

**все темы
ОГЭ и ЕГЭ**

**СПРАВОЧНИК
ШКОЛЬНИКА**

**7-11
классы**

ХИМИЯ

Доступное объяснение
всех тем школьного курса

Вопросы и типовые задания
в форме ОГЭ и ЕГЭ с ответами

Наглядные схемы и таблицы

Понятия, законы и формулы





СПРАВОЧНИК ШКОЛЬНИКА

Все темы ОГЭ и ЕГЭ

7-11
классы

О.В. Мешкова

ХИМИЯ



Москва
2017

УДК 373.5:54
ББК 24я721
М55

Мешкова, Ольга Васильевна.
М55 Химия / О. В. Мешкова. — Москва : Эксмо, 2017. — 368 с. —
(Справочник школьника. Все темы ОГЭ и ЕГЭ: 7–11 классы).

ISBN 978-5-699-95854-2

Справочник содержит сведения по всем темам, проверяемым на ОГЭ и ЕГЭ по химии. По каждому разделу приводится перечень необходимых понятий, химические законы, формулы, доступное объяснение тем, а также вопросы и типовые задания ОГЭ и ЕГЭ с ответами. В конце расположен предметный указатель для удобного поиска информации.

Справочник поможет актуализировать знания для успешной сдачи экзаменов, а также подготовиться к текущему контролю в процессе изучения химии на уроках.

Издание предназначено для учащихся 7–11-х классов и учителей.

**УДК 373.5:54
ББК 24я721**

ISBN 978-5-699-95854-2

© Мешкова О.В., 2017
© Оформление. ООО «Издательство «Эксмо», 2017

СОДЕРЖАНИЕ

Предисловие	7
-------------------	---

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

1.1. Современные представления о строении атома	10
1.1.1. Атом. Состав ядра	10
1.1.2. Электронная конфигурация атома. Основное и возбуждённое состояние атомов. Строение электронных оболочек атомов элементов первых четырёх периодов: <i>s</i> -, <i>p</i> - и <i>d</i> -элементы	20
1.2. Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	32
1.2.1. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений по периодам и группам	32
1.2.2. Общая характеристика металлов IA–IIIA групп в связи с их положением в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностями строения их атомов. Характеристика переходных элементов (меди, цинка, хрома, железа) по их положению в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностям строения их атомов	39
1.2.3. Общая характеристика неметаллов IVA–VIIA групп в связи с их положением в Периодической системе Д. И. Менделеева и особенностями строения их атомов	49
1.3. Химическая связь и строение вещества	56
1.3.1. Типы химических связей и их характеристики. Электроотрицательность. Степень окисления и валентность химических элементов	56
1.3.2. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Тип кристаллической решётки. Зависимость свойств веществ от их состава и строения	70
1.4. Химическая реакция	76
1.4.1. Классификация химических реакций в неорганической и органической химии	76
1.4.2. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения	83
1.4.3. Скорость реакции, её зависимость от различных факторов	87
1.4.4. Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие. Смещение химического равновесия под действием различных факторов	94
1.4.5. Электролитическая диссоциация электролитов в водных растворах. Сильные и слабые электролиты	98
1.4.6. Реакции ионного обмена	105
1.4.7. Гидролиз солей. Среда водных растворов: кислая, нейтральная, щелочная	109

1.4.8. Реакции окислительно-восстановительные. Коррозия металлов и способы защиты от неё	113
1.4.9. Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей, кислот)	119
1.4.10. Ионный (правило В. В. Марковникова) и радикальный механизмы реакций в органической химии	124

2. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

2.1. Классификация неорганических веществ. Номенклатура неорганических веществ (тривиальная и международная)	128
2.2. Характерные химические свойства простых веществ-металлов: щелочных, щёлочноземельных, алюминия; переходных металлов (меди, цинка, хрома, железа)	135
2.2.1. Характеристика химического элемента	135
2.2.2. Щелочные металлы	143
2.2.3. Щёлочноземельные металлы	143
2.2.4. Алюминий	145
2.2.5. Медь.	148
2.2.6. Цинк	149
2.2.7. Хром	150
2.2.8. Железо	150
2.3. Характерные химические свойства простых веществ-неметаллов: водорода, галогенов, кислорода, серы, азота, фосфора, углерода, кремния	154
2.3.1. Химические свойства неметаллов	155
2.3.2. Водород	159
2.3.3. Галогены	162
2.3.4. Кислород	164
2.3.5. Сера	167
2.3.6. Азот	171
2.3.7. Фосфор	177
2.3.8. Углерод	181
2.3.9. Кремний	185
2.4. Характерные химические свойства оксидов: основных, амфотерных, кислотных	189
2.5. Характерные химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов ..	192
2.6. Характерные химические свойства кислот	195
2.7. Характерные химические свойства солей: средних, кислых, основных, комплексных (на примере соединений алюминия и цинка)	200
2.8. Взаимосвязь различных классов неорганических веществ	204

3. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

3.1. Теория строения органических соединений: гомология и изомерия (структурная и пространственная). Взаимное влияние атомов в молекулах	209
--	-----

3.2. Типы связей в молекулах органических веществ. Гибридизация атомных орбиталей углерода. Радикал. Функциональная группа	216
3.3. Классификация органических веществ. Номенклатура органических веществ (тривиальная и международная)	221
3.4. Характерные химические свойства углеводородов: алканов, циклоалканов, алкенов, диенов, алкинов, ароматических углеводородов (бензола и толуола)	227
3.4.1. Алканы	228
3.4.2. Алкены	231
3.4.3. Алкадиены	233
3.4.4. Алкины	236
3.4.5. Ароматические углеводороды (бензол и толуол)	238
3.5. Характерные химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов, фенола	241
3.5.1. Предельные одноатомные и многоатомные спирты	242
3.5.2. Фенолы	244
3.6. Характерные химические свойства альдегидов, предельных карбоновых кислот, сложных эфиров	247
3.6.1. Альдегиды	247
3.6.2. Карбоновые кислоты	248
3.6.3. Сложные эфиры	251
3.7. Характерные химические свойства азотсодержащих органических соединений: аминов и аминокислот	253
3.8. Биологически важные вещества: жиры, белки, углеводы (моносахариды, дисахариды, полисахариды)	258
3.8.1. Биологически важные вещества: жиры	259
3.8.2. Биологически важные вещества: белки	262
3.8.3. Биологически важные вещества: углеводы (моносахариды, дисахариды, полисахариды)	266
3.9. Взаимосвязь органических соединений	274

4. МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ В ХИМИИ. ХИМИЯ И ЖИЗНЬ

4.1. Экспериментальные основы химии	278
4.1.1. Правила работы в лаборатории. Научные методы исследования химических веществ и превращений	278
4.1.2. Научные методы исследования в химии	283
4.1.3. Определение характера среды водных растворов веществ. Индикаторы. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы. Качественные реакции органических соединений	289
4.1.4. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы	292
4.1.5. Основные способы получения (в лаборатории) конкретных веществ, относящихся к изученным классам неорганических соединений	297

4.1.6. Основные способы получения углеводородов (в лаборатории). Основные способы получения кислородсодержащих соединений (в лаборатории)	302
4.2. Общие представления о промышленных способах получения важнейших веществ	306
4.2.1. Понятие о металлургии: общие способы получения металлов	306
4.2.2. Общие научные принципы химического производства (на примере промышленного получения аммиака, серной кислоты, метанола). Химическое загрязнение окружающей среды и его последствие	311
4.2.3. Природные источники углеводородов, их переработка	320
4.2.4. Высокомолекулярные соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации. Полимеры. Пластмассы, волокна. Каучуки	325
4.3. Расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций	333
4.3.1. Расчёты с использованием понятия «массовая доля вещества в растворе»	337
4.3.2. Расчёты объёмных отношений газов при химических реакциях	338
4.3.3. Расчёты массы вещества или объёма газов по известному количеству вещества, массе или объёму одного из участвующих в реакции веществ	340
4.3.4. Расчёты теплового эффекта реакции	341
4.3.5. Расчёты массы (объёма, количества вещества), продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеются примеси)	342
4.3.6. Расчёты массы (объёма, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в виде раствора с определённой массовой долей растворённого вещества	343
4.3.7. Нахождение молекулярной формулы вещества	344
4.3.8. Расчёты массовой или объёмной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного	345
4.3.9. Расчёты массовой доли (массы) химического соединения в смеси	346

ПРИЛОЖЕНИЕ

Таблица 1. Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева ...	359
Таблица 2. Таблица растворимости	360
Таблица 3. Электроотрицательность химических элементов (по шкале Оллреда – Рохова)	361
Таблица 4. Некоторые важнейшие физические постоянные	361
Таблица 5. Названия кислот и образуемых ими солей	362
Предметный указатель	364

ПРЕДИСЛОВИЕ

Уважаемый читатель!

В ваших руках — справочник по химии, который станет помощником при обучении в 5–11 классах, поможет сдать экзамены, даст возможность без труда поступить в вуз.

В этом справочнике вы найдёте теоретический материал по всем темам, которые проверяются на ОГЭ и ЕГЭ. Для итогового контроля при освоении каждой темы в справочнике приведены типовые вопросы, организованные как задания в учебнике, на ОГЭ и ЕГЭ.

Каждая тема включает в себя три основных блока:

- «Основные понятия» — ключевые термины данной темы;
- «Объяснение и важные примеры» — изложение теоретического материала и примеры практической реализации теории;
- «Типовые задания» — образцы практических заданий, которые дают представление о форме контроля в рамках школьных занятий, при проведении ОГЭ и ЕГЭ.

Теоретический материал изложен ёмко и доступно. Разделы, посвящённые различным темам, удобно структурированы и позволяют быстро освежить в памяти содержание школьного курса и успешно ответить на соответствующие вопросы. Для удобства работы в пособии представлены соответствующие рисунки и таблицы.

В конце справочника приведён тематический указатель, который поможет легко найти интересующую вас информацию.

Как пользоваться справочником

Вспоминаем термины

Освежаем в памяти теорию

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

1.1. СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА

1.1.1. Атом. Состав ядра

Определения

- **Химия** — наука о веществах, их свойствах и превращениях.
 - **Вещество** — то, из чего состоят физические тела.
 - **Атом** — сложная нейтральная частица, состоящая из протонов, электронов и нейтронов.
- Из курса физики вам известно, что многие вещества состоят из молекул, а молекулы — из атомов. Атомы так малы, что на острие иглы может поместиться множество миллиардов этих частиц. Тем не менее различают всего 114 видов атомов. Определённый вид атомов называют **химическим элементом**.
- **Орбиталь** электрона (**электронное облако**) — пространство вокруг ядра атома, где наиболее вероятно нахождение данного электрона. Орбитали могут иметь различную форму и обозначаются буквами *s*, *p*, *d* и *f*.
 - **Протоны** (*p* или *p⁺*) — частицы, имеющие заряд +1 и массу, равную массе атома водорода. Количество протонов в ядрах атомов элементов — всегда постоянное число.
 - **Нейтроны** (*n* или *n⁰*) — частицы, не имеющие заряда, с массой, равной массе протона, т. е. 1. Число нейтронов рассчитывают по формуле $N = A - Z$, где Z — порядковый номер элемента, т. е. число протонов; A — массовое число, равное сумме чисел протонов и нейтронов.

10

1.1. СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА

- **Изотопы** — разновидности атомов с одинаковым зарядом ядра, но разными массами.
- **Спин** — собственный момент количества движений элементарной частицы

Объяснение и важные примеры

Вещества, которые образованы атомами одного химического элемента, называют **простыми**.

Вещества, которые образованы атомами разных химических элементов, называют **сложными**.

Каждый химический элемент существует в трёх формах: свободные атомы, простые вещества и сложные вещества (рис. 1).

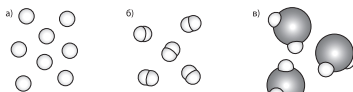


Рис. 1. Форма существования химического элемента водорода: а) атомы водорода; б) молекулы водорода; в) атомы водорода в молекуле воды

Электроны. Ирландский физик Джордж Стоун на основании опытов пришёл к выводу, что электричество переносится мельчайшими частицами, существующими в атомах всех химических элементов. В 1891 г. Стоун предложил назвать эти частицы **электронами** (от греч. «энтаръ»).

Через несколько лет после того как электрон получил своё название, английский физик Джозеф Томсон и французский физик Жан Перрен доказали, что электроны несут на себе отрицательный заряд. Это наименьший отрицательный заряд, который в химии принят за единицу (+1). Томсон даже сумел определить для электрона скорость движения (она равна скорости света — 300 000 км/с) и массу (в 1837 раз меньше массы атома водорода).

Томсон и Перрен соединили полосу электрического тока с двумя металлическими пластинами — катодом и анодом, вставленными в стеклянную трубку, из которой был откачан воздух (рис. 2).

11

Выполняем задания

2. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

- 2) кислые соли — **дигидрофосфаты** (например, $\text{CaH}_2(\text{PO}_3)_2$), большинство из которых хорошо растворимы в воде;
- 3) кислые соли — **гидрофосфаты** (например, CaHPO_4), которые малорастворимы в воде (кроме фосфатов Na , K и NH_4).

А	Б	В	Г
4	5	3	1

► **ЕГЭ** Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ ВЕЩЕСТВА	ПРОДУКТЫ ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ
А) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	1) H_3PO_2
Б) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$	2) H_3PO_4
В) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{MgO} \rightarrow$	3) H_3PO_3
Г) $\text{P}_2\text{O}_5 + \text{Mg}(\text{OH})_2 \rightarrow$	4) $\text{Mg}_3(\text{PO}_3)_2$
	5) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2$
	6) $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + \text{H}_2\text{O}$

- **Решение.** При взаимодействии кислотных оксидов с водой образуются кислоты. Оксид фосфора(V) реагирует с водой и образует фосфорную кислоту:
- 2) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_4$.
- Оксид фосфора(III) в реакции с водой образует фосфористую кислоту:
- 1) $\text{P}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O} = 2\text{H}_3\text{PO}_3$.
- Запишем реакции:
- 3) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{MgO} = \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$.
- 4) $\text{P}_2\text{O}_5 + 3\text{Mg}(\text{OH})_2 = \text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2 + 3\text{H}_2\text{O}$.

А	Б	В	Г
2	3	4	6

Важно и интересно

- Алхимики получили серную кислоту ещё в X столетии во время прокаливания сульфатов (купоросов). Оксид фосфора историческое название **серной кислоты** — **купоросное масло**.
- В 670 г. защитник Константинополя сжёг арабский флот с помощью **«греческого огня»** — это была смесь серы с калийной селитрой и углеродом.
- Сероводород имеет лечебные свойства. На базе сероводородных источников построены здравницы.

180

Знакомимся с интересными фактами

2.3. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ НЕМЕТАЛЛОВ

2.3.8. Углерод

Атомы углерода (C) содержат на внешнем уровне четыре электрона и имеют с. о. -4, т. е. проявляют окислительные свойства. Отдавая электроны более электроотрицательным элементам, они проявляют восстановительные свойства и приобретают с. о. +4.

Углерод — особый химический элемент. Он — основа многообразия органических соединений, из которых состоят все живые организмы на планете.

Аллотропные модификации углерода: алмаз, графит, карбин, фуллерен.

Алмаз — прозрачный кристалл, имеет атомную решётку (рис. 18), в которой все атомы связаны ковалентной связью, поэтому каждый кристалл алмаза — это многоатомная молекула. Алмаз — самое твёрдое вещество из известных (твёрдость по шкале Мооса равна 10).

Графит — тёмно-серое кристаллическое вещество с металлическим блеском. Имеет атомную кристаллическую решётку (рис. 19), хорошо проводит тепло и электрический ток. Вещество мягкое, т. к. обладает слоистой структурой. В кристаллической решётке графита атомы углерода, лежащие в одной плоскости, прочно связаны в правильные шестиугольники. Связи между слоями малопорочные.

Существует ещё одна аллотропная модификация углерода — **карбин**, вещество белого цвета, в котором атомы углерода образуют цепочки двух видов: $-\text{C}=\text{C}-\text{C}=\text{C}-$ или $-\text{C}\equiv\text{C}-\text{C}\equiv\text{C}-$.

Сравнительно недавно (1985 г.) была открыта ещё одна модификация углерода — **фуллерен**. Он состоит из молекул C_{60} и C_{70} , имеет структуру пустой сферы, напоминающей футбольный мяч, поверхность которого состоит из пяти- и шестигонников атомов углерода.

Углерод химически инертен только при сравнительно низких температурах, а при высоких — это один из сильнейших восстановителей. И главное химическое применение углерода — восстановление металлов, в первую очередь железа.



Рис. 18. Атомная кристаллическая решётка алмаза

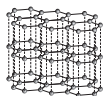


Рис. 19. Атомная кристаллическая решётка графита

181

Ищем по названию раздела

Изучаем таблицы

Ориентируемся по номеру подраздела

2. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

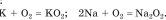
Рекомендуем воспользоваться уже известными вам основными закономерностями изменения свойств атомов, простых веществ и соединений, образованных химическими элементами главных подгрупп и периодов Периодической системы Д. И. Менделеева (таблица 16).

Химические свойства простых веществ-металлов. С точки зрения химии, атомы или ионы химических элементов проявляют металлические свойства, если в химической реакции отдают электроны. Отдавая электроны, атомы или ионы окисляются, то есть являются восстановителями.

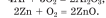
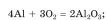
Рассмотрим общие положения, характеризующие восстановительные свойства металлов.

Металлы реагируют с окислителями (неметаллами), при этом взаимодействие металлов с кислородом происходит следующим образом.

1. Для активных металлов (Na, K, Rb, Cs, Ba) — до образования пероксидов:



2. Для менее активных металлов (Zn, Al, Fe и т. д.) — до образования оксидов:

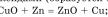


3. При взаимодействии с другими неметаллами металлы образуют соли бескислородных кислот:

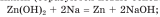


4. Из сложных веществ металлы взаимодействуют:

а) с основными оксидами (образуется новый оксид):



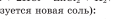
б) с основными (образуются новые основания или щелочи):



в) с кислотами (с образованием солей):



г) с солями (образуется новая соль):



Электрохимический ряд напряжений металлов. При взаимодействии со сложными веществами (оксидами, гидроксидами, кислотами или солями) атомы металлов замещают в них либо атомы других металлов, либо атомы водорода. Эти реакции могут протекать только при условии, что металл способен заместить другой металл или водород, т. е., если он более активный.

136

2.2. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ-МЕТАЛЛОВ

Таблица 16. Закономерности изменения свойств атомов, простых веществ и соединений, образованных химическими элементами в пределах главной подгрупп и периодов Периодической системы Д. И. Менделеева

Атомы	Формы существования химического элемента и их свойства	Изменения свойств	
		в главных подгруппах ↓	в периодах →
Атомы	Заряд ядра	Увеличивается	Увеличивается
	Число энергетических уровней	Увеличивается	Не изменяется и равно номеру периода
	Число электронов на внешнем уровне	Не изменяется и равно номеру группы	Увеличивается
	Радиус атома	Увеличивается	Уменьшается
	Восстановительные свойства	Усиливаются	Ослабевают
Простые вещества	Окислительные свойства	Ослабевают	Усиливаются
	Высшая положительная степень окисления	Постоянная и равна номеру группы (N)	Увеличивается от +1 до +7 (+8)
	Нижняя степень окисления	Не изменяется и равна (8 - N)	Увеличивается от -4 до -1
	Металлические свойства	Усиливаются	Ослабевают
Соединения элементов	Неметаллические свойства	Ослабевают	Усиливаются
	Характер химических свойств высшего оксида и высшего гидрида	Усиление основных свойств и ослабление кислотных свойств	Усиление кислотных свойств и ослабление основных: основной → амфотерный → кислотный; кислотный → пероксидный → амфотерный гидрид → кислота

* Исключения — кислород и фтор.

** Исключения — бор.

137

Пользуемся схемами

3. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

3.0. ВЗАИМОСВЯЗЬ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

3.9. ВЗАИМОСВЯЗЬ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Определения

Генетический ряд веществ — ряд веществ — представителей разных классов, являющихся соединениями одного химического элемента, связанных взаимопревращениями и отражающих общность происхождения этих веществ или их генезис.

Объяснение и важные примеры

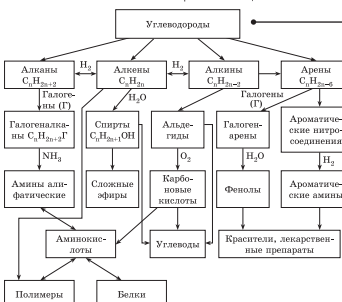
В органической химии также следует различать общее понятие «генетическая связь» и частное понятие «генетический ряд». Если основу генетического ряда в неорганической химии составляют вещества, образованные одним химическим элементом, то в генетический ряд входит в органической химии (химии углеродных соединений) вещества с одинаковым числом атомов углерода в молекуле.

Основой органических соединений являются углеводороды, производные которых и составляют огромное разнообразие веществ. В зависимости от особенностей строения углеродного скелета и наличия в нём кратных связей углеводороды делятся на насыщенные (алканы), ненасыщенные с двойными связями (алкены), с тройными связями (алкины), а также циклические ароматические углеводороды (арены). При этом если алканы и арены выявляют способности исключительно к реакциям замещения (с галогенами, азотной и серной кислотами), то для ненасыщенных, наоборот, характерны реакции присоединения. Присоединение молекулы воды превращает алкены в спирты, а алкины — в альдегиды и кетоны (реакция Кучерова). Кроме того, они могут присоединять галогены и галогеноводороды (образование галогенопроизводных), аммиак и амины (образование аминов различного строения). Полученные соединения подвергаются дальнейшим изменениям: окисление спиртов приводит сначала к образованию альдегидов, а потом — карбоновых кислот, которые со спиртами образуют сложные эфиры.

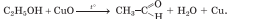
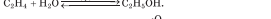
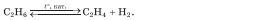
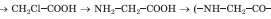
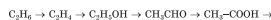
Комбинация разных функциональных групп в одной молекуле приводит к получению соединений со смешанными функциями: аминокислоты — комбинация амино- и карбоксильной группы; углеводы — комбинация окси- и карбонильных групп. Эти соединения образуют в результате конденсации высокомолекулярные продукты — белки, полисахариды, которые имеют разнообразные свойства.

Схема 8 иллюстрирует взаимопревращения органических веществ и их синтезы.

Схема 8. Взаимосвязь органических веществ



Если основу генетического ряда в неорганической химии составляют вещества, образованные одним химическим элементом, то основу генетического ряда в органической химии составляют соединения с одинаковым числом атомов углерода в молекуле. Например:



274

275

1. ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

1.1. СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА

1.1.1. Атом. Состав ядра

Определения

- ▶ **Химия** — наука о веществах, их свойствах и превращениях.
- ▶ **Вещество** — то, из чего состоят физические тела.
- ▶ **Атом** — сложная нейтральная частица, состоящая из протонов, электронов и нейтронов.

Из курса физики вам известно, что многие вещества состоят из молекул, а молекулы — из атомов. Атомы так малы, что на острие иглы может поместиться множество миллиардов этих частиц. Тем не менее различают всего 114 видов атомов. Определённый вид атомов называют **химическим элементом**.

- ▶ **Орбиталь электрона (электронное облако)** — пространство вокруг ядра атома, где наиболее вероятно нахождение данного электрона. Орбитали могут иметь различную форму и обозначаются буквами s , p , d и f .
- ▶ **Протоны** (${}^1_1p$ или p^+) — частицы, имеющие заряд $+1$ и массу, равную массе атома водорода. Количество протонов в ядрах атомов элементов — всегда постоянное число.
- ▶ **Нейтроны** (${}^1_0n$ или n^0) — частицы, не имеющие заряда, с массой, равной массе протона, т. е. 1. Число нейтронов рассчитывают по формуле $N = A - Z$, где Z — порядковый номер элемента, т. е. число протонов; A — массовое число, равное сумме чисел протонов и нейтронов.

- **Изотопы** — разновидности атомов с одинаковым зарядом ядра, но разными массами.
- **Спин** — собственный момент количества движений элементарной частицы

Объяснение и важные примеры

Вещества, которые образованы атомами одного химического элемента, называют *простыми*.

Вещества, которые образованы атомами разных химических элементов, называют *сложными*.

Каждый химический элемент существует в трёх формах: свободные атомы, простые вещества и сложные вещества (рис. 1).

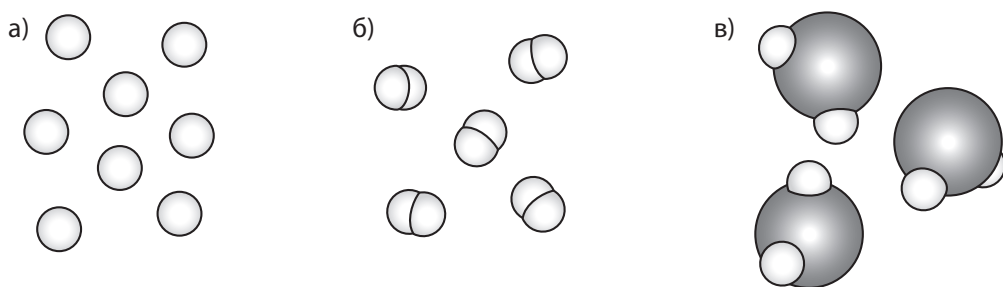


Рис. 1. Форма существования химического элемента водорода:
а) атомы водорода; б) молекулы водорода; в) атомы водорода
в молекуле воды

Электроны. Ирландский физик Джордж Стони на основании опытов пришёл к выводу, что электричество переносится мельчайшими частицами, существующими в атомах всех химических элементов. В 1891 г. Стони предложил назвать эти частицы *электронами* (от греч. «янтарь»).

Через несколько лет после того как электрон получил своё название, английский физик Джозеф Томсон и французский физик Жан Перрен доказали, что электроны несут на себе отрицательный заряд. Это наименьший отрицательный заряд, который в химии принят за единицу (-1). Томсон даже сумел определить для электрона скорость движения (она равна скорости света — 300 000 км/с) и массу (в 1837 раз меньше массы атома водорода).

Томсон и Перрен соединяли полюса источника тока с двумя металлическими пластинами — катодом и анодом, впаянными в стеклянную трубку, из которой был откачан воздух (рис. 2).

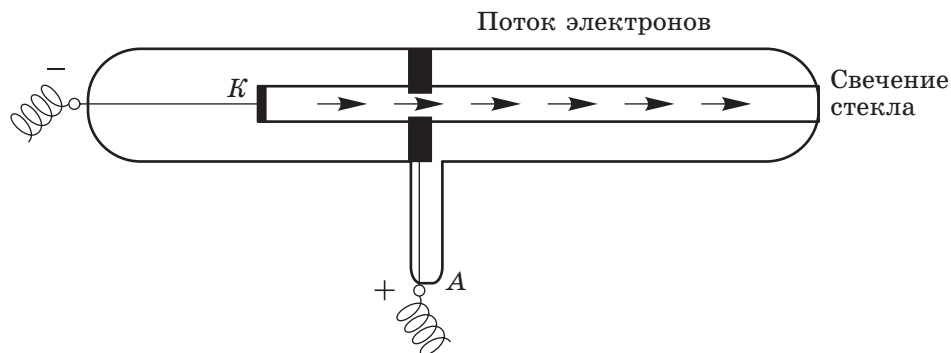


Рис. 2. Катодная трубка Томсона

При подаче на пластины-электроды напряжения около 10 тысяч вольт в трубке вспыхивал светящийся разряд, а от катода (отрицательного полюса) к аноду (положительному полюсу) летели частицы, которые учёные сначала называли *катодными лучами*, а затем выяснили, что это был поток электронов. Электроны, ударяясь об особые вещества, нанесённые, например, на экран телевизора, вызывают свечение.

Был сделан вывод: электроны вырываются из атомов материала, из которого сделан катод.

Свободные электроны или их поток можно получить и другими способами, например при накаливании металлической проволоки или при падении света на металлы, образованные элементами главной подгруппы I группы таблицы Д. И. Менделеева.

Состояние электронов в атоме. Под состоянием электрона в атоме понимают совокупность информации об *энергии* определённого электрона в *пространстве*, где он находится. Мы уже знаем, что электрон в атоме не имеет траектории движения, т. е. можно говорить лишь о *вероятности* нахождения его в пространстве вокруг ядра. Он может находиться в любой части этого пространства, и совокупность различных его положений рассматривают как *электронное облако* с определённой плотностью отрицательного заряда. Образно это можно представить себе так: если бы удалось с интервалом в сотые или миллионные доли секунды сфотографировать положение электрона в атоме, то он на таких фотографиях был бы представлен в виде точки. При наложении бесчисленного множества таких фотографий получилась бы картина электронного облака с наибольшей плотностью там, где этих точек больше всего.

На рис. 3 показан «разрез» такой электронной плотности в атоме водорода, проходящий через ядро, а штриховой линией ограничена сфера, внутри которой вероятность обнаружения электрона составляет 90 %. Ближайший к ядру контур охватывает область пространства, в которой вероятность обнаружения электрона — 10 %. Вероятность обнаружения электрона внутри второго от ядра контура составляет 20 %, внутри третьего — около 30 % и т. д. В состоянии электрона есть некая неопределённость. Чтобы охарактеризовать это особое состояние, немецкий физик В. Гейзенберг ввёл понятие о *принципе неопределённости*, т. е. показал, что невозможно определить одновременно и точно энергию и местоположение электрона. Чем точнее определена энергия электрона, тем неопределённее его положение, и наоборот, определив положение, нельзя определить энергию электрона. Область вероятности обнаружения электрона не имеет чётких границ. Однако можно выделить пространство, где вероятность нахождения электрона максимальна.

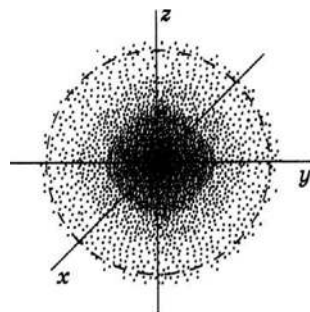


Рис. 3. Электронное облако атома водорода

Пространство вокруг атомного ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона, называется *орбиталью*.

В орбитали заключено приблизительно 90 % электронного облака, и это означает, что около 90 % времени электрон находится в этой части пространства. По форме различают 4 известных ныне типа орбиталей, которые обозначаются латинскими буквами *s*, *p*, *d* и *f*. Графическое изображение некоторых форм электронных орбиталей представлено на рис. 4.

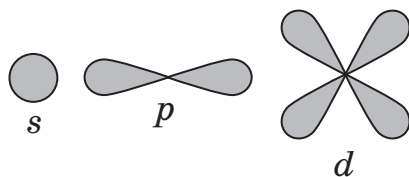


Рис. 4. Форма *s*-, *p*- и *d*-орбиталей

Важнейшей характеристикой движения электрона на определенной орбитали является энергия его связи с ядром. Электроны, обладающие близкими значениями энергии, образуют единый *электронный слой*, или *энергетический уровень*. Энергетические уровни нумеруют, начиная от ядра: 1, 2, 3, 4, 5, 6 и 7.

Целое число *n*, обозначающее номер энергетического уровня, называют *главным квантовым числом*. Оно характеризует энергию

электронов, занимающих данный энергетический уровень. Наименьшей энергией обладают электроны первого энергетического уровня, наиболее близкого к ядру. По сравнению с электронами первого уровня электроны последующих уровней характеризуются большим запасом энергии. Следовательно, наименее прочно связаны с ядром атома электроны внешнего уровня.

Число энергетических уровней (электронных слоёв в атоме) равно номеру периода в системе Д. И. Менделеева, которому принадлежит химический элемент: у атомов элементов первого периода один энергетический уровень, второго периода — два, седьмого периода — семь.

Наибольшее число электронов на энергетическом уровне определяется по формуле:

$$N = 2n^2,$$

где N — максимальное число электронов; n — номер уровня, или главное квантовое число. Следовательно, на первом, ближайшем к ядру энергетическом уровне может находиться не более двух электронов; на втором — не более 8; на третьем — не более 18; на четвёртом — не более 32 и т. д.

А как, в свою очередь, устроены энергетические уровни (электронные слои)?

Начиная со второго энергетического уровня ($n = 2$), каждый из уровней подразделяется на подуровни (подслои), несколько отличающиеся друг от друга энергией связи с ядром.

Число подуровней равно значению главного квантового числа: первый энергетический уровень имеет один подуровень; второй — два; третий — три; четвёртый — четыре подуровня. Подуровни, в свою очередь, образованы орбиталями.

Каждому значению n соответствует число орбиталей, равное n^2 .

По данным, представленным в таблице 1, можно проследить связь главного квантового числа n с числом подуровней, типом и числом орбиталей и максимальным числом электронов на подуровне и уровне.

Подуровни принято обозначать латинскими буквами, как и форму орбиталей из которых они состоят: s , p , d , f .

s -подуровень — первый, ближайший к ядру атома подуровень каждого энергетического уровня, состоит из одной s -орбитали; **p -подуровень** — второй подуровень каждого, кроме первого, энергетического уровня, состоит из трёх p -орбиталей; **d -подуровень** — третий

подуровень каждого энергетического уровня, начиная с третьего, состоит из пяти *d*-орбиталей; ***f*-подуровень** — четвёртый подуровень каждого, начиная с четвёртого, энергетического уровня, состоит из семи *f*-орбиталей.

Таблица 1. Главное квантовое число, типы и число орбиталей, максимальное число электронов на подуровнях и уровнях

Энергетический уровень (n)	Число подуровней, равное n	Тип орбитали	Число орбиталей		Максимальное число электронов	
			в подуровне	в уровне, равное n^2	на подуровне	на уровне, равное $2n^2$
K ($n = 1$)	1	$1s$	1	1	2	2
L ($n = 2$)	2	$2s$	1	4	2	8
		$2p$	3		6	
M ($n = 3$)	3	$3s$	1	9	2	18
		$3p$	3		6	
		$3d$	5		10	
N ($n = 4$)	4	$4s$	1	16	2	32
		$4p$	3		6	
		$4d$	5		10	
		$4f$	7		14	

Ядро атома. В состав атомов входят не только электроны.

Физик Анри Беккерель обнаружил, что природный минерал, содержащий соль урана, также испускает некое излучение, засвечивая фотоплёнки, закрытые от света. Это явление было названо *радиоактивностью*.

Различают три вида радиоактивных лучей:

- 1) α -лучи, которые состоят из α -частиц, имеющих заряд в два раза больше заряда электрона, но с положительным знаком, и массу в четыре раза больше массы атома водорода;
- 2) β -лучи — поток электронов;
- 3) γ -лучи — электромагнитные волны с ничтожно малой массой, не несущие электрического заряда.

Следовательно, атом имеет сложное строение — состоит из положительно заряженного ядра и электронов.

Как же устроен атом? В 1910 году в Кембридже, близ Лондона, Э. Резерфорд со своими учениками и коллегами изучал рассеяние α -частиц, проходящих через золотую фольгу и падающих на экран. Альфа-частицы обычно отклонялись от первоначального направления всего на один градус, подтверждая, казалось бы, равномерность и однородность свойств атомов золота. И вдруг исследователи заметили, что некоторые α -частицы резко меняют направление своего пути, наталкиваясь на какую-то преграду.

Разместив экран перед фольгой, Резерфорд сумел обнаружить даже те редчайшие случаи, когда α -частицы, отразившись от атомов золота, летели в противоположном направлении.

Расчёты показали, что наблюдаемые явления могли произойти, если бы вся масса атома и весь его положительный заряд были сосредоточены в крохотном центральном ядре. Радиус ядра, как выяснилось, в 100 000 раз меньше радиуса всего атома, т. е. той его области, в которой находятся электроны, имеющие отрицательный заряд.

Атом любого химического элемента сравним с Солнечной системой. Поэтому модель атома, предложенную Резерфордом, называют **планетарной**.

Протоны и нейтроны. Оказывается, и крошечное атомное ядро, в котором сосредоточена вся масса атома, состоит из частиц двух видов — протонов и нейтронов.

Протоны имеют заряд, равный заряду электронов, но противоположный по значению (+1), и массу, равную массе атома водорода (она принята в химии за единицу). Обозначаются протоны знаком ${}^1_1p$ (или ${}^+p$). *Нейтроны* не несут заряда, они нейтральны и имеют массу, равную массе протона, т. е. 1. Обозначают нейтроны знаком ${}^1_0n$ (или ${}^0n$). Электроны обозначают e .

Протоны и нейтроны вместе называют *нуклонами* (от лат. *nucleus* — ядро).

Сумма числа протонов и нейтронов в атоме называется *массовым числом*. Например, массовое число атомов алюминия:

$$\begin{array}{ccccccc} 13 & + & 14 & = & 27 \\ \text{число} & & \text{число} & & \text{массовое} \\ \text{протонов } Z & & \text{нейтронов } N & & \text{число } A \end{array}$$

Так как ничтожно малой массой электрона можно пренебречь, то очевидно, что в ядре сосредоточена вся масса атома.

Поскольку атом электронейтрален, то также очевидно, что *число протонов и электронов в атоме одинаково. Оно равно порядковому номеру химического элемента*, присвоенному ему в Периодической системе. Например, в ядре атома железа содержится 26 протонов, а вокруг ядра вращается 26 электронов. А как определить число нейтронов?

Как известно, масса атома складывается из массы протонов и нейтронов. Зная порядковый номер элемента (Z), т. е. число протонов, и массовое число (A), равное сумме чисел протонов и нейтронов, можно найти число нейтронов (N) по формуле:

$$N = A - Z.$$

Например, число нейтронов в атоме железа: $56 - 26 = 30$.

В таблице 2 представлены основные характеристики элементарных частиц.

Таблица 2. Основные характеристики элементарных частиц

Частица и её обозначение	Масса	Заряд	Примечание
Протон, p^+	1	+1	Число протонов равно порядковому номеру элемента
Нейтрон, n^0	1	0	Число нейтронов находят по формуле $N = A - Z$
Электрон, e^-	$\frac{1}{1837}$	-1	Число электронов равно порядковому номеру элемента

Изотопы. Разновидности атомов одного и того же элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разное массовое число, называются *изотопами*.

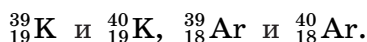
Слово *изотоп* (от греч. «одинаковый» и «место») обозначает «занимающий одно место» (клетку) в Периодической системе элементов.

Химические элементы, встречающиеся в природе, являются смесью изотопов. Так, углерод имеет три изотопа с массой 12, 13 и 14; кислород — три изотопа с массой 16, 17 и 18 и т. д.

Обычно приводимая в Периодической системе относительная атомная масса химического элемента является средним значением атомных масс природной смеси изотопов данного элемента с учётом их относительного содержания в природе, поэтому значения атомных масс довольно часто являются дробными. Например, атомы природного хлора представляют собой смесь двух изотопов — 35 (их в природе 75 %) и 37 (их 25 %); следовательно, относительная атомная масса хлора равна 35,5. Изотопы хлора записываются так:



Химические свойства изотопов хлора совершенно одинаковы, как и изотопов большинства химических элементов, например калия, аргона:



Однако изотопы водорода сильно отличаются по свойствам из-за резкого (в несколько раз) увеличения их относительной атомной массы; им присвоены индивидуальные названия и химические знаки: протий — ${}^1_1\text{H}$; дейтерий — ${}^2_1\text{H}$, или ${}^2_1\text{D}$; тритий — ${}^3_1\text{H}$, или ${}^3_1\text{T}$ (рис. 5).

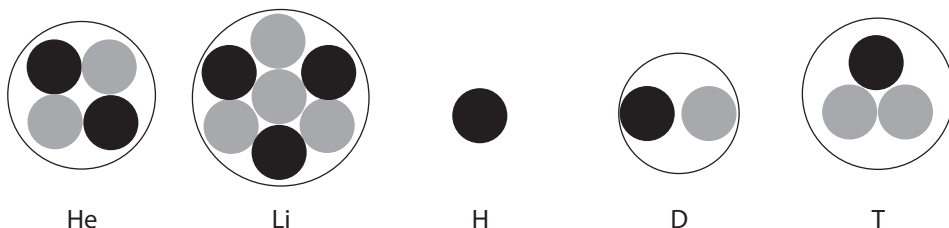


Рис. 5. Схема ядер изотопов водорода
(чёрные кружки ± протоны, серые ± нейтроны)

Теперь можно дать современное, более строгое и научное определение химическому элементу.

Химический элемент — это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Примеры решения типовых задач

Укажите максимальное число электронов на втором энергетическом уровне.

► Решение. Наибольшее число электронов на энергетическом уровне определяется по формуле $N = 2n^2$, где N — максимальное число электронов; n — номер уровня или главное квантовое число. Значит, максимальное число электронов на втором энергетическом уровне: $N = 2 \cdot 2^2 = 8$.

► Ответ. 8.



Установите соответствие между количеством протонов и нуклидом элемента.

КОЛИЧЕСТВО ПРОТОНОВ

А) 17

Б) 7

В) 19

Г) 12

НУКЛИД

1) ^{24}Mg

2) ^{35}Cl

3) ^{31}P

4) ^{39}K

5) ^{14}N

► Решение. Число протонов в атоме равно порядковому номеру элемента в таблице Д. И. Менделеева, а нуклидом называют атом с определённым числом протонов и нейтронов в ядре. Например, элемент, у которого 12 протонов, в таблице Д. И. Менделеева имеет 12-й порядковый номер. Это магний. Запись ^{24}Mg обозначает, что атом магния имеет в ядре 24 нуклона, что соответствует его относительной массе, округлённой до целого числа.

► Ответ.

А	Б	В	Г
2	5	4	1



Установите соответствие между формулой частицы и общим числом электронов, содержащихся в ней.

ЧАСТИЦА

А) Na^+

Б) Ca^0

В) S^{-2}

Г) O^0

ЧИСЛО ЭЛЕКТРОНОВ

1) 18

2) 10

3) 8

4) 11

5) 20

- **Решение.** В соответствии с периодической системой рассчитываем числа электронов в частицах. Порядковый номер элемента натрия — 11, значит, он содержит 11 электронов; ион натрия Na^+ отдал один электрон и содержит 10 электронов. Кальций (Ca) имеет порядковый номер 20 и содержит 20 электронов. Сера (S) имеет порядковый номер 16, а ион серы S^{2-} присоединил два электрона и имеет 18 электронов. Кислород имеет порядковый номер 8 и содержит 8 электронов.

► **Ответ.**

А	Б	В	Г
2	5	1	3

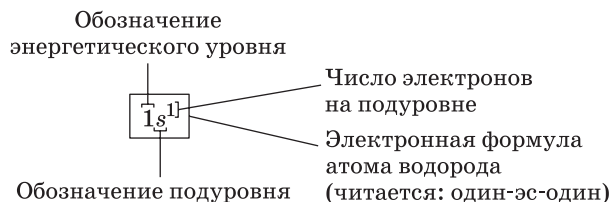
1.1.2. Электронная конфигурация атома. Основное и возбуждённое состояние атомов. Строение электронных оболочек атомов элементов первых четырёх периодов: *s*-, *p*- и *d*-элементы

Определения

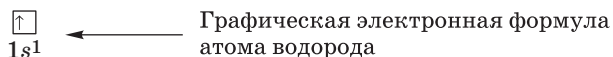
- **Принцип минимальной энергии:** в первую очередь заполняются энергетические уровни, расположенные ближе к ядру, а именно *s*-орбитали, потом *p*-орбитали и *d*-орбитали.
- **Принцип Паули:** на каждой орбитали могут находиться не более двух электронов, причём спины их противоположны.
 $\downarrow\downarrow$ — запрещено; $\uparrow\downarrow$ — разрешено.
- **Правило Хунда:** орбитали заполняются электронами так, чтобы их суммарный спин был максимальным.
 $\uparrow\downarrow\uparrow\downarrow$ — запрещено; $\uparrow\uparrow\uparrow$ — разрешено.

Объяснение и важные примеры

Строение электронных оболочек атомов элементов первых четырёх периодов. Схемы электронного строения атомов показывают распределение электронов по электронным слоям (энергетическим уровням).



Электронные формулы атомов показывают распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням.

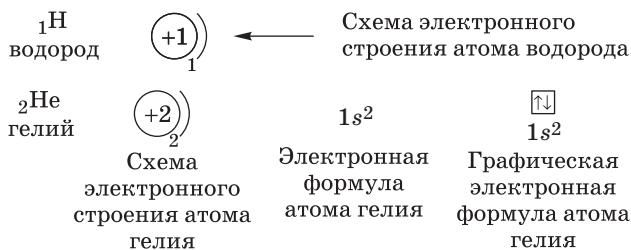


Графические электронные формулы атомов показывают распределение электронов не только по уровням и подуровням, но и по орбиталям.

Рассмотрим отображение электронных конфигураций атомов элементов по периодам системы Д. И. Менделеева.

Элементы первого периода. В атоме гелия первый электронный слой завершён — в нём два электрона.

Водород и гелий — *s*-элементы, у этих атомов заполняется электронами *s*-орбиталь.



Элементы второго периода. У всех элементов второго периода первый электронный слой заполнен, и электроны заполняют *s*- и *p*-орбитали второго электронного слоя в соответствии с принципом наименьшей энергии (сначала *s*, а затем *p*) и правилами Паули и Хунда¹.

В атоме неона второй электронный слой завершён — в нём 8 электронов.

Элементы третьего периода. У атомов элементов третьего периода первый и второй электронные слои завершены, поэтому заполняется третий электронный слой, в котором электроны могут занимать *3s*-, *3p*- и *3d*-подуровни (таблица 3).

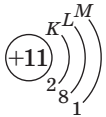
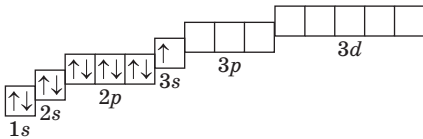
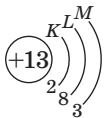
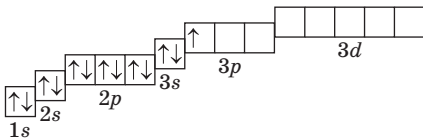
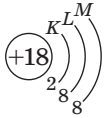
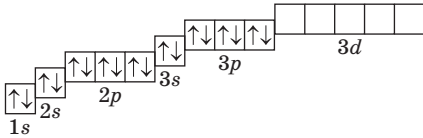
В атоме аргона на внешнем слое (третьем электронном слое) 8 электронов. Как внешний слой он завершён, но всего в третьем электронном слое, как вы уже знаете, может быть 18 электронов, а это значит, что у элементов третьего периода остаются незаполненными *3d*-орбитали.

Все элементы от Al до Ar — *p*-элементы.

s- и *p*-элементы образуют главные подгруппы в Периодической системе.

¹ Принцип Паули и правило Хунда — см. с. 29.

Таблица 3. Строение электронных оболочек атомов элементов третьего периода

Символ элемента, порядковый номер, название	Схема электронного строения	Электронная формула	Графическая электронная формула
$_{11}\text{Na}$ Натрий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
У атома магния достраивается 3s-электронная орбиталь. Na и Mg — s-элементы.			
$_{13}\text{Al}$ Алюминий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	
У алюминия и последующих элементов заполняется электронами 3d-подуровень.			
$_{18}\text{Ar}$ Аргон		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	

Элементы четвёртого периода. У атомов калия и кальция появляется четвёртый электронный слой, заполняется 4s-подуровень (таблица 4), т. к. он имеет меньшую энергию, чем 3d-подуровень. Для упрощения графических электронных формул атомов элементов четвёртого периода:

- 1) обозначим условно графическую электронную формулу аргона так: Ar;
- 2) не будем изображать подуровни, которые у этих атомов не заполняются.

K, Ca — s-элементы, входящие в главные подгруппы. У атомов от Sc до Zn заполняется электронами 3d-подуровень. Это 3d-элементы.

Они входят в *побочные подгруппы*, у них заполняется предвнешний электронный слой. *3d*-элементы относят к *переходным элементам*.

Обратите внимание на строение электронных оболочек атомов хрома и меди. В них происходит «провал» одного электрона с *4s*-на *3d*-подуровень, что объясняется большей энергетической устойчивостью образующихся при этом электронных конфигураций $3d^5$ и $3d^{10}$.

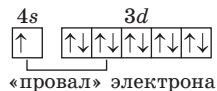
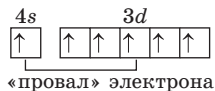
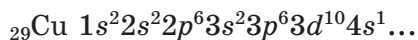
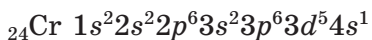


Таблица 4. Строение электронных оболочек атомов элементов четвёртого периода

Порядковый номер, символ элемента, название	Схема электронного строения	Электронные формулы
${}_{19}\text{K}$ Калий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
${}_{20}\text{Ca}$ Кальций		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
${}_{21}\text{Sc}$ Скандий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^1 4s^2$
${}_{22}\text{Ti}$ Титан		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^2 4s^2$

Порядковый номер, символ элемента, название	Схема электронного строения	Электронные формулы
$_{23}\text{V}$ Ванадий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^3 4s^2$
$_{24}\text{Cr}$ Хром		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^5 4s^1$
$_{29}\text{Cu}$ Медь		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^1$
$_{30}\text{Zn}$ Цинк		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2$
$_{31}\text{Ga}$ Галлий		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^1$
...		
$_{36}\text{Kr}$ Криптон		$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$ или $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} 4s^2 4p^6$

В атоме цинка третий электронный слой завершён — в нём заполнены все подуровни $3s$, $3p$ и $3d$, всего на них 18 электронов.

У следующих за цинком элементов продолжает заполняться четвёртый электронный слой, $4p$ -подуровень.

Элементы от Ga до Kr — *p-элементы*.

У атома криптона внешний слой (четвёртый) завершён, имеет 8 электронов. Но всего в четвёртом электронном слое, как вы знаете, может быть 32 электрона; у атома криптона пока остаются незаполненными $4d$ - и $4f$ -подуровни.

У элементов пятого периода идёт заполнение подуровней в следующем порядке: $5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p$. Также встречаются исключения, связанные с «провалом» электронов, у $_{41}\text{Nb}$, $_{42}\text{Mo}$, $_{44}\text{Ru}$, $_{45}\text{Rh}$, $_{46}\text{Pd}$ (двойной провал), $_{47}\text{Ag}$.

В шестом и седьмом периодах появляются *f-элементы*, т. е. элементы, у которых идёт заполнение соответственно $4f$ - и $5f$ -подуровней третьего снаружи электронного слоя.

$4f$ -элементы называют лантаноидами. $5f$ -элементы называют актиноидами.

Порядок заполнения электронных подуровней в атомах элементов шестого периода: $_{55}\text{Cs}$ и $_{56}\text{Ba}$ — $6s$ -элементы; $_{57}\text{La} \dots 6s^2 5d^1$ — $5d$ -элементы; $_{58}\text{Ce}$ — $_{71}\text{Lu}$ — $4f$ -элементы; $_{72}\text{Hf}$ — $_{80}\text{Hg}$ — $5d$ -элементы; $_{81}\text{Tl}$ — $_{86}\text{Rn}$ — $6d$ -элементы. Но и здесь встречаются элементы, у которых нарушается порядок заполнения электронных орбиталей, что может быть связано, например, с большей энергетической устойчивостью наполовину и полностью заполненных f -подуровней, т. е. nf^7 и nf^{14} .

В зависимости от того, какой подуровень атома заполняется электронами в последнюю очередь, все элементы, как вы уже поняли, делят на четыре электронных семейства, или блока (рис. 6).

s-элементы: электронами заполняется s -подуровень внешнего уровня атома; к s -элементам относятся водород, гелий и элементы главных подгрупп I и II групп.

p-элементы: электронами заполняется p -подуровень внешнего уровня атома; к p -элементам относятся элементы главных подгрупп III–VIII групп.

d-элементы: электронами заполняется f -подуровень предвнешнего уровня атома; к d -элементам относятся элементы побочных подгрупп I–VIII групп, то есть элементы вставных декад больших периодов, расположенных между s - и p -элементами; их также называют переходными элементами.

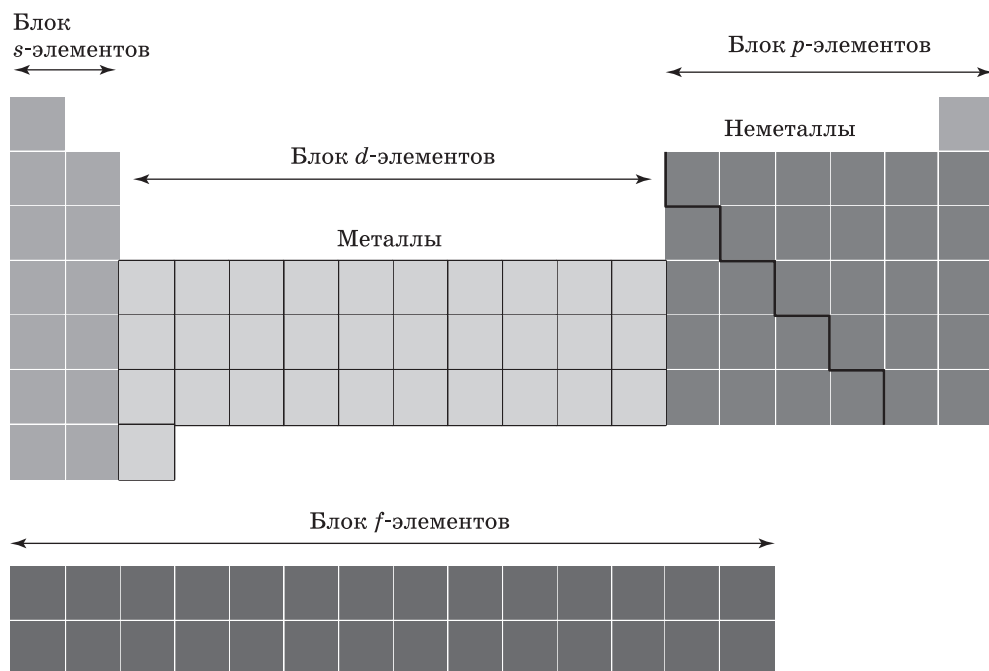


Рис. 6. Блоки химических элементов

***f*-элементы:** электронами заполняется *f*-подуровень третьего уровня атома; к ним относятся лантаноиды и актиноиды.

Электронная конфигурация атома. Если на орбитали находится только один электрон, то он называется *неспаренным*, а если два, то это *спаренные электроны*.

На рис. 7. показана схема деления энергетических уровней на подуровни.

***s*-орбиталь**, как вы уже знаете, имеет сферическую форму. Электрон атома водорода ($n = 1$) располагается на этой орбитали и неспарен. Поэтому его *электронная формула*, или *электронная конфигурация*, записывается так: $1s^1$. В электронных формулах номер энергетического уровня обозначается цифрой, стоящей перед буквой (1...), подуровень — латинской буквой (тип орбитали), а цифра, которая записывается справа сверху от буквы (как показатель степени), означает число электронов на подуровне.

Для атома гелия He, имеющего два спаренных электрона на одной *s*-орбитали, эта формула такова: $1s^2$.

Электронная оболочка атома гелия завершена и очень устойчива. Гелий — это благородный газ.

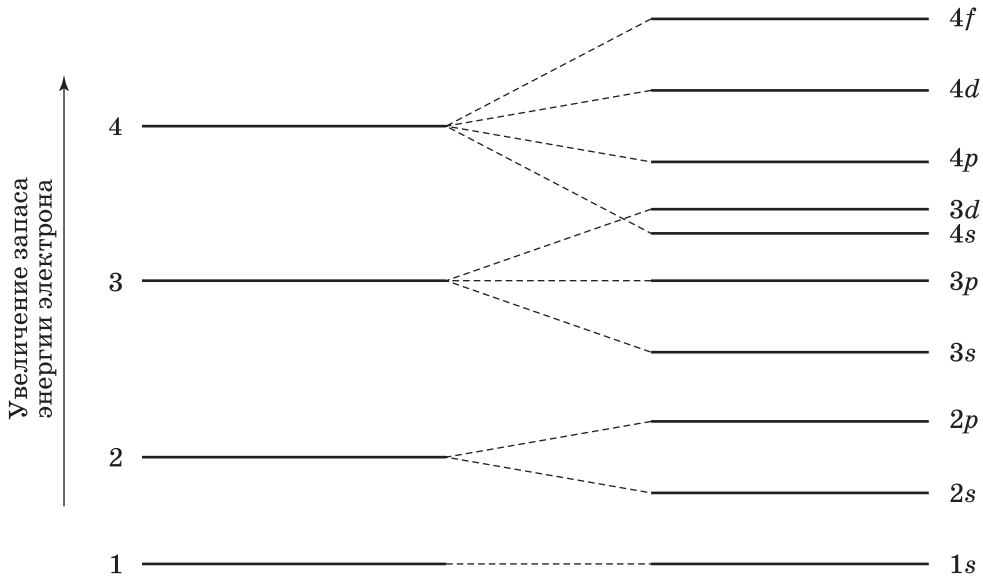


Рис. 7. Схема деления энергетических уровней на подуровни

На втором энергетическом уровне ($n = 2$) имеются четыре орбитали, одна s и три p . Электроны s -орбитали второго уровня ($2s$ -орбитали) обладают более высокой энергией, т. к. находятся на большем расстоянии от ядра, чем электроны $1s$ -орбитали ($n = 1$) (см. рис. 8).

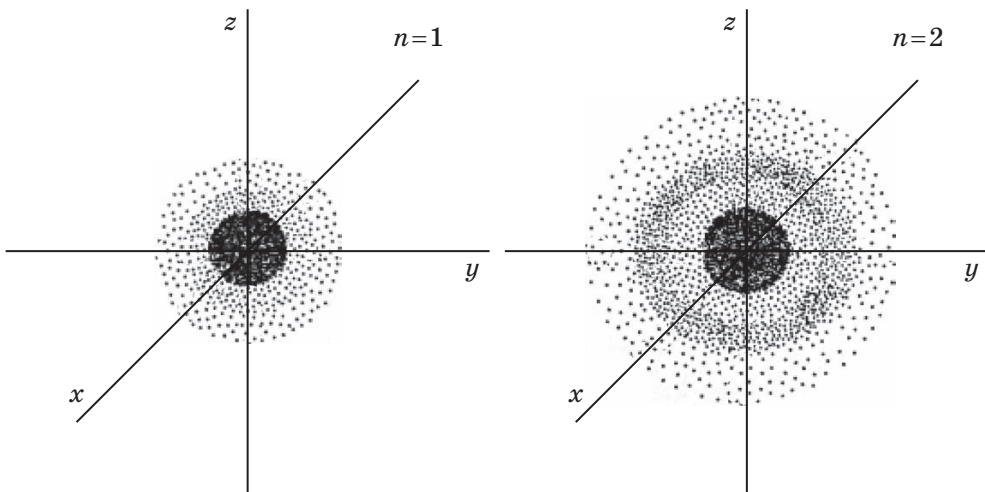


Рис. 8. Сечение $1s$ - и $2s$ -электронных облаков плоскостью, проходящей через ядро

Вообще, для каждого значения n существует одна s -орбиталь, но с соответствующим запасом энергии электронов на нём и, следовательно, с соответствующим диаметром, растущим по мере увеличения значения n .

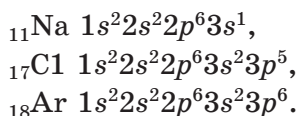
p -орбиталь имеет форму гантели, или объёмной восьмёрки. Все три p -орбитали расположены в атоме взаимно перпендикулярно вдоль пространственных координат, проведённых через ядро атома. Следует подчеркнуть ещё раз, что каждый энергетический уровень (электронный слой), начиная с $n = 2$, имеет три p -орбитали. С увеличением значения n электроны занимают p -орбитали, расположенные на больших расстояниях от ядра и направленные по осям x , y , z .

У элементов второго периода ($n = 2$) заполняется сначала одна s -орбиталь, а затем три p -орбитали; электронная формула Li записывается так: $1s^2 2s^1$. Электрон $2s^1$ слабее связан с ядром атома, поэтому атом лития может легко отдавать его (этот процесс называется окислением), превращаясь в ион лития Li^+ .

В атоме бериллия Be четвёртый электрон также размещается на $2s$ -орбитали: $1s^2 2s^2$. Два внешних электрона атома бериллия легко отрываются, B^0 при этом окисляется в катион Be^{2+} .

У атома бора пятый электрон занимает $2p$ -орбиталь: $1s^2 2s^2 2p^1$. Далее у атомов C, N, O, F идёт заполнение $2p$ -орбиталей. Заканчивается оно у благородного газа Ne: $1s^2 2s^2 2p^6$.

У элементов третьего периода заполняются соответственно $3s$ - и $3p$ -орбитали. Пять d -орбиталей третьего уровня при этом остаются свободными:



Иногда в схемах, изображающих распределение электронов в атомах, указывают только число электронов на каждом энергетическом уровне, то есть записывают сокращённые электронные формулы атомов химических элементов, в отличие от приведённых выше полных электронных формул, например: ${}_{11}\text{Na } 2, 8, 1$; ${}_{17}\text{Cl } 2, 8, 7$; ${}_{18}\text{Ar } 2, 8, 8$.

У элементов больших периодов (четвёртого и пятого) первые два электрона занимают соответственно $4s$ - и $5s$ -орбитали: ${}_{19}\text{K } 2, 8, 8, 1$; ${}_{38}\text{Sr } 2, 8, 18, 8, 2$. Начиная с третьего элемента каждого большого периода последующие десять электронов поступят на предыдущие $3d$ -орбитали (у элементов побочных подгрупп): ${}_{23}\text{V } 2, 8, 11, 2$; ${}_{26}\text{Fe } 2,$

8, 14, 2; ${}_{40}\text{Zr}$ 2, 8, 18, 10, 2; ${}_{43}\text{Tc}$ 2, 8, 18, 13, 2. Как правило, когда будет заполнен предыдущий d -подуровень, начнёт заполняться внешний (соответственно $4p$ - и $5p$ -) p -подуровень: ${}_{33}\text{As}$ 2, 8, 18, 5; ${}_{52}\text{Te}$ 2, 8, 18, 18, 6.

У элементов больших периодов — шестого и незавершённого седьмого — электронные уровни и подуровни заполняются электронами, как правило, так: первые два электрона поступают на внешний s -подуровень: ${}_{56}\text{Ba}$ 2, 8, 18, 18, 8, 2; ${}_{87}\text{Fr}$ 2, 8, 18, 32, 18, 8, 1; следующий один электрон — на предыдущий d -подуровень: ${}_{57}\text{La}$ 2, 8, 18, 18, 9, 2 и ${}_{89}\text{Ac}$ 2, 8, 18, 32, 18, 9, 2.

Затем последующие 14 электронов поступают на третий снаружи энергетический уровень, на $4f$ - и $5f$ -орбитали лантоноидов и актиноидов соответственно:

${}_{64}\text{Gd}$ 2, 8, 18, 25, 9, 2 и ${}_{92}\text{U}$ 2, 8, 18, 32, 21, 9, 2.

Затем снова начнёт застраиваться второй снаружи энергетический уровень (d -подуровень) у элементов побочных подгрупп: ${}_{73}\text{Ta}$ 2, 8, 18, 32, 11, 2; ${}_{104}\text{Rf}$ 2, 8, 18, 32, 32, 10, 2 — и только после полного заполнения десятью электронами d -подуровня будет снова заполняться p -подуровень: ${}_{86}\text{Rn}$ 2, 8, 18, 32, 18, 8.

Очень часто строение электронных оболочек атомов изображают с помощью энергетических, или квантовых, ячеек — записывают так называемые *графические электронные формулы*. Для этой записи используют следующие обозначения: каждая квантовая ячейка обозначается клеткой, которая соответствует одной орбитали; каждый электрон обозначается стрелкой, соответствующей направлению спина. При записи графической электронной формулы следует помнить два правила: *принцип Паули*, согласно которому в ячейке (орбитали) может быть не более двух электронов, но с антипараллельными спинами, и *правило Ф. Хунда*, согласно которому электроны занимают свободные ячейки сначала по одному и имеют при этом одинаковое значение спина и лишь затем спариваются, но спины при этом в соответствии с принципом Паули будут уже противоположно направленными.

1.1.7. Основное и возбуждённое состояние атомов

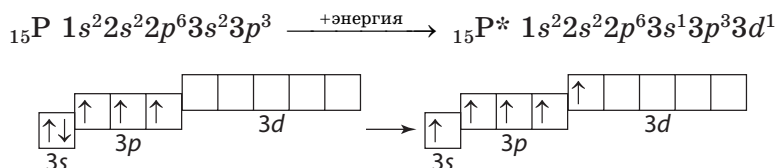
Свойства атомов химических элементов определяется строением их наружных энергетических уровней. Эти уровни называют *валентными*. Электроны наружных, а иногда и предвнешних уровней могут принимать участие в образовании химических связей. Такие электроны также называют *валентными*.

Валентные электроны атомов элементов главных подгрупп расположены на s - и p -орбиталях внешнего электронного слоя. У элементов побочных подгрупп (за исключением лантаноидов и актиноидов) валентные электроны расположены на s -орбитали внешнего и d -орбитали предвнешнего слоёв.

Для того чтобы верно оценить валентные возможности атомов химических элементов, нужно рассмотреть распределение электронов в них по энергетическим уровням и подуровням и определить число неспаренных электронов в соответствии с принципом Паули и правилом Хунда для невозбуждённого (основного) и возбуждённого (то есть получившего дополнительную энергию, в результате чего происходит распаривание электронов внешнего слоя и переход их на свободные орбитали) состояния атома.

Атом в возбуждённом состоянии обозначают соответствующим символом элемента со звёздочкой.

Рассмотрим валентные возможности атомов фосфора в невозбуждённом и возбуждённом состояниях:



В невозбуждённом состоянии атом фосфора имеет три неспаренных электрона на p -подуровне. При переходе атома в возбуждённое состояние один из пары электронов s -подуровня может переходить на свободную орбиталь d -подуровня. Валентность фосфора при этом изменяется с трёх (в основном состоянии) до пяти (в возбуждённом состоянии).

Разъединение спаренных электронов требует затрат энергии, так как спаривание электронов сопровождается понижением потенциальной энергии атомов. Вместе с тем расход энергии на перевод атома в возбуждённое состояние компенсируется энергией, выделяющейся при образовании химических связей неспаренными электронами.

Валентные возможности атомов химических элементов определяются:

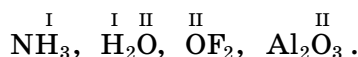
- числом неспаренных электронов (одноэлектронных орбиталей);
- наличием свободных орбиталей;
- наличием неподелённых пар электронов.

Примеры решения типовых задач

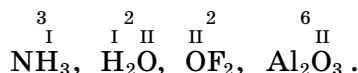
Определите валентность элементов по формулам: NH_3 , H_2O , OF_2 , Al_2O_3 , H_2O_2 .

- Решение. Валентность водорода принята за единицу. Валентность кислорода равна двум (один атом кислорода присоединяет два атома водорода). Число единиц валентности всех атомов одного элемента должно быть равно числу единиц валентности всех атомов другого элемента.

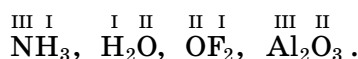
а) В химических формулах отмечаем валентность известного элемента:



б) Находим и записываем общее число валентностей (наименьшее общее кратное) известного элемента:



в) Вычисляем и проставляем над химическими знаками валентность другого элемента. Для этого общее число валентностей делим на индекс этого элемента:



- Ответ. $\overset{\text{III}}{\text{N}}\overset{\text{I}}{\text{H}}_3, \overset{\text{I}}{\text{H}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}, \overset{\text{II}}{\text{O}}\overset{\text{II}}{\text{F}}_2, \overset{\text{III}}{\text{Al}}_2\overset{\text{II}}{\text{O}}_3.$



Имеется ряд химических элементов:

- 1) К
- 2) Са
- 3) Р
- 4) Cl
- 5) S

Выберите три элемента, которые находятся в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева в одном периоде. Расположите данные элементы в порядке возрастания их металлических свойств.

- Решение. Из Периодической системы определяем, что в одном периоде находятся элементы 3, 4 и 5. Вспоминаем, что в периоде слева направо возрастают неметаллические свойства, а справа налево — возрастают металлические.

- Ответ. 453.

ЕГЭ

Установите соответствие между формулой частицы и её электронной формулой.

ЧАСТИЦА**ЭЛЕКТРОННАЯ ФОРМУЛА**А) $\overset{0}{\text{F}}$ 1) $1s^2 2s^2 2p^1$ Б) F^- 2) $1s^2 2s^2 2p^4$ В) $\overset{0}{\text{O}}$ 3) $1s^2 2s^2 2p^6$ Г) Na^+ 4) $1s^2 2s^2 2p^5$ 5) $1s^2 2s^2 2p^3$

- Решение. Число электронов в электронной формуле элемента совпадает с его порядковым номером в Периодической системе. Вспомните, что положительно заряженные катионы образуются при потере электронов (окислении), а отрицательно заряженные анионы — при присоединении электронов (восстановлении).

► Ответ.

А	Б	В	Г
4	3	2	3

Важно и интересно

Эрнест Резерфорд (1871–1937) — английский физик, один из создателей учения о радиоактивности и строении атома. Открыл α - и β -лучи и определил их природу. Предложил ядерную модель строения атома (1911 г.), осуществил первую ядерную реакцию. Лауреат Нобелевской премии (1903 г.). После опытов Резерфорд провозгласил: «Теперь я знаю, какой вид имеет атом!».

Если применить образное сравнение, то весь объём атома можно уподобить стадиону в Лужниках, а ядро — футбольному мячу, расположенному в центре поля.

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

1.2.1. Закономерности изменения свойств элементов и их соединений по периодам и группам

Определения

- **Периодический закон химических элементов Д. И. Менделеева (современная формулировка):** свойства химических элементов и образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.
- **Периодическая система** — графическое выражение Периодического закона. (В средней школе изучают короткопериодный вариант Периодической системы.)

- **Порядковый номер** — основная характеристика элемента в Периодической системе, указывает на заряд ядра атома элемента, т. е. определяет число протонов в нём и число электронов в электронной оболочке атома.
- **Период** — горизонтальный ряд элементов в Периодической системе, расположенных в порядке возрастания зарядов ядра их атомов, и начинается щелочным металлом, а заканчивается инертным газом.

2	₃ Li	₄ Be	₅ B	₆ C	₇ N	₈ O	₉ F	₁₀ Ne
---	-----------------	-----------------	----------------	----------------	----------------	----------------	----------------	------------------

Периоды могут состоять из одного (малые периоды) или двух (большие периоды) рядов.

- **Группы** — вертикальные столбцы элементов в Периодической системе.

Каждая группа состоит из двух подгрупп — главной и побочной. Подгруппу, в которой входят элементы и малых и больших периодов, называют **главной подгруппой**. Подгруппу, в которую входят элементы только больших периодов, называют **побочной подгруппой**.



Группа
1
H
Li
Na
K
Cu
Rb
Ag
Cs
Au
Fr

Объяснение и важные примеры

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева. Все существующие в мире химические элементы подчиняются единому объективно действующему в природе **Периодическому закону**, графическим отображением которого является Периодическая система элементов. Этот закон и система носят имя великого русского химика Д. И. Менделеева.

Каждое число в таблице Периодической системы характеризует какую-либо особенность в строении атомов элементов.

Так, **порядковый номер** элемента указывает на заряд атомного ядра, т. е. число протонов в нём, и на число электронов в электронной оболочке атома. Число нейтронов находят по формуле (см. раздел 1.1.1).

Номер периода указывает на число энергетических уровней (электронных слоёв) в атомах элементов данного периода.

Номер группы соответствует числу электронов на внешнем уровне для элементов главных подгрупп и максимальному числу валентных электронов для элементов побочных подгрупп.

Д. И. Менделеев в своём открытии Периодического закона опирался на чётко сформулированные исходные положения:

- общее неизменное свойство атомов всех химических элементов — их атомная масса;
- свойства элементов зависят от их атомных масс;
- форма этой зависимости — периодическая.

В основу своей работы по классификации химических элементов Д. И. Менделеев положил два основных и постоянных признака: **величину атомной массы и свойства**. Он сформулировал Периодический закон в 1869 г. таким образом: свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от относительных атомных масс элементов.

Менделеев уделял большое внимание также свойствам элементов и образуемых ими веществ, распределял элементы со сходными свойствами в вертикальные столбцы — группы.

Иногда (в нарушение выявленной им закономерности) он ставил более тяжёлые элементы перед элементами с меньшими значениями относительной атомной массы. Например, в таблице он записал кобальт перед никелем и теллур перед йодом, считая, что это необходимо, т. к. эти элементы попадали бы в группы несходных с ними по свойствам элементов. Д. И. Менделеев не мог объяснить эти исключения, но предвидел, что причина кроется в сложном строении атома. Современная формулировка Периодического закона отмечает, что основой классификации химических элементов являются заряды их атомных ядер.

Радиус атома с увеличением зарядов ядер атомов в периоде **уменьшается**, т. к. притяжение ядром электронных оболочек усиливается. Происходит своеобразное их сжатие.

Поэтому в начале периода расположены элементы с небольшим числом электронов на внешнем электронном слое и большим радиусом атома. Электроны, находящиеся дальше от ядра, легко от него отрываются, что характерно для элементов-металлов.

В одной и той же группе с увеличением номера периода атомные радиусы возрастают.

С точки зрения теории строения атомов, принадлежность элементов к металлам или неметаллам определяется способностью их атомов отдавать или присоединять электроны.

Атомы металлов сравнительно легко отдают электроны и не могут их присоединять для достраивания своего внешнего электронного слоя.

Периодичность в изменении свойств элементов объясняется периодической повторяемостью в строении внешних энергетических уровней их атомов. Именно число энергетических уровней, общее число расположенных на них электронов и число электронов на внешнем уровне отражают принятую в Периодической системе символику, т. е. раскрывают физический смысл номера периода, номера группы и порядкового номера элемента. Строение электронных оболочек атома позволяет объяснить и причины изменения металлических и неметаллических свойств элементов в периодах и группах.

Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева **обобщают** сведения о химических элементах и образованных ими веществах и **объясняют** периодичность в изменении их свойств и причину сходства свойств элементов одной и той же группы.

Эти два важнейших значения Периодического закона и Периодической системы дополняет ещё одно, которое заключается в возможности **прогнозировать**, т. е. предсказывать, описывать свойства и указывать пути открытия новых химических элементов.

Закономерности изменения свойств в пределах периодов:

- металлические свойства уменьшаются;
- неметаллические свойства усиливаются;
- степень окисления элементов в высших оксидах возрастает от +1 до +7 (+8 для Os и Ru);
- степень окисления элементов в летучих водородных соединениях возрастает от -4 до -1;
- оксиды от основных через амфотерные сменяются кислотными оксидами;
- гидроксиды от щелочей через амфотерные сменяются кислотами.

В свете строения атома можно объяснить причины изменения свойств химических элементов и образованных ими веществ.

В пределах одного и того же периода металлические свойства ослабевают, а неметаллические усиливаются, так как:

- а) увеличиваются заряды атомных ядер элементов;
- б) увеличивается число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов;
- в) число энергетических уровней в атомах элементов не изменяется;
- г) радиус атомов уменьшается.

В пределах одной и той же группы (в главной подгруппе) металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают, так как:

- а) увеличиваются заряды атомных ядер элементов;
- б) число электронов на внешнем энергетическом уровне не изменяется;
- в) увеличивается число энергетических уровней в атомах;
- г) увеличивается радиус атомов.

В больших периодах эти изменения происходят более медленно, так как у атомов элементов побочных подгрупп строится до 18 электронов не внешний, а предвнешний уровень, и только потом начинает достраиваться внешний уровень — с 2 до 8 электронов в соответствии с номером группы.

Эти особенности в строении атомов позволяют ответить на вопрос, почему заряд атомного ядра элемента в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева возрастает монотонно, а свойства изменяются периодически, и дать ещё одну причинно-следственную формулировку Периодического закона: свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от строения внешних и предвнешних электронных слоёв их атомов.

Более полные сведения о горизонтальной и вертикальной зависимости свойств атомов, простых веществ и соединений, образованных химическими элементами, представлены в таблице 5.

Таблица 5. Изменения свойств атомов, простых веществ и соединений химических элементов

Формы существования химического элемента и их свойства		Изменение свойств	
		в главных подгруппах	в периодах
Атомы	Заряд ядра	Возрастает ↓	Возрастает →
	Число электронных уровней	Возрастает ↓	Не изменяется и равно номеру периода
	Число электронов на внешнем уровне	Не изменяется и равно номеру группы	Возрастает →

Окончание таблицы 5

Формы существования химического элемента и их свойства			Изменение свойств	
			в главных подгруппах	в периодах
Атомы	Радиус атома		Возрастает ↓	Убывает →
	Восстановительные свойства		Возрастают ↓	Убывают →
	Окислительные свойства		Убывают ↓	Возрастают →
	Высшая положительная степень окисления		Постоянна и равна номеру группы $(n)^*$	Увеличивается от +1 до +8
	Низшая степень окисления		Не изменяется и равна $(8 - n)^{**}$	Увеличивается от -4 до -1
Простые вещества	Металлические свойства		Усиливаются ↓	Ослабевают →
	Неметаллические свойства		Ослабевают ↓	Усиливаются →
Соединения элементов	Характер химических свойств	высшего оксида	Основной → амфотерный → кислотный	
			Усиление кислотных и ослабление основных свойств в периодах	
		высшего гидроксида	Щёлочь → Основание → Амфотерный гидроксид → Кислота	
			Ослабление основных и усиление кислотных свойств в периодах	

* Исключения — кислород и фтор.

** Исключение — бор.

Примеры решения типовых задач

Какой химический элемент имеет наименьший атомный радиус: Ca, Li, Na или K?

- Решение. Известно, что радиус атомов в периодах Периодической системы убывает слева направо, а в главных подгруппах возрастает сверху вниз. Элементы Li, Na и K расположены в I группе главной подгруппы, элемент Ca — во II группе главной подгруппы. Элемент литий (Li) имеет самый малый атомный радиус из приведённых элементов.
- Ответ. Литий (Li).



Имеются ряды оксидов:

- 1) Cl_2O_7 , SO_3 , P_2O_5
- 2) P_2O_5 , Cl_2O_7 , SO_3
- 3) P_2O_5 , SO_3 , Cl_2O_7
- 4) SO_3 , P_2O_5 , Cl_2O_7
- 5) SO_3 , Cl_2O_7 , P_2O_5

Выберите два ряда и определите, как изменяются в них кислотные свойства.

- Решение. Рассматривая ряды, обращаем внимание на первый и третий ряды, в которых неметаллы высших оксидов расположены так, как в третьем периоде Периодической системы. Известно, что для высших оксидов элементов в периодах усиливаются кислотные свойства (слева направо, ряд 3) и ослабевают (справа налево, ряд 1).
- Ответ. 13.



Одинаковое ли число электронов на внешнем энергетическом уровне имеют атомы элементов с порядковыми номерами

- | | |
|------------|------------|
| 1) 29 и 35 | 4) 16 и 34 |
| 2) 9 и 25 | 5) 12 и 20 |
| 3) 16 и 24 | |

- Решение. По порядковому номеру определяем местоположение элементов в Периодической системе: 1) Cu и Br; 2) F и Mn; 3) S и Cr; 4) S и Se; 5) Mg и Ca. Число электронов не изменяется (на внешнем электронном уровне), если элементы расположены в одной главной подгруппе. Такой парой являются сера и селен, а также магний и кальций.
- Ответ. 45.

Важно и интересно

- «... Периодическому закону будущее не угрожает разрушением, а только надстройка и развитие предполагаются». *Д. И. Менделеев*
- За время, прошедшее с момента открытия Периодического закона, было предложено свыше 400 вариантов графического изображения Периодической системы.
- Д. И. Менделеев (1834–1907) — один из выдающихся учёных мира. Он автор фундаментальных исследований в области химии, химической технологии, физики, метеорологии, сельского хозяйства, экономики, народного образования и др. Был избран членом Лондонского королевского общества, Римской, Парижской, Берлинской академий наук, а также почётным членом многих научных обществ России, Западной Европы и Америки.
- Химический элемент № 101 (Md-101), синтезированный группой американских учёных под руководством Г. Сиборга в 1955 г., был назван Менделевий — в честь великого русского учёного.
- Гленн Теодор Сиборг — американский химик и физик. Открыл и исследовал трансурановые элементы. Лауреат Нобелевской премии (1952 г.).

1.2.2. Общая характеристика металлов IA–IIIA групп в связи с их положением в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностями строения их атомов.
Характеристика переходных элементов (меди, цинка, хрома, железа) по их положению в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева и особенностям строения их атомов

Определения

- **Металлы** — ковкие, пластичные, тягучие вещества, которые имеют металлический блеск; тепло- и электропроводны.
- **Щелочные металлы** — элементы главной подгруппы I группы.
- **Щёлочноземельные металлы** — элементы главной подгруппы II группы.

Объяснение и важные примеры**Химические элементы-металлы**

Атомы металлов имеют большие размеры (радиусы), их внешние электроны удалены от ядра и слабо с ним связаны. Поэтому они легко отдают электроны внешнего (а некоторые — и предвнешнего) электронного слоя, превращаясь в положительные ионы. Большинство химических элементов относят к металлам — 92 из 114 известных элементов.

Это свойство атомов металлов, как вы знаете, определяется и тем, что они имеют малое число электронов (в основном от 1 до 3 на внешнем слое).

Исключение составляют лишь шесть металлов: атомы германия, олова, свинца на внешнем слое имеют 4 электрона, атомы сурьмы и висмута — 5, атомы полония — 6.

Для атомов металлов характерны небольшие значения электроотрицательности (от 0,7 до 1,9) и исключительно восстановительные свойства, т. е. способность отдавать электроны.

В Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева металлы находятся ниже диагонали В (бор) — Si (кремний), As (мышьяк) — Te (теллур) — At (астат), а также выше неё, в побочных подгруппах. В периодах и главных подгруппах действуют известные вам закономерности в изменении металлических, а значит, восстановительных свойств атомов элементов.

Химические элементы, расположенные вблизи диагонали (бор — аstat (Be, Ti, Ge, Nb, Sb)), обладают двойственными свойствами: в одних своих соединениях ведут себя как металлы, в других проявляют свойства неметаллов.

В побочных подгруппах восстановительные свойства металлов с увеличением порядкового номера чаще всего уменьшаются.

Это можно объяснить тем, что на прочность связи валентных электронов с ядром у атомов этих металлов в большей степени влияет величина заряда ядра, а не радиус атома. Величина заряда ядра значительно увеличивается, притяжение электронов к ядру усиливается. Радиус атома при этом хотя и увеличивается, но не столь значительно, как у металлов главных подгрупп.

Простые вещества, образованные химическими элементами-металлами, и сложные металлосодержащие вещества играют важнейшую роль в минеральной и органической «жизни» Земли. Достаточно вспомнить, что атомы (ионы) элементов металлов являются составной частью соединений, определяющих обмен веществ в организме живых существ. Например, в крови человека найдено 76 элементов, из них только 14 не являются металлами. В организме человека некоторые элементы-металлы (кальций, калий, натрий, магний) присутствуют в большом количестве (*макроэлементами*). А такие металлы, как хром, марганец, железо, кобальт, медь, цинк, молибден, присутствуют в небольших количествах (*микроэлементы*).

Физические свойства металлов. Все важнейшие физические свойства металлов обуславливает *металлическая связь*. Её образуют

элементы, атомы которых на внешнем слое имеют мало валентных электронов по сравнению с большим числом внешних энергетически близких орбиталей. Их валентные электроны слабо удерживаются в атоме. Напомним, что в узлах металлических кристаллических решёток располагаются атомы и положительные ионы металлов. Электроны, осуществляющие связь, обобществлены и перемещаются по всей кристаллической решётке; они компенсируют силы электростатического отталкивания между положительными ионами и связывают их, обеспечивая устойчивость по всей кристаллической решётке в целом нейтрального металла.

Металлическая связь и тип кристаллической решётки металлов определяют и объясняют их физические свойства.

Каковы же физические свойства металлов? Это металлический блеск, пластичность, высокая электрическая проводимость и теплопроводность, рост электрического сопротивления при повышении температуры, а также такие практически значимые свойства, как плотность, температура плавления и кипения, твёрдость, магнитные свойства.

Объясним причины, определяющие основные физические свойства металлов.

Почему металлы пластичны? Пластичность — это свойство вещества изменять форму под внешним воздействием и сохранять принятую форму после прекращения этого воздействия.

Способность расплющиваться от удара или вытягиваться в проволоку под действием силы составляет важнейшее механическое свойство металлов.

Механическое воздействие на кристалл с металлической кристаллической решёткой вызывает смещение слоёв ион-атомов относительно друг друга, а так как электроны перемещаются по всему кристаллу, разрыв связей не происходит, поэтому для металлов характерна большая *пластичность* (рис. 9).

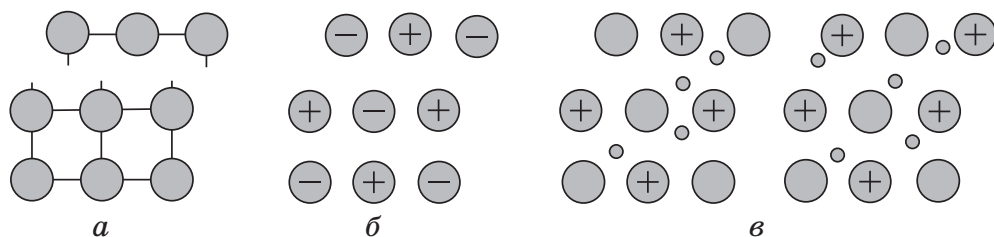


Рис. 9. Смещение слоёв в металлической кристаллической решётке при механическом воздействии

Наиболее пластичные металлы — это Au, Ag, Cu, Sn, Pb, Zn. Они легко вытягиваются в проволоку, поддаются ковке, прессованию, прокатыванию в листы. Например, из золота можно изготовить фольгу толщиной 0,003 мм, а из 0,5 г этого металла можно вытянуть нить длиной 1 км. Не обладают пластичностью только Bi и Mn: они хрупкие.

Почему металлы имеют характерный блеск, а также не являются прозрачными? Электроны, заполняющие межатомные пространства, отражают световые лучи (а не пропускают, как стекло), причём большинство металлов в равной степени рассеивают все лучи видимой части спектра. Поэтому металлы имеют серебристо-белый или серый цвет. Стронций, золото и медь в большей степени поглощают короткие волны (близкие к фиолетовому цвету) и отражают длинные волны светового спектра, поэтому имеют, соответственно, светло-жёлтый (стронций, золото) и «медный» цвет (медь). В порошкообразном состоянии большинство металлов теряет блеск, приобретая чёрную или серую окраску, и только алюминий и магний сохраняют блеск в порошке. Из алюминия, серебра и палладия, которые обладают наиболее высокой отражательной способностью, изготавливают зеркала, в том числе и применяемые в прожекторах.

Почему металлы имеют высокую электрическую проводимость и теплопроводны? Хаотически движущиеся электроны в металле под действием приложенного электрического напряжения приобретают направленное движение, то есть проводят электрический ток. При повышении температуры металла возрастают амплитуды колебаний находящихся в узлах кристаллической решётки атомов и ионов. Это затрудняет перемещение электронов; электрическая проводимость металла падает. При низких температурах электропроводность увеличивается, т. к. колебательные движения значительно уменьшаются, и электрическая проводимость металлов возрастает. При температуре, близкой к абсолютному нулю, сопротивление у металлов практически отсутствует; у большинства металлов возникает **сверхпроводимость**. Наибольшую электропроводность имеют серебро и медь, наименьшую — марганец, свинец, ртуть и вольфрам.

Такое свойство, как **теплопроводность**, также связано с высокой подвижностью свободных электронов: сталкиваясь с колеблющимися в узлах решётки ионами, электроны обмениваются с ними энергией. С повышением температуры колебание ионов при посредстве электронов передаётся другим ионам, и температура всего металлического предмета быстро выравнивается.

Из других физических свойств металлов наибольший практический интерес представляют **плотность, температура плавления и твёрдость**.

Для всех металлов (кроме ртути) при обычных условиях характерно твёрдое состояние. Однако твёрдость их различна. Наиболее твёрдые — металлы побочной подгруппы VI группы Периодической системы Д. И. Менделеева. Так, хром по твёрдости приближается к алмазу. Самые мягкие — металлы главной подгруппы I группы Периодической системы — щелочные металлы. Например, натрий, калий, рубидий и цезий легко режутся ножом.

По плотности металлы делят на **лёгкие** (плотность меньше 5 г/см^3) и **тяжёлые** (плотность больше 5 г/см^3). К лёгким относятся щелочные и щёлочноземельные металлы и алюминий. Из переходных металлов лёгкими считаются скандий, иттрий и титан. Благодаря лёгкости и тугоплавкости эти металлы всё шире применяют в различных отраслях техники.

Самый лёгкий металл — это литий ($\rho = 0,53 \text{ г/см}^3$). Самый тяжёлый — осмий ($\rho = 22,6 \text{ г/см}^3$).

Лёгкие металлы обычно **легкоплавки**, цезий и галлий могут плавиться при температуре человеческого тела. Тяжёлые металлы **тугоплавки**, наибольшей температурой плавления обладает вольфрам (3380°C).

Металлы по-разному взаимодействуют с магнитным полем. Железо, кобальт, никель и гадолиний отличаются своей способностью сильно намагничиваться. Их называют **ферромагнетиками**. Большинство металлов (щелочные, щёлочноземельные и значительная часть переходных) слабо намагничиваются и не сохраняют это состояние вне магнитного поля: это **парамагнетики**. Металлы, выталкиваемые магнитным полем, — **диамагнетики** (медь, серебро, золото, висмут).

Железо и его сплавы принято считать **чёрными** металлами, а все остальные — **цветными**. Золото, серебро, платину и её аналоги (осмий, иридий, рутений, палладий, родий) относят к драгоценным металлам.

Особенности строения металлов главных подгрупп I–III групп

Щелочные металлы. Щелочные металлы — это элементы главной подгруппы I группы Периодической системы Д. И. Менделеева: литий Li, натрий Na, калий K, рубидий Rb, цезий Cs, франций Fr. Франций — редкий радиоактивный элемент.

На внешнем энергетическом уровне атомы этих элементов содержат по одному электрону, находящемуся на сравнительно большом удалении от ядра. Они легко отдают этот электрон, поэтому являются очень сильными восстановителями. Во всех своих соединениях щелочные металлы проявляют степень окисления +1. Восстановительные свойства их усиливаются от Li к Cs, что связано с увеличением

I группа	
(H)	
Li	3
Na	11
K	19
29	Cu
Rb	37
47	Ag
Cs	55
79	Au
Fr	87

радиуса их атомов. Это наиболее типичные представители металлов: металлические свойства выражены у этих металлов особенно ярко.

Щелочные металлы — простые вещества; серебристо-белые, мягкие (режутся ножом), с характерным блеском на свежесрезанной поверхности. Все они лёгкие и легкоплавкие, плотность их возрастает от Li к Cs, а температура плавления, наоборот, уменьшается. Щелочные металлы взаимодействуют со многими простыми веществами — окислителями. В реакции с водой они образуют растворимые в воде основания (щёлочи).

Щёлочноземельные металлы. Бериллий Be, магний Mg и щёлочноземельные металлы (кальций Ca, стронций Sr, барий Ba и радий Ra) — элементы главной подгруппы II группы Периодической системы Д. И. Менделеева. Радий — радиоактивный элемент, содержание его в природе невелико. Атомы этих элементов содержат на внешнем энергетическом уровне два электрона, которые они отдают при химических взаимодействиях, поэтому эти элементы являются сильнейшими восстановителями. Во всех соединениях они имеют степень окисления +2. С увеличением порядкового номера восстановительные свойства элементов усиливаются, что связано с увеличением радиусов их атомов.

II группа	
Be	4
Mg	12
Ca	20
30	Zn
Sr	38
48	Cd
Ba	56
80	Hg
Ra	88

Все элементы второй группы являются металлами, хотя их металлические свойства выражены в разной степени.

Бериллий проявляет степень окисления +2, а его оксид и гидроксид являются амфотерными. Магний — активный металл, а его гидроксид нейтрален. Оксиды кальция, стронция, бария и радия взаимодействуют с водой и образуют гидроксиды, водные

растворы которых имеют щелочную реакцию. Поскольку оксиды металлов раньше назывались землями, то эта группа металлов получила название **щёлочноземельных**.

Бериллий, магний и щёлочноземельные металлы — простые вещества. Это лёгкие серебристо-белые металлы. Стронций имеет золотистый оттенок, он значительно твёрже бария, барий же по мягкости напоминает свинец.

На воздухе при обычной температуре поверхность бериллия и магния покрывается защитной оксидной плёнкой. Щёлочноземельные металлы активно взаимодействуют с кислородом воздуха, поэтому их хранят под слоем керосина или в запаянных сосудах, как и щелочные металлы.

Алюминий. Алюминий (Al) — элемент главной подгруппы III группы 3-го периода Периодической системы Д. И. Менделеева.

В эту же подгруппу входят бор, галлий, индий и таллий. Все они относятся к *p*-элементам.

3 8 2	Al	26,981 3s ² 3p ¹	13

На внешнем энергетическом уровне они имеют по три (s^2p^1) электрона, чем объясняется сходство их свойств. Степень окисления этих элементов +3. Атом алюминия также содержит на внешнем энергетическом уровне три электрона, которые он легко отдаёт при химических взаимодействиях. У родоначальника подгруппы и верхнего соседа алюминия — бора — радиус атома меньше (равен 0,08 нм, тогда как у алюминия — 0,143 нм). Кроме того, у атома алюминия появляется один промежуточный восьмиелектронный слой ($2\bar{e}$, $8\bar{e}$, $3\bar{e}$), который препятствует притяжению верхних электронов к ядру. Поэтому у атома алюминия восстановительные свойства выражены гораздо сильнее, чем у атомов бора, который проявляет неметаллические свойства. Почти во всех своих соединениях алюминий имеет степень окисления +3.

Алюминий — простое вещество. Это серебристо-белый лёгкий металл. Плавится при 660 °С. Очень пластичен, легко вытягивается в проволоку и прокатывается в фольгу толщиной до 0,01 мм. Обладает очень большой электрической проводимостью и теплопроводностью. Образует с другими металлами лёгкие и прочные сплавы.

Алюминий — очень активный металл. В ряду напряжений он находится сразу же после щелочных и щёлочноземельных металлов. Однако при комнатной температуре на воздухе алюминий не изменяется, поскольку его поверхность покрыта очень прочной

тонкой плёнкой оксида, которая защищает его от взаимодействия с компонентами воздуха и воды.

Характеристика переходных элементов. Большинство элементов-металлов (в том числе — медь, цинк, хром, железо) находится в побочных группах Периодической системы.

В четвёртом периоде у атомов калия и кальция появляется четвёртый электронный слой, заполняется $4s$ -подуровень, так как он имеет меньшую энергию, чем $3d$ -подуровень. К, Са — s -элементы, входящие в главные подгруппы. У атомов от Sc до Zn заполняется электронами $3d$ -подуровень.

Рассмотрим, какие силы действуют на электрон, который добавляется в атом при возрастании заряда ядра. С одной стороны, наблюдается притяжение атомным ядром, что заставляет электрон занимать самый нижний свободный энергетический уровень. С другой стороны, следует отметить отталкивание уже имеющимися электронами. Когда на энергетическом уровне оказывается 8 электронов (полностью заняты s - и p -орбитали), их общее отталкивающее действие так сильно, что следующий электрон попадает вместо d -орбитали, расположенной по энергии ниже, на более высокую s -орбиталь следующего уровня. Электронное строение внешних энергетических уровней у калия $\dots 3d^0 4s^1$, у кальция $\dots 3d^0 4s^2$.

Последующее прибавление ещё одного электрона у скандия приводит к началу заполнения $3d$ -орбитали вместо ещё более высоких по энергии $4p$ -орбиталей. Это оказывается энергетически выгоднее. Заполнение $3d$ -орбитали заканчивается у цинка, имеющего электронное строение $\dots 3d^{10} 4s^2$. Следует отметить, что у элементов меди и хрома наблюдается явление «провала» электрона. У атома меди десятый d -электрон перемещается на третий $3d$ -подуровень (см. с. 24).

Электронная формула меди $\dots 3d^{10} 4s^1$. У атома хрома на четвёртом энергетическом уровне (s -орбиталь) должно быть два электрона. Однако один из двух электронов переходит на третий энергетический уровень, на незаполненную d -орбиталь, его электронная формула $\dots 3d^5 4s^1$ (см. с. 24).

Таким образом, в отличие от элементов главных подгрупп, где происходит постепенное заполнение электронами атомных орбиталей внешнего уровня, у элементов побочных подгрупп заполняются d -орбитали предпоследнего энергетического уровня. Отсюда и название *d-элементы*.

Медь. Медь (Cu) — элемент побочной подгруппы I группы. Электронная формула ($\dots 3d^{10}4s^1$). Десятый d -электрон у неё подвижный, так как он переместился с $4s$ -подуровня.

Медь в соединениях проявляет степени окисления +1 (Cu_2O) и +2 (CuO).

Цинк. Цинк (Zn) — элемент побочной подгруппы II группы. Электронная формула ($\dots 3d^{10}4s^2$).

Так как в атомах цинка предпоследний d -подуровень полностью завершён, цинк в соединениях проявляет степень окисления +2.

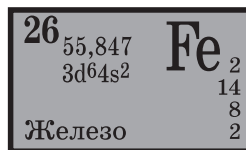
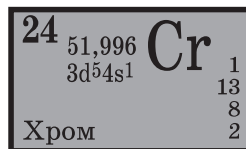
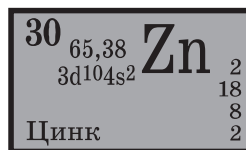
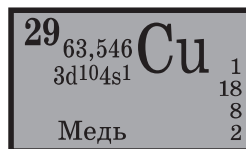
Хром. На примере хрома (Cr) можно показать, что свойства переходных элементов меняются не принципиально: происходит количественное изменение, связанное с изменением числа электронов на валентных орбиталях. Электронная формула ($\dots 3d^5 4s^1$).

Максимальная степень окисления хрома +6.

Железо. Железо (Fe) — элемент побочной подгруппы VII группы и 4-го периода Периодической системы. Как и положено элементам 4-го периода, атомы железа имеют 4 энергетических уровня, но заполняется из них не последний, а предпоследний (третий от ядра) уровень. Электронная формула железа ($\dots 3d^6 4s^2$). На последнем уровне атомы железа содержат два электрона. На предпоследнем уровне, который может вместить 18 электронов, у атома железа находятся 4 электрона. Распределение электронов по уровням в атомах железа таково: $2\bar{e}$, $8\bar{e}$, $14\bar{e}$, $2\bar{e}$.

Подобно всем металлам, атомы железа проявляют восстановительные свойства, отдавая при химических воздействиях два электрона с последнего уровня (степень окисления +2) и электрон с предпоследнего уровня, повышая степень окисления до +3.

Все простые вещества, образованные элементами подгрупп Периодической системы, являются металлами. Благодаря большему, чем у элементов-металлов главных подгрупп, числу атомных орбиталей атомы d -элементов образуют между собой большое число химических связей и поэтому создают более прочную кристаллическую решётку. Она прочнее и механически, и по отношению к нагреванию. Поэтому



металлы побочных подгрупп — самые прочные и тугоплавкие среди всех металлов.

Известно, что если атом имеет более трёх валентных электронов, то элемент проявляет переменную валентность. Это положение относится к большинству *d*-элементов. Максимальная их валентность, как у элементов главных подгрупп, равна номеру группы (хотя есть и исключения). Элементы с равным числом валентных электронов входят в группу под одним номером (Fe, Co, Ni).

У *d*-элементов изменение свойств их оксидов и гидроксидов в пределах одного периода при движении слева направо, т. е. с увеличением их валентности, происходит от основных свойств через амфотерные к кислотным. Например, хром имеет валентности +2, +3, +6, а его оксиды: CrO — основной, Cr₂O₃ — амфотерный, CrO₃ — кислотный.

Примеры решения типовых задач



Как изменяются свойства в ряду элементов Na, Mg, Al?

- 1) радиус атомов увеличивается
- 2) электроотрицательность уменьшается
- 3) восстановительные свойства уменьшаются
- 4) число электронов на внешнем слое не изменяется

► Решение. 1) Атомы металлов расположены в третьем периоде в I, II и III группах, а радиусы элементов в периодах слева направо уменьшаются, т. к. усиливается притяжение ядром электронных оболочек. 2) Электроотрицательность элементов в периоде увеличивается. 3) Восстановительные свойства элементов в периоде слева направо уменьшаются, т. к. возрастают неметаллические свойства. 4) Число электронов на внешнем уровне в периоде возрастает слева направо.

► Ответ. 3.



Какой из металлов вытесняет железо из сульфата железа(II)?

- 1) медь
- 2) магний
- 3) олово
- 4) серебро
- 5) цинк

► Решение. Вытеснять железо из сульфата железа(II) будут те металлы, которые расположены в ряду активности левее железа. Такими металлами являются магний и цинк.

► Ответ. 25.



Установите соответствие между оксидами хрома и их гидроксидами.

ФОРМУЛА ОКСИДА

- А) Cr_2O_3
 Б) CrO
 В) CrO_3

НАЗВАНИЯ ГИДРОКСИДОВ

- 1) основной
 2) несолеобразующий
 3) амфотерный
 4) кислотный

► Решение. Хром в соединениях проявляет три степени окисления: +2, +3, +6, поэтому он образует три ряда оксидов и гидроксидов, причём с увеличением степени окисления усиливается их кислотный характер и ослабляется основной.

	$ \begin{array}{c} \text{Cr} \\ \swarrow \quad \downarrow \quad \searrow \\ \text{Cr}^{+2} \quad \text{Cr}^{3+} \quad \text{Cr}^{+6} \\ \downarrow \quad \downarrow \quad \downarrow \\ \text{CrO} \quad \text{Cr}_2\text{O}_3 \quad \text{CrO}_3 \\ \downarrow \quad \downarrow \quad \downarrow \\ \text{Cr(OH)}_2 \quad \text{Cr(OH)}_3 \leftrightarrow \text{H}_3\text{CrO}_3 \quad \text{H}_2\text{CrO}_4, \text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7 \end{array} $		
Оксиды			
Гидроксиды			
Характер свойств	основный	амфотерный	кислотный

► Ответ.

А	Б	В
3	1	4

1.2.3. Общая характеристика неметаллов IVA–VIIA групп в связи с их положением в Периодической системе Д. И. Менделеева и особенностями строения их атомов

Определения

► **Неметаллы** — химические элементы, для атомов которых характерна способность принимать электроны до завершения внешнего слоя благодаря наличию, как правило, на внешнем электронном слое четырёх и более электронов и малому радиусу атомов по сравнению с атомами металлов. Неметаллы — элементы главных подгрупп, преимущественно *p*-элементы. У атомов неметаллов преобладают окислительные свойства. Самый сильный окислитель — фтор. Для неметаллов характерны высокие значения электроотрицательности, она изменяется от 2 до 4.

► **Аллотропия** — свойство атомов элементов-неметаллов образовывать ряд простых веществ — аллотропных **модификаций**.

Объяснение и важные примеры

Понятие о неметаллах. Самой первой научной классификацией химических элементов было деление их на металлы и неметаллы. Определение неметаллов оставляет в стороне элементы VIII группы главной подгруппы — инертные, или благородные, газы, атомы которых имеют завершённый внешний электронный слой. Электронная конфигурация атомов этих элементов такова, что их нельзя отнести ни к металлам, ни к неметаллам. Они являются теми объектами, которые разделяют элементы на металлы и неметаллы, занимая между ними пограничное положение. Инертные, или благородные, газы иногда относят к неметаллам, но формально, по физическим признакам. Эти вещества сохраняют газообразное состояние даже при очень низких температурах. Так, гелий не переходит в жидкое состояние при $t^{\circ} = -268,9^{\circ}\text{C}$.

Инертность в химическом отношении у этих элементов относительна. Для ксенона и криптона известны соединения с фтором и кислородом: KrF_3 , XeF_2 , XeF_4 и др. Несомненно, в образовании этих соединений инертные газы выступают в роли восстановителей.

Из определения неметаллов следует, что для их атомов характерны высокие значения электроотрицательности. Она изменяется от 2 до 4. Неметаллы — это элементы главных подгрупп, преимущественно *p*-элементы (исключение составляет водород — *s*-элемент).

Все элементы-неметаллы (кроме водорода) занимают в Периодической системе химических элементов Д. И. Менделеева верхний правый угол, образуя треугольник, вершиной которого является фтор F, а основанием — диагональ B — At.

Следует обратить внимание на двойственное положение водорода в Периодической системе: он находится в главных подгруппах I и VII групп. Это не случайно. С одной стороны, атом водорода, подобно атомам щелочных металлов, имеет на внешнем (и единственном для него) электронном слое один электрон (электронная конфигурация $1s^1$), который он способен отдавать, проявляя свойства восстановителя.

В большинстве своих соединений водород, как и щелочные металлы, проявляет степень окисления +1. Но отдача электрона у атома водорода происходит труднее, чем у атомов щелочных металлов. С другой стороны, атому водорода, как и атомам галогенов, до завершения внешнего электронного слоя недостаёт одного электрона, поэтому атом водорода может принимать один электрон, проявляя

свойства окислителя и характерную для галогена степень окисления -1 в гидридах (соединениях с металлами, подобных соединениям металлов с галогенами — галогенидам). Но присоединение одного электрона к атому водорода происходит труднее, чем у галогенов.

У атомов-неметаллов преобладают окислительные свойства, т. е. способность присоединять электроны, что объясняется конфигурацией их внешнего электронного слоя (таблица 6). Эту способность характеризует значение электроотрицательности, которая закономерно изменяется в периодах и подгруппах.

Фтор — самый сильный окислитель, его атомы в химических реакциях не способны отдавать электроны, т. е. проявлять восстановительные свойства.

Таблица 6. Конфигурация внешнего электронного слоя атомов неметаллов

Период (N)	Число электронов Ряд	$1s^1$	$2s^22p^1$	ns^2np^2	ns^2np^3	ns^2np^4	ns^2np^5
1	1	H					
2	2		B	C	N	O	F
3	3			Si	P	S	Cl
4	4				As	Se	Br
5	5					Te	I
6	6						At

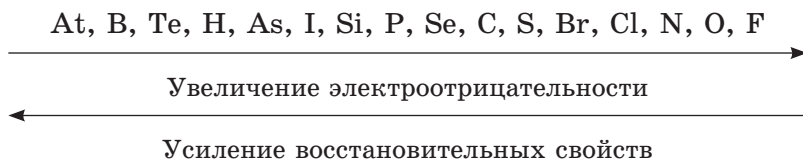
Напомним, что в **периоде** свойства элементов изменяются следующим образом:

- заряд ядра увеличивается;
- радиус атома уменьшается;
- число электронов на внешнем слое увеличивается;
- электроотрицательность увеличивается;
- окислительные неметаллические свойства усиливаются.

В **главной подгруппе** происходят такие изменения:

- заряд ядра увеличивается;
- радиус атома увеличивается;
- число электронов на внешнем слое не меняется;
- электроотрицательность уменьшается;
- окислительные неметаллические свойства ослабевают.

Другие неметаллы могут проявлять восстановительные свойства, хотя и в значительно более слабой степени, чем металлы; в периодах и подгруппах их восстановительная способность изменяется в обратном порядке по сравнению с окислительной.



Свойства простых веществ-неметаллов. Неметаллы отличаются большим разнообразием, и хотя их намного меньше, чем металлов, для этих элементов трудно выделить общие характерные признаки. Судите сами: водород H_2 , кислород O_2 и озон O_3 , фтор F_2 , хлор Cl_2 , азот N_2 — газы при обычных условиях; бром Br_2 — жидкость, а бор В, углерод С (алмаз и графит), кремний Si, фосфор Р (красный и белый), сера S (пластическая и ромбическая), селен Se, теллур Те, йод I_2 , астат At — твёрдые вещества.

Если для подавляющего большинства металлов характерен серебристо-белый цвет, то окраска неметаллов — простых веществ — охватывает все цвета спектра: красный (красный фосфор, красно-бурый жидкий бром), жёлтый (сера), жёлто-зелёный (хлор), фиолетовый (пары йода).

Сравнение свойств простых веществ металлов и неметаллов приведено в таблице 7.

Таблица 7. Простые вещества

Металлы	Неметаллы
Твёрдые вещества (кроме ртути Hg)	Твёрдые (сера S, фосфор красный Р и фосфор белый P_4 , йод I_2 , алмаз и графит — С), газообразные вещества (кислород O_2 , озон O_3 , азот N_2 , водород H_2 , хлор Cl_2 , фтор F_2). благородные газы и жидкость (бром Br_2)
Имеют металлический блеск	Не имеют металлического блеска (исключение составляет йод I_2 , графит С)
Электро- и теплопроводны	Большинство не проводит электрический ток (проводниками являются, например, кремний, графит)
Ковкие, пластичные, тягучие	В твёрдом состоянии — хрупкие

Температуры плавления неметаллов также лежат в очень широком диапазоне: от 3800°C у графита до -210°C у азота. Эта особенность свойств неметаллов является следствием образования ими двух типов кристаллических решёток: молекулярной (O_2 , O_3 , N_2 , галогены, белый фосфор и другие) и атомной (алмаз, кремний, графит, бор и другие). Разным строением кристаллических решёток объясняется и явление *аллотропии*. Например, элемент фосфор образует простое вещество с молекулярной кристаллической решёткой — белый фосфор, молекулы которого имеют состав P_4 , и простое вещество с атомной кристаллической решёткой — красный фосфор P .

Ещё одна причина аллотропии связана с разным числом атомов в молекулах простых веществ. Типичный пример — простые вещества, образуемые кислородом: кислород O_2 и озон O_3 .

В природе озон образуется при электрических разрядах или окислении органических смолистых веществ, а также при действии ультрафиолетовых лучей на кислород.

Озон — гораздо более сильный окислитель, чем кислород. На сильной окислительной способности озона основано его применение для отбеливания тканей, дезодорирования (удаление запаха) жиров и масел, обеззараживания воздуха и питьевой воды.

Озон имеет большое значение для сохранения всего живого на нашей планете. Напомним, что озоновый слой Земли, расположенный на высоте 20–25 км, задерживает губительные ультрафиолетовые лучи, которые разрушительно действуют на клетки живых организмов. Поэтому понятно, как важно сохранить этот весьма чувствительный к действию различных химических веществ «озоновый щит» планеты от разрушения. Озон относят к переменным составляющим воздуха.

Постоянные составные части воздуха — азот, кислород и благородные газы (аргон, гелий, неон и т. п.). Содержание их в тропосфере одинаково (таблица 8).

Таблица 8. Состав воздуха

Составные части	Содержание газов, %	
	по объёму	по массе
Азот N_2	78,08	75,51
Кислород O_2	20,95	23,15
Аргон Ar	0,93	1,28
Гелий He	0,00182	0,00125
Неон Ne	0,00053	0,00007
Криптон Kr	0,00012	0,00029

Переменные составные части воздуха — углекислый газ (около 0,03 % по объёму), водяные пары и озон (около 0,00004 % по объёму). Содержание их может меняться в зависимости от природных и промышленных условий.

К случайным составным частям воздуха относят пыль, микроорганизмы, пыльцу растений, некоторые газы, в том числе и те, которые образуют кислотные дожди: оксиды серы, азота и др.

Воздух, свободный от переменных и случайных составных частей, прозрачен, лишён цвета, вкуса и запаха. 1 л его при нормальных условиях имеет массу 1,29 г, молярный объём (22,4 л) воздуха имеет массу 29 г.

Химических элементов-неметаллов всего 16. Это совсем не много, если учесть, что известно 114 элементов. При этом два элемента-неметалла составляют 76 % массы земной коры! Это кислород (49 %) и кремний (27 %). В атмосфере содержится 0,03 % от массы кислорода в земной коре. Неметаллы составляют 98,5 % массы растений, 97,6 % массы тела человека. Неметаллы С, Н, О, N, S, Р — органо-гены, которые образуют важнейшие органические вещества живой клетки: белки, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты. В состав воздуха, которым мы дышим, входят простые и сложные вещества, также образованные элементами-неметаллами (кислород O_2 , азот N_2 , углекислый газ CO_2 , водяные пары H_2O и др.).

Водород — главный элемент Вселенной. Многие космические объекты (газовые облака, звёзды, в том числе и Солнце) более чем наполовину состоят из водорода. На Земле его, включая атмосферу, гидросферу и литосферу, только 0,88 %. Но это по массе, а атомная масса водорода очень мала. Поэтому небольшое содержание его только кажущееся, ведь на каждые 10 атомов Вселенной на долю водорода приходится 8.

Примеры решения типовых задач



Какой элемент третьего периода наиболее ярко проявляет неметаллические свойства?

- ▶ Решение. У атомов-неметаллов преобладают окислительные свойства. В периодах Периодической системы окислительные и неметаллические свойства усиливаются слева направо, поэтому в третьем периоде наиболее ярко проявляет неметаллические свойства галоген хлор Cl (принимает электроны до завершения внешнего электронного слоя $...3s^23p^5$).
- ▶ Ответ. Хлор (Cl).

ОГЭ

Выберите кислоты, при взаимодействии которых с металлами не выделяется водород

- 1) соляная, 4) серная (разбавленная),
2) фосфорная, 5) серная (концентрированная).
3) азотная,

► Решение. Водород (H_2) вытесняется из кислот металлами, которые расположены в ряду активностей металлов левее водорода. Особенности свойств азотной HNO_3 и концентрированной серной $H_2SO_{4(конц.)}$ кислот обусловлены тем, что при их взаимодействии с простыми веществами (металлами и неметаллами) окислителями будут выступать не катионы H^+ , а нитрат- и сульфат-ионы. В результате таких реакций образуется не водород H_2 , а другие вещества: обязательно соль и вода, а также один из продуктов восстановления нитрат- или сульфат-ионов — в зависимости от концентрации кислот, положения металлов в ряду напряжения и условий реакций (температуры, степени измельчения металла и т. д.).

► Ответ. 34.

ЕГЭ

Установите соответствие между формулой соединения серы и степенью окисления атома серы.

СОЕДИНЕНИЕ СЕРЫ

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

- | | |
|-------------------|---------|
| А) P_3S_5 | 1) -2 |
| Б) $H_2S_2O_7$ | 2) $+2$ |
| В) $Na_2S_2O_3$ | 3) $+7$ |
| Г) $H_2S_3O_{10}$ | 4) $+6$ |
| | 5) $+4$ |

► Решение. Определяем степень окисления серы в соединениях и сравниваем их значения с приведёнными в условии.

$$A) \overset{+5}{P}_2\overset{-2}{S}_5 \rightarrow 5 \cdot 2 + 5x = 0; x = -10 : 5 = -2;$$

$$B) \overset{+1}{H}_2\overset{-2}{S}_2O_7 \rightarrow 1 \cdot 2 + 2x - 14 = 0; x = 12 : 2 = +6;$$

$$B) \overset{+1}{Na}_2\overset{-2}{S}_2O_3 \rightarrow 1 \cdot 2 + 2x + (-2) \cdot 3 = 0; x = 4 : 2 = +2;$$

$$Г) \overset{+1}{H}_2\overset{-2}{S}_3O_{10} \rightarrow 1 \cdot 2 + 3x + (-2) \cdot 10 = 0; x = 18 : 3 = +6.$$

Степени окисления (с. о.) определяем по известной методике, не забываем следить за знаком с. о.

► Ответ.

А	Б	В	Г
1	4	2	4

1.3. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

1.3.1. Типы химических связей и их характеристики.

Электроотрицательность. Степень окисления и валентность химических элементов

Определения

- ▶ **Химическая связь** — такое взаимодействие атомов, которое связывает их в молекулы, ионы, радикалы, кристаллы. Различают четыре типа химических связей: ковалентную, ионную, металлическую и водородную.
- ▶ **Ковалентная химическая связь** — связь, возникающая между атомами за счёт образования общих электронных пар.
- ▶ **Ионная химическая связь** — связь, образующаяся между катионами и анионами за счёт их электростатического притяжения.
- ▶ **Металлическая связь** — связь в металлах и сплавах, которая осуществляется совокупностью валентных электронов между атом-ионами металлов.
- ▶ **Водородная связь** — химическая связь между атомами водорода одной молекулы (или её части) и атомами наиболее электроотрицательных элементов (фтор, кислород, азот) другой молекулы (или её части).
- ▶ **Электроотрицательность (ЭО)** — способность атомов химических элементов оттягивать к себе общие электронные пары.
- ▶ **Степень окисления (с. о.)** — условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный на основе предположения, что все соединения (и ионные, и ковалентно-полярные) состоят только из ионов.
- ▶ **Валентность** — свойство атома химического элемента, которое определяется числом неспаренных электронов, принимающих участие в образовании химической связи.

Объяснение и важные примеры

Химическая связь

Учение о химической связи составляет основу всей теоретической химии.

Деление химических связей на ионную, ковалентную, металлическую и водородную носит условный характер, поскольку все они характеризуются определённым единством.

Ионную связь можно рассматривать как предельный случай ковалентной полярной связи.

Металлическая связь совмещает ковалентное взаимодействие атомов с помощью обобществлённых электронов и электростатическое притяжение между этими электронами и ионами металлов.

В веществах часто отсутствуют предельные случаи химической связи (или чистые химические связи).

Например, фторид лития LiF относят к ионным соединениям. Фактически же в нём связь на 80 % ионная и на 20 % ковалентная. Поэтому, очевидно, правильнее говорить о степени полярности (ионности) химической связи.

В ряду галогеноводородов $\text{HF} - \text{HCl} - \text{HBr} - \text{HI} - \text{HAt}$ степень полярности связи уменьшается, ибо уменьшается разность в значениях электроотрицательности атомов галогена и водорода, а в астатоводороде связь становится почти неполярной ($\text{ЭО}(\text{H}) = 2,1$; $\text{ЭО}(\text{At}) = 2,2$).

Различные типы связей могут содержаться в одних и тех же веществах, например:

- 1) в основаниях связь между атомами кислорода и водорода в гидроксогруппах полярная ковалентная, а между металлом и гидроксогруппой — ионная;
- 2) в солях кислородсодержащих кислот связь между атомом металла и кислородом кислотного остатка — ковалентная полярная, а между металлом и кислотным остатком — ионная;
- 3) в солях аммония, метиламмония и т. д. связь между атомами азота и водорода — ковалентная полярная, а между ионами аммония или метиламмония и кислотным остатком — ионная;
- 4) в пероксидах металлов (например, Na_2O_2) связь между атомами кислорода — ковалентная неполярная, а между металлом и кислородом — ионная и т. д.

Разные типы связей могут переходить одна в другую:

- при электролитической диссоциации в воде ковалентных соединений ковалентная полярная связь переходит в ионную;
- при испарении металлов металлическая связь превращается в ковалентную неполярную и т. д.

Причиной единства всех типов и видов химических связей служит их одинаковая химическая природа — электронно-ядерное взаимодействие. Образование химической связи в любом случае представляет собой результат электронно-ядерного взаимодействия атомов, сопровождающегося выделением энергии.

Характеристики ковалентной связи. Ковалентная связь — это преобладающая, главенствующая связь в мире химических веществ.

Синонимом понятия «ковалентная связь» является понятие «атомная связь».

А как образуется эта химическая связь? Как нейтральные атомы удерживаются в одном веществе и каков механизм образования ковалентной связи?

Механизм образования такой связи может быть **обменным** и **донорно-акцепторным**.

1. Обменный механизм действует, когда атомы образуют общие электронные пары за счёт объединения неспаренных электронов.

Рассмотрим его на примере молекулы водорода H_2 .

Атомы водорода стремятся быть похожими на атомы благородного газа гелия, внешний и единственный энергетический уровень которого содержит два электрона. Если атом водорода встретится с атомом металла (например, щелочного), то атом металла передаст атому водорода электроны с внешнего энергетического уровня, и возникнет ионная химическая связь ($Na^0 + H^0 \rightarrow Na^+H^-$ — гидрид).

Другое дело, если встречаются два одинаковых атома водорода. В этом случае проблему завершения внешнего электронного слоя эти атомы будут решать на паритетных началах — просто-напросто объединят свои электроны, сделают их общими, т. е. создадут общую электронную пару. При этом электронные облака (орбитали) перекроются (у водорода это $1s$ -орбитали), и в пространстве между ядрами двух атомов водорода возникнет некоторая дополнительная электронная плотность — отрицательный заряд, стягивающий положительный заряд (положительные ядра взаимодействующих атомов):

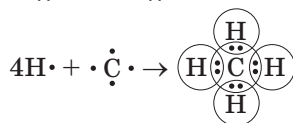


Сближение ядер будет происходить до тех пор, пока силы межъядерного отталкивания не будут уравновешены силами притяжения общей электронной плотности.

Таким образом образуется ковалентная связь во всех двухатомных молекулах простых веществ (одинарная в молекулах галогенов F_2 , Cl_2 ; тройная в молекулах азота и др.):



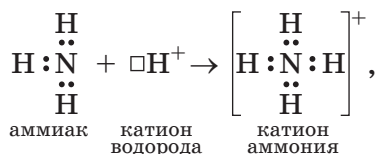
Аналогичный механизм образования ковалентной химической связи наблюдается и между атомами разных элементов, например:



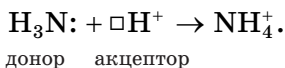
Так же, как и в случае образования ковалентной связи между атомами одного элемента, химическая связь между атомами разных элементов осуществляется за счёт образования общих электронных пар. Такой механизм образования ковалентной связи называют **обменным**.

2. Существует и другой механизм: один из атомов обладает свободной электронной парой (её называют *неподелённой*) и передаёт её в общее пользование другому атому, у которого имеется свободная (пустая, вакантная) орбиталь. Первый атом называют *донором*, а второй — *акцептором*.

Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи рассмотрим на классическом примере образования иона аммония NH_4^+ :



или



Донор имеет электронную пару, акцептор — свободную орбиталь $\square$, которую эта пара может занять. В ионе аммония все четыре связи с атомами водорода ковалентные: три образовались благодаря созданию общих электронных пар атомом азота и атомами водорода по обменному механизму, одна образовалась по донорно-акцепторному механизму.

При взаимодействии двух атомов одного и того же элемента-металла между ними образуется ковалентная химическая связь с помощью общих электронных пар. Эту ковалентную связь называют *неполярной*, так как общие электронные пары принадлежат обоим атомам в одинаковой степени, и ни на одном из них не будет избытка или недостатка отрицательного заряда, который несут электроны.

Однако если ковалентная связь образуется между атомами разных элементов-неметаллов, то картина будет иной. Вернёмся к рассмотрению образования молекулы хлороводорода HCl из атомов водорода и хлора.

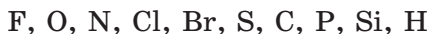
Атом водорода имеет на единственном уровне один электрон, и до его завершения ему не хватает ещё одного электрона. У атома хлора на внешнем уровне — семь электронов, и ему также недостаёт до завершения одного электрона.

Атомы водорода и хлора объединяют свои непарные электроны и образуют одну общую электронную пару, т. е. возникает ковалентная связь. Структурная формула молекулы хлороводорода H—Cl.

Так как ковалентная связь образуется между атомами различных элементов-неметаллов, общая электронная пара будет принадлежать взаимодействующим атомам уже не в равной степени. Для того чтобы качественно определить, какому из этих атомов общая электронная пара будет принадлежать в большей мере, используют понятие *электроотрицательность* (ЭО).

Электроотрицательность (ЭО) — это способность атомов химических элементов оттягивать к себе общие электронные пары.

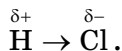
ЭО можно охарактеризовать как меру неметалличности химических элементов. В порядке уменьшения ЭО химические элементы располагаются в следующий ряд:



ЭО уменьшается $\longrightarrow$

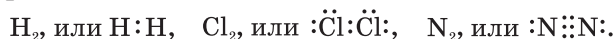
Пользуясь рядом ЭО, можно определить, куда смещаются общие электронные пары. Они всегда смещены к атомам элементов с большей ЭО. Например, в молекуле хлороводорода HCl общая электронная пара смещена к атому хлора, так как его ЭО больше, чем у водорода. В результате на атомах образуются частичные заряды $\text{H}^{+0,18}\text{Cl}^{-0,18}$; в молекуле возникают два полюса — положительный и отрицательный.

Смещение общих электронных пар в случае такой ковалентной связи обозначают стрелками, а частичный заряд — греческой буквой δ («дельта»):



Ковалентную химическую связь, образующуюся между атомами с одинаковой электроотрицательностью, называют **неполярной**.

Например:

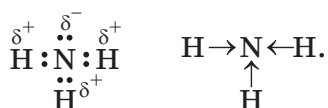


То есть посредством ковалентной неполярной связи образованы молекулы простых веществ-неметаллов.

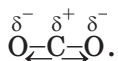
Значения относительной электроотрицательности фосфора и водорода практически одинаковы: ЭО (H) = 2,1; ЭО (P) = 2,1, поэтому в молекуле фосфина PH_3 связи между атомом фосфора и атомами водорода — ковалентные неполярные.

Ковалентную полярную связь между атомами элементов, электроотрицательности которых различаются, называют **полярной**.

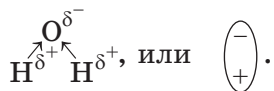
Например, аммиак NH_3 . Азот — более электроотрицательный элемент, чем водород, поэтому общие электронные пары смещены к его атому:



Следует различать полярность молекулы и полярность связи. Полярность связи зависит от значений ЭО связанных атомов, а полярность молекулы зависит от полярности связи и от геометрии молекулы. Например, связи в молекуле углекислого газа CO_2 будут полярными, а молекула не будет полярной, так как имеет линейное строение:



Молекула воды H_2O полярна, так как образована с помощью двух ковалентных полярных связей $\text{H} \rightarrow \text{O}$ и имеет угловую форму. Валентный угол НОН составляет $104,5^\circ$, поэтому у атома кислорода с частичным отрицательным зарядом δ^- и двумя неподелёнными электронными парами формируется отрицательный полюс молекулы, а у атомов водорода с зарядом δ^+ — положительный. Молекула воды — диполь:

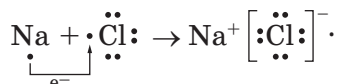


Характерные свойства ковалентной связи — её длина и энергия. **Длина связи** — это расстояние между ядрами атомов. Химическая связь тем прочнее, чем меньше её длина. Однако мерой прочности связи является **энергия связи**, которая определяется количеством энергии, необходимой для разрыва связи. Обычно она измеряется в кДж/моль. Так, согласно опытным данным, длина связи молекул H_2 , Cl_2 и N_2 соответственно составляет 0,074, 0,198 и 0,108 нм, а энергия связи соответственно равна 436, 242 и 946 кДж/моль.

Ионная химическая связь. Как вы знаете, наиболее устойчивой является такая электронная конфигурация атомов, при которой на внешнем электронном уровне, как в атомах благородных газов, будет находиться 8 электронов (для первого энергетического уровня — 2). При химических взаимодействиях атомы стремятся приобрести именно такую устойчивую конфигурацию и часто достигают этого или в результате присоединения валентных электронов от других атомов (процесс восстановления), или в результате отдачи своих валентных электронов (процесс окисления). Атомы, присоединившие «чужие» электроны, превращаются в **отрицательные ионы**, или **анионы**. Атомы, отдавшие свои электроны, превращаются в **положительные ионы**, или **катионы**. Понятно, что между анионами и катионами возникают силы электростатического притяжения, которые и будут удерживать их друг около друга, осуществляя тем самым **ионную химическую связь**.

Так как катионы образуют преимущественно атомы металлов, а анионы — только атомы неметаллов, то логично сделать вывод, что этот тип связи характерен для соединений, образованных типичными металлами (щелочными и щёлочноземельными) и типичными неметаллами (галогенами, кислородом). Классическим примером веществ с ионной связью являются галогениды и оксиды щелочных и щёлочноземельных металлов.

Например, рассмотрим схему образования ионной связи в хлориде натрия:



Два разноимённо заряженных иона, связанных силами электростатического притяжения, взаимодействуют с другими противоположно заряженными ионами.

Ионные соединения — это не только бинарные соединения щелочных и щёлочноземельных металлов. Это и соединения, образованные тремя и более элементами (NaCl , CaCO_3 , CuSO_4), а также гидроксиды щелочных и щёлочноземельных металлов.

Приведём классификацию ионов по разным признакам:

- 1) по составу различают **простые** (Na^+ , Cl^- , Ca^{2+}) и **сложные** (OH^- , SO_4^{2-} , NH_4^+) ионы;
- 2) по знаку заряда различают **положительные ионы**, или **катионы** (M^{n+} , NH_4^+ , H^+), и **отрицательные ионы**, или **анионы** (OH^- , анионы кислотных остатков).

Всё в окружающем мире относительно. То же самое можно сказать и об ионной связи. Соединений с ионным типом химической связи весьма ограниченное количество, но даже в них «чистой» ионной связи не наблюдается. Не существует «чистых» ионов натрия и хлора с зарядами $+1$ и -1 соответственно. Истинный заряд этих ионов составляет $+0,8$ и $-0,8$, так как даже в соединениях, которые рассматриваются как ионные, в некоторой степени проявляется ковалентный характер связи.

Металлическая химическая связь.

Атомы металлов характеризуются тремя особенностями. Они, как правило, имеют 1–3 электрона на внешнем энергетическом уровне. Однако у атомов олова и свинца валентных атомов четыре, у сурьмы и висмута — пять, а у полония — шесть. Почему же эти элементы являются металлами? Очевидно, начинается сказываться вторая особенность строения атомов металлов — их сравнительно большой радиус. И наконец, атомы металлов имеют большое число свободных орбиталей. Так, у атома натрия один валентный электрон располагается на третьем энергетическом уровне, который имеет девять орбиталей (одну s -, три p -, пять d -орбиталей).

При сближении атомов металлов их свободные орбитали перекрываются, и валентные электроны получают возможность перемещаться с орбитали одного атома на свободные и близкие по энергии орбитали соседних атомов. Атом, от которого «ушёл» электрон, превращается в ион. В результате этого в металлическом изделии формируется совокупность электронов, которые непрерывно перемещаются между ионами. При этом, притягиваясь к положительным ионам металла, электроны вновь превращают их в атомы, затем снова отрываются, превращая атомы в ионы, — и так бесконечно. Следовательно, в простых веществах-металлах существует бесконечный процесс превращений «атом $\rightleftharpoons$ ион», который осуществляют валентные электроны. Частицы, из которых состоят металлы, называются **атом-ионами**. Образование металлической связи условно можно изобразить схемой (рис. 10) либо формулой:

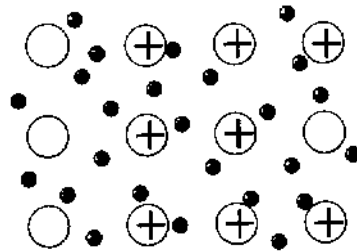
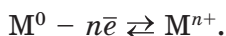


Рис. 10. Схема металлической связи



Металлическая связь характерна как для чистых металлов, так и для смесей различных металлов-сплавов, находящихся в твёрдом и жидком состоянии.

Водородная связь. Одним из видов межмолекулярного взаимодействия является водородная связь.

Эта связь — предмет дискуссий между физиками и химиками, с разных точек зрения рассматривающих водородную связь. Физики утверждают, что это частный случай межмолекулярного взаимодействия, и аргументируют своё мнение тем, что энергия такой связи составляет всего лишь 43,6 кДж/моль, т. е. вписывается в энергетическую характеристику межмолекулярных сил.

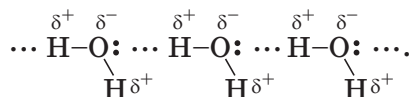
Рассмотрение водородной связи позволит сравнить эту химическую связь с другими типами и тем самым обобщить наши представления о природе химической связи вообще.

Это самая значимая на нашей планете связь, ибо она определяет структуру тех соединений, которые являются носителями жизни на Земле, отвечает за хранение и воспроизведение наследственной информации живых организмов.

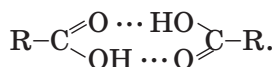
Все рассмотренные ранее типы химической связи имеют названия, в основу которых положены следующие химические понятия: ионы, атомы, молекулы. А водородная связь — специфический термин, относящийся к конкретному химическому элементу — водороду. Это связано с особенностью строения атома водорода, который имеет один-единственный валентный электрон. Участвуя в образовании химической связи, этот электрон обнажает крохотное ядро атома водорода, представляющее собой не что иное как обыкновенный протон.

Образованием межмолекулярной водородной связи объясняется тот факт, что даже вещества с небольшими относительными массами при обычных условиях представляют собой жидкости (вода; спирты — метанол, этанол, пропанол; карбоновые кислоты — муравьиная, уксусная) или легко сжижаемые газы (аммиак, фтороводород).

Механизм образования водородной связи имеет двойственную природу. С одной стороны, он состоит в электростатическом притяжении атома водорода, имеющего частичный положительный заряд, и атома кислорода (фтора или азота), имеющего частичный отрицательный заряд. С другой стороны, в образование водородной связи вносит свой вклад и донорно-акцепторное взаимодействие между почти свободной орбиталью атома водорода и неподелённой электронной парой атома кислорода (фтора или азота). Например, вода ассоциирована в жидкость за счёт водородных связей, возникающих между молекулами-диполями:

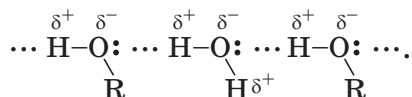


В жидкой воде образуются водородные связи между множеством молекул. А вот молекулы карбоновых кислот наиболее устойчивы в виде димеров, также образованных водородными связями:

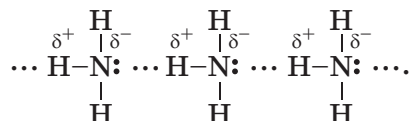


Алхимическое правило растворения «подобного в подобном» объясняется образованием водородной связи между молекулами растворителя и молекулами растворённого вещества.

Так, метиловый и этиловый спирты, этиленгликоль и глицерин, уксусная и муравьиная кислоты неограниченно растворяются в воде:



Способность некоторых газов (например, аммиака) за счёт образования водородных связей легко сжижаться (при давлении 0,9 МПа и комнатной температуре) и вновь переходить в газообразное состояние с поглощением теплоты позволяет использовать их в качестве хладоагентов в промышленных холодильных установках:



Образованием водородных связей объясняется аномально высокие температуры кипения (100 °С) и плавления (0 °С) воды. При этом плотность воды, в отличие от большинства других жидкостей, при переходе в твёрдое состояние (лёд, снег) не увеличивается, а уменьшается. Это объясняет тот факт, что лёд легче воды и не тонет в ней.

Все рассмотренные выше примеры касались той разновидности водородной связи, которую называют **межмолекулярной водородной связью**.

Однако ещё более важна в организации структур молекул биополимеров **внутримолекулярная водородная связь**. Эта связь определяет вторичную структуру белковых молекул. Полипептидная цепь закручена в спираль, витки которой удерживаются от раскручивания за счёт образования водородных связей между пептидными фрагментами участков белковой молекулы.

Водородная связь играет важнейшую роль в организации структуры и функционирования таких природных биополимеров, как нуклеиновые кислоты.

Электроотрицательность. В химии широко применяется понятие **электроотрицательности (ЭО)** — способности атома притягивать электроны при образовании химической связи. Чем меньше радиус атома и чем больше заряд его ядра, тем выше значение электроотрицательности. Разница в электроотрицательности — причина образования ионной или полярной ковалентной связи.

Электроотрицательность лития условно принята за единицу. ЭО других элементов сведены в таблицу (см. с. 369).

Числа ЭО имеют приблизительные значения. Чем выше ЭО элемента, тем ярче проявляются его неметаллические свойства. По значениям ЭО элементы можно расположить в следующий ряд:

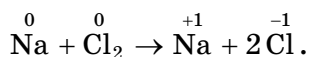


Наибольшее значение ЭО имеет фтор, оно равно 4. Сопоставляя значения ЭО элементов, легко заметить, что ЭО подчиняется Периодическому закону.

В Периодической системе ЭО в периоде растёт с увеличением номера элемента (слева направо), а в главных подгруппах — уменьшается (сверху вниз). В периодах по мере увеличения зарядов ядер атомов число электронов на внешнем слое увеличивается, радиус уменьшается, поэтому лёгкость отдачи электронов уменьшается, ЭО возрастает, следовательно, усиливаются неметаллические свойства.

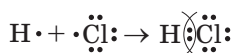
Неметаллы характеризуются большой электроотрицательностью, а у металлов она менее двух. По Периодической системе можно определить, какой из двух элементов имеет более высокое значения электроотрицательности.

Степень окисления. При образовании ионной связи процесс превращения атомов в ионы можно записать так:



Атом натрия передал свой электрон атому хлора и превратился в ион с зарядом +1, а атом хлора принял электрон и превратился в ион с зарядом -1.

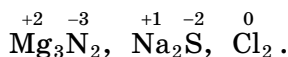
При образовании ковалентной связи в молекуле HCl происходит спаривание неспаренных внешних электронов и образование общей электронной пары атомов водорода и хлора:



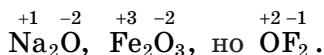
При химическом взаимодействии общая электронная пара смещена в сторону более электроотрицательного атома хлора:

$\overset{\delta+}{\text{H}} \rightarrow \overset{\delta-}{\text{Cl}}$, т. е. электрон переходит от атома водорода к атому хлора не полностью, а частично, обуславливая тем самым частичный заряд атомов δ : $\text{H}^{+0,18}\text{Cl}^{-0,18}$. Если бы происходил полный переход электронов, то водород и хлор получили бы заряды $+1$ и -1 . Такие условные заряды называют **степенью окисления** (с. о.). При определении этого понятия условно предполагают, что в ковалентных полярных соединениях связывающие электроны полностью перешли к более электроотрицательному атому, а потому соединения состоят только из положительно и отрицательно заряженных ионов.

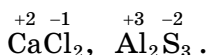
Степень окисления может иметь отрицательное, положительное, дробное и нулевое значения:



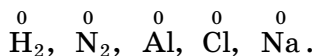
Отрицательное значение степени окисления имеют те атомы, которые приняли электроны от других атомов или к которым смещены общие электронные пары, т. е. атомы более электроотрицательных элементов. Фтор всегда имеет с. о. -1 во всех соединениях. Кислород, второй после фтора по значению электроотрицательности, почти всегда имеет с. о. -2 , кроме соединений с фтором, например:



Положительное значение степени окисления имеют те атомы, которые отдают свои электроны другим атомам или от которых оттянуты общие электронные пары, т. е. атомы менее электроотрицательных элементов. Металлы в соединениях имеют положительную с. о.:



Нулевое значение с. о. имеют атомы в молекулах простых веществ и атомы в свободном состоянии:



В соединениях суммарная с. о. всегда равна нулю.

Определим степень окисления хлора в соединении $\overset{-2}{\text{Cl}}_2\text{O}_7$. Соответственно, семь атомов кислорода имеют общий отрицательный заряд $(-2) \cdot 7 = -14$. Общий заряд атомов хлора равен $+14$, а одного атома хлора: $(+14) : 2 = +7$. Получаем: $\overset{+7}{\text{Cl}}_2\overset{-2}{\text{O}}_7$.

Следует запомнить:

- 1) степень окисления (с. о.) простых веществ равна нулю;
- 2) фтор имеет степень окисления -1 во всех соединениях;
- 3) кислород в большинстве соединений имеет степень окисления -2 и -1 в пероксидах;
- 4) водород в большинстве соединений имеет степень окисления $+1$ и -1 в гидридах;
- 5) сумма степеней окисления в соединениях равна нулю.

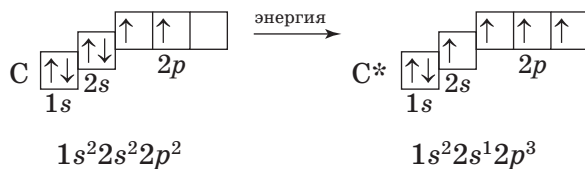
Валентность. Строение наружных энергетических уровней атомов химических элементов в основном определяет свойства их атомов. Поэтому эти уровни называют **валентными**. Электроны этих (а иногда и предвнешних) уровней могут принимать участие в образовании химических связей. Такие электроны также называют **валентными**.

Валентные электроны атомов элементов главных подгрупп расположены на s - и p -орбиталях внешнего электронного слоя. У элементов побочных подгрупп, кроме лантаноидов и актиноидов, валентные электроны расположены на s -орбиталях внешнего и d -орбиталях предвнешнего слоёв.

Для того чтобы верно оценить валентные возможности атомов химических элементов, нужно рассмотреть распределение электронов в них по энергетическим уровням и подуровням и определить число неспаренных электронов в соответствии с принципом Паули и правилом Хунда для невозбуждённого (основного, или стационарного) и возбуждённого (то есть получившего дополнительную энергию) состояния атома. В последнем случае происходит распаривание электронов внешнего слоя и переход их на свободные орбитали.

Разъединение спаренных электронов требует затрат энергии, так как спаривание электронов сопровождается понижением потенциальной энергии атомов. При этом расход энергии на перевод атома в возбуждённое состояние компенсируется энергией, выделяющейся при образовании химических связей неспаренными электронами.

Так, атом углерода в стационарном состоянии имеет два неспаренных электрона. Следовательно, с их участием может образоваться две общие электронные пары, осуществляющие две ковалентные связи. Однако известно, что во многих неорганических и во всех органических соединениях присутствуют атомы четырёхвалентного углерода. Очевидно, что его атомы образовали четыре ковалентные связи в этих соединениях, находясь в возбуждённом состоянии:



Затраты энергии на возбуждение атомов углерода с избытком компенсируется энергией, выделяющейся при образовании двух дополнительных ковалентных связей.

Напомним, что валентные возможности атомов определяются:

- числом неспаренных электронов (одноэлектронных орбиталей);
- наличием свободных орбиталей;
- наличием неподелённых пар электронов.

В органической химии понятие «валентность» применяется вместо понятия «степень окисления», с которым привычно работать в неорганической химии. Однако это не одно и то же. Валентность не имеет знака и не может быть нулевой, тогда как степень окисления обязательно характеризуется знаком и может иметь нулевое значение.

Примеры решения типовых задач



Выберите соединения с ионным типом связи: 1) CCl_4 (жидкость); 2) KCl (твёрдое вещество); 3) SiO_2 (твёрдое вещество); 4) NH_3 (газ); 5) NH_4Cl (твёрдое вещество).

► Решение. Ионная химическая связь — это связь, образующаяся за счёт электростатического притяжения катионов к анионам.

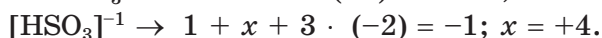
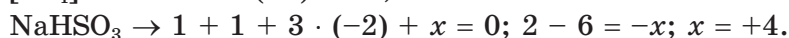
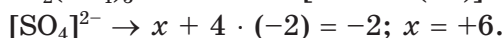
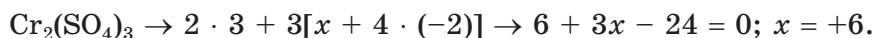
1) Четырёххлористый углерод не образует ионов; 2) хлорид калия растворяется в воде с образованием катионов и анионов; 3) оксид кремния имеет ковалентную химическую связь и не растворяется в воде; 4) газообразный аммиак не образует ионов; 5) хлорид аммония растворяется в воде и образует катионы и анионы.

► Ответ. 25.



Определите степень окисления серы в сульфате хрома $\text{Cr}_2(\text{SO}_4)_3$ и гидросульфате натрия.

► Решение. Алгебраическая сумма степени окисления атомов в соединении всегда равна нулю, а в сложном ионе — заряду иона.



► Ответ. 64.

ЕГЭ

Установите соответствие между элементом и величиной его электроотрицательности (ЭО) (см. таблицу 3 на с. 361).

ЭЛЕМЕНТ

ЭО

А) Li

1) 0,9

Б) F

2) 3,0

В) N

3) 2,1

Г) K

4) 1

5) 4

► Решение. К неметаллам относятся элементы со значениями ЭО 3,0; 2,1; 4.

Металлы литий и калий расположены в Периодической системе в группе IА. В главных подгруппах ЭО уменьшается сверху вниз. За единицу принимается ЭО лития, тогда ЭО калия равна 0,9.

У неметаллов наибольшее значение ЭО имеет элемент фтор: оно равно 4. Поскольку в периоде ЭО увеличивается слева направо, азот будет иметь значение ЭО, равное 3,0.

► Ответ.

А	Б	В	Г
1	4	2	1

1.3.2. Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Тип кристаллической решётки. Зависимость свойств веществ от их состава и строения

Определения

- **Молекулярные вещества** — вещества, состоящие из молекул.
- **Вещества немолекулярного строения** — ионные соединения.
- **Кристаллическая решётка** вещества — трёхмерное изображение порядка размещения ионов, атомов, молекул вещества в пространстве. Различают четыре типа кристаллических решёток: **ионные, атомные, молекулярные и металлические.**

Объяснение и важные примеры

Вещества молекулярного и немолекулярного строения. В химические взаимодействия вступают не отдельные атомы или молекулы, а вещества. Вещество при заданных условиях может находиться в одном из трёх агрегатных состояний: твёрдом, жидком или газообразном. Свойства вещества зависят также от характера химической связи между образующими его частицами — молекулами, атомами или ионами. По типу связи различают вещества молекулярного и немолекулярного строения.

Вещества, состоящие из молекул, называются *молекулярными веществами*. Связи между молекулами в таких веществах очень слабые, намного слабее, чем между атомами внутри молекулы, и уже при сравнительно низких температурах они разрываются: вещество превращается в жидкость и далее в газ (например, возгонка йода). Температура плавления и кипения веществ, состоящих 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 есть металлы и неметаллы.

Рассмотрим физические свойства щелочных металлов. Относительно малая прочность связи между атомами обуславливает низкую механическую прочность: щелочные металлы мягкие, легко режутся ножом.

Большие размеры атомов приводят к малой плотности щелочных металлов: литий, натрий и калий даже легче воды. В группе щелочных металлов температуры кипения и плавления понижаются с увеличением порядкового номера элемента, т. е. размеры атомов увеличиваются и ослабевают связи.

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

Тип кристаллической решётки. Зависимость свойств веществ от их состава и строения. Вещество, как известно, может существовать в трёх агрегатных состояниях — газообразном, жидком и твёрдом.

Рассмотрим, как влияют особенности химической связи на свойства твёрдых веществ. Твёрдые вещества делятся на **кристаллические** и **аморфные**.

Аморфные вещества не имеют чёткой температуры плавления: при нагревании они постепенно размягчаются и переходят в текучее

состояние. В аморфном состоянии, например, находятся пластилин и различные смолы.

Кристаллические вещества характеризуются правильным расположением тех частиц, из которых они состоят (атомов, молекул и ионов), в строго определённых точках пространства. При соединении этих точек прямыми линиями образуется пространственный каркас, называемый **кристаллической решёткой**. Точки, в которых размещены частицы кристалла, называют **узлами решётки**.

В зависимости от типа частиц, расположенных в узлах кристаллической решётки, и характера связи между ними различают четыре типа кристаллических решёток: **ионные, атомные, молекулярные и металлические**. Взаимосвязь вида связи, типа кристаллической решётки и физических свойств веществ показана в таблице 9.

Таблица 9. Типы кристаллических решёток

Виды химической связи	Тип кристаллической решётки	Физические свойства	Примеры веществ
Ковалентная неполярная	Атомная (в узлах решётки — атомы)	Высокие температуры плавления и кипения, высокая твёрдость, хрупкость, плохая электропроводность, отсутствие растворимости в воде	Алмаз
	Молекулярная (в узлах решётки — молекулы)	Низкие температуры плавления и кипения, летучесть, плохая электро- и теплопроводность, плохая растворимость в воде	Кислород
Ковалентная полярная	Молекулярная (в узлах решётки — молекулы)	Низкие температуры плавления и кипения, летучесть, низкая твёрдость, плохая электро- и теплопроводность, разная растворимость в воде	Сахар, вода
Ионная	Ионная (в узлах решётки — ионы)	Высокие температуры плавления и кипения, высокая твёрдость, хрупкость, плохая электро- и теплопроводность, часто — хорошая растворимость в воде	Практически все соли

Окончание таблицы 9

Виды химической связи	Тип кристаллической решётки	Физические свойства	Примеры веществ
Металлическая	Металлическая (в узлах решётки — атомы и катионы металлов)	Разная температура плавления, ковкость, хорошая электро- и теплопроводность, отсутствие растворимости в воде	Железо, алюминий

Ионными называют кристаллические решётки, в узлах которых находятся ионы. Их образуют вещества с ионной связью, которой могут быть связаны как простые (Na^+ , Cl^-), так и сложные ионы (SO_4^{2-} , OH^-). Следовательно, ионными кристаллическими решётками обладают соли, некоторые оксиды и гидроксиды металлов. Например, кристалл хлорида натрия состоит из чередующихся положительных ионов Na^+ и отрицательных Cl^- , образующих решётку в форме куба (рис. 11). Связи между ионами в таком кристалле очень устойчивы. Поэтому вещества с ионной решёткой отличаются сравнительно высокой твёрдостью и прочностью, они тугоплавки и нелетучи.

Атомными называют кристаллические решётки, в узлах которых находятся отдельные атомы. В таких решётках атомы соединены между собой очень прочными ковалентными связями. Примером веществ с таким типом кристаллических решёток может служить алмаз (рис. 12) — одно из аллотропных видоизменений углерода.

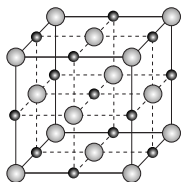


Рис. 11. Ионная кристаллическая решётка поваренной соли

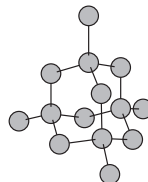


Рис. 12. Атомная кристаллическая решётка алмаза

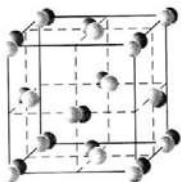


Рис. 13. Молекулярная кристаллическая решётка углекислого газа

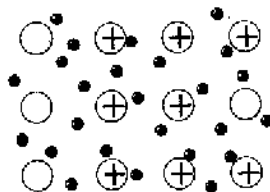


Рис. 14. Металлическая кристаллическая решётка

Большинство веществ с атомной кристаллической решёткой имеет очень высокую температуру плавления (например, у алмаза она выше 3500°C), они прочны и тверды, практически нерастворимы.

Молекулярными называют кристаллические решётки, в узлах которых располагаются молекулы (рис. 13). Химические связи в этих молекулах могут быть и полярными (HCl , H_2O), и неполярными (N_2 , O_2). Несмотря на то что атомы внутри молекул связаны очень прочными ковалентными связями, между самими молекулами действуют слабые силы межмолекулярного притяжения. Поэтому вещества с молекулярными кристаллическими решётками имеют малую твёрдость, низкие температуры плавления, обладают летучестью. Такие решётки имеют газы и жидкости в твёрдом состоянии, кристаллический йод, сера, белый фосфор, углекислый газ.

Большинство твёрдых органических соединений также имеют молекулярные кристаллические решётки (нафталин, глюкоза, сахар).

Вещества с металлической связью имеют **металлические** кристаллические решётки (рис. 14). В узлах таких решёток находятся атомы и ионы (то атомы, то ионы, в которые легко превращаются атомы металла, отдавая свои электроны в «общее пользование»). Такое внутреннее строение металлов определяет их характерные свойства: ковкость, пластичность, электро- и теплопроводность, характерный металлический блеск.

Примеры решения типовых задач



В каком ряду расположены вещества, имеющие немолекулярное строение?

1) NaOH , B , S

3) FeS , NaH , Na_2O

2) CaO , $\text{HCl}_{(\text{газ})}$

4) N_2 , H_2O , CsF

► Решение. К веществам немолекулярного строения относятся ионные соединения. В первом ряду к немолекулярным соединениям относится только гидроксид натрия NaOH , во втором — оксид кальция CaO , в третьем — все соединения, в четвёртом — фторид цезия CsF .

► Ответ. 3.



Для каких соединений характерна атомная кристаллическая решётка?

1) KH

3) $\text{Ca}(\text{OH})_2$

2) Br

4) SiO_2

- Решение. Наиболее распространённое в неживой природе соединение с атомной кристаллической решёткой — это оксид кремния(IV) SiO_2 . Почти чистым оксидом кремния(IV) является минерал кварц. Простое вещество бор (В) образовано длинными цепями атомов, имеет высокую твёрдость и высокие температуры плавления и кипения, а также атомную кристаллическую решётку.
- Ответ. 24.



Установите соответствие между видами химической связи и их химическими формулами.

ХИМИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ

- А) N_2
 Б) NH_3
 В) CaH_2
 Г) Са

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

- 1) ионная
 2) ковалентная полярная
 3) ковалентная неполярная
 4) водородная
 5) металлическая

- Решение. Азот N_2 имеет ковалентную неполярную связь (3); аммиак NH_3 имеет ковалентную полярную связь (2); гидрид кальция CaH_2 — ионную связь (1); кальций Са — металлическую связь (5).

► Ответ.

А	Б	В	Г
3	3	1	5

Важно и интересно

До XIII столетия было известно только 13 химических элементов. В XVIII столетии стало известно 30. За 50 лет добавилось ещё 28. Сейчас известно и описано 114 элементов.

Лайнус Карл Полинг — американский физик и химик. Автор первых фундаментальных исследований по применению квантовой механики к изучению химической связи. Имеет работы по исследованию белков, иммунохимии, молекулярной генетики. Лауреат Нобелевской премии по химии (1954 г.) и Нобелевской премии мира (1954 г.).

1.4. ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ

1.4.1. Классификация химических реакций в неорганической и органической химии

Определения

- **Химические реакции, или химические явления** — процессы, в результате которых из одних веществ образуются другие вещества, отличающиеся от исходных по составу или строению, а следовательно, и по свойствам. При химических реакциях происходит изменение веществ, между атомами рвутся старые связи и образуются новые.

Объяснение и важные примеры

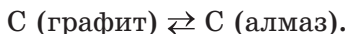
Классификация химических реакций многопланова, то есть в её основу могут быть положены различные признаки. Но под любой из таких признаков могут быть отнесены реакции как между неорганическими, так и между органическими веществами.

В таблице 10 представлена схема классификации химических реакций по различным признакам.

Классификация химических реакций по числу и составу реагирующих веществ

Реакции, происходящие без изменения состава вещества. В неорганической химии к таким реакциям можно отнести процессы взаимопревращения различных аллотропных модификаций одного химического элемента.

В настоящее время практически значимо, например, превращение одной аллотропной модификации углерода (графита) в другую (алмаз):



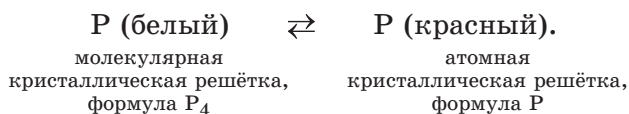
Этот процесс используется для получения искусственных алмазов. В 1954 г. учёные из лаборатории американской фирмы «Дженерал электрик» получили кристаллики искусственных алмазов массой 0,05 г при давлении 100 000 атм. и температуре 2600 °С. Такие алмазы были в сотни раз дороже природных.

Современное производство искусственных алмазов основано на их получении из графита при низких давлениях, они сравнительно дешёвы. Такие алмазы используются в металлургии, машиностроении, приборостроении, радиоэлектронике, геологоразведке.

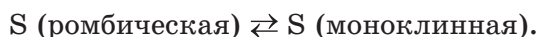
Таблица 10. Классификация химических реакций

Признаки	Химическая реакция
По числу и составу реагирующих и образующихся веществ	• без изменения состава веществ • обмена • соединения • разложения • замещения
По изменению степени окисления атомов элементов	• без изменения степени окисления атомов элементов (невалентных превращений) • окислительно-восстановительные
По использованию катализатора	• каталитические • некаталитические
По направлению	• необратимые • обратимые
По механизму	• радикальные • ионные
По тепловому эффекту	• экзотермические • эндотермические
По виду энергии, инициирующей реакцию	• электрохимические • термохимические • фотохимические • радиационные
По фазовому составу	• гомогенные • гетерогенные

Наиболее известные аллотропные превращения фосфора можно отразить в схеме:



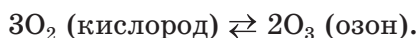
Известно много модификаций серы с циклическим или линейным строением молекул различного состава:



Олово при низких температурах образует аллотропную модификацию:

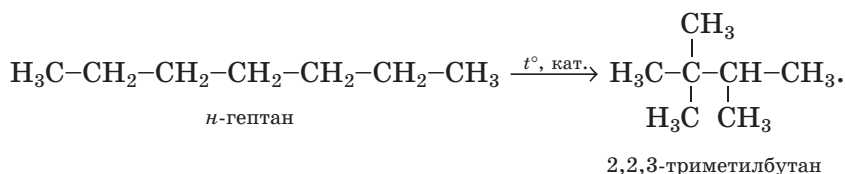


О биологической роли озонового слоя Земли вы уже знаете:



В органической химии к этому типу реакций могут быть отнесены реакции *изомеризации*, которые происходят без изменения не только качественного, но и количественного состава молекул веществ.

Например, для повышения качества бензина (так называемого октанового числа) в промышленности используют процесс риформинга, основанный в том числе и на реакциях изомеризации:



Реакции, происходящие с изменением состава вещества. К реакциям, происходящим с изменением состава веществ, относятся реакции соединения, разложения, замещения и обмена.

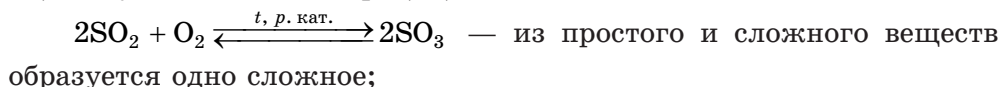
1. Реакции соединения — такие реакции, при которых из двух и более веществ образуется одно сложное вещество.

В неорганической химии всё многообразие реакций соединения можно рассмотреть на примере реакций получения серной кислоты из серы:

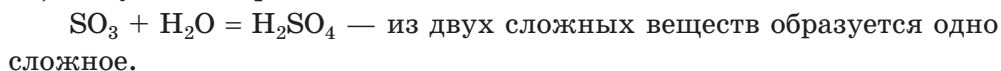
1) получение оксида серы(IV):



2) получение оксида серы(VI):



3) получение серной кислоты:

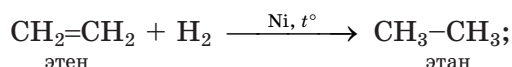


Примером реакции соединения, при которой одно сложное вещество образуется из более чем двух исходных, служит заключительная стадия получения азотной кислоты:

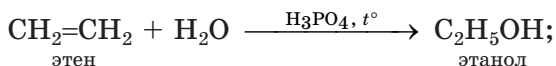


В органической химии реакции соединения принято называть реакциями присоединения. Всё многообразие таких реакций можно рассмотреть на примере блока реакций, характеризующих свойства непредельных веществ, например этилена:

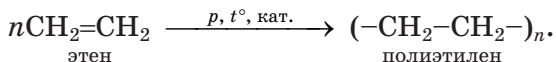
1) реакция гидрирования — присоединение водорода:



2) реакция гидратации — присоединения воды:



3) реакция полимеризации:



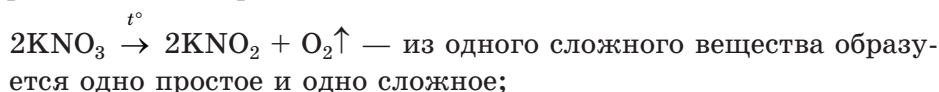
2. Реакции разложения — такие реакции, при которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ.

В неорганической химии всё многообразие таких реакций можно рассмотреть на примере блока реакций получения кислорода лабораторными способами:

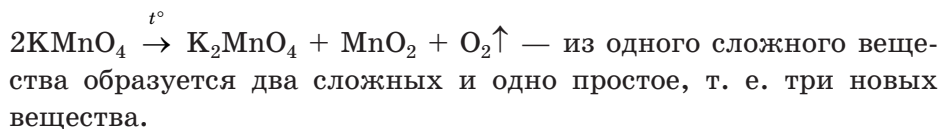
1) разложение оксида ртути(II):



2) разложение нитрата калия:

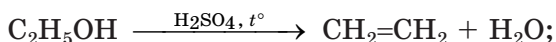


3) разложение перманганата калия:

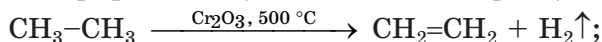


В органической химии реакции разложения можно рассмотреть на примере блока реакций получения этилена в лаборатории и промышленности:

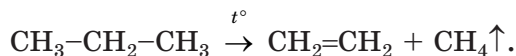
1) реакция дегидратации (отщепление воды) от этанола:



2) реакция дегидрирования (отщепление водорода) от этана:



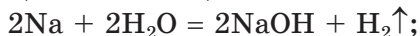
3) реакция крекинга (расщепления) пропана:



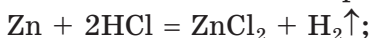
3. Реакции замещения — такие реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы какого-либо элемента в сложном веществе.

В неорганической химии примером таких процессов может служить блок реакций, характеризующих свойства, например, металлов:

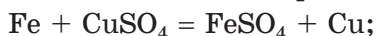
1) взаимодействие щелочных и щёлочноземельных металлов с водой:



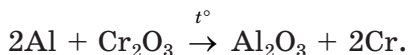
2) взаимодействие металлов с кислотами в растворе:



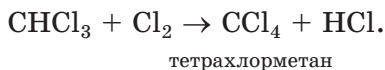
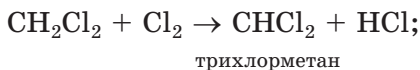
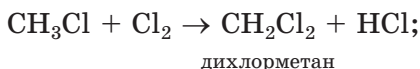
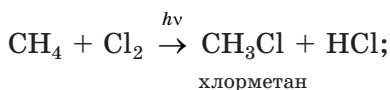
3) взаимодействие металлов с солями в растворе:



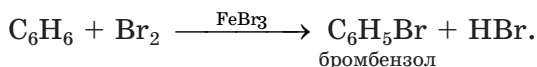
4) металлотермия:



Предметом изучения органической химии являются не простые вещества, а только соединения. Поэтому в качестве примера реакции замещения приведём наиболее характерное свойство предельных соединений, в частности метана, — способность его атомов водорода замещаться атомами галогена:

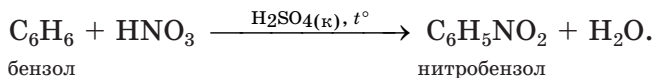


Другой пример — бромирование ароматического соединения (бензола, толуола, анилина):



Обратим внимание на особенность реакций замещения у органических веществ: в результате таких реакций образуются не простое и сложное вещества, как в неорганической химии, а два сложных вещества.

В органической химии к реакциям замещения относят и некоторые реакции между двумя сложными веществами, например нитрование бензола:



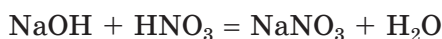
Эта реакция формально является реакцией обмена. То, что это реакция замещения, становится понятным только при рассмотрении её механизма.

4. Реакции обмена — такие реакции, при которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями.

Эти реакции характеризуют свойства электролитов и в растворах протекают по правилу Бертолле, т. е. только в том случае, если в результате образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество (например H_2O).

В неорганической химии это может быть блок реакций, характеризующих, к примеру, свойства щелочей:

- 1) реакция нейтрализации, идущая с образованием соли и воды:



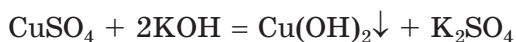
или в ионном виде:



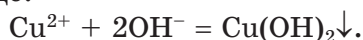
- 2) реакция между щёлочью и солью, идущая с образованием газа:



- 3) реакция между щёлочью и солью, идущая с образованием осадка:

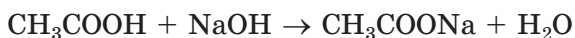


или в ионном виде:

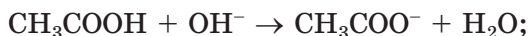


В органической химии можно рассмотреть блок реакций, характеризующих, например, свойства уксусной кислоты:

- 1) реакция, идущая с образованием слабого электролита — H_2O :



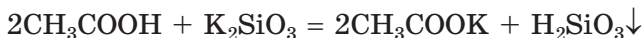
или



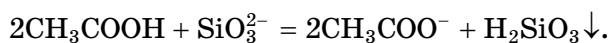
- 2) реакция, идущая с образованием газа:



- 3) реакция, идущая с образованием осадка:



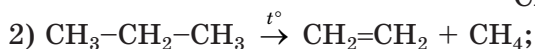
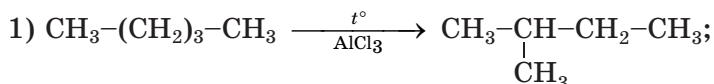
или

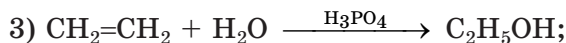


Примеры решения типовых задач



Укажите реакцию изомеризации:





► Решение. Реакции изомеризации идут без изменения качественного и количественного состава молекул вещества.

1) молекулярная формула не изменилась ($\text{C}_5\text{H}_{12} \rightarrow \text{C}_5\text{H}_{12}$);

2) реакция отщепления;

3) реакция присоединения;

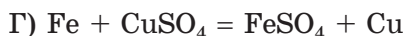
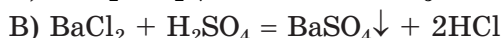
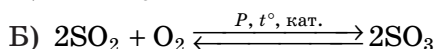
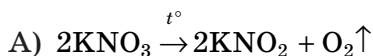
4) реакция замещения.

► Ответ. 1.

ОГЭ

Установите соответствие между химическими реакциями и их типами.

ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ



ТИП РЕАКЦИИ

1) обмена

2) нейтрализации

3) разложения

4) замещения

5) соединения

► Решение. А) — реакция разложения; Б) — реакция соединения; В) — реакция обмена; Г — реакция замещения.

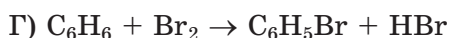
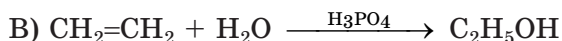
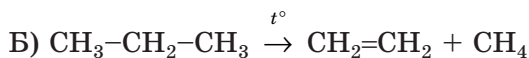
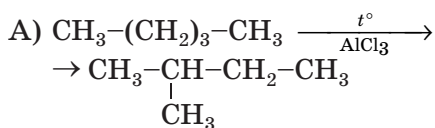
► Ответ.

А	Б	В	Г
3	5	1	4

ЕГЭ

Установите соответствие между химическими реакциями и их типами.

ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ



ТИП РЕАКЦИИ

1) присоединения

2) отщепления

3) изомеризации

4) замещения

5) обмена

► Решение. А) Молекулярная формула не изменилась ($\text{C}_5\text{H}_{12} \rightarrow \text{C}_5\text{H}_{12}$). Реакции изомеризации идут без изменения

качественного и количественного состава; Б) реакция отщепления; В) реакция присоединения; Г) реакция замещения.

► Ответ.

А	Б	В	Г
3	2	1	4

1.4.2. Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения

Определения

- **Экзотермические реакции** — реакции, протекающие с выделением теплоты.
- **Эндотермические реакции** — реакции, протекающие с поглощением тепла.
- **Тепловой эффект (Q)** — теплота, которая выделяется или поглощается в результате химической реакции.
- **Термохимические уравнения** — химические уравнения, в которых указан тепловой эффект реакции.

Объяснение и важные примеры

Тепловой эффект химической реакции. Предсказание возможности осуществления той или иной реакции — одна из основных задач, которая стоит перед химиками.

На бумаге можно написать уравнение любой химической реакции, а возможна ли реакция практически?

В одних случаях (например, при обжиге известняка: $\text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO} + \text{CO}_2$) достаточно повысить температуру, чтобы реакция началась, а в других (например, восстановление кальция из его оксида водородом: $\text{CaO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{Ca} + \text{H}_2\text{O}$) реакцию невозможно осуществить ни при каких условиях.

Экспериментальная проверка возможности протекания той или иной реакции в разных условиях — дело трудоёмкое и неэффективное. Но можно теоретически ответить на такой вопрос, основываясь на законах химической термодинамики.

Один из важных законов природы (первый закон термодинамики) — это закон сохранения энергии: **энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно, а только переходит из одной формы в другую.**

В общем случае энергия объекта складывается из трёх её основных видов: **кинетической, потенциальной, внутренней**. Какой из этих видов наиболее важен при рассмотрении химических реакций? Конечно же, внутренняя энергия (E). Ведь она складывается из кинетической энергии движения атомов, молекул и ионов, энергии их взаимного притяжения и отталкивания, энергии, связанной с движением электронов в атоме, их притяжением к ядру, взаимным отталкиванием электронов и ядер, а также внутриядерной энергии.

Вам известно, что при химических реакциях одни химические связи разрушаются, а другие образуются; при этом изменяется электронное состояние атомов, их взаимоположение, а потому и внутренняя энергия продуктов реакции отличается от внутренней энергии реагентов.

Рассмотрим два возможных случая.

1. $E_{\text{реагентов}} > E_{\text{продуктов}}$. Исходя из закона сохранения энергии, в результате такой реакции энергия должна выделяться в окружающую среду: нагревается воздух, пробирка, автомобильный двигатель, продукты реакции и т. д.

Реакции, при которых выделяется энергия и нагревается окружающая среда, называют **экзотермическими**.

2. $E_{\text{реагентов}} < E_{\text{продуктов}}$. Исходя из закона сохранения энергии, следует предположить, что исходные вещества при таких процессах должны поглощать энергию из окружающей среды, температура реагирующей системы должна понижаться.

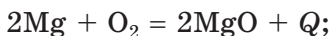
Реакции, при протекании которых энергия поглощается из окружающей среды, называют **эндотермическими**.

Энергия, которая выделяется или поглощается в химической реакции, называется, как вы знаете, **тепловым эффектом** этой реакции, хотя точнее бы было говорить об энергетическом эффекте реакции.

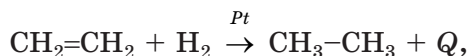
Тепловой эффект реакции выражается в единицах энергии. Энергия отдельных атомов и молекул — величина незначительная. Поэтому тепловые эффекты реакций относят к тем количествам веществ, которые определены уравнением, и выражают в джоулях или килоджоулях.

Термохимические уравнения. Как правило, почти все реакции соединения протекают с выделением теплоты.

Частным случаем экзотермических реакций является реакция горения — экзотермическая реакция, протекающая с выделением света:

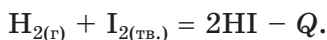
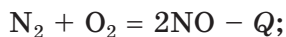


Гидрирование этилена — пример экзотермической реакции:



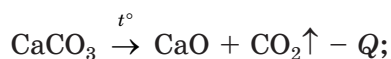
она происходит при температуре 120–150 °С.

Едва ли не единственным исключением являются реакции **соединения** азота с кислородом и реакция газообразного водорода с твёрдым йодом, которые протекают с поглощением теплоты:

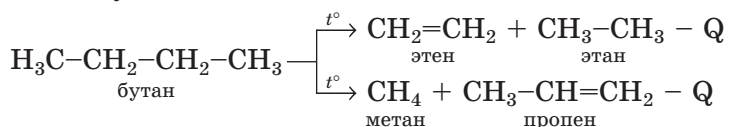


К эндотермическим реакциям относятся почти все реакции **разложения**, например:

а) обжиг известняка:

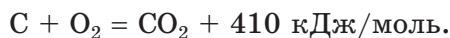


б) крекинг бутана:

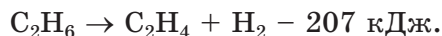


Уравнение химической реакции, в котором указан тепловой эффект, называется **термохимическим уравнением**.

Например, горение углерода в кислороде — экзотермический процесс. Тепловой эффект реакции составляет 410 кДж/моль:

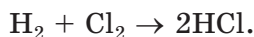


Дегидрирование этана — реакция эндотермическая, её термохимическое уравнение имеет следующий вид:



Знание тепловых эффектов химических реакций имеет большое практическое значение. Например, при проектировании химического реактора важно предусмотреть или приток энергии для поддержания реакции путём подогрева реактора, или, наоборот, отвод избытка теплоты, чтобы не было перегрева реактора со всеми вытекающими отсюда последствиями, вплоть до взрыва.

Если реакция проходит между несложными молекулами, то подсчитать тепловой эффект реакции достаточно просто. Например:



Энергия затрачивается на разрыв двух химических связей Н–Н и Cl–Cl, энергия выделяется при образовании двух химических связей Н–Cl. Именно в химических связях сосредоточена важнейшая составляющая внутренней энергии соединения. Зная энергии этих связей, можно по разности узнать тепловой эффект реакции (Q_p):

$$E_{\text{Н-Н}} = 436 \text{ кДж/моль}, E_{\text{Cl-Cl}} = 240 \text{ кДж/моль};$$

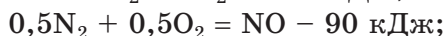
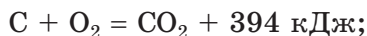
$$E_{\text{Н-Cl}} = 430 \text{ кДж/моль}.$$

$$Q_p = 2 \cdot 430 - 1 \cdot 436 - 1 \cdot 240 = 184 \text{ кДж/моль};$$

Для расчёта тепловых эффектов реакций используют значения величин теплоты образования всех участвующих в реакции химических соединений (исходных и продуктов).

Теплота образования соединений ($Q_{\text{обр.}}$) — это тепловой эффект реакции образования одного моля соединения из простых веществ, устойчивых в стандартных условиях (25 °С, 1 атм).

При этих условиях теплота образования простых веществ равна нулю по определению:



где 394 кДж и -90 кДж — теплоты образования CO_2 и NO соответственно.

Примеры решения тепловых задач



Сколько выделится теплоты, согласно термохимическому уравнению $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 \rightleftharpoons 2\text{HCl} + 184,6 \text{ кДж}$, при образовании 1 моль HCl ?

► Решение. Для термохимического уравнения: $a\text{A} + b\text{B} = c\text{C} + d\text{D} + Q$ существует прямопропорциональная зависимость между количеством исходного вещества А — $n\text{A}$ и количеством выделившейся или поглощённой теплоты Q :

$$\frac{a}{n\text{A}} = \frac{Q}{Q_1} \text{ или } \frac{c}{n\text{C}} = \frac{Q}{Q_1}.$$

Заданное термохимическое уравнение показывает, что при образовании 2 моль HCl выделяется 184,6 кДж теплоты.

Можно составить пропорцию:

2 моль HCl — 184,6 кДж

1 моль HCl — Q_1

$$Q_1 = \frac{1 \cdot 184,6}{2} = 92,3 \text{ кДж}.$$

► Ответ. 92,3 кДж.

ОГЭ

Выберите из приведённых реакций экзотермическую:

- 1) $\text{KClO}_3 \rightleftharpoons 2\text{KCl} + 3\text{O}_2$
- 2) $\text{N}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{NO}$
- 3) $2\text{KMnO}_4 \rightleftharpoons \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{O}_2 + \text{MnO}_2$
- 4) $2\text{H}_2 + \text{O}_2 \rightleftharpoons 2\text{H}_2\text{O}$

► Решение. К экзотермическим реакциям относятся обычно реакции образования веществ (за некоторым исключением) и реакции горения, к эндотермическим — разложения веществ. Из приведённых реакций только четвёртая относится к реакциям образования, значит, она экзотермическая.

► Ответ. 4.

ЕГЭ

При горении железа в избытке кислорода тепловой эффект реакции образования Fe_3O_4 равен +1117 кДж. Определите массу железа (в граммах), которая сгорела при выделении 372,3 кДж теплоты.

► Решение. Записываем термохимическое уравнение:



Из уравнения следует, что в реакции участвует 3 моль железа, т. е. $56 \text{ г/м} \cdot 3 \text{ м} = 168 \text{ г}$. Составляем пропорцию:

$$\begin{array}{l} 168 \text{ г} — 1117 \text{ кДж} \\ x — 372,3 \text{ кДж} \end{array} \quad x = \frac{168 \cdot 372,3}{1117} = 56 \text{ г.}$$

► Ответ. 56.

1.4.3. Скорость реакции, её зависимость от различных факторов

Определения

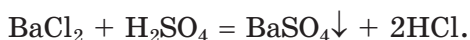
- **Химическая кинетика** — раздел химии, изучающий скорость химических реакций.
- **Гомогенные реакции** (от греч. «гомо» — равный, одинаковый) — реакции, которые протекают в однородной среде (нет поверхности раздела реагирующих веществ), например в смеси газов или в растворах.
- **Гетерогенные реакции** (от греч. «гетеро» — разный, другой) — реакции, которые протекают между веществами в неоднородной среде (есть поверхность раздела реагирующих веществ). Например, на поверхности соприкосновения твёрдого вещества и жидкости, газа и жидкости, твёрдого вещества и газа и т. д.

- **Скорость химической реакции** — изменение концентрации одного из реагирующих веществ или одного из продуктов реакции в единицу времени.
- **Катализаторы** — вещества, которые изменяют скорость химической реакции, оставаясь в конце её неизменными. Реакции, идущие с участием катализатора, **каталитические**.

Объяснение и важные примеры

Известно, что одни химические реакции протекают за доли секунды, другие же — за минуты, часы, дни. Например, практически мгновенно протекают реакции, которые сопровождаются взрывом: горение пороха, воспламенение горючей смеси в двигателе внутреннего сгорания автомобиля.

При сливании растворов хлорида бария и серной кислоты мгновенно образуется белый осадок сульфата бария:



А вот коррозия железа (ржавление) идёт так медленно, что увидеть её продукт можно лишь по истечении длительного времени.

Одна и та же реакция может в одних условиях протекать быстро, а в других — медленно. Например, процесс окисления серебра или меди на воздухе тянется годами, а в присутствии озона проходит чрезвычайно быстро.

Чтобы характеризовать быстроту протекания химического процесса, используют понятие **скорость химической реакции** (её обозначают латинской буквой v):

$$v = \mp \frac{C_2 - C_1}{t_2 - t_1} = \mp \frac{\Delta C}{\Delta t},$$
 где c_1 и c_2 — молярные концентрации реагирующих или образующихся веществ соответственно в момент времени t_1 и t_2 .

Если скорость реакции характеризуют изменением молярной концентрации исходных (реагирующих) веществ, то $C_2 < C_1$ (концентрация исходного вещества убывает по мере протекания реакции). Так как скорость реакции имеет положительное значение, перед дробью следует поставить знак «минус». При определении скорости реакции по возрастающей концентрации образующихся веществ величина дроби $\frac{\Delta C}{\Delta t}$ будет положительной.

Количество вещества в единице объёма называют **молярной концентрацией** вещества. Её измеряют в моль/л (кмоль/м³, ммоль/мл). Так как время измеряют в секундах (минутах, часах), то единицы скорости химической реакции: 1 моль/(л · с); 1 кмоль/(м³ · мин) и т. д.

Следовательно, чтобы определить, с какой скоростью протекает химическая реакция, нужно знать:

- 1) какое количество вещества (моль) образуется (для продукта реакции) или расходуется (для исходного вещества);
- 2) за какое время происходит этот процесс;
- 3) в каком объёме протекает реакция.

Знание скоростей химических реакций имеет очень большое практическое и научное значение. Например, в химической промышленности от скорости химической реакции зависят размеры, производительность аппаратов, количество вырабатываемого продукта и, в конечном итоге, себестоимость продукции и зарплата работников.

Зная законы **химической кинетики**, человечество получает возможность управлять скоростью химических процессов.

Учитывая, что реакции делятся на **гомогенные** и **гетерогенные**, отметим, что приведённая формула скорости химической реакции справедлива только для гомогенных реакций.

Если реакция гетерогенная, то она может идти только на поверхности раздела реагирующих веществ. В этом случае скорость химической реакции будет определяться **площадью поверхности соприкосновения реагирующих веществ**.

Поэтому на производстве очень часто проводятся химические реакции в «кипящем слое». Твёрдое вещество для этой цели дробят, измельчают до состояния пыли, а затем через него пропускают снизу второе вещество — как правило, газ. Прохождение второго вещества через мелкораздробленное твёрдое вещество-реагент сопровождается иллюзией кипения. Например, в «кипящем слое» осуществляют обжиг мелкоизмельчённого серного колчедана при производстве серной кислоты или крекинг нефтепродуктов.

Скорость химических реакций зависит от **природы реагирующих веществ**. Рассмотрим взаимодействие двух щелочных металлов — лития и калия — с водой. Калий взаимодействует с водой очень бурно и настолько энергично, что даже воспламеняется, а с литием реакция проходит медленно.

В качестве другого примера можно привести реакции окисления серебра кислородом и озоном: первая идёт медленно, вторая протекает почти мгновенно.

Влияние природы веществ на скорость химических реакций очень велико. Например, процесс превращения гранита в глину протекает на протяжении тысячелетий. Природа созданных человеком

веществ (стекло, полиэтилен) такова, что они разлагаются очень медленно, поэтому человечество ищет способы их утилизации.

Фактором, влияющим на скорость химической реакции, является **концентрация реагирующих веществ**.

Чтобы осуществилось химическое взаимодействие между частицами, они должны эффективно столкнуться. Чем больше концентрация реагирующих веществ, тем больше столкновений и, соответственно, выше скорость реакции. А число столкновений тем больше, чем больше концентрация реагирующих веществ, т. е. количество веществ, или чем больше масса этих веществ в единице объёма.

На основании обширного экспериментального материала в 1867 г. норвежские учёные К. Гульдберг и П. Вааге сформулировали **основной закон химической кинетики**, который устанавливает зависимость скорости химической реакции от концентрации реагирующих веществ. **Скорость химической реакции прямо пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных их коэффициентам:** $nA + mB = pC + qD$, $v = kC_A^n \cdot C_B^m$, где v — скорость реакции, C_A — молярная концентрация вещества А, C_B — молярная концентрация вещества В, m и n — коэффициенты, а k — константа, которая равна скорости реакции при концентрации реагирующих веществ 1 моль/л (справочная величина).

Этот закон также называют **законом действующих масс**. Он не распространяется на вещества, находящиеся в твёрдом состоянии, т. к. считается, что их концентрация постоянна, поскольку они реагируют лишь на поверхности (гетерогенная реакция).

Например, рассмотрим реакцию окисления меди:



Скорость этой реакции пропорциональна концентрации кислорода: $v = kC(\text{O}_2)$, т. к. соударения между молекулами кислорода и атомами меди могут происходить только на поверхности раздела веществ, а значит, масса меди не влияет на скорость реакции.

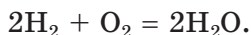
Зависимость скорости химической реакции от температуры определяется **правилом Вант-Гоффа (1884)**. При изменении (повышении или понижении) температуры на каждые 10°C скорость реакции соответственно изменяется (увеличивается или уменьшается):

$$v_2 = v_1 \cdot \gamma^{\frac{(t_2 - t_1)}{10}},$$

где v_1 и v_2 — скорости химической реакции соответственно при температуре t_1 и t_2 , а γ — температурный коэффициент, который

показывает, во сколько раз увеличится скорость реакции с повышением температуры веществ на 10 °С.

Взаимодействия водорода и кислорода при комнатной температуре почти не происходит — так мала скорость реакции. При 500 °С эта реакция протекает всего за 50 мин, а при 700 °С она происходит почти мгновенно:



Повышение температуры на каждые 10 °С приводит к увеличению скорости реакции в 2–4 раза (эту величину называют температурным коэффициентом).

Правило Вант-Гоффа является приближённым и применяется лишь для ориентировочной оценки влияния температуры на скорость реакции.

Скорость химической реакции зависит также от участия в ней катализатора.

Нальём в пробирку немного 3 %-го раствора пероксида водорода и подогреем его. Внесём в пробирку тлеющую лучинку — она не вспыхнет, потому что реакция разложения пероксида водорода протекает так медленно, что образующегося небольшого количества кислорода недостаточно, чтобы его обнаружить. Теперь внесём в пробирку немного порошка оксида марганца(IV) MnO_2 и заметим, что началось бурное выделение пузырьков газа — лучинка ярко вспыхивает. Оксид марганца(IV) увеличивает скорость разложения пероксида водорода во много раз. Сам же оксид марганца(IV) по окончании реакции остаётся в таком же количестве, в каком был взят в её начале.

Оксид марганца(IV) является **катализатором** (от лат. *katalysis* — разрушение) разложения перекиси водорода.

Процесс изменения скорости реакций с помощью катализатора называют **катализом**, а реакции, идущие с участием катализатора, — **каталитическими**. При добавлении катализатора в смесь реагентов скорость реакции увеличивается в десятки и сотни раз, но в итоге реакции сами катализаторы остаются неизменными по форме, цвету, объёму, массе.

Катализаторы широко используют в химической промышленности, т. к. они позволяют повысить производительность химических процессов, уменьшить стоимость химической аппаратуры, сделать производство экологически более чистым и экономически выгодным.

Человек издавна наблюдал действие катализаторов брожения при образовании вина и уксуса из виноградного сока или дрожжей при выпечке хлеба.

Биологические катализаторы белковой природы называют *ферментами*; они ускоряют жизненно важные химические реакции в клетках организмов. Ферменты действуют в строго определённом интервале температур и в строго определённой среде.

Помимо катализаторов есть ещё вещества, которые уменьшают скорость химических реакций. Их называют **ингибиторами**.

Итак, мы выяснили, что скорость химической реакции зависит от следующих факторов: природа реагирующих веществ, концентрация, температура, площадь соприкосновения реагирующих веществ (для гетерогенных реакций) и участие катализатора (таблица 11).

Таблица 11. Основные факторы, влияющие на скорость химических реакций

Условия	Примеры
Скорость химической реакции зависит от природы реагирующих веществ	Щелочные металлы литий и калий реагируют с одним и тем же веществом с различной скоростью (в одинаковом состоянии и при равных условиях)
Для веществ в растворённом состоянии и газов скорость химических реакций зависит от их концентрации	В две пробирки помещаем равные объёмы раствора тиосульфата натрия с различной концентрацией. В каждую пробирку добавляем равные объёмы серной кислоты — осадок серы выпадает раньше в той пробирке, где выше концентрация тиосульфата натрия. Горение вещества в чистом кислороде происходит активнее, чем в воздухе, где концентрация кислорода почти в пять раз меньше
При повышении температуры скорость большинства химических реакций увеличивается	Взаимодействие водорода и кислорода при комнатной температуре не происходит; при 500 °C эта реакция протекает за 50 минут, а при 700 °C — мгновенно
Для веществ в твёрдом состоянии скорость химических реакций прямо пропорциональна поверхности реагирующих веществ	Вещества железо и сера в твёрдом состоянии реагируют достаточно быстро лишь при предварительном измельчении и перемешивании

Окончание таблицы 11

Условия	Примеры
Скорость химических реакций зависит от присутствия некоторых веществ, называемых катализаторами	В подогреваемую пробирку с 3 %-м раствором пероксида водорода вносим тлеющую лучинку — она не вспыхивает (водород не выделяется). При добавлении в пробирку небольшого количества оксида марганца(IV) лучинка вспыхивает, выделяется водород

Примеры решения типовых задач



Во сколько раз возрастает скорость химической реакции в соответствии с правилом Вант-Гоффа при повышении температуры на каждые 10°C ?

- Решение. При повышении температуры на каждые 10°C скорость химической реакции возрастает в 2–4 раза в соответствии с правилом Вант-Гоффа.
- Ответ. В 2–4 раза.



Что может увеличить скорость обжига пирита в процессе получения серной кислоты?

- 1) измельчение частиц пирита
 - 2) использование катализатора
 - 3) укрупнение частиц пирита и повышение давления
 - 4) использование катализатора и высокой температуры
 - 5) укрупнение частиц пирита
- Решение. Обжиг пирита — гетерогенная реакция, протекающая в неоднородной среде (твёрдого вещества и газа). Скорость химической реакции определяется площадью поверхности соприкосновения реагирующих веществ. Зависимость скорости реакции от температуры определяется **правилом Вант-Гоффа**, а также зависит от участия в ней катализатора.
 - Ответ. 14.



Выберите реакции, которые с большой скоростью протекают при комнатной температуре.

- 1) окисление железа на воздухе
- 2) разложение хлорида аммония
- 3) нейтрализация кислоты щёлочью

4) взаимодействие оксида кальция и оксида углерода(IV)

5) взаимодействие хлорида бария и серной кислоты

► Решение. С большой скоростью при комнатной температуре протекают химические реакции в водной среде.

► Ответ. 35.

Важно и интересно

Твёрдые катализаторы легко теряют свою активность — отравляются в присутствии определённых веществ, называемых ядами катализаторов. Поэтому применяются промоторы — вещества, повышающие активность катализаторов.

1.4.4. Обратимые и необратимые химические реакции.

Химическое равновесие. Смещение химического равновесия под действием различных факторов

Определения

- **Необратимые реакции** — химические реакции, в результате которых исходные вещества практически полностью превращаются в конечные продукты.
- **Обратимые реакции** — химические реакции, протекающие одновременно в двух противоположных направлениях — прямом и обратном.
- **Химическое равновесие** — состояние химически обратимого процесса, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции.
- **Принцип Ле Шателье:** если изменить одно из условий (температуру, давление или концентрацию веществ), при которых данная система находится в состоянии химического равновесия, то равновесие сместится в направлении, которое препятствует этому изменению.

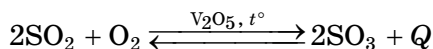
Объяснение и важные примеры

Химическое равновесие. По направлению все химические реакции можно разделить на **необратимые** и **обратимые**. К первым относят сравнительно немного реакций. Это, например, реакции горения или реакции в растворах электролитов, протекающие в полном соответствии с правилом Бертолле.

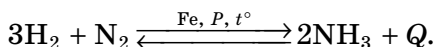
Гораздо более многочисленную группу составляют обратимые реакции.

Среди обратимых реакций, используемых для получения важнейших химических продуктов, можно назвать реакцию синтеза оксида азота(II), которая может служить началом процесса получения азотной кислоты.

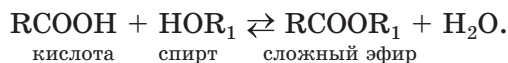
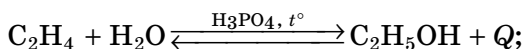
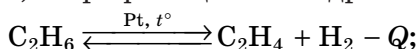
Другими, ещё более значимыми реакциями неорганического синтеза, являются реакции получения оксида серы(VI):



и получения аммиака:



В органической химии обратимые реакции ещё более многочисленны. О многообразии таких реакций говорят хотя бы применяемые термины-антонимы: гидрирование — дегидрирование, гидратация — дегидратация, этерификация — гидролиз:



В обратимых процессах скорость прямой реакции вначале максимальна, а затем уменьшается из-за того, что уменьшаются концентрации исходных веществ, расходуемых на образование продуктов реакции. Наоборот, скорость обратной реакции, минимальная вначале, увеличивается по мере увеличения концентрации продуктов реакции. Наконец, наступает такой момент, когда скорости прямой и обратной реакций становятся равными.

Химическое равновесие является динамичным (подвижным), так как при его наступлении реакция не прекращается, неизменными остаются лишь концентрации компонентов, т. е. за единицу времени образуется такое же количество продуктов реакции, какое превращается в исходные вещества. При постоянных температуре и давлении равновесие обратимой реакции может сохраняться неопределённо долгое время.

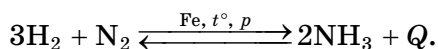
Смещение химического равновесия под действием различных факторов. Принцип Ле Шателье. Состояние химического равновесия можно нарушить, изменяя внешние условия: температуру, концентрацию исходных веществ, давление (если в реакции участвуют или образуются газы).

Изменяя эти условия, можно перевести систему из одного равновесного состояния в другое, отвечающее новым условиям. Такой переход называют **смещением**, или **сдвигом равновесия**.

На производстве обычно заинтересованы в преимущественном протекании прямой реакции (например, в получении аммиака, оксида серы(VI) и оксида азота(II)).

Французский химик Анри Ле Шателье в 1885 г. вывел, а немецкий физик Ф. Браун в 1887 г. обосновал общий закон смещения химического равновесия в зависимости от внешних факторов, который известен под названием **принципа Ле Шателье**.

Этот принцип можно было бы назвать принципом «делай наоборот и добьёшься своего». Рассмотрим, как нужно поступить, чтобы сместить равновесие, если изменить каждое из условий реакции на примере реакции синтеза аммиака:



Дадим характеристику этого процесса.

1. Прямая реакция является реакцией соединения, обратная — разложения.
2. Обе реакции — и прямая, и обратная — протекают в присутствии катализатора.
3. Прямая реакция экзотермическая, обратная — эндотермическая.

Рассмотрим, как применяется принцип Ле Шателье для смещения равновесия реакции синтеза аммиака.

1. **Изменение равновесных концентраций**, которые принято обозначать квадратными скобками [C]. Чтобы сместить равновесие вправо, нужно увеличить концентрации азота и водорода ($[\text{N}_2]$ и $[\text{H}_2]$) и уменьшить концентрацию аммиака $[\text{NH}_3]$, т. е. вывести его из сферы реакции.
2. **Изменение давления**. Синтез аммиака из водорода и азота сопровождается уменьшением давления: из 4 моль исходных веществ образуется всего 2 моль аммиака. При сжатии реакционной смеси равновесие смещается вправо, в сторону образования аммиака.
3. **Охлаждение реакционной смеси** (экзотермическая реакция) смещает равновесие вправо, в направлении реакции синтеза аммиака.

Принцип Ле Шателье помогает подобрать **оптимальные условия** для максимального выхода продукта.

Влияние внешних факторов на реакцию синтеза аммиака

<i>C</i>	Если <i>растёт концентрация</i> одного из реагентов, равновесие смещается в сторону прямой реакции. Если <i>снижается концентрация</i> одного из реагентов, равновесие смещается в сторону обратной реакции
<i>T</i>	Если <i>температура повышается</i> , равновесие смещается в сторону эндотермической реакции. Если <i>температура снижается</i> , равновесие смещается в сторону экзотермической реакции
<i>P</i>	Если <i>давление повышается</i> , равновесие смещается в сторону уменьшения объёма реагирующей системы. Если <i>давление снижается</i> , равновесие смещается в сторону увеличения объёма реагирующей системы

Примеры решения типовых задач



Выберите обратимую реакцию.

- 1) $\text{Cu}(\text{OH})_2 = \text{CuO}\downarrow + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{CO} + \text{Cl}_2 = \text{COCl}_2$
- 3) $4\text{FeS} + 7\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 4\text{SO}_2$
- 4) $\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \text{AgCl}\downarrow + \text{HNO}_3$

► Решение. 1) Необратимая реакция, образовался осадок $\text{CuO}\downarrow$; 2) обратимая реакция соединения; 3) необратимая реакция, горение; 4) необратимая реакция, осадок $\text{AgCl}\downarrow$.

► Ответ. 2.



Укажите признаки необратимых реакций.

- 1) выделение теплоты
- 2) однородность среды
- 3) образование газообразного продукта
- 4) образование осадка
- 5) изменение степени окисления

► Решение. Необратимых реакций сравнительно немного. Например, реакции горения или реакции в растворах электролитов, протекающих в соответствии с правилом Бертолле (реакции обмена, протекающие в растворах до конца только в том случае, если в результате образуются осадок, газ или вода).

► Ответ. 34.

ЕГЭ

Установите соответствие внешних факторов на положение химического равновесия в системе $\text{H}_2 + \text{I}_2 \rightleftharpoons 2\text{HI} + Q$.

**ВЛИЯЮЩИЕ
ФАКТОРЫ**

- А) уменьшение температуры
- Б) увеличение давления
- В) увеличение концентрации H_2
- Г) увеличение концентрации HI

**НАПРАВЛЕНИЕ СМЕЩЕНИЯ
РАВНОВЕСИЯ**

- 1) в сторону прямой реакции
- 2) не смещается
- 3) смещается в сторону увеличения воздействия на систему
- 4) в сторону обратной реакции
- 5) в сторону разложения конечного продукта

► Решение. А) понижение температуры смещает равновесие в сторону продуктов реакции; Б) увеличение давления не смещает равновесия, т. к. объём исходных газов H_2 и I_2 равен объёму продуктов: $1V(\text{H}_2) + 1V(\text{I}_2) = 2V(\text{HI})$; в) повышение концентрации H_2 смещает равновесие в сторону продуктов реакции; Г) увеличение концентрации HI смещает равновесие в сторону исходных веществ.

► Ответ.

А	Б	В	Г
1	2	1	4

Важно и интересно

Анри Ле Шателье (1850–1936) — французский физик и химик, металлург. Изучал термодинамику равновесных процессов, металлические сплавы, сконструировал металлографический микроскоп.

1.4.5. Электролитическая диссоциация электролитов в водных растворах. Сильные и слабые электролиты

Определения

- **Электролиты** — вещества, растворы которых проводят электрический ток.
- **Неэлектролиты** — вещества, растворы которых не проводят электрический ток.
- **Электролитическая диссоциация** — процесс распада электролита на ионы.

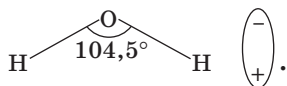
Объяснение и важные примеры

Почему же растворы электролитов проводят электрический ток?

Шведский учёный Сванте Аррениус в 1877 г. пришёл к выводу, что причиной электропроводности является наличие в растворе ионов, которые образуются при растворении электролита в воде.

С. Аррениус придерживался физической теории растворов, не учитывая взаимодействие электролита с водой. В отличие от него, русские химики И. А. Каблуков и В. А. Кистяковский применили к объяснению электролитической диссоциации химическую теорию Д. И. Менделеева и доказали, что при растворении электролита происходит химическое взаимодействие растворённого вещества с водой, которое приводит к образованию гидратов, а затем они диссоциируют на ионы.

Молекулы воды представляют собой **диполи** (имеют два полюса), т. к. атомы водорода расположены под углом $104,5^\circ$, благодаря чему молекула имеет угловую форму. Молекула воды схематически представлена ниже:



Как правило, легче всего диссоциируют вещества с ионной связью и, соответственно, с ионной кристаллической решёткой. При их растворении диполи воды концентрируются противоположно заряженными концами вокруг положительных и отрицательных ионов электролита. Между ионами электролита и диполями воды возникают силы взаимного притяжения. В результате химическая связь между ионами ослабевает, и происходит переход ионов из кристалла в раствор (рис. 15).

Рассмотрим схему электролитической диссоциации хлорида натрия на гидратированные ионы.

Последовательность процессов, происходящих при диссоциации веществ с ионной связью (солей и щелочей), будет такой:

- 1) ориентация молекул-диполей воды около ионов кристалла;
- 2) гидратация (взаимодействие молекул воды с противоположно заряженными ионами поверхностного слоя кристалла);
- 3) диссоциация (распад) кристалла электролита на гидратированные ионы.

Упрощённо происходящие процессы можно отразить с помощью уравнения:



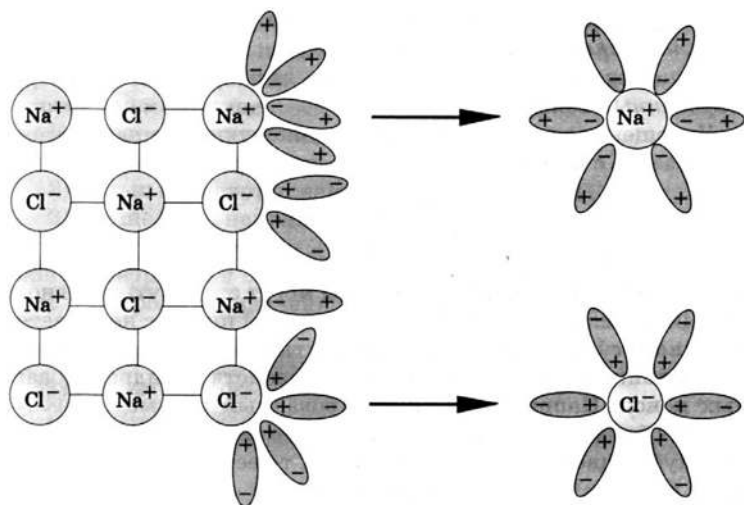


Рис. 15. Схема электролитической диссоциации хлорида натрия на гидратированные ионы

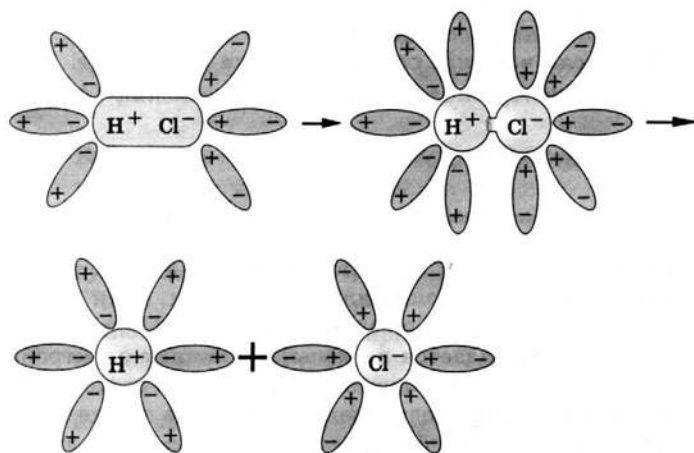


Рис. 16. Схема электролитической диссоциации полярной молекулы хлороводорода на гидратированные ионы

Аналогично диссоциируют и электролиты, в молекулах которых — ковалентная полярная связь, например молекулы хлороводорода HCl (рис. 16), только в этом случае под влиянием диполей воды происходит превращение ковалентной полярной связи в ионную, и последовательность процессов, происходящих при этом, будет такова:

- 1) ориентация молекул воды вокруг полюсов молекулы электролита;
- 2) гидратация (взаимодействие молекул воды с молекулами электролита);

- 3) ионизация молекул электролита (превращение ковалентной полярной связи в ионную);
- 4) диссоциация (распад) молекул электролита на гидратированные ионы.

Уравнение диссоциации соляной кислоты:



Следует учитывать, что в растворах электролитов хаотически движущиеся гидратированные ионы могут столкнуться и вновь объединиться между собой. Этот обратный процесс называют **ассоциацией**.

Свойства гидратированных ионов отличаются от свойств негидратированных ионов. Например, негидратированный ион меди Cu^{2+} — белый в безводных кристаллах сульфата меди(II) CuSO_4 и имеет голубой цвет, когда гидратирован, т. е. связан с молекулами воды $\text{Cu}^{2+} \cdot n\text{H}_2\text{O}$. Гидратированные ионы имеют как постоянное, так и переменное число молекул воды.

Сильные и слабые электролиты. Степень диссоциации (α) — отношение числа частиц, распавшихся на ионы (N_d), к общему числу растворённых частиц (N_p):

$$\alpha = \frac{N_d}{N_p}.$$

Степень диссоциации электролита определяют опытным путём и выражают в долях или процентах. Если $\alpha = 0$, то диссоциация отсутствует, а если $\alpha = 1$, или 100 %, то электролит полностью распадается на ионы. Электролиты имеют различную степень диссоциации, т. е. степень диссоциации зависит от природы электролита. Она также зависит и от концентрации: с разбавлением раствора степень диссоциации увеличивается.

По степени диссоциации электролиты разделяют на сильные и слабые.

Сильные электролиты при растворении в воде практически полностью диссоциируют на ионы. У таких электролитов значение степени диссоциации стремится к единице.

Слабые электролиты при растворении в воде почти не диссоциируют на ионы. У таких электролитов значение степени диссоциации стремится к нулю.

Если $\alpha > 0,3$ (30 %), то электролит сильный; если $\alpha < 0,03$ (3 %), то электролит слабый; если $0,03$ (3 %) $< \alpha < 0,3$ (30 %), то электролит средней силы (таблица 12).

Таблица 12. Классификация электролитов по степени диссоциации

Слабые электролиты	Электролиты средней силы	Сильные электролиты
• вода; • соли тяжёлых металлов; • нерастворимые основания; • кислоты H_2S, H_2SiO_3, HNO_2, H_2CO_3, CH_3COOH, другие органические кислоты	• H_2SO_3; • H_3PO_4	• почти все соли; • щёлочи; • кислоты HClO_4, H_2SO_4, HNO_3, HCl, HI, HBr

Основные положения теории электролитической диссоциации:

1. При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на ионы — положительные и отрицательные.
2. **Ионы** — заряженные частицы, в которые превращаются атомы или группы атомов в результате отдачи или присоединения электронов.
3. Причиной диссоциации электролита в водном растворе является его **гидратация**, т. е. взаимодействие электролита с молекулами воды и разрыв химической связи в нем.
4. Под действием электрического тока положительно заряженные ионы движутся к отрицательному полюсу источника тока — катоду, поэтому их называют **катионами**, а отрицательно заряженные ионы движутся к положительно заряженному полюсу источника тока — аноду, поэтому их называют **анионами**.
5. Электролитическая диссоциация — процесс, обратимый для слабых электролитов.
6. Не все электролиты в одинаковой мере диссоциируют на ионы.
7. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.

Ионы — одна из форм существования химического элемента. Свойства ионов совершенно не похожи на свойства атомов, которые их образовали. Например, атомы металла натрия Na^0 энергично взаимодействуют с водой, образуя при этом щёлочь (NaOH) и водород H_2 , в то время как ионы Na^+ таких продуктов не образуют. Хлор Cl_2 имеет жёлто-зелёный цвет и резкий запах, ядовит, а ионы хлора Cl^- — бесцветны, не ядовиты, лишены запаха.

Слово «ион» в переводе с греческого означает «странствующий». В растворах ионы беспорядочно передвигаются в различных направлениях («странствуют»).

По составу ионы делят на **простые** (Cl^- , Na^+ и др.) и **сложные** (NH_4^+ , SO_4^{2-} и др.).

По наличию водной оболочки ионы делят на **гидратированные** (в растворах или кристаллогидратах) и **негидратированные** (в безводных солях).

Существует ещё одна классификация ионов — по знаку их заряда. Сумма зарядов катионов (H^+ , Na^+ , NH_4^+ , Cu^{2+}) равна сумме зарядов анионов (Cl^- , OH^- , SO_4^{2-}), вследствие чего эти растворы **электронейтральны**.

Наряду с процессом диссоциации (распад электролита на ионы) протекает и обратный процесс — **ассоциация** (соединение ионов). Поэтому в уравнениях электролитической диссоциации ставят знак обратимости, например:



По степени диссоциации электролиты делят на **сильные** и **слабые**.

По характеру образующихся при диссоциации ионов различают три типа электролитов: **кислоты**, **основания** и **соли**.

Кислотами называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы водорода и анионы кислотного остатка:



У многоосновных кислот протекает многоступенчатая диссоциация:

1-я ступень — образование дигидрофосфат-ионов:

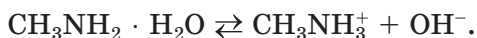


2-я ступень — образование гидрофосфат-ионов:



До третьей ступени диссоциация при обычных условиях не происходит.

Основаниями называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла и анионы гидроксогруппы OH^- :



Гидроксид кальция $\text{Ca}(\text{OH})_2$ диссоциирует ступенчато:



Солями называют электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла (или аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков:



В отличие от многоосновных кислот и оснований, такие соли как K_2SO_4 , $\text{Al}_2(\text{SO}_4)_3$ и т. д., диссоциируют сразу полностью:



Примеры решения типовых задач



Определите, какие частицы всегда находятся в водных растворах солей.

- 1) только ионы металлов
- 2) только кислотные остатки
- 3) гидроксогруппы
- 4) катионы и кислотные остатки

► Решение. В водных растворах соли диссоциируют:



и образуют катионы металла (Mg^{2+}) и кислотные остатки (NO_3^-) от кислоты HNO_3 — азотной.

► Ответ. 4.



Выберите две пары ионов, которые не могут существовать одновременно в водном растворе.

- 1) Ca^{2+} и NO_3^-
- 2) Ca^{2+} и Cl^-
- 3) Ca^{2+} и CO_3^{2-}
- 4) Ca^{2+} и Br^-
- 5) Ca^{2+} и PO_4^{3-}

► Решение. 1) $\text{Ca}^{2+} + 2\text{NO}_3^- \rightleftharpoons \text{Ca}(\text{NO}_3)_2$; 2) $\text{Ca}^{2+} + 2\text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{CaCl}_2$;

3) $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3\downarrow$; 4) $\text{Ca}^{2+} + 2\text{Br}^- \rightleftharpoons \text{CaBr}_2$;

5) $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow$.

Из образовавшихся солей кальция не растворяются в воде и выпадают в осадок $\text{CaCO}_3\downarrow$ и $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2\downarrow$.

► Ответ. 35.



Установите соответствие приведённых систем и состояния частиц растворённого вещества.

СИСТЕМА

ЧАСТИЦЫ РАСТВОРЁННОГО
ВЕЩЕСТВА В СИСТЕМЕ

А) H_2O и KCl

1) молекулы

Б) H_2O и CH_3OH

2) ионы

В) H_2O и CH_3COOH

3) молекулы и ионы

Г) H_2O и SiO_2

4) атомы

5) кристаллы

► Решение. А) В растворе происходит диссоциация соли:

$\text{KCl} \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{Cl}^-$ (ионы);

Б) спирт и вода смешиваются в любых соотношениях (молекулы);

В) уксусная кислота — слабый электролит, диссоциирует частично: $\text{CH}_3\text{COOH} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COO}^- + \text{H}^+$ (молекулы и ионы);

Г) оксид кремния не растворяется в воде (кристаллы).

► Ответ.

А	Б	В	Г
2	1	3	5

1.4.6. Реакции ионного обмена

Определения

► **Ионные реакции** (реакции ионного обмена) — реакции между ионами.

► **Ионные уравнения** — уравнения ионных реакций.

Объяснение и важные примеры

Суть реакций состоит в соединении ионов слабых электролитов.

Для реакций ионного обмена между растворами электролитов можно записать **молекулярное, полное ионное и сокращённое ионное уравнения** реакции.

Реакции ионного обмена в водных растворах могут протекать:

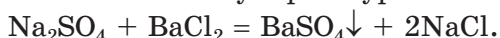
1) необратимо до конца;

2) обратимо, т. е. одновременно в двух противоположных направлениях.

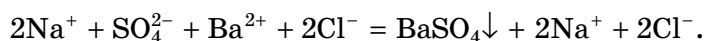
Реакции обмена между сильными электролитами в растворах протекают до конца, или практически необратимы, когда ионы, соединяясь друг с другом, образуют вещества:

- а) нерастворимые;
- б) малодиссоциирующие (слабые электролиты);
- в) газообразные.

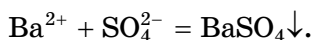
Запишем молекулярное уравнение реакции ионного обмена:



Перепишем это уравнение, изобразив сильные электролиты в виде ионов, а уходящие из реакции — в виде молекул:

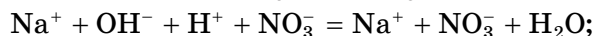
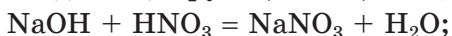


Это **полное ионное уравнение реакции**. Если исключить из обеих частей равенства одинаковые ионы, т. е. ионы, не участвующие в реакции, то получим **сокращённое ионное уравнение**:



Это уравнение показывает, какие ионы реагируют, какое вещество образуется, т. е. характеризует сущность химической реакции. Реакция необратимая, т. к. один её продукт — нерастворимое вещество.

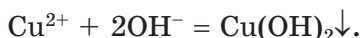
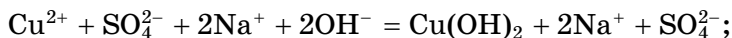
Реакции ионного обмена протекают до конца и в тех случаях, когда образуется малодиссоциирующее вещество, например вода:



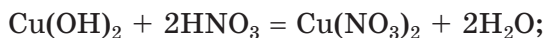
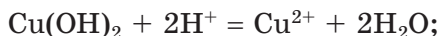
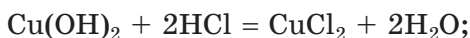
Взаимодействие сильной кислоты и щёлочи сводится к взаимодействию ионов H^+ и ионов OH^- , в результате которого образуется малодиссоциирующее вещество — вода.

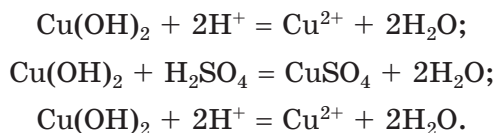
Реакцию взаимодействия сильной кислоты со щёлочью называют **реакцией нейтрализации**. Это частный случай реакции обмена.

Подобная реакция обмена может протекать и между кислотами и нерастворимыми основаниями:

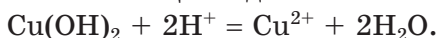


Разделив полученный осадок на три части, прильём к одной части раствор соляной кислоты, к другой — раствор азотной кислоты, к третьей — раствор серной кислоты. Во всех случаях осадок растворится:





Во всех случаях прошла химическая реакция, суть которой отражена с помощью одного и того же ионного уравнения:



Рассмотрим ионные реакции, которые протекают с образованием газа:



$2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + 2\text{H}^+ + 2\text{Cl}^- = 2\text{Na}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ (полное ионное уравнение);



Подведём итоги. Реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами, и потому их изображают в виде ионных уравнений.

Реакции ионного обмена в растворах электролитов протекают практически необратимо только в том случае, если в результате образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество (например, вода).

Примеры решения типовых задач

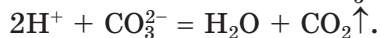
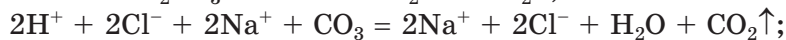


Сокращённое ионное уравнение $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$ соответствует взаимодействию веществ

- 1) H_2S и $\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{p-p})}$
- 2) HNO_3 и CaCO_3
- 3) HCl и $\text{Na}_2\text{CO}_{3(\text{p-p})}$
- 4) H_2SO_4 и CO_2

► Решение. Ищем среди реагирующих веществ пару, в которой есть катион водорода (H^+) и анион (CO_3^{2-}). Это случаи 1) и 3). В первом случае сероводородная кислота слабая и полностью не диссоциирует в водном растворе; в третьем случае — соляная кислота сильная, диссоциирует полностью.

Проверяем уравнением:



► Ответ. 3.

ОГЭ

Реакция ионного обмена протекает до конца в результате образования газа при сливании растворов

- 1) гидроксида калия и соляной кислоты
- 2) хлорида калия и нитрата натрия
- 3) карбоната натрия и серной кислоты
- 4) сульфата железа(III) и азотной кислоты
- 5) хлорида аммония и гидроксида натрия

► Решение. Напишем реакции:

- 1) $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$;
- 2) $\text{KCl} + \text{NaNO}_3 = \text{KNO}_3 + \text{NaCl}$;
- 3) $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$;
- 4) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{HNO}_3 = 2\text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{SO}_4$;
- 5) $\text{NH}_4\text{Cl} + \text{NaOH} = \text{NaCl} + \text{NH}_3\uparrow + \text{H}_2\text{O}$.

В результате реакции 3) образовался газ CO_2 , а в 5) — газ аммиак NH_3 .

► Ответ. 35.

ЕГЭ

Сокращённое ионное уравнение



отвечает двум реакциям карбоната кальция с

- 1) соляной кислотой
- 2) гидроксидом натрия
- 3) кремниевой кислотой
- 4) гидроксидом алюминия
- 5) серной кислотой

► Решение. 1) $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2$;

2) $\text{CaCO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3$;

3) H_2SiO_3 — твёрдое вещество;

4) $\text{Al}(\text{OH})_3$ — нерастворимое вещество;

5) $\text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CaSO}_4 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

► Ответ. 15.

Важно и интересно

В Алжире существует чернильное озеро. В него впадают две реки: вода одной приносит много растворённых солей железа, а вода другой — гуминовые вещества, которые образуются в почве вследствие разложения растительных остатков. Смешиваясь, эти вещества образуют чернила.

Есть озёра с молочно-белой (на Курилах, в Индонезии) и голубой (в Индонезии) водой, что обусловлено содержанием в ней хлороводородной и серной кислот разной концентрации. Красные озёра в Индонезии обязаны своим цветом ионам железа.

Ионы серебра в малых дозах обеззараживают воду.

1.4.7. Гидролиз солей. Среда водных растворов: кислая, нейтральная, щелочная

Определения

► **Гидролиз** — реакции обменного взаимодействия веществ с водой, приводящие к их разложению. По направлению реакции гидролиза можно разделить на **обратимые** и **необратимые**.

Объяснение и важные примеры

Если посмотреть на таблицу растворимости гидроксидов и солей в воде, то можно заметить, что некоторые вещества разлагаются водой, т.е. подвергаются необратимому гидролизу. Чаще всего такими солями являются соли, образованные слабым нерастворимым основанием и слабой летучей кислотой. Например, сульфид алюминия существует только в сухом виде, так как в растворе полностью гидролизуется:



Гидролизу подвергаются многие бинарные (двухэлементные) соединения — фосфиды, нитриды, силициды, гидриды и т. д., например:



Необратимый гидролиз используют для получения ацетилена из карбида кальция:

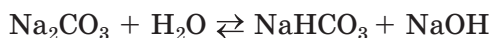


Гораздо более значим и многообразен обратимый гидролиз.

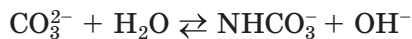
Можно выделить четыре типа растворимых солей в зависимости от силы образующих соль кислоты и основания.

Обратимый гидролиз *соли сильного основания (щёлочи) и слабой кислоты* (H_2S , H_2CO_3 , HCN , H_2SO_3 , CH_3COOH).

В результате такого гидролиза образуются кислая соль и щёлочь:



или



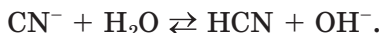
Такой гидролиз называют **гидролизом по аниону**. Ион, который обуславливает среду раствора, — гидроксид-анион OH^- , поэтому среда при растворении карбоната в воде будет *щелочная*. Фенолфталеин покажет это, изменив цвет на малиновый.

Кислые соли как продукт гидролиза по аниону получают в том случае, если исходная соль образована многоосновной кислотой.

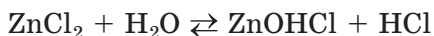
В случае когда соль образована одноосновной кислотой, в результате гидролиза получаются щелочь и кислота:



или



Гидролиз соли *слабого основания* (нерастворимого в воде гидроксида металла, аммиака или амина) и *сильной кислоты* (HCl, HNO₃, H₂SO₄, HClO₄, HBr, HI) приводит к образованию сильной кислоты и основной соли:



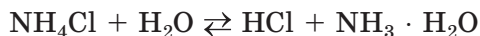
или



Такой гидролиз называют **гидролизом по катиону**. Ион, который обуславливает среду раствора, — катион водорода H⁺, а среда полученного раствора будет *кислой*.

Основные соли как продукт гидролиза по катиону получаются в том случае, если исходная соль образована многокислотным основанием.

Если исходная соль образована однокислотным основанием, в результате гидролиза образуются кислота и основание. Рассмотрим гидролиз хлорида аммония:



или



Гидролиз соли *сильного основания* и *сильной кислоты*, как правило, не происходит, и, соответственно, среда раствора будет *нейтральной*. Не гидролизуются хлориды, нитраты, сульфаты щелочных металлов.

Для лучшего запоминания процесса гидролиза рассмотрим схему 1.

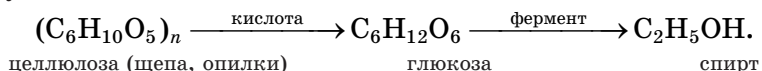
Схема 1. Гидролиз

Соль, в которой содержится	анион слабой кислоты	гидролиз по аниону, среда щелочная (накапливается анион OH ⁻)
	катион слабого основания	гидролиз по катиону, среда кислая (накапливается катион H ⁺)
	анион и катион от слабых основания и кислоты	гидролиз необратимый по катиону и аниону
	анион и катион от сильных основания и кислоты	гидролиз невозможен, среда нейтральная

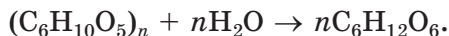
Рассмотрим два примера гидролиза органических веществ, которые имеют важное практическое значение.

Получение гидролизного спирта

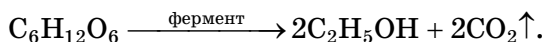
Название этого промышленного продукта обусловлено способом его получения.



Отходы деревообрабатывающей промышленности (щепа, опилки) содержат целлюлозу, которую подвергают гидролизу (с участием серной кислоты в качестве катализатора):

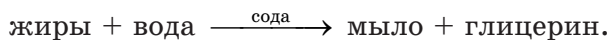


Полученную в результате гидролиза глюкозу под действием ферментов перерабатывают в спирт:



Такие же химические процессы лежат в основе получения пищевого (питьевого) этилового спирта, только в качестве сырья используется глюкоза, образовавшаяся в результате гидролиза крахмала.

Получение мыла. Низкосортные жиры, или жиры, малопригодные в пищу (например, пальмовое масло), подвергают щелочному гидролизу. Получившиеся при этом жирные карбоновые кислоты связываются щёлочью или содой в мыло, смещая тем самым равновесие обратимого процесса вправо:



Ещё более важное значение имеют процессы гидролиза для обменных процессов, которые лежат в основе жизнедеятельности живых организмов.

Поступающие в организм с пищей белки, жиры, углеводы подвергаются в пищеварительном тракте ферментативному гидролизу с образованием аминокислот, глицерина и жирных кислот, глюкозы. Из этих «кирпичиков» организм в ходе пластического обмена строит свои собственные белки, жиры и углеводы. Эти процессы эндотермические и требуют значительного количества энергии, обмен которой играет немаловажную роль в обмене веществ.

Примеры решения типовых задач



В водном растворе какой соли среда щелочная?

- 1) иодид калия KI
- 2) ацетат кальция $\text{Ca}(\text{CH}_3\text{COO})_2$
- 3) сульфат цинка ZnSO_4
- 4) нитрат магния $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$

- Решение. 1) KI — в соли катион и анион от сильного основания и сильной кислоты — среда нейтральная; 2) $Ca(CH_3COO)_2$ — катион от сильного основания, анион от слабой кислоты — среда щелочная; 3) $ZnSO_4$ — катион от слабого основания, анион от сильной кислоты — среда кислая; 4) $Mg(NO_3)_2$ — катион от слабого основания, анион от сильной кислоты — среда кислая.
- Ответ. 2.

ОГЭ

Установите соответствие между формулой соли и типом её гидролиза.

ФОРМУЛА СОЛИ	ТИП ГИДРОЛИЗА
А) $Al(CH_3COO)_3$	1) по катиону
Б) K_2CO_3	2) по аниону
В) Na_2SO_4	3) по катиону и аниону
Г) $FeCl_3$	4) не гидролизуется
	5) сначала по аниону, а потом по катиону

- Решение.
- А) В соли содержатся анион и катион от слабых основания и кислоты. Гидролиз по катиону и аниону.
- Б) В соли содержится анион слабой кислоты. Гидролиз по аниону.
- В) В соли содержатся анион и катион от сильных основания и кислоты. Не гидролизуется.
- Г) В соли содержится катион слабого основания. Гидролиз по катиону.

► Ответ.

А	Б	В	Г
3	2	4	1

ЕГЭ

Выберите две пары солей, которые в растворе имеют кислую реакцию.

- 1) $Pb(NO_3)_2$ и $NaCl$
 - 2) $CuSO_4$ и K_2CO_3
 - 3) $FeBr_3$ и $(NH_4)_2SO_4$
 - 4) Na_2S и $CaCl_2$
 - 5) $CuCl_2$ и $Al_2(SO_4)_3$
- Решение. Среда: 1) кислая и нейтральная; 2) кислая и щелочная; 3) кислая и кислая; 4) щелочная и нейтральная; 5) кислая и кислая.
- Ответ. 35.

Важно и интересно

Биологическая роль гидролиза некоторых солей, входящих в состав нашего организма, неоченима. Например, в крови содержатся соли гидрокарбонат и гидрофосфат натрия. Их роль заключается в поддержании определённой реакции среды. Это происходит за счёт смещения равновесия процессов гидролиза:



Если в крови избыток ионов H^+ , они связываются с гидроксид-ионами OH^- , и равновесие смещается вправо. При избытке гидроксид-ионов OH^- равновесие смещается влево. Благодаря этому кислотность крови здорового человека колеблется незначительно.

1.4.8. Реакции окислительно-восстановительные. Коррозия металлов и способы защиты от неё

Определения

- ▶ **Окислительно-восстановительные реакции** — реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, образующих вещества, участвующие в реакции.
- ▶ **Восстановители** — элементы или вещества, отдающие электроны. В ходе реакции они **окисляются**.
- ▶ **Окислители** — элементы или вещества, принимающие электроны. В ходе реакции они **восстанавливаются**.
- ▶ **Коррозия** — процесс самопроизвольного разрушения металлов и сплавов под влиянием окружающей среды. По химической природе это **окислительно-восстановительный процесс**.

Объяснение и важные примеры

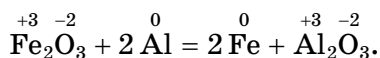
К окислительно-восстановительным реакциям (ОВР) относятся все реакции замещения, а также те реакции соединения и разложения, в которых участвует хотя бы одно простое вещество.

Рассмотрим примеры окислительно-восстановительных реакций с участием неорганических и органических веществ.

В качестве первой реакции возьмём практически важную реакцию алюминотермии:

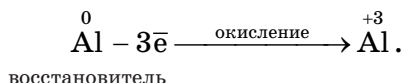


Обозначим степени окисления всех веществ:



Как видно из уравнения, два элемента — железо и алюминий — изменили свои степени окисления. Что с ними произошло?

Алюминий из нейтрального атома превратился в условный ион в степени окисления +3, т. к. отдал три электрона:



Условный ион железа в степени окисления +3 получил три электрона и превратился в нейтральный атом:



Процессы, происходящие в рассмотренном примере, можно представить в виде схемы:

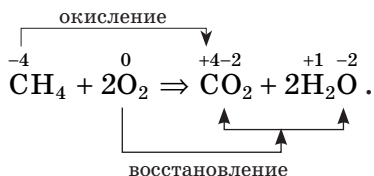


Понятие об окислительно-восстановительных реакциях универсально, т. е. оно справедливо не только для неорганической, но и для органической химии. Химики-органики употребляют аналогичные выражения, например, для альдегидов: «они восстанавливаются в спирты» или «они окисляются в кислоты».

Рассмотрим окислительно-восстановительную реакцию горения метана:



Этот процесс можно представить в виде схемы:



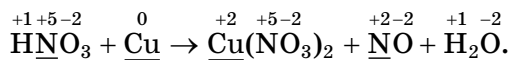
Наиболее сильными восстановителями являются металлы, водород, оксид углерода(II), углерод, сероводород, аммиак и др.

Наиболее сильными окислителями являются фтор, кислород, озон, галогены, азотная и серная кислоты, перманганат калия и др.

В окислительно-восстановительных реакциях соблюдается **электронный баланс**: число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, принимаемых окислителем.

Алгоритм составления уравнения сложной окислительно-восстановительной реакции с помощью метода электронного баланса следующий.

1. Записываем молекулярное уравнение с указанием степеней окисления и подчёркиваем знаки химических элементов, изменивших свои степени окисления:

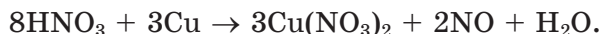


2. Составляем электронные уравнения:



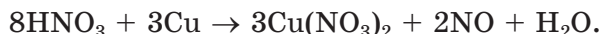
3. Записываем коэффициент 3 перед $\overset{0}{\text{Cu}}$ и перед формулой нитрата меди(II), в котором $\overset{+2}{\text{Cu}}$, поскольку с такими значениями степеней окисления медь встречается один раз.

Коэффициент 2 записываем перед формулой вещества с $\overset{+2}{\text{N}}$, так как это значение встречается только один раз, а вот перед HNO_3 коэффициент 2 не записываем, так как $\overset{+5}{\text{N}}$ встречается ещё раз в формуле $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Запись примет вид:

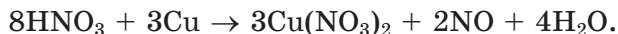


4. Теперь уравниваем число атомов азота. После реакции оно равно $3 \cdot 2 = 6$ из $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и 2 атома из 2NO , всего — 8.

Перед HNO_3 записываем коэффициент 8:



5. Уравниваем число атомов водорода:



6. Проверяем правильность расстановки коэффициентов, подсчитав число атомов кислорода до и после реакции: до реакции — 24 атома и после реакции — 24. Заменяем стрелку на знак равенства и записываем реакцию:



Коррозия металлов и защита от неё. Коррозией называют самопроизвольное разрушение металлов под влиянием окружающей среды.

Разрушению подвергаются практически все металлы, в результате чего их свойства ухудшаются: уменьшаются прочность, пластичность и блеск, снижается электропроводность, возрастает трение между движущимися деталями машин, изменяются размеры деталей и др.

Ежегодно из-за коррозии теряется около четверти всего произведённого в мире железа. Очень дорого обходится и порча изготовленных изделий из металлов. Затраты на ремонт и замену деталей судов, автомобилей, аппаратуры химических производств, приборов и коммуникаций во много раз превышают стоимость металла, из которого они изготовлены.

Коррозия вызывает серьёзные экологические проблемы. Утечка газа, нефти и других химических продуктов из разрушенных коррозией трубопроводов приводит к загрязнению окружающей среды, что отрицательно влияет на здоровье и жизнь людей. Затраты на возмещение потерь, связанных с коррозией составляют 30 % годового производства металлов во всём мире.

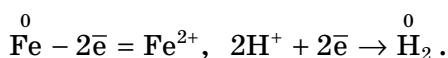
Чаще всего коррозии подвергаются изделия из железа; металл корродирует во влажном воздухе и воде. Упрощённо этот процесс можно выразить уравнением химической реакции:



Наиболее часто встречающиеся виды коррозии: химическая и электрохимическая.

Химическая коррозия происходит в непроводящей электрический ток среде. Она проявляется, когда металл взаимодействует с сухими газами или жидкостями-неэлектролитами (бензин, керосин). Большинство металлов при окислении воздухом образуют на поверхности оксидные плёнки, которые защищают их. Такие плёнки появляются у Zn, Al, Cr, Ni, Pb, Sn, Ta и др. У железа плёнка рыхлая, пористая, легко отделяется от поверхности и не способна защитить металл от дальнейшего разрушения.

Электрохимическая коррозия происходит в токопроводящей среде. Металлы и сплавы обычно неоднородны, содержат примеси. При контакте с электролитами одни участки поверхности начинают выполнять роль анода (отдают электроны), другие — катода (принимают электроны):



Железо окисляется и растворяется, т. к. является более активным металлом.

Катионы водорода и растворённый кислород — важнейшие окислители, вызывающие электрохимическую коррозию.

Скорость коррозии тем больше, чем сильнее отличаются металлы (металл и примеси) по своей активности (для металлов — чем дальше друг от друга они расположены в ряду напряжений). Значительно усиливается коррозия при увеличении температуры.

Электролитом может служить морская или речная вода, конденсированная вода и электролиты — растворы солей, кислот, щелочей.

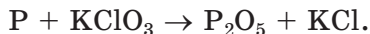
При проектировании металлических конструкций и их изготовлении предусматривают меры защиты от коррозии. В таблице 13 приведены некоторые способы защиты металлов от коррозии.

Таблица 13. Защита металлов от коррозии

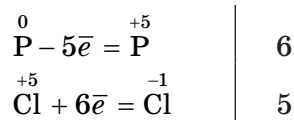
Способы защиты	Примеры
Защитные поверхностные покрытия	• неметаллические — лаки, краски, эмали, неокисляющиеся масла; • химические — искусственно создаваемые плёнки: оксидные, силицидные, полимерные и т. д.; • металлические — хромирование, никелирование, цинкование, лужение и т. д.
Создание сплавов с антикоррозийными свойствами	• легирование металлов (добавки хрома, никеля, алюминия, вольфрама и т. д.)
Электрохимические способы	• протекторная (анодная) защита — соединение защищаемой конструкции с куском более активного металла (протектора), который в процессе коррозии является анодом и разрушается; • электрозащита (катодная) — подключение изделия из металла к катоду внешнего источника тока, что исключает возможность его анодного разрушения
Изменение состава среды	• введение в электролит ингибиторов — веществ, замедляющих коррозию; • деаэрация — удаление растворённого в воде кислорода

Примеры решения типовых задач

Подберите коэффициенты в уравнении реакции:



► Решение. $\overset{0}{\text{P}} + \overset{+1}{\text{K}}\overset{+5}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}_3} \rightarrow \overset{+5}{\text{P}_2}\overset{-2}{\text{O}_5} + \overset{+1}{\text{K}}\overset{-1}{\text{Cl}}.$



► Ответ. $6\text{P} + 5\text{KClO}_3 = 3\text{P}_2\text{O}_5 + 5\text{KCl}.$



В каких соединениях серы проявляет только восстановительные и только окислительные свойства?

- 1) H_2SO_4
- 2) H_2S
- 3) Na_2SO_3
- 4) S

► Решение. Определим степени окисления серы в веществах:

$\overset{+6}{\text{H}_2}\overset{-2}{\text{SO}_4}$, $\overset{-2}{\text{H}_2}\text{S}$, $\overset{+4}{\text{Na}_2}\overset{+4}{\text{SO}_3}$, $\overset{0}{\text{S}}$. Элемент в максимальной степени окисления проявляет только окислительные свойства. Элемент в минимальной степени окисления проявляет только восстановительные свойства. Вещество, содержащее элемент в степени окисления, промежуточной между минимальным и максимальным значениями, проявляет окислительно-восстановительную двойственность. Сера в сероводороде $\overset{-2}{\text{H}_2}\text{S}$ имеет минимальную с. о., равную -2 , и проявляет только восстановительные свойства, в серной кислоте $\text{H}_2\overset{+6}{\text{SO}_4}$ сера имеет максимальную с. о. $+6$ и проявляет только окислительные свойства.

► Ответ. 12.



Какие повреждения металла относят к электрохимической коррозии?

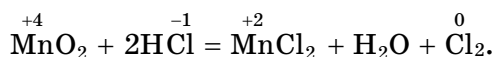
- 1) окисление металла при электросварке
- 2) окисление стенок цистерн с сернистой кислотой
- 3) окисление днища морских судов
- 4) внутренние повреждения в канализационных трубах
- 5) внутренние повреждения в трубах газопроводов

- Решение. Электрохимическая коррозия — окислительно-восстановительная реакция, происходящая в средах, проводящих ток (в отличие от химической коррозии). Процесс происходит при соприкосновении двух металлов или на поверхности металла, содержащего включения. Катионы водорода и растворённый кислород — важнейшие окислители, вызывающие электрохимическую коррозию. Электролитами служат вода речная и морская, влага, растворы электролитов.
- Ответ. 45.

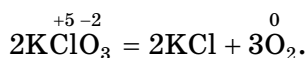
Важно и интересно

Суть процессов окисления и восстановления как отдача и присоединение электронов впервые было определено академиком Л. В. Писаржевским (1874–1938).

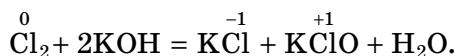
Межмолекулярные реакции — окислитель и восстановитель находятся в разных веществах:



Внутримолекулярные реакции — окислитель и восстановитель (атомы разных элементов) входят в состав одного вещества:



Реакции диспропорционирования — атом одного элемента, который находится в одном веществе, является и окислителем, и восстановителем:



1.4.9. Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей, кислот)

Определение

- **Электролиз** — окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита. Самым сильным окислителем является электрический ток. В процессе электролиза за счёт электрической энергии осуществляется химическая реакция, которая самопроизвольно происходить не может.

Схема 2. Катодные процессы

Li, K, Ca, Na, Mg, Al Li^+ , K^+ , Ca^{2+} , Na^+ , Mg^{2+} , Al^{3+}	Восстанавливается вода: $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$; Me^{n+} не восстанавливается	$+n\bar{e}$  Усиление окислительных свойств катионов (способность принимать электроны)
Mn, Zn, Fe, Ni, Sn, Pb Mn^{2+} , Zn^{2+} , Fe^{2+} , Ni^{2+} , Sn^{2+} , Pb^{2+}	Восстанавливаются катионы металла и вода: $\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}^0$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-$	
H_2 2H^+		
Cu, Hg, Ag, Pt, Au Cu^{2+} , Hg^{2+} , Ag^+ , Pt^{2+} , Au^{3+}	Восстанавливаются катионы металла: $\text{Me}^{n+} + n\bar{e} = \text{Me}^0$	

- Если катион электролита находится в ряду напряжений между алюминием и водородом, то на катоде восстанавливаются одновременно и ионы металла, и молекулы воды.
- Если катион электролита находится в ряду напряжений после водорода, то на катоде восстанавливаются катионы металла.
- Если в растворе содержатся катионы разных металлов, то сначала восстанавливается катион металла, стоящий в ряду напряжений правее.

Процесс на аноде зависит от материала анода и от природы аниона (схема 3).

Схема 3. Анодные процессы

Кислотный остаток Ac^{m-}	Анод	
	Растворимый	Нерастворимый
Бескислородный	Окисление металла анода $\text{Me} - n\bar{e} = \text{Me}^{n+}$ анод раствор	Окисление аниона (кроме F) $\text{Ac}^{m-} - m\bar{e} = \text{Ac}^0$
Кислородсодержащий		В кислой и нейтральной средах: $2\text{H}_2\text{O} - 4\bar{e} = \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+$. В щелочной среде: $4\text{OH}^- - 4\bar{e} = \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+$

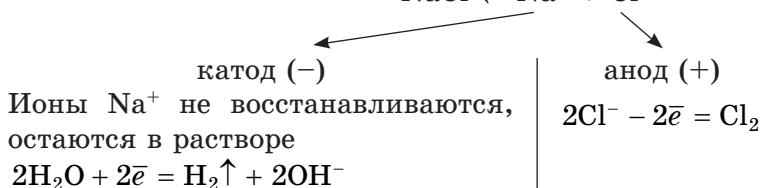


Ослабление восстановительных свойств атомов
(способность отдавать электроны)

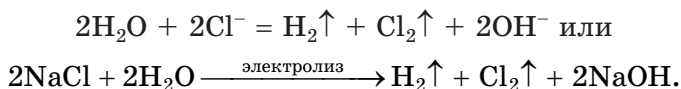
1. Если анод растворяется (железо, цинк, медь, серебро и все металлы, которые окисляются в процессе электролиза), то окисляется металл анода, несмотря на природу аниона.
2. Если анод не растворяется (его называют инертным, графит, золото, платина), то:
 - при электролизе растворов солей **бескислородных кислот** (кроме фторидов) на аноде идёт процесс окисления аниона;
 - при электролизе растворов солей кислородсодержащих кислот и фторидов на аноде идёт процесс окисления воды (выделяется $O_2\uparrow$), анионы не окисляются и остаются в растворе.

Рассмотрим электролиз растворов соли хлористого натрия и щёлочи гидроксида калия на **нерастворимом** (графитовом) электроде.

1. В растворе происходит процесс электролитической диссоциации:

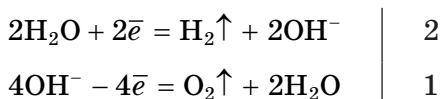


Суммарное уравнение:

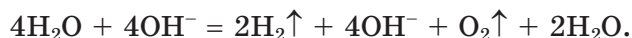


2. $KOH \rightleftharpoons K^+ + OH^-$

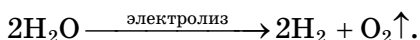
катод (-) Ионы калия K^+ не восстанавливаются, остаются в растворе $2H_2O + 2\bar{e} = H_2\uparrow + 2OH^-$	анод (+) $4OH^- - 4\bar{e} = O_2\uparrow + 2H_2O$ (других анионов нет)
---	--



Суммарное ионное уравнение:



Суммарное молекулярное уравнение:



Идёт только электролиз воды.

Так же происходит и электролиз растворов кислот, например H_2SO_4 .

В промышленности электролиз находит широкое применение:

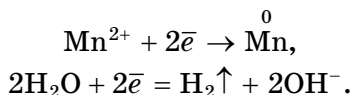
- при получении щелочных и щёлочноземельных металлов и алюминия;
- при получении галогенов, водорода и кислорода;
- для нанесения металлических покрытий на поверхности изделий — никелирование, хромирование, золочение (общее название таких процессов — **гальваностегия**);
- при изготовлении рельефных металлических копий (**гальванопластика**);
- при очистке цветных металлов от примесей (**рафинирование**).

Примеры решения типовых задач



Что образуется на катоде при электролизе водного раствора MnI_2 ?

- Решение. На катоде при электролизе раствора соли MnI_2 восстанавливаются катионы марганца и вода:



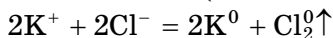
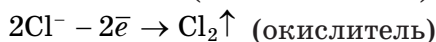
- Ответ. Марганец и водород.



При электролизе расплава соли KCl образуется (-ются)

- 1) калий и водород;
- 2) кислород и водород;
- 3) калий;
- 4) хлор;
- 5) хлор и водород.

- Решение. $\text{K}^+ + \bar{e} \rightarrow \overset{0}{\text{K}}$ (восстановитель)



При электролизе расплава соли происходит восстановление ионов металла и окисление кислотных остатков. В данном случае образуются металл калий и газообразный хлор.

- Ответ. 34.



Выберите ряды солей, из которых при электролизе водных растворов можно получить металлы.

- 1) MnSO_4 , ZnCl_2 , $\text{Mg}(\text{NO}_3)_2$
- 2) $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, MnCl_2 , FeSO_4
- 3) AlCl_3 , $\text{Mn}(\text{NO}_3)_2$, MnCl_2

4) $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$, ZnCl_2 , CaCl_2

5) CuCl_2 , $\text{Zn}(\text{NO}_3)_2$, NiSO_4

► Решение. Выбор ряда солей проводится в соответствии с положением катионов в ряду напряжений.

► Ответ. 25.

1.4.10. Ионный (правило В. В. Марковникова) и радикальный механизмы реакций в органической химии

Определения

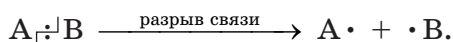
- **Свободные радикалы** — атомы или группы атомов, имеющие неспаренные электроны.
- **Свободнорадикальные реакции** — реакции, которые протекают под действием и при участии свободных радикалов.
- **Нуклеофилы** — анионы или молекулы, имеющие неподелённую пару электронов, на которых сосредоточен эффективный положительный заряд.
- **Электрофилы** — катионы или молекулы, имеющие незаполненную электронную орбиталь и стремящиеся к заполнению её электронами, так как это приводит к более выгодной электронной конфигурации атома.
- **Правило Марковникова:** при присоединении галогеноводорода к алкену водород присоединяется к более гидрированному атому углерода, т. е. атому, при котором находится больше атомов водорода, а галоген — к менее гидрированному.

Объяснение и важные примеры

Сущность любой химической реакции заключается в образовании новых молекул из тех же самых атомов, из которых образованы исходные вещества. В ходе любой реакции одни связи разрываются, другие образуются. Разрыв ковалентной связи можно рассматривать как процесс, обратный её образованию. Следовательно, при этом возможны два направления разрыва.

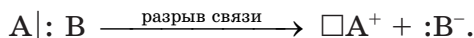
Механизм разрыва ковалентной связи, образованной по обменному механизму, при котором образуются свободные радикалы, называется гомолитическим, или **гомолизом** («гомо» — одинаковый, т.е. такой тип разрыва связи приводит к образованию одинаковых частиц).

Гомолитический разрыв приводит к тому, что оба атома, ранее связанные ковалентной связью, получают по одному электрону, превращаясь в частицы с неспаренным электроном — *свободные радикалы*:



Способ разрыва ковалентной связи, обратный её образованию по донорно-акцепторному механизму, — гетеролитический, или **гетеролиз**. Отрицательно заряженный ион $:B^-$ имеет неподелённую электронную пару, у другого атома получается незаполненная орбиталь $\square A^+$.

Гетеролитический разрыв осуществляется таким образом, что один из атомов получает оба электрона, служившие ранее общей электронной парой. Такой тип разрыва связи приводит к образованию заряженных частиц — ионов:



Частицы с неподелёнными электронными парами называют *нуклеофилами*: это Cl^- (хлорид-анион), OH^- (гидроксид-анион), CH_3O^- (метоксид-анион), CH_3COO^- (ацетат-анион).

Частицы, имеющие незаполненную орбиталь, будут стремиться заполнить её.

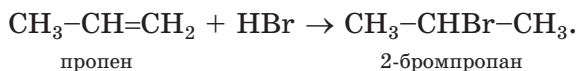
Они являются **электрофилами**, «друзьями» электрона, отрицательного заряда или частиц с повышением электронной плотностью. Примеры электрофилов: NO_2 (нитрогруппа), $-COOH$ (карбоксил), $-CN$ (нитрильная группа), $-CHO$ (альдегидная группа).

Мы выделили три основных типа реагирующих частиц — свободные радикалы, электрофилы, нуклеофилы — и три соответствующих им типа механизма реакций: свободнорадикальные, электрофильные, нуклеофильные.

Правило В. В. Марковникова. Гетеролитический тип разрыва химической связи и, соответственно, ионный механизм реакции наблюдается в процессе присоединения галогеноводорода к алкенам.

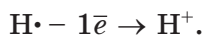
Отличительной чертой алкенов (непредельных углеводородов) является способность вступать в реакции присоединения; большинство этих реакций протекает по механизму **электрофильного присоединения**.

Гидрогалогенирование (присоединение галогеноводорода):



Эта реакция подчиняется правилу В. В. Марковникова.

Простейшей электрофильной частицей является катион водорода. Он образуется, когда атом теряет электрон; таким образом, у катиона водорода вообще отсутствуют электроны:

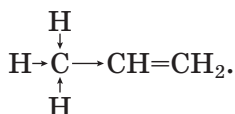


Образование катиона водорода возможно при электролитической диссоциации кислот:

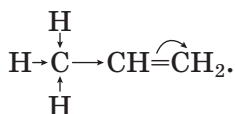


Электрофильные частицы, как уже говорилось ранее, действуют на системы, содержащие области повышенной электронной плотности. Примером такой системы может являться кратная (двойная или тройная) углерод-углеродная связь.

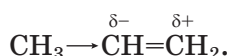
В молекуле пропена атом углерода смещает в свою сторону электронную плотность связей с атомами водорода и приобретает частичный отрицательный заряд:



Под его влиянием электронная плотность связи радикала смещается к соседнему атому углерода, а затем и к крайнему атому:



Двойная связь поляризуется:



При столкновении с молекулой пропилена положительно заряженный атом водорода присоединяется к звену CH_2 , а отрицательно заряженный ион брома — к звену CH .

Это правило было установлено опытным путём учеником А. М. Бутлерова В. В. Марковниковым. Правилу подчиняются и другие реакции электрофильного соединения, поэтому возможна и более современная его формулировка: **в реакциях электрофильного присоединения электрофил (частицы с незаполненной орбиталью) присоединяется к более гидрированному атому углерода, а нуклеофил (частица с неподелённой парой электронов) — к менее гидрированному.**

Примеры решения типовых задач



Какие свободные радикалы не образуются в реакции хлорирования метана?

- 1) $\text{Cl}\cdot$
- 2) $\text{CH}_2\cdot$
- 3) $\text{CH}_3\text{Cl}\cdot$
- 4) $\text{C}\cdot$

► Решение. Механизм реакции хлорирования метана относится к свободнорадикальным цепным реакциям. Радикал $\text{C}\cdot$ не существует.

► Ответ. 4.



Укажите, какие реакции подчиняются правилу Марковникова.

- 1) галогенирование алкенов
- 2) гидрогалогенирование алканов
- 3) галогенирование алканов
- 4) гидрогалогенирование алкинов
- 5) гидрогалогенирование алкенов

► Решение. Правило В. В. Марковникова: при присоединении галогеноводорода к алкену (или алкину) водород присоединяется к более гидрированному атому углерода, а галоген — к менее гидрированному.

► Ответ. 45.



Какие реакции идут по ионному механизму?

- 1) $\text{CH}_2\text{Cl}_2 + \text{Cl}_2 \rightarrow \text{CCl}_4 + 2\text{HCl}$
- 2) $n(\text{CH}_2=\text{CH}_2) \xrightarrow{\text{УФ}} (-\text{CH}_2\text{CH}_2-)_n$
- 3) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{HBr} \rightarrow \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{Br}$
- 4) $\text{CH}_4 + \text{Br}_2 \xrightarrow{\text{УФ}} \text{CH}_3\text{Br} + \text{HBr}$
- 5) $\text{CH}_3-\text{C}\equiv\text{CH} + 2\text{HBr}_2 \rightarrow \text{CH}_3-\text{CBr}_2-\text{CH}_3$

► Решение. 1) Реакция свободнорадикального замещения; 2) реакция полимеризации; 3) реакция идёт по ионному механизму; 4) реакция свободнорадикального замещения; 5) реакция идёт по ионному механизму.

► Ответ. 35.

2. НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

2.1. КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. НОМЕНКЛАТУРА НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ (ТРИВИАЛЬНАЯ И МЕЖДУНАРОДНАЯ)

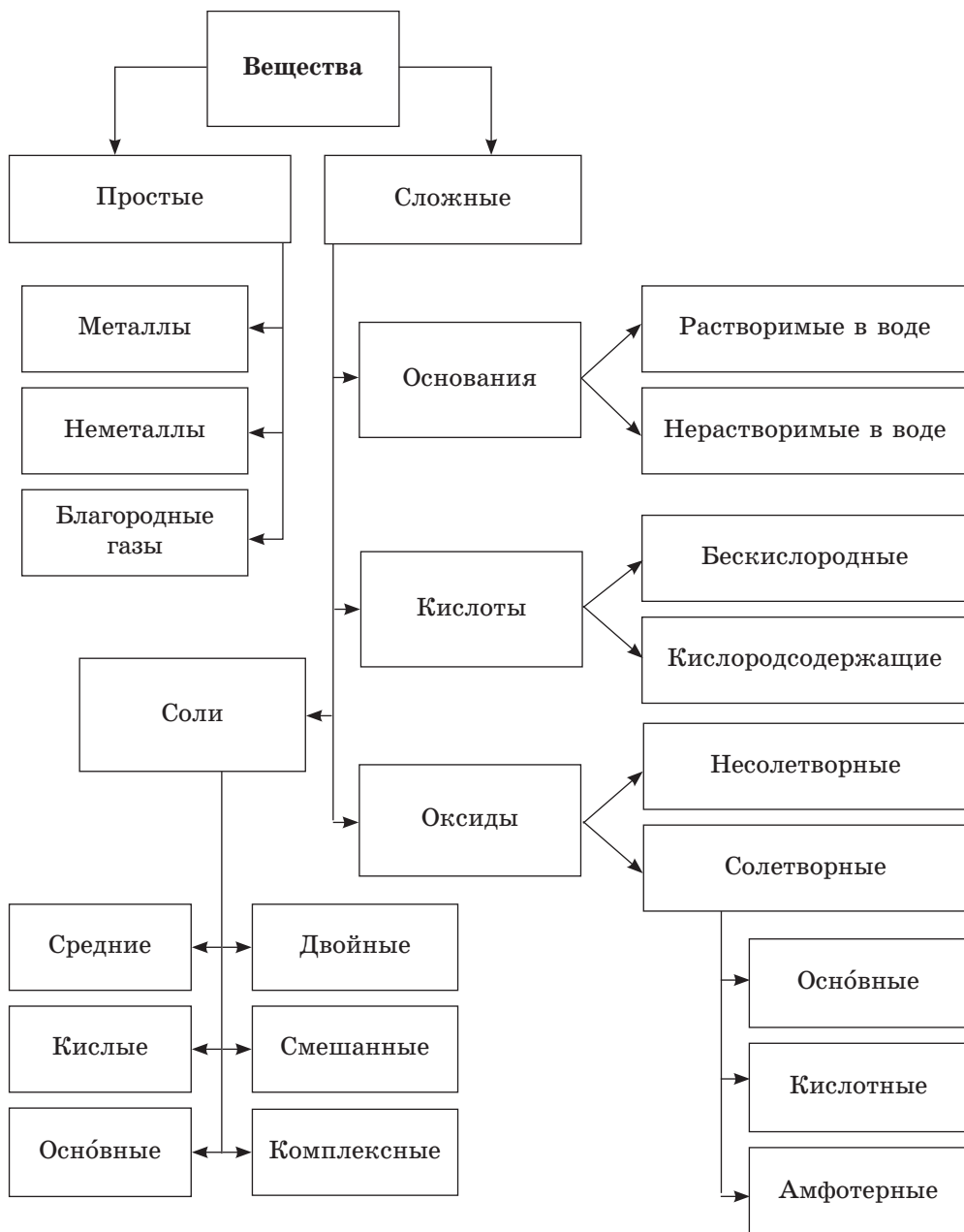
Определения

- ▶ **Химическая номенклатура** (от лат. *nomenclatura* — перечень терминов) — система правил, с помощью которых можно каждому веществу дать название, и наоборот — зная название, записать его химическую формулу. В основе **международной номенклатуры ИЮПАК (IUPAC)** неорганических веществ лежит их состав. Каждое вещество имеет название, соответствующее его формуле.
- ▶ **Оксиды** — сложные вещества, состоящие из двух элементов, один из которых — кислород со степенью окисления (–2).
- ▶ **Основания** — сложные вещества, состоящие из атомов металла и одной или нескольких гидроксогрупп (–ОН).
- ▶ **Кислоты** — сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода, способных замещаться атомами металла, и кислотных остатков.
- ▶ **Соли** — класс химических соединений, состоящих из иона металла и ионов кислотного остатка.

Объяснение и важные примеры

Классификация неорганических веществ. Классификация неорганических веществ представлена на схеме 4.

Схема 4. Классификация неорганических веществ



Номенклатура неорганических веществ (тривиальная и международная). Названия **бинарных** (двухэлементных) соединений образуют из двух слов — названий двух химических элементов, входящих в их состав. Первое слово обозначает электроотрицательную часть соединения — неметалл, его латинское название с суффиксом **-ид** всегда стоит в именительном падеже. Второе слово обозначает электроположительную часть — металл или менее электроотрицательный элемент, его название всегда стоит в родительном падеже: «элемент-ид + элемента».

Например: NaCl — хлорид натрия, KH — гидрид калия, CaO — оксид кальция.

Если электроположительный элемент проявляет разные степени окисления, то это отражают в названии, обозначив степень окисления римской цифрой в конце названия, например: $\overset{+2}{\text{Fe}}\overset{-2}{\text{O}}_3$ — оксид железа(III).

Если соединение состоит из двух элементов неметаллов, то к названию более электроотрицательного из них прибавляют суффикс **-ид**, второй компонент ставится после этого в родительном падеже.

Например: $\overset{+2}{\text{O}}\overset{-1}{\text{F}}_2$ — фторид кислорода(II), $\overset{+4}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_2$ — оксид серы(IV) и $\overset{+6}{\text{S}}\overset{-2}{\text{O}}_3$ — оксид серы(VI).

В некоторых случаях число атомов элементов обозначают при помощи названий на греческом языке — моно-, ди-, три-, тетра-, пента-, гекса- и т. д.

Например: $\overset{+2}{\text{C}}\overset{-2}{\text{O}}$ — монооксид углерода, или оксид углерода(II), $\overset{+4}{\text{Pb}}\overset{-1}{\text{Cl}}_4$ — тетрахлорид свинца, или хлорид свинца (IV).

Названия **оснований** состоят из слова *гидроксид* и наименования металла в родительном падеже:

«гидроксид» + металла» (с. о., если она переменная).

Например: NaOH — гидроксид натрия, CuOH (I) (читают: «гидроксид меди один»).

Для **бескислородных кислот** название состоит из названия элемента + «о» + «водородная». Например, HCl — хлороводородная, H_2S — сероводородная.

Для **кислородсодержащих кислот** — название кислотообразующего элемента + -н- + окончание и слово «кислота». Например, HNO_3 — азотная кислота, H_2CO_3 — угольная кислота. В случае

снижения с. о. элемента суффиксы изменяются в таком порядке: -новатист, -ист, -новат, -н. Например: HClO^{+1} — хлорноватистая кислота, HClO_2^{+3} — хлористая, HClO_3^{+5} — хлорноватая, HClO_4^{+7} — хлорная.

Названия кислот зависят от степени окисления элемента, образующего кислотный остаток.

Кислоты некоторых элементов могут существовать в двух формах, которые отличаются количеством атомов водорода: при максимальном количестве атомов водорода добавляется приставка **орто** — ортофосфорная кислота (H_3PO_4 , P^{+5}), при минимальном — **мета** — метафосфорная кислота (HPO_3 , P^{+5}).

Названия *солей* кислородсодержащих кислот состоит из двух слов: названия иона, образованного кислотным остатком, в именительном падеже и названия иона металла — в родительном. Названия ионов кислотных остатков составляются, в свою очередь, из корней названий элементов с суффиксом **-ат** для высшей степени окисления и **-ит** для низшей степени окисления атомов элемента неметалла, образующего сложный ион остатка кислородсодержащей кислоты. Например, соли азотной кислоты HNO_3 называются нитратами (KNO_3 — нитрат калия), соли азотистой кислоты HNO_2 — нитритами ($\text{Ca}(\text{NO}_2)_2$ — нитрит кальция). Если же металл проявляет различные степени окисления, то они указываются в скобках римской цифрой: $\text{Fe}^{2+}\text{SO}_4$ — сульфат железа(II) и $\text{Fe}^{3+}(\text{SO}_4)_3$ — сульфат железа(III). Номенклатура кислот и солей указана в таблице 14.

Чтобы химики разных стран понимали друг друга, потребовалось создание единой терминологии и номенклатуры веществ. Принципы химической номенклатуры были впервые разработаны французскими химиками А. Лавуазье, А. Фуркруа, Л. Гитоном де Мерво и К. Бертолле в 1785 г. В настоящее время Международный союз теоретической и прикладной химии (ИЮПАК) координирует деятельность учёных разных стран и издаёт рекомендации по номенклатуре веществ и терминологии, используемой в химии.

В заключение главы приведём таблицу некоторых тривиальных названий химических веществ, которые сложились исторически и используются в быту и технике в настоящее время (таблица 15).

Таблица 14. Названия кислот и солей

Кислота		Кислотный осадок. Формула (валентность в виде черты)	Название соли
Формула	Название		
HF	Фтороводородная	–F	Фторид
HCl	Хлороводородная	–Cl	Хлорид
HBr	Бромоводородная	–Br	Бромид
HI	Йодоводородная	–I	Йодид
H ₂ S	Сероводородная	=S –HS	Сульфид Гидросульфид
HNO ₂	Азотистая	–NO ₂	Нитрит
HNO ₃	Азотная	–NO ₃	Нитрат
H ₂ SO ₃	Сернистая	=SO ₃ –HSO ₃	Сульфит Гидросульфит
H ₂ SO ₄	Серная	=SO ₄ –HSO ₄	Сульфат Гидросульфат
H ₂ CO ₃	Угльная	=CO ₃ –HCO ₃	Карбонат Гидрокарбонат
H ₂ SiO ₃	Кремниевая	=SiO ₃	Силикат
HClO	Хлорноватистая	–ClO	Гипохлорит
HClO ₂	Хлористая	–ClO ₂	Хлорит
HClO ₃	Хлорноватая	–ClO ₃	Хлорат
HClO ₄	Хлорная	–ClO ₄	Перхлорат
H ₃ PO ₄	Ортофосфорная	≡PO ₄ =HPO ₄ –H ₂ PO ₄	Ортофосфат Гидроортофосфат Дигидроортофосфат
HPO ₃	Метафосфорная	–PO ₃	Метафосфат
H ₃ BO ₃	Борная	≡BO ₃	Борат
HMnO ₄	Марганцевая	–MnO ₄	Перманганат

Таблица 15. Тривиальные названия некоторых веществ и смесей

Название	Состав и формула
Алебастр (жжённый гипс)	$\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O}$
Аммиачная вода (нашатырный спирт)	Водный раствор аммиака
Бертолетова соль	KClO_3
Белая магнезия	$x\text{MgCO}_3 \cdot y\text{Mg}(\text{OH})_2 \cdot z\text{H}_2\text{O}$
Бура	$\text{Na}_2\text{B}_4\text{O}_7 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Известь • гашёная • негашёная	$\text{Ca}(\text{OH})_2$ CaO
Известковая вода	Водный раствор $\text{Ca}(\text{OH})_2$
Глауберова соль	$\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$
Глинозем	Al_2O_3
Едкий натр	NaOH
Каломель	Hg_2Cl_2
Кухонная соль	NaCl
Натр	Na_2O , оксид натрия
Пергидроль	Раствор H_2O_2 в воде (30 %)
Сода • кальцинированная • каустическая • кристаллическая • пищевая	Na_2CO_3 NaOH $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ NaHCO_3
Царская водка	Смесь конц. HCl и HNO_3 (3 : 1)

Примеры решения типовых задач

Установите соответствие между названиями веществ и их принадлежностью к определённым классам неорганических веществ.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) питьевая сода
 Б) негашёная известь
 В) гашёная известь
 Г) угарный газ

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

- 1) водородное соединение
 2) кислота
 3) основание
 4) оксид
 5) соль

► Решение. По таблице тривиальных названий веществ определяем химические формулы, а затем проводим определение классов неорганических соединений.

► Ответ.

А	Б	В	Г
5	4	3	4

ОГЭ

Установите соответствие между формулами веществ и их принадлежностью к определённым классам неорганических соединений.

ФОРМУЛЫ ВЕЩЕСТВА

- А) H_3AsO_4
 Б) BeO
 В) $\text{Ca}(\text{OH})\text{Cl}$
 Г) SO_3

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

- 1) кислота
 2) основание
 3) основной оксид
 4) амфотерный оксид
 5) кислотный оксид
 6) соль

► Ответ.

А	Б	В	Г
1	4	6	5

ЕГЭ

Установите соответствие между формулами исходных веществ и продуктов реакций.

ФОРМУЛЫ ИСХОДНЫХ ВЕЩЕСТВ

- А) $\text{Fe} + \text{Cl}_2 \rightarrow$
 Б) $\text{Fe} + \text{HCl} \rightarrow$
 В) $\text{FeO} + \text{HCl} \rightarrow$
 Г) $\text{Fe}_2\text{O}_3 + \text{HCl} \rightarrow$

ФОРМУЛЫ ПРОДУКТОВ

- 1) FeCl_2
 2) FeCl_3
 3) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
 4) $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2$
 5) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
 6) $\text{FeCl}_3 + \text{H}_2\text{O}$

► Ответ.

А	Б	В	Г
2	3	5	6

2.2. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ-МЕТАЛЛОВ: ЩЕЛОЧНЫХ, ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫХ, АЛЮМИНИЯ; ПЕРЕХОДНЫХ МЕТАЛЛОВ (МЕДИ, ЦИНКА, ХРОМА, ЖЕЛЕЗА)

Определения

- ▶ **Восстановители** — вещества, которые легко отдают внешние электроны, превращаясь в положительные ионы.
- ▶ **Электрохимический ряд напряжения металлов** — ряд, отражающий восстановительную активность металлов в химических реакциях, которые протекают в водных растворах.
- ▶ **Сплавы** — материалы с характерными свойствами, состоящие из двух или более компонентов, из которых по крайней мере один — металл.

Объяснение и важные примеры

2.2.1. Характеристика химического элемента

Неорганическая химия изучает химические свойства элементов и их производных.

Характеризуя химический элемент, можно придерживаться следующего плана.

1. Положение элемента в Периодической системе Д. И. Менделеева и строение его атомов.
2. Характер простого вещества (металл, неметалл, переходный металл).
3. Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по подгруппе элементами.
4. Сравнение свойств простого вещества со свойствами простых веществ, образованных соседними по периоду элементами.
5. Состав высшего оксида, его характер (основный, кислотный, амфотерный).
6. Состав высшего гидроксида, его характер (кислородсодержащая кислота, основание, амфотерный гидроксид).
7. Состав летучего водородного соединения (для неметаллов).

Во время изучения неорганической химии следует помнить, что большинство химических свойств элементов и их соединений могут быть подсказаны расположением этих элементов в Периодической системе, которую можно считать официально разрешённой шпаргалкой. Расположение элемента в Периодической системе определяется строением атома элемента, а не наоборот.

Рекомендуем воспользоваться уже известными вам основными закономерностями изменения свойств атомов, простых веществ и соединений, образованных химическими элементами главных подгрупп и периодов Периодической системы Д. И. Менделеева (таблица 16).

Химические свойства простых веществ-металлов. С точки зрения химии, атомы или ионы химических элементов проявляют металлические свойства, если в химической реакции отдают электроны. Отдавая электроны, атомы или ионы **окисляются**, то есть являются **восстановителями**.

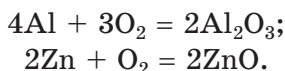
Рассмотрим общие положения, характеризующие восстановительные свойства металлов.

Металлы реагируют с окислителями (неметаллами), при этом взаимодействие металлов с кислородом происходит следующим образом.

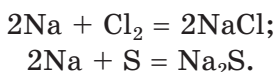
1. Для активных металлов (Na, K, Rb, Cs, Ca, Ba) — до образования пероксидов:



2. Для менее активных металлов (Zn, Al, Fe и т. д.) — до образования оксидов:

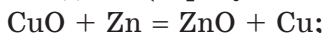


3. При взаимодействии с другими неметаллами металлы образуют соли бескислородных кислот:

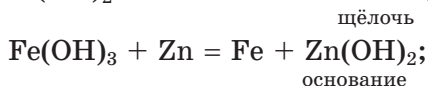
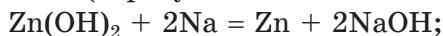


4. Из сложных веществ металлы взаимодействуют:

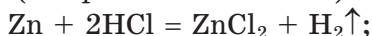
а) с основными оксидами (образуется новый оксид):



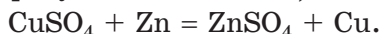
б) с основаниями (образуются новые основания или щёлочи):



в) с кислотами (с образованием солей):



г) с солями (образуется новая соль):



Электрохимический ряд напряжений металлов. При взаимодействии со сложными веществами (оксидами, гидроксидами, кислотами или солями) атомы металлов замещают в них либо атомы других металлов, либо атомы водорода. Эти реакции могут протекать только при условии, что металл способен заместить другой металл или водород, т. е. если он более активный.

Таблица 16. Закономерности изменения свойств атомов, простых веществ и соединений, образованных химическими элементами, в пределах главных подгрупп и периодов Периодической системы Д. И. Менделеева

Формы существования химического элемента и их свойства		Изменения свойств	
		в главных подгруппах ↓	в периодах →
Атомы	Заряд ядра	Увеличивается	Увеличивается
	Число энергетических уровней	Увеличивается	Не изменяется и равно номеру периода
	Число электронов на внешнем уровне	Не изменяется и равно номеру группы	Увеличивается
	Радиус атома	Увеличивается	Уменьшается
	Восстановительные свойства	Усиливаются	Ослабевают
	Окислительные свойства	Ослабевают	Усиливаются
	Высшая положительная степень окисления	Постоянная и равна номеру группы (N)	Увеличивается от +1 до +7 (+8)
	Низшая степень окисления	Не изменяется и равна ($8 - N$)	Увеличивается от -4 до -1
Простые вещества	Металлические свойства	Усиливаются	Ослабевают
	Неметаллические свойства	Ослабевают	Усиливаются
Соединения элементов	Характер химических свойств высшего оксида и высшего гидроксида	Усиление основных свойств и ослабление кислотных свойств	Усиление кислотных свойств и ослабление основных: основный → амфотерный → кислотный; щёлочь → нерастворимое основание → амфотерный гидроксид → кислота

* Исключения — кислород и фтор.

** Исключение — бор.

По восстановительной способности металлы располагают в ряд, который называют **электрохимическим рядом напряжений**:



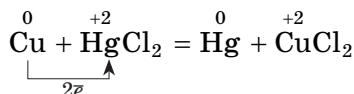
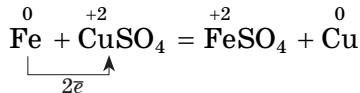
На основании этого ряда напряжений можно сделать важные заключения о химической активности металлов в реакциях, протекающих в водных растворах при стандартных условиях ($t = 25^\circ\text{C}$, $p = 1$ атм.).

1. Чем левее стоит металл в этом ряду, тем более сильным восстановителем он является.

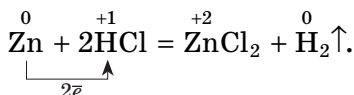
Данное правило имеет поправки:

- а) оно соблюдается, если в реакции металла с кислотой образуется растворимая соль;
- б) концентрированная серная кислота и азотная кислота любой концентрации реагируют с металлами особым образом, при этом водород не выделяется.

2. Каждый металл способен вытеснять (восстанавливать) из солей в растворе те металлы, которые в ряду напряжений стоят после него (правее):



3. Металлы, находящиеся в ряду напряжений левее водорода, способны вытеснять его из кислот в растворе:



Эти два правила также имеют поправки, а именно: они соблюдаются при условии образования растворимой соли; не распространяются на щелочные металлы.

Восстановительная активность металла, определённая по электрохимическому ряду, не всегда соответствует положению его в Периодической системе. Это объясняется тем, что при определении положения металла в ряду напряжения учитывают не только энергию отрыва электронов от отдельных атомов, но и энергию, затрачиваемую на разрушение кристаллической решётки, а также энергию, выделяющуюся при гидратации ионов.

Сплавы. В широкой практике металлы редко используются в чистом виде, потому что их свойства (ковкость, твёрдость, коррозионная устойчивость) не соответствуют тем или иным практическим требованиям. Обычно к металлам добавляют другие металлы в различных количествах и получают сплавы. Состав сплавов разнообразный; рассмотрим некоторые из них.

Чугун — сплав железа с никелем, марганцем, хромом и другими металлами, который содержит более 1,4 % углерода.

Сталь — сплав, основу которого составляет железо; в нём меньше 1,4 % углерода и легирующих добавок (это могут быть любые металлы, а также кремний).

Бронза — сплав меди с оловом (до 20 %).

Латунь — сплав меди с цинком (от 10 до 50 %).

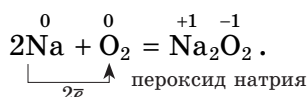
Дюралюминий — сплав алюминия, меди (3–5 %), никеля, марганца и магния (по 1 %).

Силумин — сплав алюминия с кремнием (12–14 %).

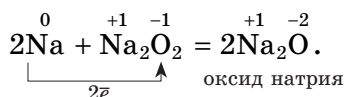
Взаимодействие металлов с неметаллами

1. С кислородом большинство металлов образуют основные и амфотерные оксиды.

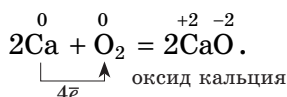
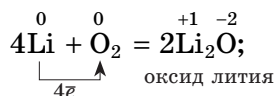
Щелочные металлы Na, K активно реагируют с кислородом воздуха, образуя пероксиды:



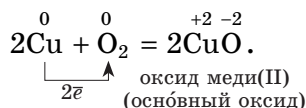
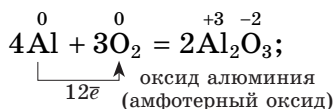
Оксид натрия получают косвенным путём, при прокаливании пероксидов с чистым металлом:



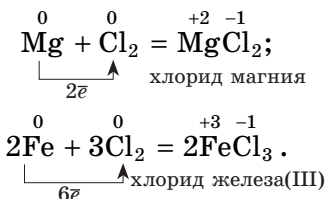
Литий и щёлочноземельные металлы взаимодействуют с кислородом воздуха, образуя основные оксиды:



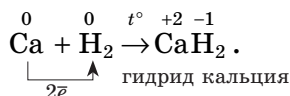
Другие металлы, за исключением золота и платиновых металлов (которые вообще не окисляются кислородом воздуха), взаимодействуют с ним менее активно или только при нагревании:



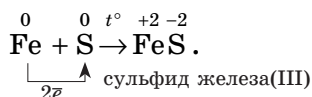
2. С галогенами металлы образуют соли галогеноводородных кислот:



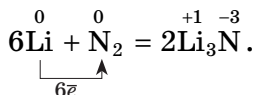
3. С водородом самые активные металлы образуют гидриды — ионные солеподобные вещества, в которых водород имеет степень окисления -1 :



4. С серой металлы образуют соли — сульфиды:

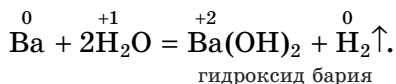
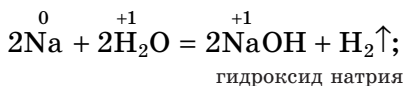


5. С азотом металлы реагируют несколько труднее, т. к. химическая связь в молекуле азота N_2 очень прочна; при этом образуются нитриды. При обычной температуре с азотом взаимодействует только литий:

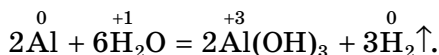


Взаимодействие металлов со сложными веществами

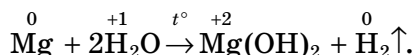
1. Щелочные и щёлочноземельные металлы при обычных условиях вытесняют водород из воды и образуют растворимые основания — щёлочи:



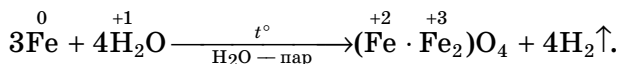
Другие металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, тоже могут при определённых условиях вытеснять его из воды. Но алюминий бурно взаимодействует с водой, только если удалить с его поверхности оксидную плёнку:



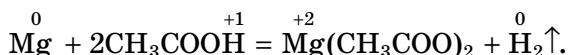
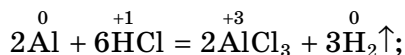
Магний взаимодействует с водой только при кипячении:



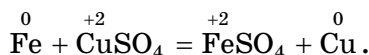
Железо взаимодействует с водой только в раскалённом виде:



2. При взаимодействии с кислотами (HCl , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})}$, CH_3COOH и др., кроме HNO_3) в растворе образуются соль и водород:

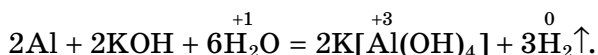


3. В результате реакции с солями менее активных металлов в растворе образуется соль более активного металла и выделяется менее активный металл в свободном виде:

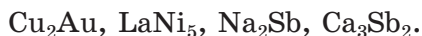


Реакция идёт в тех случаях, когда образующаяся соль растворима.

4. Со щелочами в растворе взаимодействуют металлы, гидроксиды которых амфотерны:



5. Металлы могут образовывать друг с другом химические соединения, которые получили общее название **интерметаллические соединения**. В них чаще всего не проявляются степени окисления атомов, которые характерны для соединений металлов с неметаллами. Например:



Интерметаллические соединения обычно не имеют постоянного состава, химическая связь в них металлическая. Образование этих соединений более характерно для металлов побочных подгрупп.

Примеры решения типовых задач

Выберите две пары оксидов, являющихся соответственно кислотным и основным.

- 1) SO_3 и MgO 3) Na_2O и FeO 5) ZnO и SO_2
 2) CO_2 и Al_2O_3 4) NO_2 и CuO

► Ответ. 14.



Выберите две пары веществ, которые взаимодействуют с раствором гидроксида натрия.

- 1) оксид кремния и сульфат натрия
 2) алюминий и соляная кислота
 3) оксид железа(II) и H_2SO_4
 4) гидроксид цинка и оксид кремния
 5) медь и оксид железа(II)

► Решение. 1) $2\text{NaOH} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

$\text{NaOH} + \text{Na}_2\text{SO}_4 \neq$;

2) $2\text{NaOH} + \text{Al} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2$;

$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$;

3) $\text{NaOH} + \text{FeO} \neq$; $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$;

4) $2\text{NaOH} + \text{Zn}(\text{OH})_2 = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$;

$2\text{NaOH} + \text{SiO}_2 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

5) $\text{NaOH} + \text{Cu} \neq$; $\text{NaOH} + \text{FeO} \neq$.

► Ответ. 24.



Установите соответствие между формулами исходных веществ и продуктов реакции.

ФОРМУЛЫ ИСХОДНЫХ
ВЕЩЕСТВ

- А) $\text{KOH} + \text{CO}_{2(\text{избыток})}$
 Б) $\text{KOH} + \text{CO}_2$
 В) $\text{K} + \text{H}_2\text{O}$
 Г) $\text{KOH} + \text{HCl}$

ФОРМУЛЫ ПРОДУКТОВ

- 1) $\text{KOH} + \text{H}_2$
 2) $\text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 3) $\text{KHCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
 4) KHCO_3
 5) $\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$

► Решение. А) $\text{KOH} + \text{CO}_{2(\text{избыток})} = \text{KHCO}_3$;

Б) $2\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;

В) $2\text{K} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{KOH} + \text{H}_2$;

Г) $\text{KOH} + \text{HCl} = \text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$.

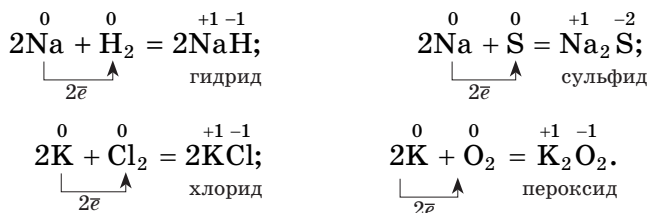
► Ответ.

А	Б	В	Г
4	2	1	5

2.2.2. Щелочные металлы

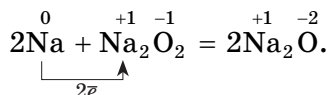
На внешнем энергетическом уровне эти элементы содержат по одному электрону, который находится на сравнительно большом удалении от ядра. Они легко отдают этот электрон и являются сильными восстановителями. Проявляют с. о. +1.

Как все типичные металлы, они имеют серебристо-белый цвет, мягкие (режутся ножом), лёгкие и легкоплавкие. Активно взаимодействуют со всеми неметаллами:

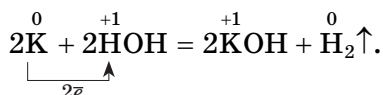


Все щелочные металлы (кроме Li) при взаимодействии с кислородом образуют **пероксиды**. В свободном виде пероксиды не встречаются из-за их химической активности.

Оксиды этих металлов — твёрдые вещества, имеют основные свойства. Их получают, прокаливая пероксиды с соответствующими металлами:



Гидроксиды NaOH, KOH — твёрдые белые вещества. Они гигроскопичны, хорошо растворяются в воде с выделением теплоты; их относят к щелочам:



Почти все соли щелочных металлов растворимы в воде. Важнейшие из них: Na_2CO_3 — карбонат натрия, *кальцинированная сода*; $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — *кристаллическая сода*; NaHCO_3 — гидрокарбонат натрия, *пищевая сода*; K_2CO_3 — карбонат калия, *поташ*; $\text{Na}_2\text{SO}_4 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — *глауберова соль*; NaCl — хлорид натрия, *поваренная соль*.

2.2.3. Щёлочноземельные металлы

Атомы щёлочноземельных элементов на внешнем энергетическом уровне имеют два электрона и являются сильными восстановителями, степень окисления +2.

Все элементы II группы главной подгруппы в виде простых веществ имеют серебристо-белый цвет. На воздухе поверхности бериллия и магния покрываются оксидной плёнкой; остальные элементы хранят под слоем керосина.

Металлические свойства элементов второго периода выражены в различной степени. Бериллий проявляет с. о. +2, а его оксид и гидроксид амфотерны. Магний — активный металл, а его гидроксид нейтральный.

Физические и химические свойства кальция и его соединений представлены в таблице 17.

Таблица 17. Свойства кальция и его соединений

Вещество	Свойства
Кальций	Серебристо-белый металл. Активный металл, окисляется простыми веществами-неметаллами: $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}; \text{Ca} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2; \text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2.$ Вытесняет водород из воды: $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\uparrow.$ Вытесняет металлы из их оксидов (кальциотермия). Получение: разложение электрическим током расплава хлорида кальция: $\text{CaCl}_2 = \text{Ca} + \text{Cl}_2\uparrow$
Оксид и гидроксид кальция	Порошки белого цвета. Оксид кальция (негашёная известь) проявляет свойства основного оксида: а) взаимодействует с водой с образованием основания: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2;$ б) взаимодействует с кислотными оксидами: $\text{CaO} + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3.$ Гидроксид кальция проявляет свойства сильного основания, хотя и мало растворим в воде: $\text{Ca(OH)}_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-;$ $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Ca(HCO}_3)_2 = 2\text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{H}_2\text{O}.$ Получение: оксида — обжиг известняка: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2\uparrow;$ гидроксида — гашение негашёной извести: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$

Окончание таблицы 18

Вещество	Свойства
Соли кальция	Образует нерастворимый карбонат: $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow$ и растворимый гидрокарбонат: $\text{CaCO}_{3(\text{кр.})} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_{2(\text{р-р})}$ Образует нерастворимый фосфат: $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$ и растворимый дигидрофосфат: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_{2(\text{кр.})} + 4\text{H}_3\text{PO}_4 = 3\text{Ca}(\text{H}_2\text{PO}_4)_{2(\text{р-р})}$ Гидрокарбонат разлагается при кипячении или испарении раствора: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ Обожжённый природный гипс: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} = \text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O} + 1,5\text{H}_2\text{O}$

2.2.4. Алюминий

Атом алюминия на внешнем энергетическом уровне содержит три электрона, которые он легко отдаёт при химических взаимодействиях. Его восстановительные свойства выражены ярче, чем у бора, т. к. у алюминия имеется промежуточный слой с восемью электронами ($2\bar{e}$, $8\bar{e}$, $3\bar{e}$), который препятствует притяжению электронов к ядру; с. о. +3.

Алюминий — серебристо-белый металл, $t_{\text{пл}} = 660^\circ\text{C}$. Это самый распространённый металл земной коры, он обладает высокой коррозионной стойкостью. Малая плотность алюминия ($2,72 \text{ г/см}^3$) в сочетании с высокой прочностью и пластичностью его сплавов делают алюминий незаменимым в самолётостроении. Высокая электропроводность алюминия (в 1,6 раз меньше, чем у меди) позволяет заменять медные провода более лёгкими — алюминиевыми.

Высокая химическая активность алюминия используется в *алюминотермии*, с помощью которой получают хром, ванадий, титан и другие металлы.

Прочность химической связи в оксиде Al_2O_3 обуславливает его механическую прочность, твёрдость. Al_2O_3 — корунд, абразивный материал. Свойства алюминия обобщены в таблице 18.

Таблица 18. Свойства алюминия и его соединений

Вещество	Свойства
Алюминий	Серебристо-белый лёгкий металл. Окисляется на воздухе с образованием защитной плёнки: $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3.$ Вытесняет водород из воды (реакция возможна только с амальгированным алюминием): $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al}(\text{OH})_3\downarrow + 3\text{H}_2\uparrow.$ Взаимодействует с кислотами: $2\overset{0}{\text{Al}} + 6\text{H}^+ = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\uparrow.$ Взаимодействует с водным раствором щёлочи: $2\text{Al} + 2\text{H}_2\text{O} + 2\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + 3\text{H}_2\uparrow.$ Вытесняет металлы из их оксидов (алюминотермия): $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3 + Q.$ Получение: разложение электрическим током расплава оксида алюминия (в криолите): $2\text{Al}_2\text{O}_3 = 4\text{Al} + 3\text{O}_2\uparrow - 3352 \text{ кДж}$
Оксид алюминия	Очень твёрдый порошок белого цвета. Амфотерный оксид, взаимодействует: а) с кислотами: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ = 2\text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O};$ б) сплавление со щелочами: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{NaAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$ Образуется: а) при окислении или горении алюминия на воздухе: $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3;$ б) в реакции алюминотермии: $2\text{Al} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{Fe};$ в) при термическом разложении гидроксида алюминия: $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$
Гидроксид алюминия	Белый нерастворимый в воде порошок. Проявляет амфотерные свойства, взаимодействует: а) с кислотами: $\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Al}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O};$ б) со щелочами: $\text{Al}(\text{OH})_3 + \text{OH}^- = \text{AlO}_2^- + 2\text{H}_2\text{O}.$ Разлагается при нагревании: $2\text{Al}(\text{OH})_3 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}.$

Окончание таблицы 18

Вещество	Свойства
Гидроксид алюминия (окончание)	Образуется: а) при взаимодействии растворов солей алюминия с растворами щелочей (без избытка): $\text{Al}^{3+} + 3\text{OH}^- = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow;$ б) при взаимодействии алюминатов с кислотами (без избытка): $\text{AlO}_2^- + \text{H}^+ + \text{H}_2\text{O} = \text{Al}(\text{OH})_3\downarrow.$ Соли алюминия в водных растворах гидролизуются: $\text{Al}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{AlOH}^{2+} + \text{H}^+;$ $\text{AlOH}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}^+;$ $\text{Al}(\text{OH})_2^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Al}(\text{OH})_3 + \text{H}^+$

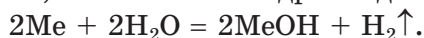
Примеры решения типовых задач



Выберите два ряда, в которых расположены гидроксиды щелочных металлов.

- 1) LiOH, RbOH, Ca(OH)₂
- 2) NaOH, CsOH, LiOH
- 3) AgOH, KOH, NaOH
- 4) Cu(OH)₂, CsOH, AgOH
- 5) RbOH, LiOH, KOH

► Решение. В Периодической системе рассмотрим элементы I группы главной подгруппы — щелочные металлы. Определим эти элементы, запишем их гидроксиды:



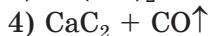
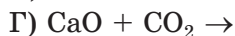
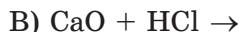
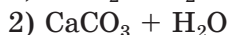
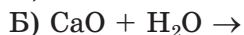
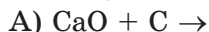
► Ответ. 25.



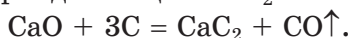
Установите соответствие между реакцией и её продуктами.

РЕАКЦИЯ

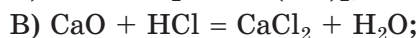
ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ



► Решение. В реакции А) с углеродом при высоких температурах образуется карбид кальция CaC_2 :



В реакциях Б), В), Г) кальций проявляет свойства основного оксида:



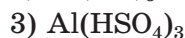
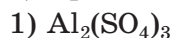
► Ответ.

А	Б	В	Г
4	3	1	5

ЕГЭ

В реакции алюминия:

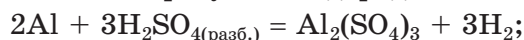
а) с разбавленной серной кислотой образуются водород и:



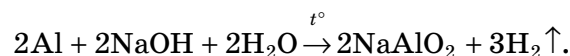
б) а с водным раствором щёлочи при нагревании образуется водород и:



► Решение. а) В реакции алюминия с разбавленной серной кислотой образуется водород и соль:



б) при взаимодействии алюминия со щелочью при нагревании образуются также водород и соль:



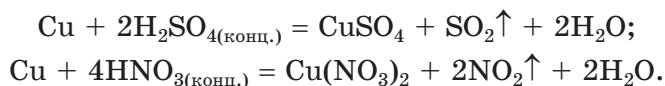
► Ответ. 13.

2.2.5. Медь

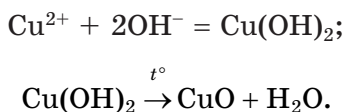
Медь (Cu) — элемент побочной подгруппы I группы. Электронная формула ($\dots 3d^{10}4s^1$). Десятый d -электрон атома меди подвижный, т. к. переместился с $4s$ -подуровня. Медь в соединениях проявляет степени окисления +1 (Cu_2O) и +2 (CuO).

Медь — блестящий мягкий металл, имеющий красную окраску, ковкий, обладает хорошими литейными качествами, хороший тепло- и электропроводник. Температура плавления 1083°C .

Как и другие металлы побочной подгруппы I группы Периодической системы, медь стоит в ряду активности правее водорода и не вытесняет его из кислот, но реагирует с кислотами-окислителями:



Под действием щелочей на растворы солей меди выпадает осадок слабого основания голубого цвета — гидроксида меди(II), который при нагревании разлагается на основной оксид CuO чёрного цвета и воду:

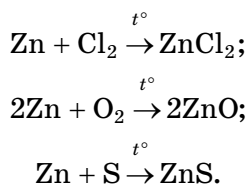


2.2.6. Цинк

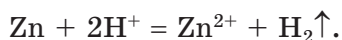
Цинк (Zn) — элемент побочной подгруппы II группы. Его электронная формула ($\dots 3d^{10}4s^2$). Так как в атомах цинка предпоследний *d*-подуровень полностью завершён, цинк в соединениях проявляет степень окисления +2.

Цинк — металл серебристо-белого цвета, практически не изменяющийся на воздухе.

Это один из активнейших металлов; при повышенной температуре реагирует с простыми веществами:

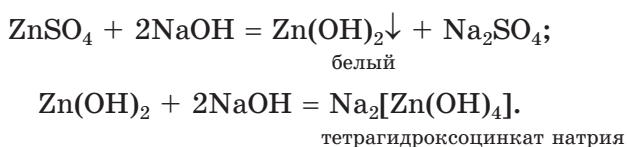


Цинк вытесняет водород из кислот:



Гидроксид цинка амфотерен, т.к. проявляет свойства и кислоты, и основания.

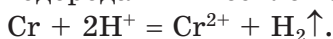
При постепенном добавлении раствора щёлочи к раствору соли цинка выпавший вначале осадок растворяется (то же происходит с алюминием):



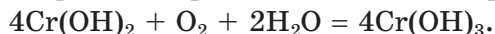
2.2.7. Хром

На примере **хрома** (Cr) можно увидеть, что свойства переходных элементов меняются в периоде не принципиально: происходит количественное изменение, связанное с изменением числа электронов на валентных орбиталях.

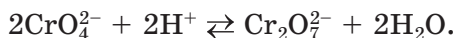
Максимальная степень окисления хрома +6. Металл в ряду напряжений стоит левее водорода и вытесняет его из кислот:



При добавлении раствора щёлочи к такому раствору образуется осадок $\text{Cr}(\text{OH})_2$, который быстро окисляется кислородом воздуха:



Ему соответствует амфотерный оксид Cr_2O_3 . Оксид и гидроксид хрома (в высшей степени окисления) проявляют свойства кислотных оксидов и кислот соответственно. Соли *хромовой кислоты* (H_2CrO_4) в кислой среде превращаются в *дихроматы* — соли *дихромовой кислоты* ($\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$):



Окисление сопровождается изменением окраски, т. к. соли хроматы — жёлтого цвета, а дихроматы — оранжевого.

Соединения хрома обладают высокой окислительной способностью.

2.2.8. Железо

У атома железа заполняется электронами предпоследний уровень, там находится 14 электронов; на последнем уровне — 2 электрона.

Железо отдаёт два электрона, приобретая с. о. +2. Но часто уходит и электрон с предпоследнего уровня, и тогда с. о. повышается до +3.

Простое вещество железо — металл со всеми характерными свойствами: высокими тепло- и электропроводностью, ковкостью, металлическим блеском, высокой $t_{\text{пл}}$ (1539 °C) и плотностью ($\rho = 7,85 \text{ г/см}^3$). Железо образует сплавы с неметаллами (углеродом) и другими металлами; может намагничиваться, т. е. обладает *ферромагнетизмом*. Для этого металла характерны два ряда соединений: соединения железа(II) и железа(III). Свойства железа приведены в таблице 19.

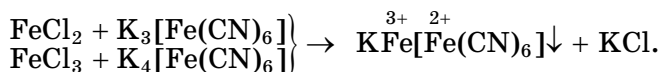
Соли железа(II) и (III) гидролизуются:



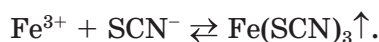
Технически важные соли железа: FeCl_2 , железный купорос $\text{FeSO}_4 \cdot 7\text{H}_2\text{O}$, $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$.

Качественной реакцией на ионы железа(II) Fe^{2+} служит реакция с соединением $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (красная кровяная соль), а на ионы железа Fe^{3+} — с $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ (жёлтая кровяная соль).

В обоих случаях образуются синие осадки:



Для обнаружения ионов Fe^{3+} используют взаимодействие с роданидом калия KSCN , который образует интенсивно красный ион:



На сегодня железо и его сплавы — это основа современной техники и сельскохозяйственного машиностроения, транспорта и связи, космической отрасли и всей современной цивилизации. Большинство орудий производства и технических приспособлений — от иголки до межпланетной станции — не могут быть изготовлены без использования железа.

Таблица 19. Свойства железа и его соединений

Вещество	Свойства
Железо	Серебристо-белый металл. Взаимодействует с простыми веществами: а) горит в кислороде: $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4;$ б) реагирует с хлором: $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3;$ в) взаимодействует с серой: $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}.$ Реагирует с растворами кислот: $\text{Fe} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2 \uparrow.$ Вытесняет водород из воды при сильном нагревании: $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} = \text{FeO} + \text{H}_2 \uparrow.$ Окисляется в присутствии воды и кислорода воздуха (с образованием ржавчины): $4\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2 = 4\text{Fe}(\text{OH})_3.$ Замещает менее активный металл в растворе его соли: $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}.$ Получение: восстановление оксидов железа оксидом углерода(II), водородом или алюминием: $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{CO} = 3\text{Fe} + 4\text{CO}_2; \text{FeO} + \text{H}_2 = \text{Fe} + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$

Вещество	Свойства
Оксиды железа(II) и (III)	Проявляет основные свойства, взаимодействуя с кислотами: $\text{FeO} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}.$
	Оксид железа(III) проявляет слабые амфотерные свойства, взаимодействуя при нагревании с основными оксидами с образованием ферритов: $\text{MnO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Mn}(\text{FeO}_2)_2$
Гидроксиды железа(II) и (III)	Проявляют свойства нерастворимых в воде оснований: а) взаимодействуют с кислотами: $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O};$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O};$ б) разлагаются при нагревании: $\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeO} + \text{H}_2\text{O};$ $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}.$ Гидроксид железа(III) проявляет слабые амфотерные свойства, реагируя с горячими концентрированными растворами щелочей: $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{NaFeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}.$ Гидроксид железа(II) на воздухе окисляется в гидроксид железа(III): $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$

Велика роль железа и в жизнедеятельности человека. Оно входит в гемоглобин крови, который переносит кислород от органов дыхания к другим органам и биологическим тканям. Цвет крови определяют соединения железа. Они также используются при лечении малокровия, упадка сил.

Примеры решения типовых задач



Определите два металла, которые в реакции с разбавленной серной кислотой не вытесняют водород.

- 1) олово
- 2) медь
- 3) барий
- 4) серебро
- 5) калий

- Решение. Не вытесняют водород из разбавленной серной кислоты металлы, которые в ряду напряжений металлов расположены правее водорода. В данном случае это медь и серебро.
- Ответ. 24.

ОГЭ

Выберите два ряда, в которых перечислены только амфотерные гидроксиды.

- 1) $\text{Mn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 2) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$
- 3) $\text{Al}(\text{OH})_3$, KOH , $\text{Mg}(\text{OH})_2$
- 4) $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$, $\text{Sn}(\text{OH})_2$
- 5) $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$, $\text{Pb}(\text{OH})_2$

- Решение. Многие металлы побочных подгрупп, имеющие переменную степень окисления, в соединениях могут образовывать несколько гидроксидов, характер которых зависит от степени окисления металлов.

- Ответ. 45.

ЕГЭ

Установите соответствие между продуктами реакций и реагентами.

РЕАГЕНТЫ

- А) $\text{HCl} + \text{FeO}$
- Б) $\text{HCl} + \text{Fe}$
- В) $\text{HCl} + \text{FeS}$
- Г) $\text{HCl} + (\text{FeOH})_2\text{CO}_3$

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ

- 1) $\text{FeCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}$
- 3) $\text{FeCl}_2 + \text{Cl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2$
- 5) $\text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$

- Решение.

- А) $2\text{HCl} + \text{FeO} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$;
- Б) $2\text{HCl} + \text{Fe} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\uparrow$;
- В) $2\text{HCl} + \text{FeS} = \text{FeCl}_2 + \text{H}_2\text{S}\uparrow$;
- Г) $2\text{HCl} + (\text{FeOH})_2\text{CO}_3 \rightarrow \text{FeCl}_2 + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

- Ответ.

А	Б	В	Г
5	4	2	1

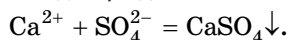
Важно и интересно

Соединения щелочных металлов выделяют из природных источников (известны месторождения почти чистого хлорида натрия NaCl с толщиной пласта до 1,5 км); воды некоторых озёр (Баскунчак, Эльтон и др.) являются концентрированными растворами хлорида натрия.

Калий относится к элементам, которые необходимы для роста растений. Натрий и калий входят в состав тканей человека. Натрий находится в плазме крови, лимфе. Ион калия K^+ принимает участие в проведении нервных импульсов и в работе сердца.

Сплав натрия и калия (1 : 1) является жидкостью при комнатной температуре и используется как теплоноситель на атомных электростанциях. Соединение K_2O_2 применяется на подводных лодках и космических кораблях для регенерации кислорода.

Для определения щелочных металлов и их соединений применяется пламя: ионы натрия окрашивают его в жёлтый, а ионы калия — в сиреневый цвет. Чтобы определить в растворе ионы кальция, к пробе добавляют серную кислоту. Осадок, который образуется, подтверждает наличие в растворе ионов кальция:



Алюминий легко образует сплавы с другими металлами, которые обладают высокой износостойкостью, выдерживают высокие температуры и влияние агрессивной среды. По объёмам использования алюминий занимает одно из передовых мест среди металлов. Можно сказать, что в истории человечества, где были каменный, медный и железный века, теперь наступил алюминиевый, а его, очевидно, сменит титановый.

Корунд — монокристаллическая форма оксида алюминия. Он прозрачный, очень твёрдый (твёрже только алмаз) и тугоплавкий. В природе существуют окрашенные формы корунда: ионами Cr^{3+} — в красный цвет (рубин) или ионами Ti^{4+} — в синий (сапфир). И рубин, и сапфир — это драгоценные камни, которые по стоимости уступают только алмазу. Сегодня монокристаллы рубина и сапфира выращивают искусственно (первый в мире лазер был изготовлен на основе рубина).

Древние люди называли железо «небесными камнями».

Железо занимает по распространённости в земной коре четвёртое место после O, Si, Al. Магнетит, магнитный железняк — Fe_3O_4 , гематит, красный железняк — Fe_2O_3 , лимонит, бурый железняк — $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$, сидерит, железный шпат — $FeCO_3$, пирит, железный колчедан, серный колчедан — FeS_2 .

2.3. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРОСТЫХ ВЕЩЕСТВ-НЕМЕТАЛЛОВ: ВОДОРОДА, ГАЛОГЕНОВ, КИСЛОРОДА, СЕРЫ, АЗОТА, ФОСФОРА, УГЛЕРОДА, КРЕМНИЯ

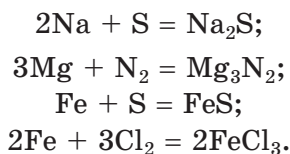
Определения

- ▶ **Неметаллы** — элементы главных подгрупп, преимущественно *p*-элементы, за исключением водорода — *s*-элемента. У атомов-неметаллов преобладают окислительные свойства, т. е. способность присоединять электроны.
- ▶ **Адсорбция** — способность поглощать газы или растворённые вещества из растворов поверхностью твёрдого тела.

Объяснение и важные примеры**2.3.1. Химические свойства неметаллов**

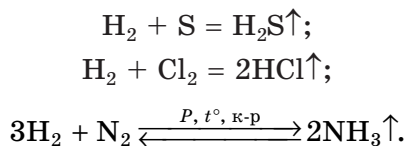
Атомы неметаллов и образованные ими простые вещества имеют окислительные и восстановительные свойства.

1. Окислительные свойства неметаллов проявляются, в первую очередь, при их взаимодействии с металлами (металлы всегда восстановители):

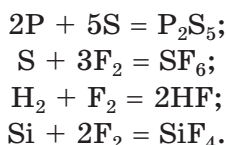


Окислительные свойства хлора Cl_2 выражены сильнее, чем у серы, поэтому и металл железо (Fe), который имеет в соединениях устойчивые степени окисления +2 и +3, окисляется хлором до более высокой степени окисления.

2. Большинство неметаллов проявляют окислительные свойства при взаимодействии с водородом. В результате образуются летучие водородные соединения:

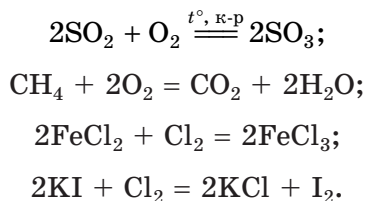


3. Любой неметалл выступает в роли окислителя в реакциях с теми неметаллами, которые имеют более низкое значение электроотрицательности:



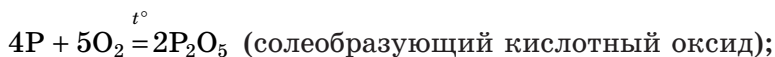
Электроотрицательность фтора больше, чем у всех остальных элементов, поэтому он проявляет свойства окислителя.

4. Окислительные свойства неметаллы проявляют и в реакциях со сложными веществами:



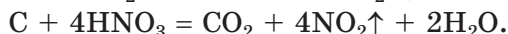
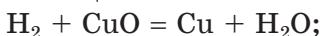
5. По отношению ко фтору все неметаллы (даже кислород) проявляют восстановительные свойства.

6. Неметаллы (кроме фтора) служат восстановителями при взаимодействии с кислородом:

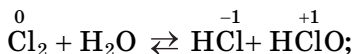


В результате реакций образуются оксиды неметаллов: несолеобразующие и солеобразующие кислотные. И хотя галогены непосредственно с кислородом не соединяются, известны их оксиды: $\overset{+1}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}}$, $\overset{+4}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}_2}$, $\overset{+7}{\text{Cl}}\overset{-2}{\text{O}_7}$, $\overset{+1}{\text{Br}}\overset{-2}{\text{O}}$, $\overset{+4}{\text{Br}}\overset{-2}{\text{O}_2}$, $\overset{+5}{\text{I}}\overset{-2}{\text{O}_5}$ и др., которые получают косвенным путём.

7. Многие неметаллы могут выступать в роли восстановителя в реакциях со сложными веществами-окислителями:



Существуют и такие реакции, в которых один и тот же неметалл является одновременно и окислителем, и восстановителем — это реакция самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования):



Итак, большинство неметаллов могут выступать в химических реакциях как в роли окислителя, так и в роли восстановителя (восстановительные свойства не присущи только фтору F_2).

Водородные соединения неметаллов. Общим свойством всех неметаллов является образование летучих водородных соединений, в большинстве которых неметалл имеет низшую степень окисления (таблица 20).

Все водородные соединения неметаллов образованы ковалентными полярными связями, имеют молекулярное строение и при обычных условиях являются газами. Исключением является вода (жидкость).

Таблица 20. Водородные соединения неметаллов

Период	Группа				
	III	IV	V	VI	VII
2	$B_2H_6^*$ диборан	CH_4 метан	NH_3 аммиак	H_2O вода	HF фтороводород
3		SiH_4 силан	PH_3 фосфин	H_2S сероводород	HCl хлороводород
4			AsH_3 арсин	H_2Se селеноводород	HBr бромоводород
5				H_2Te теллуrowодород	HI йодоводород

* Боран (моноборан) BH_3 в индивидуальном состоянии не выявлен.

Для водородных соединений характерно различное отношение к воде. Метан и силан в ней практически нерастворимы. Аммиак при растворении в воде образует слабое основание $NH_3 \cdot H_2O$.

При растворении в воде сероводорода, селеноводорода, а также галогеноводородов образуются кислоты с той же формулой, что и сами водородные соединения: H_2S , H_2Se , H_2Te , HF , HCl , HBr , HI .

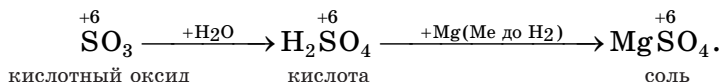
Если сравнить кислотно-основные свойства водородных соединений, образованных неметаллами одного периода (NH_3 , H_2O , HF), то можно сделать вывод об усилении их кислотных свойств.

Кислотно-основные свойства водородных соединений металлов одной подгруппы также отличаются. В растворах HCl , HBr и HI диссоциируют полностью; это сильные кислоты, их сила увеличивается от HF к HI . HF относится к слабым кислотам, что обусловлено образованием водородных связей.

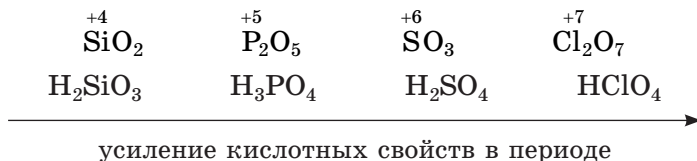
Оксиды и гидроксиды неметаллов. В оксидах неметаллов между атомами существует ковалентная полярная связь. Среди оксидов с молекулярным строением есть газообразные: CO_2 , SO_2 , N_2O , CO , NO ; жидкие (летучие) SO_3 , N_2O_3 ; твёрдые (летучие) P_2O_5 , N_2O_5 . Твёрдый, очень тугоплавкий оксид SiO_2 — вещество с атомной кристаллической решёткой.

Оксиды SiO , N_2O , NO , NO_2 относятся к несолеобразующим. Все другие оксиды неметаллов солеобразующие, кислотные и при растворении в воде образуют гидроксиды, которые по своим характеристикам относят к кислотам.

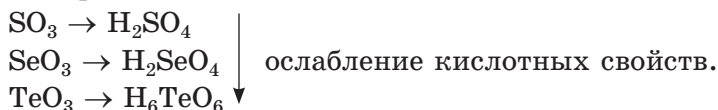
Кислоты и кислотные оксиды в химических реакциях образуют соли, в которых неметалл сохраняет степень окисления:



Оксиды и соответствующие гидроксиды — кислоты, в которых неметалл проявляет степень окисления, которая равна номеру группы (её высшее значение) — называют *высшими*:



В пределах главной подгруппы, например VI, действует такая закономерность изменения свойств высших оксидов и кислот:



Примеры решения типовых задач



Выберите две схемы реакций получения кислорода.

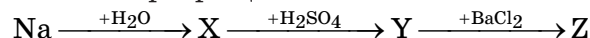
- | | |
|---|--|
| 1) $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow$ | 4) $\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ |
| 2) $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow$ | 5) $\text{Zn} + \text{HCl} \rightarrow$ |
| 3) $\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow$ | 6) $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \rightarrow$ |

- Решение. 1) Выделяется водород; 2) реакция не происходит;
3) $2\text{H}_2\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ, \text{MnO}_2} 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \uparrow$; 4) не реагирует; 5) выделяется водород; 6) $2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2 \uparrow$.

► Ответ. 36.



В схеме превращений



веществами X, Y и Z являются соответственно

- | | |
|---|--|
| 1) Na_2O , Na_2SO_4 , NaOH | 4) NaOH , Na_2SO_4 , BaSO_4 |
| 2) Na_2O_2 , NaOH , BaSO_4 | 5) NaHSO_4 , BaSO_4 , Na_2SO_4 |
| 3) Na_2O , Na_2SO_4 , BaSO_4 | |

- Решение. 4) $2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$; $2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$; $\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$.

► Ответ. 4.



Установите соответствие между формулами веществ и их названиями.

ФОРМУЛА

НАЗВАНИЕ

А) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

1) сульфид натрия

Б) Na_2SO_4

2) сульфат натрия

В) Na_2SO_3

3) сульфит натрия

Г) NaHSO_4

4) гидросульфат натрия

5) тиосульфат натрия

► Ответ.

А	Б	В	Г
5	2	3	4

Важно и интересно

В составе веществ, образующих клетки всех живых организмов, обнаружено более 70 элементов. **Макроэлементы** — углерод, кислород, азот и водород — составляют в сумме почти 98%. Ещё к макроэлементам с суммарным содержанием 1,9% относятся магний, калий, кальций, натрий, фосфор, сера и хлор. На долю остальных химических элементов приходится около 0,1%. Это **микроэлементы** — железо, цинк, марганец, бор, медь, йод, кобальт, фтор, алюминий и др.

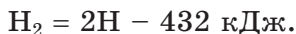
В клетках нет каких-либо особенных элементов, характерных только для живой природы, т. е. на *атомном уровне* различий между живой и неживой природой нет. Различия обнаруживаются на уровне сложных веществ — на *молекулярном уровне*. Клетки живых организмов содержат вещества, характерные только для них — белки, жиры, углеводы, нуклеиновые кислоты, витамины, гормоны и др. Эти вещества построены в основном из макроэлементов.

2.3.2. Водород

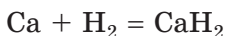
Водород. В свободном состоянии водород существует в виде молекул H_2 , атомы связаны в молекулу ковалентной неполярной связью.

Водород (H_2) — самый лёгкий из всех газообразных веществ. Имеет самую высокую теплопроводность и одну из самых низких температур кипения ($-252,8^\circ\text{C}$). Малорастворим в воде.

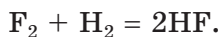
Молекула водорода очень прочная, что делает её малоактивной:



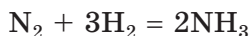
При обычных температурах водород вступает в реакцию с активными металлами, образуя *гидрид*:



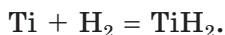
и с F_2 , образуя фтороводород:



При высоких температурах получают аммиак:



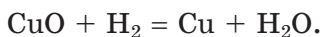
и гидрид титана (металл в порошке):



При поджигании водород реагирует с кислородом:



Водород обладает *восстановительной* способностью:



Основным соединением водорода, которое имеет широкое практическое применение, является **вода**.

Вода — единственное природное вещество, которое в земных условиях может существовать в трёх агрегатных состояниях — твёрдом, жидком и газообразном. Температуры, при которых происходит плавление и кипение воды, ещё в средние века использовались как опорные точки температурной шкалы Цельсия: значение 0 — плавление льда, 100 — кипение воды; градус — это одна сотая этого интервала температур.

Вода является также эталоном для выбора единицы массы. Массе 1 см³ воды приписали значение 1 г (плотность воды $\rho = 1 \text{ г/см}^3$). Это очень удобно: масса порции воды численно равна её объёму.

Плотность воды в твёрдом состоянии (лёд, 0,92 г/см³) меньше, чем в жидком, поэтому лёд плавает.

Вода имеет самую высокую среди других веществ теплоёмкость 4,2 Дж/(г·град.). Вода — плохой проводник электричества, но даже небольшие примеси, введённые в её состав, резко увеличивают электропроводность воды. Значения электропроводности можно использовать для контроля её чистоты.

Вода — хороший растворитель. В ней растворяются газы, жидкости и твёрдые вещества.

Вода является реакционно активным веществом и реагирует:

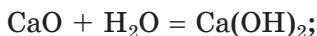
1) с простыми веществами-металлами:



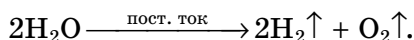
2) с простыми веществами-неметаллами:



3) со сложными веществами:



Под действием постоянного тока вода разлагается:



Примеры решения типовых задач



Укажите, в каких соединениях сера проявляет низшую и высшую степень окисления.

- 1) S 2) K_2SO_3 3) KHSO_4 4) Na_2S 5) $\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3$

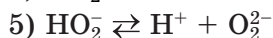
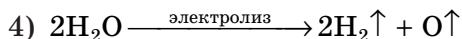
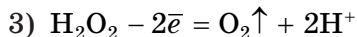
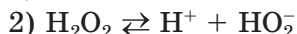
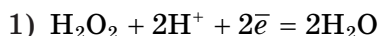
► Решение. Определяем с. о. серы в соединениях:

- 1) $\overset{0}{\text{S}}$ 2) $\overset{+4}{\text{K}_2\text{SO}_3}$ 3) $\overset{+6}{\text{K}_2\text{SO}_4}$ 4) $\overset{-2}{\text{Na}_2\text{S}}$ 5) $\overset{+2}{\text{Na}_2\text{S}_2\text{O}_3}$

► Ответ. 43.



Выберите две реакции, в которых пероксид водорода выступает как окислитель и как восстановитель.



► Решение. Если пероксид водорода отдаёт электроны, то происходит процесс окисления, и пероксид водорода становится восстановителем. При присоединении электронов происходит процесс восстановления, а пероксид водорода является окислителем.

► Ответ. 13.



Выберите две пары соединений, в которых оксид углерода(IV) реагирует с каждым веществом пары.

1) вода и оксид кальция

2) кислород и оксид серы(IV)

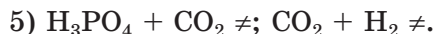
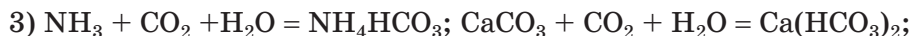
3) аммиак и карбонат кальция

4) сульфат калия и гидроксид натрия

5) фосфорная кислота и водород

► Решение. 1) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{CO}_3$; $\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3$;

2) $\text{CO}_2 + \text{O}_2 \neq$; $\text{CO}_2 + \text{SO}_3 \neq$;



► Ответ. 13.

Важно и интересно

При поджигании водород энергично реагирует с кислородом: $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O} + 484 \text{ кДж}$, выделяется большое количество теплоты, развивается высокая температура (до 2525°C). Главное использование энергии этой реакции — в ракетных двигателях космических кораблей.

Смесь водорода с кислородом или воздухом при нагревании взрывается. Наиболее взрывчатой является смесь, состоящая из двух объемов водорода и одного объема кислорода. Она называется «гремучим газом». Взрыв такой смеси произошёл на космическом челноке «Челленджер» в 1986 г., когда во время его запуска пламя ускорительного двигателя подожгло водородно-кислородную смесь.

2.3.3. Галогены

Основная степень окисления -1 , хотя галогены (кроме фтора) могут проявлять и положительную степень окисления, главным образом нечётную: $+1$, $+3$, $+5$, $+7$.

Галогены активные окислители. В группе Периодической системы их активность уменьшается сверху вниз. Вышестоящий галоген вытесняет нижестоящий из его соединения с металлами.

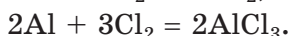
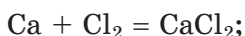
Галогены — простые вещества, существуют в виде двухатомных молекул: $\text{F}_2, \text{Cl}_2, \text{Br}_2, \text{I}_2$.

При комнатной температуре простые вещества фтор и хлор — газы, бром — жидкость, йод — твёрдое вещество. Галогены — окрашенные вещества: фтор — светло-жёлтый, хлор — жёлто-зелёный, бром — красно-коричневый, йод — светло-фиолетовый.

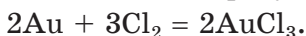
За исключением фтора, который бурно реагирует с водой, галогены малорастворимы в воде. Водные растворы галогенов называют соответственно **хлорной, бромной и йодной водой**.

Так как для завершения внешнего энергетического уровня галогенов не хватает только одного электрона, у них чётко выражены свойства неметаллов.

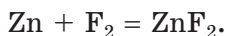
1. Галогены реагируют с металлами:



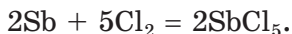
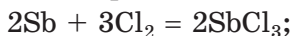
Хлор реагирует даже с золотом, образуя хлорид:



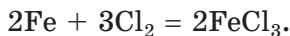
Алюминий и цинк в атмосфере фтора воспламеняются:



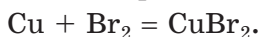
Сурьма при нагревании сгорает в колбе с хлором:



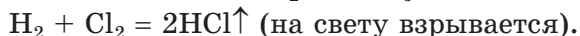
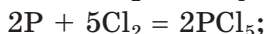
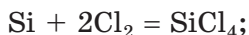
Раскалённые железные опилки загораются при взаимодействии с хлором:



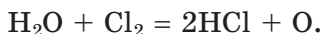
В парах брома горит медная проволока:



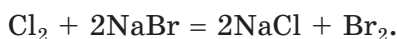
2. Галогены активно реагируют с неметаллами:



3. Галогены реагируют с водой, образуя атомарный кислород:



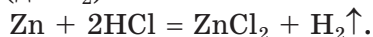
4. Галогены вытесняют друг друга из солей;



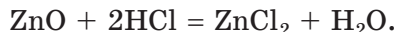
Растворы галогеноводородов в воде образуют кислоты: HF — фтороводородная, или плавиковая; HCl — хлороводородная, или соляная; HBr — бромоводородная; HI — йодоводородная.

Эти кислоты образуют соли: фториды, хлориды, бромиды, йодиды, в основном растворимые в воде.

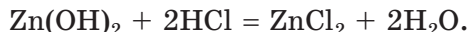
Наиболее технически важной является соляная кислота. Она реагирует с металлами (до H_2):



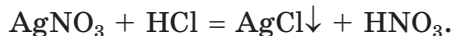
С основными амфотерными оксидами:



С основаниями:



С солями:



С аммиаком:



Для определения галогенид-ионов (кроме F^-) в растворе используют реакцию с нитратом серебра:

AgCl — белый осадок, AgBr — светло-жёлтый, AgI — жёлтый.

Примеры решения типовых задач

Выберите химические элементы, по отношению к которым кремний проявляет восстановительные свойства.

- | | |
|-------------|------------|
| 1) магний | 4) железо |
| 2) хлор | 5) кальций |
| 3) кислород | |

► Ответ. 23.



Выберите формулы солей сильной галогеноводородной и кислородной кислот.

- 1) HI 2) HClO 3) HBr 4) HF 5) HClO₄ 6) HClO₃

► Решение. В ряду галогеноводородов HF, HCl, HBr и HI прочность связи ЭН уменьшается, т. к. увеличивается длина связи. В водных растворах галогеноводородов (кроме HF) происходит полная диссоциация кислот, это сильные кислоты, их сила увеличивается от HF до HI.

Кислота HClO₄ (хлорная) является самой сильной из всех известных кислородных кислот.

► Ответ. 15.



Какие реакции из перечисленных невозможны?

- | | |
|-------------------------------|---------------------------------|
| 1) $KCl + Br_2 \rightarrow$ | 4) $Cu(OH)Cl + HCl \rightarrow$ |
| 2) $AgNO_3 + HCl \rightarrow$ | 5) $KBr + Cl_2 \rightarrow$ |
| 3) $NaCl + I_2 \rightarrow$ | |

► Решение. Каждый галоген вытесняет любой нижестоящий из его соединений в ряду Периодической системы. Запишем реакции:

- 1) $KCl + Br_2 \neq$;
- 2) $AgNO_3 + HCl = AgCl\downarrow + HNO_3$;
- 3) $NaCl + I_2 \neq$;
- 4) $Cu(OH)Cl + HCl \rightarrow CuCl_2 + H_2O$;
- 5) $KBr + Cl_2 = 2KCl + Br_2$.

► Ответ. 13.

2.3.4. Кислород

Химический символ кислорода (O), газ, существует в двух аллотропных модификациях — кислород (O₂) и озон (O₃).

Ядро атома кислорода имеет 8 протонов и 10 нейтронов, поэтому природный кислород состоит из трёх стабильных изотопов — ¹⁶₈O, ¹⁷₈O и ¹⁸₈O.

Кислород O_2 — самый распространённый элемент на нашей планете. Он находится в атмосфере (21 % по объёму), в земной коре (92 %), в гидросфере (89 %).

Кислород является родоначальником главной подгруппы VI группы Периодической системы. В соединениях проявляет с. о. -2 .

Кислород — одно из самых активных веществ. Химическое взаимодействие с кислородом называют **реакцией окисления**.

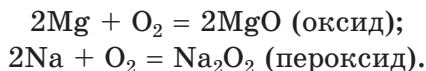
Кислород как простое вещество образует двухатомную молекулу O_2 с ковалентной неполярной связью. Это газ без запаха, цвета и вкуса. Плотность кислорода при 0°C и давлении 1 атм. составляет $1,43 \text{ кг/м}^3$, что в 1,11 раза больше плотности воздуха. Кислород мало растворим в воде. При 20°C и атмосферном давлении в 100 объёмах воды растворяется 3 объёма O_2 . Температура кипения кислорода равна -183°C ; при этой температуре и давлении 1 атм. кислород превращается в жидкость голубого цвета. Атомы кислорода могут образовывать два простых вещества — кислород и озон, молекула которого состоит из трёх атомов O_3 .

Кислород принимает участие в таких *окислительных процессах*: горение, дыхание, ржавление металлов, гниение растительных и животных остатков.

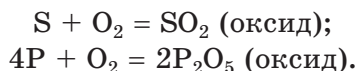
Реакции окисления, сопровождающиеся выделением теплоты и света, называются **реакциями горения**.

Кислород взаимодействует почти со всеми веществами, кроме галогенов, благородных газов, золота и платиновых металлов.

Кислород реагирует с металлами:



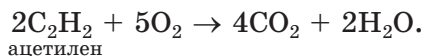
С неметаллами:



Эти процессы горения происходят быстро. Возможно и медленное горение — **окисление**:

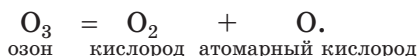


Горение сложных веществ:

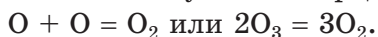


Озон в природе образуется во время грозы вследствие электрических разрядов в воздухе. В лабораторных условиях его получают в приборе — *озонаторе*, в котором через кислород пропускают электрический разряд.

Озон гораздо активнее кислорода. В озоне воспламеняются некоторые вещества (спирт, фосфор), он обесцвечивает красители. Эта активность озона объясняется образованием атомарного кислорода при разложении озона:



Атомарный кислород энергично реагирует с веществами, а потом атомы объединяются в молекулы кислорода:



Чтобы определить кислород среди других газов, необходимо поместить в сосуд тлеющую лучину, которая при присутствии кислорода воспламеняется и сгорает. Потом в сосуд следует налить известковую воду. Вода мутнеет, т. к. во время сгорания углерода образуется газ CO_2 , который в растворе образует CaCO_3 .

Примеры решения типовых задач



Укажите свойства вещества, которые не относятся к кислороду.

- 1) бесцветный газ
- 2) без запаха
- 3) составляет 21 % объёма воздуха
- 4) легче воздуха
- 5) растворим в воде

► Решение. В земной коре кислород самый распространённый элемент (92 %). Кислород тяжелее воздуха, его плотность в 1,11 раза больше плотности воздуха при н. у.; в воде он малорастворим.

► Ответ. 45.



Выберите два несолеобразующих оксида.

- 1) N_2O
- 2) ZnO
- 3) NO
- 4) SiO_2
- 5) CO_2

► Решение. Несолеобразующие оксиды не взаимодействуют ни со щелочами, ни с кислотами и не образуют солей. В их состав входят неметаллы (CO , N_2O , NO).

► Ответ. 13.



Установите соответствие между классами неорганических веществ и названиями веществ.

КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

- А) кислотный оксид
Б) основной оксид
В) несолеобразующий оксид
Г) амфотерный оксид

НАЗВАНИЯ ВЕЩЕСТВ

- 1) оксид углерода(II)
2) оксид магния
3) гидроксид меди
4) оксид хрома(III)
5) сероводород
6) оксид фосфора(V)

► Решение. Напишем химические формулы веществ:

1) CO; 2) MgO; 3) Cu(OH)₂; 4) Cr₂O₃; 5) H₂S; 6) P₂O₅.

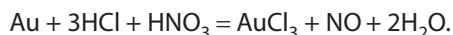
К оксидам относятся: CO, MgO, Cr₂O₃, P₂O₅.

► Ответ.

А	Б	В	Г
6	2	1	4

Важно и интересно

- «Царская водка» (3 объёма HCl + 1 объём HNO₃) растворяет золото и платину:



- Человек употребляет за сутки примерно 10 г, а за год — 3,5 кг хлорида натрия (поваренной соли).
- Соляная кислота образуется в желудке и участвует в процессе пищеварения. Кроме того, она действует как сильный бактерицидный фактор. Большинство бактерий, которые попадают в желудок с едой, быстро гибнут под влиянием соляной кислоты.

2.3.5. Сера

Атомы серы (S) содержат на внешнем энергетическом уровне 6 электронов, 2 из них — неспаренные.

Сера проявляет *восстановительные свойства*, образуя соединения со степенями окисления +2, +4, +6. По отношению к водороду и металлам сера проявляет окислительные свойства со степенью окисления –2.

Сера как простое вещество представляет собой твёрдое кристаллическое вещество жёлтого цвета, имеет молекулярную кристаллическую решётку, легко плавится, в воде нерастворима. Для серы характерна аллотропия.

Ромбическая сера S — стабильная модификация. Образует кристаллы октаэдрической формы лимонно-жёлтого цвета с $t_{\text{пл}} = 112,8^\circ\text{C}$.

Моноклинная сера имеет игольчатые кристаллы с $t_{\text{пл}} = 119,3^{\circ}\text{C}$, легко переходит в ромбическую. **Пластическая сера** имеет линейное строение молекул, тёмно-коричневый цвет. Её получают при выливании расплавленной при 100°C серы в холодную воду — образуется резиноподобная тёмно-коричневая масса.

В таблице 21 обобщены свойства серы и её соединений.

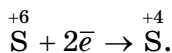
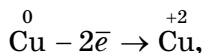
Таблица 21. Свойства серы и её соединений

Вещество	Свойства
Сера	При обычных условиях — твёрдое, жёлтое кристаллическое вещество. Горит в кислороде: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2$ (проявляет восстановительные свойства). Взаимодействует с металлами и водородом: $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}, \text{H}_2 + \text{S} = \text{H}_2\text{S}$ (проявляет окислительные свойства). В природе — самородная S; сульфиды: FeS_2 (пирит), CuS; сульфаты: $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (гипс), Na_2SO_4
Соединения серы	
Оксиды серы	При обычных условиях SO_2 — газ, SO_3 — жидкое вещество ($t_{\text{пл}} = 16,8^{\circ}\text{C}$). Проявляет свойства кислотных оксидов, взаимодействуя с водой: $\text{SO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{SO}_3,$ $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4;$ щелочами: $\text{SO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O},$ $\text{SO}_3 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O};$ основными оксидами: $\text{SO}_3 + \text{CaO} = \text{CaSO}_4.$ Получение оксида серы(IV) в промышленности: горение серы: $\text{S} + \text{O}_2 = \text{SO}_2,$ обжиг пирита: $4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2;$ в лаборатории: $\text{Na}_2\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}.$ Получение оксида серы(VI) в промышленности: каталитическое окисление оксида серы(IV): $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 = 2\text{SO}_3$

Окончание таблицы 21

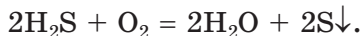
Вещество	Свойства
Серная кислота	При обычных условиях — бесцветная тяжёлая жидкость ($\rho \approx 2 \text{ г/см}^3$), неограниченно растворимая в воде. Сильная двухосновная кислота: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^- \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}.$ Взаимодействует с металлами: $\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\uparrow.$ В концентрированной кислоте пассивируются Al и Fe. Взаимодействует со щелочами, основаниями и амфотерными гидроксидами: $\begin{aligned} \text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} &= \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}; \\ \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{Ca(OH)}_2 &= \text{CaSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}; \\ 3\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{Al(OH)}_3 &= \text{Al}_2(\text{SO}_4)_3 + 6\text{H}_2\text{O}. \end{aligned}$ Взаимодействует с основными и амфотерными оксидами: $\begin{aligned} \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{CuO} &= \text{CuSO}_4 + \text{H}_2\text{O}; \\ \text{H}_2\text{SO}_4 + \text{ZnO} &= \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2\text{O}. \end{aligned}$ Концентрированная кислота гигроскопична: $\text{H}_2\text{SO}_4 + n\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \cdot n\text{H}_2\text{O} + Q,$ а также обугливает органические вещества: $\underset{\text{сахароза}}{\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}} \xrightarrow[\text{(конц.)}]{\text{H}_2\text{SO}_4} 12\text{C} + 11\text{H}_2\text{O}.$ обугливание Получение в промышленности в соответствии со схемой: $\text{FeS}_2(\text{или S}) \xrightarrow{\text{O}_2} \text{SO}_2 \xrightarrow{\text{O}_2} \text{SO}_3 \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{H}_2\text{SO}_4$

Концентрированная серная кислота H_2SO_4 при взаимодействии с металлами водород не выделяет, поскольку окислителем выступают не катионы водорода, как в случае с разбавленной кислотой, а сульфат-ионы SO_4^{2-} :

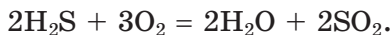


Сероводород H_2S — бесцветный газ с резким удушливым запахом тухлых яиц, немного тяжелее воздуха, растворяется в воде с образованием *сероводородной* кислоты, соли которой называют *сульфидами*. Газ ядовит.

Сероводород горит. При охлаждении пламени (внесении в него холодных предметов) образуется свободная сера:



Если пламя не охлаждать и обеспечить избыток кислорода, то получится оксид серы(IV):



Сероводород — сильнейший восстановитель.

Напомним правило разбавления концентрированной серной кислоты. Нельзя приливать воду к кислоте! Следует осторожно, тонкой струйкой вливать **кислоту в воду**, непрерывно помешивая раствор.

Примеры решения типовых задач



В схеме превращений $\text{SO}_2 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{Y} \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_4$ веществами X_1 и Y_1 могут быть соответственно

- | | |
|--|--|
| 1) H_2SO_3 и H_2SO_4 | 4) H_2SO_4 и NaCl |
| 2) SO_3 и NaOH | 5) H_2SO_3 и SO_3 |
| 3) SO_3 и H_2SO_4 | |

► Решение. Конечным продуктом схемы является соль сульфат натрия, значит, в реакции участвовала серная кислота H_2SO_4 , т. е. $\text{Y} = \text{H}_2\text{SO}_4$. Чтобы получить серную кислоту, нужно растворить кислотный оксид SO_3 в воде ($\text{X}_1 = \text{SO}_3$).

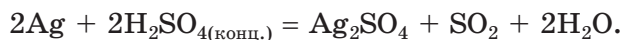
► Ответ. 3.



При нагревании серебра с концентрированной H_2SO_4 образуются

- | | |
|-------------------------|----------------|
| 1) оксид серы(IV) | 4) водород |
| 2) оксид серы(VI) | 5) сероводород |
| 3) соль сульфат серебра | |

► Решение. H_2SO_4 — концентрированная серная кислота, сильный окислитель. В реакции с серебром (а также Cu , Sn , Hg , Te (t°)) образуются соль сульфат серебра и оксид серы(IV) (SO_2):



► Ответ. 13.

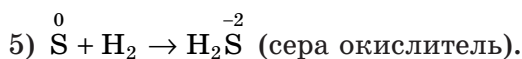
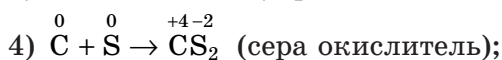


Сера вступает в реакции с

- | | |
|---------------|--------------|
| 1) хлором | 4) углеродом |
| 2) фтором | 5) водородом |
| 3) кислородом | |

Укажите реакции, в которых сера проявляет окислительные свойства.

► Решение. Запишем химические реакции и определим с. о. элементов:



► Ответ. 45.

Важно и интересно

Почти все реакции с участием кислорода экзотермические. Высокая окислительная способность кислорода лежит в основе горения всех видов топлива. Кислород участвует в процессе дыхания. Он доставляется во все ткани и клетки живых организмов в виде соединения оксигемоглобина и окисляет белки, жиры и углеводы (элементы пищи), образуя при этом оксид углерода(IV) и воду, высвобождая энергию, необходимую для деятельности организма.

Растения поглощают атмосферный кислород, и на свету протекает процесс *фотосинтеза*, в результате которого углекислый газ поглощается, а кислород выделяется в больших количествах, чем при его поглощении. Таким образом, содержание свободного кислорода Земли сохраняется благодаря жизнедеятельности зелёных растений.

2.3.6. Азот

Элемент азот N имеет на внешнем электронном уровне пять электронов, из которых три неспаренных. Он может присоединять три электрона и приобретать степень окисления -3 .

Атомы азота отдают свои внешние электроны более электроотрицательным элементам и приобретают степени окисления $+1$, $+2$, $+4$.

Азот образует оксиды со степенями окисления $+1$, $+2$, $+3$, $+4$, $+5$.

Три неспаренных электрона на внешнем энергетическом уровне азота участвуют в формировании трёх ковалентных связей с тремя атомами водорода при образовании молекулы аммиака NH_3 .

Поскольку атом азота в азотной кислоте имеет наивысшую степень окисления $+5$, азотная кислота HNO_3 является одной из сильных кислот.

Азот как простое вещество существует в свободном состоянии в виде молекулы N_2 , атомы связаны прочной ковалентной связью

$\text{N}\equiv\text{N}$. Азот — бесцветный газ без запаха и вкуса, в атмосфере его содержится 78 %. Азот — составная часть живых организмов.

Важнейшими соединениями азота являются аммиак, азотная кислота и её соли. Азотная кислота и аммиак производятся в промышленности в больших объёмах, т. к. соли (NH_4NO_3 , KNO_3) являются удобрениями. Азотная кислота используется для получения красителей пластмасс, лекарств, взрывчатых веществ.

Азот — жизненно важный элемент, поэтому *круговорот азота* в природе обеспечивает атмосферу, почву, растительные и живые организмы этим элементом.

В таблице 22 обобщены свойства азота и его соединений.

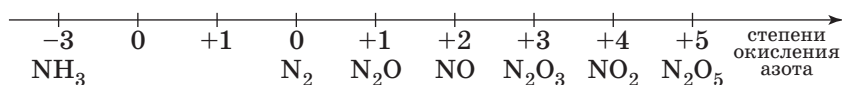
Таблица 22. Свойства азота и его соединений

Вещество	Свойства
Азот	Очень прочная и поэтому малореакционная молекула. Проявляет окислительные свойства (в реакциях с водородом и металлами): $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3; \text{N}_2 + 3\text{Mg} = \text{Mg}_3\text{N}_2.$ Проявляет восстановительные свойства (в реакции с кислородом): $\text{N}_2 + \text{O}_2 \xrightarrow[1000^\circ\text{C, кат.}]{} 2\text{NO}.$ Получение: в промышленности — ректификацией жидкого воздуха; в лаборатории — термическим разложением нитрита аммония: $\text{NH}_4\text{NO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{N}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Аммиак	При н. у. бесцветный, резко пахнущий газ. Взаимодействует с водой, образуя раствор слабого основания: $\text{NH}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_4^+ + \text{OH}^-.$ Взаимодействует с кислотами: $\text{NH}_3 + \text{H}^+ = \text{NH}_4^+.$ Проявляет восстановительные свойства: $2\text{NH}_3 + 3\text{CuO} \xrightarrow{t^\circ} 3\text{Cu} + 3\text{H}_2\text{O} + \text{N}_2;$ $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 6\text{H}_2\text{O};$ $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O}.$ Получение в промышленности: $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 \uparrow + 92 \text{ кДж}$

Окончание таблицы 22

Вещество	Свойства
Оксиды азота	Оксид азота(II) окисляется кислородом воздуха при комнатной температуре: $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2.$ Оксид азота(IV) взаимодействует с водой в присутствии кислорода: $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3.$ Образуются при взаимодействии: 1) азота с кислородом при высокой температуре или в условиях электрического разряда: $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO};$ 2) аммиака с кислородом в присутствии катализатора: $4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightarrow{\text{кат.}} 4\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O};$ 3) меди с азотной кислотой: $\text{Cu} + 4\text{HNO}_{3(\text{конц.})} = \text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2\uparrow + 2\text{H}_2\text{O};$ $3\text{Cu} + 8\text{HNO}_{3(\text{разб.})} = 3\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}\uparrow + 4\text{H}_2\text{O}$
Азотная кислота	Неустойчива, разлагается под действием света: $4\text{HNO}_3 = 2\text{H}_2\text{O} + 4\text{NO}_2\uparrow + \text{O}_2\uparrow.$ Является сильной кислотой, необратимо диссоциирует в водном растворе: $\text{HNO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_3\text{O}^+ + \text{NO}_3^-.$ Взаимодействует с основными оксидами: $\text{CaO} + 2\text{HNO}_3 = \text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{O},$ $\text{CaO} + 2\text{H}^+ = \text{Ca}^{2+} + \text{H}_2\text{O}.$ Взаимодействует с основаниями: $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{HNO}_3 = \text{Fe}(\text{NO}_3)_3 + 3\text{H}_2\text{O},$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}.$ Реагирует с металлами без выделения водорода и по-разному — в зависимости от концентрации кислоты и активности металла. Получение: в промышленности — взаимодействием оксида азота(IV) с водой и кислородом: $4\text{NO}_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{HNO}_3;$ в лаборатории — вытеснением из солей нелетучей кислотой при нагревании: $2\text{NaNO}_{3(\text{кр.})} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{HNO}_3 + \text{NaHSO}_4.$

Азот образует пять оксидов: N_2O , NO , N_2O_3 , NO_2 , N_2O_5 , причём солеобразующие N_2O_3 и N_2O_5 нестабильны.



Оксиды N_2O и NO — бесцветные газы, N_2O_3 — тёмно-синяя жидкость, NO_2 — бурый газ, N_2O_5 — бесцветные прозрачные кристаллы.

Оксиды N_2O и NO несолеобразующие, а остальные кислотные:

N_2O_3 соответствует азотистая кислота HNO_2 , а N_2O_5 — азотная кислота HNO_3 . Оксид азота(IV) NO_2 при растворении в воде образует две кислоты — HNO_2 и HNO_3 , $2NO_2 + H_2O = HNO_3 + HNO_2$.

При избытке кислорода получается только азотная кислота.

Азотная кислота проявляет все химические свойства сильных кислот. Но с металлами она ведёт себя по-особому — ни один из металлов не вытесняет из азотной кислоты водород, независимо от её концентрации. Это объясняется тем, что HNO_3 является сильным окислителем. Азот в кислоте имеет максимальную с. о. +5. Именно он и восстанавливается при взаимодействии с металлами.

Продукт восстановления зависит от положения металла в ряду напряжений, от концентрации кислоты и условий проведения реакции (таблица 23).

Рассмотрим строение молекулы аммиака. Как вы уже знаете, на внешнем энергетическом уровне атомы азота содержат пять электронов, из которых три электрона — неспаренные. Именно они и участвуют в формировании трёх ковалентных связей с тремя атомами водорода при образовании молекулы аммиака NH_3 :



Три общие электронные пары смещены в сторону более электроотрицательного атома азота, а так как молекула аммиака имеет форму треугольной пирамиды (рис. 17), то в результате смещения электронных пар возникает диполь, т. е. молекула с двумя полюсами. Молекулы аммиака взаимодействуют, связываясь друг с другом водородной связью:

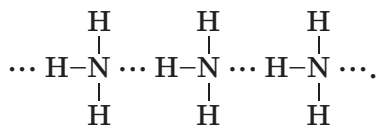


Таблица 23. Окислительные свойства азотной кислоты

Реагент	HNO_3 концентрированная	HNO_3 разбавленная
Щелочные и щёлочноземельные металлы: Li, Na, K, Rb, Cs, Ca, Sr, Ba	Выделяется N_2O	Образуется NH_3 , который с избытком HNO_3 даёт NH_4NO_3
Активные металлы и металлы средней активности: Mg, Zn, Ni, Co, Mn	Выделяется NO	N_2O , N_2 , NH_4NO_3
Неактивные металлы: Sn, Pb, Cu, Bi, Hg, Ag	Выделяется NO_2	NO
Fe, Cr, Al пассивируются на холоде	При нагревании NO или NO_2 с образованием оксидов	N_2O , N_2 , NH_4NO_3 , образуются соли
Неметаллы	NO_2	NO
	Неметаллы окисляются до соответствующих кислот	

Это слабая химическая связь, примерно в 15–20 раз слабее ковалентной. Благодаря ей некоторые низкомолекулярные вещества образуют ассоциаты, что приводит к повышению температур плавления и кипения веществ. Водородная связь образуется между молекулами воды, спиртов, фтороводорода.

Аммиак — бесцветный газ с резким запахом, почти в 2 раза легче воздуха. Аммиак нельзя вдыхать продолжительное время, так как он ядовит. Этот газ легко сжижается при обычном давлении и температуре $-33,4^\circ\text{C}$, а при испарении жидкого аммиака из окружающей среды поглощается много тепла, поэтому аммиак применяют в холодильных установках.

Аммиак очень хорошо растворим в воде: при 20°C в одном объёме H_2O растворяется около 710 объёмов аммиака. При этом образуется непрочное соединение $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$. Концентрированный водный раствор аммиака (25 % по массе) называют водным аммиаком, или аммиачной водой, а используемый в медицине 10 % раствор аммиака известен под названием **нашатырный спирт**.

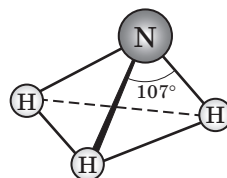


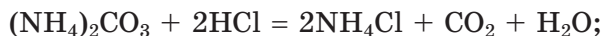
Рис. 17. Строение молекулы аммиака

И водный раствор аммиака, и соли аммония содержат особый ион — *катион аммония* NH_4^+ , играющий роль катиона металла.

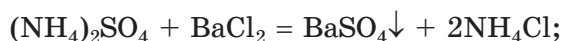
Соли аммония реагируют со щелочами:



Эта реакция является качественной реакцией на ион аммония и на соли аммония. Аммиак определяют по специфическому запаху или по изменению окраски индикатора: влажная лакмусовая бумага синееет. Соли аммония взаимодействуют с кислотами:



с солями:



распадаются при нагревании:



Примеры решения типовых задач



Определите соединения азота с наинизшей и наивысшей степенями окисления.

- 1) NH_4Br
- 2) NOCl
- 3) N_2H_4
- 4) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$
- 5) NH_2OH

► Решение. Определяем с. о. азота в соединениях:

- 1) $\overset{-3}{\text{N}}\text{H}_4\text{Br}$; 2) $\overset{+3}{\text{N}}\text{OCl}$; 3) $\overset{-2}{\text{N}}_2\text{H}_4$; 4) $\overset{+5}{\text{Cu}}(\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3)_2$; 5) $\overset{-1}{\text{N}}\text{H}_2\text{OH}$.

► Ответ. 14.



Укажите две возможные реакции между металлом и раствором соли.

- 1) Ag и K_2SO_4 (p-p)
- 2) Mn и FeSO_4 (p-p)
- 3) Mg и SnCl_2 (p-p)
- 4) Zn и KCl (p-p)
- 5) Ag и CuSO (p-p)

► Решение. Химическая реакция в системе происходит, если простое вещество металл находится в ряду напряжений металлов левее металла, который входит в состав соли.

► Ответ. 23.



Установите соответствие между формулами частиц и их электронными конфигурациями.

ФОРМУЛЫ ЧАСТИЦ

ЭЛЕКТРОННЫЕ КОНФИГУРАЦИИ

- А) S^0
 Б) Cl^{+7}
 В) P^{+3}
 Г) N^{-2}

- 1) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
 2) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
 3) $1s^2 2s^2 2p^5$
 4) $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
 5) $1s^2 2s^2 2p^6$

- Решение. Если частица имеет положительный заряд, то это означает, что у электронной формулы элемента удалено столько валентных электронов, сколько их указано при положительном заряде. Если частица имеет отрицательный заряд, то это означает, что к электронной формуле элемента добавлено число электронов, указанных при отрицательном заряде.

- Ответ.

А	Б	В	Г
2	5	1	3

2.3.7. Фосфор

Фосфор (Р) — аналог азота. Однако он характеризуется большим радиусом, меньшим значением электроотрицательности, а значит и более выраженными восстановительными свойствами.

У фосфора реже встречается с. о. -3 (только в *фосфидах* Ca_3P_2 , Na_3P), чаще он имеет с. о. $+5$.

Соединение *фосфин* (PH_3) — тот редкий случай, когда ковалентная связь между атомами разных элементов — неполярная, т. к. значения электроотрицательности фосфора и водорода почти одинаковы.

Химический элемент фосфор образует несколько аллотропных модификаций, в которых имеет с. о. $+3$ или $+5$, а также -3 .

Рассмотрим два простых вещества фосфора.

Белый фосфор имеет молекулярную кристаллическую решётку, которая состоит из молекул P_4 . Нерастворим в воде, растворяется в сероуглероде. На воздухе легко окисляется, а в порошке — воспламеняется. Белый фосфор очень ядовит, сохраняют его под водой. Особенностью его является свечение в темноте.

Красный фосфор — порошок тёмно-малинового цвета. Не растворяется ни в воде, ни в сероуглероде. Не ядовит, не светится, на воздухе окисляется. Химические свойства фосфора и его соединений представлены в таблице 24.

Таблица 24. Свойства фосфора и его соединений

Вещество	Свойства
Фосфор	При обычных условиях может существовать в виде двух аллотропных модификаций: красный и белый. Горит в кислороде: $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$ (проявляет восстановительные свойства)
	Белый фосфор окисляется на воздухе при комнатной температуре: $P_4 + 3O_2 = 2P_2O_3$. Получение: $2Ca_3(PO_4)_2 + 10C + 6SiO_2 = P_4\uparrow + 10CO\uparrow + 6CaSiO_3 - Q$
Оксид фосфора(V)	При обычных условиях очень гигроскопичное твёрдое вещество белого цвета. Проявляет свойства кислотных оксидов, взаимодействуя с водой: $P_2O_5 + 6NaOH = 2Na_3PO_4 + 3H_2O$; с основными оксидами: $P_2O_5 + 3CaO = Ca_3(PO_4)_2$. Получение: сжигание фосфора в избытке воздуха: $4P + 5O_2 = 2P_2O_5$
Фосфорная кислота	При обычных условиях бесцветное твёрдое вещество, неограниченно растворимое в воде. Трёхосновная кислота средней силы: $H_3PO_4 \rightleftharpoons H^+ + H_2PO_4^- \rightleftharpoons 2H^+ + HPO_4^{2-} \rightleftharpoons 3H^+ + HPO_4^{3-}$. Взаимодействует со щелочами, основаниями и амфотерными гидроксидами, а также с аммиаком: $H_3PO_4 + 3NaOH = Na_3PO_4 + 3H_2O$, $H_3PO_4 + 2NaOH = Na_2HPO_4 + 2H_2O$, $H_3PO_4 + NH_3 = NH_4H_2PO_4$, $H_3PO_4 + 2NH_3 = (NH_4)_2HPO_4$. Взаимодействует с основными оксидами: $2H_3PO_4 + 3CaO = Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2O$. Взаимодействует с фосфатом кальция, образуя дигидрофосфат (двойной суперфосфат): $Ca_3(PO_4)_2 + 4H_3PO_4 = 3Ca(H_2PO_4)_2$. Получение в промышленности: - по реакции оксида фосфора(V) с водой: $P_2O_5 + 3H_2O = 2H_3PO_4$; - по реакции фосфата кальция с серной кислотой при нагревании: $Ca_3(PO_4)_2 + 3H_2SO_4 \xrightarrow{t^\circ} 3CaSO_4 + 2H_3PO_4$

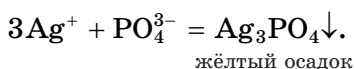
В природе фосфор в свободном виде не встречается — только в виде соединений.

Фосфор также является составной частью тканей организма человека, животных и растений.

Фосфорные удобрения. Основными видами сырья для них являются фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$ и апатит $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$. Эти вещества нерастворимы в воде, поэтому путём реакции с серной кислотой их переводят в смесь дигидрофосфата кальция и сульфата кальция — **суперфосфат**. Последующая обработка смеси фосфорной кислоты приводит к получению чистого дигидрофосфата кальция — **двойного суперфосфата**.

Для кислых грунтов нужна соль, имеющая в водном растворе нейтральную реакцию. Для известкования почвы используют гидрофосфат кальция $\text{CaHPO}_4 \cdot \text{H}_2\text{O}$ — **преципитат**.

Качественная реакция для определения ортофосфат- и гидрофосфат-ионов — реакция с раствором нитрата серебра(I):



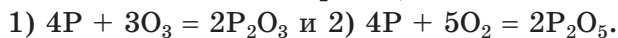
Примеры решения типовых задач



Определите с. о. фосфора в соединениях, которые образуются:

- 1) при медленном окислении фосфора;
- 2) при его горении в избытке кислорода.

► Решение. Напишем реакции:



Определим с. о. фосфора: $\overset{+3}{\text{P}_2\text{O}_3}$ и $\overset{+5}{\text{P}_2\text{O}_5}$.

► Ответ. +3, +5.



Установите соотношение между веществами и названиями анионов.

ВЕЩЕСТВО

НАЗВАНИЕ АНИОНА

А) K_3P

1) фосфат

Б) KH_2PO_4

2) фосфин

В) K_2HPO_4

3) гидрофосфат

Г) K_3PO_4

4) фосфид

5) дигидрофосфат

► Решение. Трёхосновная кислота H_3PO_4 образует три ряда солей:

- 1) средние соли — **фосфаты**, которые нерастворимы в воде ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$), кроме фосфатов щелочных металлов;

- 2) кислые соли — **дигидрофосфаты** (например, $\text{CaH}_2(\text{PO}_4)_2$), большинство из которых хорошо растворимы в воде;
 3) кислые соли — **гидрофосфаты** (например, CaHPO_4), которые малорастворимы в воде (кроме фосфатов Na, K и NH_4^+).

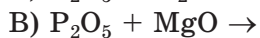
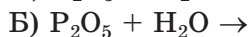
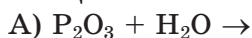
► Ответ.

А	Б	В	Г
4	5	3	1

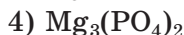
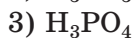
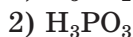
ЕГЭ

Установите соответствие между реагирующими веществами и продуктами их взаимодействия.

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВА



ПРОДУКТЫ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ



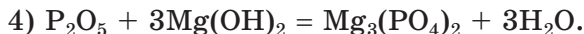
- Решение. При взаимодействии кислотных оксидов с водой образуются кислоты. Оксид фосфора(V) реагирует с водой и образует фосфорную кислоту:



Оксид фосфора(III) в реакции с водой образует фосфористую кислоту:



Запишем реакции:



► Ответ.

А	Б	В	Г
2	3	4	6

Важно и интересно

- Алхимики получили серную кислоту ещё в X столетии во время прокаливания сульфатов (купоросов). Отсюда произошло историческое название серной кислоты — **купоросное масло**.
- В 670 г. защитники Константинополя сожгли арабский флот с помощью «**греческого огня**» — это была смесь серы с калийной селитрой и углеродом.
- Сероводород имеет лечебные свойства. На базе сероводородных источников построены здравницы.

2.3.8. Углерод

Атомы углерода (C) содержат на внешнем уровне четыре электрона и имеют с. о. -4 , т. е. проявляют окислительные свойства. Отдавая электроны более электроотрицательным элементам, они проявляют восстановительные свойства и приобретают с. о. $+4$.

Углерод — особый химический элемент. Он — основа многообразия органических соединений, из которых состоят все живые организмы на планете.

Аллотропные модификации углерода: алмаз, графит, карбин, фуллерен.

Алмаз — прозрачный кристалл, имеет атомную решётку (рис. 18), в которой все атомы связаны ковалентной связью, поэтому каждый кристалл алмаза — это многоатомная молекула. Алмаз — самое твёрдое вещество из известных (твёрдость по шкале Мооса равна 10).

Графит — тёмно-серое кристаллическое вещество с металлическим блеском. Имеет атомную кристаллическую решётку (рис. 19), хорошо проводит тепло и электрический ток. Вещество мягкое, т. к. обладает слоистой структурой. В кристаллической решётке графита атомы углерода, лежащие в одной плоскости, прочно связаны в правильные шестиугольники. Связи между слоями малопрочные.

Существует ещё одна аллотропная модификация углерода — **карбин**, вещество белого цвета, в котором атомы углерода образуют цепочки двух видов: $=C=C=C=C=$ или $-C\equiv C-C\equiv C-$.

Сравнительно недавно (1985 г.) была открыта ещё одна модификация углерода — **фуллерен**. Он состоит из молекул C_{60} и C_{70} , имеет структуру пустой сферы, напоминающая футбольный мяч, поверхность которого состоит из пяти- и шестиугольников атомов углерода.

Углерод химически инертен только при сравнительно низких температурах, а при высоких — это один из сильнейших восстановителей. И главное химическое применение углерода — восстановление металлов, в первую очередь железа.

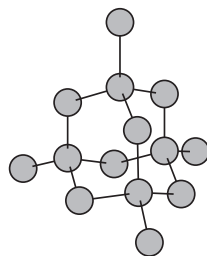


Рис. 18. Атомная кристаллическая решётка алмаза

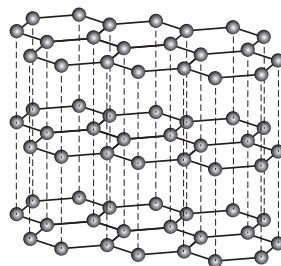


Рис. 19. Атомная кристаллическая решётка графита

Перейдём к рассмотрению свойств углерода и его соединений (таблица 25).

Таблица 25. Свойства углерода и его соединений

Вещество	Свойства
Углерод	Имеет аллотропные модификации: алмаз, графит, карбин, фуллерен. Проявляет восстановительные свойства: а) горит в кислороде: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2 + Q \text{ (полное сгорание),}$ $2\text{C} + \text{O}_2 = 2\text{CO} + Q \text{ (неполное сгорание);}$ б) взаимодействует с оксидом углерода(IV), образуя ядовитое вещество угарный газ: $\text{C} + \text{CO}_2 = 2\text{CO};$ в) восстанавливает металлы из их оксидов: $\text{C} + 2\text{CuO} = \text{CO}_2 + 2\text{Cu}.$ Получение: неполное сжигание метана $\text{CH}_4 + \text{O}_2 = \text{C} + 2\text{H}_2\text{O}$
Оксид углерода(IV)	Газ без запаха, цвета и вкуса, тяжелее воздуха. Кислотный оксид. При растворении взаимодействует с водой: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3.$ Реагирует с основаниями (известковая вода при его пропускании мутнеет): $\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}.$ Реагирует с основными оксидами: $\text{CO}_2 + \text{CaO} = \text{CaCO}_3.$ Образуется в реакциях: - горения углерода в кислороде: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2;$ - окисления оксида углерода(II): $2\text{CO} + \text{O}_2 = 2\text{CO}_2;$ - сгорания метана: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O};$ - взаимодействия кислот с карбонатами: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O};$ - термического разложения карбонатов и гидрокарбонатов: $\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow;$ $2\text{NaHCO}_3 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O};$ - в окислительных биохимических процессах дыхания, гниения

Окончание таблицы 25

Вещество	Свойства
Угольная кислота	Непрочная молекула. Слабая двухосновная кислота. Равновесие в водном растворе: $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}_2\text{CO}_3 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons 2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}.$ Взаимодействует с растворами щелочей как раствор углекислого газа в воде с образованием кислых (гидрокарбонатов) и средних (карбонатов) солей: $\text{CO}_2 + \text{NaOH} = \text{NaHCO}_3,$ $\text{CO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}.$ Вытесняется из солей более сильными кислотами: $\text{CaCO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}.$ Соли угольной кислоты подвергаются гидролизу: $2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-.$ $\text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{HCO}_3^- + \text{OH}^-.$

Угольная кислота как двухосновная кислота образует два ряда солей: средние — **карбонаты** (CaCO_3) и кислые — **гидрокарбонаты** ($\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$).

При избытке углекислого газа в присутствии воды карбонаты могут превращаться в гидрокарбонаты, растворимые в воде:



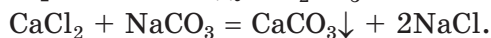
Наличием этой соли объясняется **временная жёсткость** воды.

При нагревании растворимый карбонат кальция снова превращается в нерастворимый карбонат:

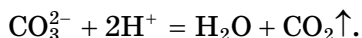


В результате этой реакции образуется накипь на стенках чайников и в трубах парового отопления, а в пещерах формируются свисающие вниз сталактиты, навстречу которым снизу вырастают сталагмиты.

Другие соли кальция и магния (хлориды и сульфаты) придают воде **постоянную жёсткость**. Кипячением устранить её нельзя. Используют другой карбонат — соду Na_2CO_3 :



При действии кислот на карбонаты и гидрокарбонаты наблюдается «вскипание» из-за выделяющегося углекислого газа:



Это качественная реакция на соли угольной кислоты.

Таблица 26. Виды жёсткости воды и методы её смягчения

Карбонатная (временная)	Некарбонатная (постоянная)
$\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2, \text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$	$\text{CaCl}_2, \text{MgCl}_2, \text{CaSO}_4, \text{MgSO}_4$
кипячением $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaCO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$ добавлением соды $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 =$ $= \text{MgCO}_3\downarrow + 2\text{NaHCO}_3$	добавлением соды $\text{CaSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{MgSO}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} =$ $= (\text{Mg}(\text{OH}))_2\text{CO}_3\downarrow + \text{CO}_2\uparrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$

Примеры решения типовых задач

Укажите два способа перевода гидрокарбоната кальция в карбонат кальция.

- 1) прокаливание
- 2) взаимодействие с серной кислотой
- 3) при помощи водного раствора CO_2
- 4) взаимодействие с содой
- 5) взаимодействие с соляной кислотой

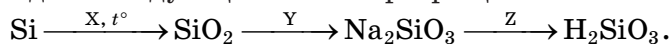
► Решение. Гидрокарбонат кальция — соль, наличие которой в воде объясняет временную жёсткость воды:

- 1) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaCO}_3\downarrow + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2\uparrow$;
- 2) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3\downarrow + 2\text{NaHCO}_3$.

► Ответ. 14.



Задана следующая схема превращений:



Определите, какие из указанных веществ являются веществами X, Y и Z.

- | | |
|-----------------------------|-------------------------|
| 1) Na_2CO_3 | 4) H_2O |
| 2) O_2 | 5) NaOH |
| 3) HCl | 6) CO_2 |

► Решение. 1) $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2$; 2) $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O}$;
3) $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$.

► Ответ.

X	Y	Z
2	5	3



Установите соответствие между названиями веществ и их формулами.

НАЗВАНИЕ ВЕЩЕСТВА

- А) кальцинированная сода
- Б) кристаллическая сода
- В) поташ
- Г) силикатный клей

ХИМИЧЕСКАЯ ФОРМУЛА

- 1) K_2CO_3
- 2) Na_2SiO_3
- 3) $Na_2CO_3 \cdot 10H_2O$
- 4) $NaHCO_3$
- 5) Na_2CO_3

► Ответ.

А	Б	В	Г
5	3	1	2

Важно и интересно

- Название «фосфор» происходит от греческого «светоносный». В организме человека содержится примерно 780 г фосфора. Зажигательная поверхность коробки спичек покрыта смесью фосфора с измельчённым стеклом.
- Алмаз — от греческого «адамас», твёрдый, несокрушимый, непреодолимый.
- Массу алмазов измеряют в каратах, 1 карат = 0,2 г.
- Сходное с графитом строение имеют **сажа** и **древесный уголь**.
- Древесный уголь получают при сухой перегонке древесины. Благодаря своей пористой поверхности он поглощает газы и растворённые вещества, такое свойство называют **адсорбцией**. Чем больше пористость древесного угля, тем эффективнее адсорбция. Чтобы увеличить поглотительную способность, древесный уголь обрабатывают горячим паром. Такой уголь называют **активированным**. На поглотительной способности активированного угля основано действие противогаза — устройства для защиты от вредных примесей в воздухе.
- Первый противогаз был изобретён выдающимся русским химиком Н. Д. Зелинским и спас жизнь тысячам солдат в период Первой мировой войны.
- В некоторых вулканических местностях углекислый газ выделяется из расколов земной коры и накапливается в пещерах (Собачья пещера близ Неаполя), долинах (Долина смерти на о. Ява). Некрупные животные, попадая в эти места, погибают.
- В 1992 г. в Карелии найдены природные фуллерены в минерале шунгите.

2.3.9. Кремний

У кремния Si на третьем энергетическом уровне находятся четыре валентных электрона. Кремний проявляет степени окисления -4 и $+4$.

Кремний известен в двух состояниях — кристаллическом и аморфном. Они не являются аллотропными модификациями.

Кремний проявляет свойства и неметалла, и металла, однако при комнатной температуре он инертен, что объясняется прочностью его кристаллической решётки.

Алмазоподобная модификация кремния — полупроводник.

Кремний как простое вещество (кристаллический кремний) имеет кристаллическую решётку, как у алмаза; обладает металлическим блеском; тугоплавкий, очень твёрдый, с незначительной электропроводностью. В очищенном виде используется как полупроводник для изготовления кислотостойких сталей, солнечных батарей и фотоэлементов.

В таблице 27 обобщены свойства кремния и его соединений.

Таблица 27. Свойства кремния и его соединений

Вещество	Свойства
Кремний	Обладает полупроводниковыми свойствами. Горит в кислороде: $\text{Si} + \text{O}_2 = \text{SiO}_2 + Q.$ Получение: восстановление оксида кремния(IV) углеродом (в промышленности): $\text{SiO}_2 + 2\text{C} = \text{Si} + 2\text{CO};$ порошком магния (в лаборатории): $\text{SiO}_2 + 2\text{Mg} = \text{Si} + 2\text{MgO}$
Оксид кремния(IV)	Твёрдое бесцветное прозрачное вещество, легко затвердевающее в виде стекла. В воде не растворяется и с водой не реагирует. Как кислотный оксид взаимодействует: а) со щелочами: $\text{SiO}_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{H}_2\text{O};$ б) с основными оксидами: $\text{SiO}_2 + \text{CaO} = \text{CaSiO}_3.$ Вытесняет из солей летучие кислоты (реакции, лежащие в основе варки стекла): $\text{SiO}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{Na}_2\text{SiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow;$ $\text{SiO}_2 + \text{CaCO}_3 = \text{CaSiO}_3 + \text{CO}_2\uparrow$
Кремниевая кислота	Очень слабая двухосновная нерастворимая в воде кислота состава $m\text{SiO}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}$ (H_2SiO_3). Разлагается при несильном нагревании: $\text{H}_2\text{SiO}_3 = \text{SiO}_2 + \text{H}_2\text{O}.$

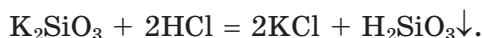
Окончание таблицы 27

Вещество	Свойства
Кремниевая кислота	Соли кремниевой кислоты (силикаты) подвергаются гидролизу: $4\text{Na}^+ + 2\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 4\text{Na}^+ + 2\text{Si}_2\text{O}_5^{2-} + 2\text{OH}^-$ $2\text{SiO}_3^{2-} + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons 2\text{Si}_2\text{O}_5^{2-} + 2\text{OH}^-$ Получение: воздействие кислот на растворимые силикаты: $\text{Na}_2\text{SiO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{SiO}_3\downarrow$

Оксид кремния(IV) SiO_2 — это твёрдое, тугоплавкое вещество, имеет атомную кристаллическую решётку, которая представляет собой гигантскую полимерную молекулу $(\text{SiO}_2)_n$ (рис. 20).

При высоких температурах кремнeзём SiO_2 реагирует со щелочами, образуя **силикаты** — соли **кремниевой кислоты**. Силикаты натрия и калия (Na_2SiO_3 и K_2SiO_3) называют **растворимым стеклом**, а их водные растворы — это всем известный силикатный клей.

Из растворов силикатов можно получить очень слабую кремниевую кислоту в виде студенистого осадка:



При вспыхивании этой массы образуется высокопористое вещество — **силикагель**, применяемый в виде адсорбента.

Соединения кремния служат основой для производства стекла и цемента.

Обычное стекло $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$ получают путём сплавления смеси соды (Na_2CO_3), известняка (CaCO_3) и песка (SiO_2).

Соединения кремния лежат в основе важного строительного материала — **цемента**. Его получают спеканием глины и известняка во вращающихся печах с последующим размолом. При добавлении к цементу песка или щебня получают **бетон**, а если в него ввести железный каркас, получится **железобетон**.

Керамику получают из природных глин путём формовки, сушки и обжига.

Силикат-ион SiO_3^{2-} определяют действием сильных кислот HCl , H_2SO_4 на растворы силикатов (см. реакцию получения H_2SiO_3).

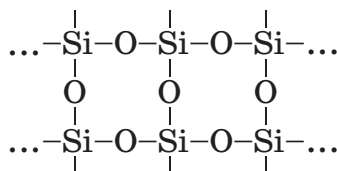


Рис. 20. Атомная кристаллическая решётка кремния(IV)

Кремниевая кислота выпадает в виде желеподобного осадка, который иногда заполняет весь объём раствора.

Примеры решения типовых задач



Выберите формулы оконного стекла и хрустала.

- 1) $K_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$
- 2) $Na_2O \cdot CaO \cdot 6SiO_2$
- 3) $Na_2O \cdot PbO \cdot 6SiO_2$
- 4) $B_2O_3 \cdot CaO \cdot 6SiO_2$
- 5) $K_2O \cdot Al_2O_3 \cdot 6SiO_2$

► Ответ. 23.



Укажите две пары слабых электролитов.

- 1) HF и H_2SiO_3
- 2) $Cu(OH)_2$ и H_2SO_4
- 3) $Cr(OH)_3$ и H_2CO_3
- 4) CsOH и HCOOH
- 5) NH_4OH и $KMnO_4$

► Ответ. 13.



Для кремниевой кислоты справедливы утверждения:

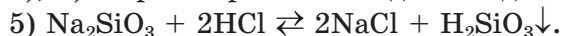
- 1) термически нестойкая
- 2) слабее угольной кислоты
- 3) растворяется в воде
- 4) диссоциирует в растворе
- 5) её нельзя получить при действии кислот на растворы солей

► Решение. 1) Кремниевая кислота разлагается при несильном



2) кремниевая кислота не действует на индикаторы, она слабее угольной кислоты;

3), 4) не растворяется в воде и не диссоциирует;



► Ответ. 12.

Важно и интересно

Стекло при обычных температурах — это жидкость, настолько вязкая, что при кристаллизации силикаты в ней не образуются не только через множество лет, но даже через много тысячелетий.

2.4. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ: ОСНОВНЫХ, АМФОТЕРНЫХ, КИСЛОТНЫХ

Определения

- **Оксиды** — сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых кислород со степенью окисления -2 . Общая формула оксидов $\text{Э}_m\text{O}_n$, где m — число атомов элемента Э, а n — число атомов кислорода.
- **Несолеобразующие оксиды** — оксиды, которые не взаимодействуют ни со щелочами, ни с кислотами и не образуют солей.
- **Солеобразующие оксиды** — такие оксиды, которые взаимодействуют с кислотами или основаниями и образуют при этом соль и воду.

Объяснение и важные примеры

Оксиды могут быть **твёрдыми** (песок SiO_2 , разновидности кварца), **жидкими** (оксид водорода H_2O), **газообразными** (оксиды углерода: углекислый газ CO_2 и угарный газ CO).

По химическим свойствам оксиды подразделяются на несолеобразующие и солеобразующие.

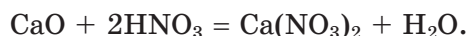
Несолеобразующих оксидов немного, в их состав входят неметаллы (CO , N_2O , NO).

Среди солеобразующих оксидов различают оксиды **основные**, **кислотные**, **амфотерные**.

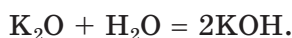
Основные оксиды — это оксиды, которым соответствуют основания. Например: CaO соответствует Ca(OH)_2 , Na_2O — NaOH .

Типичные реакции основных оксидов:

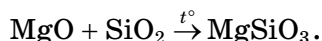
1. Основной оксид + кислота $\rightarrow$ соль + вода (реакция обмена):



2. Основной оксид + вода $\rightarrow$ щёлочь (реакция соединения):



3. Основной оксид + кислотный оксид $\rightarrow$ соль (реакция соединения):

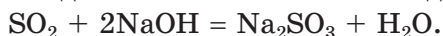


Кислотные оксиды — это оксиды, которым соответствуют кислоты. Это оксиды неметаллов (N_2O_5 соответствует HNO_3 , SO_3 — H_2SO_4 , CO_2 — H_2CO_3 , P_2O_5 — H_3PO_4), а также оксиды металлов

с большим значением степени окисления: CrO_3^{+6} соответствует H_2CrO_4 , $\text{Mn}_2\text{O}_7^{+7}$ — HMnO_4 .

Типичные реакции кислотных оксидов

1. Кислотный оксид + основание → соль + вода (реакция обмена):



2. Кислотный оксид + основный оксид → соль (реакция соединения):



3. Кислотный оксид + вода → кислота (реакция соединения):

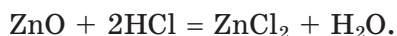


Такая реакция возможна только в том случае, если кислотный оксид растворим в воде.

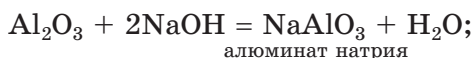
Амфотерными называются оксиды, которые в зависимости от условий проявляют основные или кислотные свойства. Это ZnO , Al_2O_3 , Cr_2O_3 , V_2O_5 . С водой амфотерные оксиды непосредственно не соединяются.

Типичные реакции амфотерных оксидов

1. Амфотерный оксид + кислота → соль + вода (реакция обмена):



2. Амфотерный оксид + основание → соль + вода (или комплексное соединение):



алюминат натрия



тетрагидроксоалюминат натрия

Примеры решения типовых задач



Кислотным и амфотерным оксидами являются соответственно

- 1) ZnO и CO_2
- 2) MgO и Cr_2O_3
- 3) NO_2 и Al_2O_3
- 4) Na_2O и SO_3
- 5) SO_2 и SnO

► Решение. 1) Амфотерный и кислотный; 2) основной и амфотерный; 3) кислотный и амфотерный; 4) основной и кислотный; 5) кислотный и амфотерный.

► Ответ. 35.

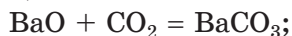
ОГЭ

При нагревании взаимодействуют между собой

- 1) K_2O и CaO
- 2) BaO и CO_2
- 3) SO_2 и SiO_2
- 4) P_2O_5 и NO
- 5) CaO и ZnO

► Решение. 1) Два основных оксида не взаимодействуют;

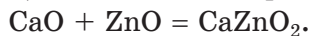
2) основной и кислотный оксиды взаимодействуют:



3) два кислотных оксида не взаимодействуют;

4) кислотный оксид и несолеобразующий не взаимодействуют;

5) основной и амфотерный оксиды взаимодействуют:



► Ответ. 25.

ЕГЭ

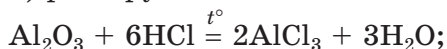
Из предложенного перечня выберите два вещества, с которыми реагирует оксид алюминия.

- 1) $NaCl$
- 2) HCl
- 3) H_2O
- 4) $BaSO_4$
- 5) $NaOH$ (раствор)

► Решение. Оксид алюминия — твёрдое нерастворимое вещество, Al_2O_3 — амфотерный оксид.

1) с солью $NaCl$ не реагирует;

2) реагирует с кислотным оксидом, сплавление:



3) с водой не реагирует;

4) $BaSO_4$ — соль, нерастворимая в воде, не реагирует;

5) реагирует с раствором щёлочи:



► Ответ. 25.

Важно и интересно

Один из наиболее инертных и тугоплавких оксидов — Ta_2O_5 ($t_{пл} = 1890^\circ C$) используется для изготовления покрытий летательных аппаратов.

2.5. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ И АМФОТЕРНЫХ ГИДРОКСИДОВ

Определения

- **Основания** — вещества, общая формула которых $\text{Me}(\text{OH})_y^{+y}$, где y — число гидроксогрупп, равное степени окисления металла Me .
- Синонимом термина «основание» является термин «гидроксид».
- **Щёлочи** — основания наиболее активных металлов (щелочных и щёлочноземельных), растворимые в воде.
- **Комплексные соединения** — соединения, в которых хотя бы одна ковалентная связь образовалась по донорно-акцепторному механизму.

Объяснение и важные примеры

В таблице 28 представлена классификация оснований.

Таблица 28. Классификация оснований

Признаки классификации	Группы оснований	Примеры
Растворимость в воде	растворимые (щёлочи)	NaOH , KOH , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$
	нерастворимые	$\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$
Степень электролитической диссоциации	сильные ($\alpha \rightarrow 1$)	щёлочи
	слабые ($\alpha \rightarrow 0$)	нерастворимые основания, водный раствор аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Кислотность (число гидроксогрупп)	однокислотные	NaOH , KOH
	двухкислотные	$\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Свойства щелочей

1. Водные растворы щелочей мылкие на ощупь, изменяют окраску индикаторов: лакмуса — на синюю, фенолфталеина — на малиновую.

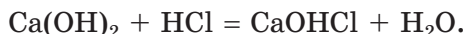
2. Водные растворы диссоциируют:



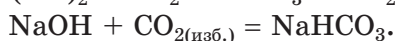
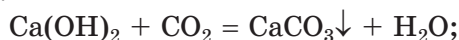
3. Взаимодействуют с кислотами, вступая в реакцию обмена:



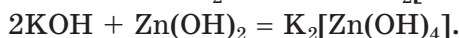
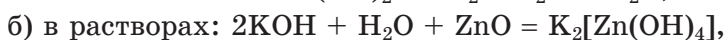
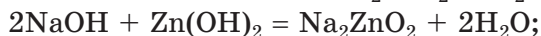
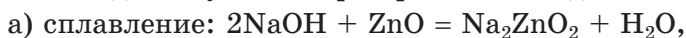
Многокислотные основания могут давать средние и основные соли:



4. Взаимодействуют с кислотными оксидами, образуя средние и кислые соли в зависимости от основности кислоты, соответствующей этому оксиду:



5. Взаимодействуют с амфотерными оксидами и гидроксидами:



6. Взаимодействуют с растворимыми в воде солями, если образуется осадок или газ:



7. Нерастворимые основания (Cr(OH)_3 , Mn(OH)_2 и др.) взаимодействуют с кислотами и разлагаются при нагревании:



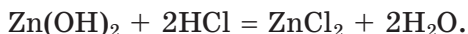
Свойства амфотерных гидроксидов

Амфотерными называют соединения, которые в зависимости от условий могут быть как донорами катионов водорода (проявлять кислотные свойства), так и их акцепторами, т. е. проявлять основные свойства.

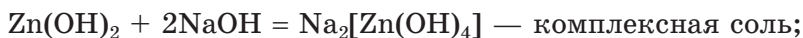
Схема 5. Амфотерные оксиды и гидроксиды

$\text{H}_2\text{ЭО}_2$	ЭО	Э(OH)_2
Кислотная форма	$\text{BeO}, \text{ZnO}, \text{GeO}, \text{SnO}, \text{PbO}, \dots$	Основная форма
$\text{H}_3\text{ЭО}_3$	$\text{Э}_2\text{O}_3$	$\text{Э(OH)}_3,$
Кислотная ортоформа	$\text{Al}_2\text{O}_3, \text{Ga}_2\text{O}_3, \text{In}_2\text{O}_3, \text{Tl}_2\text{O}_3, \text{Cr}_2\text{O}_3, \text{Fe}_2\text{O}_3, \text{Sb}_2\text{O}_3, \dots$	чаще
HЭO_2		$\text{Э}_2\text{O}_3 \cdot n\text{H}_2\text{O}, \text{ЭO(OH)}$
Кислотная метаформа		
$\text{H}_4\text{ЭO}_4$	ЭO_2	$\text{Э(OH)}_4,$
Кислотная ортоформа	$\text{GeO}_2, \text{SnO}_2, \text{PbO}_2, \text{VO}_2, \text{TiO}_2, \dots$	чаще
$\text{H}_2 \text{ЭO}_3$		$\text{ЭO} \cdot n\text{H}_2\text{O}, \text{ЭO(OH)}_2$
Кислотная метаформа		

1. Взаимодействуя с сильными кислотами, обнаруживают основные свойства:



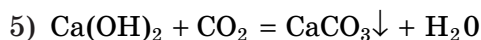
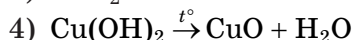
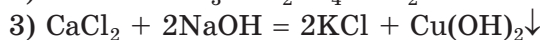
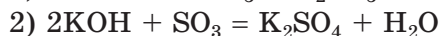
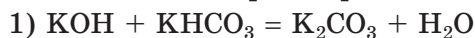
2. Взаимодействуя со щелочами (сильными основаниями), обнаруживают кислотные свойства:



Примеры решения типовых задач



Укажите уравнение реакции, которое характеризует химические свойства нерастворимых оснований.



► Решение. Нерастворимые основания при нагревании разлагаются.

► Ответ. 4.



Среди перечисленных веществ определите: а) общее число оснований; б) число нерастворимых оснований.

H_2SO_4 , $\text{Ni}(\text{OH})_2$, FeOHCl , $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, LiOH , $\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$.

1) 5 2) 2 3) 3 4) 5 5) 4

► Ответ. 53.



В ряде веществ NaOH — $\text{Mg}(\text{OH})_2$ — $\text{Al}(\text{OH})_3$ справедливы утверждения:

1) свойства не изменяются, т. к. все вещества — гидроксиды металлов одного периода;

2) основные свойства усиливаются, т. к. увеличивается число гидроксогрупп;

3) гидроксиды от щелочей через амфотерные сменяются кислотными;

4) свойства изменяются периодически, т. к. возрастает заряд ядра атома;

5) кислотные свойства усиливаются, т. к. уменьшается атомный радиус металлов.

► Ответ. 35.

Важно и интересно

- Лакмус — это природная смесь сложных соединений. Он был известен ещё в Древнем Египте и Древнем Риме как фиолетовый краситель — заменитель дорогого пурпура.
- Сок свёклы изменяет окраску в зависимости от кислотности среды.

2.6. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ**Определения**

- **Кислоты** — сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и кислотных остатков. Растворы кислот имеют кислую реакцию и кислый вкус, т. к. их молекулы выделяют в раствор ионы водорода H^+ .
- Кислоты, содержащие в кислотном остатке кислород, называются **кислородсодержащими**, не содержащие — **бескислородными**.

Объяснение и важные примеры

По количеству атомов водорода, которые способны замещаться атомами металлов, кислоты разделяют на одноосновные (HCl , HNO_3), двухосновные (H_2SO_4 , H_2S) и т. д.

В обычных условиях кислоты могут быть твёрдыми (фосфорная H_3PO_4 ; кремниевая H_2SiO_3) и жидкими (в чистом виде жидкостью является серная кислота H_2SO_4).

Такие газы, как хлороводород HCl , бромоводород HBr , сероводород H_2S , в водных растворах образуют соответствующие кислоты.

Все кислоты обязательно содержат **водород**, который в формуле пишется на первом месте. Остальную часть формулы называют **кислотным остатком**.

Разделение кислот на группы по разным признакам представлено в таблице 29.

Часто путают понятия летучесть и стабильность (устойчивость) кислот. **Летучими** называют кислоты, молекулы которых легко переходят в газообразное состояние, то есть испаряются. О летучести нестабильных кислот судить нельзя. Например, нелетучая нерастворимая кремниевая кислота разлагается на воду и SiO_2 .

Водные растворы соляной, азотной, серной, фосфорной и других кислот не имеют окраски. Водный раствор хромовой кислоты H_2CrO_4 имеет жёлтую окраску, марганцевой $HMnO_4$ — малиновую.

Таблица 29. Классификация кислот

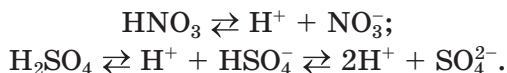
Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода в кислотном остатке	кислородсодержащие	$\text{H}_3\text{PO}_4, \text{HNO}_3$
	бескислородные	$\text{H}_2\text{S}, \text{HCl}, \text{HBr}$
Основность	одноосновные	HCl, HNO_3
	двухосновные	$\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{SO}_4$
	трёхосновные	H_3PO_4
Растворимость в воде	растворимые	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_2\text{S}, \text{HNO}_3$
	нерастворимые	H_2SiO_3
Летучесть	летучие	$\text{H}_2\text{S}, \text{HCl}, \text{HNO}_3$
	нелетучие	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_2\text{SiO}_3, \text{H}_3\text{PO}_4$
Степень электролитической диссоциации	сильные	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{HCl}, \text{HNO}_3$
	слабые	$\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{SO}_3, \text{H}_2\text{CO}_3$
Стабильность	стабильные	$\text{H}_2\text{SO}_4, \text{H}_3\text{PO}_4, \text{HCl}$
	нестабильные	$\text{H}_2\text{SO}_3, \text{H}_2\text{CO}_3, \text{H}_2\text{SiO}_3$

Кислый вкус, воздействие на индикаторы, электропроводность, взаимодействие с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями и солями, образование сложных эфиров со спиртами — эти свойства являются общими для неорганических и органических кислот.

Рассмотрим их химические свойства.

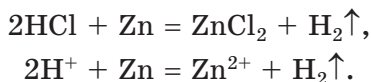
1. В воде кислоты диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотных остатков, например:



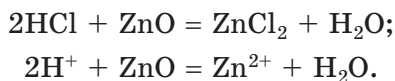


Растворы кислот изменяют цвет индикаторов: лакмус становится красным, метиловый оранжевый — розовым. Цвет фенолфталеина они не изменяют.

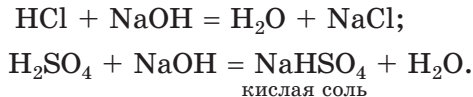
2. Растворы кислот реагируют с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений левее водорода, при соблюдении ряда условий, важнейшим из которых является образование в результате реакции растворимой соли:



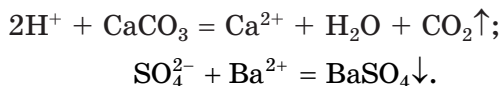
3. Неорганические и органические кислоты взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами, при условии что образуется растворимая соль:



4. Те и другие кислоты вступают в реакцию с основаниями. Многоосновные кислоты могут образовывать как средние, так и кислые соли (это реакции нейтрализации):



5. Реакция между кислотами и солями происходит только в том случае, если образуется осадок или газ:



Особенности свойств азотной HNO_3 и концентрированной серной $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ кислот обуславливают то, что при их взаимодействии с простыми веществами (металлами и неметаллами) окислителями будут выступать не катионы H^+ , а нитрат- и сульфат-ионы. Логично ожидать, что в результате таких реакций образуется не водород H_2 , а 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).

Следует отметить, что третий продукт реакции металлов с этими кислотами образуется в смеси с другими продуктами, но в таблице 30 указаны преобладающие продукты.

Таблица 30. Продукты взаимодействия простых веществ с азотной и серной кислотой

Простые вещества Кислоты	Mg	Al	Zn	Fe
HNO ₃ разбавленная	Mg(NO ₃) ₂ NH ₄ NO ₃ N ₂	Al(NO ₃) ₃ NH ₄ NO ₃ N ₂	Zn(NO ₃) ₂ NH ₄ NO ₃ N ₂	Fe(NO ₃) ₃ NH ₄ NO ₃ N ₂
HNO ₃ концентрированная	Mg(NO ₃) ₂ N ₂ O	пассивирует	Zn(NO ₃) ₂ N ₂ O	пассивирует
H ₂ SO ₄ разбавленная	MgSO ₄ H ₂	Al ₂ (SO ₄) ₃ H ₂	ZnSO ₄ H ₂	FeSO ₄ H ₂
H ₂ SO ₄ концентрированная горячая*	MgSO ₄ H ₂ S	Al ₂ (SO ₄) ₃ H ₂ S	ZnSO ₄ H ₂ S S	Fe ₂ (SO ₄) ₃ SO ₂ S

Простые вещества Кислоты	Cr	Cu	P	S
HNO ₃ разбавленная	Cr(NO ₃) ₃ NO	Cu(NO ₃) ₂ NO	H ₃ PO ₄ NO	H ₂ SO ₄ NO
HNO ₃ концентрированная	пассивирует	Cu(NO ₃) ₂ N ₂ O	H ₃ PO ₄ N ₂ O	H ₂ SO ₄ N ₂ O
H ₂ SO ₄ разбавленная	CrSO ₄ H ₂	—	—	—
H ₂ SO ₄ концентрированная горячая	Cr ₂ (SO ₄) ₃ SO ₂	CuSO ₄ SO ₂	H ₃ PO ₄ SO ₂	SO ₂ H ₂ O

* Концентрированная серная кислота на холоде пассивирует алюминий, железо, хром.

Примеры решения типовых задач



Укажите металлы, которые не вытесняют водород из соляной кислоты.

- 1) цинк
- 2) железо
- 3) медь

- 4) алюминий
- 5) серебро

- Решение. Кислоты реагируют с металлами, если они расположены левее водорода. Образуется соль и водород (исключение HNO_3).
- Ответ. 35.



Только кислоты расположены в двух рядах:

- 1) H_2SO_4 , NO , $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$
- 2) HF , MgOHCl , K_2O
- 3) HClO_3 , CH_3COOH , H_2S
- 4) $\text{Ca}(\text{OH})_2$, HClO , HCl
- 5) HI , HClO_2 , HCOOH

- Решение. 1) Серная кислота, оксид азота(II), нитрат бария; 2) фтороводородная кислота, гидроксохлорид магния, оксид калия; 3) хлорноватая кислота, уксусная кислота, сероводородная кислота; 4) гидроксид кальция, хлорноватистая кислота, соляная кислота; 5) йодоводородная кислота, хлористая кислота, муравьиная кислота.
- Ответ. 35.



Укажите соответствие между формулами кислот и их названиями.

ФОРМУЛА КИСЛОТЫ

НАЗВАНИЕ КИСЛОТЫ

- А) H_2S
- Б) HCl
- В) HNO_2
- Г) HClO_2

- 1) хлороводородная
- 2) хлористая
- 3) азотная
- 4) сероводородная
- 5) хлорная
- 6) азотистая

- Решение. При решении данной задачи можно воспользоваться таблицей «Названия кислот» (с. 132).

- Ответ.

А	Б	В	Г
4	1	6	2

Важно и интересно

Основные минеральные кислоты — соляная, серная и азотная — были синтезированы ещё алхимиками. Вначале под кислотой понимали вещество, раствор которого имел кислый вкус.

Самая сильная из известных кислот — HClO_4 .

2.7. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ: СРЕДНИХ, КИСЛЫХ, ОСНОВНЫХ, КОМПЛЕКСНЫХ (НА ПРИМЕРЕ СОЕДИНЕНИЙ АЛЮМИНИЯ И ЦИНКА)

Определения

- ▶ **Соли** — электролиты, которые при диссоциации образуют катионы металла (или аммония NH_4^+) и анионы кислотных остатков.
- ▶ **Средние соли** — продукты полного замещения атомов водорода в кислоте металлом.
- ▶ **Кислые соли** — продукты неполного замещения атомов водорода металлом.
- ▶ **Оснóвные соли** — продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании кислотным остатком.
- ▶ **Комплексные соли** — соли, в состав которых входят сложные комплексные ионы.
- ▶ **Двойные соли** — соли, которые состоят из ионов двух металлов и одного кислотного остатка. Например:
$$\text{KAl}(\text{SO}_4)_2 \rightarrow \text{K}^+ + \text{Al}^{3+} + 2\text{SO}_4^{2-}.$$
- ▶ **Смешанные соли** — соли, которые состоят из ионов металла и двух кислотных остатков. Например, $3\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \cdot \text{CaF}_2$.

Объяснение и важные примеры

Растворимость солей. По растворимости в воде соли делятся на **растворимые (Р)**, **нерастворимые (Н)** и **малорастворимые (М)**. Для определения растворимости солей пользуются таблицей растворимости кислот, оснований и солей в воде. Если таблицы нет, то можно воспользоваться правилами. Их легко запомнить.

1. Растворимы все соли азотной кислоты — нитраты.
2. Растворимы все соли соляной кислоты — хлориды, кроме AgCl (Н), PbCl_2 (М).
3. Растворимы все соли серной кислоты, кроме BaSO_4 (Н), PbSO_4 (Н).
4. Растворимы соли натрия и калия.
5. Не растворяются все фосфаты, карбонаты, силикаты и сульфиды, кроме солей Na^+ и K^+ .

Классификация солей. Из всех химических соединений соли являются наиболее многочисленным классом веществ. Это твёрдые вещества, они отличаются друг от друга цветом и растворимостью в воде.

В начале XIX века шведский химик Й. Берцелиус сформулировал определение солей как продуктов реакций кислот с основаниями или соединений, полученных заменой атомов водорода в кислоте металлом. По этому признаку различают соли: **средние, кислые и оснóвные**.

Средние, или нормальные соли — это продукты полного замещения атомов водорода металлом.

Именно с этими солями вы уже знакомы и знаете их номенклатуру: Na_2CO_3 — карбонат натрия, CuSO_4 — сульфат меди(II) и т. д.

Диссоциируют такие соли на катионы металла и анионы кислотного остатка:



Кислые соли — продукты неполного замещения атомов водорода металлом в кислоте.

К кислым солям относят пищевую соду NaHCO_3 , которая состоит из катиона металла Na^+ и кислотного однозарядного остатка HCO_3^- . Для кислой кальциевой соли формула записывается так: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$.

Названия этих солей состоят из названий средних солей с прибавлением приставки **гидро-**, например:

$\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$ — гидросульфат магния.

Диссоциируют кислые соли следующим образом:



Оснóвные соли — продукт неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток.

К таким солям относится знаменитый малахит $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$. Он состоит из двух оснóвных катионов CuOH^+ и двухзарядного аниона кислотного остатка CO_3^{2-} .

Катион CuOH^+ имеет заряд +1, поэтому в молекуле два таких катиона и один двухзарядный анион CO_3^{2-} объединены в электронейтральную соль.

Названия этих солей состоят из собственно названий солей с прибавлением приставки **гидроксо-** $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — гидроксокарбонат меди(II), AlOHCl_2 — гидроксохлорид алюминия. Большинство оснóвных солей нерастворимы или малорастворимы. Последние диссоциируют так:



Типичные реакции солей:

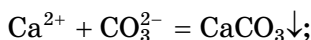
1. Соль + кислота → другая соль + другая кислота (реакция обмена).
2. Соль + щёлочь → другая соль + другая щёлочь (реакция обмена).
3. Соль₁ + соль₂ → соль₃ + соль₄ (реакция обмена).
4. Соль + металл → другая соль + другой металл (реакция замещения).

Первые две реакции обмена были подробно рассмотрены ранее.

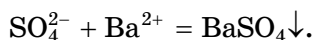
Третья реакция также является реакцией обмена. Она протекает между растворами солей и сопровождается образованием осадка, например:



или



или



Четвёртая реакция солей связана с положением металла в электрохимическом ряду напряжений металлов.

Как гласит второе правило ряда напряжений, каждый металл вытесняет из растворов солей все другие металлы, расположенные правее его в ряду напряжений. Это правило соблюдается при выполнении следующих условий:

- а) обе соли (и реагирующая, и образующаяся в результате реакции) должны быть растворимыми;
- б) металлы не должны взаимодействовать с водой, поэтому металлы главных подгрупп I и II групп (для последней — начиная с Ca) не вытесняют другие металлы из растворов солей.

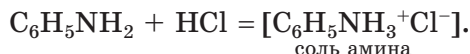
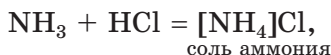
Комплексные соединения. При взаимодействии со щелочами амфотерных оксидов и гидроксидов в растворе образуются **комплексные соли**, состав которых может быть отражён формулой



тетрагидроксоалюминат натрия

Комплексными называют соединения, в которых хотя бы одна ковалентная связь образовалась по донорно-акцепторному механизму.

В переводе с латинского *complexus* означает «сочетание». Очень многие комплексные соединения получают из двух или трёх веществ, например:



Малорастворимый гидроксид алюминия под воздействием гидроксид-ионов OH^- переходит в раствор в виде иона $[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$:



Строение тетрагидроксоалюмината натрия:



и уравнение его диссоциации:



Примеры решения типовых задач



Какое основание может образовывать основные соли?

- 1) $\text{Fe}(\text{OH})_2$
- 2) NaOH
- 3) LiOH
- 4) KOH

► Решение. Основные соли — это продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток. Чтобы образовались основные соли, нужно использовать в реакции двухкислотные или трёхкислотные растворимые основания. Таким условием отвечает гидроксид железа(II) — $\text{Fe}(\text{OH})_2$.

► Ответ. 1.



Укажите два уравнения, которые характеризуют свойства кислых солей.

- 1) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CO}_2 + \text{CaO}$
- 2) $\text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} + \text{CaCO}_3 = \text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$
- 3) $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = 2\text{CaCO}_3 \downarrow + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = \text{CO}_2 + 2\text{KCl} + \text{H}_2\text{O}$
- 5) $\text{KHCO}_3 + \text{KOH} = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$

► Ответ. 35.

ЕГЭ

Установите соответствие между формулой вещества и классом неорганических соединений.

**ФОРМУЛА
ВЕЩЕСТВА**

- А) $\text{Ba}(\text{OH})_2$
Б) HClO_4
В) $\text{NH}_4\text{H}_2\text{PO}_4$
Г) Mn_2O_7

**КЛАСС НЕОРГАНИЧЕСКИХ
СОЕДИНЕНИЙ**

- 1) кислотный оксид
2) бескислородная кислота
3) кислая соль
4) основной оксид
5) кислородсодержащая кислота
6) основание

► Решение. При решении задачи нужно воспользоваться главой «Классификация неорганических веществ» (с. 128–134).

► Ответ.

А	Б	В	Г
6	5	3	1

Важно и интересно

Соль — это кислота, в которой водород заменён металлом (Д. И. Менделеев, «Основы химии»).

2.8. ВЗАИМОСВЯЗЬ РАЗЛИЧНЫХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

Определения

- **Генетический ряд** — ряд веществ-представителей разных классов, являющихся соединениями одного химического элемента и связанных взаимопревращениями.
- **Генетическая связь** — понятие более широкое, чем генетический ряд. Основой генетической связи является для элементов строение их атомов, а для простых и сложных веществ — степень окисления атомов, которые входят в состав молекул, и строение молекул.

Объяснение и важные примеры

На схеме 6 показана генетическая связь между основными классами неорганических соединений.

Из схемы 6 видно, что в зависимости от строения нейтральных атомов элементы разделяются на металлы и неметаллы. При взаимодействии с кислородом в зависимости от природы элемента и степени

окисления его атомов образуются основные (металлы в нижней степени окисления), амфотерные (многовалентные металлы — Al, Cr и др.) и кислотные (неметаллы в высшей степени окисления) оксиды. Отдельно стоят несолеобразующие оксиды, которые образованы неметаллами в нижней степени окисления (N_2O , NO, CO).

Взаимодействие с водой позволяет в некоторых случаях формально, а в других — фактически образовывать гидроксиды элементов, которые проявляют свойства щелочей (щелочные и щёлочноземельные металлы), оснований и амфотерных гидроксидов (многовалентные металлы) или кислот (неметаллы и некоторые металлы в высшей степени окисления). При этом чем выше степень окисления, тем сильнее кислота, которая образовалась (сравните силы кислот H_2CO_3 и HNO_3 , H_2SO_3 и H_2SO_4). Взаимодействие оксидов с оксидами, гидроксидами и кислотами позволяет получать большой класс солей, которые подразделяются на основные, средние и кислые.

Для характеристики генетической связи неорганических веществ рассмотрим три разновидности генетических рядов.

Схема 6. Генетическая связь между основными классами неорганических соединений



$\text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_2 \rightarrow \text{Fe(OH)}_2 \rightarrow \text{FeO} \rightarrow \text{Fe} \rightarrow \text{FeCl}_3 \rightarrow \text{Fe(OH)}_3 \rightarrow \text{Fe}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Fe}.$									
металл	соль — хлорид железа(II)	— основание — гидроксид железа(II)	оснóвный оксид — оксид железа(II)	металл	соль — хлорид железа(III)	гидроксид железа (III) — амфотерное соединение с преобладанием оснóвных свойств	оксид железа(III), аналогичен по свойствам соответству- ющему гидроксиду	металл	

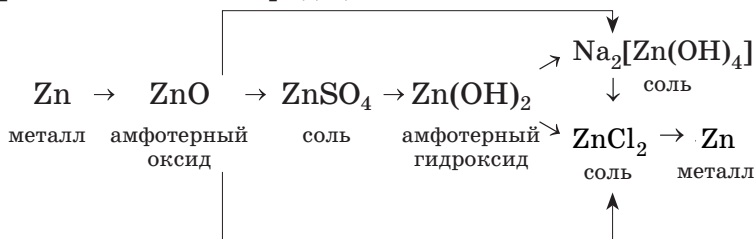
$$\begin{array}{l} \overset{0}{\text{Fe}} + 2\overset{+1}{\text{HCl}} = \overset{+2}{\text{Fe}}\text{Cl}_2 + \overset{0}{\text{H}_2}\uparrow; \\ \quad \quad \quad \underbrace{\hspace{6em}}_{2e^-} \nearrow \\[8pt] \overset{0}{2\text{Fe}} + 3\overset{+3}{\underset{-1}{\text{Cl}_2}} = 2\overset{+3}{\underset{-1}{\text{FeCl}_3}}. \\ \quad \quad \quad \underbrace{\hspace{6em}}_{6e^-} \nearrow \end{array}$$

$$\text{S} \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SO}_3 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{SO}_2 \rightarrow \text{S}.$$

неметалл	кислотный оксид — оксид серы(IV)	сернистая кислота	соль — сульфит натрия	кислотный оксид — оксид серы(IV)	кислотный оксид — оксид серы(VI)	серная кислота	кислотный оксид — оксид серы(IV)	неметалл
----------	----------------------------------	-------------------	-----------------------	----------------------------------	----------------------------------	----------------	----------------------------------	----------

$$\overset{+4}{\text{SO}_2} + 2\overset{-2}{\text{H}_2\text{S}} = 2\overset{0}{\text{H}_2\text{O}} + 3\overset{0}{\text{S}}\downarrow.$$

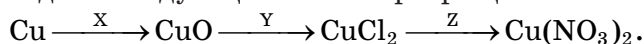
3. Генетический ряд металла, которому соответствуют аморфные оксид и гидроксид, очень богат связями, т. к. вещества проявляют в зависимости от условий то кислотные, то основные свойства. Рассмотрим генетический ряд цинка:



Примеры решения типовых задач



Задана следующая схема превращений:



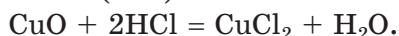
Определите, какие из указанных веществ являются веществами X, Y и Z.

- 1) H_2O
- 2) AgNO_3
- 3) NaCl
- 4) HCl
- 5) HNO_3
- 6) O_2

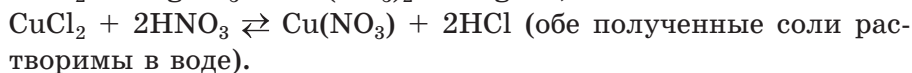
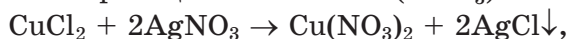
► Решение. 1. Превращение металла в оксид происходит в реакции с кислородом (O_2):



2) Соль можно получить в реакции амфотерного оксида с кислотой (HCl):



3) Соль можно получить в реакции соли с другой солью (AgNO_3) или в реакции с кислотой (HNO_3):



Отдаём предпочтение реакции с раствором соли AgNO_3 , т. к. AgCl выпадает в осадок.

► Ответ.

X	Y	Z
6	4	2



Задана следующая схема превращений:



Определите, какие из указанных веществ являются веществами X, Y и Z.

- 1) CaO
- 2) K_2O
- 3) KOH
- 4) KCl
- 5) $\text{Ca}(\text{OH})_2$
- 6) CaCO_3

► Решение. Вначале рассортируем вещества по наличию в их составе металлов:

А) CaO , $\text{Ca}(\text{OH})_2$, CaCO_3 и Б) K_2O , KOH , KCl .

Составим схемы:

А) $\text{Ca}(\text{OH})_2 \rightarrow \text{CaCO}_3 \rightarrow \text{CaO}$ и Б) $\text{KOH} \rightarrow \text{KCl} \rightarrow \text{K}_2\text{O}$.

В схеме А) соль CaCO_3 при прокаливании образует основной оксид.

В схеме Б) соль KCl растворима в воде и не может образовать оксид.

► Ответ.

X	Y	Z
5	6	1

ЕГЭ

Задана следующая схема превращений:

кислотный оксид $X \rightarrow$ кислота $Y \rightarrow$ соль Z .

1) SO_3

2) Na_2SiO_3

3) H_2SO_4

4) SiO_2

5) CuSO_4

6) H_2SiO_3

► Решение. Рассортируем вещества по наличию в них неметалла, составим схемы:

А) $\text{SO}_3 \rightarrow \text{H}_2\text{SO}_4 \rightarrow \text{CuSO}_4$;

Б) $\text{SiO}_2 \rightarrow \text{H}_2\text{SiO}_3 \rightarrow \text{Na}_2\text{SiO}_3$.

Схема Б) неосуществима, т. к. кислота H_2SiO_3 — нерастворимое желеобразное вещество.

► Ответ.

X	Y	Z
1	3	5

3. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

3.1. ТЕОРИЯ СТРОЕНИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ: ГОМОЛОГИЯ И ИЗОМЕРИЯ (СТРУКТУРНАЯ И ПРОСТРАНСТВЕННАЯ). ВЗАИМНОЕ ВЛИЯНИЕ АТОМОВ В МОЛЕКУЛАХ

Определения

- ▶ **Органическая химия** — химия углеводородов и их производных, т. е. продуктов, образующихся при замене водорода в молекулах этих веществ другими атомами или группами атомов.
- ▶ **Химическое строение** — порядок соединения атомов химических элементов в молекуле согласно их валентности.
- ▶ **Валентность** — способность атомов химических элементов к образованию химических связей. Она определяет число химических связей, которыми данный атом соединён с другими атомами в молекуле.
- ▶ **Изомерия** — явление существования разных веществ, **изомеров**, имеющих одинаковый качественный и количественный состав (т. е. одинаковую молекулярную формулу), но разное строение и, следовательно, разные свойства.
- ▶ **Гомологический ряд** — ряд веществ, сходных по строению, расположенных в порядке возрастания их относительных молекулярных масс в ряд, где каждый член отличается от предыдущего на гомологическую разность $-\text{CH}_2-$.

Объяснение и важные примеры

Органическая химия представляет собой бурно развивающуюся отрасль химической науки и производства. В настоящее время насчитывается более 27 миллионов органических соединений,

среди которых есть и такие вещества, которые до сегодняшнего дня не были обнаружены в живой природе.

Все органические соединения по происхождению можно условно разделить на три типа: *природные, искусственные и синтетические*.

Природные органические соединения — продукты жизнедеятельности живых организмов (бактерий, грибов, растений, животных). Это хорошо известные вам белки, жиры, углеводы, витамины, гормоны, ферменты, натуральный каучук и др.

Искусственные органические соединения — продукты химически преобразованных природных веществ в соединениях, которых в живой природе не встречаются. Так, на основе природного органического соединения целлюлозы получают искусственные волокна (ацетатное, вискозное), негорючие кино- и фотоплёнки, пластмассы (целлулоид), бездымный порох и др.

Синтетические органические соединения получают соединением простых молекул в более сложные. К ним относятся синтетические каучуки, пластмассы, лекарственные препараты, синтетические витамины, средства защиты растений и др.

Органические вещества имеют ряд особенностей.

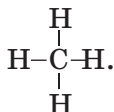
1. В состав всех органических веществ входят углерод и водород, поэтому при горении они образуют углекислый газ и воду.
2. Органические вещества построены сложно и могут иметь огромную молекулярную массу (белки, жиры, углеводы).
3. Органические вещества можно расположить в ряды сходных по составу, строению и свойствам *гомологов*.
4. Для органических веществ характерной является *изомерия*.

Подобно тому как для неорганической химии основой развития являются Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, для органической химии такой основой стала теория строения органических соединений А. М. Бутлерова.

Основным постулатом теории Бутлерова является положение о *химическом строении* вещества, под которым понимается порядок, последовательность взаимного соединения атомов в молекулы, т. е. **химическая связь**.

Этот порядок может быть отображён при помощи структурных формул, в которых валентности атомов обозначаются чёрточками: одна чёрточка соответствует единице валентности атома химического

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



Основные положения теории А. М. Бутлерова:

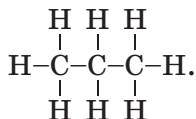
1. Атомы в молекулах органических веществ связаны друг с другом согласно их валентности. Углерод в органических соединениях всегда четырёхвалентен, а его атомы способны соединяться друг с другом, образуя различные цепи.
2. Свойства веществ определяются не только их качественным и количественным составом, но и порядком соединения атомов в молекуле, т. е. химическим строением вещества.
3. Свойства органических соединений зависят не только от состава вещества и порядка соединения атомов в его молекуле, но и от взаимного влияния атомов и групп атомов друг на друга.

Теория строения органических соединений является динамичным и развивающимся учением. По мере развития знаний о природе химической связи и о влиянии электронного строения молекул органических веществ стали химики пользоваться не только *эмпирическими* и *структурными*, но и *электронными* формулами. В таких формулах указывают направление смещения электронных пар в молекуле.

В органической химии используют несколько видов химических формул.

Молекулярная формула отражает качественный состав соединения, т. е. показывает число атомов каждого из химических элементов, образующих молекулу вещества. Например, молекулярная формула пропана: C_3H_8 .

Структурная формула отражает порядок соединения атомов в молекуле согласно валентности. Структурная формула пропана такова:



Сокращённая формула для пропана записывается так:

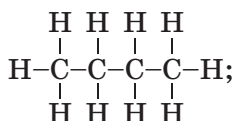


Гомология и изомерия органических веществ. Атомы углерода в органических соединениях способны образовывать различные цепи (линейные, разветвлённые и циклические). Органические соединения можно расположить в ряды сходных по составу, строению и свойствам веществ — **гомологические ряды**.

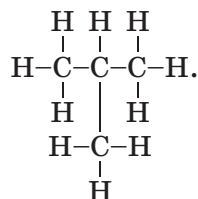
Например, метан CH_4 — родоначальник гомологического ряда предельных углеводородов (алканов). Его ближайшие гомологи — этан C_2H_6 или $\text{CH}_3\text{—CH}_3$, бутан C_4H_{10} или $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_3$ и т. д.

Для гомологических рядов можно вывести общую формулу ряда. Так, для алканов эта формула $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$.

Свойства органических веществ зависят не только от их состава, но и от порядка соединения атомов в молекуле:



n-бутан C_4H_{10} , $t_{\text{кип.}} = -0,5^\circ\text{C}$



изобутан C_4H_{10} , $t_{\text{кип.}} = -11,7^\circ\text{C}$

Изомерия — явление существования разных веществ с одинаковой молекулярной формулой, но отличающихся по своему строению и свойствам.

Различают два основных типа изомерии — **структурную** и **пространственную**.

Структурными называют изомеры, имеющие различный порядок соединения атомов в молекуле.

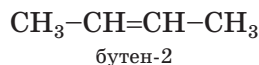
Различают три вида структурной изомерии.

1. Изомерия углеродного скелета: соединения отличаются порядком расположения углерод-углеродных связей, например, как рассмотренные выше *n*-бутан и изобутан. Именно этот вид изомерии характерен для алканов.

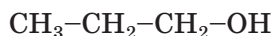
2. Изомерия положения кратной связи ($\text{C}=\text{C}$, $\text{C}\equiv\text{C}$) или функциональной группы (т. е. группы атомов, определяющей принадлежность соединения к тому или иному классу органических соединений), например:



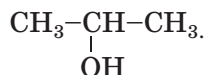
и



или



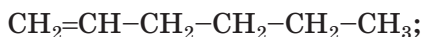
и



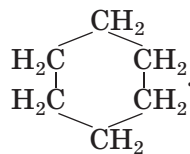
пропанол-1

пропанол-2

3. Межклассовая изомерия: изомеры относятся к разным классам органических соединений. Так, молекулярной формуле C_6H_{12} соответствуют ненасыщенный углеводород гексен-1 и циклический углеводород циклогексан:



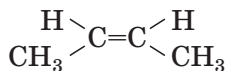
гексен-1



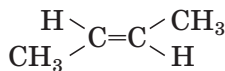
циклогексан

Пространственные изомеры имеют одинаковые заместители у каждого атома углерода, но отличаются их взаимным расположением в пространстве. Различают два вида пространственной изомерии: **геометрическую** и **оптическую**.

Геометрическая изомерия характерна для соединений с двойной углерод-углеродной связью, т. к. по месту такой связи молекула имеет плоскостное строение. Например, если в бутене-2 *одинаковые* группы атомов у атомов углерода при двойной связи находятся по одну сторону от плоскости $C=C$ -связи, то молекула является *цис*-изомером, если по разные стороны — *транс*-изомером:



цис-бутен-2



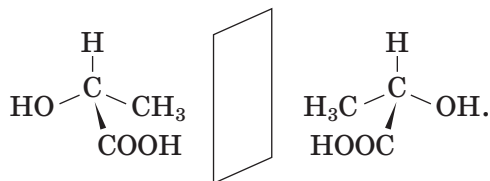
транс-бутен-2

Оптической изомерией обладают вещества, молекулы которых имеют *асимметрический* (или *хиральный*) атом углерода, связанный с четырьмя различными заместителями.

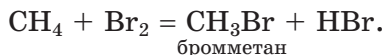
Оптические изомеры являются зеркальным изображением друг друга, подобно двум ладоням, и не совместимы (хирос — рука — образец несимметричной фигуры).

В виде двух оптических изомеров существует молочная кислота (2-оксипропановая), содержащая один асимметрический атом углерода:

Воображаемое зеркало



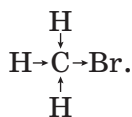
Взаимное влияние атомов в молекулах органических соединений. Характерной реакцией алканов является реакция замещения:



Рассмотрим распределение электронной плотности в молекуле бромметана CH_3Br . Связь $\text{C}-\text{Br}$ в молекуле бромметана полярна. Напомним, что полярность связи определяется *электроотрицательностью* атомов химических элементов, т. е. их способностью притягивать к себе электроны при образовании химической связи. У атома брома электроотрицательность больше, чем у атома углерода, и в результате этого на бrome образуется частичный отрицательный заряд δ^- , а на атоме углерода — частичный положительный заряд δ^+ . Смещение электронов по связи $\text{C}-\text{Br}$ можно показать двумя способами — либо указать частичный заряд на атомах, либо стрелкой вдоль связи:

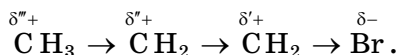


Атом брома влияет не только на атом углерода, но и на атомы водорода. Электронная плотность от атомов водорода смещается к атому углерода, связи $\text{C}-\text{H}$ становятся более полярными:



Атомы водорода оказываются менее прочно связаны с атомом углерода и легче замещаются бромом, чем первый атом водорода в молекуле метана.

В молекуле бромпропана электронная пара в связи $\text{C}-\text{Br}$ также смещена в сторону атома брома. При этом атом углерода, получивший частичный положительный заряд (δ^+), оттягивает электроны от связанного с ним атома углерода, а тот, в свою очередь, от следующего:



Эффект передаётся по цепи, но быстро затухает: он практически не наблюдается уже через три связи $\text{C}-\text{C}$.

Примеры решения типовых задач



Какая химическая связь в молекуле способствует образованию цис- и трансизомеров?

1) тройная

4) двойная

2) одинарная

5) двойная и тройная

3) тройная и одинарная

► Ответ. 4.

ОГЭ

Укажите формулы гомологов вещества $\text{CH}_2=\text{C}=\text{CH}_2$.

- 1) $\text{CH}_2=\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$ 4) $\text{H}_2\text{C}-\text{CH}=\text{C}-\text{CH}_2$
 2) $\text{CH}=\text{C}-\text{CH}_3$ 5) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_3$
 3) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$

► Решение. Гомологическим рядом называется ряд веществ, расположенных в порядке возрастания их относительных молекулярных масс, сходных по строению и химическим свойствам, где каждый член отличается от предыдущего на гомологическую разницу $-\text{CH}_2-$.

Сначала ищем в ряде веществ соединение, имеющее структуру $(=\text{C}=)$. Это номера 1) и 5). Проверяем, имеется ли у веществ гомологическая разница $-\text{CH}_2-$.

► Ответ. 15.

ЕГЭ

Установите соответствие между названиями веществ и видом их изомерии.

ВЕЩЕСТВА

ВИД ИЗОМЕРИИ

- | | |
|---------------------------|----------------------------|
| А) бутен-1 и бутен-2 | 1) оптическая |
| Б) н-бутан и метилпропан | 2) геометрическая |
| В) гексен-1 и циклогексан | 3) межклассовая |
| Г) бутен-2 (цисформа) | 4) углеродного скелета |
| и бутен-2 (трансформа) | 5) положения двойной связи |

► Решение. Напишем химические структурные формулы органических веществ.

А) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$ и $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$

Б) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ и $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$

В) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ и 

Г) $\text{CH}_3 \diagup \text{C}=\text{C} \diagdown \text{CH}_3$ и $\text{CH}_3 \diagup \text{C}=\text{C} \diagdown \text{H}$
 $\text{H} \diagdown \text{C} \quad \text{H} \diagup \text{C}$

Вспомним, какие виды изомерии существуют: структурная и пространственная. Выделяют следующие разновидности структурной изомерии: изомерию углеродного скелета, изомерию положения, межклассовую изомерию.

Пространственная изомерия подразделяется на геометрическую и оптическую. Проведём сравнения.

► Ответ.

А	Б	В	Г
5	4	3	2

Важно и интересно

- По предложению шведского химика Й. Я. Берцелиуса, с 1808 г. науку, изучающую органические вещества, стали называть **органической химией**.
- Почему из более чем ста элементов Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева именно углерод стал основой всего живого? В учебнике «Основы химии» Менделеев даёт ответ на этот вопрос: «Углерод встречается как в свободном, так и в соединительном состоянии, в весьма различных формах и видах... Способность атомов углерода соединяться между собой и давать сложные частицы проявляется во всех углеродистых соединениях... Ни в одном из элементов... способности к усложнению не развиты в такой степени, как в углероде... Ни одна пара элементов не даёт столь много соединений, как углерод с водородом».

3.2. ТИПЫ СВЯЗЕЙ В МОЛЕКУЛАХ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. ГИБРИДИЗАЦИЯ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ УГЛЕРОДА. РАДИКАЛ. ФУНКЦИОНАЛЬНАЯ ГРУППА

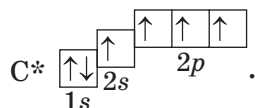
Определения

- ▮ **Гибридизация орбиталей** — процесс выравнивания орбиталей по форме и энергии.
- ▮ **Функциональная группа** — группа атомов, которая определяет наиболее характерные химические свойства вещества и его принадлежность к определённому классу соединений.
- ▮ **Радикал** — остаток молекулы углеводорода, который образуется вследствие удаления одного или нескольких атомов водорода.

Объяснение и важные примеры

Типы связей в молекулах органических веществ. Связи в молекулах органических веществ в основном ковалентные. По числу общих электронных пар, связывающих атомы, то есть по кратности, различают следующие ковалентные связи: **одинарные, двойные, тройные**.

В органических соединениях углерод всегда четырёхвалентен. В возбуждённом состоянии в его атоме происходит разрыв пары $2s^2$ -электронов и переход одного из них на p -орбиталь:

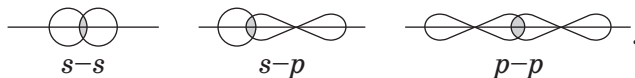


Такой атом имеет четыре неспаренных электрона и может принимать участие в образовании четырёх ковалентных связей.

Для образования ковалентной связи необходимо, чтобы орбиталь одного атома перекрывалась с орбиталью другого. При этом чем больше перекрывание, тем прочнее связь.

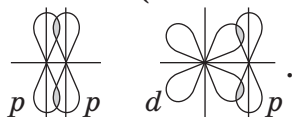
Химические связи, образующиеся в результате перекрывания электронных орбиталей вдоль линии связи, называются **σ -связями (сигма-связями)**.

Линия связи — прямая, соединяющая ядра атомов. Для s -орбиталей возможен лишь один способ перекрывания — с образованием σ -связей:



p -орбитали могут перекрываться с образованием σ -связей, а также могут перекрываться в двух областях, образуя ковалентную связь за счёт «бокового» перекрывания.

Химические связи, образующиеся в результате «бокового» перекрывания электронных орбиталей вне линии связи, т. е. в двух областях, называются **π -связями (пи-связями)**:



На основании приведённой электронной формулы валентного уровня атома углерода можно было бы ожидать, что на нём находится один s -электрон (сферическая симметричная орбиталь) и три p -электрона, имеющих взаимно перпендикулярные орбитали ($2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ -орбиталь). В действительности же все четыре валентных электрона атома углерода *полностью эквивалентны* и углы между их орбиталями равны $109^\circ 28'$.

Кроме того, расчёты показывают, что каждая из четырёх химических связей углерода в молекуле метана (CH_4) на 25 % является s -связью и на 75 % — π -связью, т. е. происходит *смешивание s - и p -состояний электронов*. Это явление называют **гибридизацией**, а смешанные орбитали — **гибридными**.

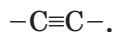
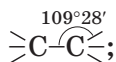
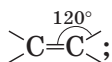
Атом углерода в sp^3 -валентном состоянии имеет четыре орбитали, на каждой из которых находится по одному электрону. В соответствии с теорией ковалентной связи он имеет возможность образовывать четыре ковалентные связи с атомами любых одновалентных элементов (CH_4 , CH_3Cl , CCl_4) или с другими атомами углерода. Такие связи называются σ -связями. Если атом углерода

имеет одну С–С связь, то он называется **первичным** ($\text{H}_2\text{C}-\text{CH}_3$), если две — **вторичным** ($\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$), если три — **третичным**

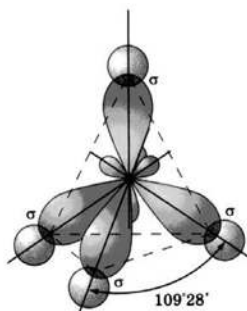
($\text{CH}_3-\text{CH}-\text{CH}_3$), а если четыре — **четвертичным**: $(\text{CH}_3-\text{C}-\text{CH}_3)$.

Одной из характерных особенностей атомов углерода является их способность образовывать химические связи за счёт обобщения только p -электронов. Такие связи называют π -связями, они образуются только в присутствии σ -связей между атомами. Так, в молекуле этилена $\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ атомы углерода связаны σ - и одной π -связью, в молекуле ацетилена $\text{HC}\equiv\text{CH}$ — одной σ - и двумя π -связями. Химические связи, образовавшиеся с участием π -связей, называются **кратными** (в молекуле этилена — *двойная*, в молекуле ацетилена — *тройная*), а соединения с кратными связями — **ненасыщенными**.

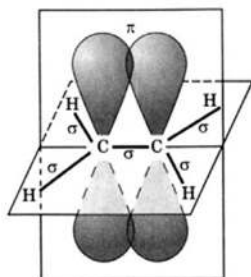
Явление sp^3 -, sp^2 - и sp -гибридизации атома углерода. При образовании π -связей изменяется гибридное состояние атомных орбиталей атома углерода. Так как образование π -связей происходит за счёт p -электронов, в молекулах с двойной связью электроны будут иметь sp^2 -гибридизацию (была sp^3 -, но один p -электрон отходит на π -орбиталь), а с тройной — sp -гибридизацию (два электрона отошли на π -орбиталь). Характер гибридизации изменяет направленность σ -связей. Если при sp^3 -гибридизации они образуют пространственно разветвлённые структуры, то при sp^2 -гибридизации все атомы лежат в одной плоскости, и углы между σ -связями равны 120° , а при sp -гибридизации молекула линейна:



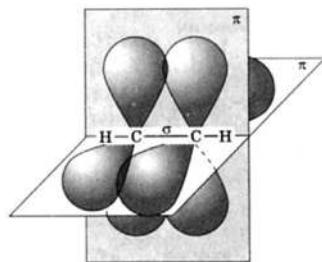
При этом оси π -орбиталей перпендикулярны оси σ -связи.



σ -связь в молекуле метана



π -связь в молекуле этилена



π -связь в молекуле ацетилена

Рис. 21. Химические связи в молекулах метана, этилена и ацетилена

И σ -, и π -связи являются ковалентными, значит, они должны характеризоваться длиной, энергией, пространственной направленностью и полярностью (таблица 31).

Таблица 31. Характеристики одинарных и кратных связей между атомами С

Молекула	Тип гибридизации	Валентный угол	Длина связи, нм	Энергия связи, кДж/моль
$\text{CH}_3\text{--CH}_3$	sp^3	$109^\circ 5'$	0,154	369
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	sp^2	120°	0,134	712
$\text{CH}\equiv\text{CH}$	sp	180°	0,120	962

Радикал. Функциональная группа. Одной из особенностей органических соединений является то, что в химических реакциях их молекулы обмениваются не отдельными атомами, а группами атомов. Если эта группа атомов состоит из атомов углерода и водорода, то она называется **углеводородным радикалом**, если же она имеет атомы других элементов, то она называется **функциональной группой** (таблица 32). Так, например, метил ($\text{CH}_3\text{--}$) и этил ($\text{C}_2\text{H}_5\text{--}$) являются углеводородными радикалами, а оксигруппа (--OH), альдегидная группа (--C=O), нитрогруппа (--NO_2) и т. д. являются *функциональными группами* спиртов, альдегидов и азотсодержащих соединений соответственно.

Таблица 32. Названия функциональных групп

Формула	Название	Формула	Название
--OH	гидроксильная	--COOH	карбоксильная
$\text{--}\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$	альдегидная	--NO_2	нитрогруппа
--C=O	карбонильная	--NH_2	аминогруппа

Ниже приведём формулы и названия некоторых радикалов:

- --CH_3 — метил;
- $\text{--C}_2\text{H}_5$ — этил;
- $\text{--C}_3\text{H}_7$ — пропил;
- $\text{--C}_6\text{H}_5$ — фенил (арил);
- --CH=CH_2 — винил.

Примеры решения типовых задач



Укажите функциональную группу спиртов.

- 1) $-\text{COOH}$
- 2) $-\text{CHO}$
- 3) $-\text{OH}$
- 4) $-\text{O}-$
- 5) $-\text{C}=\text{O}$

► Решение. Постоянная группа атомов, которая определяет характерные свойства, называется функциональной группой. Группа $(-\text{OH})$ — гидроксильная, является функциональной для спиртов.

► Ответ. 3.



Геометрическая изомерия характерна для органических соединений

- 1) с двойной связью
- 2) с тройной связью
- 3) с одинарной связью
- 4) циклических
- 5) ароматических

► Ответ. 14.



Установите соответствие между молекулой и типом гибридизации орбиталей центрального атома.

МОЛЕКУЛА

ТИП ГИБРИДИЗАЦИИ

- | | |
|---------------------------|-------------------------------|
| А) CH_4 | 1) гибридизация не происходит |
| Б) C_2H_2 | 2) sp^2 |
| В) C_6H_6 | 3) sp^3 |
| Г) H_2 | 4) sp |
| | 5) sp^3d^2 |

► Решение. CH_4 — алкан, sp^3 -гибридизация; C_2H_2 — алкин, sp -гибридизация; C_6H_6 — бензол, sp^2 -гибридизация; H_2 — водород, связь образуется за счёт перекрывания s -орбиталей (нет гибридизации).

► Ответ.

А	Б	В	Г
3	4	2	1

Важно и интересно

В органической химии ведущей научной основой служит теория химического строения — результат обобщения идей выдающихся учёных из трёх европейских стран: немца Ф. Кекуле, англичанина А. Купера и русского А. Бутлерова. В 1875 г. Ф. Кекуле отнёс углерод к четырёхвалентным элементам, а в 1885 г. он одновременно с А. Купером отметил, что атомы углерода способны соединяться друг с другом в цепи: линейные, разветвлённые и замкнутые (циклические). Работы Ф. Кекуле и А. Купера послужили основой для разработки научной теории, объясняющей явление изомерии, взаимосвязь состава, строения и свойств молекул органических соединений. Такую теорию создал русский учёный А. М. Бутлеров. Основные идеи **теории строения органических соединений** Бутлерова — Кекуле — Купера впервые были высказаны А. М. Бутлеровым в 1861 г. на съезде немецких естествоиспытателей и врачей в г. Шпейер (Германия).

3.3. КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ. НОМЕНКЛАТУРА ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ (ТРИВИАЛЬНАЯ И МЕЖДУНАРОДНАЯ)

Определения

- ▮ **Ациклические вещества** — вещества, не содержащие в своих молекулах замкнутых цепей атомов углерода.
- ▮ **Карбоциклические вещества** — вещества, которые содержат замкнутые цепи атомов углерода в своих молекулах.

Объяснение и важные примеры

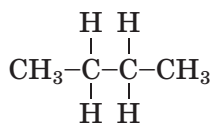
Классификация органических веществ. В основе классификации органических соединений лежит теория строения А. М. Бутлерова. Классифицируют органические вещества по наличию и порядку соединения атомов в их молекулах.

Система названий органических соединений разработана Международным союзом теоретической и прикладной химии (ИЮПАК) и получила название международной номенклатуры ИЮПАК.

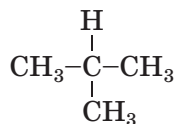
Наиболее прочной и малоизменяемой частью молекулы органического вещества является её скелет — цепь атомов углерода. В зависимости от порядка соединения атомов углерода в этой цепи вещества делятся на **ациклические** и **карбоциклические**.

Помимо атомов углерода и водорода молекулы органических веществ могут содержать атомы и других химических элементов. Вещества, в молекулах которых эти так называемые гетероатомы включены в замкнутую цепь, относят к **гетероциклическим** соединениям.

Основная часть молекул **ациклических (нециклических) соединений** состоит из атомов углерода, непосредственно связанных между собой и образующих нормальную или разветвлённую цепь:



неразветвлённая цепь



разветвлённая цепь

Соединения нециклического строения называют ещё *алифатическими* соединениями. В таблице 33 приведены основные классы органических соединений и их представители.

Таблица 33. Основные классы органических соединений

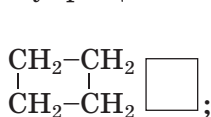
Класс соединений	Функциональная группа или наличие кратной связи	Пример соединения	Название соединения
Алканы, $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$	Все связи C—C одинарные	$\text{CH}_3 - \text{CH}_3$	Этан
Алкены, C_nH_{2n}	Одна двойная связь C=C	$\text{CH}_2 = \text{CH}_2$	Этен (этилен)
Алкины, $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$	Одна тройная связь C≡C	$\text{CH} \equiv \text{CH}$	Этин (ацетилен)
Алкадиены, $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$	Две двойные связи	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$	Бутадиен-1,3
Спирты, $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$	—OH гидроксильная	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$	Этанол
Альдегиды, $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$ альдегидная	$\text{CH}_3 - \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$	Уксусный альдегид, этаналь
Кетоны, $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ >\text{C} \end{array}$ карбонильная	$\text{CH}_3 - \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \end{array} - \text{CH}_3$	Ацетон, пропанон
Карбоновые кислоты, $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$ карбоксильная	$\text{CH}_3 - \begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	Уксусная кислота, этановая кислота

Окончание таблицы 33

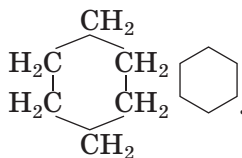
Класс соединений	Функциональная группа или наличие кратной связи	Пример соединения	Название соединения
Сложные эфиры, $C_nH_{2n}O_2$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -C- \\ \\ O- \end{array}$ сложно-эфирная	$CH_3-C(=O)-O-CH_3$	Метиловый эфир уксусной кислоты, метилацетат
Нитросоединения, $C_nH_{2n+1}NO_2$	$-NO_2$	CH_3NO_2	Нитрометан
Первичные амины, $C_nH_{2n+3}N$	$-NH_2$	$C_2H_5NH_2$	Аминоэтан (этиламин)

Перейдём к органическим веществам, содержащим в молекуле замкнутую цепь.

Цикл карбоциклических (алициклических) соединений может содержать разное количество атомов. Структурные формулы таких соединений часто упрощают:

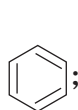


циклобутан

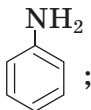


циклогексан

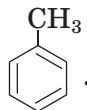
Следует отметить ароматические соединения — **арены** — разновидность карбоциклических соединений, содержащих в молекуле систему чередующихся двойных и одинарных связей.



бензол

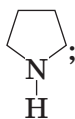


анилин



толуол

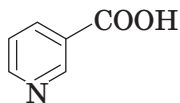
Гетероциклические соединения содержат в составе функциональных групп или в части замкнутого цикла гетероатомы (O, N, S).



пирролидин



тиофен



никотиновая кислота

Номенклатура органических веществ: тривиальная и международная. В начале развития органической химии открываемым соединениям давались **тривиальные** названия: уксусная кислота (основа винного уксуса), гликоль (сладкий) и т. д. По мере увеличения количества новых веществ возникла необходимость связывать название с их строением. Так появились **рациональные** названия: метиламин, этиловый спирт (в основе лежит название простейшего соединения).

В настоящее время наиболее употребляемой является номенклатура ИЮПАК, разработанная Международным союзом теоретической и прикладной химии. Для образования названий разработана *заместительная* универсальная номенклатура.

Для составления названий органических веществ необходимо знать формулы и названия радикалов и других заместителей, например галогенов.

Название радикала происходит от названия соответствующего алкана с заменой суффикса **-ан** на суффикс **-ил**. Например, алкан → алкил.

Правила составления названия алканов. Названия алканов составляют следующим образом.

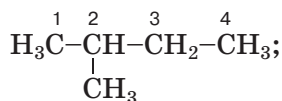
1. В структурной формуле выбирают самую длинную цепь атомов углерода (главную цепь).

2. Атомы углерода главной цепи нумеруют начиная с того конца, к которому ближе разветвление. Если в цепи атомов углерода есть кратная связь, то нумерацию проводят с того конца, к которому эта связь ближе.

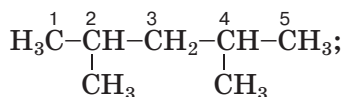
Если заместители находятся на равном расстоянии от конца цепи, то нумерация начинается от того конца, при котором их больше. Если различные заместители находятся на равном удалении от конца цепи, то нумерация начинается от того конца, к которому ближе старший. Старшинство углеводородных заместителей определяется по тому, в каком порядке следует в алфавите буква, с которой начинается их название: метил ($-\text{CH}_3$), затем пропил ($-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$), этил ($-\text{CH}_2-\text{CH}_3$) и т. д.

3. В начале названия перечисляют радикалы и другие заместители с указанием номеров атомов углерода, с которыми они связаны. Если в молекуле присутствует несколько разных радикалов (два, три и т. д.), то цифрой указывают место каждого из них в главной цепи, и перед их названием ставят соответственно частицы **ди-**, **три-**, **тетра-** и т. д.

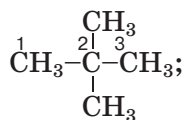
4. Основой названия служит наименование предельного углеводорода с тем числом атомов углерода, что и в главной цепи:



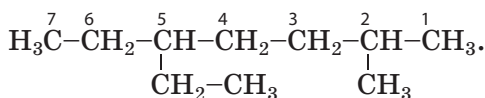
2-метилбутан



2,4-диметилпентан



2,2-диметилпропан

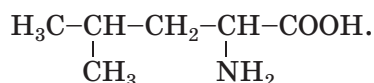


2-метил-5-этилгептан

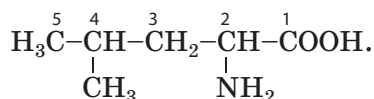
Первые четыре члена гомологического ряда метана имеют исторически сложившиеся тривиальные названия. В основе остальных названий алканов нормального строения — греческие числительные.

Цифра	Название	Цифра	Название
1	моно	6	гекса
2	ди	7	гепта
3	три	8	окта
4	тетра	9	нона
5	пента	10	дека

Составим название более сложного органического соединения — аминокислоты лейцина:



1. В основе названия лежит структура из пяти атомов углерода, связанных одинарными связями, — **пентан**.
2. Старшей группой является карбоксильная (карбоновая кислота), заместители — аминогруппа и радикал метил.
3. Нумеруем атомы углерода в цепи:



Название: 2-амино-4-метилпентановая кислота.

Примеры решения типовых задач



Вещество, формула которого $\text{CH}_3-\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}-\text{CH}_3$, называется

- 1) триметилметан
- 2) изопропилметан
- 3) 2-метилпропан
- 4) *n*-бутан
- 5) 2-метилбутан

► Решение. Выбираем самую длинную цепь атомов углерода. В ней три атома углерода, значит, соединение — производное пентана (двойных и тройных связей в нём нет). Соединение симметричное, нумерацию атомов углерода можно проводить с любого конца цепи.

► Ответ. 3.



Определите формулы соединений гомологических рядов, представителями которых являются бутен и пропин.

- 1) $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$
- 2) C_nH_{2n}
- 3) $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$
- 4) C_nH_{n+2}
- 5) $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$

► Решение. Названия «бутен» и «пропин» говорят о том, что речь идёт о гомологическом ряде **этена** и гомологическом ряде **этина**, которые относятся к непредельным углеводородам алкенам, содержащим в молекуле одну двойную связь между атомами углерода (C_nH_{2n}) и к непредельным углеводородам алкинам, которые содержат одну тройную связь ($\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$).

► Ответ. 23.



Укажите формулу 2,2-дибромбутана и 1,2-дибромбутана.

- 1) $\text{CH}_3-\underset{\text{Br}}{\underset{\text{Br}}{\text{CH}}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- 2) $\text{CH}_3-\underset{\text{Br}}{\text{C}}(\text{Br})-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- 3) $\text{CH}_3-\underset{\text{Br}}{\text{CH}}-\underset{\text{Br}}{\text{CH}}-\text{CH}_3$
- 4) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\underset{\text{Br}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{Br}$
- 5) $\text{Br}-\text{CH}_2-\underset{\text{Br}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

► Решение. Сначала проверяем, все ли соединения производные бутана. Во всех веществах по четыре атома углерода, двойных и тройных связей нет. В названии указаны два атома брома — дибром. Индексы 2,2 — показывают, что оба

атома брома находятся при одном атоме углерода; названию соответствует вещество 2). Соединения 4) и 5) симметричные, поэтому нумерацию можно проводить с любого конца формулы $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\underset{\text{Br}}{\text{CH}}-\text{CH}_2-\text{Br}$ — 1,2-дибромбутан. Название соответствует формуле.

► Ответ. 24.

3.4. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕВОДОРОДОВ: АЛКАНОВ, ЦИКЛОАЛКАНОВ, АЛКЕНОВ, ДИЕНОВ, АЛКИНОВ, АРОМАТИЧЕСКИХ УГЛЕВОДОРОДОВ (БЕНЗОЛА И ТОЛУОЛА)

Определения

- **Углеводороды** — соединения, состоящие только из атомов углерода и водорода.
- **Циклические (карбоциклические) соединения** — соединения, в состав которых входит один или несколько циклов, состоящих только из атомов углерода.
- **Ациклические углеводороды** — органические соединения, углеродный скелет молекул которых представляет собой незамкнутые цепи. Эти цепи могут быть образованы одинарными связями (алканы), содержать одну двойную связь (алкены), две или несколько двойных связей (диены), одну тройную связь (алкины).
- **Предельные углеводороды** — соединения, в которых атомы углерода до предела насыщены атомами водорода.
- **Непредельные углеводороды** — соединения, в которых атомы углерода насыщены не до предела.

Объяснение и важные примеры

Углеродные цепи являются частью большинства органических веществ. Таким образом, изучение углеводородов приобретает особое значение, так как эти соединения являются структурной основой остальных классов органических соединений.

Кроме того, углеводороды, в особенности алканы, — это основные природные источники органических соединений и основа наиболее важных промышленных и лабораторных синтезов.

3.4.1. Алканы

Алканы — предельные углеводороды, в молекулах которых все атомы связаны одинарными связями. Их состав отражает общая формула C_nH_{2n+2} .

Для них характерны:

- sp^3 -гибридизация атомов углерода;
- валентный угол $109^\circ 28'$;
- простые (одинарные) σ -связи;
- длина связей: C—C — 0,156 нм; C—H — 0,109 нм;
- структурная изомерия;
- номенклатура — суффикс **-ан**.

Предельные углеводороды составляют гомологический ряд метана. Их общая характеристика представлены в таблице 34.

Таблица 34. Алканы нормального строения

Название	Формула	Относительная молекулярная масса	Агрегатное состояние при н. у.	Плотность, г/мл	$t_{пл}, ^\circ C$	$t_{кип}, ^\circ C$	Формула радикала	Название радикала
Метан	CH_4	16	Газ	—	−182,6	−161,6	CH_3-	Метил
Этан	C_2H_6	30	Газ	—	−183,3	−88,5	C_2H_5-	Этил
Пропан	C_3H_8	44	Газ	—	−187,1	−42,2	C_3H_7-	Пропил
Бутан	C_4H_{10}	58	Газ	—	−138,4	−0,5	C_4H_9-	Бутил
Пентан	C_5H_{12}	72	Жидкость	0,626	−129,7	36,1	$C_5H_{11}-$	Пентил
Гексан	C_6H_{14}	86	Жидкость	0,659	−94,0	68,7	$C_6H_{13}-$	Гексил
...	...	...	...	...	...	...	...	...
Гексадекан	$C_{16}H_{34}$	226	Твёрдое вещество	0,770	18	287	$C_{16}H_{33}-$	Гексадецил

В гомологическом ряду алканов первые четыре вещества — газы, следующие одиннадцать — жидкости, начиная с гексадекана — твёрдые вещества.

Молекула первого члена гомологического ряда алканов — **метана** (CH_4) — имеет тетраэдрическое строение, т. е. форму правильной пирамиды (рис. 22).

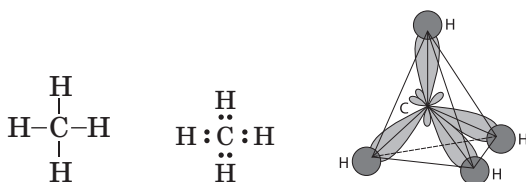
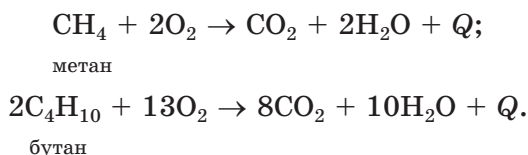
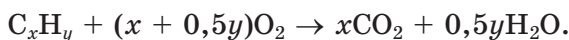


Рис. 22. Строение молекулы метана

Основным химическим свойством предельных углеводородов, определяющим их использование в качестве топлива, является реакция горения:

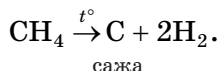


В общем случае горение любого углеводорода C_xH_y можно записать так:

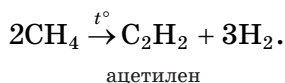


Метан вступает в реакции полного и неполного разложения.

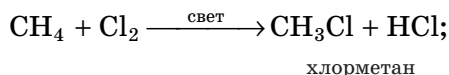
Полное разложение — при температуре 1000°C :

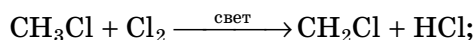


Неполное разложение — при 1500°C с резким охлаждением продуктов:

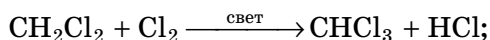


Как все насыщенные углеводороды, метан способен вступать в реакции **замещения**, которые легче всего проходят при взаимодействии с галогеном:

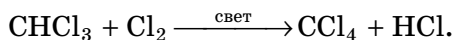




дихлорметан

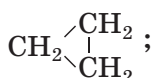


трихлорметан

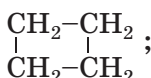


тетрахлорметан

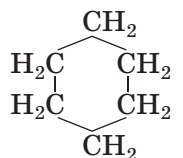
Циклоалканы — это циклические углеводороды, не содержащие в молекуле кратных связей и соответствующие общей формуле C_nH_{2n} :



циклопропан

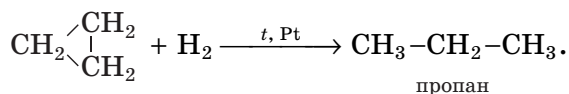


циклобутан



циклогексан

Все атомы углерода в циклоалканах находятся в sp^3 -гибридизации, и эти соединения должны иметь насыщенный, предельный характер. Однако малые циклы (циклопропан, циклобутан) обладают неустойчивостью и вступают в реакции присоединения легче, чем их аналоги с большими циклами:



пропан

Реакция сопровождается раскрытием цикла.

Примеры решения типовых задач



При пропускании метана через водный раствор перманганата калия

- 1) образуется осадок
- 2) исчезает фиолетовое окрашивание
- 3) газ поглощается
- 4) взаимодействие не происходит
- 5) образуется синий раствор

► Решение. Метан CH_4 относится к предельным углеводородам; в его молекулах отсутствуют полярные связи, поэтому метан не растворяется в воде, не вступает во взаимодействие с заряженными частицами (ионами).

► Ответ. 4.

ОГЭ

Укажите продукты горения углеводородов в избытке кислорода и в реакции окисления в присутствии катализатора.

1) CO_2 и H_2O 4) H_2O и C 2) CO и H_2O 5) метаналь $\text{H}-\text{C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{smallmatrix}$ и H_2O 3) CH_4 и H_2O

► Решение. Основным химическим свойством предельных углеводородов является реакция горения:



Реакция окисления: $\text{CH}_4 + \text{O}_2 \xrightarrow{500^\circ, \text{к-р}} \text{CH}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O}.$

► Ответ. 15.

ЕГЭ

Установите соответствие между функциональными группами и названиями соединений, в состав которых они входят.

ФУНКЦИОНАЛЬНЫЕ
ГРУППЫ

А) $-\text{NH}_2$ Б) $-\text{NO}_2$ В) $-\text{OH}$ Г) $-\text{CHO}$

НАЗВАНИЯ
СОЕДИНЕНИЙ

1) нитробензол

2) этиламин

3) пропанон

4) крезол

5) пентаналь

► Ответ.

А	Б	В	Г
2	1	4	5

Важно и интересно

- Смесь разных предельных углеводородов получают путём нагревания угля в атмосфере водорода при высокой температуре и давлении. Эту смесь используют как жидкое топливо и ценное сырьё в органическом синтезе.
- Метан (болотный газ) образуется во время разложения органических веществ без доступа воздуха. Он является основной составляющей природного газа.
- Кинетику и механизм свободнорадикальных цепных реакций изучал замечательный русский химик Н. Н. Семёнов (1896–1987). За эти исследования в 1956 г. ему была присуждена Нобелевская премия.

3.4.2. Алкены

- **Алкены** — ациклические углеводороды, содержащие в молекуле помимо одинарных связей одну двойную связь между атомами углерода и соответствующие общей формуле C_nH_{2n} .

Для них характерны:

- sp^2 -гибридизация атомов углерода;
- валентный угол — 120° ;
- длина связи $C=C$ — $0,134$ нм;
- структурная и геометрическая изомерия;
- номенклатура — суффикс **-ен**.

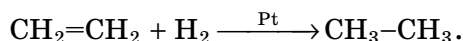
Валентности атомов углерода в этене не до предела насыщены атомами водорода. Такие соединения называют **непредельными**.

Неразветвлённые алкены составляют гомологический ряд этена (этилена) (таблица 35).

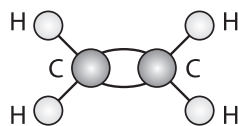
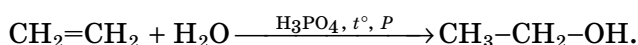
Молекула этилена и его гомологи имеют плоскостное строение (рис. 23).

Для алкенов характерны реакции присоединения.

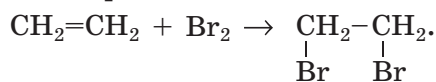
1. Гидрирование:



2. Гидратация:



3. Галогенирование:



1,2-дибромэтан

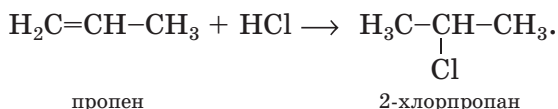
Рис. 23. Строение молекулы этилена

Таблица 35. Простейшие гомологи этена

Молекулярная формула	Структурная формула	Название
C_2H_4	$CH_2=CH_2$	Этен (этилен)
C_3H_6	$CH_3-CH=CH_2$	Пропен (пропилен)
	$CH_3-CH_2-CH=CH_2$	Бутен-1
	$\begin{array}{c} H & & H \\ & \diagdown & / \\ & C=C \\ & / & \diagdown \\ CH_3 & & CH_3 \end{array}$	Бутен-2 (цисформа)
	$\begin{array}{c} H & & CH_3 \\ & \diagdown & / \\ & C=C \\ & / & \diagdown \\ CH_3 & & H \end{array}$	Бутен-2 (трансформа)
C_4H_8	$\begin{array}{c} CH_2=CH-CH_3 \\ \\ CH_3 \end{array}$	2-метилпропен-1 (изобутен)

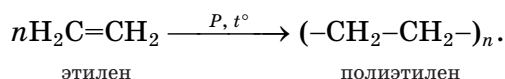
Эта реакция применяется для обнаружения соединений с кратной (двойной или тройной) углерод-углеродной связью, т. е. является **качественной на кратную связь**. При этом происходит обесцвечивание бромной воды (раствор брома в воде).

4. Гидрогалогенирование:



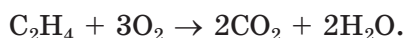
Эта реакция подчиняется правилу Марковникова: при присоединении галогеноводорода к алкену водород присоединяется к более гидрированному атому углерода, т. е. атому, при котором находится больше атомов водорода, а галоген — к менее гидрированному.

5. Полимеризация:

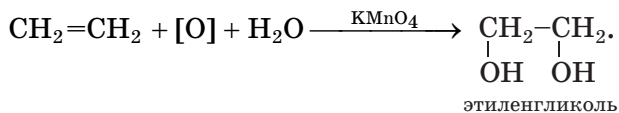


Алкены вступают в реакция окисления.

1. Полное окисление (горение):



2. Мягкое окисление:



Обесцвечивание раствора перманганата калия — качественная реакция на кратную связь.

3.4.3. Алкадиены

Алкадиены, или **диены** — ациклические углеводороды, содержащие в молекуле помимо одинарных связей две двойные связи между атомами углерода и соответствующие общей формуле $\text{C}_n\text{H}_{2n-2}$.

Для них характерны:

- sp^2 -гибридизация атомов углерода, образующих двойные связи;
- виды изомерии: разветвление углеродного скелета, положение двойной связи, межклассовая (с алкинами), пространственная (цис- и транс-);
- номенклатура — суффикс **-диен**.

Диеновые углеводороды, в молекулах которых две двойные углерод-углеродные связи разделены одной одинарной связью, называют **сопряжёнными**:



Реакции присоединения (гидрирование, галогенирование) алкадиенов мало отличаются от таковых у алкенов. Особенностью присоединения к алкадиенам с сопряжёнными двойными связями является способность присоединять молекулы как в положении 1 и 2, так и в положении 1 и 4:


$$\text{а) } n\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 \xrightarrow{\text{кат., } t^\circ} (\dots-\text{H}_2\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_2\dots)_n;$$

бутадиен-1,3 синтетический бутадиеновый каучук


$$2\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} \xrightarrow{425^\circ \text{C, Al}_2\text{O}_3, \text{ZnO}} \text{CH}_2=\text{CH-CH}=\text{CH}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{H}_2.$$

Примеры решения типовых задач



- 1) C_5H_{12}
- 2) C_3H_4
- 3) C_5H_{10}

4) C_5H_8
5) C_4H_8

► Решение. Формулой предельных углеводородов (алканов) является C_nH_{2n+2} , непредельных углеводородов (алкинов) — C_nH_{2n-2} .

1) Алкан; 2) алкин; 3) алкен; 4) алкин; 5) алкен.

Выбираем соединения, которые имеют пять атомов углерода в алкинах и алканах, это 1) и 4).

► Ответ. 14.

ОГЭ

Для алканов и алкенов характерными химическими реакциями являются реакции

- 1) замещения
- 3) этерификации
- 5) изомеризации
- 2) полимеризации
- 4) присоединения

► Решение. Реакция замещения характерна для алканов $(CH_4 + Cl_2 \xrightarrow{h\nu} CHCl_3 + HCl)$, реакция присоединения — для алкенов $(CH_2=CH_2 + HBr \rightarrow CH_3-CH_2Br)$.

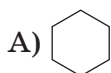
► Ответ. 14.

ЕГЭ

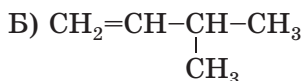
Установите соответствие между формулами веществ и классами органических соединений.

ФОРМУЛА ВЕЩЕСТВА

КЛАСС СОЕДИНЕНИЙ

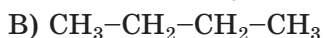


1) алкен



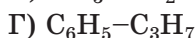
2) диен

3) алкан



4) арен

5) циклоалкан



► Ответ.

А	Б	В	Г
5	1	3	4

Важное и интересно

- В. В. Марковников (1837–1903) — русский химик-органик, сформулировал правила про направление реакций замещения, отщепления, присоединения, изомеризации, исследовал состав нефти, открыл новый класс органических соединений — циклоалканы.
- Этилен находится в тканях растений, больше всего его в плодах. Этилен способствует дозреванию плодов при хранении и способствует опаданию листьев.

3.4.4. Алкины

Алкины — это непредельные углеводороды, молекулы которых содержат помимо одинарных связей одну тройную углерод-углеродную связь. Их состав отражает общая формула C_nH_{2n-2} .

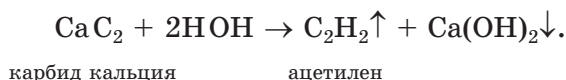
Для них характерны:

- *sp*-гибридизация атомов углерода, соединённых тройной связью;
- валентный угол — 180° ;
- длина связи $C\equiv C$ — $0,120$ нм;
- виды изомерии: разветвление углеродного скелета, положения тройной связи, межклассовая (с алкадиенами);
- номенклатура — суффикс **-ин**.

Ацетилен — продукт неполного разложения этена (пиролиза):



На практике ацетилен получают из карбида кальция:



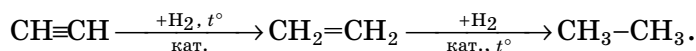
Алкины вступают в следующие реакции.

1. Горение в кислороде:

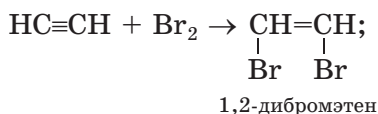


Температура ацетиленокислородного пламени достигает 3200°C , таким пламенем режут и сваривают металлы.

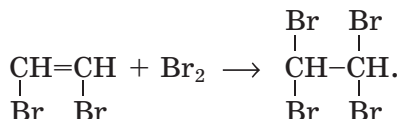
2. Гидрирование:



3. Галогенирование:

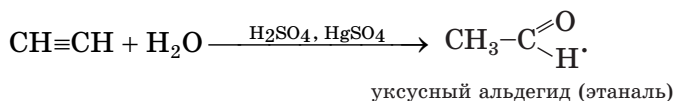


далее

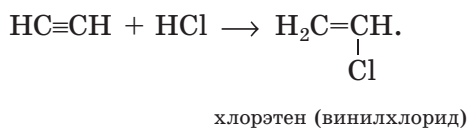


1,1,2,2-тетрабромэтан

4. Гидратация (реакция Кучерова):

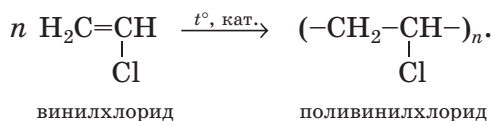
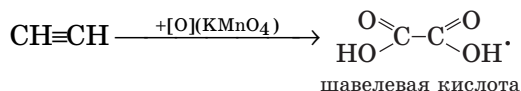


5. Гидрогалогенирование:

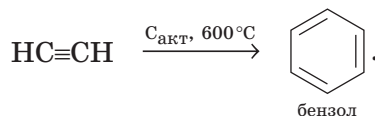


Одновалентный радикал этилена $\text{CH}_2=\text{CH}$ — называют *винилом*.

6. Полимеризация винилхлорида:

7. Частичное окисление (обесцвечивание раствора KMnO_4):

8. Тримеризация. При пропускании ацетилена (этина) над активированным углём образуется смесь продуктов, одним из которых является бензол:

**Примеры решения типовых задач**

Выберите признаки, характерные для структурных изомеров.

- 1) разные химические свойства
- 2) разное строение
- 3) разный количественный состав
- 4) одинаковый химический состав
- 5) разные физические свойства

► Решение. Изомерия — это такое явление, при котором могут существовать несколько веществ, имеющих один и тот же состав и одинаковую молекулярную массу, но различающихся строением молекул.

► Ответ. 145.

ОГЭ

Выберите две пары веществ, являющихся гомологами.

- 1) CH_4 и $\text{CH}_3\text{-CHCl-CH}_2$
- 2) C_2H_6 и $\text{CH}_3\text{-CH}_3$
- 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{Br}$ и C_2H_6
- 4) CH_4 и C_5H_{12}
- 5) $\text{CH}_3\text{-}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{-CH}_3$ и $\text{CH}_3\text{-}\underset{\text{CH}_3}{\text{CH}}\text{-CH}_2\text{-CH}_3$

► Решение. Гомологическим рядом называют ряд веществ, расположенных в порядке возрастания их относительных молекулярных масс, сходных по строению, где каждый член отличается от предыдущего на гомологическую разность $-\text{CH}_2-$.

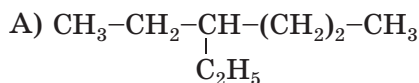
► Ответ. 45.

ЕГЭ

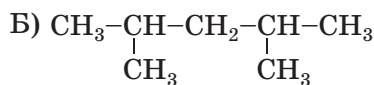
Установите соответствие между названием вещества и его формулой.

ФОРМУЛА

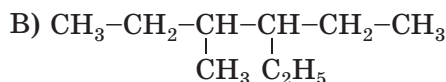
НАЗВАНИЕ



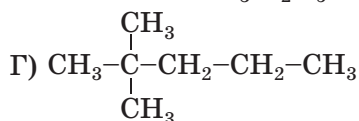
1) 2,2-диметилпентан



2) 3-этилгексан



3) 2,4-диметилпентан



4) 3-метил-4-этилгексан

5) 2-метил-4-этилгексен

► Ответ.

А	Б	В	Г
2	3	4	1

3.4.5. Ароматические углеводороды (бензол и толуол)

Ароматические углеводороды, арены — соединения углерода и водорода, в молекулах которых имеется одно или несколько бензольных колец, с особым характером связи (объединение σ - и π -связей). Общая формула аренов $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$. , C_6H_6 — бензол; C_6H_5 — фенилрадикал.

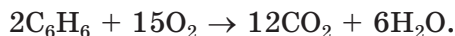
Для аренов характерны:

- sp^2 -гибридизация атомов углерода;
- валентный угол — 120° ;
- длина связи C—C — 0,140 нм;
- изомерия радикалов, количества радикалов, положения радикалов в бензольном кольце.

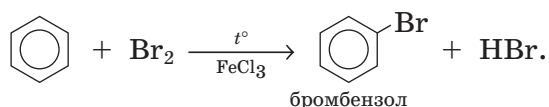
Бензол — бесцветная жидкость с резким запахом, легче воды и нерастворима в ней. Бензол очень токсичен. Работа с ним в школе недопустима.

Рассмотрим химические свойства бензола и толуола.

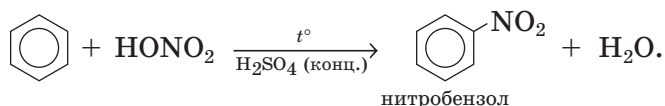
1. Как все углеводороды, бензол на воздухе горит коптящим пламенем:



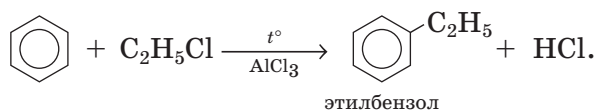
2. Реакция замещения с галогенами:



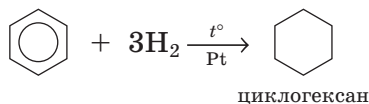
3. Реакция замещения с азотной кислотой:



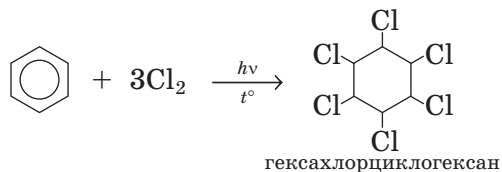
4. Реакция замещения с галогеналканами:



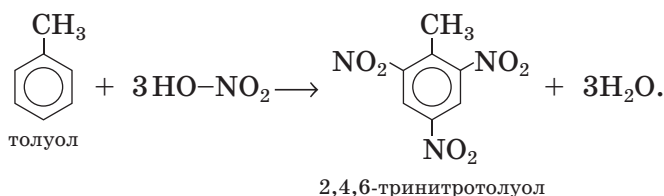
5. Реакция присоединения — гидрирование:



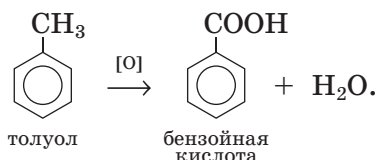
6. Реакция присоединения — галогенирование (на свету):



Ближайшим гомологом бензола является метилбензол — толуол. В молекуле толуола находится метильная группа ($-\text{CH}_3$), которая влечёт за собой перераспределение плотности в бензольном кольце и приводит к изменению его реакционных способностей. В реакции нитрования толуола возможно получение не только моно-, но и тринитротолуола:



Реакция окисления толуола протекает легко, в отличие от бензола (окислители KMnO_4 , O_2 , $\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$):



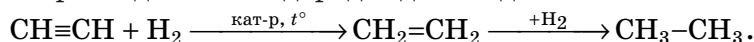
Примеры решения типовых задач



Гидрирование алкина приводит к образованию

- 1) спирта
- 2) алкана
- 3) бензола
- 4) алкена
- 5) альдегида

► Решение. Алкины присоединяют водород в присутствии металлических катализаторов (Pt, Pd, Ni). Так как тройная связь содержит две реакционно-способные π -связи, алкины присоединяют водород в две стадии:



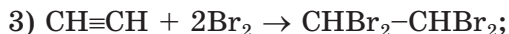
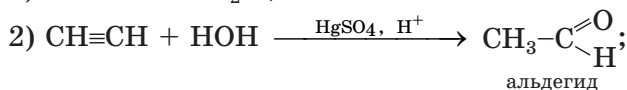
► Ответ. 2.



Укажите вещества, с которыми будет реагировать ацетилен.

- 1) углекислый газ
- 2) вода
- 3) бромная вода
- 4) гидроксид калия
- 5) раствор перманганата калия

► Решение. Составим уравнение реакций:



5) раствор KMnO_4 обесцвечивается.

► Ответ. 235.



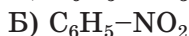
Укажите соответствие между формулами веществ и их названиями.

ФОРМУЛЫ

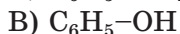
НАЗВАНИЯ



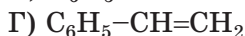
1) ксилол



2) стирол



3) толуол (метилбензол)



4) фенол (гидроксibenзол)

5) нитробензол

► Ответ.

А	Б	В	Г
3	5	4	2

Важно и интересно

- Фридрих Август Кекуле (1829–1896) — немецкий химик-органик. Его работы способствовали становлению теоретических основ органической химии. Высказал мысль о четырёхвалентном углероде и о его способности образовывать цепи. Предложил циклическую формулу бензола.
- Бензойная кислота находится во многих плодах. Особенно её много в ягодах брусники и рябины.

3.5. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРЕДЕЛЬНЫХ ОДНОАТОМНЫХ И МНОГОАТОМНЫХ СПИРТОВ, ФЕНОЛА

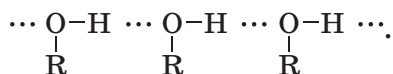
Определения

- **Спиртами** (или **алканолами**) называют органические вещества, в молекулах которых алкильный радикал (R) связан с гидроксильной группой (–OH).
- **Фенолы** — органические вещества, молекулы которых содержат радикал фенил, связанный с одной или несколькими гидроксигруппами.

Объяснение и важные примеры**3.5.1. Предельные одноатомные и многоатомные спирты**

Состав спиртов соответствует общей формуле: $R-OH$ или $C_nH_{2n+1}OH$.

За счёт водородной связи молекулы низших спиртов ассоциированы в жидкости:



При растворении спиртов в воде водородные связи образуются и с её молекулами.

Номенклатура — суффикс **-ол**.

Изомерия: разветвление углеродного скелета, положение функциональной группы, межклассовая (с простыми эфирами).

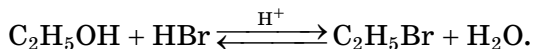
Рассмотрим химические свойства предельных одноатомных спиртов.

1. С активными металлами они образуют соли — **алкоголяты**:

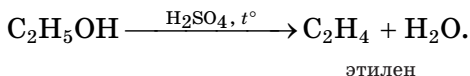


(такая реакция характерна и для многоатомных спиртов).

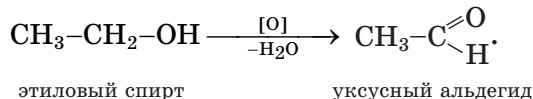
2. Реагируют с галогеноводородами:



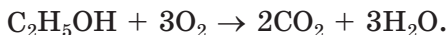
3. Вступают в реакцию дегидратации:



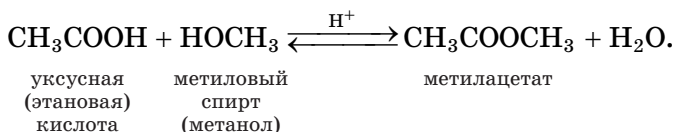
4. Вступают в реакцию окисления до альдегида:



5. Подвергаются полному окислению:



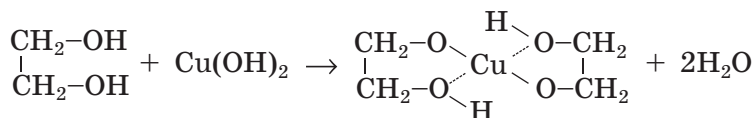
6. Взаимодействуют с кислотой (реакция этерификации):



Метанол (метиловый спирт), CH_3OH — бесцветная прозрачная жидкость, растворяется в воде; сильно ядовит.

Этанол (этиловый спирт, винный спирт), C_2H_5OH — прозрачная жидкость без цвета, имеет специфический запах; неограниченно растворяется в воде; в больших количествах угнетает деятельность мозга.

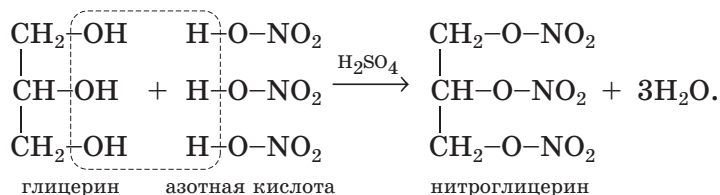
Многоатомные спирты (этиленгликоль, глицерин) при взаимодействии со свежеприготовленным гидроксидом меди(II) образуют растворимые в воде ярко-синие комплексные соединения. Эта реакция является *качественной* только на многоатомные спирты:



Этандиол-1,2 (этиленгликоль), $HO-CH_2-CH_2-OH$ — бесцветная вязкая жидкость; неограниченно растворим в воде, ядовит, водные растворы применяются как антифризы.

Глицерин (пропантриол-1,2,3) — вязкая сиропообразная жидкость, сладкая на вкус; неограниченно растворим в воде, нелетуч, гигроскопичен.

При взаимодействии глицерина с азотной кислотой образуется нитроглицерин — компонент взрывчатого вещества динамита:



Примеры решения типовых задач



Для спирта состава $C_5H_{11}OH$ не характерна изомерия

- 1) углеродного скелета
 - 2) положения функциональной группы
 - 3) межклассовая
 - 4) геометрическая
 - 5) оптическая
- Решение. Спирт $C_5H_{11}OH$ относится к одноатомным ($-OH$) предельным (алкильный радикал $C_5H_{11}-$) спиртам, или алканолам. Алкильный радикал (R) от C_5H_{12} относится к алканам нормального строения и обладает структурной изомерией углеродного скелета, изомерией функциональной

группы ($-\text{OH}$) и межклассовой изомерией (изомеры простым эфирам, $\text{R}-\text{O}-\text{R}^1$).

► Ответ. 123.

ОГЭ

Водородная связь не образуется между молекулами

- 1) этилового спирта
- 2) уксусной кислоты
- 3) воды
- 4) ацетальдегида
- 5) фенола

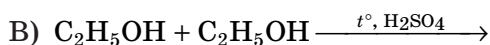
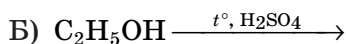
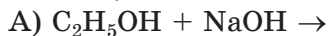
► Решение. Не образуется водородная связь в растворе ацетальдегида, т. к. в его молекуле связь $\text{C}-\text{H}$ слабополярная и атом водорода малоподвижен. У фенола связь $\text{O}-\text{H}$ за счёт влияния бензольного кольца сильно поляризована.

► Ответ. 45.

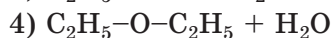
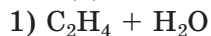
ЕГЭ

Установите соответствие между схемами реакций и продуктами их взаимодействия.

РЕАКЦИИ



ПРОДУКТЫ РЕАКЦИЙ



► Ответ.

А	Б	В	Г
3	1	4	2

3.5.2. Фенолы

Общая формула фенолов $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}\text{O}$.

Фенильная группа поляризует ковалентную связь между атомом кислорода и водорода в гидроксильной группе. Атом водорода становится подвижнее, что обуславливает кислотные свойства фенола $\text{C}_6\text{H}_5-\text{O}-\text{H}$.

Фенол, $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$ — кристаллическое вещество со специфическим запахом, на воздухе краснеет вследствие окисления, плохо растворим

Из представленных соединений только в 3) имеется гидроксильная группа, а радикал представляет углеродную насыщенную цепь.

► Ответ. 3.

ОГЭ

Выберите две качественные реакции на фенол.

- 1) реакция «серебряного зеркала»
- 2) взаимодействие с раствором $\text{Cu}(\text{OH})_2$
- 3) изменение окраски индикатора лакмуса
- 4) фиолетовая окраска раствора при реакции с FeCl_3
- 5) пламя окрашивается в зелёный цвет

► Ответ. 34.

ЕГЭ

Установите соответствие между формулами веществ и их названиями.

ФОРМУЛЫ

А) $\text{CH}_3\text{—CH}_3\text{—CHO}$

Б) $\text{HO—C}_6\text{H}_4\text{—CH}_3$

В) $\text{Cl—CH}_2\text{—COOH}$

Г) $\text{Br—C}_6\text{H}_4\text{—NH}_2$

НАЗВАНИЯ

- 1) пропаналь
- 2) хлоруксусная кислота
- 3) 4-броманилин
- 4) 4-метилфенол
- 5) этанол

► Ответ.

А	Б	В	Г
1	4	2	3

Важно и интересно

- Слово «спирт» происходит от латинского названия этого вещества *spiritus vini* (дух вина).
- Динамит изобрёл шведский инженер-химик А. Б. Нобель (1833–1896), который работал с 1855 г. в России. Он завещал около 33 млн шведских крон в качестве награды за выдающиеся работы в области физики, химии, физиологии, медицины, литературы, а также за деятельность по укреплению мира.
- Фенол применяют для получения пластмасс, красителей, лекарств, взрывчатых веществ и других продуктов. Поэтому при их производстве применяется оборудование, препятствующее проникновению фенола в окружающую среду. Специальные устройства улавливают остатки фенола, обезвреживают, каталитически окисляют, сточные воды обрабатывают озоном. Учёные разрабатывают и другие методы по защите окружающей среды.

3.6. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЛЬДЕГИДОВ, ПРЕДЕЛЬНЫХ КАРБОНОВЫХ КИСЛОТ, СЛОЖНЫХ ЭФИРОВ

Определения

- ▶ **Альдегиды** — органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу >C=O , соединённую с атомом водорода и углеводородным радикалом.
- ▶ **Карбоновые кислоты** — вещества, содержащие в молекуле одну или несколько карбоксильных групп.
- ▶ **Сложные эфиры** — производные карбоновых кислот, в которых атом водорода карбоксильной группы замещён углеводородным радикалом.

Объяснение и важные примеры

3.6.1. Альдегиды

Общая формула альдегидов: $\text{R}-\text{C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{H} \end{smallmatrix}$, $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}$. Альдегидная (кар-

бонильная) группа: $\text{>C}\begin{smallmatrix} \text{=O} \\ \text{O} \end{smallmatrix}$.

Номенклатура — суффикс **-аль**. Тривиальная (историческая): муравьиный (уксусный, пропионовый) альдегид.

Изомерия: разветвление углеродного скелета, межклассовая (с кетонами).

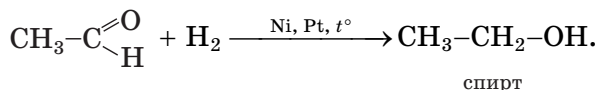
Низшие альдегиды (4–6 атомов в цепи углерода) имеют неприятный запах, а высшие — обладают цветочными запахами и применяются в парфюмерии.

Метаналь (формальдегид, муравьиный альдегид) (таблица 36) бесцветный газ с резким запахом, хорошо растворим в воде (40 % -й раствор — формалин); ядовит.

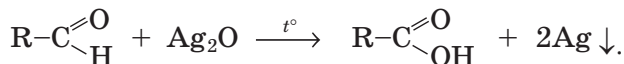
Этаналь (ацетальдегид, уксусный альдегид) (таблица 36) — жидкость без цвета, имеет резкий запах, хорошо растворяется в воде, $t_{\text{кип}} = 21^\circ\text{C}$.

Рассмотрим химические свойства альдегидов.

1. Присоединение водорода (восстановление до спирта):

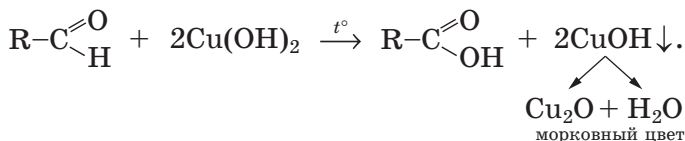


2. Реакция окисления — реакция «серебряного зеркала», *качественная реакция на альдегиды*:

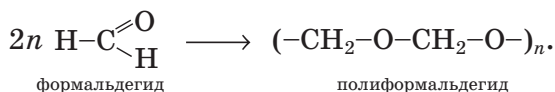


3. Другой характерной реакцией является окисление альдегидов гидроксидом меди(II).

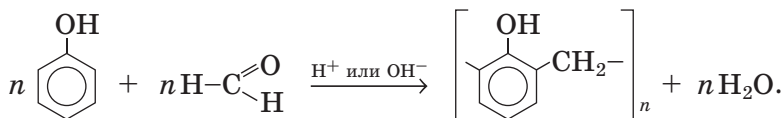
Если к голубому осадку свежеприготовленного гидроксида меди(II) добавить раствор альдегида и подогреть смесь, то сначала появляется жёлтый осадок гидроксида меди(I), который при дальнейшем нагревании превращается в красный оксид меди(I):



4. Реакция полимеризации:



5. Реакция поликонденсации:



3.6.2. Карбоновые кислоты

Общая формула карбоновых кислот $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$, $\text{R}-\text{COOH}$, $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$.

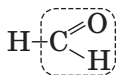
Функциональная **карбоксильная группа**: $-\text{C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{smallmatrix}$, в которой происходит ослабление связи $\text{O}-\text{H}$, отщепление протона: $-\text{C}\begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \delta^+ \quad \delta^- \\ \text{O}^- \quad \text{H} \end{smallmatrix}$.

Номенклатура — суффикс **-ов** и слово **кислота**, подробнее — в таблице 36.

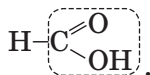
Виды изомерии: разветвление углеродного скелета; межклассовая (сложные эфиры).

Гомологический ряд предельных карбоновых кислот начинается с *муравьиной (метановой)* кислоты (HCOOH). Карбоксил в её

молекуле связан не с углеводородным радикалом, а с атомом водорода, как и карбонил в муравьином альдегиде:



альдегидная группа



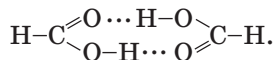
карбоксильная группа

Муравьиная кислота вступает в реакцию «серебряного зеркала», подобно альдегидам.

Таблица 36. Названия карбоновых кислот

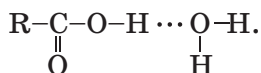
Химическая формула	Название	
	систематическое	тривиальное
НСООН	Метановая	Муравьиная
CH ₃ -COOH	Этановая	Уксусная
CH ₃ -CH ₂ -COOH	Пропановая	Пропионовая
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -COOH	Бутановая	Масляная
CH ₃ -CH ₂ -CH ₂ -CH ₂ -COOH	Пентановая	Валериановая
CH ₃ -(CH ₂) ₄ -COOH	Гексановая	Капроновая
CH ₃ -(CH ₂) ₅ -COOH	Гептановая	Энантовая
HOOC-COOH	Этандионовая	Щавелевая
HOOC-CH ₂ -COOH	Пропандионовая	Малоновая
HOOC-CH ₂ -CH ₂ -COOH	Бутандионовая	Янтарная

Простейшая карбоновая кислота — муравьиная, НСООН — имеет небольшую молекулярную массу ($M_r(\text{НСООН}) = 46$), при обычных условиях это жидкость с температурой кипения 100,8 °С. В то же время бутан ($M_r(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 58$) имеет температуру кипения -0,5 °С. Это несоответствие объясняется образованием димеров карбоновых кислот, в которых две молекулы кислоты связаны двумя водородными связями:



Молекулы предельных одноосновных кислот содержат полярную группу атомов — карбоксил — $\overset{\delta^+}{\text{C}}\begin{array}{l} \nearrow \overset{\delta^-}{\text{O}} \\ \searrow \overset{\delta^-}{\text{O}}-\text{H}^{\delta^+} \end{array}$ и практически неполярный углеводородный радикал.

Карбоксильная кислота притягивается молекулами воды, образуя с ними водородные связи:



Муравьиная кислота — бесцветная жидкость, имеет резкий запах, хорошо растворяется в воде. Приводит к ожогам при контакте с кожей.

Уксусная, или этановая кислота $\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})\text{OH}$ — бесцветная жидкость с резким запахом, хорошо растворяется в воде (70 %-й раствор — уксусная эссенция). Безводная — кристаллическая (ледяная кислота), $t_{\text{пл.}} = 16,7^\circ\text{C}$.

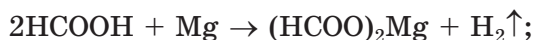
С увеличением молекулярной массы в гомологическом ряду увеличивается плотность и температура кипения кислот, уменьшается их растворимость в воде.

Высшие карбоновые кислоты, называемые **жирными**, являются твёрдыми веществами, например: **пальмитиновая кислота** $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ и **стеариновая кислота** $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$.

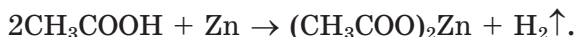
Гомологический ряд **непредельных карбоновых кислот** начинается с акриловой кислоты $\text{C}_2\text{H}_3\text{COOH}$. А к высшим жирным непредельным карбоновым кислотам относятся жидкие вещества — **олеиновая** $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ и **линолевая** $\text{C}_{17}\text{H}_{31}\text{COOH}$ кислоты.

Рассмотрим химические свойства предельных карбоновых кислот.

1. Муравьиная и уксусная кислоты взаимодействуют с металлами, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода:

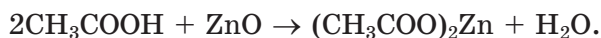
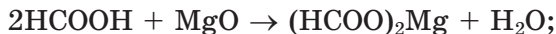


формиат магния

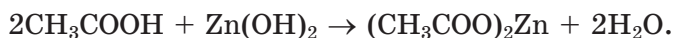
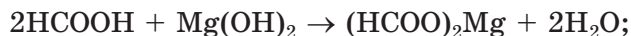


ацетат цинка

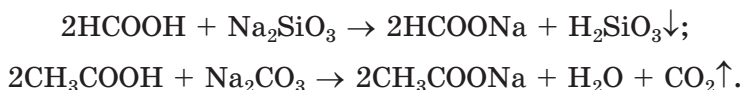
2. Реагируют с основными и амфотерными оксидами:



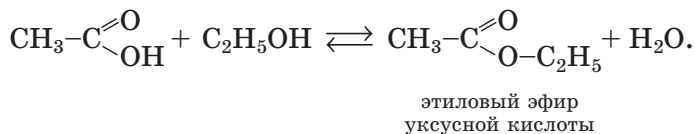
3. Взаимодействуют с основаниями и амфотерными гидроксидами:



4. Взаимодействуют с солями более слабых кислот:

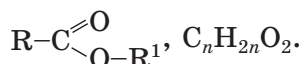


5. Органические кислоты вступают в реакцию этерификации со спиртами, образуя сложные эфиры:

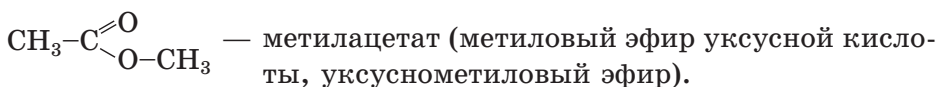
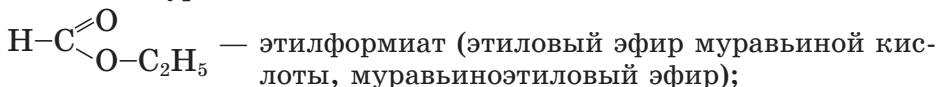


3.6.3. Сложные эфиры

Общая формула сложных эфиров:



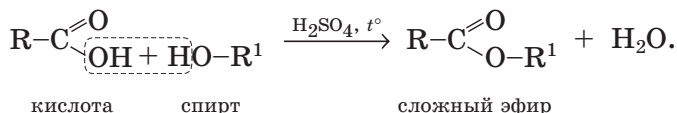
Номенклатура:



Сложные эфиры представляют собой летучие жидкости, мало-растворимые в воде. Имеют приятный запах фруктов, плодов, ягод.

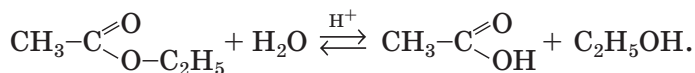
Рассмотрим химические свойства сложных эфиров.

1. Как вы помните, при взаимодействии карбоновых кислот со спиртами (реакция этерификации) образуются **сложные эфиры**:



Это обратимая реакция. Продукты реакции могут взаимодействовать друг с другом с образованием исходных веществ. Реакция сложных эфиров с водой — **гидролиз сложного эфира** — обратная реакция этерификации.

2. Кислотный гидролиз:



Примеры решения типовых задач

К тривиальным названиям приведите соответствующие названия первого представителя гомологического ряда альдегидов по международной классификации.

- | | |
|----------------------|------------------------|
| 1) уксусный альдегид | 4) метаналь |
| 2) формальдегид | 5) муравьиный альдегид |
| 3) формалин | |

► Ответ. 245.



Сложный эфир можно получить при взаимодействии уксусной кислоты с

- | | |
|------------------|-----------------------|
| 1) этилформиатом | 4) муравьиной кислоты |
| 2) метанолом | 5) пропанолом |
| 3) пропеном | |

► Решение. Сложные эфиры образуются при химической реакции карбоновой кислоты со спиртом. Спирты в перечне обозначены под номером 2) — метанол и под номером 5) — пропанол.

► Ответ. 25.



Выберите две реакции, которые характеризуют химические свойства альдегидов.

- 1) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CuO} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3-\text{C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{smallmatrix} + \text{H}_2\text{O} + \text{Cu}$
- 2) $\text{CH}_3-\text{C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{smallmatrix} + \text{H}_2 \xrightarrow{\text{Ni}, p, t^\circ} \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- 3) $\text{C}_2\text{H}_2 + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Hg}^{2+}} \text{CH}_3-\text{C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{smallmatrix}$
- 4) $\text{CH}_3-\text{C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{smallmatrix} + \text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3-\text{C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{OH} \end{smallmatrix} + 2\text{Ag} \downarrow$
- 5) $\text{C}_2\text{H}_2 + [\text{O}] \xrightarrow{\text{катализатор}} \text{CH}_3-\text{C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{smallmatrix}$

► Ответ. 24.

Важно и интересно

- Полиформальдегид — ценный продукт, который в некоторых случаях может заменять металлы и сплавы.
- Некоторые из карбоновых кислот образуются и используются в процессе обмена веществ в очень значительных количествах. Так, в течение суток в организме человека образуется 400 г уксусной кислоты, которой бы хватило на получение 8 л обычного уксуса.

- Молочная кислота в значительных количествах образуется при сквашивании молока, квашении капусты, силосовании кормов. Эта кислота является отличным консервантом.
- Чистая уксусная кислота при 16,8 °C превращается в кристаллы, которые напоминают лёд. Поэтому она называется **ледяной**.
- Изоамиловый эфир уксусной кислоты имеет запах груш, бензиловый эфир муравьиной кислоты — жасмина, метиловый эфир масляной кислоты — яблоч.

3.7. ХАРАКТЕРНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЗОТСОДЕРЖАЩИХ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ: АМИНОВ И АМИНОКИСЛОТ

Определения

- ▶ **Амины** — органические производные аммиака, в молекуле которого один, два или все три атома водорода замещены углеводородным остатком.
- ▶ **Аминокислоты** — гетерофункциональные соединения, которые содержат две функциональные группы: аминогруппу — NH_2 и карбоксильную группу — COOH , связанные с углеводородным радикалом.
- ▶ **Пептидная связь** — связь $\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{O} \\ | \quad || \\ -\text{N}-\text{C}- \end{array}$, образующая между остатком $-\text{NH}-$ аминогруппы одной молекулы аминокислоты и остатком $-\text{CO}-$ карбоксильной группы другой молекулы аминокислоты.

Объяснение и важные примеры

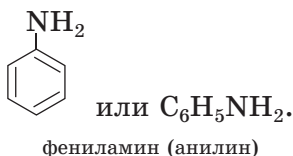
Общая формула аминов: $\text{R}-\text{NH}_2$, $\text{C}_n\text{H}_{2n+3}\text{N}$.

Функциональная группа первичных аминов: $-\text{NH}_2-$ (аминогруппа).

По числу замещённых атомов водорода выделяют три типа аминов:

- первичный — $\text{R}-\text{NH}_2$ (например, CH_3-NH_2 , метиламин);
- вторичный — $\text{R}_1-\text{NH}-\text{R}_2$ ($\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{NH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, диэтиламин);
- третичный — $\text{H}_3\text{C}-\text{CH}_2-\underset{\text{CH}_2-\text{CH}_3}{\text{N}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$, триэтиламин).

Амины, в которых аминогруппа связана непосредственно с ароматическим кольцом, называется **ароматическими аминами**:



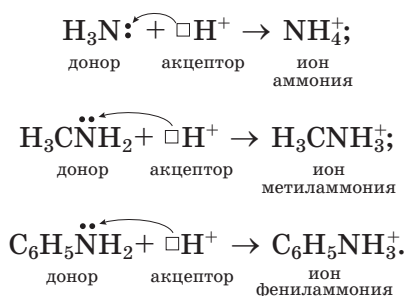
Номенклатура: перечисляют заместители, связанные с атомом азота (по порядку старшинства) и добавляют **-амин**.

Низшие амины — бесцветные газы с запахом аммиака, хорошо растворимы в воде; **средние** — жидкость, **высшие** — твёрдые вещества без запаха.

Анилин — бесцветная жидкость, быстро темнеющая на воздухе вследствие окисления; малорастворим в воде, имеет неприятный запах; очень ядовит!

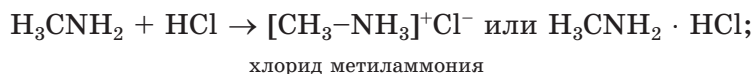
Рассмотрим химические свойства аминов.

1. Будучи производными аммиака, амины способны присоединять катионы водорода по донорно-акцепторному механизму за счёт свободной электронной пары атома азота:



Таким образом, **амины представляют собой органические основания**.

2. Амины взаимодействуют с кислотами:

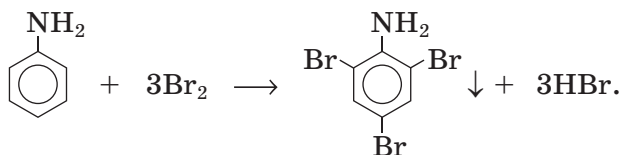


3. Ослабление основных свойств аминов наблюдается в ряду:



4. Анилин является самым слабым основанием, потому что в его молекуле на аминогруппу оказывает влияние фенильный радикал.

Аминогруппа также оказывает влияние на фенил: анилин, в отличие от бензола, вступает в реакции бромирования не по одному, а по трём положением цикла (2, 4 и 6):

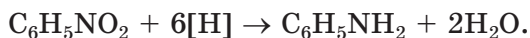


2,4,6-триброманилин

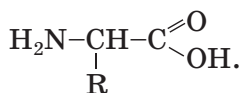
5. При горении аминов образуется свободный азот:



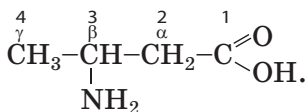
6. В основе процесса получения анилина лежит восстановление нитробензола — **реакция Зинина**. Условно её можно записать следующим образом:



Аминокислоты — это амфотерные органические соединения. Общая формула простейших аминокислот:



Номенклатура: слово *амино* + название кислоты:



3-аминобутановая кислота

Широко распространены названия аминокислот, в которых положение аминогруппы обозначается буквами греческого алфавита: α , β , γ и т. д. Например, изображённая выше кислота имеет второе название — *β -аминомасляная кислота*.

Аминокислоты представляют собой бесцветные кристаллические вещества, плавящиеся с разложением при температуре выше 200°C . Они растворимы в воде.

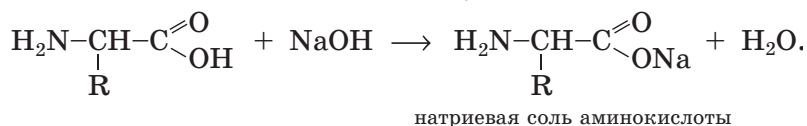
Аминокислоты можно разделить на две группы: *природные* (обнаруженные в живых организмах) и *синтетические*. Некоторые из природных аминокислот представлены в таблице 37. Среди природных аминокислот выделяют протеиногенные, т. е. рождающие белки. Их около 20. Половина из них относится к *незаменимым* аминокислотам, т. к. они не синтезируются в организме человека.

Таблица 37. Некоторые природные аминокислоты

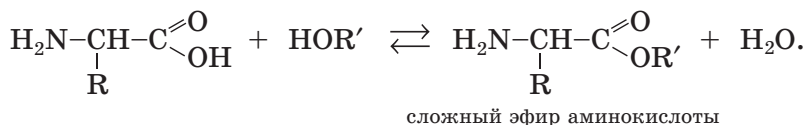
Название кислоты	Формула	Название кислоты	Формула
Глицин	$\text{NH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$	Серин	$\text{OH—CH}_2\text{—CH—COOH}$ NH_2
Аланин	$\text{CH}_3\text{—CH—COOH}$ NH_2	Аспаргиновая	$\text{HOOC—CH}_2\text{—CH—COOH}$ NH_2
Валин	$\text{CH}_3\text{—CH—CH—COOH}$ CH_3 NH_2		

Аминокислоты сочетают свойства карбоновых кислот и органических оснований.

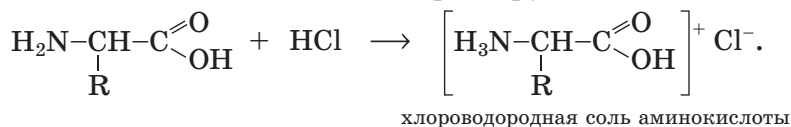
1. Как кислоты они взаимодействуют с основаниями:



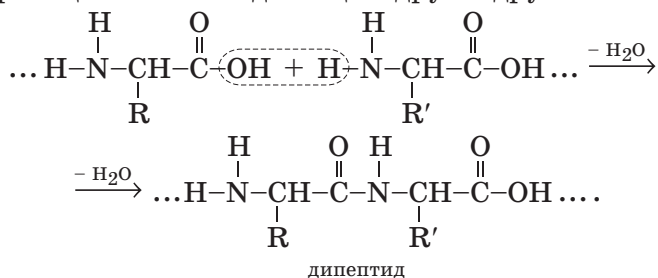
2. Как карбоновые кислоты они взаимодействуют со спиртами:



3. Как основания аминокислоты реагируют с кислотами:



4. Важнейшим свойством аминокислот является их способность вступать в реакцию поликонденсации друг с другом:



Связь —N—C— , образующая между остатком —NH— аминогруппы одной молекулы аминокислоты и остатком —CO— карбоксильной группы другой молекулы аминокислоты, называют **пептидной связью**.

Пептидная связь повторяется в полимере много раз, и полимер называют **полипептидом**.

Примеры решения типовых задач



Расположите вещества в порядке увеличения основных веществ.

- 1) аммиак
- 2) диэтиламин
- 3) анилин
- 4) триэтиламин
- 5) метиламин

► Решение. Анилин — самое слабое основание, т. к. на аминогруппу оказывает влияние фенильный радикал. Амины представляют собой слабые органические основания, однако их основные свойства выражены сильнее, чем у аммиака.

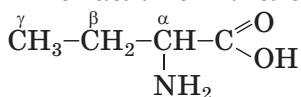
► Ответ. 31524.



Какие из приведённых формул соответствуют β -аминопропионовой и α -аминомасляной кислоте?

- 1) $\text{CH}_3\text{—CH}(\text{NH}_2)\text{—COOH}$
- 2) $\text{CH}_3\text{—CH}_2\text{—CH}(\text{NH}_2)\text{—COOH}$
- 3) $\text{CH}_3\text{—CH}(\text{NH}_2)\text{—CH}_2\text{—COOH}$
- 4) $\text{NH}_2\text{—CH}_2\text{—CH}_2\text{—COOH}$
- 5) $\text{Cl—CH}_2\text{—CH}(\text{NH}_2)\text{—COOH}$

► Решение. Названия аминокислот часто включает в себя греческие буквы, которыми обозначают положение аминогруппы. 2-аминобутановую кислоту можно назвать также α -аминомасляной кислотой.



► Ответ. 32.



Амины горят на воздухе с образованием углекислого газа, воды и азота. Запишите реакцию и определите коэффициенты при воде и азоте.

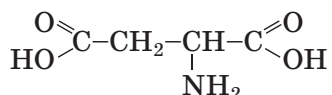
- | | |
|------|-------|
| 1) 2 | 4) 9 |
| 2) 4 | 5) 10 |
| 3) 7 | |

► Решение. $4\text{CH}_3\text{NH}_2 + 9\text{O}_2 \rightarrow 4\text{CO}_2 + 10\text{H}_2\text{O} + 2\text{N}_2$.

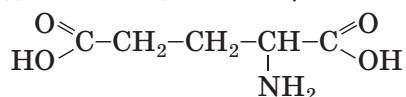
► Ответ. 51.

Важно и интересно

- Николай Зинин (1812–1880) — русский химик-органик, академик. Открыл реакцию восстановления ароматических нитросоединений и получил анилин. Доказал, что амины — основания, способные образовывать соли с различными кислотами. Синтезировал и изучал многие другие органические соединения.
- В природе низшие амины образуются при гниении белков. Например, запах тухлой рыбы обусловлен триметиламином.
- Первой аминокислотой, выделенной французскими химиками из природных объектов, был аспарагин (от греческого *asparagus* — спаржа) — белое кристаллическое вещество, гидролизом которого получают аспарагиновую кислоту:



- Из белка пшеницы была выделена **глутаминовая** кислота, которая содержится в мозге, сердечной мышце, плазме крови:



- В 1909 г. японский учёный К. Икеда запатентовал открытие, что глутаминовая кислота (E620) и её соли (E621) усиливают вкус и аромат пищевых продуктов.

3.8. БИОЛОГИЧЕСКИ ВАЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА: ЖИРЫ, БЕЛКИ, УГЛЕВОДЫ (МОНОСАХАРИДЫ, ДИСАХАРИДЫ, ПОЛИСАХАРИДЫ)

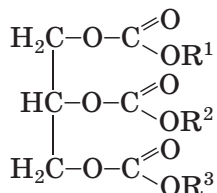
Определения

- ▮ **Жиры** — сложные эфиры трёхатомного спирта глицерина и высших карбоновых кислот.
- ▮ **Белки, или белковые вещества** — высокомолекулярные (молекулярная масса варьирует от 5–10 тыс. до 1 млн и более) природные полимеры, молекулы которых построены из остатков аминокислот, соединённых пептидной связью.
- ▮ **Углеводы** — органические вещества, молекулы которых состоят из атомов углерода, водорода и кислорода, причём водород и кислород находятся в них, как правило, в таком же соотношении, как и в молекуле воды (2 : 1). Общая формула $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$.
- ▮ **Моносахариды** — углеводы, которые не гидролизуются, т. е. не разлагаются водой.
- ▮ **Дисахариды** — углеводы, которые гидролизуются с образованием двух молекул моносахаридов.

Объяснение и важные примеры

3.8.1. Биологически важные вещества: жиры

Общая формула жиров:



где 1, 2, 3 — радикалы кислот: масляной ($-\text{C}_3\text{H}_7$), пальмитиновой ($-\text{C}_{15}\text{H}_{31}$), стеариновой ($-\text{C}_{17}\text{H}_{35}$), олеиновой ($-\text{C}_{17}\text{H}_{33}$), линолевой ($-\text{C}_{17}\text{H}_{31}$) и др.

В состав жиров могут входить остатки как предельных, так и непредельных карбоновых кислот в различных сочетаниях.

Твёрдые жиры содержат остатки предельных (насыщенных) кислот, жидкие (масла) — ненасыщенных кислот.

Большинство жиров образовано тремя карбоновыми кислотами: олеиновой, пальмитиновой и стеариновой. Две из них — предельные, а олеиновая кислота содержит двойную связь между атомами углерода в молекуле.

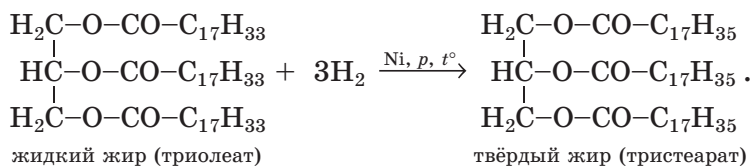
В обычных условиях жиры, содержащие в своём составе остатки непредельных кислот, чаще бывают жидкими. Их называют *маслами*. В основном это жиры растительного происхождения — льняное, конопляное, подсолнечное и другие масла. Исключение — пальмовое масло, твёрдый в обычных условиях жир.

Реже встречаются жидкие жиры животного происхождения, например рыбий жир. Большинство природных жиров животного происхождения при обычных условиях — твёрдые (легкоплавкие) вещества и содержат в основном остатки предельных карбоновых кислот, например бараний жир.

Жиры нерастворимы в воде и растворяются в бензоле, гексане.

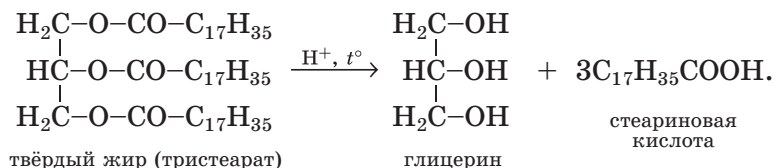
Рассмотрим химические свойства жиров.

1. Наиболее важная в практическом плане реакция гидрирования:



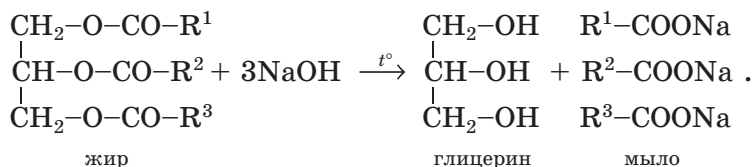
Так получают маргарин из растительного масла.

2. Жиры, как и другие сложные эфиры, подвергаются гидролизу:



3. Напомним, что гидролиз сложных эфиров — обратимая реакция. Для смещения равновесия в сторону продуктов гидролиза, её проводят в щелочной среде, например соды Na_2CO_3 . Гидролиз протекает необратимо и образуются не карбоновые кислоты, а их соли, которые называют *мылами*. Поэтому гидролиз жиров в щелочной среде называют *омылением жиров*.

При омылении жиров образуются натриевые или калиевые соли высших карбоновых кислот:

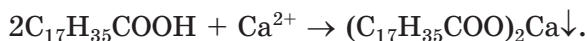


Натриевые соли высших кислот $\text{R}-\text{COONa}$ имеют твёрдое агрегатное состояние, а калиевые RCOOK — жидкое (жидкое мыло).

Очищающее действие мыла — сложный процесс. Молекула соли высшей карбоновой кислоты имеет полярную ионную часть ($-\text{COO}^-\text{Na}^+$) и неполярный углеводородный радикал, содержащий 12–18 атомов углерода. Полярная часть молекулы растворима в воде (гидрофильна), а неполярная — в жирах и других малополярных веществах (гидрофобна).

В обычных условиях частицы жира слипаются между собой, образуя в воде отдельную фазу. В присутствии мыла картина меняется. Неполярные концы молекулы мыла погружаются в капли масла, а полярные карбоксилат-анионы ($-\text{COO}^-\text{Na}^+$) остаются в водном растворе. В результате отталкивания одноимённых зарядов на поверхности масла, оно разбивается на мельчайшие частицы, каждая из которых имеет ионную оболочку ($-\text{COO}^-$). Наличие этой оболочки препятствует слиянию частиц, образуется *эмульсия* масла в воде. Эмульгирование жира, содержащего грязь, обуславливает очищающее действие мыла.

В *жёсткой воде*, содержащей ионы Ca^{2+} и Mg^{2+} , мыло теряет моющее свойство:



Вместо пены в воде образуются хлопья осадка, мыло расходуется бесполезно.

Этого недостатка лишены *синтетические моющие средства*. Их растворы имеют нейтральную (а не щелочную) среду, и в жёсткой воде их кальциевые и магниевые соли растворимы. Но остатки стиральных порошков медленно разлагаются и загрязняют окружающую среду.

Примеры решения типовых задач



Укажите химическую реакцию, которую можно использовать для получения жиров.

- 1) нейтрализация
- 2) этерификация
- 3) полимеризация
- 4) гидрирования
- 5) гидратация

► Решение. Жиры относятся к классу сложных эфиров, поэтому для их получения используют реакцию этерификации.

► Ответ. 2.



Укажите две высших ненасыщенных карбоновых кислоты, которые входят в состав жиров.

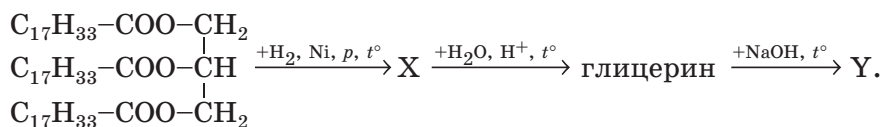
- 1) акриловая
- 2) линолевая
- 3) стеариновая
- 4) пальмитиновая
- 5) олеиновая

► Ответ. 25.

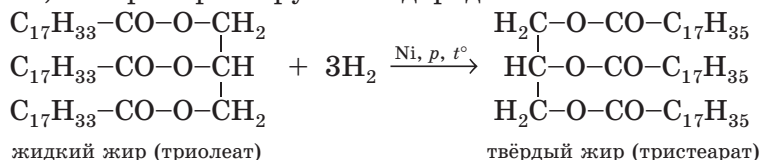


Определите промежуточный продукт (X) и конечный (Y) в цепочке превращений.

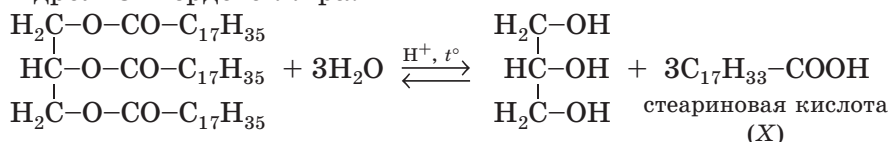
- 1) стеариновая кислота
- 2) пальмитиновая кислота
- 3) линолевая кислота
- 4) олеиновая кислота
- 5) масло



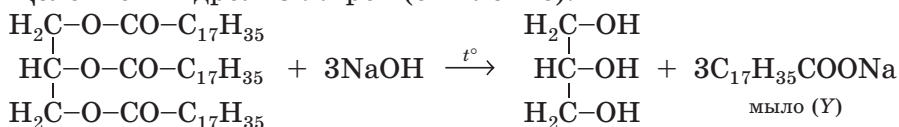
- Решение. Первый в цепочке превращений глицерина — триолеат, который реагирует с водородом:



Гидролиз твёрдого жира:



Щелочной гидролиз жиров (омыление):



► Ответ.

X	Y
1	5

ЕГЭ

Установите для природных сложных эфиров (жиров) соответствие между входящими в жир радикалами высших карбоновых кислот и их названиями.

РАДИКАЛЫ КИСЛОТ

НАЗВАНИЕ КИСЛОТ

А) $-\text{C}_{15}\text{H}_{31}$

1) линолевая

Б) $-\text{C}_{17}\text{H}_{31}$

2) стеариновая

В) $-\text{C}_{17}\text{H}_{33}$

3) пальмитиновая

Г) $-\text{C}_{17}\text{H}_{35}$

4) масляная

5) олеиновая

► Ответ.

А	Б	В	Г
3	1	5	2

3.8.2. Биологические важные вещества: белки

Белок — полипептид. Пептидная связь: $-\text{N}-\text{C}-$.

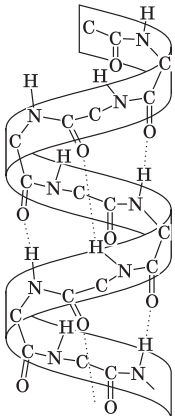
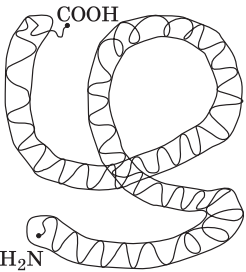
$$\begin{array}{c} | \quad || \\ \text{H} \quad \text{O} \end{array}$$

Белки также называют *протеинами* (от греч. «протос» — первый, важный).

Почему 20 аминокислот образуют бесчисленное белковое разнообразие?

Число остатков аминокислот в молекуле белка сильно колеблется и иногда достигает нескольких тысяч. Каждый белок обладает своей, присущей ему последовательностью аминокислотных остатков. В таблице 38 представлены характеристики белковых структур.

Таблица 38. Характеристика трёх структур белковых молекул

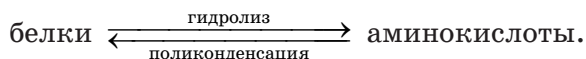
Структура белковой молекулы	Характеристика структуры	Тип связи, определяющий структуру	Графическое изображение
Первичная — линейная	Порядок чередования аминокислот в полипептидной цепи — линейная структура	Пептидная связь —NH—CO—	
Вторичная — спиралевидная	Закручивание полипептидной линейной цепи в спираль — спиралевидная структура	Внутримолекулярные водородные связи	
Третичная — глобулярная	Упаковка вторичной спирали в клубок (глобулу) — клубочковидная (глобулярная) структура	Дисульфидные и ионные связи	

Рассмотрим химические свойства белков.

1. Денатурация — необратимое осаждение (свёртывание) белков при нагревании, под действием сильных кислот или оснований, солей тяжёлых металлов и некоторых других реагентов. При этом

происходят изменения во вторичной и третичной структурах, а первичная структура сохраняется. Биологические функции белков при этом теряются.

2. Под действием ферментов, а также водных растворов кислот или щелочей происходит разрушение первичной структуры белка в результате **гидролиза по пептидной связи**; образуются более простые белки и аминокислоты:



Гидролиз — основа пищеварения.

3. Белки — **амфотерные** электролиты. При определённой кислотности среды их растворимость в воде наименьшая.

4. В процессе **гидратации** (связывания белками воды) они проявляют гидрофильные свойства: набухают, увеличивают массу и объём, частично растворяются; при ограниченном набухании образуют сложные системы **студни**.

5. Белки горят с образованием азота, углекислого газа, воды и некоторых других веществ. Горение сопровождается запахом жжёных перьев.

6. Белки дают две качественные реакции:

- **биуретовая реакция** — при действии на белки свежеполученного осадка гидроксида меди(II) в щелочной среде возникает фиолетовое окрашивание;
- **ксантопротеиновая реакция** — при действии на белки азотной кислотой образуется белый осадок, который при нагревании желтеет, а при добавлении водного раствора аммиака становится оранжевым.

Качественное определение серы в белках: при горении белков ощущается запах жжёного рога, по этому запаху определяют в белках серу.

Рассмотрим биологическое значение белков.

- **Ферментативная функция.** Большинство химических реакций в организме протекает в присутствии катализаторов — *ферментов*. По сравнению с химическими катализаторами ферменты обладают уникальной *активностью* (увеличивают скорости реакций в миллионы раз) и *селективностью* (каждый фермент катализирует одну реакцию). В организме человека обнаружено более 2000 ферментов.
- **Транспортная функция.** Белковые молекулы осуществляют перенос других молекул или ионов по тканям и органам. Гемоглобин крови — это транспортный белок, который переносит кислород.

- **Структурная функция.** Белки — это строительный материал почти всех тканей: мышечных, опорных, покровных.
- **Защитная функция.** Особые белки — **антитела** и **антитоксины** — определяют защитное свойство организмов — **иммунитет**.
- **Сигнальная функция.** Белки-рецепторы воспринимают и передают сигналы, поступившие от соседних клеток или окружающей среды. Примером может служить действие света на сетчатку глаза.
- **Запасающая, или энергетическая функция.** Эту функцию в клетках живых организмов выполняют особые белки, например белки семян бобовых растений и яйцеклетки животных организмов.

Белки могут превращаться в жиры и углеводы, но те в белки превращаться не могут.

Белки в живом организме «собираются» из аминокислот. «Инструкция по сборке» зашифрована ещё в одном виде природных биополимеров — молекулах ДНК (дезоксирибонуклеиновой кислоты).

Примеры решения типовых задач



Как называется пространственная структура белка, которая образуется, благодаря водородным связям?

- | | |
|-----------------|--------------|
| 1) третичная | 4) вторичная |
| 2) первичная | 5) линейная |
| 3) четвертичная | |

► Решение. Внутримолекулярные водородные связи определяют структуру вторичных спиралевидных связей.

► Ответ. 4.



Обозначьте утверждения, которые характеризуют процесс образования пептидной связи.

- 1) образуется при взаимодействии карбоксильных групп двух аминокислот
- 2) образуется при взаимодействии аминогрупп двух аминокислот
- 3) образуется при взаимодействии карбоксильной группы одной аминокислоты и аминогруппы другой
- 4) при её образовании выделяется молекула воды
- 5) гидрофильные амидные групп ($-\text{CO}-\text{NH}-$) притягивают молекулы воды

► Ответ. 34.

ЕГЭ

Установите последовательность физико-химических процессов при гидратации белков.

- 1) частичное растворение
- 2) притяжение молекул воды гидрофильными группами белков
- 3) набухание
- 4) денатурация белков
- 5) агрегация белковых молекул

► Решение. Белки проявляют гидрофильные свойства. Амидные ($-\text{CO}-\text{NH}-$), аминные (NH_2) и карбоксильные (COOH) группы притягивают к себе молекулы воды. Водная оболочка вокруг молекул белка способствует устойчивости его растворов. При разрушении гидратности оболочки молекул белка соединяются, образуя крупные агрегаты.

► Ответ. 2153.

Важно и интересно

- Процесс получения различных веществ и продуктов с применением ферментов клеточных структур называют **биотехнологией**.
- А. Я. Данилевский (1838–1923) — русский биохимик, основоположник отечественной биохимии. Работал в области химии ферментов и белков. В 1888 г. предложил теорию строения белковой молекулы.
- В сутки человеку необходимо потреблять такое количество пищи, которое даёт 1500–2000 килокалорий энергии. Большая часть полученной энергии расходуется на совершение работы, остальная часть — на протекание эндотермических реакций в организме и поддержание температуры тела.
- Извлечение генов из клеток организмов одного типа и вживление их в клетки организмов другого типа называют **генной инженерией**, или **технологией рекомбинантных ДНК**.
- В последние годы учёные научились встраивать гены высших организмов в клетки бактерий и дрожжей. Эти клетки можно использовать для синтеза белков.

3.8.3. Биологически важные вещества: углеводы (моносахариды, дисахариды, полисахариды)

Углеводы представляют собой конечный продукт фотосинтеза и являются исходными веществами для биосинтеза других органических соединений. При их образовании аккумулируется солнечная энергия, которая преобразуется в химическую.

Углеводы есть во всех клетках живых организмов. В животной клетке содержание углеводов 1–2 %, в растительной — 85–90 % от массы сухого вещества клетки.

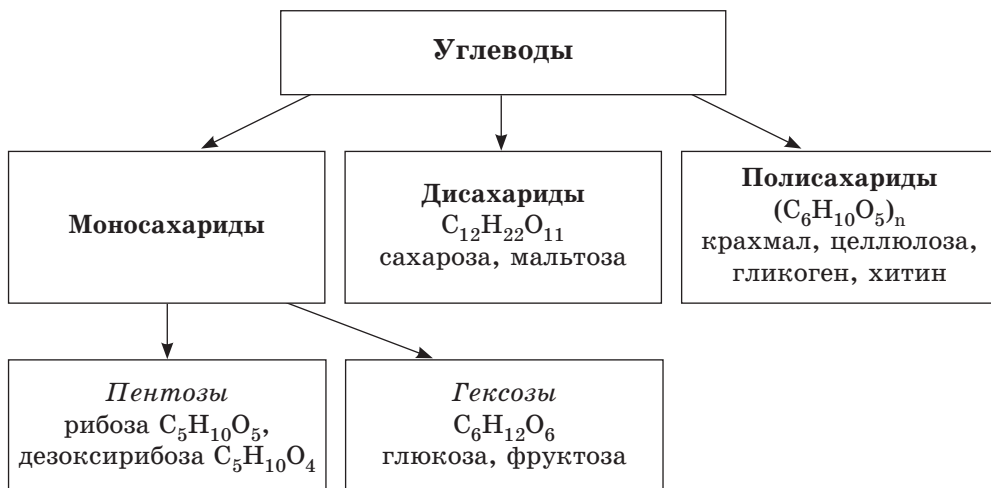
Углеводы получили название по элементному составу их молекул. Эти соединения содержат углерод, а также водород и кислород в таком же соотношении, как и в молекуле воды (2 : 1).

Много углеводов содержат фрукты и овощи. Углеводами являются свекловичный и тростниковый сахар, различные виды крахмала (пшеничный, рисовый, кукурузный). Целлюлоза — углевод, который является основной частью древесины. Вата и марля целиком состоят из целлюлозы.

Углеводы используются человеком непосредственно, а также для синтеза лекарственных веществ (глюконовая кислота, витамин С), взрывчатых веществ (нитрат целлюлозы), искусственных волокон (вискоза, ацетатное волокно) и других веществ.

Углеводы по своему строению и свойствам разделяют на три группы (схема 7).

Схема 7. Классификация углеводов

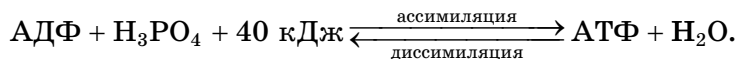


В зависимости от числа атомов углерода в молекуле моносахариды делят на триозы, тетразы, пентозы, гексозы и др.

Наибольшее значение имеют **пентозы** (пять атомов углерода) и **гексозы** (шесть атомов углерода).

Среди пентоз необходимо назвать **рибозу** $C_5H_{10}O_5$ и **дезоксирибозу** $C_5H_{10}O_4$, которые играют важную роль в жизнедеятельности организмов. Они входят в состав РНК и ДНК. Рибоза входит в состав

АТФ — важнейшего энергетического вещества клетки, обеспечивающего обмен веществ и энергии в ней:

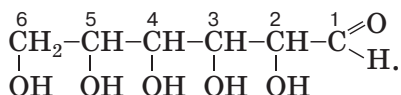


Глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ — наиболее важный моносахарид — *гексозу*. Она содержится в соке винограда (тривиальное название глюкозы — **виноградный сахар**), других ягод и фруктов, является структурным звеном сахарозы, крахмала, целлюлозы. В крови человека в норме содержится около 0,1 % глюкозы.

Глюкоза — это белое кристаллическое вещество, обладающее сладким вкусом, хорошо растворимое в воде.

По химическому строению глюкоза относится к многоатомным спиртам, т. к. содержит пять гидроксильных групп $-\text{OH}$.

Кроме гидроксильных групп молекула глюкозы содержит и карбонильную группу:



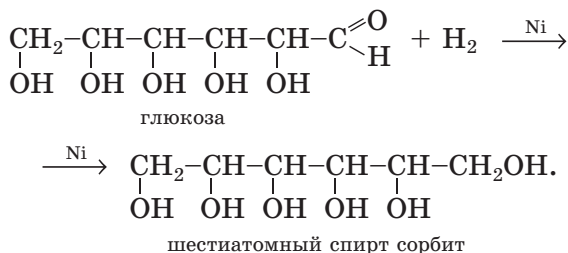
Глюкоза имеет *двойственную функцию*, являясь одновременно и многоатомным спиртом, и альдегидом, т. е. **альдегидоспиртом**.

Предложенная формула не отражает истинного строения молекулы глюкозы. Благодаря свободному вращению углеродной цепочки относительно простых углерод-углеродных связей, в водном растворе альдегидная группа сближается с гидроксильной при пятом атоме углерода, и образуются *две циклические формы глюкозы*.

В водном растворе глюкозы присутствуют в равновесии три формы: одна в виде цепочки и две циклические. В твёрдом состоянии глюкоза существует в одной из двух циклических форм.

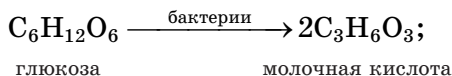
Рассмотрим химические свойства глюкозы.

1. Глюкоза вступает в реакцию гидрирования:

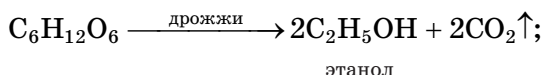


2. Для глюкозы характерны *реакции брожения* под действием ферментов:

а) молочнокислое брожение:



б) спиртовое брожение:

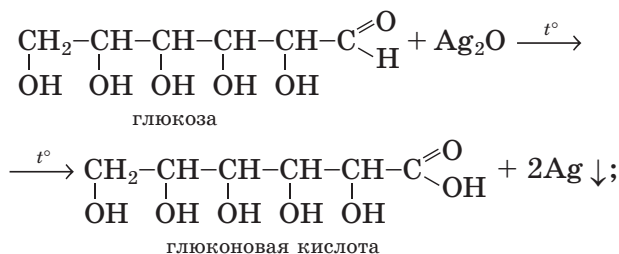


в) маслянокислое брожение:

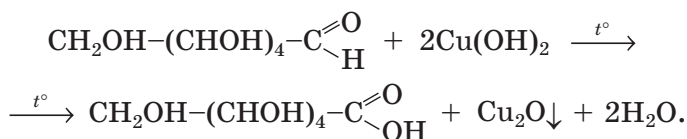


3. Реакции глюкозы как альдегида:

а) «серебряного зеркала»:

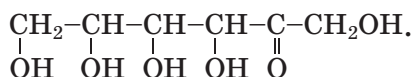


б) со свежеполученным $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагревании:



Эти реакции являются **качественными** реакциями на глюкозу.

Изомером глюкозы является другой моносахарид — *фруктоза* $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, которая имеет также двойственную функцию, являясь **кетоспиртом**. Её формулу можно представить как:

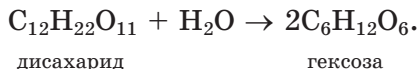


Фруктозу называют плодовым сахаром. Она наряду с глюкозой встречается в соке ягод и фруктов, составляет основную часть пчелиного мёда.

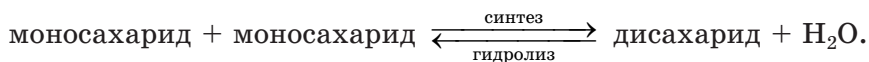
Дисахариды — это углеводы, которые гидролизуются с образованием двух молекул моносахаридов. Это всем хорошо известная **сахароза** $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ (тростниковый или свекловичный сахар), **лактоза** (молочный сахар), **мальтоза** (солодовый сахар).

Термин «дисахарид» говорит о том, что в молекулах этих соединений между собой связаны два остатка моносахаридов, которые

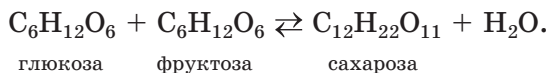
можно получить путём гидролиза (разложение водой) молекулы дисахарида:



При образовании молекулы дисахарида происходит отщепление одной молекулы воды:



Для сахарозы:



Образование наиболее известного дисахарида сахарозы происходит в клетках растений.

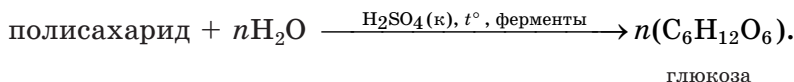
В промышленности сахарозу получают из сока сахарного тростника (14–16 %), сахарной свёклы (16–21 %) и некоторых других растений, например канадского клёна, земляной груши (топинамбур).

Из молока млекопитающих ещё в XVII в. был получен кристаллический *молочный сахар (лактоза)*. Лактоза менее сладкая, чем сахароза.

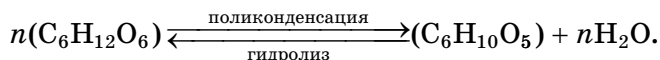
Полисахариды — это углеводы, которые гидролизуются с образованием множества молекул многосахаридов. Их относят к биополимерам. Важнейшие представители полисахаридов — крахмал и целлюлоза.

Структурным звеном полимерных цепей этих полисахаридов, формула которых $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$, являются остатки глюкозы.

Общая схема гидролиза полисахаридов упрощённо может быть представлена так:



Крахмал и целлюлоза имеют растительное происхождение и образуются из молекул глюкозы в результате реакции **поликонденсации**:



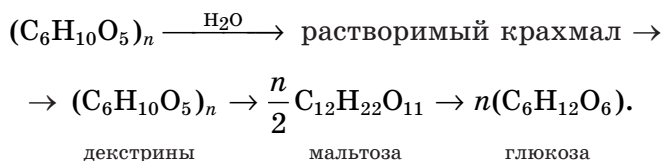
Степень полимеризации макромолекул крахмала (n в формуле вещества) меньше, чем у целлюлозы.

Крахмал $(C_6H_{10}O_5)_n$:

- количество изомеров — несколько тысяч;
- молекулы бывают линейные и разветвлённые;
- белый порошок;
- не растворяется в холодной воде, но в горячей образует клейстер.

Рассмотрим химические свойства крахмала.

1. Подвергается гидролизу:



Образующуюся в результате гидролиза крахмала глюкозу применяют для производства медицинского и пищевого этилового спирта, используемого для приготовления ликёро-водочных изделий и лекарств.

2. При воздействии йода на крахмал происходит окрашивание в синий цвет. Это качественная реакция на крахмал.

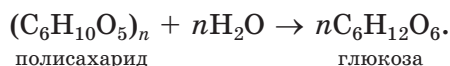
Крахмал в растительной клетке играет роль запасного питательного вещества.

Целлюлоза $(C_6H_{10}O_5)_n$ или $[C_6H_7O_2(OH)_3]_n$:

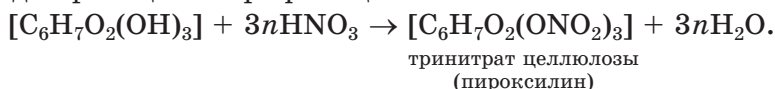
- количество изомеров — до миллиона;
- молекула имеет только линейную структуру;
- белое волокнистое вещество;
- не растворяется ни в воде, ни в органических растворителях.

Рассмотрим химические свойства целлюлозы.

1. Подвергается гидролизу:

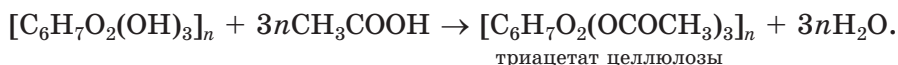


2. При обработке целлюлозы смесью азотной и серной кислоты происходит реакция этерификации:

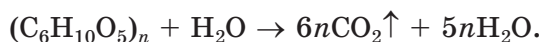


Образующееся соединение **пироксилин** — сильнейшее взрывчатое вещество.

3. При взаимодействии с уксусной кислотой получают триацетат целлюлозы, из которого изготавливают пряжу для искусственного шёлка (ацетатное волокно):



4. Реакция горения:



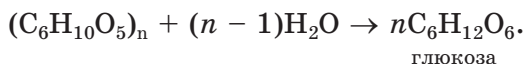
5. При нагревании без доступа воздуха целлюлоза разлагается на древесный уголь и летучие органические вещества (метанол, уксусную кислоту и др.).

Примеры решения типовых задач

Установите продукт, который образуется при гидролизе крахмала.

- 1) фруктоза
- 2) глюкоза
- 3) глюконовая кислота
- 4) смесь глюкозы и фруктозы
- 5) этанол

► Решение. Крахмал относится к полисахаридам, которые при гидролизе образуют в присутствии минеральных кислот глюкозу:



глюкоза

► Ответ. 2.



Установите, какие двойственные функции имеет глюкоза.

- 1) фенола
- 2) альдегида
- 3) спирта
- 4) кетона
- 5) многоатомного спирта

► Решение. Глюкоза имеет двойственную функцию, являясь одновременно многоатомным спиртом и альдегидом.

► Ответ. 25.



Установите соответствие между исходными веществами и продуктами реакции.

ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА

- А) $(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \rightarrow$
 Б) $(C_6H_{10}O_5)_n \xrightarrow{\text{фермент}}$
 В) $C_{12}H_{22}O_{11} + Ca(OH)_2 \rightarrow$
 Г) $C_{12}H_{22}O_{11} + H_2O \xrightarrow{t^\circ, H_2SO_4}$

ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ

- 1) C_2H_5OH
- 2) $6CO_2 + 6H_2O$
- 3) $nC_6H_{12}O_6$
- 4) $C_6H_{12}O_6$ (глюкоза) +
+ $C_6H_{12}O_6$ (фруктоза)
- 5) $C_{12}H_{22}O_{11} \cdot CaO + H_2O$

- Решение. $C_6H_{12}O_6$ — глюкоза, $C_{12}H_{22}O_{11}$ — сахароза; $(C_6H_{10}O_5)_n$ — крахмал, целлюлоза. Гидролиз крахмала и целлюлозы протекает с образованием глюкозы, гидролиз сахарозы — образует глюкозу и фруктозу. Глюкоза подвергается спиртовому брожению.

► Ответ.

А	Б	В	Г
3	1	5	4

Важно и интересно

- За 200 лет до н. э. сладкий сок тростников использовался в еду китайцами и индусами.
- В Европе сахар появился в XVI ст., а из свёклы был выделен впервые в середине XVIII ст.
- Глюкоза — от греч. «сладкий».
- Тростниковый сахар был известен людям давно. Родиной тростника является Индия. В соке этого растения содержится углевод сахароза, который мы привычно называем *сахаром*.
- В XII в. сахарный тростник стали возделывать на Сицилии, в XVI в. он был завезён на Кубу и другие острова Карибского моря. Потребности в сахаре росли, и в 1747 г. немецкий химик и металлург А. Маргграф при исследовании с помощью микроскопа обнаружил кристаллы сахара в свекольном соке.
- В 1953 г. французским химиком Р. Лемье впервые в лабораторных условиях был осуществлен синтез сахарозы, который современники назвали «покорением Эвереста органической химии».
- В 105 г. н. э. пекинский чиновник Цай Лунь впервые изготовил бумагу из волокон конопли, льна и тряпья.
- Целлюлоза в растительной клетке играет структурную роль. Из неё построены стенки растительных клеток.
- Этиловый спирт, полученный из целлюлозы, называют техническим и используют как растворитель при производстве лакокрасочных материалов или для получения синтетических каучуков. Технический спирт не предназначен для питья, он опасен для здоровья. Для того чтобы его не принимали вовнутрь, в него добавляют специальные предупреждающие добавки (цветные, дурнопахнущие). Такой «помеченный» спирт называют **денатуратом**. Ежегодно от отравления фальшивой водкой, изготовленной с использованием технического спирта, в стране гибнет **50 000 человек!**

3.9. ВЗАИМОСВЯЗЬ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

Определения

- **Генетический ряд веществ** — ряд веществ — представителей разных классов, являющихся соединениями одного химического элемента, связанных взаимопревращениями и отражающих общность происхождения этих веществ или их генезис.

Объяснение и важные примеры

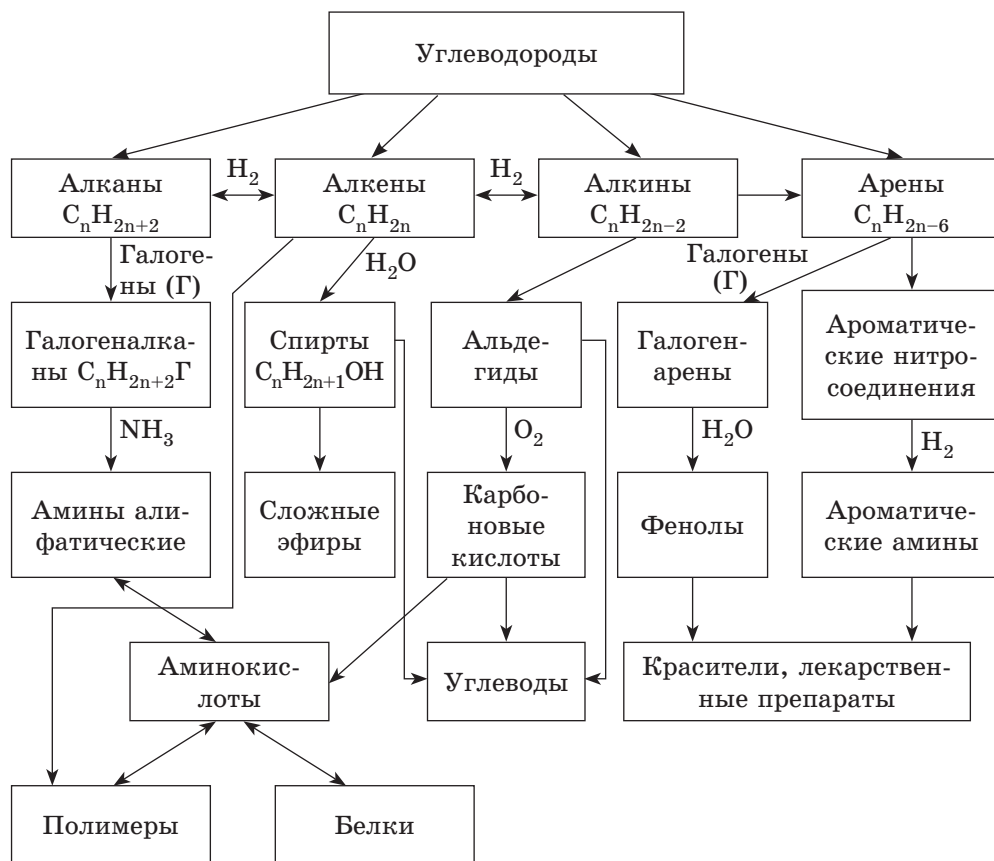
В органической химии также следует различать общее понятие «генетическая связь» и частное понятие «генетический ряд». Если основу генетического ряда в неорганической химии составляют вещества, образованные одним химическим элементом, то в генетический ряд входят в органической химии (химии углеродных соединений) вещества с одинаковым числом атомов углерода в молекуле.

Основой органических соединений являются углеводороды, производные которых и составляют огромное разнообразие веществ. В зависимости от особенностей строения углеродного скелета и наличия в нём кратных связей углеводороды делятся на насыщенные (алканы), ненасыщенные с двойными связями (алкены), с тройными связями (алкины), а также циклические ароматические углеводороды (арены). При этом если алканы и арены выявляют способности исключительно к реакциям замещения (с галогенами, азотной и серной кислотами), то для ненасыщенных, наоборот, характерны реакции присоединения. Присоединение молекулы воды превращает алкены в спирты, а алкины — в альдегиды и кетоны (реакция Кучерова). Кроме того, они могут присоединять галогены и галогеноводороды (образование галогенопроизводных), аммиак и амины (образование аминов различного строения). Полученные соединения подвергаются дальнейшим изменениям: окисление спиртов приводит сначала к образованию альдегидов, а потом — карбоновых кислот, которые со спиртами образуют сложные эфиры.

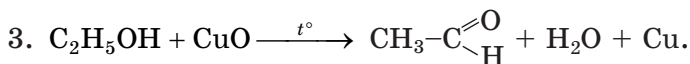
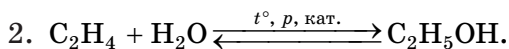
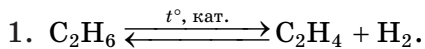
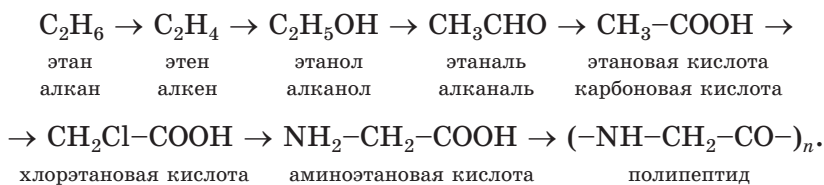
Комбинация разных функциональных групп в одной молекуле приводит к получению соединений со смешанными функциями: аминокислоты — комбинация amino- и карбоксильной группы; углеводы — комбинация окси- и карбонильных групп. Эти соединения образуют в результате конденсации высокомолекулярные продукты — белки, полисахариды, которые имеют разнообразные свойства.

Схема 8 иллюстрирует взаимопревращения органических веществ и их синтезы.

Схема 8. Взаимосвязь органических веществ



Если основу генетического ряда в неорганической химии составляют вещества, образованные одним химическим элементом, то основу генетического ряда в органической химии составляют соединения с одинаковым числом атомов углерода в молекуле. Например:



4. $\text{CH}_3\text{CHO} + \text{Ag}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3\text{COOH} + 2\text{Ag}\downarrow$.
5. $\text{CH}_3\text{COOH} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{P}_{\text{кр.}}, p, t^\circ} \text{CH}_2\text{Cl}-\text{COOH} + \text{HCl}$.
6. $\text{CH}_2\text{Cl}-\text{COOH} + 2\text{NH}_3(\text{избыток}) \rightarrow \text{NH}_2\text{CH}_2-\text{COOH} + \text{NH}_4\text{Cl}$.
7. $n\text{H}[\text{NH}-\text{CH}_2\text{CO}\boxed{\text{OH}}] \xrightarrow{\text{фермент}} (-\text{NH}-\text{CH}_2-\text{CO}-)_n + n\text{H}_2\text{O}$.

Примеры решения типовых задач



Из числа веществ, представленных формулами, выберите изомеры.

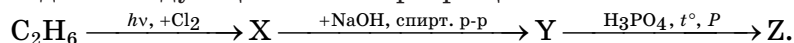
- 1) $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$
- 2) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_3$
- 3) $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}_3$
- 4) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$
- 5) $\text{CH}_2=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$

► Решение. Определим класс органических соединений. Все вещества имеют в структуре двойную связь и относятся к алкенам. Вспомним, что изомеры должны иметь одинаковый качественный и количественный состав, то есть одинаковые молекулярные формулы. 3) и 4) вещества удовлетворяют этим условиям.

► Ответ. 34.



Задана следующая схема превращений:

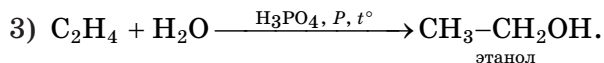


Определите, какие из указанных веществ являются веществами X, Y и Z.

- 1) HCl
- 2) H_2O
- 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}$
- 4) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- 5) CH_4
- 6) C_2H_4

Решение: 1) $\underset{\text{этан}}{\text{C}_2\text{H}_6} + \text{Cl}_2 \xrightarrow{h\nu} \underset{\text{хлорэтан}}{\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl}} + \text{HCl};$

2) $\text{C}_2\text{H}_5\text{Cl} + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{C}_2\text{H}_4 + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O};$



► Ответ.

X	Y	Z
3	6	4

ЕГЭ

Установите соответствие между химическими формулами и классами органических веществ.

ХИМИЧЕСКАЯ ФОРМУЛА

КЛАСС СОЕДИНЕНИЙ

А) $\text{C}_6\text{H}_5\text{--CH}_3$

1) алкены

Б) $\text{CH}_3\text{--COO--CH}_3$

2) арены

В) H--CON

3) сложные эфиры

Г) $\text{CH}_3\text{--CH}_2\text{=CH}_2$

4) алкины

5) альдегиды

► Решение. В химических формулах выделим функциональные группы.

А) C_6H_5 — фенильный радикал, относится к классу аренов.

Б) Сложно-эфирная группа: $\text{--}\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}}{\text{C}}}\text{--}$.

В) Альдегидная группа: $\text{--}\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}\text{--}$.

Г) В молекуле двойная связь, класс алкенов.

► Ответ.

A	Б	В	Г
2	3	5	1

4. МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ В ХИМИИ. ХИМИЯ И ЖИЗНЬ

4.1. ЭКСПЕРИМЕНТАЛЬНЫЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

4.1.1. Правила работы в лаборатории. Научные методы исследования химических веществ и превращений

Определения

- ▶ **Наблюдение** — целенаправленное восприятие химических объектов (веществ и их свойств) с целью их изучения.
- ▶ **Эксперимент** — исследования, которые проводятся в строго контролируемых и управляемых условиях.
- ▶ **Моделирование** — изучение объекта с помощью построения и изучения моделей, т. е. его заменителей или аналогов.

Объяснение и важные примеры

Правила работы в лаборатории. При работе в лаборатории важно неукоснительно соблюдать приведённые ниже требования.

1. Каждый опыт выполняйте строго по инструкции, в соответствии с рекомендациями преподавателя.
2. Опыты с использованием или образованием вредных летучих веществ, а также газов с резким запахом проводите в вытяжном шкафу с включённой вентиляцией.
3. За ходом опыта в пробирке наблюдайте через её стенки. Нельзя смотреть на вещества в отверстие пробирки, особенно во время нагревания.

4. Работая с огнём, будьте особенно внимательны и осторожны!
5. Нагревайте пробирку с раствором или веществом равномерно. При этом запрещено наливать или насыпать в неё какое-либо вещество, ставить горячую пробирку в пластмассовый штатив.
6. Категорически запрещается брать вещества руками, пробовать их на вкус, рассыпать, разбрызгивать или поджигать.
7. Знакомясь с запахом вещества, делайте движения ладонью от отверстия сосуда к носу.
8. Для опытов используйте только чистую посуду.
9. При попадании на кожу какого-либо вещества стряхните его, смойте достаточным количеством проточной воды и сразу обратитесь к учителю (лаборанту)!
10. После проведения опытов уберите рабочее место и тщательно вымойте руки с мылом.
11. Не употребляйте пищу в химической лаборатории!
12. При несчастном случае немедленно обратитесь к учителю!

Лабораторная посуда. Большинство опытов проводят в стеклянной посуде: пробирках, химических стаканах, колбах (рис. 24). Во время опытов в них приходится смешивать различные вещества. В пробирке обычно смешивают малые количества веществ (не более 2 мл). Высота столбика жидкости при смешивании растворов в пробирке не должна превышать 2 см.

Запрещается встряхивать пробирку, закрывая отверстие пальцем. В

первых, попадание любых количеств химических реактивов на кожу опасно; во-вторых, при этом в пробирку могут попасть посторонние вещества, и опыт не получится.

Перемешивание растворов в пробирке производят быстрыми энергичными движениями (постукиваниями).

В колбе содержимое перемешивают круговыми движениями, а в стакане — стеклянной палочкой, надев на её конец отрезок резиновой трубки, чтобы не повредить стенку стакана.

Для переливания жидкостей из широкогорлой посуды в сосуд с узким горлом применяют воронки. Воронку используют и для фильтрования, вкладывая в неё бумажный фильтр.

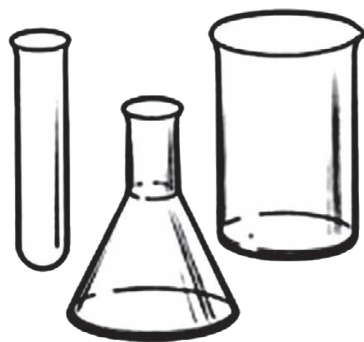


Рис. 24. Лабораторная посуда

Для выпаривания пользуются фарфоровыми чашками. Выпаривание применяют, когда нужно выделить растворённое вещество из раствора. В фарфоровую чашку наливают раствор так, чтобы он занимал не более $1/3$ объёма чашки. Устанавливают чашку на кольцо штатива (можно без асбестовой сетки) и греют на открытом пламени при постоянном перемешивании, чтобы выпаривание шло равномерно.

Лабораторное оборудование. Лабораторный штатив служит для укрепления частей химических установок для выполнения опытов. Его устройство изображено на рисунке 25.

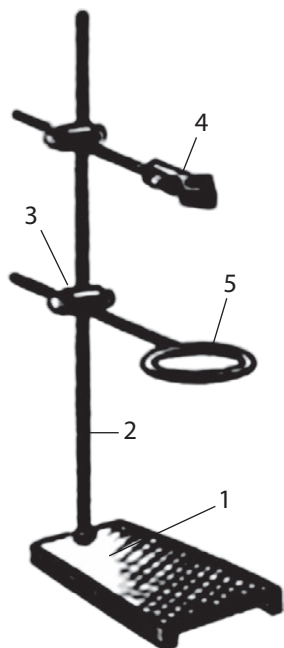


Рис. 25. Лабораторный штатив

Лабораторный штатив состоит из массивной чугунной подставки (1), в которую ввинчен стержень (2). Массивная подставка придаёт штативу устойчивость. На стержне при помощи муфт (3) укрепляют лапку (4) и кольцо (5). Муфты с укрепленными в них лапками и кольцами можно перемещать вдоль стержня и закреплять в нужном положении. Для этого при помощи винта необходимо ослабить крепление муфты к стержню, передвинуть её на необходимую высоту и закрепить.

Как пользоваться штативом? Снимите с установленного на столе штатива лапку и кольцо следующим образом. Ослабьте винт крепления муфты со стержнем и, поднимая муфту с лапкой или кольцом вверх, снимите её со стержня штатива. Затем освободите лапку и кольцо от муфты. Для этого поверните против часовой стрелки винт, удерживающий лапку и кольцо, и выньте их из муфты. Рассмотрите устройство муфты.

Наденьте муфту на стержень штатива так, чтобы винт, закрепляющий её, был справа от стержня штатива, а стержни лапки или кольца укреплялись таким образом, чтобы их поддерживал не только винт, но и муфта. При таком креплении кольца и лапки они никогда не выпадут из муфты.

Закрепите в одну муфту кольцо, а в другую — лапку. Укрепите в лапке пробирку в вертикальном положении отверстием вверх.

Пробирка укреплена правильно, если её можно повернуть в лапке без больших усилий. Слишком крепко зажатая пробирка может лопнуть, особенно при нагревании. Пробирку, как правило, зажимают около отверстия. Эту же пробирку поверните в горизонтальное положение, чтобы винт лапки был сверху. На одно кольцо штатива положите сетку, на неё поставьте стакан. На втором кольце установите фарфоровую чашку без сетки.

Приёмы работы со спиртовкой. Спиртовка (рис. 26) состоит из сосуда (резервуара) (1), в который налит спирт, фитиля (2), укреплённого в металлической трубке с диском (3), и колпачка (4). Снимите колпачок со спиртовки и поставьте его на стол. Проверьте, плотно ли диск прилегает к отверстию сосуда. Оно должно быть закрыто полностью, иначе может вспыхнуть спирт в сосуде.

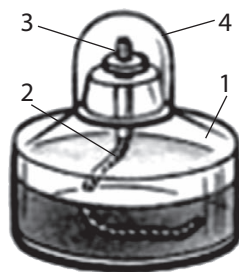


Рис. 26. Спиртовка

Зажгите спиртовку горящей спичкой. **Нельзя зажигать её от другой горящей спиртовки!** Это может вызвать пожар. Погасите спиртовку, накрыв пламя колпачком.

Зажгите ещё раз спиртовку и рассмотрите строение пламени. Оно имеет три зоны. Тёмная зона находится в нижней части пламени, она самая холодная. Над ней — самая яркая часть пламени, температура здесь выше, чем в тёмной зоне. Самая высокая температура — в верхней зоне пламени спиртовки. Для быстреего нагревания нужно использовать самую горячую часть пламени. В неё и помещают нагреваемый предмет.

Правила безопасности при работе с едкими, горючими и токсическими веществами, средствами бытовой химии. Работа с едкими, горючими и токсическими веществами требует ответственного отношения.

1. При разбавлении кислот водой помните: кислоту медленно, при помешивании наливают в воду, а не наоборот.
2. Кусочки щёлочи можно брать только пинцетом или щипцами. Растворяют щёлочь в фарфоровой посуде, прибавляя к воде небольшие порции вещества при помешивании.
3. Пролитые кислоту или щёлочь следует засыпать чистым сухим песком и перемешать его до полного впитывания жидкости. Влажный песок убирают совком в широкий стеклянный сосуд для последующей промывки и нейтрализации.

4. При попадании на кожу раствора кислоты необходимо стряхнуть капли, смыть сильной струёй холодной воды, обработать 3 %-м содовым раствором.
5. Работы, связанные с выделением вредных паров или газов, следует проводить только в вытяжном шкафу при включённой вентиляции.
6. Внимательно читайте инструкцию и неукоснительно соблюдайте правила обращения с любым средством бытовой химии.
7. Неукоснительно следуйте инструкции, касающейся срока годности любого препарата.

Примеры решения типовых задач



Укажите формулы веществ, которые являются ядом для человека.



► Решение. Все соли ртути — очень ядовитые вещества. Бензол C_6H_6 — в обычных условиях очень токсичная жидкость.

► Ответ. 24.



При приготовлении в лаборатории раствора серной кислоты

1) воду приливают к кислоте

2) одновременно смешивают кислоту и воду

3) раствор осторожно перемешивают

4) кислоту приливают к воде

5) раствор подогревают

► Решение. Если приливать воду к кислоте, брызги кислоты попадают на человека, т. к. реакция сопровождается выделением тепла. Когда кислоту приливают к воде (а кислота имеет более высокую плотность), она опускается на дно сосуда. Осторожное перемешивание способствует более спокойной реакции.

► Ответ. 34.



Выберите утверждения, относящиеся к вредному для человека веществу, которое связывает гемоглобин крови сильнее кислоты. Назовите это вещество.

1) кислотный оксид

2) несолетворный оксид

- 3) основной оксид
- 4) содержит углерод
- 5) проявляет свойства восстановителя и окислителя

► Решение. Оксид углерода(II) CO — очень токсичный газ.

► Ответ. 245.

4.1.2. Научные методы исследования в химии

Весь окружающий нас мир, всё существующее — это материя, которая проявляется в двух формах: вещества и поля. Вещество состоит из частиц, имеющих собственную массу, например атомов, молекул, ионов. Поле — это такая форма существования материи, которая характеризуется энергией. Посредством поля осуществляется взаимодействие между частицами.

Неотъемлемым свойством материи является движение. Формы движения материи изучаются разными естественными науками: физикой, химией, биологией и др.

Химия имеет дело прежде всего с веществами, их свойствами, взаимными превращениями и процессами, сопровождающими эти превращения.

При изучении химии, как и других естественных дисциплин, широко используют такой важнейший метод познания, как **наблюдение**.

Для того чтобы наблюдение было плодотворным, необходимо соблюдать ряд условий.

1. Нужно чётко определить предмет наблюдения, т. е. то, на что будет обращено внимание наблюдателя: конкретное вещество, его свойства, то или иное превращение вещества и т. д.
2. Необходимо знать, зачем проводится наблюдение, т. е. чётко сформулировать его цель.
3. Нужно составить план наблюдения. А для этого следует выдвинуть гипотезу о том, как будет происходить наблюдаемое явление. Гипотеза может быть выдвинута и в результате наблюдения, когда получен какой-то результат, который нужно объяснить.

Научное наблюдение отличается от наблюдения в житейском смысле этого слова. Как правило, научное наблюдение проводится в строго контролируемых условиях. Чаще всего такое наблюдение проводится в специальном помещении — лаборатории.

Исследования, которые проводятся в строго контролируемых и управляемых условиях, называют **экспериментом**.

Эксперимент позволяет подтвердить или опровергнуть гипотезу. Так формулируется **вывод**.

Некоторые наблюдения неудобно или невозможно проводить непосредственно в природе, поэтому в изучении химии большую роль играет **моделирование**.

В лабораторных условиях используют особые приборы, установки и предметы — **модели**, в которых копируются только самые важные существенные признаки и свойства объектов изучения.

Условно химические модели можно разделить на две группы: **предметные** (модели атомов, молекул, кристаллов, химических установок и т. д.) и **знаковые**, или **символьные** (символы химических элементов, формулы веществ, уравнения реакций).

Методы исследования объектов в химии приведены в схеме 9.

Методы разделения смесей и очистки веществ. Способы получения чистых химических веществ основаны на различии их физических и химических свойств, таких как плотность, вязкость, растворимость, различие в температурах кипения и возгонки, летучесть, способность притягиваться магнитом и т. д.

Химия — это наука о веществах, их свойствах и превращениях. Вещество — это то, из чего состоят физические тела.

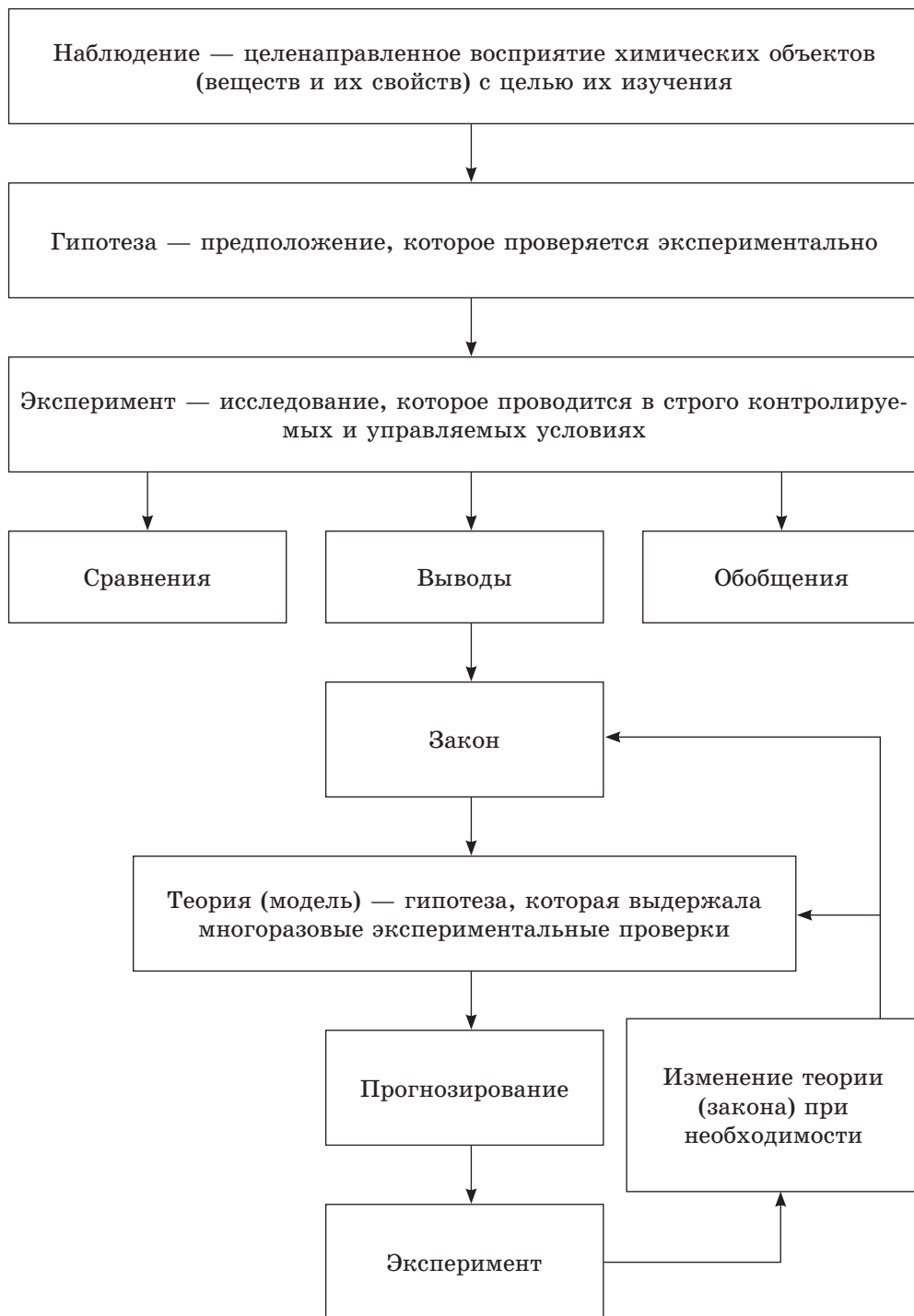
В жизни, как правило, мы встречаемся не с чистыми веществами, а с их смесями. Эти смеси могут быть *неоднородными* (например, мутная речная вода содержит в себе нерастворимые частицы песка и глины, которые видны невооружённым глазом) и *однородными* (растворы спирта, сахара, в которых нельзя заметить границу раздела между веществами).

Среди однородных смесей можно выделить **жидкие**, **твёрдые** и **газообразные**. Важнейшая *газообразная* смесь — воздух — представляет собой смесь азота, кислорода, углекислого газа, аргона и других веществ. К *твёрдым* смесям можно отнести стекло и различные сплавы — сталь, бронзу, латунь и др.

Состав смесей может быть самым разнообразным, и они, в отличие от чистых веществ, имеют другие свойства. Так, чистая вода замерзает при 0 °С, а если растворить в ней поваренную соль, то можно добиться значительного понижения температуры замерзания.

Состав смесей устанавливают с помощью **химического анализа**. Химический анализ применяется очень широко, он необходим при решении важнейших хозяйственных и научно-технических задач.

Схема 9. Методы исследования объектов, изучаемых в химии



Проведение анализа стали в процессе её выплавки (например, определение содержания углерода) — обязательное условие успешного проведения металлургического процесса.

Без определения концентрации примесей, загрязняющих воду и воздух, невозможен контроль над состоянием окружающей среды. Химический анализ горных пород и руд используется при разведке полезных ископаемых. С помощью особых методов с применением химического анализа получают *особо чистые вещества*, в которых содержание примесей, влияющих на специфические свойства данных веществ, не превышает одной стотысячной и даже одной миллионной процента. Эти вещества играют важную роль в атомной энергетике, полупроводниковой технике, волоконной оптике. Свойства особо чистых веществ используются для создания принципиально новых приборов или технологических процессов.

Методы разделения механических смесей приведены в таблице 39.

Таблица 39. Методы разделения механических смесей

Метод разделения	Состав смеси	Способ разделения смесей
Отстаивание и декантация	Твёрдые вещества	К смеси добавляют воду, перемешивают, а затем сливают воду с всплывшими компонентами (декантация)
	Жидкости, нерастворимые друг в друге	Смесь помещают в делительную воронку и отстаивают. Потом, открыв кран, одну жидкость сливают, а другую оставляют в воронке
Дистилляция (перегонка)	Смесь растворов с разными температурами кипения	Раствор заливают в прибор для перегонки, нагревают до чуть более высокой температуры, чем у компонента с низшей $t_{\text{кип.}}$, и отгоняют его. Второй компонент остаётся в колбе
Выпаривание	Смесь растворов с разными температурами кипения	Если первый компонент (например, вода) не нужен, то раствор выливают в плоскодонную посуду и выпаривают нагреванием
Кристаллизация	Раствор	В процессе охлаждения раствора твёрдое вещество появляется в виде кристаллов

Окончание таблицы 39

Метод разделения	Состав смеси	Способ разделения смесей
Фильтрация	Жидкие и твёрдые не-растворимые компоненты	Смесь пропускают через пористый материал (вата, ткань, фильтровальная бумага). Жидкость (фильтрат) проходит, а твёрдые вещества остаются на фильтре
Возгонка (сублимация)	Твёрдые вещества	В нагреваемой части прибора кристаллическое вещество испаряется, а в охлаждаемой — опять конденсируется. Вещество переходит из твёрдого состояния, минуя жидкую фазу, в газообразное
Магнитная сепарация	Металл	Для разделения смеси к ней подносят магнит и с его помощью отделяют компонент, который притягивается

Примеры решения типовых задач



В делительной воронке можно разделить смеси

- 1) растительного масла и воды
- 2) ацетона и воды
- 3) порошка мела и раствора поваренной соли
- 4) порошков серы и железа
- 5) бензола и воды

► Решение. Растительное масло и вода, а также бензол и вода — это две несмешивающихся жидкости, поэтому для их разделения используют делительную воронку.

► Ответ. 15.



Выберите методы, которыми можно воспользоваться для разделения смеси ацетона и воды.

- 1) центрифугирование
- 2) перегонка
- 3) отстаивание
- 4) фильтрация
- 5) хроматография

- Решение. Для разделения смеси ацетона и воды применяют перегонку, т. к. эти вещества имеют различные температуры кипения. Если неоднородная смесь ацетона из воды существует в микроскопических количествах, то можно воспользоваться методом хроматографии, суть которого состоит в том, что через специальное пористое вещество (бумагу) компоненты смеси проходят с различной скоростью, и смесь разделяется.
- Ответ. 25.

ЕГЭ

Выберите методы, которыми можно воспользоваться для выделения сульфида серы(II) из водного раствора.

- 1) центрифугирование
- 2) перегонка
- 3) отстаивание
- 4) фильтрование
- 5) хроматография

- Решение. Сульфид серы(II) — твёрдое вещество, нерастворимое в воде. Выделить его из раствора можно центрифугированием, отстаиванием и фильтрованием.
- Ответ. 134.

Важно и интересно

Для ускорения процесса разделения смеси часто применяют искусственное усиление силы тяжести путём *центрифугирования*. Этот метод используется при отделении сливок (жира) от молока. Скорость вращения в центрифуге достигает десятков тысяч оборотов в минуту, а ускорение превышает ускорение земного тяготения в десять тысяч раз.

При разделении смесей в промышленности часто используют *мембранный* метод, основанный на том, что некоторые вещества (полистирол, тефлон, различные каучуки) обладают избирательной проницаемостью по отношению к разным газам. По мере движения по изготовленным полым волокнам (диаметр которых менее 1 мкм) только один газ проходит через стенки волокон. Так сейчас разделяют компоненты воздуха — азот и кислород, опресняют морскую воду.

При разделении микроскопических количеств веществ применяют метод *хроматографии*, суть которого состоит в том, что при капиллярном движении раствора сквозь пористое вещество (бумага, глина и др.) компоненты раствора движутся с разной скоростью и разделяются.

4.1.3. Определение характера среды водных растворов веществ. Индикаторы. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы. Качественные реакции органических соединений

Определения

- ▶ **Индикаторы** — вещества, которые способны изменять окраску в растворах кислот и щелочей.
- ▶ **Водородный показатель pH** — отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$$
- ▶ **Качественные реакции** — реакции, с помощью которых распознают определённые химические вещества.

Объяснение и важные примеры

Диссоциация воды. Вода — слабый электролит. Без учёта гидратации ионов H^+ уравнение диссоциации воды имеет вид:



Экспериментально установлено, что в 1 л воды при $t = 25^\circ\text{C}$ диссоциируют 10^{-7} моль/л молекул воды, образуется 10^{-7} моль/л H^+ и 10^{-7} моль/л OH^- .

Константа диссоциации воды $k_{\text{д}}$ равна:

$$k_{\text{д}} = \frac{[\text{H}^+][\text{OH}^-]}{[\text{H}_2\text{O}]},$$

где в квадратных скобках обозначены равновесные концентрации:

$$k_{\text{д}} \cdot [\text{H}_2\text{O}] = [\text{H}^+] \cdot [\text{OH}^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}.$$

Произведение концентраций ионов водорода и гидроксид-ионов называют **ионным произведением воды** $k_{\text{H}_2\text{O}}$.

В разбавленных водных растворах электролитов, как и в воде, произведение концентраций ионов водорода H^+ и гидроксид-ионов OH^- — величина постоянная при определённой температуре. Ионное произведение воды даёт возможность вычислить концентрацию гидроксид-ионов в любом водном растворе, если известна концентрация ионов водорода H^+ .

Например, если $[\text{OH}^-] = 10^{-9}$ моль/л, то $[\text{H}^+] = \frac{10^{-14}}{10^{-9}} = 10^{-5}$ моль/л.

Индикаторы. Среду любого водного раствора можно охарактеризовать концентрацией ионов водорода H^+ или гидроксид-ионов OH^- :

- **нейтральная** среда — $[\text{H}^+] = [\text{OH}^-] = 10^{-7}$ моль/л;
- **кислая** среда — $[\text{H}^+] > [\text{OH}^-]$, $[\text{H}^+] > 10^{-7}$ моль/л;
- **щелочная** среда — $[\text{H}^+] < [\text{OH}^-]$, $[\text{H}^+] < 10^{-7}$ моль/л.

Для щелочей и кислот существуют качественные реакции, с помощью которых можно распознать эти вещества среди растворов других веществ (таблица 40). Это реакции щелочей или кислот с веществами-индикаторами.

Таблица 40. Изменение окраски индикаторов в зависимости от среды

Название индикатора	Окраска индикатора в нейтральной среде	Окраска индикатора в щелочной среде	Окраска индикатора в кислой среде
Лакмус	Фиолетовая	Синяя	Красная
Метиловый оранжевый	Оранжевая	Жёлтая	Красно-розовая
Фенолфталеин	Бесцветная	Малиновая	Бесцветная

Примеры решения типовых задач



Одинаковую реакцию среды имеют растворы хлорида аммония и

- 1) ацетата лития
- 2) карбоната натрия
- 3) хлорида калия
- 4) сульфата меди
- 5) нитрат железа(III)

► Решение. Хлорид аммония NH_4Cl — соль слабого основания NH_4OH и сильной кислоты HCl . Соль в водном растворе подвергается гидролизу по катиону. Раствор соли имеет кислую среду. Определим характер среды солей: 1) щелочная; 2) щелочная; 3) нейтральная; 4) кислая; 5) кислая.

► Ответ. 45.

ОГЭ

Фенолфталеин приобретает малиновый цвет в растворе

- 1) BaCl_2
- 2) $\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
- 3) Na_2S
- 4) FeSO_4
- 5) K_3PO_4

► Решение. Фенолфталеин приобретает малиновую окраску в щелочной среде. Значит, соль, которая подвергается в растворе гидролизу, должна быть образована сильным основанием и слабой кислотой. Таким условиям удовлетворяют соли Na_2S и K_3PO_4 .

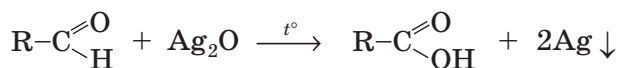
► Ответ. 35.

ЕГЭ

Определите соединения, для которых характерна реакция «серебряного зеркала».

- 1) этановая кислота и этаналь
- 2) муравьиная кислота и глюкоза
- 3) этанол и этановая кислота
- 4) метановая кислота и этаналь
- 5) этанол и этаналь

► Решение. Реакция «серебряного зеркала» является качественной для альдегидной группы $-\text{C} \begin{smallmatrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{smallmatrix}$. Альдегиды окисляются аммиачным раствором Ag_2O :



Такая же реакция проходит и с метановой кислотой.

Глюкоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$, что видно из её структурной формулы, является одновременно многоатомным спиртом и альдегидом.

► Ответ. 24.

Важно и интересно

Для характеристики сред растворов удобно использовать **водородный показатель** pH (пэ-аш), введённый датским химиком Сёренсеном: р — начальная буква слова *porenz* — математическая степень, буква Н — химический знак водорода.

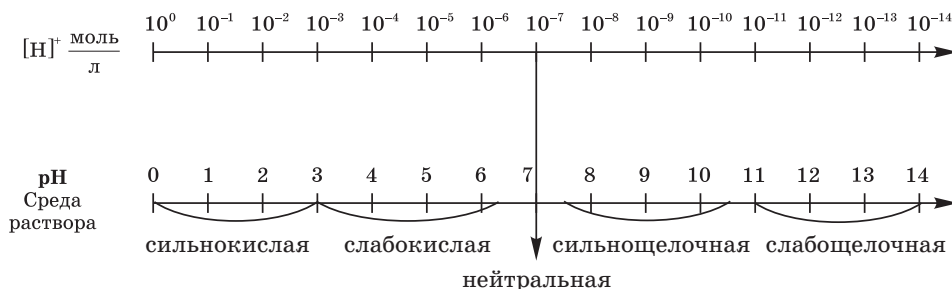
Водородным показателем pH называется отрицательный десятичный логарифм концентрации ионов водорода:

$$\text{pH} = -\lg [\text{H}^+].$$

Например,

- если $[H^+] = 10^{-4}$ моль/л, то $pH = 4$, среда раствора кислая;
- если $[H^+] = 10^{-10}$ моль/л, то $pH = 10$, среда раствора щелочная;
- если $[H^+] = 10^{-7}$ моль/л, то $pH = 7$, то среда нейтральная.

Чем меньше pH , тем больше концентрация ионов H^+ , то есть больше кислотность среды; и наоборот, чем больше pH , тем больше щёлочность раствора. Наглядно зависимость между концентрацией ионов водорода, значением pH и реакцией среды раствора выглядит следующим образом:



4.1.4. Качественные реакции на неорганические вещества и ионы

Качественные реакции на катионы и анионы некоторых неорганических веществ представлены в таблицах 41 и 42.

Таблица 41. Качественные реакции на катионы

Катион	Условие, реактив, анион	Признаки, сокращённое ионное уравнение реакции
H^+	Лакмус	Красный цвет раствора
	Метиловый оранжевый	Розовый цвет раствора
NH_4^+	Щёлочь, OH^- , t°	Выделение газа с резким запахом: $NH_4^+ + OH^- = NH_3 \uparrow + H_2O$
Ag^+	Соляная кислота, растворы хлоридов, Cl^-	Белый творожистый осадок: $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl \downarrow$
Li^+	Пламя	Красное окрашивание
Na^+	Пламя	Жёлтое окрашивание

Окончание таблицы 41

Катион	Условие, реактив, анион	Признаки, сокращённое ионное уравнение реакции
K^+	Пламя	Фиолетовое окрашивание
Ca^{2+}	Пламя	Кирпично-красное окрашивание
	Растворы карбонатов, CO_3^{2-}	Белый осадок: $Ca^{2+} + CO_3^{2-} = CaCO_3 \downarrow$
Ba^{2+}	Пламя	Жёлто-зелёное окрашивание
	Серная кислота, растворы сульфатов, SO_4^{2-}	Белый (мелкокристаллический) осадок: $Ba^{2+} + SO_4^{2-} = BaSO_4 \downarrow$
Cu^{2+}	Пламя	Зелёное окрашивание
	Вода	Гидратированные ионы Cu^{2+} имеют голубую окраску
	Щёлочь, OH^-	Синий осадок: $Cu^{2+} + 2OH^- = Cu(OH)_2 \downarrow$
Fe^{2+}	Щёлочь, OH^-	Зеленоватый осадок: $Fe^{2+} + 2OH^- = Fe(OH)_2 \downarrow$
	Красная кровяная соль $K_3[Fe(CN)_6]$, $Fe(CN)_6^{3-}$	Синий осадок (турнбулева синь): $3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} = Fe_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$
Fe^{3+}	Щёлочь, OH^-	Бурый осадок: $Fe^{3+} + 3OH^- = Fe(OH)_3 \downarrow$
	Роданид аммония NH_4SCN , SCN^-	Кроваво-красный осадок: $Fe^{3+} + 3CNS^- \rightleftharpoons Fe(SCN)_3 \downarrow$
	Жёлтая кровяная соль $K_4[Fe(CN)_6]$, $Fe(CN)_6^{4-}$	Тёмно-синий осадок (берлинская лазурь): $4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} = Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow$
Al^{3+}	Щёлочь, OH^-	Желеобразный осадок белого цвета, «растворяется» в избытке раствора щёлочи: $Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3$

Таблица 42. Качественные реакции на анионы

Анион	Условие, реактив, катион	Признаки, сокращённое ионное уравнение реакции
Cl^-	Нитрат серебра, Ag^+	Белый творожистый осадок: $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$
Br^-	Нитрат серебра, Ag^+	Желтоватый творожистый осадок: $\text{Ag}^+ + \text{Br}^- \rightarrow \text{AgBr} \downarrow$
I^-	Нитрат серебра, Ag^+	Жёлтый творожистый осадок: $\text{Ag}^+ + \text{I}^- \rightarrow \text{AgI} \downarrow$
SO_3^{2-}	Растворимые соли бария, Ba^{2+}	Белый осадок: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_3^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_3 \downarrow$ (растворимый в кислотах)
SO_4^{2-}	Растворимые соли бария, Ba^{2+}	Белый осадок: $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$ (нерастворимый в кислотах)
NH_4^+	Раствор щёлочи, OH^-	Запах аммиака или изменение окраски индикатора: $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
NO_3^-	Медь в кислой среде ($\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$)	Выделение бурого газа: $\text{Cu} + \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ = \text{Cu}^{2+} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
PO_4^{3-}	Нитрат серебра, Ag^+	Ярко-жёлтый осадок: $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} = \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$
CrO_4^{2-}	Растворимые соли бария, Ba^{2+}	Жёлтый осадок: $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} = \text{BaCrO}_4 \downarrow$
S^{2-}	Растворимые соли меди, Cu^{2+}	Чёрный осадок: $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} = \text{CuS} \downarrow$
CO_3^{2-}	Кислоты, H^+	Бурное выделение газа без запаха: $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} = \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
OH^-	Лакмус	Синий цвет раствора
	Фенолфталеин	Малиновый цвет раствора
	Метиловый оранжевый	Жёлтый цвет раствора

В таблице 43 представлены качественные реакции на некоторые вещества.

Таблица 43. Качественные реакции на органические вещества

Вещество	Реактив, условие	Признаки реакции
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$ этилен	Раствор KMnO_4 , H^+	Обесцвечивание раствора
	Раствор Br_2 (бромная вода)	Обесцвечивание раствора
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ этанол	CuO	Изменение цвета медной проволоки в пламени (почернение), выделение паров с фруктовым запахом
$\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}-\text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$ глицерин	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Образование ярко-синего раствора
 фенол	Раствор Br_2 (бромная вода)	Выпадение белого осадка
	Раствор FeCl_3	Фиолетовое окрашивание
$\text{H}-\text{C} \begin{array}{l} \nearrow \text{O} \\ \searrow \text{H} \end{array}$ формальдегид	$\text{Cu}(\text{OH})_2$, t°	Образование красного (морковного) осадка Cu_2O
	Ag_2O , аммиачный раствор, t°	Образование «серебряного зеркала»
CH_3COOH уксусная кислота	Лакмус	Красное окрашивание
	Раствор Na_2CO_3	Выделение газа
HCOOH муравьиная кислота	Лакмус	Красное окрашивание
	Раствор KMnO_4 , H^+	Обесцвечивание раствора
	Раствор Na_2CO_3	Выделение газа
$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$ олеиновая кислота	Раствор Br_2	Обесцвечивание раствора
	Раствор KMnO_4	Обесцвечивание раствора
$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ (раствор мыла)	H^+	Образование белых хлопьев

Вещество	Реактив, условие	Признаки реакции.
$C_6H_{12}O_6$ глюкоза	$Cu(OH)_2$	Ярко-синее окрашивание, при нагревании образование морковного осадка Cu_2O
	Ag_2O (аммиачный раствор, t°)	Образование «серебряного зеркала»
$(C_6H_{10}O_5)_n$ крахмал	Раствор I_2	Синее окрашивание
 NH_2 анилин	Раствор Br_2	Выпадение белого осадка
Белок яичный (раствор)	HNO_3	Образование жёлтого осадка
	$Cu(OH)_2$	Фиолетовое окрашивание

Примеры решения типовых задач

Фиолетовое окрашивание пламени образует ион

- 1) Li^+ 2) Na^+ 3) Ca^{2+} 4) K^+ 5) Ba^{2+}

► Решение. Щелочные и щёлочноземельные металлы окрашивают пламя в специфические цвета: ион Li^+ — в красный, Na^+ — в жёлтый, K^+ — в фиолетовый, Ca^{2+} — в кирпично-красный, Ba^{2+} — в жёлто-зелёный.

► Ответ. 4.



Установите соответствие между катионами и анионами и их качественными реакциями.

**КАТИОНЫ,
АНИОНЫ**

- А) NH_4^+
Б) Fe^{3+}
В) I^-
Г) SO_4^{2-}

РЕАКТИВ. ПРИЗНАКИ РЕАКЦИИ

- 1) $AgNO_3$. Белый творожистый осадок.
2) H_2SO_4 или растворы сульфатов. Белый (мелкокристаллический) осадок.
3) Раствор щёлочи. Запах аммиака или изменение окраски индикатора.
4) Щёлочь. Бурый осадок.
5) $AgNO_3$. Жёлтый творожистый осадок.

► Ответ.

А	Б	В	Г
3	4	5	2

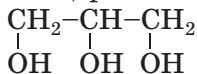


Установите соответствие между органическими веществами и их качественными реакциями.

НАЗВАНИЕ
ВЕЩЕСТВА

А) этилен $\text{CH}_2=\text{CH}_2$

Б) глицерин



В) уксусная кислота



Г) крахмал $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$

РЕАКТИВ. ПРИЗНАКИ
РЕАКЦИИ

1) Раствор I_2 . Синее окрашивание.

2) Раствор FeCl_3 . Фиолетовое окрашивание.

3) $\text{Cu}(\text{OH})_2$. Образование ярко-синего раствора.

4) Раствор KMnO_4 , H^+ . Обесцвечивание раствора.

5) Лакмус. Красное окрашивание.

► Ответ.

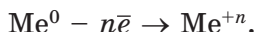
А	Б	В	Г
4	3	5	1

4.1.5. Основные способы получения (в лаборатории) конкретных веществ, относящихся к изученным классам неорганических соединений

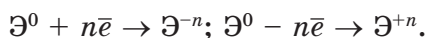
Определения

► **Неорганические соединения** делятся на простые (металлы и неметаллы) и сложные вещества (оксиды, основания, кислоты и соли).

► **Металлы** в химических превращениях проявляют восстановительные свойства:



► **Неметаллы** в химических превращениях проявляют как окислительные, так и восстановительные свойства (схема 10):



Объяснение и важные примеры

Восстановительные свойства металлов в растворах отражены в электрохимическом ряду напряжений металлов, и возможность протекания той или иной химической реакции определяется активностью металла.

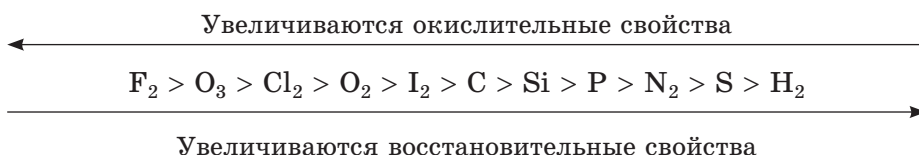
Металлы взаимодействуют с простыми и сложными веществами, являющимися окислителями.

Оксиды проявляют основные или амфотерные свойства, гидроксиды активных металлов — это щёлочи, многовалентные металлы образуют основания или амфотерные гидроксиды.

Металлы взаимодействуют с неметаллами, оксидами, гидроксидами и солями иных металлов, а также с кислотами.

Неметаллы вступают в реакции как с восстановителями, так и с окислителями.

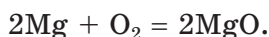
Схема 10. Окислительно-восстановительные свойства неметаллов



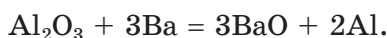
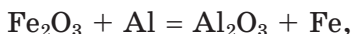
При взаимодействии веществ различных классов проявляется взаимосвязь между неорганическими веществами, отсюда можно определить некоторые способы получения определённых классов соединений.

Основные оксиды могут быть получены следующим образом.

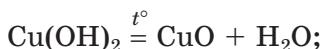
1. Из простых веществ — реакция металла с кислородом:



2. Из простого и сложного вещества — реакция металла с оксидами:



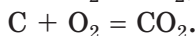
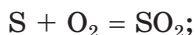
3. Из сложных веществ — разложение гидроксидов и солей:



(образование основного и кислотного оксидов).

Кислотные оксиды могут быть получены следующим образом.

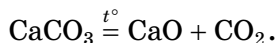
1. Из простых веществ — реакция неметаллов с кислородом:



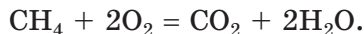
2. Из простых и сложных веществ — реакция несолеобразующих оксидов с кислородом:



3. Из сложных веществ — разложение кислот и солей:



4. Горение некоторых сложных веществ:

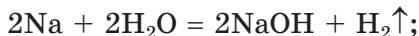


5. Взаимодействие кислот-окислителей с металлом:

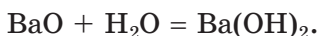


Существует несколько методов получения гидроксидов оснований.

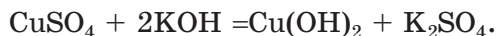
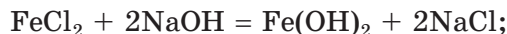
1. Взаимодействие активных металлов с водой (образование щелочей):



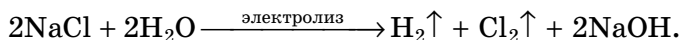
2. Взаимодействие основных оксидов с водой (образование щелочей):



3. Взаимодействие солей со щелочами (образование основания и новой соли):

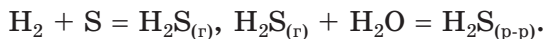


4. Электролиз растворов солей (анод — нерастворимый графитовый):



(гидроксид натрия образуется в катодном пространстве)

Бескислородные кислоты, которые образуются при растворении водородных соединений элементов, обычно получают из простых веществ:



Кислородсодержащие кислоты образуются при следующих взаимодействиях.

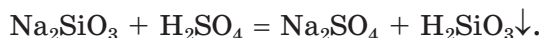
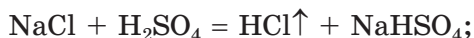
1. Кислотные оксиды с водой:



2. Неметаллы с сильным окислителем:

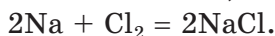
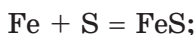


3. Соль с менее летучей кислотой:

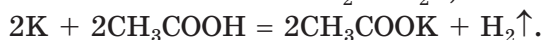
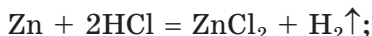


Средние соли образуются при следующих взаимодействиях.

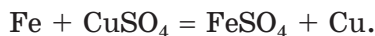
1. Металл с неметаллом:



2. Металл с кислотой-неокислителем:



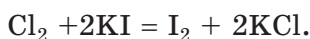
3. Металл с солью:



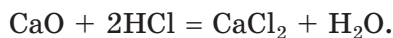
4. Неметалл со щёлочью:



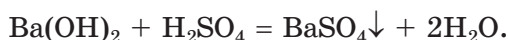
5. Неметалл с солью:



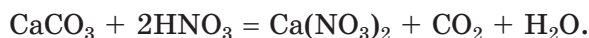
6. Основный оксид с кислотой:



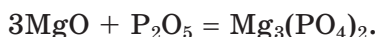
7. Основание с кислотой:



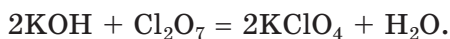
8. Соль с кислотой:



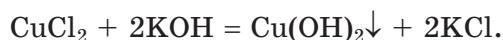
9. Основный оксид с кислотным:



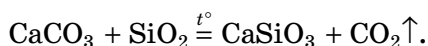
10. Щёлочь с кислотным оксидом:



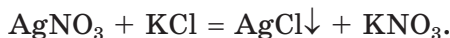
11. Соль со щёлочью:



12. Соль с кислотным оксидом:



13. Соль с солью:



14. Термическое разложение солей:

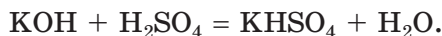
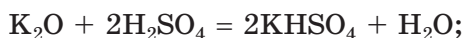


Кислые соли образуются при следующих взаимодействиях.

1. Металл с избытком многоосновной кислоты:



2. Основные оксиды и гидроксиды с избытком кислоты:

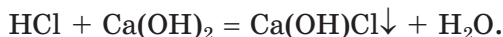


3. Соли, образованные сильными основаниями и слабыми кислотами, с водой (гидролиз соли):



Основные соли образуются при следующих взаимодействиях.

1. Реагирование кислот с избытком многокислотного основания:



2. Гидролиз солей, образованных слабым основанием и сильной кислотой:



Примеры решения типовых задач



Основные свойства проявляет высший оксид

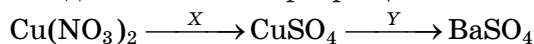
- 1) азота
- 3) углерода
- 2) бария
- 4) серы

► Решение. Основные оксиды имеют формулу Me_xO_y , т. е. это соединение металла с кислородом. Из перечисленных элементов к металлам относится только барий, он имеет высший оксид BaO , т. к. в Периодической системе расположен во II группе, главной подгруппе.

► Ответ. 2.

ОГЭ

В заданной схеме превращений



веществами X и Y являются:

- | | |
|-----------------------------------|----------------------|
| 1) HCl | 4) HNO ₃ |
| 2) H ₂ SO ₄ | 5) BaCl ₂ |
| 3) BaO | |

► Решение. 1) $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + 2\text{HNO}_3$;2) $\text{CuSO}_4 + \text{BaCl}_2 = \text{CuCl}_2 + \text{BaSO}_4 \downarrow$.

► Ответ.

X	Y
2	5

ЕГЭ

Образование осадка происходит при взаимодействии растворов

- 1) хлорида цинка и карбоната натрия
- 2) фторида серебра и нитрата натрия
- 3) хлорида калия и сульфата магния
- 4) нитрата серебра и хлорида калия
- 5) нитрата кальция и бромида калия

► Решение. 1) $\text{ZnCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{ZnCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$;2) $\text{AgF} + \text{NaNO}_3 \rightleftharpoons \text{AgNO}_3 + \text{NaF}$;3) $2\text{KCl} + \text{MgSO}_4 \rightleftharpoons \text{K}_2\text{SO}_4 + \text{MgCl}_2$;4) $\text{AgNO}_3 + \text{KCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{KNO}_3$;5) $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{KBr} \rightleftharpoons \text{CaBr}_2 + 2\text{KNO}_3$.

► Ответ. 14.

4.1.6. Основные способы получения углеводов (в лаборатории). Основные способы получения кислородсодержащих соединений (в лаборатории)

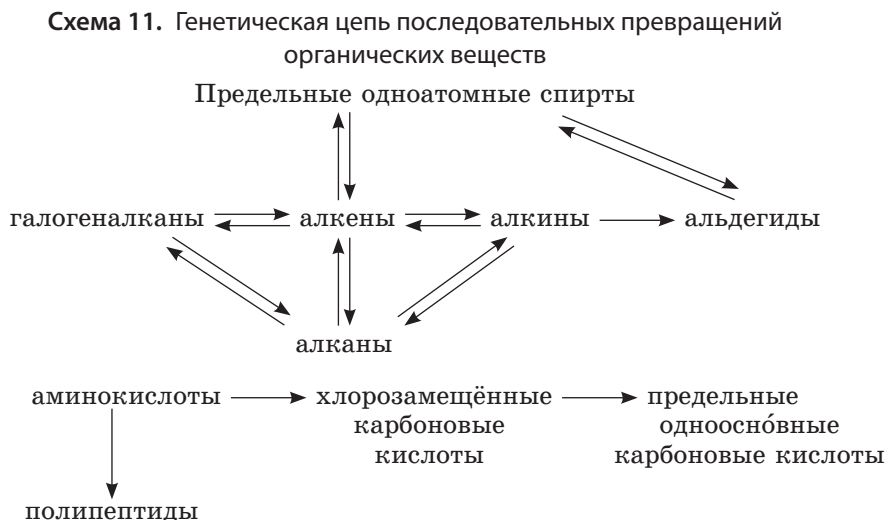
Определение

- **Взаимосвязь между классами соединений** проявляется во взаимном превращении веществ друг в друга.

Объяснение и важные примеры

Рассматривая химические свойства, нельзя не заметить, как тесно связаны органические соединения взаимопереходами: из вещества одного класса путём последовательных превращений можно получать вещества других классов. Практически все они могут быть получены тем или иным путём из наиболее простых

соединений — углеводородов. Эту генетическую цепь последовательных превращений от углеводородов до наиболее сложных органических веществ можно проследить на схеме 11.



Ниже приведены способы получения в лабораторных условиях углеводородов и кислородсодержащих соединений.

Получение алканов

Гидролиз карбидов	$\text{Al}_4\text{C}_3 + 12\text{H}_2\text{O} \rightarrow 4\text{Al}(\text{OH})_3 + 3\text{CH}_4 \uparrow$
Реакция декарбоксилирования	$\text{CH}_3\text{COONa} + \text{NaOH} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_4 + \text{Na}_2\text{CO}_3$
Реакция Вюрца	$2\text{CH}_3\text{Br} + 2\text{Na} \xrightarrow{t^\circ} \text{C}_2\text{H}_6 + 2\text{NaBr}$ (разные галогенопроизводные → смесь углеводородов)

Получение алкенов

Дегидрогалогенирование алкилгалогенидов спиртовым раствором щёлочи	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}_2 \\ \\ \text{Cl} \end{array} + \text{KOH}_{(\text{спирт.})} \xrightarrow{t^\circ}$
Дегидрирование алканов	$\text{CH}_3-\text{CH}_3 \xrightarrow[\text{кат.}]{t^\circ} \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2 \uparrow$
Дегидратация спиртов	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{OH} \xrightarrow[\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.})]{t^\circ} \text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O}$

Получение алкинов

Карбидный способ Действие спиртового раствора щёлочи на дигалогенпроизводные	$\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{Ca(OH)}_2 + \text{C}_2\text{H}_2$ $\text{CH}_3\text{-CHBr}_2 + 2\text{KOH}_{(\text{спирт.})} \rightarrow 2\text{KBr} + 2\text{H}_2\text{O} + \text{C}_2\text{H}_2$
---	--

Получение спиртов

Гидролиз галогеналканов	$\text{RCl} + \text{NaOH} \xrightarrow{\text{H}_2\text{O}} \text{ROH} + \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$
Окисление алкенов	$\text{CH}_2=\text{CH}_2 + [\text{O}] + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{KMnO}_4} \begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$ этиленгликоль
Брожение глюкозы	$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6 \xrightarrow{\text{дрожжи}} 2\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + 2\text{CO}_2$

Получение альдегидов

Окисление первичных спиртов	$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} + \text{CuO} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_3\text{-}\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}} + \text{Cu} + \text{H}_2\text{O}$
Реакция Кучерова	$\text{CH}\equiv\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{Hg}^{2+}, t^\circ} \text{CH}_3\text{-}\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}$

Получение карбоновых кислот

Окисление первичных спиртов и альдегидов	$\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{[\text{O}]} \text{CH}_3\text{-}\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$ $\text{CH}_3\text{-CH}_2\text{-OH} \xrightarrow[-\text{H}_2\text{O}]{[\text{O}]} \text{CH}_3\text{-}\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}} \xrightarrow{[\text{O}]} \text{CH}_3\text{-}\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$
Гидролиз сложных эфиров	$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5 + \text{H}_2\text{O} \xrightleftharpoons{\text{H}^+} \text{CH}_3\text{COOH} + \text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
Специфический способ для муравьиной кислоты	$\text{HCOONa} + \text{HCl} \rightarrow \text{HCOOH} + \text{NaCl}$

Получение сложных эфиров

Реакция этерификации	$\text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}} + \text{H}-\text{O}-\text{R}^1 \xrightleftharpoons{\text{H}_2\text{SO}_4(\text{конц.})} \text{R}-\overset{\text{O}}{\underset{\text{O}-\text{R}^1}{\text{C}}} + \text{H}_2\text{O}$
----------------------	--

Примеры решения типовых задач



Из какого соединения в лаборатории можно получить этин?

- 1) CaC_2
- 2) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$
- 3) $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$
- 4) Al_4C_3
- 5) $(\text{CH}_3\text{COO})\text{Na}$

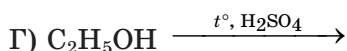
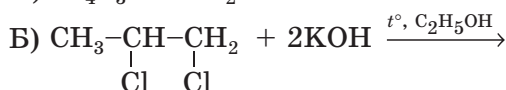
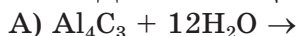
► Решение. $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Ca}(\text{OH})_2 + \text{C}_2\text{H}_2$.

► Ответ. 1.

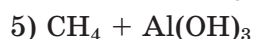
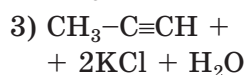
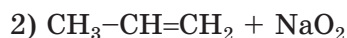


Установите соответствие между веществами и продуктами реакции.

ИСХОДНЫЕ ВЕЩЕСТВА



ПРОДУКТЫ РЕАКЦИИ

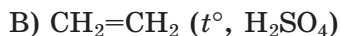
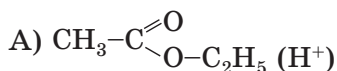
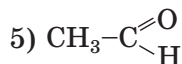


► Ответ.

А	Б	В	Г
5	3	4	1



Установите соответствие между исходными веществами и продуктами, которые преимущественно образуются при взаимодействии с водой.

РЕАГИРУЮЩИЕ
ВЕЩЕСТВАПРОДУКТЫ
ВЗАИМОДЕЙСТВИЯ

► Ответ.

А	Б	В	Г
3	5	1	4

4.2. ОБЩИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О ПРОМЫШЛЕННЫХ СПОСОБАХ ПОЛУЧЕНИЯ ВАЖНЕЙШИХ ВЕЩЕСТВ

4.2.1. Понятие о металлургии: общие способы получения металлов

Определения

- ▶ **Металлургия** — наука о промышленных способах получения металлов из руд и отрасль промышленности. Способы получения металлов: пирометаллургический, гидрометаллургический, электрометаллургический.
- ▶ **Пирометаллургия** — восстановление металлов из руд при высоких температурах с помощью углерода, оксида углерода(II), водорода и металлов (алюминия, магния).
- ▶ **Гидрометаллургия** — восстановление металлов из их солей в растворе.
- ▶ **Электрометаллургия** — восстановление металлов в процессе электролиза растворов или расплавов их соединений.

Объяснение и важные примеры

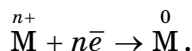
Значительная химическая активность металлов (взаимодействие с кислородом воздуха и другими неметаллами, водой, растворами солей, кислотами) приводит к тому, что в земной коре они встречаются главным образом в виде соединений: оксидов, сульфидов, сульфатов, хлоридов, карбонатов.

В свободном виде встречаются металлы, расположенные в ряду напряжений правее водорода (Ag, Hg, Pt, Au, Cu), хотя гораздо чаще медь и ртуть в природе можно встретить в виде соединений.

Минералы и горные породы, содержащие металлы и их соединения, выделение чистых металлов из которых технически возможно и экономически целесообразно, называют **рудами**.

Получение металлов из руд — задача металлургии.

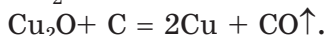
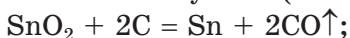
Любой металлургический процесс — это процесс восстановления ионов металла с помощью различных восстановителей. Суть его можно выразить таким уравнением:



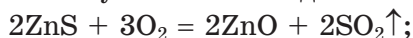
Чтобы реализовать этот процесс, надо учесть активность металла, подобрать восстановитель, рассмотреть технологическую целесообразность, экономические и экологические факторы.

Пиromеталлургия — восстановление металлов из руд при высоких температурах с помощью углерода, оксида углерода(II), водорода и металлов (алюминия, магния).

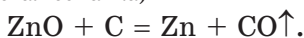
Например, олово восстанавливают из касситерита SnO_2 , а медь — из куприта Cu_2O прокаливанием с углём (коксом):



Сульфидные руды предварительно подвергают обжигу при доступе воздуха, а затем полученный оксид восстанавливают углём:



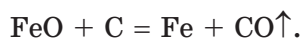
сфалерит
(цинковая обманка)



Из карбонатных руд металлы выделяют также путём прокаливания с углём, т. к. карбонаты при нагревании разлагаются, превращаясь в оксиды, а последние восстанавливаются углём:



сидерит
(шпатовый железняк)



Путём восстановления углём можно получить Fe, Cu, Zn, Cd, Ge, Sn, Pb и другие металлы, не образующие прочных карбидов (соединений с углеродом).

В качестве восстановителя можно применять водород или активные металлы:

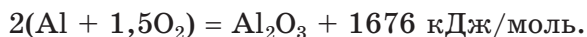


К достоинствам водородотермии относится получение очень чистого металла.

Чаще всего в металлотермии используют алюминий:



Теплота образования оксида алюминия очень велика:

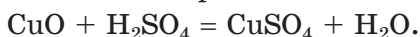


Электрохимический ряд напряжений металлов нельзя использовать для определения возможности протекания реакций восстановления металлов из их оксидов. Приблизительно установить возможность этого процесса можно на основании расчёта теплового эффекта реакции (Q), зная значения теплот образования оксидов:

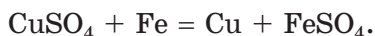
$$Q = \sum Q_1 - \sum Q_2,$$

где Q_1 — теплота образования продукта, Q_2 — теплота образования исходного вещества.

Гидрометаллургия — это восстановление металлов из их солей в растворе. Процесс проходит в два этапа: сначала природное соединение растворяют в подходящем реагенте для получения раствора соли этого металла; затем из полученного раствора данный металл вытесняют более активным или восстанавливают электролизом. Например, чтобы получить медь из руды, содержащей оксид меди CuO , её обрабатывают разбавленной серной кислотой:



Затем медь либо извлекают из раствора соли электролизом, либо вытесняют из сульфата железом:



Электрометаллургия — восстановление металлов в процессе электролиза растворов или расплавов их соединений.

Общие сведения о получении металлов восстановлением приведены в таблице 44.

Использование чистых металлов не всегда является выгодным. К тому же не всегда можно найти металл, полностью удовлетворяющий необходимым требованиям. В таком случае используют смесь металлов.

Компоненты смешивают при плавлении; при застывании образуется однородный твёрдый материал с новыми свойствами.

Сплав — это смесь металла с одним либо несколькими компонентами.

Таблица 44. Общие способы получения металлов восстановлением

Восстановитель	Реакции, лежащие в основе получения металла
Уголь и оксид углерода(II)	$\text{ZnO} + \text{C} \rightarrow \text{Zn} + \text{CO}\uparrow;$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{CO} \rightarrow 2\text{Fe} + 3\text{CO}_2\uparrow$
Электрический ток (электролиз)	$\text{NiSO}_4 \rightleftharpoons \text{Ni}^{2+} + \text{SO}_4^{2-}; \text{HOH} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-.$ У анода: $2\text{H}_2\text{O} + 4\bar{e} = \text{O}_2\uparrow + 4\text{H}^+.$ У катода: $\text{Ni}^{2+} + 2\bar{e} = \overset{0}{\text{Ni}};$ $2\text{H}_2\text{O} + 2\bar{e} = \text{H}_2\uparrow + 2\text{OH}^-.$
Алюминий (алюминотермия)	$4\text{Al} + 3\text{MnO}_2 \rightarrow 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3\text{Mn}$
Водород	$\text{WO}_3 + 3\text{H}_2 \rightarrow \text{W} + 3\text{H}_2\text{O}$

Например, латунь — сплав меди и цинка — прочнее, чем чистые медь и цинк. Дюралюминий — сплав алюминия и меди с небольшими добавками магния, железа и кремния. Этот материал используется в самолётостроении.

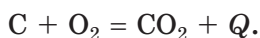
Самые распространённые сплавы на основе железа — это *чугун* и *сталь*. Главное отличие между ними — содержание углерода. Если содержание углерода превышает 4 %, то такой сплав называют *чугуном*, если содержание углерода менее 2 % — *сталью*. Содержание углерода в этих сплавах сильно влияет на их физические свойства. Если чугун является твёрдым и хрупким, то сталь более мягкая и пластичная.

Сырьём для получения чугуна служат железные руды, основой которых являются различные оксиды железа. Чтобы получить металлическое железо, его надо восстановить. В современных технологиях непосредственным восстановителем служит оксид углерода(II).

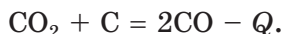
Процесс восстановления проводят в специальных вертикальных печах, называемых доменными. Сверху в печь подаётся твёрдое сырьё — шихта: железная руда, кокс (C) и известняк; снизу вдувается подогретый воздух, обогащённый кислородом; также снизу периодически выпускаются металл и шлак.

Рассмотрим основные химические реакции, протекающие в доменной печи.

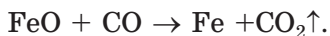
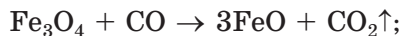
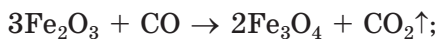
При взаимодействии кокса с кислородом воздуха идёт изотермическая реакция, обеспечивающая энергией остальные процессы:



В результате повышается температура (более 1600 °C — выше температуры плавления железа). Далее углекислый газ восстанавливается избытком кокса:



Образовавшийся оксид углерода(II) восстанавливает железо:



В составе чугуна: углерода — до 4,5 %, фосфора — до 2,5 %, серы — до 0,8 %. Различают серый чугун (с высоким содержанием кремния) и белый чугун (с небольшими примесями кремния). Белый чугун перерабатывают в сталь.

Наиболее перспективным методом переработки чугуна в сталь является *окислительно-конверторный* способ. Сталь отличается от чугуна меньшим содержанием углерода, его в ней менее 2 %. Для удаления избыточного углерода его окисляют продуванием кислорода и добавлением в чугун железного лома. Одновременно с удалением углерода в расплав вводят добавки других металлов для получения сталей различного назначения.

Высококачественные стали с содержанием углерода 0,1 % получают **электродуговым** способом при температуре +3000–4000 °С.

Общеизвестный **мартеновский** способ осуществляется в очень громоздких печах, не приспособленных для работы с перерывами, а также обладает высокой энергоёмкостью. Поэтому с 1970 г. строительство мартеновских печей остановлено.

Примеры решения типовых задач



Для получения нержавеющей стали в её состав вводят

- | | |
|------------|------------|
| 1) фосфор | 4) углерод |
| 2) хром | 5) азот |
| 3) кремний | |

► Решение. В состав нержавеющей стали вводят металл хром, который на её поверхности образует плёнку оксида хрома(III). На этот оксид не действует вода, он прочно сцеплен с металлической поверхностью, а также не скрывает природный блеск металла.

► Ответ. 2.



Укажите характеристики стали.

- 1) сплав какого-либо металла с углеродом
- 2) химически чистое железо
- 3) сплав железа с углеродом
- 4) сплав, в котором содержание углерода больше, чем в чугуне
- 5) сплав, в котором углерода меньше, чем в чугуне

► Ответ. 35.



Какой процесс получения металлов называют пирометаллургией?

- 1) электролиз при высоких температурах
- 2) восстановление соединений металлов при высоких температурах

- 3) восстановление с помощью углерода, оксида углерода(II), водорода и активных металлов (Mg, Al)
- 4) восстановление соединений металла в водных растворах
- 5) восстановление путём электролиза

► Ответ. 23.

Важно и интересно

Сталь выплавляли ещё в Древнем Египте.

В наше время чугун выплавляют в домнах, а сталь — в конверторах (от англ. convert — перерабатывать, преобразовывать).

Секрет дамасской стали, которую выплавляли на Ближнем Востоке, оберегали так тщательно, что раскрыли его лишь в конце XIX века.

4.2.2. Общие научные принципы химического производства (на примере промышленного получения аммиака, серной кислоты, метанола). Химическое загрязнение окружающей среды и его последствия

Определения

- **Химическая промышленность** — отрасль народного хозяйства, производящая продукцию на основе химической переработки сырья.
- **Сырьё** — природные материалы, используемые в промышленности для получения различных продуктов и ещё не прошедшие промышленную переработку.

Объяснение и важные примеры

Химия даёт человеку огромные возможности и силы, но требует ответственного и грамотного их использования, понимания сущности химических явлений.

Многие химические реакции, с которыми вы познакомились в лабораторных условиях, осуществляются в промышленных условиях при производстве важнейшей для повседневной жизни химической продукции.

Пластмассы, синтетические волокна, фармацевтические препараты, удобрения, мыла и моющие средства, красители, пестициды, косметика, парфюмерные изделия и даже компоненты пищи — всё это только некоторые виды продукции, выпуск которой полностью или частично зависит от химической промышленности. Одиннадцать первых мест по объёму производства принадлежат химическим веществам: H_2SO_4 , NH_3 , CaO , O_2 , C_2H_4 , NaOH , Cl_2 , HCl , H_3PO_4 , HNO_3 .

Даже если речь идёт о полностью природном продукте, это означает лишь то, что в нём нет синтетических добавок, и совсем не означает, что при его получении не использовались какие-либо химические технологии.

Основой химической промышленности является **химическая технология** — наука о наиболее экономичных методах и средствах массовой химической переработки природных материалов в продукты потребления, применяемые в различных отраслях народного хозяйства. Главная задача химии и химической технологии — производство разнообразных веществ и материалов с определённым комплексом механических, физических, химических и биологических свойств.

Любое химическое производство создаётся на основе общих научных принципов и включает составляющие, приведённые в таблице 45.

Таблица 45. Научные принципы организации химических производств

Общие принципы	Частные принципы
Создание оптимальных условий проведения химических реакций	Противоток веществ, прямоток веществ, увеличение поверхности соприкосновения реагирующих веществ, использование катализатора, повышение давления, повышение концентрации реагирующих веществ
Полное и комплексное использование сырья	Циркуляция, создание смежных производств (по переработке отходов)
Использование теплоты химических реакций	Теплообмен, утилизация теплоты реакции
Принцип непрерывности	Механизация и автоматизация производства
Защита окружающей среды и человека	Автоматизация вредных производств, герметизация аппаратов, утилизация отходов, нейтрализация выбросов в атмосферу

Важнейшими составляющими химического производства являются:

- аппаратура;
- сырьё;
- энергия;
- вода и другие вспомогательные материалы.

По **составу** сырьё делят на **минеральное** и **органическое** (растительное и животное).

По **агрегатному состоянию** различают *твёрдое* (руды, горные породы, твёрдое топливо), *жидкое* (нефть, рассолы) и *газообразное* (природный и попутный газ, воздух) сырьё.

К минеральному сырью относятся все виды руд (из них получают металлы), а также нерудные ископаемые: сера, фосфориты, калийные соли, поваренная соль, песок, глины, слюда (из них получают неметаллы, удобрения, щёлочи, кислоты, керамику, цемент, стекло и другие продукты).

К органическому сырью относится ископаемое горючее: торф, уголь, нефть, природный и попутный нефтяной газы (это ценное энергетическое сырьё и сырьё для химических синтезов). К органическому сырью также относится сырьё растительного и животного происхождения. Кроме природных веществ на химических заводах применяют полупродукты и отходы предприятий, а также вспомогательные материалы: воду, топливо, окислители, растворители, катализаторы.

Вода занимает особое место среди природных ресурсов.

В ряде производств это сырьё и реагент, непосредственно участвующий в основных химических реакциях, например для получения водорода, серной, азотной и фосфорной кислот, щелочей; в реакциях гидратации и гидролиза.

Будучи универсальным растворителем и одним из наиболее распространённых катализаторов, вода даёт возможность осуществлять многие химические реакции с большей скоростью. В химической, металлургической, пищевой и лёгкой промышленности воду используют как растворитель твёрдых, жидких и газообразных веществ. Часто её применяют для перекристаллизации, очистки различных продуктов производства от примесей.

Вода используется как теплоноситель из-за её большой теплоёмкости. Ею охлаждают реагирующие массы, а водяным паром или горячей водой подогревают взаимодействующие вещества для ускорения реакций.

Энергия требуется для большинства химических процессов. К примеру, расход электроэнергии на производство 1 т аммиачной селитры равен 11 000 кВт · ч; 1 т алюминия — 19 000 кВт · ч. Химическая промышленность относится к одной из самых энергоёмких. В ней используются различные виды энергии: электрическая,

тепловая, ядерная, химическая и световая. Учёные разрабатывают способы применения солнечной энергии в химической промышленности.

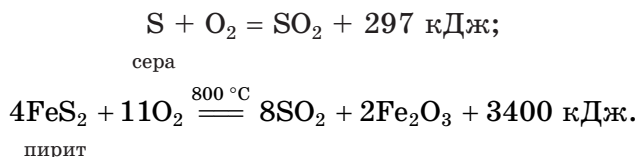
Получение серной кислоты. Серная кислота — один из важнейших продуктов, используемых в разных отраслях промышленности. Её производство в России составляет десятки миллионов тонн ежегодно. Основные области её применения: производство минеральных удобрений, металлургия, очистка нефтепродуктов.

Серную кислоту применяют также в производстве других кислот, моющих средств, взрывчатых веществ, лекарств, красок, в качестве электролита для свинцовых аккумуляторов.

В промышленности серную кислоту получают в три стадии.

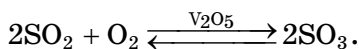
1. Получение SO_2 . В качестве сырья применяют серу, колчедан или сероводород.

Начальная стадия производства одинакова — обжиг (нагревание на воздухе):



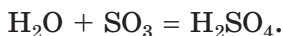
В обоих случаях получается оксид серы(IV), так называемый сернистый газ. Это бесцветный газ с резким запахом.

2. Получение SO_3 . При окислении оксида серы(IV) образуется оксид серы(VI):



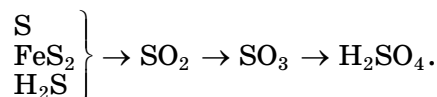
Реакция начинается при высоких температурах ($420\text{--}650^\circ\text{C}$) и протекает в присутствии катализатора (платины, оксидов ванадия, железа и т. д.).

Оксид серы(VI) SO_3 представляет собой бесцветную жидкость, сильно дымящуюся на воздухе. Этот типичный кислотный оксид, растворяясь в воде, образует серную кислоту:



3. Получение H_2SO_4 . Здесь, в отличие от предыдущих реакций, процесс растворения оксида серы(VI) проводят не в воде, а в концентрированной серной кислоте и получают при этом **олеум**.

Химические процессы производства серной кислоты можно представить в виде схемы:



Производство серной кислоты создаёт немало экологических проблем. Выбросы и отходы сернокислотных заводов вызывают негативное воздействие на окружающую среду: увеличивают заболевания дыхательной системы у человека, вызывают гибель растительности, повышают коррозионный износ материалов и разрушение сооружений из известняка и мрамора, закисляют почву.

Производство аммиака и метанола. Основные стадии химического производства следующие.

1. Подготовка сырья и подвод реагирующих веществ в зону реакции.
2. Химические процессы.
3. Отвод продуктов и непрореагировавших веществ из зоны реакции.

Сравним два химических производства: синтез аммиака и синтез метанола. Оба процесса очень похожи по условиям их проведения и источникам сырья. Их осуществляют на аналогичных установках, которые часто монтируют на одном предприятии.

Все аппараты этих производств максимально герметичны, используется только энергия экзотермических реакций. Благодаря циклической (замкнутой) схеме синтеза эти производства являются малоотходными, почти не имеющими выбросов в окружающую среду. Затраты на производство существенно снижены за счёт осуществления непрерывного процесса: исходные вещества постоянно поступают в реактор, а продукты постоянно из него выводятся. Непрерывность процесса позволяет его полностью автоматизировать.

Производства аммиака и метанола считаются наиболее передовыми с точки зрения химической технологии.

Рассмотрим химические процессы и основные стадии получения аммиака и метанола.

При производстве *аммиака* сырьём является природный газ — метан.

Реагирующие вещества: азот N_2 и водород H_2 . Источник азота — воздух, источник водорода — природный газ (метан CH_4). Исходную смесь газов берут в соотношении 1 объём N_2 к 3 объёмам H_2 . Реагирующие газы тщательно очищают, потом в турбокомпрессоре сжимают до 25–60 МПа, а затем смешивают с циркуляционным газом и направляют в колонну синтеза.

Химический процесс проходит в колонне синтеза. Реакция, лежащая в основе получения аммиака, — обратимая, экзотермическая, гомогенная, происходит с уменьшением объёма:



Подбор оптимальных условий проведения синтеза осуществляют исходя из характеристик химической реакции.

1. Реакция обратимая, гомогенная (исходные вещества и продукты реакции — газы), происходит с уменьшением объёма, смещению равновесия в сторону продуктов способствует *повышение давления*.

2. Реакция экзотермическая, повышение температуры смещает равновесие в сторону исходных веществ, а понижение — в сторону продуктов реакции, но при малой скорости синтеза. Поэтому реакцию проводят при оптимальной для данного процесса *температуре* 450–600 °С. Исходную смесь газов сначала нагревают в теплообменнике за счёт движущихся *противотоков* выходящих газов, а затем в зоне экзотермической реакции.

3. Для ускорения синтеза используют **катализатор** — восстановленное железо Fe (с примесью оксидов калия и алюминия). Важное значение имеет **площадь поверхности катализатора**: его изготавливают в виде губчатых гранул или таблеток;

4. При указанных условиях выход продукта составляет не более 20 %, поэтому синтез осуществляется по способу **многократной циркуляции**.

Газовая смесь, состоящая из непрореагировавших веществ и продукта (N_2 , H_2 и NH_3), охлаждается, направляется в холодильник. Глубокое охлаждение конденсирует продукт реакции, а в сепараторе он отделяется от примесных газов. Выход аммиака повышается до 85–90 %.

Аммиак в дальнейшем используют для получения азотной кислоты, которая идёт на производство удобрений, лекарств, красителей, пластмасс, искусственных волокон, взрывчатых веществ. Большое количество аммиака расходуется на получение мочевины — прекрасного удобрения. Да и сам жидкий аммиак и его водный раствор служит удобрением.

При производстве **метанола** сырьём является метан.

Реагирующие вещества: оксид углерода(II) CO и водород H_2 (их смесь называют синтез-газом). Синтез-газ получают конверсией метана водным паром при высокой температуре:

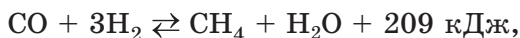


Для синтеза метанола исходную смесь берут в соотношении 1 объём CO к 5 объёмам H_2 . Необходимое давление — 25–30 МПа.

Уравнение реакции следующее:



Возможно получение побочных продуктов:



Оптимальные условия реакции:

- 1) повышение давления до 25–30 МПа;
- 2) увеличение концентрации водорода в исходной смеси по сравнению со стехиометрическим;
- 3) температура 370–400 °С;
- 4) катализатор «цинк-хромовый» $8ZnO \cdot Cr_2O_3 \cdot CrO_3$.

По окончании реакции производится отвод непрореагировавших веществ и продукта: CO, H_2 , CH_3OH . Выход метанола составляет 85–90 % от теоретического.

Метанол используют для получения большого количества различных органических веществ, в частности формальдегида $H-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-H$

и метилметакрилата $CH_2=C(\underset{\underset{CH_3}{|}}{C})-\overset{\overset{O}{\parallel}}{C}-O-CH_3$, применяемых в производстве

фенолформальдегидных смол и полиметилметакрилата (органического стекла) соответственно. Метанол используют как растворитель, экстрагент, а в ряде стран — в качестве моторного топлива, т. к. его добавление к бензину повышает октановое число топлива и снижает количество вредных веществ в выхлопных газах.

Химическое загрязнение и его последствия. В наши дни проблема охраны окружающей среды чрезвычайно остра в связи со значительным, а часто и катастрофическим воздействием хозяйственной деятельности человека на природу.

Производственная деятельность человека нанесла биосфере — живой оболочке Земли — серьёзный урон, нарушив сложившееся за время существования планеты экологическое равновесие. Загрязнение окружающей среды в нашем сознании связывается в первую

очередь с отравлением воды, воздуха, почвы, которое может непосредственно влиять на здоровье и самочувствие человека. Однако химическое загрязнение чревато и косвенными эффектами. Например, значительные выбросы углекислого газа сказываются на климате планеты, что, в свою очередь, отражается на производстве продуктов питания; изменение концентраций биогенных элементов (азота, серы, фосфора, калия) приводит к гибели одних популяций и бурному развитию других.

Химическое загрязнение окружающей среды обусловлено следующими факторами.

1. Повышение концентрации биогенных элементов из-за канализационных сбросов и стока с полей удобрений, вызывающих бурное развитие водорослей и нарушение баланса в существующих экосистемах.
2. Отравление воды, почвы и воздуха отходами химических производств.
3. Воздействие на воду и почву продуктов сжигания топлива, снижающих качество воздуха и вызывающих кислотные дожди.
4. Потенциальное заражение воды, воздуха и почвы радиоактивными отходами, образующимися при производстве ядерного оружия и атомной энергии.
5. Выбросы углекислого газа и химических веществ, снижающих содержание озона и способствующих изменению климата и образованию озоновых дыр.

Любое химическое промышленное предприятие имеет отходы. Газы выбрасывают в атмосферу, жидкие отходы — в канализацию, а иногда и в реку, твёрдые и некоторые жидкие сжигают в специальных печах или захоранивают в специально оборудованных местах.

Поэтому химические предприятия потенциально опасны. Их не строят непосредственно в городах. На самих предприятиях существуют жёсткие требования охраны труда.

Например, установлены безопасные для здоровья людей **предельно допустимые концентрации (ПДК)** вредных веществ в воздухе производственных помещений и на территории предприятий, а также в атмосфере населённых пунктов; предусмотрены строгие меры для предотвращения пожаров; работники имеют индивидуальные средства защиты от вредных веществ. Выполнение правил охраны труда контролируются органами государственной инспекции и внутризаводской службой.

Наилучшим способом решения проблемы снижения вредности производства для людей и охраны окружающей среды служит применение безотходных или малоотходных технологий. Пример — синтез аммиака, в котором отходы (непрореагировавшие газы) многократно возвращают в производство.

В других случаях остро стоит вопрос об очистке отходов. К современным её методам относят фильтрацию, пыле-, газоулавливание, обезвреживание (нейтрализацию, поглощение газов жидкими и твёрдыми поглотителями), биологическую очистку (при помощи микроорганизмов), осаждение в отстойниках, химические методы (перевод веществ в малорастворимые и твёрдые вещества) и другие способы.

Примеры решения типовых задач



Олеум, полученный промышленным способом, является раствором

- 1) SO_2 в воде
- 2) SO_3 в воде
- 3) SO_3 в концентрированной H_2SO_4
- 4) SO_3 в аккумуляторной H_2SO_4
- 5) SO_2 и SO_3 в концентрированной H_2SO_4

► Решение. Для поглощения оксида серы(IV) нельзя использовать воду, т. к. до соприкосновения с водой он реагирует с парами воды, образуя мелкие капельки серной кислоты — сернокислый туман, который водой не поглощается. SO_3 растворяют в концентрированной серной кислоте.

► Ответ. 3.



Укажите реакции получения синтез-газа и получения из него метанола.

- 1) $\text{CO} + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons \text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{CO} + \text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_2\text{O}$
- 3) $2\text{CH}_3\text{OH} \rightarrow \text{CH}_3\text{OCH}_3 + \text{H}_2\text{O}$
- 4) $\text{CO} + 2\text{H}_2 \rightarrow \text{CH}_3\text{OH}$
- 5) $\text{C} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ} \text{CO} + \text{H}_2$

► Решение. Синтез-газом называют смесь оксида углерода (II) и водорода, т. е. $\text{CO} + \text{H}_2$. Метанол имеет формулу CH_3OH .

► Ответ. 54.

ЕГЭ

Какие продукты сгорания топлива в автомобиле загрязняют окружающую среду?

- | | |
|-----------------------|-----------------------|
| 1) оксид азота(II) | 4) оксид углерода(IV) |
| 2) оксид серы(IV) | 5) углеводороды |
| 3) оксид углерода(II) | |

► Решение. Из приведённых веществ оксид азот(II) NO, оксид серы(IV) SO₂ опасны и для человека, и для окружающей среды.

► Ответ. 12.

4.2.3. Природные источники углеводородов, их переработка

Определения

- **Нефть** — природная сложная смесь углеводородов, в основном алканов линейного и разветвленного строения, содержащих в молекулах от 5 до 50 атомов углерода.
- **Фракционная перегонка**, или **ректификация** — физический способ разделения смеси компонентов, основанный на различии их температур кипения.
- **Крекинг** — процесс термического расщепления углеводородов.
- **Коксование** — способ прокаливания угля при температуре 1000 °C без доступа воздуха.

Объяснение и важные примеры

Природными источниками углеводородов являются нефть, попутный нефтяной и природный газы, каменный уголь.

Углеводородное сырьё используется как топливо и как исходный продукт для химической и фармацевтической промышленности.

Нефть — природное жидкое топливо, обычно используется после обработки — перегонки (ректификации), крекинга, реформинга. Месторождения нефти обычно содержат большие скопления попутного нефтяного газа, который также используется как топливо и промышленное сырьё.

Природный газ — основное топливо электростанций и коммунальных систем.

Каменный уголь содержит кроме органических веществ и неорганические, перерабатывается коксованием.

Нефть — маслянистая жидкость тёмного (от бурого до чёрного) цвета с характерным запахом, нерастворимая в воде. Представляя

собой смесь различных веществ, нефть не имеет постоянной температуры кипения. Каждый её компонент сохраняет в смеси свои индивидуальные свойства, что и позволяет разделить смесь на составляющие. Для этого нефть очищают от механических примесей, серосодержащих органических соединений и подвергают фракционной перегонке (ректификации).

Фракционную перегонку осуществляют на нефтеперегонных заводах в специальных установках — **ректификационных колоннах**, в которых повторяются циклы испарения и конденсации жидких веществ, содержащихся в нефти.

В ректификационную колонну поступает очищенная нефть, нагретая в трубчатой печи до температуры 320–350 °С.

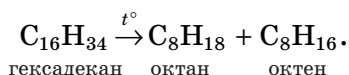
Ректификационная колонна имеет горизонтальные перегородки с отверстиями — тарелки, на которых происходит конденсация фракций нефти (таблица 46).

Таблица 46. Углеводородные фракции, выделяемые при перегонке нефти

Фракция	Число атомов углерода в молекуле	Температура кипения, °С	Области применения
Ректификационные газы	$\text{CH}_4\text{--C}_4\text{H}_{10}$	< 40 °С	Топливо, получение водорода
Газолиновая (бензин) — газولين — бензин	$\text{C}_5\text{H}_{12}\text{--C}_{11}\text{H}_{24}$	40–200 40–70 70–120	Моторное топливо. Топливо, растворитель
Лигроиновая	$\text{C}_8\text{H}_{18}\text{--C}_{14}\text{H}_{30}$	150–200	Топливо для тракторов
Керосиновая (керосин)	$\text{C}_{12}\text{H}_{26}\text{--C}_{18}\text{H}_{38}$	180–300	Топливо, растворитель
Дизельное топливо	$\text{C}_{13}\text{H}_{28}\text{--C}_{19}\text{H}_{36}$	200–360	Топливо
Мазут — соляровое масло — вазелин	$\text{C}_{15}\text{H}_{32}\text{--C}_{50}\text{H}_{102}$ $\text{C}_{18}\text{H}_{38}\text{--C}_{25}\text{H}_{52}$ $\text{C}_{28}\text{H}_{58}\text{--C}_{38}\text{H}_{78}$		Смазка, дизельное топливо. Косметическая и фармацевтическая промышленность
Гудрон — битум — асфальт			Дорожное строительство

Наиболее ценная фракция перегонки нефти — *бензин*, который применяется как топливо для автомобильных и авиационных двигателей внутреннего сгорания. В процессе ректификации его выход составляет не более 18–20 % от массы сырой нефти. Значительно больше получается лигроиновой и керосиновой фракций, в которых содержатся углеводороды, имеющие в два раза более длинную углеродную цепь, чем в бензине.

Возможно ли из керосина получить бензин? Для этого необходимо разорвать длинные молекулы углеводородов пополам. Такой способ предложил в 1891 г. русский инженер В. Г. Шухов. При нагревании углеводородов керосиновой фракции до температуры 500–600 °С молекула алкана разрывается примерно пополам, образуя два углеводорода с более короткой углеродной цепочкой, например:



Октан — углеводород бензиновой фракции, **октен** — непредельный углеводород. Описанный процесс с конца XIX в. стал широко внедряться в промышленность и получил название *крекинга* (от англ. *crack* — расщеплять).

Различают несколько видов крекинга: *термический*, *каталитический*, крекинг *высокого давления*, *восстановительный* крекинг.

Крекинг, проведённый в присутствии катализаторов, называют каталитическим. Он приводит к получению бензина высокого качества.

Качество бензина определяется его *детонационной устойчивостью*, т. е. способностью выдерживать при высоких температурах сильное сжатие в цилиндре двигателя без самопроизвольного возгорания.

При сжатии смеси паров бензина и воздуха углеводороды нормального строения образуют вещества, которые вызывают преждевременное воспламенение и приводят к быстрому износу двигателя. Это явление называют *детонацией*.

Углеводороды разветвлённого и циклического строения выдерживают более высокую степень сжатия по сравнению с линейными молекулами.

Количественным показателем качества бензина является *октановое число*. За начало отсчёта в октановой шкале принята детонационная устойчивость гептана нормального строения (октановое число 0), а за 100 — октановое число изооктана. Октановое число

В результате каталитического крекинга получают бензин с более высоким значением октанового числа, поскольку наряду с процессом крекинга протекают также процессы изомеризации алканов, например:



Попутный нефтяной газ собирается над нефтью в земной коре и частично растворяется в ней. Газ содержит в основном алканы, в молекулах которых от 1 до 6 атомов углерода. По составу входящих в него углеводородов попутный нефтяной газ значительно беднее нефти, но более богат по сравнению с природным газом (таблица 47).

Таблица 47. Характеристика попутных нефтяных газов

Название	Состав	Применение
Газовый бензин	Смесь пентана и других углеводородов	Добавляют к бензину для улучшения запуска двигателя
Пропан-бутановая фракция	Смесь бутана и пропана	В виде сжиженного газа применяется как топливо
Сухой газ	По составу сходен с природным газом	Используется для получения C_2H_2 и H_2 и других веществ, а также как топливо

Как и попутный нефтяной, природный газ используется и в качестве топлива, и в качестве сырья для получения разнообразных

органических и неорганических веществ. Как топливо природный газ используется на электростанциях, в коммунальном хозяйстве, в доменном и мартеновском производствах.

Каменный уголь образует мощные пласты в земных недрах. Как и нефть, уголь содержит большое количество разных органических веществ, а также воду, аммиак, сероводород и, конечно, углерод — уголь. Одним из основных способов переработки каменного угля является *коксование* (см. схему 12).

Схема 12. Продукты коксования каменного угля



Кокс используется в производстве чугуна и стали, аммиак — в производстве азотных и комбинированных удобрений.

Примеры решения типовых задач



Укажите соединения, которые входят в состав нефти.

- 1) алкены и алкины
- 2) арены, алкины, алкадиены
- 3) алканы, алкены, алкины
- 4) алканы, циклоалканы, арены
- 5) алкены, алкадиены, арены

► Решение. Нефть — природная сложная смесь углеводородов, содержащих в молекулах от 5 до 50 атомов углерода. Помимо алканов нефть может содержать циклоалканы и ароматические углеводороды.

► Ответ. 4.

ОГЭ

В состав попутных нефтяных газов входят углеводороды

- | | |
|---------------------------|-------------------|
| 1) метан и бензол | 4) бутан и пропан |
| 2) этан и метан | 5) этан и гексан |
| 3) циклопентан и ацетилен | |

► Решение. В состав нефтяных газов могут входить только газообразные продукты. Такими являются алканы (метан, этан, бутан, пропан — гексан уже жидкость).

► Ответ. 24.

ЕГЭ

Смесь каких двух органических соединений характеризует шкалу детонационной стойкости бензинов?

- | | |
|---------------------|------------------------------------|
| 1) циклогексан | 4) 2,2,4-триметилпентан (изооктан) |
| 2) <i>n</i> -гептан | |
| 3) <i>n</i> -гексан | 5) 2,4,6-тринитротолуол |

► Решение. Наименьшей устойчивостью среди углеводородов бензиновой фракции (C_5H_{14} — $C_{11}H_{24}$) обладает гептан. Наиболее устойчив — изооктан. Октановое число 92 (бензин А-92) означает, что бензин обладает теми же свойствами, что и смесь, состоящая из 92 % изооктана и 8 % гептана.

► Ответ. 24.

Важно и интересно

- Первый завод для очистки нефти был построен в России на Ухтинском нефтяном промысле в 1745 г.
- За трое суток Земля получает от Солнца такое количество энергии, которое могло бы освободиться при сжигании всех имеющихся природных запасов угля, газа, нефти и древесины.
- Д. И. Менделеев считал, что нефть является ценным сырьём для производства многих органических продуктов, а «топить можно и ассигнациями».

4.2.4. Высокомолекулярные соединения. Реакции полимеризации и поликонденсации. Полимеры. Пластмассы, волокна. Каучуки

Определения

- **Высокомолекулярное соединение** — соединение относительная молекулярная масса которого больше 1000.
- **Полимеры** — вещества, молекулы которых состоят из множества повторяющихся звеньев, соединённых между собой

химическими связями. Реакция полимеризации и поликонденсации — два основных способа получения полимеров.

- **Пластмассы** — материалы, изготовленные на основе полимеров, способные приобретать при нагревании заданную форму и сохранять её после охлаждения.
- **Волокна** — полимеры линейного строения, которые пригодны для изготовления нитей, жгутов, текстильных материалов.

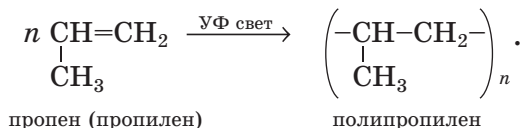
Объяснение и важные примеры

Реакции полимеризации. *Реакция полимеризации* — химический процесс соединения множества исходных молекул низкомолекулярного вещества (мономера) в крупные молекулы (макромолекулы) полимера.

В реакции полимеризации могут вступать соединения, содержащие кратные связи, т. е. непредельные соединения. Это могут быть молекулы одного мономера или разных мономеров.

В первом случае происходит *реакция гомополимеризации* — соединение молекул одного мономера, во втором — *реакция сополимеризации* — соединение молекул двух и более исходных веществ.

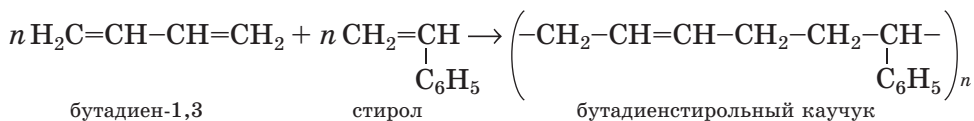
К реакциям гомополимеризации относятся реакции получения полиэтилена, полипропилена, поливинилхлорида и т. д., например:



Полимеризацию проводят в присутствии инициаторов, например перекисных соединений, которые являются источниками свободных радикалов. *Перекисными* соединениями называют вещества, молекулы которых включают группу —О—О—. Простейшим перекисным соединением является пероксид водорода Н—О—О—Н.

Вещество, вступающее в реакцию полимеризации, называют **мономером**, продукт такой реакции — *полимером*, формулу в скобках в уравнении такой реакции — *структурным звеном*, а индекс n — *степенью полимеризации*, которая показывает, сколько структурных звеньев образуют молекулу полимера.

К реакциям сополимеризации относится, например, реакция получения бутадиенстирольного каучука:

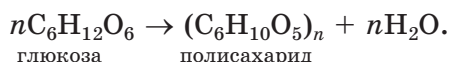


Реакции поликонденсации. *Реакция поликонденсации* — это химический процесс соединения исходных молекул мономера в макромолекулы полимера, идущий с образованием побочного продукта (чаще всего воды).

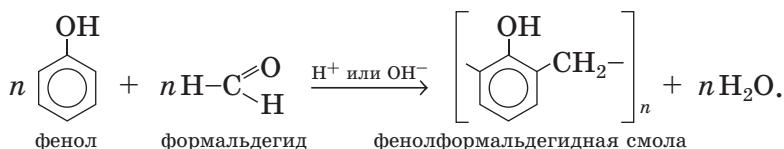
В реакцию поликонденсации вступают молекулы мономера с функциональными группами.

Как и в случае полимеризации, в процессы поликонденсации вступают мономеры одного или нескольких веществ.

1. Реакции гомополиконденсации: полимер образуется из молекул одного мономера. Например, из молекул моносахаридов (глюкоза) в клетках растений образуются полисахариды:



2. Реакции поликонденсации: полимер образуется из молекул двух или более исходных веществ. К ним относятся синтезы белковых молекул из разных аминокислот или реакция получения фенолформальдегидных смол:



С помощью реакции поликонденсации получают полиэфиры, полиамины, полиуретаны, полиакрил и т. д.

Строение полимера. Макромолекулы полимеров могут иметь различную *геометрическую форму* (рис. 27):

- линейную (зигзагообразную), когда структурные звенья соединены в длинные цепи последовательно один за другим (такую структуру имеют полиэтилен и полипропилен);
- разветвлённую (крахмал);
- пространственную, когда линейные молекулы соединены между собой химическими связями (например, в резине).

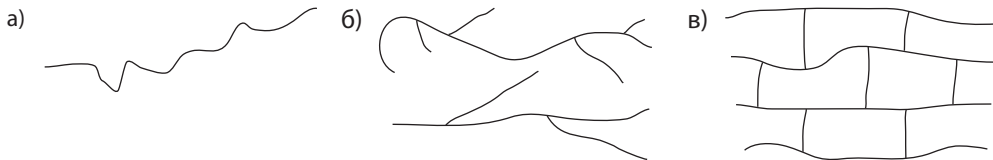


Рис. 27. Геометрическая форма полимеров
а) линейная; б) разветвлённая; в) пространственная

Полимеры могут иметь кристаллическое или аморфное строение.

Под **кристалличностью** полимеров понимается упорядоченное (параллельное) расположение макромолекул. **Аморфное** строение характеризуется отсутствием упорядоченности. Обычно одни и те же макромолекулы проходят через кристаллические и аморфные области: на одних участках макромолекулы оказываются расположенными более упорядоченно по отношению друг к другу, на других — менее упорядоченно. Степень кристалличности может меняться у одного и того же полимера.

Понятие **молекулярная масса** для полимеров имеет некоторые особенности. В процессе полимеризации в макромолекулы соединяется различное число молекул мономера в зависимости от того, когда произойдёт обрыв растущей полимерной цепи. Вследствие этого образуются макромолекулы разной длины и, следовательно, разной массы. Указываемая для такого вещества молекулярная масса — это её среднее значение.

На свойства полимеров влияет *регулярность*. Полимеры, макромолекулы которых в цепи чередуются в определённом порядке, называют *стереорегулярными*. При произвольном чередовании — *нестереорегулярными*.

Пластмассы. *Пластмассами* называют материалы, изготавливаемые на основе полимеров, способные приобретать при нагревании заданную форму и сохранять её после охлаждения.

Как правило, пластмасса — это смесь нескольких веществ; полимер, связывающий все компоненты пластмассы в единое целое, называют *связующим*.

Кроме полимера в пластмассах содержатся другие компоненты, придающие материалу определённые качества. В пластмассы входят:

- **наполнители** (древесная мука, ткань, асбест, стекловолокно и др.);
- **пластификаторы** (например, сложные эфиры, повышающие эластичность и устраняющие хрупкость);
- **стабилизаторы** (антиоксиданты, светостабилизаторы), которые способствуют сохранению свойств пластмасс в процессе их переработки и использования;
- **красители**, сообщающие материалу требуемую окраску;
- другие вещества.

Для правильного обращения с пластмассами нужно знать, термопластичными или термореактивными являются образующие их полимеры.

Термопластичные полимеры при нагревании размягчаются и в этом состоянии легко изменяют форму. При охлаждении они затвердевают и сохраняют приданную форму. При следующем нагревании они снова размягчаются, принимают новую форму и т. д.

Термопластичные полимеры можно рационально обрабатывать и перерабатывать методом литья под давлением, вакуумной формовки, профильного прессования. К таким пластмассам относятся *полиэтилен, полистирол, поливинилхлорид, полиамиды*.

Термореактивные полимеры при нагревании сначала становятся пластичными, но затем утрачивают пластичность, становятся неплавкими и нерастворимыми, т. к. в них происходит химическое взаимодействие между линейными макромолекулами, образуется пространственная структура полимера. Повторно переработать такой материал в новых изделиях уже невозможно. К таким пластмассам относятся *фенолформальдегидные смолы, карбамиды и полиэферы*.

Основные потребители пластмасс — это, прежде всего, строительная индустрия, машиностроение, электротехника, производства упаковочных материалов, товаров народного потребления.

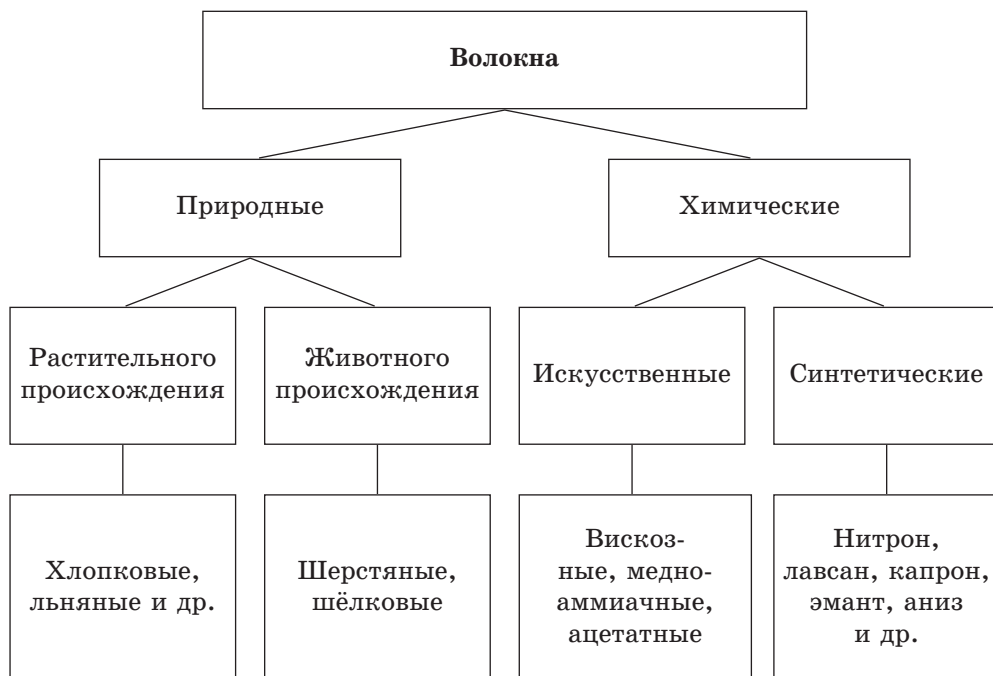
Широкому применению пластмасс способствует низкая стоимость, лёгкость переработки и свойства, которые зачастую не уступают свойствам металлов и сплавов или даже превосходят их. Так, изделия из пластмасс очень легки, устойчивы к коррозии и агрессивным средам, прочны, обладают отличными оптическими и изоляционными свойствами.

Волокна. Волокна — это полимеры линейного строения, которые пригодны для изготовления нитей, жгутов, текстильных материалов.

Кроме волокон, выпрядаемых непосредственно из природных материалов (льна, хлопка, шерсти), существуют и *искусственные* волокна. Например, ацетатное волокно производят из природного полимера — целлюлозы, которую предварительно подвергают химической обработке, чтобы сделать растворимой, а затем формируют из неё нити.

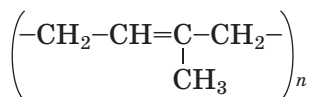
Производство искусственных волокон, основанное на переработке природных полимеров, не может покрыть высокую потребность в волокнистых материалах. Поэтому были созданы производства по получению волокон из синтетических полимеров (их называют **синтетическими волокнами**). Искусственные и синтетические волокна составляют группу **химических волокон**. Классификация волокон представлена на схеме 13.

Схема 13. Классификация волокон

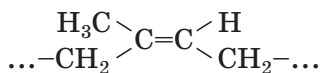


Каучук. До конца 1930-х гг. в промышленности использовали натуральный каучук, выделяемый из млечного сока (латекса) некоторых растений-каучуконосов, преимущественно из гевеи, родина которой — Бразилия.

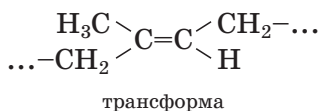
Натуральный каучук (изопреновый каучук) имеет стереорегулярное строение. Его формула соответствует изопрену (2-метилбутадиену-1,3):



Атомы углерода при двойной связи в каждом звене соединены с разными группами атомов. Поэтому здесь возможна геометрическая изометрия. Оказалось, что группы $-\text{CH}_2-$ в макромолекулах каучука расположены не беспорядочно, а по одну и ту же сторону двойной связи в каждом звене, то есть находятся в цис-положении:

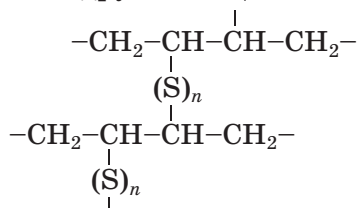


Такое расположение групп $-\text{CH}_2-$, через которые осуществляется связь звеньев в макромолекуле, способствует естественному скручиванию макромолекулы в клубок, что и обуславливает высокую эластичность каучука. В случае же трансстроения макромолекулы оказываются более вытянутыми, и такой полимер (гуттаперча) эластичностью не обладает:



В условиях химического синтеза добиться стереорегулярного строения долгое время не удавалось, и это отражалось на свойствах полимера.

В середине XIX в. (Гудьир, 1839 г.) было обнаружено, что при нагревании каучука с серой (до 8 %) образуется резина — эластичный материал, технические свойства которого лучше, чем у каучука. При нагревании с серой (вулканизации) происходит сшивание полимерных цепей за счёт сульфидных мостиков, что приводит к увеличению прочности, устойчивости к истиранию, действия органических растворителей и других веществ:



Бурный рост промышленного производства в начале XX века вызвал рост потребности в каучуке, и это заставило химиков искать пути получения синтетического каучука. Проблему синтеза изопренового каучука удалось решить, когда были найдены катализаторы, которые, как и при синтезе стереорегулярного полипропилена, обеспечивали регулярную укладку мономерных звеньев в растущую полимерную цепь.

В 1932 г. в нашей стране было организовано производство бутадиена из этилового спирта методом, разработанным С. В. Лебедевым. В основе метода лежит следующая реакция:



Этиловый спирт претерпевает одновременно и дегидратацию, и дегидрирование. Затем происходит полимеризация бутадиена-1,3 с использованием катализатора — металлического натрия.

Сырьём для производства каучуков являются диены:

- $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ — бутадиен-1,3, или дивинил;
- $\text{H}_2\text{C}=\underset{\text{CH}_3}{\text{C}}-\text{CH}=\text{CH}_2$ — 2-метилбутадиен-1,3, или изопрен.

Резины, полученные из синтетических каучуков, отличаются высокой морозостойкостью, прочностью и эластичностью, масло- и бензостойкостью, пониженной газопроницаемостью, устойчивостью к действию ультрафиолетового излучения, окислителей.

Примеры решения типовых задач



Укажите вещества, которые не вступают в реакцию полимеризации.

- 1) этен
- 2) пропен
- 3) винилхлорид
- 4) бутан
- 5) циклоалкан

► Решение. В реакцию полимеризации не вступает бутан, т. к. он относится к алканам, насыщенным предельным углеводородам и циклоалкан.

► Ответ. 45.



Установите соответствие между названиями волокна и его происхождением.

НАЗВАНИЕ ВОЛОКНА

- А) вискоза, ацетатный шёлк
- Б) шёлк
- В) капрон
- Г) лён

ПРОИСХОЖДЕНИЕ ВОЛОКНА

- 1) химическое искусственное
- 2) природное животное
- 3) химическое синтетическое
- 4) минеральное
- 5) природное растительное

► Решение. 1) Триацетилцеллюлоза образует в растворе с ацетатом в специальных устройствах тонкие прочные нити. Ткани из этих нитей называют ацетатным шёлком;

2) шёлк производит тутовый шелкопряд;

3) аминокaproновая кислота $\text{H}_2\text{N}-(\text{CH}_2)_5-\text{COOH}$;

4) у льна макромолекулы целлюлозы располагаются в одном направлении, образуя волокна.

► Ответ.

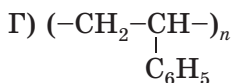
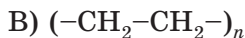
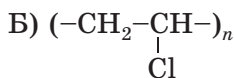
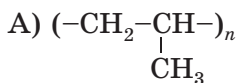
А	Б	В	Г
1	2	3	5



Установите соответствие между формулами мономеров и названиями структурных звеньев полимеров.

ФОРМУЛА

МОНОМЕРА



НАЗВАНИЕ СТРУКТУРНОГО
ЗВЕНА ПОЛИМЕРА

1) поливинилхлорид

2) полистирол

3) полиэтилен

4) полиметилметакрилат

5) полипропилен

► Ответ.

А	Б	В	Г
5	1	3	2

Важно и интересно

- Первое искусственное сердце, которое пересадили человеку в США в 1982 г., состояло из различных материалов: корпус — из полиуретанового термоэластопласта; клапаны — из титана; кольца, удерживающие клапаны, — из поликарбоната; а все детали были покрыты полиуретаном.
- Название волокна **лавсан** составлено из первых букв названия лаборатории, где оно было разработано, — лаборатории высокомолекулярных соединений Академии наук СССР.
- В морском деле сейчас используют капроновые канаты, т. к. они вдвое легче пеньковых, не гниют в воде и не покрываются моллюсками.
- «Каучук» в переводе с индийского — «слёзы дерева».
- Относительная молекулярная масса каучука — 15 000–50 000.

4.3. РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ

Определения

- **Стехиометрические законы** — законы, которые определяют количественные соотношения между элементами в молекулах, а также между количеством исходных веществ и продуктами реакции.
- **Массовая доля растворённого вещества** — отношение массы растворённого вещества к общей массе раствора.

- **Термохимическое уравнение** — уравнение химической реакции, в котором указан тепловой эффект.
- **Массовая доля элемента** — отношение его массы к общей массе вещества, в состав которого он входит.

Объяснение и важные примеры

Для проведения расчётов по химическим формулам и уравнениям необходимо знать основные используемые физические величины (таблица 48).

Таблица 48. Физические величины

Физическая величина	Обозначение	Формулы для определения физической величины	Единицы измерения
Относительная атомная масса вещества	A_r	$A_r(E) = \frac{m_\alpha(E)}{\frac{1}{12} m_\alpha(C)}$	—
Относительная молекулярная масса вещества	M_r	$M_r = \frac{m_\alpha(\text{молекулы})}{\frac{1}{12} m_\alpha(C)}$	—
Масса вещества	m	$m = M \cdot n = V\rho$	г; кг
Количество вещества	$n(v)$	$n = \frac{m}{M} = \frac{V}{V_m} = \frac{N}{N_A}$	моль
Молярная масса	M	$M = \frac{m}{n}$	г/моль; кг/кмоль
Объём газа	V	$V = \frac{m}{\rho} = V_m n$	л; м ³
Молярный объём	V_m	$V_m = \frac{V}{n} = \frac{M}{\rho}$	л/моль
Плотность	ρ	$\rho = \frac{m}{V} = \frac{M}{V_m}$	г/мл; г/см ³ ; кг/м ³
Относительная плотность газов	D	$D = \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{M_1}{M_2}$	—

Окончание таблицы 48

Физическая величина	Обозначение	Формулы для определения физической величины	Единицы измерения
Число структурных единиц вещества	N	$N = N_a \cdot n$	—
Массовая доля элемента в веществе	W	$W(E) = \frac{A_r(E)n}{A_r(\text{в-ва})}$, где n — индекс элемента	—
Массовая доля части в целом	ω	$\omega(\text{части}) = \frac{m(\text{части})}{m(\text{целого})}$	—
Выход вещества	η	$\eta = \frac{m(\text{практ.})}{m(\text{теорет.})}$	—
Объёмная доля газа в смеси	φ	$\varphi(\text{газа}) = \frac{V(\text{газа})}{V(\text{смеси})}$	—

Также необходимо знать основные расчётные формулы и химические законы.

Основные расчётные формулы

$n = \frac{m}{M}$	$n = \frac{N}{N_A}$	$n = \frac{V}{V_m}$
$m = nM$	$N = nN_A$	$V = nV_m$
$M = \frac{m}{n}$	$N_A = \frac{N}{n}$	$V_m = \frac{V}{n}$
$m = \frac{MV}{V_m}$	$M = \frac{mV_m}{V}$	$V = \frac{mV_m}{M}$
$N_A = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ (постоянная Авогадро)		
$V_m = 22,4 \text{ л/моль} = 0,224 \text{ м}^3/\text{моль} = 22\,400 \text{ см}^3/\text{моль}$		

Закон сохранения массы веществ (М. В. Ломоносов, А. Лавуазье):

- общая масса веществ, которые вступили в химическую реакцию, равна массе веществ, которые образуются во время реакции.

Для реакций: $\alpha A + \beta B = cC + dD$, $m_A + m_B = m_C + m_D$

- масса исходных и образовавшихся веществ на всех стадиях реакции остаётся постоянной.

Закон постоянства состава (Ж. Л. Пруст):

- качественный и количественный состав чистого вещества, имеющего молекулярное строение, всегда постоянный и не зависит от способа его получения.

Закон кратных отношений (Дж. Дальтон):

- если химические элементы А и В могут соединяться между собой, образуя несколько разных соединений, то массы элемента А, который связывается с постоянным количеством элемента В, относятся как небольшие целые числа.

Например:

Оксиды азота	$m(N)/m(O)$
N_2O	14/8
NO	7/8
N_2O_3	4,67/8
NO_2	3,5/8
N_2O_5	2,8/8

Массы азота в этих соединениях относятся к массам кислорода как 5 : 4 : 3 : 2 : 1.

Закон Авогадро:

- равные объёмы разных газов при одинаковых условиях содержат равное количество молекул.

Следствия из закона Авогадро:

1. Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объём.

Нормальные условия (н. у.):

- $T = 273 \text{ K} = 0^\circ\text{C}$;
- $P = 101,325 \text{ кПа} = 760 \text{ мм рт. ст.}$;
- $V_m = \text{const} = 22,4 \text{ л/моль}$.

2. Масса одного и того же объёма газа тем больше, чем больше его молекулярная масса. Отношение масс одинаковых объёмов газов при одинаковых условиях равно отношению их молярных масс.

Формулы для расчётов газов

$$V_m = \frac{V(\text{газа})}{n(\text{газа})},$$

где V_m — молекулярный объём газа (л/моль); V — объём газа (л);
 n — количество вещества газа (моль).

$$D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2},$$

где m_1 и m_2 — массы одинаковых объёмов газов;

M_1 и M_2 — молярные массы разных газов;

D — относительная плотность.

Например,

относительная плотность газа по водороду:

$$D(\text{H}_2) = \frac{M(\text{газа})}{M(\text{H}_2)};$$

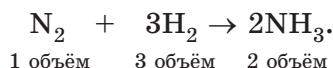
относительная плотность газа по воздуху:

$$D(\text{воздуха}) = \frac{M(\text{газа})}{M(\text{воздуха})}.$$

$$\overline{M}(\text{воздуха}) = 29 \text{ г / моль}.$$

Закон объёмных отношений газов (Ж. Л. Гей-Люссак):

- объёмы газов, вступающих в химическую реакцию и образующихся во время реакции, соотносятся между собой как небольшие целые числа (как их коэффициенты):



4.3.1. Расчёты с использованием понятия «массовая доля вещества в растворе»

Отношение массы растворённого вещества к общей массе раствора называют массовой долей *растворённого вещества*.

Массовую долю обозначают греческой буквой ω (омега) и выражают в долях единицы или в процентах:

$$\omega(\text{в долях}) = \frac{m(\text{в-ва})}{m(\text{р-ра})}, \quad \omega(\text{в } \%) = \omega \cdot 100 \%.$$

Например, $\omega(\text{NaCl}) = 0,1$ (10 %) означает, что в 100 г раствора находится 10 г NaCl и 90 г воды: $m(\text{р-ра}) = m(\text{в-ва}) + m(\text{H}_2\text{O})$.

Следует помнить, что $\rho(\text{H}_2\text{O}) = 1 \text{ г/мл}$, т. е. $1 \text{ мл H}_2\text{O} = 1 \text{ г H}_2\text{O}$. Это важно знать при решении задач, в которых необходимо рассчитывать массу растворённого вещества и массу (или объём) растворителя. Если ρ (плотность) растворителя не равна единице, то нужно вспомнить формулу из курса физики: $\rho = \frac{m}{V}$; $m = \rho V$, где ρ — плотность вещества, m — масса вещества, V — объём вещества.

Попробуем решить следующую задачу.

Вычислите массу хлорида калия и воды, которые необходимы для приготовления 600 г раствора, с массовой долей соли 15 %.

Дано:

Решение.

$$\begin{array}{l} m(\text{раствора}) = 600 \text{ г} \\ \omega(\text{KCl}) = 15 \% \\ m(\text{KCl}), m(\text{H}_2\text{O}) — ? \end{array}$$

1. Определяем массу хлорида калия, необходимую для приготовления раствора. Это можно сделать двумя способами.

Способ I.

1 масс. д. соответствует 600 г.

$$\begin{array}{l} 0,15 — x \\ \frac{1}{0,15} = \frac{600}{x}; \\ x = \frac{0,15 \cdot 600}{1} = 90; \\ m(\text{KCl}) = 90 \text{ г.} \end{array}$$

Способ II.

100 г раствора содержит 15 г соли KCl.

$$\begin{array}{l} 600 \text{ г} — x \\ x = \frac{600 \cdot 15}{100} = 90; \\ m(\text{KCl}) = 90 \text{ г.} \end{array}$$

2. Определяем массу воды, необходимую для приготовления раствора; $m(\text{H}_2\text{O}) = m(\text{р-ра}) - m(\text{в-ва}) = 600 \text{ г} - 90 \text{ г} = 510 \text{ г}$.

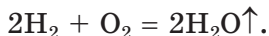
► Ответ. Для приготовления раствора необходимы 90 г KCl и 510 г H_2O .

4.3.2. Расчёты объёмных отношений газов при химических реакциях

Прежде чем приступить к решению задач по данной теме, нужно вспомнить закон Авогадро и закон объёмных отношений.

Коэффициенты в уравнениях реакций показывают числа объёмов реагирующих и образовавшихся газообразных веществ.

Например: 2 объёма водорода и 1 объём кислорода дают 2 объёма водяного пара:



Молярный объём газообразных веществ выражается в л/моль:

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$$

В расчётах следует учитывать, что объём одного миллимоля (мМ) — 22,4 мл; одного киломоля (кМ) — 22,4 м³; одного мегамоля (ММ) — 22 400 м³.

Решим следующую задачу.

Какой объём занимает 42 г азота?

Дано:

Решение.

$$m(\text{N}_2) = 4,2 \text{ г}$$

$$V(\text{N}_2) = ?$$

Способ I.

1. Определяем относительную молекулярную и молярную массы азота:

$$M_r(\text{N}_2) = 28; M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}.$$

2. Определяем объём 42 г азота. Составляем пропорцию:

28 г N₂ занимают объём 22,4 л;

$$42 \text{ г N}_2 - x \text{ л}.$$

$$\frac{28}{42} : \frac{22,4}{x};$$

$$x = \frac{42 \cdot 22,4}{28} = 33,6;$$

$$x = 33,6 \text{ л (N}_2\text{)}.$$

Способ II.

1. Рассчитываем $M_r(\text{N}_2)$ и $M(\text{N}_2)$; $M_r(\text{N}_2) = 28$;

$$M(\text{N}_2) = 28 \text{ г/моль}.$$

2. Определяем количество вещества (n), соответствующее 42 г азота:

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

$$n = \frac{42}{28} = 1,5 \text{ моль}.$$

3. Определяем объём, занимаемый 1,5 моль азота (н. у.):

$$V_m = \frac{V}{n};$$

$$V = nV_m;$$

$$V(\text{N}_2) = 1,5 \text{ моль} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 33,6 \text{ л.}$$

► Ответ. Азот массой 42 г занимает объём 33,6 л.

4.3.3. Расчёты массы вещества или объёма газов по известному количеству вещества, массе или объёму одного из участвующих в реакции веществ

Для решения расчётных задач по химии нужно воспользоваться следующим алгоритмом.

1. Запишите задачу в сокращённой форме.
2. Составьте уравнение соответствующей химической реакции.
3. Определите, какие данные неизвестны и из каких данных их можно получить.
4. Вычислите молекулярные и молярные массы веществ, которые приведены в условии задачи и которые нужно определить.
5. Если по условию в реакцию вступают вещества, содержащие примеси, то сначала нужно определить содержание чистого вещества; если речь идёт о растворе, то сначала нужно определить массу растворённого вещества.
6. Запишите математические формулы, по которым можно вычислить количества веществ.
7. В химическом уравнении запишите данные задачи над соответствующими формулами, а под формулами укажите количества веществ (n), молекулярную массу (M) вещества и массу вещества, исходя из формулы $m = nM$.
8. Составьте пропорцию; следите за тем, чтобы единицы измерения разных величин были пропорциональными.
9. Решите пропорцию. Сделайте необходимые расчёты по формулам.
10. Запишите ответ.

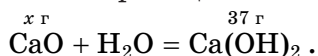
Решим следующую задачу. Какая масса оксида кальция необходима для получения гидроксида кальция массой 37 г?

Дано:

$$\frac{m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 37 \text{ г}}{m(\text{CaO}) = ?}$$

Решение.

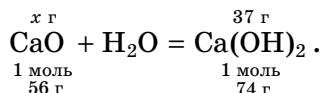
1. Составляем уравнение реакции и записываем данные из условия задачи над уравнением реакции:



2. Определяем молярные массы (M) веществ:

$M(\text{CaO}) = 56 \text{ г/моль}$; $M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 74 \text{ г/моль}$.

3. Под формулами записываем количества веществ и их молярные массы:



4. Составляем пропорцию:

$$\begin{array}{l} 56 \text{ г} — 74 \text{ г}, \\ x — 37 \text{ г}, \\ x = \frac{56 \cdot 37}{74} = 28; \\ m(\text{CaO}) = 28 \text{ г}. \end{array}$$

► Ответ. Для получения гидроксида кальция массой 37 г необходимо 28 г оксида кальция.

4.3.4. Расчёты теплового эффекта реакции

Уравнение химической реакции, в котором указан тепловой эффект, называется *термохимическим уравнением*.

Для термохимического уравнения $aA + bB = cC + dD + Q$ существует прямопропорциональная зависимость между количеством исходного вещества A — nA и количеством выделившейся или поглощённой теплоты Q_1 :

$$\frac{a}{nA} = \frac{Q}{Q_1}$$

или

$$\frac{c}{nC} = \frac{Q}{Q_1}.$$

Рассмотрим следующую задачу. Вычислите по термохимическому уравнению количество теплоты, выделившейся при сгорании 1 кг угля.

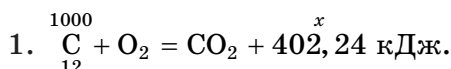
Дано:

$m(\text{C}) = 1 \text{ кг}$

$Q = 402,24 \text{ кДж}$

$Q_1 — ?$

Решение.



$M(\text{C}) = 12 \text{ г/моль}$.

2. Составляем и решаем пропорцию:

$$\begin{array}{l} 12 \text{ г угля} — 402,24 \text{ кДж}; \\ 1000 \text{ г угля} — Q_1. \end{array}$$

$$\frac{12}{1000} = \frac{402,24}{Q_1};$$

$$Q_1 = \frac{1000 \cdot 402,24}{12} = 33\,520 \text{ кДж.}$$

► Ответ. 33 520 кДж выделяется при сгорании 1 кг угля.

4.3.5. Расчёты массы (объёма, количества вещества), продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеются примеси)

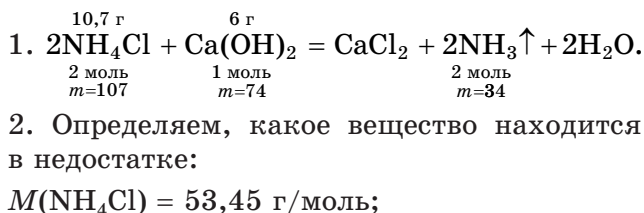
Часто в условиях задач приводятся данные (масса, объём, количество вещества) для двух исходных веществ, однако для расчётов нужны данные одного вещества. Во время решения таких задач сначала нужно выяснить, какое из исходных дано в недостатке. Это вещество полностью вступает в реакцию, и именно по его массе, объёму и количеству вещества можно определить продукты реакции. Вещества, которые даны в избытке, не вступают полностью в реакцию, поэтому расчёты по ним не имеют смысла.

Рассмотрим следующую задачу. 10,7 г хлорида аммония смешали с 6 г гидроксида кальция и нагрели смесь. Какой газ и какое количество его по массе и объёму выделилось (н. у.)?

Дано:

$$\begin{aligned} m(\text{NH}_4\text{Cl}) &= 10,7 \text{ г} \\ m(\text{Ca}(\text{OH})_2) &= 6 \text{ г} \\ m(\text{NH}_3) &= ? \\ V(\text{NH}_3) &= ? \end{aligned}$$

Решение.



$$m(\text{NH}_4\text{Cl}) = 53,45 \cdot 2 \approx 107 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 76 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{Ca}(\text{OH})_2) = 76 \cdot 1 = 76 \text{ г/моль}.$$

$$n(\text{NH}_4\text{Cl}) = \frac{10,7}{107} = 0,1;$$

$$n(\text{Ca}(\text{OH})_2) = \frac{6}{74} = 0,08 \text{ моль}.$$

Соль NH_4Cl взята в избытке, расчёт ведём по $\text{Ca}(\text{OH})_2$, который дан в недостатке.

3. Находим массу газа аммиака NH_3 :

$$M(\text{NH}_3) = 17 \text{ г/моль}; m(\text{NH}_3) = 17 \cdot 2 = 34 \text{ г};$$

$$\frac{6}{74} = \frac{x}{34};$$

$$x = \frac{6 \cdot 34}{74} = 2,76;$$

$$m(\text{NH}_3) = 2,76 \text{ г.}$$

4. Находим объём газа NH_3 :

$$\frac{6}{74} = \frac{y}{44,8} = 3,63;$$

$$V(\text{NH}_3) = 3,63 \text{ л.}$$

► Ответ. Образовался газ аммиак (NH_3) массой 2,76 г и объёмом 3,63 л.

4.3.6. Расчёты массы (объёма, количества вещества) продукта реакции, если одно из веществ дано в виде раствора с определённой массовой долей растворённого вещества

Сколько потребуется раствора, содержащего 0,05 массовых долей хлороводорода, для нейтрализации 11,2 г карбоната натрия?

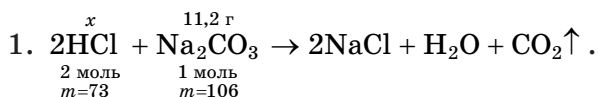
Дано:

Решение.

$$\omega(\text{HCl}) = 0,05$$

$$m(\text{Na}_2\text{CO}_3) = 11,2 \text{ г}$$

$$m(\text{р-ра HCl}) = ?$$



2. Находим $m(\text{в-ва HCl})$, необходимую для нейтрализации 11,2 г Na_2CO_3 .

$$\frac{x}{73} = \frac{11,2}{106}; \quad x = \frac{73 \cdot 11,2}{106} = 7,71;$$

$$m(\text{в-ва HCl}) = 7,71 \text{ г.}$$

3. Находим массу раствора HCl , составляем пропорцию:

в 100 г раствора содержится 5 г HCl ;

x — 7,71 г;

$$\frac{100}{x} = \frac{5}{7,71};$$

$$x = \frac{100 \cdot 7,71}{5} = 154,2;$$

$$m(\text{р-ра HCl}) = 154,2 \text{ г.}$$

► Ответ. масса раствора HCl равна 154,2 г.

4.3.7. Нахождение молекулярной формулы вещества

Определения

- ▮ **Массовая доля элемента** — это отношение его массы к общей массе вещества, в состав которого он входит.
- ▮ **Простейшая эмпирическая формула** отображает соотношение количества атомов или ионов в соединении. Истинная формула показывает действительный состав молекул.
- ▮ **Соотношение** числа атомов элементов в соединении (индексы) равно соотношению их количеств.

$$a : b : c : d = n(\text{M}) : n(\text{O}) : n(\text{C}) : n(\text{N}).$$

Рассмотрим следующую задачу. При элементном анализе органического вещества с молекулярной массой 60 г/моль было установлено, что оно состоит из атомов углерода, водорода и азота с массовыми долями соответственно 40 %, 13,33 % и 46,67 %. Что это за вещество?

Дано:

$$\omega(\text{N}) = 46,67 \%$$

$$\omega(\text{H}) = 13,33 \%$$

$$\omega(\text{C}) = 40 \%$$

$$\text{C}_x\text{H}_y\text{N}_z - ?$$

Решение.

1. Соотношение числа атомов элементов в соединении равно соотношению их количеств веществ: $x : y : z = n(\text{C}) : n(\text{H}) : n(\text{N})$. Количество вещества атомов элементов можно определить на основании массовой доли элементов в веществе.

2. Допустим, что масса вещества равна 100 г. Тогда массы элементов будут равны: $m(\text{C}) = 40$ г, $m(\text{H}) = 13,33$ г, $m(\text{N}) = 46,67$ г.

3. Вычисляем количество вещества по формуле:

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

$$n(\text{C}) = \frac{40 \text{ г}}{12 \text{ г/моль}} = 3,33 \text{ моль};$$

$$n(\text{H}) = \frac{13,33 \text{ г}}{1 \text{ г/моль}} = 13,33 \text{ моль};$$

$$n(\text{N}) = \frac{46,67 \text{ г}}{14 \text{ г/моль}} = 3,33 \text{ моль}.$$

4. Получаем соотношение: $x : y : z = 3,33 : 13,33 : 3,33 = 1 : 4 : 1$ (преобразовали значения индексов из дробных в целые числа, разделив их на наименьшее 3,33).

5. Эмпирическая формула вещества CH_4N . Такой состав могут иметь вещества с формулами $\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$, $\text{C}_3\text{H}_{12}\text{N}_3$. Для того чтобы определить молекулярную формулу, необходимо сравнить молекулярные массы: $M_r(\text{CH}_4\text{N}) = 12 + 4 \cdot 1 + 14 = 30$.

Известно, что молекулярная формула неизвестного вещества равна 60; таким образом, чтобы получить молекулярную формулу, нужно индексы в эмпирической формуле умножить на два. Формула вещества — $\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$.

► Ответ. $\text{C}_2\text{H}_8\text{N}_2$.

4.3.8. Расчёты массовой или объёмной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного

Выход продукта реакции от теоретически возможного (η) (эта) — это отношение массы (объёма, количества), которое рассчитывается по уравнению химической реакции.

Массовая доля:

$$\eta = \frac{m(\text{практ.})}{m(\text{теорет.})} \cdot 100 \, \%$$

Объёмная доля:

$$\eta = \frac{V(\text{практ.})}{V(\text{теорет.})} \cdot 100 \, \%$$

Многие химические реакции являются обратимыми, они происходят не до конца, т. е. не происходит полного превращения исходных веществ в конечный продукт. Даже если реакция необратимая, то всё равно при её осуществлении происходит потеря веществ. В результате практически полученное количество продукта реакции составляет только часть от теоретически возможной массы.

Решим следующую задачу. Вычислите массовую долю (в %) чистого вольфрама от теоретически возможного, если из 10,1 кг оксида вольфрама (IV) получено после восстановления водородом 7,46 кг вольфрама.

Дано:

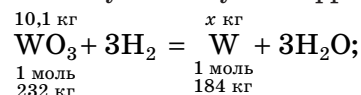
$$m(\text{WO}_3) = 10,1 \text{ кг}$$

$$m_{\text{пр.}}(\text{W}) = 7,46 \text{ кг}$$

$$\eta \, \% \text{ — ?}$$

Решение.

1. Определяем по уравнению реакции теоретическую массу вольфрама:



$$M(\text{WO}_3) = 232 \text{ кг/моль};$$

$$M(\text{W}) = 184 \text{ кг/моль};$$

$$\frac{10,1}{232} = \frac{x}{184};$$

$$x = \frac{10,1 \cdot 184}{232} = 8;$$

$$m(\text{W}) = 8 \text{ кг}.$$

2. Вычисляем массовую долю вольфрама от теоретически возможного:

$$\eta = \frac{7,46 \cdot 100}{8} = 93 \text{ \%}.$$

► Ответ. Массовая доля выхода вольфрама от теоретически возможного равна 93 %.

4.3.9. Расчёты массовой доли (массы) химического соединения в смеси

Доля (массовая или объёмная) компонента смеси — это безразмерная величина, которая показывает отношение массы (объёма) смеси.

$$w(\text{комп.}) = \frac{m(\text{комп.})}{m(\text{смеси})} \cdot 100 \text{ \%}$$

$$\varphi(\text{комп.}) = \frac{V(\text{комп.})}{V(\text{смеси})} \cdot 100 \text{ \%}$$

$$w(\text{комп.}) = \frac{m(\text{раств. в-ва})}{m(\text{р-ра})} \cdot 100 \text{ \%}$$

Самыми распространёнными среди расчётных задач в химии являются задачи на **смеси веществ**.

Каждая смесь состоит из двух или более компонентов, состав смесей может изменяться в широких пределах. Решение задач на смеси обычно сводится к определению состава смеси по данным, приведённым в условии задачи, или к расчёту количества реагентов или продуктов реакции по участию в смеси известного состава.

Состав смеси может выражаться различными способами:

- можно указать массы каждого компонента;
- можно определить количество (число моль) компонентов;
- можно указать массовые доли компонентов.

Рассмотрим следующую задачу. Сплав латуни содержит 57 % меди, остальное цинк. Рассчитайте массу металлов, необходимую для получения 300 г такого сплава.

Дано:

$$\omega(\text{Cu}) = 57\%$$

$$m(\text{сплава}) = 300 \text{ г}$$

$$m(\text{Cu}); m(\text{Zn}) — ?$$

Решение.

1. Определяем массовую долю цинка в латуни: $100\% - 57\% = 43\%$.

2. Вычисляем массы меди и цинка по формуле: $w(\text{комп.}) = \frac{m(\text{комп.})}{m(\text{смеси})} \cdot 100\%$;

$$m(\text{комп.}) = m(\text{смеси}) \cdot \omega(\text{комп.});$$

$$m(\text{Cu}) = 300 \text{ г} \cdot 0,57 = 171 \text{ г};$$

$$m(\text{Zn}) = 300 \text{ г} \cdot 0,43 = 129 \text{ г}.$$

► Ответ. $m(\text{Cu}) = 171 \text{ г}; m(\text{Zn}) = 129 \text{ г}.$

Примеры решения типовых задач

1. Какой объём хлороводорода (н. у.) необходим для приготовления 250 мл 7 %-го раствора соляной кислоты ($\rho = 1,035 \text{ г/мл}$)?

Дано:

$$V(\text{р-ра}) = 250 \text{ мл}$$

$$\omega = 7,0\%$$

$$\rho(\text{HCl}) = 1,035 \text{ г/мл}$$

$$V(\text{HCl}) — ?$$

Решение.

1. Определяем массу 250 мл раствора, в котором массовая доля HCl равна 7 %:

$$m = \rho V;$$

$$m(\text{р-ра}) = 1,035 \text{ г/мл} \cdot 250 \text{ мл} = 258,75 \text{ г}.$$

2. Определяем массу хлороводорода, необходимого для получения 7 %-го раствора:

$$\begin{array}{l} 100 \text{ г} — 7, \\ 258,75 \text{ г} — x, \\ x = \frac{7 \cdot 258,75}{100} = 18,1; \end{array}$$

$$m(\text{HCl}) = 18,1 \text{ г}.$$

3. Определяем объём хлороводорода:

$$M_r(\text{HCl}) = 36,5; M(\text{HCl}) = 36,5 \text{ г/моль};$$

$$V_m = 22,4 \text{ л/моль}.$$

1 моль HCl соответствует 36,5 г и имеет объём 22,4 л.

$$\begin{array}{l} 18,1 \text{ г} — x \\ \frac{36,5}{18,1} = \frac{22,4}{x}; \\ x = \frac{18,1 \cdot 22,4}{36,5} = 11,1 \text{ л}; \end{array}$$

$$V(\text{HCl}) = 11,1 \text{ л.}$$

► Ответ. $V(\text{HCl}) = 11,1 \text{ л.}$

2. Какую массу имеет азот объёмом 30 л (н. у.)?

Дано: Решение.

$$\frac{V(\text{N}_2) = 30 \text{ л}}{m(\text{N}_2) — ?}$$

1. Определяем количество вещества молекулярного азота:

$$\begin{aligned} M(\text{N}_2) &= 28 \text{ г/моль}; \\ n &= \frac{V}{V_m}; \quad n(\text{N}_2) = \frac{V(\text{N}_2)}{V_m}; \\ n(\text{N}_2) &= \frac{30}{22,4} = 1,34 \text{ моль}. \end{aligned}$$

2. Определяем массу азота:

$$\begin{aligned} m(\text{N}_2) &= n(\text{N}_2) \cdot M(\text{N}_2); \\ m(\text{N}_2) &= 28 \text{ г/моль} \cdot 1,34 \text{ моль} = 37,52 \text{ г.} \end{aligned}$$

► Ответ. $m(\text{N}_2)$ равна 37,52 г.

3. Определите плотность и относительную плотность оксида углерода(IV) по водороду и воздуху.

Дано: Решение.

$$\frac{\text{CO}_2}{\rho — ?}$$

$$\frac{D(\text{H}_2) — ?}{D(\text{возд.}) — ?}$$

1. Определяем молекулярные массы газов:
 $M(\text{CO}_2) = 44 \text{ г/моль}; M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль};$
 $M(\text{возд.}) = 29 \text{ г/моль}.$

2. Определяем плотность оксида углерода (IV):

$$\begin{aligned} \rho &= \frac{m}{V}; \\ \rho(\text{CO}_2) &= \frac{44}{22,4} = 1,96 \text{ г/моль}. \end{aligned}$$

3. Определяем относительные плотности оксида углерода (IV):

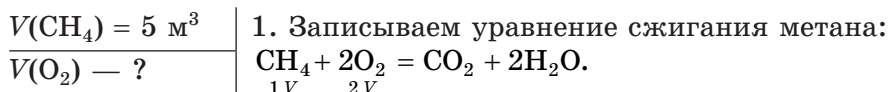
$$\begin{aligned} D(\text{H}_2) &= \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{H}_2)} = \frac{44}{2} = 22; \\ D(\text{возд.}) &= \frac{M(\text{CO}_2)}{M(\text{возд.})} = \frac{44}{29} = 1,52. \end{aligned}$$

► Ответ. $\rho(\text{CO}_2) = 1,96 \text{ г/моль}; D(\text{H}_2) = 22; D(\text{возд.}) = 1,5.$

Такие расчёты регулярно проводят на практике, т. к. нередко необходимо определить, тяжелее или легче данный газ по отношению *к воздуху*. Если относительная плотность газа больше единицы (> 1), то газ тяжелее *того, с которым его сравнивают*. Если полученная величина меньше единицы (< 1), то газ легче того, с которым его сравнивают.

4. Определите объём кислорода для сжигания 5 м^3 метана.

Дано: Решение.



2. Определяем объём кислорода:

$$\begin{array}{rcl} 1 \text{ м}^3 & - & 2 \text{ м}^3 \\ 5 \text{ м}^3 & - & x \end{array};$$

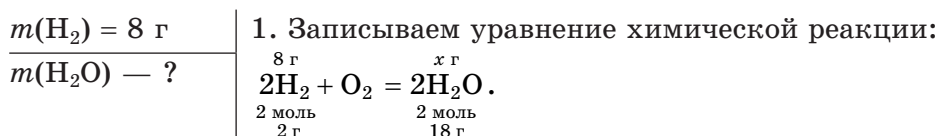
$$\frac{1}{5} = \frac{2}{x}; \quad x = \frac{2 \cdot 5}{1} = 10 = 10 \text{ м}^3.$$

► Ответ. для сжигания 5 м^3 метана необходимо 10 м^3 кислорода.

Отношение объёмов реагирующих газов позволяет производить расчёты без вычисления молекулярных масс.

5. Какая масса воды образовалась при сгорании 8 г водорода?

Дано: Решение.



2. Определяем молярные массы веществ:

$$M(\text{H}_2) = 2 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{H}_2\text{O}) = 18 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{H}_2) = 2 \cdot 2 \text{ г} = 4 \text{ г};$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 18 \cdot 2 = 36 \text{ г}.$$

3. Вычисляем массу воды:

$$\frac{8}{4} = \frac{x}{36};$$

$$x = \frac{36 \cdot 8}{4} = 72;$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 72 \text{ г}.$$

► Ответ. масса воды равна 72 г .

6. Вычислите объём водорода, который выделяется в реакции 10,8 г алюминия с избытком соляной кислоты.

Дано:

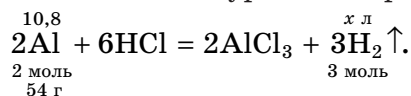
Решение.

$$m(\text{Al}) = 10,8 \text{ г}$$

$$V(\text{H}_2) \text{ — ?}$$

Способ I.

1. Записываем уравнение реакции:



$$M(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль};$$

$$m(\text{Al}) = 27 \text{ г/моль} \cdot 2 = 54 \text{ г};$$

$$M(\text{H}_2) = 3 \text{ м} \cdot 22,4 = 67,2 \text{ л}.$$

2. Составляем пропорцию:

$$\frac{10,8}{x} = \frac{54}{67,2};$$

$$x = \frac{67,2 \cdot 10,8}{54} = 13,44 \text{ л};$$

$$V(\text{H}_2) = 13,44 \text{ л}.$$

Способ II.

1. Определяем количество вещества алюминия, которое вступило в реакцию:

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

$$n = \frac{10,8}{27} = 0,4 \text{ моль};$$

$$V(\text{Al}) = 0,4 \text{ моль}.$$

2. По реакции 2 моль алюминия образуют 3 моль молекулярного водорода; вычисляем количество вещества водорода:

$$\frac{n(\text{H}_2)}{n(\text{Al})} = \frac{3}{2};$$

$$n(\text{H}_2) = \frac{3 \cdot 0,4}{2} = 0,6 \text{ моль}.$$

3. Определяем объём водорода:

$$V(\text{H}_2) = V_M \cdot n(\text{H}_2);$$

$$V(\text{H}_2) = 22,4 \text{ л/моль} \cdot 0,6 \text{ моль} = 13,44 \text{ л}.$$

► Ответ. в реакции 10,8 г алюминия с соляной кислотой выделилось 13,44 л водорода.

7. При взаимодействии алюминия массой 9 г с кислородом выделяется 274,44 кДж теплоты. Составьте термохимическое уравнение реакции.

Дано:

Решение.

$$m(\text{Al}) = 9 \text{ г}$$

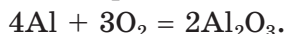
$$Q_1 = 274,44 \text{ кДж}$$

$$Q - ?$$

1. Определяем количество вещества алюминия, взятого для реакции:

$$n(\text{Al}) = \frac{m(\text{Al})}{M(\text{Al})} = \frac{9 \text{ г}}{27 \text{ г / моль}} = 0,33 \text{ моль.}$$

2. Составляем уравнение горения алюминия:



3. Применяем формулу $\frac{a}{nA} = \frac{Q}{Q_1}$ к уравнению реакции и находим количество выделившейся теплоты, если в реакцию вступило 4 моль алюминия:

$$\frac{4}{0,33} = \frac{Q}{Q_1};$$

$$Q = \frac{4 \text{ моль} \cdot Q_1}{0,33 \text{ моль}} = \frac{4 \cdot 274,44}{0,33} = 3326,56 \text{ кДж.}$$

► Ответ. Термохимическое уравнение реакции имеет вид:
 $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 3326,56 \text{ кДж.}$

8. Термохимическое уравнение горения метана: $\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + 890 \text{ кДж}$. Какое количество теплоты выделяется при сгорании 44,8 л метана?

Дано:

Решение.

$$V(\text{CH}_4) = 44,8 \text{ л}$$

$$Q_1 = 890 \text{ кДж}$$

$$Q_2 - ?$$

1. Из термохимического уравнения известно, что в реакции участвует 1 моль метана объемом 22,4 л.

2. Составляем пропорцию и вычисляем количество теплоты:

$$\frac{22,4}{44,8} = \frac{890}{x};$$

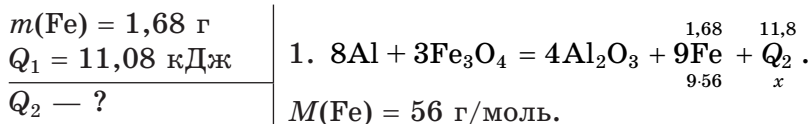
$$x = \frac{44,8 \cdot 890}{22,4} = 1780 \text{ кДж.}$$

► Ответ. $Q_2 = 1780 \text{ кДж.}$

9. Вычислите тепловой эффект реакции: $8\text{Al} + 3\text{Fe}_3\text{O}_4 = 2\text{Al}_2\text{O}_3 + 9\text{Fe}$, если известно, что методом алюминотермии получили 1,68 г чистого железа и при этом выделилось 11,08 кДж теплоты.

Дано:

Решение.



$$2. \quad \frac{1,68}{9 \cdot 56} = \frac{11,08}{Q_2};$$

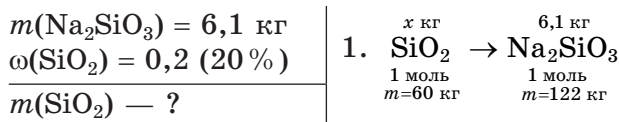
$$Q_2 = 3326 \text{ кДж.}$$

► Ответ. $Q_2 = 3326 \text{ кДж.}$

10. Сколько потребуется оксида кремния(IV), содержащего 0,2 массовых долей примесей, чтобы получить 6,1 кг натрия?

Дано:

Решение.



2. Находим массу чистого SiO_2 , которая необходима для получения 6,1 кг Na_2SiO_3 :

$$\frac{x}{60} = \frac{6,1}{122};$$

$$x = \frac{60 \cdot 6,1}{122} = 3;$$

$$m(\text{SiO}_2) = 3 \text{ кг.}$$

3. Составляем и решаем пропорцию:

$$\begin{array}{l} 3 \text{ кг SiO}_2 \text{ — } 80 \% \text{ SiO}_2; \\ x_1 \text{ — } 100 \% \end{array}$$

$$\frac{3}{x_1} = \frac{80}{100};$$

$$x = \frac{3 \cdot 100}{80} = 3,75;$$

$$m(\text{SiO}_2) = 3,75 \text{ кг.}$$

► Ответ. Потребуется 3,75 кг SiO_2 , содержащего 0,2 массовых долей примеси.

11. Какой объём ацетилена (н. у.) получится из 200 г карбида кальция, массовая доля примесей в котором равна 5 %?

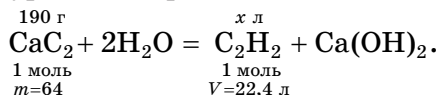
Дано:

Решение.

$$\begin{array}{l} m(\text{CaC}_2) = 200 \text{ г} \\ \omega(\text{прим.}) = 5 \% \\ V(\text{C}_2\text{H}_2) = ? \end{array}$$

$$\begin{array}{l} 1. \text{ Находим массу чистого карбида кальция:} \\ \omega_{\text{чист.}}(\text{CaC}_2) = \frac{m_{\text{чист.}}(\text{CaC}_2)}{m(\text{CaC}_2)}; \\ m_{(\text{чист.})}(\text{CaC}_2) = 200 \text{ г} \cdot 0,95 = 190 \text{ г.} \end{array}$$

2. Записываем уравнение реакции:



3. Составляем и решаем пропорцию:

$$\begin{array}{l} \frac{190}{64} = \frac{x}{22,4}; \\ x = \frac{190 \cdot 22,4}{64} = 66,5 \text{ л;} \\ V(\text{C}_2\text{H}_2) = 66,5 \text{ л.} \end{array}$$

► Ответ. Объём выделившегося ацетилена 66,5 л.

12. К 400 мл раствора с массовой долей гидроксида натрия NaOH — 40 % ($\rho = 1,44 \text{ г/мл}$) прилили 150 мл воды. Определите массовую долю NaOH в полученном растворе.

Дано:

Решение.

$$\begin{array}{l} V(\text{р-ра}) = 400 \text{ мл} \\ \omega(\text{NaOH}) = 40 \% \\ \rho = 1,44 \text{ г/мл} \\ V(\text{H}_2\text{O}) = 150 \text{ мл} \\ \omega(\text{NaOH}) = ? \end{array}$$

1. Определяем массу 400 мл исходного раствора:

$$m = V \cdot \rho;$$

$$m = 400 \text{ мл} \cdot 1,44 \text{ г/мл} = 576 \text{ г.}$$

2. Находим массу NaOH в 576 г раствора с массовой долей 40 % (0,4):

$$m(\text{NaOH}) = 576 \cdot 0,4 = 230,4 \text{ г.}$$

3. Так как плотность воды равна 1,0 г/мл, масса добавленной воды составляет 150 г.

4. Определяем общую массу исходного раствора:

$$576 + 150 = 726 \text{ (г).}$$

5. Находим массовую долю гидроксида натрия в полученном растворе:

$$\omega(\text{NaOH}) = \frac{230,4}{726} = 0,32 \text{ (или } 32 \% \text{).}$$

► Ответ. В полученном растворе массовая доля гидроксида натрия NaOH составляет 32 %.

- 13.** Сколько 5 %-ного раствора гидроксида натрия расходуется при реакции с 2 г хлорида меди (II)?

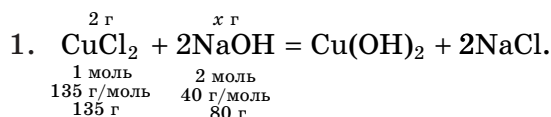
Дано:

Решение.

$$\omega(\text{р-ра NaOH}) = 5 \%$$

$$m(\text{CuCl}_2) = 2 \text{ г}$$

$$m(\text{р-ра NaOH}) = ?$$



2. Находим массу NaOH в 100 %-ном растворе:

$$\frac{2}{135} = \frac{x}{80};$$

$$x = \frac{2 \cdot 80}{135} = 1,185 \text{ г};$$

$$m(\text{NaOH}) = 1,185 \text{ г}.$$

3. По найденной массе гидроксида натрия и заданной концентрации раствора вычисляем массу раствора:

$$m(\text{р-ра NaOH}) = 1,185 \cdot 0,05 = 23,7 \text{ г}.$$

► Ответ. При реакции расходуется 23,7 г раствора NaOH.

- 14.** Найдите молекулярную формулу углеводорода, имеющего плотность 1,97 г/л, если при сгорании 4,4 г углеводорода в кислороде образуется 6,72 л оксида углерода (IV) (н. у.) и 7,2 г воды.

Дано:

Решение.

$$m(\text{C}_x\text{H}_y) = 4,4 \text{ г}$$

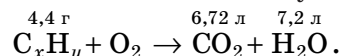
$$\rho(\text{C}_x\text{H}_y) = 1,97 \text{ г/л}$$

$$V(\text{CO}_2) = 6,72 \text{ л}$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 7,2 \text{ г}$$

$$\text{C}_x\text{H}_y = ?$$

1. Записываем схему горения углеводорода:



2. Вычисляем молярную массу:

$$\text{C}_x\text{H}_y \cdot M = \rho \cdot V_m;$$

$$M = 1,97 \text{ г/л} \cdot 22,4 \text{ л/моль} = 44 \text{ г/моль}.$$

3. Определяем количество вещества:

$$n(\text{C}_x\text{H}_y) = \frac{m}{M},$$

или

$$n(\text{C}_x\text{H}_y) = \frac{4,4}{44} = 0,1 \text{ моль}.$$

4. Используя величину молярного объёма, находим:

$$n(\text{CO}_2) = \frac{V}{V_m},$$

или

$$n(\text{CO}_2) = \frac{6,72}{22,4} = 0,3 \text{ моль.}$$

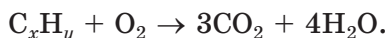
5. Определяем количество вещества H_2O :

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{m}{M},$$

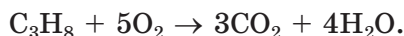
или

$$n(\text{H}_2\text{O}) = \frac{7,2}{18} = 0,4 \text{ моль.}$$

6. Следовательно: $n(\text{C}_x\text{H}_y) : n(\text{CO}_2) : n(\text{H}_2\text{O}) = 0,1 : 0,3 : 0,4$, или $1 : 3 : 4$, что должно соответствовать коэффициентам в уравнении и позволяет установить число атомов водорода и углерода:



Окончательный вид уравнения:



► Ответ. Формула углеводорода C_3H_8 — пропан.

15. Вычислите массу бензола, вступившего в реакцию, если образовалось 9,84 г нитробензола, а массовая доля выхода продукта равна 80 % от теоретически возможного.

Дано:

Решение.

$$m(\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2) = 9,84 \text{ г}$$

$$\eta = 80 \% (0,8)$$

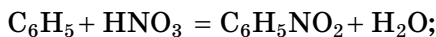
$$m(\text{C}_6\text{H}_6) = ?$$

$$1. \text{ Определяем по формуле } \eta = \frac{m_{\text{практ.}}}{m_{\text{теорет.}}}$$

теоретическую массу нитробензола:

$$m_{\text{теорет.}}(\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2) = \frac{9,84}{0,8} = 12,3 \text{ г.}$$

2. Определяем массу бензола по уравнению реакции:



$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ моль} & & 1 \text{ моль} \\ 78 \text{ г} & & 123 \text{ г} \end{array}$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_6) = 78 \text{ г/моль};$$

$$M(\text{C}_6\text{H}_5\text{NO}_2) = 123 \text{ г/моль};$$

$$\frac{x}{78} = \frac{12,3}{123};$$

$$x = \frac{78 \cdot 12,3}{123} = 7,8 \text{ г};$$

$$m(\text{C}_6\text{H}_6) = 7,8 \text{ г}.$$

► Ответ. Масса бензола равна 7,8 г.

16. Вычислите массу газовой смеси, состоящей из 5,6 м³ метана и 2,24 м³ окиси углерода (II).

Дано:

Решение.

$$V(\text{CH}_4) = 5,6 \text{ м}^3$$

$$V(\text{CO}) = 2,24 \text{ м}^3$$

$$m(\text{смеси}) \text{ CO} + \text{CH}_4 = ?$$

$$M(\text{CH}_4) = 16 \text{ г/моль}; M(\text{CO}) = 28 \text{ г/моль}.$$

1. Вычисляем по пропорции массу метана:

$$\begin{array}{l} 22,4 \text{ м}^3 (\text{CH}_4) — 16 \text{ кг}; \\ 5,6 \text{ м}^3 — x \end{array}; \quad x = \frac{5,6 \cdot 16}{22,4} = 4;$$

$$m(\text{CH}_4) = 4 \text{ кг}.$$

2. Вычисляем массу угарного газа:

$$22,4 \text{ м}^3 (\text{CO}) — 28 \text{ кг};$$

$$2,24 \text{ м}^3 — y;$$

$$y = \frac{2,24 \cdot 28}{22,4} = 2,8;$$

$$m(\text{CO}) = 2,8 \text{ кг}.$$

3. Масса газовой смеси: $m(\text{смеси}) = 4 \text{ кг} + 2,8 \text{ кг} = 6,8 \text{ кг}$.

► Ответ. $m(\text{газ. смеси}) = 6,8 \text{ кг}$.

17. К воде массой 40 г прилили ацетон объёмом 100 мл и получили раствор плотностью 0,88 г/мл. Определите объёмную долю (%) ацетона в растворе, если плотность ацетона равна 0,79 г/мл.

Дано:

Решение.

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 40 \text{ г}$$

$$V(\text{ацет.}) = 100 \text{ мл}$$

$$\rho(\text{ацет.}) = 0,79 \text{ г/мл}$$

$$\rho(\text{р-ра}) = 0,88 \text{ г/мл}$$

$$\phi(\text{ацет.}) = ?$$

1. Определяем массу раствора:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 40 \text{ г};$$

$$m(\text{ацет.}) = 100 \text{ мл} \cdot 0,79 \text{ г/мл} = 79 \text{ г};$$

$$m(\text{р-ра}) = 40 \text{ г} + 79 \text{ г} = 119 \text{ г}.$$

2. Определяем объём раствора:

$$V(\text{р-ра}) = \frac{m(\text{р-ра})}{\rho};$$

$$V(\text{р-ра}) = \frac{119 \text{ г}}{0,88} = 135,2 \text{ мл.}$$

3. Объёмная доля ацетона в растворе:

$$\varphi(\text{ацет.}) = \frac{100}{135,2} = 0,7396 \text{ (73,96 \%)}.$$

► Ответ. $\varphi(\text{ацет.}) = 73,96 \%$.

- 18.** Определите массу воды, которой нужно разбавить 20 кг раствора серной кислоты с массовой долей 40 %, чтобы приготовить раствор с массовой долей 25 %.

Дано:

Решение.

$$m_1(\text{р-ра}) = 20 \text{ кг}$$

$$\omega_1(\text{к-ты}) = 40 \%$$

$$\omega_2(\text{к-ты}) = 25 \%$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) \text{ — ?}$$

1. Вычисляем массу кислоты в первом растворе:

$$m_1(\text{к-ты}) = m_1(\text{р-ра}) \cdot \omega_1(\text{к-ты});$$

$$m_1(\text{к-ты}) = 20 \text{ кг} \cdot 0,4 = 8 \text{ кг.}$$

2. Масса второго раствора:

$$m_2(\text{р-ра}) = \frac{8 \text{ кг}}{0,25} = 32 \text{ кг.}$$

3. Определяем массу воды:

$$m(\text{H}_2\text{O}) = m_2(\text{р-ра}) - m_1(\text{р-ра});$$

$$m(\text{H}_2\text{O}) = 32 - 20 = 12 \text{ (кг)}.$$

► Ответ. Масса воды для разбавления раствора равна 12 кг.

ПРИЛОЖЕНИЕ

Группы Периоды	а I б	а II б	а III б	а IV б	а V б
1	(H)				
2	Li 6,941 3 2s ¹ Литий	Be 9,012 4 2s ² Бериллий	B 10,81 5 2s ² 2p ¹ Бор	C 12,011 6 2s ² 2p ² Углерод	N 14,0067 7 2s ² 2p ³ Азот
3	Na 22,990 11 3s ¹ Натрий	Mg 24,305 12 3s ² Магний	Al 26,981 13 3s ² 3p ¹ Алюминий	Si 28,086 14 3s ² 3p ² Кремний	P 30,973 15 3s ² 3p ³ Фосфор
4	K 39,098 19 4s ¹ Калий	Ca 40,08 20 4s ² Кальций	Sc 44,956 21 3d ¹ 4s ² Скандий	Ti 47,90 22 3d ² 4s ² Титан	V 50,941 23 3d ³ 4s ² Ванадий
5	Rb 85,468 37 5s ¹ Рубидий	Sr 87,62 38 5s ² Стронций	Y 88,906 39 4d ¹ 5s ² Иттрий	Zr 91,22 40 4d ² 5s ² Цирконий	Nb 92,906 41 4d ⁴ 5s ¹ Ниобий
6	Cs 132,905 55 6s ¹ Цезий	Ba 137,34 56 6s ² Барий	La 138,905 57 5d ¹ 6s ² Лантан	Hf 178,49 72 5d ² 6s ² Гафний	Ta 180,948 73 5d ³ 6s ² Тантал
7	Fr [223] 87 7s ¹ Франций	Ra 226,025 88 7s ² Радий	Ac [227] 89 6d ¹ 7s ² Актиний	Pb 207,2 82 6s ² 6p ² Свинец	Bi 208,980 83 6s ² 6p ³ Висмут

*Лантаноиды

58 Ce 140,12 4f ¹ 5d ¹ 6s ²	59 Pr 140,908 4f ³ 6s ²	60 Nd 144,24 4f ⁴ 6s ²	61 Pm [145] 4f ⁵ 6s ²	62 Sm 150,4 4f ⁶ 6s ²	63 Eu 151,96 4f ⁷ 6s ²	64 Gd 157,25 4f ⁷ 5d ¹ 6s ²
Церий	Празеодим	Неодим	Прометий	Самарий	Европий	Гадолиний

**Актиноиды

90 Th 232,038 6d ² 7s ²	91 Pa [231] 5f ² 6d ¹ 7s ²	92 U 238,029 5f ³ 6d ¹ 7s ²	93 Np [237] 5f ⁴ 6d ¹ 7s ²	94 Pu [244] 5f ⁶ 7s ²	95 Am [243] 5f ⁷ 7s ²	96 Cm [247] 5f ⁷ 6d ¹ 7s ²
Торий	Протактиний	Уран	Нептуний	Плутоний	Америций	Кюриум

Таблица 1. Периодическая система химических элементов
Д. И. Менделеева

а VI б		а VII б	а	VIII б	
		Н1,00791s11Водород	He4,00261s22Гелий	Символ элемента Атомная масса Атомный номер Распределение электронов по застраиваемым подуровням Название элемента Распределение электронов по уровням 818321882 Rn[222]86 6s26p6 Радон	
О15,9992s22p462Кислород	F18,9982s22p572Фтор	Ne20,1792s22p682Неон	Ar39,9483s23p682Аргон	2655,8473d64s2214Железо	2758,9333d74s2215Кобальт
S32,063s23p462Сера	Cl35,4533s23p572Хлор			2858,703d84s2216Никель	
2451,9963d54s1113Хром	2554,9383d54s2213Марганец				
Se78,964s24p4618Селен	Br79,9044s24p5718Бром	Kr83,804s24p6818Криптон			
4295,944d55s1113Молибден	4398,9064d55s2213Технеций			44101,074d75s1115Рутений	45102,9054d85s1116Родий
Te127,605s25p4618Теллур	I126,9045s25p5718Иод	Xe131,305s25p6818Ксенон			
74183,855d46s2212Вольфрам	75186,2075d56s2213Рений			76190,25d66s2232Осмий	77192,225d76s2232Иридий
84[209]6s26p4618Полоний	85[210]6s26p5718Астат	86[222]6s26p6818Радон			
106[263]6d47s2232Резерфордий	107[262]6d57s2232Борий			108[265]6d87s2232Ганий	109[266]6d77s2232Майтнерий
					110[272]6d97s1117Унунний
65158,9254f96s2218Тербий	66162,504f106s2218Диспрозий	67164,934f116s2218Гольмий	68167,264f126s2218Эрбий	69168,934f136s2218Тулий	70173,044f146s2218Иттербий
					71174,974f145d16s2218Лютеций
97[247]5f86d17s2232Берклий	98[251]5f107s2232Калифорний	99[254]5f117s2232Эйнштейний	100[257]5f127s2232Фермий	101[258]5f137s2232Менделевий	102[259]5f147s2232Нобелий
					103[262]5f146d17s2232Люуренсий

Таблица 2. Таблица растворимости

Анионы	Катионы													
	H ⁺	K ⁺	Na ⁺	NH ₄ ⁺	Ba ²⁺	Ca ²⁺	Mg ²⁺	Al ³⁺	Cr ³⁺	Fe ²⁺	Fe ³⁺	Cd ²⁺	Ni ²⁺	Co ²⁺
		P	P	—	P	M	M	H	H	H	H	H	H	H
OH ⁻		P	P	—	P	M	M	H	H	H	H	H	H	H
F ⁻	P	P	P	P	M	H	H	M	H	H	H	P	P	P
Cl ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
Br ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
I ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
S ²⁻	P	P	P	P	P	M	P	—	—	H	—	H	H	H
SO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	—	—	H	—	H	H	H
SO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	M	P	P	P	P	P	P	P	P
CrO ₄ ²⁻	P	P	P	P	H	M	P	P	H	—	P	H	P	H
PO ₄ ³⁻	P	P	P	P	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
CO ₃ ²⁻	P	P	P	P	H	H	H	—	—	H	H	H	H	H
SiO ₃ ²⁻	H	P	P	—	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
NO ₃ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P
NO ₂ ⁻	P	P	P	P	P	P	P	—	—	P	—	P	P	P
CH ₃ COO ⁻	P	P	P	P	P	P	P	M	P	P	P	P	P	P

P — в воде; M — мало растворяется в воде; H — не растворяется в воде; прочерк — не существует или распадается в водной среде

**Таблица 3. Электроотрицательность химических элементов
(по шкале Оллреда – Рохова)**

Элемент	X	Элемент	X	Элемент	X
Cs	0,86	Mn	1,60	Sc	1,20
Cu	1,75	Mo	1,30	Se	2,48
F	4,10	N	3,07	Si	1,74
Fe	1,64	Na	1,01	Sn	1,72
Ft	0,86	Nb	1,23	Sr	0,99
Ga	1,82	Ni	1,75	Ta	1,33
Ge	2,02	O	3,50	Tc	1,36
H	2,10	P	2,10	Te	2,01
Hf	1,23	Pb	1,55	Ti	1,32
Hg	1,44	Po	1,76	Tl	1,44
I	2,21	Pt	1,44	V	1,45
In	1,49	Ra	0,97	W	1,40
K	0,91	Rb	0,89	Y	1Д1
La	1,08	Re	1,46	Zn	1,66
Li	0,97	S	2,60	Zr	1,22
Mg	1,23	Sb	1,82		

Таблица 4. Некоторые важнейшие физические постоянные

Заряд электрона	$(1,6021892 \pm 0,0000046) \cdot 10^{-19} \text{ Кл}$
Масса покоя электрона	$(1,109534 \pm 0,000047) \cdot 10^{-37} \text{ кг}$
Атомная единица массы (а.е.м.)	$(1,6605655 \pm 0,0000086) \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
Абсолютный нуль температуры	$-273,15^\circ \text{C}$
Постоянная Авогадро	$(6,022045 \pm 0,000031) \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$
Постоянная Фарадея	$(9,648456 \pm 0,000027) \cdot 10^4 \text{ Кл} \cdot \text{моль}^{-1}$
Универсальная газовая постоянная	$(8,31441 \pm 0,00026) \text{ Дж} \cdot \text{моль}^{-1} \cdot \text{K}^{-1}$
Молярный объём идеального газа при нормальных условиях (температуре 0°C и давлении $101\,325 \text{ Па}$)	$(22,41383 \pm 0,0070) \cdot 10^{-3} \text{ м}^3 \cdot \text{моль}^{-1}$

Таблица 5. Названия кислот и образуемых ими солей

Кислота	Название кислоты	Название соли
HAlO_2	Метаалюминиевая	Метаалюминат
HAsO_3	Метамышьяковая	Метаарсенат
H_3As_4	Ортомышьяковая	Ортоарсенат
HAsO_2	Метамышьяковистая	Метаарсенит
H_3AsO_3	Ортомышьяковистая	Ортоарсенит
HBO_2	Метаборная	Метаборат
H_3BO_3	Ортоборная	Ортоборат
$\text{H}_2\text{B}_4\text{O}_7$	Четырёхборная	Тетраборат
HBr	Бромоводород	Бромид
HBrO	Бромноватистая	Гипобромид
HBrO_3	Бромноватая	Бромат
HCOOH	Муравьиная	Формиат
HCN	Циановодород	Цианид
H_2CO_3	Угольная	Карбонат
$\text{H}_2\text{C}_2\text{O}_4$	Щавелевая	Оксалат
$\text{H}_4\text{C}_2\text{O}_2$	Уксусная	Ацетат
HCl	Соляная	Хлорид
HClO	Хлорноватистая	Гипохлорит
HClO_2	Хлористая	Хлорит
HClO_3	Хлорноватая	Хлорат
HClO_4	Хлорная	Перхлорат
HCrO_2	Метахромистая	Метахромит
H_2CrO_4	Хромовая	Хромат
$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	Двуххромовая	Дихромат
HI	Йодоводород	Йодид
HIO	Йодноватистая	Гипойодид
HIO_3	Йодноватая	Йодат

Окончание таблицы 5

Кислота	Название кислоты	Название соли
HIO_4	Йодная	Периодат
HMnO_4	Марганцовая	Перманганат
H_2MnO_4	Марганцовистая	Манганат
H_2MoO_4	Молибденовая	Молибдат
HN_3	Азидоводород (азотистоводородная кислота)	Азид
HNO_2	Азотистая	Нитрит
HNO_3	Азотная	Нитрат
HPO_3	Метафосфорная	Метафосфат
H_3PO_4	Ортофосфорная	Ортофосфат
$\text{H}_4\text{P}_2\text{O}_7$	Двухфосфорная (пирофосфорная)	Дифосфат (пирофосфат)
H_3PO_3	Фосфористая	Фосфит
H_3PO_2	Фосфорноватистая	Гипофосфит
H_2S	Сероводород	Сульфид
HSCN	Родановодород	Роданид
H_2SO_3	Сернистая	Сульфит
H_2SO_4	Серная	Сульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	Тиосерная	Тиосульфат
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$	Двусерная (пироксерная)	Дисульфат (пиросульфат)
$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_8$	Пероксодвусерная (надсерная)	Пероксодисульфат (персульфат)
H_2Se	Селеноводород	Селенид
H_2SeO_3	Селенистая	Селенит
H_2SeO_4	Селеновая	Селенат
H_2SiO_3	Кремниевая	Силикат
HVO_3	Ванадиевая	Ванадат
H_2WO_4	Вольфрамовая	Вольфрамат

ПРЕДМЕТНЫЙ УКАЗАТЕЛЬ

- Адсорбция 154
Азот 171
Актиноид 25
Алкадиен 233
Алкан 228, 303
Алкен 231, 303
Алкин 236, 304
Аллотропия 50
Алмаз 181
Альдегид 247, 304
Алюминий 45, 145
Амин 253
Аминокислота 253, 255
 • незаменимая 255
Аммиак 175, 315
Анилин 254
Анион 62
Арен 238
Астат 40
Атом 10
Атомная масса 34
Белок 258, 262
Бензол 239
Бертолле, правило 94
Бор 40
Бронза 139
Бутлерова, теория 211
Валентность 30, 56, 68, 209
Вант-Гоффа, правило 90
Вещество 10
 • аморфное 71
 • ациклическое 221
 • карбоциклическое 221
 • кристаллическое 72
 • молекулярное 70
 • немолекулярного строения 70
 • неорганическое 297
 • простое 52
Вода 160
Водород 54, 159
Водородная связь 56, 64
 • внутримолекулярная 65
Водородный показатель (рН) 289
Воздух 54
Волокно 326
Восстановитель 113, 135
Галогены 162
Гейзенберг В. 13
Гексозы 267
Гелий 26
Генетическая связь 204
Генетический ряд 204
 • веществ 274
Гибридизация орбиталей 216
Гидрид 159
Гидрокарбонат 183
Гидроксид
 • амфотерный 193
Гидролиз 109, 264
 • по аниону 109
 • по катиону 110
Гидрометаллургия 306, 308
Глауберова соль 143
Глицерин 243
Глюкоза 268
Гомологический ряд 209
Графит 181
Дезиоксирибоза 267
Дейтерий 18
Денатурация 263
Дисахарид 258, 269
Диссоциация 289
Донорно-акцепторный
 механизм 59
Дюралюминий 139, 309

- Железо 47, 150
- Жёсткость воды 183
- Жиры 258
- Закон
- Авогадро 336
 - кратных отношений 336
 - объёмных отношений газов 337
 - постоянства состава 336
 - сохранения массы веществ 336
 - стехиометрический 333
- Зинина, реакция 255
- Изомерия 209, 212
- межклассовая 213
 - оптическая 213
 - положения кратной связи или функциональной группы 212
 - углеродного скелета 212
- Изотоп 11
- Ингибитор 92
- Индикатор 289, 290
- Ион 102
- Йод 34
- Кальций 38
- Кальцинированная сода 143
- Каменный уголь 324
- Карбонат 183
- Катализатор 316
- Катализатор 88, 91
- Катион 62
- Каучук 330
- Керамика 187
- Кислород 164
- Кислота 103, 128, 195
- азотная 172
 - жирная 250
 - карбоновая 247, 248, 304
 - линолевая 250
 - муравьиная 249
 - олеиновая 250
 - пальмитиновая 250
 - серная 169, 314
 - стеариновая 250
 - угольная 183
 - уксусная (этановая) 250
- Кобальт 34
- Коксование 320
- Комплексные соединения 192
- Коррозия 113
- металлов 116
 - химическая 116
 - электрохимическая 116
- Крахмал 271
- Крекинг 320
- Кремний 40, 186
- Кристаллическая решётка 70
- атомная 73
 - ионная 73
 - молекулярная 74
- Кристаллическая сода 143
- Лабораторная посуда 279
- Лабораторное оборудование 280
- Лактоза 270
- Лантаноид 25
- Латунь 139, 309
- Ле Шателье, принцип 94
- Литий 38
- Магний 38
- Макроэлемент 159
- Марковникова, правило 124
- Массовая доля
- растворённого вещества 333
 - элемента 334, 344
- Медь 47, 148
- Менделевий 39
- Менделеев Д. И. 21
- Металл 39, 297
- щёлочноземельный 39, 143
 - щелочной 39, 143
- Металлическая связь 56
- Металлическая химическая связь 63
- Металлургия 306
- Метаналь 247

- Метанол 315
 Микроэлемент 159
 Моделирование 278
 Моносахарид 258
 Наблюдение 278
 Нейтрон 10, 16
 Неметалл 154, 297
 Неметаллы 49
 Нефть 320
 Неэлектролит 98
 Никель 34
 Нуклон 16
 Обменный механизм 58
 Окисление 165
 Окислитель 113
 Оксид 38, 128, 189
 • амфотерный 190
 • кислотный 189
 • несолеобразующий 189
 • основной 189
 • солеобразующий 189
 Октан 322
 Октен 322
 Омыление жиров 260
 Орбиталь 10
 Органические соединения
 • искусственные 210
 • природные 210
 • синтетические 210
 Основание 103, 128, 192
 Паули, принцип 20
 Пентозы 267
 Пептидная связь 253
 Период 33
 Периодическая система 32
 Периодический закон химических элементов Д. И. Менделеева 32
 Пироксиллин 271
 Пирометаллургия 306, 307
 Пищевая сода 143
 Пластичность 41
 Пластмасса 326
 Поваренная соль 143
 Полимер 325, 327
 Полипептид 257
 Полисахарид 270
 Порядковый номер 33
 Поташ 143
 Принцип минимальной энергии 20
 Природный газ 323
 Протий 18
 Протон 10
 Радикал 216, 219
 • углеводородный 219
 Разрыв
 • гетеролитический 125
 • гомолитический 125
 Реакция
 • гетерогенная 87
 • гомогенная 87
 • горения 165
 • ионная 105
 • качественная 289
 • нейтрализации 106
 • необратимая 94
 • обратимая 94
 • окислительно-восстановительная 113
 • поликонденсации 327
 • свободнорадикальная 124
 • экзотермическая 83
 • эндотермическая 83
 Резерфорд Э. 16
 Ректификация 320
 Рибоза 267
 Свободный радикал 124
 Селен 38
 Сера 38, 167
 Сероводород 169
 Сиборг Г. 39
 Силикат 187
 Силумин 139
 Скорость химической реакции 88

- Соль 104, 128, 200
- двойная 200
 - кислая 200
 - комплексная 200
 - малорастворимая 200
 - нерастворимая 200
 - основная 200
 - растворимая 200
 - смешанная 200
 - средняя 200
- Спин 11
- Спирт 241, 304
- Сплав 135, 139, 308
- Сталь 139, 309
- Степень диссоциации 101
- Степень окисления 56, 66
- Стони Дж. 11
- Теллур 34
- Тепловой эффект 83
- Теплота образования соединений 86
- Тритий 18
- Углевод 258, 266
- Углеродород 227
- ароматический 238
 - ациклический 227
 - неопредельный 227
 - предельный 227
 - циклический 227
- Углерод 181
- Уравнение
- ионное 105
 - молекулярное 105
 - полное ионное 106
 - сокращённое ионное 106
 - термохимическое 83, 334
- Фенол 241, 244
- Формула
- молекулярная 211
 - структурная 211
 - эмпирическая 344
- Фосфор 177
- Фруктоза 269
- Фуллерен 181
- Функциональная группа 216, 219
- Химическая кинетика 87
- Химическая номенклатура 128
- Химическая реакция 76
- замещения 79
 - обмена 80
 - разложения 79
 - соединения 78
- Химическая связь 56, 210
- ионная 56, 62
 - ковалентная 56
- Химический элемент 18
- Химическое равновесие 94
- Хром 47, 150
- Хунда, правило 20
- Целлюлоза 271
- Цемент 187
- Цинк 47, 149
- Чугун 139, 309
- Щёлочь 192
- Эксперимент 278
- Электролиз 119
- Электролит 98
- сильный 101
 - слабый 101
- Электролитическая диссоциация 98
- Электрометаллургия 306, 308
- Электрон 11
- Электронное облако 10
- Электроотрицательность 56, 60, 66, 214
- Этаналь 247
- Этанол 243
- Этиленгликоль 243
- Этиловый спирт 65
- Эфир
- сложный 247, 251, 304
- Ядро атома 15

Все права защищены. Книга или любая ее часть не может быть скопирована, воспроизведена в электронной или механической форме, в виде фотокопии, записи в память ЭВМ, репродукции или каким-либо иным способом, а также использована в любой информационной системе без получения разрешения от издателя. Копирование, воспроизведение и иное использование книги или ее части без согласия издателя является незаконным и влечет уголовную, административную и гражданскую ответственность.

Справочное издание
анықтамалық баспа

Для среднего школьного возраста
орта мектеп жасындағы балаларға арналған

СПРАВОЧНИК ШКОЛЬНИКА. ВСЕ ТЕМЫ ОГЭ И ЕГЭ: 7–11 КЛАССЫ

Мешкова Ольга Васильевна

ХИМИЯ
(орыс тілінде)

Ответственный редактор А. Жилинская

Ведущий редактор Т. Судакова

Художественный редактор И. Лапин

В оформлении обложки использована иллюстрация:

Elina Li / Shutterstock.com

Используется по лицензии от Shutterstock.com

ООО «Издательство «Эксмо»
123308, Москва, ул. Зорге, д. 1. Тел. 8 (495) 411-68-86.
Home page: www.eksmo.ru E-mail: info@eksmo.ru
Өндіруші: «ЭКМО» АҚБ Баспасы, 123308, Мәскеу, Зорге көшесі, 1 үй.
Тел. 8 (495) 411-68-86.
Home page: www.eksmo.ru E-mail: info@eksmo.ru.
Тауар белгісі: «Эксмо»
Қазақстан Республикасында дистрибьютор және өнім бойынша
арыз-талаптарды қабылдаушының
өкілі «РДЦ-Алматы» ЖШС, Алматы қ., Домбровский көш., 3-а, литер Б, офис 1.
Тел.: 8 (727) 2 51 59 89, 90, 91, 92, факс: 8 (727) 251 58 12 вн. 107; E-mail: RDC-Almaty@eksmo.kz
Өнімнің жарамдылық мерзімі шектелмеген.
Сертификация туралы ақпарат: сайтта: www.eksmo.ru/certification

Сведения о подтверждении соответствия издания согласно законодательству РФ
о техническом регулировании можно получить по адресу: <http://eksmo.ru/certification/>

Өндірген мемлекет: Ресей
Сертификация қарастырылған

Дата изготовления / Подписано в печать 13.04.2017. Формат 70х100¹/₁₆.

Печать офсетная. Усл. печ. л. 29,81.

Тираж экз. Заказ

ISBN 978-5-699-95854-2



9 785699 958542 >



**СПРАВОЧНИК СОДЕРЖИТ
ПРОСТОЕ И ДОСТУПНОЕ ОБЪЯСНЕНИЕ ТЕМ,
ПРОВЕРЯЕМЫХ НА ОГЭ И ЕГЭ ПО ХИМИИ.**

По каждому разделу приводятся:

- **важные теоретические сведения;**
- **понятия, химические законы, формулы;**
- **наглядные материалы: схемы и таблицы;**
- **вопросы и типовые задания в форме ОГЭ и ЕГЭ.**

С помощью справочника вы:

- **освоите сложные темы;**
- **повторите ключевые понятия и законы;**
- **быстро найдете нужную информацию;**
- **систематизируете свои знания при подготовке к урокам и экзаменам.**

ISBN 978-5-699-95854-2



9 785699 958542



www.facebook.com/eksmodetstvo