

**ЭФФЕКТИВНАЯ
ПОДГОТОВКА
К ГИА**

ГИА

ХИМИЯ

УНИВЕРСАЛЬНЫЙ СПРАВОЧНИК

- Подробный теоретический материал
- Тренировочные задания



**ЭФФЕКТИВНАЯ
ПОДГОТОВКА
К ГИА**

ГИА

Е.Ю. Шапаренко

ХИМИЯ

УНИВЕРСАЛЬНЫЙ СПРАВОЧНИК

ЯУЗА-ПРЕСС
МОСКВА
2013

УДК 373.167.1:54*09
ББК 24я721
Ш 23

Шапаренко Е. Ю.

Ш 23 ГИА. Химия : универсальный справочник / Е. Ю. Шапаренко. — М. : Яуза-пресс, 2013. — 160 с. — (ГИА. Универсальный справочник).

ISBN 978-5-9955-0650-8

Справочник адресован учащимся 9-х классов для подготовки к ГИА по химии.

Пособие содержит подробный теоретический материал по всем темам, проверяемым экзаменом, а также тренировочные задания в форме ГИА. В конце справочника приводятся ответы.

Издание будет полезно учителям химии, родителям для эффективной подготовки учащихся к ГИА.

УДК 373.167.1:54*09
ББК 24я721

ISBN 978-5-9955-0650-8

© Шапаренко Е. Ю., 2013
© Оформление. ООО «Яуза-пресс», 2013

СОДЕРЖАНИЕ

1. ВЕЩЕСТВО

1.1. Строение атома. Строение электронных оболочек атомов первых 20-ти элементов периодической системы Д. И. Менделеева	5
1.1.1. Строение атома	5
1.1.2. Массовое число	6
1.1.3. Изотопы	7
1.1.4. Состояние электронов в атоме	7
1.1.5. Строение электронных оболочек атомов первых 20-ти элементов периодической системы Д. И. Менделеева	10
1.2. Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	14
1.2.1. Группы и периоды периодической системы. Физический смысл порядкового номера химического элемента	14
1.2.2. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в периодической системе химических элементов	16
1.3. Строение вещества. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая	20
1.3.1. Молекулярное и немолекулярное строение веществ	20
1.3.2. Кристаллические решетки	20
1.3.3. Электроотрицательность	22
1.3.4. Химическая связь	23
1.4. Валентность химических элементов. Степень окисления химических элементов	27
1.4.1. Валентность	27
1.4.2. Степень окисления элементов	29
1.5. Чистые вещества и смеси	30
1.6. Атомы и молекулы. Химический элемент. Простые и сложные вещества. Основные классы неорганических веществ. Номенклатура неорганических соединений	31
1.6.1. Атомы и молекулы. Химический элемент. Простые и сложные вещества	31
1.6.2. Основные классы неорганических веществ	33
1.6.3. Номенклатура неорганических соединений	35
<i>Тренировочные тестовые задания к разделу 1</i>	37

2. ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ

2.1. Химическая реакция. Условия и признаки протекания химических реакций. Химические уравнения. Сохранение массы веществ при химических реакциях	43
2.2. Классификация химических реакций по различным признакам: числу и составу исходных и полученных веществ, изменению степеней окисления химических элементов, поглощению и выделению энергии	45
2.2.1. Классификация химических реакций по числу и составу реагирующих веществ	45
2.2.2. Классификация химических реакций по изменению степеней окисления	47
2.2.3. Классификация химических реакций по поглощению и выделению энергии	48
2.2.4. Скорость химической реакции. Катализаторы	48
2.2.5. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие	50
2.3. Электролиты и неэлектролиты	52
2.4. Катионы и анионы. Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей (средних)	56
2.4.1. Электролитическая диссоциация кислот	57
2.4.2. Электролитическая диссоциация щелочей	58
2.4.3. Электролитическая диссоциация солей	58
2.5. Реакции ионного обмена и условия их осуществления	59
2.5.1. Условия осуществления реакций ионного обмена	59
2.5.2. Гидролиз солей	61
2.6. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель	62
<i>Тренировочные тестовые задания к разделу 2</i>	65

3. ЭЛЕМЕНТАРНЫЕ ОСНОВЫ НЕОРГАНИЧЕСКОЙ ХИМИИ. ПРЕДСТАВЛЕНИЯ ОБ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВАХ

3.1. Химические свойства простых веществ	71
3.1.1. Химические свойства простых веществ — металлов: щелочных и щелочноземельных металлов, алюминия, железа	71
3.1.2. Химические свойства простых веществ — неметаллов: водорода, кислорода, галогенов, серы, азота, фосфора, углерода, кремния.....	76
3.2. Химические свойства сложных веществ	85
3.2.1. Химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных.....	85
3.2.2. Химические свойства оснований	87
3.2.3. Химические свойства кислот	88
3.2.4. Химические свойства средних солей.....	90
3.3. Взаимосвязь различных классов неорганических соединений.....	90
3.4. Первоначальные сведения об органических веществах	92
3.4.1. Углеводороды предельные и непредельные: метан, этан, этилен, ацетилен	92
3.4.2. Кислородсодержащие вещества: спирты (метанол, этанол, глицерин), карбоновые кислоты (уксусная и стеариновая)	100
3.4.3. Биологически важные вещества: белки, жиры, углеводы.....	103
Тренировочные тестовые задания к разделу 3	109

4. МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ ВЕЩЕСТВ И ХИМИЧЕСКИХ ЯВЛЕНИЙ. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

4.1. Правила безопасной работы в школьной лаборатории. Лабораторная посуда и оборудование. Разделение смесей и очистка веществ. Приготовление растворов	115
4.1.1. Правила работы в лаборатории	115
4.1.2. Лабораторная посуда и оборудование	116
4.1.3. Разделение смесей и очистка веществ	118
4.1.4. Приготовление растворов	119
4.2. Определение характера среды растворов кислот и щелочей с помощью индикаторов. Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы, ион аммония).....	120
4.3. Получение газообразных веществ. Качественные реакции на газообразные вещества (кислород, водород, углекислый газ, аммиак)	122
4.3.1. Получение кислорода O_2	122
4.3.2. Получение водорода H_2	122
4.3.3. Получение углекислого газа	123
4.3.4. Получение аммиака	123
4.4. Проведение расчетов на основе формул и уравнений реакций.....	123
4.4.1. Вычисления массовой доли химического элемента в веществе	123
4.4.2. Вычисления массовой доли растворенного вещества в растворе	126
4.4.3. Вычисление количества вещества, массы или объема вещества по количеству вещества, массе или объему одного из реагентов или продуктов реакции.....	127
4.4.4. Расчеты, связанные с применением закона Авогадро.....	129
Тренировочные тестовые задания к разделу 4	137

5. ХИМИЯ И ЖИЗНЬ

5.1. Проблемы безопасного использования веществ и химических реакций в повседневной жизни	143
5.2. Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия	144
5.3. Человек в мире веществ, материалов и химических реакций	146
Тренировочные тестовые задания к разделу 5	148

ОТВЕТЫ.....	154
-------------	-----

1. Вещество

- Знать:**
- химическую символику: знаки химических элементов, формулы химических веществ;
 - важнейшие химические понятия: вещество, химический элемент, атом, молекула, электроотрицательность, валентность, степень окисления, химическая связь, основные типы химической связи, ион, основные классы неорганических веществ;
 - смысл основных законов и теорий химии: атомно-молекулярная теория, периодический закон Д. И. Менделеева, принцип Паули, правило Хунда, закон постоянства состава вещества.
- Уметь:**
- называть химические элементы и соединения изученных классов неорганических веществ;
 - объяснять физический смысл атомного (порядкового) номера химического элемента, номеров группы и периода в периодической системе Д. И. Менделеева, к которым принадлежит элемент;
 - объяснять закономерности изменения строения атомов, свойств элементов в пределах малых периодов и главных подгрупп, а также свойства образуемых ими высших оксидов;
 - составлять схемы строения атомов первых 20-ти элементов периодической системы Д. И. Менделеева;
 - составлять формулы неорганических соединений изученных классов;
 - определять состав веществ по их формулам;
 - определять валентность и степень окисления элемента в соединении, вид химической связи в соединениях, принадлежность веществ к определенному классу соединений.

1.1. Строение атома. Строение электронных оболочек атомов первых 20-ти элементов периодической системы Д. И. Менделеева

1.1.1. Строение атома

Химия — наука о веществах, их свойствах, превращениях веществ и явлениях, сопровождающих эти превращения.

Веществом называется вид материи со специфическим химическим составом.

Все вещества образованы определенным сочетанием химических элементов.

Атом — мельчайшая частица химического элемента, определяющая его свойства.

До конца XIX в. атомы считались неделимыми. Исследования ученых конца XIX — начала XX вв., связанные с явлениями фотоэффекта, радиоактивности и электролиза, доказали, что атом делим. Изучение этих явлений определило разработку различных моделей строения атома как сложной частицы.

В 1911 г. британский физик Э. Резерфорд предложил *планетарную модель* строения атома, согласно которой центром атома является положительно заряженное *ядро*, вокруг которого движутся элементарные отрицательно заряжен-

ные частицы — *электроны*. Модель была названа планетарной, поскольку напоминала движение планет Солнечной системы вокруг Солнца (рис. 1.1).

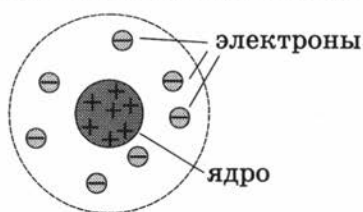


Рис 1.1. Планетарная модель строения атома

Исходя из вышеизложенного, приведем современное определение атома.

Атом — это наименьшая электронейтральная частица элемента, которая состоит из положительно заряженного ядра и движущихся в его электрическом поле отрицательно заряженных электронов.

Атом представляет собой сложную систему, объединенную силами электростатического взаимодействия: ядерно-электронного притяжения (разноименные заряды) и межэлектронного отталкивания (одноименные заряды).

Ядро — центральная положительно заряженная часть атома.

Атомное ядро, в свою очередь, состоит из частиц двух видов — положительно заряженных *протонов* и *нейтронов*, не несущих никакого заряда. Частицы атомного ядра имеют общее название — *нуклоны*. Протоны и нейтроны удерживаются в ядре благодаря *ядерным силам*. Ядерные силы очень мощные, их природу изучает *ядерная физика*.

В ядре сосредоточена практически вся масса атома. Численно она приблизительно равна суммарному числу протонов и нейтронов. Поскольку ядро имеет малый объем, его плотность очень велика. Свойства ядра обусловлены числом протонов и нейтронов в нем.

Протоны имеют наименьший существующий в природе положительный заряд, поэтому при описании объектов атомарных масштабов заряд протона приняли за единицу (+1). Масса протона равна массе атома водорода (она также принята в химии за единицу). Протоны обозначаются p^+ или ${}_1^1p$.

Нейтроны не несут заряда (электронейтральны), имеют массу, равную массе протона (1). Нейтроны обозначаются n^0 или ${}_0^1n$.

Электрон — элементарная частица, несущая отрицательный заряд, который равен -1 , его масса почти в 2000 раз меньше массы атома протона или нейтрона. Электроны обозначают знаком e^- .

Электронная оболочка — все электроны в атоме, число которых равно числу протонов, т. е. порядковому номеру элемента.

1.1.2. Массовое число

Число протонов и нейтронов в ядре атома определяет его *массовое число*. Массовое число обозначается A и равно сумме числа протонов (Z) и нейтронов (N) в ядре. Число протонов равно порядковому номеру элемента в периодической системе Д. И. Менделеева. А число нейтронов представляет собой разницу

между относительной атомной массой элемента, указанной в периодической системе, и числом протонов в ядре.

► **Пример.** Массовое число атома фосфора:

$$\begin{array}{ccccccc} 15 & & + & & 16 & & = & & 31 \\ \text{число протонов } Z & & & & \text{число нейтронов } N & & & & \text{массовое число } A \end{array}$$

Положительный заряд ядра уравнивается отрицательным зарядом электронов, поэтому атом в целом электронейтрален. Таким образом, число протонов в ядре атома равно числу электронов в нем и соответствует порядковому номеру химического элемента в периодической системе Д. И. Менделеева. Поскольку число электронов в атоме определяется величиной положительного заряда ядра, именно **величина положительного заряда ядра атома определяет свойства химического элемента.**

1.1.3. Изотопы

Изменение числа протонов в ядре называется **ядерной реакцией**, в ходе которой из исходного элемента получается совершенно иной элемент. Такие реакции регулярно происходят, например, на Солнце, где в ходе ядерных процессов из атомов водорода образуются атомы гелия. Ядерные реакции сопровождаются выделением огромного количества энергии в форме кинетической энергии облучающихся частиц или в форме энергии излучения.

В случае сохранения числа протонов в ядре и изменения числа нейтронов заряд ядра не изменится, то есть образование нового химического элемента не произойдет. Однако атомы с разным количеством нейтронов будут отличаться друг от друга своей массой. Такие разновидности атомов одного химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра (одинаковое число протонов) и разную массу (разное число нейтронов), называются **изотопами**.

Таким образом, каждый изотоп характеризуется массовым числом (при записи ставится вверху слева от химического знака) и зарядом ядра (при записи ставится внизу слева от химического знака). Заряд ядра атома соответствует его номеру в периодической системе. Например, изотопы хлора обозначают следующим образом: $^{35}_{17}\text{Cl}$ и $^{37}_{17}\text{Cl}$. А изотопы водорода имеют индивидуальные названия и химические знаки: протий — ^1_1H ; дейтерий — ^2_1H , или ^2_1D ; тритий — ^3_1H , или ^3_1T .

Массу атома химического элемента определяют как среднее значение относительной атомной массы всех его природных изотопов с учетом их распространенности. Именно это среднее значение приведено под знаками химических элементов в периодической системе. Например, в природе атомы хлора представляют собой смесь двух изотопов с массой 35 (их в природе 75,4 %) и 37 (их 24,6 %). Средняя атомная масса хлора равна 35,453.

1.1.4. Состояние электронов в атоме

При химических реакциях ядро атома не изменяется. Изменения происходят в электронных оболочках атомов. Состояние электронов в атоме, а также свой-

ства других элементарных частиц описывает *квантовая механика*. По представлениям квантовой механики, все микрочастицы имеют двойственную (корпускулярно-волновую) природу: в некоторых случаях они ведут себя как частицы, а в некоторых — как волны. Иначе говоря, микрочастицы проявляют свойства волн, а волны способны проявлять свойства микрочастиц. Электрон также обладает корпускулярно-волновым дуализмом (двойственными свойствами).

Электрон в атоме не имеет определенной траектории движения. Двигаясь с субсветовой скоростью, он может находиться в любой части околоядерного пространства. Различные положения электрона в электрическом поле ядра атома носят название *электронного облака*. Движение электрона описывают законы квантовой механики, которые рассматривают **вероятность** его нахождения в том или ином месте пространства. Вокруг каждого атома есть участки пространства, в которых вероятность нахождения электрона высока, есть участки, в которых электрон можно обнаружить гораздо реже (*низкая вероятность*), и есть такие участки, в которых электрон обнаружить в принципе невозможно (*нулевая вероятность*). Если бы удалось получить мгновенные снимки положения электрона в атоме через очень малые равные промежутки времени и наложить их друг на друга, то на итоговой снимке появилась бы картина электронного облака (рис. 1.2).

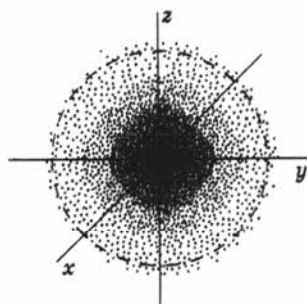


Рис. 1.2. Электронное облако атома водорода

Точки на рисунке — места обнаружения электрона — находятся на определенном расстоянии от ядра атома, а места высокой вероятности нахождения электрона видны как места повышенной *электронной плотности*. По мере удаления от ядра электронная плотность уменьшается.

Область пространства вокруг ядра атома, в которой наиболее вероятно нахождение электрона, называется **орбиталью**.

Число орбиталей зависит от положения атома в периодической системе элементов.

Орбитали могут иметь несколько форм (рис. 1.3). Орбитали сферической формы, как у атома водорода, принято называть *s*-орбиталями, а электроны на них — *s*-электронами. Гантелеобразную форму имеют *p*-орбитали. Электроны на этих орбиталях называются *p*-электронами. Более сложную форму имеют *d*- и *f*-орбитали.

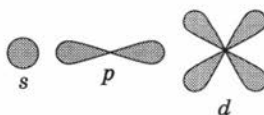


Рис. 1.3. Формы электронных орбиталей

На каждой орбитали может находиться один или два электрона. Если на орбитали находится один электрон, то ее называют *незаполненной*, а электрон на ней — *неспаренным*. Если на орбитали находятся два электрона, ее называют *заполненной*, а электроны на ней — *спаренными*. Электрон во время движения на орбитали одновременно вращается вокруг своей оси. Это свойство электрона носит название *спин*. Спаренные электроны одной орбитали имеют разные спины, то есть вращаются вокруг своей оси в разных направлениях.

Распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням в атоме происходит в соответствии с *правилом Хунда* для невозбужденного (основного) состояния атома:



Электроны занимают свободные орбитали, располагаясь в них сначала по одному, имея при этом одинаковое значение спина, а затем спариваются.

В ходе химических реакций электроны заполняют свободные орбитали в атомах согласно *принципу Паули*:



В атоме на одной орбитали может находиться не более двух электронов, имеющих противоположные спины.

Важнейшей характеристикой движения электрона является энергия его связи с ядром атома. Эта энергия зависит от сил электростатического притяжения электрона к ядру и электростатического отталкивания электронов в электронном облаке. Электроны, которые находятся на близком расстоянии от ядра, притягиваются к нему с большей силой, прочнее связаны с ним, их труднее «оторвать» от ядра в ходе химических превращений. Электроны, которые движутся по орбиталям большего размера, более удалены от ядра атома и соответственно притягиваются к нему слабее. Эти электроны легче «оторвать» от ядра, они обладают большим запасом свободной энергии. Электроны, которые занимают в атоме одну или несколько орбиталей одинаковой формы и размера, обладают близкими значениями энергии.

Энергию связи электрона с ядром характеризует *энергетический уровень*, или *энергетический слой*, на котором находится электрон.

Энергетический уровень — это совокупность электронов с близкими значениями энергии.

Энергетические уровни обозначаются арабскими цифрами (1, 2, 3, 4 и т. д.). Наименьшей энергией обладают электроны энергетического уровня 1, близкого к атомному ядру. С увеличением уровня увеличивается запас энергии электронов.

Число энергетических уровней в атоме показывает номер периода, в котором располагается элемент в периодической системе Д. И. Менделеева. Так, у элементов 1-го периода только один энергетический уровень, 2-го — два, 6-го — шесть и т. д.

Каждый новый энергетический уровень в атоме начинается с *s*-орбитали, на которой может находиться не более двух *s*-электронов. *s*-орбиталь 2-го энергетического слоя больше по размеру, поэтому энергия электронов на ней выше, чем у *s*-электронов 1-го уровня. На 2-м энергетическом уровне появляются три *p*-орбитали одного размера, которые расположены взаимоперпендикулярно,

подобно осям координат x , y , z . Третий энергетический уровень содержит одну s -орбиталь, три p - и пять d -орбиталей. Четвертый уровень содержит одну s -орбиталь, три p -орбитали, пять d -орбиталей и семь f -орбиталей.

Энергетические уровни состоят из *подуровней*. Каждый подуровень содержит орбитали какой-то одной формы. Например, $1s$ -подуровень, $3p$ -подуровень, $4d$ -подуровень и т. д. Количество подуровней равно номеру уровня — у первого уровня имеется только один подуровень, у второго — два, у третьего — три и т. д.

На рис. 1.4 показана схема деления энергетических уровней на подуровни.

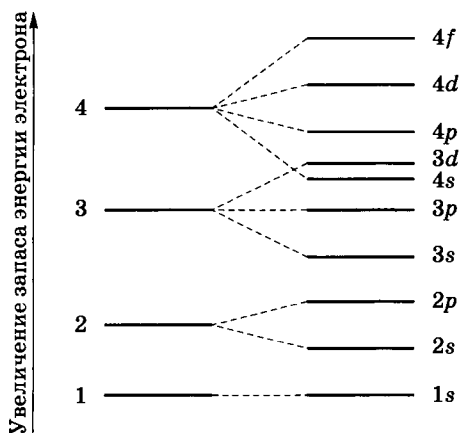


Рис. 1.4. Схема деления энергетических уровней на подуровни

Исходя из того, что на каждой орбитали могут находиться не более двух электронов, несложно вычислить, что первый энергетический уровень могут занимать не более двух электронов, второй — не более 8, третий — не более 18, четвертый — не более 32 и т. д.

Максимальное число электронов (N), находящихся на энергетическом уровне n ($n = 1, 2, 3$ и т. д.), определяют по формуле:

$$N = 2n^2.$$

1.1.5. Строение электронных оболочек атомов первых 20 элементов периодической системы Д. И. Менделеева

Самым устойчивым и энергетически выгодным состоянием любой системы является состояние с наименьшей энергией. Атом как система в этом отношении не является исключением: электроны заполняют энергетические уровни также в соответствии с принципом наименьшей энергии.

Состояние атома, при котором все орбитали заполнены в соответствии с принципом наименьшей энергии, называется *основным*.

Распределение электронов по энергетическим уровням принято отображать с помощью *электронных формул*, которые показывают расположение электронов на энергетических уровнях и подуровнях (орбиталях) в атоме.

Таким образом, электронная формула водорода H имеет вид $1s^1$. Иногда требуется изобразить графическую электронную формулу. В этом случае каждой орбитали соответствует четырехугольник.

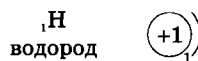


Рис. 1.5. Схема электронного строения атома водорода

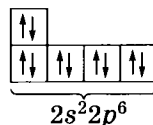
Так, например, заполнение электронами 1-го энергетического уровня можно проиллюстрировать следующим образом:



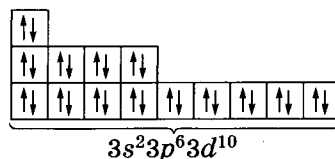
Незаполненный энергетический уровень:



Заполненный 2-й энергетический уровень будет выражаться электронной формулой $2s^2 2p^6$:



Заполненный 3-й уровень будет иметь формулу $3s^2 3p^6 3d^{10}$:



При составлении электронных формул важно помнить следующие моменты:

- электроны в атоме занимают свободные орбитали в последовательности, называемой шкалой энергии: $1s / 2s, 2p / 3s, 3p / 4s, 3d, 4p / 5s, 4d, 5p / 6s, 4d, 5d, 6p / 7s, 5f, 6d, 7p$;
- согласно принципу Паули, на одной орбитали могут располагаться максимум два электрона с противоположными спинами;
- количество электронов в атоме численно равно заряду ядра и порядковому номеру элемента в периодической системе;
- количество энергетических подуровней численно равно номеру периода, в котором расположен элемент в периодической системе.

Электронно-графические формулы наглядно показывают количество незаполненных электронов в атоме.

Атом элемента водорода (H), стоящего под номером 1 в периодической системе, имеет только один электрон, который расположен на 1-м энергетическом уровне, $1s$ -подуровне. Таким образом, электронная формула водорода: $1s^1$.

Элемент, имеющий порядковый номер 2, — гелий (He). Согласно порядковому номеру и номеру периода, он имеет два электрона, расположенных на 1-м энергетическом уровне: $1s^2$.

Элемент под номером 3 — литий (Li) — находится во 2-м периоде и имеет три электрона. Два из них располагаются на 1-м уровне, $1s$ -подуровне, а третий занимает свободную s -орбиталь 2-го энергетического уровня: $1s^2 2s^1$. s -орбиталь следующего уровня всегда заполняется первой, поскольку имеет более низкий уровень энергии. Только после полного заполнения s -подуровня идет заполнение других орбиталей электронами.

У элемента номер 4 — бериллия (Be) — заполняется $2s$ -подуровень: $1s^2 2s^2$, а начиная с элемента под номером 5 — бора (B) — идет заполнение p -орбитали на

2-м уровне. У элемента номер 6 — углерода (С) — появляется второй *p*-электрон на 2-м подуровне, и он может как занять свободную орбиталь, так и разделить *p*-орбиталь с уже имеющимся *p*-электроном. Поскольку электроны имеют одинаковые по силе и знаку заряды, они отталкиваются друг от друга. При наличии свободных орбиталей электронам энергетически «выгодно» размещаться на незанятых орбиталях. Появляющийся у кислорода (О), элемента под номером 8, четвертый *p*-электрон, присоединяется на первую *p*-орбиталь к уже имеющемуся *p*-электрону.

У элементов 3-го энергетического уровня имеются *3d*-орбитали, но они остаются незаполненными. У атомов калия (К) и кальция (Са) появляется 4-й электронный слой и заполняется 4*s*-уровень, т. к. он имеет меньшую энергию, чем *3d*-уровень.

Строение электронных оболочек первых 20-ти элементов периодической системы Д. И. Менделеева приведено в табл. 1.1.

Таблица 1.1

**Электронные графические формулы
первых 20-ти элементов периодической системы Д. И. Менделеева**

Порядковый номер	Элемент	Электронная формула	Графическая формула
1	Водород (H)	$1s^1$	\uparrow
2	Гелий (He)	$1s^2$	$\uparrow\downarrow$
3	Литий (Li)	$1s^2 2s^1$	$\uparrow\downarrow$ \uparrow
4	Бериллий (Be)	$1s^2 2s^2$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$
5	Бор (B)	$1s^2 2s^2 2p^1$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow
6	Углерод (C)	$1s^2 2s^2 2p^2$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow
7	Азот (N)	$1s^2 2s^2 2p^3$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow \uparrow
8	Кислород (O)	$1s^2 2s^2 2p^4$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow \uparrow
9	Фтор (F)	$1s^2 2s^2 2p^5$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ \uparrow
10	Неон (Ne)	$1s^2 2s^2 2p^6$	$\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$ $\uparrow\downarrow$

Порядковый номер	Элемент	Электронная формула	Графическая формула
11	Натрий (Na)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
12	Магний (Mg)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	
13	Алюминий (Al)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	
14	Кремний (Si)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	
15	Фосфор (P)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	
16	Сера (S)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	
17	Хлор (Cl)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	
18	Аргон (Ar)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	
19	Калий (K)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	
20	Кальций (Ca)	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	

1.2. Периодический закон

и периодическая система химических элементов

Д. И. Менделеева

1.2.1. Группы и периоды периодической системы.

Физический смысл порядкового номера химического элемента

Попытки классификации химических элементов предпринимались учеными начиная с XVII в. Сходные по свойствам вещества объединялись в группы. Выделялись общие признаки отдельных химических элементов. В 60-е годы XIX в. Д. И. Менделеев занялся поиском закономерностей и взаимосвязей, которые бы охватывали все известные в то время химические элементы (их на тот момент насчитывалось 63). В качестве важнейшей характеристики химического элемента Д. И. Менделеев взял массу его атома.

Расположив все известные в то время химические элементы в ряд по степени возрастания их атомных масс, ученый отметил, что через определенные отрезки (периоды) в этом ряду находятся химические элементы, которые образуют похожие по свойствам простые вещества и соединения. То есть характер элементов в ряду повторяется с определенной периодичностью.

Каждый такой отрезок начинался типичным металлом и заканчивался типичным неметаллом. При этом Д. И. Менделеев отметил, что характер элементов, свойства их простых веществ и соединений в каждом отрезке изменяются постепенно, а именно:

- металлические свойства ослабевают;
- неметаллические свойства усиливаются;
- степень окисления элемента в образуемых им высших оксидах увеличивается с +1 до +7 (+8).

H 1 H ₂ O						
Li 7 Li ₂ O	Be 9 BeO	B 11 B ₂ O ₃	C 12 CO ₂	N 14 N ₂ O ₅	O 16 —	F 19 —
Na 23 Na ₂ O	Mg 24 MgO	Al 27 Al ₂ O ₃	Si 28 SiO ₂	P 31 P ₂ O ₅	S 32 SO ₃	Cl 35,5 Cl ₂ O ₇

На основании своих выводов Д. И. Менделеев в 1869 г. сформулировал *периодический закон*. Первоначальная формулировка закона выглядела следующим образом:

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

Разделив ряд элементов на периоды, Д. И. Менделеев разместил второй период под первым, третий — под вторым и т. д., получив таблицу, в столбцах которой оказались химические элементы со сходными свойствами. Эта таблица стала графическим отображением периодического закона и получила название *периодической системы элементов Д. И. Менделеева*.

На основании периодического закона Д. И. Менделеев предсказал существование не открытых к тому времени химических элементов, свойства трех из них (галлия, скандия и германия) он подробно описал. Эти элементы были открыты еще при жизни ученого, что привело к всеобщему признанию периодического закона.

Периодический закон иллюстрирует повторение химического характера элементов, особенностей строения их атомов, состава, строения и свойств их соединений. В силу невысокого уровня развития химии во времена Менделеева истинная причина периодичности им раскрыта не была.

С развитием атомной физики и квантовой химии был объяснен смысл порядкового номера элемента, и периодический закон получил теоретическое обоснование. Позже была создана квантово-механическая модель периодического изменения электронного строения атомов химических элементов по мере возрастания зарядов их ядер.

Современная формулировка периодического закона звучит так:

Свойства химических элементов, а также формы и свойства образуемых ими простых веществ и соединений находятся в периодической зависимости от величины зарядов ядер их атомов.

Номера элементов в периодической системе называются *порядковыми номерами*.

Порядковый номер элемента показывает:

- заряд атомного ядра;
- число протонов в ядре;
- число электронов в электронной оболочке атома.

Заряд атомного ядра совпадает с порядковым номером элемента в таблице Менделеева.

Эта закономерность отражает физический смысл порядкового номера химического элемента.

Правильность расположения элементов в периодической системе подтверждает закон, сформулированный в 1913 г. английским физиком Г. Мозли:

Заряд ядра атома каждого элемента в таблице Менделеева возрастает на единицу по сравнению с зарядом ядра атома предыдущего элемента.

По горизонтали в периодической системе элементы расположены в 10 рядов. Первые 3 ряда и 10-й ряд — это *малые периоды* периодической системы элементов, включающие каждый по одному ряду элементов. *Большие периоды* (четвертый, пятый, шестой) состоят из двух рядов. Элементы второго и третьего периодов называются *типическими*, поскольку их свойства постепенно изменяются от металла до благородного газа. В четных рядах больших периодов расположены только металлы, чьи свойства изменяются слабо. Нечетные ряды больших периодов содержат элементы, свойства которых изменяются так же, как и у типических элементов.

После лантана, находящегося в шестом периоде, располагаются элементы с порядковыми номерами 58—71, называемые *лантаноидами*. Это отдельное семейство сходных по свойствам с лантаном элементов.

В седьмом периоде после актиния аналогичным образом располагается семейство *актиноидов*, которое составляют элементы с порядковыми номерами 90—103. Атомы этих элементов неустойчивы, их свойства до сих пор окончательно не изучены.

По вертикали расположены *группы* элементов. Всего в периодической системе 8 групп химических элементов, каждая из которых делится на *главную* и *побочную подгруппы*. Элементы главной подгруппы в таблице смещены влево, а побочной — вправо. Главную подгруппу составляют типические элементы и сходные с ними по свойствам элементы больших периодов. В побочных подгруппах расположены только металлы больших периодов. VIII группа, кроме главной подгруппы, содержит три побочных: подгруппу железа, подгруппу кобальта и подгруппу никеля.

Химические свойства элементов главной и побочной подгрупп одной группы сильно различаются, а свойства элементов одной подгруппы схожи между собой.

Все элементы, кроме гелия, неона и аргона, образуют кислородные соединения. Их общие формулы приведены под каждой группой в порядке возрастания степени окисления элементов: R_2O , RO , R_2O_3 , RO_2 , R_2O_5 , RO_3 , R_2O_7 , RO_4 , где R — элемент данной группы.

Начиная с IV группы, элементы главных подгрупп образуют летучие водородные соединения, общие формулы которых также приведены внизу периодической системы: RH_4 , RH_3 , RH_2 , RH . Данные формулы относятся только к элементам главных подгрупп.

1.2.2. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений в связи с положением в периодической системе химических элементов

Номер периода и номер группы в периодической системе Д. И. Менделеева так же, как и порядковый номер элемента, имеют определенный смысл и отражают некую особенность или закономерность в строении атомов элементов.

Номер периода совпадает с числом электронных слоев (энергетических уровней) в атоме.

Номер группы показывает число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов для элементов главных подгрупп или максимальное число валентных электронов для элементов обеих подгрупп. Отметим, что именно одинаковое строение внешних энергетических уровней химических элементов одной подгруппы обуславливает повторение свойств химических элементов в периоде.

Для элементов главных подгрупп валентными являются электроны *внешнего* энергетического уровня, их число равно номеру группы. Для элементов побочных подгрупп валентными являются электроны и *предвнешнего* энергетического уровня, в этом случае максимальное их число определяется номером группы.

Закономерности изменения свойств элементов в периодах и группах определяются особенностями строения их атомов.

У элементов одного периода слева направо происходят следующие изменения в строении атомов:

- увеличивается заряд атомных ядер;
- увеличивается число электронов на внешнем энергетическом уровне;
- число энергетических уровней постоянно;
- радиус атомов уменьшается.

Исходя из этих закономерностей, можно сделать обобщающий вывод:

В пределах одного и того же периода слева направо металлические свойства ослабевают, а неметаллические — усиливаются.

У элементов главных подгрупп одной группы число электронов на внешнем энергетическом уровне остается неизменным. А в строении атомов прослеживаются следующие изменения:

- увеличивается заряд атомных ядер;
- увеличивается число энергетических уровней;
- увеличивается радиус атомов.

Такие изменения в строении атома обуславливают определенные изменения химических свойств элемента.

В пределах одной и той же группы (в главной подгруппе) сверху вниз металлические свойства элементов усиливаются, а неметаллические — ослабевают.

У элементов больших периодов изменения свойств происходят медленнее, поскольку у атомов элементов побочных подгрупп достраивается не внешний, а предвнешний слой (до 18 электронов). И только после полной достройки предвнешнего уровня начинает достраиваться внешний.

Таким образом, заряд ядер атомов элементов в периодической системе Д. И. Менделеева возрастает монотонно, а свойства элементов изменяются периодически.

Изменения свойств элементов в периодах и группах влияют на свойства их соединений. Наиболее характерно эти изменения проявляются в *высших оксидах*, где элемент проявляет максимально возможную для него валентность.

Так, в высших оксидах элементов второго периода кислотные свойства возрастают слева направо. Металл литий образует основной оксид Li_2O , металл бериллий — амфотерный (проявляющий одновременно и основные, и кислотные

свойства) оксид BeO. Неметаллы бор, углерод и азот образуют кислотные оксиды — B_2O_3 , CO_2 , N_2O_5 соответственно. Причем слабее всего кислотные свойства выражены у оксида бора, а сильнее — у оксида азота.

В периодах кислотные свойства оксидов усиливаются слева направо, а основные — справа налево.

Высшие оксиды элементов главных подгрупп в каждой группе сходны по своему составу. Их свойства также изменяются постепенно. Так, высшие оксиды элементов I группы главной подгруппы — Li_2O , Na_2O , K_2O бурно реагируют с водой с образованием оснований, обладающих сильными щелочными свойствами. Ярче всего проявляет свойства щелочи оксид калия.

Такая же закономерность наблюдается и у высших оксидов неметаллов в других группах. В главной подгруппе IV группы высший оксид углерода (IV) CO_2 проявляет кислотные свойства, оксид кремния (IV) SiO_2 также является кислотным, но более слабым, а оксиды олова (IV) и свинца (IV) амфотерны.

В главных подгруппах основные свойства оксидов усиливаются сверху вниз, а кислотные — снизу вверх.

Аналогичным образом изменяются и свойства гидроксидов, или соединений оксидов с водой. В случае, если в реакцию с водой вступает основной оксид, образуется основание. При реакции амфотерного оксида с водой образуется амфотерный гидроксид. Кислотные оксиды с водой образуют кислородсодержащие кислоты.

Например, у элементов третьего периода высший оксид натрия (NaO) образует щелочь NaOH , оксид магния (MgO) — основание Mg(OH)_2 , оксид алюминия (Al_2O_3) — амфотерный гидроксид Al(OH)_3 , высший оксид кремния (SiO_2) — слабую кремниевую кислоту, а высшие оксиды фосфора (P_2O_5), серы (SO_3) и хлора (Cl_2O_7) — соответственно кислоты: фосфорную (H_3PO_4), серную (H_2SO_4) и хлорную (HClO_4). Сила кислот возрастает от фосфорной к хлорной.

В периодах кислотные свойства гидроксидов усиливаются слева направо, а основные — справа налево.

В главных подгруппах оксиды, имеющие более сильные основные свойства, соответственно образуют более сильные основания. Так, гидроксид калия обладает более сильными щелочными свойствами, чем гидроксид лития.

В главных подгруппах основные свойства гидроксидов усиливаются сверху вниз, а кислотные — снизу вверх.

Строение и свойства гидридов также изменяются периодически, но не так наглядно, как свойства оксидов и гидроксидов. Изменения свойств гидридов элементов третьего периода приведены в табл. 1.2.

Изменения строения и свойств гидридов элементов третьего периода

Элемент, образующий гидрид	Формула гидрида	Строение	Агрегатное состояние при обычных условиях
Na	NaH	ионное	твердое вещество
Mg	MgH ₂	ионное	твердое вещество
Al	AlH ₃	атомное	газ
Si	SiH ₄	молекулярное	газ
P	PH ₃	молекулярное	газ
S	H ₂ S	молекулярное	газ
Cl	HCl	молекулярное	газ
Ar	—	—	

Строение и свойства гидридов элементов второго периода схожи с соответствующими соединениями элементов третьего периода: LiH — твердое вещество ионного строения, как и NaH; CH₄ — молекулярный газ, нерастворимый в воде, как и SiH₄; HF — молекулярный газ, растворимый в воде (при растворении образует фтороводородную кислоту) так же, как и HCl (при растворении в воде образует хлороводородную кислоту). Только два соединения элементов второго периода с водородом отличаются от соответствующих им соединений с водородом элементов третьего периода. Первое из них — аммиак NH₃ (молекулярный газ, хорошо растворимый в воде и образующий при растворении щелочной гидроксид), отличающийся по своим свойствам от соответствующего ему гидроксида фосфора PH₃. Второе соединение — вода H₂O, отличающаяся соответственно от сероводорода H₂S.

В главных подгруппах строение и свойства гидридов элементов схожи между собой. Гидриды металлов I—III групп главных подгрупп представляют собой нелетучие водородные соединения, сходные по свойствам. Элементы IV—VII групп главных подгрупп образуют летучие водородные соединения, также сходные по форме и свойствам.

Таким образом, периодический закон и периодическая система элементов Д. И. Менделеева:

- устанавливают взаимосвязь между элементами и объединяют их по свойствам;
- располагают элементы в естественной последовательности;
- наглядно демонстрируют периодичность свойств элементов и их соединений;
- объясняют причину периодичности свойств элементов.

Периодический закон позволил:

- уточнить и исправить значения относительных атомных масс некоторых элементов;
- уточнить и исправить валентности и степени окисления некоторых элементов;
- предсказать существование не открытых еще элементов и описать их свойства.

1.3. Строение вещества. Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая

1.3.1. Молекулярное и немолекулярное строение веществ

В химические взаимодействия вступают не отдельные атомы или молекулы, а вещества. Вещества при заданных условиях могут находиться в трех агрегатных состояниях: твердом, жидком и газообразном. Свойства веществ зависят также и от характера химической связи между частицами, которые их образуют — молекулами, атомами и ионами. По типу связи различают вещества молекулярного и немолекулярного строения.

Вещества, которые состоят из молекул, называются *молекулярными*. Связи между молекулами в таких веществах очень слабые, значительно слабее, чем между атомами в середине молекулы. Уже при сравнительно низких температурах они разрываются — вещество превращается в жидкость, а затем в газ (сублимация газа). Температура плавления и кипения веществ, которые состоят из молекул, повышается с увеличением молекулярной массы. К молекулярным веществам относятся вещества с атомной структурой (C, Si, Li, Na, K, Cu, Fe, W), среди них имеются металлы и неметаллы.

Простые вещества — неметаллы могут иметь молекулярное и атомное строение. Молекулярное строение при н. у. имеют газы (H_2 , N_2 , F_2 , Cl_2 , O_3) либо твердые вещества (I_2 , P_4 , S_8), а также единственная жидкость (Br_2). Все эти вещества имеют молекулярное строение и обладают летучестью. В твердом состоянии они легкоплавкие и могут сублимироваться. Температуры кипения и плавления низкие.

К веществам *немолекулярного* строения относятся ионные соединения. Такие структуры имеют большинство соединений металлов с неметаллами: все соли ($NaCl$, K_2SO_4), некоторые гидриды (LiH) и оксиды (CaO , MgO , FeO), основания ($NaOH$, KOH). Ионные (немолекулярные) вещества имеют высокие температуры плавления и кипения.

1.3.2. Кристаллические решетки

Твердые вещества принято делить на *кристаллические* и *аморфные*.

Аморфные вещества не имеют четкой структуры, в них не существует закономерного расположения отдельных частиц. Следовательно, аморфные вещества не имеют и четкой температуры плавления. При нагревании они постепенно размягчаются и переходят в текучее состояние. К аморфным веществам относятся большинство органических веществ (воск, стекло, полиэтилен, парафин, пластилин, смолы).

Кристаллические вещества характеризуются структурированным, упорядоченным расположением составляющих их частиц в строго определенных точках пространства, расположенных на определенном расстоянии друг от друга. При соединении этих точек прямыми линиями образуется пространственный каркас, называемый *кристаллической решеткой*. Точки расположения частиц, составляющих кристаллическую решетку, называют *узлами решетки*.

Тип кристаллической решетки определяется видом частиц, расположенных в ее узлах, и характером связи между этими частицами. Различают четыре типа кристаллических решеток: *ионные, атомные, молекулярные и металлические*.

Ионные кристаллические решетки в своих узлах содержат ионы.

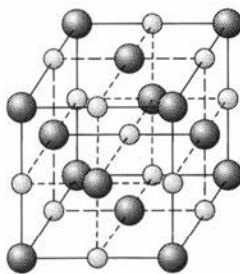


Рис. 1.6. Ионная кристаллическая решетка (хлорид натрия)

Их образуют вещества с ионной связью, которая связывает как простые (Na^+ , Cl^-), так и сложные (SO_4^{2-} , OH^-) ионы.

Таким образом, ионные кристаллические решетки имеют соли, некоторые оксиды и гидроксиды металлов. Например, кристалл NaCl состоит из перемежающихся положительных ионов Na^+ и отрицательных Cl^- , которые образуют решетку куба. Связи в таком кристалле прочные, вещества с такой решеткой имеют высокую прочность и твердость, они тугоплавкие.

Атомными называют кристаллические решетки, в узлах которых находятся отдельные атомы. В таких решетках атомы соединены прочными ковалентными связями. Примером вещества с таким типом кристаллической решетки может быть алмаз — аллотропное видоизменение углерода.



Рис. 1.7. Атомная кристаллическая решетка (алмаз)

Молекулярными называют кристаллические решетки, в узлах которых расположены молекулы. Химические связи у этих молекул могут быть как полярными (HCl , H_2O), так и неполярными (N_2 , O_2).

Несмотря на то, что атомы в молекулах связаны очень прочными ковалентными связями, между самими молекулами действуют слабые силы межмолекулярного взаимодействия. Вещества с молекулярным типом решеток имеют низкую прочность, низкие температуры плавления, они летучи. Молекулярные

кристаллические решетки имеют большинство органических соединений (нафталин, глюкоза, сахар).

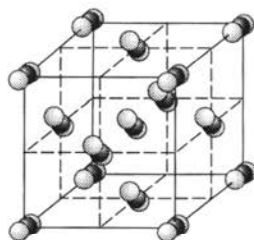


Рис. 1.8. Молекулярная кристаллическая решетка (углекислый газ CO_2)

Вещества с металлической связью имеют *металлические* кристаллические решетки. В узлах таких решеток расположены атомы и ионы (атомы металла переходят в ионы и отдают внешние электроны в общее пользование). Такая внутренняя структура металла определяет его характерные свойства: ковкость, пластичность, электро- и теплопроводность, металлический блеск.

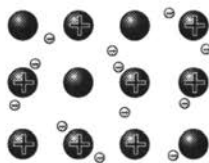


Рис. 1.9. Металлическая кристаллическая решетка (железо)

1.3.3. Электроотрицательность

В основе образования химических связей лежит явление *электроотрицательности*. В ходе химических взаимодействий одни атомы отдают электроны, другие их присоединяют.

Электроотрицательность — это условная величина, характеризующая относительную способность атома приобретать отрицательный заряд.

Фактически электроотрицательность выражает способность атома оттягивать к себе общие электронные пары, участвующие в образовании химической связи.

Электроотрицательность атома определяет характер его свойств: сильнее всего металлические свойства проявляются у элементов, атомы которых легко отдают электроны, а неметаллические — соответственно у элементов, атомы которых легко их присоединяют.

Абсолютные значения электроотрицательности элементов выражаются числами, затрудняющими их практическое применение для вычислений, поэтому в химии используют значения *относительной электроотрицательности*. Условно за единицу принимают значение электроотрицательности лития (Li).

Чем меньше значение относительной электроотрицательности, тем ярче выражены металлические свойства элемента. У всех металлов в периодической

системе значение относительной электроотрицательности, как правило, меньше 2. У неметаллов это значение, как правило, превышает 2 (табл. 1.3).

Таблица 1.3

**Значение относительной электроотрицательности
атомов элементов первых трех периодов**

Группы Периоды	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII
1	H 2,1							He —
2	Li 1,0	Be 1,5	B 2,0	C 2,5	N 3,0	O 3,5	F 4,0	Ne —
3	Na 0,9	Mg 1,2	Al 1,5	Si 1,8	P 2,1	S 2,5	Cl 3,0	Ar —

Электроотрицательность элементов также изменяется периодически: в периодах возрастает слева направо, а в главных подгруппах — снизу вверх.

При образовании химических связей электроны переходят или смещаются к атомам элементов, которые обладают большей электроотрицательностью.

1.3.4. Химическая связь

Силы, которые удерживают атомы в молекулах, называются **химическими связями**.

Образование химической связи происходит в том случае, если этот процесс сопровождается выигрышем энергии. Эта энергия возникает, если каждый атом, образующий химическую связь, получает устойчивую электронную конфигурацию.

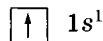
По способу образования и существования химическая связь может быть *ковалентной* (полярной, неполярной), *ионной*, *металлической*.

Ковалентная химическая связь

Ковалентная химическая связь — это связь, возникающая между атомами путем образования общих электронных пар за счет неспаренных электронов.

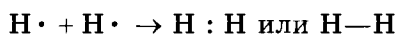
Внешние уровни большинства элементов периодической системы (кроме благородных газов) содержат неспаренные электроны, то есть являются *незавершенными*. В процессе химического взаимодействия атомы стремятся завершить свой внешний электронный уровень.

Например, электронная формула атома водорода: $1s^1$. Ее графический вариант:



Таким образом, атом водорода в химических реакциях стремится завершить свой внешний $1s$ -уровень одним s -электроном. При сближении двух атомов водорода происходит усиление притяжения электронов одного атома к ядру другого атома. Под действием этой силы расстояния между ядрами атомов сокращаются и в результате их электронные орбитали перекрывают друг друга, создавая общую электронную орбиталь — молекулярную. Электроны каждого из атомов водорода через область перекрывания орбиталей мигрируют от одного атома к другому, то есть образуют общую электронную пару. Ядра будут сближаться до тех пор, пока нарастающие силы отталкивания одноименных зарядов не уравновесят силы притяжения.

Переход электронов с атомной орбитали на молекулярную сопровождается снижением энергии системы (более выгодное энергетическое состояние) и образованием *химической связи*:

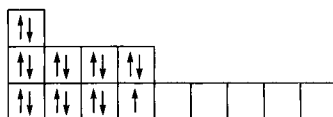


$s-s$ — образование связи

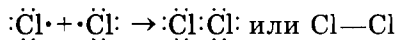
Подобным образом образуются общие электронные пары при взаимодействии атомов p -элементов. Так образуются все двухатомные молекулы простых веществ. При образовании F_2 и Cl_2 перекрываются по одной p -орбитали от каждого из атомов (образуется *одинарная связь*), а при взаимодействии атомов азота перекрываются по три p -орбитали от каждого и в молекуле азота N_2 образуется *тройная связь*.

Электронная формула атома хлора: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$.

Графическая формула:

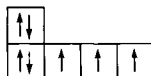


Таким образом, на внешней орбитали атом хлора содержит один неспаренный p -электрон. Взаимодействие двух атомов хлора будет происходить по следующей схеме:

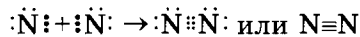


Электронная формула атома азота: $1s^2 2s^2 2p^3$.

Графическая формула:



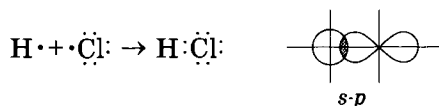
На внешней орбитали атома азота находятся 3 неспаренных p -электрона. Взаимодействие двух атомов азота будет происходить по следующей схеме:



Прочность связей в молекуле определяется количеством общих электронных пар у ее атомов. Двойная связь прочнее одинарной, тройная — прочнее двойной.

С увеличением количества связей между атомами сокращается расстояние между ядрами атомов, которое называют *длиной связи*, и увеличивается количество энергии, необходимое для разрыва связи, которое называется *энергией связи*. Например, в молекуле фтора связь одинарная, ее длина составляет 1,42 нм (1 нм = 10^{-9} м), а в молекуле азота связь тройная, ее длина — 0,11 нм. Энергия связи в молекуле азота в 7 раз превышает энергию связи в молекуле фтора.

При взаимодействии атома водорода с атомом хлора оба атома будут стремиться завершить свои внешние энергетические уровни: водород — 1s-уровень и хлор — 3p-уровень. В результате их сближения происходит перекрывание 1s-орбитали атома водорода и 3p-орбитали атома хлора, а из соответствующих неспаренных электронов формируется общая электронная пара:

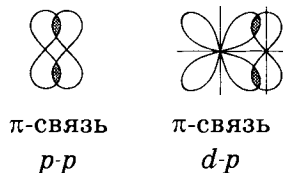


В молекулах H_2 и HCl область перекрывания орбиталей атомов водорода расположена в одной плоскости — на прямой, соединяющей центры атомных ядер. Такая связь называется σ -связью (сигма-связью):



Однако если в молекуле формируется двойная связь (с участием двух электронных орбиталей), то одна связь будет σ -связью, а вторая будет образована между орбиталями, расположенными параллельно друг другу. Параллельные орбитали перекроются с образованием двух общих участков, расположенных сверху и снизу от линии, соединяющей центры атомов.

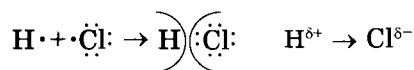
Химическая связь, образующаяся в результате бокового перекрывания орбиталей — в двух местах, называется π -связью (пи-связью):



При образовании ковалентной связи между атомами с одинаковой электроотрицательностью (H_2 , F_2 , O_2 , N_2) общая электронная пара будет располагаться на одинаковом расстоянии от атомных ядер. При этом общие электронные пары принадлежат в равной степени обоим атомам одновременно, и ни на одном из атомов не будет избыточного отрицательного заряда, который несут на себе электроны. Такой вид ковалентной связи называется *неполярной*.

Ковалентная неполярная связь — вид химической связи, образующийся между атомами с одинаковой электроотрицательностью.

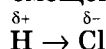
В случае, когда электроотрицательности элементов, вступающих во взаимодействие, не равны, но близки по значению, общая электронная пара смещается в сторону элемента с большей электроотрицательностью. При этом на нем образуется частичный отрицательный заряд (за счет отрицательно заряженных электронов):



В результате на атомах соединения образуются частичные заряды $\text{H}^{+0,18}$ и $\text{Cl}^{-0,18}$; а в молекуле возникают два полюса — положительный и отрицательный. Такую ковалентную связь называют *полярной*.

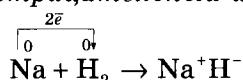
Ковалентная полярная связь — вид ковалентной связи, образующейся при взаимодействии атомов, электроотрицательность которых отличается незначительно.

Образовавшийся частичный заряд на атомах в молекуле обозначают греческой буквой δ (дельта), а направление смещения электронной пары — стрелкой:



Ионная химическая связь

В случае химического взаимодействия между атомами, электроотрицательность которых резко отличается (например, между металлами и неметаллами), происходит почти полное смещение электронных облаков к атому с большей электроотрицательностью. При этом, поскольку заряд ядра атома имеет положительное значение, атом, который почти полностью отдал свои валентные электроны, превращается в положительно заряженную частицу — *положительный ион*, или *катион*. Атом, получивший электроны, превращается в отрицательно заряженную частицу — *отрицательный ион*, или *анион*:



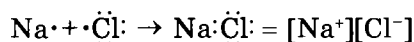
Ион — это одноатомная или многоатомная отрицательно либо положительно заряженная частица, в которую превращается атом в результате потери или присоединения электронов.

Между разноименно заряженными ионами при их сближении возникают силы электростатического притяжения — положительно и отрицательно заряженные ионы сближаются, образуя молекулу вещества.

Ионная химическая связь — это связь, образующаяся между ионами за счет сил электростатического притяжения.

Процесс присоединения электронов в ходе химических взаимодействий атомами с большей электроотрицательностью называется *восстановлением*, а процесс отдачи электронов атомами с меньшей электроотрицательностью — *окислением*.

Схему образования ионной связи между атомами натрия и хлора можно представить следующим образом:



Ионная химическая связь присутствует в оксидах, гидроксидах и гидридах щелочных и щелочноземельных металлов, в солях, а также в соединениях металлов с галогенами.

Ионы могут быть как простыми (одноатомными): Cl^- , H^+ , Na^+ , так и сложными (многоатомными): SO_4^{2-} , NH_4^+ . Заряд иона принято записывать вверху после знака химического элемента. Вначале записывается величина заряда, а затем его знак.

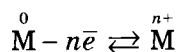
Металлическая связь

Между атомами металлов возникает особый вид химической связи, которая называется *металлической*. Образование этой связи обусловлено тремя особенностями строения атомов металлов:

- на внешнем энергетическом уровне присутствуют 1—3 электрона (исключения: атомы олова и свинца (4 электрона), атомы сурьмы и висмута (5 электронов), атом полония (6 электронов));
- атом имеет сравнительно большой радиус;
- атом имеет большое количество свободных орбиталей (например, у Na один валентный электрон располагается на 3-м энергетическом уровне, который имеет десять орбиталей (одну *s*-, три *p*- и пять *d*-орбиталей).

При сближении атомов металлов происходит перекрытие их свободных орбиталей, и валентные электроны получают возможность перемещаться на близкие по значениям энергии орбитали соседних атомов. Атом, теряющий электрон, превращается в ион. Таким образом, в металле формируется совокупность электронов, свободно перемещающихся между ионами. Притягиваясь к положительным ионам металла, электроны восстанавливают их, а затем снова отрываются, переходя к другим ионам. Такой процесс превращения атомов в ионы и обратно происходит в металлах непрерывно. Частицы, из которых состоят металлы, называют *атом-ионами*.

Металлическая связь — это связь, образующаяся между атом-ионами в металлах и сплавах посредством постоянного перемещения между ними валентных электронов:



1.4. Валентность химических элементов.

Степень окисления химических элементов

1.4.1. Валентность

В образовании новых химических связей участвуют неспаренные электроны внешнего энергетического уровня. Именно они, как правило, определяют *валентность* элемента.

Валентность — это способность атомов химических элементов образовывать химические связи с другими атомами.

Валентность выражается числом атомов одновалентных элементов, которое атом данного элемента может замещать или присоединять во время образования определенного химического соединения.

Существуют одновалентные (H, Li, Na, K, F, Br), двухвалентные (Mg, Ca, Ba, O, S), трехвалентные (Al, N, P), четырехвалентные (C, Si) и т. п. элементы. Понятно, что один атом двухвалентного элемента соединяется с двумя атомами одновалентного элемента (CaCl_2 , H_2O), но с одним атомом двухвалентного атома (CaO). Атом трехвалентного элемента соединяется с тремя атомами одновалентного элемента (FeCl_3), два атома — трехвалентного (AlN). Существуют атомы, имеющие *постоянную* (Na, K, Ca, Al, O) и *переменную* ($\overset{\text{II}}{\text{Fe}}$ и $\overset{\text{III}}{\text{Fe}}$, $\overset{\text{I}}{\text{Hg}}$ и $\overset{\text{II}}{\text{Hg}}$, $\overset{\text{IV}}{\text{N}}$ и $\overset{\text{V}}{\text{N}}$) валентности.

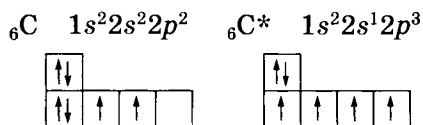
Рассмотрев электронно-графические формулы элементов, можно определить, что валентность атома водорода равна 1 (имеет один неспаренный электрон). По одному неспаренному электрону у лития, фтора, натрия, калия. Эти атомы тоже одновалентны. Магний двухвалентен, т. к. у него два неспаренных электрона. У атомов гелия, неона и аргона все электроны спарены и отсутствуют свободные орбитали. Эти элементы химически инертны, то есть обладают нулевой валентностью.

Однако химические элементы в соединениях далеко не всегда проявляют валентность, соответствующую количеству неспаренных электронов в основном состоянии атома. Например, углерод может проявлять валентность 4 (CO_2).

Возможность проявлять ту или иную валентность зависит также и от количества свободных орбиталей на внешнем электронном слое атома: при наличии незанятых электронами *p*-орбиталей один из спаренных *s*-электронов может переходить на свободную *p*-орбиталь (при условии получения определенной порции дополнительной энергии извне).

Состояние атома, при котором электроны переходят с одной орбитали на другую в пределах одного энергетического уровня, называется *возбужденным*.

Пример. Рассмотрим атом углерода в основном и возбужденном состояниях (значком * обозначается возбужденное состояние атома):

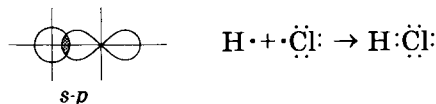


В основном состоянии атом углерода имеет два неспаренных электрона на *p*-подуровне; при переходе атома в возбужденное состояние один из двух электронов *s*-подуровня может переходить на свободную *p*-орбиталь. Количество неспаренных электронов в возбужденном состоянии увеличится до четырех. Валентность углерода при этом также изменится с двух до четырех.

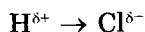
Если в атомах нет свободных орбиталей (например, у кислорода или фтора), то разъединить электронные пары в этом случае невозможно. Поэтому валентность этих элементов будет совпадать с количеством неспаренных электронов: кислород двухвалентен, фтор одновалентен.

1.4.2. Степень окисления элементов

Атом в целом электронейтрален. Однако при образовании химических связей с атомами других элементов атом, как правило, приобретает частичный заряд. Например, при образовании ковалентной полярной связи между атомами водорода и хлора одноэлектронное s -облако атома водорода перекрывается одноэлектронным p -облаком атома хлора:



При этом общая электронная пара смещается в сторону более электроотрицательного атома хлора, но электрон атома водорода перейдет к атому хлора лишь частично, формируя тем самым частичные заряды атомов δ :

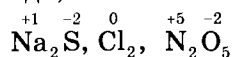


Если общую электронную пару в молекуле хлороводорода полностью «передать» атому хлора, то атом хлора «получит» назад собственный электрон и электрон от атома водорода, принимающий участие в ковалентной связи. Электрон атома водорода сформирует на атоме хлора отрицательный заряд, равный -1 . А атом водорода, «потерявший» свой электрон, в этом случае приобретает заряд, равный $+1$. Эти заряды условны, их называют *степенью окисления* (СО).

Степень окисления — это условный целочисленный заряд атомов химического элемента в соединении.

Принято условно считать, что в соединениях с ковалентными полярными связями общие электронные пары полностью переходят к более электроотрицательному атому, а потому такие соединения состоят только из положительно и отрицательно заряженных ионов.

СО может иметь отрицательное, положительное или нулевое значения. Значения СО принято записывать сверху над символами элемента, при этом вначале указывается знак условного заряда, а затем его величина:



При определении СО элемента в химическом соединении необходимо учитывать, что:

- СО кислорода равна -2 (за исключением фторида кислорода $\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}}_2$ и пероксидов, например $\overset{+1}{\text{H}}_2\overset{-1}{\text{O}}_2$);
- СО водорода равна $+1$ (за исключением гидридов, например $\overset{+1}{\text{Na}}\overset{-1}{\text{H}}$);
- СО фтора во всех соединениях с другими элементами равна -1 ;
- СО металлов всегда положительна, максимальное значение СО металлов главных подгрупп обычно совпадает с номером группы, в которой расположен металл;
- СО свободных атомов и атомов, входящих в состав неполярных молекул (H_2 , O_2 , Cl_2 и т. д.), всегда равна нулю.

Правило электронейтральности вещества:

Сумма степеней окисления всех атомов в соединении всегда равна нулю, а в сложном ионе — заряду иона.

При рассмотрении неорганических соединений, большинство из которых имеет ионное строение, обычно используют понятие *степень окисления*, а в органической химии, где большинство соединений имеют молекулярное строение, как правило, используют понятие *валентность*.

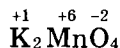
► **Пример.** Определить СО марганца в соединении K_2MnO_4 .

Пользуясь правилом электронейтральности вещества, составляем уравнение:

$$(+1) \cdot 2 + x + (-2) \cdot 4 = 0;$$

$$x = 8 - 2 = 6.$$

Таким образом, СО марганца +6:



В некоторых случаях значение степени окисления может не совпадать с валентностью. Так, в азоте N_2 степень окисления азота равна 0, а его валентность равна 3. В пероксиде водорода H_2O_2 ($H^{+1}-O^{-1}-O^{-1}-H^{+1}$) степень окисления кислорода равна -1, а его валентность равна 2.

1.5. Чистые вещества и смеси

Абсолютно чистых веществ в природе не существует. Они обязательно имеют примеси, хотя бы в незначительном количестве, и полная очистка от них невозможна. Но это и не нужно. Необходимая степень очистки определяется тем, с какой целью будет использоваться вещество.

Например, речная вода достаточно чиста для купания, но непригодна для питья. Вода из источников и очищенная речная вода могут быть использованы для питья, но в паровых котлах ее применяют только после очистки.

В жизни мы имеем дело не с чистыми веществами, а со смесями веществ. Эти смеси могут быть *неоднородными*, или *гетерогенными* (мутная речная вода с нерастворимыми частицами песка и глины, которые можно увидеть невооруженным глазом) и *неоднородными*, или *гомогенными* (растворы сахара, спирта), в которых не заметна граница разделения между веществами.

Среди смесей можно выделить *жидкие*, *твердые* и *газообразные*. Например, воздух представляет смесь азота, кислорода, углекислого газа, аргона и других газов, тучи — это смесь воздуха с каплями воды, дым — смесь твердых частиц и воздуха, молоко — смесь капель жидкого жира и воды.

Составные части смесей называются **компонентами**.

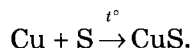
Следует отличать *сложные вещества* и *смеси*. Основные различия между ними такие:

- смесь может быть приготовлена при любых соотношениях компонентов, а сложное вещество имеет четко определенный состав;
- вещества, входящие в состав смеси, не изменяют своих свойств после ее образования, а образование сложного вещества существенно изменяет свойства атомов (ионов), из которых состоит молекула;

- образование и разделение смесей не сопровождается химическими реакциями, в то время как образование сложных молекул или разложение их на исходные вещества и продукты реакции являются химическими процессами.

Например, смесь порошков меди и серы можно смешивать в различных соотношениях, но их свойства не изменятся. Для разделения смесь помещают в воду и медь, имеющая высокую удельную массу, оседает на дно сосуда, а сера всплывает на поверхность.

Во время образования из меди и серы сложного вещества CuS спеканием при высокой температуре получаем вещество черного цвета, в котором на 64 части меди приходится 32 массовых части серы. Проходит химическая реакция:



Получить из сульфида серы (II) исходные компоненты очень сложно.

Для чистых веществ справедлив *закон постоянства состава*, сформулированный в начале XIX в. французским ученым Ж. Прустом:

Каждое химически чистое вещество независимо от места нахождения и способа получения имеет один и тот же постоянный состав.

Составы смесей и сложных веществ могут быть очень разнообразными, их исходные компоненты определяются химическим анализом. Без результатов химического анализа невозможна работа сталевара, медика, геолога, криминалиста, археолога, химика и многих других специалистов.

С помощью особых методов химического синтеза получают *особо чистые вещества*, в которых содержание примесей не превышает даже одной миллионной доли процента. Эти вещества играют важную роль в атомной энергетике, полупроводниковой промышленности, волоконной оптике и т. д.

1.6. Атомы и молекулы. Химический элемент.

Простые и сложные вещества.

Основные классы неорганических веществ.

Номенклатура неорганических соединений

1.6.1. Атомы и молекулы. Химический элемент. Простые и сложные вещества

Наименьшей частицей вещества, сохраняющей его свойства, является *молекула*.

Молекула — мельчайшая частица вещества, обладающая присущими веществу химическими свойствами.

Молекулы состоят из *атомов*. Химические свойства молекулы определяются ее атомным составом и строением (взаимным расположением атомов в молекуле).

При химических реакциях молекулы распадаются на атомы. Таким образом, молекула является химически делимой.

Атом — мельчайшая химически неделимая частица вещества.

Основные законы и понятия химии позволяют объяснить *атомно-молекулярное учение*, которое впервые сформулировал и применил в химии М. В. Ломоносов. Затем атомно-молекулярное учение развил в своих трудах английский ученый Дж. Дальтон.

Основные положения атомно-молекулярного учения:

1. Все вещества состоят из молекул.
2. Молекулы состоят из атомов.
3. Частицы вещества — молекулы и атомы — находятся в непрерывном движении. Тепловое состояние тел является результатом этого движения.
4. Молекулы простых веществ состоят из одинаковых атомов, молекулы сложных веществ в своем составе имеют разные атомы.

Согласно атомно-молекулярному учению, **химический элемент представляет собой определенный вид атомов**. Число элементов ограничено, а их комбинации дают все многообразие веществ.

Все вещества в химии принято делить на *простые* и *сложные*.

Простыми веществами называются вещества, образованные атомами одного химического элемента.

Примеры простых веществ: кислород, натрий, водород, магний, хлор и т. д. Простые вещества нельзя химически разложить и получить из них более простые вещества.

Сложными веществами, или соединениями, называются вещества, в состав которых входят атомы разных химических элементов.

Примеры сложных веществ: вода (водород и кислород), сероводород (водород и сера), хлороводород (водород и хлор), оксид кальция (кислород и кальций), аммиак (азот и водород) и т. д. Сложные вещества можно химически разложить с образованием простых веществ, их также можно получить из нескольких менее сложных веществ. Например, воду можно разложить на водород и кислород, аммиак — на азот и кислород и т. д. Их же соответственно можно получить из более простых веществ.

Сложные вещества существенно отличаются от смесей (табл. 1.4).

Таблица 1.4

Отличия смесей от сложных химических веществ

Предмет сравнения	Смеси веществ	Сложные вещества
Состав	Не имеют постоянного состава, вещества могут быть смешаны в разных пропорциях	Имеют постоянный состав, обусловленный строением атомов в их составе

Предмет сравнения	Смеси веществ	Сложные вещества
Свойства	Все вещества в смеси сохраняют свои свойства	Вещества, которые образуют соединения, теряют свои свойства; соединение обладает собственными свойствами
Способы разделения	Физические	Химические реакции
Внешние признаки образования	Образование не сопровождается видимыми признаками	Образование сопровождается признаками химических реакций

1.6.2. Основные классы неорганических веществ

Неорганические соединения в зависимости от их состава и свойств делят на классы: *оксиды, основания, кислоты, соли*.

Оксиды

Оксиды — сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых кислород в степени окисления (-2) . Оксиды в свою очередь классифицируют на *солеобразующие* и *несолеобразующие*.

Несолеобразующие оксиды солей не образуют, к ним относятся CO , N_2O , NO . Эти оксиды не взаимодействуют с кислотами и основаниями либо при взаимодействии с ними не образуют солей.

Солеобразующие оксиды при взаимодействии с водой могут образовывать кислоты или основания, а при взаимодействии с кислотами или основаниями — соли.

Солеобразующие оксиды делятся на *основные, кислотные* и *амфотерные*.

Основные оксиды

Основными называют оксиды, которые при взаимодействии с кислотными оксидами и кислотами образуют соли. Основные оксиды образуются металлами, атомы которых имеют низкую степень окисления (Na_2O , CaO , MnO , CuO).

Основные оксиды реагируют с веществами, имеющими кислотный характер (вода, кислотные оксиды, кислоты).

Кислотные оксиды

Кислотными называют оксиды, которые при взаимодействии с водой образуют кислоты, а с основными оксидами и гидроксидами металлов — соли.

Кислотные оксиды образуются неметаллами и металлами, атомы которых имеют наивысшую степень окисления (SO_3 , N_2O_5 , CrO_3 , Mn_2O_7). Поскольку кислотные оксиды при взаимодействии с водой образуют кислоты, их также называют *ангидридами кислот* (SO_3 — сульфатный ангидрид, CrO_3 — хромовый ангидрид). Кислотные оксиды реагируют с веществами, имеющими основной характер (вода, основные оксиды, гидроксиды).

Гидроксиды

Гидроксиды — это соединения оксидов с водой.

Гидроксиды делят на *основные*, *кислотные* и *амфотерные*. Кислотные гидроксиды иначе называют *кислотами*, они будут рассмотрены ниже.

Основные гидроксиды

Основные гидроксиды, или **основания** — это сложные вещества, состоящие из атомов металла и связанных с ними одной или нескольких гидроксогрупп.

Гидроксогруппа — это одновалентная группа атомов, содержащая водород и кислород (ОН), ее суммарный заряд равен -1 : $\overset{-2}{\text{O}}\overset{+1}{\text{H}}$.

Общая формула гидроксидов: $\text{M}(\text{OH})_n$, где М — металл, n — число гидроксогрупп.

Вместо атомов металла в состав основания может входить группа атомов NH_4^+ .

Основания принято делить на две группы: *растворимые* в воде (*щелочи*) и *нерастворимые*.

Примеры щелочей: NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Примеры нерастворимых оснований: $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

Амфотерные гидроксиды

Амфотерные гидроксиды — это гидроксиды, которые при химических взаимодействиях могут проявлять как кислотные, так и основные свойства.

Общая формула амфотерных гидроксидов сходна с общей формулой оснований.

Примеры амфотерных гидроксидов: $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Be}(\text{OH})_2$.

В зависимости от числа гидроксогрупп гидроксиды делят на *одноосновные* (одна гидроксогруппа: NaOH), *двухосновные* (две гидроксогруппы: $\text{Ca}(\text{OH})_2$), *трехосновные* (три гидроксогруппы: $\text{Al}(\text{OH})_3$).

Кислоты

Кислоты — это сложные вещества, состоящие из атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, и кислотных остатков. Общая формула кислот — H_xAc , где Ac — кислотный остаток, x — число атомов водорода, равное заряду иона кислотного остатка.

По составу кислоты делят на *кислородсодержащие* и *бескислородные*. Первая группа в своем составе содержит кислород, вторая — не содержит.

Примеры кислородсодержащих кислот: H_2SO_4 , H_3PO_4 , H_2SO_3 .

Примеры бескислородных кислот: HCl , H_2S , HF .

По количеству атомов водорода кислоты делят на *одноосновные* (HCl , HNO_3), *двухосновные* (H_2SO_4 , H_2S), *трехосновные* (H_3PO_4).

Соли

Соли — это сложные вещества, образованные из атомов металлов и кислотных остатков.

Соли можно рассматривать как продукт замещения атомов водорода в кислоте на металл. В зависимости от количества атомов водорода, замещенных атомами металла, соли делят на *средние*, *кислые*, *основные*, *двойные*, *смешанные* и *комплексные*.

Средние, или нормальные соли — это соли, образованные в результате полного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла.

Примеры нормальных солей: NaCl , K_2SO_4 , $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

Кислые соли — это соли, образованные в результате неполного замещения атомов водорода в кислоте атомами металла.

Примеры кислых солей: NaHCO_3 , KHSO_4 , CaHPO_4 .

Основные соли — это соли, образованные в результате неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток.

Примеры основных солей: $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, $\text{Mg}(\text{OH})\text{Cl}$.

Двойные соли — это соли, образованные в результате замещения атомов водорода в кислоте двумя различными металлами.

Примеры двойных солей: K_2NaPO_4 , $\text{KAl}(\text{SO}_4)_2$.

Смешанные соли — это соли, образованные в результате соединения с атомами металла двух различных кислотных остатков.

Примеры смешанных солей: $\text{Ca}(\text{OCl})\text{Cl}$, $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F}$.

Комплексные соли — это соли, в состав которых входит комплексный ион.

Примеры комплексных солей: $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4](\text{OH})_2$.

По растворимости в воде соли делят на *растворимые* (р), *нерастворимые* (н) и *малорастворимые* (м).

1.6.3. Номенклатура неорганических соединений

Каждое химическое соединение имеет название, образованное по принципам *международной номенклатуры*.

Кроме международных, существуют и *тривиальные названия* веществ и смесей, которые сложились исторически и употребляются в быту и на производстве.

Оксиды. Названия оксидов состоят из слова «оксид» и наименования элемента. Если элемент, образующий оксид, может проявлять разную валентность, то его валентность в соединении принято указывать римской цифрой в скобках: оксид углерода (II), оксид железа (III) и т. д.

► **Например:**

N_2O можно также записать: «Оксид азота (I)», читается: «Оксид азота один» или «Оксид азота одновалентного».

Cr_2O_3 можно также записать «Оксид хрома (III)», читается: «Оксид хрома три» или «Оксид хрома трехвалентного».

CaO можно также записать: «Оксид кальция», читается так же.

Иногда число атомов элементов обозначают при помощи греческих числительных: *моно*, *ди*, *три*, *тетра*, *пента*, *гекса* и т. д.

Например: $\overset{+2}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}$ — монооксид углерода, или оксид углерода (II), $\overset{-4}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}_2}$ — диоксид углерода, или оксид углерода (IV).

Тривиальные названия: CO — угарный газ, CO_2 — углекислый газ, CaO — негашеная известь.

Гидроксиды. Названия соединений этого класса состоят из слова «гидроксид» и наименования металла в родительном падеже. При этом, как и в названиях оксидов, указывается валентность металла в том случае, если металл может проявлять переменную валентность.

► **Например:**

KOH можно также записать: «Гидроксид калия», читается так же;

Fe(OH)₃ можно также записать: «Гидроксид железа (III)», читается: «Гидроксид железа три» или «Гидроксид железа трехвалентного».

Тривиальные названия: NaOH — каустическая сода, или каустик, Ca(OH)₂ — гашеная известь.

Кислоты. Названия бескислородных кислот состоят из двух слов. Первое состоит из названия элемента, к которому присоединяют суффикс *-о-*, и слова «водородная». Второе слово: «кислота».

► **Например:**

HCl — хлороводородная кислота; HF — фтороводородная кислота;

H₂S — сероводородная кислота.

Названия кислородсодержащих кислот также состоят из двух слов. В случае если элемент в соединении проявляет валентность, совпадающую с номером его группы в периодической системе элементов, то первое слово в названии кислоты формируется из названия элемента, к которому присоединяют суффикс *-н-* и окончание *-ая*. Второе слово: «кислота».

► **Например:**

HNO₃ — азотная кислота; H₂SO₄ — серная кислота.

В случае если элемент в соединении проявляет валентность, которая меньше максимальной на две единицы, то первое слово в названии кислоты формируется следующим образом: название элемента, суффикс *-ист* и окончание *-ая*.

► **Например:**

HNO₂ — азотистая кислота; H₂SO₃ — сернистая кислота.

Тривиальные названия: HF — плавиковая кислота; HCl — соляная кислота.

Соли. Названия солей бескислородных кислот состоят из двух слов. Первое слово состоит из названия неметалла в составе соли с добавлением суффикса *-ид*. Второе слово — название металла в составе соли в родительном падеже. В случае переменной валентности металла ее также обозначают римскими цифрами в скобках.

► **Например:**

Na₂S — сульфид натрия; CuCl₂ — хлорид меди.

FeS₂ — сульфид железа (II), или сульфид железа двухвалентного.

Названия солей кислородсодержащих кислот состоят из двух слов. Первое слово обозначает кислотный остаток в именительном падеже. Оно формируется из корня названия элемента в составе кислотного остатка (не кислорода) с добавлением суффикса *-ат-* в случае проявления элементом максимальной валентности в соединении, и суффикса *-ит-* в случае, если валентность элемента в соединении минимальна. Второе слово — название металла в родительном падеже. Переменную валентность металла также принято обозначать в скобках.

► **Например:**

NaNO₃ — нитрат натрия;

KNO₂ — нитрит калия;

CuSO₄ — сульфат меди;

FeSO₃ — сульфит железа (II);

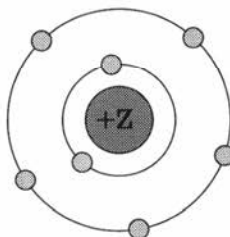
Fe₂(SO₄)₃ — сульфат железа (III).

Тренировочные тестовые задания к разделу 1

Часть 1

При выполнении заданий с выбором ответа обведите кружком номер правильного ответа.

- A1.** Химический элемент — это ...
1) наименьшая частица, которая входит в состав всех веществ
2) совокупность атомов, из которых состоят вещества
3) вид атомов с одинаковым зарядом ядра
4) количество вещества, которое принимает участие в химическом превращении
- A2.** Какая электронная формула соответствует инертному газу?
1) $1s^2 2s^2 2p^3$ 2) $1s^2 2s^2 2p^6$ 3) $1s^2 2s^2 2p^4$ 4) $1s^2 2s^2$
- A3.** Рассчитайте количество вещества (моль) 24 г водорода.
1) 12,0 2) 24,0 3) 2,4 4) 1,2
- A4.** Определите объем 1 моль вещества в газообразном состоянии при нормальных условиях.
1) 11,2 л 2) 22,4 м³ 3) 22,4 л 4) 11,2 м³
- A5.** Определите число нейтронов в атоме фтора.
1) 18 2) 9 3) 11 4) 10
- A6.** Модель какого атома изображена на рисунке?
1) бора
2) фтора
3) азота
4) бериллия



- A7.** Сколько нейтронов содержится в изотопе калия $^{39}_{19}\text{K}$?
1) 20 2) 19 3) 39 4) 58
- A8.** Какова молярная масса карбоната кальция (г/моль)?
1) 78 2) 68 3) 90 4) 100
- A9.** Чем отличаются изотопы элементов?
1) числом нейтронов 3) числом валентных электронов
2) атомным номером 4) числом протонов
- A10.** Укажите количество энергетических уровней в атоме магния.
1) 4 2) 3 3) 2 4) 1
- A11.** Укажите фрагмент периодической системы, в котором размещены элементы со сходными химическими свойствами.
1) малый период 3) подгруппа
2) группа 4) большой период

Часть 2

Из предложенного перечня ответов выберите два правильных и обведите их номера.

Цифры выбранных ответов запишите в указанном месте без дополнительных символов.

В1. В ряду $\text{Mg} \rightarrow \text{Al} \rightarrow \text{Si}$ происходит усиление (увеличение):

- | | |
|--------------------------|------------------------------|
| 1) металлических свойств | 4) электроотрицательности |
| 2) радиуса атома | 5) восстановительных свойств |
| 3) заряда ядра атома | |

Ответ: _____.

В2. В ряду $\text{O} \rightarrow \text{S} \rightarrow \text{Se}$ происходит усиление (увеличение):

- | | |
|---------------------------------------|---------------------------|
| 1) числа электронов на внешнем уровне | 4) радиуса атома |
| 2) заряда ядра | 5) электроотрицательности |
| 3) окислительных свойств | |

Ответ: _____.

В3. В ряду $\text{Na} \rightarrow \text{K} \rightarrow \text{Rb}$ происходит усиление (увеличение):

- | | |
|---------------------------------------|---------------------------------------|
| 1) радиуса атома | 4) восстановительных свойств |
| 2) числа электронов на внешнем уровне | 5) степени окисления в высших оксидах |
| 3) электроотрицательности | |

Ответ: _____.

В4. Укажите характеристики гомологов:

- 1) имеют одинаковый количественный состав
- 2) имеют одинаковый качественный состав
- 3) обладают общим агрегатным состоянием
- 4) обладают одинаковым строением
- 5) выявляют общие химические свойства

Ответ: _____.

В5. Для глицерина верны следующие утверждения:

- 1) в состав молекулы входят четыре молекулы углерода
- 2) сиропообразная жидкость, не смешивающаяся с водой
- 3) гигроскопичен — притягивает влагу из воздуха
- 4) содержит карбонильную группу
- 5) взаимодействует с раствором $\text{Cu}(\text{OH})_2$ с образованием ярко-синего раствора

Ответ: _____.

В6. Для аминокислот верны следующие утверждения:

- 1) при сгорании образуются водород и угарный газ
- 2) нерастворимы в воде
- 3) образуются при гидролизе белков
- 4) в состав молекулы входят amino- и карбоксильная группы
- 5) в состав молекулы входят amino- и гидроксильная группы

Ответ: _____.

В7. Для этилена верны следующие утверждения:

- 1) вступает в реакцию поликонденсации
- 2) атомы углерода в молекуле соединены двойной связью
- 3) можно получить из этилового спирта
- 4) не обесцвечивает бромную воду Br_2 (водн.)
- 5) реагирует со щелочными металлами

Ответ: _____.

В8. Для глюкозы верны следующие утверждения:

- 1) относится к полисахаридам
- 2) плохо растворима в воде
- 3) называют виноградным сахаром
- 4) содержит в молекуле шесть атомов углерода
- 5) с раствором иода образует синее окрашивание

Ответ: _____.

К каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго столбца. Выбранные цифры запишите под соответствующими буквами таблицы. Цифры в ответе могут повторяться.

В9. Установите соответствие между названиями химического соединения и видом химической связи.

Название вещества	Виды связей
А) калий	1) ковалентная неполярная
Б) иодистый калий	2) ковалентная полярная
В) иод	3) металлическая
	4) ионная
	5) атомная

Ответ:

А	Б	В

B10. Установите соответствие между классом соединения и его химической формулой.

Класс соединения	Химическая формула
А) пероксид	1) Al_2O_3
Б) несолеобразующий оксид	2) CaO
В) кислотный оксид	3) BaO_2
	4) SiO_2
	5) NO

Ответ:	А	Б	В

B11. Установите соответствие соли основанию и оксиду, которые ее образовали.

Соль	Основание и оксид
А) CuSO_4	1) $\text{Fe}(\text{OH})_2$ и N_2O_5
Б) $\text{Fe}(\text{NO}_3)_2$	2) $\text{Al}(\text{OH})_3$ и P_2O_5
В) MgCO_3	3) $\text{Fe}(\text{OH})_3$ и NO_2
	4) $\text{Cu}(\text{OH})_2$ и SO_3
	5) $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и CO_2

Ответ:	А	Б	В

B12. Установите соответствие между схемами окислительно-восстановительных реакций и числом электронов, которые берут участие в этих превращениях.

Схема реакции	Число электронов
А) $\overset{+7}{\text{Mn}} \rightarrow \overset{+2}{\text{Mn}}$	1) 5
Б) $\overset{+4}{\text{S}} \rightarrow \overset{+6}{\text{S}}$	2) 3
В) $\overset{+5}{\text{N}} \rightarrow \overset{-3}{\text{N}}$	3) 8
	4) 2
	5) 7

Ответ:	А	Б	В

B13. Установите соответствие между химическими формулами и названиями химических соединений.

Химические соединения	Названия соединений
А) NH_4NO_2	1) гидрокарбонат натрия
Б) HCl	2) хлорноватистая кислота
В) NaHCO_3	3) оксид азота (IV)
	4) нитрит аммония
	5) хлороводородная кислота

Ответ:	А	Б	В

В14. Установите соответствие соли кислоте и оксиду, которые ее образовали.

Соль	Кислота и оксид
А) KMnO_4	1) HNO_3 и FeO
Б) CuCl_2	2) H_2SO_4 и Al_2O_3
В) $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$	3) HNO_3 и Fe_2O_3
	4) HCl и CuO
	5) HMnO_4 и K_2O

Ответ:

А	Б	В

В15. Установите соответствие формул соединений хрома степеням окисления элемента хрома.

Соединение хрома	Степень окисления элемента хрома
А) $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$	1) +2
Б) $\text{Cr}(\text{OH})\text{Cl}$	2) +3
В) $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	3) +4
	4) +5
	5) +6

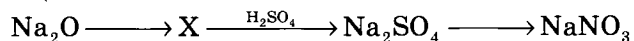
Ответ:

А	Б	В

Часть 3

Для ответов на задания используйте отдельный лист. Запишите сначала номер задания, а затем развернутый ответ к нему.

С1. Дана схема превращений:



Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для третьего превращения составьте сокращенное ионное уравнение реакции.

С2. Сколько соли и воды требуется для приготовления 300 г раствора сульфата натрия с массовой долей 15 % ?

С3. В колбе находится смесь солей карбоната магния, сульфата бария и хлорида натрия. Как из смеси выделить каждое вещество в чистом виде?

2. Химическая реакция

- Знать:**
- химическую символику: правила записи уравнений химических реакций;
 - важнейшие химические понятия: химическая реакция, типы химических реакций, окислительно-восстановительные реакции, окислитель, восстановитель, экзотермические и эндотермические реакции, тепловой эффект химической реакции, скорость химической реакции, аллотропия, растворение, электролитическая диссоциация, электролиты, неэлектролиты, катион, анион, гидролиз;
 - смысл основных законов и теорий химии: закон сохранения массы веществ, правило Вант-Гоффа, принцип Ле Шателье, правило Бертолле, правило электронного баланса.
- Уметь:**
- составлять уравнения химических реакций;
 - расставлять стехиометрические коэффициенты в уравнениях реакций;
 - распознавать типы химических реакций;
 - определять возможность протекания реакций ионного обмена;
 - определять тепловой эффект химической реакции;
 - объяснять сущность процесса электролитической диссоциации и реакций ионного обмена;
 - качественно определять различные ионы в растворах солей.

2.1. Химическая реакция.

Условия и признаки протекания химических реакций. Химические уравнения. Сохранение массы веществ при химических реакциях

Химические реакции, или химические явления — это процессы превращения исходных веществ в вещества, отличные по строению, составу и свойствам без изменения состава ядер атомов элементов.

Новые вещества, образующиеся в ходе химических реакций, называются **продуктами реакции**.

По сути, в ходе химической реакции происходит разрыв химических связей в исходных веществах и образование новых связей в продуктах реакции. Эти процессы сопровождаются одним или несколькими *внешними признаками химических реакций*:

- выделением тепла (иногда света);
- изменением окраски;
- появлением запаха;
- образованием осадка;
- выделением газа.

Условия протекания химических реакций:

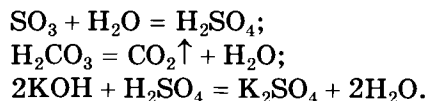
1. Тесное соприкосновение реагирующих веществ. Чем больше площадь соприкосновения поверхностей, тем интенсивнее и быстрее идет химическая реак-

- ция. Чтобы увеличить площадь соприкосновения, твердые вещества измельчают и смешивают.
2. Нагревание веществ до определенной температуры. Для некоторых реакций нагревание необходимо только на начальном этапе (например, для реакций горения). Для других химических реакций (протекающих с поглощением тепла) нагревание необходимо в ходе всей реакции.
 3. Воздействие электрическим током, светом (для некоторых реакций).
- Химические превращения принято записывать в виде *химических уравнений*.

Химическое уравнение — это условная запись химической реакции с помощью химических формул, числовых коэффициентов и математических символов.

Уравнение химической реакции несет информацию о составе и количестве исходных веществ, а также о составе и количестве продуктов реакции. В левой части уравнения записывают вещества, вступающие в реакцию (реагенты), а в правой части — вещества, образующиеся в ходе химической реакции (продукты реакции). Между ними ставят знак равенства либо стрелку.

Примеры химических уравнений:



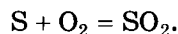
Химические уравнения составляются на основании *закона сохранения массы веществ*. Впервые этот закон был сформулирован и обоснован экспериментально М. В. Ломоносовым. Затем, независимо от Ломоносова, этот закон открыл французский химик А. Лавуазье.

Закон сохранения массы веществ:

Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, которые образуются в результате этой химической реакции.

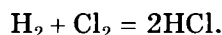
Закон сохранения массы веществ объясняется с помощью атомно-молекулярного учения: при химических реакциях атомы реагирующих веществ не исчезают и не появляются ниоткуда — их количество в ходе реакции остается постоянным. Следовательно, постоянной остается и масса веществ до и после реакции.

Например, при взаимодействии серы с кислородом получается оксид серы (IV):



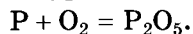
При этом количество атомов серы и кислорода не меняется в ходе реакции.

При взаимодействии водорода с хлором из одной молекулы водорода и одной молекулы хлора образуются две молекулы хлороводорода. Количество атомов водорода и хлора в ходе реакции не меняется. Следовательно, и масса веществ до и после реакции остается постоянной:

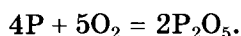


Количество молекул веществ в уравнении реакции обозначается с помощью коэффициентов, которые расставляются таким образом, чтобы количество атомов каждого вещества в левой и правой частях уравнения было одинаковым.

► **Пример.** Расставить коэффициенты в уравнении реакции горения белого фосфора:



1. Вначале уравниваем количество атомов, которых в реагирующих веществах больше всего. В нашей реакции это атомы кислорода: их количество до реакции равнялось 2, после реакции — 5. Найдем наименьшее общее кратное чисел 2 и 5. Это число равно 10. Для того чтобы уравнять количество атомов кислорода до и после реакции, необходимо поставить коэффициент 5 перед молекулярным кислородом в левой части уравнения и коэффициент 2 перед молекулой оксида фосфора в правой части уравнения.
2. Уравниваем количество атомов фосфора до и после реакции. После уравнивания количества атомов кислорода количество атомов фосфора после реакции стало равняться 4. До реакции количество атомов фосфора было равно 1. Следовательно, перед фосфором в левой части уравнения необходимо поставить коэффициент 4.
3. Получаем итоговое уравнение:



Закон сохранения массы веществ позволяет также производить расчеты количества исходных веществ, необходимых для получения определенного количества продуктов реакции. И наоборот, используя этот закон, можно определить количество конечных продуктов реакции, зная количество вступающих в реакцию реагентов.

Если в результате реакции выделяется газ, его обозначают стрелочкой, направленной вверх: \uparrow . Если один из продуктов реакции выпадает в осадок, его обозначают стрелочкой, направленной вниз: \downarrow .

2.2. Классификация химических реакций

по различным признакам:

**числу и составу исходных и полученных веществ,
изменению степеней окисления химических элементов,
поглощению и выделению энергии**

2.2.1. Классификация химических реакций по числу и составу реагирующих веществ

По числу и составу химические реакции можно разделить на два вида:

- реакции, протекающие без изменения состава веществ;
- реакции, протекающие с изменением состава веществ.

Реакции, протекающие без изменения состава веществ

В неорганической химии к таким реакциям относятся процессы получения аллотропных модификаций одного химического элемента.

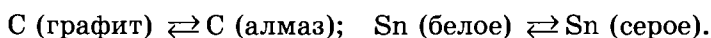
Аллотропия — явление, при котором один и тот же химический элемент образует несколько различных по структуре и свойствам простых веществ.

Аллотропные видоизменения, или модификации — простые вещества, образованные одним и тем же химическим элементом, но имеющие разное строение и разные свойства.

Например, графит, имеющий химическую формулу С и слоистую атомную кристаллическую решетку, при определенных условиях (высокое давление, высокая температура) превращается в алмаз. Химическая формула алмаза полностью повторяет химическую формулу графита (С), но его атомная кристаллическая решетка имеет объемную тетраэдрическую форму. Таким образом, графит и алмаз являются аллотропными модификациями углерода.

Взаимопревращение аллотропных модификаций — химическая реакция, идущая без изменения состава вещества.

■ **Например:**



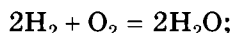
Белое олово переходит в серое при охлаждении. При этом белое олово — пластичный, серебристо-белый блестящий металл, а серое олово — серый порошок с кристаллической структурой, подобной структуре алмаза.

Реакции, протекающие с изменением состава веществ

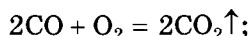
Реакции, в ходе которых меняется состав веществ, в свою очередь классифицируют по числу исходных веществ и продуктов реакции.

Реакции соединения. В результате таких реакций из двух и более веществ получается одно вещество:

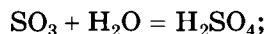
- из простых веществ получается сложное вещество:



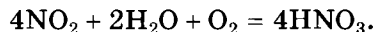
- из простого и сложного вещества получается сложное вещество:



- из двух сложных веществ получается сложное вещество:

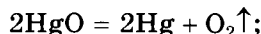


- из трех веществ получается сложное вещество:



Реакции разложения. В результате этих реакций из одного сложного вещества образуется несколько простых или сложных веществ.

- разложение соединений с образованием простых веществ:



- разложение соединений с образованием простого и сложного вещества:



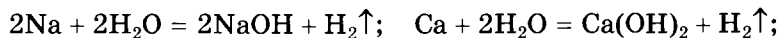
- разложение соединений с образованием нескольких простых и сложных веществ:



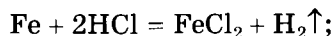
Реакции замещения. Это реакции между простым и сложным веществом, в ходе которых происходит замещение атомов одного из элементов в сложном веществе атомами простого вещества.

Реакции замещения происходят при взаимодействии металлов с химическими соединениями разных классов:

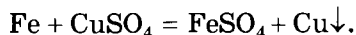
- реакции щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



- реакции металлов с растворами кислот:



- реакции металлов с растворами солей других металлов:



Русский химик Н. Н. Бекетов экспериментально исследовал способность различных металлов вытеснять водород из кислот. На основании экспериментов он составил *вытеснительный ряд металлов*. В этом ряду все металлы, стоящие левее водорода, способны вытеснять его из растворов кислот:

Li, K, Ba, Ca, Na, Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Co, Sn, Pb	(H₂)	Cu, Hg, Ag, Pt, Au
вытесняют водород из растворов кислот		не вытесняют водород

Исключение составляет азотная кислота, из которой при вытеснении водорода металлами образуются другие соединения.

Металл, стоящий в ряду напряжений левее, способен также вытеснять из солей в растворе металлы, стоящие правее него в вытеснительном ряду металлов.

Чем левее стоит металл в этом ряду, тем более сильными восстановительными свойствами он обладает.

Реакции обмена. В ходе этих реакций сложные вещества обмениваются своими составными частями. При этом количество веществ до и после реакции остается неизменным:



Эти реакции характеризуют свойства электролитов и в растворах протекают только в том случае, если в результате образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество (например, H₂O).

2.2.2. Классификация химических реакций по изменению степеней окисления

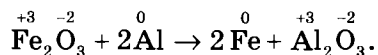
Химические реакции также классифицируют по признаку изменения степеней окисления атомов, которые входят в состав реагирующих веществ:

- реакции без изменения степеней окисления атомов реагирующих веществ (реакции ионного обмена);
- реакции, при которых степени окисления атомов в составе реагирующих веществ изменяются (например, реакции замещения, соединения и разложения).

Реакции, при которых изменяются степени окисления атомов, называются **окислительно-восстановительными**.

В окислительно-восстановительных реакциях один из реагентов отдает свои валентные электроны для образования химической связи (окисляется), а второй присоединяет электроны, заполняя свой внешний уровень (восстанавливается).

► Например:



2.2.3. Классификация химических реакций по поглощению и выделению энергии

Процесс поглощения или выделения энергии в ходе химической реакции иначе называют *тепловым эффектом химической реакции*.

Тепловой эффект химической реакции — это количество теплоты, которое выделяется или поглощается в результате химической реакции.

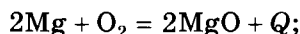
Реакции, протекающие с выделением энергии (тепла, света) во внешнюю среду, называют **экзотермическими**.

Реакции, протекающие с поглощением энергии, называют **эндотермическими**.

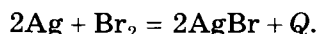
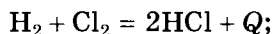
Тепловой эффект химической реакции принято записывать с помощью *термохимических уравнений*. При этом количество теплоты, которое выделяется либо поглощается в ходе реакции, обозначают Q .

К экзотермическим реакциям относят:

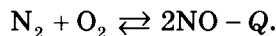
- реакции горения, которые сопровождаются выделением тепла и света:



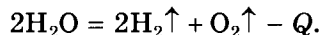
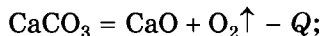
- реакции соединения, которые практически все протекают с выделением тепла:



Исключением является реакция взаимодействия азота с кислородом, в результате которой образуется оксид азота (II) и происходит поглощение тепла. Эта реакция является эндотермической:



К эндотермическим реакциям также относятся практически все реакции разложения органических и неорганических соединений:



2.2.4. Скорость химической реакции. Катализаторы

Наблюдая различные химические реакции, можно отметить, что некоторые из них протекают практически мгновенно (горение водорода в хлоре), а некоторые могут протекать на протяжении долгого периода времени (окисление железа).

Одна и та же химическая реакция в зависимости от условий может протекать и быстро, и медленно (окисление серебра на воздухе может идти годами, а в присутствии озона происходит быстро).

Темпы протекания химических реакций характеризуются *скоростью химической реакции*.



Скорость химической реакции (v) — это величина, которая определяется изменением концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени:

$$v = \pm \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \pm \frac{\Delta C}{\Delta t},$$

где C_1 — первоначальная концентрация вещества в момент времени t_1 ; C_2 — конечная концентрация вещества в момент времени t_2 .

Скорость реакции всегда имеет положительное значение. Если концентрация вещества в ходе реакции уменьшается ($C_2 < C_1$), для получения положительного значения скорости перед дробью ставят знак «минус».

Единицы изменения скорости химической реакции: 1 моль/л · с; 1 кмоль/(м³ · мин) и т. д.

Факторы, влияющие на скорость химических реакций

1. *Природа реагирующих веществ.* Щелочные металлы с одним и тем же веществом (водой) реагируют с разной скоростью. Например, калий с водой реагирует бурно, с высокой скоростью, а литий — медленно и спокойно.
2. *Площадь поверхности соприкосновения реагирующих веществ.* Для веществ в твердом состоянии скорость реакции прямо пропорциональна площади соприкосновения реагентов. Для увеличения поверхности соприкосновения твердые вещества измельчают. Так, например, измельчают серный колчедан для обжига при производстве серной кислоты.
3. *Концентрация реагирующих веществ.* Для веществ в растворенном состоянии и газов реакция будет идти тем быстрее, чем большее количество частиц этих веществ столкнется в единицу времени. Число столкновений частиц зависит от их количества в объеме вещества, то есть от концентрации вещества.
4. *Температура реагирующих веществ.* Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется *правилом Вант-Гоффа*:



При изменении (повышении или понижении) температуры на каждые 10 °С скорость реакции соответственно изменяется (увеличивается или уменьшается) в 2—4 раза.

Так, взаимодействие многих веществ с кислородом происходит и при комнатной температуре. При повышении температуры скорость реакции резко увеличивается, происходит процесс горения.

5. *Участие в химической реакции катализаторов.*

Катализаторы — вещества, ускоряющие химические реакции, но сами при этом в них не участвующие.

Так, например, процесс разложения пероксида водорода значительно ускоряется в присутствии оксида марганца (IV) MnO_2 : при добавлении его в пробирку

с перекисью жидкость «вскипает» от бурного выделения газов в ходе реакции. Окисление оксида серы (IV) в оксид серы (VI) ускоряется в присутствии оксида ванадия.

Реакции, идущие с участием катализатора, называются *каталитическими*, а процесс изменения скорости химической реакции при участии катализатора называют *катализом*. В химии часто используют процесс катализа для ускорения химических реакций на производстве.

Биологические катализаторы (вещества белковой природы) называются **ферментами**. Биохимические реакции в живых организмах практически все идут при участии ферментов. Такие реакции называют *ферментативными*. Для каждого фермента в живом организме есть свои условия активности — температурный интервал, сродство к реагентам, кислотность среды.

Вещества, замедляющие скорость химических реакций, называют **ингибиторами**. Ингибиторы также широко применяются на производстве. Например, с помощью ингибиторов замедляют процесс окисления металлов (коррозию).

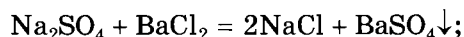
2.2.5. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие

По признаку обратимости химические реакции делят на *обратимые* и *необратимые*.

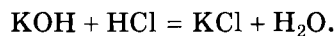
Необратимые химические реакции — это реакции, которые протекают только в одном направлении и завершаются полным превращением исходных веществ.

Признаки необратимых реакций:

1. Образующиеся продукты реакции уходят из сферы реакции (выпадение продуктов реакции в осадок, выделение в виде газа):



2. В результате реакции образуется малодиссоциирующее соединение (например, вода):



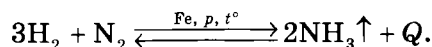
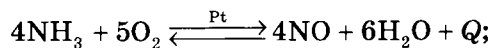
3. Реакция сопровождается большим количеством выделившейся энергии:



В уравнениях необратимых реакций между правой и левой частями ставится знак равенства или стрелка.

Обратимые химические реакции — это реакции, которые могут протекать одновременно в двух противоположных направлениях (прямом и обратном).

В уравнениях обратимых реакций между левой и правой частями ставят знак обратимости (две стрелки, направленные в противоположные стороны: \rightleftharpoons) или знак равенства.



В начале обратимой реакции скорость прямой реакции максимальна, затем она постепенно снижается, поскольку уменьшается концентрация исходных веществ. При этом повышается концентрация продуктов реакции, и скорость обратной реакции возрастает. Обратимые реакции, как правило, не протекают до конца, а прекращаются на том этапе, когда количество образовавшихся продуктов при прямой реакции за единицу времени равно количеству продуктов, образовавшихся при обратной реакции за то же время. В этот момент скорости прямой и обратной реакции становятся равными.

Например, для реакции синтеза аммиака этот момент наступит, когда количество молекул синтезированного аммиака будет равно количеству молекул, распадающихся на водород и азот. Это состояние химической системы называется *химическим равновесием*.

Химическое равновесие — это состояние обратимого химического процесса, при котором скорости прямой и обратной реакции равны между собой.

С наступлением химического равновесия реакция не прекращается, и это состояние может тянуться достаточно долго, если поддерживать в системе постоянные условия: концентрации реагирующих веществ и продуктов реакции, температуру, давление (если среди реагирующих веществ или продуктов реакции присутствуют газы).

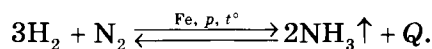
Изменение условий приведет к нарушению химического равновесия: изменится скорость либо прямой, либо обратной реакции. Процесс будет неравновесным до тех пор, пока не будет достигнуто новое равновесное состояние. Это явление называется *смещением равновесия химической реакции*.

Смещение химического равновесия под действием внешних условий описывает *принцип Ле Шателье*:

При изменении внешних условий протекания химической реакции (температуры, давления, концентрации веществ), при которых данная система находится в состоянии химического равновесия, равновесие сместится в сторону той реакции, которая препятствует этому изменению.

Так, при экзотермическом процессе повышение температуры будет способствовать увеличению скорости обратной (эндотермической) реакции, повышение давления в системе будет способствовать реакции, в результате которой будет уменьшаться объем вещества. Увеличение концентрации одного из реагирующих веществ либо уменьшение концентрации одного из продуктов реакции будет способствовать ускорению прямого процесса, а увеличение концентрации продукта реакции приведет к ускорению обратного процесса.

Например:



В реакции синтеза аммиака прямая реакция является экзотермической, обратная реакция (распада) — эндотермической. Следовательно, понижение температуры будет способствовать ускорению процесса синтеза.

Ускорит синтез выведение аммиака из сферы реакции (уменьшение концентрации конечного продукта) и увеличение концентраций водорода и азота (увеличение концентрации реагирующих веществ).

Синтез аммиака сопровождается уменьшением объема — из четырех молекул исходных газов образуются только две молекулы продукта реакции. Таким образом, прямой процесс сопровождается уменьшением давления. Следовательно, повышение давления в системе увеличит скорость реакции синтеза (прямой процесс), а снижение давления будет способствовать процессу распада (обратный процесс).

И прямая, и обратная реакции являются каталитическими (катализатор — железо с добавками оксидов калия и алюминия или платина). Однако в этом случае катализатор просто ускорит и прямой, и обратный процессы, не влияя на химическое равновесие.

2.3. Электролиты и неэлектролиты

В случае попадания любого вещества в водную среду возможно развитие трех процессов:

- растворение вещества (физический процесс);
- реакция вещества с водой (химический процесс);
- отсутствие любых процессов.

Взаимодействие веществ с водой обусловлено особенностями строения молекулы воды, в которой атом кислорода связан с двумя атомами водорода. Атомы водорода в молекуле воды расположены не линейно, а под углом $104,5^\circ$ друг к другу. Связь между атомами водорода и кислорода — ковалентная полярная, при этом общие электронные пары оттягиваются к более электроотрицательному атому кислорода, образуя на нем частичный отрицательный заряд. На атомах водорода при этом образуется частичный положительный заряд. Таким образом, угловая молекула воды приобретает два полюса — с частичным отрицательным и частично положительным зарядом соответственно, то есть представляет собой *диполь* (рис. 2.1).

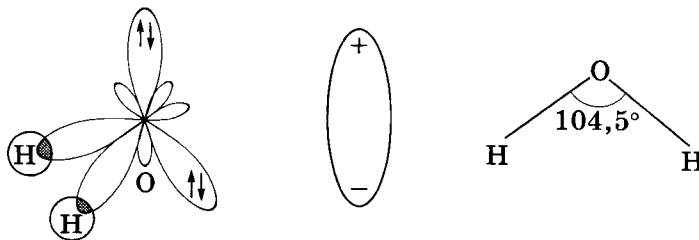


Рис. 2.1. Молекула воды

Вещество растворимо в воде, если его молекулы способны к взаимодействию с молекулами воды. Так, при попадании в воду некоторых молекулярных ве-

ществ в них происходит разрыв межмолекулярных связей. Вслед за этим полярные молекулы воды взаимодействуют с молекулами вещества. Постепенно от поверхности растворяемого вещества под влиянием диполей воды отрываются отдельные молекулы, которые распределяются между молекулами растворителя.

В качестве примера рассмотрим процесс **растворения сахара в воде**.

Сахар — молекулярное органическое вещество, состоящее из молекул сахарозы ($C_{12}H_{22}O_{11}$). Молекула сахарозы имеет полярную гидроксогруппу — OH^- с частичным отрицательным зарядом. При попадании сахара в воду межмолекулярные взаимодействия между молекулами сахарозы ослабевают. Полярные гидроксогруппы сахарозы вступают во взаимодействие с атомами водорода в молекуле воды, несущими частичный положительный заряд: $H^+ \cdots OH^-$. Этот вид межмолекулярных взаимодействий называют *водородными связями*. За счет водородных связей молекулы сахарозы равномерно распределяются между молекулами растворителя (воды), образуя раствор.

При растворении сахара не происходит разрушения химических связей в молекулах сахарозы и молекулах воды, поэтому этот процесс носит физический характер.

Иначе происходит процесс **растворения поваренной соли в воде**.

Поваренная соль — вещество немолекулярного строения. В узлах кристаллической решетки этого вещества расположены ионы Na^+ и Cl^- , удерживаемые силами электростатического взаимодействия. При попадании поваренной соли в воду отрицательно заряженные атомы водорода в молекуле воды «окружают» положительно заряженные ионы натрия, а положительно заряженные атомы водорода в молекуле воды — отрицательно заряженные ионы хлора. Под действием диполей воды происходит разрушение кристаллической решетки поваренной соли (рис. 2.2).

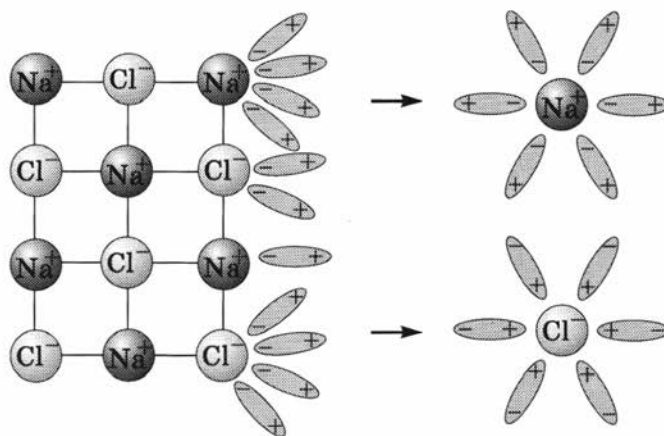


Рис. 2.2. Схема разрушения кристаллической решетки поваренной соли

При этом разрушаются межмолекулярные взаимодействия (водородные связи) в молекуле воды и ионные связи в кристалле соли. Поваренная соль распадается на ионы Na^+ и Cl^- , которые покрываются *гидратной оболочкой*, то есть «обволакиваются» полярными молекулами воды, ориентированными определенным образом. Этот процесс называется *гидратацией*, а ионы, окруженные

гидратной оболочкой, называются *гидратированными*. Гидратированные ионы слабее притягиваются друг к другу, чем обычные ионы в узлах кристаллической решетки, поэтому энергии теплового движения достаточно для того, чтобы они не собирались в кристалл. Так образуется раствор поваренной соли в воде.

Поскольку при растворении поваренной соли (соединение с ионной связью) в воде происходит разрыв этих связей, этот процесс носит химический характер.

Находясь в узлах кристаллической решетки, ионы поваренной соли (в твердом состоянии) не имеют возможности свободно передвигаться, поскольку удерживаются силами электростатического притяжения. А в растворе ионы соли могут свободно двигаться в разных направлениях, в том числе и под действием электрического напряжения. Поэтому раствор хлорида натрия хорошо проводит электрический ток.

Похожий процесс происходит и при растворении в воде соединений с ковалентной полярной связью, например водорастворимых кислот. Только в этом случае под влиянием диполей воды ковалентная полярная связь в растворяемом веществе превращается в ионную. Ионы гидратируются и переходят в раствор. Этот процесс также носит химический характер, гидратированные ионы способны свободно перемещаться в растворе, и образующиеся водные растворы способны проводить электрический ток (рис. 2.3).

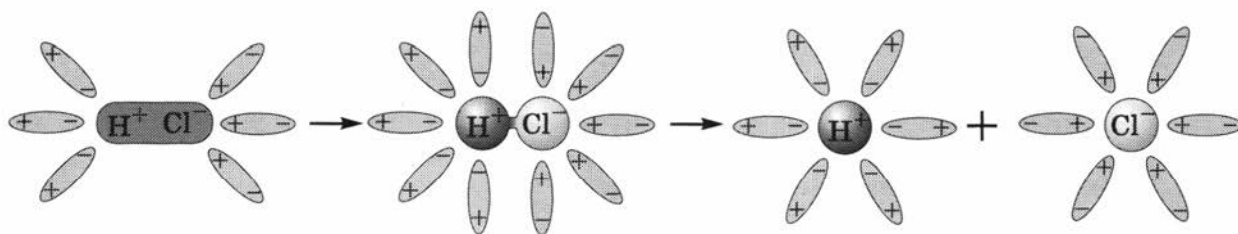


Рис. 2.3. Схема процесса растворения соляной кислоты

Вещества, водные растворы или расплавы которых способны проводить электрический ток, называют электролитами.

Для электролитов характерны ионная и ковалентная полярная химические связи. Например, NaCl , HCl , H_2SO_4 , NaOH , KNO_3 . Растворение этих веществ в воде — химический процесс.

Вещества, водные растворы или расплавы которых электрический ток не проводят, называют неэлектролитами.

Для неэлектролитов характерна ковалентная неполярная (или слабополярная) связь. Например, O_2 , N_2 , CH_4 , сахар. Растворение этих веществ в воде — физический процесс.

Процесс распада электролита на ионы в растворе или расплаве называется электролитической диссоциацией.

Ион является формой существования химического элемента, который по своим свойствам существенно отличается от атома того же элемента.

Так, например, атом натрия электронейтрален, имеет электронную формулу: ${}_{11}\text{Na } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$, в соединениях легко отдает наружный $3s$ -электрон, проявляя степень окисления $+1$. Простое вещество натрий (Na) — металл, активно окисляется на воздухе, реагирует с водой, образуя щелочь.

Ион натрия имеет заряд $+1$, его электронная формула: ${}_{11}\text{Na}^+ 1s^2 2s^2 2p^6$, не способен отдавать электроны, а следовательно, окисляться и реагировать с водой.

Атом хлора с электронной формулой ${}_{17}\text{Cl } 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ имеет на внешнем уровне 2 s -электрона и 5 p -электронов, поэтому способен легко достраивать свой внешний уровень электронами атомов других элементов, образуя соединения. Простое вещество хлор (Cl_2) — ядовитый газ желто-зеленого цвета.

Ион хлора Cl^- имеет заряд -1 , его электронная формула $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^7$, он бесцветен и неядовит.

Хлорид натрия (NaCl) — вещество, состоящее из ионов Na^+ и Cl^- , это обычная пищевая поваренная соль.

Таким образом, ионы имеют более устойчивую электронную конфигурацию, чем атомы, из которых они образуются. Ионы могут быть *простыми* и *сложными*. Простые ионы образованы атомами одного элемента (Na^+ , Cl^- , Ca^{2+} , Cu^{2+} , F^-). В состав сложных ионов входят атомы нескольких элементов (NH_4^+ , SO_4^{2-} , NO_3^- , PO_4^{3-}).

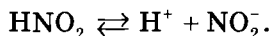
Явление электролитической диссоциации впервые описал шведский ученый С. Аррениус. В 1887 г. им была сформулирована теория электролитической диссоциации.

Основные положения теории электролитической диссоциации:

1. При растворении в воде электролиты диссоциируют, то есть распадаются на положительные и отрицательные ионы.

2. Под действием электрического тока положительно заряженные ионы перемещаются к отрицательному полюсу источника тока (*катоду*), а отрицательно заряженные ионы — к положительному полюсу источника тока (*аноду*).

3. Электролитическая диссоциация — процесс обратимый. Одновременно с распадом веществ на ионы происходит процесс соединения ионов в вещество. Процесс, обратный диссоциации, называют *ассоциацией*:



Не все электролиты диссоциируют одинаково. Некоторые из них в водном растворе полностью распадаются на ионы, а некоторые диссоциируют частично. При этом в растворе содержится как определенное количество ионов растворенного вещества, так и определенное количество недиссоциированных молекул.

Степень диссоциации вещества (α) — величина, которая показывает отношение числа диссоциированных молекул (n) к общему числу молекул вещества, находящихся в растворе (N):

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

Значение степени диссоциации вещества может изменяться от 0 (в случае, когда диссоциация отсутствует полностью) до 1 (при полной диссоциации вещества) либо от 0 % до 100%. Степень диссоциации увеличивается при разбавлении раствора.

Если величина степени диссоциации электролита велика (стремится к единице), то его относят к *сильным электролитам*. Если степень диссоциации электролита стремится к нулю, то он относится к *слабым электролитам*.

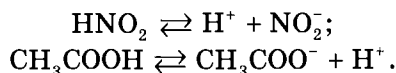
Сильные электролиты — это вещества, которые при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы.

Процесс электролитической диссоциации для сильных электролитов является практически необратимым:



К сильным электролитам относятся все растворимые соли, сильные кислоты (например, H_2SO_4 , HCl , HNO_3) и все щелочи (например, NaOH , KOH).

Слабые электролиты — это вещества, которые в водных растворах диссоциируют не полностью, причем процесс диссоциации для этих веществ обратим:



К слабым электролитам относятся слабые неорганические кислоты (например, H_2S , H_2CO_3 , HCN , HNO_2), почти все органические кислоты, гидроксиды металлов (кроме щелочей), а также водный раствор аммиака (NH_4OH).

Вода также способна незначительно диссоциировать:



Электролитическую диссоциацию способна вызывать не только вода. Таким свойством обладают некоторые полярные растворители, например жидкий аммиак или жидкий диоксид серы.

2.4. Катионы и анионы.

Электролитическая диссоциация кислот, щелочей и солей (средних)

При воздействии электрического тока на раствор электролитов ионы приходят в движение. Положительно заряженные ионы, движущиеся к катоду (–), принято называть *катионами*, а отрицательно заряженные, движущиеся к аноду (+), — *анионами*.

Катион — это положительно заряженный ион.

Катион характеризуется величиной положительного заряда. Например, Na^+ — однозарядный катион, Ca^{2+} — двухзарядный.

Катионы могут быть простыми (K^+ , Al^{3+}) и сложными (NH_4^+).



Анион — отрицательно заряженный ион.

Анион характеризуется величиной отрицательного заряда. Например, F^- — однозарядный анион, S^{2-} — двухзарядный анион, PO_4^{3-} — трехзарядный анион.

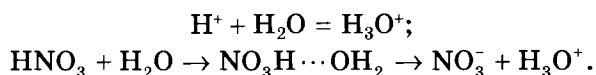
Анионы также могут быть простыми и сложными. Анионы в неорганических соединениях называются *кислотными остатками*.

В зависимости от характера образующихся при диссоциации ионов различают три типа электролитов: *кислоты*, *основания* и *соли*. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации. В кислотах это катионы водорода, в щелочах — гидроксид-анионы, в солях — ионы металлов и кислотных остатков.

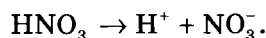
2.4.1. Электролитическая диссоциация кислот

Кислоты — неорганические соединения с ковалентной неполярной связью между атомом водорода и кислотным остатком.

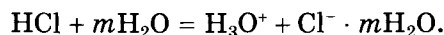
Если описывать схему диссоциации кислот полностью, то следует учитывать процесс гидратации образующегося иона водорода. Например, в случае диссоциации азотной кислоты в раствор переходит гидратированный ион водорода — *ион гидроксония*:



Однако этот процесс изображают более упрощенно:



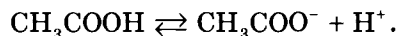
С учетом процесса гидратации диссоциацию соляной кислоты следует описывать следующим уравнением:



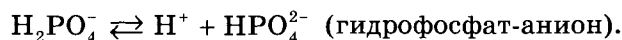
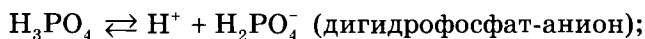
Однако для описания свойств растворов кислот принято пользоваться упрощенной схемой процесса диссоциации:



Кислоты — это сложные вещества, при электролитической диссоциации которых образуются катионы водорода и анионы кислотного остатка:

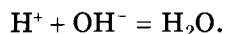


Многоосновные кислоты диссоциируют ступенчато, отщепляя по одному катиону водорода:



Далее диссоциация при обычных условиях не идет.

Именно катионы водорода определяют свойства растворов кислот. Они действуют на индикаторы, изменяя окраску последних (табл. 4.1 на с. 121), реагируют с гидроксид-анионами OH^- с образованием молекул воды:



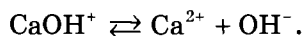
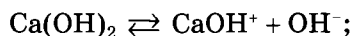
2.4.2. Электролитическая диссоциация щелочей

Среди гидроксидов сильными электролитами являются щелочи.

Щелочи — это сложные вещества, при электролитической диссоциации которых образуются катионы щелочных и щелочно-земельных металлов и гидроксид-анионы:



Если в щелочи ион металла связан с двумя гидроксогруппами, то эта щелочь диссоциирует ступенчато. Например, гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$:



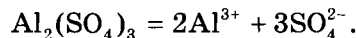
Гидроксид-анион определяет щелочные свойства растворов. Он способен изменять окраску индикаторов и реагировать с катионами водорода, образуя молекулы воды.

2.4.3. Электролитическая диссоциация солей

Соли — это сложные вещества, при электролитической диссоциации которых образуются катионы металла и анионы кислотного остатка:



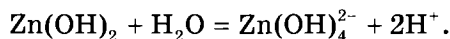
Все соли — сильные электролиты, поскольку являются веществами с ионной химической связью. Они всегда диссоциируют полностью:



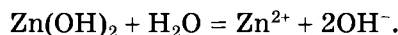
Растворы солей имеют нейтральную среду, а их свойства определяются катионами металла и анионами кислотного остатка.

Амфотерные электролиты — это сложные вещества, при электролитической диссоциации которых, в зависимости от среды раствора, могут образовываться как катионы водорода, так и гидроксид-анионы.

Так, например, амфотерный гидроксид цинка в щелочной среде диссоциирует по кислотному типу:



В кислой среде гидроксид цинка ведет себя как основание:



Все амфотерные гидроксиды ($\text{Be}(\text{OH})_2$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$, $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Sb}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$) являются слабыми электролитами и диссоциируют ступенчато.

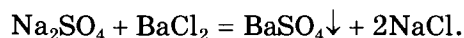
2.5. Реакции ионного обмена и условия их осуществления

2.5.1. Условия осуществления реакций ионного обмена

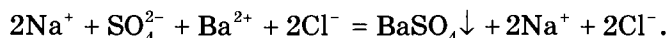
Реакции обмена протекают в растворах ионных соединений. Это реакции между ионами. Условия протекания реакций обмена определены *правилом Бертолле*:

Реакции обмена, протекающие в растворах, идут до конца только в том случае, если в результате образуется малорастворимое вещество (осадок), летучее вещество (газ) или малодиссоциирующее вещество (вода).

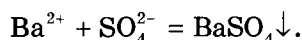
Реакции ионного обмена записывают с помощью ионных уравнений (полных и сокращенных). Например, молекулярное уравнение реакции между сульфатом натрия и хлоридом бария записывается следующим образом:



Если сильные электролиты записать в виде ионов, а вещества, выходящие из сферы реакции, — в виде молекул, то получится *полное ионное уравнение реакции*:



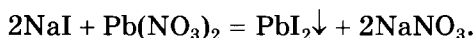
Если убрать из обеих частей уравнения одинаковые ионы (2Na^+ и 2Cl^-), то получится *сокращенное ионное уравнение*:



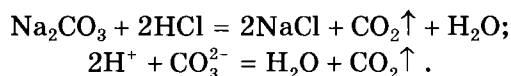
Сокращенное ионное уравнение иллюстрирует сущность реакции. В данном случае это взаимодействие катионов бария Ba^{2+} и анионов SO_4^{2-} , в результате которого образуется осадок BaSO_4 .

► Примеры реакций ионного обмена:

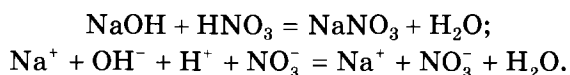
1. Реакции обмена между солями с образованием новой малорастворимой соли:



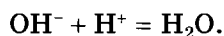
2. Реакции обмена между солью и кислотой, в результате которых выделяется газ:



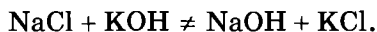
3. Реакции обмена между щелочью и кислотой с образованием малодиссоциирующего вещества (воды) и соли. Определить реакцию позволяет индикатор (малиновый в щелочной среде фенолфталеин обесцвечивается в ходе реакции). Реакции такого типа называются *реакциями нейтрализации*:



В этой реакции щелочь и кислота нейтрализуют друг друга, а образовавшийся солевой раствор будет иметь нейтральную среду:



В случае смешивания растворов, например хлорида натрия и гидроксида калия, никаких признаков химической реакции зарегистрировано не будет. В этом случае реакция ионного обмена не произойдет, поскольку ни одно из условий, определенных правилом Бертолле, выполняться не будет:



С помощью реакций ионного обмена проводят качественный анализ растворов электролитов — определяют исходные вещества в растворе. Для этого к раствору вещества, качественный состав которого необходимо определить, добавляют реактив, содержащий ион, способный реагировать с ионами растворенного вещества. По результату реакции судят о составе исходного раствора (табл. 2.1).

Таблица 2.1

Качественное определение ионов растворенных веществ

Ион, определяемый в растворе	Содержание реактива-определителя	Результат реакции
H^+	индикаторы	изменение окраски индикатора
OH^-	индикаторы	изменение окраски индикатора
Na^+	—	изменение цвета пламени (желтый)
K^+	—	изменение цвета пламени (фиолетовый)
NH_4^+	OH^-	появление запаха аммиака
Ag^+	Cl^-	образование белого осадка
Cu^{2+}	OH^- S^{2-}	образование синего осадка образование черного осадка
Ba^{2+}	SO_4^{2-}	образование белого осадка
Ca^{2+}	CO_3^{2-}	образование белого осадка
Zn^{2+}	OH^- S^{2-}	образование белого осадка, растворяющегося в избытке щелочи
Fe^{2+}	OH^-	образование зеленоватого осадка
Fe^{3+}	OH^-	образование бурого осадка
Al^{3+}	OH^-	образование белого студенистого осадка, растворяющегося в избытке щелочи
Cl^-	Ag^+	образование белого осадка
Br^-	Ag^+	образование желтоватого осадка
I^-	Ag^+	образование желтого осадка
CH_3COO^-	H_2SO_4	появление запаха уксуса
NO_3^-	H_2SO_4 (конц.), Cu	выделение бурого газа

Ион, определяемый в растворе	Содержание реактива-определителя	Результат реакции
SO_3^{2-}	H^+	выделение газа с резким запахом (SO_2), обесцвечивающего раствор фуксина
CO_3^{2-}	H^+	выделение газа без запаха (CO_2), обесцвечивающего известковую воду
SO_4^{2-}	Ba^{2+}	образование белого осадка
PO_4^{3-}	Ag^+	образование желтого осадка

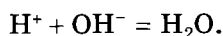
2.5.2. Гидролиз солей

Некоторые соли в водных растворах способны вступать в реакцию с водой. Этот процесс получил название *гидролиз*.

Гидролиз соли — это химическое взаимодействие соли с водой, в результате которого образуется малодиссоциирующее вещество.

По сути, гидролиз — это реакция обмена между солью и водой, которая приводит к разложению соли.

Известно, что вода, хоть и слабо, но все же диссоциирует:



Вступать в реакцию гидролиза с водой будут те соли, ионы которых могут связываться с ионами H^+ или OH^- .

Реакция гидролиза не проходит в растворах солей, образованных *слабой кислотой* и *слабым основанием*. При взаимодействии с водой эти соли либо выпадают в осадок, либо полностью разлагаются, поэтому они могут существовать только в сухом виде:



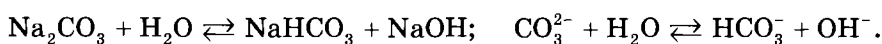
В этом случае говорят, что сульфид алюминия полностью прореагировал с водой (или подвергся *необратимому гидролизу*).

Гидролиз невозможен также в растворах солей, образованных *сильным основанием* и *сильной кислотой*, поскольку ионы этих солей не взаимодействуют с ионами H^+ и OH^- . Среда растворов таких солей нейтральная.

Гидролиз соли — реакция, как правило, обратимая. Увеличение скорости гидролиза идет при нагревании и сильном разбавлении раствора.

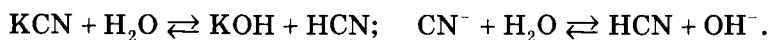
Процесс обратимого гидролиза происходит:

- в растворах солей, образованных *сильным основанием* (щелочью) и *слабой кислотой* (H_2S , H_2CO_3 , HCN , H_2SO_3 , CH_3COOH). Если исходная соль образована двухосновной кислотой, то в ходе гидролиза образуется кислая соль и щелочь:



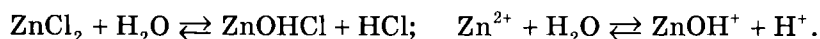
Ионом, определяющим среду раствора в этом случае, является гидроксид-анион OH^- . Таким образом, среда раствора будет *щелочной*. Этот вид гидролиза называется *гидролизом по аниону*.

Если исходная соль образована одноосновной кислотой, то в ходе гидролиза образуются щелочь и слабая кислота:



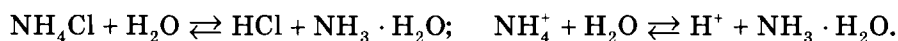
Среда раствора в этом случае также будет щелочной, это тоже гидролиз по аниону;

- в растворах солей, образованных *слабым основанием* (нерастворимым гидроксидом металла или аммония) и *сильной кислотой* (HCl , HNO_3 , H_2SO_4 , HClO_4 , HBr , HI). В случае многоосновного гидроксида в результате гидролиза образуется сильная кислота и основная соль:



В этом случае среду раствора определяет ион водорода H^+ . Среда раствора будет *кислой*. Такой вид гидролиза называется *гидролизом по катиону*.

В случае если в гидролиз вступает соль, образованная однокислотным слабым основанием и сильной кислотой, то образуются кислота и малорастворимое основание:

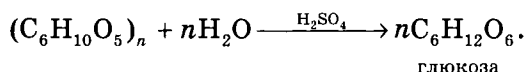


Это тоже гидролиз по катиону, результатом которого является кислая среда раствора.

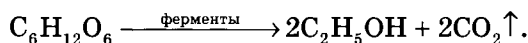
Поскольку гидролиз — реакция обратимая и эндотермическая, его скорость можно увеличить нагреванием раствора или удалением продуктов гидролиза (разбавлением раствора). И наоборот, замедлит гидролиз охлаждение раствора или увеличение концентрации продуктов гидролиза (подкисление раствора в случае гидролиза по катиону или подщелачивание в случае гидролиза по аниону).

Понять ход гидролиза некоторых солей поможет табл. 2.2 (с. 63).

В органической химии процесс гидролиза используют, например, для получения технического гидролизного спирта из отходов деревообрабатывающей промышленности (опилок), содержащих большое количество целлюлозы:



Глюкозу перерабатывают в спирт:



2.6. Окислительно-восстановительные реакции. Окислитель и восстановитель

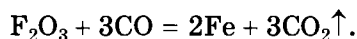
Окислительно-восстановительные реакции (ОВР) — это реакции, протекающие с изменением степеней окисления элементов, образующих вещества, участвующие в реакции.

Растворимость гидроксидов и солей в воде

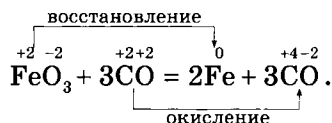
Ионы	Br ⁻	CH ₃ COO ⁻	CN ⁻	CO ₃ ²⁻	Cl ⁻	F ⁻	I ⁻	NO ₃ ⁻	OH ⁻	PO ₄ ³⁻	S ²⁻	SO ₄ ²⁻
Ag ⁺	н	м	н	н	н	р	н	р	—	н	н	м
Al ³⁺	р	+	?	—	р	м	р	р	н	н	+	р
Ba ²⁺	р	р	р	н	р	м	р	р	р	н	р	н
Be ²⁺	р	+	?	+	р	р	р	р	н	н	+	р
Ca ²⁺	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	м	м
Cd ²⁺	р	р	м	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Co ²⁺	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Cr ³⁺	р	+	н	—	р	м	н	р	н	н	+	р
Cs ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Cu ²⁺	р	р	н	+	р	р	—	р	н	н	н	р
Fe ²⁺	р	р	н	+	р	м	р	р	н	н	н	р
Fe ³⁺	р	—	—	—	р	н	—	р	н	н	—	р
Hg ²⁺	м	р	р	—	р	+	н	+	—	н	н	+
Hg ₂ ²⁺	н	м	—	н	н	м	н	+	—	н	—	н
K ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Li ⁺	р	р	р	р	р	н	р	р	р	м	р	р
Mg ²⁺	р	р	р	м	р	н	р	р	н	н	н	р
Mn ²⁺	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
NH ₄ ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	—	+	р
Na ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Ni ²⁺	р	р	н	+	р	р	р	р	н	н	н	р
Pb ²⁺	м	р	н	+	м	м	м	р	н	н	н	н
Rb ⁺	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р	р
Sn ²⁺	+	+	—	—	+	р	м	+	н	н	н	р
Sr ²⁺	р	р	р	н	р	н	р	р	м	н	р	н
Tl ⁺	м	р	р	р	м	р	н	р	р	м	н	м
Zn ²⁺	р	р	н	+	р	м	р	р	н	н	н	р

Обозначения: р — хорошо растворимый, м — малорастворимый, н — практически нерастворимый, + — полностью реагирует с водой или не осаждается из водного раствора, — — не существует, ? — данные о растворимости отсутствуют.

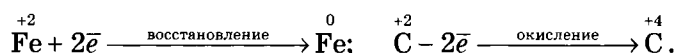
Например, при промышленном получении железа из руды используют следующую химическую реакцию:



В ходе этой реакции происходит изменение степеней окисления некоторых элементов в составе реагирующих веществ:



Ион железа с начальной степенью окисления +2 в ходе реакции присоединил два электрона, превратившись в электронейтральный атом, то есть восстановился. Атом углерода с начальной степенью окисления +2 в ходе реакции отдал еще два электрона и приобрел степень окисления +4, то есть окислился:



Таким образом, углерод выступил в качестве *восстановителя*, а железо — в качестве *окислителя*. Последние два уравнения иллюстрируют механизм окисления-восстановления в ходе химической реакции и называются *электронными уравнениями*.

Восстановители — это элементы в составе веществ или вещества, отдающие электроны в ходе окислительно-восстановительных реакций.

Восстановители в ходе реакции *окисляются*.

Окислители — это элементы в составе веществ или вещества, принимающие электроны в ходе окислительно-восстановительных реакций.

Окислители в ходе реакции *восстанавливаются*.

Примеры окислительно-восстановительных реакций:

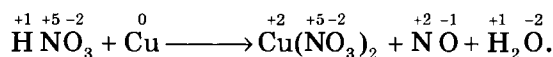
1. Все реакции замещения.
2. Реакции соединения с участием хотя бы одного простого вещества.
3. Реакции разложения с участием хотя бы одного простого вещества.

В окислительно-восстановительных реакциях всегда соблюдается *правило электронного баланса*:

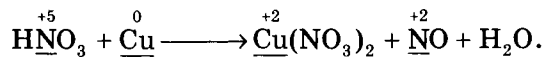
Число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, получаемых окислителем.

Метод электронного баланса используют при расстановке стехиометрических коэффициентов в уравнениях окислительно-восстановительных реакций.

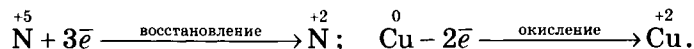
Например, в ходе реакции замещения атомами меди атомов водорода в азотной кислоте:



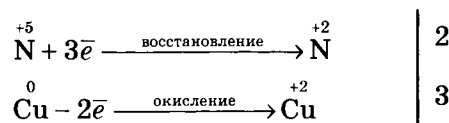
Некоторые атомы изменяют свои степени окисления:



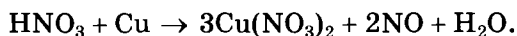
Электронные уравнения данной реакции выглядят следующим образом:



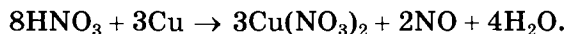
Для того чтобы было соблюдено правило электронного баланса, число отданных и присоединенных электронов должно быть одинаковым. Уравняем эти числа: найдем наименьшее общее кратное числу электронов, отданных медью и принятых азотом, и рассчитаем коэффициенты для меди и азота. Наименьшее общее кратное равно 6. Коэффициент для азота — 2, для меди — 3.



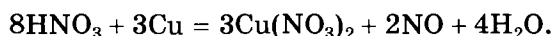
Найденные коэффициенты ставим перед соответствующими формулами в правой части уравнения:



Уравниваем левую и правую части уравнения:



Проверить правильность расстановки стехиометрических коэффициентов удобно, подсчитав число атомов кислорода до и после реакции. В данном уравнении их число равно 24. Стрелку в уравнении реакции можно заменить на знак равенства:



Сильными восстановителями в химических реакциях являются металлы, H_2 , CO , C , H_2S , NH_3 .

Сильными окислителями являются галогены, O_2 , O_3 , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$, $\text{HNO}_{3(\text{конц.})}$.

Последние две кислоты способны даже взаимодействовать с металлами, стоящими в вытеснительном ряду правее водорода, окисляя их.

Тренировочные тестовые задания к разделу 2

Часть 1

При выполнении заданий с выбором ответа обведите кружком номер правильного ответа.

A1. Выберите утверждение, которое определяет массовую часть растворенного вещества в растворе как отношение:

- 1) массы раствора к его объему
- 2) массы растворенного вещества к массе раствора
- 3) массы раствора к массе растворенного вещества
- 4) массы растворенного вещества к массе растворителя

- A2.** Укажите схему реакции, в которой образуется газообразное вещество.
- 1) $\text{Mg}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
 - 2) $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - 3) $\text{CH}_3\text{COONa} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$
 - 4) $\text{Na}_2\text{S} + \text{HCl} \rightarrow$
- A3.** Укажите, между какими парами веществ проходит реакция нейтрализации.
- 1) HCl и NaOH
 - 2) H_2SO_4 и CaCl_2
 - 3) NaOH и NaHCO_3
 - 4) HNO_3 и Ca
- A4.** Определите пару ионов, которые будут находиться в растворе в наименьшей концентрации.
- 1) 3Na^+ и PO_4^{3-}
 - 2) NH_4^+ и Cl^-
 - 3) 3Ba^{2+} и 2PO_4^{3-}
 - 4) 2K^+ и SO_3^{2-}
- A5.** Укажите схему реакции ионного обмена в водном растворе, в результате которой образуется слабый электролит (вода).
- 1) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{HNO}_3 \rightarrow$
 - 2) $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{PO}_4 \rightarrow$
 - 3) $\text{CuSO}_4 + \text{NaOH} \rightarrow$
 - 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{HCl} \rightarrow$
- A6.** Выберите тип химической связи в соединениях, которые имеют в воде высокую растворимость.
- 1) ионная и полярная ковалентная
 - 2) неполярная и полярная ковалентные
 - 3) металлическая
 - 4) ионная и неполярная ковалентная
- A7.** Укажите схему реакции, в которой водород взаимодействует как окислитель.
- 1) $\text{Li} + \text{H}_2 \rightarrow$
 - 2) $\text{N}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ}$
 - 3) $\text{F}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ}$
 - 4) $\text{O}_2 + \text{H}_2 \xrightarrow{t^\circ}$
- A8.** Выберите характеристику, которая отличает растворы от механических смесей.
- 1) переменный состав
 - 2) возможность выделения компонентов физическими методами
 - 3) тепловой эффект при образовании
 - 4) агрегатное состояние
- A9.** Выберите уравнение реакции, которое относится к реакции соединения.
- 1) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$
 - 2) $\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{KOH} = \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 3) $2\text{ZnS} + 3\text{O}_2 = 2\text{ZnO} + 2\text{SO}_2$
 - 4) $2\text{HI} = \text{H}_2 + \text{I}_2$
- A10.** Выберите пару реагентов, которые взаимодействуют по окислительно-восстановительным механизмам.
- 1) кислота и щелочь
 - 2) нерастворимый гидроксид и кислота
 - 3) основной оксид и кислота
 - 4) металл и кислота
- A11.** Укажите химическую реакцию, протекание которой невозможно.
- 1) $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{KCl} \rightarrow$
 - 2) $\text{MgCl}_2 + \text{KOH} \rightarrow$
 - 3) $\text{FeSO}_4 + \text{Cu} \rightarrow$
 - 4) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{SiO}_2 \rightarrow$
- A12.** Укажите продукт реакции между гидроксидом кальция и углекислым газом.
- 1) гидрокарбонат кальция
 - 2) угольная кислота
 - 3) карбид кальция
 - 4) карбонат кальция
- A13.** Какие степени окисления проявляет в реакциях водород?
- 1) +2 и -1
 - 2) -1 и +1
 - 3) -2 и +1
 - 4) -2 и +2
- A14.** Укажите ряд веществ, которые диссоциируют в водном растворе.
- 1) HNO_3 , CO_2 , H_2O
 - 2) NaOH , K_2SO_4 , HCl
 - 3) SO_3 , NaCl , HNO_3
 - 4) CaCl_2 , KOH , N_2
- A15.** Укажите пару ионов, которые принимают участие в реакции между растворами гидроксида калия и серной кислоты.
- 1) K^+ и OH^-
 - 2) H^+ и OH^-
 - 3) 2H^+ и SO_4^{2-}
 - 4) 2K^+ и SO_4^{2-}

A16. Определите ионы, которые образуются при диссоциации в водном растворе сульфата аммония.

- 1) 2NH_4^+ и SO_4^{2-} 2) NH_4^+ и SO_4^{2-} 3) 2NH_4^+ и 2SO_4^{2-} 4) NH_4^+ и 2SO_4^{2-}

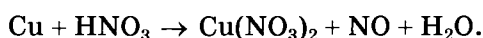
A17. Укажите схему молекулярной реакции, которая соответствует ионному уравнению $2\text{H}^+ + \text{S}^{2-} = \text{H}_2\text{S}$.

- 1) $2\text{HCl} + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$ 2) $\text{H}_2\text{S} + 2\text{NaOH} \rightarrow$ 3) $2\text{NaOH} + \text{FeS} \rightarrow$ 4) $2\text{KCl} + \text{Na}_2\text{S} \rightarrow$

A18. Укажите ряд галогенов, в котором снижается их степень окисления.

- 1) Cl_2O_7 , ClO_2 , Br_2O 3) Br_2O , F_2O , ClO_2
2) Cl_2O_7 , Br_2O , Cl_2O 4) Br_2O , ClO_2 , Cl_2O_7

A19. Выберите утверждение относительно реакции



- 1) азот окисляется
2) медь восстанавливается
3) азот принимает два электрона
4) азот восстанавливается

A20. Выберите схему превращения, описывающую процесс окисления.

- 1) $\text{KMnO}_4 \rightarrow \text{MnO}_2$ 2) $\text{H}_2\text{PO}_4 \rightarrow \text{PH}_3$ 3) $\text{HClO} \rightarrow \text{HCl}$ 4) $\text{CO} \rightarrow \text{CO}_2$

Часть 2

Из предложенного перечня ответов выберите два правильных и обведите их номера.

Цифры выбранных ответов запишите в указанном месте без дополнительных символов.

В1. Выберите реакции, в результате которых можно получить сульфат меди (II).

- $$\begin{array}{ll} 1) \text{CuO} + \text{SO}_2 \rightarrow & 4) \text{Cu}_2\text{O} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \\ 2) \text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{SO}_3 \rightarrow & 5) \text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \\ 3) \text{Cu} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{KOHII}) \rightarrow & \end{array}$$

Ответ: .

В2. Укажите явления, которые наблюдаются при добавлении щелочи к водному раствору хлорида алюминия.

- 1) образуется студенистое вещество
- 2) образуется соединение синего цвета
- 3) выделяется значительное количество тепла
- 4) выделяется газ
- 5) образуется желтый осадок

Ответ: .

В3. Выберите уравнения реакций, которые происходят при обычных условиях.

- $$\begin{array}{ll} 1) \text{Cu} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow & 4) \text{Zn} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \\ 2) \text{Ca} + \text{HCl} \rightarrow & 5) \text{Ag} + \text{O}_2 \rightarrow \\ 3) \text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4(\text{разб.}) \rightarrow & \end{array}$$

Ответ: .

- В4.** Какие функциональные группы входят в состав глюкозы:
 1) карбоксильная 2) гидроксильная 3) оксогруппа 4) аминогруппа
 5) альдегидная

Ответ: _____.

- В5.** Какие качественные реакции характерны для белков?
 1) обесцвечивание бромной воды 4) смена окраски индикатора
 2) ксантопротеиновая 5) биуретовая
 3) реакция серебряного зеркала

Ответ: _____.

- В6.** Определите вещества, которые образуются при спиртовом брожении глюкозы.
 1) углекислый газ 2) метиловый спирт 3) этиловый спирт 4) кислород
 5) водород

Ответ: _____.

- В7.** Какие органические вещества вступают в реакцию этерификации?
 1) карбоновые кислоты 4) альдегиды
 2) предельные углеводороды 5) непредельные углеводороды
 3) спирты

К каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго столбца. Выбранные цифры запишите под соответствующими буквами таблицы. Цифры в ответе могут повторяться.

- В8.** Установите соответствие растворенного вещества и его характеристики в водном растворе.

Вещество	Характеристика вещества в водном растворе
А) хлорид натрия	1) слабый электролит
Б) уксусная кислота	2) сильный электролит
В) ортофосфорная кислота	3) электролит средней силы
	4) неэлектролит

Ответ:

А	Б	В

- В9.** Установите соответствие между уравнениями химических реакций и их типами.

Химические соединения	Типы реакций
А) $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$	1) обмена
Б) $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} =$ $= \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$	2) соединения
В) $\text{MgO} + \text{SO}_3 = \text{MgSO}_4$	3) замещения
	4) разложения

Ответ:

А	Б	В

В10. Установите соответствие между названиями электролитов и ионами, на которые они диссоциируют в водных растворах.

Электролиты	Ионы
А) сульфит железа (III) Б) гидроксид бария В) соляная кислота	1) 2Fe^{3+} и 3SO_3^{2-} 2) Ba^{2+} и 2OH^- 3) H^+ и Cl^- 4) Fe^{2+} и SO_4^{2-}

Ответ:	А	Б	В

В11. Установите соответствие между исходными веществами и продуктами химической реакции.

Схема реакции	Продукты реакции
А) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{ZnCl}_2 \rightarrow$ Б) $\text{Ca} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ В) $\text{CaO} + \text{HCl} \rightarrow$	1) $\text{CaO} + \text{O}_2 \uparrow$ 2) $\text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ 3) $\text{CaCl}_2 + \text{Zn}(\text{OH})_2$ 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$

Ответ:	А	Б	В

В12. Установите соответствие между схемами окислительно-восстановительных реакций и числом электронов, которые принимают участие в этих превращениях.

Химические соединения	Число электронов
А) $\overset{+6}{\text{Cr}} \rightarrow \overset{3+}{\text{Cr}}$ Б) $\overset{+7}{\text{Mn}} \rightarrow \overset{2+}{\text{Mn}}$ В) $\overset{+4}{\text{S}} \rightarrow \overset{6+}{\text{S}}$	1) 5 2) 3 3) 7 4) 2

Ответ:	А	Б	В

В13. Установите соответствие между уравнениями химических реакций и их типами.

Реакции	Типы реакций
А) $\text{ZnO} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Б) $2\text{NaNO}_3 = 2\text{NaNO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$ В) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{H}_2 = 2\text{Fe} + 3\text{H}_2\text{O}$	1) разложения 2) замещения 3) обмена 4) соединения

Ответ:	А	Б	В

B14. Установите соответствие между химическими формулами и классами органических соединений.

Формулы соединений	Классы соединений
А) $\text{CH}_3\text{—COOH}$	1) непредельные углеводороды
Б) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_3$	2) спирты
В) $\text{CH}_2\text{=CH—CH}_3$	3) предельные углеводороды
	4) карбоновые кислоты

Ответ:

А	Б	В

B15. Установите соответствие между формулами солей и названиями их анионов.

Формулы солей	Названия анионов
А) K_3P	1) фосфат
Б) KH_2PO_4	2) гидрофосфат
В) K_2HPO_4	3) дигидрофосфат
	4) фосфид

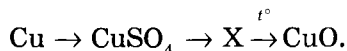
Ответ:

А	Б	В

Часть 3

Для ответов на задания используйте отдельный лист. Запишите сначала номер задания, а затем развернутый ответ к нему.

C1. Дана схема превращений:



Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для второго превращения составьте сокращенное ионное уравнение реакции.

C2. Какая масса оксида кальция потребуется для получения гидроксида кальция массой 37 г?

C3. В трех пронумерованных пробирках без этикеток находятся растворы соляной и азотной кислот, а также раствор нитрата бария. С помощью каких химических реакций можно распознать эти вещества?

Составьте план работы и соответствующие уравнения реакций в ионно-молекулярной форме.

3. Элементарные основы неорганической химии. Представления об органических веществах

- Знать:**
- химическую символику: формулы неорганических и органических веществ различных классов;
 - важнейшие химические понятия: металлы, неметаллы, химические свойства простых веществ: металлов и неметаллов, химические свойства основных классов неорганических соединений, принципы строения и свойства основных классов органических соединений, функциональная группа;
 - смысл основных законов и теорий химии: ряд напряжений металлов, ряд электроотрицательности, генетическая связь неорганических соединений, генетическая связь органических соединений, генетические ряды, теория строения органических соединений А. М. Бутлерова.
- Уметь:**
- называть соединения изученных классов неорганических веществ;
 - называть органические вещества по их формуле: метан, этан, этилен, ацетилен, метанол, этанол, глицерин, уксусная кислота, глюкоза, сахароза;
 - характеризовать химические элементы (от водорода до кальция) на основе их положения в периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностей строения их атомов;
 - характеризовать взаимосвязь между составом, строением и свойствами неорганических веществ;
 - характеризовать химические свойства основных классов неорганических веществ (оксидов, кислот, оснований и солей);
 - описывать взаимосвязь между составом, строением и свойствами отдельных представителей органических веществ;
 - определять возможность протекания реакций некоторых представителей органических веществ: с кислородом, водородом, металлами, водой, основаниями, кислотами, солями.

3.1. Химические свойства простых веществ

3.1.1. Химические свойства простых веществ — металлов: щелочных и щелочноземельных металлов, алюминия, железа

Щелочные металлы

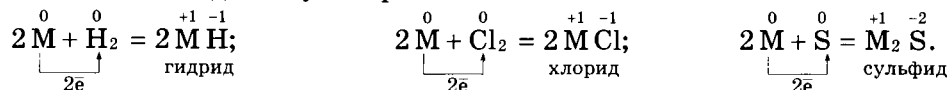
Щелочными металлами называют элементы главной подгруппы I группы периодической системы элементов: литий (Li), натрий (Na), калий (K), рубидий (Rb), цезий (Cs), франций (Fr) (редкий радиоактивный элемент).

Все эти элементы имеют одинаковое строение внешнего энергетического уровня: на нем расположен только один электрон, поэтому щелочные металлы легко отдают свой валентный электрон для образования химических связей. Степень

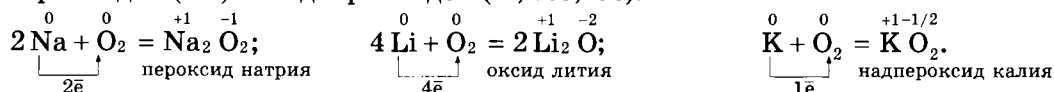
окисления щелочных металлов в соединениях всегда +1. Радиусы атомов щелочных металлов увеличиваются от Li к Cs, следовательно, и восстановительные свойства ярче всего проявляются у Cs.

У щелочных металлов наиболее ярко выражены *металлические свойства* (M в уравнениях реакций — общее обозначение металлов):

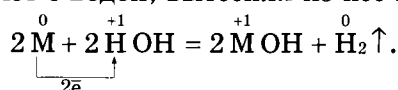
1. Активно взаимодействуют практически со всеми неметаллами:



2. Горят на воздухе (взаимодействие с кислородом) с образованием оксидов (Li), пероксидов (Na) и надпероксидов (K, Rb, Cs):

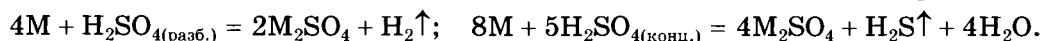


3. Активно взаимодействуют с водой, вытесняя из нее водород и образуя щелочи:

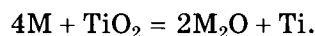


При этом все щелочные металлы с водой реагируют бурно, со взрывом. Исключение — литий, реакция которого с водой происходит спокойно.

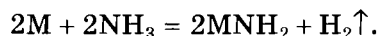
4. Бурно реагируют с кислотами, часто с воспламенением или со взрывом:



5. Вытесняют другие металлы из их оксидов при нагревании:



6. Растворяются в жидком аммиаке и в его производных (аминках, амидах):



Поскольку щелочные металлы обладают высокой химической активностью, в свободном виде в природе они не встречаются. В силу высокой активности эти металлы хранят под слоем керосина, вазелинового масла или в запаянных сосудах.

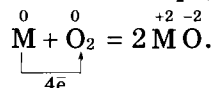
Щелочноземельные металлы

Бериллий (Be), магний (Mg) и щелочноземельные металлы (кальций (Ca), стронций (Sr), барий (Ba) и радий (Ra)) — элементы главной подгруппы II группы периодической системы.

На внешнем энергетическом уровне у этих металлов находятся два электрона, которые они способны легко отдавать, вступая в химические взаимодействия. Таким образом, эти металлы обладают сильными восстановительными свойствами, проявляя в соединениях степень окисления +2. С увеличением порядкового номера сверху вниз в подгруппе увеличивается радиус атомов, следовательно, облегчается отдача валентных электронов для образования химических связей — восстановительные свойства усиливаются.

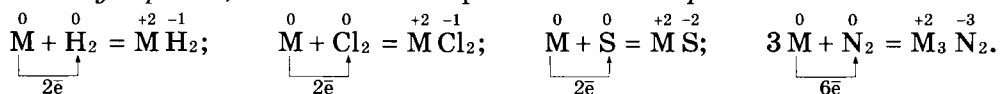
Химические свойства:

1. Горят на воздухе (взаимодействие с кислородом) с образованием оксидов:



Реакция горения магния сопровождается выделением большого количества энергии, в том числе световой (ослепительная вспышка).

2. Взаимодействуют с **неметаллами при нагревании**: с водородом — с образованием *гидридов*, с хлором — с образованием *хлоридов*, с серой — с образованием *сульфидов*, с азотом — с образованием *нитридов*:



3. Взаимодействуют с **водой** при нормальных условиях, образуя малорастворимые (Ca, Sr) и растворимые (Ba) основания; бериллий и магний реагируют с водой при нагревании:

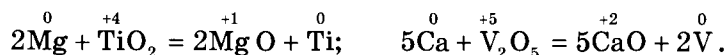


4. Взаимодействуют с **кислотами**:



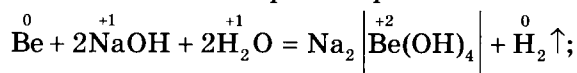
Разбавленная азотная кислота в реакцию с бериллием не вступает — она его инактивирует.

5. Взаимодействуют с **оксидами металлов**. Алюминий, магний и кальций способны восстанавливать редкие металлы — ниобий, тантал, молибден, вольфрам, титан и другие из их оксидов:



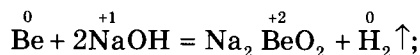
Эти реакции являются экзотермическими, поэтому такие способы получения металлов называют *магнийтермией* и *кальцийтермией*.

Бериллий способен проявлять *амфотерные свойства* — реагировать с водными растворами и расплавами щелочей. Реакция с водными растворами щелочей протекает с образованием солей — *гидроксобериллатов*:



Соли подобного состава называют *комплексными*.

В результате взаимодействия бериллия с расплавами щелочей образуются *диоксобериллаты*:

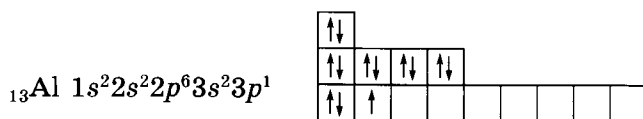


Щелочноземельные металлы являются весьма активными металлами, поэтому их хранят так же, как и щелочные (под слоем керосина, вазелинового масла или в запаянных сосудах).

Алюминий

Алюминий (Al) — элемент главной подгруппы III группы периодической системы Д. И. Менделеева. Он находится в 3-м периоде.

Электронная формула алюминия:



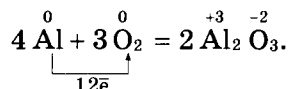
На внешнем энергетическом уровне у атома содержатся три электрона, которые он легко отдает для образования химических связей. Поскольку алюминий находится в 3-м периоде, между валентными электронами и ядром появляется промежуточный заполненный электронный слой ($2s^2 2p^6$), который ослабляет связи валентных электронов с ядром. В результате такого строения алюминий обладает достаточно сильными металлическими (восстановительными) свойствами, в отличие от бора, который расположен во 2-м периоде в той же подгруппе и группе, что и алюминий, но в соединениях проявляет неметаллические свойства.

Почти во всех своих соединениях алюминий имеет степень окисления +3. Металлическая активность алюминия высока, поэтому в вытеснительном ряду металлов он стоит сразу же за щелочными и щелочноземельными металлами. Однако на воздухе при нормальных условиях алюминий инертен, потому что его поверхность покрыта тонкой и прочной оксидной пленкой, защищающей металл от внешних воздействий.

Химические свойства

Алюминий активно проявляет *металлические свойства*:

1. На воздухе при обычных условиях поверхностный слой алюминия реагирует с кислородом (медленное окисление), покрывая металл защитной оксидной пленкой и пассивируя его. При нагревании порошок алюминия активно реагирует с кислородом и горит ярким пламенем:

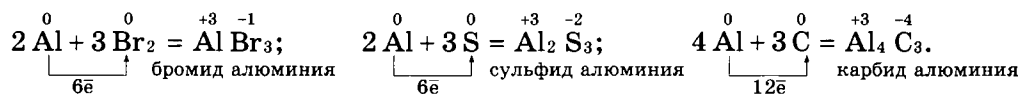


Эта реакция лежит в основе горения бенгальских огней и фейерверков.

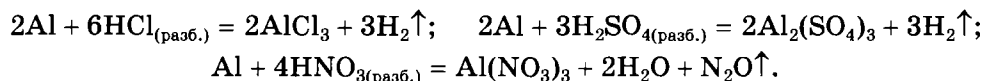
2. Взаимодействует с водой (при условии удаления защитной пленки) с образованием амфотерного гидроксида:



3. Взаимодействует с неметаллами. Для «запуска» этой реакции (кроме реакции с хлором и бромом) необходимо первоначальное нагревание, после чего реакция идет бурно, с выделением теплоты:



4. Взаимодействует с кислотами. Растворяется в разбавленных серной и соляной кислотах, реагирует с разбавленной азотной кислотой:



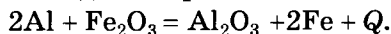
Не вступает в реакцию с концентрированными серной и азотной кислотами. Эти кислоты пассивируют алюминий, образуя на его поверхности защитную оксидную пленку. Поэтому эти кислоты транспортируют в алюминиевых емкостях.

5. Взаимодействует с оксидами металлов — вытесняет металлы, обладающие более слабыми восстановительными свойствами из их оксидов. Поскольку эта реакция сопровождается выделением большого количества теплоты, процесс получил название *алюмотермии*, или *алюминотермии*:

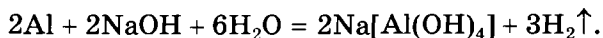


Таким образом получают металлы — хром, марганец, титан, ванадий, цирконий — из их оксидов.

Алюмотермическая реакция используется при сварке стальных изделий. Порошковую смесь алюминия с Fe_2O_3 — оксидом железа (*термит*) — поджигают для «запуска» экзотермической реакции. При реакции выделяется большое количество теплоты, достаточное для сварки:



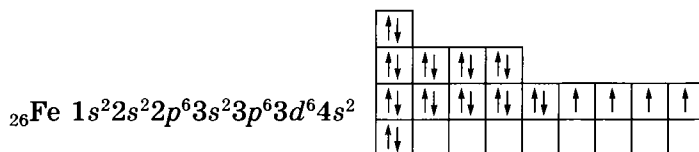
Алюминий способен проявлять *амфотерные свойства*. Он вступает в реакции с растворами щелочей, образуя комплексные соли — *алюминаты*:



Железо

Железо является элементом побочной подгруппы VIII группы периодической системы Д. И. Менделеева. Железо находится в 4-м периоде.

Электронная формула железа:



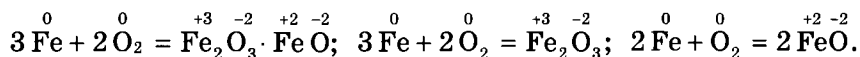
На внешнем энергетическом уровне у железа находятся 2 *s*-электрона. Предпоследний (третий) уровень у железа заполнен не полностью и содержит 6 *d*-электронов из 10 возможных, поэтому атом железа проявляет металлические (восстановительные) свойства, отдавая *s*-электроны последнего уровня и *d*-электроны предпоследнего уровня для образования химических связей.

Железо относится к *переходным* элементам — элементам, у которых электроны заполняют предпоследний *d*-уровень. В соединениях железо проявляет три степени окисления: +2, +3 и +6. Число электронов, которые атом железа отдает при химических взаимодействиях, зависит от окислительной способности реагирующих с ним веществ. Максимальную положительную степень окисления +6 железо проявляет в составе анионов комплексных солей — *фerrатов* (FeO_4^{2-}).

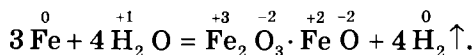
Химические свойства

Металлические свойства железо проявляет в ходе следующих реакций:

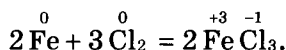
1. Взаимодействие с кислородом при нагревании. При сгорании железа на воздухе образуется железная окалина $\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot \text{FeO}$, при сгорании его в чистом кислороде — оксид Fe_2O_3 , при пропускании паров воздуха через раскаленное железо — оксид FeO :



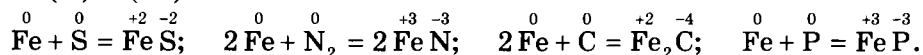
2. Взаимодействие с парами воды при 700—900 °C:



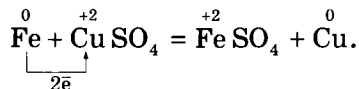
3. Взаимодействие с галогенами с образованием галогенидов (фторидов, хлоридов, бромидов). В этих соединениях степень окисления железа +3:



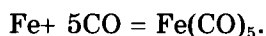
4. Взаимодействие с неметаллами при нагревании: с серой с образованием сульфида железа (II), с азотом с образованием нитрида железа (III), с углеродом с образованием карбида железа (II), с фосфором с образованием фосфидов железа (II) и (III):



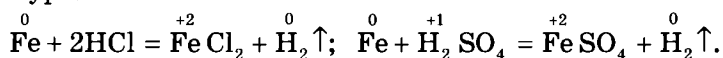
5. Взаимодействие с водными растворами солей при комнатной температуре. В соответствии с положением железа в вытеснительном ряду металлов оно может вытеснять металлы, стоящие правее него, из водных растворов их солей:



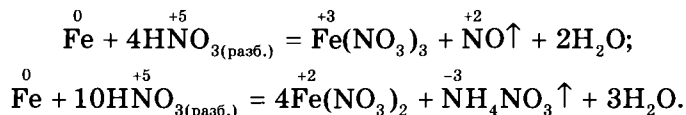
6. Взаимодействие с оксидом углерода (II) при повышенном давлении с образованием пентакарбонила:



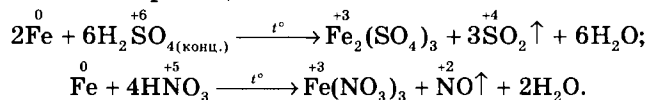
7. Взаимодействие с разбавленными кислотами (серной и соляной) при комнатной температуре:



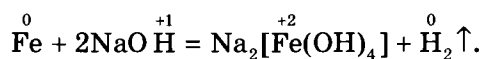
8. Взаимодействие с разбавленной азотной кислотой. В зависимости от концентрации кислоты образуются разные продукты восстановления азота и окисления железа:



9. Взаимодействие с концентрированными кислотами (серной и азотной). При комнатной температуре эти кислоты пассивируют железо. При нагревании происходят химические реакции:



Железо также может проявлять амфотерные свойства — реагировать с растворами щелочей с образованием комплексной соли — гидроферрата:

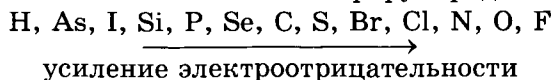


3.1.2. Химические свойства простых веществ — неметаллов: водорода, кислорода, галогенов, серы, азота, фосфора, углерода, кремния

Общая характеристика неметаллов

Неметаллы, в отличие от металлов, имеют небольшие радиусы атомов и значительное количество электронов на внешнем энергетическом уровне (от 4 до 8). Поэтому неметаллам легче притягивать валентные электроны для заполнения своих внешних орбиталей. Таким образом, неметаллы проявляют окислительные свойства.

Окислительные свойства неметаллов возрастают с уменьшением радиуса атома и увеличением количества электронов на внешнем энергетическом уровне. Усиление окислительных свойств неметаллов иллюстрирует ряд электроотрицательности:



Самый сильный окислитель среди неметаллов — фтор. В химических реакциях он проявляет исключительно окислительные свойства. Кислород также является сильным окислителем, восстановительные свойства он проявляет только в отношении фтора. Остальные неметаллы при различных химических взаимодействиях способны проявлять как окислительные, так и восстановительные свойства.

Характерной чертой неметаллов является их *способность к аллотропии*. Причина аллотропии может быть как в разном строении кристаллических решеток (например, простое вещество белый фосфор (P₄) с молекулярной кристаллической решеткой и простое вещество красный фосфор (P) с атомной кристаллической решеткой образованы одним и тем же элементом — фосфором), так и в разном количестве атомов элемента в молекулах простых веществ (например, элемент кислород образует два простых вещества — газы кислород O₂ и озон O₃, различные по физическим и химическим свойствам).

Водород

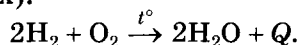
Водород в периодической системе занимает сразу два положения: в главной подгруппе I группы (вместе со щелочными металлами) и в главной подгруппе VII группы (вместе с галогенами). Такая двойственность положения водорода определена строением его атома. На внешнем энергетическом уровне водород содержит один s-электрон, который он может легко отдавать в химических реакциях, проявляя при этом восстановительные свойства и степень окисления +1, подобно щелочным металлам. С другой стороны, для завершения внешнего энергетического уровня водороду не хватает также всего одного электрона, и он способен принимать валентные электроны более сильных восстановителей (металлов) для завершения своего внешнего слоя. При этом водород, подобно галогенам, проявляет окислительные свойства и степень окисления -1.

Простое вещество — газ водород состоит из двух атомов элемента, соединенных ковалентной неполярной связью. Распознать присутствие водорода можно по характерному хлопку (взрыву), который возникает при поднесении горячей спички к сосуду с водородом или смесью водорода с воздухом.

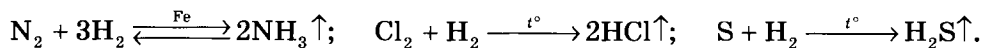
Химические свойства

Восстановительные свойства:

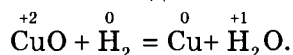
- 1. Реакция горения.** Если к струе водорода, выходящей из узкого отверстия, поднести зажженную спичку, то водород загорается несветящимся пламенем. А при поджигании смеси 2 объемов водорода с 1 объемом кислорода (гремучий газ) происходит взрыв и реакция сопровождается выделением большого количества тепла (это свойство используют при сварке и резке металлов и в реактивных двигателях):



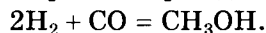
- 2. Взаимодействие с неметаллами:**



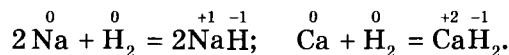
3. Восстановление металлов из их оксидов:



4. Реакция с оксидом углерода (II) при сильном нагревании. В результате реакции образуется метиловый спирт — сырье для органического синтеза:



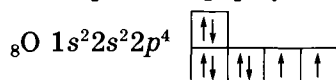
Окислительные свойства водорода — взаимодействие с металлами с образованием гидридов:



Кислород

Кислород — элемент главной подгруппы VI группы периодической системы Д. И. Менделеева (элементы этой подгруппы иначе называют *халькогенами*).

Электронная формула кислорода:

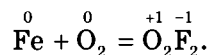


На внешнем энергетическом уровне у атома кислорода находятся 2 *s*- и 4 *p*-электрона. Таким образом, для завершения внешнего уровня кислороду необходимо принять всего лишь два электрона. Практически при всех химических взаимодействиях кислород достраивает свой внешний уровень, проявляя окислительные свойства и степень окисления -2 . Исключение — реакция с более сильным окислителем (фтором), в которой кислород выступает восстановителем.

Простое вещество — газ кислород O_2 . Кислород также способен образовывать аллотропную модификацию — газ озон O_3 . Озон является более сильным окислителем, чем кислород.

Химические свойства

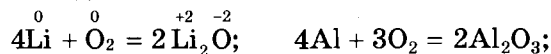
Восстановительные свойства кислорода проявляются в реакции со фтором, которая протекает при тлеющем электрическом разряде и температуре -192°C . Образующийся в результате реакции фторид кислорода является химически нестабильным:



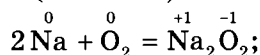
Окислительные свойства кислорода. При химических взаимодействиях кислород проявляет степень окисления $+2$ (исключение — пероксиды).

1. Взаимодействие с металлами:

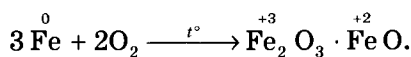
а) с образованием оксидов:



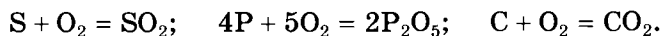
б) с образованием пероксидов (с Na и K):



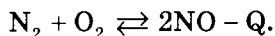
в) с образованием окалины (с железом):



2. Взаимодействие с неметаллами:



Все реакции с участием кислорода проходят с выделением теплоты, то есть являются экзотермическими. Лишь взаимодействие азота с кислородом представляет собой эндотермический процесс, протекающий при 1200 °С или при электрическом разряде:



3. Взаимодействие со сложными веществами с образованием оксидов:



Галогены

Элементы главной подгруппы VII группы периодической системы Д. И. Менделеева имеют общее название — галогены (фтор (F), хлор (Cl), бром (Br), йод (I), астат (At)).

На внешнем энергетическом уровне у галогенов находятся 7 электронов (2 s-электрона и 5 p-электронов), поэтому в ходе химических взаимодействий они активно присоединяют электроны для завершения внешнего слоя. Таким образом, все галогены — типичные неметаллы и сильные окислители.

В свободном состоянии галогены представляют собой молекулярные вещества, в двухатомных молекулах которых атомы элемента соединены между собой ковалентной неполярной химической связью.

Химическая активность галогенов ослабевает с увеличением радиусов атомов — от фтора к йоду сверху вниз в подгруппе. Аналогично усиливаются восстановительные свойства галогенов (от хлора к йоду).

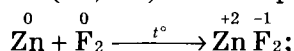
Самый сильный окислитель — фтор в любых взаимодействиях проявляет только одну степень окисления –1. Остальные галогены при взаимодействиях с более электроотрицательными элементами могут проявлять положительные степени окисления: +1; +3; +5; +7. Каждый галоген — самый сильный окислитель в своем периоде.

Химические свойства

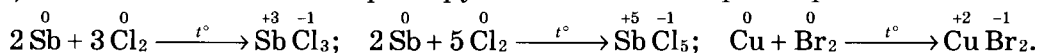
Окислительные свойства:

1. Взаимодействие с металлами с образованием галогенидов металлов — солей с ионной кристаллической решеткой:

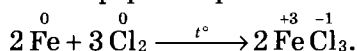
а) фтор с большинством металлов реагирует при обычных условиях, а при нагревании способен вступать в реакции даже с золотом, серебром и платиной; некоторые металлы (Al, Zn) в атмосфере фтора горят:



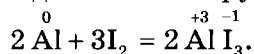
б) большинство галогенов реагируют с металлами при нагревании:



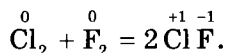
Порошок железа горит в атмосфере хлора:



Взаимодействие металлов с йодом активизируется в присутствии воды:



2. Окисление фтором. При нагревании фтор способен окислять все остальные галогены:

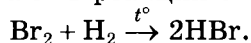


3. Взаимодействие с неметаллами:

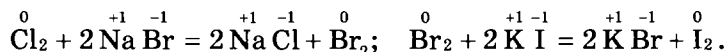
а) фтор реагирует с неметаллами при обычных условиях. Эти реакции происходят с выделением тепла, а реакция с водородом — со взрывом:



б) остальные галогены вступают в реакции с неметаллами при нагревании:



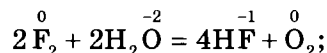
4. **Восстановление галогенов из их солей.** Галогены, являющиеся более сильными окислителями, способны восстанавливать менее активные галогены из растворов галогенидов металлов:



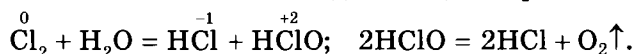
Фтор в эту реакцию не вступает, так как вследствие высокой активности в растворе сразу начинает реагировать с водой.

5. Взаимодействие с водой:

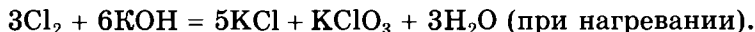
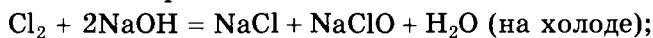
а) фтор восстанавливает из воды водород, при этом кислород выступает восстановителем:



б) хлор с водой образует две кислоты: хлороводородную и хлорноватистую (хлорноватистая кислота — нестойкое соединение, которое легко разлагается):



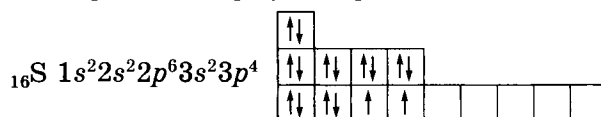
6. **Взаимодействие со щелочами.** Хлор способен взаимодействовать со щелочами с образованием солей хлорноватистой кислоты:



Сера

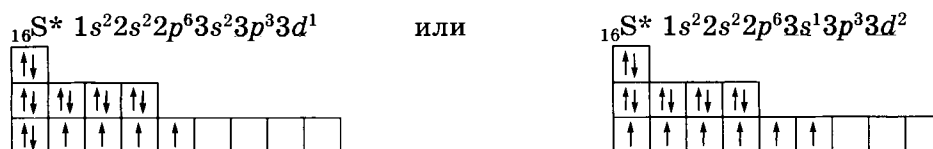
Сера — элемент главной подгруппы VI группы периодической системы Д. И. Менделеева.

Электронная формула серы:



Как и атом кислорода, атом серы на внешнем энергетическом уровне содержит 6 электронов, из которых 2 неспаренные. Однако радиус атома серы больше, чем у атома кислорода, следовательно, окислительные свойства у серы проявляются не так выражено, как у кислорода.

При химических взаимодействиях атом серы способен переходить в возбужденное состояние, при этом используются незанятые энергетические орбитали 3d-уровня:



Следовательно, в химических взаимодействиях сера может проявлять степени окисления +2, +4 и +6, демонстрируя восстановительные свойства.

При взаимодействии с элементами, обладающими более выраженными восстановительными свойствами (водород, металлы), сера проявляет окислительные свойства: атом серы достраивает свой внешний уровень, образуя соединения со степенью окисления -2 .

Аллотропные видоизменения

Простое вещество сера (S) имеет несколько аллотропных видоизменений, отличающихся строением кристаллической решетки.

Например, *ромбическая сера* (S₈) состоит из циклических молекул в форме октаэдров. Это наиболее устойчивая аллотропная модификация серы, в нее превращаются при комнатной температуре все остальные аллотропные видоизменения этого элемента.

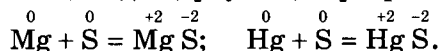
Моноклинная сера (S₈) имеет линейную кристаллическую решетку, образуется при кристаллизации расплава серы. *Пластическая сера* — аморфное вещество, образующееся при охлаждении расплавленной серы в жидкости.

Химические свойства

Окислительные свойства:

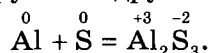
1. Взаимодействие с металлами:

а) при обычных условиях взаимодействует со всеми щелочными и щелочно-земельными металлами, медью, ртутью, серебром:

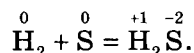


Реакция серы со ртутью используется для удаления разлившейся ртути (имеющей ядовитые пары) с поверхности. В этом случае ртуть посыпают порошком серы, и процесс носит название *демеркуризация*;

б) при нагревании сера реагирует и с другими металлами: Zn, Al, Fe:

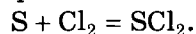


2. Взаимодействие с водородом:

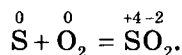


Восстановительные свойства:

1. Взаимодействие с неметаллами — при нагревании взаимодействует практически со всеми неметаллами, кроме азота и йода:



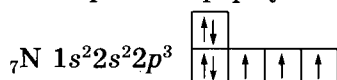
2. В кислороде горит синим пламенем:



Азот

Азот — элемент главной подгруппы V группы периодической системы Д. И. Менделеева.

Электронная формула азота:



На внешнем энергетическом уровне атома азота находятся 5 электронов, из которых 3 неспарены. Для завершения уровня азоту необходимо присоединить

еще 3 электрона. Следовательно, азот может вступать во взаимодействия с элементами-восстановителями, приобретая степень окисления -3 (аммиак, нитриды металлов).

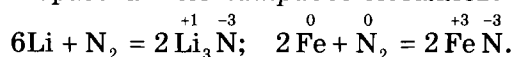
С другой стороны, азот может отдавать валентные электроны для образования химических связей, проявлять восстановительные свойства, приобретая в соединениях степени окисления $+1$, $+2$, $+3$, $+4$ и $+5$.

В свободном состоянии азот — газ, в молекуле которого два атома соединены тройной ковалентной неполярной связью $N \equiv N$.

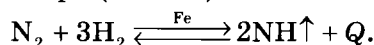
Химические свойства

Окислительные свойства:

1. Взаимодействие с металлами. При нормальных условиях азот взаимодействует только с литием, с остальными металлами реакция происходит при высоких температурах с образованием *нитридов* металлов:

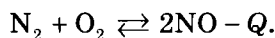


2. Взаимодействие с водородом происходит при высокой температуре, давлении и в присутствии катализатора (железа):



Восстановительные свойства.

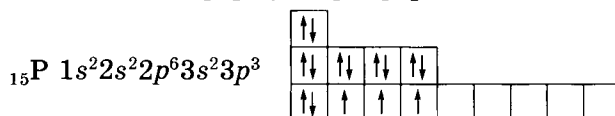
При температуре электрической дуги азот реагирует с кислородом, реакция проходит с поглощением энергии:



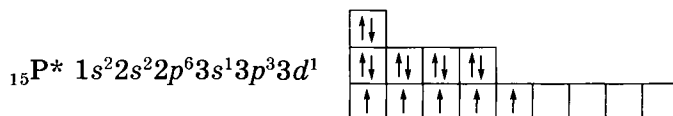
Фосфор

Фосфор — элемент главной подгруппы V группы периодической системы Д. И. Менделеева.

Электронная формула фосфора:



На внешнем энергетическом уровне у атома фосфора, как и у атома азота, находятся 5 электронов, однако по сравнению с атомом азота атом фосфора имеет больший радиус, следовательно, его восстановительные свойства выражены более ярко. Кроме того, атом фосфора может переходить в возбужденное состояние, используя незанятую $3d$ -орбиталь:



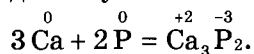
В качестве окислителя при взаимодействиях с более сильными восстановителями — металлами, фосфор приобретает степень окисления -3 . Фосфору наиболее свойственна степень окисления $+5$. А соединение фосфора с водородом (газ фосфин PH_3) тот редкий случай, когда ковалентная связь между различными атомами неполярна в силу того, что значения электроотрицательности фосфора и водорода практически равны.

Аллотропные видоизменения

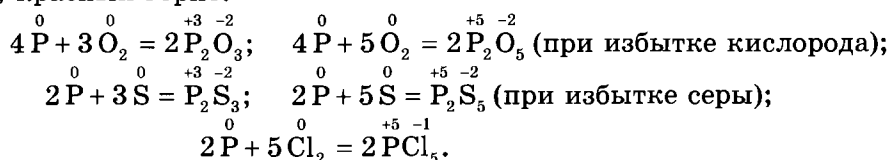
Простое вещество фосфор существует в трех аллотропных модификациях: *белый фосфор* (P_4), имеющий молекулярную кристаллическую решетку, *красный фосфор* (P_n) с атомной кристаллической решеткой и *черный фосфор* (P_n) с атомной слоистой кристаллической решеткой. Наиболее активен среди них *белый фосфор* (ядовитое вещество).

Химические свойства

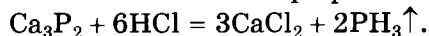
Окислительные свойства фосфора проявляются при взаимодействии с **металлами**. Белый фосфор взаимодействует с металлами с образованием *фосфидов*:



Восстановительные свойства фосфора проявляются при взаимодействии с неметаллами (кислородом, галогенами, серой). Белый фосфор воспламеняется на воздухе, красный горит:



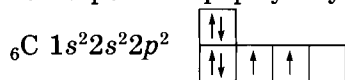
Фосфин можно получить только косвенно при разложении фосфидов металлов:



Углерод

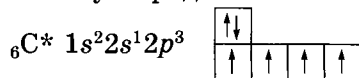
Углерод — элемент главной подгруппы IV группы периодической системы Д. И. Менделеева.

Электронная формула углерода:



Атом углерода содержит на внешнем энергетическом уровне 4 электрона, из которых 2 неспарены. Для завершения внешнего уровня он может принимать 4 электрона, приобретая степень окисления -4 и проявляя окислительные свойства. Также атом углерода в химических взаимодействиях может выступать в роли восстановителя со степенью окисления $+2$.

Атом углерода способен переходить в возбужденное состояние:



Вступая в химические взаимодействия в таком состоянии, атом углерода проявляет восстановительные свойства, приобретая степень окисления $+4$.

Аллотропные видоизменения

Алмаз, графит, карбин, фуллерены различаются строением кристаллической решетки. У алмаза атомная тетраэдрическая кристаллическая решетка, что обуславливает твердость этой аллотропной модификации углерода. У графита атомная кристаллическая решетка имеет слоистое строение. Карбин имеет линейное строение ($-\text{C}\equiv\text{C}-$ или $=\text{C}=\text{C}=\text{C}=$). Фуллерены представляют собой молекулярные соединения с молекулами в виде выпуклых замкнутых многогранников. Сажа и древесный уголь сходны по строению с графитом.

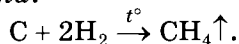
Химические свойства

Окислительные свойства:

1. Взаимодействие с **металлами** при нагревании с образованием *карбидов*:



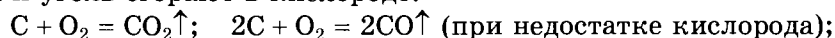
2. Взаимодействие с **водородом** при нагревании и с участием никелевого катализатора с образованием *метана*:



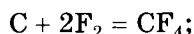
Восстановительные свойства:

1. Взаимодействие с **неметаллами**:

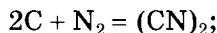
а) сажа и уголь сгорают в кислороде:



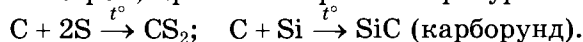
б) взаимодействие с галогенами:



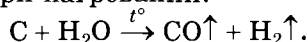
в) взаимодействие с азотом при воздействии электрического разряда с образованием *дициана*:



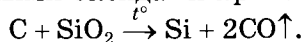
г) взаимодействие с серой, кремнием при температуре:



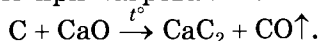
2. Взаимодействие с **водой** при нагревании:



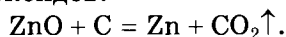
3. Взаимодействие с **кислотными оксидами** при нагревании:



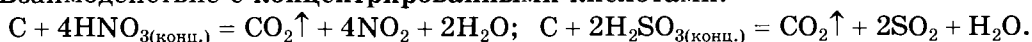
4. Взаимодействие с **известью** при нагревании:



5. Взаимодействие с **оксидами металлов** (цинка, меди, железа, свинца). Восстанавливает металлы из их оксидов:



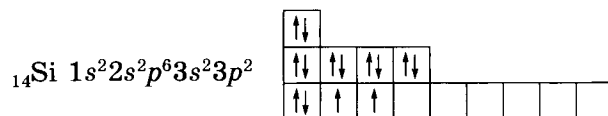
6. Взаимодействие с **концентрированными кислотами**:



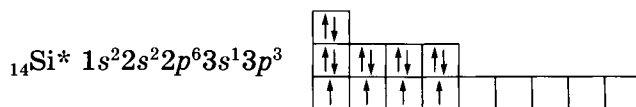
Кремний

Кремний — элемент главной подгруппы IV группы периодической системы Д. И. Менделеева.

Электронная формула кремния:



На внешнем энергетическом уровне у кремния, как и у углерода, находится 4 электрона. Радиус атома кремния больше радиуса атома углерода, следовательно, его восстановительные свойства проявляются ярче. Кремний способен вступать во взаимодействия с металлами, проявляя при этом окислительные свойства и приобретая степень окисления -4 . Атом кремния также способен переходить в возбужденное состояние:

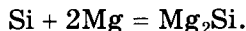


Как восстановитель кремний приобретает степени окисления +2 и +4.
При обычных условиях кремний довольно инертен, что объясняется высокой прочностью его кристаллической решетки.

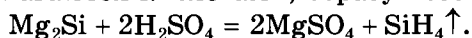
Химические свойства

Окислительные свойства:

Взаимодействие с металлами, в результате которых образуются *силициды* (с водородом кремний напрямую не взаимодействует):



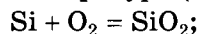
Силициды легко разлагаются кислотами, образуя бесцветный газ *силан*:



Восстановительные свойства:

1. Взаимодействие с неметаллами:

а) с кислородом при высокой температуре (горение):



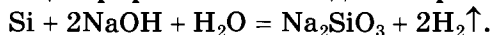
б) с галогенами при нагревании (только реакция со фтором идет при обычных условиях):



в) с углеродом и серой при нагревании:



2. Взаимодействие с концентрированными водными растворами щелочей:



3.2. Химические свойства сложных веществ

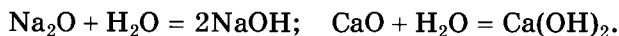
3.2.1. Химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных

Основные оксиды

Основным оксидам соответствуют основания. Такие оксиды образуют металлы, валентность которых меньше 4 (Na_2O , Li_2O , CaO , MgO , FeO , NiO и др.).

Реакции, характерные для основных оксидов

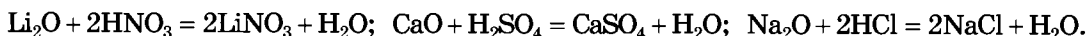
1. Взаимодействие с водой оксидов щелочных и щелочноземельных металлов с образованием щелочей:



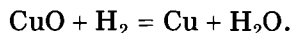
2. Взаимодействие с кислотными оксидами:



3. Взаимодействие с кислотами:



4. Взаимодействие с простыми веществами. Некоторые основные оксиды при высокой температуре вступают в реакции с водородом, углеродом и более активными металлами. При таких реакциях металл восстанавливается из оксида:

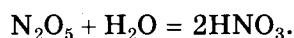
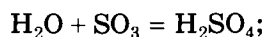


Кислотные оксиды

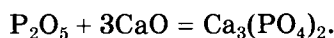
Кислотным оксидам соответствуют кислоты. Большинство кислотных оксидов при взаимодействии с водой образуют кислоты. Такие оксиды образуют как неметаллы, так и металлы побочных подгрупп, способные проявлять разные степени окисления в химических соединениях. С увеличением степени окисления атомов металлов побочных подгрупп основные свойства их оксидов и гидроксидов уменьшаются, а кислотные — усиливаются. В качестве примера можно привести разные оксиды хрома — металла побочной подгруппы VI группы 4-го периода: CrO — основной оксид, Cr_2O_3 — амфотерный оксид, CrO_3 — кислотный оксид, ему соответствуют H_2CrO_4 — хромовая кислота и $\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$ — двухромная кислота.

Реакции, характерные для кислотных оксидов

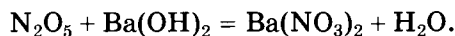
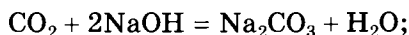
1. Взаимодействие с водой:



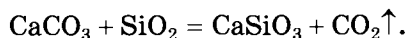
2. Взаимодействие с основными оксидами:



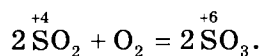
3. Взаимодействие с основаниями:



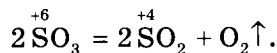
4. Взаимодействие с солями при нагревании:



5. Взаимодействие с простыми веществами. Некоторые кислотные оксиды способны окисляться кислородом. При этом оксидообразующий элемент повышает свою степень окисления:



6. При высокой температуре некоторые оксиды могут разлагаться. При этом образуются кислород и оксид элемента с более низкой степенью окисления:

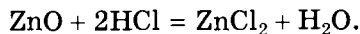


Амфотерные оксиды

Амфотерным оксидам (Al_2O_3 , ZnO , Fe_2O_3) соответствуют амфотерные гидроксиды. В щелочной среде амфотерные оксиды проявляют кислотные свойства, в кислой среде — щелочные.

Реакции, характерные для амфотерных оксидов

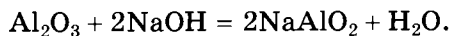
1. Взаимодействие с кислотами:



2. Взаимодействие с растворами оснований с образованием комплексных солей — *алюминатов* (при реакциях с оксидом алюминия), *ферратов* (при реакциях с оксидом железа), *цинкатов* (при реакциях с оксидом цинка):



3. Взаимодействие с расплавами оснований с образованием комплексных солей:



3.2.2. Химические свойства оснований

Щелочи

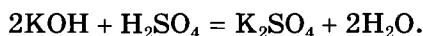
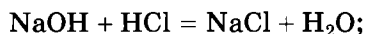
Щелочи — это растворимые в воде гидроксиды щелочных и щелочноземельных металлов. В химических взаимодействиях они проявляют сильные основные свойства, взаимодействуют с кислотами, с кислотными оксидами, с солями, с амфотерными оксидами, с неметаллами.

Химические свойства

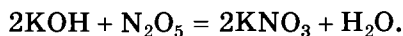
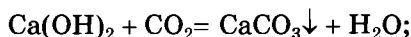
1. В водных растворах щелочи полностью диссоциируют на катионы металла и гидроксид-анионы, обеспечивая раствору сильную щелочную среду:



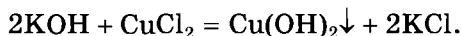
2. Взаимодействие с кислотами с образованием соли и воды (*реакция нейтрализации*):



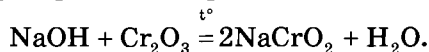
3. Взаимодействие с кислотными оксидами с образованием соли и воды:



4. Взаимодействие с солями с образованием нерастворимых оснований:

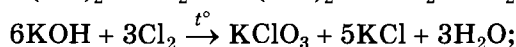
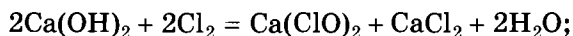


5. Взаимодействие с амфотерными гидроксидами:



6. Взаимодействие с галогенами:

а) при нагревании:



б) в охлаждаемом растворе:

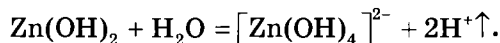


Амфотерные гидроксиды

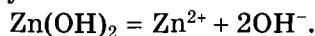
Амфотерные гидроксиды проявляют двойственные свойства: в кислой среде они ведут себя как основания, а в щелочной — как кислоты. Поэтому амфотерные гидроксиды проявляют свойства как оснований (взаимодействие с кислотами с образованием солей, содержащих катионы металла), так и кислот (взаимодействие со щелочами с образованием комплексных солей, в которых металл входит в состав аниона).

Химические свойства

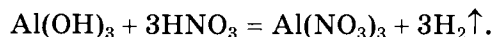
1. В щелочной среде диссоциируют по кислотному типу:



В кислой среде диссоциируют как основания:



2. Взаимодействие с кислотами:



3. Взаимодействие со щелочами:



4. Разложение при нагревании нерастворимых гидроксидов:

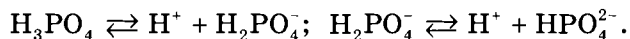


3.2.3. Химические свойства кислот

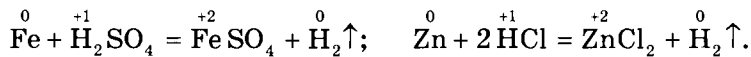
Химические свойства кислот определяются наличием в их составе атомов водорода. Растворяясь в воде, кислоты диссоциируют с образованием катиона водорода, придающего раствору кислую среду. В химических взаимодействиях кислоты проявляют кислотные свойства.

Химические свойства

1. Электролитическая диссоциация в водных растворах (для двух- и трехосновных кислот проходит ступенчато):

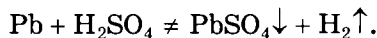


2. Взаимодействие с металлами, которые вытесняют из кислот водород, с образованием солей:



Это свойство кислот имеет ряд особенностей:

- ртуть и серебро не реагируют с соляной кислотой;
- при взаимодействии некоторых кислот с металлами на их поверхности образуется солевая пленка, которая покрывает поверхность металла и пассивирует его:

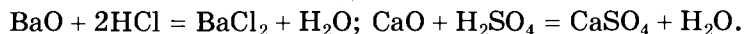


В этом случае нерастворимый сульфат свинца (II) прекращает доступ кислоты к металлу и реакция прекращается. Так, большинство тяжелых металлов практически не взаимодействуют с фосфорной, угольной и сероводородной кислотами;

- концентрированная серная кислота и азотная кислота любой концентрации реагируют с металлами иным образом.

Эти особенности свойств азотной и концентрированной серной кислот обусловлены тем, что при их взаимодействии с простыми веществами (металлами и неметаллами) окислителями выступают не катионы H^+ , а нитрат- и сульфат-ионы. В результате таких реакций образуется не водород H_2 , а получаются другие вещества: обязательно соль и вода, а также один из продуктов восстановления нитрат- или сульфат-ионов в зависимости от концентрации кислот, положения металла в ряду напряжений и условий реакции (температуры, степени измельченности металла и т. д.).

3. Взаимодействие с основными оксидами:



4. Взаимодействие с основаниями:



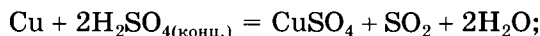
5. Взаимодействие с солями происходит в соответствии с условным рядом силы кислот: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , H_2SO_3 , H_2S , H_2SiO_3 , H_3PO_4 (каждая предыдущая кислота может вытеснить из соли последующую):



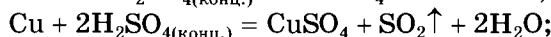
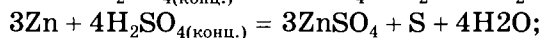
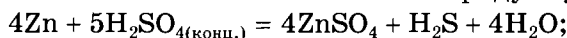
Кислоты, которые проявляют сильные окислительные свойства (серная, азотная), в разбавленном состоянии проявляют свойства, типичные для кислот. Но **концентрированные сильные кислоты отличаются по свойствам от разбавленных:**

1. При взаимодействии концентрированной серной кислоты с металлами водород не выделяется:

- а) с металлами, стоящими правее водорода (Cu , Hg , Ag), реакция протекает следующим образом:

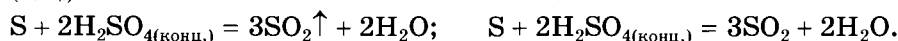


- б) с металлами, находящимися в ряду напряжений левее водорода, концентрированная серная кислота восстанавливается до S , SO_2 или H_2S . Это определяется положением металла в вытеснительном ряду и условиями реакции:

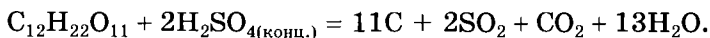


- в) концентрированная серная кислота не взаимодействует с железом и алюминием — она пассивирует эти металлы, покрывая их защитной оксидной пленкой.

2. $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ взаимодействует с неметаллами при нагревании:

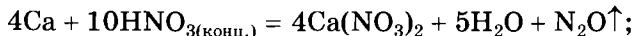


3. Концентрированная серная кислота вступает в реакцию с органическими соединениями, вытягивая из них воду и обугливая их; способна вызывать сильные ожоги:

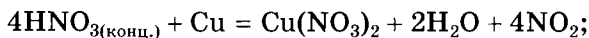


4. При реакции с металлами азотной кислоты (как разбавленной, так и концентрированной) водород также не выделяется, поскольку и в концентрированном, и в разбавленном состоянии эта кислота имеет сильные окислительные свойства. При ее взаимодействии с металлами образуются нитраты металла и разные продукты восстановления азота (N_2O , NO_2 , NH_4OH) в зависимости от металла и концентрации кислоты:

- а) концентрированная азотная кислота со щелочными и щелочноземельными металлами:

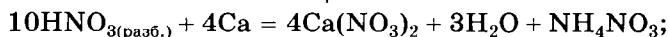


- б) концентрированная азотная кислота с тяжелыми металлами:

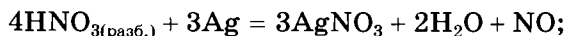


- в) концентрированная азотная кислота с Fe , Cr , Al , Au , Pt в реакции не вступает — она пассивирует эти металлы;

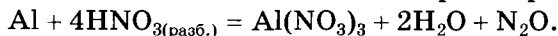
- г) разбавленная азотная кислота с щелочноземельными металлами и Zn :



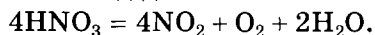
- д) разбавленная азотная кислота с тяжелыми металлами:



- е) разбавленная азотная кислота с алюминием при нагревании:



5. Азотная кислота разлагается под действием тепла и света:

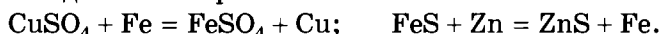


3.2.4. Химические свойства средних солей

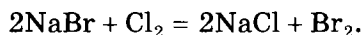
Поскольку соли являются продуктами замещения атомов водорода на атомы металла в кислоте, их химические свойства определяются как свойствами металла, так и свойствами кислотного остатка. Средние соли образуются при полном замещении атомов водорода на атомы металла.

Химические свойства

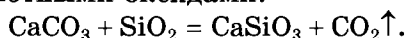
1. **Взаимодействие с металлами.** Каждый металл, стоящий левее в ряду напряжений металлов (вытеснительный ряд), способен вытеснять металлы, стоящие правее, из их солей. Следует помнить, что в водных растворах солей щелочные и щелочноземельные металлы с солями реагировать не будут, поскольку сразу же вступят в реакцию с водой. Поэтому для них справедливо это утверждение только при взаимодействии с расплавами солей менее активных металлов:



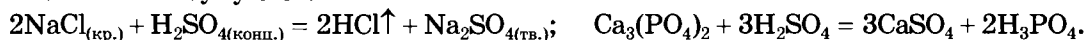
2. **Взаимодействие с неметаллами.** Более активные окислители могут вытеснять менее активные неметаллы из солей:



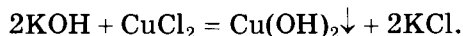
3. **Взаимодействие с кислотными оксидами:**



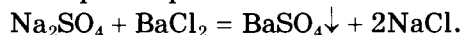
4. **Взаимодействие с кислотами.** Эти реакции обычно проводят, воздействуя кислотой на сухую соль:



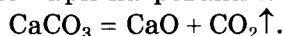
5. **Взаимодействие с водными растворами щелочей.** В результате реакции получается нерастворимое основание:



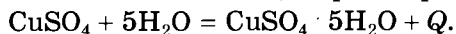
6. **Взаимодействие с другими солями** — реакции ионного обмена, в результате которых получается слабо растворимая соль:



7. **Разложение некоторых солей при нагревании:**



8. **Взаимодействие с водой.** Некоторые соли способны химически связывать молекулы воды, образуя *кристаллогидраты*. Так, при растворении кристаллического сульфата меди в воде происходит химическая реакция образования медного купороса. При этом изменяется цвет раствора и идет выделение тепла:



При выпаривании раствора выделяется комплексная соль — кристаллогидрат медный купорос.

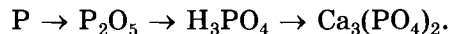
3.3. Взаимосвязь различных классов неорганических соединений

В человеческом организме и в окружающем человека мире постоянно проходят химические взаимодействия разных веществ: из простых веществ образу-

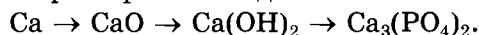
ются сложные, из сложных — простые, вещества одних классов превращаются в вещества других классов.

Связь между различными классами неорганических соединений называют *генетической*. Она иллюстрирует возможность перехода веществ одного класса в вещества другого класса.

Например, из простого вещества фосфора можно получить его кислотный оксид, из него — кислоты, а из кислоты — соль:



Из металла кальция можно получить основной оксид, при его растворении в воде образуется щелочь, которая при взаимодействии с кислотой превратится в соль:



Таким образом, мы разными путями получили одну и ту же соль.

Генетическую связь между основными классами неорганических соединений можно проиллюстрировать схемами:

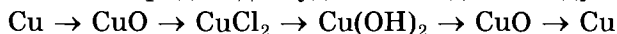
неметалл → кислотный оксид → кислота → соль

металл → основной оксид → основание → соль

Вещества различных классов, образованные одним и тем же элементом и связанные взаимопревращениями, объединяют в *генетические ряды*.

Генетический ряд — это совокупность веществ разных классов, являющихся соединениями одного химического элемента, которые связаны взаимопревращениями и происходят одно из другого.

Например, генетический ряд меди будет выглядеть следующим образом:



При составлении генетических рядов следует придерживаться следующих правил:

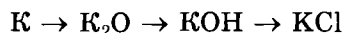
1. В генетическом ряду химического элемента все вещества должны быть образованы этим элементом. Так, ряд $\text{Cl}_2 \rightarrow \text{HCl} \rightarrow \text{NaCl} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$ не является генетическим, поскольку в последнем соединении элемент хлор отсутствует.
2. В генетическом ряду вещества должны принадлежать к разным классам и быть связаны взаимопревращениями.

Если генетический ряд начинается и заканчивается одним и тем же веществом, то он называется *полным*. Таковым является, например, приведенный выше ряд меди. Если это условие не соблюдается, то ряд считается *неполным*. Например, неполным можно считать приведенные выше ряды кальция и фосфора.

Для разных классов веществ можно выделить несколько **типов генетических рядов**:

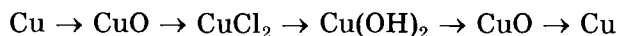
1. **Генетический ряд металлов** — ряд веществ разных классов, образованных одним и тем же металлом:

- генетический ряд металлов, в котором в качестве гидроксида выступает щелочь:



металл → основной оксид → щелочь → соль

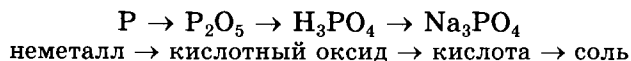
- генетический ряд металлов, где в качестве гидроксида представлено нерастворимое основание:



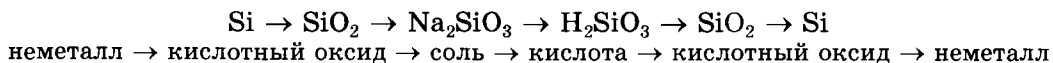
металл → основной оксид → соль → основание → основной оксид → металл

2. *Генетический ряд неметаллов* — ряд веществ разных классов, образованных одним и тем же неметаллом:

- генетический ряд неметаллов, где в качестве одного из звеньев ряда выступает растворимая кислота:



- генетический ряд неметаллов, где в качестве одного из звеньев ряда выступает нерастворимая кислота:



3.4. Первоначальные сведения об органических веществах

3.4.1. Углеводороды предельные и непредельные: метан, этан, этилен, ацетилен

Общие сведения об органических веществах

Органических веществ гораздо больше, чем неорганических. В настоящее время их описано около 20 млн, и ежегодно ученые-химики всего мира синтезируют около 30 тыс. новых веществ, в то время как неорганических веществ насчитывается не более 1 млн.

Такое разнообразие органических соединений обусловлено свойствами атома углерода, который в обязательном порядке входит в их состав. Атом углерода способен переходить в возбужденное состояние, приобретая конфигурацию внешнего энергетического уровня $2s^1 2p^3$ и проявляя валентность, равную 4. Его атомы способны образовывать ковалентные связи не только с атомами большого числа других элементов, но и друг с другом. Так возникла целая группа соединений углерода, которую называют *органическими соединениями*.

Специфичность органических соединений проявляется в том, что их молекулы содержат либо допускают наличие хотя бы одной связи С—Н. Имеется в виду, что связь С—Н была либо может быть, но атом водорода в ней замещается атомом другого вещества, например галогена. Соединения, которые имеют связи С—Н, называются *углеводородами*, а соединения, в молекулах которых атом водорода в С—Н группе замещен атомом другого вещества, — *производными углеводородов*.

Органическая химия — это химия углеводородов и их производных.

До середины XIX в. в области изучения органических соединений был накоплен значительный экспериментальный материал и выяснилось, что органические соединения имеют особенности, которые не могут быть объяснены с точки зрения закономерностей, установленных для неорганических соединений.

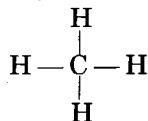
Углерод в этане считали трехвалентным, а в пропане — дробным числом. Ученые не могли объяснить существование нескольких веществ с одинаковой

молекулярной формулой (глюкоза и фруктоза имеют формулу $C_6H_{12}O_6$). Невозможно было понять и многообразие органических веществ.

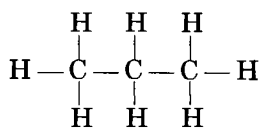
Русский химик А. М. Бутлеров первым среди ученых применил понятие *химическое строение молекулы*. Он показал, что значение химического строения вещества позволяет предсказывать свойства вещества и, наоборот, если известны свойства вещества, то можно предвидеть строение его молекул.

Схематическое изображение строения молекулы называют *структурной формулой*, черточкой в структурной формуле обозначают связь между атомами.

Например, для органического вещества метана, имеющего молекулярную формулу CH_4 , структурная формула выглядит так:



Структурная формула пропана C_3H_8 : а) полная; б) сокращенная.



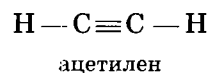
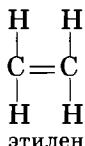
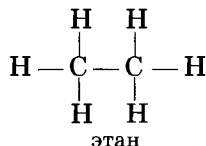
а)



б)

Следует учитывать, что в органических соединениях *углерод всегда четырехвалентен*.

Между атомами углерода в молекулах углеводородов могут быть *одинарные, двойные и тройные связи*:



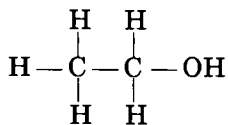
Подобно тому, как для неорганической химии основой развития является периодический закон Д. И. Менделеева, для органической химии основополагающей стала *теория строения органических соединений* А. М. Бутлерова.

Основные положения теории А. М. Бутлерова

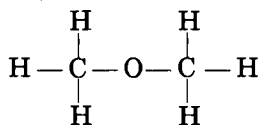
1. Атомы в молекулах веществ соединены в определенной последовательности. При изменении этой последовательности образуются совершенно новые вещества.
2. Атомы в молекулах органических веществ соединены согласно их валентностям. Валентность атомов углерода в органических соединениях всегда равна 4. Свободных валентностей в молекулах органических веществ нет.
3. Свойства веществ зависят не только от их качественного и количественного состава, но и от последовательности соединения атомов в молекулах. Наиболее сильно влияют друг на друга соседние атомы, поэтому вещества с одинаковыми группами атомов схожи по свойствам.
4. Атомы углерода могут соединяться как с атомами других элементов, так и между собой, образуя *углеродные цепи*.

В органической химии широко распространено явление *изомерии*, которое и объясняет существование различных веществ с одинаковым количественным и каче-

ственным составом (молекулярными формулами). Свойства изомеров различны вследствие разной последовательности расположения атомов в молекуле. В качестве иллюстрации можно привести этиловый спирт $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$ (жидкость, хорошо растворяется в воде, взаимодействует со щелочами) и диметиловый эфир $\text{CH}_3\text{—O—CH}_3$ (газ, нерастворимый в воде и не вступающий в реакции со щелочами).



этиловый спирт
(жидкость, $t_{\text{кип.}} = 78,3^\circ\text{C}$,
в воде неограниченно растворим,
реагирует с натрием)



диметиловый эфир
(газ, $t_{\text{кип.}} = 23,6^\circ\text{C}$,
в воде малорастворим,
не реагирует с натрием)

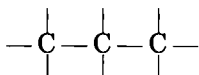
Классификация органических соединений

Существует несколько вариантов классификации органических соединений, основанных на следующих признаках:

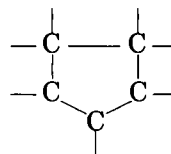
- строение углеродной цепи (углеродного скелета);
- наличие и состав функциональных групп.

Функциональная группа — это группа в составе органической молекулы, определяющая ее химические свойства.

По строению углеродных цепей все органические вещества делят на *ациклические* (цепь атомов углерода незамкнута) и *циклические* (цепь атомов углерода замкнута):



а)



б)

Рис. 3.3. Схематическое изображение углеродной цепи: а) ациклическая; б) циклическая

Ациклические углеводороды в свою очередь делятся на *предельные* (в углеродной цепочке имеются только одинарные связи между атомами углерода) и *непредельные* (между атомами углерода могут присутствовать двойные и тройные связи).

Предельные углеводороды иначе называют *алканами*.

Непредельные углеводороды подразделяются на:

- *алкены* (одна двойная связь);
- *алкины* (одна тройная связь);
- *диены* (две двойные связи).

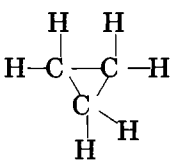
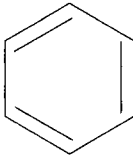
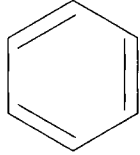
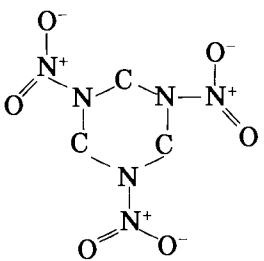
Циклические углеводороды делятся на *карбоциклические* (в цикл замкнута только углеродная цепь) и *гетероциклические* (в замкнутой цепи, кроме атомов углерода, присутствуют атомы кислорода, азота или серы).

Карбоциклические углеводороды в свою очередь подразделяются на:

- *алициклические* (циклопарафины);
- *ароматические* (содержащие бензольное кольцо).

Классификация углеводородов по строению углеродного скелета представлена в табл. 3.1.

Классификация углеводородов по строению углеродного скелета

Группа углеводородов	Характеристика по типу углерод-углеродных связей	Название класса	Тип связей в углеродной цепи	Пример соединения
Ациклические	Предельные	Алканы C_nH_{2n+2}	Только одинарные связи $-C-C-$	Этан H_3C-CH_3
	Непредельные	Алкены C_nH_{2n}	Одна двойная связь $-C=C-$	Этилен $H_2C=CH_2$
		Диены C_nH_{2n-2}	Две двойные связи $C=C-C=C$	Бутадиен-1,3 $H_2C=CH-CH=CH_2$
		Алкины C_nH_{2n-2}	Одна тройная связь $C\equiv C$	Этин (ацетилен) $HC\equiv CH$
Циклические	Карбоциклические	Циклопарафины C_nH_{2n}	Одинарные связи $C-C$	Циклопропан 
		Арены C_nH_{2n-6}	Ароматическая связь (бензольное кольцо) 	Бензол 
	Гетероциклические	Гетероциклы	Одинарные и ароматические связи	Гексоген 

Основные соединения органической химии — углеводороды, то есть вещества, в составе которых имеются только атомы углерода и водорода. Если вещество содержит атомы других элементов, то его рассматривают как производную углеводорода, результат замещения атомов водорода одной или несколькими функциональными группами.

Исходя из состава функциональных групп все органические вещества делят на несколько классов (табл. 3.2).

Основные классы органических соединений

Класс	Функциональная группа	Пример соединения
Углеводороды	Отсутствует	Этан $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_3$
Спирты	Гидроксильная $-\text{OH}$	Этанол $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{OH}$
Альдегиды	Карбонильная $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$	Этаналь (уксусный альдегид) $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$
Карбоновые кислоты	Карбоксильная $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	Этановая (уксусная) кислота $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$
Сложные эфиры	Сложноэфирная $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{O}- \end{array}$	Метилацетат (метилвый эфир уксусной кислоты) $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3-\text{C} \\ \backslash \\ \text{O}-\text{CH}_3 \end{array}$
Амины	Аминогруппа $-\text{NH}_2$	Метиламин $\text{H}_3\text{C}-\text{NH}_2$
Аминокислоты	Карбоксильная $\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$ Аминогруппа $-\text{NH}_2$	Аминоэтановая кислота $\text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{COOH}$

Вещества одного класса имеют схожее строение углеродного скелета и одинаковые функциональные группы, однако отличаются друг от друга количеством атомов углерода и водорода в молекуле. Такие вещества объединяют в *гомологические ряды*.

Гомологическим рядом называют совокупность веществ, сходных по строению и свойствам, расположенных в порядке возрастания их относительных молекулярных масс и отличающихся друг от друга на гомологическую разность $-\text{CH}_2-$.

Например, гомологический ряд предельных углеводородов выглядит следующим образом:

метан CH_4 — этан C_2H_6 (CH_3-CH_3) — пропан C_3H_8 ($\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_3$) — бутан C_4H_{10} ($\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$) и т. д.

Предельные углеводороды. Метан, этан

Название *предельные углеводороды* говорит о том, что все валентности атомов углерода в молекулах этих веществ заняты другими атомами до предела. Таким образом, в молекулах предельных углеводородов все связи одинарные.

Алканы — это класс предельных углеводородов, в молекулах которых все атомы связаны одинарными связями.

Названия алканов содержат суффикс *-ан* (этан, пропан, бутан, пентан и т. д.).

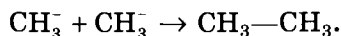
Общая формула алканов — $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

Физические свойства алканов определяются их молекулярной массой. Первые вещества в гомологическом ряду алканов — газы, далее следуют жидкости, а замыкают ряд твердые вещества.

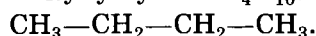
Родоначальник ряда предельных углеводородов — метан CH_4 . В метане все четыре валентности атома углерода заняты атомами водорода.

Если отнять у этой молекулы один атом водорода, то получится углеводородный остаток — *радикал* — CH_3 , который называется *метил*. В нем одна валентность углерода не насыщена, свободна. Такие радикалы существуют с другими атомами или один с другим.

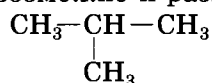
Если соединить между собой два радикала метила, то образуется другой углеводород — этан:



Молекула этана образует радикал *этил* — $\text{CH}_2\text{—CH}_3$, или $\text{—C}_2\text{H}_5$. Два радикала этила могут образовать молекулу бутана C_4H_{10} :



Для молекулы состава C_4H_{10} возможно и разветвленное строение:



Бутан, в молекуле которого атомы углерода расположены в виде прямой цепочки, называют *нормальным бутаном* (*н-бутан*). Бутан с разветвленной цепочкой называют *изобутаном*.

У всех этих углеводородов между углеродными атомами простые связи, которые насыщены до предела атомами водорода. Такие углеводороды называют **предельными** и **насыщенными**.

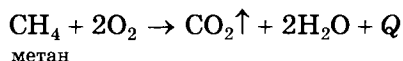
По физическим свойствам метан — газ без цвета и запаха.

Этан — гомолог метана, молекула которого отличается от молекулы метана на одну гомологическую группу —CH_2 :

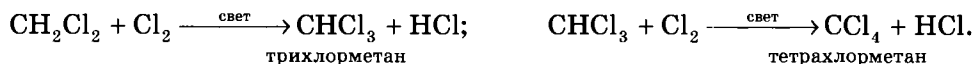
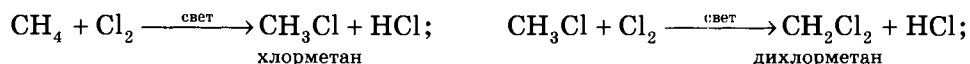


Химические свойства алканов (на примере метана и этана)

1. Взаимодействие с кислородом (реакция горения):

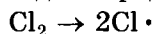


2. Реакции замещения — *галогенирование* (замещение атомов водорода в молекуле атомами галогенов); идет в несколько этапов:



Эта реакция протекает по цепному свободнорадикальному механизму:

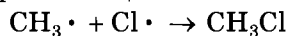
а) первая стадия начинается на свету. Фотоны света выбивают электрон из молекулы хлора, образуя свободный радикал:



б) для второй стадии реакции свет не нужен. Здесь идет самопроизвольный рост цепи:

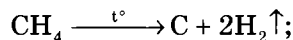


- в) заканчивается реакция соединением двух свободных радикалов, которые образуют молекулу и обрывают цепь:

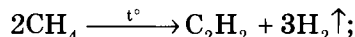


3. Реакции разложения:

- а) полное разложение метана при температуре 1000 °С:

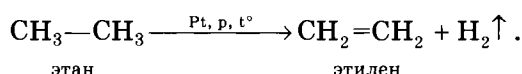


- б) неполное разложение метана при температуре 1500 °С и резком охлаждении продуктов реакции:



в) реакция дегидрирования является частным случаем реакции разложения — в ходе реакции происходит отщепление молекулы водорода от молекулы углеводорода.

Дегидрирование этана:



Непредельные углеводороды. Этилен

В молекулах алкенов валентности атомов углерода насыщены не до предела (есть двойная связь), отсюда название группы углеводородов — *непредельные*.

Молекулы алкенов в своем углеродном скелете содержат одну двойную связь.

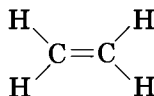
Потеря двух атомов водорода приводит к образованию между атомами углерода не одинарной, а двойной связи.

Алкены — это непредельные углеводороды, содержащие в углеродной цепочке одну двойную связь.

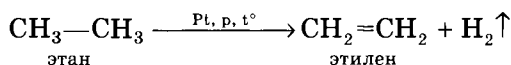
Общая формула алкенов — C_nH_{2n} .

Названия алкенов содержат суффикс *-ен* (этен, пропен, бутен, пентен и т. д.).

Родоначальником ряда непредельных углеводородов алкенов является этилен (этен):



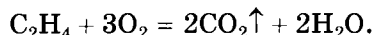
Этилен получают путем отщепления молекулы водорода от молекулы этана:



Химические свойства алкенов (на примере этилена)

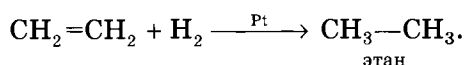
Обусловлены наличием в молекуле алкенов двойной $\text{C}=\text{C}$ -связи:

1. Взаимодействие с кислородом (реакция горения):

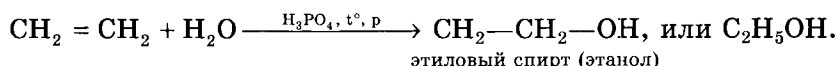


2. Реакции присоединения, идущие с разрывом двойной связи; атомы и функциональные группы присоединяются к молекуле этилена в месте разрыва связи, в результате этилен превращается в производное алкана (этана):

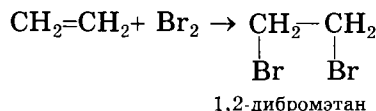
- а) присоединение водорода (реакция гидрирования):



б) присоединение воды (*реакция гидратации*):

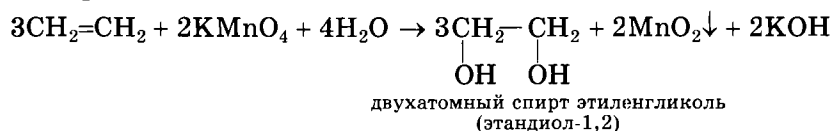


в) присоединение галогенов (*реакция галогенирования*):



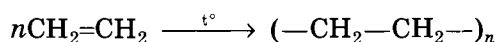
Эта реакция является качественной на двойную и тройную связь — в ее ходе происходит обесцвечивание раствора брома в воде (бромной воды).

3. Реакция с перманганатом калия:



Эта реакция также является качественной на двойную связь, т. к. в ходе этой реакции обесцвечивается раствор перманганата калия.

4. Реакция полимеризации с образованием полимера — *полиэтилена*:



Непредельные углеводороды. Ацетилен

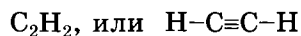
Алкины — это непредельные углеводороды, в молекулах которых присутствует тройная $\text{C}\equiv\text{C}$ -связь.

Их состав отражает формула $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

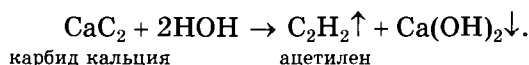
Ацетилен — родоначальник гомологического ряда алкинов. В молекулах алкинов между атомами углерода есть тройная связь, то есть они еще более непредельны, чем алкены.

Ацетилен — газ без цвета запаха, малорастворимый в воде.

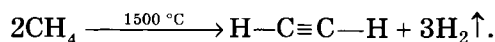
Формула ацетилена:



Ацетилен выделяется в результате неполного разложения метана, а также в ходе реакции карбида кальция с водой:

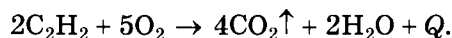


В промышленности ацетилен получают *методом пиролиза* из углеводородного сырья:



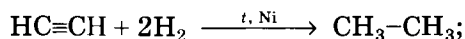
Химические свойства ацетилена

1. Взаимодействие с кислородом (реакция горения) происходит с выделением большого количества теплоты (используется при резке металлов):

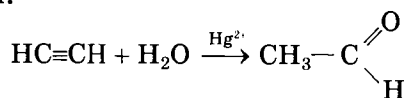


2. Реакции присоединения. Так же, как и у этилена, присоединение атомов и функциональных групп у ацетилена идет в месте разрыва тройной связи:

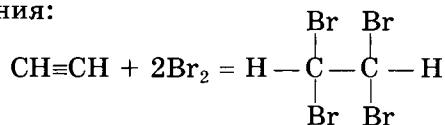
а) реакция гидрирования:



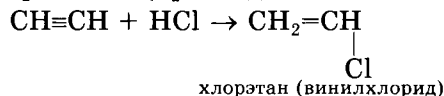
б) реакция гидратации:



в) реакция галогенирования:



г) реакция гидрогалогенирования (присоединение галогеноводородов):



Ацетилен применяется в ацетиленокислородных горелках для сварки и резки металлов, температура пламени может достигать 2800 °С.

Также ацетилен используют для получения уксусной кислоты, в производстве искусственного каучука, пластмасс и др.

3.4.2. Кислородсодержащие вещества: спирты (метанол, этанол, глицерин), карбоновые кислоты (уксусная и стеариновая)

Предельные одноатомные спирты. Метанол. Этанол

Спирты — это производные углеводородов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены одновалентными гидроксильными группами.

У *одноатомных* спиртов гидроксильной группой замещен один атом водорода, у *многоатомных* — несколько атомов водорода.

Предельные спирты — это спирты, углеводородный скелет которых содержит только одинарные связи.

Общая формула предельных одноатомных спиртов: $\text{R}-\text{OH}$, где R — углеводородный радикал, или $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{OH}$.

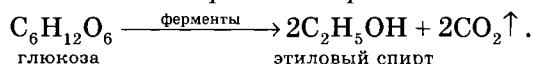
Названия одноатомных спиртов образуют от названий соответствующих (по числу атомов углерода) углеводородов с прибавлением суффикса *-ол*.

Характерные химические свойства спиртов обусловлены наличием в них функциональной гидроксильной группы — OH .

Группу атомов, определяющую наиболее характерные свойства классов органических соединений, называют **функциональной**.

Представители гомологического ряда предельных одноатомных спиртов — метанол (CH_3OH) и этанол ($\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$).

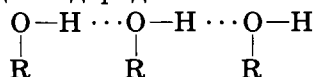
Реакция получения спиртов известна с глубокой древности. Под действием биологических катализаторов (ферментов) глюкоза превращается в этиловый спирт. Этот процесс называется *спиртовым брожением*:



Метанол — бесцветная жидкость с характерным запахом, температура кипения которой составляет 65 °С. **Метанол очень ядовит!** Прием 50 г метанола внутрь вызывает слепоту, а 100 г — доза, смертельная для человека. Метанол используется в качестве топлива и сырья для химической промышленности.

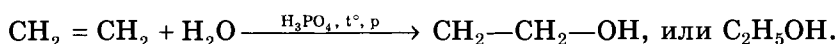
Этанол — бесцветная жидкость с характерным запахом. Является ядовитым наркотическим веществом, способным парализовать волю человека, вызывать тяжелые отравления и необратимые изменения в коре головного мозга.

И метанол, и этанол хорошо растворимы в воде, поскольку образуют друг с другом и с молекулами воды водородные связи:



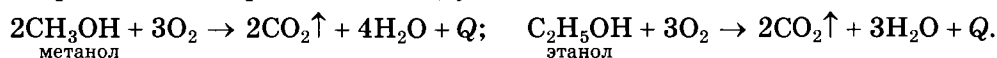
Химическую связь между положительно поляризованными атомами водорода одной молекулы и отрицательно поляризованными атомами сильно электроотрицательных элементов (F, O, N, Cl, S) другой молекулы называют *водородной*.

Этанол получают гидратацией этилена в присутствии катализаторов:

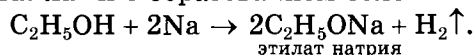


Химические свойства

1. Взаимодействие с кислородом (реакция горения). Как и углеводороды, спирты горят и в кислороде, и на воздухе:

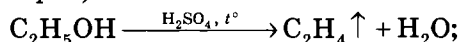


2. Взаимодействие с металлами с образованием солей — *алкоголятов*:

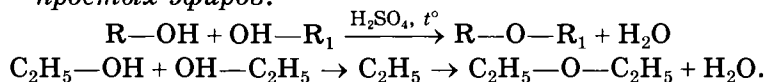


3. Реакции дегидратации:

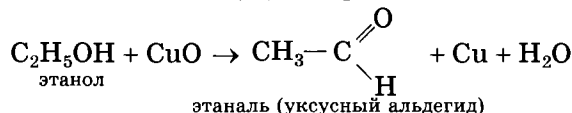
- а) внутримолекулярная дегидратация (отщепление одной молекулы воды от одной молекулы спирта):



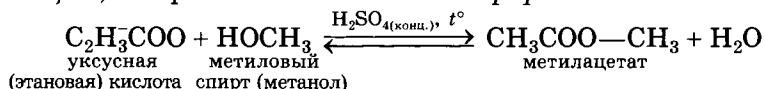
- б) межмолекулярная дегидратация (отщепление молекулы воды от двух молекул спирта) приводит к образованию нового класса органических соединений — *простых эфиров*:



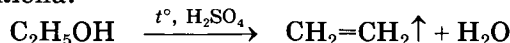
4. Взаимодействие с оксидом меди (II) с образованием веществ другого класса: *альдегидов*:



5. Взаимодействие с органическими (карбоновыми) кислотами, или *реакция этерификации*, с образованием *сложных эфиров*:



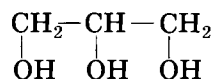
6. Реакция разложения этанола при нагревании в присутствии серной кислоты с образованием этилена:



Предельные многоатомные спирты. Глицерин

Глицерин представляет собой трехатомный спирт и содержит в молекуле три гидроксогруппы.

Формула глицерина:

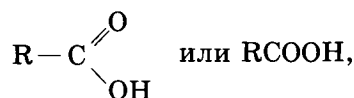


Глицерин — это бесцветная жидкость, хорошо растворим в воде, способен поглощать влагу из воздуха (гигроскопичен). Не ядовит. Глицерин используют в качестве увлажнителя при изготовлении косметических средств. Из него получают целый ряд взрывчатых веществ, например тринитрат глицерина. Также глицерин в малых дозах используют в качестве лекарственного препарата при сердечно-сосудистых заболеваниях (нитроглицерин).

Качественной реакцией на многоатомные спирты является взаимодействие глицерина со свежеполученным осадком гидроксида меди (II), который растворяется, окрашивая раствор в ярко-синий цвет.

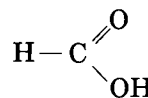
Карбоновые кислоты. Уксусная и стеариновая кислоты

Карбоновые кислоты — это органические соединения, в молекулах которых присутствует *карбоксильная группа* —COOH, связанная с углеводородным радикалом. Общая формула карбоновых кислот:



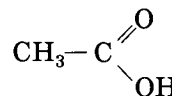
где R — радикал предельного углеводорода — C_nH_{2n+1}.

Гомологический ряд предельных одноосновных карбоновых кислот начинается с муравьиной кислоты:



Карбоксил в этой кислоте связан не с углеводородным радикалом, а с атомом водорода, как и карбонил в муравьином спирте.

Второй в гомологическом ряду карбоновых кислот стоит уксусная, или этановая кислота:



Это бесцветная жидкость с характерным резким запахом, хорошо растворима в воде, смешивается с водой в любых пропорциях.

Водный раствор уксусной кислоты «Столовый уксус» используют в быту.

Уксусная кислота — хороший растворитель многих органических соединений: лаков, красок. Она также является сырьем для производства искусственных (ацетатных) волокон, ядохимикатов, кино- и фотопленок.

Уксусная кислота высокой концентрации ядовита! В больших количествах она способна вызвать ожоги кожи и слизистых оболочек.

В гомологическом ряду предельных одноосновных карбоновых кислот с увеличением их молекулярной массы растут их плотность и температура кипения, а растворимость в воде уменьшается. Последние представители ряда — *пальмитиновая* C₁₅H₃₁COOH и *стеариновая* C₁₇H₃₅COOH кислоты — являются твердыми веществами.

Карбоновые кислоты обладают общими свойствами кислот.

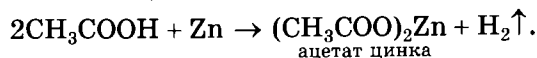
Химические свойства карбоновых кислот

1. Электролитическая диссоциация в водных растворах. Карбоновые кислоты являются слабыми электролитами:

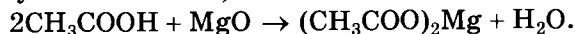


Среда раствора — кислая, что подтверждается соответствующим изменением окраски индикаторов.

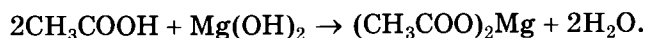
2. Взаимодействие с металлами, стоящими в вытеснительном ряду левее водорода:



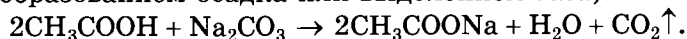
3. Взаимодействие с основными и амфотерными оксидами с образованием солей (ацетатов для уксусной кислоты):



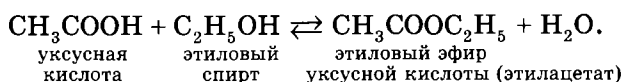
4. Взаимодействие с основаниями и амфотерными гидроксидами:



5. Взаимодействие с солями более слабых кислот (реакции ионного обмена, протекающие с образованием осадка или выделением газа):



6. Реакция этерификации — взаимодействие со спиртами с образованием сложных эфиров:



Стеариновая кислота — высшая карбоновая кислота. Ее формула: $\text{C}_{18}\text{H}_{36}\text{O}_2$, или $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_{16}\text{COOH}$. Представляет собой твердое вещество в виде белых кристаллов, нерастворимых в воде, но хорошо растворимых в диэтиловом эфире.

Это одна из самых распространенных в природе *жирных кислот*, то есть кислот, которые входят в состав природных *жиров* (*липидов*, или *глицеридов*).

Стеариновая кислота способна вступать в реакцию этерификации с трехатомным спиртом глицерином, в результате которой и образуются жиры.

3.4.3. Биологически важные вещества: белки, жиры, углеводы

Белки

Белки — это класс сложных биополимеров.

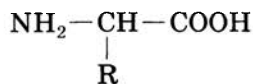
Полимерами называется группа органических высокомолекулярных соединений, молекулярная масса которых может достигать нескольких десятков или сотен тысяч. Полимеры получают в химическом синтезе путем реакций полимеризации и поликонденсации.

Высокомолекулярные соединения, которые входят в состав живых организмов, называют *биополимерами*. К биополимерам относят белки, углеводы и нуклеиновые кислоты. Эти вещества образуются в ходе биологического синтеза в клетках живых организмов и являются важнейшими составными частями организма.

Молекулы полимеров состоят из повторяющихся звеньев — *мономеров*. Таким образом, полимер — это цепь повторяющихся звеньев (мономеров). Мономерами белков являются *аминокислоты*.

Аминокислоты — органические соединения, молекула которых состоит из углеводородного радикала и двух функциональных групп: карбоксильной — COOH , определяющей кислотные свойства аминокислот, и аминогруппы — NH_2 , определяющей их основные свойства. Следовательно, аминокислоты — это *амфотерные органические соединения*.

Общая формула аминокислот:



Из всего многообразия аминокислот только 20 могут входить в состав белков. Образуя молекулу белка, аминокислоты соединяются между собой прочной ковалентной связью между атомами азота и углерода —NH—CO—. Эта связь называется *пептидной*, а последовательная нить аминокислот, связанных пептидной связью, называется полипептидной цепочкой, или *первичной структурой* белка.

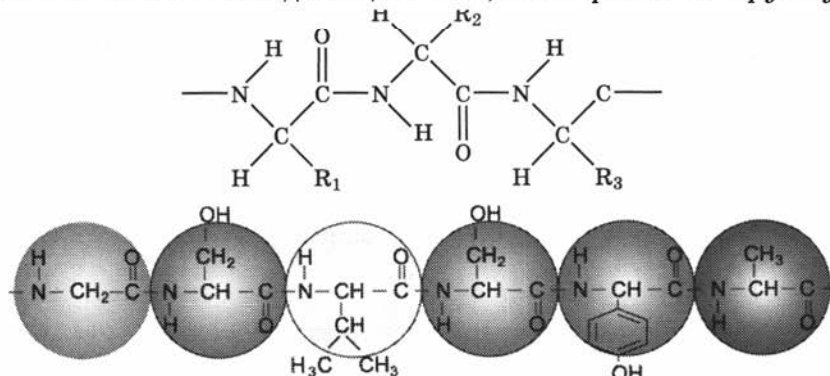


Рис. 3.4. Первичная структура белка

Нить аминокислот способна скручиваться в тугую спираль или складываться в сложную складчатую структуру, благодаря образованию водородных связей между атомами водорода аминогруппы и атомами кислорода карбоксильной группы разных аминокислот. Так образуется *вторичная структура* белка, которая представляет собой так называемую α -спираль (альфа-спираль) или β -складчатые слои (бета-складчатые слои) (рис. 3.5):

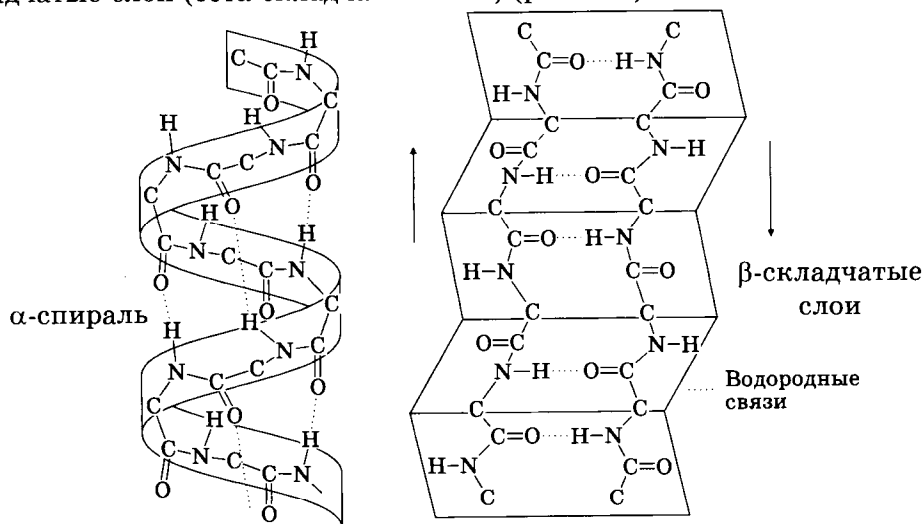


Рис. 3.5. Вторичная структура белка

Однако для того, чтобы белок начал выполнять свои биологические функции, необходимо образование *третичной структуры*. Эта структура образуется за счет возникновения связей между радикалами различных аминокислот, напри-

мер между атомами серы в радикалах аминокислоты цистеина (*дисульфидные связи* (S—S связи)). За счет этих связей молекула белка сворачивается, принимает форму глобулы, между радикалами аминокислот возникают дополнительные электростатические взаимодействия, которые также способствуют укреплению третичной структуры:

У многих белков существует и *четвертичная структура*, которая образуется в результате связи нескольких белков, имеющих третичную структуру. Четвертичная структура характерна, например, для белка крови человека — гемоглобина.

По распространенности все аминокислоты, входящие в состав белков, делят на *заменимые* и *незаменимые*. Заменимые аминокислоты способны синтезироваться в организме человека, а незаменимые поступают с белковой пищей. Полностью незаменимых аминокислот насчитывается 8: валин, изолейцин, лейцин, лизин, метионин, треонин, триптофан и фенилаланин. Частично некоторые из них могут быть синтезированы микроорганизмами кишечника. Белки, которые синтезируются в растениях, не содержат полного набора незаменимых аминокислот, необходимых человеческому организму. Поэтому в пищу следует принимать как растительные, так и животные белки.

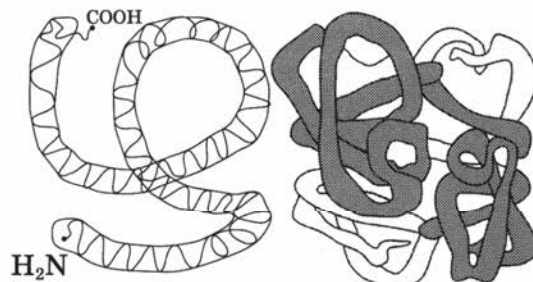
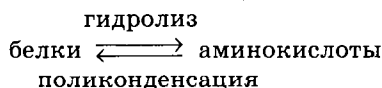


Рис. 3.6. Третичная структура белка

Химические свойства белков

Белки хорошо растворимы в воде. Их химические свойства обусловлены химическими свойствами аминокислот, входящих в их состав, а также сложной структурой молекулы белка:

- 1. Денатурация.** При нагревании, под действием сильных кислот или щелочей, солей тяжелых металлов происходит нарушение третичной и вторичной структуры белка (разрыв дисульфидных и водородных связей), белок разворачивается в полипептидную цепочку, полностью теряя при этом свои биологические функции. Процесс денатурации белка можно наблюдать при варке яиц. Практически все белки денатурируют при температуре 100 °С. В некоторых случаях химическая денатурация может быть обратимой.
- 2. Гидролиз белков.** Проходит под действием растворов кислот или щелочей. Имеет большое биологическое значение: все реакции расщепления белковой пищи в желудочно-кишечном тракте — это реакции ферментативного гидролиза белков. В результате гидролиза белок распадается на аминокислоты. Процесс, обратный гидролизу, — *поликонденсация* (образование полипептидной цепи из молекул аминокислот с отщеплением свободных молекул воды):



- 3. Биуретовая реакция.** Белки способны окрашивать свежеполученный осадок гидроксида меди (II) в фиолетовый цвет в щелочной среде.
- 4. Ксантопротеиновая реакция.** При действии на белки концентрированной азотной кислотой образуется белый осадок, который при нагревании желтеет, а при добавлении водного раствора аммиака становится оранжевым.

Последние две реакции являются качественными для определения белков. Белки играют важную биологическую роль в живых организмах.

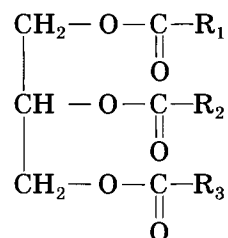
Функции белков:

1. *Пластическая (строительная)*. Белок — основной строительный материал для клеточных мембран и всех компонентов клетки.
2. *Энергетическая*. При расщеплении 1 г белка высвобождается 17,2 кДж энергии, идущей на реализацию потребностей живого организма.
3. *Каталитическая (ферментативная)*. Все биологические катализаторы — ферменты являются белками.
4. *Сигнальная (рецепторная)*. Белки-рецепторы, расположенные в клеточных мембранах, принимают активное участие в восприятии сигналов из окружающей среды и передаче их по клетке.
5. *Сократительная (двигательная)*. Белки составляют основу органов движения клеток, а также обеспечивают сокращение мышц и перемещение компонентов внутри живой клетки.
6. *Транспортная*. Белки участвуют в переносе питательных веществ и кислорода по организму. Так, в организме человека кислород к клеткам переносится белком крови — гемоглобином.
7. *Защитная*. Эта функция белков связана с формированием иммунитета человека и животных — некоторые белки (интерферон) способны уничтожать вирусы, проникшие в организм, а антитела белковой природы подавляют развитие болезнетворных бактерий.
8. *Регуляторная*. Многие гормоны — биологически активные вещества, регулирующие реакции обмена веществ в живых организмах, являются белками (например, инсулин, регулирующий уровень сахара в крови).
9. *Запасающая*. Некоторые живые организмы откладывают белки в запас (например, бобовые в семенах).

Жиры

Жиры представляют собой сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и карбоновых кислот.

Общая формула жиров:



Здесь R_1 , R_2 , R_3 — углеводородные радикалы, которые могут быть как одинаковыми, так и разными.

Жиры широко распространены в природе, поскольку входят в состав живых организмов. Среди карбоновых кислот, входящих в состав жиров, встречаются как насыщенные, так и ненасыщенные (содержащие двойные связи). Из насыщенных жирных кислот чаще всего встречаются пальмитиновая и стеариновая, а из ненасыщенных — олеиновая. Некоторые ненасыщенные жирные кислоты, входящие в состав жиров, не синтезируются в организме человека, поэтому яв-

ляются *незаменимыми*. Природные жиры, как правило, содержат различные карбоновые кислоты, то есть являются смешанными сложными эфирами.

Физические свойства жиров зависят от величины углеводородного радикала и наличия двойных связей в кислотных остатках. Жиры животного происхождения, за исключением рыбьего жира, содержат насыщенные жирные кислоты с длинными углеводородными радикалами и имеют твердую консистенцию. Растительные жиры содержат остатки ненасыщенных жирных кислот, имеют жидкую консистенцию и называются *маслами*. С увеличением длины углеводородного радикала температура плавления жира увеличивается.

Жиры нерастворимы в воде, но хорошо растворяются в полярных органических растворителях (бензоле, гексане).

Химические свойства жиров

Химические свойства жиров определяются свойствами их кислотных остатков.

Если остатки непредельных кислот (таких, в которых имеются двойные связи) присоединят к себе недостающие атомы водорода, то из жидкого жира получится твердый жир. Такой процесс называют *гидрированием*. Этот процесс широко применяется в промышленности, так как для пищевых и технических целей требуются твердые жиры. Широко применяется маргарин, который представляет собой смесь гидрированного жира с небольшим количеством растительного масла и молока.

Из твердых жиров получают различные сорта мыла.

Мыла — это соли жирных кислот. Наиболее распространены натриевые мыла. Их получают в больших количествах путем гидролиза (разложение водой) жиров раствором едкого натра (NaOH) или соды (Na_2CO_3) при нагревании. Этот процесс называют *омылением жиров*, в результате которого образуются соль органической кислоты и глицерин. Натриевые мыла имеют формулу RCOONa , а жидкие калиевые — RCOOK .

Углеводы

Углеводы — это органические соединения, в состав которых входят в основном три химических элемента — углерод, водород и кислород, хотя целый ряд углеводов содержит также азот или серу.

Общая формула углеводов — $\text{C}_m(\text{H}_2\text{O})_n$.

Углеводы делят на три группы: *моносахариды*, *дисахариды* и *полисахариды*.

Представителем моносахаридов является *глюкоза*, она имеет состав $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Глюкоза обуславливает сладкий вкус плодов и ягод. Особенно много ее в винограде, откуда другое ее название — виноградный сахар. В организме здорового человека и животных в крови и лимфатических жидкостях содержится около 0,1 % глюкозы.

Глюкоза — это белое кристаллическое вещество, сладкое на вкус, хорошо растворимо в воде.

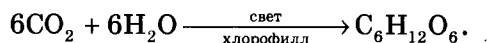
Глюкоза содержит две функциональные группы — гидроксильную и карбонильную, то есть является *альдегидоспиртом*.

Особенностями строения глюкозы объясняются ее **химические свойства**:

1. Реакция многоатомных спиртов — взаимодействие со **свежеполученным осадком гидроксида меди (II)** с растворением осадка и образованием **ярко-синего раствора сахарата меди (II)**.

2. Реакция альдегидов — реакция серебряного зеркала с аммиачным раствором оксида серебра.

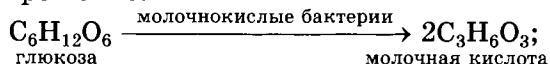
Глюкоза образуется в растениях в процессе фотосинтеза:



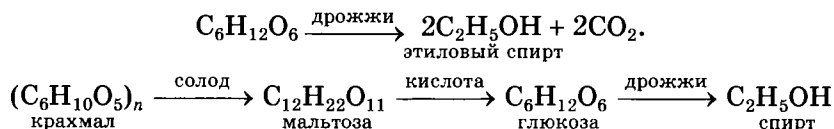
Глюкоза является основным источником энергии в клетке, поэтому ее широко используют в лечебных целях. Глюкоза — это исходное вещество получения различных соединений путем брожения: спирта, молочной кислоты и др.

Ферментативные реакции брожения:

а) молочнокислородное брожение:



б) спиртовое брожение:



Другой моносахарид — *фруктоза* — имеет такую же молекулярную формулу, как и глюкоза, — $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$.

Фруктоза содержится во многих фруктах, поэтому ее называют фруктовым сахаром. В пчелином меде ее содержание достигает 50 %. Фруктоза слаще глюкозы, чем объясняется очень сладкий вкус меда.

Теперь рассмотрим дисахарид, к которому относится *сахароза*. Ее формула — $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (чтобы запомнить формулу, сложите состав двух молекул глюкозы $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ и вычтите из суммы молекулу воды). Сахароза — это обычный пищевой сахар. При гидролизе сахарозы образуются одна молекула глюкозы и одна молекула фруктозы.

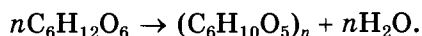
В природе сахароза в больших количествах находится в соке растений: в сахарной свекле (до 20 %) и сахарном тростнике (до 25 %). В России сахарозу получают в промышленном масштабе из сахарной свеклы.

Из полисахаридов наибольший интерес и практическое значение имеют *крахмал* и *целлюлоза*.

Состав полисахаридов отражает формула $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$. (Чтобы запомнить состав структурного звена, вычтите из формулы глюкозы формулу воды.)

Крахмал главным образом содержится в зернах, плодах и корнеплодах. В клубнях картофеля содержится до 30 %, а в зернах пшеницы, ржи и других зерновых — 70—80 % крахмала.

Крахмал образуется в растениях в процессе фотосинтеза. Сначала образуется глюкоза, а из нее — крахмал:



Крахмал — белый аморфный порошок. Это полимер, макромолекулы которого имеют линейную и разветвленную форму. В воде крахмальные зерна сначала набухают, а потом образуют коллоидный раствор — крахмальный клейстер.

Крахмал дает характерное синее окрашивание с раствором иода. Эта реакция очень чувствительная и позволяет обнаруживать незначительные количества крахмала.

При гидролизе крахмала, то есть при разложении его водой, получается глюкоза. Именно этим способом ее получают в промышленности. Долгое время крахмал был исходным материалом для получения этилового спирта.

Крахмал используют в парфюмерной и текстильной промышленности, в медицине.

Целлюлоза, или клетчатка — другой представитель полисахаридов. В древесине содержится примерно 50 % целлюлозы, волокна хлопка содержат до 90—95 %. Гигроскопическая вата и фильтровальная бумага — почти чистая целлюлоза. Это полимер с линейными макромолекулами.

При гидролизе целлюлозы образуется глюкоза.

Из целлюлозы получают бумагу, этанол, уксусную кислоту, искусственный шелк и много других ценных продуктов.

Функции углеводов:

1. *Пластическая (строительная).* Полисахариды входят в состав клеточных оболочек растений (целлюлоза) и грибов (хитин).
2. *Энергетическая.* Углеводы — основное «топливо» организма, поскольку достаточно быстро расщепляются в желудочно-кишечном тракте. При расщеплении 1 г углеводов выделяется 17,2 кДж энергии.
3. *Запасающая.* Крахмал, глюкоза и фруктоза — основные запасные вещества растений, глюкоза и гликоген — животных и грибов.
4. *Опорная.* Проявляется в образовании растительного «скелета» — древесины.

Тренировочные тестовые задания к разделу 3

Часть 1

При выполнении заданий с выбором ответа обведите кружком номер правильного ответа.

A1. Обозначьте ряд с названиями веществ:

- | | |
|------------------------------------|-------------------------------------|
| 1) мел, капля воды, крахмал | 3) кухонная соль, железо, сахар |
| 2) кусочек сахара, алюминий, глина | 4) алюминиевая ложка, спичка, спирт |

A2. Определите символ химического элемента, атом которого имеет столько же электронов, сколько и ион натрия.

- | | | | |
|-------|-------|------|------|
| 1) Mg | 2) Ne | 3) F | 4) O |
|-------|-------|------|------|

A3. Определите формулу газа, который легче воздуха.

- | | | | |
|-------------------|--------------------|-------------------|-------------------|
| 1) H ₂ | 2) Cl ₂ | 3) O ₂ | 4) O ₃ |
|-------------------|--------------------|-------------------|-------------------|

A4. Определите схему реакции между металлами и солью, которая не осуществляется.

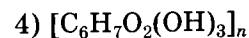
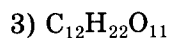
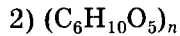
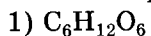
- | | | | |
|--|--|--|--|
| 1) $\text{Zn} + \text{CuCl}_2 \rightarrow$ | 2) $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 \rightarrow$ | 3) $\text{Fe} + \text{MgCO}_3 \rightarrow$ | 4) $\text{Ca} + \text{AgNO}_3 \rightarrow$ |
|--|--|--|--|

A5. Укажите свойство оксида серы (VI).

- 1) образуется при неполном сгорании серы
- 2) типичный кислотный оксид
- 3) нерастворим в воде
- 4) желто-зеленого цвета

- A6.** Укажите ряд, в котором приведены формулы кислотного, амфотерного и основного оксидов.
 1) Al_2O_3 , K_2O , BaO 2) P_2O_3 , SO_3 , Na_2O 3) CO_2 , ZnO , CaO 4) Fe_2O_3 , CuO , SnO
- A7.** Укажите пару веществ, между которыми реакция невозможна.
 1) HCl и Zn 2) Mg и H_3PO_4 3) H_2SO_4 и Fe 4) H_2SO_4 и Pt
- A8.** Обозначьте вещество, с которым не реагируют основные оксиды.
 1) вода 2) основания 3) кислотный оксид 4) кислота
- A9.** Укажите практически нерастворимое вещество.
 1) кислород 2) сульфат бария 3) сахар 4) уксусная кислота
- A10.** Какая из кислот может образовывать только средние соли?
 1) HNO_3 2) H_2PO_4 3) H_2SO_4 4) H_2S
- A11.** Определите металл, который с серой образует соль MeS .
 1) Al 2) Li 3) K 4) Ca
- A12.** Обозначьте безкислородную двухосновную кислоту.
 1) H_2S 2) H_2SO_4 3) HBr 4) HNO_3
- A13.** Гидроксид цинка
 1) проявляет только основные свойства
 2) проявляет только кислотные свойства
 3) проявляет только амфотерные свойства
 4) не проявляет кислотно-основных свойств
- A14.** Нитрат кальция можно получить при взаимодействии
 1) оксида кальция и нитрата бария
 2) карбоната кальция и нитрата калия
 3) гидроксида кальция и азотной кислоты
 4) фосфата кальция и нитрата натрия
- A15.** Выберите калийное удобрение, в котором содержание калия наибольшее.
 1) KCl 2) K_2SO_4 3) KHSO_4 4) KNO_3
- A16.** Верны ли следующие суждения о свойствах оксида алюминия (III) — корунда?
 А. При комнатной температуре не взаимодействует с водой, кислотами, щелочами.
 Б. Корунд — твердое и тугоплавкое соединение.
 1) верно только А 2) верно только Б 3) верны оба суждения 4) оба суждения неверны
- A17.** Выберите степень окисления кремния в кремниевой кислоте.
 1) -2 2) -4 3) $+2$ 4) $+4$
- A18.** Укажите химическое вещество, которое не взаимодействует с соляной кислотой.
 1) Cu 2) BaO 3) KOH 4) FeS
- A19.** Какое вещество образуется при растворении калия в воде?
 1) оксид калия 2) гидроксид калия 3) гидрид калия 4) пероксид калия
- A20.** Укажите общую формулу соединений гомологического ряда, представителем которого является бутен.
 1) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$ 2) $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$ 3) C_nH_{2n} 4) C_nH_{n+2}
- A21.** Выберите вещество, которое в реакции дегидратации отщепляется от молекулы вещества.
 1) водород 2) вода 3) спирт 4) галогеноводород

A22. Укажите формулу сахарозы.



A23. Укажите название двухатомного спирта.

1) пропанол

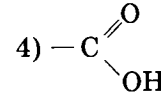
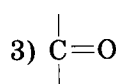
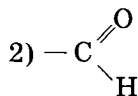
2) этиленгликоль

3) глицерин

4) фенол

A24. Какая функциональная группа характерна для предельных одноосновных карбоновых кислот?

1) $—OH$



A25. Укажите реактив, с помощью которого проводится качественная реакция на ненасыщенные углеводороды.

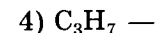
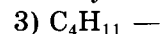
1) хлорид железа (III)

3) свежеполученный гидроксид меди (II)

2) азотная кислота (разб.)

4) бромная вода

A26. Укажите молекулярную формулу радикала бутила.

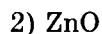
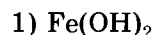


Часть 2

Из предложенного перечня ответов выберите два правильных и обведите их номера.

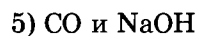
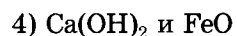
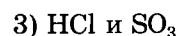
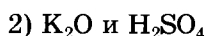
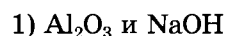
Цифры выбранных ответов запишите в указанном месте без дополнительных символов.

B1. Выберите основные вещества:



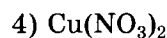
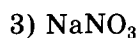
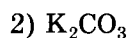
Ответ: _____.

B2. Выберите пару соединений, которые будут взаимодействовать.



Ответ: _____.

B3. Выберите соли, которые образуют нерастворимые в воде основания.



Ответ: _____.

B4. Выберите вещества, с которыми будет взаимодействовать хлорид кальция.

1) нитрат натрия

2) оксид кремния

3) нитрат серебра

4) сульфат бария

5) карбонат натрия

Ответ: _____.

B5. Для жиров верны следующие утверждения:

1) являются эфирами глицерина и высших карбоновых кислот

2) состоят из аминокислот, связанных между собой пептидной связью

3) состоят из остатков двух моносахаридов

4) при гидролизе расщепляются с образованием глицерина и высших карбоновых кислот

5) состоят из остатков нескольких тысяч моносахаридов

Ответ: _____.

- B6.** Укажите углеводы, которые относятся к моносахаридам.
 1) крахмал 2) целлюлоза 3) глюкоза 4) фруктоза
 5) сахароза

Ответ: _____.

- B7.** Для аминокислот верны следующие утверждения:
 1) одновременно имеют свойства кислот и оснований
 2) являются биополимерами
 3) могут синтезироваться только в организме человека
 4) являются продуктами гидролиза белков
 5) имеют три функциональные группы

Ответ: _____.

- B8.** Определите соединения, в состав которых входит карбонильная группа.

- 1) карбоновые кислоты и многоатомные спирты
 2) спирты и альдегиды
 3) карбоновые кислоты, альдегиды
 4) сложные эфиры
 5) простые эфиры, спирты и альдегиды

Ответ: _____.

- B9.** Для гомологического ряда предельных углеводородов верны следующие утверждения:

- 1) образуют полимерные молекулы
 2) с увеличением молекулярной массы растёт $t^{\circ}_{\text{кип}}$
 3) при дегидрировании образуют углерод и воду
 4) молекулы углерода связаны простыми связями
 5) характерны реакции присоединения

Ответ: _____.

К каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго столбца. Выбранные цифры запишите под соответствующими буквами таблицы. Цифры в ответе могут повторяться.

- B10.** Установите соответствие между реактивами для качественного определения и веществами.

Реактивы	Вещества
А) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, 20 °С	1) пропен
Б) $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $t^{\circ}\text{C}$	2) пропан
В) Br_2 (вода)	3) пропаналь
	4) пропановая кислота
	5) глицерин

Ответ:

А	Б	В

В11. Установите соответствие между тривиальными названиями карбоновых кислот и их названиями по международной номенклатуре.

Тривиальные названия	Международная номенклатура
А) муравьиная	1) гексановая
Б) уксусная	2) пентановая
В) валериановая	3) этановая
	4) метановая

Ответ:

А	Б	В

В12. Установите соответствие между названиями веществ и отраслями их применения.

Названия	Область использования
А) калийная селитра	1) в медицине как витамин
Б) сложные эфиры	2) для производства стекла
В) аскорбиновая кислота	3) удобрение
	4) составная часть парфюмерных композиций

Ответ:

А	Б	В

В13. Установите соответствие между химическими формулами и названиями органических кислот.

Химические формулы кислот	Названия кислот
А) $C_{17}H_{33}COOH$	1) масляная
Б) $C_{17}H_{35}COOH$	2) олеиновая
В) $C_{15}H_{31}COOH$	3) стеариновая
	4) пальмитиновая

Ответ:

А	Б	В

В14. Установите соответствие между реакциями органических кислот ($RCOOH$) и характеристиками таких взаимодействий.

Реакции	Характеристики реакций
А) $RCOOH + K \rightarrow$	1) нейтрализация
Б) $RCOOH + KOH \rightarrow$	2) замещение в радикале
В) $RCOOH + C_2H_5OH \rightarrow$	3) замещение водорода в карбоксильной группе
	4) этерификация

Ответ:

А	Б	В

- В15.** Установите соответствие между химическими формулами и названиями неорганических соединений.

Химические формулы	Названия соединений
А) NH_4NO_2	1) гидрокарбонат натрия
Б) NO_2	2) оксид азота (II)
В) NaHCO_3	3) нитрит аммония
	4) оксид азота (IV)

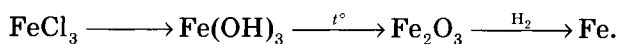
Ответ:

А	Б	В

Часть 3

Для ответов на задания используйте отдельный лист. Запишите сначала номер задания, а затем развернутый ответ к нему.

- С1.** Дана схема превращений:



Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для первого превращения составьте сокращенное ионное уравнение реакции.

- С2.** Какую массу серы нужно сжечь, чтобы образовалось 44,8 л оксида серы (IV) (н. у.)?
- С3.** Для определения качественного состава неизвестного кристаллического вещества белого цвета его растворили при нагревании в воде и индикатором лакмусом определили, что образовалась кислая среда (лакмус краснеет).

К одной части раствора добавили раствор гидроксида кальция. При этом образовался белый осадок.

Ко второй части раствора добавили раствор нитрата серебра. При этом образовался желтый осадок.

Известно, что неметалл, который содержится в этом соединении, является составной частью тканей человека, животных и растений, а в виде простого вещества применяется в производстве спичек.

Определите состав и запишите название исходного вещества. Запишите два уравнения реакций, которые были приведены в процессе определения качественного состава неизвестного вещества.

4. Методы познания веществ и химических явлений.

Экспериментальные основы химии

- Знать:**
- химическую символику: основные формулы для расчетов по химическим уравнениям;
 - важнейшие химические понятия: индикаторы, гомогенные и гетерогенные смеси веществ, характер среды растворов, качественные реакции, массовая доля вещества в растворе или смеси, моль, количество вещества, молярная масса, молярный объем газа, постоянная Авогадро;
 - смысл основных законов и теорий химии: закон Авогадро, закон эквивалентов.
- Уметь:**
- обращаться с химической посудой и лабораторным оборудованием;
 - распознавать опытным путем:
 - газообразные вещества: кислород, водород, углекислый газ, аммиак;
 - растворы кислот и щелочей по изменению окраски индикатора;
 - кислоты, щелочи и соли по наличию в их растворах хлорид-, сульфат-, карбонат-ионов и иона аммония;
 - вычислять массовую долю химического элемента по формуле соединения, массовую долю вещества в растворе, количество вещества, объем или массу вещества по количеству вещества, объему или массе реагентов или продуктов реакции.

4.1. Правила безопасной работы в школьной лаборатории.

Лабораторная посуда и оборудование. Разделение смесей и очистка веществ. Приготовление растворов

4.1.1. Правила работы в лаборатории

При проведении работ в химической лаборатории обязательно соблюдение правил техники безопасности. Перечислим основные из них:

1. Во время работы в лаборатории необходимо соблюдать чистоту, тишину, порядок и правила техники безопасности, так как поспешность и небрежность часто приводят к несчастным случаям с тяжелыми последствиями.
2. В каждой лаборатории обязательно должны быть защитные маски, очки.
3. В каждом помещении лаборатории необходимо иметь средства противопожарной защиты: ящик с просеянным песком и совком для него, противопожарное одеяло (асбестовое или толстое войлочное), заряженные огнетушители.
4. Каждый работающий в лаборатории должен знать, где находятся средства противопожарной защиты и аптечка, содержащая все необходимое для оказания первой помощи.
5. На посуде, где хранятся реактивы, должны быть этикетки с указанием названий веществ.

6. Категорически запрещается в лаборатории принимать пищу или класть продукты на рабочий стол.
7. Опыты нужно проводить только в чистой химической посуде. После окончания эксперимента посуду сразу же следует помыть.
8. В процессе работы необходимо следить, чтобы вещества не попадали на лицо и руки, так как многие из них вызывают раздражение кожи и слизистых оболочек.
9. Вещества в лаборатории нельзя пробовать на вкус. Нюхать вещества можно, лишь осторожно направляя на себя пары или газы легким движением руки, а не наклоняясь к сосуду и не вдыхая полной грудью.
10. Сосуды с веществами или растворами необходимо брать одной рукой за горлышко, а другой — снизу поддерживать за дно.
11. Во время нагревания жидких и твердых веществ в пробирках и колбах нельзя направлять их отверстия на себя и окружающих. Нельзя заглядывать сверху в открытые нагреваемые сосуды во избежание возможного поражения при выбросе горячей массы.
12. Категорически запрещается выливать в раковины концентрированные растворы кислот и щелочей, а также различные органические растворители, сильно пахнущие и огнеопасные вещества. Все эти отходы нужно сливать в специальные бутылки.

Правила безопасности при работе с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии

1. Для ускорения растворения твердых веществ в пробирке нельзя закрывать ее отверстие пальцем при встряхивании.
2. Растворение щелочи следует производить в фарфоровой посуде путем прибавления к воде небольших порций вещества, при непрерывном перемешивании.
3. Пролитую кислоту или щелочь следует засыпать чистым сухим песком и перемешивать его до полного впитывания всей жидкости. Влажный песок убрать совком в широкий стеклянный сосуд для последующей промывки и нейтрализации.
4. Растворы из реактивных склянок необходимо наливать так, чтобы при наклоне этикетка оказывалась сверху (этикетка — в ладонь). При попадании на кожу растворов щелочей или кислот необходимо смыть их после встряхивания видимых капель сильной струей холодной воды, а затем обработать нейтрализующим раствором (2 %-ым раствором уксусной кислоты или 2 %-ым раствором гидрокарбоната натрия) и ополоснуть водой.

4.1.2. Лабораторная посуда и оборудование

Лабораторная посуда — это специальные и специализированные емкости различного конструктивного исполнения, объема, изготавливаемые из разнообразных материалов (стекла, фарфора), устойчивых в агрессивных средах, обладающие термостойкостью.

При выполнении опытов используется такая лабораторная посуда: стеклянные пластинки и палочки, выпарительные фарфоровые чаши, пробирки, химические стаканы, плоскодонные и конические колбы, банки, склянки с пипеткой, воронки, мерные цилиндры и стаканы, капельницы и U-образные трубки.

Стеклянные пробирки предназначены для работы с малыми объемами веществ. При работе с пробирками следует соблюдать следующие правила:

1. Запрещается встряхивать пробирку, закрывая отверстие пальцем. Попадание любых химических веществ на незащищенные участки кожи может быть опасным, а в пробирку при этом могут попасть сторонние вещества, влияющие на ход эксперимента.
2. Перемешивать растворы в пробирке следует быстрыми энергичными постукиваниями по стенкам пробирки.

При работе с большими объемами веществ используются *химические колбы и стаканы*. При работе с ними следует также придерживаться определенных правил:

1. Содержимое колбы следует перемешивать круговыми движениями, а содержимое стакана — стеклянной палочкой, надев на ее конец отрезок резиновой трубки, чтобы не повредить стенку стакана.
2. При переливании жидкостей из сосудов с широким горлышком в сосуды с узким горлышком следует использовать химические воронки.

Для фильтрования веществ также используются *химические воронки* и *фильтровальная бумага*. Бумажный фильтр вкладывается в воронку и смачивается водой для плотного прилегания к стенкам воронки.

Жидкость следует выливать на фильтр тонкой струей по стеклянной палочке, направляя палочку на стенки воронки. При такой работе осадок останется на фильтре и не попадет в фильтрат.

Для выпаривания растворов используются фарфоровые *выпаривательные чаши*, которые устанавливаются на кольцо химического штатива и нагреваются над пламенем спиртовки.

При получении в ходе химических опытов газов используют *колбы* или *пробирки* с плотно подогнанными пробками и газоотводными трубками. Перед использованием посуду стоит проверить на герметичность: кончик газоотводной трубки опустить в стакан с водой, а пробирку плотно обхватить ладонью. Тепло ладони будет способствовать расширению воздуха в пробирке или колбе. При условии герметичности из газоотводной трубки в воду будут выходить пузырьки воздуха.

Для закрепления химической посуды используется *лабораторный штатив*.

Лабораторный штатив состоит из массивной металлической подставки, в которую ввинчен стержень. На стержне укреплены лапка и кольцо. С помощью муфты лапку и кольцо можно перемещать по стержню, регулируя высоту их закрепления на штативе. Закрепляется положение муфты и кольца винтами. Пробирки и колбы укрепляются в лапке в вертикальном положении отверстием вверх, закрепляются возле отверстия. Не следует слишком крепко зажимать в лапке химическую посуду, иначе она может лопнуть при нагревании.

Для нагревания веществ используются нагревательные приборы — *спиртовка* и *горелка*.

Спиртовка состоит из сосуда, в который налит спирт (не менее 2/3 объема резервуара), фитиля, укрепленного в металлической трубке с диском, и колпачка. Перед началом работы со спиртовки следует снять колпачок, затем проверить, плотно ли прилегает диск к отверстию сосуда (отверстие должно быть закрыто полностью, иначе спирт в сосуде может вспыхнуть). Поджигать спиртовку следует только горящей спичкой.

Газовая горелка состоит из металлической трубки с двумя круглыми отверстиями внизу, расположенными друг напротив друга. Трубка ввинчена в ме-

таллическую подставку, имеющую боковую трубку с надетым на нее шлангом, который соединяется с газовым краном. Газ, поступая в горелку, смешивается с воздухом, поступающим через боковые отверстия. Горелку также следует зажигать только горящей спичкой.

Пламя имеет три зоны. Нижняя зона (темная) — самая холодная. Затем средняя — наиболее яркая и верхняя — зона самой высокой температуры. Нагревать посуду при проведении химических опытов следует в верхней зоне пламени.

4.1.3. Разделение смесей и очистка веществ

В химии используют несколько способов выделения из смесей чистых веществ. При этом значение имеет тип смеси: гомогенная либо гетерогенная.

Способы выделения веществ из гомогенных смесей

1. Выпаривание, кристаллизация.
2. Дистилляция.
3. Хроматография.

Выпаривание и кристаллизацию применяют, например, для выделения поваренной соли из водного раствора. Раствор доводят до кипения, вода испаряется, а соль остается на дне посуды в виде белых кристаллов. Иногда применяют частичное выпаривание, при котором получается сильно концентрированный солевой раствор. При охлаждении такого раствора соль выделяется в виде кристаллов.

Метод *дистилляции* основан на различии температур кипения веществ с разной плотностью, содержащихся в одном растворе. Пары кипящего в сосуде вещества улавливаются с помощью другого сосуда, в котором они конденсируются при последующем охлаждении. Таким способом получают дистиллированную воду.

Хроматография основана на различном поглощении веществ в составе смеси поверхностью другого вещества. Последним может служить твердое пористое вещество (сорбент) или пленка жидкости, нанесенная на твердое вещество. К примеру, если сорбент поместить над водным раствором, окрашенным чернилами, и его кончик опустить в раствор, то жидкость начнет впитываться поверхностью сорбента и подниматься по нему. При этом граница подъема красящего вещества будет отличаться от границы подъема воды — последняя поднимется выше. В лаборатории и в промышленности разделение веществ производят с помощью сорбентов (уголь, известняк), которые помещают в стеклянную или металлическую трубку, называемую *хроматографической колонкой*. Разделяемые вещества оказываются в разных частях колонки.

Способы выделения веществ из гетерогенных смесей

1. Отстаивание.
2. Фильтрование.
3. Воздействие магнитом.

Отстаивание применяют в следующих случаях:

а) для выделения из гетерогенной смеси веществ с различной плотностью. Этот метод подходит для нерастворимых в воде веществ. Например, древесные и металлические опилки можно залить водой, взболтать и дать отстояться. При

этом более плотные металлические опилки осядут на дно, а более легкие древесные всплывут на поверхности воды;

б) для выделения из гетерогенной смеси веществ с разной скоростью осаждения в воде. Например, если залить водой смесь песка и глины, взболтать и отследить осаждение веществ, то можно заметить, что песок осядет значительно быстрее глины;

в) для разделения малорастворимых друг в друге жидкостей с различной плотностью. Этот способ используется, например, для разделения смеси бензина или нефти с водой, растительного масла с водой. При этом смесь расслаивается. Разделить слои можно с помощью делительной воронки.

Также разные по плотности вещества в смеси можно разделить способом *центрифугирования* — вещество с большей плотностью при разделении на центрифуге осядет на дне сосуда (так разделяют сливки и молоко).

Фильтрация позволяет разделить в смеси растворимые и нерастворимые в воде вещества. Например, если смесь соли и песка взболтать в воде и отфильтровать, то нерастворимый песок останется на фильтровальной бумаге, а соль, растворившись в воде, пройдет через фильтр.

Воздействие магнитом применяют при наличии в гетерогенной смеси веществ, способных к намагничиванию. Так, можно разделить смесь угольного и железного порошка. Железный порошок притянется магнитом.

4.1.4. Приготовление растворов

При приготовлении растворов следует соблюдать **общие правила**:

1. Соблюдать чистоту. Вся необходимая посуда должна быть тщательно вымыта. Готовить растворы следует, используя чистые реактивы и дистиллированную воду.
2. Подлежащие растворению твердые вещества, особенно труднорастворимые, рекомендуется измельчить, так как растворение крупных кристаллов и комков происходит очень медленно.
3. Некоторые вещества, будучи растертыми в тонкий порошок, имеют свойство плавать на поверхности воды, не смачиваясь. Перед растворением такие порошки следует растереть в ступке с небольшим количеством воды до образования однородной кашицы, которую затем смыть водой в стакан и далее растворить как обычно. Иногда перед растворением порошок смачивают несколькими каплями спирта.
4. Применение для приготовления растворов горячей воды при точных работах не рекомендуется. Хотя нагревание и ускоряет процесс растворения, оно приводит к изменению концентрации за счет испарения и к неточностям в измерении объемов.
5. Если растворение происходит медленно, суспензию необходимо перемешивать с помощью механической мешалки или, что лучше, взбалтывать в закрытой склянке или колбе на механическом встряхивателе.
6. Легко растворяющиеся твердые вещества и жидкости перемешивают вручную в закрытом сосуде (если не предвидится выделения газов или паров) путем встряхивания или многократного переворачивания сосуда; можно перемешивать их стеклянной лопаточкой в стакане.
7. При растворении сильных кислот, особенно серной и азотной, следует приливать кислоту в воду, но ни в коем случае не наоборот.

8. Если необходимо приготовить насыщенный раствор вещества, растворимость которого в воде неизвестна, его приливают небольшими порциями, каждый раз добиваясь полного растворения, до тех пор, пока последняя порция уже не будет растворяться. Следует иметь в виду, что с повышением концентрации раствора скорость растворения падает. Поэтому быть уверенным, что состояние насыщения достигнуто, можно лишь в том случае, если количество твердого вещества не уменьшилось после, по крайней мере, получасового перемешивания раствора.

Рекомендуется также готовить насыщенный раствор в теплой воде, а затем охладить его до комнатной температуры. Некоторое количество растворенного вещества должно при этом выпасть в осадок. Исключение составляют очень немногие вещества (например, карбонат лития), растворимость которых в воде с повышением температуры уменьшается.

Хранят насыщенные растворы, как правило, с небольшим избытком нерастворившегося твердого вещества.

9. Подлежащие хранению растворы необходимо сразу же после приготовления перелить в плотно закрывающиеся сосуды и снабдить этикетками с указанием названия и формулы растворенного вещества, концентрации раствора и даты его приготовления. Вместимость сосуда для хранения должна быть такой, чтобы раствор заполнял его почти доверху.

4.2. Определение характера среды растворов кислот и щелочей с помощью индикаторов.

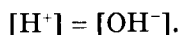
Качественные реакции на ионы в растворе (хлорид-, сульфат-, карбонат-ионы, ион аммония)

В практической деятельности человека часто возникает необходимость выявления того или иного вещества в растворах.

Реакции, с помощью которых определяют различные химические соединения, называют **качественными**.

Различают три типа сред: нейтральную, щелочную и кислотную. Среду любого водного раствора можно охарактеризовать концентрацией ионов водорода H^+ или гидроксид-ионов OH^- .

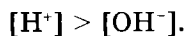
Нейтральная — это среда, в которой концентрация ионов водорода равна концентрации гидроксид-ионов:



Щелочная — это среда, в которой концентрация ионов водорода меньше концентрации гидроксид-ионов:



Кислотная — это среда, в которой концентрация ионов водорода больше концентрации гидроксид-ионов:



Для того чтобы определить характер среды водных растворов, в химии принято пользоваться **индикаторами** — красителями сложного состава, которые изменяют свою окраску в зависимости от типа среды.

Изменение окраски индикаторов в зависимости от характера среды в растворе приведены в табл. 4.1.

Таблица 4.1

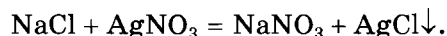
**Изменение окраски индикаторов
в зависимости от среды растворов электролитов**

Название индикатора	Окраска индикатора в среде		
	кислая (H ⁺)	нейтральная	щелочная (OH ⁻)
Лакмус	Красный	Фиолетовый	Синий
Фенолфталеин	Бесцветный	Бесцветный	Малиновый
Метилоранж	Розовый	Оранжевый	Желтый

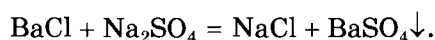
Наличие в растворе тех или иных ионов определяют с помощью качественных реакций.

Наиболее распространенные способы определения ионов в растворах:

1. Качественной реакцией на определение *хлорид-ионов* является реакция с нитратом серебра. При добавлении его в раствор происходит реакция ионного обмена с образованием белого осадка — хлорида серебра:

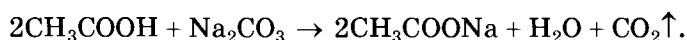


2. Качественной реакцией на *сульфат-ионы* является реакция с растворимой солью бария. При добавлении в раствор, содержащий сульфат-ионы, растворимой соли бария происходит реакция ионного обмена, заканчивающаяся выпадением белого осадка — сульфата бария:



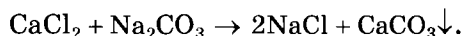
3. Качественными реакциями на *карбонат-ионы* являются:

- а) воздействие на раствор, содержащий карбонат-ионы, любой кислотой, при этом выделяется газ — CO₂:



Обнаружить выделение пузырьков газа можно, производя реакцию в герметическом сосуде с газоотводной трубкой, опущенной в воду;

- б) осаждение карбонат-ионов катионами кальция и бария, при этом образуются нерастворимые карбонаты, выпадающие белым осадком:



4. Качественной реакцией на определение в растворе *катиона аммония* является реакция раствора соли со щелочью. При этом происходит реакция ионного обмена, в результате которой выделяется газ — аммиак:



Аммиак можно обнаружить, поднеся к сосуду, в котором идет реакция, стеклянную палочку, смоченную в растворе соляной кислоты. При наличии аммиака будет образовываться белый дым (пары NH_4Cl).

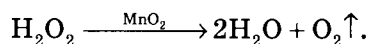
4.3. Получение газообразных веществ.

Качественные реакции на газообразные вещества (кислород, водород, углекислый газ, аммиак)

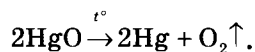
4.3.1. Получение кислорода O_2

Газ кислород в лаборатории получают путем реакций разложения сложных веществ, содержащих элемент кислород:

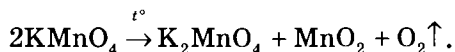
1. Разложение перекиси водорода:



2. Разложение оксида ртути при нагревании:



3. Разложение перманганата калия при нагревании:

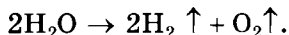


Качественной реакцией на выделяющийся кислород является реакция горения — тлеющая лучина ярко вспыхивает в выделяющемся молекулярном кислороде.

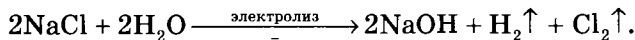
4.3.2. Получение водорода H_2

Водород в лаборатории также получают путем реакций разложения:

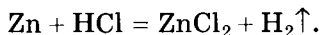
1. Разложение воды при действии постоянного тока (электролиз):



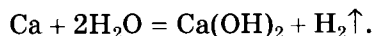
2. Разложение водного раствора хлорида натрия при действии постоянного тока (электролиз раствора):



3. Реакция замещения — взаимодействие металлов, стоящих в вытеснительном ряду перед водородом, с кислотами:



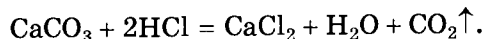
4. Взаимодействие активных металлов (Na, Ca) с водой:



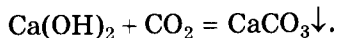
Качественной реакцией на выделяющийся молекулярный водород является сгорание собранного в пробирку газа с характерным «хлопком» в результате образования «гремучей смеси» — смеси водорода и воздуха.

4.3.3. Получение углекислого газа

В лаборатории углекислый газ получают путем воздействия на мел или мрамор соляной кислоты:



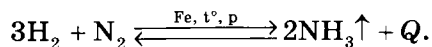
Качественной реакцией на углекислый газ является помутнение известковой воды — раствора гидроксида кальция:



Если выделяющийся газ пропустить через раствор известковой воды, то выделится нерастворимый карбонат кальция, вызывающий помутнение раствора.

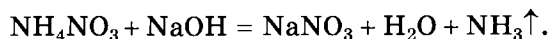
4.3.4. Получение аммиака

Промышленный способ получения аммиака основан на прямом взаимодействии водорода и азота:

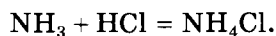


Это так называемый процесс Габера (Фриц Габер — немецкий физик, разработавший физико-химические основы метода).

В лаборатории аммиак получают путем воздействия сильных щелочей на соли аммония:



Качественной реакцией на аммиак, как и на ион аммония, является его взаимодействие с соляной кислотой:



Если к раствору, из которого выделяется аммиак, поднести стеклянную палочку, смоченную в растворе соляной кислоты, образуется белый дым.

4.4. Проведение расчетов на основе формул и уравнений реакций

4.4.1. Вычисления массовой доли химического элемента в веществе

Для расчетов по химическим формулам необходимо уметь пользоваться соответствующими химическими понятиями.

Относительная атомная масса (A_r) — это масса одного атома, выраженная в атомных единицах массы (а. е. м.) и равная отношению средней массы всех изотопов атома к численному значению $1/12$ массы изотопа углерода ^{12}C .

Относительная атомная масса A_r показывает, во сколько раз атом данного элемента тяжелее атомной единицы массы. За атомную единицу массы принято численное значение массы $1/12$ части изотопа углерода ^{12}C . Она равна $1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$.

Например, $A_r(\text{Na}) = 23$ а. е. м. Это значит, один атом элемента натрия в 23 раза тяжелее атомной единицы массы: $23 \cdot 1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг} = 38,41 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$. Это абсолютная масса атома натрия. Использовать такие значения масс для расчетов неудобно, поэтому в таблице Д. И. Менделеева указаны только относительные атомные массы, которые служат для сравнения химических элементов по массе.

При необходимости можно определить абсолютную массу атома данного элемента, умножив его относительную атомную массу на численное значение атомной единицы массы ($1,67 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$), как это было сделано выше для натрия.

Относительная молекулярная масса (M_r) — это масса молекулы вещества, выраженная в атомных единицах массы (а. е. м.) и равная отношению средней массы молекулы вещества к численному значению $1/12$ массы изотопа углерода ^{12}C .

Массовая доля элемента в веществе. Расчет массовой доли химического элемента в веществе (W) проводится по формуле вещества, а также по относительным атомным массам элементов, входящих в состав вещества.

Для определения массовой доли элемента в веществе необходимо:

1. Определить относительную атомную массу элемента A_r , для которого необходимо вычислить массовую долю в веществе (относительные атомные массы элементов указаны в периодической системе элементов Д. И. Менделеева).
2. Умножить относительную атомную массу элемента на количество атомов элемента (x) в формуле (если количество атомов больше одного).
3. Определить относительную молекулярную массу всего вещества M_r . Для этого необходимо сложить относительные атомные массы всех элементов вещества, с учетом количества их атомов в веществе.
4. Массовую долю элемента в веществе вычислить по формуле:

$$W = \frac{A_r \cdot x}{M_r} \cdot 100 \%,$$

где W — массовая доля элемента (измеряется в долях или %);

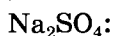
A_r — относительная атомная масса элемента;

x — количество атомов элемента в веществе;

M_r — относительная молекулярная масса вещества.

Задача. Вычислить массовую долю натрия в сульфате натрия.

Дано:



$$A_r(\text{Na}) = 23$$

$$A_r(\text{S}) = 32$$

$$A_r(\text{O}) = 16$$

$$W(\text{Na}) = ?$$

Решение:

$$M_r(\text{Na}_2\text{SO}_4) = 23 \cdot 2 + 32 + 16 \cdot 4 = 142$$

$$W(\text{Na}) = \frac{A_r(\text{Na}) \cdot 2}{M_r} \cdot 100 \% = \frac{23 \cdot 2}{142} \cdot 100 \% = 32,39 \%$$

Ответ: 32,39 %.

Также, зная массовую долю каждого элемента в веществе, можно определить простейшую эмпирическую формулу этого вещества.

Простейшая (эмпирическая) формула показывает соотношение атомов в веществе. Например, для ацетилена соотношение $C : H = 1 : 1$, то есть простейшая формула ацетилена — CH .

Молекулярная (истинная) формула — формула, в которой отражается реальное число атомов каждого вида, входящих в молекулу вещества. Например, C_2H_2 — истинная формула ацетилена.

Молекулярная формула может совпадать с простейшей или быть кратной ей.

Если в задаче даны только массовые доли элементов, то в процессе решения задачи можно вычислить только простейшую формулу вещества. Для получения истинной формулы в задаче обычно даются дополнительные данные — молярная масса, относительная или абсолютная плотность вещества или другие данные, с помощью которых можно определить молярную массу вещества.

Например, для вещества, в состав которого входят атомы трех различных химических элементов, алгоритм определения химической формулы будет следующим:

1. Определить относительные атомные массы элементов A_r для всех элементов (Θ) в веществе (относительные атомные массы элементов указаны в периодической системе элементов Д. И. Менделеева).
2. Чтобы перейти от массовых долей к соотношениям атомов, нужно разделить каждую из долей на относительную атомную массу соответствующего элемента:

$$\Theta_1 : \Theta_2 : \Theta_3 = \frac{W_1}{A_{r1}} : \frac{W_2}{A_{r2}} : \frac{W_3}{A_{r3}}.$$

3. Чтобы перейти к соотношениям целых чисел, нужно выбрать меньшее число из всех и все три числа разделить на него.
4. Установить возможное соотношение атомов в веществе и вывести на основании этого простейшую эмпирическую формулу.

■ **Задача.** Вывести формулу соединения, если массовая доля калия в нем 56,6 %, углерода — 8,7 %, а кислорода — 34,8 %.

Дано:

$W(K) = 56,6 \%$

$W(C) = 8,7 \%$

$W(O) = 34,8 \%$

Определить:

химическую формулу

Решение:

$A_r(K) = 39$

$A_r(C) = 12$

$A_r(O) = 16$

$$K : C : O = \frac{56,6}{39} : \frac{8,7}{12} : \frac{34,8}{16} = 1,45 : 0,725 : 2,175.$$

Делим все три получившиеся числа на наименьшее (0,725):

$$\frac{1,45}{0,725} : \frac{0,725}{0,725} : \frac{2,175}{0,725} = 2 : 1 : 3;$$

$K : C : O = 2 : 1 : 3.$

Простейшая химическая формула соединения — K_2CO_3 .

Ответ: K_2CO_3 .

4.4.2. Вычисления массовой доли растворенного вещества в растворе

Концентрация раствора определяется содержанием растворенного вещества в растворе, которое выражают с помощью его массовой доли.

Массовая доля (w) — это отношение массы растворенного вещества к общей массе раствора.

Массовую долю выражают в долях единицы или процентах:

$$w \text{ (в долях)} = \frac{m_{\text{(в-ва)}}}{m_{\text{(р-р)}}}, w \text{ (в \%)} = w \cdot 100 \text{ \%}.$$

Задача. В 280 г воды растворили 70 г фосфорной кислоты. Найти массовую долю кислоты в полученном растворе.

Дано:

$$m(\text{р-ра } \text{H}_3\text{PO}_4) = 70 \text{ г}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 280 \text{ г}$$

$$w(\text{H}_3\text{PO}_4) = ?$$

Решение:

$$w = \frac{m(\text{к-ты})}{m(\text{р-ра})};$$

$$m(\text{р-ра}) = m(\text{к-ты}) + m(\text{H}_2\text{O});$$

$$m(\text{р-ра } \text{H}_3\text{PO}_4) = 70 \text{ г} + 280 \text{ г} = 350 \text{ г};$$

$$w(\text{H}_3\text{PO}_4) = 70 \text{ г} : 350 \text{ г} = 0,2 \text{ (20 \%)}.$$

$$\text{Ответ: } w(\text{H}_3\text{PO}_4) = 0,2, \text{ или } 20 \text{ \%}.$$

Также, зная массовую долю растворенного вещества, можно найти массу вещества, необходимую для приготовления раствора заданного объема.

Для этого необходимо воспользоваться следующими формулами:

$$m(\text{в-ва}) = m(\text{р-ра}) \cdot w; m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{в-ва}),$$

где m — масса, w — массовая доля растворенного вещества в растворе.

Задача. Приготовить 0,5 л 20 %-го раствора поваренной соли.

Дано:

$$V(\text{р-ра } \text{NaCl}) = 500 \text{ мл}$$

$$w(\text{NaCl}) = 0,2$$

$$m(\text{NaCl}) = ?$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = ?$$

Решение:

Поскольку плотность воды равна 1 г/см³, масса 500 мл воды будет равна 500 г.

$$m(\text{в-ва}) = m(\text{р-ра}) \cdot w;$$

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

$$m(\text{NaCl}) = 0,2 \cdot 500 \text{ г} = 100 \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 500 \text{ г} - 100 \text{ г} = 400 \text{ г (или 400 мл)}.$$

$$\text{Ответ: } m(\text{NaCl}) = 100 \text{ г}, m(\text{H}_2\text{O}) = 400 \text{ г}.$$

Аналогичным образом вычисляется массовая доля любого вещества в смеси веществ (или в сплаве металлов):

$$w = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{смеси})},$$

где w — массовая доля вещества, $m(\text{в-ва})$ — масса вещества, $m(\text{смеси})$ — масса смеси.

4.4.3. Вычисление количества вещества, массы или объема вещества по количеству вещества, массе или объему одного из реагентов или продуктов реакции

Для расчетов по химическим формулам и уравнениям используется *закон постоянства состава вещества*:

Молекулярные химические соединения независимо от способа их получения имеют постоянный состав и свойства.

Следует понимать, что для веществ немолекулярного строения его состав и свойства могут меняться в зависимости от способа получения этих веществ.

Количество вещества. Моль. В химических процессах участвуют мельчайшие частицы — молекулы, атомы, ионы, электроны. Число таких частиц даже в малой порции вещества очень велико. Поэтому, чтобы избежать математических операций с большими числами, для характеристики количества вещества, участвующего в химической реакции, используется специальная единица — *моль*.

Моль — это такое количество вещества, в котором содержится определенное число частиц (молекул, атомов, ионов), равное постоянной Авогадро:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}.$$

Постоянная Авогадро N_A определяется как число атомов, содержащееся в 12 г изотопа ^{12}C . Таким образом, 1 моль любого вещества содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ частиц этого вещества.

Исходя из этого, любое количество вещества можно выразить определенным числом молей ν (*ню*). Например, в образце вещества содержится $12,04 \cdot 10^{23}$ молекул. Следовательно, количество вещества в этом образце составляет:

$$\frac{12,04 \cdot 10^{23}}{6,02 \cdot 10^{23}} = 2 \text{ моль}.$$

$$\text{В общем виде: } \nu = \frac{N}{N_A},$$

где N — число частиц данного вещества, N_A — число частиц, которое содержит 1 моль вещества (постоянная Авогадро).

Молярная масса вещества (M) — масса, которую имеет 1 моль данного вещества.

Молярную массу вещества можно вычислить, если известны его масса m и количество (число молей) ν , по формуле:

$$M = \frac{m}{\nu}.$$

Соответственно, зная массу и молярную массу вещества, можно рассчитать число его молей:

$$\nu = \frac{m}{M}.$$

или найти массу вещества по числу молей и молярной массе:

$$m = \nu \cdot M.$$

Молярная масса выражается в кг/моль или г/моль. Молярная масса, выраженная в г/моль, численно равна относительной молекулярной массе M_r (для веществ атомного строения — относительной атомной массе A_r).

Например, молярная масса метана CH_4 определяется следующим образом:

$$M_r(\text{CH}_4) = A_r(\text{C}) + 4A_r(\text{H}) = 12 + 4 = 16.$$

$M(\text{CH}_4) = 16$ г/моль, то есть 16 г CH_4 содержат $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул.

Необходимо отметить, что значение молярной массы вещества определяется его качественным и количественным составом, то есть зависит от M_r и A_r . Поэтому разные вещества при одинаковом количестве молей имеют различные массы m .

Задача. Сколько молекул содержится в 32 г оксида серы (IV) SO_2 ?

Дано:

$$m(\text{SO}_2) = 32 \text{ г}$$

$$N(\text{SO}_2) = ?$$

Решение:

$$N = N_A \cdot \nu;$$

$$\nu = \frac{m}{M};$$

$$M(\text{SO}_2) = 32 + 16 \cdot 2 = 64 \text{ (г/моль)};$$

$$\nu = \frac{32 \text{ г}}{64 \text{ г/моль}} = 0,5 \text{ моль};$$

$$N(\text{SO}_2) = 6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль} \cdot 0,5 \text{ моль} = 3 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

$$\text{Ответ: } N(\text{SO}_2) = 3 \cdot 10^{23} \text{ молекул.}$$

Задача. Найти массу $1,5 \cdot 10^{23}$ молекул кислорода.

Дано:

$$N(\text{O}_2) = 1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекул}$$

$$m(\text{O}_2) = ?$$

Решение:

$$m = M \cdot n;$$

$$n = \frac{N}{N_A};$$

$$M(\text{O}_2) = 16 \cdot 2 = 32 \text{ (г/моль)};$$

$$n(\text{O}_2) = (1,5 \cdot 10^{23} \text{ молекул}) : (6 \cdot 10^{23} \text{ молекул/моль}) = 2,5 \text{ моль};$$

$$m(\text{O}_2) = 32 \text{ г/моль} \cdot 2,5 \text{ моль} = 80 \text{ г.}$$

$$\text{Ответ: } m(\text{O}_2) = 80 \text{ г.}$$

Нахождение мольной доли элемента в соединении

Мольная доля элемента в соединении (x) — это количество вещества данного элемента к сумме количества вещества всех элементов, входящих в соединение.

► **Задача.** Найти молярную долю водорода в воде.

Дано:



$x_{\text{H}} = ?$

Решение:

$$x_{\text{H}} = \frac{n_{\text{H}}}{n_{\text{H}} + n_{\text{O}}} = \frac{\frac{N_{\text{H}}}{N_{\text{A}}}}{\frac{N_{\text{H}}}{N_{\text{A}}} + \frac{N_{\text{O}}}{N_{\text{A}}}} = \frac{N_{\text{H}}}{N_{\text{H}} + N_{\text{O}}}.$$

В молекуле H_2O : $N_{\text{H}} = 2$; $N_{\text{O}} = 1$.

$$x_{\text{H}} = \frac{2}{2+1} = \frac{2}{3} \approx 0,667.$$

Ответ: $x_{\text{H}} \approx 0,667$.

Молярная доля вещества в смеси или в растворе — это отношение количества исследуемого вещества к сумме количеств веществ всех компонентов смеси.

4.4.4. Расчеты, связанные с применением закона Авогадро

Изучение реакций между различными газами позволило итальянскому ученому А. Авогадро сформулировать закон, описывающий химические взаимодействия газообразных веществ:

В равных объемах разных газов при одинаковых условиях (температуре и давлении) содержится одинаковое количество молекул.

Поскольку моли всех веществ содержат одинаковое количество молекул, моли различных газов при одинаковых условиях занимают равные объемы.

Первое следствие из закона Авогадро:

Моль любого газа при нормальных условиях имеет объем 22,4 л. Этот объем называется *молярным объемом газа*. Молярный объем газа — это объем одного моля данного газа.

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль. Следовательно: } n = \frac{V}{V_m}, \text{ где } V — \text{объем газа.}$$

$$\text{Отсюда: } V = V_m \cdot n \text{ и } V_m = \frac{V}{n}.$$

Относительная плотность газа. Относительная плотность — это соотношение масс равных объемов газа при одинаковых условиях.

Если 1 л одного газа имеет массу a г, а другой — b г, то относительная плотность первого по отношению к другому равна:

$$D = \frac{a}{b}.$$

Второе следствие из закона Авогадро:

Масса объема газа равняется массе молекул газа, умноженной на их количество, то есть масса 1 л первого газа равняется $a_1 = M_1 N_1$, где M_1 — молекулярная масса первого газа.

Для второго газа она равна $b_2 = M_2 N_2$. Поскольку взяли по 1 л каждого газа (равные объемы), $N_1 = N_2$ (по закону Авогадро). Тогда:

$$D = \frac{a}{b} = \frac{M_1 N_1}{M_2 N_2} = \frac{M_1}{M_2}.$$

Относительная плотность газов равна отношению их молекулярных масс.

Обычно плотность газов определяют по отношению к водороду, поскольку он является самым легким газом.

Часто используют относительную плотность газов по воздуху (молекулярная масса воздуха равна 29).

Если необходимо определить плотность одного газа относительно другого, то для записи к символу относительной плотности добавляют индекс (газ, относительно которого определяется плотность), а затем пишут в скобках исследуемый газ.

Например, плотность сероводорода по водороду — $D_{H_2}(H_2S)$.

Задача. Определить относительную плотность аммиака по воздуху.

Дано:



$$A_r(N) = 14$$

$$A_r(H) = 1$$

$$M_r(\text{воздух}) = 29$$

$$D_{\text{воздух}}(NH_3) = ?$$

Решение:

Находим M_r аммиака:

$$M_r(NH_3) = 14 + 11 \cdot 3 = 17;$$

$$D_{\text{воздух}}(NH_3) = \frac{17}{29} = 0,59.$$

$$\text{Ответ: } D_{\text{воздух}}(NH_3) = 0,59.$$

Объемную долю газообразного вещества в газовой смеси, обозначаемую греческой буквой φ , можно вычислить так:

$$\varphi = \frac{V(\text{в-ва})}{V(\text{смеси})}.$$

Отсюда:

$$V(\text{в-ва}) = V(\text{смеси}) \cdot \varphi; \quad V(\text{смеси}) = \frac{V(\text{в-ва})}{\varphi}.$$

Задача. Сколько кубических литров кислорода может быть получено из жидкого воздуха 1200 м^3 (н. у.), если известно, что объемная доля кислорода в воздухе составляет 0,21.

Дано:

$$V(\text{возд.}) = 1200 \text{ м}^3$$

$$\varphi(O_2) = 0,21$$

$$V(O_2) = ?$$

Решение:

$$V(O_2) = V(\text{возд.}) \cdot \varphi(O_2);$$

$$V(O_2) = 1200 \text{ м}^3 \cdot 0,21 = 252 \text{ м}^3.$$

$$\text{Ответ: } V(O_2) = 252 \text{ м}^3.$$

■ **Задача.** Найти массу 56 м^3 метана CH_4 при н. у.

Дано:

$$V(\text{CH}_4) = 56 \text{ м}^3$$

$$m(\text{CH}_4) = ?$$

Решение:

$$m = M \cdot n; \quad n = \frac{V}{V_m};$$

$$M(\text{CH}_4) = 12 + 1 \cdot 4 = 16 \text{ (кг/кмоль)};$$

$$n(\text{CH}_4) = 56 \text{ м}^3 : 22,4 \text{ м}^3/\text{кмоль} = 2,5 \text{ кмоль};$$

$$m(\text{CH}_4) = 16 \text{ кг/кмоль} \cdot 2,5 \text{ кмоль} = 40 \text{ кг}.$$

$$\text{Ответ: } m(\text{CH}_4) = 40 \text{ кг}.$$

■ **Задача.** Найти массу и объем (н. у.), которые имеют $18 \cdot 10^{20}$ молекул сероводорода H_2S .

При решении задачи обратим внимание на число молекул $18 \cdot 10^{20}$. Так как 10^{20} в тысячу раз меньше 10^{23} , то очевидно, что расчеты следует вести с использованием ммоль, мл/ммоль и мг/ммоль.

Дано:

$$N(\text{H}_2\text{S}) =$$

$$= 18 \cdot 10^{20} \text{ молекул}$$

$$m(\text{H}_2\text{S}) = ?$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) = ?$$

Решение:

$$m = M \cdot n; \quad V = V_m \cdot n; \quad n = \frac{N}{N_A};$$

$$M(\text{H}_2\text{S}) = 1 \cdot 2 + 32 = 34 \text{ (мг/ммоль)};$$

$$n(\text{H}_2\text{S}) = 18 \cdot 10^{20} : 6 \cdot 10^{23} = 3 \text{ (ммоль)};$$

$$m(\text{H}_2\text{S}) = 34 \text{ мг/ммоль} \cdot 3 \text{ ммоль} = 102 \text{ мг};$$

$$V(\text{H}_2\text{S}) = 22,4 \text{ мл/ммоль} \cdot 3 \text{ ммоль} = 67,2 \text{ мл}.$$

$$\text{Ответ: } m(\text{H}_2\text{S}) = 102 \text{ мг}, \quad V(\text{H}_2\text{S}) = 67,2 \text{ мл}.$$

Расчеты по химическим уравнениям

Химические задачи, расчеты в которых проводятся по уравнениям реакции, называются *расчетными задачами*.

Алгоритм решения расчетных задач:

1. Составить уравнение химической реакции.
2. Записать над формулами веществ в химическом уравнении значения известных и неизвестных величин, с соответствующими единицами величин (только для чистых, то есть не содержащих примесей, веществ).
3. Если по условию задачи в реакцию вступают вещества, содержащие примеси или смесь веществ, то сначала нужно определить содержание чистого вещества или содержание искомого вещества в смеси; если в условии задачи речь идет о растворе, то сначала нужно вычислить массу растворенного вещества.
4. Под формулами веществ с известными и неизвестными массами записать соответствующие значения этих величин, найденные по уравнению реакции.
5. Составить и решить пропорцию.
6. Записать ответ.

В химических процессах соблюдается *закон сохранения массы веществ*:

■ **Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате этой реакции.**

Расчеты по химическим уравнениям производят на основании *закона эквивалентов*:

Вещества взаимодействуют друг с другом в количествах, пропорциональных их эквивалентам, то есть массы (объемы) реагирующих друг с другом веществ пропорциональны их эквивалентным массам (объемам).

В качестве эквивалентных масс для твердых и жидких веществ при расчетах используют их молярные массы, для газов — молярные объемы.

В химических расчетах следует выбирать соответствующие единицы измерения массы, объема и количества вещества, размерность должна быть равнозначной для всех веществ, участвующих в реакции (табл. 4.2).

Таблица 4.2

Соотношение единиц измерения некоторых физико-химических величин

Единица измерения	Масса (m)	Количество вещества (n)	Молярная масса (M)	Объем (V)	Молярный объем (V_m)	Число единиц (N)
Наиболее часто применяемая в химии	г	моль	г/моль	д	л/моль	$6 \cdot 10^{23}(N_A)$
В 1000 раз большая	кг	кмоль	кг/кмоль	м ³	м ³ /кмоль	$6 \cdot 10^{26}$
В 1000 раз меньшая	мг	ммоль	мг/ммоль	мл	мл/ммоль	$6 \cdot 10^{20}$

Вычисление количества вещества продуктов, участвующих в реакции

Задача. Красный фосфор массой 77,5 г сгорает в кислороде. Рассчитать количество вещества, полученного в результате реакции оксида фосфора (V).

Дано:

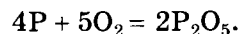
$$m(P) = 77,5 \text{ г}$$

$$\nu(P_2O_5) = ?$$

Решение:

1. Находим $M(P) = 31$ г/моль (из периодической системы элементов).

2. Записываем уравнение реакции горения фосфора:



3. Находим ν фосфора, вступившего в реакцию:

$$\nu = \frac{m}{M}; \quad \nu = \frac{77,5 \text{ г}}{31 \text{ г/моль}} = 2,5.$$

4. Составляем пропорцию: в результате взаимодействия 4 молей фосфора с кислородом образуется 2 моля оксида фосфора (V), тогда в результате взаимодействия 2,5 молей фосфора с кислородом образуется:

$$\nu(P_2O_5) = \frac{2,5 \cdot 2}{4} = 1,25 \text{ моль.}$$

Ответ: $\nu(P_2O_5) = 1,25$ моль.

- **Задача.** Какое количество чистого алюминия необходимо взять для получения 300 г сульфида алюминия?

Дано:

$$m(\text{Al}_2\text{S}_3) = 300 \text{ г}$$

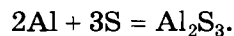
$$\nu(\text{Al}) = ?$$

Решение:

1. Находим: $M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}$;

$$M(\text{Al}_2\text{S}_3) = 27 \cdot 2 + 32 \cdot 3 = 150 \text{ г/моль}.$$

2. Записываем уравнение реакции:



3. Находим количество вещества образовавшегося сульфида алюминия:

$$\nu = \frac{m}{M} = \frac{300 \text{ г}}{150 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль}.$$

4. В результате взаимодействия 2 молей алюминия с серой образуется 1 моль сульфида алюминия, тогда для получения 2 молей сульфида алюминия необходимо взять:

$$\nu(\text{Al}) = \frac{2 \cdot 2}{1} = 4 \text{ моль}.$$

Ответ: $\nu(\text{Al}) = 4 \text{ моль}$.

Вычисление массы веществ, участвующих в реакции

Зная количество вещества, можно легко рассчитать его массу и объем.

- **Задача.** Смесь опилок меди и железа массой 2,5 г обработали избытком соляной кислоты. В результате реакции выделился газ объемом 0,672 л (при нормальных условиях). Вычислить массовую долю меди в смеси.

Дано:

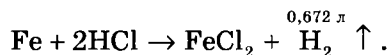
$$m(\text{смеси}) = 2,5 \text{ г}$$

$$V(\text{газа}) = 0,672 \text{ л}$$

$$\omega(\text{Cu}) = ?$$

Решение:

1. Поскольку медь в электрохимическом ряду металлов стоит правее водорода, взаимодействовать с HCl медные опилки не будут. Соляная кислота провзаимодействует с железом:



2. Выделился газ — водород определенного объема. Найдем количество вещества выделившегося водорода:

$$\nu(\text{H}_2) = \frac{V(\text{H}_2)}{V_m} = \frac{0,672 \text{ л}}{22,4 \text{ л/моль}} = 0,03 \text{ моль}.$$

3. Из уравнения реакции следует, что при реакции 1 моля железа выделяется 1 моль водорода. Следовательно, 0,03 моля водорода выделилось при растворении 0,03 моля железа.

4. Найдем массу железа:

$$m(\text{Fe}) = \nu \cdot M(\text{Fe}) = 0,03 \text{ моль} \cdot 56 \text{ г/моль} = 1,68 \text{ г.}$$

5. Найдем массу меди:

$$m(\text{Cu}) = m(\text{смеси}) - m(\text{Fe}) = 2,5 \text{ г} - 1,68 \text{ г} = 0,82 \text{ г.}$$

$$6. \omega(\text{Cu}) = \frac{m(\text{Cu})}{m(\text{смеси})} = \frac{0,82 \text{ г}}{2,5 \text{ г}} = 0,328, \text{ или } 32,8 \, \%.$$

Ответ: 0,328, или 32,8 %.

■ **Задача.** К раствору, содержащему хлорид кальция массой 2,22 г, добавили раствор, содержащий 5,3 г Na_2CO_3 . Найти массу получившегося осадка.

Дано:

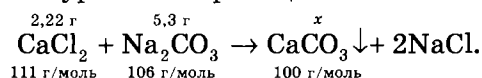
$$m(\text{CaCl}_2) = 2,22 \text{ г}$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 5,3 \text{ г}$$

$$m(\text{осадка}) = ?$$

Решение:

1. Запишем уравнение реакции:



2. Найдем молярные массы хлорида кальция, карбоната натрия и выпавшего в осадок карбоната кальция:

$$M(\text{CaCl}_2) = 111 \text{ г/моль}; M(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 106 \text{ г/моль};$$

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

$$3. \nu(\text{CaCl}_2) = \frac{2,22 \text{ г}}{111 \text{ г/моль}} = 0,02 \text{ моль}; \nu(\text{Na}_2\text{CO}_3) = \frac{5,3 \text{ г}}{106 \text{ г/моль}} = 0,05 \text{ моль.}$$

Для взаимодействия между этими веществами их необходимо взять в равных количествах. Следовательно, Na_2CO_3 прореагирует не полностью, а в количестве 0,02 моль. И осадок образуется также в количестве 0,02 моль.

$$\nu(\text{CaCO}_3) = 0,02 \text{ моль.}$$

$$4. m(\text{CaCO}_3) = \nu \cdot M(\text{CaCO}_3) = 0,02 \text{ моль} \cdot 100 \text{ г/моль} = 2 \text{ г.}$$

Ответ: 2 г.

■ **Задача.** Определить массы оксида хрома (III) и алюминия, необходимые для получения 1,04 кг хрома способом алюмотермии.

Дано:

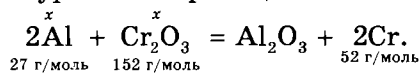
$$m(\text{Cr}) = 1,04 \text{ кг}$$

$$m(\text{Cr}_2\text{O}_3) = ?$$

$$m(\text{Al}) = ?$$

Решение:

1. Запишем уравнение реакции:



2. Найдем молярные массы алюминия, оксида хрома и металлического хрома:

$$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль}; M(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 152 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{Cr}) = 52 \text{ г/моль.}$$

3. При взаимодействии 2 моль Al и 1 моль Cr_2O_3 образуется 2 моль чистого хрома. Найдем $\nu(\text{Cr})$ в этой реакции:

$$\nu(\text{Cr}) = \frac{m(\text{Cr})}{M(\text{Cr})} = \frac{1040 \text{ г}}{52 \text{ г/моль}} = 20 \text{ моль.}$$

Тогда: $\nu(\text{Al}) = 20$ моль; $\nu(\text{Cr}_2\text{O}_3) = 10$ моль.

4. $m(\text{Al}) = \nu \cdot M = 20 \text{ моль} \cdot 27 \text{ г/моль} = 540 \text{ г}$;

$m(\text{Cr}_2\text{O}_3) = \nu \cdot M = 10 \text{ моль} \cdot 152 \text{ г/моль} = 1520 \text{ г}$.

Ответ: 540 г; 1520 г.

► **Задача.** Какую массу железа можно получить из железной руды — гематита массой 2 т (Fe_2O_3), содержащей 20 % примесей?

Дано:

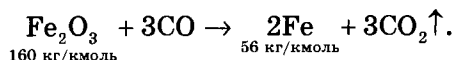
$m(\text{руды}) = 2 \text{ т}$

$\omega(\text{примесей}) = 20 \%$

$m(\text{Fe}) = ?$

Решение:

1. Запишем уравнение реакции восстановления железа из оксида железа (II):



2. Найдем молярные массы оксида железа и железа. Поскольку в задаче массу руды удобнее выражать в кг, молярные массы удобно выразить в кг/кмоль.

$M(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 160 \text{ кг/кмоль}$; $M(\text{Fe}) = 56 \text{ кг/кмоль}$.

3. Найдем массу Fe_2O_3 в руде:

$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = m(\text{руды}) - m(\text{примесей})$;

$$m(\text{примесей}) = \frac{\omega(\text{примесей}) \cdot m(\text{руды})}{100 \%} = \frac{20 \% \cdot 2000 \text{ кг}}{100 \%} = 400 \text{ кг};$$

$$m(\text{Fe}_2\text{O}_3) = 2000 \text{ кг} - 400 \text{ кг} = 1600 \text{ кг}.$$

$$4. \nu(\text{Fe}) = \frac{m}{M} = \frac{1600 \text{ кг}}{160 \text{ кг/кмоль}} = 10 \text{ кмоль}.$$

5. $\nu(\text{Fe}) = 10 \text{ кмоль} \cdot 2 = 20 \text{ кмоль}$ (по закону эквивалентов).

6. $m(\text{Fe}) = 20 \text{ кмоль} \cdot 56 \text{ кг/кмоль} = 1120 \text{ кг}$.

Ответ: 1120 кг.

Вычисление объемов веществ, участвующих в реакции

► **Задача.** Рассчитать объем воды, необходимый для разведения 70 %-ной уксусной эссенции массой 90 г для получения 9 %-ного столового уксуса.

Дано:

$m_1(\text{р-ра}) = 90 \text{ г}$

$\omega_1(\text{к-ты}) = 0,7$

$\omega_2(\text{к-ты}) = 0,09$

$V(\text{H}_2\text{O}) = ?$

Решение:

1. $V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O}) \cdot \rho(\text{H}_2\text{O})$.

Поскольку $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$, $V(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{H}_2\text{O})$.

2. Вычислим массу кислоты в растворах:

$m(\text{к-ты}) = m_1(\text{р-ра}) \cdot \omega_1(\text{к-ты}) = 90 \text{ г} \cdot 0,7 = 63 \text{ г}$.

3. Найдем массу раствора столового уксуса, зная массу кислоты и ее массовую долю:

$$m_2(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{к-ты})}{\omega_2(\text{к-ты})} = \frac{63 \text{ г}}{0,09} = 700 \text{ г}.$$

4. $m_2(\text{H}_2\text{O}) = m_2(\text{р-ра}) - m(\text{к-ты}) = 700 \text{ г} - 63 \text{ г} = 637 \text{ г}$; $V_2(\text{H}_2\text{O}) = 637 \text{ мл}$.

5. В растворе уксусной эссенции уже содержалась вода:

$$m_1(\text{H}_2\text{O}) = m_1(\text{p-ра}) - m(\text{к-ты}) = 90 \text{ г} - 63 \text{ г} = 27 \text{ г}; V_1(\text{H}_2\text{O}) = 27 \text{ мл.}$$

Следовательно, необходимо добавить: $V(\text{H}_2\text{O}) = V_2 - V_1 = 637 \text{ мл} - 27 \text{ мл} = 610 \text{ мл.}$

Ответ: 610 мл.

Задача. Рассчитать объем воздуха, который при нормальных условиях потребуется для окисления 80 г серы, содержащей 20 % примесей.

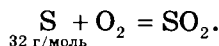
Дано:

$$\begin{aligned} m(\text{смеси}) &= 80 \text{ г} \\ \omega(\text{примесей}) &= 0,2 \\ \varphi(\text{O}_2) &= 21 \% \end{aligned}$$

$$V(\text{воздуха}) = ?$$

Решение:

1. Запишем уравнение реакции горения серы на воздухе:



2. Найдем массу чистой серы:

$$m(\text{S}) = m(\text{смеси}) - m(\text{примесей});$$

$$m(\text{примесей}) = 80 \text{ г} \cdot 0,2 = 16 \text{ г};$$

$$m(\text{S}) = 80 \text{ г} - 16 \text{ г} = 64 \text{ г.}$$

$$3. M(\text{S}) = 32 \text{ г/моль}; \nu(\text{S}) = \frac{64 \text{ г}}{32 \text{ г/моль}} = 2 \text{ моль.}$$

4. Согласно уравнению реакции и закону эквивалентов для сжигания 2 молей серы необходимо 2 моля кислорода. Найдем объем кислорода:

$$V(\text{O}_2) = \nu(\text{O}_2) \cdot V_m = 2 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 44,8 \text{ л.}$$

5. Массовая доля кислорода в воздухе составляет 21 %. Найдем объем воздуха, необходимый для сжигания 2 молей серы:

$$\varphi(\text{O}_2) = \frac{V(\text{O}_2)}{V(\text{возд.})}; V(\text{возд.}) = \frac{V(\text{O}_2)}{\varphi(\text{O}_2)} = \frac{44,8 \text{ л}}{0,21} \approx 213,33 \text{ л.}$$

Ответ: $\approx 213,33 \text{ л.}$

Задача. Какой объем газа выделится при взаимодействии избытка разбавленной азотной кислоты с 5,4 г металлического алюминиевого порошка при нагревании?

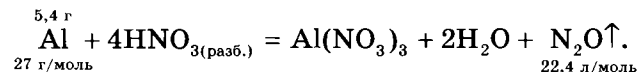
Дано:

$$m(\text{Al}) = 5,4 \text{ г}$$

$$V(\text{газа}) = ?$$

Решение:

1. Запишем уравнение реакции:



2. Составим пропорцию, по которой вычислим объем выделившегося оксида азота (I).

При растворении 27 г Al образуется 22,4 л N_2O .

При растворении 5,4 г Al образуется x л N_2O .

$$\frac{5,4}{27} = \frac{x}{22,4}; x = \frac{5,4 \cdot 22,4}{27} = 4,48 \text{ л.}$$

Ответ: $V(\text{NO}_2) = 4,48 \text{ л.}$

Тренировочные тестовые задания к разделу 4

Часть 1

При выполнении заданий с выбором ответа обведите кружком номер правильного ответа.

- A1.** Выберите ион, который обеспечивает кислую среду растворов.
1) H_3O^+ 2) OH^- 3) Cl^- 4) Na^+
- A2.** Выберите определение кристаллогидрата.
1) твердое вещество, которое в составе содержит химически связанную воду
2) насыщенный водный раствор
3) разбавленный водный раствор соли
4) концентрированный водный раствор соли
- A3.** Выберите пару реагентов, при взаимодействии которых получают оксид углерода (II) в лабораторных условиях.
1) CO_2 и C 3) HCOOH и $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$
2) C и H_2O 4) CH_4 и H_2O
- A4.** Укажите реактив для проведения качественной реакции на карбонаты.
1) соли аммония 3) сильная кислота
2) щелочь 4) аммиак
- A5.** Выберите вещество для получения хлора в лаборатории.
1) оксид железа (III) 3) оксид хрома (III)
2) оксид марганца (IV) 4) оксид кальция
- A6.** Укажите посуду, в которой в лаборатории хранят концентрированные растворы щелочей.
1) полиэтиленовые емкости 3) железные емкости
2) стеклянные сосуды 4) алюминиевые банки
- A7.** Укажите газ, который в школьных лабораториях запрещено хранить в газометрах.
1) азот 2) кислород 3) хлор 4) оксид углерода (IV)
- A8.** Укажите ионы, которые содержатся в растворе таблетки «Витамин С», если цвет универсального индикатора изменился на красный.
1) натрий-катионы 3) аммоний-катионы
2) гидроксид-анионы 4) водородные катионы
- A9.** Укажите способ получения водорода в промышленности.
1) $2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{эл-з}} 2\text{H}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow$
2) $2\text{Al} + 2\text{KOH} + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{KAlO}_2 + 3\text{H}_2\uparrow$
3) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{CO} + 3\text{H}_2\uparrow$
4) $\text{Zn} + 2\text{HCl} \rightarrow \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$

- A10.** Метод очистки органических растворителей от нелетучих примесей называется
- 1) возгонка
 - 2) перегонка
 - 3) перекристаллизация
 - 4) этерификация
- A11.** Вычислите массовую долю кальция в карбонате кальция.
- 1) 0,12
 - 2) 0,40
 - 3) 0,20
 - 4) 0,52
- A12.** Вычислите массовую долю растворенного вещества в 200 г раствора, образованного при растворении 40 г вещества в воде.
- 1) 0,4
 - 2) 0,2
 - 3) 0,1
 - 4) 0,3
- A13.** Вычислите массовую долю растворенного вещества в растворе, если при нагревании из 100 г водного раствора с массовой долей 0,2 выпарили 20 г воды.
- 1) 0,25
 - 2) 0,20
 - 3) 0,30
 - 4) 0,15
- A14.** Рассчитайте количество вещества (моль) сульфида серы (II), которое образовалось при нагревании 6,4 г серы и 5,6 г железа.
- 1) 0,1
 - 2) 0,2
 - 3) 1,4
 - 4) 1,0
- A15.** Вычислите количество вещества (моль) хлорида цинка, которое образовалось при взаимодействии 0,2 моль цинка с 0,6 моль соляной кислоты.
- 1) 0,8
 - 2) 0,6
 - 3) 0,3
 - 4) 0,2
- A16.** Вычислите массу (г) сульфата железа (II), которая образовалась при взаимодействии 5,6 г железа с 9,8 г серной кислоты.
- 1) 15,4
 - 2) 5,6
 - 3) 9,8
 - 4) 15,2
- A17.** Чему равна масса оксида фосфора (V), полученного при сжигании достаточного количества фосфора в 11,2 л кислорода (н. у.)?
- 1) 30,0
 - 2) 28,4
 - 3) 80,0
 - 4) 100
- A18.** Вычислите объем кислорода, который необходим для сгорания 75 л этилена.
- 1) 300
 - 2) 225
 - 3) 750
 - 4) 200
- A19.** К раствору, содержащему 8,2 г нитрата кальция, добавили избыток раствора карбоната натрия. Вычислите массу полученной нерастворимой соли.
- 1) 10
 - 2) 8
 - 3) 5
 - 4) 3
- A20.** Вычислите массу гидроксида натрия, необходимого для полной нейтрализации 126 г раствора с массовой долей азотной кислоты 10 %.
- 1) 10
 - 2) 8
 - 3) 12
 - 4) 13

Часть 2

Из предложенного перечня ответов выберите два правильных и обведите их номера.

Цифры выбранных ответов запишите в указанном месте без дополнительных символов.

- B1.** Выберите утверждения относительно двухвалентного металла, природный минерал которого называется «мрамор». Он представляет собой карбонат с массовой долей металла 40 %.

- 1) металл в природе встречается в самородках
- 2) в ряду напряжения металл располагается после водорода
- 3) металл активно вытесняет водород из воды и кислот

- 4) катионы металла есть в природной воде и обеспечивают ее жесткость
5) металл — благородный и стойкий к агрессивной среде

Ответ: _____.

B2. Выберите утверждения, которые характеризуют элемент X, который образует оксид X_2O_5 с молярной массой 142 г/моль.

- 1) металл
2) существует в виде простого вещества, которое применяется в производстве спичек
3) элемент образует аллотропные модификации
4) находится в III группе периодической системы
5) образует летучее водородное соединение XH_4

Ответ: _____.

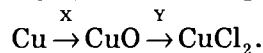
B3. Выберите вещества X и Y для осуществления превращений по схеме:



- 1) SO_2 2) $NaHSO_4$ 3) SO_3 4) H_2S 5) $H_2S_2O_7$

Ответ: _____.

B4. Выберите вещества X и Y для осуществления превращений по схеме:



- 1) HCl 2) O_2 3) H_2O 4) HNO_3 5) $NaCl$

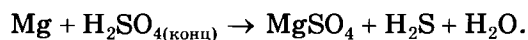
Ответ: _____.

B5. Выберите реакции, в результате которых можно получить азотную кислоту.

- 1) $NO_2 + O_2 + H_2O \rightarrow$ 3) $NaNO_3 + H_2SO_{4(конц)} \rightarrow$
2) $NaNO_3 + HCl \rightarrow$ 4) $NO + H_2O \rightarrow$

Ответ: _____.

B6. Выберите утверждения относительно реакции:



- 1) изменяется только степень окисления магния
2) восстановителем является магний
3) сера принимает шесть электронов
4) восстановителем является сера
5) магний отдает два электрона

Ответ: _____.

B7. Выберите утверждения о реакциях обмена.

- 1) в них принимают участие только простые вещества
2) в них принимают участие простые и сложные вещества
3) в них принимают участие только сложные вещества
4) в них принимают участие только неорганические вещества
5) эти реакции характеризуют свойства электролитов

Ответ: _____.

К каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго столбца. Выбранные цифры запишите под соответствующими буквами таблицы. Цифры в ответе могут повторяться.

В8. Установите соответствие между цветом пламени и ионом металла.

Цвет пламени	Ион металла
А) фиолетовый	1) Ba^{2+}
Б) зеленый	2) Li^+
В) красный	3) K^+
	4) Ca^{2+}

Ответ:	А	Б	В

В9. Установите соответствие катиона металла и реактива для его качественного определения.

Катион металла	Реактив
А) Fe^{3+}	1) $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
Б) Ba^{2+}	2) HNO_3
В) Ag^+	3) NaCl
	4) H_2SO_4

Ответ:	А	Б	В

В10. Установите соответствие между формулами кристаллогидратов и массовыми долями в них безводной соли CuSO_4 .

Формула кристаллогидрата	Массовая доля безводной соли
А) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$	1) 0,82
Б) $\text{CuSO}_4 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$	2) 0,90
В) $\text{CuSO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$	3) 0,75
	4) 0,64

Ответ:	А	Б	В

В11. Установите соответствие между цветом пламени и ионом металла.

Цвет пламени	Ионы металлов
А) желтый	1) Li^+
Б) малиновый	2) Cu^{2+}
В) сине-зеленый	3) Na^+
	4) Ba^{2+}

Ответ:	А	Б	В

В12. Установите соответствие между массами компонентов растворов и массовыми долями растворенного вещества в образовавшихся растворах.

Массы веществ в растворе	Массовая доля соли в растворе
А) 95 г H_2O и 5 г $NaCl$	1) 0,20
Б) 20 г H_2O и 5 г $NaCl$	2) 0,05
В) 9 г H_2O и 1 г $NaCl$	3) 0,10
	4) 0,46

Ответ:

А	Б	В

В13. Установите соответствие между формулами вещества и их относительной молекулярной массой.

Формула вещества	Относительная молекулярная масса
А) H_3PO_4	1) 90
Б) $Fe(OH)_2$	2) 200
В) $CaBr_2$	3) 65
	4) 98

Ответ:

А	Б	В

В14. Установите соответствие между массой и количеством вещества.

Масса вещества, г	Количество вещества, моль
А) 196 г H_2SO_4	1) 2,0
Б) 20 г $NaOH$	2) 10,0
В) 20 г $CaCO_3$	3) 0,5
	4) 0,2

Ответ:

А	Б	В

В15. Установите соответствие между объемом газа и его массой.

Объем газа (н. у.), л	Масса, г
А) 224 мл Cl_2	1) 84,0
Б) 0,448 л O_2	2) 15,0
В) 67,2 л N_2	3) 0,64
	4) 0,71

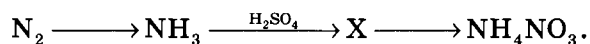
Ответ:

А	Б	В

Часть 3

Для ответов на задания используйте отдельный лист. Запишите сначала номер задания, а затем развернутый ответ к нему.

- C1. Дана схема превращений:



Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить указанные превращения. Для третьего превращения составьте сокращенное ионное уравнение реакции.

- C2. Сколько сульфата бария было получено из 200 г серной кислоты, если в ней было 2 % примесей в виде воды?
- C3. В трех пронумерованных пробирках без этикеток содержатся карбонат калия, карбонат аммония и хлорид калия. С помощью каких химических реакций можно распознать эти вещества? Составьте план работы и напишите соответствующие уравнения в ионно-молекулярной форме.

5. Химия и жизнь

- Знать:**
- принципы безопасного использования веществ и химических реакций в повседневной жизни;
 - общие сведения о составах и принципах действия лекарств, средств бытовой химии, гигиены и косметики.
- Уметь:**
- использовать приобретенные знания и умения в практической деятельности и повседневной жизни для безопасного обращения с веществами и материалами в повседневной жизни и грамотного оказания первой помощи при ожогах кислотами и щелочами;
 - объяснять отдельные факты и природные явления;
 - критически оценивать информацию о веществах, используемых в медицине и в быту.

5.1. Проблемы безопасного использования веществ и химических реакций в повседневной жизни

Мы живем в мире химических веществ и химических реакций. Химические вещества незаменимы практически во всех областях нашей жизни: в промышленности, сельском хозяйстве, здравоохранении, быту. Однако некорректное использование химических веществ может оказать существенный вред нашему здоровью.

Ни одно химическое вещество не может пагубно воздействовать на здоровье, предварительно не проникнув в организм или не придя с ним в контакт.

Существует четыре основных пути проникновения химикатов в человеческий организм: через органы дыхания, через кожу или глаза, во время приема пищи и передача через плаценту (от беременной женщины к нерожденному ребенку).

Каким бы ни был путь проникновения, химические вещества через систему кровообращения распространяются по всему организму.

Воздействие может быть острым: после контакта ощущаются тошнота, рвота, жжение на коже и слизистой глаз и т. д. Хронические воздействия требуют повторяющихся контактов, и болезненные проявления возникают с запозданием.

Самым важным органом у человека, устраняющим токсичность, является печень. Она перерабатывает токсичные вещества в менее токсичные или даже полезные организму. Этот процесс называется *метаболизмом*.

Организм выводит нежелательные вещества через почки. Нарушение их работы вызывает металл кадмий и такие вещества, как тетрахлорметан, этиленгликоль и сероуглерод.

Весьма чувствительна к воздействию химикатов нервная система. Вредное влияние на нее оказывают органические растворители, а также сероуглерод, ртуть, свинец, марганец, мышьяк. Организм человека обладает способностью накапливать вредные вещества.

Свинец является примером такого вещества, удаление которого из организма занимает длительный период. Кадмий вообще не удаляется и остается в организме.

Очень вредна для человека асбестовая пыль. Она разрушает легочную ткань, вызывает рак. Многие страны запретили использование асбеста.

Токсичные газы оказывают раздражающее действие на человека. Оксиды серы, оксиды азота, хлор и аммиак разъедают легочную ткань, проникают в систему кровообращения и вызывают внутренние нарушения.

Особенно опасен для человека газ монооксид углерода (СО), который бесцветен, не имеет запаха и вкуса. Образуется он при неполном сгорании органических материалов и легко всасывается в кровь, приводя к тяжелым отравлениям.

Некоторые газы могут проникать через кожу, например цианид калия.

В растениях, употребляемых в пищу, могут накапливаться тяжелые металлы, поступающие из почвы: свинец, цинк, ртуть, никель. Попадая с пищей в организм человека, они способны вызвать тяжелые поражения печени и почек, аллергии и опухоли.

Для того чтобы использование химических веществ было максимально безопасным, следует придерживаться правил техники безопасности при работе с ними:

1. Важно знать состав соединений, с которыми имеешь контакт в быту (состав производители обязаны обозначать на этикетках), понимать риски, связанные с их использованием. Опасный химикат можно заменить менее опасным.
2. При работе с химикатами следует защищать органы дыхания (респиратор) и кожу (резиновые перчатки). При работе с химикатами в помещении должна быть хорошая вентиляция и приток свежего воздуха.
3. При работе с химикатами на уроках химии важно соблюдать правила работы в школьной лаборатории.
4. Не следует употреблять в пищу растения и грибы, выросшие у дорог или в сильно загрязненной местности.

На химических и опасных производствах принимается целый комплекс мер безопасности, соответствующий Международному Кодексу по технике безопасности.

5.2. Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия

Хозяйственная деятельность человека на протяжении конца XIX — начала XXI вв. внесла необратимые изменения в естественный круговорот элементов и веществ. Воздействие человека на природу, загрязнение естественной среды отходами промышленных производств, химикатами, используемыми в сельском хозяйстве, привело к глобальному экологическому кризису.

Химическая промышленность, решая важные проблемы жизни общества в целом, порождает новые проблемы, связанные с окружающей природной средой. Так, отходы производства серной кислоты, попадая в атмосферу, вызывают выпадения «кислотных дождей», заболевания органов дыхания у человека, подавляют развитие растений, закисляют почвы.

Использование химических средств в сельском хозяйстве (пестицидов, гербицидов) вызывает накопление в растениях опасных химических соединений, которые потом попадают к человеку вместе с пищей.

Загрязнение окружающей среды изменяет свойства атмосферы, почвы и водоемов. Увеличение сжигания топлива, уменьшение площадей с растительностью приводит к уменьшению содержания кислорода в воздухе, к увеличению

процентного содержания углекислого газа и является причиной возникновения *парникового эффекта*.

Парниковый эффект — это подъем температуры на поверхности планеты в результате тепловой энергии, которая появляется в атмосфере из-за нагревания газов.

Одновременно с развитием парникового эффекта разрушается *озоновый слой* Земли. Это тонкий газовый слой в стратосфере выше 10 км от поверхности, который защищает Землю от разрушительного воздействия ультрафиолетового излучения. В середине 1970-х гг. было обнаружено, что получение химических веществ хлорфторуглеродов, применяемых в холодильной и фармацевтической промышленности, разрушает озоновый слой. Избыточное воздействие ультрафиолетовой радиации вызывает рак кожи, катаракту глаз, способствует подавлению иммунной системы человека, наносит ущерб растениям, водорослям, пищевым цепям и глобальной экосистеме.

На сегодняшний день в промышленных странах запрещают производство и использование хлорфторуглеродных веществ и уже наметились ранние признаки «регенерации озонового слоя».

В 2007 г. Межправительственная группа экспертов по изменению климата представила от имени ученых 130 стран мира доклад о прошлых и нынешних климатических изменениях, их воздействиях на природу и человека, а также о возможных мерах по противодействию таким изменениям.

За период с 1906 по 2005 гг. средняя температура Земли поднялась на 0,74 градуса, а к концу XXI в. может повыситься от 1,8 до 4,6 градусов.

Такие глобальные изменения на 90 % связаны с деятельностью человека и могут привести к изменению климата на планете.

Возможные последствия изменения климата:

1. Изменение частоты и интенсивности выпадения осадков.

Климат становится более влажным, интенсивность осадков увеличится, а в местах с недостаточной увлажненностью увеличатся засушливые периоды.

2. Повышение уровня моря.

В течение XX в. уровень моря повысился на 0,1—0,2 м, за XXI в. он может составить до 1 м. Это может привести к затоплению Нидерландов и Великобритании, а также островных государств Океании.

3. Угроза для экосистем и биоразнообразия.

Существуют прогнозы исчезновения до 30—40 % видов растений и животных, поскольку их среда обитания будет изменяться быстрее, чем они могут приспособиться к этим изменениям.

4. Таяние ледников.

Начиная с 1960 г. площади снежного покрова Земли уменьшились на 10%, площади морского льда сократились на 10—15 %, а его толщина уменьшилась на 40 %. Толща Гималайских льдов тает со скоростью 10—15 м в год.

5. Сельское хозяйство.

Продуктивность может снизиться только в случае значительных температурных изменений в районах с умеренным климатом. А в тропиках и субтропиках урожайность может снизиться.

6. Водопотребление и водоснабжение.

Недостаток пресной воды коснется не только здоровья людей и развития сельского хозяйства, но и повысит риск политических разногласий и конфликтов за доступ к водным ресурсам.

7. Здоровье человека.

Аномально высокие температуры могут привести к обострению сердечно-сосудистых, респираторных и других заболеваний. Сокращение продуктов питания приведет к недоеданию и голоду.

Человечеству под силу смягчить климатические изменения и справиться с непоправимыми последствиями. Для этого необходимо:

1. Ограничить потребление ископаемого углеродного топлива (угля, нефти, газа).
2. Увеличить использование альтернативных возобновляемых источников энергии и топлива.
3. Повсеместно внедрить меры по энергосбережению.
4. Развивать новые экологически чистые и низкоуглеродные технологии.
5. Восстановить естественные леса через сокращение рубок и предотвращение лесных пожаров.
6. Автоматизировать вредные производства.
7. Путем установки фильтров нейтрализовать выбросы в атмосферу.
8. Экологически грамотно утилизировать химические отходы.

5.3. Человек в мире веществ, материалов и химических реакций

В повседневной жизни мы постоянно сталкиваемся с химическими веществами и химическими реакциями.

Лекарства

Каждая семья хранит и использует необходимые ей для здоровья лекарства.

Пероксид водорода (H_2O_2) — отличный антисептик. Это 1—2 %-ный раствор пероксида, который иногда путают с пергидролем (30 % H_2O_2) и получают тяжелые ожоги.

Нашатырный спирт (водный раствор аммиака NH_3). Им пользуются, чтобы вывести больного из состояния обморока, так как его запах возбуждает дыхательный центр.

Аспирин — один из препаратов, который используется как жаропонижающее, противовоспалительное, болеутоляющее. Аспирин — это органическая кислота, он сдерживает свертывание крови.

Лекарства для лечения сердечно-сосудистой системы — это *валидол*, *корвалол*, *нитроглицерин*. Последнее средство снимает спазмы сосудов сердца. Есть в аптечке средства для лечения пищеварительной системы. Наиболее популярными компонентом таких лекарств является *салол* (сложный эфир салициловой кислоты), который в щелочной среде желудка гидролизует и подавляет деятельность чужеродных микроорганизмов. Такие же свойства и у *фталазола* и *сульгина*.

Имеются и более сильные препараты для борьбы с микроорганизмами, это антибиотики *пенициллина*, их без рецепта не продают.

В аптечке часто находятся *витамины*. Это не лекарства, а хорошее средство для укрепления организма.

Моющие и чистящие средства

Мы широко используем в быту различные моющие средства. С мылом учащиеся уже знакомились в разделе «Жиры», а сейчас обратим внимание на *синтетические моющие средства* (СМС). Основой СМС являются поверхностно-активные вещества, в которых длинный углеводородный предельный (неразветвленный) радикал (как в мыле) соединен с сульфатной группой. Их производство основано на продуктах переработки нефти. СМС действуют в жесткой и холодной воде, и их расход меньше, чем мыла.

В состав стиральных порошков входят отбеливатели, придающие тканям белизну и яркость. Действующим началом химических отбеливателей служат атомарный кислород (O), атомарный хлор (Cl) и оксид серы (IV) (SO₂). Следует избегать отбеливать одновременно большие количества белья и проветривать помещение, т. к. образуются ядовитые газы — хлор (Cl₂) и оксид серы (IV) (SO₂) (продукт разложения NaHSO₃). Для смягчения воды при стирке с СМС добавляются метафосфат натрия (NaPO₃)_n, соду (NaCO₃) и силикат натрия (NaSiO₃).

Основу чистящих средств составляют абразивы. Это молотая пемза (природный материал вулканическая лава), каолин (минерал Al₂O₃ · 2SiO₂ · 2H₂O), наждачный порошок (корунд Al₂O₃, оксид хрома Cr₂O₃), мел (CaCO₃).

Моющие и чистящие вещества тщательно смывают водой в конце работы.

Химические средства гигиены и косметики

Зубные пасты. Важнейшим средством гигиены являются зубные пасты. Основные компоненты таких паст следующие: абразивные, связующие, пенообразующие вещества, загустители. В качестве абразива применяют химически осажденный карбонат кальция CaCO₃, а также фосфаты кальция CaHPO₄, Ca₃(PO₄)₂, Ca₂P₂O₇ и полимерный метафосфат натрия (NaPO₃)_n. Для превращения смеси абразивов в пасту применяют органические вещества из морских водорослей и производных целлюлозы. Получение пластичной массы обеспечивают добавки глицерина, сорбита, полиэтиленгликоля. Антисептики (формальдегид, хлорированные фенолы) устраняют разрушительное действие микробов. Приятный вкус и запах создают вкусовые компоненты (сахарин, гвоздичное масло) и отдушки (ментол, мятые масла).

Дезодоранты. Они бывают двух видов. Одни тормозят разложение выводимых с потом продуктов метаболизма, другие подавляют выделение пота. Этим свойством обладают соли алюминия, цинка, циркония, хрома, железа, а также формальдегид и этиловый спирт. Эти вещества взаимодействуют с компонентами пота, образуя нерастворимые соединения, которые закрывают каналы потовых желез.

Косметика. В тональных кремах применяется оксид цинка (ZnO). В качестве пигмента губных помад применяют органическое соединение никеля. Перламутровый эффект создают соли висмута BiOCl, BiONO₃ или слюда с добавками оксида титана (IV) (TiO₂). Лаки для ногтей представляют собой раствор нитроцеллюлозы в органических растворителях.

Важнейшим косметическим средством для лица являются пудры. Это многокомпонентные смеси. В них входят: тальк (3MgO · 4SiO₂ · H₂O), каолин (2Al₂O₃ · 4SiO₂ · 4H₂O), стеараты цинка Zn(C₁₇H₃₅COO) и магния Mg(C₁₇H₃₅COO), рисовый крахмал, оксиды цинка и титана (ZnO, TiO), пигмент Fe₂O₃.

Тренировочные тестовые задания к разделу 5

Часть 1

При выполнении заданий с выбором ответа обведите кружком номер правильного ответа.

- A1.** Укажите раствор, который называют столовым уксусом.
- 1) водный раствор уксусной кислоты
 - 2) спиртовой раствор уксусной кислоты
 - 3) раствор спирта в уксусной кислоте
 - 4) водный раствор уксусного альдегида
- A2.** Вычислите массу воды (г), которую нужно добавить к 100 г раствора с массовой долей соли 0,4, чтобы получить раствор с массовой долей 0,1.
- 1) 300
 - 2) 200
 - 3) 100
 - 4) 500
- A3.** Выберите реакцию, которая наилучшим образом обеспечивает организм человека энергией.
- 1) энергия + АДФ + $\text{HPO}_4^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{АТФ}$
 - 2) $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 + 6\text{O}_2 \rightarrow 6\text{CO}_2\uparrow + 6\text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{H}_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$
 - 4) $(\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6)_n \xrightarrow{\text{фермент}} n\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$
- A4.** Укажите самородные металлы.
- 1) железо и хром
 - 2) магний и кальций
 - 3) золото и платина
 - 4) калий и натрий
- A5.** Выберите соли, которые обуславливают временную жесткость воды.
- 1) Na_2CO_3 , K_2CO_3
 - 2) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$
 - 3) NaHCO_3 , KHCO_3
 - 4) CaCO_3 , MgCO_3
- A6.** Определите тяжелый мягкий металл, который используется в аккумуляторах, а также при изготовлении красок, пуль.
- 1) олово
 - 2) медь
 - 3) свинец
 - 4) цинк
- A7.** Укажите элемент, который входит в состав хлорофилла зеленых растений.
- 1) бериллий
 - 2) магний
 - 3) кальций
 - 4) стронций
- A8.** Укажите формулу вещества, водный раствор которого называют «силикатным клеем».
- 1) Na_2SiO_3
 - 2) $\text{Ca}(\text{HSiO}_3)_2$
 - 3) $\text{Fe}_2(\text{SiO}_3)_3$
 - 4) CaSiO_3
- A9.** Выберите характеристику оксида углерода (IV).
- 1) при 25 °С — твердое вещество
 - 2) вещество, которое называют «сухой лед»
 - 3) основное составляющее воздуха
 - 4) угарный газ

A10. Укажите нашатырный спирт.

- | | |
|----------------------------|-----------------------|
| 1) раствор аммиака | 3) азотистый ангидрид |
| 2) раствор хлорида аммония | 4) нитрат аммония |

A11. Выберите систематическое название ядовитого вещества, которое блокирует гемоглобин.

- | | |
|------------------------|----------------|
| 1) оксид углерода (II) | 3) сероводород |
| 2) оксид углерода (IV) | 4) сероуглерод |

A12. Укажите газообразный активный неметалл, соединения которого добавляют в зубную пасту.

- | | | | |
|---------|------------|---------|---------|
| 1) азот | 2) водород | 3) фтор | 4) хлор |
|---------|------------|---------|---------|

A13. Какую соль называют селитрой?

- | | |
|------------------|------------------|
| 1) сульфат калия | 3) сульфид калия |
| 2) фосфат калия | 4) нитрат калия |

A14. Выберите неметалл, второй по распространению в земной коре, который используется в солнечных батареях, компьютерных чипах и т. д.

- | | | | |
|------------|---------|------------|-----------|
| 1) углерод | 2) сера | 3) кремний | 4) фосфор |
|------------|---------|------------|-----------|

A15. Выберите природные вещества, в результате прокалывания которых получают цемент.

- | | |
|--------------------|------------------|
| 1) глина | 3) песок и глина |
| 2) глина и известь | 4) песок |

A16. Укажите экологически опасное вещество, которое образуется во время получения серной кислоты в промышленности.

- | | | | |
|-----------|----------|------------|--------------------|
| 1) аммиак | 2) фенол | 3) водород | 4) оксид серы (IV) |
|-----------|----------|------------|--------------------|

A17. Определите ионы, которые содержатся в препарате «Альмагель» (применяется при повышенной кислотности желудка), если в этой суспензии цвет универсальной индикаторной бумаги изменяется на синий.

- | | |
|------------------|-------------------|
| 1) ионы магния | 3) гидроксид-ионы |
| 2) ионы водорода | 4) сульфат-ионы |

A18. Укажите формулу оконного стекла.

- | | |
|-----------------------------------|------------------------------------|
| 1) $K_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$ | 3) $Na_2O \cdot PbO \cdot 6SiO_2$ |
| 2) $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$ | 4) $B_2O_3 \cdot CaO \cdot 6SiO_2$ |

A19. Экологически чистым топливом является:

- | | |
|------------|-------------------|
| 1) нефть | 3) каменный уголь |
| 2) водород | 4) природный газ |

A20. Выберите соли, которые обуславливают постоянную жесткость воды.

- | |
|--|
| 1) сульфаты и хлориды натрия и калия |
| 2) сульфаты и хлориды кальция и магния |
| 3) карбонаты натрия и калия |
| 4) гидрокарбонаты кальция и магния |

Часть 2

Из предложенного перечня ответов выберите два правильных и обведите их номера.

Цифры выбранных ответов запишите в указанном месте без дополнительных символов.

В1. Выберите вещества, которые существуют в природе.

- 1) железо 2) фосфор 3) силикагель 4) негашеная известь
5) натрий

Ответ: _____.

В2. Обозначьте утверждения, которые относятся к гипсу.

- 1) кристаллогидрат
2) массовая часть безводной соли составляет 0,79
3) на один моль безводной соли приходится 1 моль кристаллизационной воды
4) массовая часть безводной соли составляет 0,64
5) содержит сульфат меди (II)

Ответ: _____.

В3. Выберите вещества, которые искусственно получены человеком.

- 1) серная кислота 2) питьевая вода 3) кварц 4) кухонная соль
5) мел

Ответ: _____.

В4. Выберите химические элементы, которые не участвуют в природном круговороте.

- 1) азот 2) железо 3) углерод 4) сера 5) фосфор

Ответ: _____.

В5. Выберите утверждения, которые относятся к углекислому газу.

- 1) может быть получен из угарного газа
2) поддерживает горение
3) газообразное вещество, которое тяжелее воздуха
4) с кислотами образует карбонаты
5) не реагирует с водой

Ответ: _____.

В6. Выберите химические элементы, которые входят в состав живой материи.

- 1) F 2) S 3) N 4) Ne 5) He

Ответ: _____.

В7. Укажите элементы, которые входят в биомолекулы пищи для человека.

- 1) Ca, Mg 2) S, P 3) Si, Al 4) Cl, Cu 5) O, N

Ответ: _____.

В8. Выберите утверждения, относящиеся к загрязнению окружающей среды, который связывает гемоглобин сильнее, чем кислород.

- 1) кислотный оксид
- 2) несолеобразующий оксид
- 3) основной оксид
- 4) массовая доля углерода в молекуле 27,3 %
- 5) проявляет свойства окислителя и восстановителя

Ответ: _____.

К каждому элементу первого столбца подберите соответствующий элемент из второго столбца. Выбранные цифры запишите под соответствующими буквами таблицы. Цифры в ответе могут повторяться.

В9. Установите соответствие между массами реагентов и объемом в л (н. у.) продуктов реакции.

Массы реагентов	Объем продуктов реакции
А) сера (16 г), кислород (16 г) (неполное сгорание)	1) 120 2) 8,96
Б) углерод (30 г), кислород (20 г)	3) 11,2
В) водород (6 г), бром (32 г)	4) 14

Ответ:

А	Б	В

В10. Установите соответствие между названиями соединений и главными отраслями их использования.

Вещество	Отрасль использования
А) питьевая сода Б) глюкоза В) нашатырный спирт	1) в медицине как возбудитель дыхательного центра 2) источник энергии для живых организмов 3) в быту как разрыхлитель теста 4) в медицине как антисептик

Ответ:

А	Б	В

В11. Установите соответствие между тривиальными названиями веществ и их формулами.

Тривиальное название	Формула
А) гипс Б) гашеная известь В) негашеная известь	1) $\text{Ca}(\text{OH})_2$ 2) $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$ 3) $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 4) CaO

Ответ:

А	Б	В

В12. Установите соответствие между структурными формулами органических соединений и их названиями.

Формула	Название
А) $\text{CH}_2\text{—CH—CH}_2$	1) этанол
Б) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—OH}$	2) глицерин
В) $\text{CH}_3\text{=CH—CH}_3$	3) изобутан
	4) пропен

Ответ:

А	Б	В

В13. Установите соответствие между формулами соединений и их названиями.

Формула	Название
А) MgHCO_3	1) гидрокарбонат магния
Б) Mg_3N_2	2) хлорид магния
В) $\text{Mg}(\text{ClO})_2$	3) нитрид магния
	4) гипохлорит магния

Ответ:

А	Б	В

В14. Установите соответствие между тривиальными названиями веществ и их формулами.

Тривиальное название	Формула
А) мел	1) Na_2CO_3
Б) поташ	2) MgCO_3
В) кальцинированная сода	3) K_2CO_3
	4) CaCO_3

Ответ:

А	Б	В

В15. Установите соответствие между анионами и цветом осадков, которые образуются при их качественных реакциях.

Анионы	Окраска осадков
А) Cl^-	1) синий
Б) S^{2-}	2) желтый
В) I^-	3) белый творожистый
	4) черный

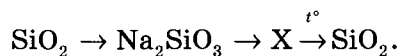
Ответ:

А	Б	В

Часть 3

Для ответов на задания используйте отдельный лист. Запишите сначала номер задания, а затем развернутый ответ к нему.

- C1. Дана схема превращений:



Напишите молекулярные уравнения реакций, с помощью которых можно осуществить эти превращения. Для второго превращения составьте сокращенное ионное уравнение реакции.

- C2. Какую массу азотной кислоты можно получить из 20,2 г нитрата калия при действии на него избытком серной кислоты, если массовая часть практического выхода азотной кислоты составляет 0,98?
- C3. Для определения качественного состава неизвестного кристаллического порошка желтого цвета его небольшую часть растворяли в воде и этиловом спирте. Вещество в воде не растворялось и в спирте было почти нерастворимо. Часть порошка подожгли. Он горел синим пламенем и выделялся газ, имеющий удушливый запах горелой шерсти. Вторую часть порошка нагрели с водородом и образовался газ с запахом гниющего белка. Известно, что вещество в природе может находиться в самородном состоянии и имеет несколько аллотропных модификаций. Обладает и окислительными, и восстановительными свойствами. Имеет степени окисления -2 , $+2$, $+4$, $+6$. Определите вещество и запишите два уравнения реакций, которые были проведены при его определении. Дайте краткую характеристику полученных веществ.

Ответы

Раздел 1

Часть 1

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ	№ задания	Ответ	№ задания	Ответ	№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
A1	3	A5	4	A9	4	A13	1	A17	1	A21	3
A2	2	A6	3	A10	2	A14	4	A18	3	A22	1
A3	1	A7	1	A11	3	A15	3	A19	2	A23	3
A4	3	A8	4	A12	2	A16	4	A20	3	A24	1

Часть 2

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
B1	3, 4	B6	3, 4	B11	A — 4, Б — 1, В — 5
B2	2, 4	B7	2, 3	B12	A — 1, Б — 4, В — 3
B3	1, 4	B8	3, 4	B13	A — 4, Б — 5, В — 1
B4	2, 5	B9	A — 3, Б — 4, В — 1	B14	A — 5, Б — 4, В — 2
B5	3, 5	B10	A — 3, Б — 5, В — 4	B15	A — 2, Б — 1, В — 5

Часть 3

- C1. 1. $\text{NaO} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{NaOH}$ 3. $\text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{AgNO}_3 \rightarrow 2\text{NaNO}_3 + \text{Ag}_2\text{SO}_4 \downarrow$
 2. $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{Ag}^+ + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{Ag}_2\text{SO}_4 \downarrow$

C2. Решение:

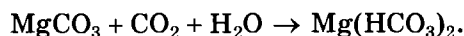
1. Определяем массу соли: $W \cdot 100 = \frac{m(\text{соли})}{m(\text{р-ра})}$.

$$\text{Отсюда: } m(\text{соли}) = \frac{W \cdot m(\text{р-ра})}{100}; m(\text{соли}) = \frac{15 \cdot 300}{100} = 45 \text{ г.}$$

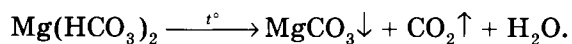
2. Определяем массу воды: $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{соли}); m(\text{H}_2\text{O}) = 300 - 45 = 255 \text{ г.}$

Ответ: 45 г сульфата натрия растворяют в 255 г воды.

- C3. В стакан с дистиллированной водой высыпают смесь и тщательно перемешивают. Хлорид натрия растворяется в воде, а карбонат калия и сульфат бария остаются в осадке. Осадок отфильтровывают. Фильтрат выпаривают, получают чистый хлорид натрия.
 Осадок переносят в склянку с водой и пропускают через суспензию углекислый газ. Нерастворимый в воде карбонат магния переходит в растворимую соль — гидрокарбонат магния:



Сульфат бария отфильтровывают и высушивают. Во время кипячения фильтра-та образуется осадок карбоната магния, который также отфильтровывают:



Раздел 2

Часть 1

№ за- дания	От- вет	№ за- дания	От- вет	№ за- дания	От- вет	№ за- дания	От- вет	№ за- дания	От- вет
A1	2	A5	4	A9	1	A13	2	A17	1
A2	4	A6	1	A10	4	A14	2	A18	1
A3	1	A7	1	A11	3	A15	2	A19	4
A4	3	A8	3	A12	4	A16	1	A20	4

Часть 2

№ за- дания	Ответ	№ за- дания	Ответ	№ за- дания	Ответ
B1	2, 3	B6	1, 3	B11	A — 3, Б — 5, В — 2
B2	1, 2	B7	1, 3	B12	A — 2, Б — 1, В — 4
B3	2, 3	B8	A — 2, Б — 1, В — 3	B13	A — 3, Б — 1, В — 2
B4	2, 5	B9	A — 4, Б — 1, В — 2	B14	A — 4, Б — 3, В — 1
B5	2, 5	B10	A — 1, Б — 2, В — 3	B15	A — 4, Б — 3, В — 2

Часть 3

C1. Решение:

- $\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})} \rightarrow \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
- $\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
- $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
- $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2\downarrow$

C2. Составляем уравнение реакции: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{OH})_2$.

- Рассчитываем молярные массы: $M(\text{CaO}) = 56$ г/м; $M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74$ г/м.
- По уравнению рассчитываем массу оксида кальция:

$$m(\text{CaO}) = \frac{m(\text{Ca}(\text{OH})_2) \cdot M(\text{CaO})}{M(\text{Ca}(\text{OH})_2)} = \frac{37 \cdot 56}{74} = 28 \text{ г}.$$

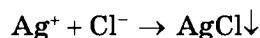
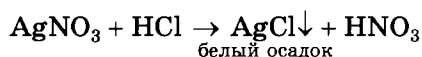
Ответ: 28 г CaO.

- C3. 1. Берем пробы из пробирок № 1, 2, 3, добавляем к пробам дистиллированной воды.
2. Определяем вещества по качественным реакциям.

В каждую пробирку под № 1, 2, 3 с пробами веществ добавляем по каплям раствор AgNO_3 .

3. В пробирке № 2 выпадает белый осадок, характерный для AgCl. Таким образом, в пробирке № 2 — HCl.

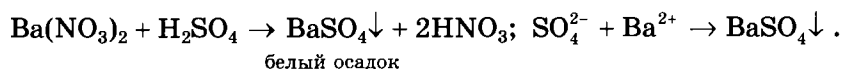
Проходит реакция:



Ag⁺ — реактив на определение Cl⁻ и наоборот. В пробирках № 1 и № 3 видимых изменений нет.

4. Снова берем пробы веществ из пробирок № 1 и № 3, подливаем в каждую из них по каплям раствор H₂SO₄.

В пробирке № 1 выпадает белый осадок, характерный для BaSO₄, в этой пробирке — Ba(NO₃)₂. Прошла химическая реакция:



Ba²⁺ — реактив на определение SO₄²⁻ и наоборот.

5. В пробирке № 3 содержится HNO₃.

Ответ: № 1 — Ba(NO₃)₂; № 2 — HCl; № 3 — HNO₃.

Раздел 3

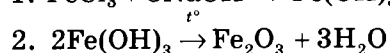
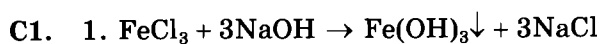
Часть 1

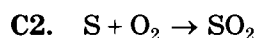
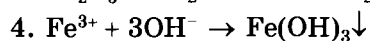
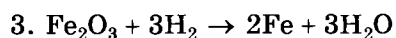
№ задания	Ответ	№ задания	Ответ	№ задания	Ответ	№ задания	Ответ	№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
A1	3	A6	3	A11	4	A16	3	A21	2	A26	2
A2	2	A7	4	A12	1	A17	4	A22	3		
A3	1	A8	2	A13	3	A18	1	A23	2		
A4	3	A9	2	A14	3	A19	2	A24	4		
A5	2	A10	1	A15	1	A20	3	A25	4		

Часть 2

№ задания	Ответ	№ задания	Ответ	№ задания	Ответ
B1	1, 3	B6	3, 4	B11	A — 4, Б — 3, В — 2
B2	1, 2	B7	1, 4	B12	A — 3, Б — 4, В — 1
B3	1, 4	B8	3, 4	B13	A — 2, Б — 3, В — 4
B4	3, 5	B9	2, 4	B14	A — 3, Б — 1, В — 4
B5	1, 4	B10	A — 3, Б — 5, В — 1	B15	A — 3, Б — 4, В — 1

Часть 3





$M(\text{S}) = 32 \text{ г/м}, m(\text{S}) = 32 \text{ г/м}; M(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/м}, m(\text{SO}_2) = 64 \text{ г/м}.$

1. Определяем массу оксида серы (IV):

64 — 22,4 л

x — 44,8 л

$$x = \frac{44,8 \cdot 64}{22,4} = 128 \text{ г.}$$

2. Определяем массу серы, которую сожгли:

32 — 64

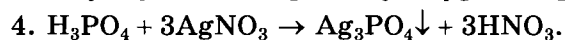
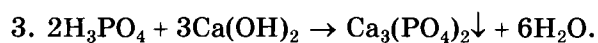
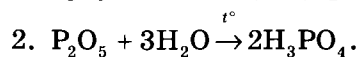
x — 128

$$x = \frac{32 \cdot 128}{64} = 64 \text{ г.}$$

Ответ: 64 г (S).

C3. Состав вещества:

1. P_2O_5 — оксид фосфора (V).



Раздел 4

Часть 1

№ задания	От- вет	№ за- дания	От- вет	№ за- дания	От- вет	№ за- дания	От- вет	№ за- дания	От- вет
A1	1	A5	2	A9	3	A13	1	A17	2
A2	1	A6	1	A10	2	A14	1	A18	2
A3	3	A7	3	A11	2	A15	4	A19	3
A4	3	A8	4	A12	2	A16	4	A20	2

Часть 2

№ за- дания	Ответ	№ за- дания	Ответ	№ за- дания	Ответ
B1	3, 4	B6	2, 5	B11	A — 3, Б — 1, В — 2
B2	2, 3	B7	3, 5	B12	A — 2, Б — 1, В — 3
B3	1, 3	B8	A — 3, Б — 1, В — 4	B13	A — 4, Б — 1, В — 2
B4	1, 2	B9	A — 1, Б — 4, В — 3	B14	A — 1, Б — 3, В — 4
B5	1, 3	B10	A — 4, Б — 3, В — 2	B15	A — 4, Б — 3, В — 1

Часть 3

- C1. 1. $N + H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$;
2. $2NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$;
3. $(NH_3)_2SO_4 + 2AgNO_3 \rightarrow 2NH_4NO_3 + Ag_2SO_4 \downarrow$;
4. $2Ag^+ + SO_4^{2-} \rightarrow Ag_2SO_4 \downarrow$.

- C2. 1. $100\% - 2\% = 98\%$ чистой кислоты.

$$M(H_2SO_4) = 98 \text{ г/м}; M(BaSO_4) = 233 \text{ г/м}.$$

2. Определяем массу чистой серной кислоты:

$$m(H_2SO_4) = \frac{200 \cdot 98}{100} = 196 \text{ г}.$$

3. $H_2SO_4 + BaCl_2 \rightarrow BaSO_4 \downarrow + 2HCl$.

Определяем массу сульфата бария:

$$m(BaSO_4) = \frac{196 \cdot 233}{98} = 466 \text{ г}.$$

Ответ: $m(BaSO_4) = 466 \text{ г}$.

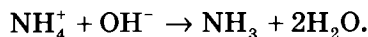
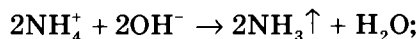
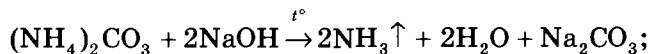
- C3. 1. Растворяем все вещества в дистиллированной воде.

2. Берем пробы веществ из пробирок № 1, № 2, № 3.

3. Распознаем вещества по качественным реакциям.

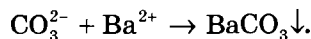
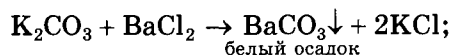
3.1. В каждую пробирку под № 1, № 2 и № 3 с пробами вещества добавляем по каплям раствор NaOH.

3.2. В пробирке № 1 ощущается запах, характерный для аммиака, в этой пробирке — $(NH_4)_2CO_3$. Проходит химическая реакция:



В пробирках № 2 и № 3 нет никаких изменений.

3.3. В пробирки № 2 и № 3 добавляем по каплям раствор $BaCl_2$. В пробирке № 2 выпадает белый осадок, характерный для $BaCO_3$, итак, в этой пробирке находится K_2CO_3 . Прошла химическая реакция:



Ba^{2+} — реактив на CO_3^{2-} .

- 3.4. В пробирке № 3 находится раствор KCl.

Таким образом: № 1 — $(NH_4)_2CO_3$; № 2 — K_2CO_3 ; № 3 — KCl.

Раздел 5

Часть 1

№ задания	От- вет	№ за- дания	От- вет	№ за- дания	От- вет	№ за- дания	От- вет	№ за- дания	От- вет
A1	1	A5	2	A9	2	A13	4	A17	3
A2	1	A6	3	A10	1	A14	3	A18	2
A3	2	A7	2	A11	2	A15	2	A19	2
A4	3	A8	1	A12	3	A16	4	A20	2

Часть 2

№ за- дания	Ответ	№ за- дания	Ответ	№ за- дания	Ответ
B1	1, 3	B6	2, 3	B11	A — 3, Б — 1, В — 4
B2	1, 2	B7	2, 5	B12	A — 3, Б — 1, В — 4
B3	1, 2	B8	2, 5	B13	A — 1, Б — 3, В — 4
B4	1, 3	B9	A — 3, Б — 4, В — 2	B14	A — 4, Б — 3, В — 1
B5	1, 3	B10	A — 3, Б — 2, В — 1	B15	A — 3, Б — 4, В — 2

Часть 3

- C1. 1. $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$. 3. $\text{H}_2\text{SiO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{H}_2\text{O} + \text{SiO}_2$.
 2. $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} \rightarrow 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$. 4. $2\text{H}^+ + \text{SiO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$.
- C2. $2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{K}_2\text{SO}_4 + 2\text{HNO}_3$.

1. Рассчитана масса азотной кислоты (теоретический выход):

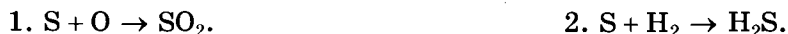
$$m(\text{HNO}_3) = \frac{20,2 \cdot 126}{202} = 12,6 \text{ г.}$$

2. Рассчитана масса азотной кислоты (практический выход):

$$m = \frac{\text{практ. выход}}{\text{теорет. выход}}; m(\text{HNO}_3) = 0,98 \cdot 12,6 = 12,35 \text{ г.}$$

Ответ: практический выход HNO_3 — 12,35 г.

C3. Вещество: сера S.



SO_2 — оксид серы (II), бесцветный газ — сернистый газ. Его промышленные выбросы загрязняют атмосферу и являются одной из причин «кислотных дождей». Ядовит.

H_2S — сероводород — бесцветный газ, тяжелее воздуха. Очень ядовит. Уже содержание его в воздухе 0,01 % опасно для человека, т. к. он соединяется с железом гемоглобина крови. Сероводород хорошо растворим в воде с образованием слабой сероводородной кислоты.

Справочное издание
анықтамалық баспа

*Для старшего школьного возраста
мектеп жасындағы ересек балаларға арналған*

ГИА. УНИВЕРСАЛЬНЫЙ СПРАВОЧНИК

Шапаренко Елена Юрьевна

ГИА

ХИМИЯ

Универсальный справочник
(орыс тілінде)

ООО «Яуза-пресс»
109439, Москва, Волгоградский пр-т, д. 120, корп. 2.
Тел.: (495) 745-58-23, факс: 411-68-86-2253.

Сведения о подтверждении соответствия издания согласно законодательству РФ
техническом регулировании можно получить по адресу: <http://eksmo.ru/certification/>

Өндірген мемлекет: Ресей
Сертификация қарастырылмаған

Подписано в печать 04.10.2013. Формат 84х108^{1/16}.
Печать офсетная. Усл. печ. л. 16,8.
Тираж 3 000 экз. Заказ 3362

Отпечатано с электронных носителей издательства.
ОАО "Тверской полиграфический комбинат". 170024, г. Тверь, пр-т Ленина, 5.
Телефон: (4822) 44-52-03, 44-50-34, Телефон/факс: (4822) 44-42-15
Home page - www.tverpk.ru Электронная почта (E-mail) - sales@tverpk.ru



ISBN 978-5-9955-0650-8

