



КАРМАННЫЙ СПРАВОЧНИК

**КРАТКИЙ
СПРАВОЧНИК
ПО
ХИМИИ**
3-е издание



 ПИТЕР

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	7
-------------------	---

Часть I. Теоретические основы химии

1. Основные химические понятия и законы стехиометрии	8
1.1. Предмет химии. Вещества. Физические и химические явления	8
1.2. Атомно-молекулярное учение. Молекулы. Атомы	9
1.3. Химический элемент. Простые и сложные вещества	9
1.4. Химические знаки, формулы, уравнения	9
1.5. Относительная атомная и молекулярная масса	10
1.6. Моль — единица количества вещества. Молярная масса	12
1.7. Закон постоянства состава	12
1.8. Смеси и химические соединения	13
1.9. Закон сохранения массы	13
1.10. Закон Авогадро и следствия из него	14
2. Классы неорганических соединений	17
2.1. Классификация неорганических веществ	17
2.2. Оксиды	17
2.3. Основания	21
2.4. Кислоты	22
2.5. Соли	25
2.6. Взаимосвязь между классами неорганических соединений	29

3.	Строение атомов и молекул	30
3.1.	Строение ядер атомов химических элементов	30
3.2.	Изотопы. Изобары	30
3.3.	Радиоактивность. Ядерные реакции	31
3.4.	Строение электронных оболочек атомов	33
3.5.	Химическая связь и ее виды	35
3.6.	Ковалентная связь	36
3.7.	Типы кристаллических решеток	37
3.8.	Валентность и степень окисления	38
4.	Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	40
4.1.	Структура периодической системы химических элементов	40
4.2.	Периодический закон и строение атома	43
4.3.	Зависимость свойств элементов от положения в периодической системе	44
5.	Дисперсные системы и растворы	45
5.1.	Тепловые эффекты при растворении	47
5.2.	Растворимость веществ	47
5.3.	Кристаллогидраты	48
5.4.	Способы выражения содержания вещества в растворе	49
6.	Электролитическая диссоциация	49
6.1.	Основные положения теории электролитической диссоциации	50
6.2.	Степень электролитической диссоциации, сильные и слабые электролиты	52
6.3.	Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации	54
6.4.	Ионные реакции в растворах электролитов	55
6.5.	Гидролиз солей	58

7. Химические реакции	62
7.1. Классификация химических реакций	62
7.2. Элементы термохимии	64
7.3. Скорость химических реакций	65
7.4. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие и условия его смещения	68
7.5. Окислительно-восстановительные реакции	70
7.6. Электролиз расплавов и водных растворов	75

Часть II. Химия элементов

8. Химия неметаллов	78
8.1. Водород. Вода. Пероксид водорода	78
8.2. Подгруппа галогенов	80
8.3. Подгруппа кислорода	83
8.4. Подгруппа азота	88
8.5. Подгруппа углерода	94
9. Химия металлов	102
9.1. Общая характеристика металлов	102
9.2. Сплавы металлов	103
9.3. Металлы главной подгруппы I группы	104
9.4. Металлы главной подгруппы II группы	107
9.5. Металлы главной подгруппы III группы	110
9.6. Металлы побочных подгрупп	113

Часть III. Органическая химия

10. Основные понятия органической химии	116
10.1. Состав и своеобразие органических соединений	116
10.2. Теория химического строения органических соединений А.М. Бутлерова	116

10.3. Виды изомерии органических соединений	117
10.4. Классификация органических соединений	121
10.5. Электронная природа связей в молекулах органических соединений. Способы разрыва связей	126
10.6. Типы реакций органических веществ	127
10.7. Свойства и получение важнейших органических соединений	131
11. Высокмолекулярные соединения	144
11.1. Общие понятия о химии высокомолекулярных соединений	144
11.2. Свойства синтетических полимеров	145
11.3. Каучуки	150
11.4. Волокна	153

Часть IV. Решение задач

12. Общие указания к решению задач	156
12.1. Специфика стехиометрических расчетов	156
12.2. Единицы измерения физических величин, используемые при решении задач	157
13. Алгоритмы решения типовых расчетных задач	158
13.1. Расчеты по химическим формулам	158
13.2. Расчеты по уравнениям химических реакций	164
13.3. Расчеты, связанные с растворами	167
13.4. Нахождение молекулярных формул веществ в газообразном состоянии	170
Приложения	172
Рекомендуемая литература	192

*Светлой памяти нашей дочери
Тищенко Марины Эдуардовны
посвящаю*

ПРЕДИСЛОВИЕ

Справочник содержит необходимые сведения по теоретическим основам, неорганической (химии элементов) и органической химии, а также решению расчетных химических задач. Это издание предназначается для тех, кто уже ознакомился с химией в школе и хочет повторить ее основы. Пособие является кратким курсом химии, составленным на основе программы для поступающих в высшие учебные заведения, где в качестве вступительного экзамена сдают химию. В приложении к пособию приведены ряд таблиц и схем справочного характера, необходимых для решения расчетных химических задач. Учитывая небольшой объем пособия, его можно считать своего рода кратким справочником для школьников и абитуриентов. Пособие также может быть полезно преподавателям химии средних школ, гимназий, лицеев и колледжей. Все замечания и предложения по улучшению книги автор примет с благодарностью.

Часть I

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

1. ОСНОВНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ И ЗАКОНЫ СТЕХИОМЕТРИИ

1.1. Предмет химии. Вещества. Физические и химические явления

Химия — наука о веществах и их свойствах, превращениях между ними и способах управления этими превращениями.

Вещество представляет собой однородный вид материи, каждая частица которой имеет одинаковые физические свойства.

Физические свойства вещества — агрегатное состояние, температура плавления и кипения, плотность, цвет, вязкость, летучесть и др.

Химические свойства определяются участием вещества в химических реакциях. Химические свойства вещества не зависят от агрегатного состояния, а физические зависят.

Физическими явлениями называются такие, при которых в составе вещества не происходят изменения, а *химическими явлениями* — такие, при которых образуются вещества с иными свойствами. Химические явления иначе называются *химическими реакциями*.

1.2. Атомно-молекулярное учение. Молекулы. Атомы

Основные положения атомно-молекулярного учения (впервые их высказал М. В. Ломоносов):

1. Вещества состоят из молекул.
2. Молекулы состоят из атомов.
3. Молекулы и атомы находятся в непрерывном движении.

Молекула — это наименьшая частица вещества, сохраняющая его химические свойства.

Атом — мельчайшая частица вещества, неделимая химическим путем на составные части.

1.3. Химический элемент. Простые и сложные вещества

Атомы одного вида называются *химическим элементом*.

Вещества, состоящие из атомов одного элемента, называются *простыми*, а состоящие из атомов разных элементов — *сложными*.

1.4. Химические знаки, формулы, уравнения

Химические элементы обозначают с помощью химических знаков (символов). Значительная часть символов — начальные большие буквы международных названий элементов, имеющих латинскую или греческую основу. Если названия нескольких элементов начинаются с одной буквы, то к первой букве присоединяется еще одна. Так, бор (Borium) имеет символ В, барий (Barium) — Ва, бром (Bromium) — Вг и т. д. Из символов составляются химические формулы.

Химическая формула — это отображение состава вещества с помощью химических знаков и индексов. Химическая формула показывает:

- 1) качественный состав вещества, т. е. из атомов каких элементов состоит данное вещество;
- 2) количественный состав вещества — сколько атомов каждого элемента входит в молекулу данного вещества;
- 3) массовое соотношение между элементами;
- 4) относительную молекулярную массу вещества.

Каждую химическую реакцию можно выразить химическим уравнением. В левой части пишутся формулы соединений, вступивших в реакцию, а в правой — формулы полученных после реакции веществ. Уравнение реакции показывает, какие вещества и в каких количествах вступили в реакцию и получились в результате.

1.5. Относительная атомная и молекулярная масса

Массы атомов и молекул очень малы: масса атома водорода $1,66 \cdot 10^{-24}$ г, кислорода $2,66 \cdot 10^{-23}$ г, углерода $19,92 \cdot 10^{-24}$ г. Пользоваться такими числами при расчете неудобно. Поэтому за единицу массы атомов принята особая атомная единица массы (а.е.м.), она составляет $1/12$ массы атома углерода, т. е. $1,66 \cdot 10^{-24}$ г. Например: масса атома кислорода равна $2,66 \cdot 10^{-26}$ кг, или $2,66 \cdot 10^{-23}$ г, или 16 а.е.м.

Массу атомов, выраженную в единицах массы, обозначают буквой m с индексом «а», т. е. m_a .

В химии пользуются также относительными атомными массами. *Относительной атомной массой элемента* называется отношение массы атома данного элемента к $1/12$ массы атома углерода:

$$A_r(\text{Э}) = \frac{m_a(\text{Э})}{1/12 m_a(\text{C})}$$

Иначе говоря, относительная атомная масса элемента показывает, во сколько раз масса атома данного элемента больше $1/12$ массы атома углерода.

Относительная атомная масса есть величина безразмерная.

Относительной молекулярной массой вещества называется отношение массы молекулы данного вещества к $1/12$ массы атома углерода:

$$M_r(\text{В}) = \frac{m_m(\text{В})}{1/12 m_a(\text{C})}$$

Относительная молекулярная масса — тоже безразмерная величина, она показывает, во сколько раз масса молекулы данного вещества больше $1/12$ массы атома углерода.

С помощью приведенных здесь формул, используя атомную единицу массы, можно вычислять массу атома каждого элемента по его относительной атомной массе, а также массы молекул веществ по соответствующим относительным молекулярным массам. Значения относительных молекулярных масс можно найти и как сум-

му соответствующих относительных атомных масс элементов с учетом числа атомов в молекулах веществ.

1.6. Моль — единица количества вещества. Молярная масса

Моль — это количество вещества, содержащее столько частиц, сколько содержится атомов в 12 г углерода.

Порции вещества в 1 моль соответствует примерно $6 \cdot 10^{23}$ частиц (атомов, молекул или других частиц, составляющих вещество). Эта величина (число Авогадро) является постоянной для любого вещества.

Масса вещества, взятого количеством 1 моль, называется его *молярной массой*. Молярная масса есть отношение массы к количеству вещества:

$$M = m/\nu$$

Молярная масса имеет такое же числовое значение, как относительная молекулярная масса данного вещества: $M = \{M_r\}$. Единица молярной массы — г/моль.

1.7. Закон постоянства состава

Каждое химически чистое соединение имеет вполне определенный состав независимо от места и способа его получения (Ж. Пруст, 1801).

Закон постоянства состава можно сформулировать иначе. Химические элементы соединяются в определенных количественных соотношениях. А количественные отношения элементов в соединении и есть его химический состав, который, таким образом, оказывается определенным. Данный закон справедлив только для веществ с молекулярной кристаллической решеткой при одинаковом изотопном составе.

1.8. Смеси и химические соединения

При смешивании не происходит изменений в составе веществ. Химические соединения образуются только в результате химических реакций. Различия см. в табл. 1.

Таблица 1

Различие смесей и химических соединений

Смесь	Химическое соединение
Сохраняется индивидуальность составных частей	Не сохраняется индивидуальность составных частей
Образование не сопровождается тепловыми эффектами	Образование сопровождается тепловыми эффектами
Состав переменный	Состав постоянный
Можно разделить физическими методами	Нельзя разделить физическими методами
Не имеет постоянной температуры плавления и кипения	Имеет постоянную температуру плавления и кипения

1.9. Закон сохранения массы

Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции (М. В. Ломоносов, 1756 г.)

На основе атомно-молекулярного учения этот закон объясняется следующим образом: в результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка. Так как число атомов до реакции и после остается неизменным, то их общая масса также не изменяется.

К этому закону необходимо сделать некоторые комментарии.

По современным представлениям, в процессе химической реакции остаются неизменными ядра атомов. Однако атом — это не только ядро, но и окружающие его электроны. В процессе химического взаимодействия происходит перестройка электронной структуры внешних электронных уровней, так что атом изменяется, и совсем не очевидно, что его масса остается постоянной. Масса тела зависит от его энергии и скорости света: $E = mc^2$; $m = E/c^2$.

В результате химической реакции всегда выделяется или поглощается энергия. В первом случае масса продуктов меньше, а во втором — больше массы реагентов. Это изменение массы можно вычислить, зная тепловой эффект реакции. С практической точки зрения закон сохранения массы в химических процессах выполняется, если не дать возможности выделяющейся энергии рассеяться в окружающем пространстве или поступить из него. Поэтому он широко используется в технологических расчетах при составлении баланса масс реактивов и продуктов промышленных производств. Для современной же теоретической химии он имеет лишь историческое значение. Фактически, закон сохранения массы есть часть закона сохранения энергии, согласно которому *энергия бесследно не исчезает, а превращается из одного вида в другой*.

1.10. Закон Авогадро и следствия из него

В равных объемах различных газов при одинаковых условиях содержится одинаковое число молекул (А. Авогадро, 1811 г.). Закон справедлив только для газообразных веществ.

Следствия из закона Авогадро:

1. Одинаковое число молекул различных газов при одинаковых условиях занимает одинаковый объем.
2. 1 моль любого газа при нормальных условиях [н.у.: 0 °С, 101,3 кПа (1атм)] занимает объем 22,4 л. Эта величина называется молярным объемом.

Молярный объем V_M есть отношение объема, измеренного при н.у., к количеству вещества:

$$V_M = V/\nu$$

Используя величину молярного объема, можно находить молярные массы газообразных веществ. Для этого надо знать массу либо 1 литра (либо любого объема газа) при н.у. При других условиях молярный объем газа будет другим и можно воспользоваться уравнением Менделеева–Клапейрона:

$$pV = \nu RT \text{ или } pV = \frac{m}{M} RT,$$

где p — давление; V — объем; ν — количество вещества; T — температура (шкала Кельвина); m — масса; M — молярная масса газа; R — универсальная газовая постоянная. Если все единицы измерения взяты в СИ, то $R = 8,31$ Дж/(моль · К).

Используя закон Авогадро, можно определить молярную массу газа и без приведения объема к н.у.

На практике чаще определяют *относительную плотность газа* $D(X)$ по другому газу с известной молярной массой (обычно по водороду или по воздуху). При этом экспериментально измеряют массы равных объемов не-

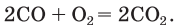
известного и известного газов при одинаковых условиях. Поэтому на основе закона Авогадро мы можем записать следующие соотношения:

$$D(X) = \frac{\rho(X)}{\rho} = \frac{\rho(X)V}{\rho V} = \frac{m(X)}{m} = \frac{M(X)v}{Mv} = \frac{M(X)}{M}.$$

Примечание. Выражение $D(X) = m(X)/m$ справедливо только для одинаковых объемов газов при одинаковых условиях.

Относительная плотность одного газа по другому есть не только отношение их плотностей, но и молярных масс. Это позволяет находить молярную массу газа по его относительной плотности: $M(X) = M \cdot D(X)$.

Закон объемных отношений Гей-Люссака (1805 г.) гласит: *объемы участвующих в реакции газов относятся между собой и к образующимся газообразным продуктам реакции как небольшие целые числа.* Это дает возможность заменять коэффициенты в реакциях с газами любой объемной единицей. Иначе можно сказать, что при одинаковых условиях объемы реагирующих и образующихся газов относятся между собой как соответствующие коэффициенты в уравнении реакции.



2 объема 1 объем 2 объема

Это значительно упрощает расчеты. Закон Авогадро и другие газовые законы (Гей-Люссака, Бойля–Мариотта, Шарля) строго выполняются лишь для идеального газа, в котором молекулы не имеют объема и сталкиваются между собой только упруго. Так как в природе идеального газа нет, то газовые законы имеют приближенный характер.

2. КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

2.1. Классификация неорганических веществ

Классификация неорганических веществ представлена на схеме:



Резкой границы между металлами и неметаллами провести нельзя, так как есть простые вещества, проявляющие двойственные свойства.

2.2. Оксиды

Оксиды — это соединения двух элементов, один из которых кислород в степени окисления -2 .

Некоторые металлы, проявляя несколько степеней окисления, могут в одном и том же веществе входить в состав и катиона, и аниона. Например: в метаплюмбате свинца (II) $\text{Pb}(\text{PbO}_3) \equiv \text{Pb}_2\text{O}_3$, в ортоплюмбате свинца (II) $\text{Pb}_2\text{PbO}_4 \equiv \text{Pb}_3\text{O}_4$.

Очевидно, что это не оксиды, а соли, хотя иногда их изображают так: $\text{PbO} \cdot \text{PbO}_2$, $\text{PbO} \cdot \text{Pb}_2\text{O}_3$.

Классификация. По химическим свойствам оксиды можно подразделить в соответствии со схемой:



К несолеобразующим относится небольшое число оксидов, которые при обычной температуре не взаимодействуют ни с кислотами, ни со щелочами без изменения степени окисления. Например: CO , N_2O , NO , NO_2 . Большинство оксидов являются солеобразующими, т. е. могут взаимодействовать с кислотами или основаниями с образованием солей.

Основным оксидам в качестве гидратов соответствуют основания. Это оксиды металлов, в которых последние проявляют небольшую степень окисления, как правило $+1$, $+2$. Например: Na_2O , CaO , MgO , FeO , CuO , MnO .

Кислотным оксидам в качестве гидратов соответствуют кислоты. Это оксиды неметаллов и металлов со степенью окисления от $+4$ до $+7$. Например: Cl_2O_7 , SO_2 , SO_3 , N_2O_5 , P_2O_5 , CO_2 , Mn_2O_7 .

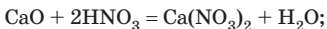
Амфотерным оксидам в качестве гидратов соответствуют амфотерные гидроксиды. Например: BeO , Al_2O_3 , ZnO , Cr_2O_3 .

Номенклатура. Названия оксидов складываются из слова «оксид» и названия элемента в родительном падеже, после которого в скобках указывается степень окисления элемента римскими цифрами (постоянная степень окисления не указывается).

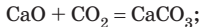
Свойства. Оксиды могут быть твердыми (CaO, FeO, P₂O₅, SO₃, CrO₃), жидкими (Mn₂O₇), газообразными (SO₂, CO₂).

Из химических свойств оксидов необходимо отметить их кислотно-основные свойства (реакции с кислотами, щелочами, оксидами) и способность взаимодействовать с водой.

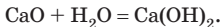
Основные оксиды реагируют с кислотами:



с кислотными оксидами:

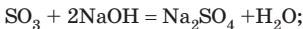


с водой:

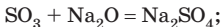


С водой взаимодействуют только те оксиды, которым в качестве гидратов соответствуют растворимые основания (см. приложение 3).

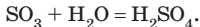
Кислотные оксиды взаимодействуют с основаниями:



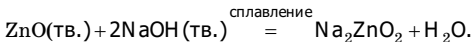
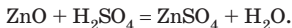
с основными оксидами:



с водой:



Амфотерные оксиды проявляют свойства и основных и кислотных оксидов. Например:

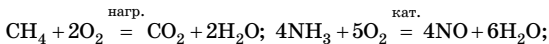


Амфотерные оксиды с водой не взаимодействуют, так как соответствующие им амфотерные гидроксиды нерастворимы в воде (см. приложение 3).

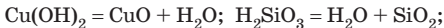
Химические свойства оксидов зависят от свойств элемента. Все солеобразующие оксиды неметаллов являются кислотными независимо от степени окисления неметалла N_2O_5 , N_2O_3 , Cl_2O_7 , Cl_2O , SO_3 , SO_2 . Свойства оксидов металлов зависят от степени окисления металла: оксиды металлов со степенью окисления +1 и +2 имеют основной характер (кроме амфотерных оксидов ZnO , PbO , BeO); оксиды металлов со степенью окисления +3 и +4 обычно амфотерны (Al_2O_3 , Cr_2O_3 , SnO_2); оксиды металлов со степенью окисления +5 и выше являются кислотными (CrO_3 , Mn_2O_7). Значит, с ростом степени окисления металла усиливаются кислотные свойства его оксидов.

Получение:

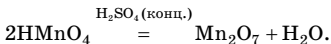
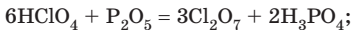
- 1) взаимодействием простых и сложных веществ с кислородом:



- 2) разложением некоторых кислородсодержащих веществ при нагревании:



3) действием водоотнимающего реагента на оксокислоты:



2.3. Основания

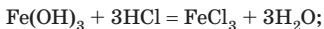
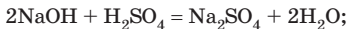
Основания — это сложные вещества, состоящие из атомов металла и одной или нескольких гидроксогрупп. В общем виде основания можно представить формулой $\text{Me}(\text{OH})_n$.

Классификация. Основания бывают растворимые и нерастворимые в воде; растворимые называются *щелочами*.

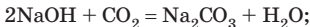
Номенклатура. Названия оснований образуются из слова «гидроксид» и названия элемента в родительном падеже, после которого римскими цифрами в скобках указывается степень окисления элемента (постоянная степень окисления не указывается). Например: NaOH — гидроксид натрия; $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — гидроксид железа (II); $\text{Fe}(\text{OH})_3$ — гидроксид железа (III).

Свойства. Почти все основания — твердые вещества.

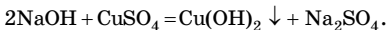
Химические свойства. Основания реагируют с кислотами:



с кислотными оксидами:



с растворами солей (кроме солей щелочных и щелочно-земельных металлов):

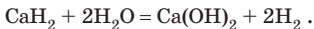
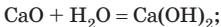
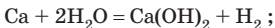


Основания, нерастворимые в воде, разлагаются при нагревании:

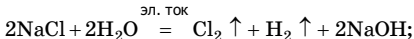


Получение:

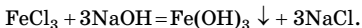
1) взаимодействием щелочных или щелочно-земельных металлов, их оксидов и гидридов с водой:



2) электролизом водных растворов солей бескислородных кислот щелочных и щелочно-земельных металлов:



3) основания, нерастворимые в воде, получают обменной реакцией из растворов солей со щелочами:



2.4. Кислоты

Кислоты — это сложные вещества, состоящие из атомов водорода и кислотного остатка.

Классификация. По составу кислоты делятся на бескислородные и кислородсодержащие (оксокислоты). По числу атомов водорода, способных замещаться на металл, кислоты делятся на одноосновные (HCl), двух-

основные (H_2SO_4), трех- и более основные [H_3PO_4 , $\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$ (дифосфорная), H_4SiO_4 (ортокремниевая); H_6TeO_6 (орто-теллуровая) и т. д.].

Номенклатура. Названия бескислородных кислот состояются из названия элемента (или группы атомов, образующих кислотный остаток) с добавлением суффикса «о» и окончания «водородная»: HBr — бромоводородная, H_2S — сероводородная, HCN — циановодородная.

Названия оксокислот образуются от названия элемента, образующего кислоту, и зависят от степени его окисления:

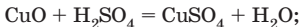
- а) если элемент проявляет постоянную степень окисления, то к его названию добавляется «ная» или «овая»: H_3BO_3 — борная, H_2CO_3 — угольная, H_2CrO_4 — хромовая, H_2SO_4 — серная и т. д.;
- б) если кислотообразующий элемент находится в более низкой степени окисления, то используется окончание «истая»: H_2SO_3 — сернистая, HNO_2 — азотистая, H_3PO_3 — фосфористая, HClO_2 — хлористая и т. д.;
- в) если кислотообразующий элемент находится в еще более низкой степени окисления, используется окончание «оватистая»: HClO — хлорноватистая, H_3PO_2 — фосфорноватистая и т. д.;
- г) существуют кислоты, в которых степень окисления кислотообразующего элемента имеет промежуточное значение по сравнению с кислотами, получившими окончания «ная» и «истая»; их названия обычно получают окончания «оватая»: HClO_3 — хлорноватая, HBrO_3 — бромноватая, HIO_3 — иодноватая.

Некоторые кислотные оксиды, взаимодействуя с водой, могут присоединять разное число молекул воды, образуя кислоты различного состава. В таких случаях перед названием наиболее гидратированной формы кислоты помещают приставку «орто», а перед названием менее гидратированной формы — приставку «мета»: HPO_3 — метафосфорная, H_3PO_4 — ортофосфорная, H_3BO_3 — ортоборная, HBO_2 — метаборная кислоты.

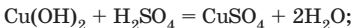
Свойства. Кислоты могут быть жидкими (H_2SO_4 , HNO_3 , HClO_4 и др.) и твердыми (H_3PO_4 , H_2SiO_3 и др.).

Химические свойства. Типичные свойства кислот обусловлены свойствами катионов водорода H^+ (H_3O^+), образующихся при их электролитической диссоциации.

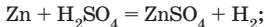
Кислоты взаимодействуют с основными оксидами:



с основаниями:



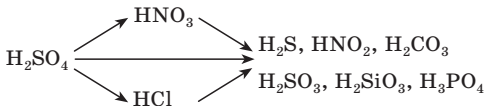
с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода:



с солями более слабых, летучих и нерастворимых кислот:

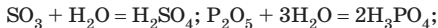


Примечание. Для последнего случая необходимо учитывать схему возможного вытеснения одних кислот другими:

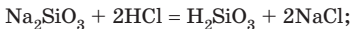
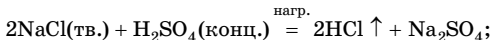


Получение:

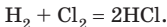
- 1) взаимодействием кислотных оксидов с водой (для оксокислот):



- 2) вытеснением слабых, летучих или малорастворимых кислот из солей более сильными кислотами:



- 3) взаимодействием водорода с неметаллом и последующим растворением полученного продукта в воде (для бескислородных кислот):

**2.5. Соли**

Соли — сложные вещества, состоящие из атомов металла и кислотного остатка. Это наиболее многочисленный класс неорганических соединений.

Классификация солей представлена на схеме:



Средние соли рассматривают как продукты полного замещения атомов водорода кислоты на металл или гидроксо групп основания на кислотный остаток. Например: $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, Na_2CO_3 .

Кислые соли рассматривают как продукты неполного замещения атомов водорода в молекулах многоосновных кислот на металл, например NaH_2PO_4 .

Основные соли рассматривают как продукты неполного замещения гидроксогрупп оснований на кислотный остаток, например ZnOHCl .

Двойные соли образованы разными катионами и одинаковыми анионами, например $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.

Комплексные соли — это соли, образованные сложным комплексным катионом или сложным комплексным анионом, например $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$.

Номенклатура. Средние соли:

- а) названия солей бескислородных кислот образуются от латинского корня названия кислотообразующего элемента с окончанием «ид» и названия металла с указанием в скобках степени его окисления: HgS — сульфид ртути (II), FeBr_3 — бромид железа (III);
- б) названия солей оксокислот образуются от латинского корня названия кислотообразующего элемента, но приобретают различные окончания или приставки в зависимости от его степени окисления: «ат» — для высшей степени окисления; «ит» — для более низкой; при еще более низкой степени окисления помимо окончания «ит» добавляется приставка «гипо». Например: FeSO_4 — сульфат железа (II), $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$ — сульфат железа (III), Na_2SO_3 — сульфит натрия, NaClO — гипохлорит натрия.

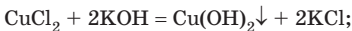
Кислые соли. Названия образуются подобно названиям средних солей с добавлением приставки «гидро» с соответствующим греческим числительным («ди», «три» и т.д.), указывающим число атомов водорода в составе кислотного остатка. Например: $\text{Mg}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — дигидрофосфат магния, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$ — гидрокарбонат магния, $\text{Mg}(\text{HS})_2$ — гидросульфид магния.

Основные соли. Названия также образуются подобно названиям средних солей; при этом приставкой «гидроксо» с соответствующими греческими числительными указывается число гидроксогрупп, оставшихся в молекуле основания незамещенными. Например: ZnOHCl — хлорид гидроксоцинка, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — карбонат гидроксокупи, $[\text{Fe}(\text{OH})_2]_2\text{SO}_4$ — сульфат дигидроксожелеза (III).

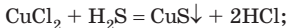
Свойства. Все соли — твердые вещества различного цвета.

Химические свойства солей гораздо разнообразнее, чем свойства других классов неорганических соединений, и определяются свойствами их катионов и анионов. Отметим лишь некоторые из них.

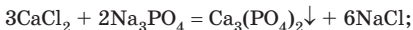
Соли и их растворы взаимодействуют со щелочами:



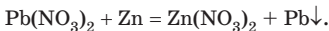
с кислотами:



с растворами других солей:



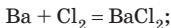
с металлами:



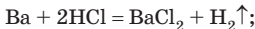
Многие соли разлагаются при нагревании и подвергаются гидролизу в водных растворах.

Получение. Большинство способов получения солей основано на взаимодействии веществ с противоположными свойствами. Наиболее важные из них осуществляются при взаимодействии:

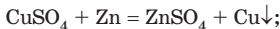
1) металла с неметаллом:



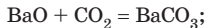
2) металла с кислотой:



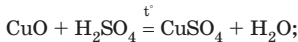
3) металла с раствором соли менее активного металла:



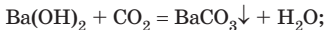
4) основного оксида с кислотным:



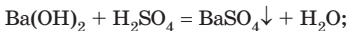
5) основного оксида с кислотой:



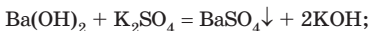
6) основания с кислотным оксидом:



7) основания с кислотой:



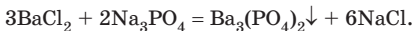
8) раствора основания с раствором соли:



9) соли с кислотой:

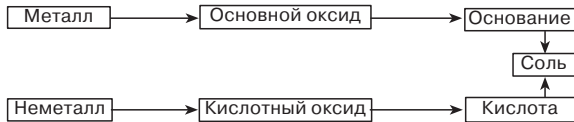


10) растворов двух солей:



2.6. Взаимосвязь между классами неорганических соединений

Между классами неорганических соединений, а также простыми веществами существует возможность взаимного перехода. Так, простое вещество металл в результате реакции с кислородом может превратиться в основной оксид; основной оксид с водой может образовать основание, а основание при взаимодействии с кислотой превращается в соль. Аналогично из простого вещества неметалла можно получить кислотный оксид, из него при взаимодействии с водой кислоту, а из нее при реакции с основанием соль:



Можно осуществить и обратный последовательный переход от соли к простому веществу. Связь между классами неорганических соединений, основанную на получении веществ одного класса из веществ другого класса, называют *генетической*.

3. СТРОЕНИЕ АТОМОВ И МОЛЕКУЛ

3.1. Строение ядер атомов химических элементов

Атом является сложной электромагнитной системой, включающей элементарные частицы: протоны, нейтроны и электроны (табл. 2).

Таблица 2

Элементарные частицы, составляющие атом

Название	Обозначение	Заряд	Масса
Протон	1_1p	+1	1
Нейтрон	1_0n	0	1
Электрон	\bar{e}	-1	1/1840

Ядро атома состоит из протонов и нейтронов, поэтому в нем и сосредоточена основная масса атома. Положительный заряд ядру атома придают протоны.

Сумма протонов Z и нейтронов N есть массовое число элемента A : $A = Z + N$.

Вокруг ядра в атоме располагаются электроны, число которых равно числу протонов, так как атом электронейтрален.

3.2. Изотопы. Изобары

В ядрах атомов одного и того же химического элемента содержится одинаковое число протонов, но может быть разное число нейтронов. Такие атомы имеют разную

массу, но одинаковый заряд ядра и, значит, одинаковое число электронов.

Виды атомов одного и того же элемента, имеющих одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа, называются *изотопами*.

Каждый изотоп характеризуется массовым числом и порядковым номером. Массовое число проставляется вверху слева от химического знака, а порядковый номер внизу слева. Изотопы известны для всех химических элементов. Так, у хлора существуют изотопы: $^{35}_{17}\text{Cl}$ и $^{37}_{17}\text{Cl}$; у кислорода: $^{16}_8\text{O}$, $^{17}_8\text{O}$, $^{18}_8\text{O}$; у калия: $^{39}_{19}\text{K}$, $^{40}_{19}\text{K}$, $^{41}_{19}\text{K}$ и т. д.

Относительные атомные массы элементов, приводимые в периодической системе, есть средние массовые числа природных смесей изотопов. Поэтому они и отличаются от целочисленных значений.

Изотопы, имеющие одинаковые массовые числа, но различные заряды ядер, называются *изобарами*. Например: $^{40}_{18}\text{Ar}$, $^{40}_{19}\text{K}$, $^{40}_{20}\text{Ca}$; $^{56}_{24}\text{Cr}$, $^{56}_{26}\text{Fe}$; $^{112}_{48}\text{Cd}$, $^{112}_{50}\text{Sn}$.

3.3 Радиоактивность. Ядерные реакции

Явление радиоактивности было обнаружено А. Беккерелем в 1896 г.

Радиоактивный распад — это самопроизвольное превращение неустойчивого изотопа одного химического элемента в изотоп другого элемента, сопровождающееся испусканием невидимых глазом лучей (радиоактивное излучение).

Радиоактивное излучение неоднородно. Оно может разделяться на α -лучи — это поток положительно за-

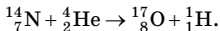
ряженных ядер атома гелия со скоростью 20 000 км/с; β -лучи — поток электронов со скоростью от 100 000 до 300 000 км/с; γ -лучи — электромагнитное излучение, сходное с рентгеновским и обладающее большой проникающей способностью (свободно проникает через свинцовую пластину толщиной 30 см).

Всякий процесс радиоактивного распада характеризуется *периодом полураспада* — временем, за которое распадается половина взятого вещества.

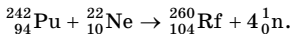
Особенности радиоактивного распада:

- 1) это процесс последовательного непрерывного превращения одних элементов в другие;
- 2) процесс не зависит от внешних условий — температуры, давления, катализатора;
- 3) радиоактивность — это свойство атомов радиоактивного элемента, не зависящее от того, находится ли он в соединении или в виде простого вещества;
- 4) радиоактивное превращение элементов сопровождается выделением энергии. Так, 1 г радия выделяет при распаде в час 585,2 кДж теплоты.

Превращения атомных ядер в результате их взаимодействия с элементарными частицами и друг с другом называются *ядерными реакциями*. Запись таких уравнений реакций основана на законах сохранения массы и заряда. Это значит, что сумма масс и сумма зарядов в левой части уравнения должна быть равна сумме масс и сумме зарядов в правой, например:



Ядерные реакции широко используются для синтеза новых элементов. Так, с помощью ядерной реакции был получен изотоп элемента 104 (резерфордия):



3.4. Строение электронных оболочек атомов

При химических взаимодействиях ядра атомов остаются без изменения, а строение электронных оболочек вследствие перераспределения электронов между атомами изменяется. Именно способностью атома отдавать или присоединять электроны определяются его химические свойства. Электрон имеет двойственную природу, проявляя одновременно свойства как частицы, так и волны. Вследствие волновых свойств электрон в атоме может иметь лишь строго определенные значения энергии, которые зависят от удаленности электрона от ядра. Электроны, обладающие примерно одинаковой энергией, образуют энергетический уровень (электронный слой), обозначаемый цифрами 1, 2, 3, 4 и т.д. Чем больше номер уровня n , тем дальше он находится от ядра и тем больше его энергия.

На каждом энергетическом уровне может находиться строго определенное число электронов. Максимально это $2n^2$. Энергетические уровни подразделяются на подуровни: s -, p -, d - и f - (см. табл. 3). Число возможных на данном уровне подуровней равно номеру уровня. На первом уровне имеется $1s$ -подуровень, на втором $2s$ - и $2p$ -подуровни, на третьем $3s$ -, $3p$ - и $3d$ -подуровни, на четвертом $4s$ -, $4p$ -, $4d$ -, $4f$ -подуровни. Энергия электро-

на в атоме зависит не только от энергетического уровня, но и от типа подуровня.

Часть атомного пространства, для которой вероятность нахождения электрона свыше 90%, называется *атомной орбиталью*.

Последовательность заполнения уровней и подуровней выглядит следующим образом: $1s^2, 2s^2, 2p^6, 3s^2, 3p^6, 4s^2, 3d^{10}, 4p^6, 5s^2, 4d^{10}, 5p^6, 6s^2, 5d^1, 4f^{14}, 5d^{2-10}, 6p^6, 7s^2, 6d^1, 5f^{14}, 6d^{2-10}$.

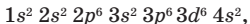
Распределение электронов по уровням, подуровням и орбиталям отражается электронной формулой. Для описания состояния электронных оболочек в атомах

Таблица 3

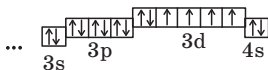
Характеристика подуровней

Подуровень	Форма орбитали	Число орбиталей	Максимальное число электронов
s	Сферическая	1	2
p	Объемная восьмерка	3	6
d	Сложная	5	10
f	Сложная	7	14

применяют также электронные схемы, на которых атомные орбитали изображаются в виде квантовых ячеек (\square), а электроны стрелками. Например, для атома Fe электронная формула имеет вид:



а электронная схема —



3.5. Химическая связь и ее виды

Химическая связь — это силы, с которыми атомы, ионы или молекулы связываются друг с другом с образованием более сложных устойчивых структур.

Различают четыре вида химической связи.

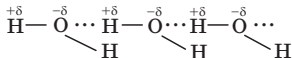
Ковалентная связь осуществляется общими электронными парами. Ковалентная неполярная связь возникает между одинаковыми атомами, а полярная — между разными, но близкими по свойствам.

Ионная связь возникает между атомами, сильно отличающимися по электроотрицательности, т. е. с резко противоположными свойствами. Ее рассматривают как предельный случай ковалентной полярной связи, при которой электронная пара практически полностью смещена к одному из атомов.

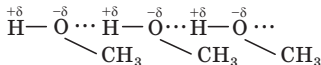
Металлическая связь образуется в результате электрического притяжения между ионами металла и обобществленными электронами. Она характерна для металлов и сплавов.

Водородная связь — это своеобразная связь, которая возникает между атомом водорода одной молекулы, несущим частичный положительный заряд, и электроотрицательным атомом другой или той же самой молекулы. Водородная связь может быть межмолекулярной и внутримолекулярной. Ее обозначают тремя точками.

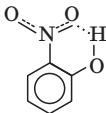
Ниже изображены водородные связи между молекулами воды:



метанола:



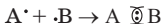
а также внутримолекулярная водородная связь в молекуле орто-нитрофенола:



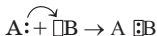
Пространственная структура белков, нуклеиновых кислот, целлюлозы, содержащих много групп типа O–H и N–H в основном определяется наличием множества водородных связей между отдельными участками одной молекулы или между разными молекулами.

3.6. Ковалентная связь

Способы образования. Ковалентная химическая связь может образовываться по двум механизмам. При обменном механизме в образовании общей электронной пары от каждого атома участвует по одному электрону:



По донорно-акцепторному механизму ковалентная связь образуется за счет неподеленной электронной пары одного атома (донор) и свободной орбитали другого атома (акцептор):



По такому же механизму могут образовываться двойные и тройные связи, которые иначе называются *кратными*.

Свойства. Ковалентная связь характеризуется *длиной связи* (измеряется величиной межъядерного расстояния); *энергией связи* — это энергия, необходимая для разрыва имеющихся в молекуле связей (кДж/моль). Кроме того, ковалентной связи свойственны *направленность* — она возникает в направлении максимального перекрытия электронных орбиталей взаимодействующих атомов, что обуславливает пространственную структуру молекул, т. е. их форму, и *насыщаемость* — полное использование атомом валентных орбиталей.

В отличие от ковалентной связи, ионная связь не имеет направленности и ненасыщенна.

3.7. Типы кристаллических решеток

Твердые вещества, как правило, имеют кристаллическое строение, характеризующееся правильным расположением частиц в строго определенных точках пространства, а значит, и кристаллическую решетку. В зависимости от вида частиц и характера связи между ними различают четыре типа кристаллических решеток (рис. 1).

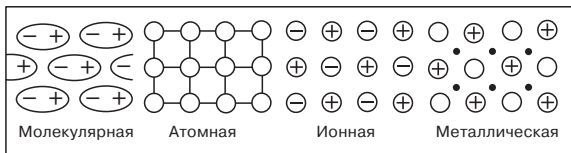


Рис. 1. Типы кристаллических решеток

В узлах молекулярной решетки находятся полярные или неполярные молекулы, связанные между собой слабыми силами притяжения. Вещества с такими решетками имеют сравнительно невысокую температуру плавления.

В узлах атомной решетки размещены атомы, связанные прочными ковалентными связями. Вещества с атомными решетками очень твердые и имеют очень высокие температуры плавления.

В узлах ионной решетки чередуются положительные и отрицательные ионы. Такие решетки характерны для большинства солей, оксидов и оснований.

В узлах металлической решетки наряду с нейтральными атомами расположены положительные ионы данного металла. Между ними свободно перемещаются электроны. Такое строение металлов обуславливает их общие свойства: металлический блеск, электро- и теплопроводность, ковкость и т.п.

3.8. Валентность и степень окисления

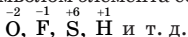
С позиций атомно-молекулярного учения *валентность* — это способность атомов одного элемента удерживать около себя определенное число атомов другого элемента. С позиций электронной теории валентность

определяется числом химических связей, которые данный атом образует с другими. Поэтому валентность знака не имеет.

Значение валентности зависит от строения атома, числа неспаренных электронов, но больше всего — от числа орбиталей во внешнем слое. Так, элементы второго периода максимально могут быть четырехвалентны, поскольку имеют четыре внешних орбитали (одну s - и три p -). Начиная с третьего периода, за счет участия d -орбиталей валентность может принимать большее значение, вплоть до восьми.

Степень окисления — это условный заряд атома в молекуле, вычисленный в предположении, что все связи между атомами ионные.

Наиболее электроотрицательные элементы в соединении имеют отрицательные степени окисления, а атомы элементов с меньшей электроотрицательностью — положительные. Степень окисления атома обозначается арабской цифрой над символом элемента со знаком + или -:



Для вычисления степени окисления элемента следует учитывать следующие правила:

1. Степень окисления атомов в простых веществах всегда равна нулю ($\overset{0}{\text{H}}_2$, $\overset{0}{\text{Cu}}$).
2. Алгебраическая сумма степеней окисления всех атомов, входящих в состав молекулы, всегда равна нулю, а в сложном ионе эта сумма равна заряду иона.
3. Постоянную степень окисления в соединениях имеют атомы: щелочных металлов (+1), щелочно-земельных металлов (+2), фтора (-1).

4. Степень окисления водорода в соединениях обычно равна +1, кроме гидридов металлов (NaH , CaH_2 и др.), где степень окисления водорода -1 .
5. Степень окисления кислорода в соединениях обычно равна -2 , исключение составляют дифторид кислорода OF_2 , где степень окисления кислорода $+2$, и пероксиды, содержащие группу $-\text{O}-\text{O}-$, в которой степень окисления кислорода -1 .
6. Для элементов положительная степень окисления не может превышать величину, равную номеру группы периодической системы.

4. ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. МЕНДЕЛЕЕВА

Периодический закон был открыт Д. И. Менделеевым в 1869 г. и сформулирован так: *«Свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от величины их атомных весов».*

Периодическая система элементов есть табличное отражение периодического закона.

4.1. Структура периодической системы химических элементов

Периодическая система состоит из семи периодов и восьми групп.

Период — это горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания атомных масс, начинаю-

щийся щелочным металлом и заканчивающийся инертным газом. Периоды делятся на малые (1–3) и большие (4–7). В периодах слева направо металлические свойства ослабевают, а неметаллические усиливаются.

Большие периоды отличаются от малых: а) количеством элементов; б) характером в изменении свойств от металлических к неметаллическим: более резкое в малых и плавное, постепенное в больших; в) числом элементов с ярко выраженными металлическими свойствами; г) явлением вторичной периодичности в больших периодах (повторяемость некоторых свойств внутри самого периода).

Вертикальные столбцы в периодической системе называются *группами*. Группы делятся на *подгруппы*. Подгруппы, состоящие из элементов малых и больших периодов, называются *главными*, а состоящие только из элементов больших периодов — *побочными*. В главных подгруппах сверху вниз металлические свойства элементов усиливаются, а неметаллические ослабевают. Общим для элементов главных и побочных подгрупп являются формулы высших оксидов и их гидратов (табл. 4).

Таблица 4

Общие формулы высших оксидов и их гидратов элементов периодической системы

Группа	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
Высший оксид	$\text{Э}_2\text{O}$	ЭO	$\text{Э}_2\text{O}_3$	ЭO_2	$\text{Э}_2\text{O}_5$	ЭO_3	$\text{Э}_2\text{O}_7$	ЭO_4
Гидрат высшего оксида	ЭOH	Э(OH)_2	Э(OH)_3	$\text{H}_2\text{ЭO}_3$	$\text{H}_3\text{ЭO}_4$	$\text{H}_2\text{ЭO}_4$	HЭO_4	$\text{H}_4\text{ЭO}_6$

У высших оксидов и их гидратов элементов с I по III группу (кроме бора) преобладают основные свойства, с IV по VIII — кислотные. Поэтому формулы гидратов высших оксидов для элементов с I по III группу (кроме бора) записаны в форме оснований, а для элементов с IV по VIII — в форме кислот.

От всех остальных групп отличается VIII группа. В побочной подгруппе этой группы помещаются по три сходных по своим свойствам элемента. Они находятся в конце четного ряда каждого большого периода и по своим свойствам являются переходными элементами, связывающими четный и нечетный ряды большого периода. В эту же группу также входит подгруппа инертных (благородных) газов.

Для элементов главных подгрупп общими являются и формулы водородных соединений (табл. 5).

Таблица 5

**Общие формулы водородных соединений элементов
главных подгрупп I–VII группы периодической
системы**

Группа	I	II	III	IV	V	VI	VII
Водородное соединение	ЭН	ЭН ₂	ЭН ₃	ЭН ₄	ЭН ₃	Н ₂ Э	НЭ

Для элементов главных подгрупп IV–VII групп водородные соединения являются при обычных условиях газообразными, а для I–III групп — твердыми веществами (*гидриды*), причем водород в них имеет отрицательную степень окисления.

Водородные соединения элементов главной подгруппы IV группы имеют нейтральный характер, V группы — основной, а VI и VII — кислотный. Это нашло отражение в форме записи (см. табл. 5).

Таким образом, зная положение элемента в периодической системе, можно написать формулы ряда их соединений и предсказать их свойства.

4.2. Периодический закон и строение атома

Электронная конфигурация атома элемента определяет свойства этого элемента в периодической системе. Число энергетических уровней атома данного элемента равно номеру периода, а число валентных электронов атома — номеру группы, к которым относится данный элемент.

В зависимости от того, какой подуровень последним заполняется электронами, все элементы делят на четыре семейства:

s-элементы — заполняется электронами *s*-подуровень внешнего уровня; это первые два элемента каждого периода;

p-элементы — заполняется электронами *p*-подуровень внешнего уровня; к ним относятся последние шесть элементов каждого периода (кроме первого и седьмого);

d-элементы — заполняется электронами *d*-подуровень второго снаружи уровня, а на внешнем уровне остается один или два электрона; это элементы вставных декад больших периодов, расположенных между *s*- и *p*-элементами;

f-элементы — заполняется электронами *f*-подуровень третьего снаружи уровня, а на внешнем уровне остается два электрона; это лантаноиды и актиноиды.

Элементы одного семейства имеют ряд общих химических свойств. Главной характеристикой атома является положительный заряд ядра, который определяет порядковый номер элемента, число электронов в электронной оболочке атома, ее строение и положение в периодической системе. Поэтому современная формулировка периодического закона такова: *«Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от зарядов ядер их атомов».*

4.3. Зависимость свойств элементов от положения в периодической системе

В ряду элементов с последовательно возрастающим порядковым номером (числом электронов, зарядом ядра) аналогичные электронные конфигурации атомов периодически повторяются. Этот периодически повторяющийся характер изменения электронных конфигураций атомов объясняет периодическое изменение свойств элементов, т. е. периодический закон.

Строение атома обуславливает изменение свойств элементов: а) по горизонтали — ослабление металлических и усиление неметаллических свойств элементов в периодах; б) по вертикали — усиление металлических свойств в подгруппе с увеличением порядкового номера. Элемент (и клетка системы) находится на пересечении закономерности по горизонтали и по вертикали, что и определяет его свойства.

От положения элемента в периодической системе зависят свойства атома, связанные с его электронной конфигурацией:

радиус атома — по периоду слева направо уменьшается, а в подгруппе сверху вниз возрастает;

энергия ионизации (энергия, необходимая для отрыва электрона от свободного атома) — по периоду возрастает, а в подгруппе уменьшается;

электроотрицательность (способность атома в молекуле притягивать к себе электроны) — по периоду увеличивается, а в подгруппе уменьшается.

Изменение степеней окисления элементов по группам периодической системы отражает периодичность изменения химических свойств элементов с ростом порядкового номера.

5. ДИСПЕРСНЫЕ СИСТЕМЫ И РАСТВОРЫ

Системы, состоящие из двух (и более) веществ, одно из которых в виде очень мелких частиц распределено в другом, называются *дисперсными*. Распределенное вещество называется *дисперсной фазой*, а вещество, в котором распределена дисперсная фаза, — *дисперсионной средой*.

Дисперсные системы подразделяются на грубодисперсные (размер частиц больше 10^{-7} м) и тонкодисперсные (размер частиц меньше 10^{-7} м).

Суспензии — неоднородные смеси, состоящие из жидкого и твердого компонентов, причем твердые частицы взвешены в жидкости. Чаще всего суспензии неустойчивы, при стоянии твердые частицы либо оседают, либо

всплывают на поверхность жидкости. Например: цементная пульпа, глинистые природные воды, эмалевые краски.

Эмульсии — неоднородные относительно устойчивые смеси, образованные жидким веществом, в котором во взвешенном состоянии находятся мельчайшие капельки другой жидкости. Например: молоко, водоземulsionные краски.

Коллоидные растворы — однородные устойчивые системы, содержащие дисперсные частицы размером от 10^{-7} до 10^{-9} м. Коллоидные частицы обычно состоят из большого числа молекул или ионов. Для коллоидных растворов характерно явление Тиндаля: рассеяние света коллоидными частицами (световой конус). Коллоидные растворы не отстаиваются в течение длительного времени, так как их частицы сравнительно малы и находятся в постоянном движении в результате действия молекул растворителя. Слипание коллоидных частиц из раствора называется *коагуляцией*.

Истинные растворы (размер частиц меньше 10^{-9} м) — однородные системы, в которых распределенное вещество находится в состоянии молекулярного или ионного дробления, не определяемом оптическими методами. Обычно истинные растворы называют просто растворами.

Раствор — многокомпонентная однородная равновесная система, состоящая из растворителя, растворенного вещества и продуктов их взаимодействия. Растворы могут быть газообразными (воздух), жидкими (морская вода) и твердыми (сталь — раствор углерода в железе).

5.1. Тепловые эффекты при растворении

Процесс растворения — это сложный физико-химический процесс, состоящий из двух стадий:

а) *физическая* — разрушение кристаллической решетки вещества, или меж- и внутримолекулярных связей (всегда сопровождается затратой энергии);

б) *химическая* — взаимодействие растворенного вещества с молекулами растворителя (всегда сопровождается выделением энергии). Если энергия разрушения кристаллической решетки больше энергии взаимодействия растворенного вещества с молекулами растворителя, то идет растворение с поглощением теплоты (наблюдается охлаждение).

Если энергия кристаллической решетки меньше энергии взаимодействия, то растворение происходит с выделением теплоты (наблюдается разогревание).

5.2. Растворимость веществ

Растворимость — это способность вещества растворяться в каком-либо растворителе. Количественно она выражается максимальной массой вещества, которое может раствориться в 1 л растворителя при данной температуре (*коэффициент растворимости S*).

Растворимость веществ зависит от: а) природы растворимого вещества; б) природы растворителя; в) температуры; г) давления (для газов). При образовании раствора связи между частицами каждого из компонентов заменяются связями между частицами разных компонентов. Чтобы новые связи могли образоваться, компоненты раствора должны иметь однотипные связи, т. е. быть одной природы. Так, ионные вещества растворя-

ются в полярных растворителях и хуже в неполярных, а молекулярные вещества — наоборот. При этом энергия новых связей не должна быть намного меньше энергии связей в каждом из компонентов, иначе раствор не образуется. Зависимость растворимости твердых веществ от температуры представлена в приложении 1.

Если растворение данного вещества является процессом экзотермическим, то с повышением температуры растворимость вещества уменьшается [например $\text{Ca}(\text{OH})_2$ в воде], и наоборот. Растворимость газов в жидкостях с повышением температуры уменьшается, а с понижением увеличивается.

С повышением давления растворимость газов в жидкостях увеличивается, а с понижением уменьшается.

5.3. Кристаллогидраты

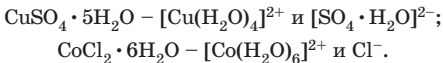
В водных растворах ионы солей всегда окружены молекулами воды — гидратированы. Часто эти соединения настолько прочны, что не разрушаются при выделении вещества из раствора. Их называют *кристаллогидратами*.

Вода, входящая в состав кристаллогидратов, называется *кристаллизационной водой*. Некоторые соединения дают несколько кристаллогидратов. Например, хлорид магния в зависимости от температуры кристаллизуется с 2, 4, 6, 8 и 12 молекулами воды. Число молекул воды при чтении формулы кристаллогидрата обозначают греческими числительными. Например, $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$ — гептагидрат сульфата железа (II).

Кристаллогидраты обладают индивидуальными свойствами, при нагревании отщепляют кристаллизационную воду при определенных температурах, образуя без-

водные соединения или продукты их разложения. Потерю кристаллизационной воды на воздухе называют *выветриванием кристаллогидрата*.

Кристаллические решетки кристаллогидрата образованы гидратированными ионами, например:



Такие ионы можно рассматривать как комплексные соединения.

5.4. Способы выражения содержания вещества в растворе

Относительное содержание вещества в растворе называется его *концентрацией*. Существует несколько способов выражения содержания вещества в растворе, важнейшие из них:

- а) *массовая доля* — отношение масс растворенного вещества и раствора: $\omega(\text{р.в.}) = m(\text{р.в.})/m(\text{р-ра})$. Массовая доля выражается в долях единицы или в процентах;
- б) *молярная концентрация* — число молей растворенного вещества в 1 литре раствора. Находится молярная концентрация c_M как отношение количества растворенного вещества ν к объему раствора V : $c_M = \nu/V$, откуда получается единица измерения моль/л.

6. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

Электролитическая диссоциация — это распад электролитов в водных растворах и расплавах на ионы.

Автор теории электролитической диссоциации шведский химик Сванте Аррениус (1887 г.).

6.1. Основные положения теории электролитической диссоциации

1. Электролиты в водных растворах диссоциируют на ионы: положительные (катионы) и отрицательные (анионы).

2. Сумма зарядов положительных ионов равна сумме зарядов отрицательных ионов (так как раствор в целом электронейтрален).

3. Процесс электролитической диссоциации обратимый. Наряду с диссоциацией происходит обратный процесс — ассоциация ионов.

Наиболее легко диссоциируют вещества с ионной связью. Полярные молекулы растворителя (диполи воды) притягиваются ионами кристалла за счет сил ион-дипольного взаимодействия, в результате ослабевают межионные связи в кристалле, и ионы переходят в раствор. Перешедшие в раствор ионы связываются с тем или иным числом молекул воды (растворителя), т. е. находятся в растворе в гидратированном (сольватированном) состоянии (рис. 2).

Диссоциация веществ с полярной ковалентной связью протекает сложнее. Взаимодействие полярных молекул растворяющегося вещества и растворителя приводит к ионизации связей в молекулах электролита, а затем к разрыву связей между образовавшимися ионами, которые в гидратированном (сольватированном) состоянии остаются в растворе. Этот процесс проходит через стадию гидратации молекул (рис. 3).

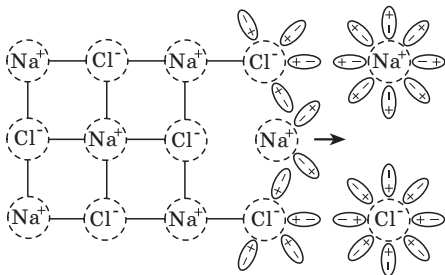


Рис. 2. Схема электролитической диссоциации хлорида натрия в воде

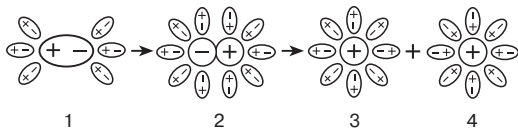
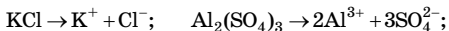


Рис. 3. Схема электролитической диссоциации полярной молекулы в водном растворе:

1 — молекула в начале гидратации; 2 — переход полярной структуры в ионную под действием диполей воды; 3 — гидратированный катион; 4 — гидратированный анион

Процесс диссоциации записывают условно в виде уравнений:



Знак обратимости при записи диссоциации веществ с ковалентным типом связи указывает на обратный процесс — ассоциацию ионов.

6.2. Степень электролитической диссоциации, сильные и слабые электролиты

Способность вещества к диссоциации характеризуется значением *степени диссоциации* α — отношением количества распавшегося на ионы вещества к общему количеству растворенного электролита:

$$\alpha = \frac{\nu(X) \text{ ионизированное}}{\nu(X) \text{ растворенное}}.$$

Степень диссоциации — безразмерная величина, она характеризует долю распавшегося на ионы электролита. Значение α может изменяться от 0 до 1, иногда оно выражается в процентах (от 0 до 100%).

На степень электролитической диссоциации влияют следующие факторы:

Природа электролита. Диссоциации подвергаются вещества с ионными и сильно полярными ковалентными

тными связями; α возрастает с увеличением полярности связей.

Природа растворителя. Степень диссоциации зависит от диэлектрической проницаемости растворителя ϵ . Молекулы растворителя с большим значением ϵ , с одной стороны, ослабляют связь между ионами, а с другой — затрудняют их ассоциацию, экранируя заряды ионов. Поэтому α возрастает с увеличением ϵ . Одно из самых больших значений диэлектрической проницаемости имеет вода ($\epsilon = 81$), поэтому в ней хорошо диссоциируют многие электролиты.

Концентрация раствора. Степень диссоциации возрастает с уменьшением концентрации раствора, так как это способствует диссоциации электролита и затрудняет ассоциацию его ионов.

Температура. Процесс электролитической диссоциации обычно является эндотермическим, поэтому α возрастает с увеличением температуры раствора.

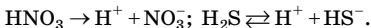
По значению степени диссоциации электролиты условно делят на сильные и слабые.

Сильные электролиты в водных растворах диссоциированы практически нацело. К ним относятся: сильные кислоты: HNO_3 , HCl , HBr , HI , HClO_4 , HMnO_4 , H_2SO_4 ; сильные основания: LiOH , NaOH , KOH , Ca(OH)_2 , Ba(OH)_2 ; большинство солей.

Слабые электролиты диссоциируют лишь частично. К ним относятся: слабые кислоты H_2CO_3 , H_2SO_3 , HNO_2 , H_2S , HF , CH_3COOH ; слабые основания (NH_4OH) и все нерастворимые гидроксиды металлов. Очень слабым электролитом является вода.

6.3. Кислоты, основания и соли в свете теории электролитической диссоциации

Кислоты — это электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием катионов водорода. Например:

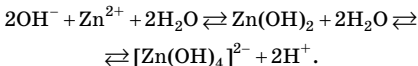


Основания — это электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием гидроксид-ионов. Например:

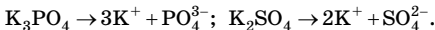


Если в растворе электролита одновременно присутствуют ионы H^+ и OH^- , то такие электролиты называются *амфотерными*, или *амфолитами*.

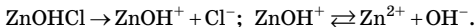
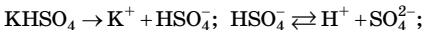
Диссоциацию амфотерного гидроксида цинка можно выразить уравнением:



Соли — это электролиты, диссоциирующие в растворах с образованием катионов металлов и анионов кислотного остатка:



Кислые и основные соли диссоциируют ступенчато:



Общие правила записи уравнений реакций электролитической диссоциации:

I. Все электролиты диссоциируют в водных растворах:

1) кислота = катион водорода + анион кислотного остатка



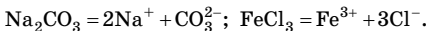
2) основание = катион металла + гидроксид-анион



3) соль = катион металла + анион кислотного остатка



II. Индекс в формуле вещества ставится в качестве коэффициента перед ионом:



6.4. Ионные реакции в растворах электролитов

Реакции, протекающие в растворах электролитов, являются реакциями между ионами. При написании уравнений реакции с участием электролитов пользуются *ионно-молекулярной формой записи*: сильные электролиты записывают как сумму соответствующих ионов, слабые электролиты, а также малорастворимые соединения и газы — в молекулярной форме. Рекомендуется следующий порядок составления ионно-молекулярного уравнения:

а) написать молекулярное уравнение реакции и расставить коэффициенты;

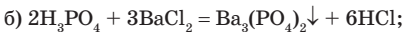
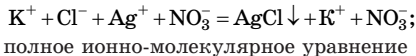
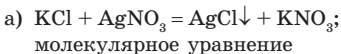
- б) переписать это уравнение, записывая сильные электролиты как сумму соответствующих ионов, а слабые электролиты, нерастворимые и газообразные вещества — в молекулярной форме;
- в) сократить одинаковые ионы в левой и правой частях уравнения и записать сокращенное ионно-молекулярное уравнение, отражающее сущность протекающей реакции.

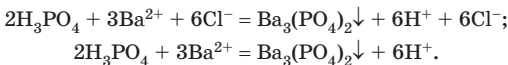
В зависимости от силы электролитов и их растворимости реакции в растворах между электролитами протекают: 1) необратимо; 2) практически не идут; 3) являются обратимыми.

Реакции идут до конца, т. е. являются необратимыми, если уменьшается концентрация ионов за счет связывания их в малорастворимые вещества (осадки), газообразные вещества или малодиссоциирующие соединения (вода, прочные комплексные ионы, кислоты и др.).

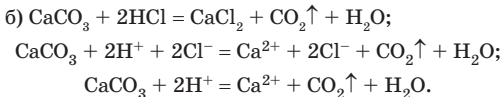
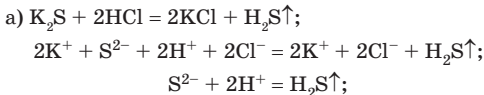
Рассмотрим несколько примеров:

1. Образование малорастворимых соединений (осадков):

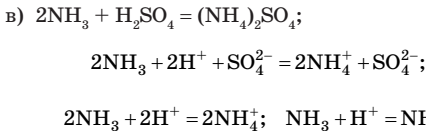
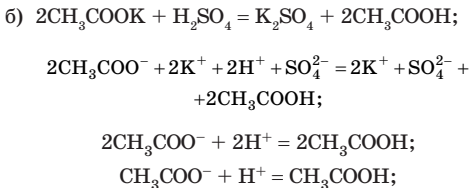
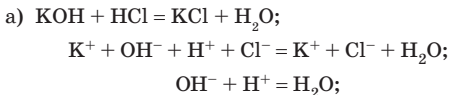




2. Образование газообразных веществ:



3. Образование малодиссоциированных соединений (воды, слабых кислот или оснований, прочных комплексных ионов):



Реакции являются обратимыми, если среди исходных веществ и продуктов реакции есть малодиссоциирующие соединения:



В обратимых реакциях равновесие смещено в сторону образования менее диссоциирующего соединения, в данном случае молекул H_2O .

Если продукты реакции являются растворимыми сильными электролитами, то реакции практически не происходят, т. е. имеется смесь ионов и отсутствует химическое взаимодействие. Например, при смешивании растворов KNO_3 и NaCl не происходит взаимодействия, так как невозможно связывание ни катиона натрия Na^+ , ни катиона калия K^+ с анионом хлора Cl^- . Система представляет смесь ионов.

6.5. Гидролиз солей

Гидролиз солей — это процесс взаимодействия ионов соли с молекулами воды, в результате которого образуются малодиссоциирующие молекулы или ионы. Причиной гидролиза является взаимодействие ионов соли с молекулами воды из гидратной оболочки с образованием малодиссоциированных соединений.

Способность солей подвергаться гидролизу и глубина протекания гидролиза зависят от двух факторов:

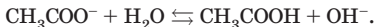
1. От свойств ионов, образующих соль. Соли, образованные катионом сильного основания и анионом сильной кислоты [KNO_3 , Na_2SO_4 , BaCl_2 , $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ и др.], гид-

ролизу не подвергаются, так как ни катион, ни анион соли не могут при взаимодействии с водой образовать молекулы слабых электролитов. Практически не гидролизуются и труднорастворимые соли $[\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2, \text{CaCO}_3 \text{ и др.}]$ из-за очень низкой концентрации ионов в водных растворах этих солей.

Гидролизу подвергаются только те соли, которые содержат ионы, соответствующие слабым кислотам или основаниям.

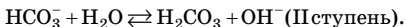
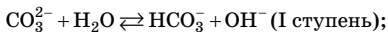
Гидролиз по аниону. При растворении в воде солей, образованных катионом сильного основания и анионом слабой кислоты, происходит взаимодействие анионов соли с молекулами воды с образованием слабодиссоциирующих анионов или молекул. Например:

а) гидролиз ацетата натрия CH_3COONa . За счет гидролиза анионов этой соли в растворе устанавливается равновесие:



Самопроизвольно равновесие смещается влево, в сторону образования молекул воды — электролита более слабого, чем уксусная кислота;

б) гидролиз карбоната натрия Na_2CO_3 . В соответствии со ступенчатым характером диссоциации слабой многоосновной угольной кислоты H_2CO_3 взаимодействие ионов CO_3^{2-} с водой идет ступенчато:

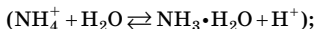
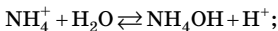


В обычных условиях (комнатная температура, атмосферное давление) гидролиз Na_2CO_3 самопроизвольно протекает только по I ступени, т. е. приводит к образованию сложных анионов

Поскольку при взаимодействии с водой анионов слабых кислот образуются ионы OH^- , растворы подобных солей имеют щелочную реакцию.

Гидролиз по катиону. Если соль образована катионами слабого основания и анионами сильной кислоты, то с молекулами воды обратимо взаимодействуют катионы соли:

а) гидролиз хлорида аммония NH_4Cl . Ионы NH_4^+ взаимодействуют с водой, образуя слабодиссоциирующие молекулы NH_4OH и катионы H^+ :



б) гидролиз хлорида меди (II) CuCl_2 . Так как гидроксид меди (II) является слабым многокислотным основанием, то взаимодействие ионов Cu^{2+} с водой идет ступенчато:

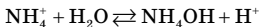


Самопроизвольно при растворении соли в воде гидролиз заканчивается на I ступени, т. е. приводит к образованию катионов основных солей.

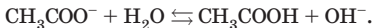
При гидролизе данного типа солей в результате устанавливающихся равновесий в растворах присутствует не-

которое количество свободных катионов H^+ , что обуславливает кислую среду этих растворов.

Гидролиз по катиону и аниону. В растворах солей, образованных катионами слабых оснований и анионами слабых кислот, в реакции гидролитического взаимодействия с водой участвуют одновременно оба типа ионов. Так, при гидролизе ацетата аммония $\text{CH}_3\text{COONH}_4$ в растворе параллельно протекают два процесса — гидролиз катиона



и гидролиз аниона:



Если оба процесса протекают в равной степени (кислота и основание — одинаково слабые электролиты), раствор соли имеет нейтральную среду. Если в растворе преобладает гидролиз катиона (основание слабее кислоты), раствор имеет слабокислую реакцию.

Такова, например, реакция раствора нитрита аммония NH_4NO_2 . Если в растворе преобладает гидролиз анионов соли (кислота слабее основания), раствор имеет слабощелочную среду. Например, сероводород H_2S является в растворе более слабым электролитом, чем NH_4OH , поэтому в растворе сульфида аммония $(\text{NH}_4)_2\text{S}$ среда слабощелочная.

Вывод: чем слабее электролиты (кислота или основание), образовавшие соль, тем в большей степени гидролизуется соль. Так, H_2S является более слабой кислотой, чем H_2SO_3 , поэтому сульфиды гидролизуются сильнее, чем сульфиты (в растворе Na_2S среда более щелочная, чем в растворе Na_2SO_3).

2. От внешних факторов. Глубина протекания гидролиза в значительной степени зависит от температуры и концентрации раствора. При кипячении растворов гидролиз протекает значительно глубже, охлаждение растворов, напротив, уменьшает способность соли подвергаться гидролизу. Увеличение концентрации растворов также снижает степень гидролиза, разбавление растворов усиливает гидролиз солей.

Если основание и кислота, образующие соль, являются не только слабыми электролитами, но и малорастворимы или неустойчивы и разлагаются с образованием летучих продуктов, то в этом случае гидролиз соли протекает необратимо:

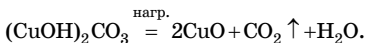


7. ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

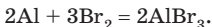
7.1. Классификация химических реакций

Химические реакции можно классифицировать по различным признакам:

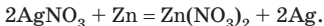
1. По числу и составу исходных и образующихся веществ. *Реакции разложения*, при которых из одного вещества образуется два или несколько других веществ:



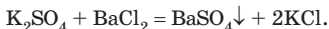
Реакции соединения, при которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество:



Реакции замещения (между простыми и сложными веществами), при которых атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе:



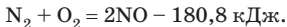
Реакции обмена (между сложными веществами), при которых их составные части обмениваются местами:



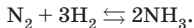
2. По тепловому эффекту. Экзотермические реакции протекают с выделением теплоты:



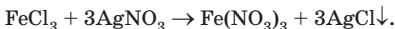
Эндотермические реакции протекают с поглощением теплоты:



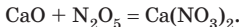
3. По обратимости. Обратимые реакции при данных условиях протекают во взаимно противоположных направлениях:



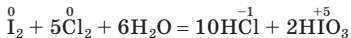
Необратимые реакции протекают до полного израсходования одного из реагирующих веществ:



4. По изменению степени окисления. *Электростатические реакции* протекают без изменения степени окисления элементов:



Электродинамические реакции протекают с изменением степени окисления (иначе они называются окислительно-восстановительными — см. 7.5):



7.2. Элементы термохимии

Раздел химии, связанный с количественным изучением тепловых эффектов реакций, называется *термохимией*.

Количество теплоты, выделяющейся или поглощаемой при химической реакции, называется *тепловым эффектом реакции*.

Количество теплоты, которое выделяется или поглощается при образовании 1 моля соединения из простых веществ, называется *теплотой образования данного соединения*. Теплота образования обозначается буквой *q* и имеет единицу измерения Дж/моль. Теплота образования простых веществ принята равной нулю.

Законы термохимии. 1. *Тепловой эффект прямой реакции равен по абсолютному значению и противоположен по знаку тепловому эффекту обратной реакции.*

Вещества, при образовании которых выделяется большое количество теплоты, весьма прочны и трудно разлагаются.

2. *Тепловой эффект реакции зависит только от начального и конечного состояния веществ и не зависит от промежуточных стадий процесса (Г. И. Гесс, 1840 г.).*

Следствие из закона Гесса: тепловой эффект химической реакции равен сумме теплот образования продуктов реакции за вычетом суммы теплот образования исходных веществ.

Термохимические уравнения. Экзо- и эндотермические реакции изображаются с помощью *термохимических уравнений*, т. е. таких, в которых указан тепловой эффект реакции. Примеры см. на стр. 63.

7.3. Скорость химических реакций

Вещество или совокупность веществ в химии принято называть *системой*. Системы бывают *гомогенные* — состоящие из одной фазы и *гетерогенные* — состоящие из нескольких фаз. (*Фазой* называется часть системы, отделенная от других ее частей поверхностью раздела, при переходе через которую свойства меняются скачком.)

Скорость гомогенной реакции v определяется изменением концентрации одного из вступивших в реакцию или образующихся в результате реакции веществ в единицу времени: $v_{\text{гомог}} = \Delta c / \Delta t$, где c — концентрация, t — время.

Скорость гетерогенной реакции v определяется числом молей веществ, вступивших в реакцию или образующихся в результате реакции в единицу времени на единице поверхности фазы: $v_{\text{гетерог}} = \Delta v / s \Delta t$, где v — количество вещества (моль), s — площадь поверхности, t — время.

Скорость реакции зависит от ряда факторов:

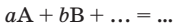
1. От природы реагентов. Большую роль в этой зависимости играет характер химических связей в соединениях, строение их молекул. Реакции протекают в направ-

лении разрушения менее прочных связей и образования веществ с более прочными связями. Так, для разрыва связей в молекулах H_2 или N_2 требуются высокие энергии, скорость реакции между такими молекулами невелика. Для разрыва связей в сильнополярных молекулах (H_2O , HCl) требуется меньше энергии, и скорость реакции значительно выше. Реакции между ионами в растворах электролитов протекают практически мгновенно.

2. От концентрации реагентов. Химическое взаимодействие происходит при столкновении частиц реагентов, которое зависит от числа частиц в данном объеме, т. е. от концентрации.

Количественная зависимость скорости реакции от концентрации реагентов описывается законом действующих масс: *Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентрации реагирующих веществ* (К. Гульдберг, П. Вааге, 1867 г.).

В общем виде математическое выражение этого закона записывается следующим образом: для реакции



$v = kC_A^a \cdot C_B^b \dots$, где v — скорость реакции, c — концентрация реагентов, k — константа скорости реакции.

Физический смысл *константы скорости реакции*: скорость реакции при условии, что произведение концентраций реагирующих веществ равно единице.

Константа скорости реакции зависит от природы реагентов, температуры и катализатора, но не зависит от концентрации реагентов.

Для гетерогенных реакций концентрация твердой фазы в выражение скорости реакции не входит.

3. От температуры. При повышении температуры на каждые 10 градусов скорость реакции увеличивается в 2–4 раза (правило Вант-Гоффа). Показатель роста скорости реакции при повышении температуры на каждые 10 градусов называется *температурным коэффициентом скорости реакции* и обозначается буквой γ .

Зависимость скорости реакции от температуры можно записать следующим образом:

$$v_{T_2} = v_{T_1} \gamma^{(T_1 - T_2)/10}$$

где T — температура, γ — температурный коэффициент скорости реакции.

4. От катализатора. *Катализаторы* — это вещества, увеличивающие скорость реакции, но остающиеся после нее химически неизменными. Реакции, протекающие при участии катализаторов, называются *каталитическими*.

Различают два типа катализа — гомогенный и гетерогенный. При гомогенном катализе реагенты, продукты и катализатор составляют одну фазу, т. е. находятся в одинаковом агрегатном состоянии. В этом случае увеличение скорости объясняется тем, что катализатор образует с одним из реагирующих веществ неустойчивое активное соединение, которое легче реагирует со вторым реагентом, образуя продукт реакции и освобождая катализатор. Например, для реакции $A + B = AB$:

а) $A + K = AK$; б) $AK + B = AB + K$.

При гетерогенном катализе катализатор и реагенты находятся в разных фазах, т. е. в разных агрегатных со-

стояниях. В этом случае реагенты адсорбируются на поверхности твердого катализатора, их реакционная способность возрастает вследствие ослабления в них химических связей.

5. От поверхности соприкосновения реагентов. Чем больше поверхность соприкосновения, тем быстрее протекает реакция. Поверхность твердых веществ может быть увеличена путем их измельчения, а для растворимых веществ — путем их растворения. Реакции в растворах протекают практически мгновенно.

7.4. Обратимость химических реакций. Химическое равновесие и условия его смещения

Большинство химических реакций обратимы. Такие химические реакции записываются в виде одного химического уравнения со знаком обратимости \rightleftharpoons . Реакция, идущая слева направо, называется *прямой реакцией*, а противоположная ей — *обратной*.

В обратимых процессах с течением времени скорость прямой реакции уменьшается, а скорость обратной увеличивается. Если в какой-либо системе имеются условия для протекания обратимой реакции, то через некоторое время в такой системе устанавливается *химическое равновесие*, при котором скорости прямой и обратной реакций становятся равными.

Химическое равновесие является динамическим. В равновесной системе устанавливается определенное, постоянное для данных условий соотношение между концентрациями исходных веществ и продуктов реакции.

Количественной характеристикой химического равновесия служит *константа химического равновесия* — отношение произведения концентраций продуктов реакций к произведению концентраций исходных веществ в момент равновесия.

Для любой обратимой гомогенной реакции, записанной в общем виде: $aA + bB \rightleftharpoons cC + dD$, выражение для константы равновесия выглядит так:

$$K = [C]^c [D]^d / [A]^a [B]^b,$$

где квадратными скобками обозначены равновесные концентрации реагентов и продуктов. Значение константы равновесия определяет относительное содержание компонентов в системе. Если $K > 1$, то велико содержание продуктов, если $K < 1$, то велико содержание исходных веществ и выход продукта мал.

Константа химического равновесия зависит от природы реагентов и температуры, но не зависит от концентрации реагирующих веществ и катализатора.

При неизменных условиях состояние химического равновесия сохраняется сколь угодно долго. Сместить его в сторону прямой или обратной реакции можно, изменяя внешние условия протекания реакций.

Направление смещения химического равновесия определяется принципом Ле-Шателье (1884 г.): *Если на систему, находящуюся в равновесии, оказать какое-либо воздействие, то равновесие сместится в сторону уменьшения этого воздействия.* Смещение равновесия при изменении концентрации, давления и температуры показано в табл. 6.

Таблица 6

**Смещение химического равновесия в системе
«Исходные вещества \rightleftharpoons продукты»**

Параметр и его изменение	Направление смещения равновесия
Концентрация: увеличение уменьшение	$C_{\text{исх}} > C_{\text{прод}}$ $C_{\text{исх}} < C_{\text{прод}}$ → ← ← →
Давление (для реакций в газовой фазе): повышение понижение	$V_{\text{исх}} > V_{\text{прод}}$ $V_{\text{исх}} < V_{\text{прод}}$ → ← ← →
Температура: нагревание охлаждение	эндо ($-Q$) экзо ($+Q$) → ← ← →

7.5. Окислительно-восстановительные реакции

Окислительно-восстановительными реакциями называются такие, при которых электроны от одних атомов, молекул или ионов переходят к другим. В этих реакциях, которые иначе называются электродинамическими, совмещены процессы *окисления* (отдачи электронов) и *восстановления* (принятия электронов).

Окислителем называется вещество, атомы или ионы которого присоединяют к себе электроны при химических реакциях, а *восстановителем* — вещество, атомы или ионы которого отдают электроны. В окислительно-

восстановительном процессе количество электронов, отдаваемых восстановителем, должно быть равно количеству электронов, принимаемых окислителем.

Основным признаком окислительно-восстановительных реакций является изменение степени окисления — см. схему:



Окислительно-восстановительные реакции могут быть *межмолекулярными* — окислителем и восстановителем являются различные вещества; *внутримолекулярными* — окислитель и восстановитель входят в состав одного и того же вещества, но представляют собой атомы разных элементов; в *реакциях диспропорционирования* окислителем и восстановителем являются атомы одного и того же элемента в составе одного и того же вещества. К таким реакциям способны вещества, содержащие атомы элемента с промежуточной степенью окисления.

Характер протекания окислительно-восстановительных реакций зависит от химической природы веществ (характера связей, степени окисления и др.), а также от условий проведения реакций — концентрации вещества, температуры, реакции среды.

Окислительно-восстановительные свойства вещества и степени окисления входящих в него атомов. Соедине-

ния, содержащие атомы элементов с максимальной степенью окисления, могут быть только окислителями за счет этих атомов, поскольку последние уже отдали все свои валентные электроны и способны только принимать электроны. Максимальная степень окисления атома элемента численно равна номеру группы в периодической системе, к которой относится данный элемент.

Соединения, содержащие атомы элементов с минимальной степенью окисления, наоборот, могут служить только восстановителями, поскольку они способны лишь отдавать электроны, потому что внешний энергетический уровень у таких атомов завершён восемью электронами. Минимальная степень окисления у атомов металлов равна 0. Для неметаллов ее можно вычислить по формуле $n - 8$, где n — номер группы в периодической системе элементов, к которой относится данный неметалл.

Соединения, содержащие атомы элементов с промежуточной степенью окисления, могут быть и окислителями, и восстановителями, в зависимости от партнера, с которым взаимодействуют, и от условий проведения реакции.

Важнейшие восстановители:

Металлы, водород, уголь

Оксид углерода (II) CO

Сероводород H₂S

Иодоводородная кислота HI, бромоводородная кислота HBr, хлороводородная кислота HCl

Хлорид олова (II) SnCl₂, сульфат железа (II) FeSO₄

Аммиак NH_3 , гидразин N_2H_4

Фосфористая кислота H_3PO_3

Альдегиды, спирты, муравьиная и щавелевая кислоты, глюкоза

Катод при электролизе

Важнейшие окислители:

Галогены

Перманганат калия KMnO_4 , манганат калия K_2MnO_4 , оксид марганца (IV) MnO_2

Дихромат калия $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$

Азотная кислота HNO_3

Кислород O_2 , озон O_3 , пероксид водорода H_2O_2

Серная кислота H_2SO_4 (конц.), селеновая кислота H_2SeO_4

Оксид меди (II) CuO , оксид серебра (I) Ag_2O , оксид свинца (IV) PbO_2

Ионы благородных металлов (Ag^+ , Au^{3+} и др.)

Хлорид железа (III) FeCl_3

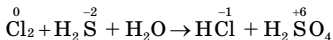
Гипохлориты, хлораты и перхлораты

Смеси конц. кислот: азотной и фтороводородной; азотной и соляной — «царская водка»

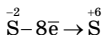
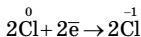
Анод при электролизе

Составление уравнений окислительно-восстановительных реакций. Наибольшее затруднение при этом вызывает расстановка коэффициентов. Существует несколько способов их нахождения, в частности метод *электронного баланса*, в соответствии с которым число электронов, отданных восстановителем, должно быть равно числу электронов, принятых окислителем. Уравнение составляется в несколько стадий:

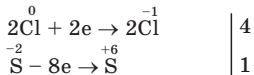
1. Записывают уравнение реакции со всеми участвующими в ней веществами без коэффициентов, например:



2. Выделяют элементы, изменяющие степени окисления в результате реакции, и определяют число электронов, приобретенных окислителем и отдаваемых восстановителем:

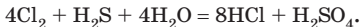


3. Уравнивают число приобретаемых и отдаваемых элементами электронов, устанавливая тем самым коэффициенты для соединений, в которых присутствуют элементы, изменяющие степени окисления:



4. Подбирают коэффициенты для всех остальных участников реакции.

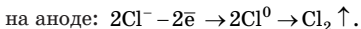
После уравнивания баланса электронов отданных и принятых расставляют коэффициенты перед окислителем и восстановителем и продуктами их превращений. Записывают окончательное уравнение реакции:



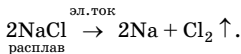
В этой реакции сероводород проявляет восстановительные свойства и окисляется до серной кислоты, а хлор — окислительные свойства и восстанавливается до соляной кислоты.

7.6. Электролиз расплавов и водных растворов

Электролиз — это окислительно-восстановительный процесс на электродах, вызванный действием постоянного электрического тока. Например, при электролизе расплава хлорида натрия положительные ионы натрия направляются к катоду, а отрицательные ионы хлора движутся к аноду:



Ионы натрия, приняв по электрону, восстанавливаются на катоде до свободного натрия, а ионы хлора, отдав электроны, окисляются до свободного хлора. Суммарно этот процесс можно выразить так:



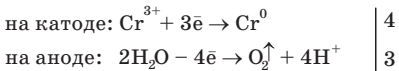
При электролизе процессы окисления и восстановления пространственно разделены. На катоде протекает только восстановление, а на аноде — окисление.

Факторы, влияющие на электролиз. Протекание электролиза зависит от природы растворителя, растворенного вещества и электродов, а также от плотности тока (А/дм^2).

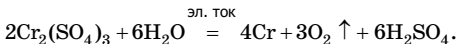
Порядок разряда катионов при электролизе определяется рядом напряжений металлов (приложение 4): чем

активнее металл, тем труднее его ион разряжается. Для водных растворов солей, кислот и щелочей порядок разряда катионов и продукты, образующиеся на электродах при электролизе (катодный процесс), и порядок разряда анионов (анодный процесс) представлены на схемах на стр. 77.

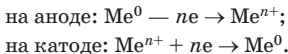
Пример. Электролиз водного раствора сульфата хрома (III):



Суммарное уравнение электролиза выводится из баланса электронов на катоде и аноде:



В случае «растворимых» электродов при электролизе протекают следующие процессы:



Катодный процесс

$\text{Li}^+, \text{K}^+, \text{Ca}^{2+}, \text{Na}^+, \text{Mg}^{2+}, \text{Al}^{3+}$	H^+	$\text{Mn}^{2+}, \text{Zn}^{2+}, \text{Fe}^{2+}, \text{Ni}^{2+}, \text{Sn}^{2+}, \text{Pb}^{2+}, \text{Fe}^{3+}, \text{Cu}^{2+}, \text{Hg}^{2+}, \text{Ag}^+$
$2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} \rightarrow \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$		$\text{Me}^{n+} + n\bar{e} \rightarrow \text{Me}^0$
$2\text{H}^+ + 2e \rightarrow 2\text{H} \rightarrow \text{H}_2\uparrow$		

Анодный процесс

$\text{S}^{2-}, \text{I}^-, \text{Br}^-, \text{Cl}^-$	OH^-	$\text{NO}_3^-, \text{CO}_3^{2-}, \text{SO}_4^{2-}, \text{PO}_4^{3-}$
$\text{Э}^{n-} - n\bar{e} \rightarrow \text{Э}^0$		$2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+$
		$4\text{OH}^- - 4\bar{e} \rightarrow \text{O}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$

Часть II

ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ

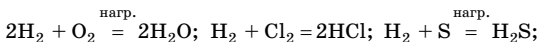
8. ХИМИЯ НЕМЕТАЛЛОВ

8.1. Водород. Вода. Пероксид водорода

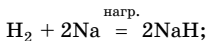
Элемент водород H. Электронная формула $1s^1$. Имеет три изотопа: ${}^1_1\text{H}$ — протий, ${}^2_1\text{H}$ — дейтерий, ${}^3_1\text{H}$ — тритий.

Простое вещество водород H_2 . При обычных условиях газ, без цвета и запаха, легче воздуха.

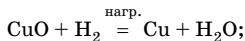
Химические свойства. Реагирует с неметаллами:



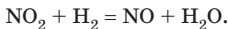
с металлами:



с оксидами металлов:

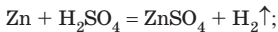


с оксидами неметаллов:

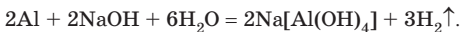


Получение. В лаборатории:

а) металл + кислота

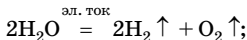


б) металл + щелочь

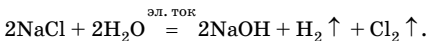


В промышленности:

а) электролиз воды

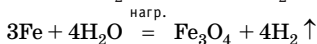
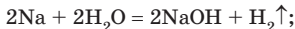


б) электролиз водных растворов солей

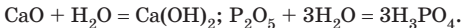


Вода H_2O . При обычных условиях жидкость, без цвета и запаха, $t_{\text{кип}} = 100\text{ }^\circ\text{C}$, $t_{\text{пл}} = 0\text{ }^\circ\text{C}$, $\rho = 1\text{ г/см}^3$.

Химические свойства. Реагирует с металлами:



с оксидами металлов и неметаллов:

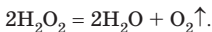


Вступает в реакции гидролитического разложения.

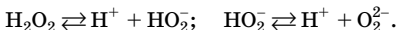
Вода, в состав которой входит изотоп водорода дейтерий, называется *тяжелой водой*. Формула ее D_2O . Химические реакции с тяжелой водой протекают медленнее, чем с обычной водой. Накапливается D_2O при длительном электролизе H_2O .

Пероксид водорода H_2O_2 . Сиропоподобная жидкость. 30% водный раствор H_2O_2 называется *пергидроль*. Структура: $\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$.

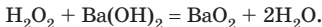
Химические свойства. Разлагается со взрывом на свету, при действии примесей:



Ведет себя как слабая двухосновная кислота:

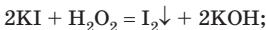


Взаимодействует с основаниями:

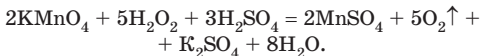


Ввиду наличия у атома кислорода промежуточной степени окисления -1 проявляет окислительно-восстановительную двойственность:

а) как окислитель:



б) как восстановитель:



8.2. Подгруппа галогенов

Общая характеристика. Галогенами называют элементы главной подгруппы VII группы периодической системы: фтор, хлор, бром, иод, астат. Все галогены ядовиты. Их водные растворы (кроме фтора) называются «*водами*» (хлорная, бромная, иодная).

Некоторые свойства атомов галогенов и образуемых ими простых веществ приведены в табл. 7.

Из табл. 7 видно: 1) общая электронная конфигурация внешнего энергетического уровня — ns^2np^5 ;

2) с возрастанием порядкового номера элементов увеличиваются радиусы атомов, уменьшается электроотрицательность, ослабевают неметаллические свойства и окислительная способность элементов.

Таблица 7

Некоторые свойства галогенов

	F	Cl	Br	I	At
Строение внешнего электронного слоя атома	2s ² 2p ⁵	3s ² 3p ⁵	4s ² 4p ⁵	5s ² 5p ⁵	6s ² 6p ⁵
Энергия ионизации атома, эВ	17,42	12,97	11,84	10,45	≈9,2
Сродство атома к электрону, эВ ¹	3,45	3,61	3,37	3,08	≈2,8
Относительная электроотрицательность	4,0	3,0	2,8	2,6	≈2,2
Радиус атома, нм	0,064	0,099	0,114	0,133	...
Радиус иона Э ⁻ , нм	0,133	0,181	0,196	0,220	0,23
Межъядерное расстояние в молекуле Э ₂ , нм	0,142	0,199	0,228	0,267	...
Энергия связи в молекуле Э ₂ при 25 °С, кДж/моль	159	243	192	151	109
Физическое состояние при обычных условиях	Бледно-зеленоватый газ	Зеленоватожелтый газ	Краснобурая жидкость	Чернофиолетовые кристаллы	Черносиние кристаллы
t _{пл} , °С	-219,6	-101,0	-7,3	113,6	227
t _{кип} , °С	-188,1	-34,1	59,2	185,5	317
Степень термической диссоциации молекул Э ₂ :					
при 1000 К	0,043	0,00035	0,0023	0,28	...
при 2000 К	0,99	0,37	0,72	0,89	...

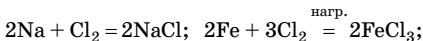
¹ В единицах СИ 1 эВ = 1,6022 · 10⁻¹⁹ Дж.

Нахождение в природе. Фтор — плавииковый шпат CaF_2 , криолит Na_3AlF_6 , фторапатит $\text{Ca}_5\text{F}(\text{PO}_4)_3$. Хлор — поваренная соль NaCl , сильвинит $\text{KCl} \cdot \text{NaCl}$, карналлит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Бром — бромиды калия, натрия, магния. Йод — йодат и перйодат калия KIO_3 и KIO_4 , морские водоросли (ламинарии). Астат в природе не встречается (получают путем искусственно осуществляемых ядерных реакций).

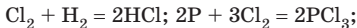
Возможные степени окисления: $-1, 0, +1, +3, +5, +7$ (для фтора только -1 и 0).

Растворимость. В воде: Cl_2 — 2,5:1 (по объему); Br_2 — 3,5 г на 100 г H_2O ; I_2 — 0,02 г на 100 г H_2O . Фтор интенсивно разлагает воду: $2\text{F}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HF} + \text{O}_2$. Бром и йод хорошо растворяются в органических растворителях.

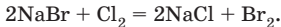
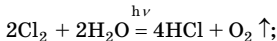
Хлор Cl_2 . Реагирует с металлами:



с неметаллами:



со сложными веществами:

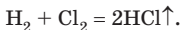


Хлороводород HCl . Бесцветный газ, ядовитый, тяжелее воздуха, хорошо растворяется в воде (1:400).

Способы получения. Сульфатный:

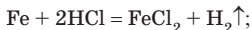


синтетический:

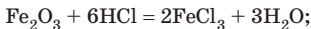


Хлороводородная (соляная) кислота и ее соли. Соляная кислота — раствор хлороводорода в воде. Бесцветная жидкость, дымит на воздухе. Для конц. кислоты $\rho=1,19 \text{ г/см}^3$, $\omega(\text{HCl})=37\%$.

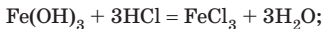
Химические свойства. Реагирует с металлами, стоящими в ряду напряжений до H_2 :



с оксидами металлов:



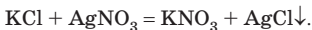
с основаниями:



с солями более слабых кислот:



Соли соляной кислоты — *хлориды*, реактив на них — нитрат серебра:



8.3. Подгруппа кислорода

Общая характеристика. Эту подгруппу составляют элементы главной подгруппы VI группы периодической системы: кислород, сера, селен, теллур, полоний. (Полоний — радиоактивный металл, известны природные и искусственно полученные его изотопы.) Некото-

рые свойства этих элементов (кроме Po) приведены в табл. 8.

Таблица 8

Некоторые свойства кислорода и его аналогов

	O	S	Se	Te
Строение внешнего электронного слоя атома	$2s^2 2p^4$	$3s^2 3p^4$	$4s^2 4p^4$	$5s^2 5p^4$
Энергия ионизации атома, эВ	13,62	10,36	9,75	9,01
Относительная электроотрицательность	3,50	2,6	2,5	2,1
Радиус атома, нм	0,066	0,104	0,117	0,137
Радиус иона Э^{2-} , нм	0,136	0,182	0,193	0,211
$t_{\text{пл}}$, °C	-218,8	119,3 ¹	217 ²	449,8 ²
$t_{\text{кип}}$, °C	-183,0	444,6	685	990

¹ Моноклинная модификация; для ромбической серы $t_{\text{пл}} = 112,8$ °C.

² Тригональная модификация.

Из табл. 8 видно:

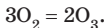
- 1) общая электронная конфигурация внешнего энергетического уровня — $ns^2 np^4$;
- 2) с возрастанием порядкового номера увеличиваются радиусы атомов, уменьшается электроотрицательность, понижается окислительная активность незаряженных атомов и усиливаются восстановительные свойства соединений со степенью окисления -2 , ослабляются неметаллические свойства.

Нахождение в природе. В свободном виде — кислород воздуха и самородная сера. В связанном виде — кислород в воде и земной коре, сера в минералах: сульфиды (свинцовый блеск PbS , цинковая обманка ZnS , железный колчедан FeS_2 , киноварь HgS , медный колчедан $CuFeS_2$); сульфаты (кальция, магния и натрия) — гипс $CaSO_4 \cdot 2H_2O$; горькая соль $MgSO_4 \cdot 7H_2O$; глауберова соль $Na_2SO_4 \cdot 10H_2O$.

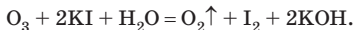
Характерные степени окисления: $-2, 0, +4, +6$.

Кислород O_2 . При обычных условиях газ, без цвета и запаха, тяжелее воздуха, плохо растворим в воде, при $-183^\circ C$ и атмосферном давлении сжижается.

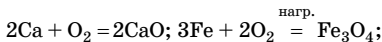
Аллотропия. Аллотропная модификация кислорода — озон O_3 . Получается из кислорода под действием тихого электрического разряда:



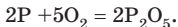
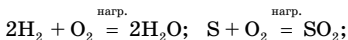
Является сильным окислителем:



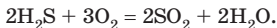
Химические свойства. Реагирует с металлами:



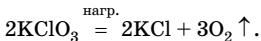
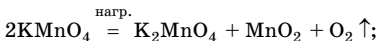
с неметаллами:



со сложными веществами:

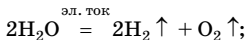


Получение. В лаборатории:



В промышленности:

а) электролиз воды

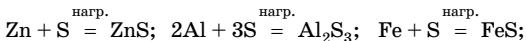


б) фракционная разгонка жидкого воздуха.

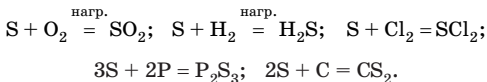
Сера. Твердое хрупкое вещество желтого цвета, нерастворима в воде, но хорошо растворяется в сероуглероде, бензоле, толуоле, плохо проводит теплоту и электрический ток.

Аллотропные модификации: ромбическая (наиболее устойчива при обычных условиях), моноклинная, пластическая. Различие в свойствах модификаций обусловлено структурой кристаллов.

Химические свойства. Реагирует с металлами:



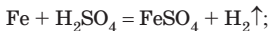
с неметаллами:



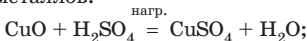
Серная кислота H_2SO_4 . Конц. H_2SO_4 — тяжелая бесцветная маслянистая жидкость ($\rho=1,84$ г/см³; $\omega=98\%$),

весьма гигроскопична, нелетуча, смешивается с водой в любых соотношениях.

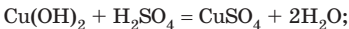
Химические свойства. Разбавл. H_2SO_4 реагирует с металлами, стоящими в ряду напряжений до H_2 :



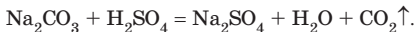
с оксидами металлов:



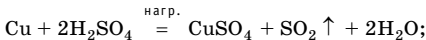
с гидроксидами:



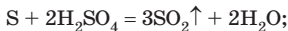
с солями:



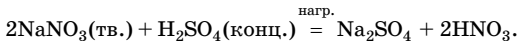
Конц. H_2SO_4 реагирует с металлами:



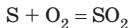
с неметаллами:



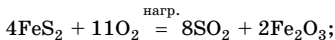
с солями:



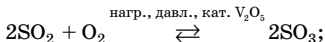
Производство контактным способом: 1) получение SO_2 :



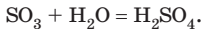
или



2) окисление SO_2 в SO_3 :



3) растворение в воде:



Раствор SO_3 в конц. H_2SO_4 называется *олеум*.

8.4. Подгруппа азота

Общая характеристика. К этой подгруппе относятся элементы главной подгруппы V группы периодической системы — азот, фосфор, мышьяк, сурьма, висмут. Важнейшие свойства приведены в табл. 9.

Таблица 9

Некоторые свойства азота и его аналогов

	N	P	As	Sb	Bi
Строение внешнего электронного слоя атома	$2s^22p^3$	$3s^23p^3$	$4s^24p^3$	$5s^25p^3$	$6s^26p^3$
Энергия ионизации атома, эВ	14,53	10,49	9,82	8,64	7,3
Относительная электроотрицательность	3,07	2,2	2,1	1,8	1,7
Радиус атома, нм	0,071	0,13	0,148	0,161	0,182
$t_{\text{пл}}$, °C	-210,0	44,1 ¹	См. ²	630,5	271,3
$t_{\text{туп}}$, °C	-195,8	257	См. ²	1634	1550
Плотность, г/см ³	0,81 ³	1,83 ¹	5,72 ⁴	6,68	9,80

¹ Белый фосфор.

² Возгоняется при 615 °C.

³ Жидкий при -196 °C.

⁴ Серый мышьяк.

Из табл. 9 видно:

- 1) общая электронная конфигурация внешнего энергетического уровня — ns^2np^3 ;
- 2) энергия ионизации, относительная электроотрицательность уменьшаются от азота к висмуту;
- 3) способность к присоединению электронов выражена слабее, чем у подгрупп кислорода и галогенов;
- 4) вследствие меньшей электроотрицательности связи с водородом у элементов подгруппы азота менее полярны, чем у галогенов и подгруппы кислорода и серы, поэтому водородные соединения этих элементов не обладают кислотными свойствами;
- 5) ослабление неметаллических свойств у азота по сравнению с кислородом и фтором и появление металлических свойств у висмута.

Нахождение в природе. Азот — свободный азот воздуха и природные нитраты. Фосфор — фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, апатит $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$. Мышьяк — мышьяковый колчедан FeAsS . Сурьма — сурьмяный блеск, или антимонит, Sb_2S_3 . Висмут — висмутовая охра Bi_2O_3 , висмутовый блеск Bi_2S_3 .

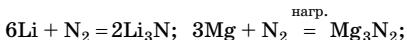
Характерные степени окисления: $-3, 0, +1, +2, +3, +4, +5$ (для азота); $-3, 0, +3, +5$ (для фосфора); $0, +3, +5$ (для сурьмы и висмута).

Азот N_2 . При обычных условиях газ, без цвета, запаха и вкуса, легче воздуха, мало растворим в воде.

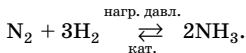
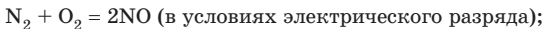
Химические свойства. В молекуле азота между атомами тройная ковалентная неполярная связь (одна σ - и

две π -связи. Молекула азота прочна и малореакционноспособна. Поэтому почти все реакции для азота протекают при высоких температурах и в присутствии катализатора.

Азот реагирует с металлами:

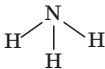


с неметаллами:

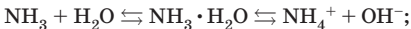


Аммиак NH_3 . При обычных условиях газ, без цвета, с резким запахом, легче воздуха, легко сжижается, хорошо растворим в воде (1:700).

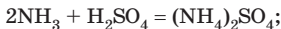
Химические свойства. Молекула аммиака полярна, имеет три ковалентные полярные связи и пирамидальное строение:



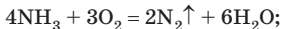
Аммиак реагирует с водой:

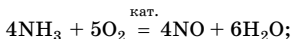


с кислотами:



с окислителями:

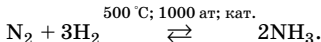




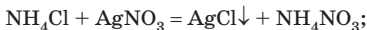
Получение. В лаборатории:



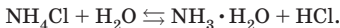
В промышленности:



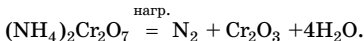
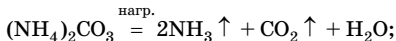
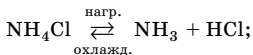
Соли аммония. Состоят из катиона аммония NH_4^+ и аниона кислоты. Кристаллические вещества. Хорошо растворимы в воде. Проявляют свойства солей:



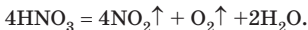
Гидролизуются по катиону NH_4^+ :



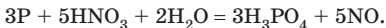
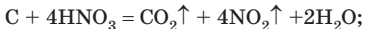
Разлагаются при нагревании:



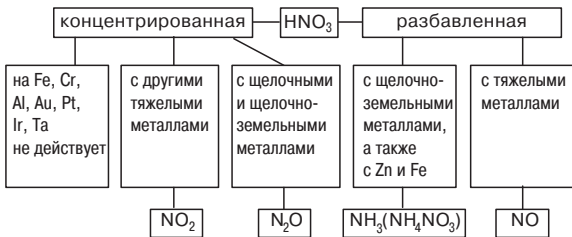
Азотная кислота HNO_3 . Чистая HNO_3 — бесцветная жидкость, $\rho = 1,5 \text{ г/см}^3$, на воздухе «дымит», смешивается с водой в любых соотношениях. На свету частично разлагается, приобретая бурую окраску:



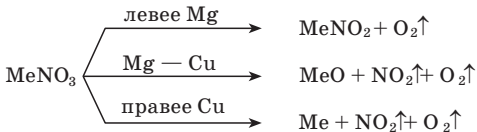
Проявляет все свойства кислот. Взаимодействует с оксидами металлов, основаниями, солями более слабых кислот. Сильный окислитель, но за счет нитратного иона взаимодействует с неметаллами:



Состав продуктов восстановления нитратного иона металлами зависит как от концентрации кислоты, так и от активности металла и представлен на схеме:



Соли азотной кислоты (нитраты). Твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде, гидролизуются по аниону не подвергаются. Разлагаются при нагревании по схеме (в соответствии с рядом напряжений металлов):

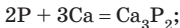


Характер продуктов разложения нитратов зависит от активности металла.

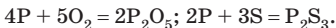
Азотные удобрения. Нитраты натрия NaNO_3 , калия KNO_3 , кальция $\text{Ca(NO}_3)_2$ и аммония NH_4NO_3 называются *селитрами*. Они используются как минеральные удобрения.

Фосфор. Аллотропные модификации: белый фосфор — воскообразное, бесцветное, ядовитое вещество, не растворяется в воде, но хорошо растворяется в сероуглероде; красный фосфор — аморфный порошок красного цвета, не ядовит, нерастворим в воде и сероуглероде; черный фосфор — похож на графит, жирный на ощупь, обладает полупроводниковыми свойствами.

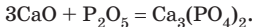
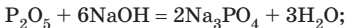
Химические свойства. Наиболее активен белый фосфор. Фосфор реагирует с металлами:



с неметаллами:

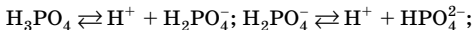


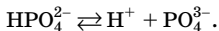
Оксид фосфора (V) P_2O_5 . Белое, сильно гигроскопичное вещество. Проявляет свойства кислотного оксида:



Очень устойчив и не проявляет окислительных свойств.

Ортофосфорная кислота H_3PO_4 . Прозрачные кристаллы, $t_{\text{пл}} = 42,3^\circ\text{C}$, с водой смешивается в любых соотношениях. Электролит средней силы, диссоциирует ступенчато:





Не является окислителем и не разлагается при нагревании.

Соли ортофосфорной кислоты (фосфаты и гидрофосфаты). Являясь трехосновной кислотой, H_3PO_4 образует три вида солей.

Все фосфаты щелочных металлов и аммония растворимы в воде. Из кальциевых солей фосфорной кислоты растворим в воде только дигидрофосфат кальция $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$.

Фосфорные удобрения. В качестве удобрений употребляются кальциевые и аммонийные соли фосфорной кислоты: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ — *фосфорит*; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2 + 2\text{CaSO}_4$ — *простой суперфосфат*; $\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_2$ — *двойной суперфосфат*; $\text{CaHPO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ — *преципитат*; $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4 + (\text{NH}_4)_2\text{HPO}_4$ — *аммофос*.

8.5. Подгруппа углерода

Общая характеристика. Эту подгруппу составляют элементы главной подгруппы IV группы периодической системы — углерод, кремний, германий, олово, свинец. Некоторые свойства этих элементов приведены в табл. 10.

Из табл. 10 видно: 1) общая электронная конфигурация внешнего энергетического уровня — ns^2np^2 ;

2) с возрастанием порядкового номера увеличивается радиус атома и уменьшается энергия ионизации;

3) от углерода к свинцу неметаллические свойства ослабевают, а металлические возрастают: C и Si проявля-

Таблица 10

Некоторые свойства углерода и его аналогов

	C ¹	Si	Ge	Sn	Pb
Строение внешнего электронного слоя атома	2s ² 2p ²	3s ² 3p ²	4s ² 4p ²	5s ² 5p ²	6s ² 6p ²
Энергия ионизации атома, эВ	11,26	8,15	7,90	7,34	7,42
Относительная электроотрицательность	2,5	1,8	1,8	1,8	1,9
Радиус атома, нм	0,077	0,134	0,139	0,155	0,175
Энергия атомизации при 25 °С, кДж на 1 моль атомов	715,0	451,9	379,1	302,1	195,0
$t_{пл}^{\circ}C$	3750 ²	1420 ²	936	231,9	327,4
$t_{кип}^{\circ}C$...	3300	2850	2620	1745
Плотность, г/см ³	Алмаз 3,52 Графит 2,26	2,33 ³	5,32	Белое 7,29 Серое 5,85	11,34

¹ В стандартном состоянии углерод находится в виде графита.

² При давлении 12 МПа.

³ Кристаллический кремний.

ют неметаллические свойства, Ge — и неметаллические, и металлические, у Sn и Pb металлические свойства преобладают над неметаллическими.

Элементы этой подгруппы образуют оксиды общей формулы ЭО и ЭО_2 и водородные соединения ЭН_4 .

Гидраты высших оксидов углерода и кремния — кислоты, гидраты остальных элементов амфотерны, с преобладанием основных свойств у гидрата свинца.

Прочность водородных соединений от углерода к свинцу уменьшается, а PbH_4 в свободном виде не выделен.

Нахождение в природе. Углерод — в свободном виде (алмаз, графит) и в виде соединений (нефть, природный газ, каменный и бурый уголь), а также карбонаты: известняк, мрамор, мел CaCO_3 , магнезит MgCO_3 , доломит $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$, сидерит FeCO_3 . Кремний — один из самых распространенных элементов в земной коре (27% по массе), только в виде соединений: кристаллический кремнезем, песок, кварц, аметист, горный хрусталь, агат, яшма, кремень, халцедон; аморфный кремнезем — опал, диатомит, трепел (инфузорная земля) $\text{SiO}_2 \cdot n\text{H}_2\text{O}$, полевой шпат $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$, слюда $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, каолин $\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$, асбест $3\text{MgO} \cdot 2\text{SiO}_2 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Германий — встречается крайне редко. Олово — оловянный камень SnO_2 . Свинец — свинцовый блеск PbS .

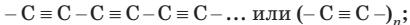
Характерные степени окисления: $-4, 0, +2, +4$.

Углерод. Аллотропные модификации. Алмаз — бесцветное кристаллическое вещество с атомной решеткой, атомы углерода в состоянии sp^3 -гибридизации (тетраэдрическая форма), прочные ковалентные неполярные связи, плохо проводит теплоту и не проводит электрический ток.

Графит — темно-серое кристаллическое вещество со слабым металлическим блеском; атомы углерода в со-

стоянии sp^2 -гибридизации и объединены в плоские слои, состоящие из правильных шестиугольников; хорошо проводит теплоту и электрический ток.

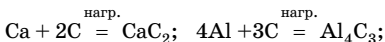
Карбин — мелкокристаллический порошок черного цвета; кристаллы состоят из линейных цепочек углеродных атомов:



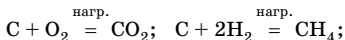
по твердости превосходит графит, но уступает алмазу, обладает полупроводниковыми свойствами.

При нагревании древесины без доступа воздуха образуется древесный уголь, обладающий способностью поглощать газы и жидкости (*адсорбция*) за счет своей пористости. Древесный уголь, обработанный горячим водяным паром, называется *активированный (или активный) уголь*.

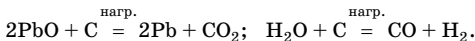
Химические свойства. Реагирует с металлами:



с неметаллами:



с оксидами:



Различают карбиды ацетиленового происхождения:

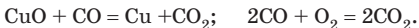


и метанового происхождения:



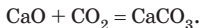
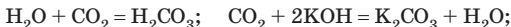
Оксиды углерода. Оксид углерода (II) (угарный газ) CO — газ, без цвета и запаха, ядовит, образуется при неполном сгорании угля, относится к несолеобразующим оксидам.

Для CO характерны восстановительные свойства:

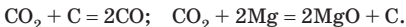


Оксид углерода (IV) (углекислый газ) CO₂ — при обычных условиях газ, без цвета и запаха, тяжелее воздуха, не поддерживает горения и дыхания. При понижении температуры и повышении давления превращается в жидкость, называемую «углекислотой». Молекула CO₂ имеет линейную форму: O=C=O; неполярна благодаря симметричному расположению ковалентных полярных связей.

CO₂ — типичный кислотный оксид, ангидрид угольной кислоты H₂CO₃:



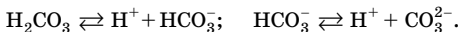
При высоких температурах проявляет окислительные свойства:



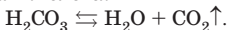
Угольная кислота H₂CO₃ имеет структуру



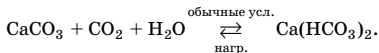
Является слабым электролитом и диссоциирует ступенчато:



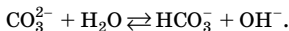
Это неустойчивая кислота:



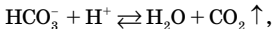
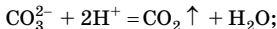
Соли угольной кислоты (карбонаты и гидрокарбонаты). Карбонаты щелочных металлов и аммония растворимы в воде, а карбонаты остальных металлов в воде нерастворимы. Гидрокарбонаты большинства металлов и аммония растворимы в воде. Карбонаты и гидрокарбонаты могут переходить друг в друга:



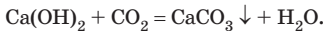
Соли угольной кислоты проявляют свойства общие для солей. В водных растворах они дают щелочную реакцию среды вследствие гидролиза по аниону:



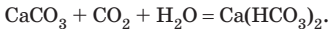
Качественной реакцией на карбонаты и гидрокарбонаты является действие на них разбавленных минеральных кислот, сопровождающееся выделением CO_2 :



что вызывает помутнение известковой воды:

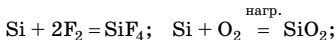


Помутнение исчезает в избытке CO_2 :

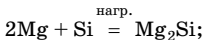


Кремний. Темно-серые, блестящие непрозрачные кристаллы; хрупок, тугоплавок. Вследствие разрушения части ковалентных связей проявляет полупроводниковые свойства.

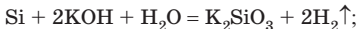
Химические свойства. Реагирует с неметаллами:



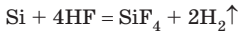
с металлами:



со щелочами:



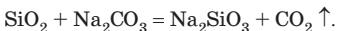
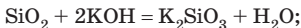
с фтороводородной (плавиковой) кислотой:



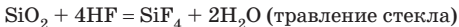
или



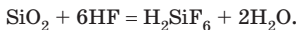
Оксид кремния SiO_2 . Твердое, тугоплавкое вещество (для кварца $t_{\text{пл}} = 1710^\circ\text{C}$), кристаллизуется в атомной решетке, является своего рода неорганическим полимером: $(\text{SiO}_2)_n$. Кислотный оксид, нерастворим в воде. При сплавлении с основными оксидами, твердыми щелочами и карбонатами образует *силикаты* (соли кремниевой кислоты):



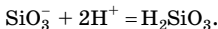
Взаимодействует с фтороводородной кислотой:



или

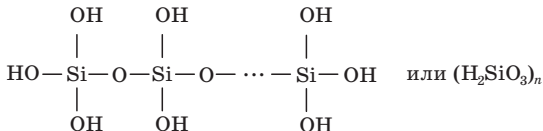


Кремниевая кислота H_2SiO_3 . Твердое вещество, нерастворимое в воде. Получают из растворимых силикатов:

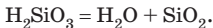


В зависимости от концентрации соли и кислоты кремниевая кислота может быть получена либо в виде *геля* (студнеобразная масса), либо в виде *золя* (коллоидный раствор).

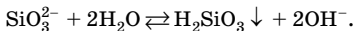
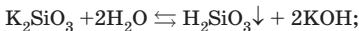
Кремниевая кислота построена в виде структурных тетраэдрических звеньев, которые объединяются в цепи, образуя поликремниевые кислоты:



При нагревании разлагается:



Силикаты щелочных металлов гидролизуются сразу до кремниевой кислоты:



Соединения кремния широко используются при производстве стекла, цемента и керамики.

9. ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ

9.1. Общая характеристика металлов

Из всех известных в настоящее время элементов около 80% относятся к металлам: *s*-элементы I и II групп, все *d*- и *f*-элементы и ряд *p*-элементов главных подгрупп периодической системы. Наиболее типичные металлы расположены в начале периодов (кроме первого). Главной особенностью элементов-металлов является наличие у них на внешних энергетических уровнях небольшого числа электронов (1, 2, 3).

Физические свойства. Для всех металлов характерны электро- и теплопроводность, пластичность, металлический блеск, обычно серый цвет и непрозрачность. Металлы различаются по плотности: самый легкий металл литий ($\rho = 0,53 \text{ г/см}^3$), самый тяжелый — осмий ($22,6 \text{ г/см}^3$); металлы с $\rho < 5 \text{ г/см}^3$ называются *легкими*; по температурам плавления и кипения: самый легкоплавкий ртуть ($t_{\text{пл}} = -39 \text{ }^\circ\text{C}$), цезий и галлий имеют $t_{\text{пл}} = 29$ и $29,8 \text{ }^\circ\text{C}$, самый тугоплавкий — вольфрам ($t_{\text{пл}} = 3390 \text{ }^\circ\text{C}$); по твердости: самый твердый — хром, самые мягкие — калий, рубидий, цезий.

Все физические свойства металлов определяются структурой их кристаллических решеток.

Химические свойства. Реагируют с кислородом, галогенами, серой, азотом, фосфором, углеродом, кремнием, бором, водородом, а также с водой, кислотами, солями, некоторые — со щелочами и оксидами металлов.

В этих реакциях металлы проявляют только восстановительные свойства.

Электрохимический ряд напряжений металлов. Этот ряд иначе называется рядом стандартных электродных потенциалов.

Стандартный электродный потенциал — это потенциал, возникающий на границе металл — раствор при погружении металла в раствор собственной соли с концентрацией 1 моль ионов в 1 литре раствора [при стандартных условиях: $p = 101,3$ кПа (1 атм), $T = 298\text{K}$ (25 °C)].

Значение стандартного электродного потенциала измеряют (в вольтах) относительно водородного электрода, потенциал которого принят равным нулю. Чем меньше алгебраическое значение потенциала, тем выше восстановительная способность этого металла и ниже окислительная способность его ионов.

Этот ряд применим только к водным растворам и характеризует химическую активность металлов только в окислительно-восстановительных реакциях, протекающих в водной среде.

9.2. Сплавы металлов

В жидком состоянии большинство металлов растворяются друг в друге, образуя однородный сплав.

Виды сплавов. Твердые растворы — металлы неограниченно растворены друг в друге, их кристаллы содержат атомы обоих металлов, чем обусловлена их полная однородность. По сравнению с чистыми металлами твердые растворы характеризуются более высокой прочностью, твердостью и химической стойкостью. Они

так же пластичны и хорошо проводят электрический ток.

Механические смеси — в твердом состоянии сплавляемые металлы не растворены и химически не взаимодействуют друг с другом. Сплав состоит из мельчайших кристалликов каждого металла.

Химические соединения — сплавляемые металлы взаимодействуют, образуя химические соединения, называемые *интерметаллидами* (CuZn , CuZn_3 , CuZn_2 ; Ca_3Sb_2 ; Na_2Sb , Na_2Pb_5 , Na_4Pb ; AuZn , Au_3Zn_5 , AuZn_3 ; Na_4Sn , NaSn и др.).

Методом порошковой металлургии получают сплавы с заранее заданными свойствами — кислотоупорные, тугоплавкие, сверхтвердые и др.

Состав важнейших сплавов. Бронза — Cu и Sn (оловянная); Cu и Al (алюминиевая); Cu и Pb (свинцовая); Cu и Si (кремниевая) и др. Латунь — Cu, Zn. Мельхиор — Cu, Ni, Fe, Mn. Нихром — Ni, Cr, Fe, Mn. Никелин — Ni, Cu. Инвар — Ni, Fe. Дюралюмин — Al, Mg, Cu, Mn. Силумин — Al, Si. Магналий — Al, Mg. Победит — C, W, Co. Припой — Sn, Pb, Sb (мягкий припой); Ag, Cu, Zn (твердый припой). Сплав Вуда — Pb, Sn, Cd, Bi. Амальгамы — сплавы металлов с ртутью.

9.3. Металлы главной подгруппы I группы

Общая характеристика. Главную подгруппу I группы периодической системы составляют щелочные металлы — литий, натрий, калий, рубидий, цезий и франций. Некоторые свойства щелочных металлов приведены в табл. 11.

Таблица 11

Некоторые свойства щелочных металлов

	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Строение внешнего электронного слоя атома	$2s^1$	$3s^1$	$4s^1$	$5s^1$	$6s^1$	$7s^1$
Радиус атома, нм	0,155	0,189	0,236	0,248	0,268	0,280
Энергия ионизации $\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+, \text{эВ}$	5,39	5,14	4,34	4,18	3,89	...
Радиус иона $\text{Э}^+, \text{нм}$	0,068	0,098	0,133	0,149	0,165	0,178
Энергия атомизации металла при 25°C , кДж на 1 моль атомов	150,8	91,7	90,3	82,0	78,1	...
Плотность, г/см^3	0,53	0,97	0,86	1,53	1,90	2,1–2,4
$t_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	180,5	97,9	63,5	39,3	28,5	≈ 20
$t_{\text{кип}}, ^\circ\text{C}$	1340	886	771	690	672	650
Стандартный электродный потенциал процесса $\text{Э}^+ + \text{e} = \text{Э}, \text{В}$	-3,045	-2,714	-2,925	-2,925	-2,923	...

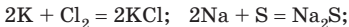
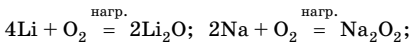
Из табл. 11 видно:

- 1) общая электронная конфигурация внешнего энергетического уровня — ns^1 ;

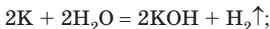
- 2) атомы щелочных металлов характеризуются низким значением энергии ионизации;
- 3) металлические свойства выражены у щелочных металлов особенно резко;
- 4) с возрастанием порядкового номера увеличивается легкость отдачи валентных электронов и усиливаются металлические свойства.

Нахождение в природе — только в виде соединений. Литий — сподумен $\text{Li}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 4\text{SiO}_2$. Натрий — каменная соль NaCl , сильвинит $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$, глауберова соль $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$, натриевая селитра NaNO_3 , в морской воде. Калий — сильвинит $\text{NaCl} \cdot \text{KCl}$, карналлит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$, ортоклаз $\text{K}_2\text{O} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$. Рубидий и цезий — примеси к карналлиту и литиевым минералам.

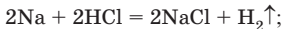
Химические свойства. Реагируют со многими неметаллами:



с водой:



с кислотами:



Калийные удобрения. Природные вещества и продукты их переработки — сильвинит, хлорид и сульфат ка-

лия, калийная селитра KNO_3 , поташ K_2CO_3 в растительной золе.

9.4. Металлы главной подгруппы II группы

Общая характеристика. Главную подгруппу II группы периодической системы составляют бериллий, магний, щелочно-земельные металлы (кальций, стронций, барий) и радий. Некоторые свойства этих элементов представлены в табл. 12 (с. 108).

Из табл. 12 видно:

- 1) общая электронная конфигурация внешнего энергетического уровня — ns^2 ;
- 2) с увеличением радиуса атома уменьшается энергия ионизации;
- 3) с возрастанием порядкового номера отдача электронов облегчается, что приводит к закономерному усилению металлических свойств, которые более ярко проявляются у щелочно-земельных металлов.

Нахождение в природе — в виде минералов. Бериллий — берилл $3\text{BeO} \cdot \text{Al}_2\text{O}_3 \cdot 6\text{SiO}_2$. Магний — магнезит MgCO_3 , доломит $\text{MgCO}_3 \cdot \text{CaCO}_3$, каинит $\text{KCl} \cdot \text{MgSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$, карналлит $\text{KCl} \cdot \text{MgCl}_2 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. Кальций — мел, мрамор, известняк CaCO_3 , фосфорит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$. Стронций — целестин SrSO_4 , стронцианит SrCO_3 . Барий — барит BaSO_4 , виверит BaCO_3 .

Таблица 12

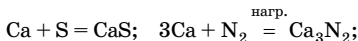
**Некоторые свойства бериллия, магния, радия
и щелочно-земельных металлов**

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Строение внешнего электронного слоя атома	$2s^2$	$3s^2$	$4s^2$	$5s^2$	$6s^2$	$7s^2$
Радиус атома, нм	0,113	0,160	0,197	0,215	0,221	0,235
Энергия ионизации атома, эВ:						
$\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$	9,32	7,65	6,11	5,69	5,21	5,28
$\text{Э} \rightarrow \text{Э}^{2+}$	18,21	15,03	11,87	11,03	10,00	10,15
Радиус иона Э^+ , нм	0,034	0,074	0,104	0,120	0,138	0,144
Энергия атомизации металла при 25 °С, кДж на 1 моль атомов	320,5	150,2	192,5	164,0	175,7	130
Плотность, г/см ³	1,85	1,74	1,54	2,63	3,76	≈6
$t_{\text{пл}}$, °С	1285	650	842	770	727	969
$t_{\text{кип}}$, °С	2470	1095	1495	1390	1860	1500
Стандартный электродный потенциал процесса $\text{Э}^{2+} + 2e = \text{Э}$, В	-1,847	-2,363	-2,866	-2,888	-2,905	≈-2,92

Физические свойства. В свободном состоянии серебристо-белые вещества, более твердые, чем щелочные металлы.

Химические свойства. По химической активности уступают лишь щелочным металлам.

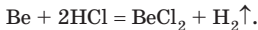
Реагируют с неметаллами:



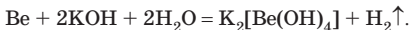
с водой (кроме бериллия):



с кислотами:



Магний взаимодействует с водой лишь при нагревании. Бериллий взаимодействует и с растворами щелочей:

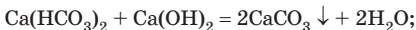


Жесткость воды. Вода, содержащая ионы кальция или магния, называется *жесткой*. Карбонатная жесткость (временная) вызвана присутствием в растворе гидрокарбонатов кальция и магния, а некарбонатная (постоянная) — присутствием хлоридов и сульфатов.

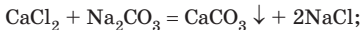
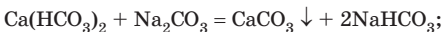
Устранение жесткости воды сводится к удалению из раствора ионов кальция и магния. Этого можно достичь кипячением:



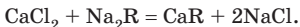
добавлением известкового молока:



добавлением соды:



пропуская через катионообменную смолу:



Здесь R — частица катионита, несущая отрицательный заряд $[\text{Al}_2\text{Si}_2\text{O}_8 \cdot n\text{H}_2\text{O}]^{2-}$.

Для устранения временной жесткости годятся все четыре перечисленные способа, а для постоянной — только два последних.

9.5. Металлы главной подгруппы III группы

Общая характеристика. Главную подгруппу III группы периодической системы составляют бор, алюминий, галлий, индий и таллий. Некоторые свойства этих элементов приведены в табл. 13.

Из табл. 13 видно:

- 1) общая электронная конфигурация внешнего энергетического уровня — ns^2np^1 ;
- 2) все элементы этой подгруппы относятся к *p*-элементам;
- 3) внутри подгруппы с возрастанием заряда ядра энергия ионизации атомов уменьшается и металлические свойства элементов усиливаются.

Все элементы этой подгруппы образуют оксиды E_2O_3 . Из них B_2O_3 имеет кислотный характер; Al_2O_3 , Ga_2O_3 и In_2O_3 — амфотерны, Tl_2O_3 — основной характер. Общая

Таблица 13

Некоторые свойства бора, алюминия и его аналогов

	B	Al	Ga	In	Tl
Строение внешнего электронного слоя атома	$2s^2 2p^1$	$3s^2 3p^1$	$4s^2 4p^1$	$5s^2 5p^1$	$6s^2 6p^1$
Радиус атома, нм	0,091	0,143	0,139	0,166	0,171
Энергия ионизации, эВ:					
$\text{Э} \rightarrow \text{Э}^+$	8,30	5,99	6,00	5,79	6,11
$\text{Э}^+ \rightarrow \text{Э}^{2+}$	25,15	18,8	20,5	18,9	20,4
$\text{Э}^{2+} \rightarrow \text{Э}^{3+}$	37,9	28,4	30,7	28,0	29,8
Радиус иона Э^{3+} , нм	0,020	0,057	0,062	0,092	0,105
Энергия атомизации металла при 25 °С, кДж на 1 моль атомов	561,6	329,1	272,9	238,1	181,0
Плотность, г/см ³	2,34	2,70	5,90	7,31	11,85
$t_{\text{пл}}$, °С	2075	660	29,8	156,4	304
$t_{\text{кип}}$, °С	3700	2500	2205	2000	1475

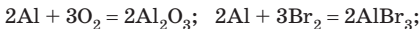
формула гидроксидов $\text{Э}(\text{OH})_3$, кроме бора (H_3BO_3 — борная кислота).

Нахождение в природе — в виде соединений. Бор — борная кислота H_3BO_3 и ее соли — бура $Na_2B_4O_7 \cdot 10H_2O$. Алюминий — боксит, корунд, глинозем Al_2O_3 , нефелин $Na_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 2SiO_2$, глина $Al_2O_3 \cdot 2SiO_2 \cdot 2H_2O$; криолит $AlF_3 \cdot 3NaF$; алунит $K_2SO_4 \cdot Al_2(SO_4)_3 \cdot 6H_2O$. Галлий, индий, таллий в значительных концентрациях в природе не встречаются.

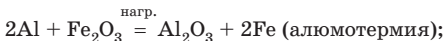
Возможные степени окисления: +3, для бора +3 и -3, а для таллия преимущественно +1.

Алюминий. Серебристо-белый легкий металл, легко вытягивается в проволоку и прокатывается в тонкие листы.

Химические свойства. Реагирует с неметаллами:



с оксидами металлов:



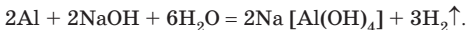
с водой (если удалить оксидную пленку):



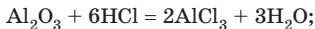
с кислотами (HCl и H_2SO_4 ; пассивируется конц. HNO_3):

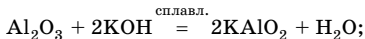


со щелочами:

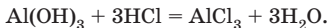


Соединения алюминия. Амфотерный оксид Al_2O_3 , нерастворимый в воде:





Амфотерный гидроксид $\text{Al}(\text{OH})_3$, нерастворимый в воде:



9.6. Металлы побочных подгрупп

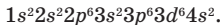
Общая характеристика. Металлы побочных подгрупп являются *d*-элементами. На внешнем энергетическом уровне у них, как правило, два *s*-электрона, а *d*-электроны размещены на предвнешних уровнях.

Закономерности изменения химической активности у элементов побочных подгрупп сверху вниз иные, чем в главных подгруппах: химическая активность металлов (за некоторым исключением) ослабевает.

Максимальная положительная степень окисления, как правило, совпадает с номером группы.

С увеличением степени окисления атомов металлов побочных подгрупп основные свойства их оксидов и гидроксидов ослабевают, а кислотные усиливаются.

Железо. Электронная формула:



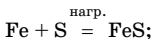
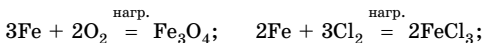
Возможные степени окисления: 0, +2, +3, +6.

Нахождение в природе: магнитный железняк, магнетит Fe_3O_4 ; красный железняк Fe_2O_3 ; бурый железняк $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$; шпатовый железняк, железный шпат, сидерит FeCO_3 ; железный колчедан, пирит FeS_2 .

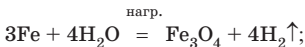
Физические свойства. Серебристый пластичный металл, $\rho = 7,9 \text{ г/см}^3$, $t_{\text{пл}} = 1536 \text{ }^\circ\text{C}$, легко намагничивается и размагничивается.

Кристаллические модификации: α -железо (кубическая объемноцентрированная решетка), существует до $910 \text{ }^\circ\text{C}$; γ -железо (кубическая гранецентрированная решетка), существует от $910 \text{ }^\circ\text{C}$ до $1392 \text{ }^\circ\text{C}$. Пирофорное железо — воспламеняется при $400 \text{ }^\circ\text{C}$.

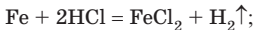
Химические свойства. Реагирует с неметаллами:



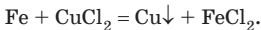
с водой:



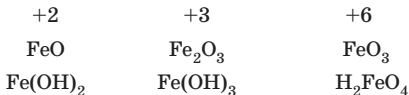
с кислотами:



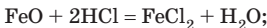
с солями:

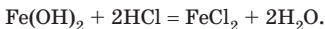


Соединения железа.

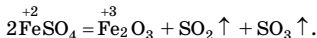
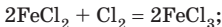
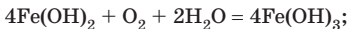


Соединения железа (II). Оксид и гидроксид проявляют основной характер:

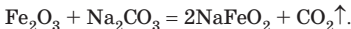
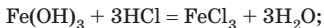
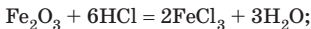




Гидроксид и соли легко окисляются:



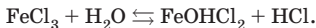
Соединения железа (III). Оксид и гидроксид проявляют слабый амфотерный характер с преобладанием основных свойств:



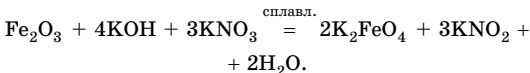
Феррит натрия NaFeO_2 — соль несуществующей железистой кислоты (в свободном виде не получена).

При сплавлении Fe_2O_3 с оксидами NiO , ZnO , MnO получают ферриты $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{MeO}$, обладающие магнитными свойствами.

Соли подвергаются гидролизу:



Соединения железа (VI).



Феррат калия K_2FeO_4 — соль несуществующей железной кислоты.

Часть III

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

10. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ ОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ

10.1. Состав и своеобразие органических соединений

Органическая химия — химия соединений углерода. Кроме углерода в состав органических соединений входят H, O, N, S, P, F, Cl, Br, I.

Почти все органические соединения горят.

При небольших внешних воздействиях (например, нагревание) многие органические вещества изменяются, разлагаются.

Большинство органических соединений не диссоциирует на ионы.

Реакции органических соединений, за редкими исключениями, протекают медленно.

Для большинства органических соединений характерно явление изомерии.

Отличительная особенность органических соединений — обугливание при нагревании (в отличие от неорганических).

10.2. Теория химического строения органических соединений А. М. Бутлерова

Теория химического строения органических соединений (А.М. Бутлеров, 1861 г.) состоит из трех основных учений:

1. Атомы в молекуле соединены в определенной последовательности, которая носит название химического строения (учение о химическом строении).
2. Свойства вещества определяются не только качественным и количественным составом, но и химическим строением (учение об изомерии).
3. Атомы в молекулах взаимно влияют друг на друга, отчего зависят активность и реакционная способность молекулы (учение о взаимном влиянии атомов).

Формулируя эти положения, А. М. Бутлеров учитывал следующие особенности атома углерода:

- а) углерод в органических соединениях всегда четырехвалентен;
- б) атомы углерода способны соединяться между собой, образуя цепи атомов.

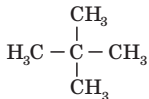
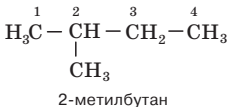
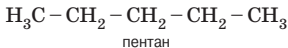
10.3. Виды изомерии органических соединений

Под *изомерией* понимают существование веществ с одинаковым качественным и количественным составом, но различающихся строением, т.е. расположением атомов в молекуле и в пространстве. Эти различия обуславливают физические и химические свойства изомеров.

I. Структурная изомерия обусловлена различным взаимным расположением атомов в молекулах.

1. Изомерия углеродного скелета обусловлена различным порядком соединения атомов, образующих скелет молекулы органического соединения. Например, соеди-

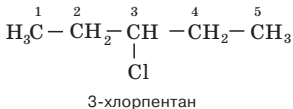
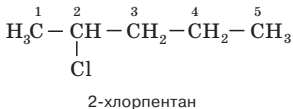
нение состава C_5H_{12} может существовать в трех изомерных формах:



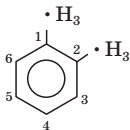
2,2-диметилпропан

2. Изомерия положения обусловлена различным положением заместителей, функциональных групп или кратных связей в молекулах органических соединений одинакового состава:

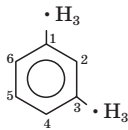
а) перемещение заместителя по цепи:



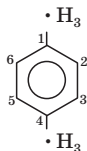
б) взаимное расположение заместителей (например, в соединениях ароматического ряда):



1,2-диметилбензол
(*орто*-диметилбензол)



1,3-диметилбензол
(*мета*-диметилбензол)

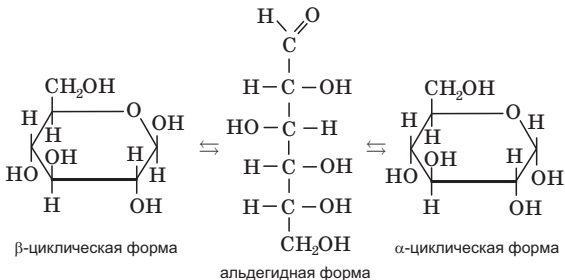


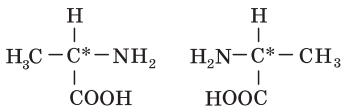
1,4-диметилбензол
(*пара*-диметилбензол)

Для рассмотренных видов изомерии взаимное превращение изомеров при обычных условиях отсутствует.

3. Особым случаем структурной изомерии является таутомерия, когда несколько изомеров существуют в динамическом равновесии, непрерывно переходя друг в друга.

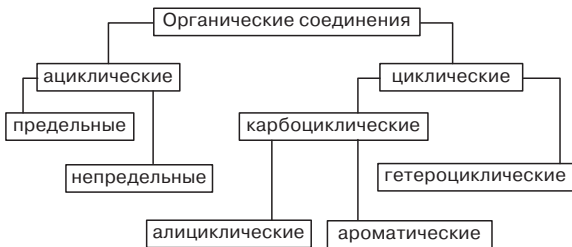
Например, молекула глюкозы может существовать в виде трех форм, находящихся в равновесии:





10.4. Классификация органических соединений

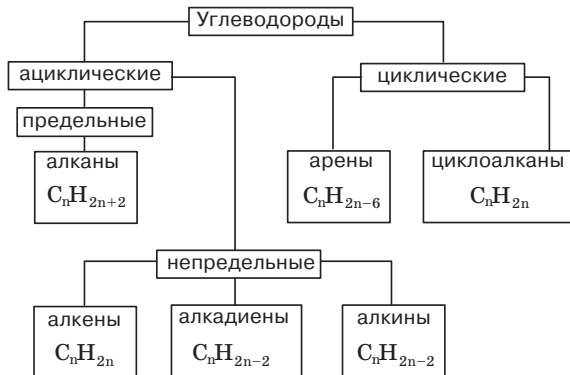
Классификацию органических соединений можно представить в виде схемы:



Ациклическими называют соединения с открытой цепью атомов углерода, *циклическими* — с замкнутой. В *гетероциклических соединениях* цикл образуют наряду с атомами углерода и атомы других элементов (например N, O, S).

Органические соединения, изучаемые в школьном курсе химии, можно разделить на три большие группы: углеводороды, кислородсодержащие и азотсодержащие органические соединения.

Классы углеводородов представлены на следующей схеме:




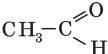
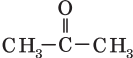

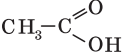
Алкадиены и алкины, имея одинаковую общую формулу, различаются числом кратных связей (две двойных в алкадиенах и одна тройная в алкинах).

Кислородосодержащие и азотсодержащие соединения фактически являются производными углеводородов с соответствующими функциональными группами. В зависимости от наличия функциональных групп эти органические вещества делят на классы (см. табл.14).

В состав молекул органических соединений могут входить две или более функциональные группы. К таким соединениям относятся, например, аминокислоты — важнейшие составляющие белков.

Таблица 14

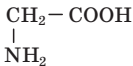
Классы органических кислород- и азотсодержащих соединений

Функциональная группа	Название группы	Классы соединений	Пример
1	2	3	4
– OH	Гидроксил	Спирты Фенолы	C_2H_5OH этиловый спирт  фенол
$>C=O$	Карбонил	Альдегиды Кетоны	 ацетальдегид (уксусный альдегид)  ацетон
	Карбоксил	Карбоновые кислоты	 уксусная кислота
– NO ₂	Нитрогруппа	Нитросоединения	CH_3NO_2 нитрометан

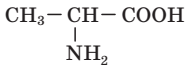
Окончание табл. 14

1	2	3	4
- NH ₂	Аминогруппа	Первичные амины Амиды кислот	 <p>Анилин</p>  <p>Амид уксусной кислоты</p>

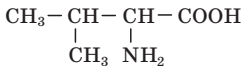
Некоторые аминокислоты из числа постоянно встречающихся в составе белков.



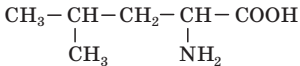
глицин



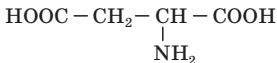
аланин



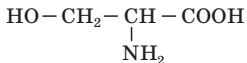
валин



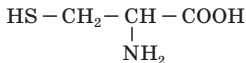
лейцин



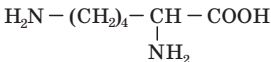
аспарагиновая кислота



серин



цистеин

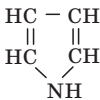


лизин

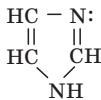
Важнейшие азотсодержащие гетероциклические соединения.

Пятичленные гетероциклы:

а) с одним гетероатомом: б) с двумя гетероатомами:



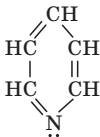
пиррол



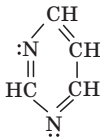
имидазол

Шестичленные гетероциклы:

а) с одним гетероатомом б) с двумя гетероатомами:

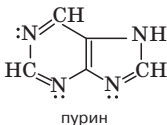


пиридин



пиримидин

Конденсированные гетероциклические системы:

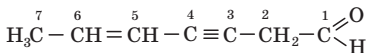


10.5. Электронная природа связей в молекулах органических соединений. Способы разрыва связей

При образовании связей между углеродными атомами в молекулах органических соединений происходит гибридизация атомных орбиталей.

Для предельных углеводородов (алканов) характерна sp^3 -гибридизация. Для атомов углерода, связанных двойной связью $>C=C<$ (алкены, алкадиены), а также в группах $>C=O$, $>C=S$, $-C\equiv N$ характерна sp^2 -гибридизация. В таком же типе гибридизации находятся все атомы углерода в бензольном кольце.

Для атомов углерода, связанных тройной связью $-C\equiv C-$ (алкины), характерна sp -гибридизация, при которой атомы углерода образуют две σ - и две π -связи. Между атомами углерода σ -связь возникает за счет перекрывания гибридных атомных орбиталей, а π -связь — за счет p -орбиталей, не участвующих в гибридизации. Так, в соединении



второй и седьмой атомы углерода находятся в sp^3 -гибридизации; первый, пятый, шестой — в sp^2 -гибридизации; третий и четвертый — в sp -гибридизации.

Существуют два принципиально различных способа разрыва ковалентных связей.

С образованием свободных радикалов (гомолитический):



(свободные радикалы — частицы, имеющие неспаренные электроны);

с образованием ионов (гетеролитический):

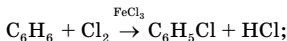
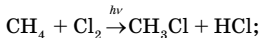


10.6. Типы реакций органических веществ

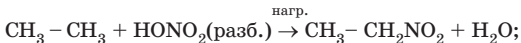
В органической химии, в зависимости от природы реагирующих друг с другом частиц и продуктов реакции, реакции подразделяют на следующие типы:

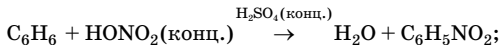
I. Реакции замещения. *Замещением* называют замену атома или группы атомов на другой атом или группу. Реакции замещения происходят с разрывом σ -связи.

Галогенирование:

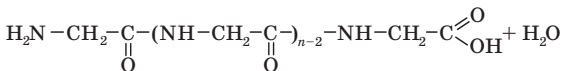
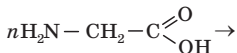
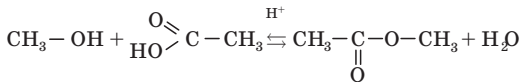


нитрование:



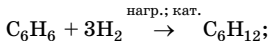
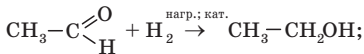
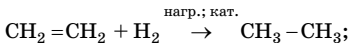


конденсация и поликонденсация:

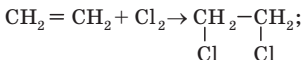


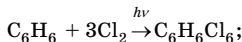
II. Реакции присоединения. Эти реакции характерны для соединений, имеющих кратную связь, происходят с разрывом π -связи и присоединением неорганических и органических групп к молекуле непредельного соединения.

Гидрирование:

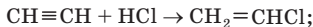
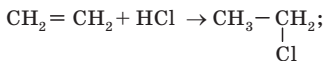


галогенирование:

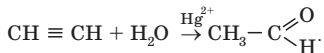
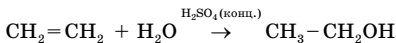




гидрогалогенирование:

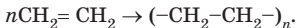


гидратация:



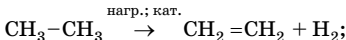
Примечание. При гидрогалогенировании и гидратации несимметричных алкенов водород присоединяется к более гидрогенизованному атому углерода, а галоген — к менее гидрогенизованному (правило В. В. Марковникова). Однако при определенных условиях (например, в присутствии H_2O_2) возможно присоединение галогеноводородов к алкенам против правила Марковникова.

Полимеризация:

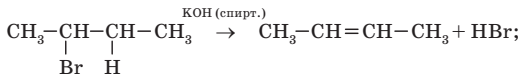


III. Реакции отщепления. Эти реакции обратны реакциям присоединения: атомы или группы атомов отщепляются от молекулы с образованием кратной связи:

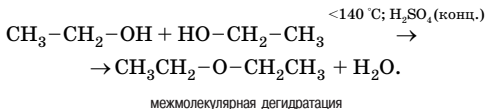
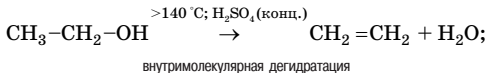
Дегидрирование:



дегидрогалогенирование:



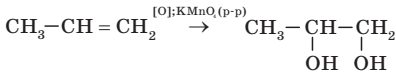
дегидратация:



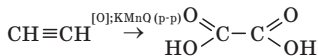
IV. Реакции окисления. В ходе этих реакций под действием окисляющего реагента образуются кислородсодержащие органические соединения:

алканы окисляются при очень высоких температурах; горят с образованием CO_2 ;

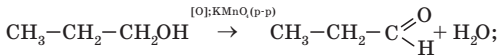
алкены окисляются в двухатомные спирты:



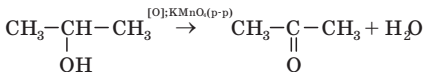
алкины окисляются в двухосновные кислоты:



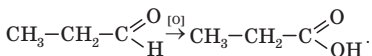
первичные спирты окисляются в альдегиды:



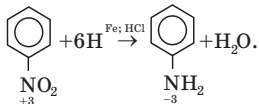
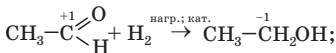
вторичные спирты окисляются в кетоны:



(третичные спирты в этих условиях не окисляются)
альдегиды окисляются в карбоновые кислоты:



V. Реакции восстановления. Эти реакции обратны реакциям окисления: под действием восстанавливающего реагента органические соединения принимают атомы водорода или теряют атомы кислорода:



10.7. Свойства и получение важнейших органических соединений

Свойства органических веществ ярче всего проявляются в их взаимодействии с другими веществами.

Ниже приведены наиболее характерные реакции для органических веществ разных классов, а на стр. 138 — способы получения для ряда органических веществ.

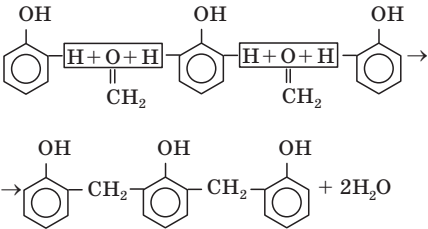
Некоторые реакции органических веществ

Предельные углеводороды	
Действие кислот, щелочей, окислителей	Не взаимодействуют при обычных условиях
Галогенирование	$\text{C}_2\text{H}_6 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{HCl} \text{ и т. д.}$
Нитрирование	$\text{C}_6\text{H}_{14} + \text{HONO}_2 \xrightarrow{\text{нагр.}} (\text{разб.}) \rightarrow \text{C}_6\text{H}_{13}\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Окисление	Продукты окисления: спирты, альдегиды, кислоты. При полном окислении: H_2O , CO_2
Термическое разложение	$\begin{aligned} \text{CH}_4 &\rightarrow \text{C} + 2\text{H}_2 \\ 2\text{CH}_4 &\rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + 3\text{H}_2 \\ \text{C}_{16}\text{H}_{34} &\rightarrow \text{C}_8\text{H}_{18} + \text{C}_8\text{H}_{16} \end{aligned}$
Дегидрирование	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \rightarrow \text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3 + \text{H}_2$
Изомеризация	$\begin{aligned} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 &\xrightarrow{\text{Al}_2\text{O}_3} \\ &\rightarrow \text{CH}_3 - \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{aligned}$
Ароматизация	$\text{C}_6\text{H}_{14} \xrightarrow[\text{кат.}]{\text{нагр.}} \text{C}_6\text{H}_6 + 4\text{H}_2$

Алкилирование	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{CH} + \text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \rightarrow \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ $\rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
Непредельные углеводороды	
Гидрирование	$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Pt, Ni}} \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
Галогенирование	$\text{CH} \equiv \text{CH} + 2\text{Cl}_2 \rightarrow \text{CHCl}_2 - \text{CHCl}_2$
Гидрогалогенирование	$\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH}_2 + \text{HCl} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{Cl} \end{array}$
Гидратация	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{H}^+} \begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ $\text{CH} \equiv \text{C} - \text{CH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{<CH}_3 \end{array}$
Окисление	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{O} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$ <p>при полном окислении образуются H_2O и CO_2</p>

Полимеризация	$n\text{CH}_2=\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}} \rightarrow \left(-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}- \right)_n$
Алкилирование	$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{C}_6\text{H}_6 \xrightarrow{\text{FeCl}_3} \text{C}_6\text{H}_5\text{C}_2\text{H}_5$
Одноатомные спирты	
Замещение водорода металлами	$2\text{R}-\text{OH} + 2\text{Na} \rightarrow 2\text{R}-\text{ONa} + \text{H}_2 \uparrow$
Дегидратация с образованием простых эфиров	$\text{R}-\text{O} \left[\text{H} + \text{HO} \right] -\text{R}^1 \xrightarrow[\text{t} < 140^\circ\text{C}]{\text{H}_2\text{SO}_4 \text{ (1 конц.)}} \text{R}-\text{O}-\text{R}^1 + \text{H}_2\text{O}$
Этерификация	$\text{R}-\text{O} \left[\begin{array}{c} \text{H}^+ \\ \text{HO} \end{array} \right] \text{C}=\text{O}-\text{R}^1 \xrightleftharpoons{\text{H}^+} \text{R}-\text{O}-\text{C}=\text{O}-\text{R}^1 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с галогеноводородами	$\text{R}-\left[\text{OH} + \text{H} \right] \text{Br} \rightarrow \text{R}-\text{Br} + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с хлоридом фосфора (V)	$\text{R}-\text{OH} + \text{PCl}_5 \rightarrow \text{R}-\text{Cl} + \text{HCl} + \text{POCl}_3$
Дегидратация с образованием непредельных соединений	$\text{CH}_3-\underset{\text{H}}{\text{CH}}-\underset{\text{OH}}{\text{CH}_2} \xrightarrow{\text{H}^+} \text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Дегидрирова- ние	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} \rightarrow \text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array} + \text{H}_2 \uparrow$
Окисление	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R}-\text{C}-\text{O}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array} + \text{O} \rightarrow \text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array} + \text{H}_2\text{O}$
Альдегиды	
Восстановле- ние	$\text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array} + \text{H}_2 \xrightarrow[\text{нагр.}]{\text{Pt, Ni}} \text{R}-\text{CH}_2\text{OH}$
Окисление	$\text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array} + \text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow[\text{нагр.}]{\text{NH}_3} \text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array} + 2\text{Ag} \downarrow$
Взаимодей- ствие с хлоридом фосфора (V)	$\text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{array} + \text{PCl}_5 \rightarrow \text{R}-\text{CHCl}_2 + \text{POCl}_3$
Полимериза- ция	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \quad \quad \\ \text{C}=\text{O} + \text{C}=\text{O} + \text{C}=\text{O} + \dots \rightarrow \\ \quad \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \\ \\ \rightarrow \dots - \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{H} \end{array} - \text{O} - \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{H} \end{array} - \text{O} - \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ \\ \text{H} \end{array} - \text{O} - \dots \end{array}$

Поликонденсация с другими соединениями	
Карбоновые кислоты	
Взаимодействие с металлами	$2\text{R}-\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array} + \text{Mg} \rightarrow \left(\text{R}-\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{O} \end{array}\right)_2\text{Mg} + \text{H}_2 \uparrow$
Взаимодействие с оксидами и гидроксидами металлов	$2\text{R}-\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array} + \text{MgO} \rightarrow \left(\text{R}-\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{O} \end{array}\right)_2\text{Mg} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{R}-\text{COO}\boxed{\text{H} + \text{HO}}\text{Na} \rightarrow \text{R}-\text{COONa} + \text{H}_2\text{O}$
Электролитическое разложение	<p>На аноде</p> $2\text{CH}_3\text{COO}^- - 2e \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_3 + 2\text{CO}_2 \uparrow$
Взаимодействие с хлоридом фосфора (V)	$\text{R}-\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{array} + \text{PCl}_5 \rightarrow \text{R}-\text{C}\begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{Cl} \end{array} + \text{HCl} + \text{POCl}_3$

Дегидратация с образованием ангидридов	$\begin{array}{c} \text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{O} \end{array} \quad \text{O} \begin{array}{l} \nearrow \text{C}-\text{R} \\ \searrow \text{O} \end{array} \xrightarrow{\text{P}_2\text{O}_5} \\ \quad \quad \quad \boxed{\text{H} \quad \text{HO}} \\ \quad \quad \quad \downarrow \quad \downarrow \\ \text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array} - \text{O} - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O} \end{array} - \text{R} + \text{H}_2\text{O} \end{array}$
Этерификация с образованием сложных эфиров	$\text{R}-\text{COO} \boxed{\text{H} + \text{HO}} \text{R}^1 \xrightleftharpoons{\text{H}^+} \text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}-\text{R}^1 \end{array} + \text{H}_2\text{O}$
Восстановление	$\text{R}-\text{COOH} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{R}-\text{CH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействие с галогенами	$\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{ClCH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} + \text{HCl}$
Сложные эфиры	
Гидролиз	$\text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{O}-\text{R}^1 \end{array} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{R}-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array} + \text{R}^1-\text{OH}$
Нитросоединения	
Восстановление	$\text{R}-\text{NO}_2 + 6\text{H} \rightarrow \text{R}-\text{NH}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Амины	
Взаимодействие с кислотами	$\text{R}-\text{NH}_2 + \text{HCl} \rightarrow [\text{R}-\text{NH}_3]^+ \text{Cl}^-$ <p style="text-align: center;">или $\text{R}-\text{NH}_2 \cdot \text{HCl}$</p>

Конденсация с другими соедине- ниями	$ \begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{R}-\text{N}-\boxed{\text{H} + \text{HO}}-\text{C}(=\text{O})-\text{R}^1 \rightarrow \\ \\ \text{H} \quad \text{O} \\ \quad \\ \rightarrow \text{R}-\text{N}-\text{C}-\text{R}^1 + \text{H}_2\text{O} \end{array} $
---	---

Способы получения важнейших органических веществ

Анилин	Из бензола: а) нитрование бензола: $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{HNO}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + \text{H}_2\text{O};$ б) восстановление нитробензола $\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2 + 6\text{H} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Ацетальдегид (уксусный альдегид)	1. Гидратация ацетилена: $\text{CH} \equiv \text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Hg}^{2+}} \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{<H} \end{array}$ 2. Окисление этилового спирта: $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{<H} \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ 3. Дегидрирование этилового спирта: $\text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{<H} \end{array} + \text{H}_2$

	<p>4. Окисление этилена:</p> $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_2 - \text{CH}_2 \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} \end{array} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{array}$
Ацетон	<p>1. При сухой перегонке древесины 2. Неполное окисление изопропилового спирта:</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{O} \end{array} + \text{H}_2\text{O}$ <p>3. Дегидрирование изопропилового спирта:</p> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array} \xrightarrow[\text{Pt, Ni}]{\text{нагр.}} \begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{O} \end{array} + \text{H}_2$ <p>4. Кумольный способ (см. ниже получение фенола)</p>
Бензол	<p>1. При коксовании каменного угля 2. Дегидрирование циклогексана:</p> $\text{C}_6\text{H}_{12} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 + 3\text{H}_2$ <p>3. Дегидроциклизация гексана:</p> $\text{C}_6\text{H}_{14} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_6 + 4\text{H}_2$
Бутан (и другие предельные углеводороды)	<p>1. Синтез Вюрца:</p> $\text{C}_2\text{H}_5 \boxed{\text{I} + 2\text{Na} + \text{I}} \text{C}_2\text{H}_5 \rightarrow \text{C}_4\text{H}_{10} + 2\text{NaI}$ <p>или</p> $\text{C}_3\text{H}_7 \boxed{\text{I} + 2\text{Na} + \text{I}} \text{CH}_3 \rightarrow \text{C}_4\text{H}_{10} + 2\text{NaI}$ <p>2. Гидрирование непредельных углеводородов:</p> $\text{C}_4\text{H}_8 + \text{H}_2 \rightarrow \text{C}_4\text{H}_{10}$

Глицин	$\text{ClCH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{<OH} \end{array} + 2\text{NH}_3 \rightarrow \text{NH}_2-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{<OH} \end{array} + \text{NH}_4\text{Cl}$
Глицерин	<p>1. Расщепление (гидролиз) жиров 2. Синтез на основе пропилена:</p> <p>а) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \xrightarrow{500^\circ\text{C}} \text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HCl}$</p> <p>б) $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HCl}$</p> <p>в) $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CH}=\text{CH}_2 + \text{HOCl} \rightarrow \text{CH}_2\text{OH}-\text{CHCl}-\text{CH}_2\text{OH}$</p> <p>г) $\text{CH}_2\text{OH}-\text{CHCl}-\text{CH}_2\text{OH} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_2\text{OH}-\text{CHOH}-\text{CH}_2\text{OH} + \text{HCl}$</p>
Карбамид (мочевина)	<p>Синтез из NH_3 и CO_2:</p> <p>а) $2\text{NH}_3 + \text{CO}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} \text{H}_2\text{N}-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{<O-NH}_4 \end{array}$</p> <p>б) $\text{H}_2\text{N}-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{<O-NH}_4 \end{array} \rightarrow \text{H}_2\text{N}-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{<NH}_2 \end{array} + \text{H}_2\text{O}$</p>

<p>Метилвый спирт</p>	<p>1. При сухой перегонке древесины 2. Синтез из CO и H₂: $\text{CO} + 2\text{H}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} \text{CH}_3 - \text{OH}$</p> <p>3. Окисление метана: $2\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CH}_3\text{OH}$</p>
<p>Толуол</p>	<p>1. При коксовании каменного угля 2. Дегидрирование метилциклогексана: $\text{C}_6\text{H}_{11}\text{CH}_3 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_3 + 3\text{H}_2$</p> <p>3. Дегидроциклизация гептана: $\text{C}_7\text{H}_{16} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_3 + 4\text{H}_2$</p> <p>4. Реакция Вюрца–Фиттига: $\text{C}_6\text{H}_5 \left[\text{Br} + 2\text{Na} + \text{Br} \right] \text{CH}_3 \begin{cases} \rightarrow \text{CH}_3 - \text{CH}_3 \text{ (газ)} \\ \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5 - \text{CH}_3 + 2\text{NaBr} \\ \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5 - \text{C}_6\text{H}_5 \text{ (тв.)} \end{cases}$</p>
<p>Уксусная кислота</p>	<p>1. При сухой перегонке угля 2. Окисление разбавленных растворов этилового спирта: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2\text{OH} + \text{O}_2 \rightarrow \text{CH}_3 - \text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{matrix} + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>3. Окисление ацетальдегида: $2\text{CH}_3 - \text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{H} \end{matrix} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{CH}_3 - \text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{matrix}$</p> <p>4. Окисление бутана: $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 + 2\frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow$ $\rightarrow 2\text{CH}_3 - \text{C} \begin{matrix} \text{O} \\ // \\ \text{OH} \end{matrix} + \text{H}_2\text{O}$</p>

Фенол	<p>1. При коксовании каменного угля</p> <p>2. Из бензола через хлорбензол:</p> $\text{C}_6\text{H}_6 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{Cl} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ <p>3. Кумольный способ – из бензола через изопропилбензол:</p> <p>а) $\text{C}_6\text{H}_6 + \text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3 \xrightarrow{\text{кат.}} \text{C}_6\text{H}_5-\underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}}\text{H}$ <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5-\text{CH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ изопропилбензол </div> </p> <p>б) $\text{C}_6\text{H}_5-\underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}}\text{H} + \text{O}_2 \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5-\underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}}\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H}$ <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5-\text{CH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ гидроперекись изопропилбензола </div> </p> <p>в) $\text{C}_6\text{H}_5-\underset{\text{CH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}}\text{H}-\text{O}-\text{O}-\text{H} \rightarrow \text{C}_6\text{H}_5\text{OH} + \text{CH}_3-\underset{\text{O}}{\text{C}}-\text{CH}_3$ <div style="text-align: center;"> $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5-\text{CH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ ацетон </div> </p>
Формальдегид	<p>1. Окисление метилового спирта:</p> $\text{CH}_3-\text{OH} + \frac{1}{2}\text{O}_2 \rightarrow \text{H}-\underset{\text{H}}{\overset{\text{O}}{\text{C}}} + \text{H}_2\text{O}$ <p>2. Окисление метана:</p> $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \rightarrow \text{H}-\underset{\text{H}}{\overset{\text{O}}{\text{C}}} + \text{H}_2\text{O}$

Щавелевая кислота	<p>1. Окисление этиленгликоля:</p> $\text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2\text{OH} + 2\text{O}_2 \rightarrow \text{HOOC} - \text{COOH} + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>2. Из муравьинокислого натрия (калия):</p> <p>а) $2\text{HC} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{ONa} \end{array} \rightarrow \text{NaO} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{C} \end{array} - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{ONa} \end{array} + \text{H}_2$ щавелевокислый натрий</p> <p>б) $\text{NaO} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{C} \end{array} - \text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ // \\ \text{ONa} \end{array} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{HOOC} - \text{COOH} +$ $+ \text{Na}_2\text{SO}_4$</p>
Этиленгликоль	<p>1. Из этилена через дихлорэтан:</p> <p>а) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{Cl} - \text{CH}_2\text{Cl}$</p> <p>б) $\text{CH}_2\text{Cl} - \text{CH}_2\text{Cl} + \text{H}_2\text{O} + \text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow$ $\rightarrow \text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2\text{OH} + \text{NaCl} + \text{CO}_2$</p> <p>2. Из этилена через этиленхлоргидрин:</p> <p>а) $\text{CH}_2 = \text{CH}_2 + \text{HOCl} \rightarrow \text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2\text{Cl}$</p> <p>б) $\text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2\text{Cl} + \text{NaHCO}_3 \rightarrow$ $\rightarrow \text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2\text{OH} + \text{NaCl} + \text{CO}_2$</p> <p>3. Гидратация окиси этилена:</p> $\text{CH}_2 \begin{array}{l} \diagdown \\ \text{O} \\ \diagup \end{array} \text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{CH}_2\text{OH} - \text{CH}_2\text{OH}$

Полимеры могут иметь линейную, разветвленную и трехмерную (пространственную) структуру.

Получение полимеров. В результате реакций полимеризации (сополимеризации) и поликонденсации.

Полимеризация — процесс образования полимера из мономера без выделения побочных продуктов. Реакция полимеризации с участием разных мономеров называется *сополимеризацией*. Реакция полимеризации (сополимеризации) может протекать по ионному механизму (катионному или анионному) и по радикальному.

Поликонденсация — процесс образования полимера из мономера с отщеплением побочного низкомолекулярного продукта (чаще воды). Реакции поликонденсации протекают не за счет кратных связей, а благодаря наличию в молекулах не менее двух функциональных групп атомов.

11.2. Свойства синтетических полимеров

Все полимеры делятся на *термопластичные* (полиэтилен, полипропилен, полихлорвинил, полистирол, политетрафторэтилен, полиамиды и др.) и *терморезистивные* (фенолформальдегидные и эпоксидные смолы и др.)

Первые способны легко изменять форму в нагретом состоянии, а вторые под действием теплоты превращаются в твердые материалы, что позволяет обработкой на горячих прессах получать из таких полимеров прочные изделия, не меняющие формы.

Полимеры, как правило, нелетучи, не имеют определенной температуры плавления, при нагревании разлагаются. Большинство полимеров плохо растворяются в растворителях (или совсем не растворяются, а только набухают). Отличительным свойством полимерных материалов является высокая механическая прочность. См. также табл. 15.

Важнейшие синтетические

Сокращения:

орг. — органический

раств. — растворяется

Название полимера и его строение	Исходные мономеры
1	2
Полиэтилен $(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$	Этилен $\text{CH}_2 = \text{CH}_2$
Полипропилен $(-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-)_n$	Пропилен $\text{CH}_2 = \underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}$
Полистирол $(-\text{CH}_2-\underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}}-)_n$	Стирол $\text{CH}_2 = \underset{\text{C}_6\text{H}_5}{\text{CH}}$
Полихлорвинил (поливинилхлорид) $(-\text{CH}_2-\underset{\text{Cl}}{\text{CH}}-)_n$	Хлористый винил (винилхлорид) $\text{CH}_2 = \text{CHCl}$
Политетрафторэтилен («тефлон») $(-\text{CF}_2-\text{CF}_2-)_n$	Тetraфторэтилен $\text{CF}_2 = \text{CF}_2$

Таблица 15

полимеры¹


св-ва — свойства

эл.-изол. — электроизоляционные, электроизоляция

р-ритель — растворитель

Свойства полимера	Применение
3	4
Прочность, высокие эл.-изол. св-ва, небольшая плотность, высокая хим. стойкость	Пленки, трубы, эл.-изол. материалы, емкости для агрессивных жидкостей, предметы быта
Большая механическая прочность и теплостойкость, чем у полиэтилена. Высокая хим. стойкость	То же, что и у полиэтилена, плюс волокно
Высокие эл.-изол. св-ва, прозрачность, $t_{\text{разм.}} = 70-80$ °С. Стереорегулярный полистирол более термостоек. Сополимеры не обладают хрупкостью	Эл.-изол. пленки, емкости для агрессивных жидкостей, предметы быта, игрушки, художественные изделия
Прочность, высокие эл.-изол. св-ва, высокая хим. стойкость	Эл.-изол. проводов, пленочные изделия (клеенки, накладки, сумки), трубы, шланги, детали хим. аппаратуры, электролитические ванны
Термостойкость до 300 °С, наивысшая хим. стойкость, очень высокие эл.-изол. св-ва	Детали хим. аппаратуры, эл.-изол. материалы, электро- и радиотехнические детали

¹ Полимеры, применяемые преимущественно для изготовления волокон, приведены в табл. 17.

1	2
Поливиниловый спирт $\left(-\text{CH}_2-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}- \right)_n$	Винацетат $\text{CH}_2=\underset{\text{O}-\text{C}(=\text{O})\text{CH}_3}{\text{CH}}$
Полиформальдегид $\left(-\text{CH}_2-\text{O}- \right)_n$	$\text{H}-\text{C}(=\text{O})-\text{H}$
Фенолформальдегидные смолы $\left(\text{C}_6\text{H}_3(\text{OH})_2-\text{CH}_2-\text{C}_6\text{H}_3(\text{OH})_2-\text{CH}_2 \right)_n$ CH_2OH	Фенол  Формальдегид (см. выше)
Полиметилметакрилат $\left(-\text{CH}_2-\underset{\text{C}(=\text{O})\text{OCH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}}- \right)_n$	Метилметакрилат $\text{CH}_2=\underset{\text{C}(=\text{O})\text{OCH}_3}{\overset{\text{CH}_3}{\text{C}}}$
Поливинилацетат $\left(-\text{CH}_2-\underset{\text{O}-\text{C}(=\text{O})\text{CH}_3}{\text{CH}}- \right)_n$	Винацетат $\text{CH}_2=\underset{\text{O}-\text{C}(=\text{O})\text{CH}_3}{\text{CH}}$

Продолжение табл. 15

3	4
Раств. в воде, устойчив к действию орг. р-рителей	Бензостойкие шланги и мембраны, пленки; синтетическое волокно вилол
Прочность, устойчивость к удару, не раств. в обычных р-рителях	Детали приборов и механизмов, трубы, ленты
Прочность, высокие эл.-изол. св-ва, стойкость к воде, орг. растворителям и кислотам средней концентрации	Электроаппаратура, бытовые приборы, шестерни, трубы, хим. аппаратура
Прозрачность, светостойкость, механическая прочность; раств. в ацетоне, дихлорэтано	Листовое орг. стекло; бытовые изделия
Эластичность, прозрачность, светостойкость. Малая устойчивость к нагреванию и хим. реагентам	Безосколочное стекло «Триплекс», клеи, пластмассы (сополимеры с хлорвинилом и др.)

1	2
Эпоксидные смолы $\left(-\text{CH}_2-\underset{\text{OH}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{O}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{O}- \right)_n$	Эпихлоргидрин $\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2\text{Cl} \\ \diagdown \quad \diagup \\ \text{O} \end{array}$ и двухатомные фенолы
Мочевиноформальдегидные смолы	Мочевина $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{N} \\ \diagdown \\ \text{H}_2\text{N}-\text{C}=\text{O} \end{array}$ Формальдегид (см. выше)

11.3. Каучуки

Натуральный каучук (НК) — природное высокомолекулярное соединение, получаемое из млечного сока некоторых растений, преимущественно из гевеи. Млечный сок, представляющий коллоидный раствор, подвергают коагуляции действием электролита, в результате чего осаждается каучук.

Синтетические каучуки (СК) — синтетические полимеры или сополимеры со свойствами, сходными с НК.

Исходными веществами для получения СК служат производные диеновых углеводородов, характеризующиеся наличием сопряженных двойных связей (чаще всего 1,3-бутадиен), а также стирол, хлоропрен, изопрен и др. — см. табл. 16.

Многие виды СК по свойствам превосходят НК. Впервые в мире промышленный метод получения СК был

Окончание табл. 15

3	4
Хорошие эл.-изол. св-ва, стойкость к действию щелочей, масел, р-рителей	Пленки, клеи, лакокрасочные покрытия, связующее в слоистых пластиках
Прочность, светостойкость, неплавкость, нераств. в кислотах средней концентрации	Микропористые материалы, используемые в качестве тепло- и звукоизоляции

осуществлен в 1932 г. в нашей стране под руководством акад. С.В. Лебедева.

Химико-технологический процесс получения резины из каучука называется *вулканизацией каучука*. Исходные вещества (каучук, сера, наполнители, мягчители, противостарители и др.) формируют и подвергают нагреванию. При этом атомы серы вступают в химическое взаимодействие с молекулами каучука по месту некоторых двойных связей, образуя дисульфидные «мостики» между макромолекулами полимера, связывая их друг с другом с образованием пространственной структуры. В результате увеличивается прочность, уменьшается растворимость в органических растворителях. Используя большее количество серы при вулканизации каучука, получают *эбонит*.

Таблица 16

Важнейшие виды синтетических каучуков

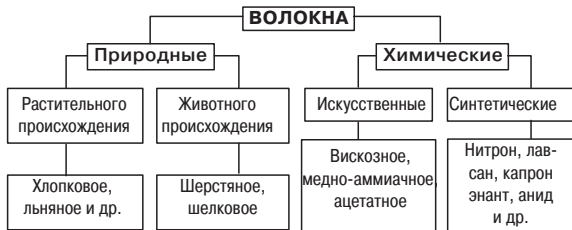
Название каучука и его строение	Исходные мономеры	Важнейшие свойства и применение
Бутадиеновый ¹ $\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{CH}_2- \\ \quad \diagdown \quad \diagup \\ \quad \text{C}=\text{C} \\ \quad \diagup \quad \diagdown \\ -\text{CH}_2 \quad \quad \text{H} \end{array}$ нерегулярное строение	1,3-бутадиен $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$	Водо- и газонепроницаемость. По эластичности отстает от НК. Изол. кабелей, обувь, предметы быта
Дивиниловый ¹ $\begin{array}{c} \text{H} \quad \quad \text{H} \\ \quad \diagdown \quad \diagup \\ \quad \text{C}=\text{C} \\ \quad \diagup \quad \diagdown \\ -\text{CH}_2 \quad \quad \text{CH}_2- \end{array}$ регулярное строение	1,3-бутадиен $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$	По износоустойчивости и эластичности превосходит НК. Шины
Изопреновый $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \quad \quad \text{H} \\ \quad \diagdown \quad \diagup \\ \quad \text{C}=\text{C} \\ \quad \diagup \quad \diagdown \\ -\text{CH}_2 \quad \quad \text{CH}_2- \end{array}$ регулярное строение	2-Метил-1,3-бутадиен $\begin{array}{c} \text{CH}_2=\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	По эластичности и износоустойчивости сходен с НК. Шины
Хлоропреновый $\begin{array}{c} (-\text{CH}_2-\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2)_n \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	2-Хлор-1,3-бутадиен $\begin{array}{c} \text{CH}_2=\text{C}-\text{CH}=\text{CH}_2 \\ \\ \text{Cl} \end{array}$	Устойчив к действию высоких температур, бензинов и масел. Изол. кабелей, трубопроводы для нефтепродуктов
Бутадиенстирольный $\begin{array}{c} (-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}- \\ -\text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2)_n \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array}$	1,3-бутадиен $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ Стирол $\begin{array}{c} \text{CH}=\text{CH}_2 \\ \\ \text{C}_6\text{H}_5 \end{array}$	Газонепроницаемость, недостаточная жароустойчивость Ленты для транспортеров, автокамеры.

¹ Получаемые из одного и того же мономера 1,3-бутадиена (дивинила) каучуки отличаются друг от друга регулярным (дивиниловый) и нерегулярным (бутадиеновый) строением.

11.4. Волокна

Волокна — прядильный материал естественного или химического происхождения, предназначенный для изготовления пряжи и текстильных изделий. Волокна имеют упорядоченное расположение линейных молекул.

Классификация волокон приведена на схеме:



Получение волокон. Природные волокна получают непосредственно из природных волокнистых материалов, химические — формованием из растворов или расплавов полимеров: природных (клетчатка, целлюлоза), синтетических (полиамиды, полиэтилентерефталат и др.)

Состав, свойства, применение. — см. табл. 17.

Таблица 17

Важнейшие виды природных и химических волокон

Название волокна; название и формула полимера	Свойства	Применение
1	2	3
Хлопок $(C_6H_{10}O_5)_n$	Рыхлая шероховатая матовая поверхность; легко сминается	Ткани, трикотаж
Шерсть	Рыхлая шероховатая матовая поверхность; не сминается; хорошие теплоизол. св-ва	Ткани, валяные изделия, трикотаж
Натуральный шелк	Гладкая блестящая поверхность; высокие упругость и гигиенические свойства	Ткани
Вискозное $(C_6H_{10}O_5)_n$	Гладкая блестящая поверхность; легко сминается	Ткани, трикотаж (часто в смеси с хлопком, шерстью, шелком)
Ацетатное; три- и диацетат целлюлозы $\left[\begin{array}{l} \text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2 \\ \text{OSOCH}_3 \\ \text{OSOCH}_3 \\ \text{OSOCH}_3 \end{array} \right]_n$ или $\left[\begin{array}{l} \text{C}_6\text{H}_7\text{O}_2 \\ \text{OSOCH}_3 \\ \text{OSOCH}_3 \\ \text{OH} \end{array} \right]_n$	Гладкая блестящая поверхность; не сминается; не боится моли; хорошие теплоизол. св-ва. Легко стирается, электризуется; малогигроскопично	Ткани, трикотаж, спортивная одежда

Окончание табл. 17

1	2	3
Нитрон; полиакрилонитрил $\left(-\text{CH}_2-\underset{\begin{array}{c} \\ \text{C}\equiv\text{N} \end{array}}{\text{CH}}- \right)_n$	Не набухает в воде, не гниет, не подвергается действию моли; устойчив к свету и разб. кислотам	Добавка к шерсти при изготовлении тканей, трикотажа, искусственного меха
Хлорин $\left(-\text{CH}_2-\underset{\begin{array}{c} \\ \text{Cl} \end{array}}{\text{CH}}-\underset{\begin{array}{c} \\ \text{Cl} \end{array}}{\text{CH}}-\underset{\begin{array}{c} \\ \text{Cl} \end{array}}{\text{CH}}- \right)_n$	Не набухает в воде, не гниет, не подвергается действию моли; устойчив к действию кислот, щелочей, окислителей	Спецодежда, фильтровальные ткани, изоляция, лечебное белье (при ревматизме, радикулите)
Лавсан; полиэтилентерефталат $\left[\begin{array}{c} -\text{C}-\text{C}_6\text{H}_4-\text{C}-\text{(CH}_2\text{)}_2-\text{O}- \\ \quad \quad \\ \text{O} \quad \quad \text{O} \end{array} \right]_n$	Высокая термостойкость (260 °С), эластичен, устойчив к действию кислот	Ткани, канаты, изоляция, корд для автопокрышек, рыболовные сети
Капрон; поликапролактан $\left[\begin{array}{c} -\text{N}-\text{(CH}_2\text{)}_5-\text{C}- \\ \quad \quad \quad \\ \text{H} \quad \quad \quad \text{O} \end{array} \right]_n$	Не гниет, не впитывает влагу, не подвергается действию моли. Недостаточно устойчив к действию кислот	Парашютные ткани, канаты, корд для автопокрышек, предметы быта

Часть IV

РЕШЕНИЕ ЗАДАЧ

12. ОБЩИЕ УКАЗАНИЯ К РЕШЕНИЮ ЗАДАЧ

12.1. Специфика стехиометрических расчетов

Расчеты количественных соотношений между элементами в соединениях или между веществами в химических реакциях называются *стехиометрическими расчетами*.

Специфика стехиометрических расчетов не в приемах и методах вычислений, а в величинах, с которыми приходится иметь дело, и в закономерной зависимости между ними. Эти величины — массы элементов и веществ и объемы участвующих в реакции газов.

В основе всех стехиометрических расчетов лежат три основные зависимости.

1. Зависимость между массой элемента и массой вещества, в состав которого входит элемент:

$$m(\text{Э})/m(\text{В}) = A_r(\text{Э}) n/M_r(\text{В}),$$

где n — число атомов элемента, входящих в состав молекулы вещества.

2. Зависимость между массами веществ, участвующих в химической реакции:

$$m(\text{В}_1)/m(\text{В}_2) = M_r(\text{В}_1) x/M_r(\text{В}_2) y,$$

где x и y — коэффициенты в уравнении реакции или стехиометрической схеме.

3. Зависимость между объемами газов, участвующих в реакции:

$$V_1/V_2 = x/y,$$

где V_1 и V_2 — объемы газов, x и y — коэффициенты в уравнении реакции.

В основе первой зависимости лежит закон постоянства состава вещества, в основе второй — закон сохранения массы веществ и в основе третьей — газовые законы (Гей-Люссака и Авогадро).

12.2. Единицы измерения физических величин, используемые при решении задач

В настоящее время во всех странах принята единая универсальная система единиц физических величин. Сокращенно она обозначается SI (от начальных букв *S*ysteme *I*nternationale, система интернациональная) или русскими буквами СИ. В качестве основы этой системы взяты семь единиц: метр для длины, килограмм для массы, секунда для времени, ампер для силы тока, кельвин для температуры, кандела для силы света и моль для количества вещества. С помощью простейших уравнений от основной единицы легко образовать производные.

В нашей стране действует государственный стандарт, согласно которому учебный процесс должен быть основан на применении единиц СИ и единиц, допускаемых к применению наравне с единицами СИ. В химии это грамм (г), атомная единица массы (а.е.м.), литр (л), градус Цельсия ($^{\circ}\text{C}$).

В табл. 18 перечислены чаще всего встречающиеся при решении задач физические величины и единицы их измерения.

13. АЛГОРИТМЫ РЕШЕНИЯ ТИПОВЫХ РАСЧЕТНЫХ ЗАДАЧ

Приведенные здесь 17 алгоритмов охватывают расчеты по химическим формулам и уравнениям химических реакций, расчеты, связанные с растворами, и задачи на вывод формул сложных веществ по экспериментальным данным.

13.1. Расчеты по химическим формулам

I. Вычисление относительной молекулярной массы вещества.

1. Запишите химическую формулу вещества.
2. Найдите по справочной таблице и выпишите относительные атомные массы A_r элементов, входящих в состав вещества.
3. Найдите относительную молекулярную массу вещества M_r как сумму относительных атомных масс элементов с учетом числа атомов каждого из них n в формуле.

II. Вычисление отношения масс элементов в сложном веществе.

- 1 и 2. Как в алгоритме I.
3. Запишите отношение масс элементов как отношение их относительных атомных масс с учетом числа атомов каждого из них в формуле.

Таблица 18
Некоторые величины, используемые при решении расчетных химических задач

Наименование величины	Обозначение величины	Единица измерения		Пример записи
		название	обозначение	
1	2	3	4	5
Масса вещества	m	Килограмм; грамм	кг, г	$m(\text{CaO}) = 25 \text{ кг}$
Количество вещества	ν	Моль	моль	$\nu(\text{H}_2\text{O}) = 3 \text{ моль}$
Относительная атомная масса	A_r	Безразмерная	—	$A_r(\text{Cl}) = 35,5$
Относительная молекулярная масса	M_r	»	—	$M_r(\text{H}_3\text{PO}_4) = 98$
Молярная масса	M	Грамм на моль	г/моль	$M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}$
Объем	V	Кубический метр; кубический сантиметр	м^3 ; см^3	$V(\text{CO}) = 4 \text{ м}^3$
Молярный объем	V_M	Кубический метр на моль; литр на моль	$\text{м}^3/\text{моль}$; л/моль	$V_M = 22,4 \cdot 10^{-3} \text{ м}^3/\text{моль}$, или $V_M = 22,4 \text{ л/моль}$

Продолжение табл. 18

1	2	3	4	5
Плотность раствора	ρ	Килограмм на кубический метр; грамм на кубический сантиметр	кг/м ³ ; г/см ³	ρ (р-ра H ₂ SO ₄) = 1840 кг/м ³ , или ρ (р-ра H ₂ SO ₄) = 1,84 г/см ³
Плотность газа	ρ	Грамм на литр		ρ (O ₂) = 1,43 г/л
Относительная плотность газа:			г/л	
а) по водороду	D_{H_2}	Безразмерная	–	$D_{\text{H}_2}(\text{N}_2) = 14$
б) по воздуху	$D_{\text{возд.}}$	»	–	$D_{\text{возд.}}(\text{CO}_2) = 1,5$
Время	t, τ	Секунда	с	$t = 25 \text{ с}$
Сила тока	I	Ампер	А	$I = 5 \text{ А}$
Температура	T, t	Кельвин, градус Цельсия	К, °С	$T = 273 \text{ К}; t = 0 \text{ °С}$
Давление	p	Паскаль	Па	$p(\text{Cl}_2) = 101,3 \text{ кПа}$
Универсальная газовая постоянная	R	Джоуль на моль и кельвин	$\frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}$	$R = 8,31 \text{ Дж/моль} \cdot \text{К}$

Окончание табл. 18

1	2	3	4	5
Количество теплоты	Q	Джоуль	Дж	Q = 350 Дж
Теплота образования	q	Джоуль на моль	Дж/моль	q(CaO) = 634,7 кДж/моль
Скорость реакции	v	Моль на кубический метр в секунду	$\frac{\text{моль}}{\text{м}^3 \cdot \text{с}}$	v = 0,01 моль/(м ³ · с)
Концентрация раствора:				
а) выраженная в массовых долях	ω	Доли единицы; %	–; %	ω(KOH) = 15%
б) молярная	c _м	Моль на литр раствора	моль/л	c _м (HNO ₃) = 0,1 моль/л
Растворимость вещества	S	Масса вещества в 1 л растворителя в насыщенном растворе	г/л	S _{KNO₃} ^{60 °С} = 1100 г/л

III. Вычисление массовой доли элементов в сложном веществе.

1. Вычислите относительную молекулярную массу вещества по его формуле (см. алгоритм I).
2. Вычислите массовую долю элемента по формуле:

$$\omega(\text{Э}) = A_r(\text{Э})n(\text{Э})/M_r.$$

3. Чтобы выразить массовую долю в процентах, умножьте полученную десятичную дробь на 100.

IV. Расчеты, связывающие массу вещества m , количество вещества ν и молярную массу вещества M .

A. Вычисление массы вещества по заданному количеству вещества.

1. Запишите формулу связи между молярной массой и количеством вещества: $M = m/\nu$
2. Найдите выражение для массы m .
3. Определите молярную массу вещества:

а) вычислите относительную молекулярную массу вещества по его формуле (см. алгоритм I):

б) $M_r = \{M\}$ г/моль.

4. Подставьте числовые значения в формулу, найденную в шаге 2, и получите ответ.

B. Вычисление количества вещества по заданной массе.

1. Запишите формулу связи между молярной массой M и количеством вещества: $M = m/\nu$.
2. Найдите выражение для количества вещества ν .
3. Определите молярную массу вещества (см. алгоритм IV-A, шаг 3.)

4. Подставьте числовые значения в формулу, найденную в шаге 2, и получите ответ.

V. Вычисление относительной плотности газов.

A. По водороду.

1. Запишите формулу: $D_{H_2} = M_r(\text{газа})/2$.

2. Найдите относительную молекулярную массу газа M_r по его химической формуле (см. алгоритм I).

3. Подставьте в формулу шага 1 значение M_r и получите ответ.

Б. По воздуху.

Шаги аналогичны, только исходная формула

$$D_{\text{возд}} = M_r(\text{газа})/29.$$

VI. Расчеты, связывающие объем V , молярный объем V_M , количество вещества ν и массу газа m .

A. Вычисление объема газа при н.у. по заданному количеству вещества.

1. Запишите формулу связи между V_M , V и ν : $V_M = V/\nu$.

2. Найдите выражение для V .

3. Зная, что для всех газов при н.у. $V_M = 22,4$ л/моль, найдите объем газа.

Б. Вычисление количества вещества газа по заданному объему при н.у.

Решается аналогично VI-A, только в шаге 2 находите выражение для ν .

В. Вычисление массы газа по заданному объему при н.у.

1. Из формулы $V_M = V/\nu$ найдите выражение для ν .

- Из формулы, связывающей m , M и ν , найдите выражение для массы и подставьте вместо ν выражение из шага 1.
- Подставьте числовые выражения и получите ответ.
- Вычисление объема газа при н.у. по заданной массе. Решается аналогично VI-B, только в шаге 1 находите выражение для V , а во втором — для ν .

13.2. Расчеты по уравнениям химических реакций

VII. Вычисление массы по заданному количеству вещества.

- Составьте уравнение реакции (не забудьте расставить коэффициенты!).
- Подчеркните формулы веществ (известного и искомого) и надпишите над формулами исходные данные, под формулами — молярные отношения, соответствующие коэффициентам.
- Рассчитайте числовое значение искомой величины в молях.
- Используя формулу молярной массы $M = m/\nu$, найдите массу: $m = M\nu$.

VIII. Вычисление объема газа по известному количеству вещества.

1–3. Как в алгоритме VII.

- Используя формулу молярного объема $V_M = V/\nu$, найдите: $V = V_M\nu$.

IX. Вычисление объемных отношений газов.

1. Запишите уравнение реакции (не забудьте расставить коэффициенты!).
2. Подчеркните формулы веществ (известного и искомого). Над формулами запишите числовое значение известного V_1 и условное обозначение искомого V_2 , под формулами — молярные отношения, соответствующие коэффициентам (ν_1 и ν_2).
3. Исходя из соотношения $V_1/V_2 = \nu_1/\nu_2$, найдите V_2 .

X. Расчет по термохимическим уравнениям.

А. Вычисление количества теплоты по известному количеству вещества.

1. Составьте термохимическое уравнение (не забудьте расставить коэффициенты!).
2. Подчеркните формулы известного и искомого веществ и запишите исходные данные над формулами, а под формулами — молярные отношения, соответствующие коэффициентам.
3. Составьте пропорцию и решите ее относительно искомой величины.

Б. Вычисление количества теплоты по известной массе.

1. Используя соотношение $M = m/\nu$, найдите количество вещества, соответствующее заданной массе m .
- 2–4. Как шаги 1–3 в алгоритме X–А.

XI. Расчет по химическим уравнениям, если одно из реагирующих веществ в избытке.

1. Запишите уравнение реакции.

2. Пользуясь соотношением $\{M\} = M_r$, найдите молярные массы веществ, о которых идет речь в условии задачи.
3. Найдите количество вещества каждого из указанных соединений по формуле $\nu = m/M$. Полученные данные запишите над формулами веществ, а под формулами — молярные соотношения, соответствующие коэффициентам.
4. Решите, какое из двух веществ взято в избытке. Для этого их молярные отношения, согласно условию задачи, сравните с молярными отношениями, соответствующими коэффициентам. Получите две дроби, одна из которых больше. Следовательно, это вещество находится в избытке. Расчет ведите по веществу, которое полностью расходуется в результате реакции.
5. Найдите массу (объем) искомого вещества.

ХII. Вычисление массовой доли выхода продукта от теоретически возможного.

1. Запишите стехиометрическую схему или уравнение реакции получения искомого вещества.
2. Используя соотношение $\{M\} = M_r$ и формулу $\nu = m/M$, вычислите молярные массы и количество исходного вещества и продукта реакции.
3. Данные задачи запишите над формулами соответствующих веществ, а под формулами — молярные отношения, соответствующие коэффициентам.
4. Определите теоретический выход продукта реакции по уравнению реакции m (теор.).
5. Вычислите массовую долю выхода продукта реакции от теоретического:

$$\omega(\text{вых.}) = m(\text{практ.})/m(\text{теор.}).$$

6. Чтобы выразить ω в процентах, умножьте полученную десятичную дробь на 100.

XIII. Вычисление массы продукта реакции по известной массе исходного вещества, содержащего определенную массовую долю примесей.

1. Запишите уравнение реакции.
2. Найдите массу чистого вещества по формуле массовой доли:

$$m(\text{в-ва}) = \omega(\text{в-ва}) \cdot m(\text{смеси}).$$

3. Данные задачи запишите над соответствующими формулами веществ, а под ними — массы этих же веществ, определяемые по формуле $m = Mv$.
4. Найдите по уравнению реакции массу образовавшегося вещества.

13.3. Расчеты, связанные с растворами

XIV. Расчеты на основе использования графиков растворимости веществ в воде.

A. Определение коэффициента растворимости, если известна масса насыщенного при определенной температуре раствора и масса растворенного вещества.

1. Вычислите массу растворителя:

$$m(\text{р-рителя}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{р.в.}).$$

2. Найдите в справочнике плотность растворителя при данной температуре.
3. Вычислите объем растворителя по формуле:

$$V = m/\rho.$$

4. Вычислите коэффициент растворимости вещества по формуле:

$$S(\text{в-ва}) = m(\text{в-ва})/V(\text{р-рителя}), \text{ г/л.}$$

Б. Определение массы вещества, выкристаллизующегося из насыщенного при определенной температуре раствора в результате его охлаждения, если известны масса раствора и коэффициент растворимости в указанном интервале температур.

1. По графику «Кривые растворимости» (приложение 1) найдите коэффициент растворимости S вещества при исходной температуре t_1 и вычислите массу насыщенного раствора:

$$m_1(\text{р-ра по кривым растворимости при } t_1) = S^{t_1} + 1000 \text{ г H}_2\text{O}.$$

2. Повторите те же действия для t_2 :

$$m_2(\text{р-ра по кривым растворимости при } t_2) = S^{t_2} + 1000 \text{ г H}_2\text{O}.$$

3. По разности $m_1 - m_2$ найдите массу соли Δm , которая выкристаллизуется, если охладить раствор массой m_1 .
4. Составьте пропорцию, рассуждая следующим образом: если охлаждать раствор массой m_1 от t_1 до t_2 , то масса выкристаллизовавшейся соли составит Δm г, при охлаждении же раствора массой m выкристаллизуется соль массой x г.

XV. Расчеты по определению массовой доли растворенного вещества в растворе.

А. Определение массовой доли растворенного вещества в водном растворе соли, если известны массы соли и воды.

1. Запишите формулу для расчета массовой доли растворенного вещества: $\omega(\text{р.в.}) = m(\text{р.в.})/m(\text{р-ра})$.

2. Найдите массу раствора по формуле:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{р.в.}) + m(\text{H}_2\text{O}).$$

3. Вычислите массовую долю растворенного вещества в растворе по формуле шага 1.

Б. Определение массы растворенного вещества, если известны его массовая доля и масса раствора.

1. Как в алгоритме XV-A.

2. Найдите выражение для массы растворенного вещества.

3. Подставьте в полученное выражение цифровые данные и проведите расчеты.

В. Определение массы воды, необходимой для приготовления раствора, если известны масса раствора и массовая доля в нем растворенного вещества.

1–3. Как в алгоритме XV-B.

4. Зная массу раствора и массу растворенного вещества, найдите массу воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{р.в.}).$$

Г. Определение массы раствора, если известна массовая доля растворенного вещества и масса воды.

1. Запишите формулу для расчета массовой доли растворенного вещества, представив массу раствора в развернутом виде:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{р.в.}) + m(\text{H}_2\text{O}).$$

2. Обозначьте массу растворенного вещества x и подставьте x и остальные числовые данные в формулу. Вы получите уравнение с одним неизвестным, решив которое вы найдете массу растворенного вещества.
3. Вычислите массу раствора по формуле (см. шаг 1). Вариант этого шага — нахождение целого по частям; разделите массу растворенного вещества на его массовую долю в растворе:

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{р.в.})/\omega(\text{р.в.}).$$

13.4. Нахождение молекулярных формул веществ в газообразном состоянии

XVI. Нахождение молекулярной формулы вещества на основании его плотности и массовых долей элементов.

1. Обозначьте число атомов каждого элемента буквами x , y , z и др. и запишите условную искомую формулу (например, $C_xH_yO_z$).
2. Выведите простейшую формулу. Для этого:
 - а) найдите из условной формулы отношения масс элементов;
 - б) выпишите отношения масс между этими же элементами, приведенные в условии задачи;
 - в) приравняйте полученные в пп. а) и б) отношения;
 - г) найдите отношение $x:y:z$;
 - д) запишите простейшую формулу и найдите соответствующую ей относительную молекулярную массу.
3. Выведите истинную формулу. Для этого:

- а) найдите относительную молекулярную массу (истинную);
- б) сравните ее с относительной молекулярной массой (простейшей): $M_r(\text{ист.})/M_r(\text{прост.}) = n$;
- в) увеличив число атомов каждого элемента в простейшей формуле в n раз, получите истинную формулу.

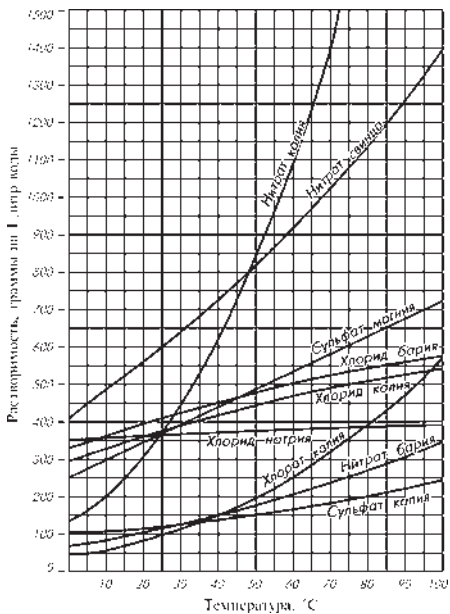
XVII. Нахождение молекулярной формулы вещества по его плотности и массе продуктов сгорания.

1. Установите качественный и количественный состав вещества:
 - а) по массе (объему) продуктов сгорания найдите массы элементов, входящих в состав сгоревшего вещества;
 - б) определите, входит ли кислород в состав вещества, для этого сложите числовые значения масс и сравните с массой сгоревшего вещества.
- 2–4. Как шаги 1–3 в алгоритме XVI.

ПРИЛОЖЕНИЯ

ПРИЛОЖЕНИЕ 1

Кривые растворимости солей в зависимости от температуры



ПРИЛОЖЕНИЕ 2

Концентрация и плотность кислот и оснований
при 20 °С (г/см³)

%	H ₂ SO ₄	HCl	HNO ₃	H ₃ PO ₄	CH ₃ COOH	NaOH	KOH	p-p NH ₃
1	1,005	1,003	1,004	1,004	1,000	1,010	1,007	0,994
2	1,012	1,008	1,009	1,009	1,001	1,021	1,017	0,990
3	1,018	1,013	1,015	1,015	1,003	1,032	1,026	0,985
4	1,025	1,018	1,020	1,020	1,004	1,043	1,035	0,981
5	1,032	1,023	1,026	1,026	1,006	1,054	1,044	0,977
6	1,039	1,028	1,031	1,031	1,007	1,065	1,053	0,973
7	1,045	1,033	1,037	1,037	1,008	1,076	1,062	0,969
8	1,052	1,038	1,043	1,042	1,010	1,087	1,072	0,965
9	1,059	1,043	1,049	1,048	1,011	1,098	1,081	0,961
10	1,066	1,047	1,054	1,053	1,013	1,109	1,100	0,958
12	1,080	1,057	1,066	1,065	1,015	1,131	1,109	0,950
14	1,095	1,068	1,078	1,076	1,018	1,153	1,128	0,943
16	1,109	1,178	1,090	1,088	1,021	1,175	1,148	0,936
18	1,124	1,188	1,103	1,101	1,024	1,197	1,167	0,930
20	1,139	1,198	1,115	1,113	1,026	1,219	1,186	0,923
22	1,155	1,108	1,128	1,126	1,029	1,241	1,206	0,916
24	1,170	1,119	1,140	1,140	1,031	1,263	1,226	0,910
26	1,186	1,129	1,153	1,153	1,034	1,285	1,247	0,904
28	1,202	1,139	1,167	1,167	1,036	1,306	1,267	0,898
30	1,219	1,149	1,180	1,181	1,038	1,328	1,288	0,892
35	1,260	1,174	1,214	1,216	1,044	1,380	1,341	
40	1,303	1,198	1,246	1,254	1,049	1,430	1,396	
45	1,348		1,278	1,293	1,053	1,478	1,452	
50	1,395		1,310	1,335	1,058	1,525	1,511	
55	1,445		1,339	1,379	1,061			
60	1,498		1,367	1,426	1,064			
65	1,553		1,391	1,476	1,067			
70	1,611		1,413	1,526	1,069			
75	1,669		1,434	1,579	1,070			
80	1,727		1,452	1,633	1,070			
85	1,779		1,469	1,689	1,069			
90	1,814		1,483	1,746	1,066			
92	1,824		1,487	1,770	1,064			
94	1,831		1,491	1,794	1,062			
96	1,836		1,495	1,819	1,059			
98	1,836		1,501	1,844	1,055			
100	1,831		1,513	1,870	1,050			

Растворимость кислот, оснований и солей

Обозначения

Р — растворяется (> 1 г на 100 г H₂O)

М — мало растворяется (от 0,1 до 1 г на 100 г H₂O)

	H ⁺	Li ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Sr ²⁺	Al ³⁺
OH ⁻		Р	Р	Р	Р	Р	М	Н	М	Н
F ⁻	Р	М	Р	Р	Р	М	Н	Н	Н	М
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	—	Н	—
HS ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	—
HSO ₃ ⁻	Р	?	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Н	Р
HSO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	?	?	?	—	?
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Р	—	Н	Н	Р	Н	Н
HPO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	М	Н	?
H ₂ PO ₄ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	?
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	—
HCO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—
SiO ₃ ²⁻	Н	Н	Р	Р	?	Н	Н	Н	Н	?

ЖЕНИЕ 3

в воде при комнатной температуре

H — не растворяется (<0,1 г на 100 г H₂O)

— — в водной среде разлагается

? — нет достоверных сведений о существовании соединения)

Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	Cu ²⁺
H	H	H	H	H	H	H	—	—	H	H	H
H	H	H	P	P	P	P	P	—	H	P	P
P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
?	P	—	P	P	P	P	H	H	H	M	P
—	H	—	H	H	H	H	H	H	H	H	H
—	—	—	—	H	—	—	?	?	?	?	—
—	H	—	H	H	?	M	H	H	H	?	?
—	?	—	?	?	?	?	?	?	?	?	?
P	P	P	P	P	P	P	M	—	H	P	P
?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?
P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	—	P
—	?	—	P	M	?	?	M	?	?	?	?
H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
?	H	?	?	?	H	?	?	?	M	H	?
?	P	?	?	?	P	P	P	?	—	?	?
—	H	—	H	H	H	H	H	?	H	?	H
—	P	—	?	?	?	?	?	?	P	?	?
P	P	—	P	P	P	P	P	P	P	—	P
?	H	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?

ПРИЛОЖЕНИЕ 4

Электрохимический ряд напряжений металлов

Восстановительная активность металлов (свойство атомов отдавать электроны) возрастает

Li	Cs	K	Ba	Ca	Na	Mg	Al	Zn	Fe	Co	Ni	Sn	Pb	H ₂	Cu	Ag ⁺	Hg	Pt	Au	Pb ²⁺
-3,04	-2,92	-2,87	-2,36	-0,76	-0,28	-0,14	0	+0,80	+1,28	+1,75										
-3,01	-2,90	-2,71	-1,66	-0,44	-0,25	-0,13	+0,34	+0,85	+1,50											
Li ⁺	Cs ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Na ⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Zn ²⁺	Fe ²⁺	Co ²⁺	Ni ²⁺	Sn ²⁺	Pb ²⁺	2H ⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Hg ²⁺	Pt ²⁺	Au ³⁺	Pb ⁴⁺

Окислительная активность ионов металлов (свойство ионов присоединять электроны) возрастает

Электрохимический ряд анионов



Окислительная активность (свойство разряжаться на аноде) убывает

ПРИЛОЖЕНИЕ 6

Формулы кислот и названия их анионов

Формула	Анион	Название аниона (международное)
1	2	3
HF	F ⁻	Фторид
HCl	Cl ⁻	Хлорид
HBr	Br ⁻	Бромид
HI	I ⁻	Иодид
H ₂ S	S ²⁻	Сульфид
H ₂ S	HS ⁻	Гидросульфид
HNO ₂	NO ₂ ⁻	Нитрит
HNO ₃	NO ₃ ⁻	Нитрат
CH ₃ COOH	CH ₃ COO ⁻	Ацетат
HMnO ₄	MnO ₄ ⁻	Перманганат
H ₂ SO ₄	SO ₄ ²⁻	Сульфат
H ₂ SO ₄	HSO ₄ ⁻	Гидросульфат
H ₂ CO ₃	CO ₃ ²⁻	Карбонат
H ₂ CO ₃	HCO ₃ ⁻	Гидрокарбонат
H ₂ SO ₃	SO ₃ ²⁻	Сульфит

1	2	3
H_2SO_3	HSO_3^-	Гидросульфит
H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	Метасиликат
H_4SiO_4	SiO_4^{4-}	Ортосиликат
H_3PO_4	PO_4^{3-}	Фосфат
H_3PO_4	HPO_4^{2-}	Гидрофосфат
H_3PO_4	H_2PO_4^-	Дигидрофосфат
HClO	ClO^-	Гипохлорит
HClO_2	ClO_2^-	Хлорит
HClO_3	ClO_3^-	Хлорат
HClO_4	ClO_4^{2-}	Перхлорат
H_2CrO_4	CrO_4^{2-}	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	$\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Дихромат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	$\text{P}_2\text{O}_7^{4-}$	Дифосфат

Таблица округленных молекулярных масс

Радикал	Cl –	Br –	I–	– OH	$-\text{C} \begin{array}{l} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{array}$
H –	36,5	81	128	18	46
CH ₃ –	50,5	95	142	32	60
C ₂ H ₅ –	64,5	109	156	46	74
C ₃ H ₇ –	78,5	123	170	60	88
C ₄ H ₉ –	92,5	137	184	74	102
C ₅ H ₁₁ –	106,5	151	198	88	116
C ₆ H ₁₃ –	120,5	165	212	102	130
C ₇ H ₁₅ –	134,5	179	226	116	144
C ₈ H ₁₇ –	148,5	193	240	130	158
C ₉ H ₁₉ –	162,5	207	254	144	172
C ₁₀ H ₂₁ –	176,5	221	268	158	186
C ₁₅ H ₃₁ –	246,5	291	338	228	256
C ₁₆ H ₃₃ –	260,5	305	352	242	270
C ₁₇ H ₃₅ –	274,5	319	366	256	284
H ₂ C = CH –	62,5	107	154	–	72
C ₃ H ₅ –	76,5	121	168	58	86
C ₄ H ₇ –	90,5	135	182	72	100
C ₅ H ₉ –	104,5	149	196	86	114
C ₁₇ H ₃₁ –	270,5	315	362	252	280
C ₁₇ H ₃₃ –	272,5	317	364	254	282
HC ≡ C –	60,5	105	152	–	70
C ₃ H ₃ –	74,5	119	166	56	84
C ₄ H ₅ –	88,5	133	180	70	98
C ₆ H ₅ –	112,5	137	204	94	122

ЖЕНИЕ 7

некоторых органических веществ

$-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OCH}_3$	$-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OC}_2\text{H}_5$	$-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$	$-\text{NH}_2$	$-\text{H}$
60	74	30	17	2
74	88	44	31	16
88	102	58	45	30
102	116	72	59	44
116	130	86	73	58
130	144	100	87	72
144	158	114	101	86
158	172	128	115	100
172	186	142	129	114
186	200	156	143	128
200	214	170	157	142
270	284	240	227	212
284	298	254	241	226
298	312	268	255	240
86	100	56	43	28
100	114	70	57	42
114	128	84	71	56
128	142	98	85	70
294	308	264	251	236
296	310	266	253	238
84	98	54	41	26
98	112	68	55	40
112	126	82	69	54
136	150	106	93	78

ПРИЛОЖЕНИЕ 8
Относительные молекулярные массы неорганических соединений (округленные)

	H ⁺	NH ₄ ⁺	Na ⁺	K ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Cu ²⁺	Ag ⁺	Pb ²⁺	Cu ⁺
O ²⁻			62	94	153	56	40	102	152	72	160	71	81	80	232	223	114
OH ⁻	18	35	40	56	171	74	58	78	103	90	107	84	99	98	125	241	81
Cl ⁻	36,5	53,5	58,5	74,5	208	111	95	133,5	158,5	127	162,5	126	136	135	143,5	278	99,5
Br ⁻	81	98	103	119	297	200	184	267	292	216	296	215	225	224	188	367	
J ⁻	128	145	150	166	391	294	278	408	433	310	437	309	319	318	235	461	191
NO ₃ ⁻	63	80	85	101	261	164	148	213	238	180	242	179	189	188	170	331	
S ²⁻	34	68	78	110	169	72	56	150	200	88	208	87	97	96	248	139	
SO ₃ ²⁻	82	116	126	158	217	120	104	294	344	136	352	135	145	144	296	287	
SO ₄ ²⁻	98	132	142	174	233	136	120	342	392	152	400	151	161	160	312	303	
CO ₃ ²⁻	62	96	106	138	197	100	84	234	284	116	292	115	125	124	276	267	
SiO ₃ ²⁻	78	112	122	154	213	116	100	282	332	132	340	131	241	240	292	283	
PO ₄ ³⁻	98	149	160	212	601	310	262	122	247	358	151	355	385	382	419	811	

ПРИЛОЖЕНИЕ 9

Качественные реакции на катионы

Катион	Воздействие или реактив	Наблюдаемая реакция
1	2	3
Li^+	Пламя	Красное окрашивание
Na^+	Пламя	Желтое окрашивание
K^+	Пламя	Фиолетовое окрашивание
Ca^{2+}	Пламя	Кирпично-красное окрашивание
	CO_3^{2-}	Выпадение белого осадка: $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow$
Ba^{2+}	Пламя	Желто-зеленое окрашивание
	SO_4^{2-}	Выпадение белого осадка: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$
Cu^{2+}	Пламя	Зеленое окрашивание
	Вода	Гидратированные ионы Cu^{2+} имеют голубую окраску
Pb^{2+}	S^{2-}	Выпадение осадка черного цвета: $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS} \downarrow$
Ag^+	Cl^-	Выпадение творожистого осадка белого цвета: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$
Fe^{2+}	Красная кровяная соль $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$	Выпадение осадка синего цвета (турнбулева синь): $3\text{Fe}^{2+} + 2[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-} = \text{Fe}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]_2 \downarrow$

1	2	3
Fe^{3+}	Желтая красная соль $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ Роданид аммония NH_4SCN	Выпадение темно-синего осадка берлинской лазури: $4\text{Fe}^{3+} + 3[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-} = \text{Fe}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]_3 \downarrow$ Криваво-красное окрашивание: $\text{Fe}^{3+} + 3\text{SCN}^- = \text{Fe}(\text{SCN})_3$
Al^{3+}	Щелочь (амфотерные свойства гидроксида)	Выпадение осадка гидроксида алюминия при приливании первых порций щелочи и его растворение при дальнейшем приливании
NH_4^+	Щелочь, OH^-	Запах аммиака

ПРИЛОЖЕНИЕ 10

Качественные реакции на анионы

Анион	Реактив	Наблюдаемая реакция
1	2	3
SO_4^{2-}	Соли бария Ba^{2+}	Выпадение белого осадка $\text{SO}_4^{2-} + \text{Ba}^{2+} = \text{BaSO}_4 \downarrow$
NO_3^-	1) отогнать с H_2SO_4 , получить HNO_3 реакция с Cu 2) Смесь $\text{H}_2\text{SO}_4 + \text{FeSO}_4$	Образование раствора голубого цвета, выделение бурого газа $\text{Cu} + \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ Возникновение окраски сульфата нитрозожелеза (II), окраска от фиолетовой до коричневой

1	2	3
PO_4^{3-}	Нитрат серебра Ag^+	Выпадение ярко-желтого осадка $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$
CrO_4^{2-} $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$	Соли бария Ba^{2+}	Выпадение желтого осадка $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} = \text{BaCrO}_4 \downarrow$
S^{2-}	Соли свинца (нитрат) Pb^{2+}	Выпадение черного осадка $\text{Pb}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{PbS} \downarrow$
CO_3^{2-} CO_2	Известковое молоко $\text{Ca}(\text{OH})_2$ Баритовая вода $\text{Ba}(\text{OH})_2$	Выпадение белых осадков: $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow$ $\text{Ba}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{BaCO}_3 \downarrow$ при дальнейшем добавлении CO_2 – растворяется
Cl^-	Нитрат серебра AgNO_3	Выпадение белого творожистого осадка $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- = \text{AgCl} \downarrow$
Br^-	Нитрат серебра	Выпадение желтоватого осадка $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- = \text{AgBr} \downarrow$
I^-	Нитрат серебра	Выпадение желтого осадка $\text{Ag}^+ + \text{I}^- = \text{AgI} \downarrow$
Индикаторы:		
OH^- (щелочная среда)	Лакмус Фенолфталеин	Синее окрашивание Красная малиновая окраска
H^+ (кислая среда)	Лакмус Метиловый оранжевый	Красное окрашивание Красное окрашивание

ПРИЛОЖЕНИЕ 11

Качественные реакции органических соединений

Соединение	Реактив	Наблюдаемая реакция
1	2	3
Алканы	– Пламя	Обычно определяют путем исключения Горят голубоватым пламенем
Алкены $C = C$	1) бромная вода 2) р-р $KMnO_4$ 3) горение	Обесцвечивание раствора Обесцвечивание раствора, выпадение осадка MnO_2 Горят слегка желтоватым пламенем (частицы углерода)
Бензол	– 2) горение 3) Br_2	Обычно определяют методом исключения Горит коптящим пламенем Реакция с бромом в присутствии $FeBr_3$
Фенол	1) бромная вода 2) р-р Na_2CO_3 3) р-р $FeCl_3$	Обесцвеч., белый осадок трибромфенол Выделение газа Темно-фиолетовое окрашивание
Спирты	1) Na 2) горение	Выделение водорода Горят светлым, голубоватым пламенем
Многоатомные спирты	$Cu(OH)_2$	Синее окрашивание – образование глицератов или др.
Амины	1) Лакмус 2) $HNaI$	В водном растворе – щелочная реакция Образуют соли с галогеноводородами – после выпаривания твердый остаток
Анилин	1) Бромная вода 2) $HNaI$	Обесцвечивание бромной воды, выпадение осадка триброманилина При упаривании выпадение осадка – соли гидрогалогенида анилина

1	2	3
Альдегиды	1) Ag_2O 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2$	Реакция серебряного зеркала Выпадение красного осадка Cu_2O
Карбоновые кислоты	Лакмус	Красное окрашивание, !Муравьиная – реакция серебряного зеркала !Непредельные – обесцвечивание бромной воды
Крахмал	Раствор I_2 в растворе KI	Синее окрашивание
Белки	1) конц. HNO_3 2) $\text{Cu}(\text{OH})_2$	Желтое окрашивание Фиолетовое окрашивание

ПРИЛОЖЕНИЕ 12

Фундаментальные физические постоянные

Скорость света в вакууме: $c = 2,99792458 \cdot 10^8 \text{ м/с}$

$$c^2 = 8,98755179 \cdot 10^{16} \text{ м}^2/\text{с}^2$$

Масса покоя атома водорода (${}^1\text{H}$) = $1,673559 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$

Массы элементарных частиц:

$$\text{протона } m({}_1^1p) = 1,6726485 \cdot 10^{-27} \text{ кг } (m_0({}_1^1p))$$

$$\text{нейтрона } m({}_0^1n) = 1,6749543 \cdot 10^{-27} \text{ кг } (m_0({}_0^1n))$$

$$\text{протона } m(\bar{e}) = 0,9109534 \cdot 10^{-27} \text{ кг } (m_0(\bar{e}))$$

Заряд электрона ($q(\bar{e})$) = $1,6021892 \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$

Постоянная Планка (h) = $6,626176 \cdot 10^{-34} \text{ Дж} \cdot \text{с}$

Радиус Бора ($r({}^1\text{H})$) = $5,2917706 \cdot 10^{-11} \text{ м}$ (0,53 нм)

Постоянная Фарадея (F) = $9,648 \cdot 10^4 \text{ Кл/моль}$

Плотность сухого воздуха при н.у. = $1,293 \text{ кг/м}^3$

Атомная единица массы (а.е.м.) = $1,6605655 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$

Периодическая система химических


Периоды	Ряды	ГРУППЫ				
		I	II	III	IV	V
1	1	H 1 водород 1,00794				
2	2	Li 3 литий 6,941	Be 4 бериллий 9,01218	5 B бор 10,811	6 C углерод 12,011	7 N азот 14,0067
3	3	Na 11 натрий 22,98977	Mg 12 магний 24,305	13 Al алюминий 26,98154	14 Si кремний 28,0855	15 P фосфор 30,97376
4	4	K 19 калий 39,0983	Ca 20 кальций 40,078	Sc 21 скандий 44,9559	Ti 22 титан 47,88	V 23 ванадий 50,9415
	5	29 Cu медь 63,546	30 Zn цинк 65,39	31 Ga галлий 69,723	32 Ge германий 72,59	33 As мышьяк 74,9216
5	6	Rb 37 рубидий 85,4678	Sr 38 стронций 87,62	Y 39 иттрий 88,9059	Zr 40 цирконий 91,22	Nb 41 ниобий 92,9064
	7	47 Ag серебро 107,8682	48 Cd кадмий 112,41	49 In индий 114,82	50 Sn олово 180,710	51 Sb сурьма 121,75
6	8	Cs 55 цезий 132,9054	Ba 56 барий 137,33	La* 57 лантан 138,90	Hf 72 гафний 178,49	Ta 73 тантал 180,9479
	9	79 Au золото 196,9665	80 Hg ртуть 200,59	81 Tl таллий 204,383	82 Pb свинец 207,2	83 Bi висмут 208,9804
7	10	Fr 87 франций [223]	Ra 88 радий [226]	Ac** 89 актиний [227]	Rf 104 резерфордий [261]	Db 105 дубний [262]

ВЫСШИЕ ОКСИДЫ	Э ₂ O	ЭO	Э ₂ O ₃	ЭO ₂	Э ₂ O ₅
ЛЕТУЧИЕ ВОДОРОДНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ				ЭH ₄	ЭH ₃

*ЛАНТАНОИДЫ	La 57 лантан 138,9055	Ce 58 церий 140,12	Pr 59 празеодим 140,9077	Nd 60 неодим 144,24	Pm 61 прометий [145]	Sm 62 самарий 150,36	Eu 63 европий 151,96
**АКТИНОИДЫ	Ac 89 актиний [227]	Th 90 торий 232,0381	Pa 91 протактиний [231]	U 92 уран 238,0289	Np 93 нептуний [237]	Pu 94 плутоний [244]	Am 95 амерций [243]

ЖЕННИЕ 13

ЭЛЕМЕНТОВ Д. И. Менделеева

ЭЛЕМЕНТОВ					
VI	VII	VIII			
	(H)	2 He гелий 4,002602			
8 O кислород 15,9994	9 F фтор 18,998403	10 Ne неон 20,179			
16 S сера 32,066	17 Cl хлор 35,453	18 Ar аргон 39,948			
Cr 24 хром 51,9961	Mn 25 марганец 54,9380	Fe 26 железо 55,847			
34 Se селен 78,96	35 Br бром 79,904	36 Kr криптон 83,80			
Mo 42 молибден 95,948	Tc 43 техниций [98]	Ru 44 рутений 101,07	Rh 45 родий 102,9055	Pd 46 палладий 106,42	
52 Te теллур 127,60	53 I иод 126,9045	54 Xe ксенон 131,29			
W 74 вольфрам 183,85	Re 75 рений 186,207	Os 76 осмий 190,2	Ir 77 иридий 192,22	Pt 78 платина 195,08	
84 Po полоний [209]	85 At астат [210]	86 Rn радон [222]			
Sg 106 сиборгий [263]	Bh 107 борий [262]	Ns 108 нильсборий [265]	Mt 109 мейтнерий [266]	Ds 110 [271]	

ЭO_3	$\text{Э}_2\text{O}_7$	ЭO_4
$\text{H}_2\text{Э}$	HЭ	

Gd 64 гадолиний 157,25	Tb 65 тербий 158,9254	Dy 66 диспрозий 162,50	Ho 67 гольмий 164,9304	Er 68 эрбий 167,26	Tm 69 тулий 168,9342	Yb 70 иттербий 173,04	Lu 71 лютеций 174,967
Cm 96 кюрий [247]	Bk 97 берклий [247]	Cf 98 калифорний [251]	Es 99 энштейний [252]	Fm 100 фермий [257]	Md 101 менделевий [258]	(No) 102 нобелий [259]	(Lr) 103 лоуренсий [260]

ПРИЛОЖЕНИЕ 14
Латинский алфавит

Печатные буквы	Рукописные буквы	Название буквы	Печатные буквы	Рукописные буквы	Название буквы
A a	<i>Aa</i>	а	N n	<i>Nn</i>	эн
B b	<i>Bb</i>	бе	O o	<i>Oo</i>	о
C c	<i>Cc</i>	це	P p	<i>Pp</i>	пе
D d	<i>Dd</i>	де	Q q	<i>Qq</i>	ку
E e	<i>Ee</i>	е, э	R r	<i>Rr</i>	эр
F f	<i>Ff</i>	эф	S s	<i>Ss</i>	эс
G g	<i>Gg</i>	ге, же	T t	<i>Tt</i>	те
H h	<i>Hh</i>	ха (аш)	U u	<i>Uu</i>	у
I i	<i>Ii</i>	и	V v	<i>Vv</i>	ве
J j	<i>Jj</i>	йот (жи)	W w	<i>Ww</i>	дубль ве
K k	<i>Kk</i>	ка	X x	<i>Xx</i>	икс
L l	<i>Ll</i>	эль	Y y	<i>Yy</i>	игрек
M m	<i>Mm</i>	эм	Z z	<i>Zz</i>	зет (зета)

ПРИЛОЖЕНИЕ 15
Греческий алфавит

Печатные буквы	Рукописные буквы	Название буквы	Печатные буквы	Рукописные буквы	Название буквы
Α α	Α α	άλφα	Ν ν	Ν ν	ни (ню)
Β β	Β β	βέτα	Ξ ξ	Ξ ξ	кси
Γ γ	Γ γ	γάμμα	Ο ο	Ο ο	όмикрон
Δ δ	Δ δ	δέλτα	Π π	Π π	пи
Ε ε	Ε ε	έψιλον	Ρ ρ	Ρ ρ	ро
Ζ ζ	Ζ ζ	ζέτα	Σ σς	Σ σς	σίγμα
Η η	Η η	эта	Τ τ	Τ τ	тау
Θ θ	Θ θ	тэта	Υ υ	Υ υ	йпсилон
Ι ι	Ι ι	йота	Φ φ	Φ φ	фи
Κ κ	Κ κ	каппа	Χ χ	Χ χ	хи
Λ λ	Λ λ	ламбда	Ψ ψ	Ψ ψ	пси
Μ μ	Μ μ	ми (мю)	Ω ω	Ω ω	омéга

РЕКОМЕНДУЕМАЯ ЛИТЕРАТУРА

1. *Хомченко Г. П.* Химия (для подготовительных отделений): Учебник. 3 изд., испр. М.: Высшая школа, 1993.
2. *Горбунова В. В., Новикова Т. А., Злотников Э. Г.* Химия: Пособие для поступающих в вузы / Под ред. Э. Г. Злотникова. — СПб.: Изд-во РГПУ им А. И. Герцена; Изд-во «Союз», 2002.
3. *Лидин Р. А. Молочко В. А.* Химия для абитуриентов. От средней школы к вузу. М.: Химия, 1993.
4. *Хомченко Г. П., Хомченко И. Г.* Задачи по химии для поступающих в вузы. М.: Высшая школа, 1993. и последующие издания.
5. *Сорокин В. В., Злотников Э. Г.* Химия в тестах (пособие для школьников и абитуриентов). СПб.: Химия, 1996.
6. *Сорокин В. В., Злотников Э. Г.* Тесты по химии. — М.: Просвещение, 1997.