора?

7-39. Какой объем 68%-ного раствора азотной кислоты с плотностью 1,4 г/мл нужно взять для приготовления 50 мл 2 н. раствора?

7-40. Какой объем 20%-ной соляной кислоты потребуется для приготовления 1 л 3 н. раствора?

7-41. Сколько литров 2,5%-ного раствора гидроксида натрия (с плотностью 1,03 г/мл) можно приготовить из 800 мл 35%-ного раствора (с плотностью 1,38 г/мл)?

7-42. Сколько литров аккумуляторной 30%-ной серной кислоты (плотность 1,219 г/мл) можно приготовить из 1 кг 60%-ной серной кислоты?

7-43. Сколько литров 24%-ного раствора гидроксида калия (с плотностью 1,218 г/мл), необходимого для заливки щелочных аккумуляторов, можно приготовить из 2 л 48%-ного раствора едкого калия (с плотностью 1,510 г/мл)?

7-44. Сколько продажного формалина (40%-ный раствор) и воды нужно взять для приготовления 5%-ного раствора?

7-45. Какой объем раствора с массовой долей серной кислоты 60% (плотность 1,498 г/мл) нужно взять, чтобы приготовить раствор объемом 5 л с массовой долей 12% (плотность 1,08 г/мл)?

7-46. До какого объема нужно разбавить водой раствор серной кислоты объемом 1,25 л, чтобы уменьшить его концентрацию с 0,8 до 0,25 моль/л?

7-47. Какой объем 37%-ного раствора соляной кислоты (плотность 1,19 г/мл) потребуется для приготовления 1 л 10%-ного раствора (плотность 1,049 г/мл)?

7-48. Какой объем 68%-ного раствора азотной кислоты (плотность 1,4 г/мл) потребуется для приготовления 50 мл 2 н. раствора?

7-49. Сколько миллилитров 0,1 М раствора серной кислоты потребуется для приготовления 5 л 0,025 М раствора?

7-50. Какой объем 0,01 н. раствора ортофосфорной кислоты можно приготовить из 1 л 0,5 н. раствора?

7-51. К 300 г 15%-ного раствора гидроксида натрия прибавили 200 г воды. Найдите массовую долю полученного раствора.

7-52. Сколько воды необходимо прибавить к 200 мл 20%-ного раствора серной кислоты (плотность 1,14 г/мл), чтобы получить 5%-ный раствор?

7-53. К 950 г воды прибавили 50 мл 48%-ного раствора серной кислоты (плотность 1,38 г/мл). Вычислите массовую долю серной кислоты в полученном растворе.

7-54. Из 5 л 50%-ного раствора гидроксида калия (плотность 1,538 г/мл) нужно приготовить 18%-

ный раствор, Сколько литров воды нужно прилить?

7-55. К 0,5 л 98%-ного раствора серной кислоты, плотность которого 1,837 г/мл, прибавили 3 л воды. Какова массовая доля серной кислоты в полученном растворе?

7-56. Сколько воды нужно прибавить к 0,1 л 40%-ного раствора гидроксида калия, плотность которого 1,411 г/мл, чтобы получить 18%-ный раствор?

7-57. К раствору объемом 100 мл с массовой долей серной кислоты 48% (плотность 1,376 г/мл) прибавлена вода объемом 900 мл. Чему равна массовая доля серной кислоты в полученном растворе.

7-58. К 100 мл 96%-ного раствора серной кислоты, имеющей плотность 1,84 г/мл, прибавили 400 мл воды. Получился раствор с плотностью 1,225 г/мл. Вычислите массовую долю серной кислоты в этом растворе.

7-59. Сколько воды нужно добавить к 150 г 27%-ного раствора гидроксида натрия, чтобы получить 8%-ный раствор?

7-60. Найдите массовую долю азотной кислоты в растворе, полученном смешением 500 мл 32%-ного раствора и 1 л воды.

8. ОБЩИЕ СВОЙСТВА РАСТВОРОВ

8-1. Вычислите осмотическое давление раствора, в литре которого содержится 0,2 моля неэлектролита при 0°C .

8-2. Вычислите осмотическое давление раствора, в литре которого содержится 0,5 моля электролита при 20°C .

8-3. Определите осмотическое давление раствора, содержащего 90,08 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в 4 раствора при 27°C .

8-4. В 1 л раствора при 25°C содержится 6,84 г сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$. Каково осмотическое давление раствора?

8-5. В 1 л раствора при 20°C содержится 2,76 г этилового спирта $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$. Вычислите осмотическое давление раствора.

8-6. При 0°C осмотическое давление раствор сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ равно $3,55 \cdot 10^5$ Па. Сколько граммов сахара содержится в 1 л раствора?

8-7. При какой температуре осмотическое давление раствора, содержащего 18,6 г анилин $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ в 3 л раствора, достигнет $2,84 \cdot 10^5$ Па?

8-8. Осмотическое давление раствора, содержащего в 1 л 3,2 г неэлектролита, равно $2,42 \cdot 10^5$ Па при 20°C . Вычислите молярную массу неэлектролита.

8-9. Молярная масса неэлектролита равна 123,11 г/моль. Сколько г неэлектролита должно содержаться в 1 л раствора, чтобы раствор при 20°C имел осмотическое давление, равное $4,56 \cdot 10^5$ Па?

8-10. Каким будет при 0°C осмотическое давление раствора, содержащего сахарозу $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ массой 25,2 г в 200 мл раствора?

8-11. Осмотическое давление раствора мочевины $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ при 0°C равно $6,8 \cdot 10^5$ Па. Найдите массу мочевины в 1 л раствора.

8-12. Чему равна молярная концентрация раствора неэлектролита, если при 17°C его осмотическое давление составляет 1204,5 Па?

8-13. Какая масса сахарозы содержится в 200 мл раствора, если осмотическое давление этого раствора при 0°C равно $6,61 \cdot 10^5$ Па?

8-14. Давление пара воды при 30°C составляет 4245,2 Па. Сколько граммов сахара $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ следует растворить в 800 г воды для получения раствора, давление пара которого на 33,3 Па меньше давления пара воды?

8-15. Давление пара эфира при 30°C равно $8,64 \cdot 10^4$ Па. Сколько молей неэлектролита нужно растворить в 50 молях эфира, чтобы понизить давление пара при данной температуре на 2666 Па?

8-16. При некоторой температуре давление пара над раствором, содержащем 62 г фенола C_6H_5OH в 60 молях эфира, равно $0,507 \cdot 10^5$ Па. Найдите давление пара эфира при этой температуре.

8-17. Давление пара воды при $50^\circ C$ равно 1 334 Па. Вычислите давление пара раствора, содержащего 50 г этиленгликоля $C_2H_4(OH)_2$ в 900 г воды.

8-18. Давление водяного пара при $65^\circ C$ равно 25003 Па. Определите давление водяного пара над раствором, содержащем 34,2 г сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 90 г воды при этой температуре.

8-19. Вычислите молярную массу глюкозы, если давление водяного пара над раствором 27 г глюкозы в 108 г воды при $100^\circ C$ равно 98775,3 Па. Давление пара воды при $100^\circ C$ равно $1,0133 \cdot 10^5$ Па.

8-20. Давление пара над раствором 10,5 г неэлектролита в 200 г ацетона $(CH_3)_2CO$ при этой температуре равно 23939,35 Па. Найдите молярную массу неэлектролита.

8-21. Определите температуру кипения раствора 1 г нафталина $C_{10}H_8$ в 20 г эфира, если температура кипения эфира равна $35,60^\circ C$. Эбулиоскопическая константа эфира равна $2,16^\circ$.

8-22. Раствор 1,05 г неэлектролита в 30 г воды замерзает при $-0,7^\circ C$. Вычислите молярную массу неэлектролита.

8-23. Понижение температуры замерзания раствора 0,052 г камфоры в 26 г бензола равно $0,067^\circ C$. Вычислите молярную массу камфоры. Криоскопическая константа бензола равна $5,1^\circ$.

8-24. Вычислите температуру замерзания раствора, содержащего 20 г сахара $C_{12}H_{22}O_{11}$ в 400 г воды.

8-25. Для приготовления антифриза на 30 л воды взято 9 л глицерина $C_3H_5(OH)_3$. Чему равна температура замерзания приготовленного антифриза? Плотность глицерина равна 1261 кг/м^3 .

8-26. Раствор, состоящий из 9,2 г глицерина $C_3H_5(OH)_3$ и 400 г ацетона, кипит при $56,38^\circ C$. Чистый ацетон кипит при $56,0^\circ C$. Вычислите эбулиоскопическую константу ацетона.

8-27. При какой температуре будет замерзать раствор, содержащий в 4 л воды 500 г этиленгликоля $C_2H_4(OH)_2$?

8-28. Сколько граммов нафталина $C_{10}H_8$ находится в 8 кг бензола, если этот раствор замерзает при $3,45^\circ C$? Температура замерзания чистого бензола $5,40^\circ C$.

8-29. Раствор, содержащий неэлектролит массой 55,40 г в воде объемом 2,5 л, кипит при $100,16^\circ C$. Чему равна молярная масса растворенного вещества?

8-30. Повышение температуры кипения раствора, приготовленного из фенола массой 0,94 г и этилового спирта массой 50 г, составляет $0,232^\circ$. Найдите молярную массу фенола. Эбулиоскопическая константа спирта равна 1,16.

8-31. Вычислите осмотическое давление раствора неэлектролита, содержащего $1,52 \cdot 10^{23}$ молекулу его в 0,5 л раствора при 0°C и при 30°C .

8-32. Найдите формулу маннита, содержащего 39,56% углерода, 7,69% водорода и 52,75% кислорода, если осмотическое давление раствора, содержащего в 1 л 72 г маннита, равно $9,00 \cdot 10^5$ Па при 0°C .

8-33. Сколько граммов метилового спирта CH_3OH должен содержать 1 л раствора, чтобы его осмотическое давление было таким же, как и раствора, содержащего в 1 л при той же температуре 9 г глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$?

8-34. Чему равно при 17°C осмотическое давление раствора глюкозы, в котором ее массовая доля составляет 10% (плотность раствора 1,037 г/мл)?

8-35. При 20°C плотность раствора, в котором массовая доля сахарозы составляет 17%, равна 1,067 г/мл. Какое осмотическое давление имеет этот раствор при той же температуре?

8-36. Чему равна массовая доля сахарозы в растворе с осмотическим давлением $0,637 \cdot 10^5$ Па при $6,8^\circ\text{C}$?

8-37. Растворением анилина $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ массой 46,5 г в воде был получен раствор объемом 5 л. Какое осмотическое давление имеет этот раствор при 0°C и до какой температуры его надо нагреть, чтобы оно повысилось на $0,615 \cdot 10^5$ Па?

8-38. Во сколько раз повысится осмотическое давление раствора концентрации 0,1 моль/л при нагревании от 7 до 47°C ?

8-39. Неэлектролит массой 11,5 г содержится в растворе объемом 250 мл. Осмотическое давление этого раствора при 17°C равно $12,04 \cdot 10^5$ Па. Найдите по этим данным молярную массу неэлектролита.

8-40. Осмотическое давление в организме млекопитающих имеет максимальное значение 810 кПа. Какой должна быть молярная концентрация раствора, чтобы при 20°C осмотическое давление было равно его максимальному значению?

8-41. Определите процентное содержание глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ в водном растворе, если величина понижения давления составляет 5% от давления пара чистого растворителя. Каково соотношение между числом молей растворенного вещества и растворителя в этом растворе?

8-42. Определите давление пара растворителя над раствором, содержащем $1,212 \cdot 10^{23}$ молекул неэлектролита в 100 г воды при 100°C . Давление пара воды при 100°C равно $1,0133 \cdot 10^5$ Па.

8-43. Давление пара водного раствора неэлектролита при 80°C равно 33 310 Па. Сколько молей воды приходится на один моль растворенного вещества в этом растворе? Давление пара воды при этой температуре равно 47 375 Па.

8-44. Давление пара воды при 10°C составляет 1 227,8 Па. В каком количестве воды следует растворить 16 г метилового спирта для получения раствора, давление пара которого составляет 1200 Па при той же температуре? Вычислите процентное содержание CH_3OH в растворе.

8-45. Давление пара воды при 100°C равно $1,0133 \cdot 10^5$ Па. Вычислите давление водяного пара над 10%-ным раствором мочевины $\text{CO}(\text{NH}_2)_2$ при этой температуре.

8-46. Анилин $\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$ массой 3,1 г растворен в 40,2 г эфира. Давление пара полученного раствора равно 813,9 гПа вместо 863,8 гПа для чистого эфира при той же температуре. Найдите молярную массу эфира.

8-47. В ацетоне $(\text{CH}_3)_2\text{CO}$ массой 50 г растворен неэлектролит массой 5,25 г. Давление пара полученного раствора равно 21 854 Па, а для ацетона при

этой температуре - 23 939 Па. Вычислите молярную массу растворенного вещества.

8-48. После растворения в воде нелетучего неэлектролита давление пара воды при 80°C понизилось от 47 375 до 33 310 Па. Найдите отношение количества вещества воды и растворенного неэлектролита в этом растворе.

8-49. Давление пара раствора, содержащего растворенное вещество количеством 0,05 моль и воду массой 90 г, равно 52,67 гПа при 34°C . Чему равно давление пара чистой воды при этой температуре?

8-50. При 25°C давление пара воды равно 31,68 гПа. Найдите массу глюкозы, которую надо растворить в воде массой 540 г, чтобы понизить давление пара на 8 гПа?

8-51. Определите температуру кипения 10%-ного водного раствора глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

8-52. Раствор, содержащий 0,162 г серы в 20 г бензола, кипит при температуре на $0,081^\circ$ выше, чем чистый бензол. Вычислите молярную массу серы в растворе. Сколько атомов содержится в одной молекуле серы?

8-53. Какова температура замерзания раствора неэлектролита, содержащего $2,02 \cdot 10^{23}$ молекул в литре воды?

8-54. Вычислите количество этиленгликоля $\text{C}_2\text{H}_4(\text{OH})_2$, которое необходимо прибавить на каждый килограмм воды для приготовления антифриза с точкой замерзания -15°C .

8-55. При какой температуре будет замерзать 25%-ный раствор этилового спирта в воде?

8-56. При какой температуре кипят и замерзают водные растворы неэлектролитов, моляльность которых равна 1 моль/кг?

8-57. Сахарозу какой массы надо растворить в воде объемом 100 мл, чтобы понизить температуру ее замерзания на 1°C ; повысить температуру кипения на 1°C ?

8-58. При растворении вещества массой 1 г в воде массой 50 г получается непроводящий тока раствор, замерзающий при $-0,81^{\circ}\text{C}$. Найдите молярную массу растворенного вещества.

8-59. При какой температуре должен кипеть раствор, содержащий растворенный неэлектролит количеством вещества 0,062 моль в воде объемом 200 мл?

8-60. При какой приблизительно температуре замерзает антифриз, полученный смешением гликоля и воды в равных объемах?

9. СВОЙСТВА РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

9-1. Какие вещества называются электролитами? Чем отличаются их водные растворы от растворов неэлектролитов?

9-2. Сформулируйте основные положения теории электролитической диссоциации.

9-3. Какие вещества подвергаются электролитической диссоциации? Каковы необходимые условия для распада веществ на ионы в растворе?

9-4. Какие величины являются количественной характеристикой процесса электролитической диссоциации? Дайте их определения.

9-5. На какие группы условно делят электролиты по величине степени их диссоциации? Приведите примеры.

9-6. Почему константа электролитической диссоциации является более удобной характеристикой электролита по сравнению со степенью диссоциации?

9-7. Как степень электролитической диссоциации связана с концентрацией слабого электролита? Как называется эта зависимость?

9-8. Чем объясняются пониженные значения экспериментально определяемой степени диссоциации сильных электролитов по сравнению с действительной? Почему это расхождение уменьшается при разбавлении растворов?

9-9. Что называют активной концентрацией или активностью? В каком соотношении она находится с аналитической концентрацией?

9-10. Что называют ионной силой раствора и как она определяется?

9-11. Как изменяется значение ионной силы раствора с увеличением числа различных ионов присутствующих в растворе, с увеличением заряда и концентрации каждого иона?

9-12. Что называют ионным произведением воды? В каком соотношении находится эта величина с константой диссоциации воды? Как определяется числовое значение ионного произведения воды? Зависит ли оно от температуры?

9-13. Если в водном растворе известна концентрация одного из ионов H^+ или OH^- , то как находится концентрация второго иона?

9-14. Что называют водородным показателем pH? Какое значение имеет водородный показатель в различных средах?

9-15. Что называют произведением растворимости? Какое свойство вещества характеризует эта величина?

9-16. При каких условиях осадки выпадают, растворяются или находятся в равновесии с раствором?

9-17. Как влияет на растворимость вещества введение в его насыщенный раствор одноименного иона?

9-18. Почему для описания свойств электролитов вводится изотонический коэффициент?

9-19. Как связана степень диссоциации с изотоническим коэффициентом?

9-20. Как видоизменяются выражения для закона Вант-Гоффа и Рауля для растворов электролитов?

9-21. Каким образом можно по понижению температуры замерзания раствора электролита определить степень его диссоциации?

9-22. Каким образом можно по повышению температуры кипения электролита определить степень его диссоциации?

9-23. В каком направлении протекают в растворах электролитов обменные реакции?

9-24. Дайте определение химическому процессу, который называют гидролизом?

9-25. Соли какого типа и почему гидролизуются по катиону? Какова при этом реакция среды?

9-26. Соли какого типа и почему гидролизуются по аниону? Какова при этом реакция среды?

9-27. Соли какого типа гидролизуются

одновременно и по катиону, и по аниону? Чем определяется реакция среды при этом?

9-28. Всегда ли нейтральность раствора соли указывает на отсутствие гидролиза?

9-29. Что такое степень гидролиза? От каких факторов она зависит?

9-30. Приведите выражение для величины константы гидролиза для солей различных типов. Что характеризует эта величина?

9-31. Вычислите степень диссоциации в 0,5 М растворе уксусной кислоты.

9-32. Вычислите степень диссоциации масляной кислоты C_3H_7COOH в ее 0,04 М растворе.

9-33. Вычислите степень диссоциации азотистой кислоты HNO_2 , если ее концентрация в растворе равна 0,01 моль/л.

9-34. Степень диссоциации HCN в 0,001 М растворе равна $8,5 \cdot 10^{-2}$. Вычислите константу диссоциации.

9-35. При какой молярной концентрации степень диссоциации муравьиной кислоты $HCOOH$ равна 6,7%?

9-36. Найдите константу диссоциации для $HClO$, если известно, что в растворе с концентрацией 0,1 моль/л степень ее диссоциации равна $0,07 \cdot 10^{-2}$.

9-37. В растворе муравьиной кислоты НСООН с концентрацией 0,2 моль/л степень диссоциации равна 0,32. Определите величину константы диссоциации этой кислоты.

9-38. Константа диссоциации гидроксида аммония NH_4OH равна $1,8 \cdot 10^{-5}$. Вычислите степень диссоциации в 0,001 молярном растворе.

9-39. Константа диссоциации гидроксида аммония NH_4OH равна $1,8 \cdot 10^{-5}$. Вычислите концентрацию его раствора в моль/л, при которой степень диссоциации равна 4%.

9-40. Вычислите концентрацию раствора муравьиной кислоты НСООН в моль/л, в которой степень диссоциации кислоты равна 6% ($K_{\text{НСООН}} = 1,8 \cdot 10^{-4}$).

9-41. В растворе бензойной кислоты $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ концентрация ионов водорода равна $5 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Вычислите концентрации раствора кислоты, если $K_{\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}} = 6 \cdot 10^{-5}$.

9-42. Чему равна концентрация ионов водорода в 0,02 молярном растворе азотистой кислоты HNO_2 ?

9-43. Вычислите концентрацию ионов водорода в 0,1 М растворе уксусной кислоты.

9-44. В растворе НСЮ с концентрацией 0,1 моль/л степень ее диссоциации равна $0,08 \cdot 10^{-2}$.

При какой концентрации раствора она увеличится в два раза?

9-45. Вычислите степень диссоциации α и концентрацию ионов водорода $[\text{H}^+]$ в 0,3 М растворе HF .

9-46. Вычислите концентрацию ионов NH_4^+ в 0,005 М растворе NH_4OH .

9-47. Вычислите ионную силу раствора, содержащего 40 г NaOH в 2 л раствора.

9-48. Вычислите ионную силу раствора, содержащего в 1 л 0,1 моль Na_2SO_4 и 0,2 моль KNO_3 .

9-49. Вычислите ионную силу раствора, в 1 л которого содержится 6,3 г азотной кислоты.

9-50. Вычислите активность ионов OH^- в 0,02 М растворе Ca(OH)_2 .

9-51. Вычислите активность ионов гидроксила в 0,5 н. Растворе KOH .

9-52. Вычислите активность ионов водорода в 0,1 М растворе азотной кислоты.

9-53. Вычислите активность ионов водорода 0,01 М растворе серной кислоты.

9-54. Вычислите ионную силу раствора, содержащего в 1 л 0,2 моль KCl и 0,1 моль $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

9-55. Вычислите ионную силу 0,05 М раствора NaOH. Найдите активность ионов OH^- в этом растворе.

9-56. Вычислите ионную силу раствора, содержащего 2,08 г BaCl_2 и 5,85 г NaCl в 500 г воды.

9-57. Вычислите приближенное значение активности ионов K^+ и SO_4^{2-} в 0,01 М растворе K_2SO_4 .

9-58. Вычислите приближенное значение активности ионов Ba^{2+} и Cl^- в 0,001 м растворе BaCl_2 .

9-59. Вычислите ионную силу и активность ионов в растворе, содержащем 0,01 моль/л $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и 0,01 моль/л CaCl_2 .

9-60. Вычислите активность иона водорода в 0,0025 М растворе HCl , содержащем, кроме того 0,15 моль/л NaCl .

9-61. Вычислите pH раствора, если концентрация ионов OH^- равна $2,52 \cdot 10^{-5}$ моль/л.

9-62. Концентрация ионов OH^- в растворе равна $4 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Найдите концентрацию ионов водорода и pH раствора.

9-63. Водородный показатель образца воды 5,7. Чему равна концентрация ионов водорода в этом образце?

9-64. Вычислите молярность раствора уксусной кислоты CH_3COOH , pH которого равен 3. $K_{\text{д}} = 1,77 \cdot 10^{-4}$.

9-65. Водородный показатель 0,08 М слабой одноосновной кислоты равен 2,4. Чему равна константа диссоциации этой кислоты?

9-66. Вычислите pH 0,001 н. раствора HNO_2 . ($K_{\text{д}} = 4,6 \cdot 10^{-4}$).

9-67. Чему равна величина pH раствора HClO , если константа диссоциации кислоты $K_{\text{д}} = 4 \cdot 10^{-8}$, а степень диссоциации 2%.

9-68. Вычислите активность ионов водорода и pH 0,1 М раствора HCl .

9-69. Вычислите pH 0,001 н. раствора KOH .

9-70. Водородный показатель раствора равен 4. Во сколько раз число ионов водорода в этом растворе больше, чем гидроксильных ионов?

9-71. Водородный показатель раствора равен 12. Во сколько раз число гидроксильных ионов больше числа водородных ионов в этом растворе?

9-72. Константа диссоциации NH_4OH при 40°C равна $2 \cdot 10^{-5}$. Вычислите концентрацию ионов OH^- и pH в 0,1 М растворе.

9-73. Вычислите молярность раствора уксусной кислоты, pH которого равен 3.

9-74. Какую молярную концентрацию имеет раствор HCl , если pH раствора равен 1,6?

9-75. Какую молярную концентрацию имеет раствор KOH , если pH раствора равен 12,6?

9-76. В насыщенном растворе PbI_2 концентрация иодид ионов равна $1,3 \cdot 10^{-3}$ моль/л. Найдите концентрацию ионов Pb^{2+} в этом растворе.

9-77. Чему равна концентрация каждого иона в насыщенном растворе Ag_2CO_3 , если произведение концентрации соли при этой температуре равно $6,12 \cdot 10^{-12}$.

9-78. Произведение растворимости $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ при 25°C равно $1 \cdot 10^{-25}$. Вычислите концентрацию ионов Ca^{2+} и PO_4^{3-} в насыщенном растворе соли при этой температуре.

9-79. При 25°C произведение растворимости $\text{Pb}_3(\text{PO}_4)_2$ равно $1,5 \cdot 10^{-32}$. Какова растворимость этой соли в г/л и молярная концентрация каждого иона в насыщенном растворе соли при той же температуре?

9-80. При комнатной температуре растворимость $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ равна $1,7 \cdot 10^{-3}$ г/л. Чему равно PP этой соли при той же температуре?

9-81. Произведение растворимости Ag_3PO_4 составляет $1,8 \cdot 10^{-18}$. В каком объеме насыщенного раствора содержится 0,05 г растворенной соли?

9-82. В 3 л насыщенного при комнатной температуре раствора PbSO_4 содержится 0,132 г соли. Вычислите произведение растворимости PbSO_4 .

9-83. К 50 мл раствора HCl добавили 450 мл 0,001 М раствора азотнокислого серебра. Выпадет ли осадок хлорида серебра?

9-84. В 3 л насыщенного раствора AgIO_3 содержится в воде ионов 0,176 г серебра. Вычислите произведение растворимости AgIO_3 .

9-85. Будет ли выпадать осадок при добавлении к 100 мл 0,02 н. раствора сульфата калия 100 мл 0,01 н. раствора хлорида кальция?

9-86. Исходя из произведения растворимости карбоната кальция, найдите массу CaCO_3 , содержащуюся в 100 мл его насыщенного раствора.

9-87. Образуется ли осадок сульфата серебра, если к 0,02 М раствору азотнокислого серебра добавить равный объем 1 н. раствора серной кислоты?

9-88. В 500 мл воды при 18°C растворяется 0,0166 г Ag_2CrO_4 . Чему равно произведение растворимости этой соли?

9-89. Какая масса серебра находится в виде ионов в 1 л насыщенного раствора AgBr ?

9-90. В каком объеме насыщенного раствора Ag_2S содержится 1 мг растворенной соли?

9-91. Изотонический коэффициент 0,2 М раствора NaOH равен 1,8. Вычислите осмотическое давление этого раствора при 10°C .

9-92. Давление водяного пара над раствором 66,6 г CaCl_2 в 90 г воды при 90°C равно 56 690 Па. Чему равен изотонический коэффициент, если давление паров воды при этой температуре равно 70 101 Па?

9-93. Изотонический коэффициент раствора 178,5 г KBr в 900 г воды равен 1,7. Определите давление водяного пара над этим раствором при 50°C , если давление паров воды при этой температуре равно 12 334 Па.

9-94. Раствор, содержащий 16,05 г $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ в 500 г воды, кипит при $100,122^\circ\text{C}$. Вычислите изотонический коэффициент этого раствора.

9-95. Изотонический коэффициент 6,8%-ного водного раствора HCl равен 1,66. Вычислите температуру замерзания этого раствора.

9-96. Кажущаяся степень диссоциации MgCl_2 0,1 н. растворе равна 0,75. Вычислите изотонический коэффициент этого раствора.

9-97. Вычислите кажущуюся степень диссоциации KCl и KNO_3 в 0,2 н. растворах, если изотонические коэффициенты растворов этих солей соответственно равны 1,81 и 1,78.

9-98. Вычислите кажущуюся степень диссоциации MgCl_2 в 0,5%-ном растворе (плотность 1 кг/м^3), если при 18°C осмотическое давление этого раствора равно $3,2 \cdot 10^5$ Па.

9-99. Определите осмотическое давление 0,02 н. раствора MgSO_4 , при 18°C , если кажущаяся степень диссоциации этого электролита равна 66%.

9-100. Осмотическое давление 0,125 М раствора KBr равно $5,63 \cdot 10^5$ Па при 25°C . Вычислите кажущуюся степень диссоциации этой соли в растворе.

9-101. Вычислите кажущуюся степень диссоциации хлорида калия в растворе, содержащем 4,47 г KCl в 100 г воды, если этот раствор замерзает при -2°C .

9-102. Определите давление пара 0,5%-ного водного раствора KOH при 50°C . Давление пара воды при этой температуре равно 12 334 Па. Кажущаяся степень диссоциации гидроксида калия в этом растворе равна 87%.

9-103. Раствор, содержащий 1,7 г хлорида цинка в 250 г воды, замерзает при $-0,23^\circ\text{C}$. Определите кажущуюся степень диссоциации ZnCl_2 в этом растворе. $K_{\text{к}}$ для воды равна 1,85 К.

9-104. Кажущаяся степень диссоциации гидроксида натрия в растворе, содержащем 4,1 г NaOH в 200 г воды, равна 88%. Определите температуру кипения этого раствора.

9-105. Раствор, содержащий 14,62 г NaCl в 500 г воды, замерзает при $-1,67^{\circ}\text{C}$. Вычислите кажущуюся степень диссоциации этого электролита в растворе.

9-106. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: K_2S , CuSO_4 .

9-107. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде для хлорида алюминия и ацетата натрия.

9-108. Составьте уравнения гидролиза солей в молекулярном и ионно-молекулярном виде: K_2SO_3 , Al_2S_3 .

9-109. Какую реакцию должны иметь растворы следующих солей: NH_4CN , ZnSO_4 . Ответ подтвердите соответствующими молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

9-110. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакции гидролиза и укажите реакцию растворов солей: NH_4Cl , Na_2SiO_3 .

9-111. Составьте молекулярные и ионно-молекулярные уравнения гидролиза солей: NH_4NO_3 , CuCl_2 .

9-112. Напишите уравнения реакций гидролиза в молекулярном и ионно-молекулярном виде для сульфата алюминия и карбоната калия.

9-113. Составьте уравнения гидролиза солей в молекулярном и ионно-молекулярном виде: K_2SiO_3 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$.

9-114. Какую реакцию должны иметь растворы следующих солей: NaCN , ZnCl_2 . Ответ подтвердите соответствующими молекулярными и ионно-молекулярными уравнениями.

9-115. Составьте ионно-молекулярные и молекулярные уравнения реакции гидролиза и укажите реакцию растворов солей: FeCl_3 , Na_2SO_3 .

9-116. Константа диссоциации муравьиной кислоты HCOOH равна $1,77 \cdot 10^{-4}$, а гидроксида аммония - $1,77 \cdot 10^{-5}$. Вычислите константу гидролиза HCOONH_4 .

9-117. Константа диссоциации муравьиной кислоты HCOOH равна $1,77 \cdot 10^{-4}$. Вычислите константу гидролиза HCOONa .

9-118. Константа диссоциации гидроксида аммония равна $1,77 \cdot 10^{-5}$. Вычислите константу гидролиза NH_4NO_3 .

9-119: Определите степень гидролиза $0,005 \text{ M KCN}$, если $K_{\text{HCN}} = 4,9 \cdot 10^{-10}$.

9-120. Вычислите константу гидролиза NH_4CN , если константы диссоциации NH_4OH и HCN соответственно равны $1,77 \cdot 10^{-5}$ и $4,9 \cdot 10^{-10}$.

10. ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

10-1. Для приведенного уравнения определите степени окисления всех атомов, входящих в молекулы исходных веществ и продуктов реакции. Найдите элементы, меняющие степень окисления, укажите окислитель и восстановитель. Расставьте коэффициенты методом ионно-электронного баланса с учетом среды, в которой протекает реакция (кислая, щелочная, нейтральная).



10-2*.



10-3*.



10-4*.



10-5*.



10-6*.



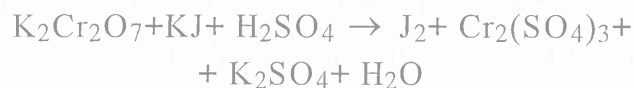
10-7*.



10-8*.



10-9*.



10-10*.



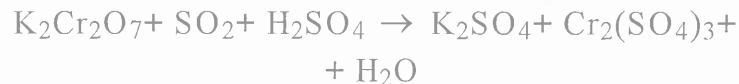
10-11*.



10-12*.



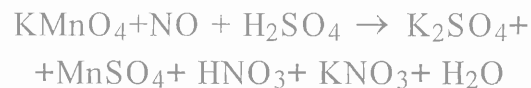
10-13*.



10-14*.



10-15*.



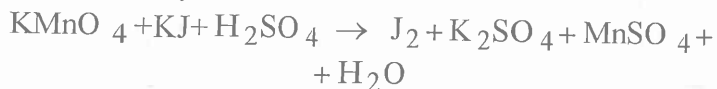
10-16*.



*См. условие задачи 10-1.

*См. условие задачи 10-1.

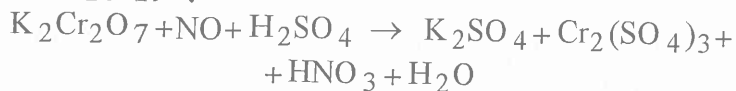
10-17*.



10-18*.



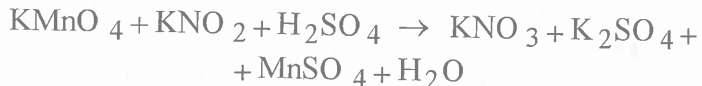
10-19*.



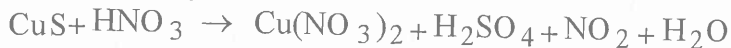
10-20*.



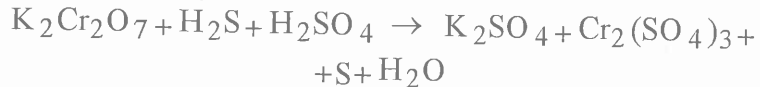
10-21*.



10-22*.



10-23*.



10-24*.



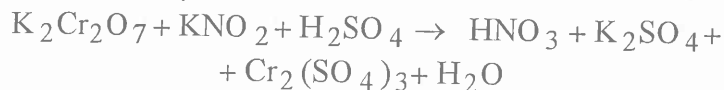
10-25*.



10-26*.



10-27*.



10-28*.



10-29*.



10-30*.



10-31*.



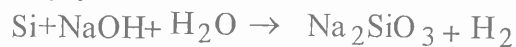
10-32*.



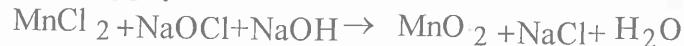
10-33*.



10-34*.



10-35*.



10-36*.



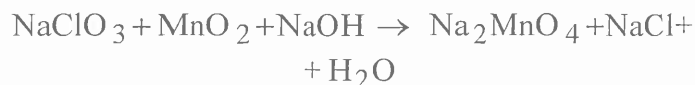
10-37*.



*См. условие задачи 10-1.

*См. условие задачи 10-1.

10-38*.



10-39*.



10-40*.



10-41*.



10-42*.



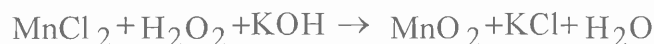
10-43*.



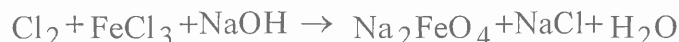
10-44*.



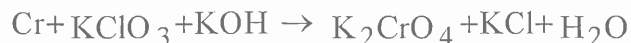
10-45*.



10-46*.



10-47*.



10-48*.

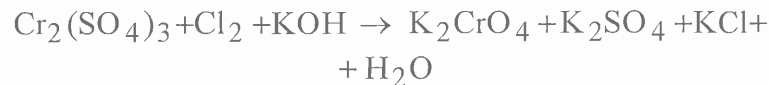


10-49*.



*См. условие задачи 10-1.

10-50*.



10-51*.



10-52*.



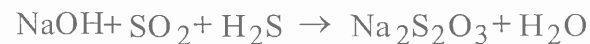
10-53*.



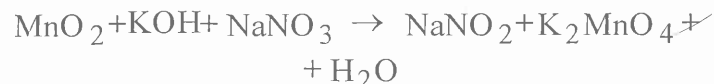
10-54*.



10-55*.



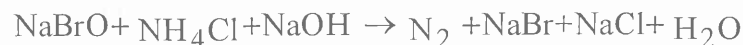
10-56*.



10-57*.



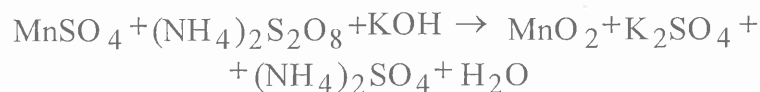
10-58*.



10-59*.

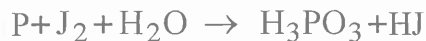


10-60*.



*См. условие задачи 10-1.

10-61*.



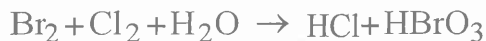
10-62*.



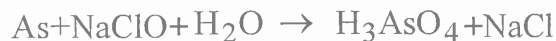
10-63*.



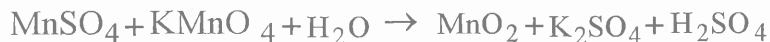
10-64*.



10-65*.



10-66*.



10-67*.



10-68*.



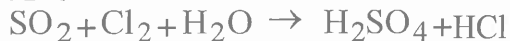
10-69*.



10-70*.



10-71*.



10-72*.



10-73*.



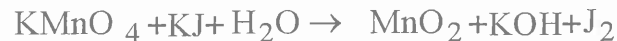
10-74*.



10-75*.



10-76*.



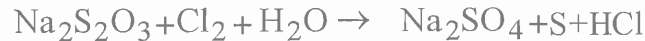
10-77*.



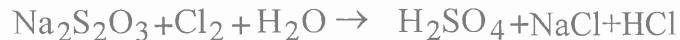
10-78*.



10-79*.



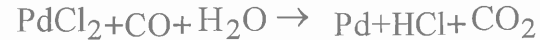
10-80*.



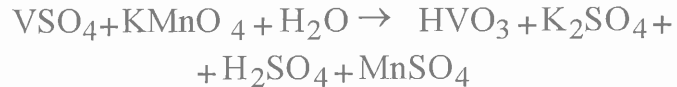
10-81*.



10-82*.



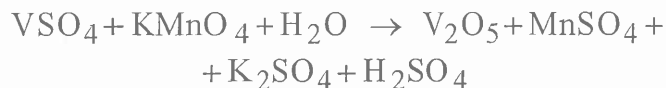
10-83*.



*См. условие задачи 10-1.

*См. условие задачи 10-1.

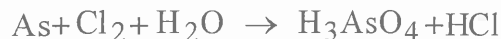
10-84*.



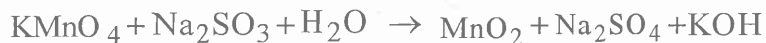
10-85*.



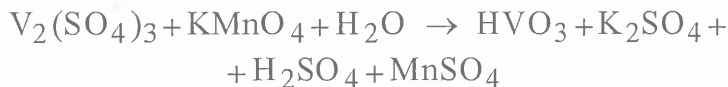
10-86*.



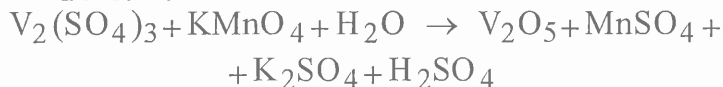
10-87*.



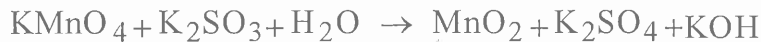
10-88*.



10-89*.



10-90*.



10-91*.



10-92*.



10-93*.



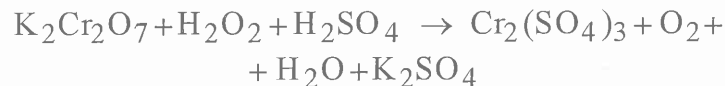
10-94*.



10-95*.



10-96*.



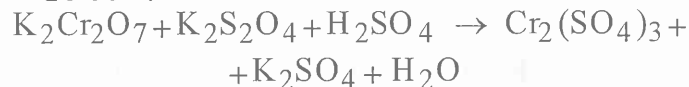
10-97*.



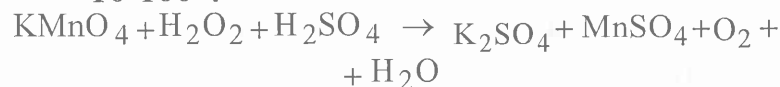
10-98*.



10-99*.



10-100*.



10-101*.



10-102*.



10-103*.



*См. условие задачи 10-1.

*См. условие задачи 10-1.

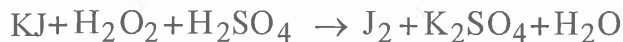
10-104*.



10-105*.



10-106*.



10-107*.



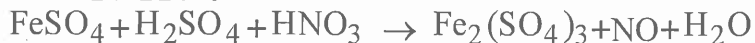
10-108*.



10-109*.



10-110*.



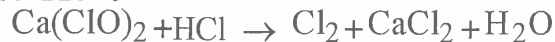
10-111*.



10-112*.



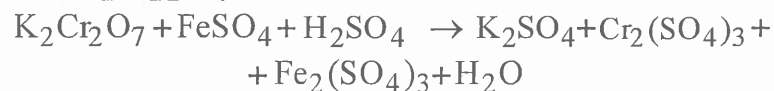
10-113*.



10-114*.



10-115*.



10-116*.



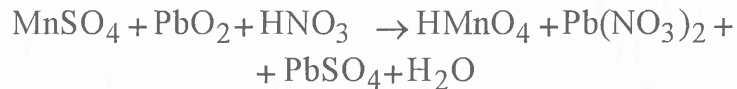
10-117*.



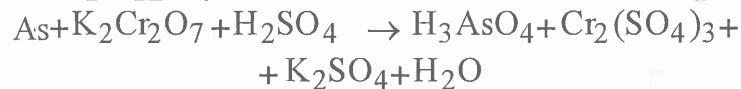
10-118*.



10-119*.



10-120*.



*См. условие задачи 10-1.

*См. условие задачи 10-1.

11. ЭЛЕКТРОХИМИЧЕСКИЕ ПРОЦЕССЫ

11-1. Какие процессы называются электрохимическими?

11-2. На какие два типа подразделяются электрохимические процессы?

11-3. Какие проводники называют электродами?

11-4. В каком месте гетерогенной системы «металл - раствор электролита» возникает скачок потенциала и от каких факторов зависит его направление?

11-5. Дайте определение понятию «равновесный электродный потенциал».

11-5. Можно ли экспериментально определить абсолютное и относительное значение электродного потенциала?

11-6. Что называют стандартным водородным электродом? Для каких целей его используют?

11-7. Как экспериментально определяют относительные электродные потенциалы различных электродов и какую информацию они содержат?

11-8. Какие потенциалы называются стандартными электродными потенциалами? В какой последовательности их принято располагать?

11-9. Какую информацию содержит электрохимический ряд стандартных электродных потенциалов (ряд напряжений металлов)?

11-10. Как определяют значения электродных потенциалов для условий, отличающихся от стандартных?

11-11. Дайте определение понятию «гальванический элемент».

11-12. Опишите устройство гальванического элемента.

11-13. В чем причина возникновения электрического тока в гальваническом элементе?

11-14. Каким образом записывают условно схему гальванического элемента?

11-15. Какой электрод в гальваническом элементе является катодом и какой анодом? Какие реакции протекают на электродах?

11-16. Как записывается токообразующая реакция для гальванического элемента?

11-17. Что называют электродвижущей силой (ЭДС) гальванического элемента?

11-18. Как вычисляют ЭДС гальванического элемента?

11-19. Как связаны между собой величина ЭДС и энергия Гиббса для химического процесса, лежащего в основе работы гальванического элемента?

11-20. Какой процесс называется электролизом? При каких условиях возможен электролиз?

11-21. Опишите сущность процесса электролиза.

11-22. Какие электроды при электролизе называются катодом и анодом? Какие процессы протекают на этих электродах при электролизе?

11-23. Как протекает процесс окисления при электролизе с нерастворимым анодом?

11-24. Как протекает процесс окисления при проведении электролиза с активным, растворимым анодом?

11-25. Какие электрохимические процессы протекают при электролизе расплавов электролитов. Приведите пример, напишите схему электролиза.

11-26. Чем отличается электролиз водных растворов электролитов от электролиза их расплавов?

11-27. Какова последовательность восстановления на катоде при электролизе водных растворов электролитов?

11-28. Какова последовательность окисления на аноде при электролизе водных растворов электролитов?

11-29. На чем основан метод очистки металлов электролизом? Приведите пример.

11-30. Приведите обобщенную формулировку законов Фарадея для процесса электролиза и их математическое выражение.

11-31. Определите величину электродного потенциала серебра, погруженного в 0,01 М раствор азотнокислого серебра.

11-32. Вычислите электродные потенциалы никеля в растворе его соли при концентрации иона Ni^{2+} 0,1 и 0,001 моль/л.

11-33. При какой концентрации ионов олова в растворе потенциал электрода из олова, погруженный в этот раствор, будет иметь значение $-0,195$ В?

11-34. Определите величину электродного потенциала меди, погруженной в раствор 0,02 М раствора сульфата меди.

11-35. Вычислите потенциал водородного электрода, если концентрация ионов водорода в растворе равна 10^{-4} моль/л.

11-36. На сколько изменится потенциал медного электрода, если раствор соли меди, в который он погружен, разбавить в 10 раз?

11-37. Вычислите, как изменится электродный потенциал никеля, если концентрацию раствора соли никеля, в который он погружен, уменьшить от 1 до 0,1 моль/л?

11-38. Вычислите концентрацию ионов водорода в растворе, в котором потенциал водородного электрода равен $-0,295$ В.

11-39. Потенциал водородного электрода равен $-0,236$ В. Определите pH раствора.

11-40. При какой концентрации ионов Cu^{2+} (в моль/л) значение потенциала медного электрода становится равным стандартному потенциалу водородного электрода?

11-41. 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. Вычислите значения стандартных ЭДС для этих гальванических элементов.

11-42. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых свинец являлся бы катодом, а в другом - анодом. Напишите уравнения реакций, происходящих при работе этих элементов. Вычислите значения стандартных ЭДС для этих гальванических элементов.

11-43. Составьте схему работы гальванического элемента, образованного никелем и серебром, погруженными в 0,001 М растворы их солей. Вычислите ЭДС этого элемента.

11-44. Вычислите ЭДС серебряно-цинкового гальванического элемента, если известно, что образующие его электроды погружены в растворы их солей с концентрацией катиона 0,02 моль/л. Составьте схему элемента, запишите токообразующую реакцию.

11-45. Вычислите ЭДС гальванического элемента, образованного магнием и цинком, погружен-

ными в растворы их солей с концентрацией ионов: $C_{\text{Mg}^{2+}} = 10^{-5}$ моль/л, $C_{\text{Zn}^{2+}} = 10^{-2}$ моль/л. Напишите уравнения реакций, протекающих на аноде и на катоде. Составьте схему гальванического элемента.

11-46. Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов для гальванического элемента, состоящего из медной и кадмиевой пластин, погруженных в раствор, содержащий ионы металлов с концентрацией $C_{\text{Cd}^{2+}} = C_{\text{Cu}^{2+}} = 0,1$ моль/л. Вычислите ЭДС этого элемента.

11-47. Гальванический элемент состоит из серебра, погруженного в раствор его соли с концентрацией ионов серебра 10^{-3} моль/л и никеля, погруженного в раствор его соли с концентрацией ионов никеля 10^{-1} моль/л. Вычислите ЭДС этого элемента. Составьте его схему.

11-48. Из четырех металлов Ag, Cu, Al и Sn выберите те пары, которые дают наименьшую и наибольшую ЭДС составленного из них гальванического элемента. Ответ подтвердите расчетами.

11-49. Гальванический элемент составлен из стандартного цинкового электрода и хромового электрода, погруженного в раствор, содержащий ионы Cr^{3+} . При какой концентрации ионов хрома ЭДС этого элемента будет равна нулю?

11-50. Какой гальванический элемент называют концентрационным? Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, электроды у которого изготовлены из никеля. Один электрод погружен в раствор соли с концентрацией ионов никеля 0,001 моль/л, а другой - в раствор соли с концентрацией ионов никеля 0,1 моль/л.

11-51. При каких условиях будет работать гальванический элемент, электроды которого сделаны из одного и того же металла? Составьте схему, напишите уравнения электродных процессов и вычислите ЭДС гальванического элемента, в котором один серебряный электрод находится в 0,01 М, а другой серебряный электрод находится в 0,001 М растворе нитрата серебра.

11-52. Вычислите ЭДС гальванического элемента и напишите уравнения происходящих реакций, если он составлен из железной и свинцовой пластинок, погруженных в 0,1 М растворы нитратов этих металлов.

11-53. Вычислите ЭДС гальванического элемента $(-)\text{Zn}|\text{Zn}^{2+}||\text{Fe}^{3+}|\text{Fe}(+)$, если концентрации ионов цинка и железа равны 10^{-2} моль/л.

11-54. Составьте схему работы гальванического элемента, образованного железом и

свинцом, погруженными в 0,005 М растворы и солей. Вычислите ЭДС этого элемента и изменение величины энергии Гиббса.

11-55. Вычислите ЭДС, напишите уравнения электродных процессов для гальванического элемента $(-)\text{Cd}|\text{Cd}^{2+}||\text{Ag}^{+}|\text{Ag}(+)$, если концентрации ионов кадмия и серебра равны 0,1 моль/л.

11-56. Составьте схемы двух гальванических элементов, в одном из которых железо служило бы катодом, а в другом - анодом. Напишите уравнения электродных процессов, которые протекают при работе этих гальванических элементов. Вычислите их ЭДС для стандартных условий.

11-57. Составьте схему гальванического элемента, в основе которого лежит реакция протекающая по уравнению



Вычислите ЭДС такого гальванического элемента для стандартных условий.

11-58. ЭДС гальванического элемента, состоящего из медного и свинцового электродов, погруженных в 1 М растворы солей этих металлов равна 0,47 В. Изменится ли ЭДС, если взять 0,01 М растворы? Ответ подтвердите расчетом.

11-59. Гальванический элемент состоит из железного электрода, погруженного в раствор его соли с концентрацией ионов Fe^{2+} , равной 0,001 моль/л, и медного электрода, погруженного в раствор ее соли. Какой должна быть концентрация ионов меди, чтобы ЭДС элемента стала равна нулю.

11-60. ЭДС гальванического элемента, состоящего из никеля, погруженного в раствор его соли с концентрацией ионов Ni^{2+} 10^{-4} моль/л, и серебра, погруженного в раствор его соли, равна 1,108 В. Вычислите концентрацию ионов Ag^+ в растворе его соли.

11-61. Напишите схему электролиза водного раствора MnSO_4 , если электроды: а) угольные; б) марганцевые.

11-62. Водный раствор содержит смесь катионов: Cu^{2+} , Zn^{2+} , Ag^+ . В какой последовательности они будут восстанавливаться на катоде?

11-63. В какой последовательности будут восстанавливаться катионы при электролизе их смеси следующего состава: Fe^{2+} , Cr^{3+} , Pb^{2+} , Hg^{2+} , Mn^{2+} при одинаковой молярной концентрации соответствующих солей в растворе?

11-64. Ток силой 20 А в течение 30 мин пропусклся через расплав PbCl_2 . Вычислите вес выделившегося свинца и объем образовавшегося хлора.

11-65. При электролизе соли некоторого металла за 2 часа 24 мин 45 сек при силе тока 8 А на катоде выделилось 6,48 г этого металла. Вычислите молярную массу эквивалента этого металла.

11-66. Как долго следует пропускать ток силой 2,5 А через расплавленный хлористый свинец для того, чтобы на катоде выделилось 20 г металла?

11-67. Через раствор медного купороса пропущен 1 А·ч электричества. Какая масса меди выделится при этом на катоде?

11-68. Чему равна масса алюминия, полученного за один час при электролизе расплава AlCl_3 током силой 10 А?

11-69. Какой силы ток должен быть использован, чтобы выделить из раствора AgNO_3 серебро массой 108 г за 6 мин?

11-70. Ток силой в 2 А в течение 1 ч 28 мин выделил на катоде 6,5 г металла. Найдите молярную массу его эквивалента.

11-71. При электролизе соли двухвалентного металла ток силой в 1 А в течение 1 ч выделил на катоде 2,219 г металла. Определите, какой это металл.

11-72. Составьте схему электролиза водного раствора K_2CO_3 на угольных электродах.

11-73. При рафинировании меди ток силой в 50 А выделяет за 10 ч 550 г меди. Вычислите выход меди по току!

11-74. При электролизе раствора $CuSO_4$ на аноде выделилось 168 мл кислорода (н.у.). Сколько граммов меди выделилось на катоде?

11-75. Сколько граммов воды разложилось при электролизе Na_2SO_4 при силе тока 7 А в течение 5 ч?

11-76. Электролиз раствора сульфата цинка проводили в течение 5 ч, в результате чего выделилось 6 л кислорода (н.у.). Вычислите силу тока.

11-77. Какие вещества и в каком количестве выделяются на угольных электродах при электролизе раствора NaJ в течение 2,5 ч, если сила тока равна 6 А?

11-78. Какие вещества и в каком количестве выделяются на угольных электродах при электролизе водного раствора KBr в течение 1 ч 35 мин при силе тока 15 А?

11-79. Чему равна сила тока, если при электролизе раствора $MgCl_2$ в течение 30 мин на катоде выделилось 8,4 л водорода (н.у.). Вычислите массу вещества, выделившегося на аноде. Приведите схему электролиза.

11-80. Вычислите силу тока, зная, что при электролизе раствора KOH в течение 1 ч 15 мин 20 с

на аноде выделилось 6,4 г кислорода. Какое вещество и в каком количестве выделилось на катоде?

11-81. В какой последовательности будут выделяться металлы при электролизе раствора, содержащего в одинаковой концентрации сульфаты никеля, серебра, меди?

11-82. При электролизе раствора хлорида двухвалентного металла на аноде выделилось 560 мл газа (н.у.), а на катоде за это же время - 1,6 г металла. Какой это металл? Ответ подтвердите расчетами.

11-83. Сколько времени потребуется для полного разложения 2 молей воды током силой 2 А?

11-84. Какое количество электричества требуется для выделения из раствора 2 г водорода?

11-85. Какое количество электричества требуется для выделения из раствора 2 г кислорода?

11-86. При электролизе водного раствора $Cr_2(SO_4)_3$ током силой 2 А масса катода увеличилась на 4 г. В течение какого времени проводился электролиз? Напишите схему электролиза.

11-87. При электролизе водного раствора $SnCl_2$ на аноде выделилось 4,48 л хлора (н.у.). Какое вещество и в каком количестве выделилось на катоде?

11-88. При электролизе раствора хлорида меди (II) масса катода увеличилась на 3,2 г. Что произошло при этом на медном аноде: какое вещество выделилось и в каком количестве? Напишите схему электролиза.

11-88. При электролизе раствора хлорида меди (II) масса катода увеличилась на 3,2 г. Что произошло при этом на медном аноде: какое вещество выделилось и в каком количестве? Напишите схему электролиза.

11-89. Электролиз раствора сульфата некоторого металла проводили при силе тока 6 А в течение 45 мин, в результате чего на катоде выделилось 5,49 г металла. Вычислите молярную массу эквивалента металла.

11-90. Напишите схему электролиза водного раствора хлорида кальция и схему электролиза расплава хлорида кальция. В каком случае может быть получен металлический кальций?

12. КОРРОЗИЯ МЕТАЛЛОВ

12-1. Что называют коррозией металлов? Назовите основные признаки коррозии.

12-2. На какие виды подразделяются коррозионные процессы в зависимости от механизма коррозионного процесса?

12-3. К какому виду коррозии относится газовая коррозия? Приведите примеры разрушительного влияния газовой коррозии.

12-4. В чем сущность химической коррозии металлов?

12-5. В каких агрессивных средах протекает жидкостная коррозия?

12-6. В чем сущность электрохимической коррозии металлов?

12-7. Укажите причины возникновения микрогальванических элементов при соприкосновении поверхности металла с электролитом.

12-8. Какие виды коррозии металла вызывает горение жидкого топлива, содержащего примеси соединений серы?

12-9. Охарактеризуйте анодный и катодный процессы при электрохимической коррозии металлов.

12-10. Какой газ выделяется при электрохимической коррозии на катодных участках в кислой сре-

де и какие ионы образуются на них в нейтральной среде?

12-11. Опишите процессы водородной и кислородной деполяризации при электрохимической коррозии металлов.

12-12. Чем определяется отношение металлов к электрохимической коррозии? На какие группы подразделяются металлы по их устойчивости к коррозии?

12-13. Какие виды электрохимической коррозии вам известны? Кратко охарактеризуйте их.

12-14. Какое железо корродирует быстрее - находящееся в контакте с оловом или медью? Дайте пояснения.

12-15. Чем отличается коррозия стали в кислой среде от коррозии стали в нейтральной среде?

12-16. Какие существуют методы защиты от коррозии? В чем сущность каждого метода?

12-17. Для электрохимической защиты используют протекторную защиту. Объясните, чем определяется выбор металла для протектора.

12-18. При катодной защите от коррозии защищаемое изделие присоединяют к катоду источника постоянного электрического тока. Какова роль электрического тока от внешнего источника?

12-19. Объясните сущность катодной и анодной защиты металлов от коррозии. Приведите примеры.

12-20. Опишите процесс атмосферного ржавления железных изделий.

12-21. Опишите процесс атмосферной коррозии луженого железа при нарушении покрытия.

12-22. Опишите процесс атмосферной коррозии оцинкованного железа при нарушении покрытия.

12-23. Почему химически чистое железо более устойчиво против коррозии по сравнению с техническим железом? Опишите процесс ржавления технического железа во влажном воздухе и в кислой среде.

12-24. Как протекает атмосферная коррозия железа, покрытого слоем никеля? Опишите анодный и катодный процессы.

12-25. Железо покрыто хромом. Какой из металлов будет корродировать в случае нарушения поверхностного слоя покрытия во влажной атмосфере? Опишите анодный и катодный процессы.

12-26. Анодным или катодным является свинцовое покрытие на железе? Опишите процесс коррозии такого изделия во влажной атмосфере.

12-27. Изделие из железа покрыли кадмием. Анодным или катодным будет это покрытие? Опишите процесс коррозии этого изделия во влажной атмосфере при нарушении покрытия.

12-28. Назовите два металла, которые могут служить для железа катодным покрытием. Опишите процесс коррозии во влажной атмосфере при нарушении такого покрытия.

12-29. Назовите два металла, которые могут служить для железа анодным покрытием. Опишите процесс коррозии во влажной атмосфере при нарушении такого покрытия.

12-30. Для пищевых консервов применяют посуду из листового железа, покрытого оловом. Будет ли это покрытие электрохимической защитой при повреждении слоя олова? Ответ поясните.

СПИСОК ИСПОЛЬЗОВАННОЙ ЛИТЕРАТУРЫ

- Коровин Н.В. Общая химия. - М.: Высшая школа, 1998.
- Карапетьянц М.Х., Дракин С.И. Общая и неорганическая химия.-М.: Химия, 1981.
- Ахметов Н.С. Общая и неорганическая химия. - М.: Высшая школа, 1998.
- Угай А.Я. Общая и неорганическая химия. - М.:Высшая школа, 1997.
- Зайцев О.С. Общая химия. - М.: Химия, 1990.
- Лучинский Г.П. Курс химии. - М.: Высшая школа, 1985.
- Фролов В.В. Химия. - М.:Высшая школа, 1979.
- Павлов Н.Н. Теоретические основы общей химии. - М.: Высшая школа, 1978.
- Харин А.Н., Катаева Н.А., Харина Л.Т. Курс химии. -М.: Высшая школа, 1975.
- Любимова Н.Б. Вопросы и задачи по общей и неорганической химии. - М.:Высшая школа, 1990.
- Романцева л.М., Лещинская З.Л., Суханова В.А. Сборник задач и упражнений по общей химии. - М.: Высшая школа, 1991.
- Глинка Н.Л. Задача и упражнения по общей химии. - Л.:Химия, 1980.

ПРИЛОЖЕНИЕ

1. Некоторые физические константы

Константа	Обозначение	Значение
Молярные		
газовая постоянная	R	8,31441 Дж/(моль·К)
объем идеального газа (нормальный)	V_m^0	$2,241383 \cdot 10^2 \text{ м}^3 / \text{моль}$
Постоянные		
Авогадро	N_A	$6,022045 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Планка	h	$6,626176 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$
Фарадея	F	$9,648456 \cdot 10^4 \text{ Кл} / \text{моль}$

2. Криоскопические K и эбулиоскопические E константы

Растворитель	Температура замерзания, $^{\circ}\text{C}$	K	Температура кипения, $^{\circ}\text{C}$	E
Вода	0	1,86	100	0,52
Бензол	5,5	5,10	80,2	2,57
Анилин	-6	5,87	184,4	3,69
Уксусная кислота	16,7	3,90	118,4	3,10
Четыреххлористый углерод	-23	29,80	76,7	5,30

3. Термодинамические характеристики некоторых простых веществ и химических соединений при стандартных условиях

Вещество	$\Delta G_{\text{обр},298}^0$	$\Delta H_{\text{обр},298}^0$	$S_{\text{обр},298}^0$
	$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$\frac{\text{Дж}}{(\text{моль} \cdot \text{К})}$
Ag (к)	0,00	0,00	42,69
AgBr (к)	-94,9	-99,16	107,10
AgCl (к)	-109,70	-127,07	96,11
Ag ₂ O(к)	-10,82	-30,56	121,81
Al (к)	0,00	0,00	28,32
Al ₂ O ₃ (к, корунд)	-1580,0	-1676,0	50,94
Br ₂ (ж)	0,00	0,00	152,3
Br ₂ (г)	3,14	30,92	245,35
C(алмаз)	2,85	1,83	2,38
C(графит)	0,00	0,00	5,74
CO(г)	-137,14	-110,5	197,54
CO ₂ (г)	-394,38	-393,51	213,68
CH ₄ (г)	-50,79	-74,85	186,19
C ₂ H ₂ (г)	209,2	226,75	200,8
C ₂ H ₄ (г)	68,11	52,28	219,4
C ₂ H ₆ (г)	-32,89	-84,68	229,5

Вещество	$\Delta G_{\text{обр},298}^0$	$\Delta H_{\text{обр},298}^0$	$S_{\text{обр},298}^0$
	$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$\frac{\text{Дж}}{(\text{моль} \cdot \text{К})}$
C ₃ H ₈ (г)	-23,49	-104,0	269,9
C ₆ H ₆ (ж)	124,5	49,0	172,8
CH ₃ OH(ж)	-166,23	-238,6	126,8
C ₂ H ₅ OH(ж)	-174,76	-277,7	160,7
Ca (к)	0,00	0,00	41,42
CaCO ₃ (к)	1128,76	-1207,1	92,88
CaO(к)	-604,2	-635,5	39,7
Ca(OH) ₂ (к)	-898,5	-986,2	83,4
CaSO ₄ (к)	-1318,3	-1424	106,7
Cl ₂ (г)	0,00	0,00	222,96
Cr (к)	0,00	0,00	23,76
Cr ₂ O ₃ (к)	-1058	-1141	81,1
CrO ₃ (к)	-505,8	-594,5	72,0
CuCl (к)	-116,0	-133,6	91,2
CuCl ₂ (к)	-131,4	-172,4	118,8
CuO (к)	-127,0	-165,0	42,64
F ₂ (г)	0,00	0,00	202,9

Вещество	$\Delta G_{\text{обр},298}^0$	$\Delta H_{\text{обр},298}^0$	$S_{\text{обр},298}^0$
	$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$\frac{\text{Дж}}{(\text{моль} \cdot \text{К})}$
Fe (к)	0,00	0,00	27,15
FeCl ₂ (к)	-301,7	-341,0	120,1
FeCl ₃ (к)	-328,7	-390,8	154,4
FeO (к)	-244,3	-263,7	58,79
Fe ₂ O ₃ (к)	-740,98	-822,16	89,96
Fe ₃ O ₄ (к)	-1014,2	-1117,7	146,4
H (г)	203,26	217,94	114,60
H ₂ (г)	0,00	0,00	130,58
HBr (г)	-53,5	-35,98	198,5
HCl (г)	-95,27	-92,3	186,69
HCl (р)	-131,2	-166,9	56,5
HF (г)	-270,7	-268,61	173,51
HJ (г)	1,3	25,94	206,3
HNO ₃ (ж)	-80,3	-174,3	156,6
H ₂ O (г)	-228,61	-241,82	188,7
H ₂ O (ж)	-237,2	-285,84	70,08
H ₂ O ₂ (ж)	-120,4	-187,8	109,6
H ₂ S (г)	-33,01	-20,17	205,6
HgO (к)	-58,3	-90,8	70,3

Вещество	$\Delta G_{\text{обр},298}^0$	$\Delta H_{\text{обр},298}^0$	$S_{\text{обр},298}^0$
	$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$\frac{\text{Дж}}{(\text{моль} \cdot \text{К})}$
J ₂ (г)	19,4	62,24	260,58
KCl (к)	-408,3	-435,9	82,7
KOH (к)	-380,2	-425,8	59,41
LiOH (к)	-443,9	-487,8	42,7
Li ₂ O (к)	-562,1	-598,7	37,9
Mg (к)	0,00	0,00	32,55
MgCl ₂ (к)	-592,1	-641,6	89,6
MgO (к)	-569,4	-601,24	26,94
Mg(OH) ₂ (к)	-833,8	-924,7	63,14
MnO ₂ (к)	-464,8	-519,4	53,14
N ₂ (г)	0,00	0,00	191,5
NH ₃ (г)	-16,66	-46,19	192,5
N ₂ H ₄ (ж)	149,2	50,4	121,3
NH ₄ OH (р)	-254,2	-361,2	165,4
NH ₄ Cl (к)	-203,0	-314,4	94,6
NO (г)	86,71	90,37	210,62
NO ₂ (г)	51,8	33,50	240,45
N ₂ O ₄ (г)	98,28	9,66	304,3
NaCl (к)	-384,0	-410,9	72,33

Вещество	$\Delta G_{\text{обр.}, 298}^0$	$\Delta H_{\text{обр.}, 298}^0$	$S_{\text{обр.}, 298}^0$
	$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$\frac{\text{кДж}}{\text{моль}}$	$\frac{\text{Дж}}{(\text{моль} \cdot \text{К})}$
Na ₂ SO ₄ (к)	-1266,8	-1384,6	149,4
Na ₂ CO ₃ (к)	-1047,7	-1130,9	136,0
NaNO ₃ (р)	-372,4	-446,2	207,0
Ni (к)	0,00	0,00	29,86
NiO (к)	-211,7	239,7	38,0
O ₂ (г)	0,00	0,00	205,04
O ₃ (г)	163,4	142,3	238,8
O (г)	230,1	247,5	161,0
P (к, белый)	0,00	0,00	41,1
Pb (к)	0,00	0,00	64,9
PbSO ₄ (к)	-811,2	-918,1	147,28
PbO ₂ (к)	-219,0	-276,6	76,44
S (к, ромб)	0,00	0,00	31,88
SO ₂ (г)	-300,4	-296,9	248,1
SO ₃ (г)	-370,4	-395,2	256,23
SiO ₂ (кварц)	-84762	-85963	42,09
Ti (к)	0,00	0,00	30,6
TiCl ₄ (г)	-714,0	-758,9	353,1
Zn (к)	0,00	0,00	41,59
ZnO (к)	-318,2	-349,0	43,5
ZnCl ₂ (к)	-369,2	-415,9	108,4

4. Константы диссоциации некоторых слабых электролитов (при 298 К)

Электролит	Уравнение диссоциации	K_d
Азотистая кислота	$\text{HNO}_2 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{NO}_2^-$	$4,0 \cdot 10^{-4}$
Аммония гидроксид	$\text{NH}_4\text{OH} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-$	$1,79 \cdot 10^{-5}$
Борная кислота	$\text{H}_3\text{BO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{BO}_3^-$	$6,0 \cdot 10^{-10}$
Вода	$\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$	$1,8 \cdot 10^{-16}$
Кремниевая кислота	$\text{H}_2\text{SiO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSiO}_3^-$	$3,2 \cdot 10^{-10}$
	$\text{HSiO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-}$	$1,6 \cdot 10^{-12}$
Муравьиная кислота	$\text{HCOOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCOO}^-$	$1,8 \cdot 10^{-4}$
Мышьяковая кислота	$\text{H}_3\text{AsO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{AsO}_4^-$	$5,6 \cdot 10^{-3}$
	$\text{H}_2\text{AsO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HASO}_4^{2-}$	$1,7 \cdot 10^{-7}$
	$\text{HASO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{AsO}_4^{3-}$	$3,0 \cdot 10^{-12}$
Мышьяковистая кислота	$\text{H}_3\text{AsO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{AsO}_3^-$	$5,8 \cdot 10^{-10}$
	$\text{H}_2\text{AsO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HASO}_3^{2-}$	$3,0 \cdot 10^{-14}$
Сернистая кислота	$\text{H}_2\text{SO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_3^-$	$1,2 \cdot 10^{-2}$
	$\text{HSO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_3^{2-}$	$1,0 \cdot 10^{-7}$
Сероводородная кислота	$\text{H}_2\text{S} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HS}^-$	$1,08 \cdot 10^{-7}$
	$\text{HS}^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{S}^{2-}$	$1,2 \cdot 10^{-15}$

Электролит	Уравнение диссоциации	K_d
Угольная кислота	$\text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^-$	$4,31 \cdot 10^{-7}$
	$\text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$	$5,61 \cdot 10^{-11}$
Уксусная кислота	$\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CH}_3\text{COO}^-$	$1,86 \cdot 10^{-5}$
Фосфорная ортокислота	$\text{H}_3\text{PO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{H}_2\text{PO}_4^-$	$7,5 \cdot 10^{-3}$
	$\text{H}_2\text{PO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HPO}_4^{2-}$	$6,2 \cdot 10^{-8}$
	$\text{HPO}_4^{2-} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{PO}_4^{3-}$	$2,2 \cdot 10^{-13}$
Фтористоводородная кислота	$\text{HF} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{F}^-$	$7,4 \cdot 10^{-4}$
Цианистоводородная кислота	$\text{HCN} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{CN}^-$	$7,2 \cdot 10^{-10}$
Щавелевая кислота	$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HC}_2\text{O}_4^-$	$5,9 \cdot 10^{-2}$
	$\text{HC}_2\text{O}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{C}_2\text{O}_4^{2-}$	$6,4 \cdot 10^{-5}$

5. Средние коэффициенты активности ионов с разными зарядами

Ионная сила	0	0,001	0,005	0,01	0,05	0,1
Коэффициент активности для ионов:	1					
однозарядного	1	0,96	0,92	0,90	0,81	0,78
двухзарядного	1	0,86	0,72	0,63	0,44	0,33
трехзарядного	1	0,73	0,51	0,39	0,15	0,08
четырёхзарядного	1	0,56	0,30	0,19	0,04	0,01

6. Стандартные электродные потенциалы металлических и газовых электродов (T=298 K)

Электрод	Электродная реакция	E^0 , В
Li ⁺ / Li	Li ⁺ + e = Li	-3,045
Rb ⁺ / Rb	Rb ⁺ + e = Rb	-2,925
K ⁺ / K	K ⁺ + e = K	-2,925
Cs ⁺ / Cs	Cs ⁺ + e = Cs	-2,923
Ba ²⁺ / Ba	Ba ²⁺ + 2e = Ba	-2,906
Ca ²⁺ / Ca	Ca ²⁺ + 2e = Ca	-2,866
Na ⁺ / Na	Na ⁺ + e = Na	-2,714
Mg ²⁺ / Mg	Mg ²⁺ + 2e = Mg	-2,363
Be ²⁺ / Be	Be ²⁺ + 2e = Be	-1,847
Al ³⁺ / Al	Al ³⁺ + 3e = Al	-1,662
Ti ²⁺ / Ti	Ti ²⁺ + 2e = Ti	-1,628
V ²⁺ / V	V ²⁺ + 2e = V	-1,186
Mn ²⁺ / Mn	Mn ²⁺ + 2e = Mn	-1,180
Cr ²⁺ / Cr	Cr ²⁺ + 2e = Cr	-0,913
Zn ²⁺ / Zn	Zn ²⁺ + 2e = Zn	-0,763
Cr ³⁺ / Cr	Cr ³⁺ + 3e = Cr	-0,744
Fe ²⁺ / Fe	Fe ²⁺ + 2e = Fe	-0,440
Cd ²⁺ / Cd	Cd ²⁺ + 2e = Cd	-0,403

Электрод	Электродная реакция	E^0 , В
$\text{Co}^{2+} / \text{Co}$	$\text{Co}^{2+} + 2e = \text{Co}$	-0,277
$\text{Ni}^{2+} / \text{Ni}$	$\text{Ni}^{2+} + 2e = \text{Ni}$	-0,250
$\text{Sn}^{2+} / \text{Sn}$	$\text{Sn}^{2+} + 2e = \text{Sn}$	-0,136
$\text{Pb}^{2+} / \text{Pb}$	$\text{Pb}^{2+} + 2e = \text{Pb}$	-0,126
$\text{Fe}^{3+} / \text{Fe}$	$\text{Fe}^{3+} + 3e = \text{Fe}$	-0,036
H^+ / H_2	$\text{H}^+ + e = 1/2 \text{H}_2$	+0,000
$\text{Cu}^{2+} / \text{Cu}$	$\text{Cu}^{2+} + 2e = \text{Cu}$	+0,337
O_2 / OH^-	$1/2 \text{O}_2 + \text{H}_2\text{O} + 2e = 2 \text{OH}^-$	+0,401
Cu^+ / Cu	$\text{Cu}^+ + e = \text{Cu}$	+0,521
Ag^+ / Ag	$\text{Ag}^+ + e = \text{Ag}$	+0,799
$\text{Hg}^{2+} / \text{Hg}$	$\text{Hg}^{2+} + 2e = \text{Hg}$	+0,854
$\text{Pd}^{2+} / \text{Pd}$	$\text{Pd}^{2+} + 2e = \text{Pd}$	+0,987
$\text{Br}_2 / \text{Br}^-$	$1/2 \text{Br}_2 + e = \text{Br}^-$	+1,065
$\text{Pt}^{2+} / \text{Pt}$	$\text{Pt}^{2+} + 2e = \text{Pt}$	+1,190
$\text{Cl}_2 / \text{Cl}^-$	$1/2 \text{Cl}_2 + e = \text{Cl}^-$	+1,359
$\text{Au}^{3+} / \text{Au}$	$\text{Au}^{3+} + 3e = \text{Au}$	+1,498
Au^+ / Au	$\text{Au}^+ + e = \text{Au}$	+1,691
F_2 / F^-	$1/2 \text{F}_2 + e = \text{F}^-$	+2,866

Таблица вариантов контрольных и расчетных заданий

Вариант	Н о м е р а з а д а ч										
1	2										
1	1-1, 5-31, 9-91,	2-1, 5-61, 10-1,	2-31, 6-1, 10-31,	2-61, 6-31, 10-61,	3-1, 7-1, 10-91,	3-31, 7-31, 11-1,	4-1, 8-1, 11-31,	4-31, 8-31, 11-61,	4-61, 9-1, 12-1.	4-91, 9-31,	5-1, 9-61,
2	1-2, 5-32, 9-92,	2-2, 5-62, 10-2,	2-32, 6-2, 10-32,	2-62, 6-32, 10-62,	3-2, 7-2, 10-92,	3-32, 7-32, 11-2,	4-2, 8-2, 11-32,	4-32, 8-32, 11-62,	4-62, 9-2, 12-2.	4-92, 9-32,	5-2, 9-62,
3	1-3, 5-33, 9-93,	2-3, 5-63, 10-3,	2-33, 6-3, 10-33,	2-63, 6-33, 10-63,	3-3, 7-3, 10-93,	3-33, 7-33, 11-3,	4-3, 8-3, 11-33,	4-33, 8-33, 11-63,	4-63, 9-3, 12-3.	4-93, 9-33,	5-3, 9-63,
4	1-4, 5-34, 9-94,	2-4, 5-64, 10-4,	2-34, 6-4, 10-34,	2-64, 6-34, 10-64,	3-4, 7-4, 10-94,	3-34, 7-34, 11-4,	4-4, 8-4, 11-34,	4-34, 8-34, 11-64,	4-64, 9-4, 12-4.	4-94, 9-34,	5-4, 9-64,
5	1-5, 5-35, 9-95,	2-5, 5-65, 10-5,	2-35, 6-5, 10-35,	2-65, 6-35, 10-65,	3-5, 7-5, 10-95,	3-35, 7-35, 11-5,	4-5, 8-5, 11-35,	4-35, 8-35, 11-65,	4-65, 9-5, 12-5.	4-95, 9-35,	5-5, 9-65,
6	1-6, 5-36, 9-96,	2-6, 5-66, 10-6,	2-36, 6-6, 10-36,	2-66, 6-36, 10-66,	3-6, 7-6, 10-96,	3-36, 7-36, 11-6,	4-6, 8-6, 11-36,	4-36, 8-36, 11-66,	4-66, 9-6, 12-6.	4-96, 9-36,	5-6, 9-66,
7	1-7, 5-37, 9-97,	2-7, 5-67, 10-7,	2-37, 6-7, 10-37,	2-67, 6-37, 10-67,	3-7, 7-7, 10-97,	3-37, 7-37, 11-7,	4-7, 8-7, 11-37,	4-37, 8-37, 11-67,	4-67, 9-7, 12-7.	4-97, 9-37,	5-7, 9-67,

1	2											
8	1-8, 5-38, 9-98,	2-8, 5-68, 10-8,	2-38, 6-8, 10-38,	2-68, 6-38, 10-68,	3-8, 7-8, 10-98,	3-38, 7-38, 11-8,	4-8, 8-8, 11-38,	4-38, 8-38, 11-68,	4-68, 9-8, 12-8.	4-98, 9-38,	5-8, 9-68,	
9	1-9, 5-39, 9-99,	2-9, 5-69, 10-9,	2-39, 6-9, 10-39,	2-69, 6-39, 10-69,	3-9, 7-9, 10-99,	3-39, 7-39, 11-9,	4-9, 8-9, 11-39,	4-39, 8-39, 11-69,	4-69, 9-9, 12-9.	4-99, 9-39,	5-9, 9-69,	
10	1-10, 5-40, 9-100,	2-10, 5-70, 10-10,	2-40, 6-10, 10-40,	2-70, 6-40, 10-70,	3-10, 7-10, 10-100,	3-40, 7-40, 11-10,	4-10, 8-10, 11-40,	4-40, 8-40, 11-70,	4-70, 9-10, 12-10.	4-100, 9-40,	5-10, 9-70,	
11	1-11, 5-41, 9-101,	2-11, 5-71, 10-11,	2-41, 6-11, 10-41,	2-71, 6-41, 10-71,	3-11, 7-11, 10-101,	3-41, 7-41, 11-11,	4-11, 8-11, 11-41,	4-41, 8-41, 11-71,	4-71, 9-11, 12-11.	4-101, 9-41,	5-11, 9-71,	
12	1-12, 5-42, 9-102,	2-12, 5-72, 10-12,	2-42, 6-12, 10-42,	2-72, 6-42, 10-72,	3-12, 7-12, 10-102,	3-42, 7-42, 11-12,	4-12, 8-12, 11-42,	4-42, 8-42, 11-72,	4-72, 9-12, 12-12.	4-102, 9-42,	5-12, 9-72,	
13	1-13, 5-43, 9-103,	2-13, 5-73, 10-13,	2-43, 6-13, 10-43,	2-73, 6-43, 10-73,	3-13, 7-13, 10-103,	3-43, 7-43, 11-13,	4-13, 8-13, 11-43,	4-43, 8-43, 11-73,	4-73, 9-13, 12-13.	4-103, 9-43,	5-13, 9-73,	
14	1-14, 5-44, 9-104,	2-14, 5-74, 10-14,	2-44, 6-14, 10-44,	2-74, 6-44, 10-74,	3-14, 7-14, 10-104,	3-44, 7-44, 11-14,	4-14, 8-14, 11-44,	4-44, 8-44, 11-74,	4-74, 9-14, 12-14.	4-104, 9-44,	5-14, 9-74,	
15	1-15, 5-45, 9-105,	2-15, 5-75, 10-15,	2-45, 6-15, 10-45,	2-75, 6-45, 10-75,	3-15, 7-15, 10-105,	3-45, 7-45, 11-15,	4-15, 8-15, 11-45,	4-45, 8-45, 11-75,	4-75, 9-15, 12-15.	4-105, 9-45,	5-15, 9-75,	

1	2										
16	1-16, 5-46, 9-106,	2-16, 5-76, 10-16,	2-46, 6-16, 10-46,	2-76, 6-46, 10-76,	3-16, 7-16, 10-106,	3-46, 7-46, 11-16,	4-16, 8-16, 11-46,	4-46, 8-46, 11-76,	4-76, 9-16, 12-16.	4-106, 9-46,	5-16, 9-76,
17	1-17, 5-47, 9-107,	2-17, 5-77, 10-17,	2-47, 6-17, 10-47,	2-77, 6-47, 10-77,	3-17, 7-17, 10-107,	3-47, 7-47, 11-17,	4-17, 8-17, 11-47,	4-47, 8-47, 11-77,	4-77, 9-17, 12-17.	4-107, 9-47,	5-17, 9-77,
18	1-18, 5-48, 9-108,	2-18, 5-78, 10-18,	2-48, 6-18, 10-48,	2-78, 6-48, 10-78,	3-18, 7-18, 10-108,	3-48, 7-48, 11-18,	4-18, 8-18, 11-48,	4-48, 8-48, 11-78,	4-78, 9-18, 12-18.	4-108, 9-48,	5-18, 9-78,
19	1-19, 5-49, 9-109,	2-19, 5-79, 10-19,	2-49, 6-19, 10-49,	2-79, 6-49, 10-79,	3-19, 7-19, 10-109,	3-49, 7-49, 11-19,	4-19, 8-19, 11-49,	4-49, 8-49, 11-79,	4-79, 9-19, 12-19.	4-109, 9-49,	5-19, 9-79,
20	1-20, 5-50, 9-110,	2-20, 5-80, 10-20,	2-50, 6-20, 10-50,	2-80, 6-50, 10-80,	3-20, 7-20, 10-110,	3-50, 7-50, 11-20,	4-20, 8-20, 11-50,	4-50, 8-50, 11-80,	4-80, 9-20, 12-20.	4-110, 9-50,	5-20, 9-80,
21	1-21, 5-51, 9-111,	2-21, 5-81, 10-21,	2-51, 6-21, 10-51,	2-81, 6-51, 10-81,	3-21, 7-21, 10-111,	3-51, 7-51, 11-21,	4-21, 8-21, 11-51,	4-51, 8-51, 11-81,	4-81, 9-21, 12-21.	4-111, 9-51,	5-21, 9-81,
22	1-22, 5-52, 9-112,	2-22, 5-82, 10-22,	2-52, 6-22, 10-52,	2-82, 6-52, 10-82,	3-22, 7-22, 10-112,	3-52, 7-52, 11-22,	4-22, 8-22, 11-52,	4-52, 8-52, 11-82,	4-82, 9-22, 12-22.	4-112, 9-52,	5-22, 9-82,
23	1-23, 5-53, 9-113,	2-23, 5-83, 10-23,	2-53, 6-23, 10-53,	2-83, 6-53, 10-83,	3-23, 7-23, 10-113,	3-53, 7-53, 11-23,	4-23, 8-23, 11-53,	4-53, 8-53, 11-83,	4-83, 9-23, 12-23.	4-113, 9-53,	5-23, 9-83,

1	2										
24	1-24, 5-54, 9-114,	2-24, 5-84, 10-24,	2-54, 6-24, 10-54,	2-84, 6-54, 10-84,	3-24, 7-24, 10-114,	3-54, 7-54, 11-24,	4-24, 8-24, 11-54,	4-54, 8-54, 11-84,	4-84, 9-24, 12-24,	4-114, 9-54,	5-24, 9-84,
25	1-25, 5-55, 9-115,	2-25, 5-85, 10-25,	2-55, 6-25, 10-55,	2-85, 6-55, 10-85,	3-25, 7-25, 10-115,	3-55, 7-55, 11-25,	4-25, 8-25, 11-55,	4-55, 8-55, 11-85,	4-85, 9-25, 12-25,	4-115, 9-55,	5-25, 9-85,
26	1-26, 5-56, 9-116,	2-26, 5-86, 10-26,	2-56, 6-26, 10-56,	2-86, 6-56, 10-86,	3-26, 7-26, 10-116,	3-56, 7-56, 11-26,	4-26, 8-26, 11-56,	4-56, 8-56, 11-86,	4-86, 9-26, 12-26,	4-116, 9-56,	5-26, 9-86,
27	1-27, 5-57, 9-117,	2-27, 5-87, 10-27,	2-57, 6-27, 10-57,	2-87, 6-57, 10-87,	3-27, 7-27, 10-117,	3-57, 7-57, 11-27,	4-27, 8-27, 11-57,	4-57, 8-57, 11-87,	4-87, 9-27, 12-27,	4-117, 9-57,	5-27, 9-87,
28	1-28, 5-58, 9-118,	2-28, 5-88, 10-28,	2-58, 6-28, 10-58,	2-88, 6-58, 10-88,	3-28, 7-28, 10-118,	3-58, 7-58, 11-28,	4-28, 8-28, 11-58,	4-58, 8-58, 11-88,	4-88, 9-28, 12-28,	4-118, 9-58,	5-28, 9-88,
29	1-29, 5-59, 9-119,	2-29, 5-89, 10-29,	2-59, 6-29, 10-59,	2-89, 6-59, 10-89,	3-29, 7-29, 10-119,	3-59, 7-59, 11-29,	4-29, 8-29, 11-59,	4-59, 8-59, 11-89,	4-89, 9-29, 12-29,	4-119, 9-59,	5-29, 9-89,
30	1-30, 5-60, 9-120,	2-30, 5-90, 10-30,	2-60, 6-30, 10-60,	2-90, 6-60, 10-90,	3-30, 7-30, 10-120,	3-60, 7-60, 11-30,	4-30, 8-30, 11-60,	4-60, 8-60, 11-90,	4-90, 9-30, 12-30,	4-120, 9-60,	5-30, 9-90,
31	1-1, 5-32, 9-93,	2-30, 5-61, 10-30,	2-33, 6-30, 10-32,	2-64, 6-33, 10-90,	3-1, 7-30, 10-95,	3-32, 7-32, 11-30,	4-3, 8-4, 11-60,	4-35, 8-60, 11-65,	4-90, 9-1, 12-2,	4-94, 9-60,	5-7, 9-90,

1	2										
32	1-2, 5-33, 9-94,	2-1, 5-62, 10-1,	2-34, 6-1, 10-33,	2-65, 6-34, 10-61,	3-2, 7-1, 10-96,	3-33, 7-33, 11-1,	4-4, 8-5, 11-31,	4-36, 8-31, 11-66,	4-61, 9-2, 12-3.	4-95, 9-31,	5-8, 9-61,
33	1-3, 5-34, 9-95,	2-2, 5-63, 10-2,	2-35, 6-2, 10-34,	2-66, 6-35, 10-62,	3-3, 7-2, 10-97,	3-34, 7-34, 11-2,	4-5, 8-6, 11-32,	4-37, 8-32, 11-67,	4-62, 9-3, 12-4.	4-96, 9-32,	5-9, 9-62,
34	1-4, 5-35, 9-96,	2-3, 5-64, 10-3,	2-36, 6-3, 10-35,	2-67, 6-36, 10-63,	3-4, 7-3, 10-98,	3-35, 7-35, 11-3,	4-6, 8-7, 11-33,	4-38, 8-33, 11-68,	4-63, 9-4, 12-5.	4-97, 9-33,	5-10, 9-63,
35	1-5, 5-36, 9-97,	2-4, 5-65, 10-4,	2-37, 6-4, 10-36,	2-68, 6-37, 10-64,	3-5, 7-4, 10-90,	3-36, 7-36, 11-4,	4-7, 8-8, 11-34,	4-39, 8-34, 11-69,	4-64, 9-5, 12-6.	4-98, 9-34,	5-11, 9-64,
36	1-6, 5-37, 9-98,	2-5, 5-66, 10-5,	2-38, 6-5, 10-37,	2-69, 6-38, 10-65,	3-6, 7-5, 10-100,	3-37, 7-37, 11-5,	4-8, 8-9, 11-35,	4-40, 8-35, 11-70,	4-65, 9-6, 12-7.	4-99, 9-35,	5-12, 9-65,
37	1-7, 5-38, 9-99,	2-6, 5-67, 10-6,	2-39, 6-6, 10-38,	2-70, 6-39, 10-66,	3-7, 7-6, 10-101,	3-38, 7-38, 11-6,	4-9, 8-10, 11-36,	4-41, 8-36, 11-71,	4-66, 9-7, 12-8.	4-100, 9-36,	5-13, 9-66,
38	1-8, 5-39, 9-100,	2-7, 5-68, 10-7,	2-40, 6-7, 10-39,	2-71, 6-40, 10-67,	3-8, 7-7, 10-102,	3-39, 7-39, 11-7,	4-10, 8-11, 11-37,	4-42, 8-37, 11-72,	4-67, 9-8, 12-9.	4-101, 9-37,	5-14, 9-67,
39	1-9, 5-40, 9-101,	2-8, 5-69, 10-8,	2-41, 6-8, 10-40,	2-72, 6-41, 10-68,	3-9, 7-8, 10-103,	3-40, 7-40, 11-8,	4-11, 8-12, 11-38,	4-43, 8-38, 11-73,	4-68, 9-9, 12-10.	4-102, 9-38,	5-15, 9-68,

1	2										
40	1-10, 5-41, 9-102,	2-9, 5-70, 10-9,	2-42, 6-9, 10-41,	2-73, 6-42, 10-69,	3-10, 7-9, 10-104,	3-41, 7-41, 11-9,	4-12, 8-13, 11-39,	4-44, 8-39, 11-74,	4-69, 9-10, 12-11.	4-103, 9-39,	5-16, 9-69,
41	1-11, 5-42, 9-103,	2-10, 5-71, 10-10,	2-43, 6-10, 10-42,	2-74, 6-43, 10-70,	3-11, 7-10, 10-105,	3-42, 7-42, 11-10,	4-13, 8-14, 11-40,	4-45, 8-40, 11-75,	4-70, 9-11, 12-12.	4-104, 9-40,	5-17, 9-70,
42	1-12, 5-43, 9-104,	2-11, 5-72, 10-11,	2-44, 6-11, 10-43,	2-75, 6-44, 10-71,	3-12, 7-11, 10-106,	3-43, 7-43, 11-11,	4-14, 8-15, 11-41,	4-46, 8-41, 11-76,	4-71, 9-12, 12-13.	4-105, 9-41,	5-18, 9-71,
43	1-13, 5-44, 9-105,	2-12, 5-73, 10-12,	2-45, 6-12, 10-45,	2-76, 6-45, 10-72,	3-13, 7-12, 10-107,	3-44, 7-44, 11-12,	4-15, 8-16, 11-42,	4-47, 8-42, 11-77,	4-72, 9-13, 12-14.	4-106, 9-42,	5-19, 9-72,
44	1-14, 5-45, 9-106,	2-13, 5-74, 10-13,	2-46, 6-13, 10-45,	2-77, 6-46, 10-73,	3-14, 7-13, 10-108,	3-45, 7-45, 11-13,	4-16, 8-17, 11-43,	4-48, 8-43, 11-78,	4-73, 9-14, 12-15.	4-107, 9-43,	5-20, 9-73,
45	1-15, 5-46, 9-107,	2-14, 5-75, 10-14,	2-47, 6-14, 10-46,	2-78, 6-47, 10-74,	3-15, 7-14, 10-109,	3-46, 7-46, 11-14,	4-17, 8-18, 11-44,	4-49, 8-44, 11-79,	4-74, 9-15, 12-16.	4-108, 9-44,	5-21, 9-74,
46	1-16, 5-47, 9-108,	2-15, 5-76, 10-15,	2-48, 6-15, 10-47,	2-79, 6-48, 10-75,	3-16, 7-15, 10-110,	3-47, 7-47, 11-15,	4-18, 8-19, 11-45,	4-50, 8-45, 11-80,	4-75, 9-16, 12-17.	4-109, 9-45,	5-22, 9-75,
47	1-17, 5-48, 9-109,	2-16, 5-77, 10-16,	2-49, 6-16, 10-48,	2-80, 6-49, 10-76,	3-17, 7-16, 10-111,	3-48, 7-48, 11-16,	4-19, 8-20, 11-46,	4-51, 8-46, 11-81,	4-76, 9-17, 12-18.	4-110, 9-46,	5-23, 9-76,

1	2										
48	1-18, 5-49, 9-110,	2-17, 5-78, 10-17,	2-50, 6-17, 10-49,	2-81, 6-50, 10-77,	3-18, 7-17, 10-112,	3-49, 7-49, 11-17,	4-20, 8-21, 11-47,	4-52, 8-47, 11-82,	4-77, 9-18, 12-19.	4-111, 9-47,	5-24, 9-77,
49	1-19, 5-50, 9-111,	2-18, 5-79, 10-18,	2-51, 6-18, 10-50,	2-82, 6-51, 10-78,	3-19, 7-18, 10-113,	3-50, 7-50, 11-18,	4-21, 8-22, 11-48,	4-53, 8-48, 11-83,	4-78, 9-19, 12-20.	4-112, 9-48,	5-25, 9-78,
50	1-20, 5-51, 9-112,	2-19, 5-80, 10-19,	2-52, 6-19, 10-51,	2-83, 6-52, 10-79,	3-20, 7-19, 10-114,	3-51, 7-51, 11-19,	4-22, 8-23, 11-49,	4-54, 8-49, 11-84,	4-79, 9-20, 12-21.	4-113, 9-49,	5-26, 9-79,
51	1-21, 5-52, 9-113,	2-20, 5-81, 10-20,	2-53, 6-20, 10-52,	2-84, 6-53, 10-80,	3-21, 7-20, 10-115,	3-52, 7-52, 11-20,	4-23, 8-24, 11-50,	4-55, 8-50, 11-85,	4-80, 9-21, 12-22.	4-114, 9-50,	5-27, 9-80,
52	1-22, 5-53, 9-114,	2-21, 5-82, 10-21,	2-54, 6-21, 10-53,	2-85, 6-54, 10-81,	3-22, 7-21, 10-116,	3-53, 7-53, 11-21,	4-24, 8-25, 11-51,	4-56, 8-51, 11-86,	4-81, 9-22, 12-23.	4-115, 9-51,	5-28, 9-81,
53	1-23, 5-54, 9-115,	2-22, 5-83, 10-22,	2-55, 6-22, 10-54,	2-86, 6-55, 10-82,	3-23, 7-22, 10-117,	3-54, 7-54, 11-22,	4-25, 8-26, 11-52,	4-57, 8-52, 11-87,	4-82, 9-23, 12-24.	4-116, 9-52,	5-29, 9-82,
54	1-24, 5-55, 9-116,	2-23, 5-84, 10-23,	2-56, 6-23, 10-55,	2-87, 6-56, 10-83,	3-24, 7-23, 10-118,	3-55, 7-55, 11-23,	4-26, 8-27, 11-53,	4-58, 8-53, 11-88,	4-83, 9-24, 12-25.	4-117, 9-53,	5-30, 9-83,
55	1-25, 5-56, 9-117,	2-24, 5-85, 10-24,	2-57, 6-24, 10-56,	2-88, 6-57, 10-84,	3-25, 7-24, 10-119,	3-56, 7-56, 11-24,	4-27, 8-28, 11-54,	4-59, 8-54, 11-89,	4-84, 9-25, 12-26.	4-118, 9-54,	5-1, 9-84,

1	2										
56	1-26, 5-57, 9-118,	2-25, 5-86, 10-25,	2-58, 6-25, 10-57,	2-89, 6-58, 10-85,	3-26, 7-25, 10-120,	3-57, 7-57, 11-25,	4-28, 8-29, 11-55,	4-60, 8-55, 11-90,	4-85, 9-26, 12-27.	4-119, 9-55,	5-2, 9-85,
57	1-27, 5-58, 9-119,	2-26, 5-87, 10-26,	2-59, 6-26, 10-58,	2-90, 6-59, 10-86,	3-27, 7-26, 10-91,	3-58, 7-58, 11-26,	4-29, 8-30, 11-56,	4-31, 8-56, 11-61,	4-86, 9-27, 12-28.	4-120, 9-56,	5-3, 9-86,
58	1-28, 5-59, 9-120,	2-27, 5-88, 10-27,	2-60, 6-27, 10-59,	2-61, 6-60, 10-87,	3-28, 7-27, 10-92,	3-59, 7-59, 11-27,	4-30, 8-1, 11-57,	4-32, 8-57, 11-62,	4-87, 9-28, 12-29.	4-91, 9-57,	5-4, 9-87,
59	1-29, 5-60, 9-91,	2-28, 5-89, 10-28,	2-31, 6-28, 10-60,	2-62, 6-31, 10-88,	3-29, 7-28, 10-93,	3-60, 7-60, 11-28,	4-1, 8-2, 11-58,	4-33, 8-58, 11-63,	4-88, 9-29, 12-30.	4-92, 9-58,	5-5, 9-88,
60	1-30, 5-31, 9-92,	2-29, 5-90, 10-29,	2-32, 6-29, 10-31,	2-63, 6-32, 10-89,	3-30, 7-29, 10-94,	3-31, 7-31, 11-29,	4-2, 8-3, 11-59,	4-34, 8-59, 11-64,	4-89, 9-30, 12-1.	4-93, 9-59,	5-6, 9-89,

Людмила Федоровна Урядова
Наталья Дмитриевна Чичирова

ХИМИЯ

Учебно-практическое пособие

Подписано к печати 16.09.2002
Гарнитура «Times»
Физ.печ.л. 12,5
Тираж 200

Печать офсетная
Усл.печ.л. 16,1
Заказ № 46

Формат издания 70×108/16
Бумага офсетная
Уч.-изд.л. 13,8

Отпечатано в типографии ООО «Бумажный двор»
420022, Казань, ул. Бр. Петряевых, 5
Тел. (8432)77-25-85, 77-25-75
