



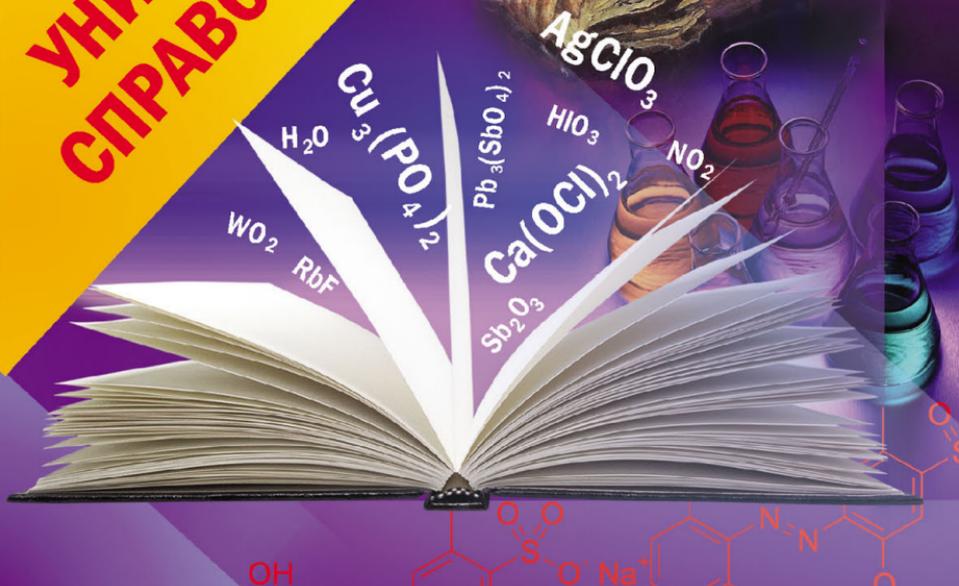
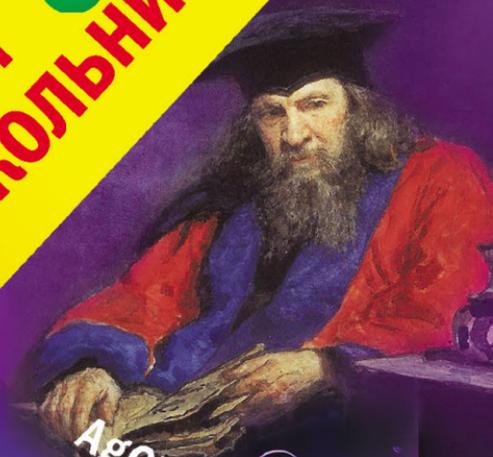
ХИМИЯ

✓ ОБОБЩЕНИЕ
И КОНТРОЛЬ ЗНАНИЙ

✓ ПОДГОТОВКА К



УНИВЕРСАЛЬНЫЙ
СПРАВОЧНИК ШКОЛЬНИКА



Н.Э. ВАРАВВА, О.В. МЕШКОВА

**УНИВЕРСАЛЬНЫЙ
СПРАВОЧНИК ШКОЛЬНИКА**

ХИМИЯ




ЭКМО

МОСКВА 2012

УДК 373.167.1:54(035.3)
ББК 24 я7
В 18

Варавва Н. Э.

В 18 Химия / Н.Э. Варавва, О.В. Мешкова. — М. :
Эксмо, 2012. — 528 с. — (Универсальный справоч-
ник школьника).

ISBN 978-5-699-51391-8

Универсальный справочник школьника содержит подробные теоретические сведения по химии. Особенностью справочника является наличие вспомогательных разделов «Экспресс-контроль» и «Экспресс-помощник», содержащих задания в форме ЕГЭ и справочные материалы в виде наглядных схем и таблиц. Таким образом, изучив теорию по предмету, учащиеся имеют возможность проверить и закрепить свои знания, выполнив тестовые задания разного уровня сложности.

Издание адресовано учащимся старших классов для подготовки к ЕГЭ, урокам, контрольным и самостоятельным работам по химии. Также будет полезно учителям и репетиторам.

УДК 373.167.1:54(035.3)
ББК 24 я7

ISBN 978-5-699-51391-8

© Варавва Н.Э., Мешкова О.В., 2012
© Оформление. ООО «Издательство
«Эксмо», 2012

СОДЕРЖАНИЕ

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ	13
Вещества	13
Физические и химические свойства веществ	15
Строение атома	16
Электроны	16
Состояние электронов в атоме	17
Протоны и нейтроны	20
Изотопы	21
Строение электронных оболочек атомов элементов первых четырех периодов периодической системы Д. И. Менделеева	22
Элементы первого периода	22
Элементы второго периода	23
Элементы третьего периода	24
Элементы четвертого — седьмого периодов	25
Электронная конфигурация атома. Основное и возбужденное состояния	27
Периодический закон и периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	29
Периодичность свойств химических элементов	29
Радиусы атомов, их периодические изменения в системе химических элементов	29
Закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам	30
Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая, водородная	32
Типы химической связи	32
Способы образования ковалентной связи	33

Характеристики ковалентной связи:	
длина и энергия связи	36
Ионы. Ионная связь	36
Металлическая связь	37
Водородная связь	39
Электроотрицательность, степень окисления и валентность химических элементов	40
Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Зависимость свойств веществ от особенностей их кристаллической решетки	44
Молекулярное и немолекулярное строение веществ	44
Твердые вещества:	
аморфные и кристаллические	45
Ионные кристаллические решетки	46
Атомные кристаллические решетки	47
Молекулярные кристаллические решетки	47
Металлические кристаллические решетки	48
Растворы	49
Классификация растворов	49
Поведение веществ в растворе	50
Массовая доля вещества.	
Концентрация растворов	51
<i>Экспресс-контроль</i>	52
<i>Экспресс-помощник</i>	55
ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ	65
Классификация химических реакций в неорганической и органической химии	65
Особенности химических реакций	65
Классификация химических реакций по числу и составу реагирующих веществ	66
Классификация химических реакций по изменению степеней окисления химических элементов, образующих вещества	72

Содержание

Классификация химических реакций по тепловому эффекту	74
Классификация химических реакций по агрегатному состоянию реагирующих веществ (фазовому составу)	76
Классификация химических реакций по участию катализатора	76
Классификация химических реакций по направлению	77
Скорость химической реакции, ее зависимость от различных факторов	78
Гомогенные и гетерогенные химические реакции.	78
Температура	81
Концентрация реагирующих веществ	82
Действие катализаторов.	84
Природа реагирующих веществ (их состав, строение).	87
Поверхность соприкосновения реагирующих веществ	88
Тепловой эффект химической реакции.	
Термохимические уравнения	89
Почему протекают химические реакции.	89
Тепловой эффект химической реакции	91
Термохимическое уравнение.	91
Обратимые и необратимые химические реакции.	
Химическое равновесие	93
Обратимые и необратимые реакции	93
Химическое равновесие	93
Диссоциация электролитов в водных растворах.	
Слабые и сильные электролиты.	99
Электролиты и неэлектролиты	99
Электролитическая диссоциация и ассоциация	100
Степень электролитической диссоциации.	104
Сильные и слабые электролиты	104
Константа диссоциации.	105

Основные положения теории электролитической диссоциации.	106
Реакции ионного обмена	108
Окислительно-восстановительные реакции (ОВР).	
Коррозия металлов и способы защиты от нее.	110
Признаки окислительно-восстановительных реакций.	110
Окислитель и восстановитель.	
Окисление и восстановление.	111
Метод электронного баланса.	114
Коррозия металлов.	117
Виды коррозии	118
Способы защиты от коррозии	120
Гидролиз солей. Среда водных растворов: кислая, нейтральная, щелочная.	123
Реакция гидролиза	123
Классификация солей.	124
Значение гидролиза	132
Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей)	134
Электролиз расплавленных солей	134
Электролиз водных растворов электролитов	135
<i>Экспресс-контроль</i>	140
<i>Экспресс-помощник</i>	143
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	151
Многообразие неорганических веществ.	151
Характерные химические свойства неорганических веществ различных классов	152
Оксиды	152
Основания, амфотерные гидроксиды.	154
Кислоты.	157
Соли	161
Воздух.	166
Вода. Растворимость веществ в воде	167
Физические свойства	167

Содержание

Химические свойства	168
Растворимость веществ в воде	169
Общая характеристика неметаллов	170
Химические элементы — неметаллы	170
Простые вещества — неметаллы.	
Строение. Физические свойства	174
Общие химические свойства неметаллов	176
Особенности свойств водорода, хлора, брома, йода, кислорода, серы, азота, фосфора, углерода, кремния и их соединений	185
Водород	185
Галогены (фтор, хлор, бром, йод) и их соединения	186
Кислород	194
Сера и ее соединения	197
Серная кислота и ее соли	202
Аммиак. Соли аммония	205
Азот и его соединения	210
Фосфор и его соединения	214
Углерод и его соединения	217
Кремний и его соединения	223
Общая характеристика металлов	226
Химические элементы — металлы	226
Простые вещества — металлы	229
Металлы главных подгрупп I–III групп Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева	246
Общая характеристика	246
Щелочные металлы (Na, K)	248
Щелочноземельные металлы (Ca, Mg)	249
Алюминий	252
Характеристика переходных элементов — меди, цинка, хрома, железа	257
Медь	257
Цинк	259
Хром	260
Железо	261

Генетическая связь между классами неорганических веществ	268
<i>Экспресс-контроль</i>	272
<i>Экспресс-помощник</i>	275
ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	289
Многообразие неорганических и органических веществ	289
Теория химического строения органических соединений А. М. Бутлерова	290
Изомерия и гомология органических веществ	292
Классификация органических веществ	294
Номенклатура органических соединений	295
Углеводороды. Классификация углеводородов	298
Гомологический ряд углеводородов. Изомеры углеводородов	300
Изомерия. Структурная и пространственная изомерия	308
Структурная изомерия	308
Пространственная изомерия	310
Особенности химического и электронного строения алканов	312
Строение алканов	312
Гомологический ряд метана	313
Изомерия и номенклатура	314
Физические и химические свойства алканов	316
Особенности химического и электронного строения алкенов	320
Непредельные углеводороды	320
Строение алкенов	320
Гомологический ряд этена	321
Изомерия и номенклатура	322
Физические и химические свойства алкенов	324

Содержание

Особенности химического и электронного строения алкинов.....	327
Строение алкинов	327
Гомологический ряд этина.....	327
Изомерия и номенклатура.....	328
Физические и химические свойства алкинов.....	329
Ароматические углеводороды. Бензол, его электронное строение, свойства.	
Гомологи бензола (толуол)	332
Бензол	332
Гомологи бензола.....	338
Электронное строение функциональных групп кислородсодержащих органических веществ (КОВ)	339
Характерные химические свойства кислородсодержащих органических соединений (спиртов)	342
Предельные одноатомные и многоатомные спирты	342
Номенклатура и изомерия.....	344
Физические и химические свойства спиртов	345
Отдельные представители спиртов и их значение	350
Фенол	353
Строение фенолов	353
Физические и химические свойства	355
Реакции бензольного кольца	357
Альдегиды и предельные карбоновые кислоты	360
Строение альдегидов и кетонов	360
Номенклатура и изомерия.....	361
Физические и химические свойства	363
Отдельные представители альдегидов и их значение	366
Строение карбоновых кислот.....	367
Номенклатура и изомерия.....	369

Физические и химические свойства	370
Отдельные представители карбоновых кислот и их значение	375
Сложные эфиры. Жиры. Мыла	377
Сложные эфиры и их строение	377
Сложные эфиры	
в природе и технике	378
Жиры	379
Мыла	381
Углеводы: моносахариды, дисахариды, полисахариды	382
Классификация углеводов	382
Моносахариды. Глюкоза	386
Полисахариды. Крахмал и целлюлоза	392
Амины	397
Строение аминов	397
Изомерия и номенклатура	398
Физические и химические свойства аминов	399
Аминокислоты как амфотерные органические соединения. Белки	402
Аминокислоты	402
Белки	406
Реакции, характеризующие способы получения углеводородов, кислородсодержащих соединений, азотсодержащих соединений	417
Основные способы получения углеводородов	417
Основные способы получения кислородсодержащих соединений	420
Основные способы получения азотсодержащих соединений	424
Высокомолекулярные соединения.	
Основные методы синтеза высокомолекулярных соединений	426
Полимеры	426
Реакции полимеризации	427
Реакции поликонденсации	428
Строение полимера	429

Содержание

Неорганические полимеры.....	433
Пластмассы.....	434
Натуральный и синтетический каучук, резина.....	436
Волокна.....	438
Механизмы реакций замещения и присоединения в органической химии. Правило В. В. Марковникова.....	439
Типы химических реакций в органической химии.....	439
Реакции замещения.....	439
Реакции присоединения.....	440
Типы реакционноспособных частиц в органической химии.....	442
Основные механизмы протекания реакций.....	444
Правило В. В. Марковникова.....	446
<i>Экспресс-контроль</i>	447
<i>Экспресс-помощник</i>	450
ХИМИЯ И ЖИЗНЬ.....	459
Химия и здоровье. Лекарства.....	459
Противомикробные средства.....	459
Обезболивающие препараты.....	460
Анальгетики.....	463
Лечебный эффект лекарств.....	467
Химия и пища.....	468
Жиры.....	468
Углеводы.....	470
Белки.....	475
Соли.....	478
Химия в повседневной жизни.....	479
Домашняя аптечка.....	479
Моющие и чистящие средства.....	481
Общие научные принципы химического производства.....	484
Химическая промышленность и химическая технология.....	484
Сырье.....	487
Вода.....	488

Энергия	490
Общие способы получения металлов.....	491
Производство аммиака и метанола.....	494
Природные источники углеводородов. Их переработка.....	496
Природный газ	504
Каменный уголь	505
Химия и проблемы охраны окружающей среды	506
Атмосфера — регуляторный механизм биосферы.....	507
Изменение свойств атмосферы в результате ее загрязнения.....	509
Охрана водных ресурсов	512
Охрана земельных ресурсов.....	514
<i>Экспресс-контроль</i>	517
<i>Экспресс-помощник</i>	420
ОТВЕТЫ	525

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Вещества

Химия — это наука о взаимопревращениях веществ. Многие вещества состоят из молекул, а молекулы — из атомов. Различают всего 109 видов атомов.

Определенный вид атомов называют **химическим элементом**.

Атом — мельчайшая частица химического элемента, состоящая из положительно заряженного ядра и отрицательно заряженной электронной оболочки.

Атом химически неделим и имеет сложное строение.

Молекула — мельчайшая электронейтральная частица вещества, состоящая из химически связанных атомов и определяющая его свойства.

Химические элементы обозначают первой или первой и одной из последующих букв их латинского названия.

Химическая формула — это изображение состава вещества с помощью знаков химических элементов и числовых индексов. Химическая формула выражает качественный и количественный состав вещества.

Относительная атомная масса (A_r) — отношение массы атома данного элемента к $1/12$ массы атома углерода. Это — безразмерная величина.

ЗАПОМНИ

Химический элемент называется вид атомов с одинаковым зарядом ядер.



$A_r(\text{O}) = 16$; $A_r(\text{C}) = 12$. Относительные атомные массы указаны в таблице Д. И. Менделеева.

Относительная молекулярная масса (M_r) вещества представляет собой сумму относительных атомных масс элементов, образующих данное вещество. Также безразмерная величина $M_r(\text{H}_2\text{O}) = 2A_r(\text{H}) + A_r(\text{O}) = 2 \cdot 1 + 16 = 18$.

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

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

Сложные вещества называют также **химическими соединениями**.

ЗАПОМНИ



Следовательно, химический элемент может существовать в трех формах: *свободные атомы, простые вещества и сложные вещества*. Понятие *химический элемент* более широкое, и его не нужно путать с понятием *простое вещество*, особенно если их названия совпадают.

Если говорят, что в состав кислот входит водород, то имеют в виду химический элемент, а когда говорят, что водород — экологически чистый вид топлива, имеют в виду простое вещество.

Часто приходится иметь дело не с чистыми индивидуальными веществами, а со смесями веществ. Так, туман (или облака) представляют собой смесь воздуха с капельками воды, дым — это смесь твердых частиц и воздуха, а сам воздух — смесь разных газов.

Смеси веществ характеризуются тем, что между отдельными веществами, образующими смесь (их называют компонентами смеси), не происходит химическое взаимодействие при данных условиях. Смеси не имеют постоянного состава, и их можно приготовить из веществ, взятых в любых соотношениях. Смеси можно разделить с помощью физических методов. Железо можно извлечь из смеси при помощи магнита, глину из смеси с водой — фильтрованием.

При **химических явлениях**, или *химических реакциях*, происходит превращение одних веществ в другие.

ЗАПОМНИ

Химические явления называется явления, в результате которых из одних веществ образуются другие.

Физические и химические свойства веществ

Каждое вещество может быть охарактеризовано набором свойств, которые позволяют отличить одно вещество от других. Такими свойствами могут быть агрегатное состояние при данных условиях, цвет, вкус, запах, плотность, температуры плавления и кипения, электропроводность, теплопроводность, твердость, вязкость, растворимость и др.

Различают *физические* и *химические свойства веществ*.

Физические свойства веществ можно определить по измерению: электропровод-

ЗАПОМНИ

Атом — мельчайшая частица химического элемента, состоящая из положительно заряженного ядра и электронной оболочки.



ности, теплопроводности, способности намагничиваться, растворимости, температуры кипения, плотности и др.

Химические свойства проявляются в химических реакциях: способность окисляться или восстанавливаться, способность к горению, высокая или низкая реакционная способность.

Строение атома

Электроны

Понятие *атом* возникло еще в античном мире для обозначения частиц вещества. В переводе с греческого *атом* означает «неделимый».

Ирландский физик Стони на основании опытов пришел к выводу, что электричество переносится мельчайшими частицами, существующими в ато-

ЗАПОМНИ

Молекула — мельчайшая электронейтральная частица вещества, состоящая из химически связанных атомов и определяющая его свойства.

Особенности строения молекул определяют физические свойства вещества, состоящего из этих молекул.

мах всех химических элементов. В 1891 г. Стони предложил эти частицы назвать электронами, что по-гречески означает «янтарь».

Через несколько лет после того, как электрон получил свое название, английский физик Джозеф Томсон и французский физик Жан Перрен доказали, что электроны несут на себе отрицательный заряд. Это наи-

меньший отрицательный заряд, который в химии принят за единицу (-1). Томсон даже сумел опре-



делить скорость движения электрона (она равна скорости света — 300 000 км/с) и массу электрона (она почти в 2000 раз меньше массы атома водорода).

Состояние электронов в атоме

Под состоянием электрона в атоме понимают совокупность информации об *энергии* определенного электрона и *пространстве*, в котором он находится. 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, окружающего ядро, и совокупность его различных положений рассматривают как электронное облако с определенной плотностью отрицательного заряда. Образно это можно представить себе так: если бы удалось через сотые или миллионные доли секунды сфотографировать положение электрона в атоме, как при фотофинише, то электрон на таких фотографиях был бы представлен в виде точек. При наложении бесчисленного множества таких фотографий получилась бы

ЗАПОМНИ

Электронная конфигурация элемента — это запись распределения электронов в его атомах по энергетическим уровням, подуровням и орбиталям.

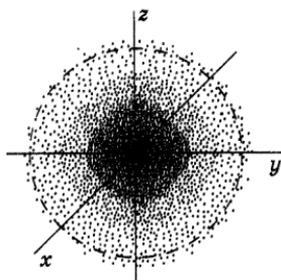


Рис. 1. Электронное облако атома водорода



картина электронного облака с наибольшей плотностью там, где этих точек будет больше всего (рис. 1).

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

В нем заключено приблизительно 90 % электронного облака, и это означает, что около 90 % времени электрон находится в этой части пространства. По форме различают 4 известные ныне типа орбиталей, которые обозначаются латинскими буквами *s*, *p*, *d* и *f*. Графическое изображение некоторых форм электронных орбиталей представлено на рис. 2.

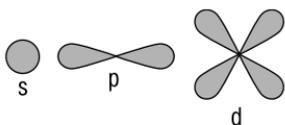


Рис. 2. Форма *s*-, *p*- и *d*-орбиталей

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*.

ЗАПОМНИ

Элементарные частицы, ядро атома, атом, молекула — объекты микромира.

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

будут характеризоваться большим запасом энергии. Следовательно, наименее прочно связаны с ядром атома электроны внешнего уровня.

Число энергетических уровней (электронных слоев) в атоме равно номеру периода в системе Д. И. Менделеева, к 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 четвертом* — не более 32.

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; четвертый — четыре подуровня. Подуровни в свою очередь образованы орбиталями. Каждому значению n соответствует число орбиталей, равное n^2 .

ЗАПОМНИ

Заряд электрона равен -1 . В нейтральном атоме число электронов равно числу протонов в ядре атома.



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

Протоны и нейтроны

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

Атомное ядро, в котором сосредоточена вся масса атома, состоит из частиц двух видов — *протонов* и *нейтронов*.

ЗАПОМНИ

Заряд протона принят за 1, поэтому заряд ядра равен числу протонов в его составе.

Протоны имеют заряд, равный заряду электронов, но противоположный по знаку (+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. обозначают нейтроны знаком 1_0n (или n^0).

Протоны и нейтроны вместе называют **нуклонами** (от лат. *nucleus* — ядро). Сумма числа протонов и нейтронов в атоме называется **массовым числом**. Например, массовое число атома алюминия:

$$\begin{array}{ccc} & 13 + 14 = 27 & \\ \swarrow & \downarrow & \searrow \\ \text{число протонов} & \text{число нейтронов} & \text{массовое число} \end{array}$$

Так как массой электрона, ничтожно малой, можно пренебречь, то очевидно, что в ядре сосредоточена вся масса атома. Электроны обозначают e^- .



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.

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 равно:

$$56 - 26 = 30$$

Изотопы

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

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

ЗАПОМНИ

Изотоп (*изос* — «один», *топос* — «место») — занимающий одно место в Периодической системе.

ЗАПОМНИ

Максимальное число электронов на энергетическом уровне:

↑	5	-----	
	4	-----	32
	3	-----	18
	2	-----	8
	1	-----	2
	(n)		(2n ²)



ная масса химического элемента является средним значением атомных масс природной смеси изотопов данного элемента с учетом их относительного содержания в природе.

Химические свойства изотопов большинства химических элементов совершенно одинаковы.

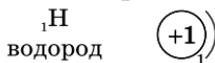
Однако изотопы водорода сильно различаются по свойствам из-за резкого кратного увеличения их относительной атомной массы; им даже присвоены индивидуальные названия и химические знаки: протий — ${}^1_1\text{H}$; дейтерий — ${}^2_1\text{H}$, или ${}^2_1\text{D}$; тритий — ${}^3_1\text{H}$, или ${}^3_1\text{T}$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

Химический элемент — это совокупность атомов с одинаковым зарядом ядра.

Строение электронных оболочек атомов элементов первых четырех периодов периодической системы Д. И. Менделеева

Элементы первого периода

Схема электронного строения атома водорода:



Схемы электронного строения атомов показывают распределение электронов по электронным слоям (энергетическим уровням).

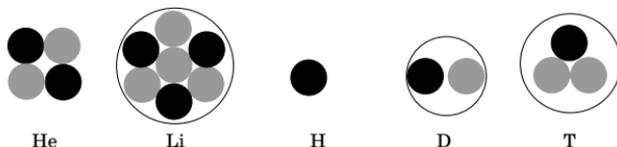


Рис. 3. Схема ядер атомов (черные кружки — протоны, серые — нейтроны)



Электронная формула атома водорода (читается: один-эс-один):



Графическая электронная формула атома водорода (показывает распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням):



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

${}^2\text{He}$
Гелий



Схема электронного строения атома гелия

$1s^2$

Электронная формула атома гелия



Графическая электронная формула атом гелия

В атоме гелия первый электронный слой завершен — в нем 2 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 Хунда*.

В атоме неона второй электронный слой завершен — в нем 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 (табл. 1).

Таблица 1

Строение электронных оболочек атомов элементов третьего периода

Схема электронного строения	Электронная формула	Графическая электронная формула
$_{11}\text{Na}$ Натрий		
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
$_{13}\text{Al}$ Алюминий		
	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	

У атома магния достраивается $3s$ - электронная орбиталь. Na и Mg — s -элементы.

У алюминия и последующих элементов заполняется электронами $3p$ -подуровень.

У элементов третьего периода остаются незаполненными $3d$ -орбитали.



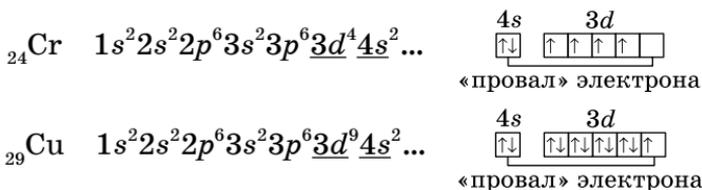
Все элементы от Al до Ar — *p*-элементы. *s*- и *p*-элементы образуют *главные подгруппы* в Периодической системе.

Элементы четвертого — седьмого периодов

У атомов калия и кальция появляется четвертый электронный слой, заполняется *4s*-подуровень, т. к. он имеет меньшую энергию, чем *3d*-подуровень.

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, их 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 $3d^{10}$:



В атоме цинка третий электронный слой завершен — в нем заполнены все подуровни *3s*, *3p* и *3d*, всего на них 18 электронов. У следующих за цинком элементов продолжает заполняться четвертый электронный слой, *4p*-подуровень.



Элементы от Ga до Kr — p -элементы.

У атома криптона внешний слой (четвертый) завершен, имеет 8 электронов. Но всего в четвертом электронном слое может быть 32 электрона; у атома криптона пока остаются незаполненными $4d$ - и $4f$ -подуровни.

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

В шестом и седьмом периодах появляются f -элементы, т. е. элементы, у которых идет 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; ${}_{57}\text{La} \dots 6s^2 5d^1$ — $5d$ -элемент; ${}_{58}\text{Ce}$ — ${}_{71}\text{Lu}$ — $4f$ -элементы; ${}_{72}\text{Hf}$ — ${}_{80}\text{Hg}$ — $5d$ -элементы; ${}_{81}\text{Tl}$ — ${}_{86}\text{Rn}$ — $6d$ -элементы. Но и здесь встречаются

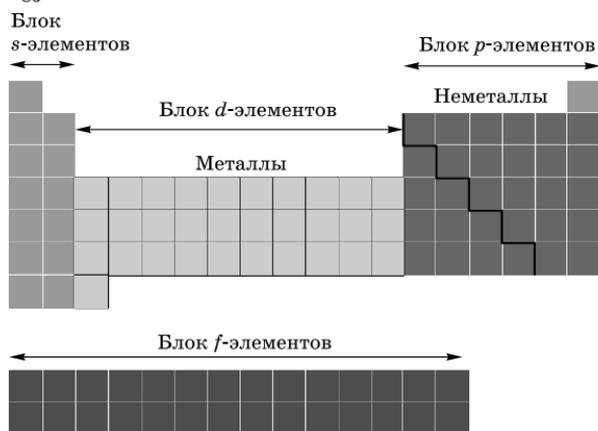


Рис. 4. Блоки химических элементов



элементы, у которых «нарушается» порядок заполнения электронных орбиталей, что, например, связано 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 последним, все элементы делят на четыре электронных семейства, или блока (рис. 4):

1. **s -элементы.** Электронами заполняется s -подуровень внешнего уровня атома; к s -элементам относятся водород, гелий и элементы главных подгрупп I и II групп.
2. **p -элементы.** Электронами заполняется p -подуровень внешнего уровня атома; к p -элементам относятся элементы главных подгрупп III–VIII групп.
3. **d -элементы.** Электронами заполняется d -подуровень предвнешнего уровня атома; к d -элементам относятся элементы побочных подгрупп I–VIII групп, т. е. элементы вставных декад больших периодов, расположенных между s - и p -элементами. Их также называют переходными элементами.
4. **f -элементы.** Электронами заполняется f -подуровень третьего снаружи уровня атома; к ним относятся лантаноиды и актиноиды.

Электронная конфигурация атома.

Основное и возбужденное состояния

Швейцарский физик В. Паули в 1925 г. установил, что в атоме на одной орбитали может находиться не более двух электронов, имеющих проти-



воположные (антипараллельные) *спины* (в переводе с английского — «веретено»), т. е. обладающих такими свойствами, которые условно можно представить себе как вращение электрона вокруг своей воображаемой оси: по часовой или против часовой стрелки. Этот принцип носит название *принципа Паули*. Если на орбитали находится

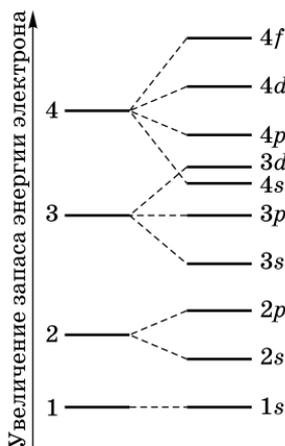


Рис. 5. Схема подразделения энергетических уровней

один электрон, то он называется *неспаренным*, если два, то это *спаренные электроны*, т. е. электроны с противоположными спинами.

На рис. 5 показана схема подразделения энергетических уровней на подуровни.

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** и **правило Ф. Хунда**, согласно которому *электроны занимают свободные ячейки сначала по одному и имеют при этом одинаковое значение спина, а лишь затем спариваются, но спины при этом по принципу Паули будут уже противоположно направленными*.



Периодический закон и периодическая система химических элементов

Д. И. Менделеева

Периодичность свойств химических элементов

В современной науке таблицу Д. И. Менделеева называют **периодической системой химических элементов**, т. к. общие закономерности в изменении свойств атомов, простых и сложных веществ, образованных химическими элементами, повторяются в этой системе через определенные интервалы — **периоды**.

ЗАПОМНИ

Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от атомных масс элементов.

Таким образом, 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.

Радиусы атомов, их периодические изменения в системе химических элементов

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

От лития к неону заряд ядра постепенно увеличивается (от 3 до 10), что обуславливает возраста-



ние сил притяжения электронов к ядру, размеры атомов уменьшаются. Поэтому в начале периода расположены элементы с небольшим числом элек-

ЗАПОМНИ

Горизонтальный ряд элементов, в пределах которого свойства элементов и образованных ими веществ изменяются сходным образом, называют **периодом**.

тронов 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*, т. к. увеличение заряда атома оказывает противоположный эффект.

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 достижения своего внешнего электронного слоя.

Закономерности изменения химических свойств элементов и их соединений по периодам и группам

Закономерности изменения свойств, проявляемые в пределах периодов:

- металлические свойства уменьшаются;
- неметаллические свойства усиливаются;
- степень окисления элементов в высших оксидах возрастает от +1 до +8;
- 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.

Д. И. Менделеев в 1869 г. сформулировал **периодический закон**, который звучит так: *свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от относительных атомных масс элементов.*

Систематизируя химические элементы на основе их относительных атомных масс, Менделеев уделял большое внимание также свойствам элементов и образованных ими веществ, распределяя элементы со сходными свойствами в вертикальные столбцы — группы.

В соответствии с современными представлениями о строении атома, основой классификации химических элементов являются заряды их атомных ядер, и современная формулировка периодического закона такова: *свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.*

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.

ЗАПОМНИ

В периодах усиливаются неметаллические свойства (\rightarrow) и уменьшается радиус атома (\rightarrow).

В группах усиливаются металлические свойства (\downarrow) и радиус атома незначительно увеличивается (\downarrow).



Химическая связь: ковалентная (полярная и неполярная), ионная, металлическая, водородная

Типы химической связи

ЗАПОМНИ

Ковалентная связь образуется по обменному механизму, когда атомы образуют общие электронные пары.

Ковалентная связь образуется по донорно-акцепторному механизму, когда донор имеет электронную пару, а акцептору принадлежит свободная орбиталь, которую эта пара может занять.

Учение о химической связи составляет основу всей теоретической химии.

Под **химической связью** понимают такое взаимодействие атомов, которое связывает их в молекулы, ионы, радикалы, кристаллы.

Различают четыре типа химических связей: ионную, ковалентную, металлическую и водородную.

Различные типы связей могут содержаться в одних и тех же веществах.

1. В основаниях: между атомами кислорода и водорода в гидроксогруппах связь полярная ковалентная, а между металлом и гидроксогруппой — ионная.
2. В солях кислородсодержащих кислот: между атомом неметалла и кислородом кислотного остатка — ковалентная полярная, а между металлом и кислотным остатком — ионная.
3. В солях аммония, метиламмония и т. д. 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.

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.

Способы образования ковалентной связи

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

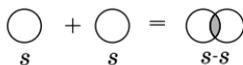
Механизм образования такой связи может быть обменный и донорно-акцепторный.

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

1) H_2 — водород.



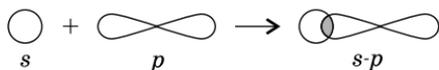
Связь возникает благодаря образованию общей электронной пары s -электронами атомов водорода (перекрыванию s -орбиталей).



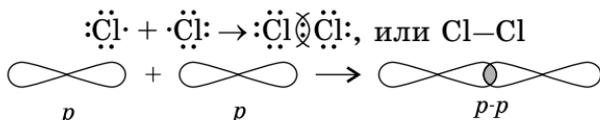
2) HCl — хлороводород.



Связь возникает за счет образования общей электронной пары из s - и p -электронов (перекрывания s - p -орбиталей).



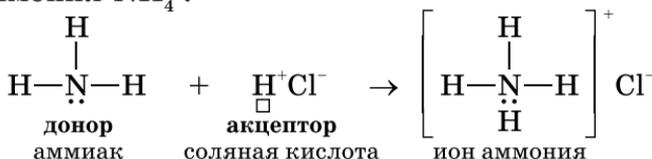
- 3) Cl₂: в молекуле хлора ковалентная связь образуется за счет непарных *p*-электронов (перекрывание *p-p*-орбиталей).



- 4) N₂: в молекуле азота между атомами образуются три общие электронные пары.



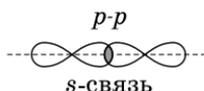
2. **Донорно-акцепторный механизм** образования ковалентной связи рассмотрим на примере иона аммония NH₄⁺.



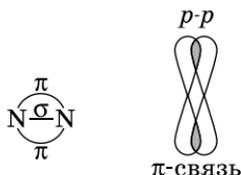
Донор имеет электронную пару, акцептор — свободную орбиталь □, которую эта пара может занять. В ионе аммония все четыре связи с атомами водорода ковалентные: три образовались благодаря созданию общих электронных пар атомом азота и атомами водорода по обменному механизму, одна — по донорно-акцепторному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

Ковалентные связи классифицируют по способу перекрывания электронных орбиталей, а также по смещению их к одному из связанных атомов.

Химические связи, образующиеся в результате перекрывания электронных орбиталей вдоль линии связи, называются **σ-связями (сигма-связями)**. Сигма-связь очень прочная.



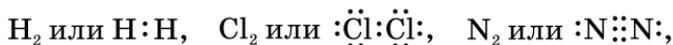
p -орбитали могут перекрываться в двух областях, образуя ковалентную связь за счет бокового перекрывания.



Химические связи, образующиеся в результате «бокового» перекрывания электронных орбиталей вне линии связи, т. е. в двух областях, называются π -связями (**пи-связями**).

По степени смещенности общих электронных пар к одному из связанных ими атомов ковалентная связь может быть *полярной* и *неполярной*.

Ковалентную химическую связь, образующуюся между атомами с одинаковой электроотрицательностью, называют **неполярной**. Электронные пары не смещены ни к одному из атомов, т. к. атомы имеют одинаковую электроотрицательность — свойство оттягивать к себе валентные электроны от других атомов. Например,



т. е. посредством ковалентной неполярной связи образованы молекулы простых веществ-неметаллов.

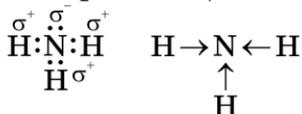
Ковалентную химическую связь между атомами элементов, электроотрицательности которых различаются, называют **полярной**.

ЗАПОМНИ

σ -связи могут образовываться за счет перекрывания электронных орбиталей: $s-s$ (H_2), $s-p$ (HCl), $p-p$ (Cl_2).



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



Характеристики ковалентной связи: длина и энергия связи

Характерные свойства ковалентной связи — ее длина и энергия. **Длина связи** — это расстояние между ядрами атомов. Химическая связь тем прочнее, чем меньше ее 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, длины связи молекул H_2 , Cl_2 и N_2 соответственно составляют 0,074, 0,198 и 0,109 нм, а энергии связи соответственно равны 436, 242 и 946 кДж/моль.

Ионы. Ионная связь

ЗАПОМНИ

Ионы — это заряженные частицы, превращающиеся в атомы путем принятия или отдачи электронов.

Представим себе, что «встречаются» два атома: атом металла I группы и атом неметалла VII группы. У атома металла на внешнем энергетическом уровне находится единственный электрон,



а атому неметалла как раз не хватает именно одного электрона, чтобы его внешний уровень оказался завершенным.

Первый атом легко отдаст второму свой далекий от ядра и слабо связанный с ним электрон, а второй предоставит ему свободное место на своем внешнем электронном уровне.

Тогда атом, лишенный одного своего отрицательного заряда, станет положительно заряженной частицей, а второй превратится в отрицательно заряженную частицу благодаря полученному электрону. Такие частицы называются **ионами**.

Ионная связь — это химическая связь, возникающая между ионами.

Цифры, показывающие число атомов или молекул, называются **коэффициентами**, а цифры, показывающие число атомов или ионов в молекуле, называют **индексами**.

Металлическая связь

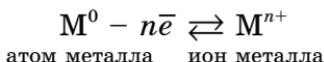
Атомы большинства металлов на внешнем уровне содержат небольшое число электронов — 1, 2, 3. Эти электроны легко отрываются, и атомы при этом превращаются в положительные ионы. Оторвавшиеся электроны перемещаются от одного иона к другому, связывая их в единое целое. Соединяясь

ЗАПОМНИ

Металлическая связь характерна для элементов, атомы которых на внешнем уровне имеют мало валентных электронов, слабо удерживающихся в атоме, и большое количество энергетически близких свободных орбиталей.



с ионами, эти электроны образуют временно атомы, потом снова отрываются и соединяются уже с другим ионом и т. д. Бесконечно происходит процесс, который схематически можно изобразить так:



Следовательно, в объеме металла атомы непрерывно превращаются в ионы и наоборот.

Связь в металлах между ионами посредством обобществленных электронов называется **металлической**.

Металлическая связь имеет некоторое сходство с ковалентной, поскольку основана на обобществлении внешних электронов. Однако при ковалентной связи обобществлены внешние непарные электроны только двух соседних атомов, в то время как при металлической связи в обобществлении этих электронов принимают участие все атомы (рис. 6, 7). Именно поэтому кристаллы с ковалентной связью хрупкие, а с металлической, как правило, пластичны, электропроводны и имеют металлический блеск.

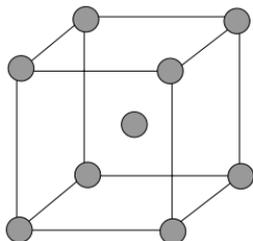


Рис. 6. Схема строения фрагмента кристаллического натрия

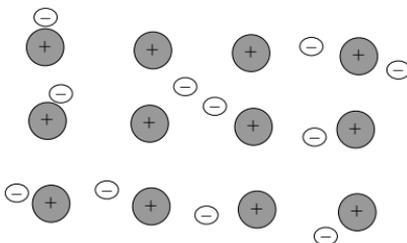


Рис. 7. Схема металлической связи



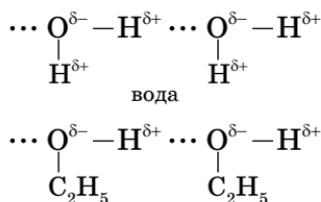
Металлическая связь характерна как для чистых металлов, так и для смесей различных металлов — сплавов, находящихся в твердом и жидком состояниях. Однако в парообразном состоянии атомы металлов связаны между собой ковалентной связью (например, парами натрия заполняют лампы желтого света для освещения улиц больших городов). Пары металлов состоят из отдельных молекул (одноатомных и двухатомных).

Водородная связь

Химическую связь между положительно поляризованными атомами водорода одной молекулы (или ее части) и отрицательно поляризованными атомами сильно электроотрицательных элементов, имеющих неподеленные электронные пары (F, O, N и реже S и Cl), другой молекулы (или ее части) называют **водородной**.

Механизм образования водородной связи имеет частично электростатический, частично донорно-акцепторный характер.

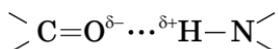
Примеры межмолекулярной водородной связи:



При наличии такой связи даже низкомолекулярные вещества могут быть при обычных условиях жидкостями (спирт, вода) или легко сжижающимися газами (аммиак, фтороводород).



В биополимерах — белках (вторичная структура) — имеется внутримолекулярная водородная связь между карбонильным кислородом и водородом аминокгруппы:



Молекулы полинуклеотидов — ДНК (дезоксирибонуклеиновая кислота) — представляют собой двойные спирали, в которых две цепи нуклеотидов связаны друг с другом водородными связями. При этом действует принцип комплементарности, т. е. эти связи образуются между определенными парами, состоящими из пуринового и пиримидинового оснований: против аденинового нуклеотида (А) располагается тиминный (Т), а против гуанинового (Г) — цитозинный (Ц).

Вещества с водородной связью имеют молекулярные кристаллические решетки.

Электроотрицательность, степень окисления и валентность химических элементов

Электроотрицательность

ЗАПОМНИ

Электроотрицательность элементов является безразмерной величиной.

В химии широко применяется понятие *электроотрицательности* (ЭО).

Свойство атомов данного элемента оттягивать на себя электроны от атомов других элементов в соединениях называют **электроотрицательностью**.

Электроотрицательность лития условно принимается за единицу, ЭО других элементов вычис-



ляют соответственно. Имеется шкала значений ЭО элементов.

Числовые значения ЭО элементов имеют приблизительные значения: это безразмерная величина. Чем выше ЭО элемента, тем ярче проявляются его неметаллические свойства. По ЭО элементы можно записать следующим образом:

$F > O > Cl > Br > S > P > C > N > Si > Al > Mg > Ca > Na > K > Cs$

Наибольшее значение ЭО имеет фтор. Сопоставляя значения ЭО элементов от франция (0,86) до фтора (4,1), легко заметить, что ЭО подчиняется Периодическому закону.

В Периодической системе элементов ЭО в периоде растет 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 атомов уменьшается, поэтому легкость отдачи электронов уменьшается, ЭО возрастает, следовательно, усиливаются неметаллические свойства.

ЗАПОМНИ

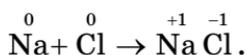
У инертных газов относительная электроотрицательность равна 0, т. к. внешняя электронная оболочка в их атомах завершена. Неметаллы характеризуются большой электроотрицательностью, металлы — небольшой. Фтор — наиболее электроотрицательный элемент.

Степень окисления

Сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, называют *бинарными* (от лат. *би* — два), или *двухэлементными* (NaCl, HCl).



В случае ионной связи в молекуле NaCl атом натрия передает свой внешний электрон атому хлора и превращается при этом в ион с зарядом +1, а атом хлора принимает электрон и превращается в ион с зарядом -1. Схематически процесс превращения атомов в ионы можно изобразить так:



При химическом взаимодействии в молекуле HCl общая электронная пара смещается в сторону более электроотрицательного атома. Например, $\overset{\delta+}{\text{H}} \rightarrow \overset{\delta-}{\text{Cl}}$, т. е. электрон не полностью перейдет от атома водорода к атому хлора, а частично, обусловливая тем самым частичный заряд атомов δ : $\text{H}^{+0,18}\text{Cl}^{-0,18}$. Если же представить, что и в молекуле HCl, как и в хлориде NaCl, электрон полностью перешел от атома водорода к атому хлора, то они получили бы заряды +1 и -1: $\overset{+1}{\text{H}}\overset{-1}{\text{Cl}}$. Такие условные заряды называют *степенью окисления*. При определении этого понятия условно предполагают, что в ковалентных полярных соединениях связующие электроны полностью перешли к более электроотрицательному атому, а потому соединения состоят только из положительно и отрицательно заряженных атомов.

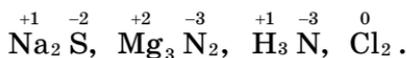
ЗАПОМНИ

При написании уравнений химических реакций должно соблюдаться правило сохранения алгебраической суммы степеней окисления атомов реагентов.

Степень окисления — это условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный на основе предположения, что все соединения (и ионные, и ковалентно-полярные) состоят только из ионов.

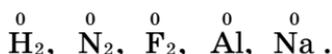


Степень окисления может иметь отрицательное, положительное или нулевое значение, которое обычно ставится над символом элемента сверху, например:



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.

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. Нулевое значение степени окисления имеют атомы в молекулах простых веществ и атомы в свободном состоянии, например:



В соединениях суммарная степень окисления всегда равна нулю.

Валентность

Очень важная роль в описании химического строения органических соединений принадлежит понятию *валентности*.

Валентность характеризует способность атомов химических элементов к образованию химических связей; она определяет число химических связей, которыми данный атом соединен с другими атомами в молекуле.



Валентность атома химического элемента определяется в первую очередь числом неспаренных электронов, принимающих участие в образовании химической связи.

Валентные возможности атомов определяются:

ЗАПОМНИ

Валентность показывает способность атомов химических элементов к образованию химических связей и определяет число химических связей, которыми данный атом соединен с другими атомами в молекуле.

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

В органической химии понятие «валентность» замещает понятие «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 значение, равное нулю.

Вещества молекулярного и немолекулярного строения. Зависимость свойств веществ от особенностей их кристаллической решетки

Молекулярное и немолекулярное строение веществ

В химические взаимодействия вступают не отдельные атомы или молекулы, а вещества. 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 (возгонка йода). Температуры плавления и кипения веществ, состоящих из молекул, повышаются 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.

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

Твердые вещества: аморфные и кристаллические

Твердые вещества делятся на *кристаллические* и *аморфные*.

Аморфные вещества не имеют четкой температуры плавления — при нагревании они постепенно размягчаются и переходят в текучее состояние. В аморфном

ЗАПОМНИ

Кристаллы — твердые вещества, частицы которых образуют периодически повторяющуюся в пространстве структуру — кристаллическую решетку.



состоянии, например, находятся пластилин и различные смолы.

Кристаллические вещества характеризуются правильным расположением тех частиц, из которых они состоят: атомов, молекул и ионов — в строго определенных точках пространства. При соединении этих точек прямыми линиями образуется пространственный каркас, называемый **кристаллической решеткой**. Точки, в которых размещены частицы кристалла, называют **узлами решетки**.

В зависимости от типа частиц, расположенных в узлах кристаллической решетки, и характера связи между ними, различают четыре типа кристаллических решеток: *ионные, атомные, молекулярные и металлические*.

Ионные кристаллические решетки

Ионными называют кристаллические решетки, в узлах которых находятся ионы. Их образуют вещества с ионной связью, которой могут быть связаны как простые ионы Na^+ , Cl^- , так и сложные SO_4^{2-} , OH^- . Следовательно, ионными кристаллическими решетками обладают соли, некоторые оксиды и гидроксиды металлов.

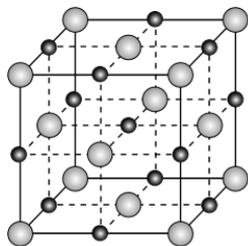


Рис. 8. Ионная кристаллическая решетка поваренной соли

кристаллами обладают соли, некоторые оксиды и гидроксиды металлов. Например, кристалл хлорида натрия построен из чередующихся положительных ионов Na^+ и отрицательных Cl^- , образующих решетку в форме куба (рис. 8). Связи между ионами в таком кристалле очень



устойчивы. Поэтому вещества с ионной решеткой отличаются сравнительно высокой твердостью и прочностью, они тугоплавки и нелетучи.

Атомные кристаллические решетки

Атомными называют кристаллические решетки, в узлах которых находятся отдельные атомы. В таких решетках атомы соединены между собой очень прочными ковалентными связями.

Примером веществ с таким типом кристаллических решеток может служить алмаз (рис. 9) — одно из аллотропных видоизменений углерода.

Большинство веществ с атомной кристаллической решеткой имеют очень высокие температуры плавления (например, у алмаза она выше $3500\text{ }^{\circ}\text{C}$), они прочны и тверды, практически нерастворимы.

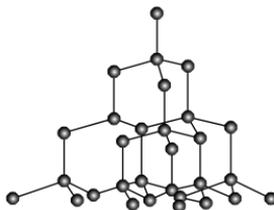


Рис. 9. Атомная кристаллическая решетка алмаза

Молекулярные кристаллические решетки

Молекулярными называют кристаллические решетки, в узлах которых располагаются молекулы (рис. 10). Химические связи в этих молекулах могут быть и полярными (HCl , H_2O), и неполяр-

ЗАПОМНИ

Кристаллические вещества, содержащие молекулы воды, называют **кристаллогидратами**, а воду, в их составе, — **кристаллизационной**.



ными (N_2 , O_2). Несмотря на то, что атомы внутри молекул связаны очень прочными ковалентными связями, между самими молекулами действуют слабые силы межмолекулярного притяжения. По-

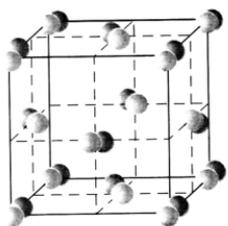


Рис. 10. Молекулярная кристаллическая решетка йода

этому вещества с молекулярными кристаллическими решетками имеют малую твердость, низкие температуры плавления, летучи.

Большинство твердых органических соединений имеют молекулярные кристаллические решетки (нафталин, глюкоза, сахар).

Металлические кристаллические решетки

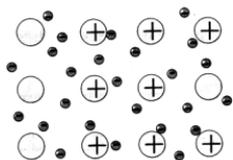


Рис. 11. Металлическая кристаллическая решетка

Вещества с металлической связью имеют **металлические** кристаллические решетки (рис. 11). В узлах таких решеток находятся атомы и ионы (то атомы, то ионы, в которые легко превращаются атомы металла, отдавая свои внешние электроны «в общее пользование»). Такое внутреннее строение металлов определяет их характерные физические свойства: ковкость, пластичность, электро- и теплопроводность, характерный металлический блеск.



Растворы

Классификация растворов

Раствор — гомогенная (однородная) система, состоящая из частиц растворенного вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия. Растворы подразделяются на:

- *молекулярные* — водные растворы неэлектролитов — органических веществ (спирт, глюкоза и т. д.);
- *молекулярно-ионные* — растворы слабых электролитов (азотистой, сероводородной кислот и др.);
- *ионные* — растворы сильных электролитов (щелочей, солей, кислот — NaOH , K_2SO_4 , HNO_3).

Растворы бывают *концентрированными* и *разбавленными*. Из практического опыта известно, что растворимость многих веществ неограничена и зависит от температуры.

Насыщенным называется такой раствор, в котором при данной температуре вещество больше не растворяется.

В *ненасыщенном* растворе содержится меньше вещества, а в *перенасыщенном* — больше, чем в насыщенном.

В работе с веществами важно знать их растворимость в воде. Вещество считается *хорошо растворимым*, если при комнатной температуре в 100 г воды растворяется 1 г этого вещества; если меньше, то вещество считается *малорастворимым*; при растворимости менее 0,001 г — *нерастворимым*.



Поведение веществ в растворе

Растворение — это физико-химический процесс. Он сочетает в себе физический процесс (дробление до молекул) и химическое воздействие компонентов (образование в воде непрочных соединений — гидратов).

ЗАПОМНИ

$$\omega = \frac{m}{m_p},$$

ω — массовая доля вещества, m — масса растворенного вещества, m_p — масса раствора

$$\varphi = \frac{V_{(в-во)}}{V_{(смесь)}}.$$

В процессе растворения молекулы воды разрушают кристаллы растворяемого вещества. Это разрушение происходит в месте соприкосновения кристалла с водой.

Чем больше площадь поверхности соприкосновения, тем быстрее разрушаются кристаллы. В результате диффузии происходит самопроизвольное распределение частиц одного вещества между частицами другого, что приводит к образованию раствора. Для улучшения контакта вещества с растворителем увеличивают площадь поверхности соприкосновения, вещества измельчают и раствор перемешивают.

В результате химического взаимодействия вещества с водой образуются соединения — гидраты. О химическом взаимодействии говорят такие признаки химических реакций, как тепловые явления при растворении: растворение H_2SO_4 сопровождается выделением тепла, растворение NaCl , NH_4 , NO — охлаждением. Косвенным доказательством гидратации является существование твердых *кристаллогидратов* — солей, в состав которых входят вода, например медный купорос $\text{CuSO}_4 \times 5\text{H}_2\text{O}$.



Массовая доля вещества. Концентрация растворов

Массовая доля растворенного вещества — это отношение его массы m к массе раствора m_p . Ее обозначают буквой ω («омега»).

Аналогично массовой доле определяется и объемная доля газообразного вещества в газовой смеси, обозначаемая греческой буквой φ («фи»).

Концентрация (C) — это содержание растворенного вещества в единице массы или объема.

Процентная концентрация раствора — это отношение массы растворенного вещества m (в граммах) к массе раствора (в граммах).

$$C = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{р-ра}}} \cdot 100\% \quad \text{или} \quad C = \frac{m_{\text{в-ва}}}{m_{\text{в-ва}} + m_{\text{H}_2\text{O}}} \cdot 100\%$$

Молярная концентрация — это отношение количества растворенного вещества n (в молях) к объему раствора V (в литрах). Ее обозначают буквой C .

ЭКСПРЕСС-КОНТРОЛЬ

1. Сколько нейтронов содержится в изотопе кислорода $^{17}_8\text{O}$?
 - 1) 8
 - 2) 25
 - 3) 9
 - 4) 17
2. Выберите характеристику элементов, которая изменяется периодически
 - 1) заряд ядра атома
 - 2) относительная атомная масса
 - 3) количество энергетических уровней в атомах
 - 4) количество электронов на внешнем энергетическом уровне атома
3. Выберите пару частиц, которые имеют одинаковое электронное строение
 - 1) Mg^{2+} и Ar
 - 2) Na^+ и Ar
 - 3) K^+ и Ar
 - 4) Cl^- и Ne
4. Укажите характер изменения свойств элементов при увеличении их атомной массы в периоде
 - 1) изменяются от металлических до неметаллических
 - 2) уменьшается количество электронов на внешнем энергетическом уровне
 - 3) увеличивается радиус атома
 - 4) увеличивается количество заполненных энергетических уровней



5. Какой тип химической связи характеризуется направленностью и насыщенностью?
- 1) ионный
 - 2) ковалентный
 - 3) межмолекулярный
 - 4) металлический
6. Укажите соединение, в котором степени окисления элементов численно совпадают
- 1) оксид алюминия
 - 2) хлорид кальция
 - 3) сульфид калия
 - 4) бария
7. В каком ряду расположены вещества, которые в твердом состоянии имеют одинаковый тип кристаллической решетки?
- 1) SiC, CaCl₂, I₂
 - 2) NaOH, Ar, B
 - 3) Cl₂, HCl, CO₂
 - 4) CaO, Si, MgCl₂
8. Укажите электронные типы элементов, которые расположены во II периоде периодической системы
- 1) *s*-, *p*-, *d*-элементы
 - 2) *s*-элементы
 - 3) *s*-, *d*-элементы
 - 4) *s*-, *p*-элементы
9. Укажите формулу движения *s*-электронов
- 1) кольцеобразная
 - 2) гантелеобразная
 - 3) сферическая
 - 4) крестообразная



10. Какой фактор влияет на длину химической связи?
- 1) электроотрицательность атомов, которые образуют связь
 - 2) радиусы атомов, которые образуют связь
 - 3) эффективные заряды атомов, которые образуют связь
 - 4) полярность связи
11. Укажите степень окисления кислорода в соединении H_2O_2
- 1) -2
 - 2) -1
 - 3) 0
 - 4) +1
12. В каком ряду расположены вещества, имеющие в твердом состоянии молекулярную кристаллическую решетку?
- 1) неон, кварц, фторид кальция
 - 2) натрий, хлорид серебра, бор
 - 3) аргон, нафталин, йод
 - 4) хлорид калия, фенол, лед
13. Какая характеристика является общей при образовании металлической и ионной связей?
- 1) образование диполя
 - 2) наличие общих электронных пар
 - 3) наличие свободных электронов
 - 4) наличие катионов металлов
14. Какая электронная формула соответствует возбужденному состоянию атома углерода?
- 1) $1s^2 2s^2 2p^2$
 - 2) $1s^2 2s^2 2p^3$
 - 3) $1s^2 2s^1 2p^3$
 - 4) $1s^2 2s^2 2p^1$

ЭКСПРЕСС-ПОМОЩНИК

Состав ядра

Название	Обозначение	Масса	Заряд
Электрон	e^-	≈ 0	-1
Протон	p	1	+1
Нейтрон	n	1	0

Разновидности атомных ядер с фиксированным массовым числом A , числом протонов Z и нейтронов N

Изотопы	Изотоны	Изобары
<p>Разновидности атомов одного химического элемента, имеющие одинаковые заряды ядер, но разные массовые числа</p> <p>изотопы кислорода: $^{16}_8\text{O}$; $^{17}_8\text{O}$; $^{18}_8\text{O}$; изотопы водорода: ^1_1H протий; ^2_1H — D дейтерий; ^3_1H — T тритий; изотопы калия: $^{39}_{19}\text{K}$; $^{40}_{19}\text{K}$; $^{41}_{19}\text{K}$</p>	<p>Разновидности атомов разных химических элементов, имеющие одинаковое количество нейтронов, но разные атомные номера</p> <p>$^{228}_{88}\text{Ra}$; $^{230}_{90}\text{Th}$; $^{231}_{91}\text{Pa}$;</p>	<p>Разновидности атомов разных химических элементов, имеющих одинаковые массовые числа, но разные атомные номера</p> <p>$^{40}_{18}\text{Ar}$; $^{40}_{19}\text{K}$; $^{40}_{20}\text{Ca}$</p>

Относительная атомная масса элемента (A_r)

Физическая величина, показывающая, во сколько раз средняя масса атомов данного элемента больше 1/12 части массы нуклида углерода ^{12}C

$$\frac{1}{12} m_a(^{12}\text{C}) = \frac{1}{12} \cdot 1,993 \cdot 10^{-23} \text{ г} = 1,66 \cdot 10^{-24} \text{ г}$$

Атомная единица массы (а. е. м.) обозначается u :

$$A_r(X) = \frac{m_a(X)}{u} \leftrightarrow m_a(X) = A_r(X) \cdot u$$

Порядок заполнения орбиталей

Увеличение энергии орбиталей



$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s \approx 3d < 4p < 5s \approx 4d < 5p < 6s \approx 5d \approx 4f < 6p$ и т. д.

Принцип Паули

На каждой орбитали могут находиться не более двух электронов, причем спины их противоположны.



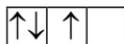
запрещено



разрешено

Правило Хунта

Орбитали заполняются электронами так, чтобы их суммарный спин был максимальным.



запрещено



разрешено



Окончание таблицы



Свойства различных видов химической связи

Ковалентная связь	Ионная связь	Металлическая связь
<ul style="list-style-type: none"> • Насыщенность — способность атома образовывать ограниченное число ковалентных связей • Направленность — определенная ориентация связей в пространстве • Поляризуемость — способность электронов в молекуле (или атоме) смещаться под действием внешнего электрического поля 	<ul style="list-style-type: none"> • Ненасыщенность • Ненаправленность 	<ul style="list-style-type: none"> • Ненаправленность • Делокализованный характер

**Распределение электронов в атоме
по энергетическим уровням
(электронным слоям)
и подуровнями**

Энергетический уровень	Число подуровней	Энергетический подуровень	Общее число орбиталей	Наибольшее число электронов		Электронная формула заполненного энергетического уровня
				на энергетическом подуровне	на энергетическом уровне	
1	1	<i>s</i>	1	2	2	$1s^2$
2	2	<i>s</i> <i>p</i>	1 3 4 } 4	2 6	8	$2s^2 2p^6$
3	3	<i>s</i> <i>p</i> <i>d</i>	1 3 5 9 } 9	2 6 10	18	$3s^2 3p^6 3d^{10}$
4	4	<i>s</i> <i>p</i> <i>d</i> <i>f</i>	1 3 5 7 16 } 16	2 6 10 14	32	$4s^2 4p^6 4d^{10} 4f^4$

Закон Авогадро

Равные объемы разных газов при одинаковых условиях содержат одинаковое количество молекул



Следствия из закона Авогадро

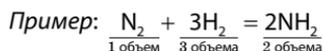
<p>Один моль любого газа при одинаковых условиях занимает одинаковый объем (молярный объем V_m)</p>	<p>Нормальные условия (н. у.) $T = 273\text{K} = 0^\circ\text{C}$ $P = 101,325 \text{ кПа} =$ $= 760 \text{ мм рт. ст.}$ $V_m = \text{const} = 22,4 \text{ л/моль}$</p>
--	---

Формулы для расчетов

$V_m = \frac{V(\text{газа})}{\nu(\text{газа})}$ <p>V_m — молярный объем газа (л/моль); V — объем газа (л); ν — количество вещества газа (моль)</p> $D = \frac{m_1}{m_2} = \frac{M_1}{M_2}$ <p>D — относительная плотность; m_1, m_2 — массы одинаковых объемов газов; M_1, M_2 — молярные массы разных газов</p>	<p><i>Пример.</i> Относительная плотность газа по водороду:</p> $D_{\text{H}_2} = \frac{M(\text{газа})}{M(\text{H}_2)}$ <p>Относительная плотность газа по воздуху:</p> $D = \frac{M(\text{газа})}{M(\text{воздуха})}$ <p>$M(\text{воздуха}) = 29 \text{ г/моль}$</p>
---	---

Закон объемных отношений газов

Объемы газов, вступающих в химическую реакцию и образующихся во время реакции, относятся между собой как небольшие целые числа (как их коэффициенты)



Окончание таблицы
Закон Бойля – Мариотта

(при постоянной температуре)

$$PV = \text{const}$$

P — давление,
 V — объем

Закон Гей-Люссака

(при постоянном давлении)

$$\frac{V}{T} = \text{const}$$

V — объем,
 T — температура (К)

Объединенный закон

$$\frac{PV}{T} = \text{const}$$

Для решения задач

$$\frac{P_n V_n}{T_n} = \frac{PV}{T}$$

 где P_n — давление, V_n — объем, T_n — температура при n . у.

Уравнение Менделеева – Клапейрона

$$pV = \nu RT$$

или

$$pV = \frac{m}{M} RT$$

где p — давление (кПа); V — объем (л); ν — количество вещества газа (моль); m — масса (г); M — молярная масса (г/моль); T — температура (К); R — универсальная газовая постоянная,

$$R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{К} \cdot \text{моль}}$$



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⁺	Mn ²⁺	Zn ²⁺	Ag ⁺	Hg ⁺	Hg ²⁺	Cu ²⁺	Pb ²⁺	Sn ²⁺	
OH ⁻	Р	Р	Р	—	Р	М	М	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	—	Н	Н	Н	Н
F ⁻	Р	Р	Р	Р	М	Н	Н	М	Н	Н	Н	Р	Р	Р	М	М	Р	Р	—	—	Н	Н	Р
Cl ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Р	М	Р
Br ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	М	Р	М	Р
I ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Р
S ²⁻	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
SO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	Н	Н	Н	—
SO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	Р	Р	Н	Н	Р
CrO ₄ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	М	Р	Р	Н	—	Р	Н	Н	Н	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
PO ₄ ³⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н
CO ₃ ²⁻	Р	Р	Р	Р	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—
SiO ₃ ²⁻	Н	Р	Р	—	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	Н	—	—	Н	Н	—
NO ₃ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р
NO ₂ ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	—	—	Р	—	Р	Р	Р	Р	Р	М	М	М	Р	Р	Р	—
CH ₃ COO ⁻	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	Р	М	Р	Р	Р	Р

Р — растворяется в воде; М — мало растворяется в воде; Н — не растворяется в воде; прочерк — не существует или распадается в водной среде



Периодическая система химических элементов
Д. И. Менделеева

Группы Периоды	а I б	а II б	а III б	а IV б	а V б
1 1	(H)				
2 1 2	Li 6,941 2s ¹ Литий	Be 9,012 2s ² Бериллий	B 10,81 2s ² 2p ¹ Бор	C 12,011 2s ² 2p ² Углерод	N 14,0067 2s ² 2p ³ Азот
3 1 8 2	Na 22,990 3s ¹ Натрий	Mg 24,305 3s ² Магний	Al 26,981 3s ² 3p ¹ Алюминий	Si 28,086 3s ² 3p ² Кремний	P 30,973 3s ² 3p ³ Фосфор
4 1 8 8 2	K 39,098 4s ¹ Калий	Ca 40,08 4s ² Кальций	Sc 44,956 3d ¹ 4s ² Скандий	Ti 47,90 3d ² 4s ² Титан	V 50,941 3d ³ 4s ² Ванадий
5 1 8 8 2	29 63,546 3d ¹⁰ 4s ¹ Cu Медь	30 65,38 3d ¹⁰ 4s ² Zn Цинк	31 69,72 4s ² 4p ¹ Ga Галлий	32 72,59 4s ² 4p ² Ge Германий	33 74,921 4s ² 4p ³ As Мышьяк
6 1 8 18 8 2	Rb 85,468 5s ¹ Рубидий	Sr 87,62 5s ² Стронций	39 88,906 4d ¹ 5s ² Yттрий	40 91,22 4d ² 5s ² Zr цирконий	41 92,906 4d ⁴ 5s ¹ Nb ниобий
7 1 8 18 18 2	47 107,868 4d ¹⁰ 5s ¹ Ag Серебро	48 112,40 4d ¹⁰ 5s ² Cd Кадмий	49 114,82 5s ² 5p ¹ In Индий	50 118,69 5s ² 5p ² Sn Олово	51 121,75 5s ² 5p ³ Sb Сурьма
8 1 8 18 8 2	55 132,905 6s ¹ Cs Цезий	56 137,34 6s ² Ba Барий	57 138,905 5d ¹ 6s ² La лантан	72 178,49 5d ⁴ 6s ² Hf гафний	73 180,948 5d ⁴ 6s ² Ta тантал
9 1 8 18 18 2	79 196,967 5d ¹⁰ 6s ¹ Au Золото	80 200,59 5d ¹⁰ 6s ² Hg Ртуть	81 204,37 6s ² 6p ¹ Tl Таллий	82 207,2 6s ² 6p ² Pb Свинец	83 208,980 6s ² 6p ³ Bi Висмут
10 1 8 18 32 8 2	87 [223] 7s ¹ Fr Франций	88 226,025 7s ² Ra Радий	89 [227] 6d ¹ 7s ² Ac Актиний	104 [261] 6d ² 7s ² Db Дубний	105 [262] 6d ³ 7s ² Jl Джолотий

*Лантаноиды

58 140,12 4f ¹ 5d ¹ 6s ² Церий	59 140,908 4f ⁰ 6s ² Празеодим	60 144,24 4f ¹ 6s ² Неодим	61 [145] 4f ⁰ 6s ² Прометий	62 150,4 4f ⁰ 6s ² Самарий	63 151,96 4f ¹ 6s ² Европий	64 157,25 4f ¹ 5d ¹ 6s ² Гадолий
---	--	--	---	--	---	---

**Актиноиды

90 232,038 6d ² 7s ² Торий	91 [231] 5f ² 6d ¹ 7s ² Протактиний	92 238,029 5f ⁶ 6d ¹ 7s ² Уран	93 [237] 5f ⁶ 6d ¹ 7s ² Нептуний	94 [244] 5f ⁶ 7s ² Плутоний	95 [243] 5f ⁷ 7s ² Америций	96 [247] 5f ⁶ 6d ¹ 7s ² Кюрий
--	--	---	---	---	---	--



а VI б		а VII б		а VIII б					
		H 1,0079 ¹ 1s ¹ 1	He 4,0026 ² 1s ² 2		Символ элемента Атомная масса Атомный номер Распределение электронов по застраивающимся подуровням Название элемента Распределение электронов по уровням				
		Водород		Гелий					
O 15,999 ⁸ 2s ² 2p ⁴ 6 2	F 18,998 ⁹ 2s ² 2p ⁵ 7 2	Ne 20,179 ¹⁰ 2s ² 2p ⁶ 8 2		Неон					
Кислород		Фтор		Радон					
S 32,06 ¹⁶ 3s ² 3p ⁴ 6 8 2	Cl 35,453 ¹⁷ 3s ² 3p ⁵ 7 8 2	Ar 39,948 ¹⁸ 3s ² 3p ⁶ 8 8 2		Аргон					
Сера		Хлор		Аргон					
Cr 51,996 ²⁴ 3d ⁵ 4s ¹ 13 8 8 2	Mn 54,938 ²⁵ 3d ⁵ 4s ² 13 8 8 2			Fe 55,847 ²⁶ 3d ⁶ 4s ² 14 8 8 2	Co 58,933 ²⁷ 3d ⁷ 4s ² 15 8 8 2	Ni 58,70 ²⁸ 3d ⁸ 4s ² 16 8 8 2			
Хром		Марганец		Железо		Кобальт		Никель	
Se 78,96 ³⁴ 4s ² 4p ⁴ 6 18 8 2	Br 79,90 ³⁵ 4s ² 4p ⁵ 7 18 8 2	Kr 83,80 ³⁶ 4s ² 4p ⁶ 8 18 8 2							
Селен		Бром		Криптон					
Mo 95,94 ⁴² 4d ⁵ 5s ¹ 13 18 8 8 2	Tc 98,906 ⁴³ 4d ⁵ 5s ² 13 18 8 8 2			Ru 101,07 ⁴⁴ 4d ⁷ 5s ¹ 15 18 8 8 2	Rh 102,905 ⁴⁵ 4d ⁸ 5s ¹ 16 18 8 8 2	Pd 106,4 ⁴⁶ 4d ¹⁰ 18 18 8 8 2			
Молибден		Технеций		Рутений		Родий		Палладий	
Te 127,60 ⁵² 5s ² 5p ⁴ 6 18 18 8 8 2	I 126,904 ⁵³ 5s ² 5p ⁵ 7 18 18 8 8 2	Xe 131,30 ⁵⁴ 5s ² 5p ⁶ 8 18 18 8 8 2							
Теллур		Иод		Ксенон					
W 183,85 ⁷⁴ 5d ⁴ 6s ² 12 18 18 8 8 2	Re 186,207 ⁷⁵ 5d ⁵ 6s ² 13 18 18 8 8 2			Os 190,2 ⁷⁶ 5d ⁶ 6s ² 14 18 18 8 8 2	Ir 192,22 ⁷⁷ 5d ⁷ 6s ² 15 18 18 8 8 2	Pt 195,09 ⁷⁸ 5d ⁹ 6s ¹ 17 18 18 8 8 2			
Вольфрам		Рений		Осмий		Иридий		Платина	
Po [209] ⁸⁴ 6s ² 6p ⁴ 6 18 18 8 8 2	At [210] ⁸⁵ 6s ² 6p ⁵ 7 18 18 8 8 2	Rn [222] ⁸⁶ 6s ² 6p ⁶ 8 18 18 8 8 2							
Полоний		Астат		Радон					
Rf [261] ¹⁰⁶ 6d ⁴ 7s ² 12 18 18 8 8 2	Bh [262] ¹⁰⁷ 6d ⁵ 7s ² 13 18 18 8 8 2			Hn [265] ¹⁰⁸ 6d ⁶ 7s ² 14 18 18 8 8 2	Mt [266] ¹⁰⁹ 6d ⁷ 7s ² 15 18 18 8 8 2	Uun [272] ¹¹⁰ 6d ⁹ 7s ¹ 17 18 18 8 8 2			
Резерфордий		Борий		Ганий		Майтнерий		Унунилий	

Tb 158,925 ⁶⁵ 4f ⁹ 6s ² 27 18 8 8 2	Dy 162,50 ⁶⁶ 4f ¹⁰ 6s ² 28 18 8 8 2	Ho 164,93 ⁶⁷ 4f ¹¹ 6s ² 29 18 18 8 8 2	Er 167,26 ⁶⁸ 4f ¹² 6s ² 30 18 18 8 8 2	Tm 168,93 ⁶⁹ 4f ¹³ 6s ² 31 18 18 8 8 2	Yb 173,04 ⁷⁰ 4f ¹⁴ 6s ² 32 18 18 8 8 2	Lu 174,97 ⁷¹ 4f ¹⁴ 5d ¹ 6s ² 32 18 18 8 8 2							
Тербий		Диспрозий		Гольмий		Эрбий		Тулий		Иттербий		Лютеций	

Bk [247] ⁹⁷ 5f ⁹ 6d ¹ 7s ² 18 18 8 8 8 2	Cf [251] ⁹⁸ 5f ¹⁰ 7s ² 18 18 8 8 8 2	Es [254] ⁹⁹ 5f ¹¹ 7s ² 18 18 8 8 8 2	Fm [257] ¹⁰⁰ 5f ¹² 7s ² 18 18 8 8 8 2	Md [288] ¹⁰¹ 5f ¹³ 7s ² 18 18 8 8 8 2	No [259] ¹⁰² 5f ¹⁴ 7s ² 18 18 8 8 8 2	Lr [262] ¹⁰³ 5f ¹⁴ 6d ¹ 7s ² 18 18 8 8 8 2							
Берклий		Калифорний		Эйнштейний		Фермий		Менделевий		Нобелий		Лоуренсий	

**Электроотрицательность химических элементов
(по шкале Оллреда – Рохова)**

Элемент	ЭО	Элемент	ЭО	Элемент	ЭО
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		

ХИМИЧЕСКАЯ РЕАКЦИЯ

Классификация химических реакций в неорганической и органической химии

Особенности химических реакций

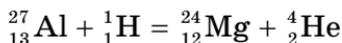
Химические реакции, или химические явления, — это процессы, в результате которых из одних веществ образуются другие, отличающиеся от них по составу и (или) строению.

При химических реакциях обязательно происходит изменение веществ, при котором рвутся старые и образуются новые связи между атомами.

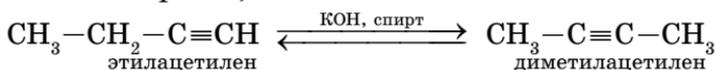
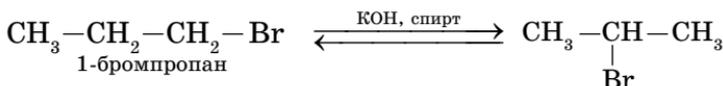
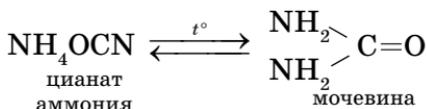
ЗАПОМНИ

Химическими реакциями называют процессы, в результате которых из одних веществ образуются другие, отличающиеся от них по составу и (или) строению.

Химические реакции следует отличать от *ядерных реакций*. В результате химической реакции общее число атомов каждого химического элемента и его изотопный состав не меняются. Иное дело ядерные реакции — процессы превращения атомных ядер в результате их взаимодействия с другими ядрами или элементарными частицами, например, превращение алюминия в магний:



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

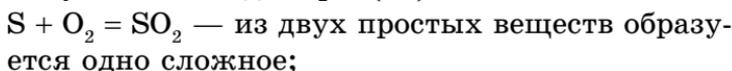
3. *Изомеризация алкинов.*4. *Изомеризация галогеналканов.*5. *Изомеризация цианата аммония при нагревании.**Реакции, идущие с изменением состава вещества*

Можно выделить четыре типа таких реакций: соединения, разложения, замещения и обмена.

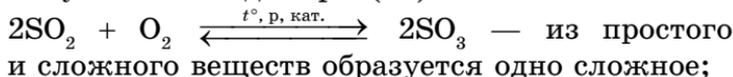
1. **Реакции соединения** — реакции, при которых из двух и более веществ образуется одно сложное вещество.

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

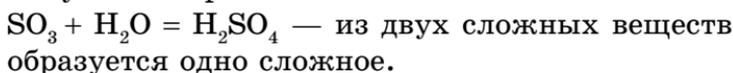
1) получение оксида серы (IV):



2) получение оксида серы (VI):



3) получение серной кислоты:



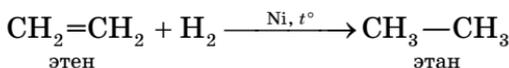


Примером реакции соединения, при которой одно сложное вещество образуется из более чем двух исходных, может служить заключительная стадия получения азотной кислоты:

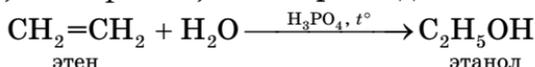


В органической химии реакции соединения принято называть *реакциями присоединения*. Все многообразие таких реакций можно рассмотреть на примере блока реакций, характеризующих свойства непредельных веществ, например этилена:

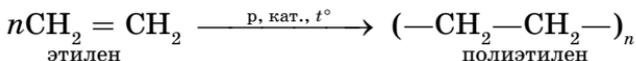
1) *реакция гидрирования* — присоединение водорода:



2) *реакция гидратации* — присоединение воды:



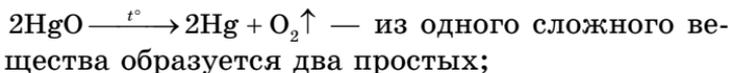
3) *реакция полимеризации*:



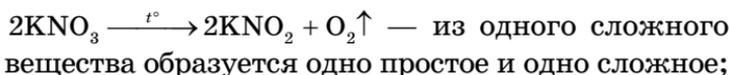
2. Реакции разложения — реакции, при которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ.

В неорганической химии все многообразие таких реакций можно рассмотреть на блоке реакций получения кислорода лабораторными способами:

1) разложение оксида ртути (II):



2) разложение нитрата калия:





3) разложение перманганата калия:

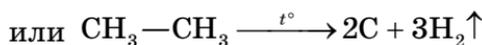
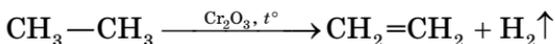
$2\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2\uparrow$ — из одного сложного вещества образуются два сложных и одно простое, т. е. три новых вещества.

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

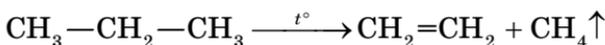
1) *реакция дегидратации* (отщепления воды) этанола:



2) *реакция дегидрирования* (отщепления водорода) этана:



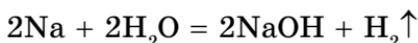
3) *реакция крекинга* (расщепления) пропана:



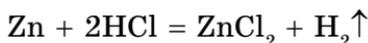
3. Реакции замещения — это такие реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы какого-либо элемента в сложном веществе.

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

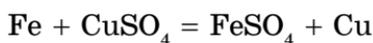
1) взаимодействие щелочных и щелочноземельных металлов с водой:



2) взаимодействие металлов с кислотами в растворе:

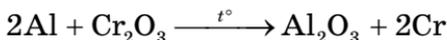


3) взаимодействие металлов с солями в растворе:

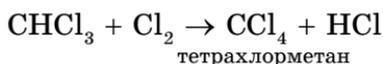
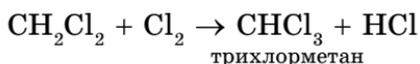
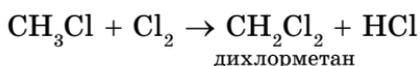
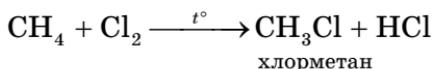




4) металлотермия:

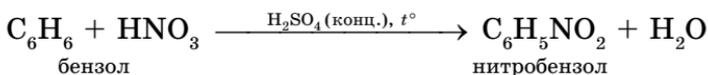


Предметом изучения органической химии являются не простые вещества, а только соединения. Поэтому как пример реакции замещения приведем наиболее характерное свойство предельных соединений, в частности метана, — способность его атомов водорода замещаться на атомы галогена:



Особенность реакций замещения у органических веществ такова: 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:



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

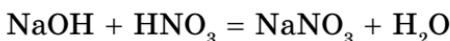
4. Реакции обмена — это такие реакции, при которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями.



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, например, свойства щелочей:

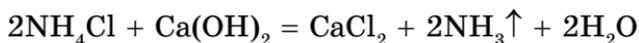
- 1) реакция нейтрализации, идущая с образованием соли и воды:



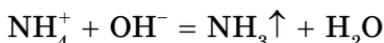
или в ионном виде:



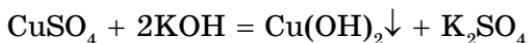
- 2) реакция между щелочью и солью, идущая с образованием газа:



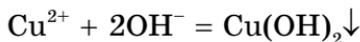
или в ионном виде:



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

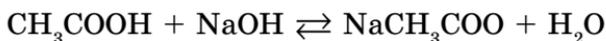


или в ионном виде:



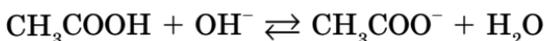
В органической химии можно рассмотреть блок реакций, характеризующих, например, свойства уксусной кислоты:

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

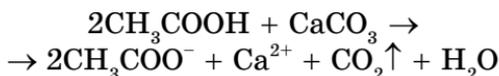




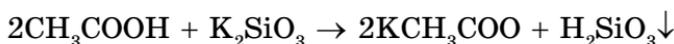
или:



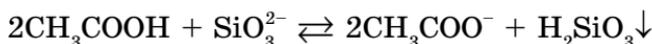
2) реакция, идущая с образованием газа:



3) реакция, идущая с образованием осадка:



или:



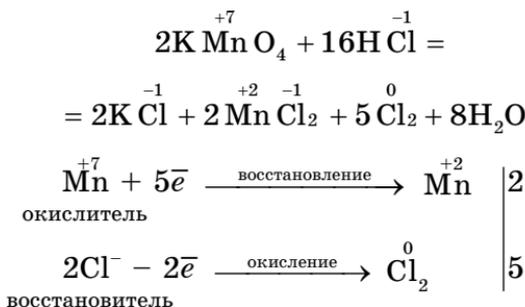
Классификация химических реакций по изменению степеней окисления химических элементов, образующих вещества

Реакции, идущие с изменением степеней окисления элементов, или окислительно-восстановительные реакции

К ним относится множество реакций, в том числе все реакции замещения, а также те реакции соединения и разложения, в которых участвует хотя бы одно простое вещество, например:



Сложные окислительно-восстановительные реакции составляются с помощью метода электронного баланса.



В органической химии ярким примером окислительно-восстановительных реакций могут служить свойства альдегидов.

1. Альдегиды восстанавливаются в соответствующие спирты:



2. Альдегиды окисляются в соответствующие кислоты:



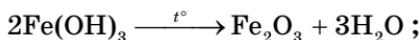


Реакции, идущие без изменения степеней окисления химических элементов

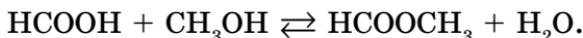
К ним, например, относятся все реакции ионного обмена, а также многие реакции соединения, например:



многие реакции разложения:



реакции этерификации:



Классификация химических реакций по тепловому эффекту

Экзотермические реакции

ЗАПОМНИ

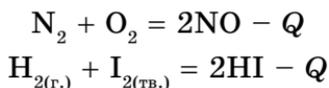
Экзотермические реакции протекают с выделением энергии (+Q) (от греч. «экзо» — наружу), **эндотермические** — с поглощением энергии (-Q) (от греч. «эндо» — внутрь).

По тепловому эффекту реакции делят на *экзотермические* и *эндотермические*.

Экзотермические реакции протекают с выделением энергии.

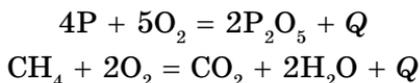
К ним относятся почти все реакции соединения. Редкое исключение составляют эндотермические реакции синтеза

оксида азота (II) из азота и кислорода и реакция газообразного водорода с твердым иодом:

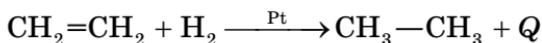




Экзотермические реакции, которые протекают с выделением света, относят к *реакциям горения*, например:



Гидрирование этилена — пример экзотермической реакции:



Она идет при комнатной температуре.

Эндотермические реакции

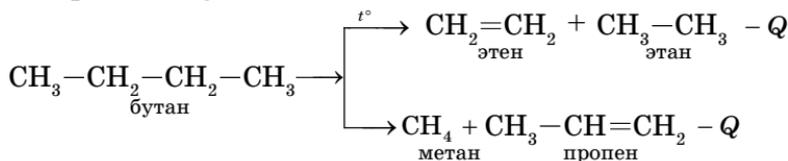
Эндотермические реакции протекают с поглощением энергии.

Очевидно, что к ним будут относиться почти все реакции разложения, например:

1. Обжиг известняка:



2. Крекинг бутана:



Количество выделенной или поглощенной в результате реакции энергии называют *тепловым эффектом реакции*, а уравнение химической реакции с указанием этого эффекта называют *термохимическим уравнением*, например:

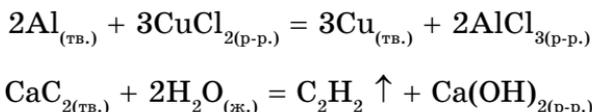




Классификация химических реакций по агрегатному состоянию реагирующих веществ (фазовому составу)

Гетерогенные реакции

Гетерогенными называются реакции, в которых реагирующие вещества и продукты реакции находятся в разных агрегатных состояниях (в разных фазах):



Гомогенные реакции

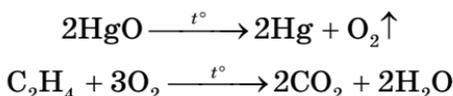
Гомогенными называются реакции, в которых реагирующие вещества и продукты реакции находятся в одном агрегатном состоянии (в одной фазе):



Классификация химических реакций по участию катализатора

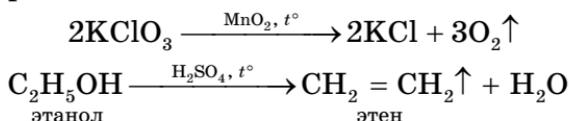
Некаталитические реакции

Некаталитические реакции идут без участия катализатора:



Каталитические реакции

Каталитические реакции идут с участием катализатора:



Так как все биологические реакции, протекающие в клетках живых организмов, идут с участием особых биологических катализаторов белковой природы — ферментов, все они относятся к каталитическим или, точнее, *ферментативным*.

Следует отметить, что более 70 % химических производств используют катализаторы.

ЗАПОМНИ

Ингибиторы — вещества, участвующие в химической реакции и замедляющие ее скорость вплоть до прекращения.

Классификация химических реакций по направлению

Необратимые реакции

Необратимые реакции протекают в данных условиях только в одном направлении.

К ним можно отнести все реакции обмена, сопровождающиеся образованием осадка, газа или малодиссоциирующего вещества (воды), и все реакции горения.



Обратимые реакции

Обратимые реакции в данных условиях протекают одновременно в двух противоположных направлениях.

Таких реакций подавляющее большинство.

ЗАПОМНИ

$$v_{\text{гом}} = \frac{\Delta C}{\Delta t} \left[\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}} \right]$$

$$v_{\text{гет}} = \frac{\Delta n}{\Delta t S} \left[\frac{\text{моль}}{\text{с} \cdot \text{м}^2} \right]$$

$$v = k C_A^m \cdot C_B^n$$

v — скорость реакции;
 Δt — интервал времени (с, мин); C — молярная концентрация; Δn — изменения числа молей одного вещества; S — площадь поверхности;
 n, m — коэффициенты веществ A и B ; k — константа.

В органической химии признак обратимости отражают названия-антонимы процессов:

- гидрирование — дегидрирование;
- гидратация — дегидратация;
- полимеризация — деполимеризация.

Обратимы все реакции этерификации (противоположный процесс, носит название гидролиза) и гидролиза белков, сложных эфиров, углеводов, полинуклео-

тидов. Обратимость этих процессов лежит в основе важнейшего свойства живого организма — обмена веществ.

Скорость химической реакции, ее зависимость от различных факторов

Гомогенные и гетерогенные химические реакции

Химические реакции протекают с различными скоростями: с малой скоростью — при образовании



сталактитов и сталагмитов, со средней скоростью — при варке пищи, мгновенно — при взрыве. Очень быстро проходят реакции в водных растворах.

Определение скорости химической реакции, а также выяснение ее зависимости от условий проведения процесса — задача *химической кинетики* — науки о закономерностях протекания химических реакций во времени.

Если химические реакции происходят в однородной среде, например в растворе или в газовой фазе, то взаимодействие реагирующих веществ происходит во всем объеме. Такие реакции называют *гомогенными*.

Скорость гомогенной реакции ($v_{\text{гомог.}}$) определяется как изменением количества вещества в единицу времени в единице объема:

$$v_{\text{гомог.}} = \frac{\Delta n}{\Delta t \cdot V},$$

где Δn — изменение числа молей одного вещества (чаще всего исходного, но может быть и продукта реакции); Δt — интервал времени (с, мин); V — объем газа или раствора (л).

Поскольку отношение количества вещества к объему представляет собой молярную концентрацию C , то

$$\frac{\Delta n}{V} = \Delta C$$

Таким образом, скорость гомогенной реакции определяется как изменение концентрации одного из веществ в единицу времени:

ЗАПОМНИ

В химических реакциях важна внутренняя энергия E , в которую входят кинетическая энергия движения частиц, энергия их взаимодействия, энергия движения электронов в атоме, их притяжение к ядру, внутриядерная энергия.



$$v_{\text{гомог.}} = \frac{\Delta C}{\Delta t} \left[\frac{\text{моль}}{\text{л} \cdot \text{с}} \right],$$

если объем системы не меняется.

Если реакция идет между веществами, находящимися в разных агрегатных состояниях (например, между твердым веществом и газом или жидкостью), или между веществами, неспособными образовывать гомогенную среду (например, между несмешивающимися жидкостями), то она проходит только на поверхности соприкосновения веществ. Такие реакции называют *гетерогенными*.

Скорость гетерогенной реакции определяется как изменение количества вещества в единицу времени на единице поверхности.

$$v_{\text{гетер.}} = \frac{\Delta C}{\Delta t \cdot S} \left[\frac{\text{моль}}{\text{с} \cdot \text{м}^2} \right],$$

где S — площадь поверхности соприкосновения веществ (м^2 , см^2).

ЗАПОМНИ

Скорость реакции не является постоянной величиной.

Изменение количества вещества, по которому определяют скорость реакции, — это внешний фактор, наблюдаемый исследователем. По сути, все процессы осуществляются на микроуровне. Очевидно, для того, чтобы какие-то частицы прореагировали, они прежде всего должны столкнуться, причем столкнуться эффективно: не разлететься, как мячики, в разные стороны, а так, чтобы в частицах разрушились или ослабли «старые связи» и смогли образоваться «новые», а для этого частицы должны обладать достаточной энергией.

Расчетные данные показывают, что, например, в газах столкновения молекул при атмосферном



давлении исчисляются миллиардами за 1 секунду, то есть все реакции должны были бы идти мгновенно. Но это не так. Оказывается, что лишь очень небольшая доля молекул обладает необходимой энергией, приводящей к эффективному соударению.

Минимальный избыток энергии, который должна иметь частица (или пара частиц), чтобы произошло эффективное соударение, называют энергией активации E_a .

Таким образом, на пути всех частиц, вступающих в реакцию, имеется энергетический барьер, равный энергии активации E_a . Когда он маленький, то находится много частиц, которые могут его преодолеть, и скорость реакции велика. В противном случае требуется «толчок». Когда вы подносите спичку, чтобы зажечь спиртовку, вы сообщаете дополнительную энергию E_a , необходимую для эффективного соударения молекул спирта с молекулами кислорода (преодоление барьера).

Скорость химической реакции зависит от многих факторов. Основными из них являются: природа и концентрация реагирующих веществ, давление (в реакциях с участием газов), температура, действие катализаторов и поверхность реагирующих веществ в случае гетерогенных реакций.

Температура

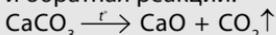
При повышении температуры в большинстве случаев скорость химической реакции значительно возрастает. В XIX в. голландский химик **Я. Х. Вант-Гофф** сформулировал **правило**: *повышение температуры на каждые 10 °C приводит к увеличению*



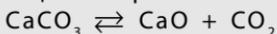
скорости реакции в 2–4 раза (эту величину называют температурным коэффициентом реакции).

ЗАПОМНИ

При одних и тех же условиях протекают прямая и обратная реакции.



В открытой системе реакция необратима.



В замкнутой системе реакция обратима.

При повышении температуры средняя скорость молекул, их энергия, число столкновений увеличиваются незначительно, зато резко повышается доля «активных» молекул, участвующих в эффективных соударениях, преодолевающих энергетический барьер реакции.

Математически эта зависимость выражается соотношением:

$$v_{t_2} = v_{t_1} \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}},$$

где v_{t_1} и v_{t_2} — скорости реакции соответственно при конечной t_2 и начальной t_1 температурах, а γ — температурный коэффициент скорости реакции, который показывает, во сколько раз увеличивается скорость реакции с повышением температуры на каждые 10 °С.

Однако для увеличения скорости реакции повышение температуры не всегда применимо, т. к. исходные вещества могут начать разлагаться, могут испаряться растворители или сами вещества и т. д.

Концентрация реагирующих веществ

Изменение давления при участии в реакции газообразных веществ также приводит к изменению концентрации этих веществ.



Чтобы осуществилось химическое взаимодействие между частицами, они должны эффективно столкнуться. Чем больше концентрация реагирующих веществ, тем больше столкновений и, соответственно, выше скорость реакции. Например, в чистом кислороде ацетилен сгорает очень быстро. При этом развивается температура, достаточная для плавления металла. На основе большого экспериментального материала в 1867 г. норвежцами К. Гульденбергом и П. Вааге и независимо от них в 1865 г. русским ученым Н. И. Бекетовым был сформулирован **основной закон химической кинетики**, устанавливающий зависимость скорости реакции от концентрации реагирующих веществ.

ЗАПОМНИ

Скорость реакции прямо пропорциональна концентрации реагирующих веществ.

Скорость химической реакции пропорциональна произведению концентраций реагирующих веществ, взятых в степенях, равных их коэффициентам в уравнении реакции.

Этот закон называют также **законом действующих масс**.

Для реакции $A + B = D$ этот закон выразится так:

$$v_1 = k_1 \cdot C_A \cdot C_B$$

Для реакции $2A + B = D$ этот закон выразится так:

$$v_2 = k_2 \cdot C_A^2 \cdot C_B$$

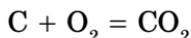
Здесь C_A , C_B — концентрации веществ А и В (моль/л); k_1 и k_2 — коэффициенты пропорциональности, называемые константами скорости реакции.



Физический смысл константы скорости реакции нетрудно установить — она численно равна скорости реакции, в которой концентрации реагирующих веществ равны 1 моль/л или их произведение равно единице. В таком случае ясно, что константа скорости реакции зависит только от температуры и не зависит от концентрации веществ.

Закон действующих масс не учитывает концентрации реагирующих веществ, находящихся в твердом состоянии, т. к. они реагируют на поверхности и их концентрации обычно являются постоянными.

Например, для реакции горения угля



выражение скорости реакции должно быть записано так:

$$v = k \cdot \text{CO}_2,$$

т. е. скорость реакции пропорциональна только концентрации кислорода.

Если же уравнение реакции описывает лишь суммарную химическую реакцию, проходящую в несколько стадий, то скорость такой реакции может сложным образом зависеть от концентраций исходных веществ. Эта зависимость определяется экспериментально или теоретически на основании предполагаемого механизма реакции.

Действие катализаторов

Можно увеличить скорость реакции, используя специальные вещества, которые изменяют механизм реакции и направляют ее по энергетически



более выгодному пути с меньшей энергией активации. Их называют *катализаторами* (от лат. *katalysis* — разрушение).

Катализатор действует как опытный проводник, направляющий группу туристов не через высокий перевал в горах (его преодоление требует много сил и времени и не всем доступно), а по известным ему обходным тропам, по которым можно преодолеть гору значительно легче и быстрее. Правда, по обходному пути можно попасть не совсем туда, куда ведет главный перевал. Но иногда именно это и требуется! Именно так действуют катализаторы, которые называют *селективными*. Ясно, что нет необходимости сжигать аммиак и азот, зато оксид азота (II) находит использование в производстве азотной кислоты.

Катализаторы — это вещества, участвующие в химической реакции и изменяющие ее скорость или направление, но по окончании реакции остающиеся неизменными количественно и качественно.

Изменение скорости химической реакции или ее направления с помощью катализатора называют *катализом*. Катализаторы широко используют в различных отраслях промышленности и на транспорте (каталитические преобразователи, превращающие оксиды азота выхлопных газов автомобиля в безвредный азот).

ЗАПОМНИ

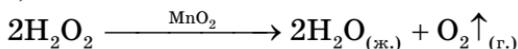
Промоторы (или активаторы) — вещества, повышающие активность катализатора. При этом промоторы могут сами не обладать каталитическими свойствами. Каталитические яды — посторонние примеси в реакционной смеси, приводящие к частичной или полной потере реактивности катализатора.



Различают два вида катализа.

Гомогенный катализ, при котором и катализатор, и реагирующие вещества находятся в одном агрегатном состоянии (фазе).

Гетерогенный катализ, при котором катализатор и реагирующие вещества находятся в разных фазах. Например, разложение пероксида водорода в присутствии твердого катализатора оксида марганца (IV):

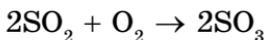


ЗАПОМНИ

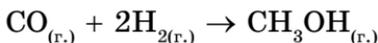
Ферменты отличаются биологической специфичностью, каждый из них ускоряет только «свою» реакцию, идущую в нужное время и в нужном месте с выходом, близким к 100 %. Создание аналогичных ферментам искусственных катализаторов — мечта химиков!

Сам катализатор не расходуется в результате реакции, но если на его поверхности адсорбируются другие вещества (их называют *каталитическими ядами*), то поверхность становится неработоспособной, требуется регенерация катализатора. Поэтому перед проведением каталитической реакции тщательно очищают исходные вещества.

Например, при производстве серной кислоты контактным способом используют твердый катализатор — оксид ванадия (V) V_2O_5 :



При производстве метанола используют твердый «цинкохромовый» катализатор $(8\text{ZnO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3 \times \text{CrO}_3)$:



Очень эффективно работают биологические катализаторы — *ферменты*. По химической природе



это белки. Благодаря им в живых организмах при невысокой температуре с большой скоростью протекают сложные химические реакции.

Известны другие интересные вещества — *ингибиторы* (от лат. *inhibere* — задерживать). Они с высокой скоростью реагируют с активными частицами с образованием малоактивных соединений. В результате реакция резко замедляется и затем прекращается. Ингибиторы часто специально добавляют в разные вещества, чтобы предотвратить нежелательные процессы.

Например, с помощью ингибиторов стабилизируют растворы пероксида водорода.

Природа реагирующих веществ (их состав, строение)

Значение энергии активации является тем фактором, посредством которого сказывается влияние природы реагирующих веществ на скорость реакции.

Если энергия активации мала (< 40 кДж/моль), то это означает, что значительная часть столкновений между частицами реагирующих веществ приводит к их взаимодействию, и скорость такой реакции очень большая. Все реакции ионного обмена протекают практически мгновенно, ибо в этих реакциях участвуют разноименно заряженные ионы, и энергия активации в данных случаях ничтожно мала.

Если энергия активации велика (> 120 кДж/моль), то это означает, что лишь ничтожная часть столкновений между взаимодействующими частицами приводит к реакции. Скорость такой реакции по-



этому очень мала. Например, протекание реакции синтеза аммиака при обычной температуре заметить практически невозможно.

Если энергии активации химических реакций имеют промежуточные значения (40–120 кДж/моль), то скорости таких реакций будут средними. К таким реакциям можно отнести взаимодействие натрия с водой или этиловым спиртом, обесцвечивание бромной воды этиленом, взаимодействие цинка с соляной кислотой и др.

Поверхность соприкосновения реагирующих веществ

ЗАПОМНИ

В органической химии с применением «кипящего слоя» проводят каталитический крекинг нефтепродуктов и регенерацию (восстановление) вышедшего из строя (закоксованного) катализатора.

Скорость реакций, идущих на поверхности веществ, т. е. гетерогенных, зависит при прочих равных условиях от свойств этой поверхности. Известно, что растертый в порошок мел гораздо быстрее растворяется в соляной кислоте, чем равный по массе кусочек мела.

Увеличение скорости реакции объясняется в первую очередь увеличением поверхности соприкосновения исходных веществ, а также рядом других причин, например, нарушением структуры «правильной» кристаллической решетки. Это приводит к тому, что частицы на поверхности образующихся микрокристаллов значительно реакционноспособнее, чем те же частицы на «гладкой» поверхности.



В промышленности для проведения гетерогенных реакций используют «кипящий слой», чтобы увеличить поверхность соприкосновения реагирующих веществ, подвод исходных веществ и отвод продуктов. Например, при производстве серной кислоты с помощью «кипящего слоя» проводят обжиг колчедана.

Тепловой эффект химической реакции. Термохимические уравнения

Почему протекают химические реакции

Определение возможности осуществления той или иной реакции — одна из основных задач, которая стоит перед химиками.

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!

Один из наиболее 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 трех ее основных видов: кинетической, потенциальной, вну-

ЗАПОМНИ

Первый закон термодинамики или закон сохранения энергии:

энергия не возникает из ничего и не исчезает бесследно, а только переходит из одной формы в другую.



тренней. Внутренняя энергия складывается из кинетической энергии движения атомов, молекул, ионов; из энергии их взаимного притяжения и отталкивания; из энергии, связанной с движением электронов в атоме, их притяжением к ядру, взаимным отталкиванием электронов и ядер, а также внутриядерной энергии.

ЗАПОМНИ

Экзотермическими называются химические реакции, протекающие с выделением теплоты. **Эндотермическими** называются химические реакции, протекающие с поглощением тепла.

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.

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*.



Тепловой эффект химической реакции

Энергия, которая выделяется или поглощается в химической реакции, называется *тепловым эффектом* этой реакции. Данный термин используют повсеместно, хотя точнее было бы говорить об энергетическом эффекте реакции.

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

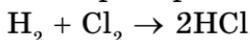
Термохимическое уравнение

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

Например, термохимическое уравнение:



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).



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

$$E_{\text{H-Cl}} = 430 \text{ кДж/моль},$$

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

ЗАПОМНИ

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

следовательно, данная реакция — экзотермическая.

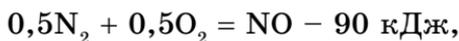
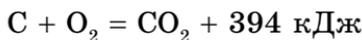
А как, например, рассчитать тепловой эффект реакции разложения карбоната кальция? Ведь это соединение немолекулярного строения. Как точно определить, какие именно связи и сколько их разрушается, какова их энергия, какие связи и сколько их образуется в оксиде кальция?

Для расчета тепловых эффектов реакций используют значения *величин теплот*

образования всех участвующих в реакции химических соединений (исходных и продуктов).

Теплота образования соединения ($Q_{\text{обр.}}$) — 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.



Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие

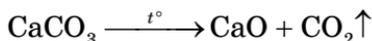
Обратимые и необратимые реакции

Химические реакции, протекающие в одном направлении, называют *необратимыми*.

Большинство химических процессов являются *обратимыми*. Это значит, что при одних и тех же условиях протекают и прямая, и обратная реакции (особенно если речь идет о замкнутых системах).

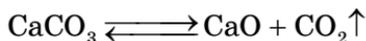
Например:

а) реакция



в открытой системе необратима;

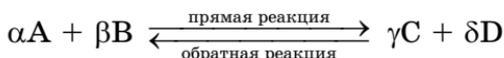
б) эта же реакция



в замкнутой системе обратима.

Химическое равновесие

Рассмотрим более подробно процессы, протекающие при обратимых реакциях, например, для условной реакции:



На основании закона действующих масс скорость прямой реакции:

$$\bar{v} = k_1 \cdot C_{\text{A}}^\alpha \cdot C_{\text{B}}^\beta$$

Так как со временем концентрации веществ А и В уменьшаются, то и скорость прямой реакции тоже уменьшается.



Появление продуктов реакции означает возможность обратной реакции, причем со временем концентрации веществ С и D увеличиваются, а значит, увеличивается и скорость обратной реакции.

$$\bar{v} = k_2 \cdot C_C^\gamma \cdot C_D^\delta$$

Рано или поздно будет достигнуто состояние, при котором скорости прямой и обратной реакций станут равными $\bar{v} = \bar{v}$.

ЗАПОМНИ

$$\bar{v} = k_1 \cdot C_A^\alpha \cdot C_B^\beta$$

$$\bar{v} = k_2 C_C^\gamma \cdot C_D^\delta$$

\bar{v} — скорость прямой реакции, \bar{v} — обратной. $\bar{v} = \bar{v}$ — состояние равновесия.

Состояние системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной реакции, называют **химическим равновесием**.

При этом концентрации реагирующих веществ и продуктов реакции остаются без изменения. Их называют *равновесными концентрациями*. На макроуровне кажется, что в целом ничего не изменяется. Но на самом деле и прямой, и обратный процессы продолжают идти, но с равной скоростью. Поэтому такое равновесие в системе называют *подвижным* и *динамическим*.

Константа равновесия

Обозначим равновесные концентрации веществ [A], [B], [C], [D]. Тогда так как $\bar{v} = \bar{v}$, $k_1 \cdot [A]^\alpha \cdot [B]^\beta = k_2 \cdot [C]^\gamma \cdot [D]^\delta$, откуда

$$\frac{[C]^\gamma \cdot [D]^\delta}{[A]^\alpha \cdot [B]^\beta} = \frac{k_1}{k_2} = K_{\text{равн.}}$$



где γ , δ , α , β — показатели степеней, равные коэффициентам в обратимой реакции; $K_{\text{равн.}}$ — константа химического равновесия.

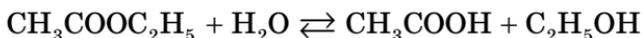
Полученное выражение количественно описывает состояние равновесия и представляет собой математическое выражение **закона действующих масс** для равновесных систем.

При неизменной температуре константа равновесия — величина постоянная для данной обратимой реакции. Она показывает соотношение между концентрациями продуктов реакции (числитель) и исходных веществ (знаменатель), которое устанавливается при равновесии.

Константы равновесия рассчитывают из опытных данных, определяя равновесные концентрации исходных веществ и продуктов реакции при определенной температуре.

Значение константы равновесия характеризует выход продуктов реакции, полноту ее протекания. Если получают $K_{\text{равн.}} \gg 1$, это означает, что при равновесии $[C]^\gamma \cdot [D]^\delta \gg [A]^\alpha \cdot [B]^\beta$, т. е. концентрации продуктов реакции преобладают над концентрациями исходных веществ, а выход продуктов реакции большой.

При $K_{\text{равн.}} \ll 1$ соответственно выход продуктов реакции мал. Например, для реакции гидролиза этилового эфира уксусной кислоты



константа равновесия:

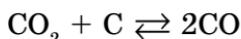
$$K_{\text{равн.}} = \frac{[\text{CH}_3\text{COOH}] \cdot [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}]}{[\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5] \cdot [\text{H}_2\text{O}]}$$

при 20 °С имеет значение 0,28 (то есть меньше 1).



Это означает, что значительная часть эфира не гидролизовалась.

В случае гетерогенных реакций в выражение константы равновесия входят концентрации только тех веществ, которые находятся в газовой или жидкой фазе. Например, для реакции



константа равновесия выражается так:

$$K_{\text{равн.}} = \frac{[\text{CO}]^2}{[\text{CO}_2]}$$

Значение константы равновесия зависит от природы реагирующих веществ и температуры.

От присутствия катализатора константа не зависит, поскольку он изменяет энергию активации и прямой, и обратной реакции на одну и ту же величину. Катализатор может лишь ускорить наступление равновесия, не влияя на значение константы равновесия.

Состояние равновесия сохраняется сколь угодно долго при неизменных внешних условиях: температуре, концентрации исходных веществ, давлении (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*.

Рассмотрим разные способы смещения равновесия на примере реакции взаимодействия азота и водорода с образованием аммиака:



$$K_{\text{равн.}} = \frac{[\text{NH}_3]^2}{[\text{N}_2] \cdot [\text{H}_2]^3}$$



Влияние изменения концентрации веществ

При добавлении в реакционную смесь азота N_2 и водорода H_2 увеличивается концентрация этих газов, а значит, увеличивается скорость прямой реакции. Равновесие смещается вправо, в сторону продукта реакции, то есть в сторону аммиака NH_3 .

Этот же вывод можно сделать, анализируя выражение для константы равновесия. При увеличении концентрации азота и водорода знаменатель увеличивается, а так как $K_{\text{равн}}$ — величина постоянная, должен увеличиваться числитель. Таким образом, в реакционной смеси увеличится количество продукта реакции NH_3 .

Увеличение же концентрации продукта реакции аммиака NH_3 приведет к смещению равновесия влево, в сторону образования исходных веществ. Этот вывод можно сделать на основании аналогичных рассуждений.

Влияние изменения давления

Изменение давления оказывает влияние только на те системы, где хотя бы одно из веществ находится в газообразном состоянии. При увеличении давления уменьшается объем газов, а значит, увеличивается их концентрация.

Предположим, что давление в замкнутой системе повысили, например, в 2 раза. Это значит, что концентрации всех газообразных веществ (N_2 , H_2 , NH_3) в рассматриваемой реакции возрастут в 2 раза. В этом случае числитель в выражении для $K_{\text{равн}}$ увеличится в 4 раза, а знаменатель —



в 16 раз, т. е. равновесие нарушится. Для его восстановления должна увеличиться концентрация аммиака и должны уменьшиться концентрации азота и водорода. Равновесие сместится вправо. Изменение давления практически не сказывается на объеме жидких и твердых тел, т. е. не изменяет их концентрацию. Следовательно, состояние химического равновесия реакций, в которых не участвуют газы, не зависит от давления.

Влияние изменения температуры

ЗАПОМНИ

Принцип Ле Шателье применим не только к химическим реакциям, но и ко многим другим процессам: к испарению, конденсации, плавлению, кристаллизации и др.

При повышении температуры скорости всех реакций (экзо- и эндотермических) увеличиваются. Причем повышение температуры больше сказывается на скорости тех реакций, которые имеют большую энергию активации, а значит, эндотермических.

Таким образом, скорость обратной реакции (эндотермической) увеличивается сильнее, чем скорость прямой. Равновесие сместится в сторону процесса, сопровождающегося поглощением энергии.

Направление смещения равновесия можно предсказать, пользуясь **принципом Ле Шателье**:

Если на систему, находящуюся в равновесии, оказывается внешнее воздействие (изменяется концентрация, давление, температура), то равновесие смещается в ту сторону, которая ослабляет данное воздействие.



Таким образом:

- при увеличении концентрации реагирующих веществ химическое равновесие системы смещается в сторону образования продуктов реакции;
- при увеличении концентрации продуктов реакции химическое равновесие системы смещается в сторону образования исходных веществ;
- при увеличении давления химическое равновесие системы смещается в сторону той реакции, при которой объем образующихся газообразных веществ меньше;
- при повышении температуры химическое равновесие системы смещается в сторону эндотермической реакции;
- при понижении температуры — в сторону экзотермического процесса.

Принцип Ле Шателье применим не только к химическим реакциям, но и ко многим другим процессам: к испарению, конденсации, плавлению, кристаллизации и др. При производстве важнейших химических продуктов принцип Ле Шателье и расчеты, вытекающие из закона действующих масс, дают возможность находить такие условия для проведения химических процессов, которые обеспечивают максимальный выход желаемого вещества.

Диссоциация электролитов в водных растворах. Слабые и сильные электролиты

Электролиты и неэлектролиты

Из уроков физики известно, что растворы одних веществ способны проводить электрический ток, а других — нет. Вещества, растворы которых



ЗАПОМНИ

Электролитами могут быть только вещества с ионной и ковалентной связью (соли, основания, кислоты).

проводят электрический ток, называются **электролитами**.

Растворы сахара, спирта, глюкозы и некоторых других веществ не проводят электрический ток.

Вещества, растворы которых не проводят электрический ток, называются **неэлектролитами**.

Электролитические диссоциация и ассоциация

ЗАПОМНИ

Гидратация — присоединение воды к ионам, атомам, молекулам. Продукты такого процесса называют **гидратами**.

Почему же растворы электролитов проводят электрический ток?

Шведский ученый С. Аррениус, изучая электропроводность различных веществ, пришел в 1877 г. к выводу, что причиной электропроводности является наличие в растворе ионов, которые образуются при растворении электролита в воде.

Процесс распада электролита на ионы называется **электролитической диссоциацией**.

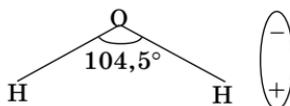
Процесс распада электролита на ионы называется **электролитической диссоциацией**.

С. Аррениус, который придерживался физической теории растворов, не учитывал взаимодействия электролита с водой и считал, что в растворах находятся свободные ионы. 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 растворенного



вещества с водой, которое приводит к образованию гидратов, а затем они диссоциируют на ионы. Они считали, что в растворах находятся не свободные, не «голые» ионы, а гидратированные, т. е. «одетые в шубку» из молекул воды.

Молекулы воды представляют собой *диполи* (два полюса), так как 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 решеткой, так как они уже состоят из готовых ионов. При их растворении диполи воды ориентируются противоположно заряженными концами вокруг положительных и отрицательных ионов электролита.

Между ионами электролита и диполями воды возникают силы взаимного притяжения. В результате связь между ионами ослабевает, и происходит переход ионов из кристалла в раствор (рис. 12). Очевидно, что 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 ионами поверхностного слоя кристалла;
- 3) диссоциация (распад) кристалла электролита на гидратированные ионы.



Упрощенно происходящие процессы можно отразить с помощью следующего уравнения:



Аналогично диссоциируют и электролиты, в молекулах которых ковалентная связь (например, молекулы хлороводорода HCl) (рис. 13); только в этом случае под влиянием диполей воды происходит превращение ковалентной полярной связи в ионную; последовательность процессов, происходящих при этом, будет такой:

- 1) ориентация молекул воды вокруг полюсов молекул 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.

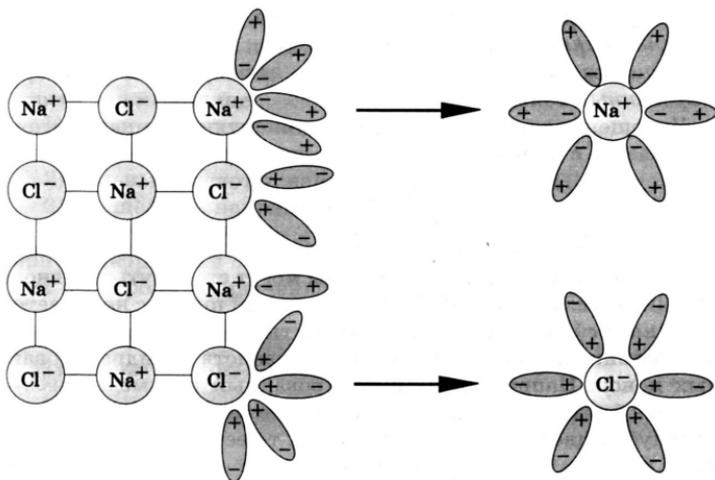


Рис. 12. Схема электролитической диссоциации хлорида натрия на гидратированные ионы

Упрощенно процесс диссоциации соляной кислоты можно отразить с помощью следующего уравнения:



Следует учитывать, что в растворах электролитов хаотически движущиеся гидратированные ионы могут столкнуться и вновь объединиться между собой. Этот обратный процесс называется *ассоциацией*. Ассоциация в растворах происходит параллельно с диссоциацией, поэтому в уравнениях реакций ставят знак обратимости.

Свойства гидратированных ионов отличаются от свойств негидратированных. Например, негидратированный ион меди Cu^{2+} — белый в безводных кристаллах сульфата меди (II) 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.

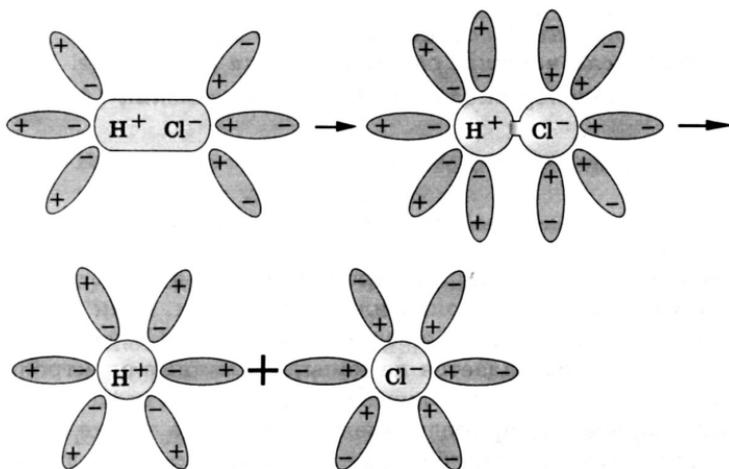


Рис. 13. Схема электролитической диссоциации полярной молекулы хлороводорода на гидратированные ионы



Степень электролитической диссоциации

В растворах электролитов наряду с ионами присутствуют и молекулы. Поэтому растворы электролитов характеризуются *степенью диссоциации*, которая обозначается греческой буквой α («альфа»).

Степень диссоциации — это отношение числа частиц, распавшихся на ионы (N_g), к общему числу растворенных частиц (N_p).

$$\alpha = \frac{N_g}{N_p}$$

Степень диссоциации электролита определяется опытным путем и выражается в долях или процентах. Если $\alpha = 0$, то диссоциация отсутствует, а если $\alpha = 1$, или 100 %, то электролит полностью распадается на ионы. Различные 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 электролитической диссоциации электролиты делятся на сильные и слабые.

Сильные и слабые электролиты

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

К сильным электролитам относятся:

- 1) все растворимые соли;
- 2) сильные кислоты, например: H_2SO_4 , HCl , HNO_3 ;
- 3) все щелочи, например: NaOH , KOH .



Слабые электролиты — это такие электролиты, которые при растворении в воде почти не диссоциируют на ионы. У таких электролитов значенные степени диссоциации стремятся к нулю.

К слабым электролитам относятся:

- 1) слабые кислоты — H_2S , H_2CO_3 , HNO_2 ;
- 2) водный раствор аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$;
- 3) вода;
- 4) некоторые соли.

Константа диссоциации

В растворах слабых электролитов вследствие их неполной диссоциации устанавливается динамическое равновесие между недиссоциированными молекулами и ионами. Например, для уксусной кислоты:



Можно применить к этому равновесию закон действующих масс и записать выражение константы равновесия:

$$K_{\text{равн.}} = \frac{[\text{H}^+] \cdot [\text{CH}_3\text{COO}^-]}{[\text{CH}_3\text{COOH}]}$$

Константу равновесия, характеризующую процесс диссоциации слабого электролита, называют **константой диссоциации**.

Константа диссоциации характеризует способность электролита (кислоты, основания, воды) диссоциировать на ионы. Чем больше константа, тем легче электролит распадается на ионы, следовательно, тем он сильнее. Значения констант диссоциации для слабых электролитов приводятся в справочниках.



Основные положения теории электролитической диссоциации

1. При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на положительные и отрицательные ионы.

Ионы — это одна из форм существования химического элемента. Например, атомы металла натрия Na^0 энергично взаимодействуют с водой, образуя при этом щелочь (NaOH) и водород H_2 , в то время как ионы натрия Na^+ таких продуктов не образуют. Хлор Cl_2 имеет желто-зеленый цвет и резкий запах, ядовит, а ионы хлора Cl^- бесцветны, не ядовиты, лишены запаха.

ЗАПОМНИ

Ионы — это одна из форм существования химического элемента.

Ионы — это положительно или отрицательно заряженные частицы, в которые превращаются атомы или группы атомов одного или нескольких химических элементов в результате отдачи или присоединения электронов.

В растворах ионы беспорядочно передвигаются в различных направлениях.

По составу ионы делятся на *простые* — Cl^- , Na^+ и *сложные* — NH_4^+ , SO_4^{2-} .

2. Причиной диссоциации электролита в водных растворах является его гидратация, т. е. взаимодействие электролита с молекулами воды и разрыв химической связи в нем.

В результате такого взаимодействия образуются гидратированные, т. е. связанные с молекулами воды, ионы. Следовательно, по наличию водной оболочки ионы делятся на **гидратированные** (в раство-



рах и кристаллогидратах) и **негидратированные** (в безводных солях).

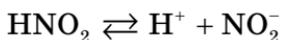
3. Под действием электрического тока положительно заряженные ионы движутся к отрицательному полюсу источника тока — катоду и поэтому называются катионами, а отрицательно заряженные ионы движутся к положительному полюсу источника тока — аноду и поэтому называются анионами.

Следовательно, существует еще 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 растворы электролитов (HCl , $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$, NaOH , CuSO_4) остаются электронейтральными.

4. Электролитическая диссоциация — процесс обратимый для слабых электролитов.

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



5. Не все электролиты в одинаковой мере диссоциируют на ионы.

Степень диссоциации зависит от природы электролита и его концентрации.

6. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые они образуют при диссоциации.

ЗАПОМНИ

Если в реакции участвуют слабые электролиты, то такие реакции являются обратными, а если исходные вещества — сильные электролиты, то реакции не протекают.



Реакции ионного обмена

Свойства растворов слабых электролитов обусловлены молекулами и ионами, образовавшимися в процессе диссоциации, которые находятся в динамическом равновесии друг с другом.

Запах уксусной кислоты обусловлен наличием молекул CH_3COOH , кислый вкус и изменение окраски индикаторов связаны с наличием в растворе ионов H^+ .

Свойства растворов сильных электролитов определяются свойствами ионов, которые образуются при их диссоциации.

Например, общие свойства кислот, такие как кислый вкус, изменение окраски индикаторов

ЗАПОМНИ

Реакции, протекающие между ионами, называют **ионными реакциями**.

и др., обусловлены наличием в их растворах катионов водорода (точнее, ионов оксония H_3O^+). Общие свойства щелочей, такие как мылкость на ощупь, изменение окраски

индикаторов и др. связаны с присутствием в их растворах гидроксид-ионов OH^- , а свойства солей — с распадом их в растворе на катионы металла (или аммония) и анионы кислотных остатков.

Согласно теории электролитической диссоциации все реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами. Этим обусловлена высокая скорость многих химических реакций в растворах электролитов.

Реакции, протекающие между ионами, называют **ионными реакциями**, а уравнения этих реакций — **ионными уравнениями**.



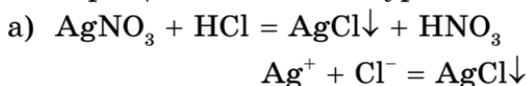
Реакции ионного обмена в водных растворах могут протекать:

1. Необратимо, до конца.
2. Обратимо, то есть протекать одновременно в двух противоположных направлениях.

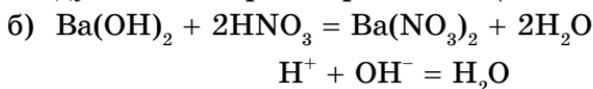
Реакции обмена между сильными электролитами в растворах протекают до конца или практически необратимы, когда ионы, соединяясь друг с другом, образуют вещества:

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

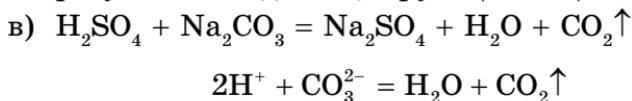
Приведем несколько примеров молекулярных и сокращенных ионных уравнений:



Реакция необратима, т. к. один из ее продуктов — нерастворимое вещество.



Реакция нейтрализации необратима, т. к. образуется малодиссоциирующее вещество — вода.



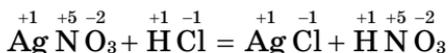
Реакция необратима, т. к. образуется газ CO_2 и малодиссоциирующее вещество — вода.

Если среди исходных веществ и среди продуктов реакции имеются *слабые электролиты* или малорастворимые вещества, то такие реакции являются *обратимыми*, т. е. до конца не протекают.

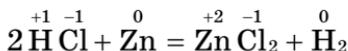


эффекту, использованию катализатора) можно дополнить еще одним признаком. Этот признак — изменение степени окисления атомов химических элементов, образующих реагирующие вещества.

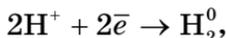
Например, в реакции:



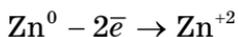
степени окисления атомов химических элементов после реакции не изменились. А вот в другой реакции — взаимодействие соляной кислоты с цинком:



атомы двух элементов, водорода и цинка, изменили свои степени окисления: водород с +1 на 0, а цинк — с 0 на +2. Следовательно, в этой реакции каждый атом водорода получил по одному электрону:



а каждый атом цинка — отдал два электрона:



Химические реакции, в результате которых происходит изменение степеней окисления атомов химических элементов или ионов, образующих реагирующие вещества, называют **окислительно-восстановительными реакциями**.

Окислитель и восстановитель.

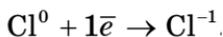
Окисление и восстановление

Под **восстановлением** понимают процесс присоединения электронов атомами, ионами или молекулами.

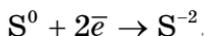


Степень окисления при этом понижается.

Например, атомы неметаллов могут присоединять электроны, превращаясь при этом в отрицательные ионы, т. е. восстанавливаясь:

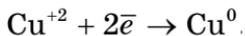


атом хлора хлорид-ион

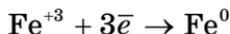


атом серы сульфид-ион

Электроны могут присоединяться и к положительным ионам, превращая их при этом в атомы:

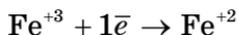


ион меди (II) атом меди

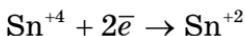


ион железа (III) атом железа

Принимать электроны могут и положительные ионы, у которых при этом степень окисления понижается:



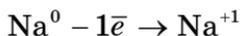
ион железа (III) ион железа (II)



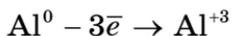
ион олова (IV) ион олова (II)

Атомы, ионы или молекулы, принимающие электроны, называются **окислителями**.

Под **окислением** понимают процесс отдачи электронов атомами, ионами или молекулами. Например, атомы металлов, теряя электроны, превращаются в положительные ионы, т. е. окисляются:



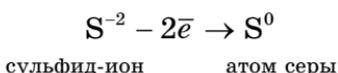
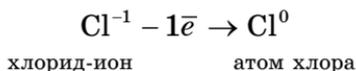
атом натрия ион натрия



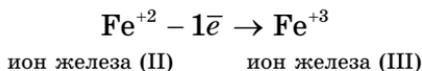
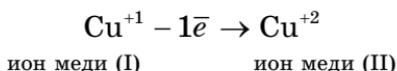
атом алюминия ион алюминия



Отдавать свои электроны могут отрицательные ионы:



Терять электроны могут и некоторые положительные ионы с низшими степенями окисления:



Можно отметить, что при этом степень окисления повышается.

Атомы, ионы или молекулы, отдающие электроны, называются **восстановителями**.

Окисление всегда сопровождается восстановлением, и наоборот, то есть окислительно-восстановительные реакции представляют собой единство двух противоположных процессов — окисления и восстановления. Схема взаимосвязи изменения степеней окисления с процессами окисления и восстановления может быть представлена так, как это изображено ниже.



Зная формулу вещества и определив степени окисления атомов химических элементов в нем, нетрудно предсказать, какие свойства будет проявлять



каждый элемент и вещество в целом. Например, азот в азотной кислоте $\text{H}\overset{+5}{\text{N}}\text{O}_3$ имеет максимальное значение степени окисления +5, т. е. он «потерял» все электроны, поэтому азот и азотная кислота будут проявлять только окислительные свойства.

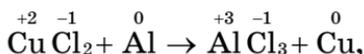
Азот в аммиаке $\overset{-3}{\text{N}}\overset{+1}{\text{H}}_3$ имеет минимальное значение степени окисления -3, то есть он не сможет принять больше ни одного электрона, и поэтому аммиак будет проявлять только восстановительные свойства.

Оксид азота (II) $\overset{+2}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}$. Азот в этом соединении имеет промежуточное значение степени окисления и поэтому может проявлять как окислительные (например: $\text{N}^{+2} + 2\bar{e} \rightarrow \text{N}^0$ или $\text{N}^{+2} + 5\bar{e} \rightarrow \text{N}^{-3}$), так и восстановительные (например: $\text{N}^{+2} - 2\bar{e} \rightarrow \text{N}^{+4}$) свойства.

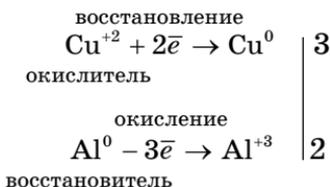
Метод электронного баланса

В окислительно-восстановительных реакциях число электронов, отдаваемых восстановителем, равно числу электронов, принимаемых окислителем, т. е. соблюдается **электронный баланс**. Метод электронного баланса применяют для записей электронных уравнений процессов окисления и восстановления.

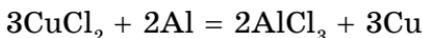
Например, реакция взаимодействия алюминия с хлоридом меди (II) описывается схемой:



а электронные уравнения будут иметь вид:



Молекулярное уравнение этой реакции:

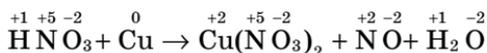


Покажем, как с помощью метода электронного баланса можно расставить коэффициенты в уравнении сложной окислительно-восстановительной реакции. Известно, что первое правило ряда напряжений металлов о взаимодействии металлов с растворами кислот не распространяется на концентрированную серную кислоту и азотную кислоту любой концентрации.

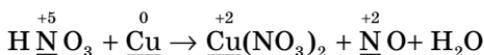
В отличие от соляной кислоты, в которой окислителем атомов металла были катионы водорода, в серной и азотной кислотах окислителями являются атомы серы и азота из сульфат-ионов и нитрат-ионов. Поэтому H_2SO_4 (конц.) и HNO_3 (любой концентрации) взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжений как до водорода, так и после него, восстанавливаясь при этом до SO_2 , NO и т. д. Например, при взаимодействии разбавленной азотной кислоты с медью получают нитрат меди (II), оксид азота (II) и вода. Запишем формулы исходных и конечных веществ с указанием степеней окисления:

ЗАПОМНИ

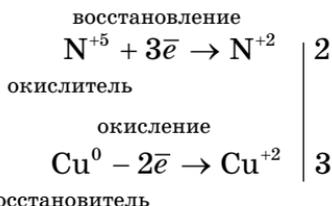
Степень окисления — это условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный на основе предположения, что все соединения (и ионные, и ковалентно полярные) состоят только из ионов.



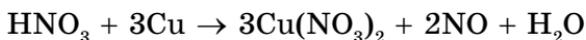
Подчеркнем знаки химических элементов, изменивших свои степени окисления:



Составим электронные уравнения, то есть отразим процессы отдачи и присоединения электронов:

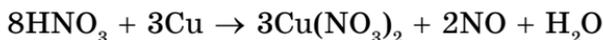


Ставим коэффициент 3 перед Cu^0 и перед формулой нитрата меди (II), в котором Cu^{+2} , т. к. с такими значениями степеней окисления медь встречается по одному разу. Коэффициент 2 поставим только перед формулой вещества с N^{+2} , т. к. это значение степени окисления для азота в схеме реакции встречается только один раз, а вот перед HNO_3 коэффициент не запишем, ибо N^{+5} встречается еще раз в формуле $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$. Запись имеет вид:

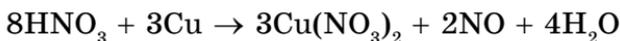


Теперь уравниваем число атомов азота. После реакции оно равно $3 \cdot 2 = 6$ из $\text{Cu}(\text{NO}_3)_2$ и еще два атома из 2NO , всего 8.

Поэтому перед HNO_3 запишем коэффициент 8:

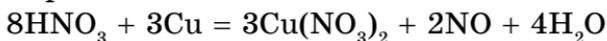


и уравниваем число атомов водорода:





Проверим правильность расстановки коэффициентов, подсчитав число атомов кислорода до и после реакции: до реакции — 24 атома и после реакции — 24 атома. Коэффициенты расставлены правильно, поэтому заменим в уравнении стрелку на знак равенства:



Коррозия металлов

При взаимодействии металлов с веществами окружающей среды на их поверхности образуются соединения, обладающие совершенно иными свойствами, чем сами металлы. В обычной жизни мы часто повторяем слова «ржавчина», «ржавление», видя коричнево-желтый налет на изделиях из железа и его сплавов. Ржавление — это частный случай коррозии.

Коррозия — это процесс самопроизвольного разрушения металлов под влиянием внешней среды.

Однако разрушению подвергаются практически все металлы, в результате чего многие их свойства ухудшаются (или совсем теряются): уменьшаются прочность, пластичность, блеск, снижается электропроводность, а также возрастает трение между движущимися деталями машин, изменяются размеры деталей и т. д.

Коррозия металлов бывает сплошной и местной. Первая не так опасна, как вторая, ее проявления

ЗАПОМНИ

Схема взаимосвязи изменения степеней окисления с процессами окисления и восстановления:





могут быть учтены при проектировании конструкций и аппаратов. Значительно опаснее местная коррозия, хотя потери металла здесь могут быть и небольшими. Один из наиболее опасных ее видов — точечная. Она заключается в образовании сквозных поражений, то есть точечных полостей — питтингов, при этом снижается прочность отдельных участков, уменьшается надежность конструкций, аппаратов, сооружений.

По своей химической природе коррозия — это окислительно-восстановительный процесс. В зависимости от среды, в которой он протекает, различают несколько видов коррозии.

Виды коррозии

ЗАПОМНИ

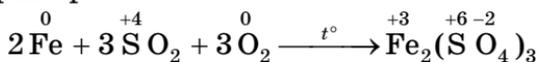
Затраты на возмещение потерь, связанных с коррозией, составляют 30 % годового производства металлов в мире.

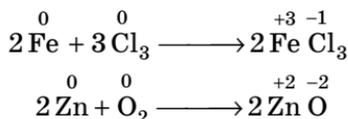
Наиболее часто встречающиеся виды коррозии: химическая и электрохимическая.

1. Химическая коррозия происходит в не проводящей электрический ток среде. Такой вид коррозии проявляется в случае взаимодей-

ствия металлов с сухими газами или жидкостями-неэлектролитами (бензином, керосином и др.). Такому разрушению подвергаются детали и узлы двигателей, газовых турбин, ракетных установок. Химическая коррозия часто наблюдается в процессе обработки металлов при высоких температурах.

Например:

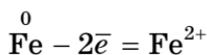




Большинство металлов окисляется кислородом воздуха, образуя на поверхности оксидные пленки. Если эта пленка прочная, плотная, хорошо связана с металлом, то она защищает металл от разрушения. Такие защитные пленки появляются у Zn, Al, Cr, Ni, Pb, Sn, Nb, Ta и др. У железа она рыхлая, пористая, легко отделяется от поверхности и поэтому не способна защитить металл от дальнейшего разрушения.

2. Электрохимическая коррозия происходит в токопроводящей среде (в электролите с возникновением внутри системы электрического тока). Как правило, металлы и сплавы неоднородны, содержат включения различных примесей. При контакте их с электролитами одни участки поверхности начинают выполнять роль анода (отдают электроны), а другие — роль катода (принимают электроны).

Например, на железе, как на более активном металле, при соприкосновении с электролитом происходят процессы окисления (растворения) металла и перехода его катионов в электролит:



Таким образом, железо (его основная часть) служит анодом. Поток электронов перемещается к олову — металлу с меньшей активностью, на нем накапливается избыточное количество электронов. Таким образом, участки олова могут «поделиться» электронами, поэтому на них возможны процессы восстановления. Примесь олова выполняет роль катода.



В зависимости от среды электролита на катоде могут идти различные процессы. В одном случае будет наблюдаться выделение газа (H_2). В другом — образование ржавчины, состоящей в основном из $Fe_2O_3 \cdot nH_2O$.

Катионы водорода и растворенный 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 вода, речная вода, конденсированная влага и, конечно же, хорошо известные вам электролиты — растворы солей, щелочей, кислот.

Способы защиты от коррозии

Уже при проектировании металлических конструкций и их изготовлении предусматривают меры защиты от коррозии.

1. Шлифование поверхности изделий, чтобы на них не задерживалась влага.

2. Применение легированных сплавов, содержащих специальные добавки: хром, никель, которые при высокой температуре на поверхности металла образуют устойчивый оксидный слой (например, Cr_2O_3). Общеизвестны легированные стали — «нержавейки», из которых изготавливают предметы домашнего обихода (ножи, вилки, ложки), детали машин, инструменты.



3. Нанесение защитных покрытий. Рассмотрим их виды:

- 1) *неметаллические* — неокисляющиеся масла, специальные лаки, краски, эмали. Правда, они недолговечны, но зато дешевы;
- 2) *химические* — искусственно создаваемые поверхностные пленки: оксидные, нитридные, силицидные, полимерные и др.

Например, все стрелковое оружие и детали многих точных приборов подвергают воронению — это процесс получения тончайшей пленки оксидов железа на поверхности стального изделия. Получаемая искусственная оксидная пленка очень прочная (в основном состава $\text{Fe}^{+2}\text{Fe}_2^{+2}\text{O}_4$) и придает изделию красивый черный цвет и синий отлив. Полимерные покрытия изготавливают из полиэтилена, полихлорвинила, полиамидных смол. Наносят их двумя способами: нагретое изделие помещают в порошок полимера, который плавится и приваривается к металлу, или поверхность металла обрабатывают раствором полимера в низкокипящем растворителе, который быстро испаряется, а полимерная пленка остается на изделии;

- 3) *металлические* — это покрытия другими металлами, на поверхности которых под действием окислителей образуются устойчивые защитные пленки. Нанесение хрома на поверхность — хромирование, никеля — никелирование, цинка — цинкование, олова — лужение и т. д. Покрытием может служить и пассивный в химическом отношении металл — золото, серебро, медь.



4. Электрохимические методы защиты:

- 1) *протекторная (анодная)* — к защищаемой металлической конструкции присоединяют кусок более активного металла (протектор), который служит анодом и разрушается в присутствии электролита. В качестве протектора при защите корпусов судов, трубопроводов, кабелей и других стальных изделий используют магний, алюминий, цинк;
- 2) *катодная* — металлоконструкцию подсоединяют к катоду внешнего источника тока, что исключает возможность ее анодного разрушения.

5. **Специальная обработка электролита** или другой среды, в которой находится защищаемая металлическая конструкция:

- 1) Введение веществ-ингибиторов, замедляющих коррозию. Известно, что дамасские мастера для снятия окалины и ржавчины пользовались растворами серной кислоты с добавлением пивных дрожжей, муки, крахмала. Эти примеси и были одними из первых ингибиторов. Они не позволяли кислоте действовать на оружейный металл, в результате растворялись только окалина и ржавчина. Уральские оружейники применяли для этих целей «травильные супы» — растворы серной кислоты с добавкой мучных отрубей.

Примеры использования современных ингибиторов: соляная кислота при перевозке и хранении прекрасно «уक्रощается» производными бутиламина, а серная кислота — азотной кислотой, летучий диэтиламин впрыскивают в различные емко-



сти. Отметим, что ингибиторы действуют только на металл, делая его пассивным по отношению к среде, например, к раствору кислоты. Науке известно более 5 тыс. ингибиторов коррозии.

- 2) Удаление растворенного в воде кислорода (деаэрация). Этот процесс используют при подготовке воды, поступающей в котельные установки.

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

Реакция гидролиза

Согласно теории электролитической диссоциации в водном растворе частицы растворенного вещества взаимодействуют с молекулами воды. Такое взаимодействие может привести к реакции гидролиза.

Гидролиз — это реакция обменного разложения вещества водой.

Гидролизу подвергаются различные вещества: неорганические — соли, карбиды и гидриды металлов, галогениды неметаллов; органические — галогеналканы, сложные эфиры и жиры, углеводы, белки, полинуклеотиды.

Водные растворы солей имеют разные значения pH и различные типы сред — кислотную ($pH < 7$), щелочную ($pH > 7$), нейтральную ($pH = 7$). Это объясняется тем, что соли в водных растворах могут подвергаться гидролизу.

Сущность гидролиза сводится к обменному химическому взаимодействию катионов или анио-

ЗАПОМНИ

Гидролиз (от греч. hydro — «вода», lysis — «разложение, распад»).



нов соли с молекулами воды. В результате этого взаимодействия образуется малодиссоциирующее соединение (слабый электролит). А в водном растворе соли появляется избыток свободных ионов H^+ или OH^- , и раствор соли становится кислотным или щелочным соответственно.

Классификация солей

Любую соль можно представить как продукт взаимодействия основания с кислотой. Например, соль KClO образована сильным основанием KOH и слабой кислотой HClO .

В зависимости от силы основания и кислоты можно выделить четыре типа солей.

Рассмотрим поведение солей различных типов в растворе.

1. Соли, образованные сильным основанием и слабой кислотой.

Например, соль цианид калия KCN образована сильным основанием KOH и слабой кислотой HCN :



В водном растворе соли происходят два процесса:

- 1) незначительная обратимая диссоциация молекул воды (очень слабого амфотерного электролита), которую упрощенно можно записать с помощью уравнения:

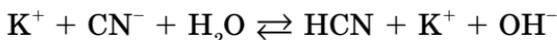


- 2) полная диссоциация соли (сильного электролита):

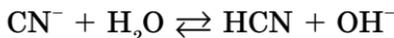


Образующиеся при этих процессах ионы H^+ и CN^- взаимодействуют между собой, связываясь в молекулы слабого электролита — цианистоводородной кислоты HCN , тогда как гидроксид — ион OH^- остается в растворе, обуславливая тем самым его щелочную среду. Происходит гидролиз по аниону CN^- .

Запишем полное ионное уравнение происходящего процесса (гидролиза):



Этот процесс обратим, и химическое равновесие смещено влево (в сторону образования исходных веществ), т. к. вода — значительно более слабый электролит, чем цианистоводородная кислота HCN :



Уравнение показывает, что:

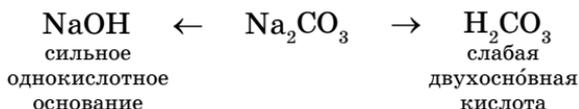
- 1) в растворе есть свободные гидроксид-ионы OH^- , и концентрация их больше, чем в чистой воде, поэтому раствор соли KCN имеет *щелочную среду* ($\text{pH} > 7$);
- 2) в реакции с водой участвуют ионы CN^- , в таком случае говорят, что идет *гидролиз по аниону*.

Другие примеры анионов слабых кислот, которые участвуют в реакции с водой:

- муравьиной HCOOH — анион HCOO^- ;
- уксусной CH_3COOH — анион CH_3COO^- ;
- азотистой HNO_2 — анион NO_2^- ;
- сероводородной H_2S — анион S^{2-} ;
- угольной H_2CO_3 — анион CO_3^{2-} ;
- сернистой H_2SO_3 — анион SO_3^{2-} .

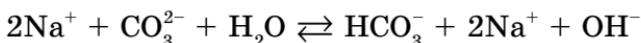


Рассмотрим гидролиз карбоната натрия Na_2CO_3 :

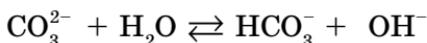


Происходит гидролиз соли по аниону CO_3^{2-} .

Полное ионное уравнение гидролиза:



Сокращенное ионное уравнение гидролиза:



ЗАПОМНИ

В крови и слюне содержатся соли гидрокарбонат (HCO_3^-) и гидрофосфат (HPO_4^{2-}) натрия, которые поддерживают определенную реакцию среды за счет смещения, равновесия процессов гидролиза.

Продукты гидролиза — *кислая соль* NaHCO_3 и гидроксид натрия NaOH .

Среда водного раствора карбоната натрия — щелочная ($\text{pH} > 7$), потому что в растворе увеличивается концентрация ионов OH^- . Кислая соль NaHCO_3 тоже может подвергаться гидро-

лизу, который протекает в очень незначительной степени, и им можно пренебречь.

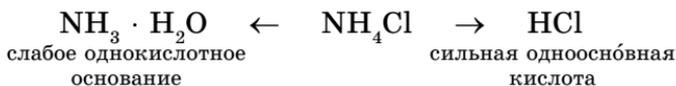
Подведем итог тому, что вы узнали о гидролизе по аниону:

- 1) по аниону соли, как правило, гидролизуются обратимо;
- 2) химическое равновесие в таких реакциях сильно смещено влево;
- 3) реакция среды в растворах подобных солей щелочная ($\text{pH} > 7$);
- 4) при гидролизе солей, образованных слабыми многоосновными кислотами, получаются кислые соли.



2. Соли, образованные сильной кислотой и слабым основанием.

Рассмотрим гидролиз хлорида аммония NH_4Cl .

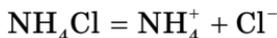


В водном растворе соли происходят два процесса:

- 1) незначительная обратимая диссоциация молекул воды (очень слабого амфотерного электролита), которую упрощенно можно записать с помощью уравнения:

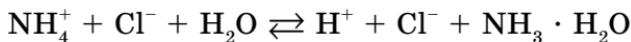


- 2) полная диссоциация соли (сильного электролита):



Образующиеся при этом ионы OH^- и NH_4^+ взаимодействуют между собой с получением $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (слабый электролит), тогда как ионы H^+ остаются в растворе, обуславливая тем самым его кислотную среду.

Полное ионное уравнение гидролиза:



Процесс обратим, химическое равновесие смещено в сторону образования исходных веществ, т. к. вода H_2O — значительно более слабый электролит, чем гидрат аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

Сокращенное ионное уравнение гидролиза:



Уравнение показывает, что:

- 1) в растворе есть свободные ионы водорода H^+ , и их концентрация больше, чем в чистой воде,

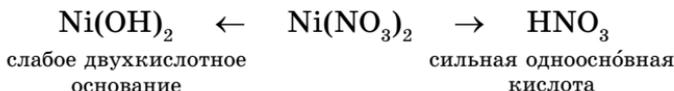


поэтому раствор соли имеет *кислотную среду* ($\text{pH} < 7$);

- 2) в реакции с водой участвуют катионы аммония NH_4^+ ; в таком случае говорят, что идет *гидролиз по катиону*.

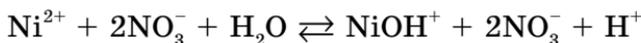
В реакции с водой могут участвовать и многозарядные катионы: *двухзарядные* M^{2+} (например, Ni^{2+} , Cu^{2+} , Zn^{2+} ...), кроме катионов щелочноземельных металлов, *трехзарядные* M^{3+} (например, Fe^{3+} , Al^{3+} , Cr^{3+} ...).

Рассмотрим гидролиз нитрата никеля $\text{Ni}(\text{NO}_3)_2$.

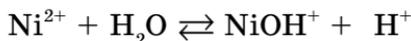


Происходит гидролиз соли по катиону Ni^{2+} .

Полное ионное уравнение гидролиза:



Сокращенное ионное уравнение:



Продукты гидролиза — *основная соль* NiOHNO_3 и азотная кислота HNO_3 .

Среда водного раствора нитрата никеля кислотная ($\text{pH} < 7$), потому что в растворе увеличивается концентрация ионов H^+ .

Гидролиз соли NiOHNO_3 протекает в значительно меньшей степени, и им можно пренебречь.

Таким образом:

- 1) по катиону соли, как правило, гидролизуются обратимо;
- 2) химическое равновесие реакций сильно смещено влево;
- 3) реакция среды в растворах таких солей кислотная ($\text{pH} < 7$);



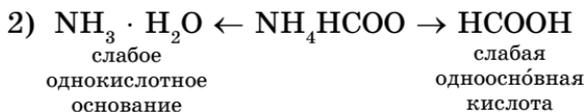
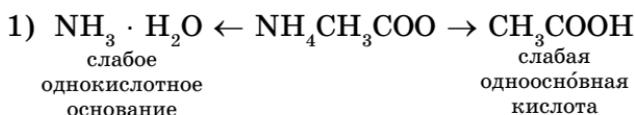
4) при гидролизе солей, образованных слабыми многокислотными основаниями, получаются основные соли.

3. Соли, образованные слабым основанием и слабой кислотой.

Такие соли подвергаются гидролизу и по катиону, и по аниону.

Катион слабого основания связывает ионы OH^- из молекул воды, образуя *слабое основание*; анион слабой кислоты связывает ионы H^+ из молекул воды, образуя *слабую кислоту*. Реакция растворов этих солей может быть нейтральной, слабокислотной или слабощелочной. Это зависит от констант диссоциации двух слабых электролитов — кислоты и основания, которые образуются в результате гидролиза.

Например, рассмотрим гидролиз двух солей: ацетата аммония $\text{NH}_4\text{CH}_3\text{COO}$ и формиата аммония NH_4HCOO :



В водных растворах этих солей катионы слабого основания NH_4^+ взаимодействуют с гидроксид-ионами OH^- (напомним, что вода диссоциирует $\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{OH}^-$), а анионы слабых кислот

ЗАПОМНИ

Возможность и характер протекания гидролиза определяется природой основания и кислоты, из которых образована соль.



CH_3COO^- и HCOO^- взаимодействуют с катионами H^+ с образованием молекул слабых кислот — уксусной CH_3COOH и муравьиной HCOOH .

Запишем ионные уравнения гидролиза:

- 1) $\text{CH}_3\text{COO}^- + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{COOH} + \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- 2) $\text{HCOO}^- + \text{NH}_4^+ + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O} + \text{HCOOH}$

В этих случаях гидролиз тоже обратимый, но равновесие смещено в сторону образования продуктов гидролиза — двух слабых электролитов.

В первом случае среда раствора нейтральная ($\text{pH} = 7$), т. к. $K_{\text{д}}(\text{CH}_3\text{COOH}) = K_{\text{д}}(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) = 1,8 \times 10^{-5}$. Во втором случае среда раствора будет слабокислотной ($\text{pH} < 7$), т. к. $K_{\text{д}}(\text{HCOOH}) = 2,1 \cdot 10^{-4}$ и $K_{\text{д}}(\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}) < K_{\text{д}}(\text{HCOOH})$, где $K_{\text{д}}$ — константа диссоциации.

Гидролиз большинства солей является обратимым процессом. В состоянии химического равновесия гидролизована лишь часть соли. Однако некоторые соли полностью разлагаются водой, т. е. их гидролиз является необратимым процессом.

Сульфид алюминия Al_2S_3 в воде подвергается необратимому гидролизу, т. к. появляющиеся при гидролизе по катиону ионы H^+ связываются образующимися при гидролизе по аниону ионами OH^- . Это усиливает гидролиз и приводит к образованию нерастворимого гидроксида алюминия и газообразного сероводорода:



Поэтому сульфид алюминия Al_2S_3 нельзя получить реакцией обмена между водными растворами двух солей, например, хлорида алюминия AlCl_3 и сульфида натрия Na_2S .



В результате гидролиза и по катиону, и по аниону:

- 1) если соли гидролизуются и по катиону, и по аниону обратимо, то химическое равновесие в реакциях гидролиза смещено вправо; реакция среды при этом или нейтральная, или слабокислотная, или слабощелочная, что зависит от соотношения констант диссоциации образующихся основания и кислоты;
- 2) соли могут гидролизаться и по катиону, и по аниону необратимо, если хотя бы один из продуктов гидролиза уходит из сферы реакции.

4. Соли, образованные сильным основанием и сильной кислотой, не подвергаются гидролизу.

Рассмотрим «поведение» в растворе хлорида калия KCl.



Соль в водном растворе диссоциирует на ионы ($\text{KCl} = \text{K}^+ + \text{Cl}^-$), но при взаимодействии с водой слабый электролит образоваться не может. Среда раствора нейтральная ($\text{pH} = 7$), т. к. концентрации ионов H^+ и OH^- в растворе равны, как в чистой воде.

Другими примерами подобных солей могут быть галогениды, нитраты, перхлораты, сульфаты, хроматы и дихроматы щелочных металлов, галогениды (кроме фторидов), нитраты и перхлораты щелочноземельных металлов.

Следует также отметить, что реакция обратимого гидролиза полностью подчиняется принципу Ле Шателье. Поэтому *гидролиз соли можно усилить* (и даже сделать необратимым) следующими способами: 1) добавить воды (уменьшить концентрацию);

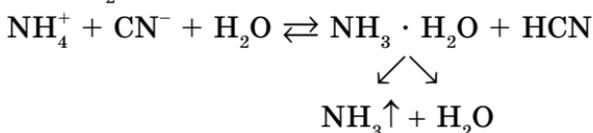


- 2) нагреть раствор, при этом усиливается эндотермическая диссоциация воды:



а значит, увеличивается количество H^+ и OH^- , которые необходимы для осуществления гидролиза соли;

- 3) связать один из продуктов гидролиза в труднорастворимое соединение или удалить один из продуктов в газовую фазу; например, гидролиз цианида аммония NH_4CN будет значительно усиливаться за счет разложения гидрата аммиака с образованием аммиака NH_3 и воды H_2O :



Гидролиз можно подавить (значительно уменьшить количество подвергающейся гидролизу соли), действуя следующим образом:

- 1) увеличить концентрацию растворенного вещества;
- 2) охладить раствор (для ослабления гидролиза растворы солей следует хранить концентрированными и при низких температурах);
- 3) ввести в раствор один из продуктов гидролиза; например, подкислять раствор, если его среда в результате гидролиза кислотная, или подщелачивать, если щелочная.

Значение гидролиза

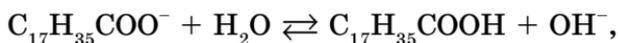
Гидролиз солей имеет и практическое, и биологическое значение.



Еще в древности в качестве моющего средства использовали золу. В золе содержится карбонат калия K_2CO_3 , который в воде гидролизуется по аниону, водный раствор приобретает мылкость за счет образующихся при гидролизе ионов OH^- .

В настоящее время в быту мы используем мыло, стиральные порошки и другие моющие средства. Основной компонент мыла — это натриевые и калиевые соли высших жирных карбоновых кислот: стеараты, пальмитаты, которые гидролизуются.

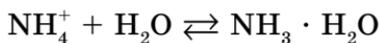
Гидролиз стеарата натрия $C_{17}H_{35}COONa$ выражается следующим ионным уравнением:



т. е. раствор имеет слабощелочную среду.

Соли, создающие необходимую щелочную среду раствора, содержатся в фотографическом проявителе. Это карбонат натрия Na_2CO_3 , карбонат калия K_2CO_3 , бура $Na_2B_4O_7$ и другие соли, гидролизующиеся по аниону.

Если кислотность почвы недостаточна, у растений появляется болезнь — хлороз. Ее признаки — пожелтение или побеление листьев, отстаивание в росте и развитии. Если $pH_{\text{почвы}} > 7,5$, то в нее вносят удобрение сульфат аммония $(NH_4)_2SO_4$, которое способствует повышению кислотности благодаря гидролизу по катиону, проходящему в почве:



ЗАПОМНИ

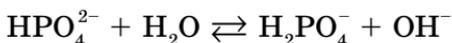
В состав стиральных порошков и других моющих средств специально вводят соли неорганических кислот (фосфаты, карбонаты), которые усиливают моющее действие за счет повышения pH среды.



Неоценима биологическая роль гидролиза некоторых солей, входящих в состав нашего организма.

Например, в состав крови входят соли гидрокарбонат и гидрофосфат натрия. Их роль заключается в поддержании определенной реакции среды.

Это происходит за счет 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.

Или например: в составе слюны человека есть ионы HPO_4^{2-} . Благодаря им в полости рта поддерживается определенная среда ($\text{pH} = 7-7,5$).

Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей)

Электролиз расплавленных солей

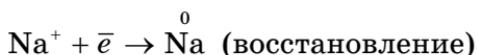
Электролиз — это окислительно-восстановительный процесс, протекающий на электродах при прохождении электрического тока через расплав или раствор электролита.



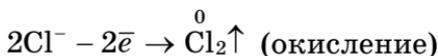
Рассмотрим процесс электролиза расплава хлорида натрия. В расплаве идет процесс термической диссоциации:



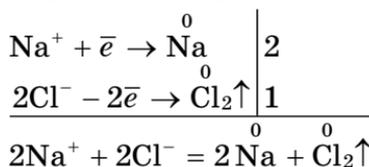
Под действием электрического тока катионы Na^+ движутся к катоду и принимают от него электроны:



Анионы Cl^- движутся к аноду и отдают электроны:



Суммарное уравнение процессов:



или



На катоде образуется металлический натрий, на аноде — газообразный хлор.

Главное, что вы должны помнить: в процессе электролиза за счет электрической энергии осуществляется химическая реакция, которая самопроизвольно идти не может.

Электролиз водных растворов электролитов

Более сложный случай — электролиз растворов электролитов.

В растворе соли кроме ионов металла и кислотного остатка присутствуют молекулы воды. Поэто-



му при рассмотрении процессов на электродах необходимо учитывать их участие в электролизе.

Для определения продуктов электролиза водных растворов электролитов существуют следующие правила.

ЗАПОМНИ

При электролизе катод является восстановителем, а анод — окислителем.

1. Процесс на катоде зави-

сит не от материала катода, из которого он сделан, а от положения металла (катиона электролита) в электрохимическом ряду напряжений, при этом, если:

- 1) катион электролита расположен в ряду напряжений в начале ряда по Al включительно, то на катоде идет процесс восстановления воды (выделяется водород $H_2 \uparrow$). Катионы металла не восстанавливаются, они остаются в растворе;
- 2) катион электролита находится в ряду напряжений между алюминием и водородом, то на катоде восстанавливаются одновременно и ионы металла, и молекулы воды;
- 3) катион электролита находится в ряду напряжений после водорода, то на катоде восстанавливаются катионы металла;
- 4) в растворе содержатся катионы разных металлов, то сначала восстанавливается катион металла, стоящий в ряду напряжений правее.

2. Процесс на аноде зависит от материала анода и от природы аниона:

- 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 идет процесс окисления аниона;
- при электролизе растворов солей *кислородсодержащих кислот и фторидов* на аноде идет процесс окисления воды (выделяется $O_2 \uparrow$). Анионы не окисляются, они остаются в растворе;
- анионы по их способности окисляться располагаются в следующем порядке:



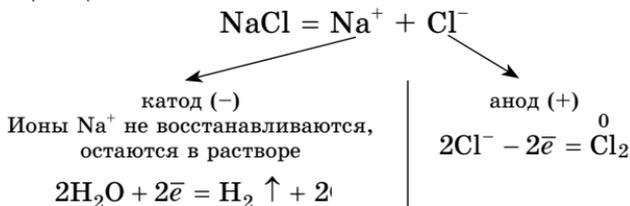
восстановительная активность уменьшается
(способность отдавать электроны)

Попробуем применить эти правила в конкретных ситуациях.

Рассмотрим электролиз раствора хлорида натрия в случае, если анод *нерастворимый* и если анод *растворимый*.

1. Анод *нерастворимый* (например, графитовый).

В растворе идет процесс электролитической диссоциации:

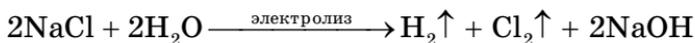




Суммарное уравнение:



Учитывая присутствие ионов Na^+ в растворе, составляем молекулярное уравнение:



(гидроксид натрия образуется в катодном пространстве)

2. Анод *растворимый* (например, медный):



Если анод *растворимый*, то металл анода будет окисляться:

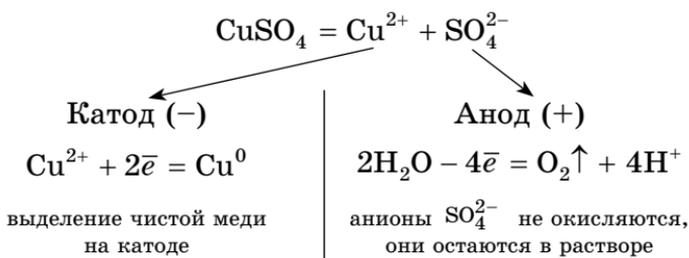


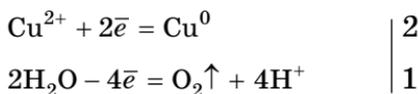
Катионы Cu^{2+} в ряду напряжений стоят после (H^+), поэтому они и будут восстанавливаться на катоде.



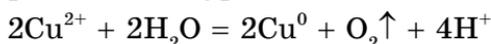
Концентрация NaCl в растворе не меняется.

Рассмотрим электролиз раствора сульфата меди (II) на *нерастворимом аноде*:

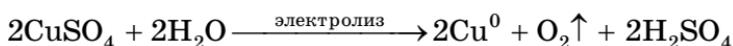




Суммарное ионное уравнение:



Суммарное молекулярное уравнение с учетом присутствия анионов SO_4^{2-} в растворе:

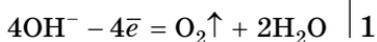
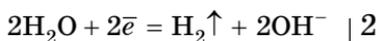
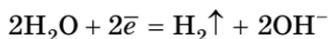


(серная кислота образуется в анодном пространстве)

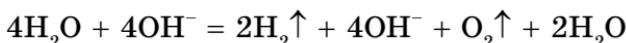
Рассмотрим электролиз раствора гидроксида калия на *нерастворимом аноде*:



Катод (-)
ионы K^+ не восстанавливаются, остаются в растворе



Суммарное ионное уравнение:



Суммарное молекулярное уравнение:



В данном случае, оказывается, идет только электролиз воды. Аналогичный результат получим и в случае электролиза растворов H_2SO_4 , NaNO_3 , K_2SO_4 и др.

Электролиз расплавов и растворов веществ широко используется в промышленности.

ЭКСПРЕСС-КОНТРОЛЬ

1. Какие вещества участвуют в реакциях обмена?
 - 1) только простые
 - 2) простые и сложные
 - 3) только сложные
 - 4) только неорганические
2. Для увеличения скорости химической реакции $2\text{Fe}_{(r)} + 3\text{Cl}_{2(r)} = 2\text{FeCl}_{3(r)}$ необходимо
 - 1) снизить температуру
 - 2) добавить железо
 - 3) повысить давление
 - 4) добавить хлорид железа (III)
3. В какой системе снижение температуры смещает равновесие в сторону образования исходных продуктов?
 - 1) $\text{CH}_{4(r)} + \text{H}_2\text{O}_{(r)} \rightleftharpoons \text{CO}_{(r)} + 3\text{H}_2 - Q \quad (\Delta H > 0)$:
 - 2) $3\text{H}_{2(r)} + \text{N}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{NH}_3 + Q \quad (\Delta H < 0)$
 - 3) $\text{n-C}_4\text{H}_{10} \rightleftharpoons \text{изо-C}_4\text{H}_{10} \quad (\Delta H = 0)$
 - 4) $2\text{SO}_{2(r)} + \text{O}_{2(r)} \rightleftharpoons 2\text{SO}_{3(r)} + Q \quad (\Delta H < 0)$
4. Слабым электролитом является
 - 1) фтороводородная кислота
 - 2) гидроксид стронция
 - 3) хлорная кислота
 - 4) нитрат калия
5. Образование осадка происходит при взаимодействии растворов
 - 1) хлорида серебра и нитрата натрия
 - 2) фторида серебра и нитрата калия
 - 3) хлорида натрия и сульфата калия
 - 4) нитрата серебра и йодида калия



6. Азот является окислителем в реакции
- 1) $4\text{NH}_3 + 3\text{O}_2 = 2\text{N}_2 + 3\text{H}_2$
 - 2) $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 = 4\text{HNO}_3$
 - 3) $2\text{AgNO}_3 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$
 - 4) $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$
7. Какой процесс называют гидролизом?
- 1) присоединение водорода к спирту
 - 2) образование иона гидроксония H_3O^+
 - 3) реакцию обменного разложения вещества водой
 - 4) получение гидролизного спирта
8. Укажите реакцию, протекающую с участием катализатора
- 1) $2\text{HgO} \xrightarrow{t^\circ} 2\text{Hg} + \text{O}_2$
 - 2) $\text{C}_2\text{H}_4 + 3\text{O}_2 \xrightarrow{t^\circ} 2\text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
 - 3) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH} \xrightarrow{t^\circ} \text{CH}_2=\text{CH}_2\uparrow + \text{H}_2\text{O}$
 - 4) $\text{CaCO}_3 \xrightarrow{t^\circ} \text{CaO} + \text{CO}_2$
9. Выберите утверждение, объясняющее атмосферную коррозию одного из двух металлов, которые контактируют между собой
- 1) оба металла реагируют с кислородом воздуха и образуют оксиды
 - 2) закон сохранения массы не позволяет сохраниться обоим металлам
 - 3) два металла имеют разную химическую активность и реагируют друг с другом
 - 4) образуется гальваническая пара и более активный металл корродирует



10. В какой системе изменение давления не влияет на смещение равновесия?
- 1) $2\text{H}_{2(\text{r})} + \text{CO}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons \text{CH}_3\text{OH}_{(\text{r})}$
 - 2) $\text{N}_{2(\text{r})} + 3\text{H}_{2(\text{r})} \rightleftharpoons 2\text{NH}_{3(\text{r})}$
 - 3) $\text{CaCO}_{3(\text{тв})} \rightleftharpoons \text{CaO}_{(\text{тв})} + \text{CO}_{2(\text{r})}$
 - 4) $\text{CO}_{2(\text{r})} + \text{H}_2\text{O}_{(\text{r})} \rightleftharpoons \text{CO}_{2(\text{r})} + \text{H}_{2(\text{r})}$
11. Сокращенное ионное уравнение $\text{H}^+ + \text{OH}^- \rightarrow \text{H}_2\text{O}$ соответствует взаимодействию
- 1) гидроксида калия и кремниевой кислоты
 - 2) гидроксида натрия и сероводородной кислоты
 - 3) гидроксида алюминия и соляной кислоты
 - 4) гидроксида железа (III) и угольной кислоты
12. Укажите продукты реакции взаимодействия серной кислоты и карбоната натрия
- 1) гидросульфат натрия
 - 2) сульфат натрия, углекислый газ, вода
 - 3) угольная кислота и гидрокарбонат натрия
 - 4) карбонат калия и сульфат натрия
13. Укажите реакцию, которая протекает с наименьшей скоростью при комнатной температуре
- 1) растворение цинка в соляной кислоте
 - 2) разложение карбоната кальция
 - 3) взаимодействие оксида магния с серной кислотой
 - 4) растворение карбоната натрия в уксусной кислоте

ЭКСПРЕСС-ПОМОЩНИК

Классификация химических реакций по признакам

По числу и составу исходных веществ и продуктов реакции	соединения $\text{MgO} + \text{CO}_2 = \text{MgCO}_3$
	разложения $\text{Cu(OH)}_2 \xrightarrow{t^\circ} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$
	замещения $2\text{NaBr} + \text{Cl}_2 = 2\text{NaCl} + \text{Br}_2$
	обмена $\text{BaCl}_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaCl}$
	без изменения качественного состава — образование аллотропных модификаций $3\text{O}_2 = 2\text{O}_3$
По тепловому эффекту (ТЭР)	экзотермические $\text{H}_2 + \text{Cl}_2 = 2\text{HCl} + 184,6 \text{ кДж}$
	эндотермические $\text{N}_2 + \text{O}_2 = 2\text{NO} - 180,8 \text{ кДж}$
По изменению степени окисления элементов	окислительно-восстановительные $4\overset{+5}{\text{N}}\overset{-2}{\text{O}}_3 = 2\text{H}_2\text{O} + 4\overset{+4}{\text{N}}\text{O}_2 + \text{O}_2^0$
	без изменения степени окисления элементов $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$
По обратимости реакции	обратимые $\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \rightleftharpoons 2\text{NH}_3$
	необратимые $\text{KMnO}_4 \xrightarrow{t^\circ} \text{K}_2\text{MnO}_4 + \text{MnO}_2 + \text{O}_2$

Окончание таблицы

По наличию катализатора	каталитические $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{SO}_3$
	некаталитические $2\text{Mg} + \text{O}_2 \rightarrow 2\text{MgO}$
! Существуют и другие классификации: по агрегатному состоянию веществ, по механизму и т. д.	

Скорость химической реакции (средняя)

Изменение количества вещества (Δv) реагента или продукта реакции за определенный отрезок времени (Δt)

$$v = \pm \frac{\Delta v}{\Delta t}$$

«-» — для реагентов;

«+» — для продуктов реакции

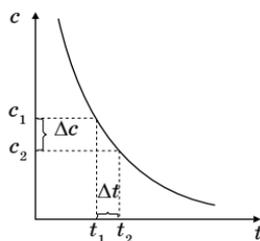
Для реакций в растворе количество вещества относят к единице объема реакционного пространства

$$v = \pm \frac{1}{V} \frac{\Delta v}{\Delta t} = \pm \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

Для гетерогенных реакций количество вещества относят к единице поверхности

$$v = \pm \frac{1}{S} \frac{\Delta v}{\Delta t}$$

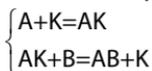
График зависимости концентрации реагентов от времени реакции



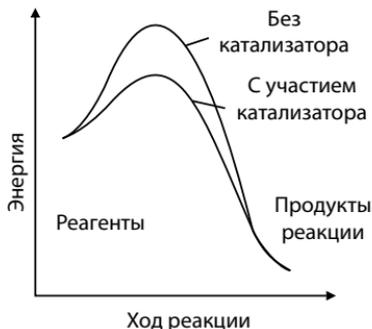


Механизм действия катализатора

Для реакции $A + B = AB$ (при участии катализатора K)



AK — промежуточное соединение



Диссоциация воды



Установлено опытным путем: в 1 л воды при $t = 25^\circ C$ диссоциируют 10^{-7} моль/л молекул воды, образуется 10^{-7} моль/л H^+ и 10^{-7} моль/л OH^-

$$[H^+] = [OH^-] = 10^{-7} \text{ моль/л}$$

$[H^+]$, $[OH^-]$ — равновесные концентрации ионов водорода и гидроксид-ионов

$$K = \frac{[H^+][OH^-]}{[H_2O]} \rightarrow K_w = [H^+][OH^-] = 10^{-7} \cdot 10^{-7} = 10^{-14}$$

K_w — ионное произведение воды

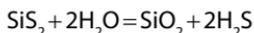
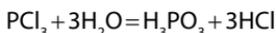
$$pH = -\lg[H^+] \text{ или } [H^+] = 10^{-pH}$$

pH — водородный показатель — десятичный логарифм концентрации ионов водорода, взятый с противоположным знаком

pH		< 7	$[H^+] > [OH^-]$	кислая среда
		$= 7$	$[H^+] = [OH^-]$	нейтральная среда
		> 7	$[H^+] < [OH^-]$	щелочная среда

Гидролиз ковалентных соединений

Большинство соединений в воде на ионы не распадаются, а подвергаются полному гидролитическому разложению



Процесс взаимодействия соли с водой, приводящий к образованию слабого электролита

Тип соли	Ход гидролиза
Соль образована сильным основанием и слабой кислотой	$\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{CO}_3^{2-}$ I ст. $\text{Fe}_2^{3+}(\text{SO}_4)_3$ pH > 7, среда щелочная II ст. $\text{Na}_2\text{CO}_3 \rightarrow 2\text{Na}^+ + \text{CO}_2^{2-}$ практически не происходит, поэтому HCO_3^- . $\text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{NaHCO}_3 + \text{NaOH}$ Гидролиз по аниону
Соль образована сильным основанием и сильной кислотой	$\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^+ + \text{Cl}^-$ Гидролиз невозможен, pH = 7, среда нейтральная
Соль образована слабым основанием и слабой кислотой	$\text{Al}_2\text{S}_3 \rightleftharpoons 2\text{Al}^{3+} + 3\text{S}^{2-}$ $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^-$ $\text{Al}_2\text{S}_3 + 6\text{H}_2\text{O} \rightarrow 2\text{Al}(\text{OH})_3 \downarrow + 3\text{H}_2\text{S} \uparrow$ гидролиз происходит практически необратимо Полный гидролиз



Окончание таблицы

Тип соли	Ход гидролиза
Соль образована слабым основанием и сильной кислотой	$\text{ZnCl}_2 \rightarrow \text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^-$ <p>I ст. $\text{Zn}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{ZnOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{pH} < 7$, среда кислая</p> <p>II ст. $\text{ZnOH}^+ + \text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{Zn}(\text{OH})_2 + \text{H}^+$ практически не происходит, поэтому</p> $\text{Zn}^{2+} + 2\text{Cl}^- + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{ZnOH}^+ + 2\text{Cl}^- + \text{H}^+$ $\text{ZnCl}_2 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{OH})\text{Cl} + \text{HCl}$ <p><i>Гидролиз по катиону</i></p>

Изменение окраски индикаторов в зависимости от среды раствора

Индикатор	Нейтральная среда	Кислая среда	Щелочная среда
Лакмус	фиолетовый	красный	синий
Фенолфталеин	бесцветный	бесцветный	малиновый
Метиловый оранжевый	оранжевый	розовый	желтый

Качественные реакции на катионы

Катион	Условие, реактив, анион	Признаки, сокращенное ионное уравнение реакции
H^+	1. Лакмус 2. Метиловый оранжевый	1. Красный цвет раствора 2. Розовый цвет раствора
NH_4^+	Щелочь, OH^- , t	Выделение газа с резким запахом $\text{NH}_4^+ + \text{OH}^- = \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$

Продолжение таблицы

Катион	Условие, реактив, анион	Признаки, сокращенное ионное уравнение реакции
Ag^+	Соляная кислота, растворы хлоридов, Cl^-	Белый творожистый осадок $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl} \downarrow$
Li^+	Пламя	Красное окрашивание
Na^+	Пламя	Желтое окрашивание
K^+	Пламя	Фиолетовое окрашивание
Ca^{2+}	1. Пламя 2. Растворы карбонатов, CO_3^{2-}	1. Кирпично-красное окрашивание 2. Белый осадок $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{CaCO}_3 \downarrow$
Ba^{2+}	1. Пламя 2. Серная кислота, растворы сульфатов, SO_4^{2-}	1. Желто-зеленое окрашивание 2. Белый (мелкокристаллический) осадок $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$
Cu^{2+}	1. Пламя 2. Вода 3. Щелочь, OH^-	1. Зеленое окрашивание 2. Гидратированные ионы Cu^{2+} имеют голубую окраску. 3. Синий осадок $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$
Fe^{2+}	1. Щелочь, OH^-	1. Зеленоватый осадок $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightarrow \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow$



Окончание таблицы

Катион	Условие, реактив, анион	Признаки, сокращенное ионное уравнение реакции
	2. Красная кровяная соль $K_3[Fe(CN)_6]$, $Fe(CN)_6^{3-}$	2. Синий осадок (турнбулева синь) $3Fe^{2+} + 2[Fe(CN)_6]^{3-} \rightarrow$ $\rightarrow Fe_3[Fe(CN)_6]_2 \downarrow$
Fe^{3+}	1. Щелочь, OH^- 2. Роданид аммония NH_4SCN , SCN^- 3. Желтая кровяная соль $K_4[Fe(CN)_6]$	1. Бурый осадок $Fe^{3+} + 3OH^- \rightarrow Fe(OH)_3 \downarrow$ 2. Кроваво-красный осадок $Fe^{3+} + 3CNS^- \rightarrow Fe(SCN)_3 \downarrow$ 3. Темно-синий осадок (берлинская лазурь) $4Fe^{3+} + 3[Fe(CN)_6]^{4-} \rightarrow$ $\rightarrow Fe_4[Fe(CN)_6]_3 \downarrow$
Al^{3+}	Щелочь, OH^-	Желеобразный осадок белого цвета, «растворяется» в избытке раствора щелочи $Al^{3+} + 3OH^- \rightarrow Al(OH)_3 \downarrow$

Качественные реакции на анионы

Анион	Условие, реактив, катион	Признаки, сокращенное ионное уравнение реакции
Cl^-	Нитрат серебра, Ag^+	Белый творожистый осадок $Ag^+ + Cl^- \rightarrow AgCl \downarrow$
Br^-	Нитрат серебра, Ag^+	Желтоватый творожистый осадок $Ag^+ + Br^- \rightarrow AgBr \downarrow$
I^-	Нитрат серебра, Ag^+	Желтый творожистый осадок $Ag^+ + I^- \rightarrow AgI \downarrow$

Окончание таблицы

Анион	Условие, реактив, катион	Признаки, сокращенное ионное уравнение реакции
SO_4^{2-}	Растворимые соли бария, Ba^{2+}	Белый осадок $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaSO}_4 \downarrow$
NO_3^-	$\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ и Cu , t	Выделение бурого газа $\text{Cu} + \text{NO}_3^- + 2\text{H}^+ \rightarrow$ $\rightarrow \text{Cu}^{2+} + \text{NO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$
PO_4^{3-}	Нитрат серебра, Ag^+	Ярко-желтый осадок $3\text{Ag}^+ + \text{PO}_4^{3-} \rightarrow \text{Ag}_3\text{PO}_4 \downarrow$
CrO_4^{2-}	Растворимые соли бария, Ba^{2+}	Желтый осадок $\text{Ba}^{2+} + \text{CrO}_4^{2-} \rightarrow \text{BaCrO}_4 \downarrow$
S^{2-}	Растворимые соли меди, Cu^{2+}	Черный осадок $\text{Cu}^{2+} + \text{S}^{2-} \rightarrow \text{CuS} \downarrow$
CO_3^{2-}	Кислоты, H^+	Бурное выделение газа без запаха $2\text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-} \rightarrow \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$
OH^-	1. Лакмус 2. Фенолфталеин 3. Метилловый оранжевый	1. Синий цвет раствора 2. Малиновый цвет раствора 3. Желтый цвет раствора

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Многообразие неорганических веществ

Неорганические вещества по составу делят на простые и сложные.

Простые вещества состоят из атомов одного химического элемента и подразделяются на металлы, неметаллы, благородные газы.

Сложные вещества состоят из атомов, химически связанных друг с другом.

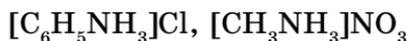
Сложные неорганические вещества по составу и свойствам распределяют по следующим важнейшим классам: оксиды, основания, кислоты, амфотерные гидроксиды, соли.

Оснóвные соли — это продукты неполного замещения гидроксогрупп в многокислотных основаниях кислотными остатками.

Например:



Помимо средних, кислых, оснóвных солей известны солями более сложного строения — комплексные: $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$, $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_4]\text{SO}_4 \times \times \text{H}_2\text{O}$. К солям относят также продукты взаимодействия аминов с кислотами. Например:



ЗАПОМНИ

Все известные вещества делят на неорганические и органические. К органическим веществам относятся углеводороды и их производные. Все остальные — неорганические.



Характерные химические свойства неорганических веществ различных классов

Оксиды

Оксиды — это 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. Оксиды могут быть *твердыми* (песок SiO_2 , разновидности кварца), *жидкими* (оксид водорода H_2O), *газообразными* (оксиды углерода: углекислый CO_2 и угарный CO газы). По химическим свойствам оксиды подразделяются на солеобразующие и несолеобразующие.

ЗАПОМНИ

В названиях всех оксидов сначала указывают слово «оксид», затем название второго элемента, которым он образован. Если элемент образует несколько оксидов, то в скобках указывают степень его окисления.

Несолеобразующими называются такие оксиды, которые не взаимодействуют ни со щелочами, ни с кислотами и не образуют солей. Их немного, в состав входят неметаллы.

Солеобразующими называются такие оксиды, которые взаимодействуют с кислотами или основаниями и образуют при этом соль и воду.

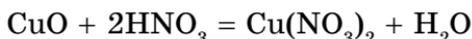
Среди солеобразующих оксидов различают оксиды *основные*, *кислотные*, *амфотерные*.

Основные оксиды — это такие оксиды, которым соответствуют основания. Например: CuO соответствует основание Cu(OH)_2 , Na_2O — основание NaOH , Cu_2O — CuOH и т. д.



Типичные реакции основных оксидов:

1. Основной оксид + кислота → соль + вода (реакция обмена):



2. Основной оксид + кислотный оксид → соль (реакция соединения):



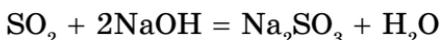
3. Основной оксид + вода → щелочь (реакция соединения):



Кислотные оксиды — это такие 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 степеней окисления: $\overset{+6}{\text{Cr}}_2\text{O}_3$ соответствует H_2CrO_4 , $\overset{+7}{\text{Mn}}_2\text{O}_7$ — HMnO_4 .

Типичные реакции кислотных оксидов:

1. Кислотный оксид + основание → соль + вода (реакция обмена):



2. Кислотный оксид + основной оксид → соль (реакция соединения):



3. Кислотный оксид + вода → кислота (реакция соединения):



Такая реакция возможна, только 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 .



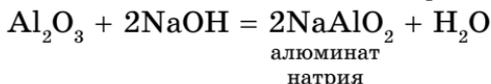
Амфотерные оксиды с водой непосредственно не соединяются.

Типичные реакции амфотерных оксидов:

1. Амфотерный оксид + кислота → соль + вода (реакция обмена):



2. Амфотерный оксид + основание → соль + вода или комплексное соединение:



Основания, амфотерные гидроксиды

Классификация оснований

Основания — это сложные вещества, состоящие из атомов металла и одной или нескольких гидроксогрупп (—OH).

Общая формула $\text{Me}(\text{OH})_y$, где y — число гидроксогрупп, равное степени окисления металла Me .

В таблице 2 представлена классификация оснований.

Таблица 2

Классификация оснований

Признаки классификации	Группы оснований	Примеры
Растворимость в воде	Растворимые (щелочи)	NaOH, KOH, Ca(OH) ₂ , Ba(OH) ₂

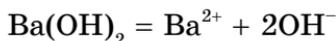


Окончание таблицы

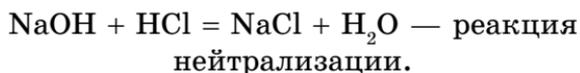
Признаки классификации	Группы оснований	Примеры
	Нерастворимые основания	$\text{Cu}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Fe}(\text{OH})_3$
Степень электролитической диссоциации	Сильные ($\alpha \rightarrow 1$)	Щелочи
	Слабые ($\alpha \rightarrow 0$)	Нерастворимые основания, водный р-р аммиака $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$
Кислотность (число гидроксо-групп)	Однокислотные	NaOH , KOH
	Двухкислотные	$\text{Fe}(\text{OH})_2$, $\text{Cu}(\text{OH})_2$

Свойства щелочей — гидроксидов щелочных и щелочноземельных металлов

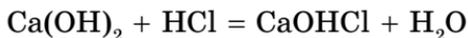
1. Водные растворы щелочей мылкие на ощупь, изменяют окраску индикаторов: лакмуса — в синий цвет, фенолфталеина — в малиновый.
2. Водные растворы диссоциируют:



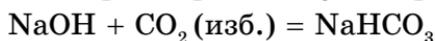
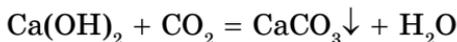
3. Взаимодействуют с кислотами, вступая в реакцию обмена:



Многокислотные основания могут давать средние и основные соли:

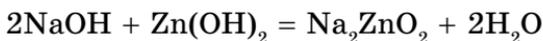
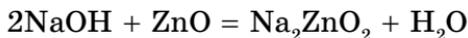


4. Взаимодействуют с кислотными оксидами, образуя средние и кислые соли в зависимости от основности кислоты, соответствующей этому оксиду:

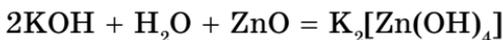


5. Взаимодействуют с амфотерными оксидами и гидроксидами:

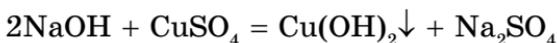
а) сплавление:



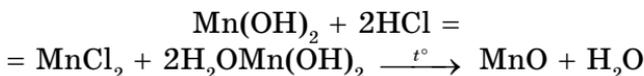
б) в растворах:



6. Взаимодействуют с растворимыми в воде солями, если образуется осадок или газ:



Нерастворимые основания (Cr(OH)_3 , Mn(OH)_2 и др.) взаимодействуют с кислотами и разлагаются при нагревании:



Амфотерные гидроксиды

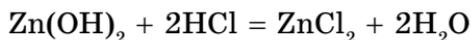
Амфотерными называют соединения, которые в зависимости от условий могут быть как донорами катионов водорода и проявлять кислотные



свойства, так и их акцепторами, т. е. проявлять основные свойства.

Химические свойства амфотерных соединений

1. Взаимодействуя с сильными кислотами, они обнаруживают основные свойства:



2. Взаимодействуя со щелочами — сильными основаниями, они обнаруживают кислотные свойства:



комплексная соль



комплексная соль

Комплексными называют соединения, в которых хотя бы одна ковалентная связь образовалась по донорно-акцепторному механизму.

Кислоты

Классификация кислот

Кислотами называются сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, и кислотных остатков.

При обычных условиях кислоты могут быть твердыми (фосфорная H_3PO_4 ; кремниевая H_2SiO_3) и жидкими (в чистом виде жидкостью будет серная кислота H_2SO_4).

ЗАПОМНИ

Кислотные остатки в химических реакциях сохраняются и переходят из одних соединений в другие.



Такие газы, как хлороводород HCl , бромоводород HBr , сероводород H_2S , в водных растворах образуют соответствующие кислоты.

Числом ионов водорода, образуемых каждой молекулой кислоты при диссоциации, определяется заряд кислотного остатка (аниона) и основность кислоты.

Разделение кислот на группы по различным признакам представлено в таблице 3.

Таблица 3

Классификация кислот

Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
Наличие кислорода в кислотном остатке	кислородные	H_3PO_4 , HNO_3
	бескислородные	H_2S , HCl , HBr
Основность	одноосновные	HCl , HNO_3
	двухосновные	H_2S , H_2SO_4
	трехосновные	H_3PO_4
Растворимость в воде	растворимые	H_2SO_4 , H_2S , HNO_3
	нерастворимые	H_2SiO_3
Летучесть	летучие	H_2S , HCl , HNO_3
	нелетучие	H_2SO_4 , H_2SiO_3 , H_3PO_4
Степень электролитической диссоциации	сильные	H_2SO_4 , HCl , HNO_3
	слабые	H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3



Окончание таблицы

Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
Стабильность	стабильные	H_2SO_4 , H_3PO_4 , HCl
	нестабильные	H_2SO_3 , H_2CO_3 , H_2SiO_3

Часто путают понятия *летучесть* и *устойчивость* (стабильность). Летучими называют кислоты, молекулы которых легко переходят в газообразное состояние, то есть испаряются. Например, соляная кислота является летучей, но устойчивой, стабильной кислотой. О летучести нестабильных кислот судить нельзя. Например, нелетучая, нерастворимая кремниевая кислота разлагается на воду и SiO_2 .

Водные растворы соляной, азотной, серной, фосфорной и ряда других кислот не имеют окраски. Водный раствор хромовой кислоты H_2CrO_4 имеет желтую окраску, марганцевой кислоты HMnO_4 — малиновую.

ЗАПОМНИ

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

Свойства кислот

Кислый вкус, действие на индикаторы, электрическая проводимость, взаимодействие с металлами, основными и амфотерными оксидами, основаниями и солями, образование сложных эфиров со спиртами — эти свойства являются общими для неорганических и органических кислот.

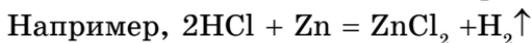
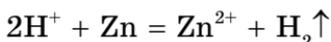


1. В воде кислоты диссоциируют на катионы водорода и анионы кислотных остатков, например:



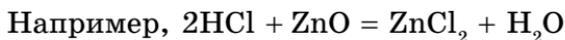
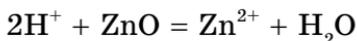
Растворы кислот изменяют цвет индикаторов: лакмуса — в красный, метилового оранжевого — в розовый, цвет фенолфталеина не изменяют.

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. Взаимодействие HNO_3 и H_2SO_4 (конц.) с металлами протекает иначе.



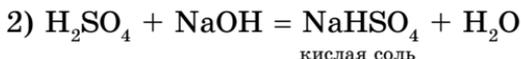
Концентрированная серная кислота на холоде пассивирует алюминий, железо, хром.

3. Неорганические и органические кислоты взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами при условии, что образуется растворимая соль:

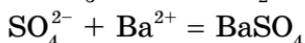
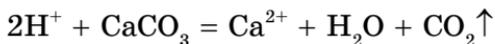


4. И те, и другие кислоты вступают в реакцию с основаниями. Многоосновные кислоты могут образовывать как средние, так и кислые соли (это реакции нейтрализации):





5. Реакция между кислотами и солями идет только в том случае, если образуется осадок или газ:



Взаимодействие H_3PO_4 с известняком прекратится из-за образования на поверхности последнего нерастворимого осадка $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$.

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. Логично ожидать, что в результате таких реакций образуется не водород H_2 , а получаются другие вещества: обязательно соль и вода, а также один из продуктов восстановления нитрат- или сульфат-ионов в зависимости от концентрации кислот, положения металла в ряду напряжений и условий реакции (температуры, степени измельченности металла и т. д.).

Эти особенности химического поведения HNO_3 и H_2SO_4 (конц.) наглядно иллюстрируют тезис теории химического строения о взаимном влиянии атомов в молекулах веществ.

Соли

Номенклатура солей

Соли — это класс химических соединений, состоящих из ионов металла и ионов кислотного остатка.



Названия солей кислородсодержащих кислот составляются 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 суффиксами *-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, а 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, например: $\text{Fe}^{2+}\text{SO}_4$ — сульфат железа (II) и $\text{Fe}^{3+}\text{SO}_4$ — сульфат железа (III).

Номенклатура солей приведена в табл. 4.

Таблица 4

Номенклатура солей

Название кислоты	Формула	Названия солей	Формула (пример)
Азотистая	HNO_2	Нитриты	KNO_2
Азотная	HNO_3	Нитраты	$\text{Al}(\text{NO}_3)_3$
Хлороводородная (соляная)	HCl	Хлориды	FeCl_3
Сернистая	H_2SO_3	Сульфиты	K_2SO_3
Серная	H_2SO_4	Сульфаты	Na_2SO_4
Сероводородная	H_2S	Сульфиды	FeS
Фосфорная	H_3PO_4	Фосфаты	$\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$

*Окончание таблицы*

Название кислоты	Формула	Названия солей	Формула (пример)
Угольная	H_2CO_3	Карбонаты	CaCO_3
Кремниевая	H_2SiO_3	Силикаты	Na_2SiO_3

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 под рукой нет, то можно воспользоваться правилами. Их легко запомнить.

ЗАПОМНИ

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

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 — сульфаты, 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



твердые вещества, они отличаются друг от друга по цвету и растворимости в воде.

В начале XIX в. шведский химик И. 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 основные*.

Средние, или нормальные, соли — это продукты полного замещения атомов водорода в кислоте на металл.

Например:

Na_2CO_3 — карбонат натрия;

CuSO_4 — сульфат меди (II) и т. д.

Диссоциируют такие соли на катионы металла и анионы кислотного остатка:



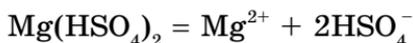
Кислые соли — это продукты неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл.

К кислым солям относят, например, питьевую 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 складываются из названий средних солей с прибавлением приставки *гидро-*, например:

$\text{Mg}(\text{HSO}_4)_2$ — гидросульфат магния.

Диссоциируют кислые соли следующим образом:





Оснóвные соли — это продукты неполного замещения гидроксогрупп в основании на кислотный остаток.

Например, к таким солям относится знаменитый малахит $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$, о котором вы читали в произведениях П. Бажова. 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 таких солей будут такими же, как и у нормальных солей, но с прибавлением приставки *гидроксо-*, $(\text{CuOH})_2\text{CO}_3$ — гидроксокарбонат меди (II) или AlOHCl_2 — гидроксохлорид алюминия. Большинство оснóвных солей нерастворимы или малорастворимы.

Последние диссоциируют так:



Свойства солей

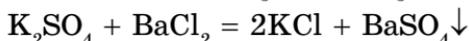
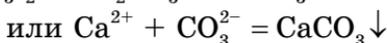
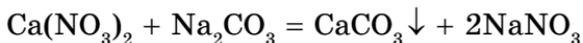
Типичные реакции солей

1. Соль + кислота \rightarrow другая соль + другая кислота.
(реакция обмена)
2. Соль + щелочь \rightarrow другая соль + другое основание.
(реакция обмена)
3. Соль₁ + соль₂ \rightarrow соль₃ + соль₄.
(реакция обмена: в реакцию вступают две соли, в результате ее получают две другие соли)
4. Соль + металл \rightarrow 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:



Четвертая реакция солей связана с положением металла в электрохимическом ряду напряжений металлов (см. «Электрохимический ряд напряжений металлов», с. 238). Каждый металл вытесняет из растворов солей все другие металлы, расположенные правее его в ряду напряжений. Это соблюдается при выполнении следующих условий:

- 1) обе соли (и реагирующая, и образующаяся в результате реакции) должны быть растворимыми;
- 2) 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.

Воздух

ЗАПОМНИ

1 л воздуха при н. у. имеет массу 1,29 г, а 22,4 л, т. е. молярный объем, 29 г.

Воздух — смесь газов без запаха и цвета. В конце XVIII в. Лавуазье установил, что воздух — смесь неметаллов: азота N_2 , кислорода O_2 . В дальнейшем состав воздуха уточнялся.

Основные составные части воздуха можно разделить на три группы: постоянные, переменные и случайные.



К **постоянным** относятся азот (78 % по объему), кислород (21 % по объему), аргон и другие инертные газы (около 1 %). Содержание этих веществ практически постоянно в любой порции *сухого* воздуха.

Вторую группу составляют углекислый газ (0,02–0,04 % по объему) и водяной пар (до 3 %). Колебание содержания водяного пара очевидно. **Непостоянное** содержание углекислого газа обусловлено неравномерностью его поглощения из воздуха растениями, временем года, суток и т. д., а также деятельностью человека, ежегодно сжигающего миллиарды тонн углеродсодержащих веществ (уголь, нефть, дрова, газ).

Содержание **случайных** составных частей воздуха обусловлено местными причинами: деятельность вулканов (соединения серы и др. вещества), грозы (оксиды азота) и т. д.

Но главным источником случайных примесей является деятельность человека, металлургические, химические, цементные заводы, тепловые электростанции, транспорт. Рядом с такими объектами в городах воздух содержит губительные для человека примеси.

Вода. Растворимость веществ в воде

Физические свойства

Вода — оксид водорода H_2O — одно из наиболее распространенных и важных веществ. Все химические превращения на Земле происходят с участием воды или в растворах.



Чистая вода — единственное вещество в природе, которое в земных условиях существует в трех агрегатных состояниях: твердом, жидком и газообразном. Чистая вода прозрачна, не имеет запаха

ЗАПОМНИ

Основные источники воды — моря, океаны, реки, озера. Для всех хозяйственных нужд используется пресная вода после очистки.

и вкуса. Плотность льда меньше плотности воды. Вода плохо проводит теплоту и очень плохо проводит электричество. Вода — хороший растворитель.

Молекула воды имеет угловую форму, атомы водорода по отношению к кислороду образуют угол, равный $104,5^\circ$. Молекула воды — диполь, благодаря ее полярности электролиты в ней диссоциируют

ЗАПОМНИ

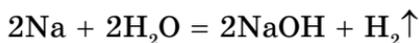
Масса $1 \text{ см}^3 \text{ H}_2\text{O} = 1 \text{ г}$,
 $\rho = 1 \text{ г/см}^3$, $\rho_{\text{льда}} = 0,92 \text{ г/см}^3$.
Теплоемкость воды:
 $4,2 \text{ Дж/г} \cdot \text{град}$.

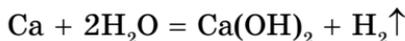
на ионы. В жидкой воде содержатся сложные агрегаты $(\text{H}_2\text{O})_x$, которые образуются за счет водородных связей. Наличие таких связей объясняет аномалии ее свойств:

максимальная плотность при 4°C , высокая температура кипения в ряду $(\text{H}_2\text{O} - \text{H}_2\text{S} - \text{H}_2\text{Se} - \text{H}_2\text{Te})$, высокая теплоемкость.

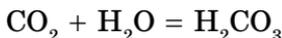
Химические свойства

Вода — реакционноспособное вещество. Реагирует со многими основными и кислотными оксидами, со щелочными и щелочноземельными металлами и их оксидами:

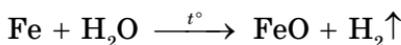




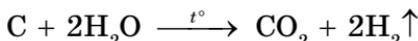
Реакции с оксидами неметаллов:



При высоких температурах вода взаимодействует с менее активными металлами:



и с неметаллами:



При электролизе или высокой температуре (2000 °С) вода разлагается:

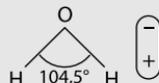


Растворимость веществ в воде

При работе с различными веществами важно знать их растворимость в воде. Вещество считается *хорошо растворимым*, если при комнатной температуре в 100 г воды растворится больше 1 г этого вещества. Если при таких условиях растворяется меньше 1 г вещества в 100 г воды, то такое вещество считается *малорастворимым*. К веществам *практически нерастворимым* относятся такие, растворимость которых меньше 0,01 г в 100 г воды.

Совершенно нерастворимых веществ в природе не существует. Например, даже атомы серебра

ЗАПОМНИ



Схематическая молекула воды



и золота чуть-чуть переходят в раствор. Как известно, в растворах золота или серебра в воде гибнут микробы.

Общая характеристика неметаллов

Химические элементы — неметаллы

Самой первой научной классификацией химических элементов было деление их на металлы и неметаллы. Эта классификация не потеряла своей значимости и в настоящее время.

Неметаллы — это химические элементы, для атомов которых характерна способность принимать электроны до завершения внешнего слоя благодаря наличию, как правило, на внешнем электронном слое четырех и более электронов и малому радиусу атомов по сравнению с атомами металлов.

Это определение 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 («благородство» выражается в инертности) иногда от-

ЗАПОМНИ

Инертные, или благородные газы, атомы которых имеют завершённый внешний электронный слой нельзя отнести ни к металлам, ни к неметаллам, они занимают между ними пограничное положение.



носят к неметаллам, но лишь формально, по физическим признакам. Эти вещества сохраняют газообразное состояние вплоть до очень низких температур. Так, гелий He 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_2 , XeF_2 , XeF_4 и др. Несомненно, в образовании этих соединений инертные газы выступали в роли восстановителей.

Из определения неметаллов следует, что для их атомов характерны высокие значения электроотрицательности. Она изменяется в пределах 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 В — At.

Однако следует особо остановиться на двойственном положении водорода в Периодической системе: 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.

ЗАПОМНИ

Водород в периодической системе занимает двойственное положение (в главной подгруппе I и VII групп). В большинстве соединений он проявляет степень окисления +1, а в гидридах –1.



В большинстве своих соединений водород, как и щелочные металлы, проявляет степень окисления +1. Но отдача электрона атомом водорода происходит труднее, чем у атомов щелочных металлов. С другой стороны, атому водорода, как и атомам галогенов, для завершения внешнего электронного слоя недостает 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.

При обычных условиях водород H_2 — газ. Его молекула, подобно галогенам, двухатомна.

У атомов неметаллов преобладают окислительные свойства, т. е. способность присоединять электроны.

ЗАПОМНИ

Химических элементов-неметаллов всего 16, у них преобладают окислительные свойства. Самый сильный окислитель — фтор.

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.

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



At, B, Te, H, As, I, Si, P, Se, C, S, Br, Cl, N, O, F

Значение электроотрицательности атомов элементов-неметаллов увеличивается

← Восстановительные свойства усиливаются

Химических элементов-неметаллов всего 16! Со всем немного, если учесть, что известно 114 элементов. Два элемента-неметалла составляют 76 % массы земной коры. Это кислород (49 %) и кремний (27 %). В атмосфере содержится 0,03 % массы кислорода в земной коре. Неметаллы составляют 98,5 % массы растений, 97,6 % массы тела человека. Неметаллы C, H, O, N, S — биогенные элементы, 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, звезды, 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, и из каждых 100 атомов на Земле 17 — атомы водорода.

ЗАПОМНИ

В простых веществах атомы неметаллов связаны ковалентной неполярной связью.

ЗАПОМНИ

Неметаллы могут иметь молекулярное строение (H_2, F_2, I_2, S_8, Br_2) и атомное строение (C_n, Si_n).



Простые вещества — неметаллы. Строение. Физические свойства

В простых веществах атомы неметаллов связаны ковалентной неполярной связью. Благодаря этому формируется более устойчивая электронная система, чем у изолированных атомов. При этом образуются одинарные (например, в молекулах водорода H_2 , галогенов F_2 , Br_2 , I_2), двойные (например, в молекулах серы S_2), тройные (например, в молекулах азота N_2) ковалентные связи.

ЗАПОМНИ

Многие химические элементы-неметаллы образуют несколько простых веществ — **аллотропных модификаций**.

Простые вещества — неметаллы могут иметь:

1. **Молекулярное строение.** При обычных условиях большинство таких веществ представляют собой газы (H_2 , N_2 , O_2 , F_2 , Cl_2 , O_3) или твердые вещества (I_2 , P_4 , S_8), и лишь один-единственный бром (Br_2) является жидкостью. Все эти вещества имеют молекулярное строение, поэтому летучи. В твердом состоянии они легкоплавки из-за слабого межмолекулярного взаимодействия, удерживающего их молекулы в кристалле, и способны к возгонке.

2. **Атомное строение.** Эти вещества образованы длинными цепями атомов (C_n , B_n , Si_n , Se_n , Te_n). Из-за большой прочности ковалентных связей они, как правило, имеют высокую твердость, и любые изменения, связанные с разрушением ковалентной связи в их кристаллах (плавление, ис-

ЗАПОМНИ

Все неметаллы — диэлектрики, т. к. их внешние электроны использованы на образование химических связей.



парение), совершаются с большой затратой энергии. Многие такие вещества имеют высокие температуры плавления и кипения, а летучесть их весьма мала.

Многие элементы-неметаллы образуют несколько простых веществ — *аллотропных модификаций*. Это свойство атомов называют *аллотропией*. Аллотропия может быть связана и с разным составом молекул (O_2 , O_3), и с разным строением кристаллов. Аллотропными модификациями углерода являются графит, алмаз, карбин, фуллерен.

Чтобы выявить свойства, характерные для всех неметаллов, надо обратить внимание на их расположение в периодической системе элементов и определить конфигурацию внешнего электронного слоя (табл. 5).

Таблица 5

**Конфигурация внешнего
электронного слоя атомов неметаллов**

Номер периода	Номер группы	Элементы	Число электронов на внешнем слое
1	I	H	$1s^1$
2	III	B	$2s^2 2p^1$
3	IV	C, Si	$ns^2 np^2$
4	V	N, P, As	$ns^2 np^3$
5	VI	O, S, Se, Te	$ns^2 np^4$
6	VII	F, Cl, Br, I, At	$ns^2 np^5$

В периоде:

- заряд ядра *увеличивается*;
- радиус атома *уменьшается*;



- число электронов внешнего слоя *увеличивается*;
- электроотрицательность *увеличивается*;
- окислительные свойства *усиливаются*;
- неметаллические свойства *усиливаются*.

В главной подгруппе:

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

Для большинства металлов, за редким исключением (золото, медь и некоторые другие), характерна серебристо-белая окраска. А вот у простых веществ — неметаллов гамма цветов значительно разнообразнее: P, Se_{аморф.} — желтые; B_{аморф.} — коричневым; O_{2(ж.)} — голубой; Si, As_{мет.} — серые; P₄ — бледно-желтый; I_{1(г.)} — фиолетово-черный с металлическим блеском; Br_{2(ж.)} — бурая жидкость; Cl_{2(г.)} — желто-зеленый; F_{2(г.)} — бледно-зеленый; S_{8(тв.)} — желтая. Кристаллы неметаллов хрупкие, и любая деформация вызывает разрушение ковалентных связей. Большинство неметаллов не имеют металлического блеска.

Общие химические свойства неметаллов

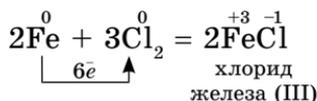
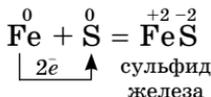
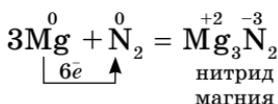
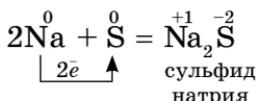
Окислительные свойства простых веществ — неметаллов

Для атомов неметаллов, а следовательно, и для образованных ими простых веществ характер-



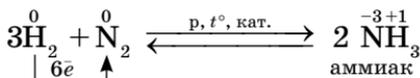
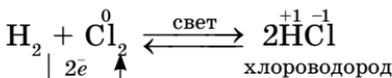
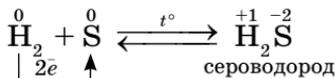
ны как окислительные, так и восстановительные свойства.

1. Окислительные свойства неметаллов проявляются в первую очередь при их взаимодействии с металлами (металлы всегда восстановители):



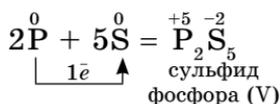
Окислительные свойства хлора Cl_2 выражены сильнее, чем у серы, поэтому и металл Fe , который имеет в соединениях устойчивые степени окисления +2 и +3, окисляется им до более высокой степени окисления.

2. Большинство неметаллов проявляют окислительные свойства при взаимодействии с водородом. В результате образуются летучие водородные соединения.

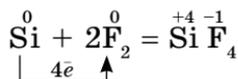
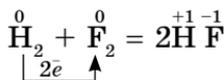
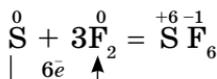




3. Любой неметалл выступает в роли окислителя в реакциях с теми неметаллами, которые имеют более низкое значение электроотрицательности:



Электроотрицательность серы больше, чем у фосфора, поэтому она здесь проявляет окислительные свойства.

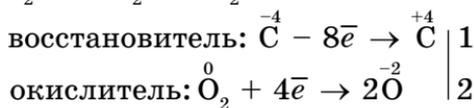
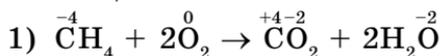


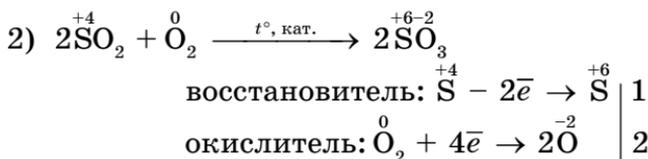
Электроотрицательность фтора больше, чем у всех остальных химических элементов, поэтому он проявляет свойства окислителя.

Фтор F_2 — самый сильный окислитель из неметаллов, проявляет в реакциях только окислительные свойства.

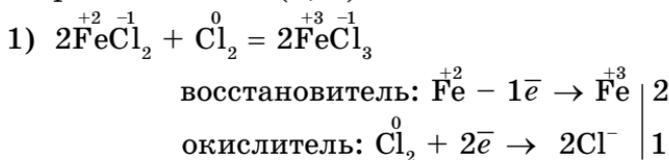
4. Окислительные свойства неметаллы проявляют и в реакциях с некоторыми сложными веществами.

Отметим в первую очередь окислительные свойства неметалла кислорода в реакциях со сложными веществами:

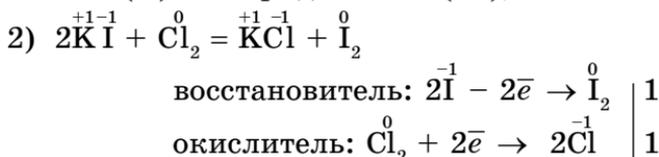




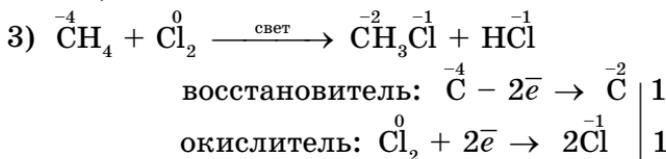
Не только кислород, но и другие неметаллы также могут быть окислителями в реакциях со сложными веществами — неорганическими (1, 2) и органическими (3, 4):



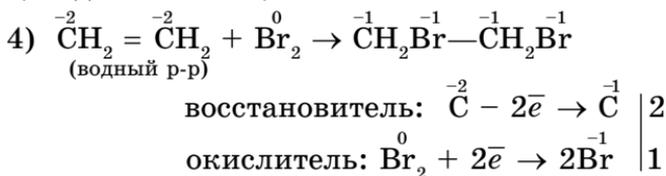
Сильный окислитель хлор Cl_2 окисляет хлорид железа (II) в хлорид железа (III);



Хлор Cl_2 как более сильный окислитель вытесняет йод I_2 в свободном виде из раствора йодида калия;



Галогенирование метана — характерная реакция для алканов;





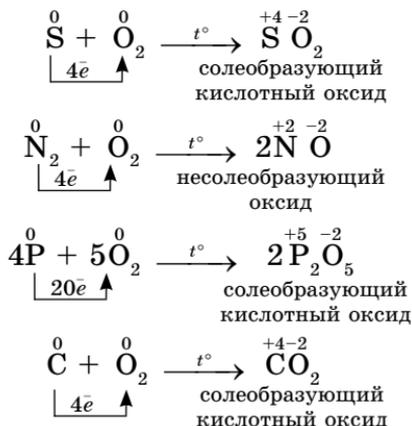
Качественной реакцией на неперделные соединения является обесцвечивание ими бромной воды.

Восстановительные свойства простых веществ — неметаллов

При рассмотрении реакций неметаллов друг с другом, что в зависимости от значения их электроотрицательности один из них проявляет свойства окислителя, а другой — свойства восстановителя.

1. По отношению к фтору все неметаллы (даже кислород) проявляют восстановительные свойства.

2. Разумеется, неметаллы, кроме фтора, служат восстановителями при взаимодействии с кислородом.

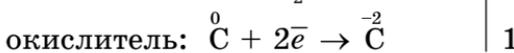
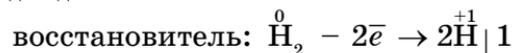
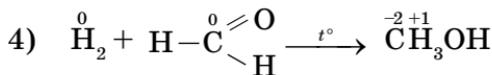
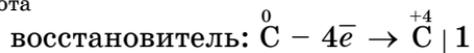
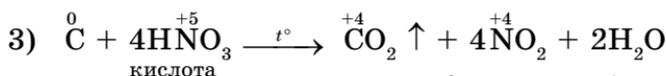
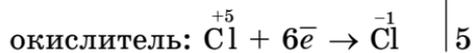
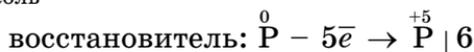
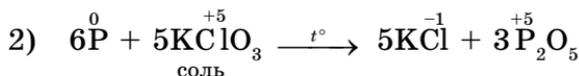
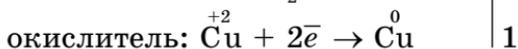
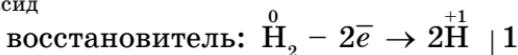
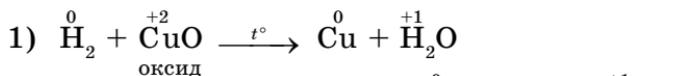


В результате реакций образуются оксиды неметаллов: несолеобразующие и солеобразующие кислотные. И хотя галогены непосредственно с кисло-

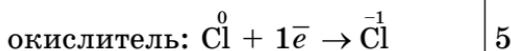
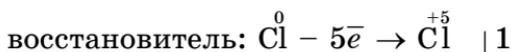
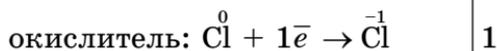
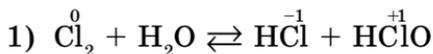


родом не соединяются, известны их оксиды: $\text{Cl}_2\text{O}^{+1-2}$, $\text{Cl}_2\text{O}_2^{+4-2}$, $\text{Cl}_2\text{O}_7^{+7-2}$, $\text{Br}_2\text{O}^{+1-2}$, BrO_2^{+4-2} , $\text{I}_2\text{O}_5^{+5-2}$, и др., которые получают косвенным путем.

3. 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 реакции самоокисления-самовосстановления (диспропорционирования):



Таким образом, 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

ЗАПОМНИ

Все неметаллы образуют летучие водородные соединения, в которых неметалл имеет низшую СО.

Общим свойством всех неметаллов является образование летучих водородных соединений, в большинстве которых неметалл имеет низшую степень окисления.

Среди приведенных формул веществ много тех, свойства, применение и получение которых вы изучали ранее: CH_4 , NH_3 , H_2O , H_2S , HCl (табл. 6).

Таблица 6

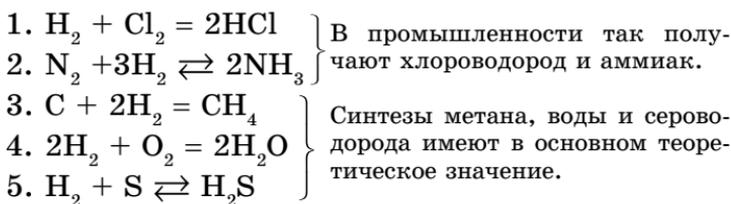
Пе- риод	Группа				
	III	IV	V	VI	VII
2	B_2H_6^* диборан	CH_4^* метан	NH_3 аммиак	H_2O вода	HF фтороводород



Окончание таблицы

Пе- риод	Группа				
	III	IV	V	VI	VII
3		SiH ₄ * силан	PH ₃ фосфин	H ₂ S сероводо- род	HCl хлороводо- род
4			AsH ₃ арсин	H ₂ Se селеново- дород	HBr бромоводо- род
5				H ₂ Te теллуоро- водород	HI иодоводо- род

Известно, что наиболее просто эти соединения можно получить непосредственно взаимодействием неметалла с водородом, то есть синтезом:



Все водородные соединения неметаллов образованы ковалентными полярными связями, имеют молекулярное строение и при обычных условиях являются газами, кроме воды (жидкость).

Для водородных соединений неметаллов характерно различное отношение к воде. Метан и силан в ней практически нерастворимы. Аммиак при растворении в воде образует слабое основание $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$.

При растворении в воде сероводорода, селеноводорода, теллуороводорода, а также галогеноводорода,



родов 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, например, второго (NH_3 , H_2O , HF) или третьего (PH_3 , H_2S , HCl), то можно сделать вывод о закономерном усилении их кислотных свойств и, соответственно, ослаблении основных. Это, очевидно, связано с тем, что увеличивается полярность связи Э—Н (где Э — неметалл).

Кислотно-основные свойства водородных соединений неметаллов одной подгруппы также отличаются. Например, в ряду галогеноводородов HF , HCl , HBr , HI прочность связи Э—Н уменьшается, т. к. увеличивается длина связи. В растворах HCl , HBr , HI диссоциируют практически полностью — это сильные кислоты, причем их сила увеличивается от HF к HI . При этом HF относится к слабым

ЗАПОМНИ

Существуют реакции, в которых один и тот же неметалл является и окислителем, и восстановителем (**реакции диспропорционирования**).

кислотам, что обусловлено еще одним фактором — межмолекулярным взаимодействием, образованием водородных связей $\dots\text{H}-\text{F}\dots\text{H}-\text{F}\dots$. Атомы водорода связаны с атомами фтора F не только своей молекулы, но еще и соседней.

Обобщая сравнительную характеристику кислотно-основных свойств водородных соединений неметаллов, сделаем вывод об усилении кислотных и ослаблении основных свойств этих веществ по периодам и главным подгруппам с увеличением атомных номеров образующих их элементов.



Кроме рассмотренных свойств, водородные соединения неметаллов в окислительно-восстановительных реакциях всегда проявляют свойства восстановителей, ведь в них неметалл имеет низшую степень окисления.

Особенности свойств водорода, хлора, брома, йода, кислорода, серы, азота, фосфора, углерода, кремния и их соединений

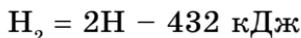
Водород

В свободном состоянии водород существует в виде молекул H_2 , атомы связаны в молекулу ковалентной неполярной связью.

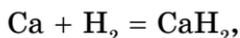
H	1,0079	1
	$1s^1$	
1		Водород

Водород (H_2) — самый легкий газ из всех газообразных веществ. Имеет самую высокую теплопроводность и самую низкую температуру кипения (после гелия). Малорастворим в воде. При температуре $-252,8\text{ }^\circ\text{C}$ и атмосферном давлении водород переходит в жидкое состояние.

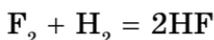
1. Молекула водорода очень прочная, что делает ее малоактивной:



2. При обычных температурах водород вступает в реакцию с активными металлами:



образуя *гидрид* кальция, и с F_2 , образуя фтороводород:

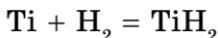




3. При высоких температурах получают аммиак:



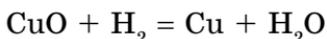
и гидрид титана (металл в порошке):



4. При поджигании водород реагирует с кислородом:



5. Водород обладает **восстановительной** способностью:



Галогены (фтор, хлор, бром, йод) и их соединения

Строение и свойства галогенов

F	18,998	9
	$2s^2 2p^5$	
7		
2		Фтор

Cl	35,453	17
	$3s^2 3p^5$	
7		
8		
2		Хлор

Br	79,904	35
	$4s^2 4p^5$	
7		
18		
8		
2		Бром

I	126,904	53
	$5s^2 5p^5$	
7		
18		
18		
8		
2		Йод

Элементы главной подгруппы VII группы периодической системы, объединенные под общим названием *галогены*, **фтор (F)**, **хлор (Cl)**, **бром (Br)**, **йод (I)**, **астат (At)** (редко встречающийся в природе) — типичные неметаллы. Это и понятно, ведь их атомы содержат на внешнем энергетическом уровне семь электронов, и им недостает лишь одного электрона, чтобы завершить его. Атомы этих элементов при взаимодействии с металлами принимают электрон от атомов металлов. При этом возникает ионная связь и образуют-



ся соли. Отсюда общее название «галогены», т. е. «рождающие соли».

Галогены очень сильные окислители. Фтор в химических реакциях проявляет только окислительные свойства, и для него характерна степень окисления -1 . Остальные галогены могут проявлять и восстановительные свойства при взаимодействии с более электроотрицательными элементами — фтором, кислородом, азотом, при этом степени их окисления могут принимать значения $+1$, $+3$, $+5$, $+7$. Восстановительные свойства галогенов усиливаются от хлора к йоду, что связано с ростом радиусов их атомов: атомов хлора примерно вдвое меньше, чем у йода.

Галогены — простые вещества

Все галогены существуют в свободном состоянии в виде двухатомных молекул с ковалентной неполярной химической связью между атомами. В твердом состоянии F_2 , Cl_2 , Br_2 , I_2 имеют молекулярные кристаллические решетки, что и подтверждается их физическими свойствами.

Физические свойства галогенов

С увеличением молекулярной массы галогенов температуры плавления и кипения повышаются, возрастают плотности: бром — жидкость, иод — твердое вещество, фтор и хлор — газы. Это связано с тем, что с увеличением размеров атомов и молекул галогенов возрастают силы межмолекулярного



взаимодействия между ними. От F_2 к I_2 усиливается интенсивность окраски галогенов (табл. 7).

Таблица 7

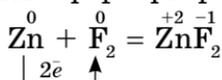
Вещества	Агрегатное состояние при обычных условиях	Цвет	Запах	t плавления, °С	t кипения, °С
Фтор F_2	Газ, не сжижается при обычной температуре	Светло-желтый	Резкий, раздражающий	-220	-188
Хлор Cl_2	Газ, сжижающийся при обычной температуре под давлением	Желто-зеленый	Резкий, удушливый	-101	-34
Бром Br_2	Жидкость	Буровато-коричневый	Резкий, зловонный	-7	+59
Иод I_2	Твердое вещество	Чернофиолетовый с металлическим блеском	Резкий	+114	+186



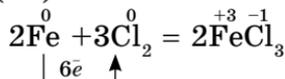
Химические свойства галогенов

Химическая активность галогенов, как неметаллов, от фтора к иоду ослабевает, у кристаллов иода появляется металлический блеск.

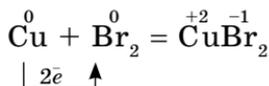
Каждый галоген является самым сильным окислителем в своем периоде. Окислительные свойства галогенов отчетливо проявляются при их взаимодействии с металлами. При этом образуются соли. Так, фтор уже при обычных условиях реагирует с большинством металлов, а при нагревании и с золотом, серебром, платиной, известными своей химической пассивностью. Алюминий и цинк в атмосфере фтора воспламеняются:



Остальные галогены реагируют с металлами при нагревании. Нагретый порошок железа также загорается при взаимодействии с хлором. Опыт можно провести, как с сурьмой, но только железные опилки нужно предварительно накаливать в железной ложечке, а затем высыпать их небольшими порциями в колбу с хлором. Так как хлор является сильным окислителем, то в результате реакции образуется хлорид железа (III):



В парах брома сгорает раскаленная медная проволока:



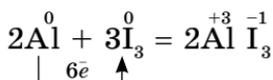
ЗАПОМНИ

Температуры кипения:

Cl_2	$-34\text{ }^\circ\text{C}$,
Br_2	$+59\text{ }^\circ\text{C}$,
I_2	$+186\text{ }^\circ\text{C}$.

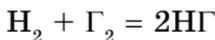


Иод окисляет металлы медленнее, но в присутствии воды, которая является катализатором, реакция иода с порошком алюминия протекает очень бурно:



Реакция сопровождается выделением фиолетовых паров иода.

Об уменьшении окислительных и увеличении восстановительных свойств галогенов от фтора к йоду можно судить и по их способности вытеснять друг друга из растворов их солей, а также оно наглядно проявляется при взаимодействии их с водородом. Уравнение этой реакции можно записать в общем виде так:



(Г — условное химическое обозначение галогенов).

Если фтор взаимодействует с водородом в любых условиях со взрывом, то смесь хлора с водородом реагирует только при поджигании или облучении прямым солнечным светом, бром взаимодействует с водородом при нагревании и без взрыва. Эти реакции — экзотермические. Реакция же соединения иода с водородом слабо эндотермическая, она протекает медленно даже при нагревании.

В результате этих реакций образуются соответственно фтороводород HF, хлороводород HCl, бромоводород HBr и иодоводород HI.

Получение галогенов

Фтор и хлор получают электролизом расплавов или растворов их солей. Например, процесс элек-



тролиза расплава хлорида натрия можно отразить уравнением:



При получении хлора электролизом раствора хлорида натрия кроме хлора образуется также водород и гидроксид натрия:



Галогеноводороды

Все галогеноводороды (общую формулу можно записать как HГ) — бесцветные газы, с резким запахом, токсичны. Очень хорошо растворяются в воде и дымятся во влажном воздухе, т. к. притягивают находящиеся в воздухе водяные пары, образуя при этом туманное облако.

Галогеноводородные кислоты

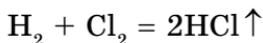
Растворы галогеноводородов в воде являются кислотами: это HF — фтороводородная, или плавиковая кислота, HCl — хлороводородная, или соляная кислота, HBr — бромоводородная кислота, HI — иодоводородная кислота. Способность их к электролитической диссоциации с образованием катионов водорода растет от HF к HI .

Самая сильная из галогеноводородных кислот — иодоводородная, а самая слабая — фтороводородная. Большая прочность химической связи H-F (поэтому фтороводородная кислота слабо диссоции-

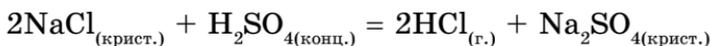


рует в воде) обусловлена малым размером атома F и соответственно малым расстоянием между ядрами атомов водорода и фтора. С ростом радиуса атома от F к I растет и расстояние H—F, прочность молекул уменьшается и, соответственно, способность к электролитической диссоциации увеличивается.

Наиболее технически важным являются хлороводород и соляная кислота. В промышленности хлороводород получают синтезом из водорода и хлора:



В лабораторных условиях для получения HCl используют реакцию, проводимую при нагревании:



Необратимому протеканию этой реакции способствует летучесть HCl.

Соляная кислота представляет собой бесцветную, дымящуюся на воздухе жидкость, она несколько тяжелее воды. Это типичная кислота, взаимодействует с металлами, оксидами металлов, основаниями и солями.

Соляная кислота находит широкое применение в промышленности страны. Ее используют для получения солей, при паянии, для очистки поверхности металлов в гальваностегии, при производстве красок, приготовлении лекарственных препаратов, а также пластмасс и других синтетических материалов.

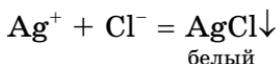
Соли галогеноводородных кислот

Галогеноводородные кислоты образуют соли: фториды, хлориды, бромиды, иодиды. Хлориды,

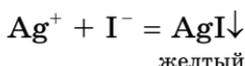
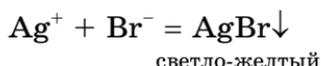


бромиды и иодиды многих металлов хорошо растворимы в воде.

Для определения в растворе хлорид-, бромид- и иодид-ионов и их различий используют реакцию с нитратом серебра AgNO_3 . В результате реакции хлоридов (и самой соляной кислоты) с этим реактивом выпадает белый творожистый осадок хлорида серебра, сокращенное ионное уравнение этой реакции записывается так:

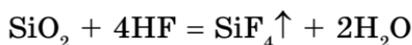


В реакциях с бромоводородной кислотой и ее солями и с иодоводородной кислотой и ее солями также образуются осадки, но только желтого цвета, которые различаются оттенками:



А вот для распознавания фтороводородной кислоты и фторидов нитрат серебра в качестве реактива непригоден, т. к. образующийся AgF растворим в воде. Для доказательства присутствия в растворе фторид-ионов F^- можно использовать реакцию с ионами Ca^{2+} , поскольку CaF_2 выпадает в осадок.

Свое название плавиковая кислота получила из-за уникального свойства взаимодействовать с оксидом кремния (IV), входящим в состав стекла, как бы «плавить» его:



Эту реакцию используют для изготовления надписей и рисунков на стекле.



Кислород

Физические свойства кислорода

O	15,999	8
	$2s^2 2p^4$	
$\frac{6}{2}$	Кислород	

Кислород (O) — родоначальник главной подгруппы VI группы Периодической системы элементов. Элементы этой подгруппы — кислород O, сера S, селен Se, теллур Te, полоний Po — имеют общее название «халькогены», что означает «рождающие руды».

Кислород — самый распространенный элемент на нашей планете. Он входит в состав воды (88,9 %), а ведь она покрывает 2/3 поверхности земного шара, образуя его водную оболочку — гидросферу. Кислород — вторая по количеству и первая по значению для жизни составная часть воздушной оболочки Земли — атмосферы, где на его долю приходится 21 % (по объему) и 23,15 % (по массе). Кислород входит в состав многочисленных минералов твердой оболочки земной коры — литосферы: из каждых 100 атомов земной коры на долю кислорода приходится 58 атомов.

Обычный кислород существует в форме O₂. Это газ без цвета, запаха и вкуса. В жидком состоянии имеет светло-голубую окраску, в твердом — синюю. В воде газообразный кислород растворим лучше, чем азот и водород.

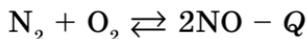
Химические свойства кислорода

Кислород взаимодействует почти со всеми простыми веществами, кроме галогенов, благородных газов, золота и платиновых металлов.

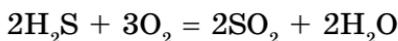
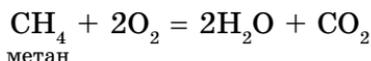


Реакции неметаллов с кислородом протекают очень часто с выделением большого количества тепла и сопровождаются воспламенением — *реакции горения*. Например, горение серы с образованием SO_2 , фосфора — с образованием P_2O_5 или угля — с образованием CO_2 .

Почти все реакции с участием кислорода экзотермические. Исключение составляет взаимодействие азота с кислородом: это эндотермическая реакция, которая протекает при температуре выше 1200°C или при электрическом разряде:



Кислород энергично окисляет не только простые, но и многие сложные вещества, при этом образуются оксиды элементов, из которых они построены:



Высокая окислительная способность кислорода лежит в основе горения всех видов топлива.

Кислород участвует и в процессах медленного окисления различных веществ при обычной температуре. Исключительно важна роль кислорода в процессе дыхания человека и животных. Растения также поглощают атмосферный кислород. Но если в темноте идет только процесс поглощения растениями кислорода, то на свету протекает еще один противоположный ему процесс — фотосинтез, в результате которого растения поглощают углекислый газ и выделяют кислород.

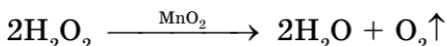
ЗАПОМНИ

Взаимодействие вещества с кислородом называют **реакцией окисления**.



Получение кислорода

В промышленности кислород получают из жидкого воздуха, а в лаборатории — путем разложения пероксида водорода в присутствии катализатора диоксида марганца MnO_2 :



а также разложением перманганата калия KMnO_4 при нагревании:



Применение кислорода

Кислород применяют в металлургической и химической промышленности для ускорения (интенсификации) производственных процессов. Чистый кислород применяют также для получения высоких температур, например, при газовой сварке и резке металлов.

В медицине кислород применяют в случаях временного затруднения дыхания, связанного с некоторыми заболеваниями. Также кислород применяют в металлургии как окислитель ракетного топлива, в авиации для дыхания, для резки металлов, для сварки металлов, при взрывных работах.

Кислород хранят в стальных баллонах, окрашенных в голубой цвет, под давлением 150 атм. В лабораторных условиях кислород хранят в стеклянных приборах — *газомерах*.



Сера и ее соединения

Строение и свойства атомов серы

Атомы **серы (S)**, как и атомы кислорода и всех остальных элементов главной подгруппы VI группы, содержат на внешнем энергетическом уровне 6 электронов, из которых два электрона неспаренные. Однако по сравнению с атомами кислорода атомы серы имеют больший радиус, меньшее значение электроотрицательности, поэтому проявляют выраженные восстановительные свойства, образуя соединения со степенями окисления +2, +4, +6. По отношению к менее отрицательным элементам (водород, металлы) сера проявляет окислительные свойства и приобретает степень окисления -2.

S	32,06	16
	$3s^23p^4$	
	Сера	
6 8 2		

Сера — простое вещество

Для серы, как и для кислорода, характерна аллотропия. Известно много модификаций серы с циклическим или линейным строением молекул различного состава.

Наиболее устойчива модификация, известная под названием *ромбической серы*, состоящая из молекул S_8 . Ее кристаллы имеют вид октаэдров со срезанными углами. Они окрашены в лимонно-желтый цвет и полупрозрачны, температура плавления $112,8^\circ\text{C}$. В эту модифика-

ЗАПОМНИ



Ромбическая сера S_8



Пластическая сера

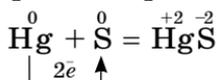


цию при комнатной температуре превращаются все другие модификации. При кристаллизации из расплава сначала получается *моноклинная сера* (игольчатые кристаллы, температура плавления 119,3 °С), которая затем переходит в ромбическую. При нагревании кусочков серы в пробирке она плавится, превращаясь в жидкость желтого цвета. При температуре около 160 °С жидкая сера начинает темнеть, становится густой и вязкой, не выливается из пробирки, при дальнейшем нагревании превращается в легкоподвижную жидкость, но сохраняет прежний темно-коричневый цвет. Если ее вылить в холодную воду, она застывает в виде прозрачной резинообразной массы. Это *пластическая сера*. Ее можно получить и в виде нитей. Через несколько дней она также превращается в ромбическую серу.

Сера не растворяется в воде. Кристаллы серы в воде тонут, а вот порошок плавает на поверхности воды, т. к. мелкие кристаллики серы водой не смачиваются и поддерживаются на плаву мелкими пузырьками воздуха. Это процесс флотации. Сера малорастворима в этиловом спирте и диэтиловом эфире, хорошо растворяется в сероуглероде.

Химические свойства серы

При обычных условиях сера реагирует со всеми щелочными и щелочноземельными металлами, медью, ртутью, серебром, например:



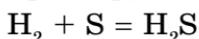
Эта реакция лежит в основе удаления и обезвреживания разлитой ртути, например, из разбитого



термометра. Видимые капли ртути можно собрать на лист бумаги или на медную пластинку. Ту ртуть, которая попала в щели, нужно засыпать порошком серы. Такой процесс называется *демеркуризацией*.

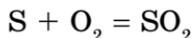
При нагревании сера реагирует и с другими металлами (Zn, Al, Fe), и только золото не взаимодействует с ней ни при каких условиях.

Окислительные свойства сера проявляет и с водородом, с которым реагирует при нагревании:



Из неметаллов с серой не реагирует только азот, иод и благородные газы.

Сера горит синеватым пламенем, образуя оксид серы (IV):



Это соединение широко известно под названием *сернистый газ*.

Сера в природе

В природе сера встречается в трех формах: самородная, сульфидная и сульфатная (табл. 8).

Сера в природе

Таблица 8

Самородная сера	Сульфидная сера	Сульфатная сера
Ромбическая сера S ₈	Сероводород — H ₂ S	Глауберова соль Na ₂ SO ₄ · 10H ₂ O
	Цинковая обманка — ZnS	Гипс CaSO ₄ · 2H ₂ O
	Киноварь — HgS	
	Свинцовый блеск — PbS	
	Пирит или колчедан — FeS ₂	



Биологическое значение серы

Сера — жизненно важный химический элемент. Она входит в состав белков — одних из основных химических компонентов клеток всех живых организмов. Особенно много серы в белках волос, рогов, шерсти. Кроме этого, сера является составной частью биологически активных веществ организма: витаминов и гормонов (например, инсулина).

Сера участвует в окислительно-восстановительных процессах организма. При недостатке серы в организме наблюдается хрупкость и ломкость костей и выпадение волос.

Серой богаты бобовые растения (горох, чечевица), овсяные хлопья, яйца.

Применение серы

Сера используется в производстве спичек и бумаги, резины и красок, взрывчатых веществ и лекарств, пластмассы и косметических препаратов. В сельском хозяйстве ее используют для борьбы с вредителями растений.

Однако основной потребитель серы — химическая промышленность. Около половины добываемой в мире серы идет на производство серной кислоты.

Соединения серы

Оксид серы (IV) SO_2 , который часто называют также сернистым газом, образуется при горении се-



ры, полном сгорании сероводорода и обжиге сульфидов. Это бесцветный газ с характерным резким запахом. Он проявляет типичные свойства кислотных оксидов и хорошо растворяется в воде, образуя слабую *сернистую кислоту*. Она неустойчива и разлагается на исходные вещества:



Соли сернистой кислоты, как двухосновной, могут быть средними — *сульфитами*, например сульфит натрия Na_2SO_3 , и кислыми — *гидросульфитами*, например гидросульфит натрия NaHSO_3 . Гидросульфит и сульфит натрия, как и сернистый газ, используют для отбеливания шерсти, шелка, бумаги и соломы, а также в качестве консервирующих средств для сохранения свежих плодов и фруктов.

Сероводород H_2S — бесцветный газ с резким запахом. Очень ядовит. Вызывает отравление даже при незначительном содержании в воздухе (около 0,01 %). Сероводород опасен тем, что может накапливаться в организме. Он соединяется с гемоглобином крови, что может привести к обморочному состоянию и смерти от кислородного голодания. В присутствии паров органических веществ токсичность H_2S резко возрастает.

Вместе с тем H_2S имеет лечебное значение, он является составной частью некоторых минеральных вод.

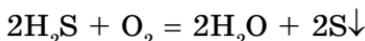
При растворении сероводорода в воде образуется слабая сероводородная кислота, соли которой называются *сульфидами*.

Сульфиды щелочных и щелочноземельных металлов, а также сульфид аммония хорошо растворяются в воде, сульфиды остальных металлов нерас-

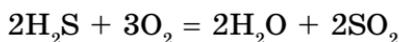


творимы и окрашены в различные цвета, например, ZnS — белый, PbS — черный, MnS — розовый.

Сероводород горит. При охлаждении пламени (внесении в него холодных предметов) осаждается свободная сера:



Если же пламя не охлаждать и обеспечить избыток кислорода, то получается оксид серы (IV):



Сероводород — сильнейший восстановитель.

Серная кислота и ее соли

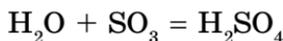
Получение серной кислоты

При окислении оксида серы (IV) образуется оксид серы (VI):



Реакция начинается при относительно высоких температурах 420–650 °С и протекает в присутствии катализатора (платины, оксидов ванадия, железа и т. д.).

Оксид SO₃ представляет собой бесцветную, сильно дымящуюся на воздухе жидкость. Этот типичный кислотный оксид, растворяясь в воде, образует серную кислоту:



Химически чистая серная кислота — бесцветная маслянистая тяжелая жидкость. Обладает сильным



гигроскопическим (водоотнимающим) свойством, поэтому применяется для осушения газов.

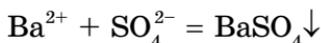
Концентрированная серная кислота хорошо растворяет оксид серы (VI), раствор SO_3 в серной кислоте называется *олеумом*.

Правило разбавления серной кислоты: нельзя приливать воду к кислоте, следует осторожно, тоненькой струйкой, вливать **кислоту в воду**, непрерывно перемешивая раствор.

Химические свойства серной кислоты

Разбавленная серная кислота проявляет все характерные свойства кислот: взаимодействует с металлами, стоящими в ряду напряжений до водорода, с выделением H_2 , с оксидами металлов (основными и амфотерными), с основаниями и солями. Поскольку серная кислота двухосновна, она образует два ряда солей: средние — *сульфаты* и кислые — *гидросульфаты*, например, NaHSO_4 .

Реактивом на серную кислоту и ее соли является хлорид бария BaCl_2 : сульфат-ионы SO_4^{2-} с ионами бария Ba^{2+} образуют белый нерастворимый сульфат бария, выпадающий в осадок:



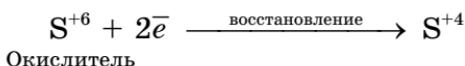
Концентрированная серная кислота по свойствам сильно отличается от разбавленной кислоты. Так, при взаимодействии концентрированной H_2SO_4 с металлами водород не выделяется, поскольку окислителем выступают уже не катионы водорода H^+ , как в случае разбавленной кислоты, а сульфат-ионы SO_4^{2-} . С металлами, стоящими пра-



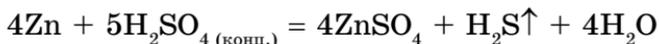
вее водорода в ряду напряжений (медью, ртутью и др.), реакция протекает следующим образом:



Процессы окисления и восстановления, происходящие при этом, можно записать так:

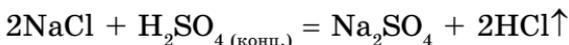


При взаимодействии с металлами, находящимися в ряду напряжений до водорода, концентрированная H_2SO_4 восстанавливается до S, SO_2 или H_2S в зависимости от положения металла в ряду напряжений и условий протекания реакции, например:



Теперь понятно, что с $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ взаимодействуют металлы, стоящие в ряду напряжений как до водорода, так и после него. При этом водород не образуется, т. к. окислителем в такой реакции являются не катионы водорода H^+ , как у разбавленной кислоты, а сульфат-ионы SO_4^{2-} .

Будучи нелетучей сильной кислотой, $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$ способна вытеснять другие кислоты из их солей. Например, реакция получения хлороводорода:



Применение серной кислоты и ее солей

Основными потребителями серной кислоты являются производство минеральных удобрений, металлургия, очистка нефтепродуктов. Серная кис-



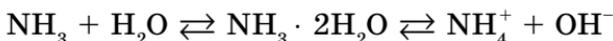
а поскольку молекула аммиака имеет форму треугольной пирамиды, то в результате смещения электронных пар возникает диполь, т. е. система с двумя полюсами.

Физические и химические свойства аммиака

Аммиак — бесцветный газ с резким запахом, почти в два раза легче воздуха. Этот газ легко сжимается при обычном давлении и температуре $-33,4\text{ }^{\circ}\text{C}$, а при испарении жидкого аммиака из окружающей среды поглощается много тепла, поэтому аммиак применяется в холодильных установках.

Аммиак очень хорошо растворим в воде: при $20\text{ }^{\circ}\text{C}$ в одном объеме ее растворяется 710 объемов аммиака. Концентрированный водный раствор аммиака (25 %-й по массе) называется водным аммиаком, или аммиачной водой, а используемый в медицине раствор аммиака известен под названием *нашатырный спирт*. Тот нашатырный спирт, который имеется в вашей домашней аптечке, содержит 10 % аммиака.

Если в раствор аммиака добавить несколько капель фенолфталеина, то он окрасится в малиновый цвет, т. е. покажет щелочную среду:

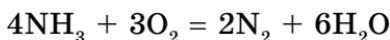


Наличием гидроксид-ионов OH^- и объясняется щелочная реакция водных растворов аммиака. Если окрашенный фенолфталеином раствор аммиака подогреть, то окраска исчезнет.

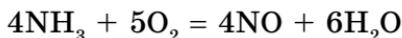
Аммиак взаимодействует с кислотами, образуя *соли аммония*. Еще одно химическое свойство аммиака



можно прогнозировать, если обратить внимание на степень окисления в нем атомов азота, а именно -3 . Конечно же, аммиак — сильнейший восстановитель, т. е. атомы азота могут только отдавать электроны, но не принимать их. Так, аммиак способен окисляться или до свободного азота (без участия катализатора):

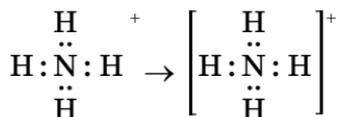


или до оксида азота (II) (в присутствии катализатора):



Донорно-акцепторный механизм образования иона аммония

Водный раствор аммиака и соли аммония содержат особый ион — катион аммония NH_4^+ , играющий роль катиона металла. Он получается в результате того, что атом азота имеет свободную (неподеленную) электронную пару, за счет которой формируется еще одна ковалентная связь с катионом водорода, переходящего к аммиаку от молекул кислот или воды:



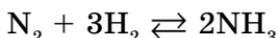
Такой механизм образования ковалентной связи, которая возникает не в результате обобществления непарных электронов, а благодаря свободной электронной паре, имеющейся у одного из атомов, называется донорно-акцепторным.

В данном случае донором этой свободной электронной пары служит атом азота в аммиаке, а акцептором — катион водорода или воды.

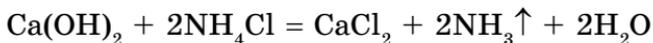


Получение аммиака

В промышленности аммиак производят при высоких температурах и давлении синтезом в присутствии катализатора из азота и водорода:



В лаборатории аммиак получают действием гашеной извести $\text{Ca}(\text{OH})_2$ на соли аммония, чаще всего на хлорид аммония:



Газ собирают в перевернутый кверху дном сосуд, а распознают или по запаху, или по посинению влажной красной лакмусовой бумажки, или по появлению белого дыма при внесенной палочке, смоченной соляной кислотой. Аммиак и его соли широко используются в промышленности и технике, в сельском хозяйстве, быту для производства минеральных удобрений, производства азотной кислоты, получения взрывчатых веществ, для паяния, в холодильных установках, в медицине.

Соли аммония

Соли аммония образуются катионом аммония NH_4^+ , который играет роль катиона металла, и кислотными остатками: NH_4NO_3 — нитрат аммония, или аммиачная селитра; $(\text{NH}_4)_2\text{SO}_4$ — сульфат аммония и т. д.

Все соли аммония — твердые кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. По ряду свойств они похожи на соли щелочных металлов, и в первую очередь на соли калия, т. к. радиусы ионов K^+ и NH_4^+ приблизительно равны.

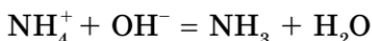


Соли аммония получают взаимодействием аммиака или его водного раствора с кислотами. Они обладают всеми свойствами солей, обусловленными наличием кислотных остатков.

Кроме того, ион аммония обуславливает другое, общее для всех солей аммония, свойство: его соли реагируют со щелочами при нагревании с выделением аммиака:



или в сокращенном виде:



Эта реакция является качественной реакцией на соли аммония, т. к. образующийся аммиак легко обнаруживается по запаху или по образованию белого дыма при реакции его с соляной кислотой.

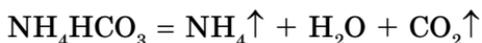
Третья группа свойств солей аммония — это их способность разлагаться при нагревании с выделением газообразного аммиака:



В этой реакции образуется газообразный хлороводород, который улетучивается вместе с аммиаком, а при охлаждении вновь соединяется с ним, образуя соль, т. е. при нагревании в пробирке сухой хлорид аммония как бы возгоняется, но на верхних холодных стенках пробирки снова появляются белые кристаллики NH_4Cl .

Хлорид аммония NH_4Cl используют при паянии, т. к. он очищает поверхность металла от оксидной пленки и к ней хорошо пристает припой.

Гидрокарбонат аммония NH_4HCO_3 и карбонат аммония $(\text{NH}_4)_2\text{CO}_3$ применяют в кондитерском деле, т. к. они легко разлагаются при нагревании и образуют газы, разрыхляющие тесто и делающие его пышным, например:



Нитрат аммония NH_4NO_3 в смеси с порошками алюминия и угля используют в качестве взрывчатого вещества — аммонала, который применяется при разработке горных пород.

Азот и его соединения

Строение и свойства атомов

N	14,0067	7
	$2s^2 2p^3$	
5		Азот
2		

Азот (N) — первый представитель главной подгруппы V группы Периодической системы. Его атомы содержат на внешнем энергетическом уровне пять электронов, из которых три электрона неспаренные. Отсюда следует, что атомы этих элементов могут присоединять три электрона, завершая внешний энергетический уровень.

Атомы азота могут отдавать свои внешние электроны более электроотрицательным элементам (фтору, кислороду) и приобретать при этом степени окисления +3 и +5. Атомы азота проявляют восстановительные свойства и в степенях окисления +1, +2, +4.

Азот — простое вещество

В свободном состоянии азот существует в виде двухатомной молекулы N_2 . В этой молекуле два атома N связаны очень прочной тройной ковалентной связью:

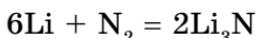


Эту связь можно обозначить и так:



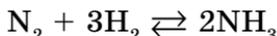
Азот — бесцветный газ без запаха и вкуса.

При обычных условиях азот взаимодействует только с литием, образуя нитрид Li_3N :

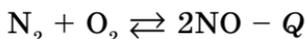


С другими металлами он взаимодействует только при высоких температурах.

Также при высоких температурах и давлении в присутствии катализатора азот реагирует с водородом, образуя аммиак:



При температуре электрической дуги он соединяется с кислородом, образуя оксид азота (II):



Применение азота

Азот, полученный перегонкой жидкого воздуха, в промышленности применяют для синтеза аммиака и производства азотной кислоты. В медицине чистый азот применяется в качестве инертной среды для лечения туберкулеза легких, а жидкий азот — при лечении заболеваний позвоночника, суставов и др.

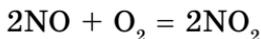
Оксиды азота

Азот образует пять оксидов со степенями окисления +1, +2, +3, +4, +5.



Оксиды N_2O и NO — несолеобразующие, а остальные оксиды — 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 одновременно две кислоты — HNO_2 и HNO_3 .

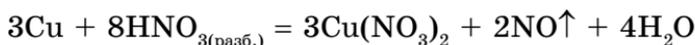
Оксид азота (IV) NO_2 — бурый, очень ядовитый газ. Он легко получается при окислении кислородом воздуха бесцветного несолеобразующего оксида азота (II):



Азотная кислота

HNO_3 — бесцветная жидкость, которая «дымит» на воздухе. Азотная кислота проявляет все типичные свойства сильных кислот: взаимодействует с оксидами и гидроксидами металлов, с солями. Но вот с металлами она ведет себя по-особому — ни один из металлов не вытесняет из азотной кислоты водород, независимо от ее концентрации (для серной кислоты такое поведение характерно только в ее концентрированном состоянии). При взаимодействии с медью концентрированная азотная кислота восстанавливается до оксида азота (IV):

$Cu + 4HNO_{3(\text{конц.})} = Cu(NO_3)_2 + 2NO_2\uparrow + 2H_2O$,
а разбавленная — до оксида азота (II):



Железо и алюминий при действии концентрированной HNO_3 покрываются прочной оксидной пленкой, предохраняющей металл от дальнейшего окисления, т. е. кислота *пассивирует* их. Поэтому



азотную кислоту, как и серную, можно перевозить в стальных и алюминиевых цистернах.

Азотная кислота окисляет многие органические вещества, обесцвечивает красители. При этом обычно выделяется много теплоты и вещество воспламеняется. Так, если в азотную кислоту добавить каплю скипидара, то происходит яркая вспышка, а тлеющая лучинка в ней загорается (рис. 14).

Азотная кислота широко применяется в химической промышленности для производства азотных удобрений, пластмасс, искусственных волокон, органических красителей и лаков, лекарств и взрывчатых веществ.

Соли азотной кислоты — *нитраты* — получают при действии кислоты на металлы, их оксиды и гидроксиды. Нитраты натрия, калия, кальция и аммония, называются *селитрами*: NaNO_3 — натриевая селитра, KNO_3 — калийная селитра, $\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ — кальциевая селитра, NH_4NO_3 — аммиачная селитра. Все они применяются как азотные удобрения.

Калийная селитра используется также при изготовлении черного пороха, а из аммиачной селитры готовят взрывчатое вещество аммонал. Нитрат серебра AgNO_3 , или ляпис, применяется в медицине для прижигания ран, язв и т. д.

Почти все нитраты хорошо растворимы в воде. При нагревании они разлагаются с выделением кислорода:

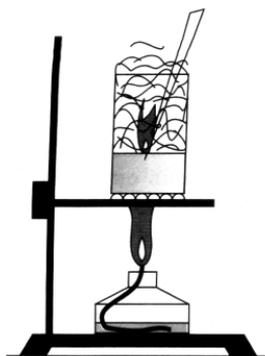


Рис. 14.
Горение лучинки
в азотной кислоте



Фосфор и его соединения

Строение и свойства атомов

Р	30,973	15
	$3s^2 3p^3$	
	5	Фосфор
	8	
2		

Следующий после азота представитель главной подгруппы V группы Периодической системы — элемент-неметалл **фосфор** (P). Атомы фосфора по сравнению с атомами азота имеют больший радиус, меньшее значение электроотрицательности, а значит, и более выраженные восстановительные свойства. Соединения со степенью окисления -3 атома фосфора встречаются реже, чем у азота (только в фосфидах — соединения фосфора с металлами, например, Ca_3P_2 , Na_3P). Чаще фосфор проявляет в соединениях степень окисления $+5$. А вот его соединение с водородом — фосфин PH_3 — тот редкий случай, когда ковалентная связь между атомами разных элементов неполярна, в силу того, что электроотрицательности фосфора и водорода имеют почти одинаковые значения.

Фосфор — простое вещество

Химический элемент фосфор образует несколько аллотропных модификаций. Две из них — простые вещества: *белый фосфор* и *красный фосфор*.

Белый фосфор имеет молекулярную кристаллическую решетку, состоящую из молекул P_4 . Нерастворимы в воде, хорошо растворяются в сероуглероде. На воздухе легко окисляется, а в порошкообразном состоянии даже воспламеняется. Белый фосфор очень ядовит. Особым свойством яв-

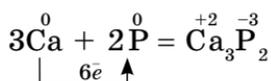


ляется способность светиться в темноте вследствие окисления. Хранят его под водой.

Красный фосфор представляет собой темно-малиновый порошок. Не растворяется ни в воде, ни в сероуглероде. На воздухе окисляется медленно и не самовоспламеняется. Неядовит и не светится в темноте. При нагревании красного фосфора в пробирке он превращается в белый фосфор (концентрированные пары).

Химические свойства фосфора

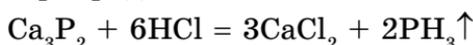
Химические свойства красного и белого фосфора близки, но белый фосфор более химически активен. Так, оба они взаимодействуют с металлами, образуя фосфи́ды:



Белый фосфор самовоспламеняется на воздухе, а красный горит при поджигании. В обоих случаях образуется оксид фосфора (V), выделяющийся в виде густого белого дыма:



С водородом фосфор непосредственно не реагирует, фосфин PH_3 можно получить косвенно, например, из фосфи́дов:



Фосфин — очень ядовитый газ с неприятным запахом. Легко воспламеняется на воздухе. Это свойство фосфина и объясняет появление болотных блуждающих огней.



Применение фосфора

Красный фосфор используют для производства спичек, фосфорной кислоты, которая в свою очередь идет на производство фосфорных удобрений и кормовых добавок для животноводства. Кроме того, фосфор применяют для получения ядохимикатов (вспомните баллончики с дихлофосом, хлорофосом и др.).

Соединения фосфора

При горении фосфина или фосфора образуется оксид фосфора (V) P_2O_5 — белый гигроскопический порошок. Это типичный кислотный оксид, обладающий всеми свойствами кислотных оксидов.

Оксиду фосфора соответствует фосфорная кислота H_3PO_4 . Она представляет собой твердое прозрачное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде в любых соотношениях. Как трехосновная кислота H_3PO_4 образует три ряда солей:

- средние соли, или фосфаты, например, $Ca_3(PO_4)_2$, которые нерастворимы в воде, кроме фосфатов щелочных металлов;
- кислые соли — дигидрофосфаты, например, $Ca(HPO_4)_2$, большинство из которых хорошо растворимы в воде;
- кислые соли — гидрофосфаты, например, $CaHPO_4$, которые малорастворимы в воде (кроме фосфатов натрия, калия и аммония), т. е. занимают промежуточное положение между фосфатами и гидрофосфатами по растворимости.



В природе фосфор встречается только в виде соединений. Важнейшими природными соединениями фосфора являются минералы фосфориты и апатиты. Основную их массу составляет фосфат кальция $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, из которого и получают в промышленности фосфор.

Углерод и его соединения

Строение и свойства атомов

Углерод (С) — первый элемент главной подгруппы VI группы Периодической системы. Его атомы содержат на внешнем уровне 4 электрона, поэтому они могут принимать четыре электрона, приобретая при этом степень окисления -4 , т. е. проявлять окислительные свойства и отдавать свои электроны более электроотрицательным элементам, т. е. проявлять восстановительные свойства, приобретая при этом степень окисления $+4$.

С	12,011	6
	$2s^2 2p^2$	
4	Углерод	
2		

Углерод — простое вещество

Углерод образует аллотропные модификации *алмаз* и *графит*.

Алмаз — прозрачное кристаллическое вещество, самое твердое из всех природных веществ. Он служит эталоном твердости, которая по десятибалльной системе оценивается высшим

ЗАПОМНИ

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



баллом 10. Такая твердость алмаза обусловлена особой структурой его атомной кристаллической решетки. В ней каждый атом углерода окружен такими же атомами, расположенными в вершинах правильного тетраэдра.

Кристаллы алмаза обычно бесцветные, но бывают синего, голубого, красного и черного цветов. Они имеют очень сильный блеск благодаря высокой светопреломляющей и светоотражающей способности. А благодаря исключительно высокой твердости, они применяются для изготовления буров, сверл, шлифовальных инструментов, резки стекла.

Крупнейшие месторождения алмазов находятся в Южной Африке, а в России их добывают в Якутии.

Графит — темно-серое, жирное на ощупь кристаллическое вещество с металлическим блеском. В отличие от алмаза графит мягкий (оставляет след на бумаге) и непрозрачный, хорошо проводит тепло и электрический ток. Мягкость графита обусловлена слоистой структурой. В кристаллической решетке графита атомы углерода, лежащие в одной плоскости, прочно связаны в правильные шестиугольники. Связи между слоями малопрочны. Он очень тугоплавок.

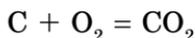
Из графита изготавливают электроды, твердые смазки, замедлители нейтронов в ядерных реакторах, стержни для карандашей. При высоких температурах и давлении из графита получают искусственные алмазы, которые широко применяются в технике.

Сходное с графитом строение имеют сажа и древесный уголь. Древесный уголь получают при сухой перегонке древесины. Этот уголь благодаря своей пористой поверхности обладает замечательной способностью поглощать газы и растворенные

вещества. Это свойство называется *адсорбцией*. Чем больше пористость древесного угля, тем эффективнее адсорбция. Чтобы увеличить поглонительную способность, древесный уголь обрабатывают горячим водяным паром. Обработанный таким способом уголь называют *активированным* или *активным*. В аптеках его продают в виде черных таблеток карболена.

Химические свойства углерода

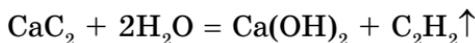
Алмаз и графит соединяются с кислородом при очень высокой температуре. Сажа и уголь взаимодействуют с кислородом гораздо легче, сгорая в нем. Но в любом случае результат такого взаимодействия один — образуется углекислый газ:



С металлами углерод при нагревании образует карбиды:

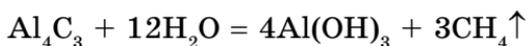


Карбид алюминия — светло-желтые прозрачные кристаллы. Известен карбид кальция CaC_2 в виде кусков серого цвета. Его применяют газосварщики для получения ацетилена:



Ацетилен используют для резки и сварки металлов, сжигая его с помощью кислорода в специальных горелках.

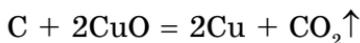
Если водой подействовать на карбид алюминия, то получится другой газ — метан CH_4 :





Метан можно получить также синтезом из углерода и водорода при нагревании.

Если в пробирке прокалить смесь черного порошка оксида меди (II) с порошком древесного угля, то смесь приобретает красный цвет из-за образовавшейся в результате реакции меди:



Оксиды углерода

Углерод образует два оксида — CO и CO₂.

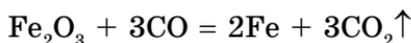
Оксид углерода (II) CO — это бесцветный, не имеющий запаха газ, малорастворимый в воде. Его называют угарным газом, т. к. он очень ядовит. Попадая при дыхании в кровь, быстро соединяется с гемоглобином, образуя прочное соединение карбоксигемоглобин, лишая тем самым возможности гемоглобина переносить кислород. При вдыхании воздуха, содержащего 0,1 % CO, человек может внезапно потерять сознание и умереть. Угарный газ образуется при неполном сгорании топлива, вот почему так опасно преждевременное закрытие дымоходов.

Оксид CO относят к несолеобразующим оксидам, т. к., будучи оксидом неметалла, он должен реагировать со щелочами и основными оксидами, однако этого не наблюдается.

CO — хороший восстановитель. Он сгорает в кислороде, образуя углекислый газ:



Оксид углерода (II) способен отнимать кислород у оксидов металлов, т. е. восстанавливать металл из их оксидов:



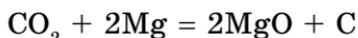
Именно это свойство оксида углерода (II) используется в металлургии при выплавке чугуна.

Оксид углерода (IV) CO_2 , широко известный под названием *углекислый газ*, — бесцветный, не имеющий запаха газ. Он примерно в полтора раза тяжелее воздуха. При обычных условиях в одном объеме воды растворяется один объем углекислого газа.

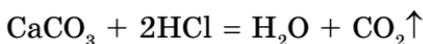
При давлении примерно 60 атм. углекислый газ превращается в бесцветную жидкость. При испарении жидкого углекислого газа часть его превращается в твердую снегообразную массу, которую в промышленности прессуют, — это известный сухой лед, который применяется для хранения пищевых продуктов. Твердый углекислый газ имеет молекулярную решетку и способен к возгонке.

CO_2 — это типичный кислотный оксид: взаимодействует со щелочами (вызывает помутнение известковой воды), с основными оксидами и водой.

Он не горит и не поддерживает горения и поэтому применяется для тушения пожаров. Однако магний продолжает гореть в углекислом газе с образованием оксида и выделением углерода в виде сажи:

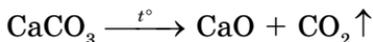


Углекислый газ получают, действуя на соли угольной кислоты — карбонаты — растворами соляной, азотной и даже уксусной кислот. В лаборатории углекислый газ получают при действии на мел или мрамор соляной кислотой:





В промышленности большие количества углекислого газа получают обжигом известняка:



Углекислый газ, кроме уже названной области применения, используют для приготовления шипучих напитков и для получения соды.

Угольная кислота и ее соли

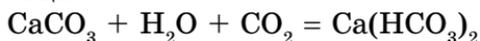
При растворении оксида углерода (IV) в воде образуется *угольная кислота* H_2CO_3 , которая очень нестойкая и легко разлагается на исходные компоненты — углекислый газ и воду:



Равновесие этой реакции смещено влево.

Как двухатомная кислота она образует два ряда солей: средние — *карбонаты* и кислые — *гидрокарбонаты*. Из карбонатов в воде растворимы только соли калия, натрия и аммония. Кислые соли, как правило, растворимы в воде.

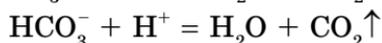
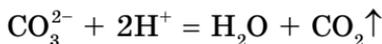
При избытке углекислого газа в присутствии воды карбонаты могут превращаться в гидрокарбонаты. Так, если через известковую воду пропустить углекислый газ, то она сначала помутнеет из-за выпавшего в осадок нерастворимого в воде карбоната кальция, однако при дальнейшем пропускании углекислого газа помутнение исчезает в результате образования растворимого гидрокарбоната кальция:



Карбонаты и гидрокарбонаты можно обнаружить с помощью растворов кислот: при действии



на них кислот наблюдается характерное «вскипание» из-за выделяющегося углекислого газа:



Эта реакция является качественной реакцией на соли угольной кислоты.

Кремний и его соединения

Природные соединения и биологическое значение кремния

Кремний (Si) — второй элемент главной подгруппы IV группы периодической системы.

В природе кремний — второй по распространенности после кислорода химический элемент. Земная кора более чем на четверть состоит из его соединений. Наиболее распространенным соединением кремния является его диоксид SiO_2 — кремнезем. В природе он образует минерал кварц и многие разновидности, такие как горный хрусталь и его знаменитая лиловая форма — аметист, а также агат, опал, яшма, халцедон, сердолик. Диоксид кремния — это также обычный и кварцевый песок.

Второй тип природных соединений кремния — это силикаты. Среди них наиболее распространены алюмосиликаты — гранит, различные виды глин, слюды. Силикатом, не содержащим алюминий, является, например, асбест.

Si	28,086 ¹⁴ 3s ² 3p ²
4 8 2	Кремний



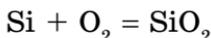
Оксид кремния необходим для жизни растений и животных. Он придает прочность стеблям растений и защитным покровам животных.

Кремний придает гладкость и прочность костям человека.

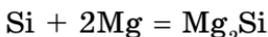
Кремний входит в состав низших живых организмов — диатомовых водорослей и радиолярий.

Химические свойства кремния

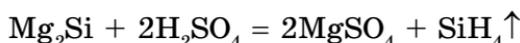
Кремний горит в кислороде, образуя диоксид кремния или оксид кремния (IV):



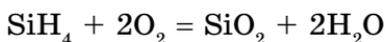
Будучи неметаллом, при нагревании он соединяется с металлами с образованием *силицидов*:



Силициды легко разлагаются водой или кислотами, при этом выделяется газообразное водородное соединение кремния — силан:



В отличие от углеводородов силан на воздухе самовоспламеняется и сгорает с образованием диоксида кремния и воды:

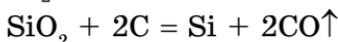
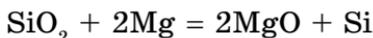


Повышенная реакционная способность силана по сравнению с метаном CH_4 объясняется тем, что у кремния больший размер атома, чем у углерода, поэтому химические связи $\text{Si}-\text{H}$ слабее связей $\text{C}-\text{H}$.

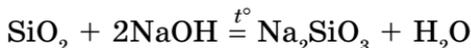
Кремний взаимодействует с концентрированными водными растворами щелочи, образуя силикаты и водород:



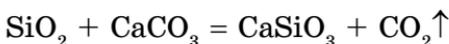
Кремний получают, восстанавливая его из диоксида магнием или углеродом:



Оксид кремния (IV), или диоксид кремния, или кремнезём SiO_2 , как и CO_2 , является кислотным оксидом. Однако, в отличие от CO_2 , имеет не молекулярную, а атомную кристаллическую решетку. Поэтому SiO_2 — твердое и тугоплавкое вещество. Он не растворяется в воде и кислотах, кроме плавиковой, но взаимодействует при высоких температурах со щелочами с образованием солей кремниевой кислоты — силикатов:

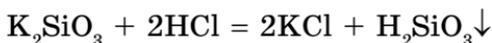


Силикаты можно получить также сплавлением диоксида кремния с оксидами металлов или с карбонатами:



Силикаты натрия и калия называют *растворимым стеклом*. Их водные растворы — это хорошо известный силикатный клей.

Из растворов силикатов действием на них более сильных кислот — соляной, серной, уксусной и даже угольной — получается кремниевая кислота H_2SiO_3 :



Следовательно, H_2SiO_3 — очень слабая кислота. Она нерастворима в воде и выпадает из реакционной смеси в виде студенистого осадка, ино-



гда заполняющего компактно весь объем раствора, превращая его в полутвердую массу, похожую на студень, желе. При высыхании этой массы образуется высокопористое вещество — *силикагель*, широко применяемый в качестве адсорбента — поглотителя других веществ.

Общая характеристика металлов

Химические элементы — металлы

Большинство химических элементов относят к металлам — 92 из 114 известных элементов.

ЗАПОМНИ

В организме человека найдено 62 металла. Ca, K, Na, Mg присутствуют в больших количествах (макроэлементы), а Cr, Mn, Fe, Co, Zn и др. — в малых (микроэлементы).

Металлы — это химические элементы, атомы которых отдают электроны внешнего (а некоторые — и предвнешнего) электронного слоя, превращаясь в положительные ионы.

Это свойство атомов металлов определяется тем, что они имеют сравнительно

большие радиусы и малое число электронов (в основном от 1 до 3 на внешнем слое).

Исключение составляют лишь 6 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 бор — астат, а также выше ее, 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 — астат (Be, Al, Ti, Ge, Nb, Sb и др.), 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. Сравните активность известных вам металлов I группы побочной подгруппы: Cu, Ag, Au; II группы побочной подгруппы: Zn, Cd, Hg — и вы убедитесь в этом сами.

Это можно объяснить тем, что на прочность связи валентных электронов с ядром у атомов данных 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 хо-

ЗАПОМНИ

В побочных подгруппах восстановительные свойства металлов уменьшаются (\downarrow), т. к. на связь валентных электронов с ядром в большей степени влияет величина заряда ядра, а не радиус атома.

ЗАПОМНИ

Металлы с низкой химической активностью называют **благородными**: Ag, Au, Pt, Os, Ir, Ru, Pd, Rh.



ты и увеличивается, но не столь значительно, как у металлов главных подгрупп.

ЗАПОМНИ

Литий — самый легкий металл. Самый тяжелый — осмий.

По близости свойств выделяют щелочные, щелочноземельные и редкоземельные металлы (Se, Y, La, Ac).

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 человека, животных. Например, в крови человека найдено 76 элементов, и из них только 14 не являются металлами. В организме человека некоторые элементы металлы (кальций, калий, натрий, магний) присутствуют в большом количестве, т. е. являются *макроэлементами*. А такие металлы, как хром, марганец, железо, кобальт, медь, цинк, молибден присутствуют в небольших количествах, т. е. это *микроэлементы*. Если человек весит 70 кг, то в его организме содержится (в граммах): кальция — 1700, калия — 250, натрия — 70, магния — 42, железа — 5, цинка — 3. Все металлы чрезвычайно важны, проблемы со здоровьем возникают и при их недостатке, и при избытке.

ЗАПОМНИ

Пыль и пары некоторых металлов токсичны. Это берклий, ртуть, свинец, кадмий, серебро, никель и др.

Например, ионы натрия регулируют содержание воды в организме, передачу нервных импульсов. Его недостаток приводит к головной боли, слабости, слабой памяти, потере аппетита,



а избыток — к повышению артериального давления, гипертонии, заболеваниям сердца. Специалисты по питанию рекомендуют взрослым потреблять в день не более 5 г (1 чайная ложка) поваренной соли (NaCl).

Простые вещества — металлы

С развитием производства металлов (простых веществ) и сплавов связано возникновение цивилизации (бронзовый век, железный век).

Начавшаяся примерно 100 лет назад научно-техническая революция, затронувшая и промышленность, и социальную сферу, также тесно связана с производством металлов. На основе вольфрама, молибдена, титана и других металлов начали создавать коррозионностойкие, сверхтвердые, тугоплавкие сплавы, применение которых сильно расширило возможности машиностроения. В ядерной и космической технике из сплавов вольфрама и рения делают детали, работающие при температурах до 3000 °С; в медицине используют хирургические инструменты из сплавов тантала и платины, уникальной керамики на основе оксидов титана и циркония.

И, конечно же, мы не должны забывать, что в большинстве сплавов используют давно известный металл железо, а основу многих легких сплавов составляют сравнительно «молодые» металлы — алюминий и магний.

Сверхновыми стали композиционные материалы, представляющие, например, полимер или керамику, которые внутри (как бетон железными



прутьями) упрочнены металлическими волокнами из вольфрама, молибдена, стали и других металлов и сплавов — все зависит от поставленной цели, необходимых для ее достижения свойств материала.

На рис. 15 изображена схема кристаллической решетки металлического натрия. В ней каждый

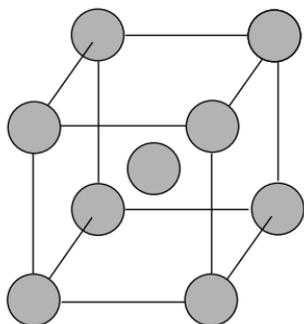


Рис. 15. Кристаллическая решетка натрия

атом натрия окружен восемью соседями. У атома натрия, как и у всех металлов, имеется много свободных валентных орбиталей и мало валентных электронов. Электронная формула атома натрия: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1 3p^0 3d^0$, где $3s$, $3p$, $3d$ — валентные орбитали.

Единственный валентный электрон атома натрия $3s^1$ может занимать любую из девяти свободных орбиталей — $3s$ (одна), $3p$ (три) и $3d$ (пять), ведь они не очень отличаются по уровню энергии. При сближении атомов, когда образуется кристаллическая решетка, валентные орбитали соседних атомов перекрываются, благодаря чему электроны свободно перемещаются с одной орбитали на другую, осуществляя связь между всеми атомами кристалла металла.

ЗАПОМНИ

Свойства веществ существовать в нескольких кристаллических модификациях называют **поллиморфизмом**.

Такую химическую связь называют **металлической**. Металлическую связь 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. Электроны, осуществляющие связь, обобществлены и перемещаются по всей кристаллической решетке в целом нейтрального металла. Веществам с металлической связью присущи металлические кристаллические решетки, которые обычно изображают схематически так, как показано на рис. 16. Катионы и атомы металлов, расположенные в узлах кристаллической решетки, обеспечивают ее стабильность и прочность (обобществленные электроны изображены в виде черных маленьких шариков).

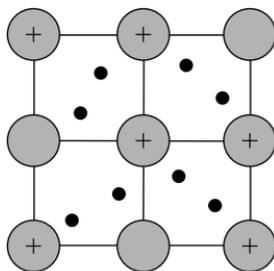


Рис. 16. Металлическая кристаллическая решетка

Металлическая связь — это связь в металлах и сплавах между атом-ионами металлов, расположенными в узлах кристаллической решетки, осуществляемая обобществленными валентными электронами.

Некоторые металлы кристаллизуются в двух или более кристаллических формах. Это свойство веществ — существовать в нескольких кристаллических модификациях — называют **полиморфизмом**. Полиморфизм простых веществ известен под названием **аллотропии**.

ЗАПОМНИ

Свойства металлов зависят от содержания в них примесей. Титан долгое время не находил применения из-за хрупкости, обусловленной примесями. После его очистки область применения титана резко расширилась.

Содержание лишь 0,03 % (мас. доли) мышьяка снижает электропроводность меди на 14 %.



Например, железо имеет четыре *кристаллические модификации*, каждая из которых устойчива в определенном температурном интервале:

- α — устойчива до $768\text{ }^{\circ}\text{C}$, ферромагнитная;
- β — устойчива от 768 до $910\text{ }^{\circ}\text{C}$, неферромагнитная, т. е. парамагнитная;
- γ — устойчива от 910 до $1390\text{ }^{\circ}\text{C}$, неферромагнитная, т. е. парамагнитная;
- δ — устойчива от 1390 до $1539\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($t^{\circ}_{\text{пл}}$ железа), неферромагнитная.

Олово имеет две кристаллические модификации:

- α — устойчива ниже $13,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($\rho = 5,75\text{ г/см}^3$). Это серое олово. Оно имеет кристаллическую решетку типа алмаза (атомную);
- β — устойчива выше $13,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ ($\rho = 6,55\text{ г/см}^3$). Это белое олово.

Белое олово — серебристо-белый очень мягкий металл. При охлаждении ниже $13,2\text{ }^{\circ}\text{C}$ он рассыпается в серый порошок, т. к. при переходе $\beta \rightarrow \alpha$ значительно увеличивается его удельный объем. Это явление получило название «оловянной чумы».

Конечно, особый вид химической связи и тип кристаллической решетки металлов должны определять и объяснять их физические свойства.

Каковы же они? Это металлический блеск, пластичность, высокая электрическая проводимость и теплопроводность, рост электрического сопротивления при повышении температуры, а также такие значимые свойства, как плотность, высокие темпера-

ЗАПОМНИ

Сейчас на грани истощения находятся разведанные запасы хрома, никеля, цинка, молибдена, олова, серебра, кадмия, ртути и других металлов.



туры плавления и кипения, твердость, магнитные свойства.

Механическое воздействие на кристалл с металлической кристаллической решеткой вызывает смещение слоев ион-атомов друг относительно друга (рис. 17), а так как электроны перемещаются по всему кристаллу, разрыв связей не происходит, поэтому для металлов характерна большая пластичность.

Аналогичное воздействие на твердое вещество с ковалентными связями (атомной кристаллической решеткой) приводит к разрыву ковалентных связей. Разрыв связей в ионной решетке приводит к взаимному отталкиванию одноименно заряженных ионов. Поэтому вещества с атомными и ионными кристаллическими решетками хрупкие.

Наиболее пластичные металлы — это Au, Ag, Sn, Pb, Zn. Они легко вытягиваются в проволоку, поддаются ковке, прессованию, прокатыванию

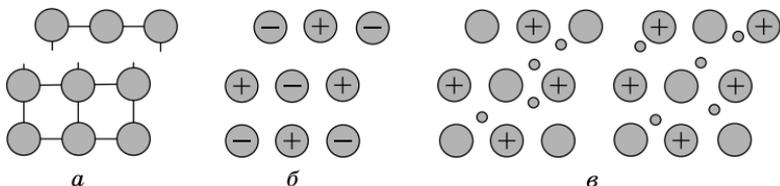


Рис. 17. Смещение слоев в атомной (а), ионной (б) и металлической (в) кристаллических решетках при механическом воздействии на твердые тела

ЗАПОМНИ

По отношению к магнитному полю металлы подразделяются на **ферромагнетики**, которые сильно намагничиваются (железо, кобальт, никель, гадолиний), **парамагнетики** — слабо намагничиваются (щелочные, щелочноземельные и переходные металлы) и **диамагнетики** — выталкиваемые магнитным полем (медь, серебро, золото, висмут).



в листы. Например, из золота можно изготовить золотую фольгу толщиной 0,003 мм, а из 0,5 г этого металла можно вытянуть нить длиной 1 км.

Даже ртуть, которая при комнатной температуре жидкая, при низких температурах в твердом состоянии становится ковкой, как свинец. Не обладают пластичностью лишь Vi и Mn , они хрупкие.

Почему металлы имеют характерный блеск, а также непрозрачны?

Электроны, заполняющие межатомное пространство, отражают световые лучи (а не пропускают, как стекло), причем большинство металлов в равной степени рассеивают все лучи видимой части спектра. Поэтому они 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 светло-желтый, желтый и «медный» цвета.

Хотя на практике металл не всегда нам кажется «светлым телом». Во-первых, его поверхность может окисляться и терять блеск. Поэтому самородная медь выглядит зеленоватым камнем. А во вторых, и чистый металл может не блестеть. Очень тонкие листки серебра и золота имеют совершенно неожиданный вид — они имеют голубовато-зеленый цвет. А мелкие порошки металлов кажутся темно-серыми, даже черными.

Наибольшую отражательную способность имеют серебро, алюминий, палладий. Их используют при изготовлении зеркал, в том числе и в прожекторах.

Почему металлы имеют высокую электрическую проводимость и теплопроводны?



Хаотически движущиеся электроны в металле под воздействием приложенного электрического напряжения приобретают направленное движение, т. е. проводят электрический ток. При повышении температуры металла возрастают амплитуды колебаний находящихся в узлах кристаллической решетки атомов и ионов. Это затрудняет перемещение электронов, электрическая проводимость металла падает. При низких температурах колебательное движение, наоборот, сильно уменьшается и электрическая проводимость металлов резко возрастает. Вблизи абсолютного нуля сопротивление у металлов практически отсутствует, у большинства металлов появляется сверхпроводимость.

Следует отметить, что неметаллы, обладающие электрической проводимостью (например, графит), при низких температурах, наоборот, не проводят электрический ток из-за отсутствия свободных электронов. И только с повышением температуры и разрушением некоторых ковалентных связей их электрическая проводимость начинает возрастать.

Наибольшую электрическую проводимость имеют серебро, медь, а также золото, алюминий, наименьшую — марганец, свинец, ртуть.

Чаще всего с той же закономерностью, как и электрическая проводимость, изменяется теплопроводность металлов.

Она обусловлена большой подвижностью свободных электронов, которые, сталкиваясь с колеблющимися ионами и атомами, обмениваются с ними энергией. Происходит выравнивание температуры по всему куску металла.



Механическая прочность, плотность, температура плавления у металлов очень сильно отличаются. Причем с увеличением числа электронов, связывающих ион-атомы, и уменьшением межатомного расстояния в кристаллах показатели этих свойств возрастают.

Так, щелочные металлы (Li, K, Na, Rb, Cs), атомы которых имеют один валентный электрон, мягкие (режутся ножом), с небольшой плотностью (литий — самый легкий металл с $\rho = 0,53 \text{ г/см}^3$) и плавятся при невысоких температурах (например, температура плавления цезия $29 \text{ }^\circ\text{C}$). Единственный металл, жидкий при обычных условиях, — ртуть — имеет температуру плавления, равную $-38,9 \text{ }^\circ\text{C}$.

Кальций, имеющий два электрона на внешнем энергетическом уровне атомов, гораздо более тверд и плавится при более высокой температуре ($842 \text{ }^\circ\text{C}$).

Еще более прочной является кристаллическая решетка, образованная ионами скандия, который имеет три валентных электрона.

Но самые прочные кристаллические решетки, большие плотности и температуры плавления наблюдаются у металлов побочных подгрупп V, VI, VII, VIII групп. Это объясняется тем, что для металлов побочных подгрупп, имеющих неспаренные валентные электроны на *d*-подуровне, характерно образование очень прочных ковалентных связей между атомами, помимо металлической, осуществляемой электронами внешнего слоя с *s*-орбиталей.

Самый тяжелый металл — это осмий Os с $\rho = 22,5 \text{ г/см}^3$ (компонент сверхтвердых и изно-



состоящих сплавов), самый тугоплавкий металл — это вольфрам W с $t_{\text{пл.}} = 3420$ °С (применяется для изготовления нитей накаливания ламп), самый твердый металл — это хром Cr (царапает стекло). Они входят в состав материалов, из которых изготавливают металлорежущий инструмент, тормозные колодки тяжелых машин и др.

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

При рассмотрении электронного строения металлов мы разделили металлы на металлы главных подгрупп (*s*- и *p*-элементы) и металлы побочных подгрупп (переходные *d*- и *f*-элементы).

В технике принято классифицировать металлы по различным физическим свойствам:

1. **Плотности** — легкие ($\rho < 5$ г/см³) и тяжелые (все остальные).
2. **Температуре плавления** — легкоплавкие и тугоплавкие.

Железо и его сплавы принято считать **черными** металлами, а все остальные — **цветными**.

Существуют классификации металлов по химическим свойствам.



Металлы с низкой химической активностью называют благородными (серебро, золото, платина и ее аналоги — осмий, иридий, рутений, палладий, родий).

По близости химических свойств выделяют **щелочные** (металлы главной подгруппы I группы), **щелочноземельные** (кальций, стронций, барий, радий), а также **редкоземельные** металлы (скандий, иттрий, лантан и лантаноиды, актиний и актиноиды).

Общие химические свойства металлов

Атомы металлов сравнительно легко отдают валентные электроны и переходят в положительно заряженные ионы, то есть окисляются. В этом заключается главное общее свойство и атомов, и простых веществ — металлов.

ЗАПОМНИ

Металлы в химических реакциях всегда восстановители.

Металлы в химических реакциях всегда *восстановители*. Восстановительная способность атомов простых веществ — металлов, образованных химическими элементами одного периода или одной главной подгруппы Периодической системы Д. И. Менделеева, изменяется закономерно.

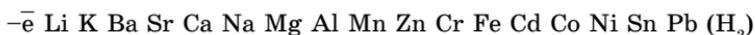
Электрохимический ряд напряжений металлов

Восстановительную активность металла в химических реакциях, которые протекают в водных



растворах, отражает его положение в **электрохимическом ряду напряжений металлов**.

Уменьшение восстановительных свойств:



Усиление окислительных свойств:



На основании этого ряда напряжений можно сделать следующие важные заключения о химической активности металлов в реакциях, протекающих в водных растворах при стандартных условиях ($t = 25 \text{ }^\circ\text{C}$, $p = 1 \text{ атм}$).

1. Чем левее стоит металл в этом ряду, тем более сильным восстановителем он является.

2. Каждый металл способен вытеснить (восстанавливать) из солей в растворе те металлы, которые в ряду напряжений стоят после него (правее).

3. Металлы, находящиеся в ряду напряжений левее водорода, способны вытеснить его из кислот в растворе.

ЗАПОМНИ

Металлы могут образовывать друг с другом химические соединения, которые называют **интерметаллическими соединениями**. Они обладают металлической связью и не имеют постоянного состава.



4. Металлы, являющиеся самыми сильными восстановителями (щелочные и щелочноземельные), в любых водных растворах взаимодействуют прежде всего с водой.

Восстановительная активность металла, определенная по электрохимическому ряду, не всегда соответствует положению его в периодической системе. Это объясняется тем, что при определении положения металла в ряду напряжений учитывают не только энергию отрыва электронов от отдельных атомов, но и энергию, затрачиваемую на разрушение кристаллической решетки, а также энергию, выделяющуюся при гидратации ионов.

Например, литий более активен в водных растворах, чем натрий (хотя по положению в периодической системе Na — более активный металл). Дело в том, что энергия гидратации ионов Li^+ значительно больше, чем энергия гидратации Na^+ , поэтому первый процесс является энергетически более выгодным.

Рассмотрев общие положения, характеризующие восстановительные свойства металлов, перейдем к конкретным химическим реакциям.

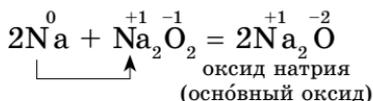
Взаимодействие металлов с неметаллами

1. **С кислородом** большинство металлов образуют оксиды — основные и амфотерные. Кислотные оксиды переходных металлов, например оксид хрома (VI) CrO_3 или оксид марганца (VII) Mn_2O_7 , не образуются при прямом окислении металла кислородом. Их получают косвенным путем.

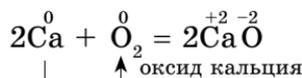
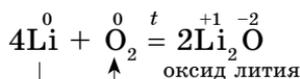
Щелочные металлы Na, K активно реагируют с кислородом воздуха, образуя пероксиды:



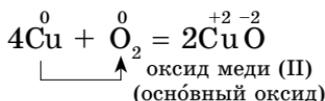
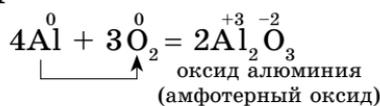
Оксид натрия получают косвенным путем, при прокаливании пероксидов с соответствующими металлами:



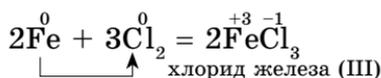
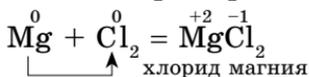
Литий и щелочноземельные металлы взаимодействуют с кислородом воздуха, образуя основные оксиды:



Другие металлы, кроме золота и платиновых металлов, которые вообще не окисляются кислородом воздуха, взаимодействуют с ним менее активно или при нагревании:



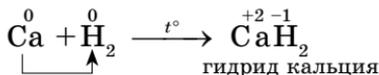
2. С галогенами металлы образуют соли галогеноводородных кислот, например:



3. С водородом самые активные металлы образуют гидриды — ионные солеподобные вещества,



в которых водород имеет степень окисления -1 , например:



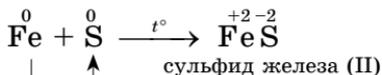
Многие переходные металлы образуют с водородом гидриды особого типа — происходит как бы растворение или внедрение водорода в кристаллическую решетку металлов между атомами и ионами, при этом металл сохраняет свой внешний вид, но увеличивается в объеме. Поглощенный водород находится в металле, по видимому, в атомарном виде.

ЗАПОМНИ

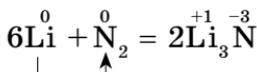
В ходе взаимодействия металлов с неметаллами образуются оксиды основные и амфотерные, соли галогеноводородных кислот, гидриды, сульфиды, нитриды.

Существуют и гидриды металлов промежуточного характера.

4. С серой металлы образуют соли — сульфиды, например:



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 взаимодействует с азотом только литий:

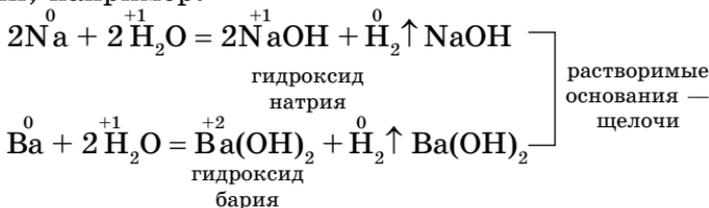


Взаимодействие металлов со сложными веществами

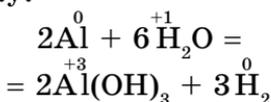
1. С водой. Щелочные и щелочноземельные металлы при обычных условиях вытесняют водород



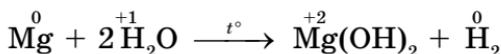
из воды и образуют растворимые основания — щелочи, например:



Другие металлы, стоящие в ряду напряжений до водорода, тоже могут при определенных условиях вытеснять водород из воды. Но алюминий бурно взаимодействует с водой, только если удалить с его поверхности оксидную пленку:



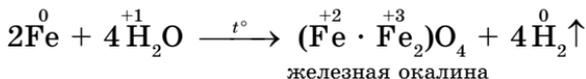
Магний взаимодействует с водой только при кипячении, при этом также выделяется водород:



Если горячий магний внести в воду, то горение продолжается, т. к. протекает реакция:



Железо взаимодействует с водой только в раскаленном виде:



железная окалина

2. С кислотами в растворе (HCl , $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{разб.})}$, CH_3COOH и др., кроме HNO_3) взаимодействуют ме-

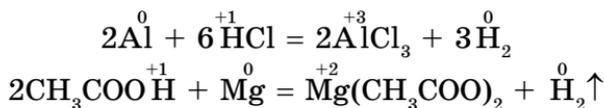
ЗАПОМНИ

В ходе взаимодействия металлов с водой образуются растворимые основания — щелочи; с кислотами в растворе — соль и вода; с солями менее активных металлов в растворе выделяется менее активный металл в свободном виде.



таллы, стоящие в ряду напряжений до водорода. При этом образуются соль и водород.

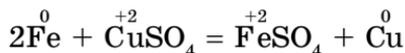
Например:



А вот свинец (и некоторые другие металлы), несмотря на его положение в ряду напряжений (слева от водорода), почти не растворяется в разбавленной серной кислоте, т. к. образующийся сульфат свинца PbSO_4 нерастворим и создает на поверхности металла защитную пленку.

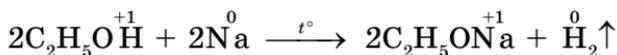
3. С солями менее активных металлов в растворе. В результате такой реакции образуется соль более активного металла и выделяется менее активный металл в свободном виде.

Например:



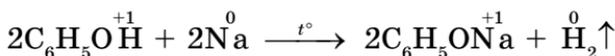
Нужно помнить, что реакция идет в тех случаях, когда образующаяся соль растворима. Вытеснение металлов из их соединений другими металлами впервые подробно изучал Н. Н. Бекетов — великий русский ученый в области физической химии. Он расположил металлы по химической активности в «вытеснительный ряд», ставший прототипом ряда напряжений металлов.

4. С органическими веществами. Взаимодействие с органическими кислотами аналогично реакциям с минеральными кислотами. Спирты же могут проявлять слабые кислотные свойства при взаимодействии со щелочными металлами:

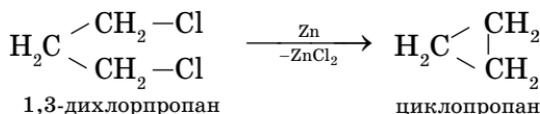




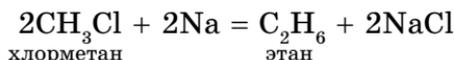
Аналогично реагирует и фенол:



Металлы участвуют в реакциях с галогеналканами, которые используют для получения низших циклоалканов и для синтезов, в ходе которых происходит усложнение углеродного скелета молекулы (реакция А. Вюрца):

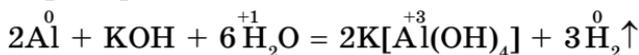


(технический метод получения циклопропана)



5. Со щелочами в растворе взаимодействуют металлы, гидроксиды которых амфотерны.

Например:



6. Металлы могут образовывать друг с другом химические соединения, которые получили общее название **интерметаллических соединений**. 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 в основном металлическая. Образование этих соединений более характерно для металлов побочных подгрупп.



Металлы главных подгрупп I–III групп Периодической системы химических элементов Д. И. Менделеева

Общая характеристика

Щелочные металлы — это металлы главной подгруппы I группы. Их атомы на внешнем энергетическом уровне имеют по одному электрону. Щелочные металлы — сильные восстановители. Их восстановительная способность и химическая активность возрастают с увеличением порядкового номера элемента (т. е. сверху вниз в Периодической таблице). Все они обладают электронной проводимостью. Прочность связи между атомами щелочных металлов уменьшается с увеличением порядкового номера элемента. Также снижаются их температуры плавления и кипения. Щелочные металлы взаимодействуют со многими простыми веществами — окислителями. В реакциях с водой они образуют растворимые в воде основания (щелочи).

ЗАПОМНИ

Ионы Na^+ и K^+ в живом организме регулируют кровяное давление.

Щелочноземельными элементами называются элементы главной подгруппы II группы. Атомы этих элементов содержат на внешнем энергетическом уровне по два электрона. Они являются сильнейшими восстановителями, имеют степень окисления +2. В этой главной подгруппе соблюдаются общие закономерности в изменении физических и химических свойств, связанные с увеличением размера атомов по группе сверху вниз, также ослабевает и химическая связь между атомами. С увеличением



размера иона ослабевают кислотные и усиливаются основные свойства оксидов и гидроксидов.

Главную подгруппу III группы составляют элементы бор, алюминий, галлий, индий и таллий. Все элементы относятся к *p*-элементам. На внешнем энергетическом уровне они имеют по три (s^2p^1) электрона, чем объясняется сходство свойств. Степень окисления +3. Внутри группы с увеличением заряда ядра металлические свойства увеличиваются. Бор — элемент-неметалл, а у алюминия уже металлические свойства. Все элементы образуют оксиды и гидроксиды.

Большинство металлов находится в подгруппах Периодической системы. В отличие от элементов главных подгрупп, где происходит постепенное заполнение электронами внешнего уровня атомных орбиталей, у элементов побочных подгрупп заполняются *d*-орбитали предпоследнего энергетического уровня и *s*-орбитали последнего. Число электронов соответствует номеру группы. Элементы с равным числом валентных электронов входят в группу под одним номером. Все элементы подгрупп — металлы.

Простые вещества, образованные металлами подгрупп, имеют прочные кристаллические решетки, устойчивые к нагреванию. Эти металлы самые прочные и тугоплавкие среди других металлов. У *d*-элементов ярко проявляется переход с увеличением их валентности от основных свойств через амфотерные к кислотным.

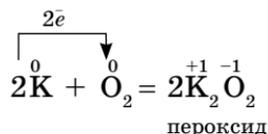
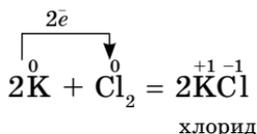
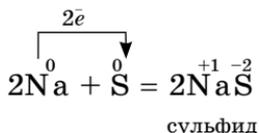
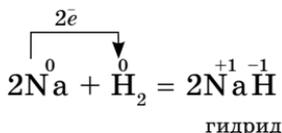
ЗАПОМНИ

Соли Na и K используют в качестве пищевых добавок. На этикетках продуктов указывают E-числа. Так, добавка от E-200 до E-290 — это консерванты (Na_2SO_2 , NaNO_3 и др.), (E-301) — антиоксидант аскорбат натрия.



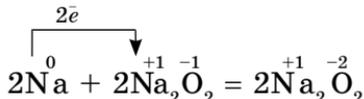
Щелочные металлы (Na, K)

На внешнем энергетическом уровне атомы щелочных металлов элементов содержат по одному электрону, находящемуся на большом удалении от ядра. Они легко отдают этот электрон, поэтому являются сильными восстановителями. Во всех соединениях щелочные металлы проявляют степень окисления +1. Их восстановительные свойства с ростом радиуса атомов усиливаются от Li к Cs. Все они типичные металлы, имеют серебристо-белый цвет, мягкие (режутся ножом), легкие и легкоплавкие. Активно взаимодействуют со всеми неметаллами:

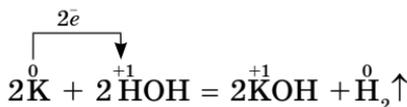


Все щелочные металлы при взаимодействии с кислородом (исключение Li) образуют *пероксиды*. В свободном виде щелочные металлы не встречаются из-за их высокой химической активности.

Оксиды — твердые вещества, имеют основные свойства. Их получают, прокаливая пероксиды с соответствующими металлами:



Гидроксиды NaOH, KOH — твердые белые вещества, гигроскопичны, хорошо растворяются в воде с выделением теплоты, их относят к *щелочам*:



Соли щелочных металлов почти все растворимы в воде. Важнейшие из них: Na_2CO_3 — карбонат натрия; $\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$ — *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, пищевая соль.

Щелочноземельные металлы (Ca, Mg)

Кальций (Ca) является представителем щелочноземельных металлов, которыми называются элементы главной подгруппы

	Ca	40,08	20
2		4s ²	
8			
8			
2			
	Кальций		

II группы, но не все, а только начиная с кальция и вниз по группе. Это те химические элементы, которые, взаимодействуя с водой, образуют щелочи. Кальций на внешнем энергетическом уровне содержит два электрона, степень окисления +2.

Физические и химические свойства кальция и его соединений представлены в таблице 9.

Магний (Mg) имеет такое же строение атома, как и кальций, степень его окисления также +2. Мягкий металл, но его поверхность на воздухе покрывается защитной пленкой, что немного снижает химическую активность. Его горение сопровождается ослепительной вспышкой. MgO и $\text{Mg}(\text{OH})_2$ проявляют основные свойства. Хотя $\text{Mg}(\text{OH})_2$ и малорастворим, но окрашивает раствор фенолфталеина в малиновый цвет.

	Mg	24,305	12
2		3s ²	
8			
2			
	Магний		



Таблица 9

Кальций и его соединения

Кальций	Оксид и гидроксид кальция	Соли кальция
<p>1. Серебристо-белый металл.</p> <p>2. Активный металл, окисляется простыми веществами-металлами: $2\text{Ca} + \text{O}_2 = 2\text{CaO}$ $\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2$ $\text{Ca} + \text{S} = \text{CaS}$ $\text{Ca} + \text{H}_2 = \text{CaH}_2$</p> <p>3. Вытесняет водород из воды: $\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2 \uparrow$</p> <p>4. Вытесняет металлы из их оксидов (кальциетермия): $2\text{Ca} + \text{ThO}_2 = \text{Th} + 2\text{CaO}$</p> <p>Получение: разложение электрическим током расплава хлорида кальция: $\text{CaCl}_2 = \text{Ca} + \text{Cl}_2$</p>	<p>1. Порошки белого цвета.</p> <p>2. Оксид кальция (негашеная 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: $\text{CaO} + \text{SiO}_2 = \text{CaSiO}_3$</p> <p>3. Гидроксид кальция проявляет свойства сильного основания: $\text{Ca(OH)}_2 = \text{Ca}^{2+} + 2\text{OH}^-$ $\text{Ca(OH)}_2 + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Ca(OH)}_2 + \text{Ca(HCO}_3)_2 = 2\text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$</p> <p>Получение: 1. Оксид — обжигом известняка: $\text{CaCO}_3 + \text{CaO} + \text{CO}_2 \uparrow$ 2. Гидроксида — гашением негашеной извести: $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$</p>	<p>1. Образует нерастворимый карбонат: $\text{Ca}^{2+} + \text{CO}_3^{2-} = \text{CaCO}_3 \downarrow$ и растворимый гидрокарбонат: $\text{CaCO}_3, \text{кр} + \text{CO}_2 + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(HCO}_3)_2, \text{р-р}$</p> <p>2. Образует нерастворимый фосфат: $3\text{Ca}^{2+} + 2\text{PO}_4^{3-} = \text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2 \downarrow$ и растворимый дигидрофосфат: $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2, \text{кр} + 4\text{H}_3\text{PO}_4 = 3\text{Ca(H}_2\text{PO}_4)_2, \text{р-р}$</p> <p>3. Гидрокарбонат разлагается при кипячении или испарении раствора: $\text{Ca(HCO}_3)_2 = \text{CaCO}_3 \downarrow + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$</p> <p>4. Обожженный природный гипс $\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O} =$ $= \text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O} + 1,5\text{H}_2\text{O}$ затвердевает при взаимодействии с водой, снова образуя кристаллогидрат: $\text{CaSO}_4 \cdot 0,5\text{H}_2\text{O} + 1,5\text{H}_2\text{O} =$ $= \text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$</p>



Оксиды MO — твердые белые тугоплавкие вещества. В технике CaO называют *негашеной известью*, а MgO — *жженой магнезией*, эти оксиды используют в производстве строительных материалов.

Реакция оксида кальция с водой сопровождается выделением теплоты и называется *гашением извести*, а образующийся Ca(OH)₂ — *гашеной известью*. Прозрачный раствор гидроксида кальция называется *известковой водой*, а белая взвесь Ca(OH)₂ в воде — *известковым молоком*.

Соли магния и кальция получают взаимодействием их с кислотами.

CaCO₃ — карбонат кальция, мел, мрамор, известняк. Применяется в строительстве. MgCO₃ — карбонат магния — применяется в металлургии для освобождения от шлаков. CaSO₄ · 2H₂O — *гипс*. MgSO₄ — сульфат магния — называют *горькой*, или *английской, солью*, содержится в морской воде. BaSO₄ — сульфат бария — благодаря нерастворимости и способности задерживать рентгеновские лучи применяется в диагностике («баритовая каша») желудочно-кишечного тракта.

На долю кальция приходится 1,5 % массы тела человека, 98 % кальция содержится в костях. Магний является биоэлементом, его в теле человека около 40 г, он участвует в образовании белковых молекул.

ЗАПОМНИ

Be, Mg и щелочноземельные металлы легкие серебристо-белого цвета, Sr имеет золотистый оттенок. На воздухе поверхность Be и Mg покрывается оксидной пленкой.

ЗАПОМНИ

Соли кальция Ca(HCO₃)₂, CaSO₄ и соли магния Mg(HCO₃)₂, MgSO₄ обуславливают **общую жесткость воды**.



Алюминий

Строение и свойства атомов

Al	26,981 3s ² 3p ¹	13
3 8 2	Алюминий	

Алюминий (Al) — элемент главной подгруппы III группы периодической системы Д. И. Менделеева. Атом алюминия содержит на внешнем энергетическом уровне три электрона, которые он легко отдает при химических взаимодействиях. У родоначальника подгруппы и верхнего соседа алюминия — бора — радиус атома меньше (у бора он равен 0,080 нм, у алюминия — 0,143 нм). Кроме того, у атома алюминия появляется один промежуточный восьми-электронный слой (2ē; 8ē; 3ē), который препятствует протяжению внешних электронов к ядру. Поэтому у атомов алюминия восстановительные свойства выражены достаточно сильно.

Почти во всех своих соединениях алюминий имеет степень окисления +3.

Алюминий — простое вещество

ЗАПОМНИ

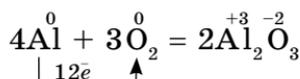
Сплавы на основе алюминия: дуралюмин (добавки Cu и Mg), силумин (Si), магналий (Mg).

Серебристо-белый легкий 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. Образуют с другими металлами легкие и прочные сплавы.



Алюминий — очень активный металл.

Если порошок алюминия или тонкую алюминиевую фольгу сильно нагреть, то они воспламеняются и сгорают ослепительным пламенем:

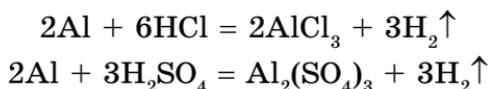


Эту реакцию можно наблюдать при горении бенгальских огней и фейерверков.

Алюминий, как и все металлы, легко реагирует с неметаллами, особенно в порошкообразном состоянии. Для того чтобы началась реакция, необходимо первоначальное нагревание, за исключением реакций с галогенами — хлором и бромом, зато потом все реакции алюминия с неметаллами идут очень бурно и сопровождаются выделением большого количества теплоты:



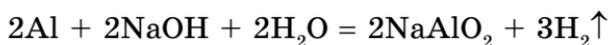
Алюминий хорошо растворяется в разбавленных серной и соляной кислотах:



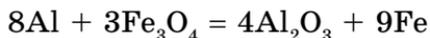
А вот концентрированные серная и азотная кислоты *пассивируют* алюминий, образуя на поверхности металла плотную прочную оксидную пленку, которая препятствует дальнейшему протеканию реакции. Поэтому эти кислоты перевозят в алюминиевых цистернах.



Оксид и гидроксид алюминия обладают амфотерными свойствами, поэтому алюминий растворяется в водных растворах щелочей, образуя соли — *алюминаты*:



Алюминий широко используется в металлургии для получения металлов — хрома, марганца, ванадия, титана, циркония из их оксидов. Этот способ носит название *алюмотермия*. На практике часто применяют *термит* — смесь Fe_3O_4 с порошком алюминия. Если эту смесь поджечь, например, с помощью магниевой ленты, то происходит энергичная реакция с выделением большого количества теплоты:



Выделяющейся теплоты вполне достаточно для полного расплавления образующегося железа, поэтому этот процесс используют для сварки стальных изделий.

Алюминий можно получить электролизом — разложением расплава его оксида Al_2O_3 на составные части с помощью электрического тока. Но температура плавления оксида алюминия около $2050\text{ }^\circ\text{C}$, поэтому для проведения электролиза необходимы большие затраты энергии.

Соединения алюминия

Алюмосиликаты. Эти соединения можно рассматривать как соли, образованные оксидом алюминия, кремния, щелочных и щелочноземельных металлов. Они и составляют основную массу земной



коры. В частности, алюмосиликаты входят в состав полевых шпатов — наиболее распространенных минералов и глин.

Боксит — горная порода, из которой получают алюминий. Она содержит оксид алюминия Al_2O_3 .

Корунд — минерал состава Al_2O_3 , обладает очень высокой твердостью, его мелкозернистая разновидность, содержащая примеси, — наждак, применяется как абразивный (шлифовочный) материал.

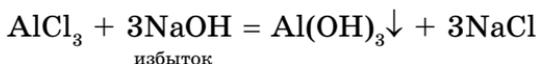
Эту же формулу имеет и другое природное соединение — *глинозем*.

Хорошо известны прозрачные, окрашенные примесями, кристаллы корунда: красные — рубины и синие — сапфиры, которые используют как драгоценные камни. В настоящее время их получают искусственно и применяют не только для украшений, но и для технических целей, например, для изготовления деталей часов и других точных приборов. Кристаллы рубинов применяются в лазерах.

Оксид алюминия Al_2O_3 — белое вещество с очень высокой температурой плавления. Может быть получен разложением при нагревании гидроксида алюминия:



Гидроксид алюминия $\text{Al}(\text{OH})_3$ выпадает в виде студенистого осадка при действии щелочей на растворы солей алюминия:



Как амфотерный гидроксид он легко растворяется в кислотах и растворах щелочей:

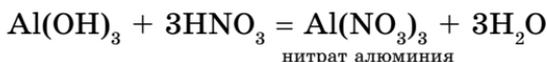
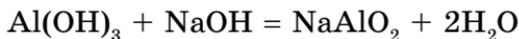




Таблица 10

Алюминий и его соединения

Алюминий	Оксид алюминия	Соединения алюминия	Гидроксид алюминия
<p>1. Серебристо-белый легкий металл.</p> <p>2. Окисляется на воздухе с образованием защитной пленки: $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$</p> <p>3. Вытесняет водород из воды: $2Al + 6H_2O = 2Al(OH)_3 \downarrow + 3H_2 \uparrow$</p> <p>4. Взаимодействует с кислотами: $2Al + 6H^+ = 2Al^{3+} + 3H_2 \uparrow$</p> <p>5. Взаимодействует с щелочами: $2Al + 2H_2O + 2NaOH = 2NaAlO_2 + 3H_2 \uparrow$</p> <p>6. Вытесняет металлы из их оксидов (алюминотермия): $8Al + 3Fe_3O_4 = 9Fe + 4Al_2O_3 + Q$</p> <p>Получение: разложение электрическим током расплава оксида алюминия (в криолите): $2Al_2O_3 = 4Al + 3O_2 - 3352 \text{ кДж}$</p>	<p>1. Очень твердый порошок белого цвета.</p> <p>2. Амфотерный оксид, взаимодействует: а) с кислотами: $Al_2O_3 + 6H^+ = 2Al^{3+} + 3H_2O$ б) с щелочами: $Al_2O_3 + 2OH^- = 2AlO_2^- + H_2O$</p> <p>Образуется а) при окислении или горении алюминия на воздухе: $4Al + 3O_2 = 2Al_2O_3$ б) в реакции алюминотермии:</p> <p>2Al + Fe₃O₃ = Al₂O₃ + 2Fe в) при термическом разложении гидроксида алюминия: 2Al(OH)₃ = Al₂O₃ + 3H₂O</p>	<p>1. Белый нерастворимый в воде порошок.</p> <p>2. Проявляет амфотерные свойства, взаимодействует: а) с кислотами: $Al(OH)_3 + 3HCl = AlCl_3 + 3H_2O$ $Al(OH)_3 + 3H^+ = Al^{3+} + 3H_2O$ б) с щелочами: $Al(OH)_3 + NaOH = NaAlO_2 + 2H_2O$ $Al(OH)_3 + OH^- = AlO_2^- + 2H_2O$</p> <p>3. Разлагается при нагревании: $2Al(OH)_2 = Al_2O_3 + 3H_2O$</p> <p>Образуется при: а) взаимодействии растворов солей алюминия с растворами щелочей (без избытка): $Al^{3+} + 3OH^- = Al(OH)_3 \downarrow$ б) взаимодействиями алюминатов с кислотами (без избытка): $AlO_2^- + H^+ + H_2O = Al(OH)_3 \downarrow$</p> <p>Соли алюминия в водных растворах гидролизуются: $Al^{3+} + H_2O \rightleftharpoons AlOH^{2+} + H^+$ $AlOH^{2+} + H_2O \rightleftharpoons Al(OH)_2^+ + H^+$ $Al(OH)_2^+ + H_2O \rightleftharpoons Al(OH)_3 + H^+$</p>	



избыток алюминат натрия

Алюминатами называют соли неустойчивых *алюминиевых кислот* — ортоалюминиевой H_3AlO_3 , метаалюминиевой HAlO_2 (ее можно рассматривать как ортоалюминиевую кислоту, от молекулы которой отняли молекулу воды). К природным алюминатам относится благородная шпинель и драгоценный хризоберилл.

Соли алюминия, кроме фосфатов, хорошо растворимы в воде. Некоторые соли (сульфиды, сульфиты) разлагаются водой.

Хлорид алюминия AlCl_3 применяют в качестве катализатора в производстве очень многих органических веществ.

Физические и химические свойства алюминия и его соединений обобщены в табл. 10.

Характеристика переходных элементов — меди, цинка, хрома, железа

Медь

Свойства меди

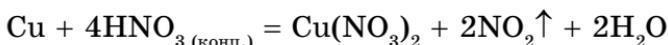
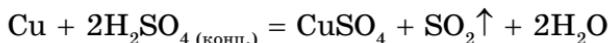
Медь (Cu) — элемент побочной подгруппы первой группы. Электронная формула: $(\dots 3d^{10}4s^1)$. Десятый *d*-электрон у нее подвижный, т. к. он переместился с *4s*-подуровня. Медь в соединениях проявляет степени окисления +1 (Cu_2O) и +2 (CuO).

29	63,546	Cu	1
		$3d^{10}4s^1$	18
		Медь	8
			2

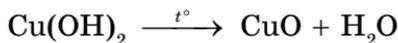
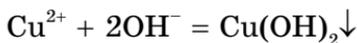


Медь — металл светло-розового цвета, тягучий, вязкий, отличный проводник электричества. Температура плавления 1083 °С.

Как и другие металлы 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 черного цвета и воду:



Открытие меди

Медь является, очевидно, вторым металлом, после золота, с которым познакомился человек. Это произошло примерно около 6–7 тыс. лет тому назад на исходе неолитического, или новокаменного, периода, когда полированный камень с хорошо

ЗАПОМНИ

Медь — один из первых металлов, которые начал выплавлять человек. В истории каменный век сменился медным, а затем бронзовым.

приделанной рукояткой стал заменяться орудием из меди и бронзы. Знакомство человека с медью и бронзой ознаменовано в истории культуры человеческого общества началом медного, или бронзового века.



Сначала человек безусловно использовал только то небольшое количество меди, которое встречалось в природе в самородном состоянии. Чтобы заменить хотя бы частично труднообрабатываемый камень медью, человек вынужден был прибегнуть к использованию медных руд: закиси меди, окиси меди и малахита. Из руд, запасы которых были достаточно велики, металлическая медь получалась в необходимых количествах сравнительно легко.

Окончательное вытеснение каменных орудий произошло после того, как человечество научилось изготавливать бронзу — сплав меди с оловом. Открытие бронзы обязано, по-видимому, тому обстоятельству, что руды меди и олова встречаются в природе часто вместе в необходимых соотношениях. Метод изготовления бронзы состоял из непосредственного сплавления меди с оловом. Олово для этой цели могло быть получено из касситерита (двуокись олова), который в смеси с углем помещался в печь, представляющую собой бамбуковую корзину, покрытую изнутри и снаружи слоем глины. После нескольких часов нагревания на дне печи образовывался чистый металл, употреблявшийся как для изготовления бронзы, так и для поделки различных мелких предметов, не нуждающихся в особой твердости.

Цинк

Цинк (Zn) — элемент побочной подгруппы II группы. Его электронная формула следующая: (... $3d^{10}4s^2$). Так как в атомах цинка предпоследний

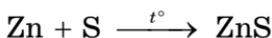
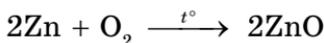
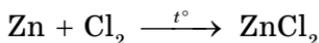
30	65,38	Zn	2
	$3d^{10}4s^2$		18
Цинк			8
			2



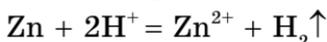
d-подуровень полностью завершен, то цинк в соединениях проявляет степень окисления +2.

Цинк — металл серебристо-белого цвета, практически не изменяющийся на воздухе. Обладает коррозионной стойкостью, что объясняется наличием на его поверхности оксидной пленки.

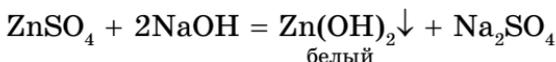
Цинк — один из активнейших металлов, при повышенной температуре реагирует с простыми веществами:



Цинк вытесняет водород из кислот:



Гидроксид цинка амфотерен, т. е. проявляет свойства и кислоты, и основания. При постепенном приливании раствора щелочи к раствору соли цинка выпавший вначале осадок растворяется (аналогично происходит и с алюминием):



тетрагидроксоцинкат натрия

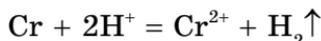
Хром

24	51,996	Cr	1
	3d ⁵ 4s ¹		13
Хром			8
			2

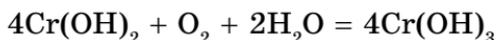
На примере **хрома** (Cr) можно показать, что свойства переходных элементов меняются вдоль периода не принципиально: происходит количественное измене-



ние, связанное с изменением числа электронов на валентных орбиталях. Максимальная степень окисления хрома +6. Металл в ряду активности стоит левее водорода и вытесняет его из кислот:



При добавлении раствора щелочи к такому раствору образуется осадок $\text{Me}(\text{OH})_2$, 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** ($\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$). Соединения хрома обладают высокой окислительной способностью.

Железо

Строение и свойства атомов

Железо Fe — элемент побочной подгруппы VIII группы и 4-го периода периодической системы Д. И. Менделеева. Атомы железа

26	55,847	Fe	2
	3d ⁶ 4s ²		14
			8
Железо			2

устроены несколько отлично от атомов элементов главных подгрупп. Как и положено элементу 4-го периода, атомы железа имеют четыре энергетических уровня, но заполняется из них не последний, а предпоследний, третий от ядра, уровень. На последнем же уровне атомы железа содержат два элек-



трона. На предпоследнем уровне, который может вместить 18 электронов, у атома железа находятся 14 элементов. Следовательно, распределение электронов по уровням в атомах железа таково: $2\bar{e}$; $8\bar{e}$; $14\bar{e}$; $2\bar{e}$.

ЗАПОМНИ

Природные минералы железа: магнитный железняк (магнетит) Fe_2O_4 , красный железняк (гематит) Fe_2O_3 , бурый железняк (лимонит) $2\text{Fe}_2\text{O}_3 \cdot 3\text{H}_2\text{O}$.

Подобно всем металлам, атомы железа проявляют восстановительные свойства, отдавая при химических взаимодействиях не только два

электрона с последнего уровня, и приобретая степень окисления +2, но и электрон с предпоследнего уровня, при этом степень окисления атома повышается до +3.

Железо — простое вещество

ЗАПОМНИ

Железо играет важную роль в жизни живых организмов:

- является основным катализатором дыхательных процессов;
- входит в состав гемоглобина крови;
- участвует в процессе переноса кислорода от органов дыхания к тканям.

Ежедневная потребность человека в железе составляет 5–10 мг.

Это серебристо-белый блестящий металл с температурой плавления 1539°C . Очень пластичный, поэтому легко обрабатывается, куется, прокатывается, штампуется. Железо обладает способностью намагничиваться и размагничиваться. Ему можно придать большую прочность и твердость методами термического и механического воздействия.

Различают *технически чистое* и *химически чистое железо*. Технически чистое



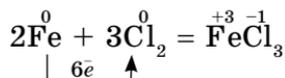
железо, по сути, представляет собой низкоуглеродистую сталь, оно содержит 0,02–0,04 % углерода, а кислорода, серы, азота и фосфора — еще меньше. Химически чистое железо содержит менее 0,01 % примесей. Из технически чистого железа сделаны, например, канцелярские скрепки и кнопки. Такое железо легко корродирует, в то время как химически чистое железо почти не подвергается коррозии.

В настоящее время железо — это основа современной техники и сельскохозяйственного машиностроения, транспорта и средств связи, космических кораблей и вообще всей современной цивилизации. Большинство изделий, начиная от швейной иглы, и заканчивая космическими аппаратами, не может быть изготовлено без применения железа.

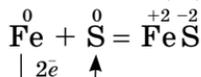
Химические свойства железа

Железо может проявлять степени окисления +2 и +3, соответственно, железо дает два ряда соединений. Число электронов, которое атом железа отдает при химических реакциях, зависит от окислительной способности реагирующих с ним веществ.

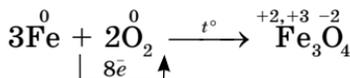
Например, с галогенами железо образует галогениды, в которых оно имеет степень окисления +3:



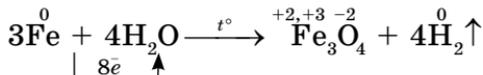
а с серой — сульфид железа (II):



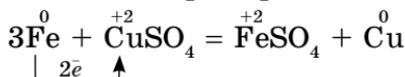
Раскаленное железо сгорает в кислороде с образованием железной окалины:



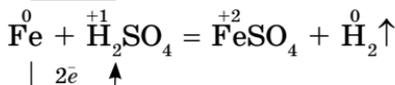
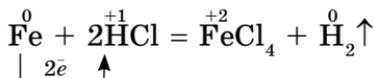
При высокой температуре (700–900 °С) железо реагирует с парами воды:



В соответствии с положением железа в электрохимическом ряду напряжений оно может вытеснить металлы, стоящие правее него, из водных растворов их солей, например:



В разбавленных соляной и серной кислотах железо растворяется, т. е. окисляется ионами водорода:



Растворяется железо и в разбавленной азотной кислоте, при этом образуется нитрат железа (III), вода и продукты восстановления азотной кислоты — N₂, NO или NH₃(NH₄NO₃) в зависимости от концентрации кислоты.

Соединения железа

В природе железо образует ряд минералов. Это магнитный железняк (магнетит) Fe₃O₄, красный железняк (гематит) Fe₂O₃, бурый железняк (лимонит) 2Fe₂O₃ · 3H₂O.

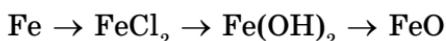
Еще одно природное соединение железа — железный, или серный, колчедан (пирит) FeS₂, не



служит железной рудой для получения металла, но применяется для производства серной кислоты.

Для железа характерны два ряда соединений: соединения железа (II) и железа (III).

Оксид железа (II) FeO и соответствующий ему гидроксид железа (II) Fe(OH)_2 получают косвенно, в частности, по следующей цепи превращений:



Оба соединения имеют ярко выраженные основные свойства.

Катионы железа (II) Fe^{2+} легко окисляются кислородом воздуха до катионов железа (III) Fe^{3+} . Поэтому белый осадок гидроксида железа (II) приобретает зеленую окраску, а затем становится бурым, превращаясь в гидроксид железа (III):



Оксид железа (III) Fe_2O_3 и соответствующий ему гидроксид железа (III) Fe(OH)_3 также получают косвенно, например, по цепочке:



Из солей железа наибольшее техническое значение имеют сульфаты и хлориды.

Кристаллогидрат сульфата железа (II) $\text{FeSO}_4 \times 7\text{H}_2\text{O}$, известный под названием *железный купорос*, применяют для борьбы с вредителями растений, для приготовления минеральных красок и в других целях. Хлорид железа (III) FeCl_3 используют в качестве протравы при крашении тканей. Сульфат железа (III) $\text{Fe}_2(\text{SO}_4)_3 \cdot 9\text{H}_2\text{O}$ применяется для очистки воды и в других целях.

Физические и химические свойства железа и его соединений обобщены в табл. 11.



Таблица 11

Железо и его соединения

Железо	Оксиды железа (II) и (III)	Гидроксиды железа (II) и (III)
<p>1. Серебристо-белый металл.</p> <p>2. Взаимодействует с простыми веществами:</p> <p>а) горит в кислороде:</p> $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$ <p>б) реагирует с хлором:</p> $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{FeCl}_3$ <p>в) взаимодействует с серой:</p> $\text{Fe} + \text{S} = \text{FeS}$ <p>3. Реагирует с растворами кислот:</p> $\text{Fe} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\uparrow$ <p>4. Вытесняет водород из воды при сильном нагревании:</p> $\text{Fe} + \text{H}_2\text{O} = \text{FeO} + \text{H}_2\uparrow$ <p>5. Окисляется в присутствии воды и кислорода воздуха (с образованием ржавчины):</p> $4\text{Fe} + 6\text{H}_2\text{O} + 3\text{O}_2 = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ <p>6. Замещает менее активный металл в растворе его соли:</p> $\text{Fe} + \text{Cu}^{2+} = \text{Fe}^{2+} + \text{Cu}$ <p>Получение:</p> <p>восстановление оксидов железа оксидом углерода(II), водородом или алюминием:</p> $\text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{CO} = 3\text{Fe} + 4\text{CO}_2$ $\text{FeO} + \text{H}_2 = \text{Fe} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 2\text{Al} = 2\text{Fe} + \text{Al}_2\text{O}_3$	<p>1. Проявляют основные свойства, взаимодействуя с кислотами:</p> $\text{FeO} + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O};$ $\text{Fe}_2\text{O}_3 + 6\text{H}^+ = 2\text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>2. Оксид железа (III) проявляет слабые амфотерные свойства, взаимодействуя при нагревании с основными оксидами с образованием ферритов:</p> $\text{MnO} + \text{Fe}_2\text{O}_3 = \text{Mn}(\text{FeO}_2)_2$	<p>1. Проявляют свойства нерастворимых в воде оснований:</p> <p>а) взаимодействуют с кислотами:</p> $\text{Fe}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Fe}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Fe}(\text{OH})_3 + 3\text{H}^+ = \text{Fe}^{3+} + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>б) разлагаются при нагревании:</p> $\text{Fe}(\text{OH})_2 = \text{FeO} + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{Fe}(\text{OH})_3 = \text{Fe}_2\text{O}_3 + 3\text{H}_2\text{O}$ <p>2. Гидроксид железа (III) проявляет слабые амфотерные свойства, реагируя с горячими концентрированными растворами щелочей:</p> $\text{Fe}(\text{OH})_3 + \text{NaOH} = \text{NaFeO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ <p>3. Гидроксид железа(II) на воздухе окисляется в гидроксид железа(III):</p> $4\text{Fe}(\text{OH})_2 + \text{O}_2 + 2\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe}(\text{OH})_3$ <p>4. Соли железа(II) и (III) гидролизуются:</p> $\text{Fe}^{2+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^+ + \text{H}^+$ $\text{Fe}^{3+} + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \text{FeOH}^{2+} + \text{H}^+$



Качественные реакции на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+}

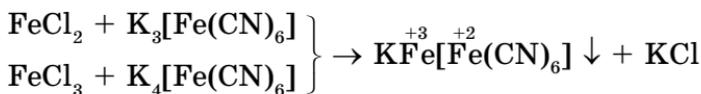
Для распознавания соединений железа (II) и (III) проводят *качественные реакции* на ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} . Качественной реакцией на ионы Fe^{2+} служит реакция солей железа (II) с соединением $K_3[Fe(CN)_6]$, называемым *красной кровяной солью*. Это особая группа солей, которые называются комплексными, с ними вы познакомитесь в дальнейшем. Пока же нужно усвоить, как диссоциируют такие соли:



Реактивом на ионы Fe^{3+} является другое комплексное соединение — *желтая кровяная соль* — $K_4[Fe(CN)_6]$, которая в растворе диссоциирует аналогично:



Если в растворы, содержащие ионы Fe^{2+} и Fe^{3+} , добавить, соответственно, растворы красной кровяной соли (реактив на Fe^{2+}) и желтой кровяной соли (реактив на Fe^{3+}), то в обоих случаях выпадает одинаковый синий осадок:



Для обнаружения ионов Fe^{3+} еще используют взаимодействие солей железа (III) с роданидом калия $KNCS$ или аммония NH_4NCS . При этом образуется ярко окрашенный ион $FeNCNS^{2+}$, в результате чего весь раствор приобретает интенсивно красный цвет:





Роль железа в жизнедеятельности живых организмов

Роль железа очень велика. Оно входит в состав гемоглобина крови, который осуществляет перенос кислорода от органов дыхания к другим органам и биологическим тканям.

Окраску крови придают именно соединения железа. Если лишить железа растения и животных, то они изменяют свою окраску. Как человек бледнеет, когда не хватает гемоглобина в крови, так и растение, растущее при недостатке железа в почве, будет бледным или даже бесцветным. Поэтому соединения железа издавна применяются для лечения малокровия, при истощении, упадке сил.

Для человека и животных источником железа служат растения. В зеленых овощах, таких как шпинат, салат, капуста, железа много. Чем интенсивнее окрашены растения и животные, тем больше в них железа. Так, розовая вишня содержит наполовину меньше железа, чем черная. Светло-зеленый капустный лист в шесть раз беднее железом, чем зеленый. В говядине железа больше, чем в телятине.

Генетическая связь между классами неорганических веществ

Материальный мир, в котором мы живем и крохотной частичкой которого мы являемся, един и в то же время бесконечно разнообразен. Единство и многообразие химических веществ этого мира наиболее ярко проявляется в *генетической связи* веществ, которая отражается в так называемых *ге-*

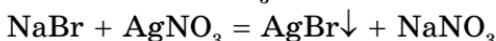


нетических рядах. Выделим наиболее характерные признаки таких рядов.

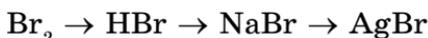
1. Все вещества этого ряда должны быть образованы одним химическим элементом. Например, ряд, записанный с помощью следующих формул:



нельзя считать генетическим, т. к. в последнем звене элемент бром отсутствует, хотя реакция для перехода от NaBr к NaNO₃ легко осуществима:



Этот ряд мог бы считаться генетическим рядом элемента брома, если бы его завершили, например, так:



2. Вещества, образованные одним и тем же элементом, должны принадлежать к различным классам, т. е. отражать разные формы его существования.

3. Вещества, образующие генетический ряд одного элемента, должны быть связаны взаимопревращениями. По этому признаку можно различать полные и неполные генетические ряды.

Например, приведенный выше генетический ряд брома будет неполным, незавершенным. А вот следующий ряд:



уже можно рассматривать как полный: он начинался простым веществом бромом и им же закончился.

Обобщая сказанное выше, можно дать следующее определение генетического ряда.

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



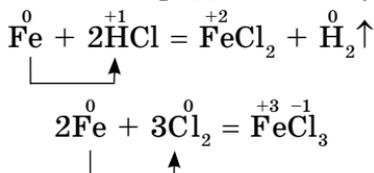
Генетическая связь — понятие более общее, чем генетический ряд, который является пусть и ярким, но частным проявлением этой связи, реализующейся при любых взаимных превращениях веществ. Тогда, очевидно, под это определение подходит и первый приведенный ряд веществ.

Существует три разновидности генетических рядов:

1. Генетический ряд металла. Наиболее богат ряд металла, у которого проявляются разные степени окисления. В качестве примера рассмотрим генетический ряд железа со степенями окисления +2 и +3:



Напомним, что для окисления железа в хлорид железа (II) нужно взять более слабый окислитель, чем для получения хлорида железа (III):



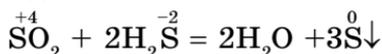
2. Генетический ряд неметалла. Аналогично ряду металла более богат связями ряд неметалла с разными степенями окисления, например, ге-



нетический ряд серы со степенями окисления +4 и +6:



Затруднение может вызвать лишь последний переход. Руководствуйтесь правилом: чтобы получить простое вещество из окисленного соединения элемента, нужно взять для этой цели самое восстановленное его соединение, например, летучее водородное соединение неметалла. В нашем случае:



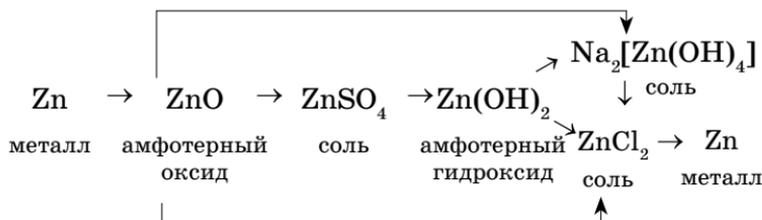
По этой реакции в природе из вулканических газов образуется сера.

Аналогично для хлора:



3. Генетический ряд металла, которому соответствуют амфотерные оксид и гидроксид, очень богат связями, т. к. они проявляют в зависимости от условий то кислотные, то основные свойства.

Например, рассмотрим генетический ряд цинка:



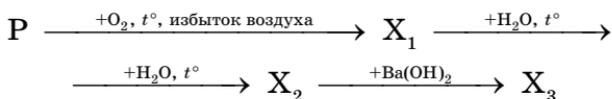
ЭКСПРЕСС-КОНТРОЛЬ

1. В каком ряду приведены формулы основного, амфотерного и кислотного оксидов?
 - 1) CaO , K_2O , Al_2O_3
 - 2) Fe_2O_3 , SO_3 , P_2O_5
 - 3) CO_2 , SO_3 , ZnO
 - 4) CaO , Al_2O_3 , CO_2
2. Укажите ряд металлов, расположенных в большем периоде Периодической системы
 - 1) Ti, Fe, Li
 - 2) Ca, Cr, Mn
 - 3) Cu, Na, Zn
 - 4) Be, Al, Mg
3. Выберите общее название двух замещенных солей ортофосфорной кислоты
 - 1) фосфаты
 - 2) гидроортофосфаты
 - 3) дигидроортофосфаты
 - 4) пирофосфаты
4. В какой кислоте алюминий не растворяется при обычных условиях?
 - 1) HNO_3 (конц.)
 - 2) HNO_3 (разб.)
 - 3) HCl (разб.)
 - 4) H_2SO_4 (конц.)
5. В результате какой из приведенных ниже реакций образуется кислотный оксид?
 - 1) $\text{CO}_2 + \text{C} \rightarrow$
 - 2) $2\text{AgNO}_3 + 2\text{NaOH} \rightarrow$
 - 3) $\text{CaCO}_3 + \text{SiO}_2 \rightarrow$
 - 4) $2\text{Al}(\text{OH})_3 \xrightarrow{t^\circ}$
6. Выберите формулу вещества, которое образуется при реакции растворов соды и сульфата железа (III)
 - 1) $\text{Fe}_2(\text{CO}_3)_3$
 - 2) $\text{Fe}(\text{OH})_3$
 - 3) $\text{Fe}(\text{HSO}_4)_3$
 - 4) FeOHSO_4



7. Укажите вещества, которые используются для получения сульфида магния
- 1) основной и кислотный оксиды
 - 2) металл и неметалл
 - 3) основание и кислотный оксид
 - 4) основной оксид и неметалл

8. В цепочке превращений веществ

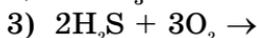


конечным продуктом X_3 является

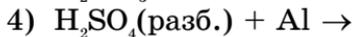
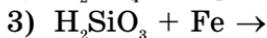
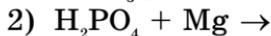
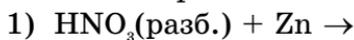
- 1) оксид фосфора (V)
 - 2) фосфор
 - 3) ортофосфат бария
 - 4) ортофосфорная кислота
9. В каком случае первый металл не вытесняет второй из раствора его соли?
- | | |
|------------|------------|
| 1) Ca и Zn | 3) Fe и Cu |
| 2) Zn и Ag | 4) Fe и Mg |
10. Для получения оксида серы (IV) в лаборатории используют
- 1) сульфат натрия
 - 2) сульфид железа (III)
 - 3) оксид серы (VI)
 - 4) сульфит натрия
11. Укажите продукты, которые образуются при взаимодействии бария с водой
- 1) BaO и H_2
 - 2) BaO и O_2
 - 3) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и H_2
 - 4) $\text{Ba}(\text{OH})_2$ и O_2



12. В результате какой из приведенных ниже химических реакций образуются кислотный и основной оксиды?



13. Укажите схему химической реакции, которая не может произойти



14. Выберите степень окисления фосфора в соединении, которое образуется при сгорании фосфора в избытке кислорода

1) +3

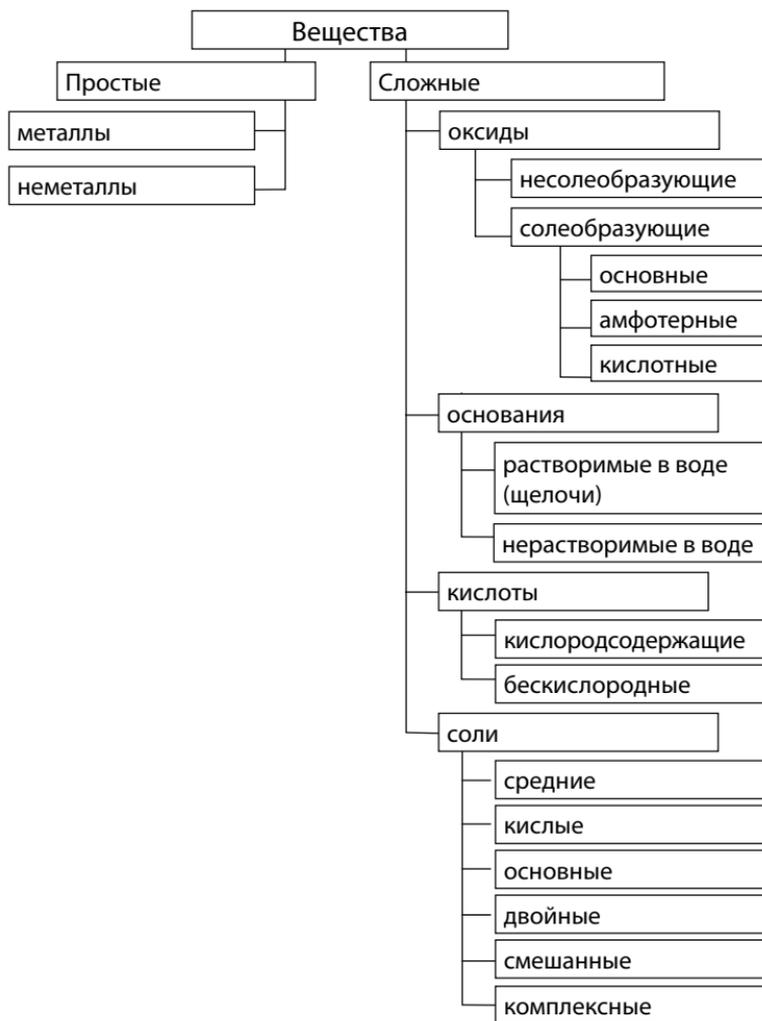
3) -3

2) +5

4) +1

ЭКСПРЕСС-ПОМОЩНИК

Классификация и номенклатура неорганических веществ



Химические свойства оксидов

Основные	Кислотные	Амфотерные
1. Взаимодействие с водой		
Образуют щелочи $K_2O + H_2O = 2KOH$	Большинство образует кислоты $SO_3 + H_2O = H_2SO_4$	Не взаимодействуют
2. Взаимодействие с кислотами		
Образуют соль и воду $CuO + 2HCl = CuCl_2 + H_2O$	Не взаимодействуют	Образуют соль и воду $ZnO + 2HCl = ZnCl_2 + H_2O$
3. Взаимодействие с основаниями		
Не взаимодействуют	Образуют соль и воду $CO_2 + 2NaOH = Na_2CO_3 + H_2O$	Образуют соль $ZnO + 2NaOH + H_2O = Na_2[Zn(OH)_4]$
4. Взаимодействие между собой		
Реагируют между собой с образованием соли $CaO + CO_2 = CaCO_3$		

Получение оксидов

Способы	Химические реакции
Окисление простых веществ	$2Mg + O_2 = 2MgO$ $C + O_2 = CO_2$
Окисление сложных веществ	$2H_2S + 3O_2 = 2H_2O + 2SO_2$
Разложение солей	$CaCO_3 \xrightarrow{t} CaO + CO_2$! Кроме карбонатов щелочных металлов $2Pb(NO_3)_2 \xrightarrow{t} 2PbO + 4NO_2 + O_2$ $2AgNO_3 \xrightarrow{t} 2Ag + NO_2 + O_2$



Окончание таблицы

Способы	Химические реакции
Разложение оснований	$\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$ <p>! Щелочи не разлагаются</p>
Взаимодействие кислот-окислителей с металлами и некоторыми неметаллами	$\text{Cu} + 2\text{H}_2\text{SO}_4 = \text{CuSO}_4 + \text{SO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">конц.</p> $\text{Zn} + 4\text{HNO}_3 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + 2\text{NO}_2 \uparrow + 2\text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">конц.</p>

Химические свойства оснований

Щелочи	Нерастворимые основания
1. Взаимодействие с кислотами (реакция нейтрализации)	
$\text{NaOH} + \text{HCl} = \text{NaCl} + \text{H}_2\text{O}$ $\text{H}^- + \text{H}^+ = \text{H}_2\text{O}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2 + \text{H}_2\text{SO}_4 =$ $= \text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Cu}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ =$ $= \text{Cu}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
2. Взаимодействие с кислотными оксидами	
$2\text{KOH} + \text{CO}_2 = \text{K}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ $2\text{OH}^- + \text{CO}_2 = \text{CO}_3^{2-} + \text{H}_2\text{O}$	Не взаимодействуют
3. Взаимодействие с амфотерными оксидами	
$2\text{KOH} + \text{ZnO} \xrightarrow{t} \text{K}_2\text{ZnO}_2 + \text{H}_2\text{O}$	Не взаимодействуют
4. Взаимодействие с растворами солей	
<p>с образованием осадка</p> $\text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{Na}_2\text{SO}_4 = \text{BaSO}_4 \downarrow + 2\text{NaOH}$ $\text{Ba}^{2+} + \text{SO}_4^{2-} = \text{BaSO}_4 \downarrow$ $2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $2\text{OH}^- + \text{Cu}^{2+} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow$	Не взаимодействуют

Окончание таблицы

Щелочи	Нерастворимые основания
5. Термическое разложение	
не разлагаются	Образуются соответствующий оксид и вода $\text{Cu}(\text{OH})_2 \xrightarrow{t} \text{CuO} + \text{H}_2\text{O}$

Амфотерные гидроксиды $\text{Al}(\text{OH})_3$, $\text{Zn}(\text{OH})_2$, $\text{Cr}(\text{OH})_3$

Виды взаимодействий	Химические реакции
Диссоциация в водном растворе с образованием катионов водорода H^+ и гидроксид-ионы OH^-	$\text{Zn}^{2+} + 2\text{OH}^- \rightleftharpoons \text{Zn}(\text{OH})_2$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-} + 2\text{H}^+$
С кислотами	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{H}^+ = \text{Zn}^{2+} + 2\text{H}_2\text{O}$
Со щелочами: <ul style="list-style-type: none"> • в растворе • при сплавлении 	$\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- = [\text{Zn}(\text{OH})_4]^{2-}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{ZnO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Zn}(\text{OH})_2 + 2\text{OH}^- = \text{ZnO}_2^{2-} + 2\text{H}_2\text{O}$

Получение гидроксидов

Способы	Химические реакции
Щелочи	
Металл + вода	$2\text{Na} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{NaOH} + \text{H}_2 \uparrow$ $\text{Ba} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ba}(\text{OH})_2 + \text{H}_2 \uparrow$



Окончание таблицы

Способы	Химические реакции
Оксид металла + вода	$\text{Li}_2\text{O} + \text{H}_2\text{O} = 2\text{LiOH}$ $\text{CaO} + \text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2$
Электролиз водных растворов солей щелочных металлов	$2\text{NaCl} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Cl}_2 \uparrow + \text{H}_2 \uparrow + 2\text{NaOH}$
Нерастворимые основания	
Щелочь + раствор соли	$2\text{NaOH} + \text{CuSO}_4 = \text{Cu(OH)}_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$ $\text{Cu}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Cu(OH)}_2 \downarrow$ $2\text{KOH} + \text{FeCl}_2 = \text{Fe(OH)}_2 \downarrow + 2\text{KCl}$ $\text{Fe}^{2+} + 2\text{OH}^- = \text{Fe(OH)}_2 \downarrow$

Химические свойства кислот $\text{pH} < 7$

Виды взаимодействий	Химические реакции
Растворы изменяют окраску индикаторов	Лакмус → красный метиловый оранжевый → розовый
Взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду напряжения до водорода	$\text{Zn} + 2\text{HCl} = \text{ZnCl}_2 + \text{H}_2 \uparrow$ (кроме HNO_3 и $\text{H}_2\text{SO}_{4(\text{конц.})}$)
Взаимодействуют с основными и амфотерными оксидами	$\text{CuO} + 2\text{HCl} = \text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
Взаимодействуют с основаниями (реакция нейтрализации)	$\text{Fe(OH)}_2 + 2\text{HCl} = \text{FeCl}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$
Взаимодействуют с солями, если образуется мало-растворимая соль или летучее соединение	$\text{AgNO}_3 + \text{HCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{HNO}_3$ $\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

Получение кислот

Виды взаимодействий	Химические реакции
Прямое взаимодействие водорода с неметаллом с дальнейшим растворением в воде	$H_2 + Cl_2 = 2HCl\uparrow$
Кислотный оксид + H_2O	$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$
Неметалл + сильный окислитель (для некоторых кислот)	$3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO$
Соль + менее летучая кислота	$NaCl + H_2SO_4 = HCl\uparrow + NaHSO_4$ $Na_2SiO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2SiO_3\downarrow$
Прямое взаимодействие водорода с неметаллом с дальнейшим растворением в воде	$H_2 + Cl_2 = 2HCl\uparrow$
Кислотный оксид + H_2O	$SO_3 + H_2O = H_2SO_4$
Неметалл + сильный окислитель (для некоторых кислот)	$3P + 5HNO_3 + 2H_2O = 3H_3PO_4 + 5NO$
Соль + менее летучая кислота	$NaCl + H_2SO_4 = HCl\uparrow + NaHSO_4$ $Na_2SiO_3 + H_2SO_4 = Na_2SO_4 + H_2SiO_3\downarrow$

Соли

Классификация	Состав
Средние	Результат полного замещения атомов водорода кислоты атомами металла или группы OH основания кислотным остатком $Na_2SO_4 \rightarrow 2Na^+ + SO_4^{2-}$ $Ba(NO_3)_2 \rightarrow Ba^{2+} + 2NO_3^-$



Окончание таблицы

Классификация	Состав
Кислые	Результат неполного замещения атомов водорода кислоты атомами металла $\text{NaHCO}_3 \rightarrow \text{Na}^+ + \text{HCO}_3^- \rightleftharpoons \text{Na}^+ + \text{H}^+ + \text{CO}_3^{2-}$
Основные	Результат неполного замещения гидроксо-групп основания кислотными остатками $\text{Mg(OH)Cl} \rightarrow \text{Mg(OH)}^+ + \text{Cl}^- \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^- + \text{Cl}^-$
Двойные	Состоят из ионов двух металлов и одного кислотного остатка $\text{KAl(SO}_4)_2 \rightarrow \text{K}^+ + \text{Al}^{3+} + 2\text{SO}_4^{2-}$
Смешанные	Состоят из ионов одного металла и двух кислотных остатков $\text{Ca}_5(\text{PO}_4)_3\text{F} \rightarrow 5\text{Ca}^{2+} + 3\text{PO}_4^{3-} + \text{F}^-$
Комплексные	В состав входят сложные (комплексные) ионы $\text{K}_4[\text{Fe(CN)}_6] \rightarrow 4\text{K}^+ + [\text{Fe(CN)}_6]^{4-}$

Общая схема взаимопревращений солей

основная соль	$\xrightleftharpoons{+\text{H}^+}$	①	средняя соль	$\xrightleftharpoons{+\text{H}^+}$	③	кислая соль
	$\xrightleftharpoons{+\text{H}^-}$	②		$\xrightleftharpoons{+\text{H}^-}$	④	
①	$(\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{CuSO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$					
②	$2\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4$					
③	$\text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{SO}_4 = 2\text{NaHSO}_4$					
④	$\text{NaHSO}_4 + \text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{H}_2\text{O}$					

Химические свойства средних солей

Виды взаимодействий	Химические реакции	
Взаимодействие с металлами	$\text{Zn} + \text{Hg}(\text{NO}_3)_2 = \text{Zn}(\text{NO}_3)_2 + \text{Hg}$	
Взаимодействие с щелочами	$\text{FeCl}_2 + 2\text{KOH} = \text{Fe}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{KCl}$	ионные реакции, один из продуктов должен быть удален
Взаимодействие с кислотами	$\text{K}_2\text{CO}_3 + 2\text{HNO}_3 = 2\text{KNO}_3 + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$	
Взаимодействие растворов солей	$\text{CaCl}_2 + \text{Na}_2\text{CO}_3 = \text{CaCO}_3 \downarrow + 2\text{NaCl}$	
Некоторые распадаются при прокаливании		
Карбонаты (кроме карбонатов щелочных металлов)	$\text{CaCO}_3 = \text{CaO} + \text{CO}_2$	
Нитраты (в зависимости от положения металла в ряду стандартных электродных потенциалов)	$2\text{KNO}_3 = 2\text{KNO}_2 + \text{O}_2$ $2\text{Pb}(\text{NO}_3)_2 = 2\text{PbO} + 4\text{NO}_2 + \text{O}_2$ $2\text{AgNO}_3 = 2\text{Ag} + 2\text{NO}_2 + \text{O}_2$	
Кислые соли	$\text{NH}_4\text{HCO}_3 \xrightarrow{t} \text{CO}_2 \uparrow + \text{NH}_3 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	
Основные соли	$(\text{CuOH})_2\text{CO}_3 \xrightarrow{t} 2\text{CuO} + \text{CO}_2 \uparrow + \text{H}_2\text{O}$	
<p>Кислые и основные соли обладают всеми общими химическими свойствами солей</p> <p>Кислые соли растворяются лучше, а основные — хуже соответствующих средних солей</p>		



Получение солей

Способы	Химические реакции
Средние соли	
<i>Из металлов</i>	
металл с неметаллом	$2\text{Mg} + \text{Cl}_2 = \text{MgCl}_2$
металл с кислотой	$\text{Zn} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{ZnSO}_4 + \text{H}_2 \uparrow$
металл с солью	$\text{Cu} + \text{HgCl}_2 = \text{CuCl}_2 + \text{Hg}$
<i>Из оксидов</i>	
основные оксиды с кислотами	$\text{CaO} + 2\text{HCl} = \text{CaCl}_2 + \text{H}_2\text{O}$
кислотные оксиды с щелочами	$\text{CO}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2 = \text{CaCO}_3 + \text{H}_2\text{O}$
кислотные оксиды с основными	$\text{CaO} + \text{CO}_2 = \text{CaCO}_3$
<i>Реакция нейтрализации</i>	
кислота с основанием	$\text{H}_2\text{SO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$
<i>Из солей</i>	
соли с солями	$\text{AgNO}_3 + \text{NaCl} = \text{AgCl} \downarrow + \text{NaNO}_3$
соли со щелочами	$\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} = \text{Cu}(\text{OH})_2 \downarrow + \text{Na}_2\text{SO}_4$
соли с кислотами	$\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{H}_2\text{O} + \text{CO}_2 \uparrow$

Окончание таблицы

Способы	Химические реакции
Кислые соли	
Получают таким же способом, как и средние, но при других молярных соотношениях реагентов	$2\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{Na}_2\text{SO}_4 + 2\text{H}_2\text{O}$ $2\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{Na}_2\text{CO}_3 + \text{H}_2\text{O}$ <p style="text-align: center;">2 : 1 — средняя</p> $\text{NaOH} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{NaHSO}_4 + \text{H}_2\text{O}$ $\text{NaOH} + \text{CO}_2 = \text{NaHCO}_3$ <p style="text-align: center;">1 : 1 — кислая</p>
Основные соли	
Средних солей со щелочами	$2\text{CuSO}_4 + 2\text{NaOH} =$ $= (\text{CuOH})_2\text{SO}_4 + \text{Na}_2\text{SO}_4$ <p>К раствору соли приливают раствор щелочи, а не наоборот</p>
При взаимодействии средних солей, одна из которых образована сильным основанием и слабой кислотой, а другая — слабым основанием и сильной кислотой	$2\text{Na}_2\text{CO}_3 + 2\text{CuCl}_2 + \text{H}_2\text{O} =$ $= (\text{CuOH})_2\text{CO}_3 + \text{CO}_2 \uparrow + 4\text{NaCl}$

Классификация солей

Принципы классификации	Примеры
По знаку электрического заряда комплексного иона	катионные $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}\text{SO}_4$
	анионные $\text{K}_2[\text{PtCl}_4]^{2-}$



Окончание таблицы

Принципы классификации	Примеры
	катионно-анионные $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$
	нейтральные $[\text{Ni}(\text{CO})_4]^0$
По природе лигандов	гидроксокомплексы $\text{Na}_2[\text{Al}(\text{OH})_4]$
	аквакомплексы $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$
	ацидокомплексы $\text{K}_4[\text{Fe}(\text{CN})_6]$
	аминокислоты $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$
	смешанные комплексы $\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4(\text{H}_2\text{O})_2]$

Строение солей

комплексообразователь
(центральный атом или ион)
лиганды

$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$

внешняя сфера
внутренняя сфера
координационное число

Существуют комплексы без внешней сферы ($[\text{Ni}(\text{CO})_4]$) или комплексы, в которых и внешняя, и внутренняя сферы представлены комплексными ионами ($[\text{Co}(\text{NH}_3)_6][\text{Fe}(\text{CN})_6]$)

Химические свойства солей

Виды взаимодействий	Химические реакции
Диссоциация: <ul style="list-style-type: none"> • первичная — по типу сильных электролитов • вторичная (диссоциация комплексного иона) — по типу слабых электролитов, кроме нейтральных комплексов 	$\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4] \rightleftharpoons \text{Na}^+ + [\text{Al}(\text{OH})_4]^-$ $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4 \rightarrow [\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+} + \text{SO}_4^{2-}$ $[\text{Al}(\text{OH})_4]^- \rightleftharpoons \text{Al}^{3+} + 4\text{OH}^-$
Термическое разложение	$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{ZnO}_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$
Реакции, в которых образуются более устойчивые комплексы	$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{CuSO}_4 \rightleftharpoons \rightleftharpoons \text{Na}_2\text{SO}_4 + \text{Cu}[\text{Zn}(\text{OH})_4] \downarrow$
Реакции с кислотами: <ul style="list-style-type: none"> • в небольшом количестве кислоты • в избытке кислоты 	$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 2\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{Zn}(\text{OH})_2 \downarrow + 2\text{H}_2\text{O}$ $\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + 4\text{HCl} = 2\text{NaCl} + \text{ZnCl}_2 + 4\text{H}_2\text{O}$
Реакции разрушения комплекса	$\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4] + \text{Na}_2\text{S} = \text{ZnS} \downarrow + 4\text{NaOH}$

Аллотропия фосфора

Характеристика	Аллотропные модификации		
	Белый фосфор	Красный фосфор	Черный фосфор
Кристаллическая решетка	молекулярная P_4	атомная	атомная
Цвет	белый	от красного до фиолетового	серо-черный



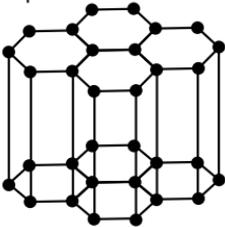
Окончание таблицы

Характеристика	Аллотропные модификации		
	Белый фосфор	Красный фосфор	Черный фосфор
Запах	чеснока	нет	нет
Твердость	воскоподобный	твердый	относительно мягкий
Температура плавления, $t_{пл}$	44 °С	плавится только под давлением, при $t > 280$ °С переходит в пары белого фосфора	
Растворимость	слабо в H_2O , хорошо в CS_2	нерастворимый	
Реакционная способность	высокая	низкая	средняя
Люминесценция	зеленоватое свечение	нет	нет

Аллотропия углерода

Аллотропные модификации	Характеристики вещества
<p>Алмаз</p>	<ul style="list-style-type: none"> • sp^3-гибридизация атома С • прочные ковалентные связи • неметалл • атомная кристаллическая решетка • прозрачные кристаллы • имеет самую большую твердость среди природных соединений • изолятор

Окончание таблицы

Аллотропные модификации	Характеристики вещества
Графит 	<ul style="list-style-type: none">• sp^2-гибридизация атома С• слоистая структура• атомная кристаллическая решетка• серого цвета• мягкий• имеет высокую электропроводность
Карбон	$-C \rightarrow C - C \rightarrow C -$
Поликумулен	$=C=C=C=C=$
Фуллерены	C_{60} и C_{70} — полые сферы, напоминающие футбольные мячи, поверхность которых образована пяти- и шестиугольниками из атомов углерода

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Многообразии неорганических и органических веществ

Органическая химия — это химия соединений углерода. К неорганическим соединениям углерода относят: оксиды углерода, угольную кислоту, карбонаты и гидрокарбонаты, карбиды. Органические вещества, кроме углерода, содержат водород, кислород, азот, фосфор, серу и др. элементы. Атомы углерода могут образовывать длинные неразветвленные и разветвленные цепи, кольца, присоединять другие элементы, поэтому число органических соединений приблизилось к 20 млн, тогда как неорганических веществ насчитывается немногим более 100 тысяч.

Основой развития органической химии является теория строения органических соединений А. М. Бутлерова. Важная роль в описании строения органических соединений принадлежит понятию *валентности*, которая характеризует способность атомов к образованию химических связей и определяет их число. Углерод в органических соединениях всегда четырехвалентен. Основным постулатом теории А. М. Бутлерова является положение о *химическом строении* вещества, т. е. *химическая связь*. Этот порядок отображают при

ЗАПОМНИ

Углерод в органических соединениях четырехвалентен.





помощи структурных формул. Теория Бутлерова утверждает идею о том, что каждое вещество имеет определенное химическое строение и свойства веществ зависят от строения.

Теория химического строения органических соединений А. М. Бутлерова

Подобно тому, как для неорганической химии основой развития являются Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева, для органической химии основополагающей стала теория строения органических соединений А. М. Бутлерова.

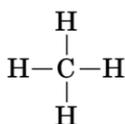
Основным постулатом теории Бутлерова является положение о *химическом строении* вещества, под которым понимается порядок, последовательность взаимного соединения атомов в молекулы, т. е. *химическая связь*.

ЗАПОМНИ

Свойства веществ зависят не только от их химического строения, но также и от их электронного и пространственного строения.

Химическое строение — порядок соединения атомов химических элементов в молекуле согласно их валентности.

Этот порядок может быть отображен при помощи структурных формул, в которых валентности атомов обозначаются черточками: одна черточка соответствует единице валентности атома химического элемента. Например, для органического вещества метана, имеющего молекулярную формулу CH_4 , структурная формула выглядит так:



структурная формула

Основные положения теории А. М. Бутлерова:

1. Атомы в молекулах органических веществ связаны друг с другом согласно их валентности. Углерод в органических соединениях всегда четырехвалентен, 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, о влиянии электронного строения молекул органических веществ стали

ЗАПОМНИ

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**.



пользоваться, кроме *эмпирических* и *структурных*, *электронными* формулами. В таких формулах показывают направление смещения электронных пар в молекуле.

Квантовая химия и химия строения органических соединений подтвердили учение о пространственном направлении химических связей (*цис-* и *транс*изомерия), изучили энергетические характеристики взаимных переходов у изомеров, позволили судить о взаимном влиянии атомов в молекулах различных веществ, создали предпосылки для прогнозирования видов изомерии и направлений и механизмов протекания химических реакций.

Органические вещества имеют **ряд особенностей**.

1. В состав всех органических веществ входят углерод и водород, поэтому при горении они образуют углекислый газ и воду.

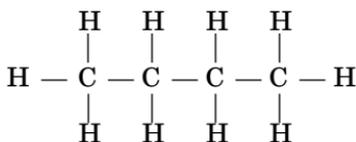
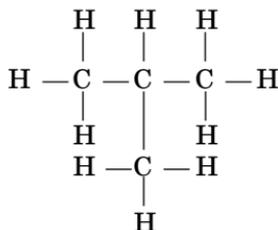
2. Органические вещества построены сложно и могут иметь огромную молекулярную массу (белки, жиры, углеводы).

3. Органические вещества можно расположить в ряды сходных по составу, строению и свойствам *гомологов*.

4. Для органических веществ характерной является *изомерия*.

Изомерия и гомология органических веществ

Свойства органических веществ зависят не только от их состава, но и от порядка соединения атомов в молекуле.

бутан C_4H_{10} , $t_{\text{кип.}}^{\circ} = -0,5^{\circ}\text{C}$ изобутан C_4H_{10} , $t_{\text{кип.}}^{\circ} = -11,7^{\circ}\text{C}$

Изомерия — это явление существования разных веществ — изомеров с одинаковым качественным и количественным составом, т. е. с одинаковой молекулярной формулой.

Различают два вида изомерии: *структурную* и *пространственную (стереоизомерию)*. Структурные изомеры отличаются друг от друга порядком связи атомов в молекуле; стереоизомеры — расположением атомов в пространстве при одинаковом порядке связей между ними.

Основные виды изомерии:

1. *Структурная изомерия* — вещества различаются порядком связи атомов в молекулах:

- 1) изомерия углеродного скелета;
- 2) изомерия положения:
 - а) кратных связей;
 - б) заместителей;
 - в) функциональных групп;
- 3) изомерия гомологических рядов (межклассовая).

2. *Пространственная изомерия* — молекулы веществ отличаются не порядком связи атомов, а по-

ЗАПОМНИ

Вещества одинакового химического состава, но с разным строением молекул называют **изомерами**.



ложением их в пространстве: цис-, транс-изомерия (геометрическая).

ЗАПОМНИ

Гомологами называются вещества аналогичного строения, отличающиеся по составу на целое число групп CH_2 .

Гомологическим рядом называется ряд веществ, расположенных в порядке возрастания их относительных молекулярных масс, сходных по строению и химическим свойствам, где каждый член отличается от предыду-

щего на гомологическую разность CH_2 . Например: CH_4 — метан, C_2H_6 — этан, C_3H_8 — пропан, C_4H_{10} — бутан и т. д.

Классификация органических веществ

Известно, что свойства органических веществ определяются их составом и химическим строением. Поэтому неудивительно, что в основе классификации органических соединений лежит именно теория строения — теория А. М. Бутлерова. Классифицируют органические

ЗАПОМНИ

Карбоциклическими соединениями называются органические вещества, содержащие в молекуле замкнутую цепь атомов углерода (цикл).

вещества по наличию и порядку соединения атомов в их молекулах. Наиболее прочной и малоизменяемой частью молекулы органического вещества является ее скелет — цепь атомов углерода. В зависимости от порядка

соединения атомов углерода в этой цепи вещества делятся на **ациклические**, не содержащие замкнутых цепей атомов углерода в молекулах,



и *карбоциклические*, содержащие такие цепи (циклы) в молекулах.

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.

Гетероатомы (кислород, азот и др.) могут входить в состав молекул и ациклических соединений, образуя в них *функциональные группы*, например, гидроксильную $-\text{OH}$, карбонильную >C=O , кар-

боксильную $-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{OH} \end{array}$, аминогруппу $-\text{NH}_2$.

Функциональная группа — группа атомов, которая определяет наиболее характерные химические свойства вещества и его принадлежность к определенному классу соединений.

Номенклатура органических соединений

В начале развития органической химии открываемым соединениям присваивались **тривиальные** названия, часто связанные с историей их получения: уксусная кислота (являющаяся основой винного уксуса), масляная кислота (образующаяся в сливочном масле), гликоль

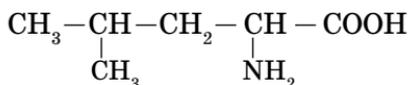
ЗАПОМНИ

Функциональная группа — группа атомов, которая определяет наиболее характерные химические свойства вещества и его принадлежность к определенному классу соединений.



(т. е. «сладкий») и т. д. По мере увеличения числа новых открытых веществ возникла необходимость связывать названия с их строением. Так появились **рациональные** названия: метиламин, диэтиламин, этиловый спирт, метилэтилкетон, в основе которых лежит название простейшего соединения. Для более сложных соединений рациональная номенклатура непригодна.

Теория строения А. М. Бутлерова дала основу для классификации и номенклатуры органических соединений по структурным элементам и по расположению атомов углерода в молекуле. В настоящее время наиболее употребляемой является номенклатура, разработанная Международным союзом теоретической и прикладной химии (IUPAC), которая называется **номенклатурой ИЮПАК**. Правила ИЮПАК рекомендуют для образования названий несколько принципов, один из них — принцип замещения. На основе этого разработана **заместительная номенклатура**, которая является наиболее универсальной. Приведем несколько основных правил заместительной номенклатуры и рассмотрим их применение на примере гетерофункционального соединения, содержащего две функциональные группы, — аминокислоты лейцина:

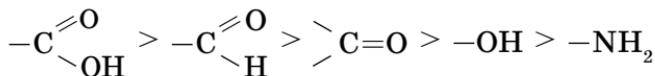


1. В основе названия соединений лежит родоначальная структура (главная цепь ациклической молекулы, карбоциклическая или гетероциклическая система). Название родоначальной структуры составляет основу названия, корень слова.



В данном случае родоначальной структурой является цепь из пяти атомов углерода, связанных одинарными связями. Таким образом, коренная часть названия — **пентан**.

2. Характеристические группы и заместители (структурные элементы) обозначаются префиксами и суффиксами. Характеристические группы подразделяются по старшинству. Порядок старшинства основных групп:



Выявляют старшую характеристическую группу, которую обозначают в суффиксе. Все остальные заместители называют в префиксе в алфавитном порядке.

В данном случае старшей характеристической группой является карбоксильная, т. е. это соединение относится к классу карбоновых кислот, поэтому к коренной части названия добавляем **-овая кислота**. Второй по старшинству группой является аминогруппа, которая обозначается префиксом **амино-**. Кроме этого, молекула содержит углеводородный заместитель **метил-**. Таким образом, основой названия является **аминометилпентановая кислота**.

3. В название включают обозначение двойной и тройной связи, которое идет сразу после корня.

Рассматриваемое соединение не содержит кратных связей.

4. Атомы родоначальной структуры нумеруют. Нумерацию начинают с того конца углеродной цепи, к которому ближе расположена старшая характеристическая группа:



облако). Ароматичность характерна и для многих гетероциклических соединений.

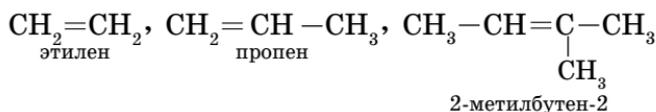
Все остальные карбоциклические соединения относятся к алициклическому ряду.

Как ациклические (алифатические), так и циклические углеводороды могут содержать кратные (двойные или тройные) связи. Такие углеводороды называют непредельными (ненасыщенными) в отличие от предельных (насыщенных), содержащих только одинарные связи.

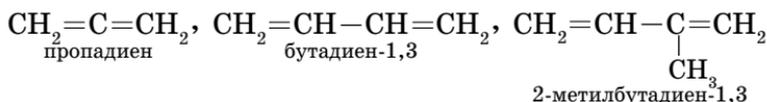
Предельные алифатические углеводороды называют *алканами*, они имеют общую формулу C_nH_{2n+2} , где n — число атомов углерода. Старое их название часто употребляется и в настоящее время — парафины:



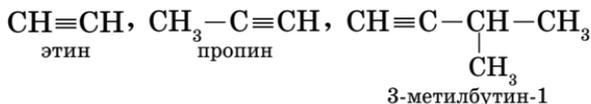
Непредельные алифатические углеводороды, содержащие одну двойную связь, получили название *алкены*. Они имеют общую формулу C_nH_{2n} :



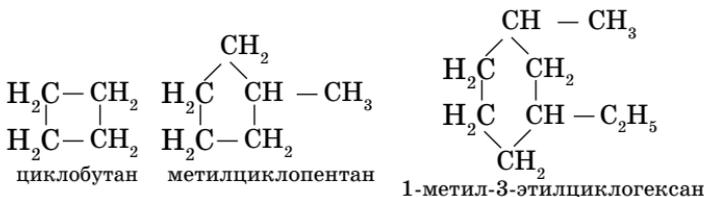
Непредельные алифатические углеводороды с двумя двойными связями называют *алкадиенами*. Их общая формула C_nH_{2n-2} :



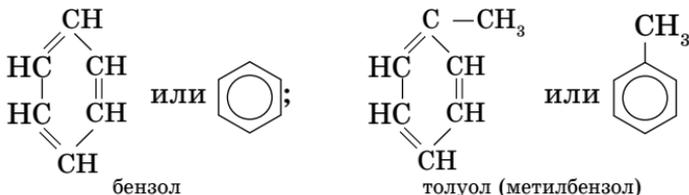
Непредельные алифатические углеводороды с одной тройной связью называют *алкинами*. Их общая формула C_nH_{2n-2} :



Предельные алициклические углеводороды — циклоалканы, их общая формула C_nH_{2n} :



Особая группа углеводородов, **ароматических**, или **аренов** (с замкнутой общей π -электронной системой), известна из примера углеводородов с общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n-6}$:



Таким образом, если в их молекулах один или большее число атомов водорода заменить на другие атомы или группы атомов (галогены, гидроксильные группы, аминогруппы и др.), образуются **производные углеводородов**: галогенопроизводные, кислородсодержащие, азотсодержащие и другие органические соединения.

Гомологический ряд углеводородов. Изомеры углеводородов

Те атомы или группы атомов, которые определяют самые характерные свойства данного клас-



са веществ, называются **функциональными группами**.

Углеводороды и их производные с одной и той же функциональной группой образуют гомологические ряды.

Гомологическим рядом называют ряд соединений, принадлежащих к одному классу (гомологов), но отличающихся друг от друга по составу на целое число групп $-\text{CH}_2-$ (гомологическую разность), имеющих сходное строение и, следовательно, сходные химические свойства. Сходство химических свойств гомологов значительно упрощает изучение органических соединений.

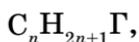
Галогенопроизводные углеводородов можно рассматривать как продукты замещения в углеводородах одного или нескольких атомов водорода атомами галогенов.

В соответствии с этим могут существовать предельные и непредельные моно-, ди-, три- (в общем случае поли-) галогенопроизводные.

Общая формула моногалогенопроизводных предельных углеводородов:



а состав выражается формулой



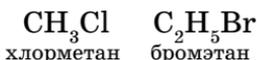
где R — остаток от предельного углеводорода (алкана), углеводородный радикал (это обозначение используется и далее при рассмотрении других классов органических веществ), Г — атом галогена (F, Cl, Br, I).

ЗАПОМНИ

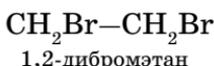
При названии алкенов и алкинов за главную цепь принимают самую длинную цепь с двойной или тройной связью. Нумерация углеродных атомов начинается с того конца цепи, к которой двойная или тройная связь ближе.



Например:



Приведем один пример дигалогенопроизводного:

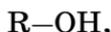


К кислородсодержащим органическим веществам относят спирты, фенолы, альдегиды, кетоны, карбоновые кислоты, простые и сложные эфиры.

Спирты — производные углеводородов, в которых один или несколько атомов водорода замещены на гидроксильные группы.

Спирты называют *одноатомными*, если они имеют одну гидроксильную группу, и *предельными*, если они являются производными алканов.

Общая формула предельных одноатомных спиртов:



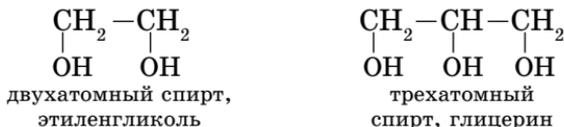
а их состав выражается общей формулой:



Например:



Известны примеры многоатомных спиртов, т. е. имеющих несколько гидроксильных групп:



Фенолы — производные ароматических углеводородов (ряда бензола), в которых один или несколько атомов водорода в бензольном кольце замещены на гидроксильные группы.



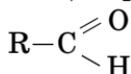
Простейший представитель с формулой C_6H_5OH

или  называется фенолом.

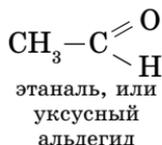
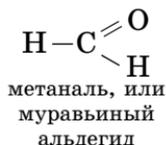
Альдегиды и кетоны — производные углеводов, содержащие карбонильную группу атомов

$-C \begin{array}{l} \text{=O} \\ \diagup \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array}$ (карбонил).

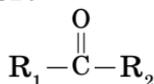
В молекулах альдегидов одна связь карбонила идет на соединение с атомом водорода, другая — с углеводородным радикалом. Общая формула альдегидов:



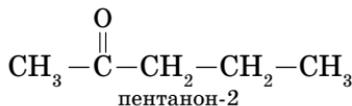
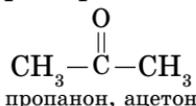
Например:



В случае кетонов карбонильная группа связана с двумя (в общем случае разными) радикалами, общая формула кетонов:



Например:



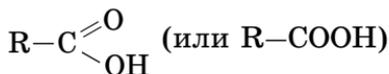
Состав предельных альдегидов и кетонов выражается формулой $C_nH_{2n}O$.

Карбоновые кислоты — производные углеводов, содержащие карбоксильные группы $-C \begin{array}{l} \text{=O} \\ \diagup \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$ (или $-COOH$).

Если в молекуле кислоты одна карбоксильная группа, то карбоновая кислота является одноос-

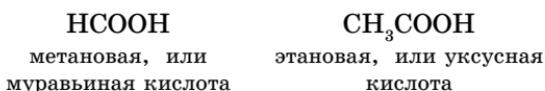


ной. Общая формула предельных одноосновных кислот:



Их состав выражается формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$.

Например:



Простые эфиры представляют собой органические вещества, содержащие два углеводородных радикала, соединенных атомом кислорода: $\text{R}-\text{O}-\text{R}$ или $\text{R}_1-\text{O}-\text{R}_2$.

Радикалы могут быть одинаковыми или разными. Состав простых эфиров выражается формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}\text{O}$.

Например:

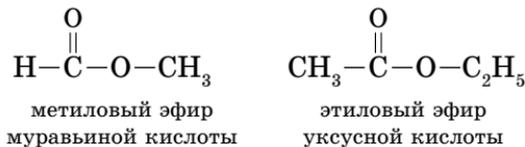


Сложные эфиры — соединения, образованные замещением атома водорода карбоксильной группы в карбоновых кислотах на углеводородный радикал.

Общая формула сложных эфиров:



Например:



Из азотсодержащих органических веществ известны нитросоединения, амины и аминокислоты.



Нитросоединения — производные углеводов, в которых один или несколько атомов водорода замещены на нитрогруппу $-\text{NO}_2$.

Общая формула предельных мононитросоединений:

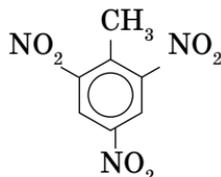
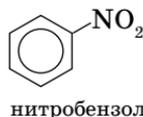


а состав выражается общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2a+1}\text{NO}_2$.

Например:



Нитропроизводные аренов:



2,4,6-тринитротолуол (тротил, тол)

Амины — соединения, которые рассматривают как производные аммиака (NH_3), в котором атомы водорода замещены на углеводородные радикалы.

В зависимости от природы радикала амины могут быть *алифатическими*, например:



и *ароматическими*, например:



В зависимости от числа замещенных на радикалы атомов водорода различают:

- первичные амины с общей формулой:

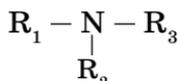


- вторичные — с общей формулой:





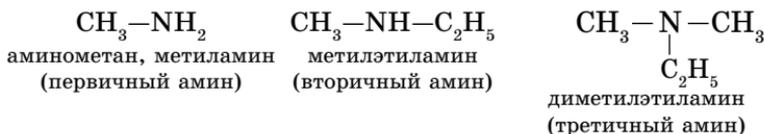
- третичные — с общей формулой:



В частном случае у вторичных, а также третичных аминов радикалы могут быть и одинаковыми.

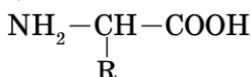
Первичные амины можно также рассматривать как производные углеводородов (алканов), в которых один атом водорода замещен на аминогруппу $-NH_2$. Состав предельных первичных аминов выражается формулой $C_nH_{2n+3}N$.

Например:



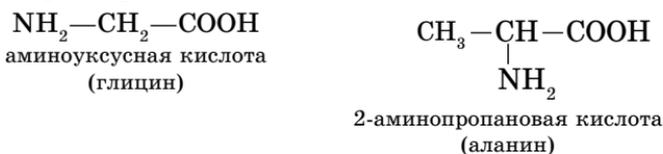
Аминокислоты содержат две функциональные группы, соединенные с углеводородным радикалом: аминогруппу $-NH_2$ и карбоксил $-COOH$.

Общая формула α -аминокислот (они наиболее важны для построения белков, из которых состоят живые организмы):



Состав предельных аминокислот, содержащих одну аминогруппу и один карбоксил, выражается формулой $C_nH_{2n+1}NO_2$.

Например:



Известны и другие важные органические соединения, которые имеют несколько разных или оди-

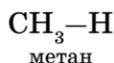


наковых функциональных групп, длинные линейные цепи, связанные с бензольными кольцами. В таких случаях строгое определение принадлежности вещества к какому-то определенному классу невозможно. Эти соединения часто выделяют в специфические группы веществ: углеводы, белки, нуклеиновые кислоты, антибиотики, алкалоиды и др.

В настоящее время известно также много соединений, которые можно отнести и к органическим, и к неорганическим. Их называют элементоорганическими соединениями.

Некоторые из них можно рассматривать как производные углеводородов.

Например:



Существуют соединения, имеющие одинаковую молекулярную формулу, выражающую состав веществ.

Явление **изомерии** состоит в том, что могут существовать несколько разных по свойствам веществ, имеющих одинаковый состав молекул, но разное строение. Эти вещества называют **изомерами**.

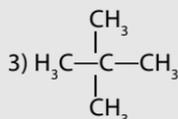
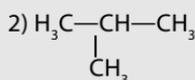
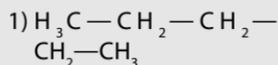
В нашем случае это *межклассовые изомеры*: циклоалканы и алканы, алкадиены и алкины, предельные одноатомные спирты и простые

ЗАПОМНИ

Качественные реакции на кратную связь: обесцвечивание бромной воды и раствора перманганата калия.

ЗАПОМНИ

Изомеры пентана:





эфиры, альдегиды и кетоны, предельные одноосновные карбоновые кислоты и сложные эфиры.

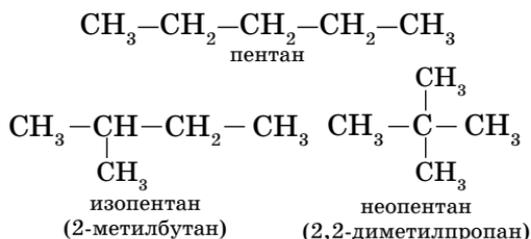
Изомерия.

Структурная и пространственная изомерия

Структурная изомерия

Выделяют следующие разновидности структурной изомерии: изомерию углеродного скелета, изомерию положения, изомерию различных классов органических соединений (межклассовую изомерию).

Изомерия углеродного скелета обусловлена различным порядком связи между атомами углерода, образующими скелет молекулы. Как уже было показано, молекулярной формуле C_4H_{10} соответствуют два углеводорода: *n*-бутан и изобутан. Для углеводорода C_5H_{12} возможны три изомера: пентан, изопентан и неопентан.

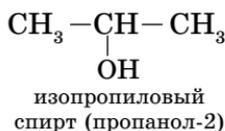
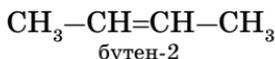


С увеличением числа атомов углерода в молекуле число изомеров быстро растет. Для углеводорода $C_{10}H_{22}$ их уже 75, а для углеводорода $C_{20}H_{44}$ — 366 319.

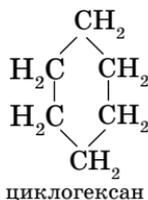
Изомерия положения обусловлена различным положением кратной связи, заместителя, функ-



циональной группы при одинаковом углеродном скелете молекулы:



Изомерия различных классов органических соединений (межклассовая изомерия) обусловлена различным положением и сочетанием атомов в молекулах веществ, имеющих одинаковую молекулярную формулу, но принадлежащих к разным классам. Так, молекулярной формуле C_6H_{12} соответствует ненасыщенный углеводород гексен-1 и циклический углеводород циклогексан.



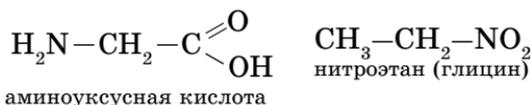
Изомерами являются углеводород, относящийся к алкинам, — бутин-1 и углеводород с двумя двойными связями в цепи бутадиен-1,3:



Диэтиловый эфир и бутиловый спирт имеют одинаковую молекулярную формулу $\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$:



Структурными изомерами являются аминокислота и нитроэтан, отвечающие молекулярной формуле $\text{C}_2\text{H}_5\text{NO}_2$:

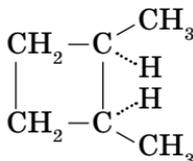
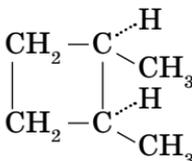
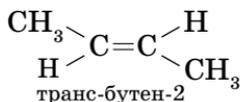
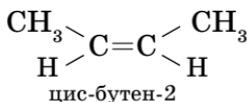


Изомеры этого типа содержат различные функциональные группы и относятся к разным классам веществ. Поэтому они отличаются по физическим и химическим свойствам значительно больше, чем изомеры углеродного скелета или изомеры положения.

Пространственная изомерия

Пространственная изомерия подразделяется на два вида: *геометрическую* и *оптическую*.

Геометрическая изомерия характерна для соединений, содержащих двойные связи, и циклических соединений. Так как свободное вращение атомов вокруг двойной связи или в цикле невозможно, заместители могут располагаться либо по одну сторону плоскости двойной связи или цикла (*цис*-положение), либо по разные стороны (*транс*-положение). Обозначения *цис*- и *транс*- обычно относят к паре одинаковых заместителей.





Геометрические изомеры различаются по физическим и химическим свойствам.

Оптическая изомерия возникает, если молекула несовместима со своим изображением в зеркале. Это возможно, когда у атома углерода в молекуле четыре различных заместителя. Этот атом называют асимметрическим. Примером такой молекулы является молекула α -аминопропионовой кислоты (α -аланина) $\text{CH}_3\text{CH}(\text{NH}_2)\text{COOH}$.

Молекула α -аланина ни при каком перемещении не может совпасть со своим зеркальным отражением. Такие пространственные изомеры называются зеркальными, оптическими антиподами, или энантиомерами. Все физические и практически все химические свойства таких изомеров идентичны.

Изучение оптической изомерии необходимо при рассмотрении многих реакций, протекающих в организме. Большинство этих реакций идет под действием ферментов — биологических катализаторов. Молекулы данных веществ должны подходить к молекулам соединений, на которые они действуют, как ключ к замку, следовательно, пространственное строение, взаимное расположение участков молекул и другие пространственные факторы имеют для течения этих реакций большое значение. Такие реакции называются *стереоселективными*.

Большинство природных соединений являются индивидуальными энантиомерами, и их биологическое действие (начиная от вкуса и запаха и заканчивая лекарственным действием) резко отличается от свойств их оптических антиподов, полученных в лаборатории. Подобное различие в биологической активности имеет огромное значение, так как



лежит в основе важнейшего свойства всех живых организмов — обмена веществ.

Особенности химического и электронного строения алканов

Строение алканов

Алканы — углеводороды, в молекулах которых атомы связаны одинарными связями и которые соответствуют общей формуле $C_n H_{2n+2}$.

ЗАПОМНИ

Алканы также называют предельными углеводородами.

В молекулах алканов все атомы углерода находятся в состоянии sp^3 -гибридизации. Это означает, что все четыре

гибридные орбитали атома углерода одинаковы по форме, энергии и направлены в углы равносторонней треугольной пирамиды — тетраэдра. Углы между орбиталями равны $109^\circ 28'$ (рис. 18).

Вокруг одинарной углерод-углеродной связи возможно практически свободное вращение, и молекулы алканов могут приобретать самую разно-

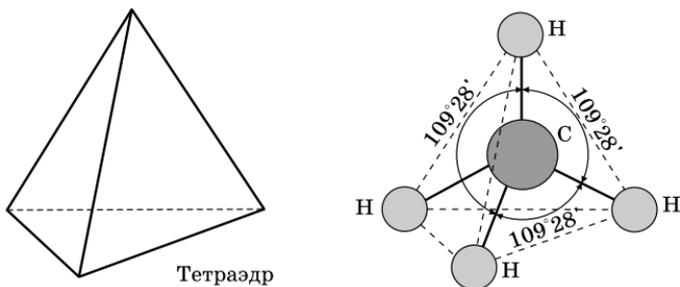


Рис. 18

Схематическое изображение молекулы метана

образную форму с углами при атомах углерода, близкими к тетраэдрическому ($109^\circ 28'$), например, в молекуле *n*-пентана (рис. 19).

Особо стоит напомнить о связях в молекулах алканов. Все связи в молекулах предельных углеводородов одинарные. Перекрытие происходит по оси, соединяющей ядра атомов, т. е. это σ -связи. Связи углерод — углерод являются неполярными и плохо поляризуемыми. Длина С—С связи в алканах равна 0,154 нм ($1,54 \cdot 10^{-10}$ м). Связи С—Н несколько короче. Электронная плотность немного смещена в сторону более электроотрицательного атома углерода, т. е. связь С—Н является слабополярной.

Отсутствие в молекулах предельных углеводородов полярных связей приводит к тому, что они плохо растворяются в воде, не вступают во взаимодействие с заряженными частицами (ионами). Наиболее характерными для алканов являются реакции, протекающие с участием свободных радикалов.

Гомологический ряд метана

Гомологи — вещества, сходные по строению и свойствам и отличающиеся на одну или более групп CH_2 .

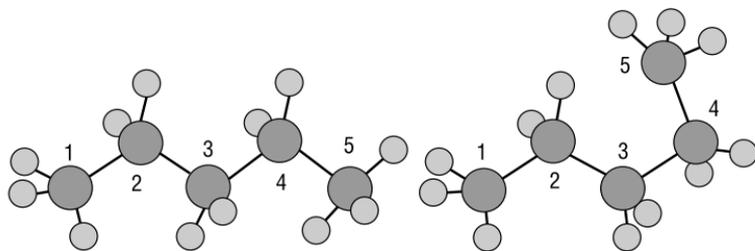


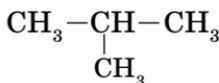
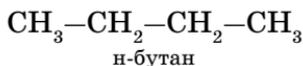
Рис. 19
Молекула *n*-пентана



Предельные углеводороды составляют гомологический ряд метана.

Изомерия и номенклатура

Для алканов характерна так называемая структурная изомерия. Структурные изомеры отличаются друг от друга строением углеродного скелета. Простейший алкан, для которого характерны структурные изомеры, — это бутан.



изобутан, 2-метилпропан

Рассмотрим подробнее для алканов основы номенклатуры ИЮПАК.

1. *Выбор главной цепи.* Формирование названия углеводорода начинается с определения главной цепи — самой длинной цепочки атомов углерода в молекуле, которая является как бы ее основой.

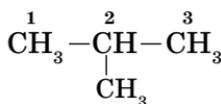
2. *Нумерация атомов главной цепи.* Атомам главной цепи присваивают номера. Нумерация атомов главной цепи начинается с того конца, к которому ближе стоит заместитель (структуры А, Б). Если заместители находятся на равном удалении от конца цепи, то нумерация начинается от того конца, при котором их больше (структура В). Если различные заместители находятся на равном удалении от концов цепи, то нумерация начинается с того конца, к которому ближе старший (структура Г). Старшинство углеводородных заместителей определяется по тому, в каком по-



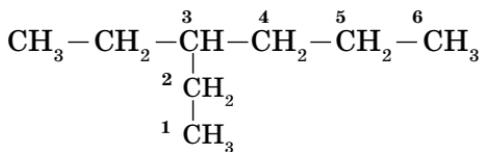
рядке следует в алфавите буква, с которой начинается их название: метил ($-\text{CH}_3$), затем пропил ($-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$), этил ($-\text{CH}_2-\text{CH}_3$) и т. д.

Обратите внимание на то, что название заместителя формируется заменой суффикса **-ан** на суффикс **-ил** в названии соответствующего алкана.

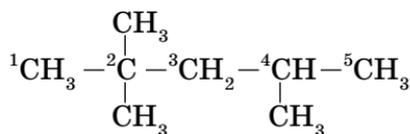
3. Формирование названия. В начале названия указывают цифры — номера атомов углерода, при которых находятся заместители. Если при данном атоме находятся несколько заместителей, то соответствующий номер в названии повторяется дважды через запятую (2,2-). После номера через дефис указывают количество заместителей (**ди** — два, **три** — три, **тетра** — четыре, **пента** — пять) и название заместителя (*метил, этил, пропил*). Затем без пробелов и дефисов — название главной цепи. Главная цепь называется как углеводород — член гомологического ряда метана (**метан, этан, пропан** и т. д.).



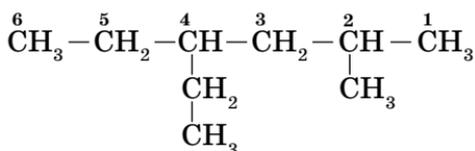
структура А



структура Б



структура В



структура Г

Названия веществ, структурные формулы которых приведены выше, следующие:

- структура А: *2-метилпропан*;
- структура Б: *3-этилгексан*;
- структура В: *2,2,4-триметилпентан*;
- структура Г: *2-метил 4-этилгексан*.

Физические и химические свойства алканов

Физические свойства

Первые четыре представителя гомологического ряда метана — газы. Простейший из них — метан — газ без цвета, вкуса и запаха (запах «газа», почувствовав который, надо звонить 04, определяется запахом меркаптанов — серосодержащих соединений, специально добавляемых к метану, используемому в бытовых и промышленных газовых приборах для того, чтобы люди, находящиеся рядом с ними, могли по запаху определить утечку).

Углеводороды состава от C_5H_{12} до $\text{C}_{15}\text{H}_{32}$ — жидкости; более тяжелые углеводороды — твердые вещества.

Температуры кипения и плавления алканов постепенно увеличиваются с возрастанием длины углеродной цепи. Все углеводороды плохо раство-

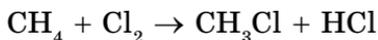


ряются в воде, жидкие углеводороды являются распространёнными органическими растворителями.

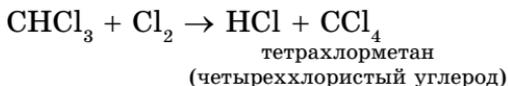
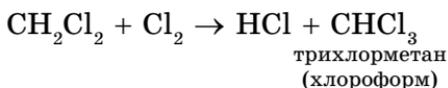
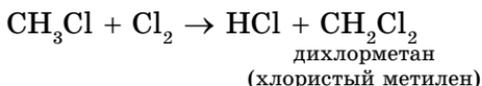
Химические свойства

Реакции замещения. Наиболее характерными для алканов являются реакции свободнорадикального замещения, в ходе которого атом водорода замещается на атом галогена или какую-либо группу.

Приведем уравнения характерных реакций *галогенирования*:



В случае избытка галогена хлорирование может пойти дальше, вплоть до полного замещения всех атомов водорода на хлор:



Полученные вещества широко используются как растворители и исходные вещества в органических синтезах.

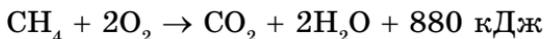
Реакция дегидрирования (отщепления водорода). В ходе пропускания алканов над катализатором (Pt, Ni, Al_2O_3 , Cr_2O_3) при высокой температуре (400–600 °С) происходит отщепление молекулы водорода и образование алкена:



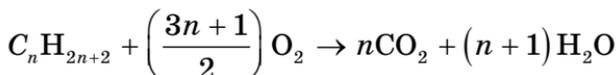


Реакции, сопровождающиеся разрушением углеродной цепи. Все предельные углеводороды горят с образованием углекислого газа и воды. Газообразные углеводороды, смешанные с воздухом в определенных соотношениях, могут взрываться.

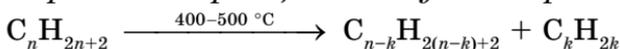
1. *Горение предельных углеводородов* — это свободнорадикальная экзотермическая реакция, которая имеет очень большое значение при использовании алканов в качестве топлива:



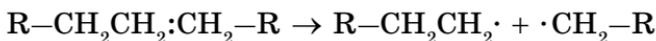
В общем виде реакцию горения алканов можно записать следующим образом:



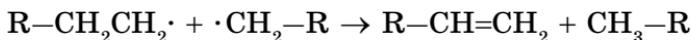
2. *Термическое расщепление углеводородов.*



Процесс протекает по свободнорадикальному механизму. Повышение температуры приводит к гомолитическому разрыву углерод-углеродной связи и образованию свободных радикалов.

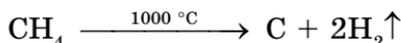


Эти радикалы взаимодействуют между собой, обмениваясь атомом водорода, с образованием молекулы алкана и молекулы алкена:

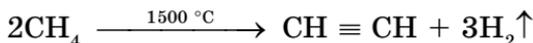


Реакции термического расщепления лежат в основе промышленного процесса — крекинга углеводородов. Этот процесс является важнейшей стадией переработки нефти.

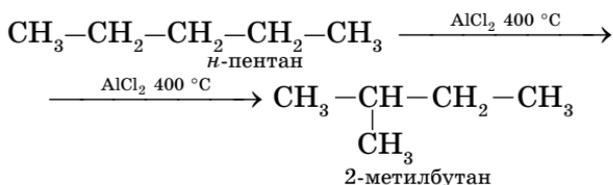
3. *Пиролиз.* При нагревании метана до температуры 1000 °С начинается пиролиз метана — разложение на простые вещества:



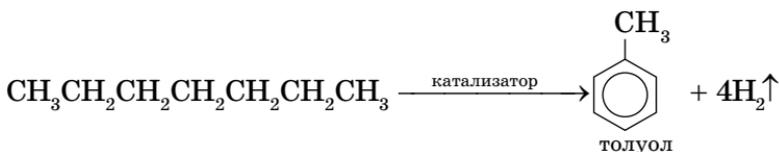
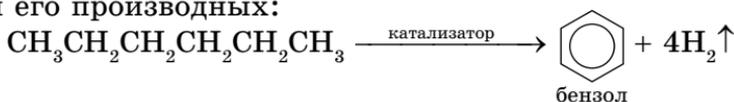
При нагревании до температуры 1500°C возможно образование ацетилена:



4. *Изомеризация.* При нагревании линейных углеводородов с катализатором изомеризации (хлоридом алюминия) происходит образование веществ с разветвленным углеродным скелетом:



5. *Ароматизация.* Алканы с шестью или более углеродными атомами в цепи в присутствии катализатора циклизуются с образованием бензола и его производных:



Алканы вступают в реакции, протекающие по свободнорадикальному механизму, т. к. все атомы углерода в молекулах алканов находятся в состоянии sp^3 -гибридизации. Молекулы этих веществ построены при помощи ковалентных неполярных С—С (углерод — углерод) связей и слабополярных С—Н (углерод — водород) связей. В них нет участков с повышенной и с пониженной электронной плотностью, легко поляризуемых связей, т. е. таких



связей, электронная плотность в которых может смещаться под действием внешних факторов (электростатических полей ионов). Следовательно, алканы не будут реагировать с заряженными частицами, т. к. связи в молекулах алканов не разрываются по гетеролитическому механизму.

Особенности химического и электронного строения алкенов

Непредельные углеводороды

К непредельным относят углеводороды, содержащие в молекулах кратные связи между атомами углерода. Непредельными являются *алкены*, *алкины*, *алкадиены* (*полиены*). Непредельным характером обладают также циклические углеводороды, содержащие двойную связь в цикле (циклоалкены), а также циклоалканы с небольшим числом атомов углерода в цикле (три или четыре атома). Свойство «непредельности» связано со способностью этих веществ вступать в реакции присоединения, прежде всего водорода, с образованием предельных, или насыщенных, углеводородов — алканов.

Строение алкенов

Алкены — ациклические углеводороды, содержащие в молекуле помимо одинарных связей, одну двойную связь между атомами углерода и соответствующие общей формуле C_nH_{2n} .

Свое второе название — олефины — алкены получили по аналогии с жирными непредельными



кислотами (олеиновая, линолевая), остатки которых входят в состав жидких жиров — масел (от англ. *oil* — масло).

Атомы углерода, между которыми есть двойная связь, находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. Это означает, что в гибридизации участвуют одна s - и две p -орбитали, а одна p -орбиталь остается негибридизованной. Перекрывание гибридных орбиталей приводит к образованию σ -связи, а за счет негибридизованных p -орбиталей соседних атомов углерода образуется вторая, π -связь. Таким образом, двойная связь состоит из одной σ - и одной π -связи.

ЗАПОМНИ

Алкены — ациклические углеводороды, содержащие в молекуле, кроме одинарных связей, одну двойную связь между атомами углерода.

Гибридные орбитали атомов, образующих двойную связь, находятся в одной плоскости, а орбитали, образующие π -связь, располагаются перпендикулярно плоскости молекулы.

Двойная связь (0,132 нм) короче одинарной, а ее энергия больше, т. к. она является более прочной. Тем не менее, наличие подвижной, легко поляризуемой π -связи приводит к тому, что алкены химически более активны, чем алканы, и способны вступать в реакции присоединения.

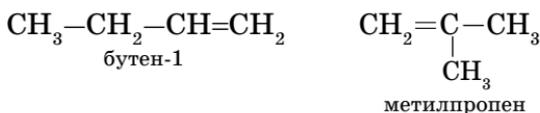
Гомологический ряд этена

Неразветвленные алкены составляют гомологический ряд этена (этилена): C_2H_4 — этен, C_3H_6 — пропен, C_4H_8 — бутен, C_5H_{10} — пентен, C_6H_{12} — гексен и т. д.



Изомерия и номенклатура

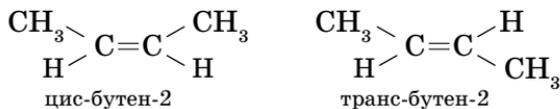
Для алкенов, так же как и для алканов, характерна структурная изомерия. Структурные изомеры отличаются друг от друга строением углеродного скелета. Простейший алкен, для которого характерны структурные изомеры, — это бутен.



Особым видом структурной изомерии является изомерия положения двойной связи:



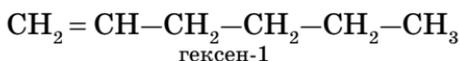
Вокруг одинарной углерод-углеродной связи возможно практически свободное вращение атомов углерода, поэтому молекулы алканов могут приобретать самую разнообразную форму. Вращение вокруг двойной связи невозможно, что приводит к появлению у алкенов еще одного вида изомерии — геометрической, или *цис-транс*-изомерии.



Цис-изомеры отличаются от *транс*-изомеров пространственным расположением фрагментов молекулы (в данном случае метильных групп) относительно плоскости π -связи, а следовательно, и свойствами.



Алкены изомерны циклоалканам (межклассовая изомерия), например:

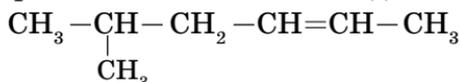


циклогексан

Номенклатура алкенов, разработанная ИЮПАК, схожа с номенклатурой алканов.

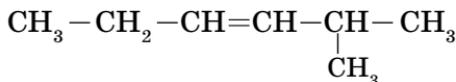
1. *Выбор главной цепи.* Образование названия углеводорода начинается с определения главной цепи — самой длинной цепочки атомов углерода в молекуле. В случае алкенов главная цепь должна содержать двойную связь.

2. *Нумерация атомов главной цепи.* Нумерация атомов главной цепи начинается с того конца, к которому ближе находится двойная связь. Например, правильное название соединения:



5-метилгексен-2, а не 2-метилгексен-4, как можно было бы предположить.

Если по положению двойной связи нельзя определить начало нумерации атомов в цепи, то его определяет положение заместителей так же, как для предельных углеводородов.

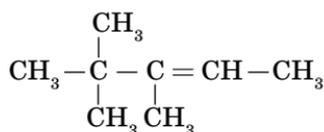


2-метилгексен-3

3. *Формирование названия.* Названия алкенов формируются так же, как и названия алканов. В конце названия указывают номер атома углерода, у которого начинается двойная связь, и суффикс **-ен**, обозначающий принадлежность соединения к классу алкенов.



Например:



3,4,4-триметилпентен-2

Физические и химические свойства алкенов

Физические свойства

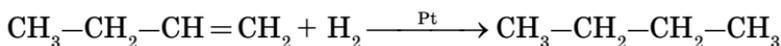
Первые три представителя гомологического ряда алкенов — газы; вещества состава C_5H_{10} — $\text{C}_{16}\text{H}_{32}$ — жидкости; высшие алкены — твердые вещества.

Температуры кипения и плавления закономерно повышаются при увеличении молекулярной массы соединений.

Химические свойства

Реакции присоединения. Напомним, что отличительной чертой представителей непредельных углеводородов — алкенов является способность вступать в реакции присоединения. Большинство этих реакций протекает по механизму *электрофильного присоединения*.

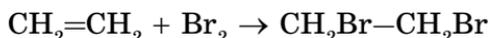
1. *Гидрирование алкенов.* Алкены способны присоединять водород в присутствии катализаторов гидрирования, металлов — платины, палладия, никеля:



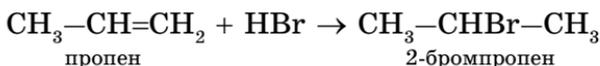


Эта реакция протекает при атмосферном и повышенном давлении и не требует высокой температуры, т. к. является экзотермической. При повышении температуры на тех же катализаторах может пойти обратная реакция — дегидрирование.

2. *Галогенирование (присоединение галогенов)*. Взаимодействие алкена с бромной водой или раствором брома в органическом растворителе (CCl_4) приводит к быстрому обесцвечиванию этих растворов в результате присоединения молекулы галогена к алкену и образования дигалогеналканов:



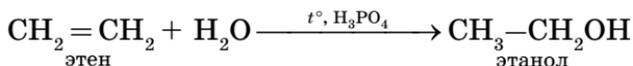
3. *Гидрогалогенирование (присоединение галогеноводорода)*.



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.

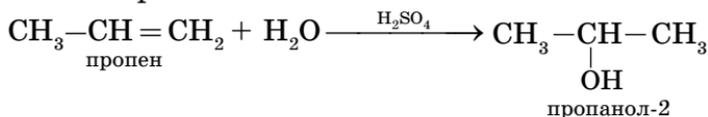
4. *Гидратация (присоединение воды)*. Гидратация алкенов приводит к образованию спиртов. Например, присоединение воды к этену лежит в основе одного из промышленных способов получения этилового спирта:



Обратите внимание на то, что первичный спирт (с гидроксигруппой при первичном углероде) обра-

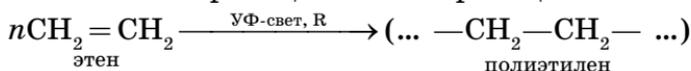


зуются только при гидратации этена. При гидратации пропена или других алкенов образуются вторичные спирты.



Эта реакция протекает также в соответствии с правилом Марковникова — катион водорода присоединяется к более гидрированному атому углерода, а гидроксогруппа — к менее гидрированному.

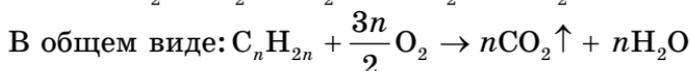
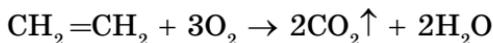
5. *Полимеризация.* Особым случаем присоединения является реакция полимеризации алкенов:



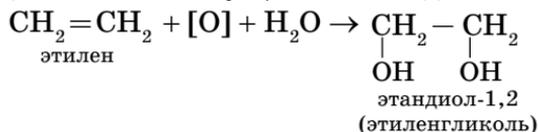
Эта реакция присоединения протекает по свободнорадикальному механизму.

Реакции окисления.

1. *Горение.* Как и любые органические соединения, алкены горят в кислороде с образованием CO_2 и H_2O :



2. *Окисление в растворах.* В отличие от алканов алкены легко окисляются под действием растворов перманганата калия. В нейтральных или щелочных растворах происходит окисление алкенов до диолов (двухатомных спиртов), причем гидроксильные группы присоединяются к тем атомам, между которыми до окисления существовала двойная связь:





Особенности химического и электронного строения алкинов

Строение алкинов

Алкины — ациклические углеводороды, содержащие в молекуле помимо одинарных связей, одну тройную связь между атомами углерода и соответствующие общей формуле C_nH_{2n-2} .

Атомы углерода, между которыми образована тройная связь, находятся в состоянии *sp*-гибридизации. Это означает, что в гибридизации участвуют одна *s*- и одна *p*-орбиталь, а две *p*-орбитали остаются негибридизованными. Перекрывание гибридных орбиталей приводит к образованию σ -связи, а за счет негибридизованных *p*-орбиталей соседних атомов углерода образуются две π -связи. Таким образом, тройная связь состоит из одной σ -связи и двух π -связей.

Все гибридные орбитали атомов, между которыми образована двойная связь, а также заместители при них (в случае этина — атомы водорода) лежат на одной прямой, а плоскости π -связей перпендикулярны друг другу.

Тройная углерод-углеродная связь с длиной 0,12 нм короче двойной, энергия тройной связи больше, т. е. она является более прочной.

Гомологический ряд этина

Неразветвленные алкины составляют гомологический ряд этина (ацетилен): C_2H_2 — этин, C_3H_4 — пропин, C_4H_6 — бутин, C_5H_8 — пентин, C_6H_{10} — гексин и т. д.



Изомерия и номенклатура

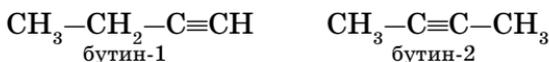
ЗАПОМНИ



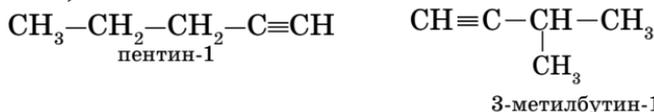
sp-гибридизация в молекулах алкинов.

Для алкинов, так же как и для алкенов, характерна структурная изомерия: изомерия углеродного скелета и изомерия положения кратной связи. Простейший алкин, для которого характерны структурные изомеры

положения кратной связи класса алкинов, — это бутин:



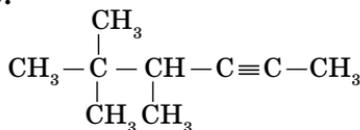
Изомерия углеродного скелета у алкинов возможна, начиная с пентина:



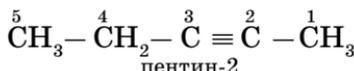
Так как тройная связь предполагает линейное строение углеродной цепи, геометрическая (*цис*-, *транс*-) изомерия для алкинов невозможна.

Наличие тройной связи в молекулах углеводов этого класса отражается суффиксом **-ин**, а ее положение в цепи — номером атома углерода.

Например:



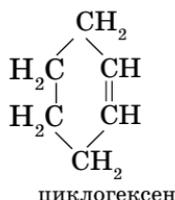
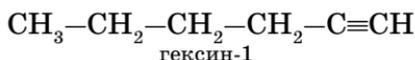
4,5,5-триметилгексин-2



Алкинам изомерны соединения некоторых других классов. Так, химическую формулу C_6H_{10} име-



ют гексин (алкин), гексадиен (алкадиен) и циклогексен (циклоалкен):



Физические и химические свойства алкинов

Физические свойства

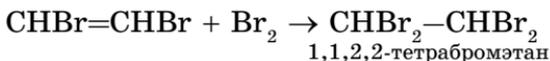
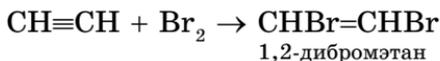
Температуры кипения и плавления алкинов, так же как и алкенов, закономерно повышаются при увеличении молекулярной массы соединений.

Алкины имеют специфический запах. Они лучше растворяются в воде, чем алканы и алкены.

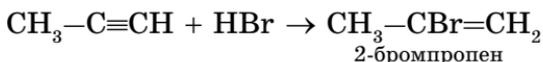
Химические свойства

Реакции присоединения. Алкины относятся к непредельным соединениям и вступают в реакции присоединения. В основном это реакции *электрофильного присоединения*.

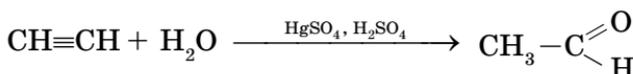
1. *Галогенирование (присоединение молекулы галогена).* Алкин способен присоединить две молекулы галогена (хлора, брома).



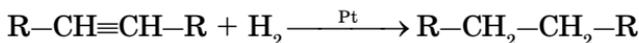
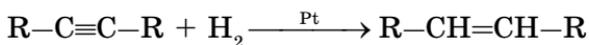
2. *Гидрогалогенирование (присоединение галогеноводорода)*. Реакция присоединения галогеноводорода, протекающая по электрофильному механизму, также идет в две стадии, причем на обеих стадиях гидрогалогенирования выполняется правило Марковникова:



3. *Гидратация (присоединение воды)*. Большое значение для промышленного синтеза кетонов и альдегидов имеет реакция присоединения воды (гидратация), которую называют *реакцией Кучерова*:



4. *Гидрирование алкинов*. Алкины присоединяют водород в присутствии металлических катализаторов (Pt, Pd, Ni):

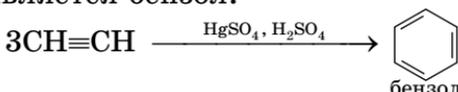


Так как тройная связь содержит две реакционноспособные π -связи, алканы присоединяют водород в две ступени:

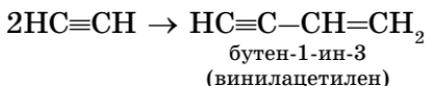
1) тримеризация — начальный этап, в течение которого при пропуске этина над активирован-



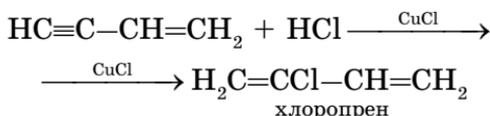
ным углем образуется смесь продуктов, одним из которых является бензол:



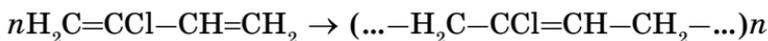
2) димеризация — следующий этап, в процессе которого под действием солей одновалентной меди образуется винилацетилен:



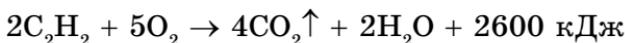
Это вещество используется для получения хлоропрена:



полимеризацией которого получают хлоропреновый каучук:



Окисление алкинов. Этин (ацетилен) горит в кислороде с выделением очень большого количества теплоты:



На этой реакции основано действие кислородно-ацетиленовой горелки, пламя которой имеет очень высокую температуру (более 3000 °С), что позволяет использовать ее для резки и сварки металлов.

На воздухе ацетилен горит коптящим пламенем, т. к. содержание углерода в его молекуле выше, чем в молекулах этана и этена.

Алкины, как и алкены, обесцвечивают подкисленные растворы перманганата калия; при этом происходит разрушение кратной связи.



Ароматические углеводороды. Бензол, его электронное строение, свойства. Гомологи бензола (толуол)

Бензол

Ароматические углеводороды — соединения углерода и водорода, в молекуле которых имеется бензольное кольцо. Важнейшими представителями ароматических углеводородов являются бензол и его гомологи — продукты замещения одного или более атомов водорода в молекуле бензола на углеводородные остатки.

Строение молекулы бензола

Первое ароматическое соединение — бензол — было открыто в 1825 г. М. Фарадеем. Была установлена его молекулярная формула — C_6H_6 . Если сравнить его состав с составом предельного углеводорода, содержащего такое же количество атомов углерода, — гексаном (C_6H_{14}), то можно заметить, что бензол содержит на восемь атомов водорода меньше. Как известно, к уменьшению количества атомов водорода в молекуле углеводорода приводит появление кратных связей и циклов. В 1865 г. Ф. Кекуле предложил его структурную формулу как циклогексантиена-1,3,5.



бензол
(циклогексантиен-1,3,5)



Таким образом, молекула, соответствующая **формуле Кекуле**, содержит двойные связи, следовательно, бензол должен иметь ненасыщенный характер, т. е. легко вступать в реакции присоединения: гидрирования, бромирования, гидратации и т. д.

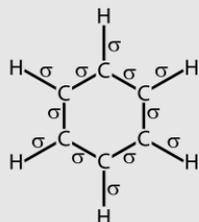
Однако данные многочисленных экспериментов показали, что бензол вступает в реакции присоединения только в жестких условиях (при высоких температурах и освещении), устойчив к окислению. Наиболее характерными для него являются реакции замещения, следовательно, бензол по характеру ближе к предельным углеводородам.

Пытаясь объяснить эти несоответствия, многие ученые предлагали различные варианты структуры бензола. Окончательно строение молекулы бензола было подтверждено реакцией его образования из ацетилена. В действительности углерод-углеродные связи в бензоле равноценны, и их свойства не похожи на свойства ни одинарных, ни двойных связей.

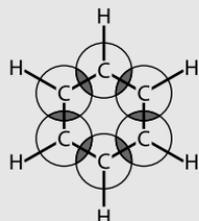
В настоящее время бензол обозначают или формулой Кекуле, или шестиугольником, в котором изображают окружность.



ЗАПОМНИ



«Скелет» кольца, образованный σ -связями



Образование π -связей



Стандартное изображение в формулах

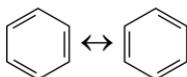


Так в чем же особенность структуры бензола?

На основании данных исследований и расчетов сделан вывод о том, что все шесть углеродных атомов находятся в состоянии sp^2 -гибридизации и лежат в одной плоскости. Негибридизованные p -орбитали атомов углерода, составляющие двойные связи (формула Кекуле), перпендикулярны плоскости кольца и параллельны друг другу.

Они перекрываются между собой, образуя единую π -систему. Таким образом, система чередующихся двойных связей, изображенных в формуле Кекуле, является циклической системой сопряженных, перекрывающихся между собой π -связей. Эта система представляет собой две тороидальные (похожие на бублик) области электронной плотности, лежащие по обе стороны бензольного кольца. Так, изображать бензол в виде правильного шестиугольника с окружностью в центре (π -система) более логично, чем в виде циклогексантиена-1,3,5.

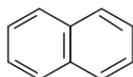
Американский ученый Л. Полинг предложил представлять бензол в виде двух граничных структур, отличающихся распределением электронной плотности и постоянно переходящих друг в друга:



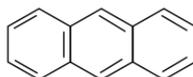
т. е. считать его промежуточным соединением, «усреднением» двух структур.

Данные измерений длин связей подтверждают это предположение. Выяснено, что все связи С—С в бензоле имеют одинаковую длину (0,139 нм). Они несколько короче одинарных С—С связей (0,154 нм) и длиннее двойных (0,132 нм).

Существуют также соединения, молекулы которых содержат несколько циклических структур, например:



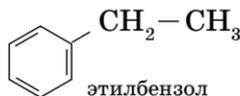
нафталин



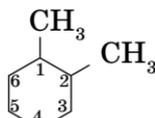
антрацен

Изомерия и номенклатура

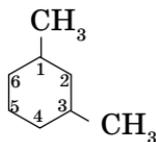
Для гомологов бензола характерна *изомерия положения нескольких заместителей*. Простейший гомолог бензола — толуол (метилбензол) — не имеет таких изомеров; следующий гомолог представлен в виде четырех изомеров:



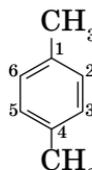
этилбензол



1,2-диметилбензол
(*орто*-ксилол)

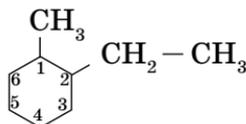


1,3-диметилбензол
(*мета*-ксилол)



1,4-диметилбензол
(*пара*-ксилол)

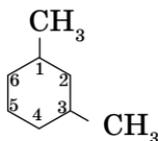
Основой названия ароматического углеводорода с небольшими заместителями является слово *бензол*. Атомы в ароматическом кольце нумеруют, начиная от старшего заместителя к младшему:



1-метил-2-этилбензол



Если заместители одинаковые, то нумерацию проводят по самому короткому пути: например, вещество:



называется 1,3-диметилбензол, а не 1,5-диметилбензол.

По старой номенклатуре положения 2 и 6 называют *орто*положениями, 4 — *пара*-, 3 и 5 — *мета*положениями.

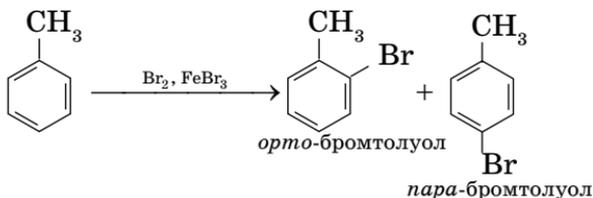
Физические свойства

Бензол и его простейшие гомологи в обычных условиях — весьма токсичные жидкости с характерным неприятным запахом. Они плохо растворяются в воде, но хорошо — в органических растворителях.

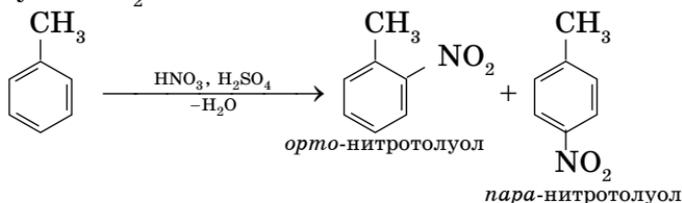
Химические свойства

Реакции замещения. Ароматические углеводороды вступают в реакции замещения.

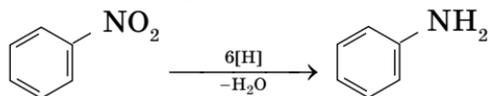
1. *Бромирование.* При реакции с бромом в присутствии катализатора, бромида железа (III), один из атомов водорода в бензольном кольце может замещаться на атом брома:



2. *Нитрование бензола и его гомологов.* При взаимодействии ароматического углеводорода с азотной кислотой в присутствии серной (смесь серной и азотной кислот называют нитрующей смесью) происходит замещение атома водорода на нитрогруппу — NO₂:



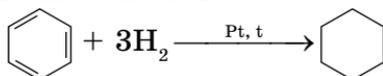
Восстановлением нитробензола получают анилин — вещество, которое применяется для получения анилиновых красителей:



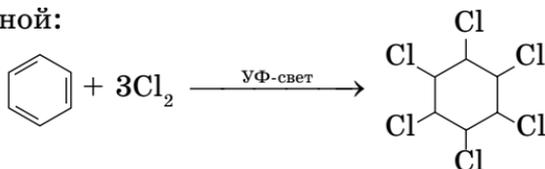
Эта реакция носит имя русского химика Зинина.

Реакции присоединения. Ароматические соединения могут вступать и в реакции присоединения к бензольному кольцу. При этом образуются циклогексан и его производные.

1. *Гидрирование.* Каталитическое гидрирование бензола протекает при более высокой температуре, чем гидрирование алкенов:



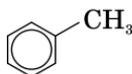
2. *Хлорирование.* Реакция идет при освещении ультрафиолетовым светом и является свободнорадикальной:



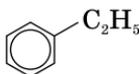


Гомологи бензола

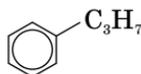
Состав их молекул отвечает формуле C_nH_{2n-6} .
Ближайшие гомологи бензола:



метилбензол (толуол)

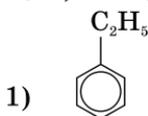


этилбензол

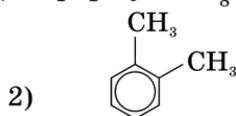
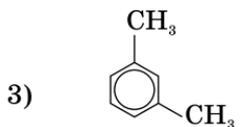
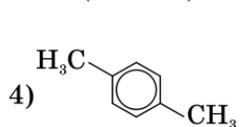


пропилбензол

Все следующие за толуолом гомологи бензола имеют изомеры. Изомерия может быть связана как с числом и строением заместителя (1, 2), так и с положением заместителя в бензольном кольце (2, 3, 4). Соединения общей формулы C_8H_{10} :



этилбензол

1,2-диметилбензол
(*o*-ксилол)1,3-диметилбензол
(*m*-ксилол)1,4-диметилбензол
(*p*-ксилол)

По старой номенклатуре, употребляемой для указания относительного расположения двух одинаковых или разных заместителей в бензольном кольце, используют приставки *орто*- (сокращенно *o*-) —

заместители расположены у соседних атомов углерода, *мета*- (*m*-) — через один атом углерода и *пара*- (*p*-) — заместители друг против друга.

ЗАПОМНИ

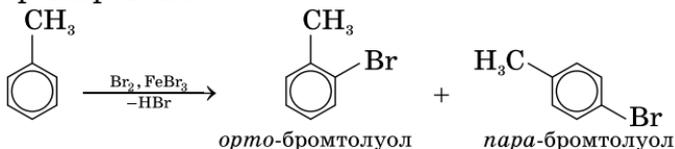
Гомологи бензола используются как растворители, для получения красителей, средств для защиты растений, пластмасс, лекарств.

Первые члены гомологического ряда бензола — жидкости со специфическим

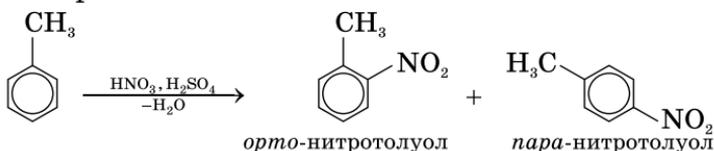


запахом. Они легче воды. Являются хорошими растворителями. Гомологи бензола вступают в реакции *замещения*:

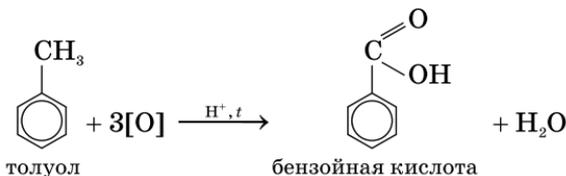
бромирование:



нитрование:



Толуол окисляется перманганатом при нагревании:



Электронное строение функциональных групп кислородсодержащих органических веществ (КОВ)

Функциональными группами называются группы атомов, которые обуславливают характерные химические свойства данного класса веществ.

Строение молекул спиртов R—OH. Атом кислорода, входящий в гидроксильную

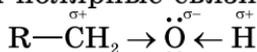
ЗАПОМНИ

Электронная формула этилового спирта:





группу молекул спиртов, резко отличается от атомов водорода и углерода по способности притягивать и удерживать электронные пары. В молекулах спиртов имеются полярные связи C—O и O—H.



Учитывая полярность связи O—H и значительный положительный заряд на атоме водорода, говорят, что водород гидроксильной группы имеет «кислотный»

характер. Этим он резко отличается от атомов водорода, входящих в углеводородный радикал. Атом кислорода гидроксильной группы имеет частичный отрицательный заряд и две неподеленные электронные пары, что дает возможность молекулам спирта образовывать водородные связи.

ЗАПОМНИ

Электронная формула формальдегида и его строение



По химическим свойствам фенолы отличаются от спиртов,

что вызвано взаимным влиянием в молекуле фенола гидроксильной группы и бензольного ядра (фенил — C₆H₅). Это влияние сводится к тому, что π -электроны бензольного ядра частично вовлекают в свою сферу неподеленные электронные пары атома кислорода гидроксильной группы, в результате чего уменьшается электронная плотность у атома кислорода. Это снижение компенсируется за счет большей поляризации связи O—H, что в свою очередь приводит к увеличению положительного заряда на атоме водорода:



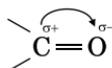


Следовательно, водород гидроксильной группы в молекуле фенола имеет кислотный характер.

Влияние атомов в молекулах фенола и его производных взаимно. Гидроксильная группа оказывает влияние на плотность π -электронного облака в бензольном кольце. Она понижается у атома углерода, связанного с ОН-группой (т. е. у 1-го и 3-го атомов углерода, метаположение) и повышается у соседних атомов углерода — 2, 4, 6-го — *орто*- и *пара*положения.

Водородные атомы бензола в *орто*- и *пара*положениях становятся более подвижными и легко замещаются на другие атомы и радикалы.

Альдегиды имеют общую формулу $R-\overset{\text{O}}{\underset{\text{H}}{\text{C}}}$, где $\text{C}=\text{O}$ *карбонильная группа*. Атом углерода в карбонильной группе sp^3 -гибридизован. Атомы, непосредственно с ним связанные, находятся в одной плоскости. Вследствие большой электроотрицательности атома кислорода по сравнению с углеродным атомом связь $\text{C}=\text{O}$ сильно поляризована за счет смещения электронной плотности π -связи к кислороду:



Под влиянием карбонильного атома углерода в альдегидах увеличивается полярность связи $\text{C}-\text{H}$, что повышает реакционную способность этого атома H .

Карбоновые кислоты содержат функциональную группу $-\overset{\text{O}}{\underset{\text{OH}}{\text{C}}}$, называемую *карбоксильной группой*, или *карбоксилком*. Так она названа по-

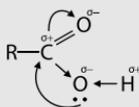


тому, что состоит из карбонильной группы $\text{—C}=\text{O}$ и гидроксильной —OH .

В карбоновых кислотах гидроксильная группа связана с углеводородным радикалом и карбониль-

ЗАПОМНИ

Строение односоставной предельной карбоновой кислоты:



ной группой. Ослабление связи между кислородом и водородом в гидроксильной группе объясняется разностью электроотрицательностей атомов углерода, кислорода и водорода. Атом углерода приобретает некоторый положительный заряд. Этот атом углерода

притягивает к себе электронное облако от атома кислорода гидроксильной группы. Компенсируя смещенную электронную плотность, атом кислорода гидроксильной группы оттягивает к себе электронное облако соседнего атома водорода. Связь O—H в гидроксильной группе становится более полярной, и атом водорода приобретает бóльшую подвижность.

Характерные химические свойства кислородсодержащих органических соединений (спиртов)

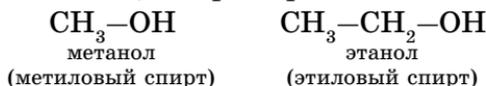
Предельные одноатомные и многоатомные спирты

Спиртами (или алканолами) называются органические вещества, молекулы которых содержат одну или несколько гидроксильных групп (групп —OH), соединенных с углеводородным радикалом.

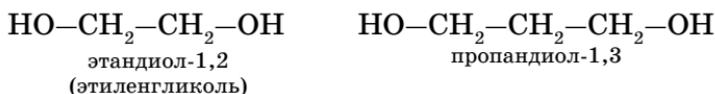


По числу гидроксильных групп (атомности) спирты делятся на:

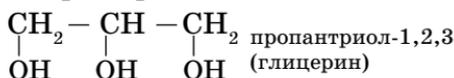
1. *Одноатомные*, например:



2. *Двухатомные (гликоли)*, например:

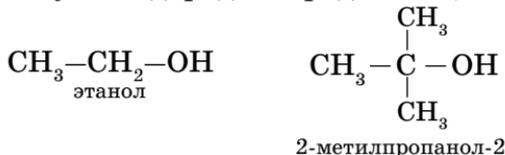


3. *Трехатомные*, например:



По характеру углеводородного радикала выделяют следующие спирты:

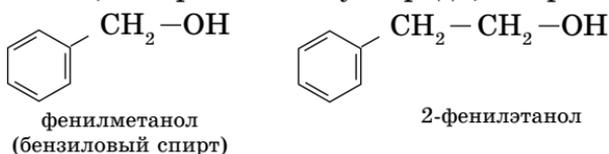
1. *Предельные*, содержащие в молекуле лишь предельные углеводородные радикалы, например:



2. *Непредельные*, содержащие в молекуле кратные (двойные и тройные) связи между атомами углерода, например:

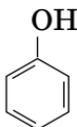


3. *Ароматические*, т. е. спирты, содержащие в молекуле бензольное кольцо и гидроксильную группу, связанные друг с другом не непосредственно, а через атомы углерода, например:



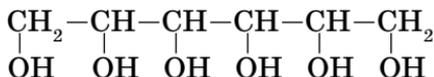


Органические вещества, содержащие в молекуле гидроксильные группы, связанные непосредственно с атомом углерода бензольного кольца, существенно отличаются по химическим свойствам от спиртов и поэтому выделяются в самостоятельный класс органических соединений — **фенолы**. Например:



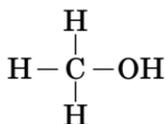
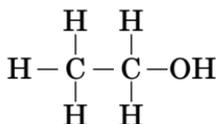
гидроксibenзол (фенол)

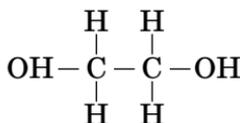
Существуют и полиатомные (многоатомные) спирты, содержащие более трех гидроксильных групп в молекуле. Например, простейший шестиатомный спирт гексаол (сорбит):



Номенклатура и изомерия

При образовании названий спиртов к названию углеводорода, соответствующего спирту, добавляют (родовой) суффикс **-ол**. Цифрами после суффикса указывают положение гидроксильной группы в главной цепи, а префиксами **ди-**, **три-**, **тетра-** и т. д. — их число:

метанол
(метильный спирт)этанол
(этиловый спирт)

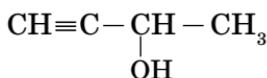


этандиол-1,2



2-фенилэтанол

В нумерации атомов углерода в главной цепи положение гидроксильной группы приоритетно перед положением кратных связей:



бутин-3-ол-2

Начиная с третьего члена гомологического ряда, у спиртов появляется изомерия положения функциональной группы (пропанол-1 и пропанол-2), а с четвертого — изомерия углеродного скелета (бутанол-1, 2-метилпропанол-1). Для них характерна и межклассовая изомерия — спирты изомерны простым эфирам:



Физические и химические свойства спиртов

Физические свойства

Спирты могут образовывать водородные связи как между молекулами спирта, так и между молекулами спирта и воды.

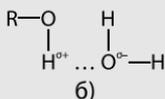
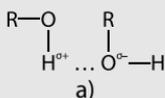
Водородные связи возникают при взаимодействии частично положительно заряженного атома водорода одной молекулы спирта и частично отрицательно заряженного атома кислорода другой мо-



лекулы. Именно благодаря водородным связям между молекулами спирты имеют аномально высокие для своей молекулярной массы температуры кипения. Так, пропан с относительной молекулярной массой 44 при обычных условиях является газом, а простейший из спиртов — метанол, имея относительную молекулярную массу 32, в обычных условиях — жидкость.

ЗАПОМНИ

Водородная связь между молекулами спирта (а) и спирта и воды (б)

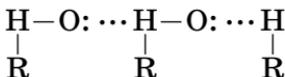


жидкости. Высшие спирты (начиная с $\text{C}_{12}\text{H}_{25}\text{OH}$) при комнатной температуре — твердые вещества. Низшие спирты имеют характерный алкогольный запах и жгучий вкус, они хорошо растворимы в воде. По мере увеличения углеводородного радикала растворимость спиртов в воде понижается, а октанол уже не смешивается с водой.

Химические свойства

Свойства органических веществ определяются их составом и строением. Спирты подтверждают общее правило. Их молекулы включают в себя углеводородные и гидроксильные радикалы, поэтому химические свойства спиртов определяются взаимодействием и влиянием друг на друга этих групп.

... $\text{H}-\text{O}:$... $\text{H}-\text{O}:$... $\text{H}-\text{O}:$...

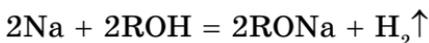
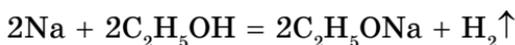
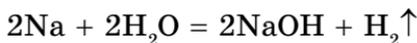


Низшие и средние члены ряда предельных одноатомных спиртов, содержащих от 1 до 11 атомов углерода, —

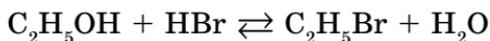


Характерные для данного класса соединений свойства обусловлены наличием гидроксильной группы.

1. *Взаимодействие спиртов со щелочными и щелочноземельными металлами.* Для выявления влияния углеводородного радикала на гидроксильную группу необходимо сравнить свойства вещества, содержащего гидроксильную группу и углеводородный радикал, с одной стороны, и вещества, содержащего гидроксильную группу и не содержащего углеводородный радикал, — с другой. Такими веществами могут быть, например, этанол (или другой спирт) и вода. Водород гидроксильной группы молекул спиртов и молекул воды способен восстанавливаться щелочными и щелочноземельными металлами (замещаться на них):

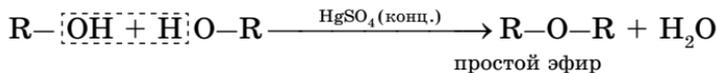


2. *Взаимодействие спиртов с галогеноводородами.* Замещение гидроксильной группы на галоген приводит к образованию галогеналканов. Например:



Данная реакция обратима.

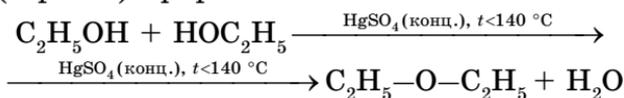
3. *Межмолекулярная дегидратация спиртов* — отщепление молекулы воды от двух молекул спирта при нагревании в присутствии водоотнимающих средств:



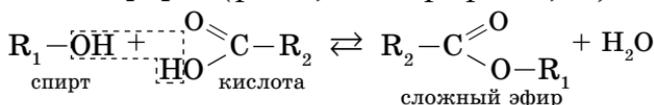
В результате межмолекулярной дегидратации спиртов образуются *простые эфиры*. Так, при на-



гревании этилового спирта с серной кислотой до температуры от 100 до 140 °С образуется диэтиловый (серный) эфир.

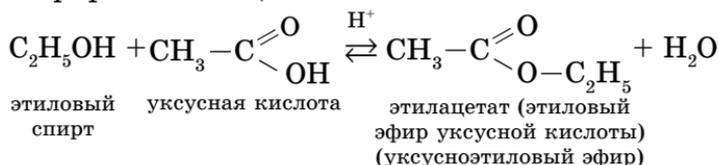


4. *Взаимодействие спиртов с органическими и неорганическими кислотами с образованием сложных эфиров (реакция этерификации):*

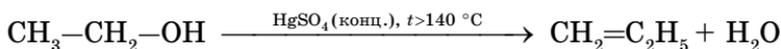


Реакция этерификации катализируется сильными неорганическими кислотами.

Например, при взаимодействии этилового спирта и уксусной кислоты образуется уксусноэтиловый эфир — этилацетат:

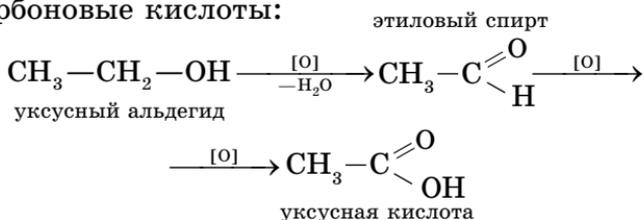


5. *Внутримолекулярная дегидратация спиртов* происходит при нагревании спиртов в присутствии водоотнимающих средств до более высокой температуры, чем температура межмолекулярной дегидратации. В результате образуются алкены. Эта реакция обусловлена наличием атома водорода и гидроксильной группы при соседних атомах углерода. В качестве примера можно привести реакцию получения этена (этилена) при нагревании этанола выше 140 °С в присутствии концентрированной серной кислоты:

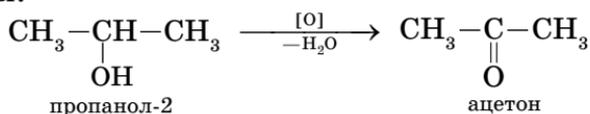




6. Окисление спиртов обычно проводят сильными окислителями, например, дихроматом калия или перманганатом калия в кислой среде. При этом действие окислителя направляется на тот атом углерода, который уже связан с гидроксильной группой. В зависимости от природы спирта и условий проведения реакции могут образовываться различные продукты. Так, первичные спирты окисляются сначала в альдегиды, а затем в карбоновые кислоты:

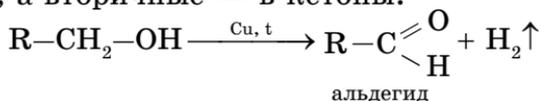


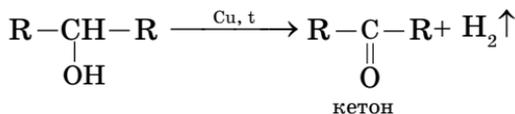
При окислении вторичных спиртов образуются кетоны:



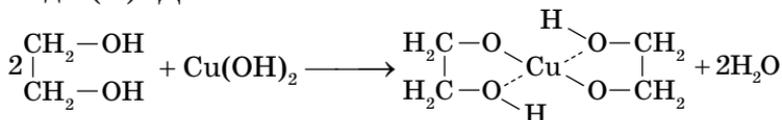
Третичные спирты достаточно устойчивы к окислению. Однако в жестких условиях (сильный окислитель, высокая температура) возможно окисление третичных спиртов, которое происходит с разрывом углерод-углеродных связей, ближайших к гидроксильной группе.

7. Дегидрирование спиртов. При пропускании паров спирта при 200–300 °С над металлическим катализатором, например медью, серебром или платиной, первичные спирты превращаются в альдегиды, а вторичные — в кетоны:





Присутствием в молекуле спирта одновременно нескольких гидроксильных групп обусловлены специфические свойства *многоатомных спиртов*, которые способны образовывать растворимые в воде ярко-синие комплексные соединения при взаимодействии со свежеполученным осадком гидроксида меди (II). Для этиленгликоля можно записать:



Одноатомные спирты не способны вступать в эту реакцию. Поэтому она является качественной реакцией на многоатомные спирты.

Отдельные представители спиртов и их значение

ЗАПОМНИ

Метанол (метиловый спирт) — бесцветная жидкость с характерным запахом, $t_{\text{кип}} = 64,7^\circ\text{C}$. Метанол очень ядовит! Он является нервно-сосудистым ядом.

Метанол (метиловый спирт CH_3OH) — бесцветная жидкость с характерным запахом и температурой кипения $64,7^\circ\text{C}$. Горит чуть голубоватым пламенем. Историческое название метанола — *древесный спирт* объясняется одним из путей его получения способом перегонки твердых пород дерева (греч. *methy* — вино, опьянеть; *hule* — вещество, древесина).



Метанол требует осторожного обращения при работе с ним. Под действием фермента алкогольдегидрогеназы он превращается в организме в формальдегид и муравьиную кислоту, которые повреждают сетчатку глаза, вызывают гибель зрительного нерва и полную потерю зрения. Попадание в организм более 50 мл метанола вызывает смерть.

ЗАПОМНИ

Метанол очень ядовит!

Этанол (этиловый спирт C_2H_5OH) — бесцветная жидкость с характерным запахом и температурой кипения $78,3\text{ }^\circ\text{C}$. Горюч. Смешивается с водой в любых соотношениях. Концентрацию (крепость) спирта обычно выражают в объемных процентах. «Чистым» (медицинским) спиртом называют продукт, полученный из пищевого сырья и содержащий 96 % (по объему) этанола и 4 % (по объему) воды. Для получения безводного этанола — «абсолютного спирта» этот продукт обрабатывают веществами, химически связывающими воду (оксид кальция, безводный сульфат меди (II) и др.).

Для того чтобы сделать спирт, используемый в технических целях, непригодным для питья, в него добавляют небольшие количества трудноотделимых ядовитых, плохо пахнущих и имеющих отвратительный вкус веществ и подкрашивают. Содержащий такие добавки спирт называют денатурированным, или денатуратом.

Этанол широко используется в промышленности для производства синтетического каучука, лекарственных препаратов, применяется как растворитель, входит в состав лаков и красок, парфюмерных средств. В медицине этиловый спирт — важнейшее дезинфицирующее средство. Используется для приготовления алкогольных напитков.



Небольшие количества этилового спирта при попадании в организм человека снижают болевую чувствительность и блокируют процессы торможения в коре головного мозга, вызывая состояние опьянения. На этой стадии действия этанола увеличивается водоотделение в клетках и, следовательно, ускоряется мочеобразование, в результате чего происходит обезвоживание организма.

Кроме того, этанол вызывает расширение кровеносных сосудов. Усиление потока крови в кожных капиллярах приводит к покраснению кожи и ощущению теплоты.

В больших количествах этанол угнетает деятельность головного мозга (стадия торможения), вызывает нарушение координации движений. Промежуточный продукт окисления этанола в организме — ацетальдегид — крайне ядовит и вызывает тяжелое отравление.

Систематическое употребление этилового спирта и содержащих его напитков приводит к стойкому снижению продуктивности работы головного мозга, гибели клеток печени и замене их соединительной тканью — циррозу печени.

Этандиол-1,2 (этиленгликоль) — бесцветная вязкая жидкость. Ядовит. Неограниченно растворим в воде. Водные растворы не кристаллизуются при температурах значительно ниже 0 °С, что позволяет применять его как компонент незамерзающих охлаждающих жидкостей — антифризов для двигателей внутреннего сгорания.

Пролактриол-1,2,3 (глицерин) — вязкая сиропообразная жидкость, сладкая на вкус. Неограниченно растворим в воде. Нелетуч. В качестве составной части сложных эфиров входит в состав жиров и масел.



Широко используется в косметике, фармацевтической и пищевой промышленности. В косметических средствах глицерин играет роль смягчающего и успокаивающего средства. Его добавляют к зубной пасте, чтобы предотвратить ее высыхание. К кондитерским изделиям глицерин добавляют для предотвращения их кристаллизации. Им опрыскивают табак, в этом случае он действует как увлажнитель, предотвращающий высыхание табачных листьев и их раскрошивание до переработки. Его добавляют к клеям, чтобы предохранить их от слишком быстрого высыхания, и к пластикам, особенно к целлофану. В последнем случае глицерин выполняет функции пластификатора, действуя наподобие смазки между полимерными молекулами и, таким образом, придавая пластмассам необходимую гибкость и эластичность.

ЗАПОМНИ

Этиленгликоль используется в составе антифризов, глицерин — в парфюмерной, медицинской, текстильной промышленности.

Фенол

Строение фенолов

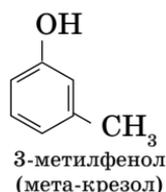
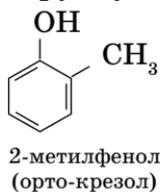
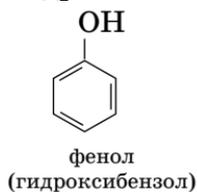
Гидроксильная группа в молекулах органических соединений может быть связана с ароматическим ядром непосредственно, а может быть отделена от него одним или несколькими атомами углерода. Можно ожидать, что в зависимости от этого свойства вещества будут существенно отличаться друг от друга из-за взаимного влияния групп атомов. И действительно, органические



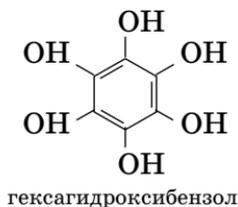
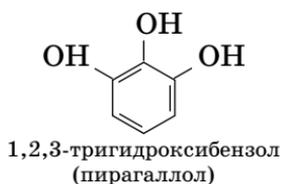
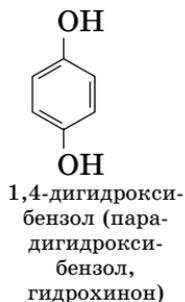
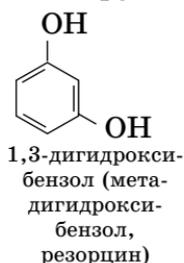
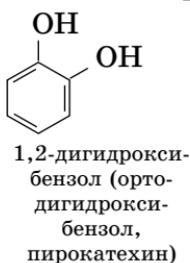
соединения, содержащие ароматический радикал фенил C_6H_5- , непосредственно связанный с гидроксильной группой, проявляют особые свойства, отличные от свойств спиртов. Такие соединения называются фенолами.

Фенолы — органические вещества, молекулы которых содержат радикал фенил, связанный с одной или несколькими гидроксогруппами. Так же как и спирты, *фенолы классифицируют* по атомности, т. е. по количеству гидроксильных групп.

Одноатомные фенолы содержат в молекуле одну гидроксильную группу:



Многоатомные фенолы содержат в молекулах более одной гидроксильной группы:





Существуют и другие многоатомные фенолы, содержащие три и более гидроксильных групп в бензольном кольце.

Познакомимся подробнее со строением и свойствами простейшего представителя этого класса — фенолом C_6H_5OH . Название этого вещества и легло в основу названия всего класса — фенолы.

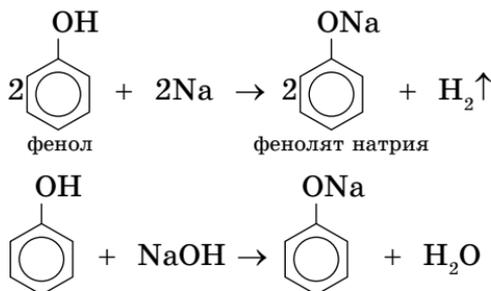
Физические и химические свойства

Физические свойства

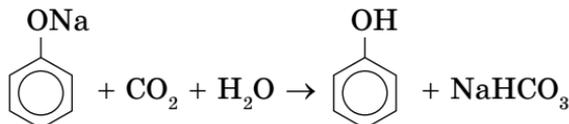
Фенол — твердое, бесцветное кристаллическое вещество, $t_{пл.}^{\circ} = 43\text{ }^{\circ}C$, $t_{кип.}^{\circ} = 181\text{ }^{\circ}C$, с резким характерным запахом. Ядовит. Фенол при комнатной температуре незначительно растворяется в воде. Водный раствор фенола называют карболовой кислотой. *При попадании на кожу он вызывает ожоги, поэтому с фенолом необходимо обращаться осторожно!*

Химические свойства

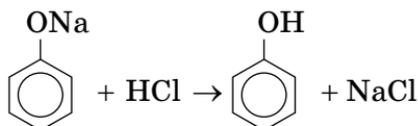
Кислотные свойства. Атом водорода гидроксильной группы обладает кислотным характером. Кислотные свойства у фенола выражены сильнее, чем у воды и спиртов. В отличие от спиртов и воды фенол реагирует не только с щелочными металлами, но и со щелочами с образованием фенолятов:



Однако кислотные свойства у фенолов выражены слабее, чем у неорганических и карбоновых кислот. Так, например, кислотные свойства фенола примерно в 3000 раз меньше, чем у угольной кислоты. Поэтому, пропуская через водный раствор фенолята натрия углекислый газ, можно выделить свободный фенол.



Добавление к водному раствору фенолята натрия соляной или серной кислоты также приводит к образованию фенола:



Качественная реакция на фенол

Фенол реагирует с хлоридом железа (III) с образованием интенсивно окрашенного в фиолетовый цвет комплексного соединения.



Эта реакция позволяет обнаруживать его даже в очень ограниченных количествах. Другие фенолы, содержащие одну или несколько гидроксильных групп в бензольном кольце, также дают яркое окрашивание сине-фиолетовых оттенков в реакции с хлоридом железа (III).

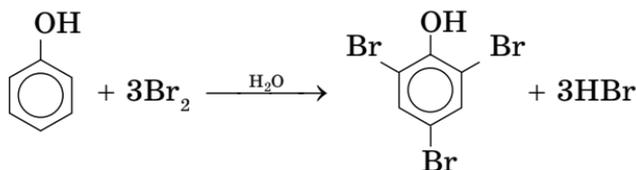
Реакции бензольного кольца

Наличие гидроксильного заместителя значительно облегчает протекание реакций электрофильного замещения в бензольном кольце.

1. Бромирование фенола.

В отличие от бензола для бромирования фенола не требуется добавления катализатора (бромиды железа (III)). Кроме того, взаимодействие с фенолом протекает селективно (избирательно): атомы брома направляются в *орто*- и *пара*положения, замещая находящиеся там атомы водорода. Селективность замещения объясняется рассмотренными выше особенностями электронного строения молекулы фенола.

Так, при взаимодействии фенола с бромной водой образуется белый осадок 2,4,6-трибромфенола:



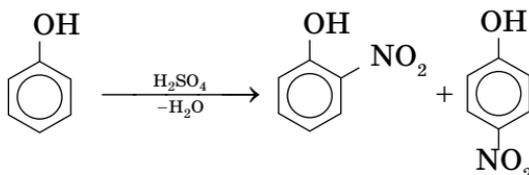
ЗАПОМНИ

Фенолоформальдегидная смола используется в производстве древесно-стружечных плит, электроприборов, бытовых предметов.

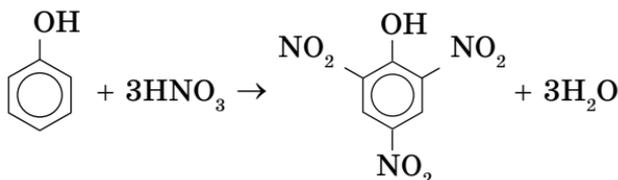


Эта реакция, так же как и реакция с хлоридом железа (III), служит для качественного обнаружения фенола.

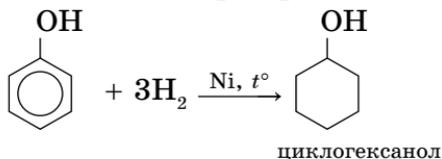
2. *Нитрование фенола* также происходит легче, чем нитрование бензола. Реакция с разбавленной азотной кислотой идет при комнатной температуре. В результате образуется смесь *орто*- и *пара*изомеров нитрофенола:



При использовании концентрированной азотной кислоты образуется 2,4,6-тринитрофенол — пикриновая кислота, взрывчатое вещество:

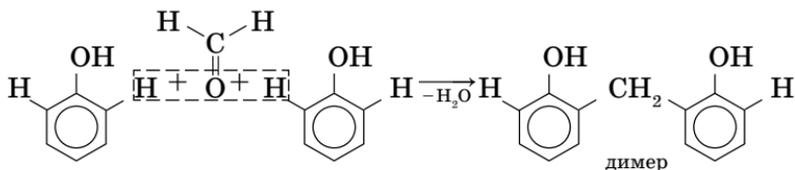


3. *Гидрирование ароматического ядра фенола* в присутствии катализатора происходит легко:

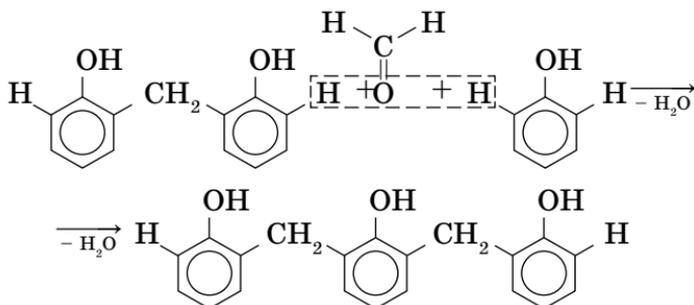


4. *Поликонденсация фенола с альдегидами*, в частности, с формальдегидом происходит с образованием продуктов реакции — фенолформальдегидных смол и твердых полимеров.

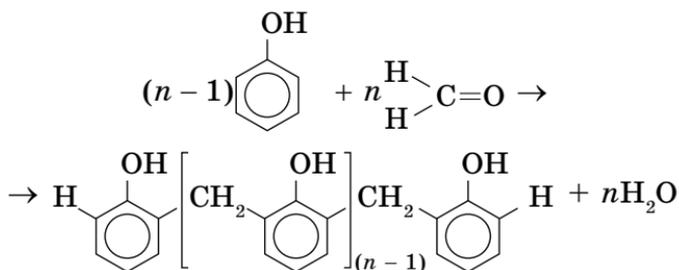
Взаимодействие фенола с формальдегидом можно описать схемой:



В молекуле димера сохраняются «подвижные» атомы водорода, а значит, возможно дальнейшее продолжение реакции при достаточном количестве реагентов:



Реакция *поликонденсации*, т. е. реакция получения полимера, протекающая с выделением побочного низкомолекулярного продукта (воды), может продолжаться и далее (до полного израсходования одного из реагентов) с образованием огромных макромолекул. Процесс можно описать суммарным уравнением:





Образование линейных молекул происходит при обычной температуре. Проведение же этой реакции при нагревании приводит к тому, что образующийся продукт имеет разветвленное строение, он твердый и нерастворим в воде. В результате нагревания фенолформальдегидной смолы линейного строения с избытком альдегида получают твердые пластические массы с уникальными свойствами. Полимеры на основе фенолформальдегидных смол применяют для изготовления лаков и красок, пластмассовых изделий, устойчивых к нагреванию, охлаждению, действию воды, щелочей и кислот. Они обладают высокими диэлектрическими свойствами. Из полимеров на основе фенолформальдегидных смол изготавливают наиболее ответственные и важные детали электроприборов, корпуса силовых агрегатов и детали машин, полимерную основу печатных плат для радиоприборов. Клеи на основе фенолформальдегидных смол способны надежно соединять детали самой различной природы, сохраняя высочайшую прочность соединения в очень широком диапазоне температур. Такой клей применяется для крепления металлического цоколя ламп освещения к стеклянной колбе. Таким образом, фенол и продукты на его основе находят широкое применение.

Альдегиды и предельные карбоновые кислоты

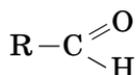
Строение альдегидов и кетонов

Альдегиды — органические вещества, молекулы которых содержат карбонильную группу >C=O ,

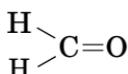


соединенную с атомом водорода и углеводородным радикалом.

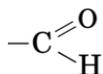
Общая формула альдегидов имеет вид:



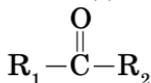
В простейшем альдегиде — формальдегиде роль углеводородного радикала играет другой атом водорода:



Карбонильную группу, связанную с атомом водорода, часто называют *альдегидной*:

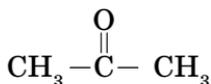


Кетоны — органические вещества, в молекулах которых карбонильная группа связана с двумя углеводородными радикалами. Очевидно, общая формула кетонов имеет вид:



Карбонильную группу кетонов называют *кетогруппой*.

В простейшем кетоне — ацетоне — карбонильная группа связана с двумя метильными радикалами:

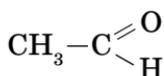


Номенклатура и изомерия

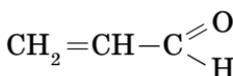
В зависимости от строения углеводородного радикала, связанного с альдегидной группой, разли-



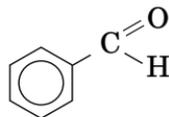
чают предельные, непредельные, ароматические, гетероциклические и другие альдегиды:



уксусный альдегид
(этаналь)

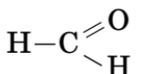


акролеин
(пропеналь)

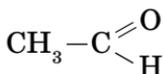


бензальдегид
(бензойный альдегид)

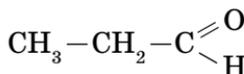
В соответствии с номенклатурой ИЮПАК названия предельных альдегидов образуются от названия алкана с тем же числом атомов углерода с молекуле с помощью суффикса **-аль**. Например:



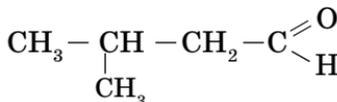
метаналь



этаналь



пропаналь



3-метилбутаналь

Нумерацию атомов углерода главной цепи начинают с атома углерода альдегидной группы. Поэтому альдегидная группа всегда располагается при первом атоме углерода, и указывать ее положение нет необходимости.

Наряду с систематической номенклатурой используют и тривиальные названия широко применяемых альдегидов. Эти названия, как правило, образованы от названий карбоновых кислот, соответствующих альдегидам.

Для названия кетонов по систематической номенклатуре кетогруппу обозначают суффиксом **-он** и цифрой, которая указывает номер атома углерода карбонильной группы (нумерацию следует начинать от ближайшего к кетогруппе конца цепи).



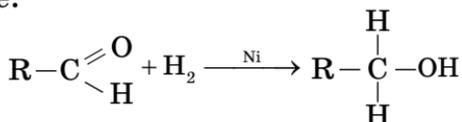
счет водородных связей. Низшие альдегиды имеют резкий запах; у альдегидов, содержащих от четырех до шести атомов углерода в цепи, неприятный запах; высшие альдегиды и кетоны обладают цветочными запахами и применяются в парфюмерии.

Химические свойства

Наличие альдегидной группы в молекуле определяет характерные свойства альдегидов.

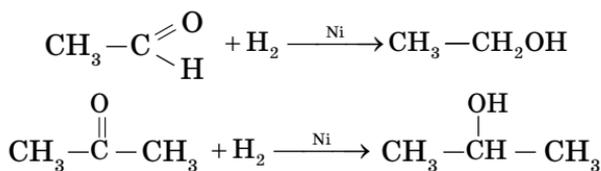
Реакции восстановления.

1. *Присоединение водорода* к молекулам альдегидов происходит по двойной связи в карбонильной группе:



Продуктом гидрирования альдегидов являются первичные спирты, кетонов — вторичные спирты.

Так, при гидрировании уксусного альдегида на никелевом катализаторе образуется этиловый спирт, при гидрировании ацетона — пропанол-2.

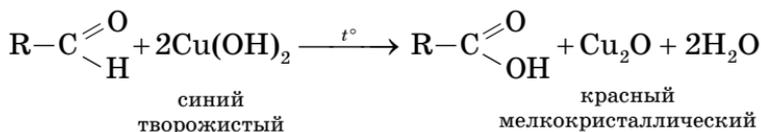


2. *Гидрирование альдегидов* — реакция восстановления, при которой понижается степень окисления атома углерода, входящего в карбонильную группу.



образующееся в ходе реакции серебро покрывает ее ровной тонкой пленкой. Поэтому эту реакцию называют *реакцией «серебряного зеркала»*. Ее широко используют для изготовления зеркал, серебрения украшений и елочных игрушек.

3. *Окисление свежесаженным гидроксидом меди (II)*. Окисляя альдегид, Cu^{2+} восстанавливается до Cu^+ . Образующийся в ходе реакции гидроксид меди (I) CuOH сразу разлагается на оксид меди (I) красного цвета и воду.



Эта реакция, так же как и реакция «серебряного зеркала», используется для обнаружения альдегидов.

Кетоны не окисляются ни кислородом воздуха, ни таким слабым окислителем, как аммиачный раствор оксида серебра.

Отдельные представители альдегидов и их значение

Формальдегид (метаналь, муравьиный альдегид HCHO) — бесцветный газ с резким запахом и температурой кипения -21°C , хорошо растворим в воде. **Формальдегид ядовит!** Раствор формальдегида в воде (40 %) называют формалином и применяют для дезинфекции. В сельском хозяйстве формалин используют для протравливания се-

ЗАПОМНИ

Формальдегид и уксусный альдегид смертельно ядовиты!



мян, в кожевенной промышленности — для обработки кож. Формальдегид используют для получения уротропина — лекарственного вещества. Иногда спрессованный в виде брикетов уротропин применяют в качестве горючего (сухой спирт). Большое количество формальдегида расходуется при получении фенолформальдегидных смол и некоторых других веществ.

Уксусный альдегид (этаналь, ацетальдегид CH_3CHO) — жидкость с резким, неприятным запахом и температурой кипения $21\text{ }^\circ\text{C}$, хорошо растворим в воде. Из уксусного альдегида в промышленных масштабах получают уксусную кислоту и ряд других веществ, он используется для производства различных пластмасс и ацетатного волокна. **Уксусный альдегид ядовит!**

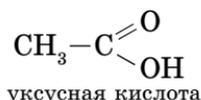
Строение карбоновых кислот

Вещества, содержащие в молекуле одну или несколько карбоксильных групп, называются карбоновыми кислотами.

Группа атомов $-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{OH}$ называется *карбоксильной группой*, или *карбоксилом*.

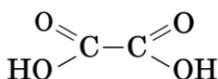
Органические кислоты, содержащие в молекуле одну карбоксильную группу, являются *одноосновными*.

Общая формула этих кислот RCOOH , например:

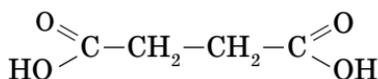




Карбоновые кислоты, содержащие две карбоксильные группы, называются *двухосновными*. К ним относятся, например, щавелевая и янтарная кислоты:

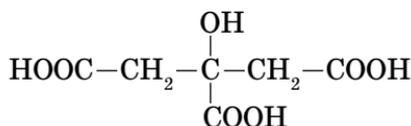


щавелевая кислота



янтарная кислота

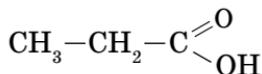
Существуют и *многоосновные* карбоновые кислоты, содержащие более двух карбоксильных групп. К ним относится, например, трехосновная лимонная кислота:



лимонная кислота

В зависимости от природы углеводородного радикала карбоновые кислоты делятся на *предельные, непредельные, ароматические*.

Предельными, или насыщенными, карбоновыми кислотами являются, например, пропановая (пропионовая) кислота:



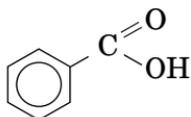
или уже знакомая нам янтарная кислота.

Очевидно, что предельные карбоновые кислоты не содержат π -связей в углеводородном радикале.

В молекулах непредельных карбоновых кислот карбоксильная группа связана с ненасыщенным, непредельным углеводородным радикалом, например, в молекулах акриловой (пропеновой) $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{COOH}$ или олеиновой $\text{CH}_3-(\text{CH}_2)_7-\text{CH}=\text{CH}-(\text{CH}_2)_7-\text{COOH}$ и других кислот.

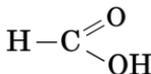


Как видно из формулы бензойной кислоты, она является ароматической, так как содержит в молекуле ароматическое (бензольное) кольцо:

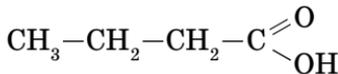


Номенклатура и изомерия

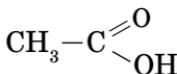
Название карбоновой кислоты образуется от названия соответствующего алкана (алкана с тем же числом атомов углерода в молекуле) с добавлением суффикса **-ов-**, окончания **-ая** и слова **кислота**. Нумерация атомов углерода начинается с карбоксильной группы. Например:



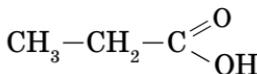
метановая
(муравьиная)
кислота



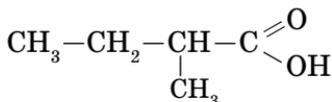
бутановая
(масляная)
кислота



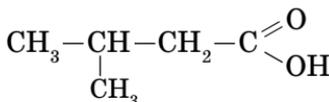
этановая
(уксусная)
кислота



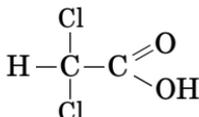
пропановая
(пропионовая)
кислота



2-метилбутановая кислота



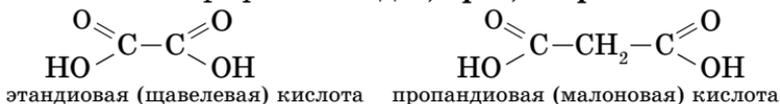
3-метилбутановая кислота



дихлорэтановая
(дихлоруксусная) кислота



Количество карбоксильных групп указывается в названии префиксами **ди-, три-, тетра-**:



Многие кислоты имеют и исторически сложившиеся, или тривиальные, названия.

Состав предельных одноосновных карбоновых кислот будет выражаться общей формулой $\text{C}_n\text{H}_{2n}\text{O}_2$, или $\text{C}_n\text{H}_{2n+1}\text{COOH}$, или RCOOH .

Физические и химические свойства

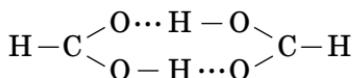
Физические свойства

Низшие кислоты, т. е. кислоты с относительно небольшой молекулярной массой, содержащие в молекуле до четырех атомов углерода, — жидкости с характерным резким запахом (например, запах уксусной кислоты). Кислоты, содержащие от 4 до 9 атомов углерода, — вязкие маслянистые жидкости с неприятным запахом; содержащие более 9 атомов углерода в молекуле — твердые вещества, которые не растворяются в воде. Температуры кипения предельных одноосновных карбоновых кислот увеличиваются с ростом числа атомов углерода в молекуле и, следовательно, с ростом относительной молекулярной массы. Так, температура кипения муравьиной кислоты равна $100,8^\circ\text{C}$, уксусной — 118°C , пропионовой — 141°C .

Простейшая карбоновая кислота — муравьиная HCOOH , имея небольшую относительную молекулярную массу ($M_r(\text{HCOOH}) = 46$), при обычных ус-



ловиях является жидкостью с температурой кипения $100,8\text{ }^{\circ}\text{C}$. В то же время бутан ($M_r(\text{C}_4\text{H}_{10}) = 58$) в тех же условиях газообразен и имеет температуру кипения $-0,5\text{ }^{\circ}\text{C}$. Это несоответствие температур кипения и относительных молекулярных масс объясняется образованием димеров карбоновых кислот, в которых две молекулы кислоты связаны двумя водородными связями:

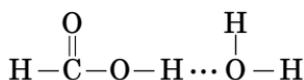


Возникновение водородных связей становится понятным при рассмотрении строения молекул карбоновых кислот.

Молекулы предельных одноосновных карбоновых кислот содержат полярную группу атомов —

карбоксил $\begin{array}{c} \delta^- \\ \text{O} \\ \delta^+ \nearrow \text{C} \\ \searrow \text{O} \delta^+ \leftarrow \text{H} \end{array}$ и практически неполярный

углеводородный радикал. Карбоксильная группа притягивается молекулами воды, образуя с ними водородные связи:



Муравьиная и уксусная кислоты растворимы в воде неограниченно. Очевидно, что с увеличением числа атомов в углеводородном радикале растворимость карбоновых кислот снижается.

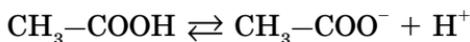
Химические свойства

Общие свойства, характерные для класса кислот (как органических, так и неорганических), обуслов-



лены наличием в молекулах гидроксильной группы, содержащей сильную полярную связь между атомами водорода и кислорода. Рассмотрим эти свойства на примере растворимых в воде органических кислот.

1. *Диссоциация* с образованием катионов водорода и анионов кислотного остатка:



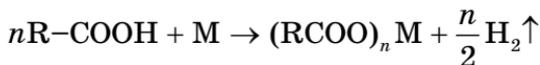
Более точно этот процесс описывает уравнение, учитывающее участие в нем молекул воды:



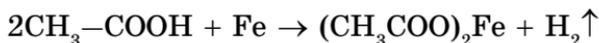
Равновесие диссоциации карбоновых кислот смещено влево; подавляющее большинство их — слабые электролиты. Тем не менее, кислый вкус, например, уксусной и муравьиной кислот объясняется диссоциацией на катионы водорода и анионы кислотных остатков.

Очевидно, что присутствием в молекулах карбоновых кислот «кислого» водорода, т. е. водорода карбоксильной группы, обусловлены и другие характерные свойства.

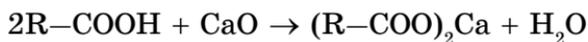
2. *Взаимодействие с металлами*, стоящими в электрохимическом ряду напряжений до водорода:



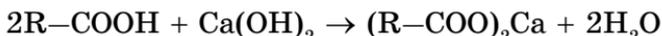
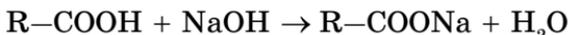
Так, железо восстанавливает водород из уксусной кислоты:



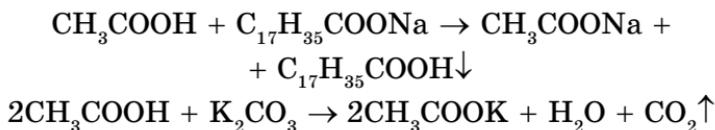
3. *Взаимодействие с основными оксидами* с образованием соли и воды:



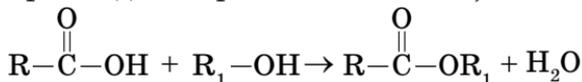
4. *Взаимодействие с гидроксидами металлов* с образованием соли и воды (реакция нейтрализации):



5. *Взаимодействие с солями более слабых кислот с образованием последних.* Так, уксусная кислота вытесняет стеариновую из стеарата натрия и угольную из карбоната калия:



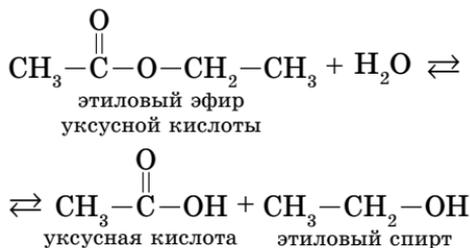
6. *Взаимодействие карбоновых кислот со спиртами с образованием сложных эфиров — реакция этерификации* (одна из наиболее важных реакций, характерных для карбоновых кислот):



Взаимодействие карбоновых кислот со спиртами катализируется катионами водорода.

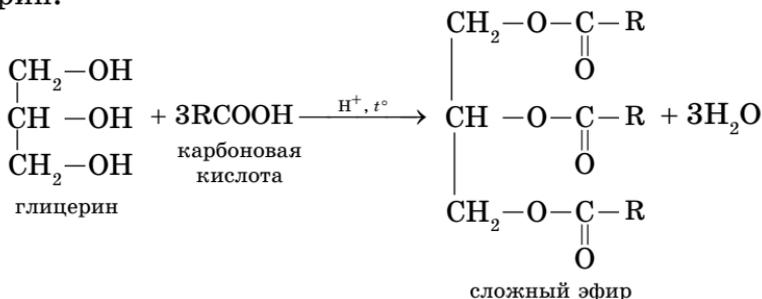
Реакция этерификации обратима. Равновесие смещается в сторону образования сложного эфира в присутствии водоотнимающих средств и при удалении эфира из реакционной смеси.

В реакции, обратной этерификации, которая называется гидролизом сложного эфира (взаимодействие сложного эфира с водой), образуются кислота и спирт:





Очевидно, что реагировать с карбоновыми кислотами, т. е. вступать в реакцию этерификации, могут и многоатомные спирты, например, глицерин:



Все карбоновые кислоты (кроме муравьиной) наряду с карбоксильной группой содержат в молекулах углеводородный остаток. Безусловно, это не может не сказаться на свойствах кислот, которые определяются характером углеводородного остатка.

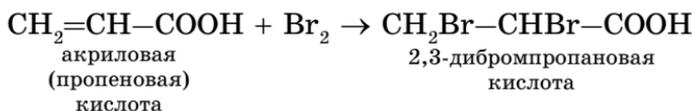
7. Реакции присоединения по кратной связи — в них вступают непредельные карбоновые кислоты. Например, реакция присоединения водорода — *гидрирование*. Для кислоты, содержащей в радикале одну π -связь, можно записать уравнение в общем виде:



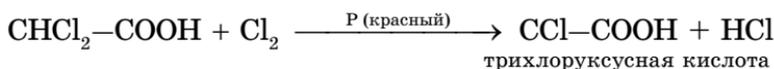
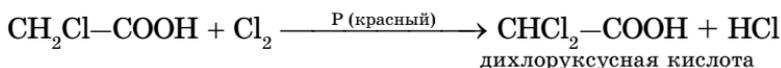
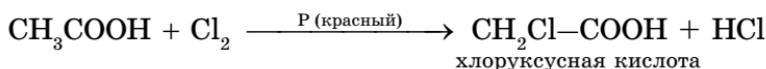
Так, при гидрировании олеиновой кислоты образуется предельная стеариновая кислота:



Непредельные карбоновые кислоты, как и другие ненасыщенные соединения, присоединяют галогены по двойной связи. Так, например, акриловая кислота обесцвечивает бромную воду:



8. *Реакции замещения* (с галогенами) — в них способны вступать предельные карбоновые кислоты. Например, при взаимодействии уксусной кислоты с хлором могут быть получены различные хлорпроизводные кислоты:



Отдельные представители карбоновых кислот и их значение

Муравьиная (метановая)

кислота HCOOH — жидкость с резким запахом и температурой кипения $100,8^\circ\text{C}$, хорошо растворима в воде.

Муравьиная кислота ядовита, при попадании на кожу вызывает ожоги! **Жалящая жидкость**, выделяемая муравьями, содержит эту кислоту.

Муравьиная кислота обладает дезинфицирующим свойством и поэтому находит свое применение в пищевой, кожевенной и фарма-

ЗАПОМНИ

Муравьиная кислота используется в промышленности в качестве сильного восстановителя. Уксусная кислота применяется в синтезе красителей (индиго), медикаментов (аспирин), киноплёнки, оргстекла, гербицидов.



цветической промышленности, медицине. Она используется при крашении тканей и бумаги.

Уксусная (этановая) кислота CH_3COOH — бесцветная жидкость с характерным резким запахом, смешивается с водой в любых отношениях. Водные растворы уксусной кислоты поступают в продажу под названием уксуса (3–5 %-й раствор) и уксусной эссенции (70–80 %-й раствор) и широко используются в пищевой промышленности. Уксусная кислота — хороший растворитель многих органических веществ и поэтому используется при крашении, в кожевенном производстве, в лакокрасочной промышленности. Кроме этого, уксусная кислота является сырьем для получения многих важных в техническом отношении органических соединений: например, на ее основе получают вещества, используемые для борьбы с сорняками, — гербициды. Уксусная кислота является основным компонентом *винного уксуса*, характерный запах которого обусловлен именно ею. Она продукт окисления этанола и образуется из него при хранении вина на воздухе.

Важнейшими представителями высших предельных одноосновных кислот являются **пальмитиновая** $\text{C}_{15}\text{H}_{31}\text{COOH}$ и **стеариновая** $\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COOH}$ кислоты. В отличие от низших кислот эти вещества твердые, плохо растворимы в воде.

Однако их соли — стеараты и пальмитаты — хорошо растворимы и обладают моющим действием, поэтому их еще называют мылами. Понятно, что эти вещества производят в больших масштабах.

Из непредельных высших карбоновых кислот наибольшее значение имеет **олеиновая** кислота $\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$, или $\text{CH}_3 - (\text{CH}_2)_7 - \text{CH} = \text{CH} - (\text{CH}_2)_7\text{COOH}$.



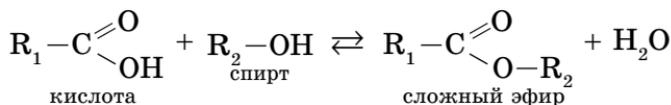
Это маслоподобная жидкость без вкуса и запаха. Широкое применение в технике находят ее соли.

Простейшим представителем двухосновных карбоновых кислот является **щавелевая** (этандинговая) кислота $\text{HOOC}-\text{COOH}$, соли которой встречаются во многих растениях, например в щавеле и кислице. Щавелевая кислота — это бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворяется в воде. Она применяется при полировке металлов, в деревообрабатывающей и кожевенной промышленности.

Сложные эфиры. Жиры. Мыла

Сложные эфиры и их строение

При взаимодействии карбоновых кислот со спиртами (реакция этерификации) образуются *сложные эфиры*:

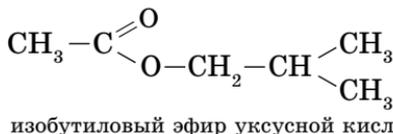
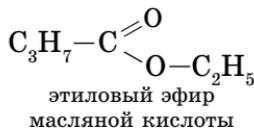
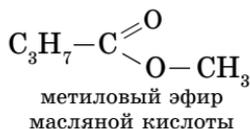


Эта реакция обратима. Продукты реакции могут взаимодействовать друг с другом с образованием исходных веществ — спирта и кислоты. Таким образом, реакция сложных эфиров с водой — гидролиз сложного эфира — обратна реакции этерификации. Химическое равновесие, устанавливающееся при равенстве скоростей прямой (этерификация) и обратной (гидролиз) реакций, может быть смещено в сторону образования эфира присутствием водоотнимающих средств.



Сложные эфиры в природе и технике

Сложные эфиры широко распространены в природе, находят применение в технике и различных отраслях промышленности. Они являются хорошими растворителями органических веществ, их плотность меньше плотности воды, и они практически не растворяются в ней. Так, сложные эфиры с относительно небольшой молекулярной массой представляют собой легко воспламеняющиеся жидкости с невысокими температурами кипения, имеют запахи различных фруктов. Их применяют в качестве растворителей лаков и красок, ароматизаторов изделий пищевой промышленности. Например, метиловый эфир масляной кислоты имеет запах яблок, этиловый эфир этой кислоты — запах ананасов, изобутиловый эфир уксусной кислоты — запах бананов:



Сложные эфиры высших карбоновых кислот и высших одноосновных спиртов называют *восками*. Так, пчелиный воск состоит главным об-

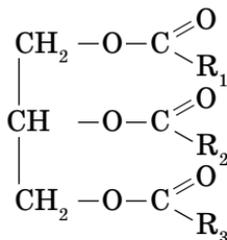
разом из эфира пальмитиновой кислоты и мирцилового спирта $C_{15}H_{31}COOC_{31}H_{63}$; кашалотовый воск — спермацет — сложный эфир той же пальмитиновой кислоты и цетилового спирта $C_{15}H_{31}COOC_{16}H_{33}$.

Жиры

Важнейшими представителями сложных эфиров являются жиры.

Жиры — природные соединения, которые представляют собой сложные эфиры глицерина и высших карбоновых кислот.

Состав и строение жиров могут быть отражены общей формулой:

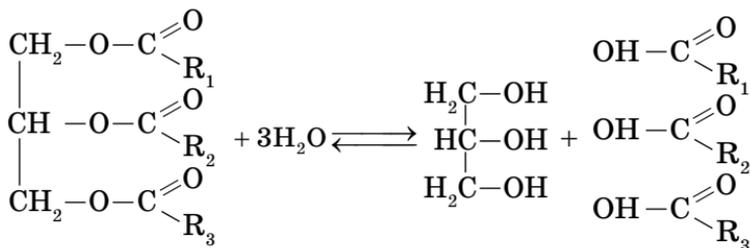


Большинство жиров образовано тремя карбоновыми кислотами: олеиновой, пальмитиновой и стеариновой. Очевидно, что две из них — предельные (насыщенные), а олеиновая кислота содержит двойную связь между атомами углерода в молекуле. Таким образом, в состав жиров могут входить остатки как предельных, так и непредельных карбоновых кислот в различных сочетаниях.

В обычных условиях жиры, содержащие в своем со-

ЗАПОМНИ

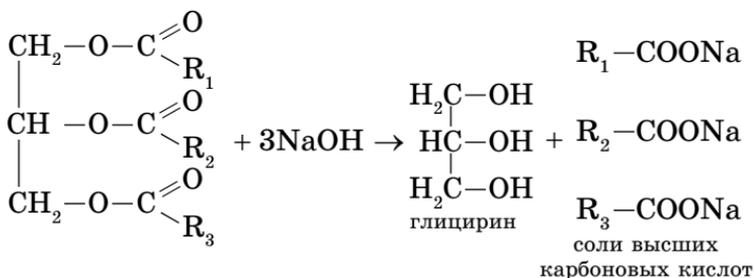
Реакция образования сложных эфиров называется реакцией **этерификации** (от лат. *ester* — эфир).



Мыла

Все жиры, как и другие сложные эфиры, подвергаются гидролизу. Гидролиз сложных эфиров — обратимая реакция. Чтобы сместить равновесие в сторону образования продуктов гидролиза, его проводят в щелочной среде (в присутствии щелочей или Na_2CO_3). В этих условиях гидролиз жиров протекает необратимо и приводит к образованию солей карбоновых кислот, которые называются **мылами**. Гидролиз жиров в щелочной среде называют **омылением жиров**.

При омылении жиров образуются глицерин и мыла — натриевые или калиевые соли высших карбоновых кислот:



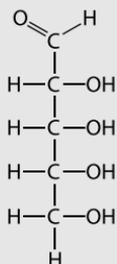


Углеводы: моносахариды, дисахариды, полисахариды

Классификация углеводов

Углеводы — органические вещества, молекулы которых состоят из атомов углерода, водорода и кислорода, причем водород и кислород находятся в них, как правило, в таком же соотношении, как и в молекуле воды (2 : 1).

ЗАПОМНИ



линейная формула
глюкозы

Общая формула углеводов — $\text{C}_n(\text{H}_2\text{O})_m$, т. е. они как бы состоят из углерода и воды, отсюда и название класса, которое имеет исторические корни. Оно появилось на основе анализа первых известных углеводов. В дальнейшем было установлено, что имеются углеводы, в молекулах которых не соблюдается указанное соотношение

(2 : 1), например дезоксирибоза — $\text{C}_5\text{H}_{10}\text{O}_4$. Известны также органические соединения, состав которых соответствует приведенной общей формуле, но которые не принадлежат к классу углеводов. К ним относятся, например, формальдегид CH_2O и уксусная кислота CH_3COOH .

Однако название «углеводы» укоренилось и в настоящее время является общепризнанным для этих веществ.

Углеводы по их способности гидролизываться можно разделить на три основные группы: моно-, ди- и полисахариды.



и молекулу фруктозы. Она содержится в большом количестве в сахарной свекле, сахарном тростнике (отсюда и названия — свекловичный или тростниковый сахар), клене (канадские первопроходцы добывали кленовый сахар), сахарной пальме, кукурузе и т. д.

2. *Мальтоза* (солодовый сахар), которая гидролизуеться с образованием двух молекул глюкозы. Мальтозу можно получить при гидролизе крахмала под действием ферментов, содержащихся в солоде, — пророщенных, высушенных и размолотых зернах ячменя.

3. *Лактоза* (молочный сахар), которая гидролизуеться с образованием молекул глюкозы и галактозы. Она содержится в молоке млекопитающих (до 4–6 %), обладает невысокой сладостью и используется как наполнитель в драже и аптечных таблетках.

Сладкий вкус разных моно- и дисахаридов различен. Так, самый сладкий моносахарид — *фруктоза* — в 1,5 раза слаще глюкозы, которую принимают за эталон. *Сахароза* (дисахарид), в свою очередь, в 2 раза слаще глюкозы и в 4–5 раз — лактозы, которая почти безвкусна.

Полисахариды — *крахмал, гликоген, декстрины, целлюлоза* и т. д. — углеводы, которые гидролизуются с образованием множества молекул моносахаридов, чаще всего глюкозы.

Чтобы вывести формулу полисахаридов, нужно от молекулы глюкозы «отнять» молекулу воды и записать выражение с индексом n : $(C_6H_{10}O_5)_n$, ведь именно за счет отщепления молекул воды в природе образуются ди- и полисахариды.

Роль углеводов в природе и их значение для жизни человека чрезвычайно велики. Образуюсь



в клетках растений в результате фотосинтеза, они выступают источником энергии для клеток животных. В первую очередь это относится к глюкозе.

Многие углеводы (крахмал, гликоген, сахароза) выполняют запасующую функцию, роль резерва питательных веществ.

Кислоты РНК и ДНК, в состав которых входят некоторые углеводы (пентозы-рибозы и дезоксирибоза), выполняют функции передачи наследственной информации.

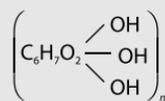
Целлюлоза — строительный материал растительных клеток — играет роль каркаса для оболочек этих клеток. Другой полисахарид — *хитин* — выполняет аналогичную роль в клетках некоторых животных: образует наружный скелет членистоногих (ракообразных), насекомых, паукообразных.

Углеводы служат в конечном итоге источником нашего питания: мы потребляем зерно, содержащее крахмал, или скармливаем его животным, в организме которых крахмал превращается в белки и жиры. Самая гигиеничная одежда изготовлена из целлюлозы или продуктов на ее основе: хлопка и льна, вискозного волокна, ацетатного шелка.

Деревянные дома и мебель построены из той же целлюлозы, образующей древесину. В основе производства фото- и киноплёнки — все та же целлюлоза. Книжки, газеты, письма, денежные банкноты — все это продукция целлюлозно-бумажной промышленности. Значит, углеводы обеспечивают нас всем необходимым для жизни: пищей, одеждой, кровом.

ЗАПОМНИ

Запись формулы крахмала и целлюлозы:





Кроме того, углеводы участвуют в построении сложных белков, ферментов, гормонов. Углеводами являются и такие жизненно необходимые вещества, как гепарин (он играет важнейшую роль — предотвращает свертывание крови), агар-агар (его получают из морских водорослей и применяют в микробиологической и кондитерской промышленности — вспомните знаменитый торт «Птичье молоко»).

Необходимо подчеркнуть, что единственным видом энергии на Земле (помимо ядерной, разумеется) является энергия Солнца, а единственным способом ее аккумулирования для обеспечения жизнедеятельности всех живых организмов является процесс фотосинтеза, протекающий в клетках живых растений и приводящий к синтезу углеводов из воды и углекислого газа. Именно при этом превращении образуется кислород, без которого жизнь на нашей планете была бы невозможна:



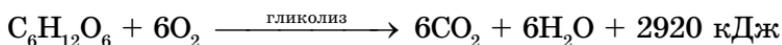
Моносахариды. Глюкоза

Физические свойства и нахождение в природе

Глюкоза и фруктоза — твердые бесцветные кристаллические вещества. Глюкоза содержится в соке винограда (отсюда название «виноградный сахар») вместе с фруктозой, которая содержится в некоторых фруктах и плодах (отсюда название «фруктовый сахар»), составляет значительную



часть меда. В крови человека и животных постоянно содержится около 0,1 % глюкозы (80–120 мг в 100 мл крови). Большая ее часть (около 70 %) подвергается в тканях медленному окислению с выделением энергии и образованием конечных продуктов — углекислого газа и воды (процесс гликолиза):



Энергия, выделяемая при гликолизе, в значительной степени обеспечивает энергетические потребности живых организмов.

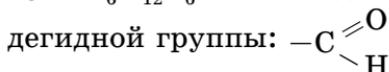
Превышение содержания глюкозы в крови уровня 180 мг в 100 мл крови свидетельствует о нарушении углеводного обмена и развитии опасного заболевания — сахарного диабета.

Строение молекулы глюкозы

О строении молекулы глюкозы можно судить на основании опытных данных. Она реагирует с карбоновыми кислотами, образуя сложные эфиры, содержащие от 1 до 5 остатков кислоты. Если раствор глюкозы прилить к свежеполученному гидроксиду меди (II), то осадок растворяется и образуется ярко-синий раствор соединения меди, т. е. происходит качественная реакция на многоатомные спирты. Следовательно, глюкоза является *многоатомным спиртом*. Если же подогреть полученный раствор, то вновь выпадет осадок, но уже красноватого цвета, т. е. произойдет качественная реакция на *альдегиды*. Аналогично, если раствор глюкозы нагреть с аммиачным раствором оксида

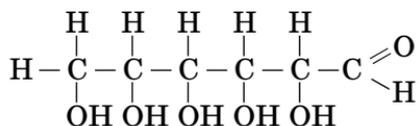


серебра, то произойдет реакция «серебряного зеркала». Следовательно, глюкоза является одновременно многоатомным спиртом и альдегидом — *альдегидоспиртом*. Попробуем вывести структурную формулу глюкозы. Всего атомов углерода в молекуле $C_6H_{12}O_6$ шесть. Один атом входит в состав альдегидной группы:



Остальные пять атомов связываются с пятью гидроксигруппами.

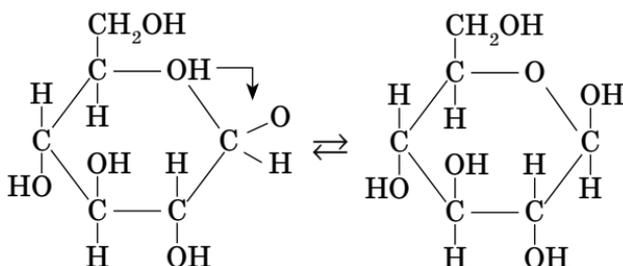
И наконец, атомы водорода в молекуле распределим с учетом того, что углерод четырехвалентен:



или

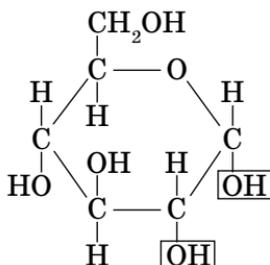
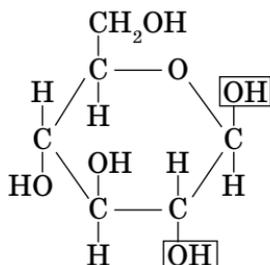


Однако установлено, что в растворе глюкозы помимо линейных (альдегидных) молекул существуют молекулы циклического строения, из которых состоит кристаллическая глюкоза. Превращение молекул линейной формы в циклическую можно объяснить, если вспомнить, что атомы углерода могут свободно вращаться вокруг σ -связей, расположенных под углом $109^\circ 28'$. При этом альдегидная группа (1-й атом углерода) может приблизиться к гидроксильной группе пятого атома углерода. В первой под влиянием гидроксигруппы разрывается π -связь: к атому кислорода присоединяется атом водорода, и «потерявший» этот атом кислород гидроксигруппы замыкает цикл:

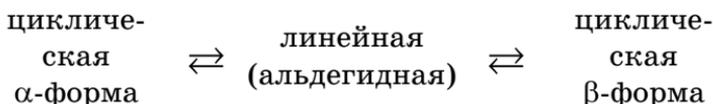


В результате такой перегруппировки атомов образуется циклическая молекула. Циклическая формула показывает не только порядок связи атомов, но и их пространственное расположение. В результате взаимодействия первого и пятого атомов углерода появляется новая гидроксигруппа у первого атома, которая может занять в пространстве два положения: над и под плоскостью цикла, а потому возможны две циклические формы глюкозы:

- α -форма глюкозы — гидроксильные группы при первом и втором атомах углерода расположены по одну сторону кольца молекулы;
- β -форма глюкозы — гидроксильные группы находятся по разные стороны кольца молекулы:

 α -форма глюкозы β -форма глюкозы

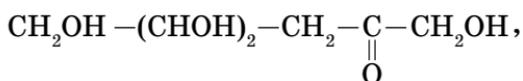
В водном растворе глюкозы в динамическом равновесии находятся три ее изомерные формы — циклическая α -форма, линейная (альдегидная) форма и циклическая β -форма:



В установившемся динамическом равновесии преобладает β -форма (около 63 %), так как она энергетически предпочтительнее — у нее ОН-группы у первого и второго углеродных атомов по разные стороны цикла. У α -формы (около 37 %) ОН-группы у тех же углеродных атомов расположены по одну сторону плоскости, поэтому она энергетически менее устойчива, чем β -форма. Доля же линейной формы в равновесии очень мала (всего около 0,0026 %).

Динамическое равновесие можно сместить. Например, при действии на глюкозу аммиачного раствора оксида серебра количество ее линейной (альдегидной) формы, которой в растворе очень мало, пополняется все время за счет циклических форм, и глюкоза полностью подвергается окислению до глюконовой кислоты.

Изомером альдегидоспирта глюкозы является кетонспирт — фруктоза:



Химические свойства глюкозы

Химические свойства глюкозы, как и любого другого органического вещества, определяются ее строением. Глюкоза обладает двойственной функцией, являясь и альдегидом, и многоатомным спиртом, поэтому для нее характерны свойства и многоатомных спиртов, и альдегидов.



Реакции глюкозы как многоатомного спирта

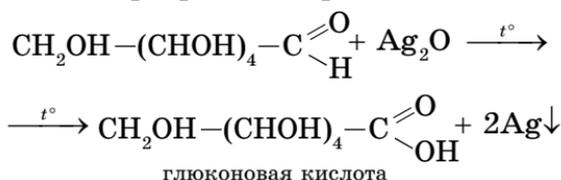
Глюкоза дает качественную реакцию многоатомных спиртов (вспомните глицерин) со свежеполученным гидроксидом меди (II), образуя ярко-синий раствор соединения меди (II).

Глюкоза, подобно спиртам, может образовывать сложные эфиры.

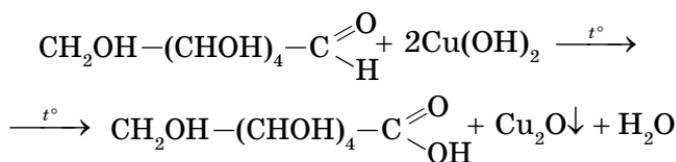
Реакции глюкозы как альдегида

1. *Окисление альдегидной группы.* Глюкоза как альдегид способна окисляться в соответствующую (глюконовую) кислоту и давать качественные реакции альдегидов.

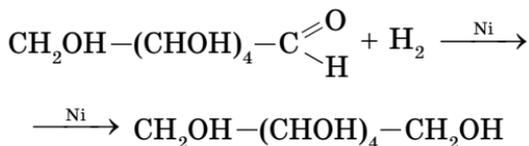
Реакция «серебряного зеркала»:



Реакция со свежеполученным $\text{Cu}(\text{OH})_2$ при нагревании:



2. *Восстановление альдегидной группы.* Глюкоза может восстанавливаться в соответствующий спирт (сорбит):





Реакции брожения

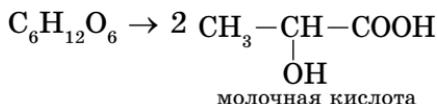
Эти реакции протекают под действием особых биологических катализаторов белковой природы — ферментов.

1. Спиртовое брожение:



издавна применяемое человеком для получения этилового спирта и алкогольных напитков.

2. Молочнокислое брожение:



которое составляет основу жизнедеятельности молочнокислых бактерий и происходит при скисании молока, квашении капусты и огурцов, силосовании зеленых кормов.

Полисахариды. Крахмал и целлюлоза

Физические свойства и нахождение в природе

Крахмал — белый аморфный порошок, не растворяется в холодной воде. В горячей воде он разбухает и образует коллоидный раствор — крахмальный клейстер.

Крахмал содержится в цитоплазме растительных клеток в виде зерен запасного питательного вещества. В картофельных клубнях содержится около 20 % крахмала, в пшеничных и кукурузных зернах — около 70 %, а в рисовых — почти 80 %.



Целлюлоза (от лат. *cellula* — клетка), выделенная из природных материалов (например, вата или фильтровальная бумага), представляет собой твердое волокнистое вещество, нерастворимое в воде.

Оба полисахарида имеют растительное происхождение, однако играют в клетке растений разную роль: целлюлоза — строительную, конструкционную функцию, а крахмал — запасующую. Поэтому целлюлоза является обязательным элементом клеточной оболочки растений. Волокна хлопка содержат до 95 % целлюлозы, волокна льна и конопли — до 80 %, а в древесине ее содержится около 50 %.

Строение крахмала и целлюлозы

Состав этих полисахаридов можно выразить общей формулой $(C_6H_{10}O_5)_n$. Число повторяющихся звеньев в макромолекуле крахмала может колебаться от нескольких сотен до нескольких тысяч. Целлюлоза же отличается значительно бóльшим числом звеньев и, следовательно, молекулярной массой, которая достигает нескольких миллионов.

Различаются углеводы не только молекулярной массой, но и структурой. Для крахмала характерны два вида структур макромолекул: линейная и разветвленная. Линейную структуру имеют более мелкие макромолекулы той части крахмала, которую называют *амилозой*, а разветвленную структуру

ЗАПОМНИ

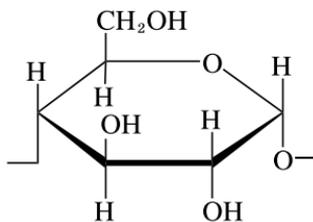
В крахмале доля амилозы составляет 10–20 %, а доля амилопектина составляет 80–90 %. Амилоза крахмала растворяется в горячей воде, а амилопектин только набухает.



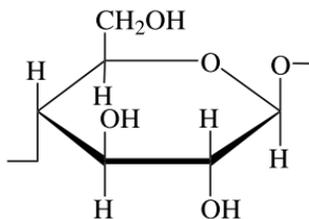
имеют молекулы другой составной части крахмала — *амилопектина*.

В крахмале на долю амилозы приходится 10–20 %, а на долю амилопектина — 80–90 %. Амилоза крахмала растворяется в горячей воде, а амилопектин только набухает.

Структурные звенья крахмала и целлюлозы построены по-разному. Если звено крахмала включает остатки α -глюкозы, то целлюлоза — остатки β -глюкозы, ориентированные в природные волокна:



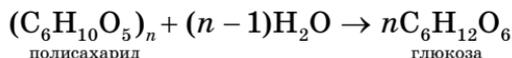
структурное звено крахмала



структурное звено целлюлозы

Химические свойства

1. *Образование глюкозы.* Крахмал и целлюлоза подвергаются гидролизу с образованием глюкозы в присутствии минеральных кислот, например серной:



В пищеварительном тракте животных крахмал подвергается сложному ступенчатому гидролизу:

крахмал \rightarrow декстрины \rightarrow мальтоза \rightarrow глюкоза

Организм человека не приспособлен к перевариванию целлюлозы, так как не имеет ферментов,

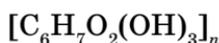


необходимых для разрыва связей между остатками β -глюкозы в макромолекуле целлюлозы.

Лишь у термитов и жвачных животных (например, коров) в пищеварительной системе живут микроорганизмы, вырабатывающие необходимые для этого ферменты.

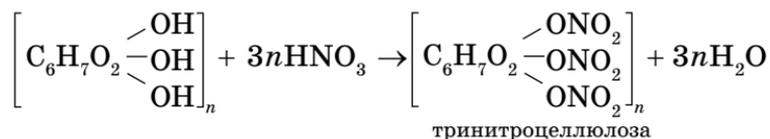
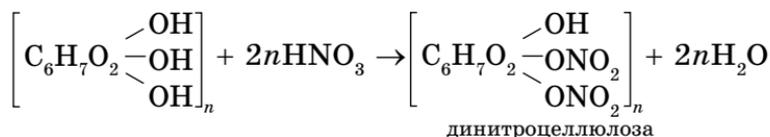
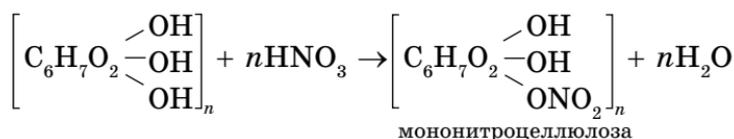
2. Образование сложных эфиров. Крахмал может образовывать эфиры за счет гидроксигрупп, однако эти эфиры не нашли практического применения.

Каждое звено целлюлозы содержит три свободных спиртовых гидроксигруппы. Поэтому общую формулу целлюлозы можно записать таким образом:



За счет этих спиртовых гидроксигрупп целлюлоза и может образовывать сложные эфиры, которые широко применяются.

При обработке целлюлозы смесью азотной и серной кислот получают в зависимости от условий моно-, ди- и тринитроцеллюлозу:





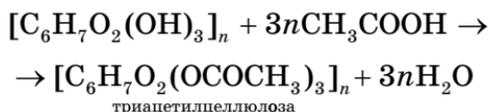
Применение

Смесь моно- и динитроцеллюлозы называют *коллоксилином*. Раствор коллоксилина в смеси спирта и диэтилового эфира — *коллодий* — применяют в медицине для заклеивания небольших ран и для приклеивания повязок к коже.

При высыхании раствора коллоксилина и камфары в спирте получается *целлулоид* — одна из пластмасс, которая впервые стала широко использоваться в повседневной жизни человека (из нее делают фото- и киноплёнку, а также различные предметы широкого потребления). Растворы коллоксилина в органических растворителях применяются в качестве нитролаков. А при добавлении к ним красителей получают прочные и эстетичные нитрокраски, широко используемые в быту и технике.

Как и другие органические вещества, содержащие в составе молекул нитрогруппы, все виды нитроцеллюлозы огнеопасны. Особенно опасна в этом отношении тринитроцеллюлоза — сильнейшее взрывчатое вещество. Под названием «пироксилин» она широко применяется для производства оружейных снарядов и проведения взрывных работ, а также для получения бездымного пороха.

С уксусной кислотой (в промышленности для этих целей используют более мощное этерифицирующее вещество — уксусный ангидрид) получают аналогичные (ди- и три-) сложные эфиры целлюлозы и уксусной кислоты, которые называются ацетилцеллюлозой:





Ацетилцеллюлозу используют для получения лаков и красок, она служит также сырьем для изготовления искусственного шелка. Для этого ее растворяют в ацетоне, а затем этот раствор продавливают через тонкие отверстия фильер (металлических колпачков с многочисленными отверстиями). Вытекающие струйки раствора обдувают теплым воздухом. При этом ацетон быстро испаряется, а высыхающая ацетилцеллюлоза образует тонкие блестящие нити, которые идут на изготовление пряжи.

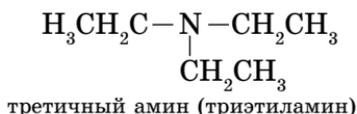
Крахмал, в отличие от целлюлозы, дает синее окрашивание при взаимодействии с иодом. Эта реакция является качественной на крахмал или иод в зависимости от того, наличие какого вещества требуется доказать.

Амины

Строение аминов

Амины — органические производные аммиака, в молекуле которого один, два или все три атома водорода замещены углеродным остатком.

Обычно выделяют три типа аминов:

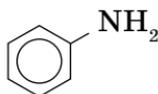


Можно также считать, что первичные амины являются производными углеводов, в молекулах которых атом водорода замещен на функциональную аминогруппу (NH₂—).



Амины, в которых аминогруппа связана непосредственно с ароматическим кольцом, называются **ароматическими аминами**.

Простейшим представителем этих соединений является аминобензол, или анилин:



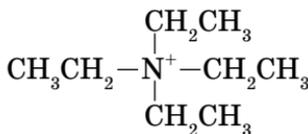
анилин (фениламин)

Основной отличительной чертой электронного строения аминов является наличие у атома азота, входящего в функциональную группу, неподеленной электронной пары. Это приводит к тому, что амины проявляют свойства оснований.

Существуют ионы, которые являются продуктом формального замещения на углеводородный радикал всех атомов водорода в ионе аммония:



ион аммония

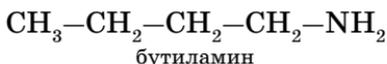


ион тетраэтиламмония

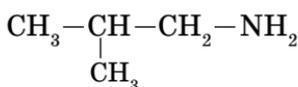
Эти ионы входят в состав солей, похожих на соли аммония. Они называются четвертичными аммонийными солями.

Изомерия и номенклатура

1. Для аминов характерна структурная изомерия:
а) *изомерия углеродного скелета*:

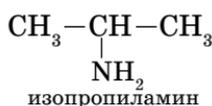


бутиламин

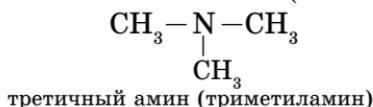
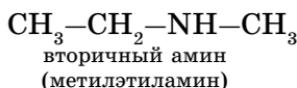
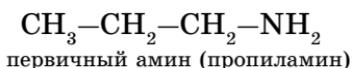


изобутиламин

б) *изомерия положения функциональной группы:*



2. Первичные, вторичные и третичные амины изомерны друг другу (*межклассовая изомерия*):



Как видно из приведенных примеров, для того чтобы назвать амин, перечисляют заместители, связанные с атомом азота (по порядку старшинства), и добавляют суффикс **-амин**.

Физические и химические свойства аминов

Физические свойства

Простейшие амины (метиламин, диметиламин, триметиламин) — газообразные вещества. Остальные низшие амины — жидкости, которые хорошо растворяются в воде. Имеют характерный запах, напоминающий запах аммиака.

Первичные и вторичные амины способны образовывать водородные связи. Это приводит к заметному повышению их температур кипения по сравнению с соединениями, имеющими ту же мо-

ЗАПОМНИ

NH_2 — аминогруппа.



Анилин



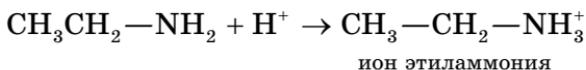
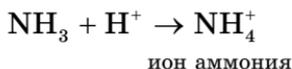
лекулярную массу, но не способными образовывать водородные связи.

Анилин — маслянистая жидкость, ограниченно растворимая в воде, кипящая при температуре 184 °С.

Химические свойства

Химические свойства аминов определяются в основном наличием у атома азота неподеленной электронной пары.

Амины как основания. Атом азота аминогруппы, подобно атому азота в молекуле аммиака, за счет неподеленной пары электронов может образовывать ковалентную связь по донорно-акцепторному механизму, выступая в роли донора. В связи с этим амины, как и аммиак, способны присоединять катион водорода, т. е. выступать в роли основания:

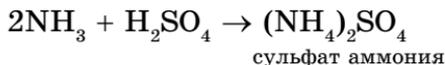


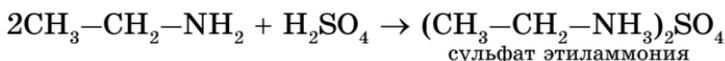
1. *Реакция аминов* с водой приводит к образованию гидроксид-ионов:



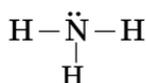
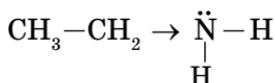
Раствор амина в воде имеет щелочную реакцию:

2. *Реакция с кислотами.* Аммиак, реагируя с кислотами, образует соли аммония. Амины также способны вступать в реакцию с кислотами:





Оснóвные свойства алифатических аминов выражены сильнее, чем у аммиака. Это связано с наличием одного и более донорных алкильных заместителей, положительный индуктивный эффект которых повышает электронную плотность на атоме азота. Повышение электронной плотности превращает азот в более сильного донора пары электронов, что повышает его оснóвные свойства:



Горение амионов. Амины горят на воздухе с образованием углекислого газа, воды и азота:



Применение аминов

Амины широко применяются для получения лекарств, полимерных материалов. Анилин — важнейшее соединение данного класса, которое используют для производства анилиновых красителей, лекарств (сульфаниламидных препаратов), полимерных материалов (анилинформальдегидных смол).



Аминокислоты как амфотерные органические соединения. Белки

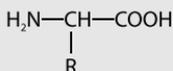
Аминокислоты

Строение аминокислот

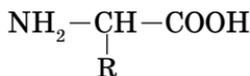
Аминокислоты — гетерофункциональные соединения, которые обязательно содержат две функциональные группы: аминогруппу $-\text{NH}_2$ и карбоксильную группу $-\text{COOH}$, связанные с углеводородным радикалом.

ЗАПОМНИ

Формула простейших аминокислот:



Общую формулу простейших аминокислот можно записать так:



Так как аминокислоты содержат две различные функциональные группы, которые оказывают влияние друг на друга, характерные реакции отличаются от характерных реакций карбоновых кислот и аминов.

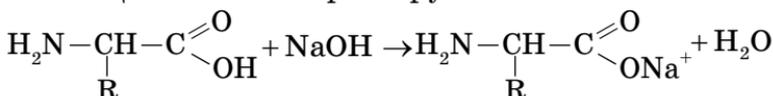
Свойства аминокислот

Аминогруппа $-\text{NH}_2$ определяет основные свойства аминокислот, т. к. способна присоединять к себе катион водорода по донорно-акцепторному механизму за счет наличия свободной электронной пары у атома азота.

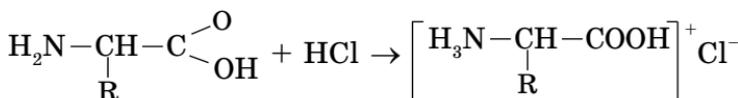
Группа $-\text{COOH}$ (карбоксильная группа) определяет кислотные свойства этих соединений. Следо-

вательно, аминокислоты — это амфотерные органические соединения.

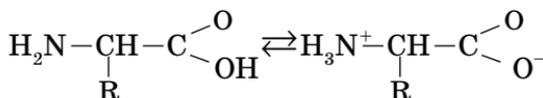
Со щелочами они реагируют как кислоты:



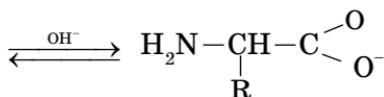
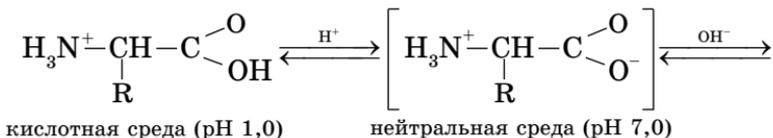
С сильными кислотами — как основания-амины:



Кроме того, аминогруппа в аминокислоте вступает во взаимодействие с входящей в ее состав карбоксильной группой, образуя внутреннюю соль:



Ионизация молекул аминокислот зависит от кислотного или щелочного характера среды:



щелочная среда (рН 11,0)

Так как аминокислоты в водных растворах ведут себя как типичные амфотерные соединения, то в живых организмах они играют роль буферных веществ, поддерживающих определенную концентрацию ионов водорода.

Аминокислоты представляют собой бесцветные кристаллические вещества, плавящиеся с разложением при температуре выше 200 °С. Они рас-



творимы в воде и нерастворимы в эфире. В зависимости от радикала R— они могут быть сладкими, горькими или безвкусными.

Аминокислоты подразделяют на природные (обнаруженные в живых организмах) и синтетические. Среди природных аминокислот (около 150) выделяют протеиногенные аминокислоты (около 20), которые входят в состав белков. Они представляют собой L-формы. Примерно половина из этих аминокислот относятся к *незаменимым*, т. к. они не синтезируются в организме человека. Незаменимыми являются такие кислоты, как валин, лейцин, изолейцин, фенилаланин, ли-

ЗАПОМНИ

Аминокислоты реагируют друг с другом и образуют высокомолекулярные соединения; группа атомов

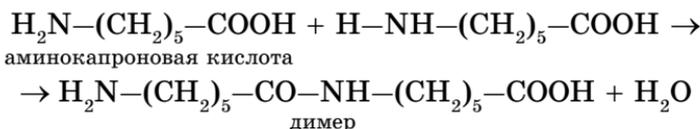


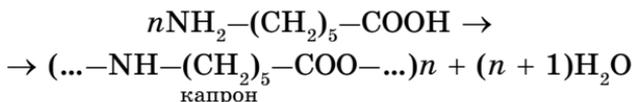
называется **пептидной** или амидной группой.

зин, треонин, цистеин, метионин, гистидин, триптофан. В организм человека данные вещества поступают с пищей. Если их количество в пище будет недостаточным, нормальное развитие и функционирование организма человека нарушаются. При отдельных заболеваниях организм не в состоянии син-

тезировать и некоторые другие аминокислоты. Так, при фенилкетонурии не синтезируется тирозин.

Важнейшим свойством аминокислот является способность вступать в молекулярную конденсацию с выделением воды и образованием амидной группировки —NH—CO—, например:





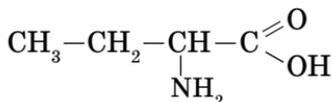
Получаемые в результате такой реакции высокомолекулярные соединения содержат большое число амидных фрагментов и поэтому получили название *полиамидов*.

К ним, кроме названного выше синтетического волокна капрона, относят, например, и энант, образующийся при поликонденсации аминокислотной кислоты. Для получения синтетических волокон пригодны аминокислоты с расположением амино- и карбоксильной групп на концах молекул.

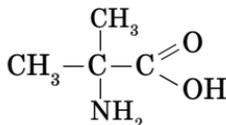
Полиамиды α -аминокислот называются *пептидами*. В зависимости от числа остатков аминокислот различают *дипептиды*, *трипептиды*, *полипептиды*. В таких соединениях группы $-\text{NH}-\text{CO}-$ называют пептидными.

Изомерия и номенклатура

Изомерия аминокислот определяется различным строением углеродной цепи и положением аминогруппы, например:



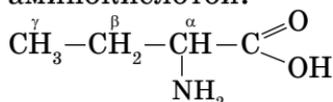
2-аминобутановая кислота



2-амино-2-метилпропановая кислота



Широко распространены также названия аминокислот, в которых положение аминогруппы обозначается буквами греческого алфавита: α , β , γ и т. д. Так, 2-аминобутановую кислоту можно назвать также α -аминокислотой:



В биосинтезе белка в живых организмах участвуют 20 аминокислот.

Белки

Биологическое значение белков

Белки — это высокомолекулярные (молекулярная масса варьируется от 5–10 тыс. до 1 млн и более) природные полимеры, молекулы которых построены из остатков аминокислот, соединенных амидной (пептидной) связью.

Белки также называют протеинами (греч. «протос» — первый, важный). Число остатков аминокислот в молекуле белка очень сильно колеблется и иногда достигает нескольких тысяч. Каждый белок обладает своей присущей ему последовательностью расположения аминокислотных остатков.

ЗАПОМНИ

Белки — биополимеры, которые состоят из остатков аминокислот.

Белки выполняют разнообразные биологические функции: каталитические (ферменты), регуляторные (гормоны), структурные (коллаген, фиброин), двигательные (миозин), транспортные (гемо-



глобин, миоглобин), защитные (иммуноглобулины, интерферон), запасные (казеин, альбумин, глиадин) и другие.

Белки — основа биомембран, важнейшей составной части клетки и клеточных компонентов. Они играют ключевую роль в жизни клетки, составляя как бы материальную основу ее химической деятельности.

Исключительное свойство белка — *самоорганизация структуры*, т. е. его способность *самопроизвольно* создавать определенную, свойственную только данному

белку пространственную структуру. По существу, вся деятельность организма (развитие, движение, выполнение им различных функций и многое другое) связана с белковыми веществами. Без белков невозможно представить себе жизнь.

Белки — важнейшая составная часть пищи человека и животных, поставщик необходимых аминокислот.

ЗАПОМНИ

Исключительное свойство белка — **самоорганизация структуры**, то есть его способность самопроизвольно создавать определенную структуру в пространстве.

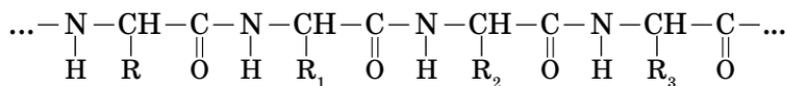
Строение белков

В пространственном строении белков большое значение имеет характер радикалов (остатков) R — в молекулах аминокислот. Неполарные радикалы аминокислот обычно располагаются внутри макромолекулы белка и обуславливают гидрофобные взаимодействия; полярные радикалы, содержащие ионогенные (образующие ионы) группы, обычно



находятся на поверхности макромолекулы белка и характеризуют электростатические (ионные) взаимодействия. Полярные неионогенные радикалы (например, содержащие спиртовые ОН-группы, амидные группы) могут располагаться как на поверхности, так и внутри белковой молекулы. Они участвуют в образовании водородных связей.

В молекулах белка α -аминокислоты связаны между собой пептидными ($-\text{CO}-\text{NH}-$) связями:



Построенные таким образом полипептидные цепи или отдельные участки внутри полипептидной

ЗАПОМНИ

В больших белковых молекулах неполярные радикалы аминокислот располагаются внутри макромолекул, полярные радикалы (образующие ионы) находятся на поверхности. Полярные неионогенные радикалы (ОН- и амидные группы) могут располагаться и на поверхности и внутри молекулы.

цепи могут быть в некоторых случаях дополнительно связаны между собой дисульфидными ($-\text{S}-\text{S}-$) связями или, как их часто называют, дисульфидными мостиками.

Большую роль в создании структуры белков играют ионные (солевые) и водородные связи, а также гидрофобное взаимодействие — особый вид контактов между гидрофобными компонентами молекул белков в водной среде. Все эти

связи имеют различную прочность и обеспечивают образование сложной, большой молекулы белка.

Несмотря на различие в строении и функциях белковых веществ, их элементный состав колеблется незначительно (в % на сухую массу): углерода — 51–53; кислорода — 21,5–23,5; азота — 16,8–18,4; водорода — 6,5–7,3; серы — 0,3–2,5.



Некоторые белки содержат в небольших количествах фосфор, селен и другие элементы.

Последовательность соединения аминокислотных остатков в полипептидной цепи получила название **первичной структуры белка**.

Белковая молекула может состоять из одной или из нескольких полипептидных цепей, каждая из которых содержит различное число аминокислотных остатков. Учитывая число их возможных комбинаций, можно сказать, что разнообразие белков почти безгранично, но не все из них существуют в природе. Общее число различных типов белков у всех видов живых организмов составляет 10^{11} – 10^{12} . Для белков, строение которых отличается исключительной сложностью, кроме первичной, различают и более высокие уровни структурной организации: вторичную, третичную, а иногда и четвертичную структуры.

Вторичной структурой обладает большая часть белков, правда, не всегда на всем протяжении полипептидной цепи. Полипептидные цепочки с определенной вторичной структурой могут быть по-разному расположены в пространстве.

В формировании **третичной структуры**, кроме водородных связей, большую роль играют ионное и гидрофобное взаимодействия. По характеру «упаковки» белковой молекулы различают *глобулярные*, или шаровидные, и *фибриллярные*, или нитевидные, белки (табл. 12).

ЗАПОМНИ

Прочность сложной молекулы белка обеспечивают пептидные ($-\text{CO}-\text{NH}-$), дисульфидные ($-\text{S}-\text{S}-$), ионные (солевые) и водородные связи, а также гидрофобное взаимодействие.



Для глобулярных белков более характерна α -спиральная структура, спирали изогнуты, «свернуты». Макромолекула имеет сферическую форму. Они растворяются в воде и солевых растворах с образованием коллоидных систем. Большинство белков животных, растений и микроорганизмов относится к глобулярным белкам.

Таблица 12

Характеристика трех структур белковых молекул

Структура белковой молекулы	Характеристика структуры	Тип связи, определяющей структуру
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 — клубочковидная структура	Дисульфидные и водородные связи

Для фибриллярных белков более характерна нитевидная структура. Они, как правило, не растворяются в воде. Фибриллярные белки обычно выполняют структурообразующие функции. Их



свойства (прочность, способность растягиваться) зависят от способа упаковки полипептидных цепочек. Примером фибриллярных белков служат миозин, кератин. В ряде случаев отдельные субъединицы белка с помощью водородных связей, электростатического и других взаимодействий образуют сложные ансамбли. В этом случае образуется *четвертичная структура белков*.

Примером белка с четвертичной структурой служит гемоглобин крови. Только с такой структурой он выполняет свои функции — связывание кислорода и транспортировка его в ткани и органы.

Однако следует отметить, что в организации более высоких структур белка исключительная роль принадлежит первичной структуре.

ЗАПОМНИ

Форма молекулы белка зависит от ее «упаковки». Это могут быть **глобулярные**, или шаровидные, и **фибриллярные**, или нитевидные, белки.

Классификация белков

Существует несколько классификаций белков:

1. По степени сложности (простые и сложные).
2. По форме молекул (глобулярные и фибриллярные белки).
3. По растворимости в отдельных растворителях (водорастворимые, растворимые в разбавленных солевых растворах — альбумины, спирторастворимые — проламины, растворимые в разбавленных щелочах и кислотах — глутелины).
4. По выполняемым функциям (например, запасные белки, скелетные и т. п.).



Свойства белков

Белки — амфотерные электролиты. При определенном значении рН среды (оно называется изоэлектрической точкой) число положительных и отрицательных зарядов в молекуле белка одинаково. Это одно из основных свойств белка. Белки в этой точке электронейтральны, а их растворимость в воде наименьшая. Способность белков снижать растворимость при достижении электронейтральности их молекул используется для выделения из растворов, например, в технологии получения белковых продуктов.

Гидратация. Процесс гидратации означает связывание белками воды, при этом они проявляют гидрофильные свойства:

ЗАПОМНИ

Белки — амфотерные электролиты. При определенном рН среды (изоэлектрическая точка) число положительных и отрицательных зарядов в молекуле белка одинаково.

набухают, их масса и объем увеличиваются. Набухание отдельных белков зависит исключительно от их строения. Имеющиеся в составе и расположенные на поверхности белковой макромолекулы гидрофильные амидные ($-\text{CO}-\text{NH}-$, пептидная связь), аминные ($-\text{NH}_2$) и карбоксильные ($-\text{COOH}$) группы притягивают к себе молекулы воды, строго ориентируя их на поверхности молекулы.

Окружающая белковые глобулы гидратная (водная) оболочка препятствует агрегации и осаждению, а следовательно, способствует устойчивости растворов белка. В изоэлектрической точке белки обладают наименьшей способностью связывать воду, происходит разрушение гидратной



оболочки вокруг белковых молекул, поэтому они соединяются, образуя крупные агрегаты. Агрегация белковых молекул происходит и при их обезвоживании с помощью некоторых органических растворителей, например, этилового спирта. Это приводит к выпадению белков в осадок. При изменении рН среды макромолекула белка становится заряженной, и его гидратационная способность меняется.

При ограниченном набухании концентрированные белковые растворы образуют сложные системы, называемые *студнями*.

Студни не текучи, упруги, обладают пластичностью, определенной механической прочностью, способны сохранять свою форму. Глобулярные белки могут полностью

ЗАПОМНИ

При ограниченном набухании концентрированные белковые молекулы образуют **студни**.

гидратироваться, растворяться в воде (например, белки молока), образуя растворы с невысокой концентрацией. Гидрофильные свойства белков, т. е. их способность набухать, образовывать студни, стабилизировать суспензии, эмульсии и пены, имеют большое значение в биологии и пищевой промышленности. Очень подвижным студнем, построенным в основном из молекул белка, является цитоплазма — сырая клейковина, выделенная из пшеничного теста; она содержит до 65 % воды. Различная гидрофильность клейковинных белков — один из признаков, характеризующих качество зерна пшеницы и получаемой из него муки (так называемые сильные и слабые пшеницы). Гидрофильность белков зерна и муки играет большую роль при хранении и переработке зерна,



в хлебопечении. Тесто, которое получают в хлебопекарном производстве, представляет собой набухший в воде белок, концентрированный студень, содержащий зерна крахмала.

Денатурация белков. При денатурации под влиянием внешних факторов (температуры, механического воздействия, действия

ЗАПОМНИ

Под влиянием внешних факторов возможно разрушение связей, обуславливающих вторичную и третичную структуры молекул белка — происходит **денатурация** белков.

химических агентов и ряда других факторов) происходит изменение вторичной, третичной и четвертичной структур белковой макромолекулы, т. е. ее нативной пространственной структуры. Первичная структура, а следовательно, и химический состав

белка не меняются. Изменяются физические свойства: снижается растворимость, способность к гидратации, теряется биологическая активность. Меняется форма белковой макромолекулы, происходит агрегирование. В то же время увеличивается активность некоторых химических групп, облегчается воздействие на белки протеолитических ферментов, а следовательно, он легче гидролизуется.

В пищевой технологии особое практическое значение имеет тепловая денатурация белков, степень которой зависит от температуры, продолжительности нагрева и влажности. Это необходимо помнить при разработке режимов термообработки пищевого сырья, полуфабрикатов, а иногда и готовых продуктов. Особую роль процессы тепловой денатурации играют при бланшировании растительного сырья, сушке зерна, выпечке хле-



ба, получении макаронных изделий. Денатурация белков может вызываться и механическим воздействием (давлением, растиранием, встряхиванием, ультразвуком). Наконец, к денатурации белков приводит действие химических реагентов (кислот, щелочей, спирта, ацетона). Все эти приемы широко используются в пищевой и биотехнологии.

Пенообразование. Под процессом пенообразования понимают способность белков образовывать высококонцентрированные системы «жидкость — газ», называемые пенами. Устойчивость пены, в которой белок является пенообразователем, зависит не только от его природы и от концентрации, но и от температуры. Белки в качестве пенообразователей широко используются в кондитерской промышленности (пастила, зефир, суфле). Структуру пены имеет хлеб, а это влияет на его вкусовые качества.

ЗАПОМНИ

Белки могут образовывать высококонцентрированные системы «жидкость — газ», называемые **пенами**.

Молекулы белков под влиянием ряда факторов могут разрушаться или вступать во взаимодействие с другими веществами с образованием новых продуктов. Для пищевой промышленности можно выделить два важных процесса:

- 1) гидролиз белков под действием ферментов;
- 2) взаимодействие аминокрупп белков или аминокислот с карбонильными группами восстанавливающих сахаров.

Под влиянием ферментов протеаз, катализирующих гидролитическое расщепление белков, последние распадаются на более простые продукты



Реакции, характеризующие способы получения углеводородов, кислородсодержащих соединений, азотсодержащих соединений

Основные способы получения углеводородов

Выделение углеводородов из природного сырья

Источниками предельных углеводородов являются нефть и природный газ.

Основной компонент природного газа — простейший углеводород метан, который используется непосредственно или подвергается переработке.

Нефть, извлеченная из земных недр, также подвергается переработке, ректификации, крекингу.

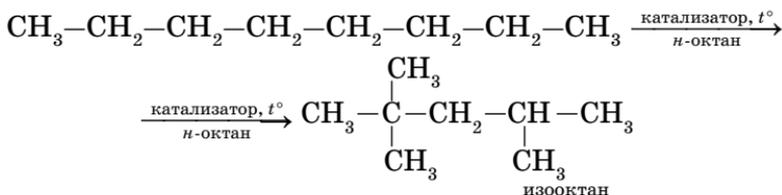
Больше всего углеводородов получают при переработке нефти и других природных ресурсов. Но значительное количество ценных углеводородов получают искусственно, *синтетическими* способами.

ЗАПОМНИ

Больше всего предельных углеводородов получают из нефти и природного газа, а также синтетическими способами.

Изомеризация

Наличие катализаторов изомеризации ускоряет образование углеводородов с разветвленным скелетом из линейных углеводородов:

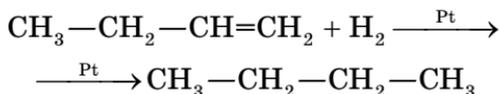




Добавление катализаторов позволяет несколько уменьшить температуру, при которой протекает реакция.

Гидрирование (присоединение водорода) алкенов

В результате крекинга образуется большое количество непредельных углеводородов с двойной связью — алкенов. Уменьшить их количество можно, добавив в систему водород и *катализаторы гидрирования* — металлы (платина, палладий, никель):



Крекинг в присутствии катализаторов гидрирования с добавлением водорода называется *восстановительным крекингом*. Основными его продуктами являются предельные углеводороды.

ЗАПОМНИ

Крекинг в присутствии катализаторов гидрирования с добавлением водорода называется **восстановительным крекингом**.

Таким образом, повышение давления при крекинге (*крекинг высокого давления*) позволяет уменьшить количество газообразных (CH_4 — C_4H_{10}) углеводородов и повысить содержание жидких углеводородов с длиной цепи

6–10 атомов углерода, которые составляют основу бензинов.

Это были промышленные способы получения алканов, которые являются основой промышленной переработки основного углеводородного сырья — нефти.



Теперь рассмотрим несколько лабораторных способов получения алканов.

Декарбоксилирование натриевых солей карбоновых кислот

Нагревание натриевой соли уксусной кислоты (ацетата натрия) с избытком щелочи приводит к отщеплению карбоксильной группы и образованию метана:



Если вместо ацетата натрия взять пропионат натрия, то образуется этан, из бутаноата натрия — пропан и т. д.



Синтез Вюрца

При взаимодействии галогеналканов со щелочным металлом натрием образуются предельные углеводороды и галогенид щелочного металла, например:



Действие щелочного металла на смесь галогенуглеводородов (например, бромэтана и бромметана) приведет к образованию смеси алканов (этана, пропана и бутана).

Реакция, на которой основан синтез Вюрца, хорошо протекает только с галоген-

ЗАПОМНИ

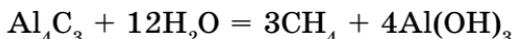
Реакция синтеза Вюрца ведет к удлинению цепи предельных углеводородов.



алканами, в молекулах которых атом галогена присоединен к первичному атому углерода.

Гидролиз карбидов

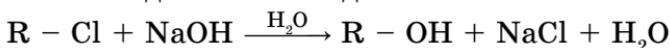
При обработке некоторых карбидов, содержащих углерод в степени окисления -4 (например, карбида алюминия), водой образуется метан:



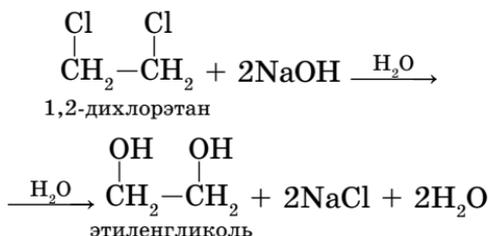
Основные способы получения кислородсодержащих соединений

Гидролиз галогеналканов

Образование галокеналканов при взаимодействии спиртов с галогеноводородами — обратимая реакция. Поэтому понятно, что спирты могут быть получены при *гидролизе галогеналканов* — реакции этих соединений с водой:



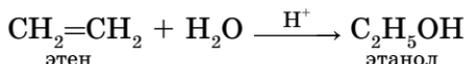
Многоатомные спирты можно получить при гидролизе галогеналканов, содержащих более одного атома галогена в молекуле. Например:



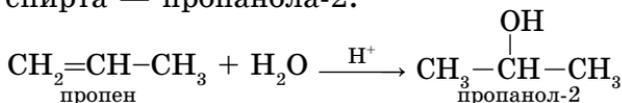


Гидратация алкенов

Гидратация алкенов — присоединение воды по π-связи молекулы алкена, например:

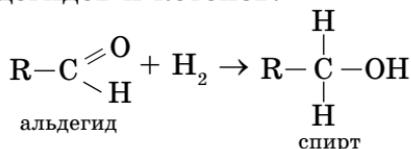


Гидратация пропена приводит в соответствии с правилом Марковникова к образованию вторичного спирта — пропанола-2:



Гидрирование альдегидов и кетонов

Окисление спиртов в мягких условиях приводит к образованию альдегидов или кетонов. Очевидно, что спирты могут быть получены при гидрировании (восстановлении водородом, присоединении водорода) альдегидов и кетонов:



Окисление алкенов

Гликоли, как уже отмечалось, могут быть получены при окислении алкенов водным раствором перманганата калия. Например, этиленгликоль (этан-диол-1,2) образуется при окислении этилена (этена):



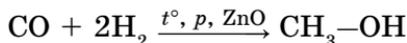


Специфические способы получения спиртов

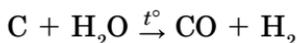
1. Некоторые спирты получают характерными только для них способами. Так, метанол в промышленности получают реакцией *взаимодействия водорода с оксидом углерода (II)* (угарным газом) при повышенном давлении и высокой температуре на поверхности катализатора (оксида цинка):

ЗАПОМНИ

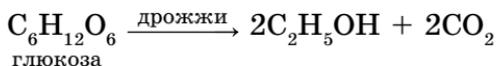
Основными способами получения кислородсодержащих соединений (спиртов) являются: гидролиз галогеналканов, гидратация алкенов, гидрирование альдегидов и кетонов, окисление алкенов, а также получение метанола из «синтез-газа» и сбраживание сахаристых веществ.



Необходимую для этой реакции смесь угарного газа и водорода, называемую также «синтез-газ», получают при пропускании паров воды над раскаленным углем:

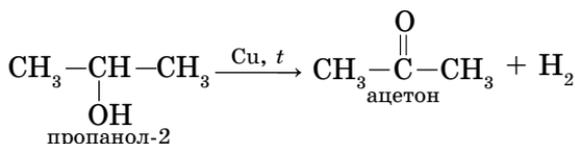
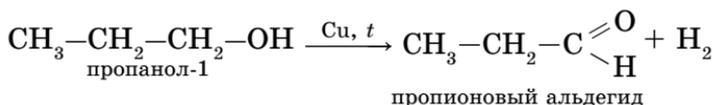


2. *Брожение глюкозы.* Этот способ получения этилового (винного) спирта известен человеку с древнейших времен:

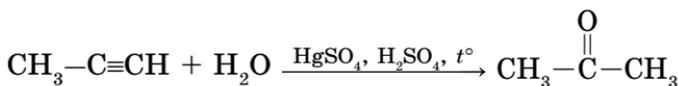
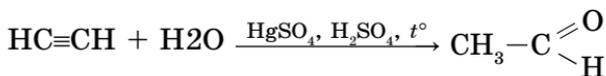


Способы получения альдегидов и кетонов

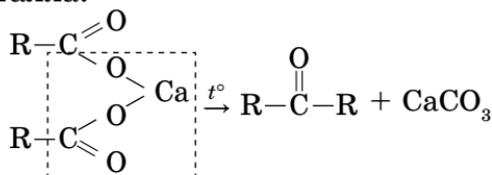
1. Альдегиды и кетоны могут быть получены *окислением* или *дегидрированием спиртов*. При окислении или дегидрировании первичных спиртов могут быть получены альдегиды, а вторичных спиртов — кетоны:



2. *Реакция Кучерова.* Из ацетилена в результате реакции получается уксусный альдегид, из гомологов ацетилена — кетоны:

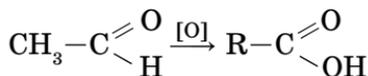
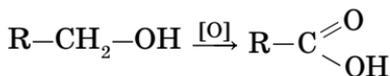


3. При нагревании *кальциевых* или *бариевых солей карбоновых кислот* образуются кетон и карбонат металла:



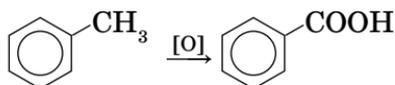
Способы получения карбоновых кислот

1. Карбоновые кислоты могут быть получены окислением *первичных спиртов* или *альдегидов*:



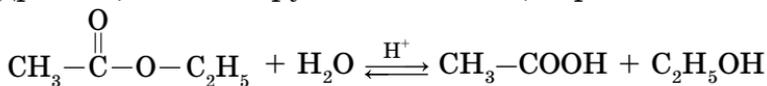


2. Ароматические карбоновые кислоты образуются при окислении гомологов бензола:

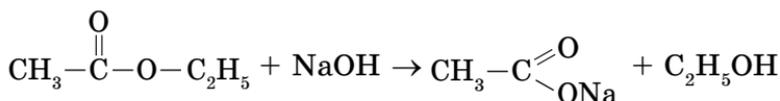


бензойная кислота

3. Гидролиз различных производных карбоновых кислот также приводит к получению кислот. Так, при гидролизе сложного эфира образуются спирт и карбоновая кислота. Реакции этерификации и гидролиза, катализируемой кислотой, обратимы:



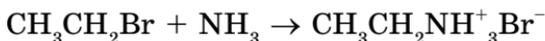
4. Гидролиз сложного эфира под действием водного раствора щелочи протекает необратимо, в этом случае из сложного эфира образуется не кислота, а ее соль:



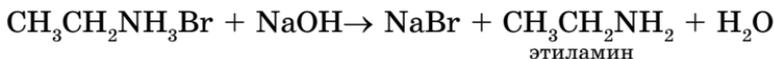
Основные способы получения азотсодержащих соединений

Получение аминов

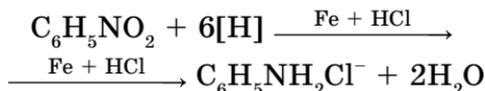
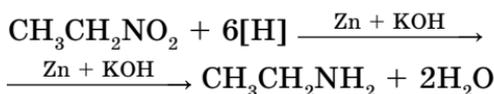
1. Получение аминов из галогенопроизводных:



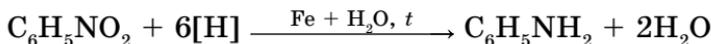
В результате этой реакции образуется соль амина (гидробромид этиламмония), из которой действием щелочи можно выделить первичный амин (этиламин):



2. *Получение первичных аминов восстановлением нитросоединений* — алифатических и ароматических. Восстановителем является водород «в момент выделения», который образуется при взаимодействии, например, цинка со щелочью или железа с соляной кислотой:



В промышленности анилин (аминобензол), важнейшее соединение, которое применяют для получения красителей, лекарств, пластических масс, также получают восстановлением нитробензола, нагревая в присутствии железа с водяным паром:



Способ получения анилина из нитробензола был предложен русским химиком Н. Н. Зининым.

Получение аминокислот

Аминокислоты можно получить из карбоновых кислот, заместив в их радикале атом водорода на галоген, а затем на аминогруппу при взаимодействии с аммиаком, например:

ЗАПОМНИ

Н. Н. Зинин (1812–1880) русский химик-органик, академик. Открыл в 1842 г. реакцию получения анилина в промышленности, основанную на восстановлении ароматических соединений.



Здесь аминокислоты обычно получают кислотным гидролизом белков.

Высокомолекулярные соединения. Основные методы синтеза высокомолекулярных соединений

Полимеры

Если относительная молекулярная масса соединения больше 10 тыс., то такое соединение принято называть высокомолекулярным. Большинство высокомолекулярных соединений — полимеры.

запомни

Высокомолекулярными называют соединения с молекулярной массой выше 5000.

Полимерами называют вещества, молекулы которых состоят из множества по-

вторяющихся структурных звеньев, соединенных между собой химическими связями.

Известны два основных способа получения полимеров — реакции полимеризации и реакции поликонденсации.

С помощью реакции поликонденсации получают полиэфиры, полиамины, полиуретаны, полиакрил и т. д.

Строение полимера

Макромолекулы полимеров могут иметь различную *геометрическую форму* в зависимости от строения основной цепи:

- 1) *линейную*, при которой структурные звенья соединены в длинные цепи последовательно одно за другим (именно такую структуру имеют в основном известные нам полиэтилен и полипропилен);
- 2) *разветвленную* (с ними мы встречались при изучении крахмала);
- 3) *пространственную*, при которой линейные молекулы соединены между собой химическими связями (например, в вулканизированном каучуке — резине).

Геометрическая форма макромолекул полимеров, как увидим далее, существенно сказывается на их свойствах.

Линейные и разветвленные цепи полимеров можно превратить в пространственные структуры с помощью света, радиации или «сшивания» под действием химических реагентов. Например, вулканизация каучуков, а также отверждение фенолформальдегидных и поли-

ЗАПОМНИ

Реакция **гомополиконденсации** — полимер образуется из молекул одного мономера; реакции **сополиконденсации** — полимер образуется из молекул двух и более исходных веществ.



эфирных смол или образование прочных пленок и покрытий из высыхающих масел и природных смол.

Линейные полимеры могут иметь как кристаллическую, так и аморфную структуру. Под кристаллическостью полимеров понимают упорядоченное расположение макромолекул или их частей. Аморфное строение характеризуется отсутствием упорядоченности. Разветвленные и пространственные полимеры, как правило, являются аморфными.

ЗАПОМНИ

Макромолекулы полимеров могут иметь различную **геометрическую форму** в зависимости от строения основной цепи: **линейную, разветвленную, пространственную**.

Физические свойства линейных и разветвленных полимеров очень зависят от межмолекулярного взаимодействия их макромолекул. Например, у целлюлозы они взаимодействуют между собой по всей длине, и поэтому ее волокна обладают высокой прочностью. Аналогично особо проч-

ные волокна дают многие синтетические полимеры (полипропилен, полиэферы, полиамиды), линейные молекулы которых расположены вдоль оси растяжения. А вот разветвленные молекулы крахмала взаимодействуют лишь отдельными участками и поэтому не образуют прочных волокон.

Трехмерные структуры пространственных полимеров могут лишь временно деформироваться при растяжении, если они имеют сравнительно редкую сетку (например резину), или бывают упругими либо хрупкими при наличии густой пространственной сети в зависимости от ее строения.

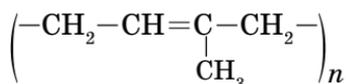
Понятие *молекулярная масса* для полимеров имеет некоторые особенности. При полимеризации

в макромолекулы соединяется различное число молекул мономера в зависимости от того, когда произойдет обрыв растущей полимерной цепи. Вследствие этого образуются макромолекулы разной длины и, следовательно, разной массы. Поэтому обычно указываемая для такого вещества молекулярная масса — это только среднее ее значение.

На свойства полимеров большое влияние оказывает *регулярность*, которая проявляется в строгой последовательности соединения исходных молекул мономеров в макромолекуле полимера.

Полимеры, макромолекулы которых построены из звеньев одинаковой пространственной конфигурации или же из звеньев различной конфигурации, но обязательно чередующихся в цепи в определенном порядке, называют *стереорегулярными*.

Стереорегулярность имеет большое значение в проявлении такого важнейшего свойства каучуков, как *эластичность*, которая играет определяющую роль при использовании этих материалов в автомобильных и авиационных шинах, испытывающих во время движения автомобилей и самолетов на посадочных полосах многократные деформации. Натуральный, или изопреновый, каучук имеет стереорегулярное строение. Его формула:



Атомы углерода при двойной связи в каждом звене соединены с разными атомами (группами атомов). Поэтому здесь возможна геометрическая

ЗАПОМНИ

Линейные полимеры могут иметь как кристаллическую, так и аморфную структуры.



изомерия. Оказалось, что группы $-\text{CH}_2-$ в макромолекулах каучука расположены не беспорядочно, а по одну и ту же сторону двойной связи в каждом звене, т. е. находятся в *цис*-положении.



Такое расположение групп $-\text{CH}_2-$, через которые осуществляется связь звеньев в макромолекуле, способствует естественному скручиванию ее в клубок, что и обуславливает высокую эластичность каучука. В случае *транс*-строения звеньев 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.

Но проблему синтеза изопренового каучука все же удалось решить. Были найдены катализаторы, которые, как и при синтезе стереорегулярного полипропилена, обеспечивали регулярную укладку мономерных звеньев в растущую полимерную цепь. Теперь изопреновый каучук, аналогичный натуральному по строению и свойствам, промышленность выпускает в большом количестве.

Получен и бутадиеновый каучук стереорегулярного строения, его называют *дивиниловым*. Оказалось, что по стойкости к истиранию дивиниловый каучук даже превосходит натуральный. Это делает его особенно ценным для изготовления протекторов (наружной части) шин, которые изнашиваются особенно быстро.



Неорганические полимеры

Многие неорганические вещества представляют собой полимеры. Это пластическая сера, черный фосфор, красный фосфор, селен и теллур цепочечного строения, диоксид кремния и кремниевая кислота, силикаты, полифосфаты и т. д. Природные сетчатые неорганические полимеры входят в состав большинства минералов земной коры, например, асбест, или горный лен.

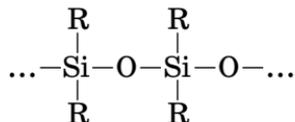
Природные сетчатые неорганические полимеры перерабатывают в стекло, волокна, ситаллы, керамику и т. д.

Интересны такие неорганические полимеры, которые являются аллотропными видоизменениями углерода:



Элементоорганические полимеры — это такие полимеры, которые в основной цепи содержат атомы не углерода, а других химических элементов (кислорода, титана, кремния). Боковые цепи в таких полимерах представлены органическими радикалами.

Так, в 1935 г. нашим соотечественником К. А. Андриановым были получены кремнийорганические полимеры — силиконы, состав которых можно отобразить так:



Эти вещества имеют высокую термостойкость, замечательные электроизоляционные свойства, они



химически инертны, гидрофобны (не смачиваются водой) и т. д. Дальнейшее повышение термостойкости полимеров, очевидно, связано с проблемой синтеза неорганических полимеров, в молекулах которых нет атомов углерода.

Пластмассы

Пластмассами называют материалы, изготавливаемые на основе полимеров, способные приобретать при нагревании заданную форму и сохранять ее после охлаждения.

Как правило, пластмасса — это смесь нескольких веществ; полимер — это лишь одно из них, но самое важное. Именно он связывает все компоненты пластмассы в единое, более или менее однородное целое. Поэтому полимер называют связующим.

Первые пластмассы получали на основе природных полимеров — производных целлюлозы, каучука и т. п. Потом в качестве связующих стали применять и синтетические полимеры — фенолформальдегидные смолы, полиэферы и т. д.

Понятно, что превращать в готовые изделия удобнее те пластмассы, которые обратимо твердеют и размягчаются. Это так называемые *термопласты*, или *термопластичные полимеры*. Их можно рационально обрабатывать и перерабатывать методом литья под давлением, вакуумной формовки,

ЗАПОМНИ

Композиты — это сочетание химически разнородных веществ. Такое сочетание дает эффект нового материала. Композит состоит из полимера (основа) и наполнителя (порошки, волокна, стружка).



профильным прессованием. К таким пластмассам относятся полиэтилен, полистирол, поливинилхлорид, полиамиды.

Если же в процессе формования изделия происходит сшивка макромолекул и полимер, твердея, приобретает сетчатое строение, то это вещество уже нельзя вернуть в вязко-текучее состояние нагреванием или растворением. Такие пластмассы называют *реактопластами*, или *терморреактивными полимерами*. К ним относятся фенолформальдегидные, карбамидные и полиэфирные смолы.

Кроме связующего полимера, в пластмассы часто вводят добавки разного назначения, наполнители, красители, вещества, повышающие механические свойства, термостойкость и устойчивость к старению.

Наполнители в виде порошка или волокна, которые входят в пластмассы, значительно удешевляют их. Вместе с тем они могут придать пластмассам и многие специфические свойства. Так, пластмассы с наполнителем в виде алмазной и карборундовой пыли — это абразивы, т. е. отличный шлифовальный материал.

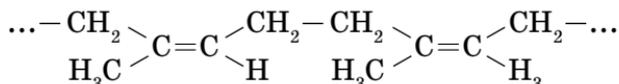
Основные потребители пластмасс — это прежде всего строительная индустрия, машиностроение, электротехника, транспорт, производство упаковочных материалов, товаров народного потребления.

Широкому применению пластмасс способствуют низкая стоимость, легкость переработки и свойства, которые часто не уступают свойствам металлов и сплавов или даже превосходят их. Так, изделия из пластмасс очень легкие, устойчивы к коррозии и агрессивным средам, прочны, обладают отличными оптическими и изоляционными свойствами.



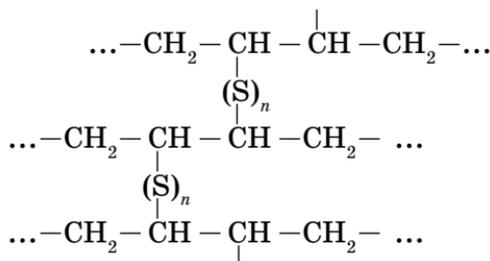
Натуральный и синтетический каучук, резина

До конца 1930-х гг. в промышленности использовали натуральный каучук, выделяемый из млечного сока (латекса) некоторых растений — каучуконосов. Наиболее ценным каучуконосом является гевея, растущая в Латинской Америке. Исследования показали, что натуральный каучук представляет собой *цис*-полиизопрен, т. е. полимер, элементарные звенья которого соответствуют изопрену (2-метилбутадиену-1,3) и находятся в *цис*-конфигурации.



Каучук, в котором все элементарные звенья находятся или в *цис*-, или в *транс*-конфигурации, называется **стереорегулярным**.

В середине XIX в. (Гудьир, 1839 г.) было обнаружено, что при нагревании каучука с серой (до 8 %) образуется резина — эластичный материал, технические свойства которого гораздо лучше, чем у каучука. При нагревании с серой (вулканизации) происходит сшивание полимерных цепей за счет сульфидных мостиков, что приводит к увеличению прочности, устойчивости к истиранию, к действию органических растворителей и других веществ.





В связи с бурным ростом промышленного производства в начале XX в. возросла потребность в каучуке. И это заставило химиков искать пути получения синтетического каучука. Первые попытки были неудачными, так как при полимеризации диенов образовывались нестереорегулярные цепи (т. е. цепи, в которых элементарные звенья находились как в *цис*-, так и в *транс*-конфигурации). Получаемый каучук был похож на смолу, вулканизация его давала резину очень плохого качества.

Впервые технологически удобный способ синтеза полибутадиенового каучука был разработан русским химиком С. В. Лебедевым. В его основе лежала полимеризация бутадиена-1,3 с использованием катализатора — металлического натрия.

Это позволило получить полибутадиен с хорошими технологическими свойствами. Однако этот полимер был нестереорегулярным, и поэтому резина, полученная на его основе, не была эластичной. Стереорегулярные полимеры (в том числе и изопреновые) научились получать лишь в 50-е гг. XX в.

Современная химическая промышленность вырабатывает несколько видов синтетического каучука. В качестве мономеров используют изопрен, бутадиен, хлоропрен (2-хлорбутадиен-1,3), стирол

ЗАПОМНИ

Каучук относится к диеновым углеводородам с общей формулой $C_n H_{2n-2}$ в молекулах которых имеются две двойные связи.

ЗАПОМНИ

С. В. Лебедев (1874–1934) — русский химик, академик. Получил в 1928 г. синтетический каучук полимеризацией 1,3-бутадиена под действием катализатора натрия.



(винилбензол) и т. д. Большое распространение получили резины, произведенные на основе сополимеров алкадиенов с сопряженными двойными связями и производных алкенов.

Такие резины характеризуются высокой морозоустойчивостью, прочностью и эластичностью (бутадиен-стирольный каучук), масло-, бензостойкостью (бутадиен-нитрильный каучук), пониженной газопроницаемостью, устойчивостью к действию ультрафиолетового излучения, окислителей (бутилкаучук — сополимер изопрена и изобутилена).

Волокна

Волокна — это полимеры линейного строения, которые пригодны для изготовления нитей, жгутов, текстильных материалов.

Природные волокна по происхождению делят на:

- растительные (хлопок, лен, пенька и т. д.);
- животные (шерсть, шелк);
- минеральные (асбест).

Химические волокна получают из растворов или расплавов волокнообразующих полимеров. Их подразделяют на:

- искусственные, которые получают из природных полимеров или продуктов их переработки, главным образом из целлюлозы и ее эфиров (вискозные, ацетатные и др.);
- синтетические, которые получают из синтетических полимеров (капрон, лавсан, энант, нейлон и др.).



Механизмы реакций замещения и присоединения в органической химии. Правило В. В. Марковникова

Типы химических реакций в органической химии

Реакции органических веществ можно формально разделить на четыре основных типа: замещения, присоединения, отщепления (элиминирования) и перегруппировки (изомеризации). Очевидно, что все многообразие реакций органических соединений невозможно свести к предложенной классификации (например, реакции горения). Однако такая классификация поможет установить аналогии с уже знакомыми вам реакциями, протекающими между неорганическими веществами.

Как правило, основное органическое соединение, участвующее в реакции, называют субстратом, а другой компонент реакции условно рассматривают как реагент.

ЗАПОМНИ

Свободные радикалы — это атомы или группы атомов, имеющие неспаренные электроны.

Реакции замещения

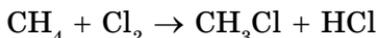
Реакции замещения — это реакции, в результате которых осуществляется замена одного атома или группы атомов в исходной молекуле (субстрате) на другие атомы или группы атомов.

В реакции замещения вступают предельные и ароматические соединения, такие как алканы,

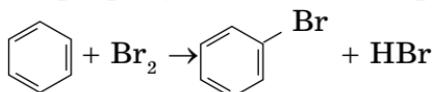


циклоалканы или арены. Приведем примеры таких реакций.

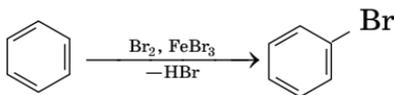
Под действием света атомы водорода в молекуле метана способны замещаться на атомы галогена, например, на атомы хлора:



Другим примером замещения водорода на галоген является превращение бензола в бромбензол:



Уравнение этой реакции может быть записано иначе:



При этой форме записи реагенты, катализатор, условия проведения реакции записывают над стрелкой, а неорганические продукты реакции — под ней.

Реакции присоединения

ЗАПОМНИ

В результате реакций замещения у органических веществ образуются не простое и сложное вещества, как в неорганической химии, а два сложных вещества.

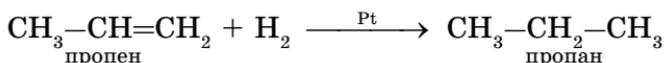
Реакции присоединения — это реакции, в результате которых две или более молекул реагирующих веществ соединяются в одну.

В реакции присоединения вступают ненасыщенные соединения, такие как алкены или алкины. В зависимости от того, какая молекула выступает в качестве реагента, различают гидрирование (или восстанов-

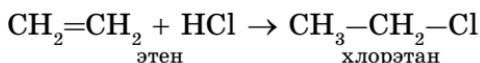


ление), галогенирование, гидрогалогенирование, гидратацию и другие реакции присоединения. Каждая из них требует определенных условий.

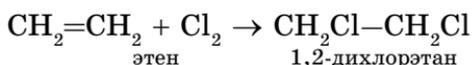
1. *Гидрирование* — реакция присоединения молекулы водорода по кратной связи:



2. *Гидрогалогенирование* — реакция присоединения галогенводорода (гидрохлорирование):



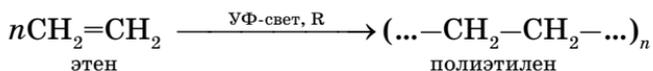
3. *Галогенирование* — реакция присоединения галогена:



4. *Полимеризация* — особый тип реакций присоединения, в ходе которых молекулы вещества с небольшой молекулярной массой соединяются друг с другом с образованием молекул вещества с очень высокой молекулярной массой — *макромолекул*.

Реакции полимеризации — это процессы соединения множества молекул низкомолекулярного вещества (мономера) в крупные молекулы (макромолекулы) полимера.

Примером реакции полимеризации может служить получение полиэтилена из этилена (этена) под действием ультрафиолетового излучения и радикального инициатора полимеризации R·.



Наиболее характерная для органических соединений ковалентная связь образуется при перекрытии атомных орбиталей и образовании общих



электронных пар. В результате этого образуется общая для двух атомов орбиталь, на которой находится общая электронная пара. При разрыве связи судьба этих общих электронов может быть разной.

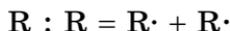
Типы реакционноспособных частиц в органической химии

Орбиталь с неспаренным электроном, принадлежащая одному атому, может перекрываться с орбиталью другого атома, на которой также находится неспаренный электрон. При этом происходит образование ковалентной связи по *обменному механизму*:



Обменный механизм образования ковалентной связи реализуется в том случае, если общая электронная пара образуется из неспаренных электронов, принадлежащих разным атомам.

Процессом, противоположным образованию ковалентной связи по обменному механизму, является разрыв связи, при котором к каждому атому отходит по одному электрону. В результате этого образуются две незаряженные частицы, имеющие неспаренные электроны:



Такие частицы называются *свободными радикалами*.

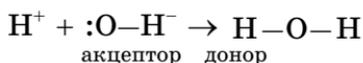
Свободные радикалы — атомы или группы атомов, имеющие неспаренные электроны.

Свободнорадикальные реакции — это реакции, которые протекают под действием и при участии свободных радикалов.



В курсе неорганической химии это реакции взаимодействия водорода с кислородом, галогенами, реакции горения. Реакции этого типа отличаются высокой скоростью, выделением большого количества тепла.

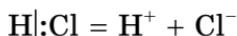
Ковалентная связь может образоваться и по донорно-акцепторному механизму. Одна из орбиталей атома (или аниона), на которой находится неподеленная электронная пара, перекрывается с незаполненной орбиталью другого атома (или катиона), имеющего незаполненную орбиталь, при этом формируется ковалентная связь, например:



Разрыв ковалентной связи приводит к образованию положительно и отрицательно заряженных частиц; так как в данном случае оба электрона из общей электронной пары остаются при одном из атомов, у другого атома получается незаполненная орбиталь:



Рассмотрим электролитическую диссоциацию кислот:



Можно легко догадаться, что частица, имеющая неподеленную электронную пару R:^- , т. е. отрицательно заряженный ион, будет притягиваться к положительно заряженным атомам или к атомам, на которых существует по крайней мере частичный или эффективный положительный заряд. Частицы с неподеленными электронными парами называют *нуклеофильными агентами* (*nucleus* — «ядро», положительно заряженная часть атома), т. е. «друзьями» ядра, положительного заряда.



Нуклеофилы (Nu) — анионы или молекулы, имеющие неподеленную пару электронов, взаимодействующие с участками молекул, на которых сосредоточен эффективный положительный заряд.

Примеры нуклеофилов: Cl^- (хлорид-ион), OH^- (гидроксид-анион), CH_3O^- (метоксид-анион), CH_3COO^- (ацетат-анион).

Частицы, имеющие незаполненную орбиталь, напротив, будут стремиться заполнить ее и, следовательно, будут притягиваться к участкам молекул, на которых присутствует повышенная электронная плотность, отрицательный заряд, неподеленная электронная пара. Они являются электрофилами, «друзьями» электрона, отрицательного заряда или частиц с повышенной электронной плотностью.

Электрофилы — катионы или молекулы, имеющие незаполненную электронную орбиталь, стремящиеся к заполнению ее электронами, так как это приводит к более выгодной электронной конфигурации атома.

Электрофилом с незаполненной орбиталью является не любая частица. Так, например, катионы щелочных металлов имеют конфигурацию инертных газов и не стремятся к приобретению электронов, так как имеют низкое *сродство к электрону*. Из этого можно сделать вывод, что несмотря на наличие у них незаполненной орбитали, подобные частицы не будут являться электрофилами.

Основные механизмы протекания реакций

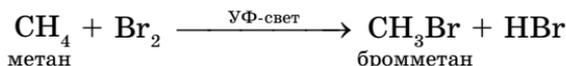
Выделено три основных типа реагирующих частиц — свободные радикалы, электрофилы, нуклеофилы — и три соответствующих им типа механизма реакций:



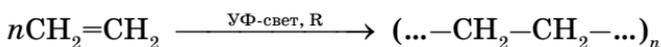
- свободнорадикальные;
- электрофильные;
- нулеофильные.

Кроме классификации реакций по типу реагирующих частиц, в органической химии различают четыре вида реакций по принципу изменения состава молекул: присоединения, замещения, отщепления, или элиминирования (от англ. *to eliminate* — удалять, отщеплять) и перегруппировки. Так как присоединение и замещение могут происходить под действием всех трех типов реакционноспособных частиц, можно выделить несколько **основных механизмов протекания реакций**.

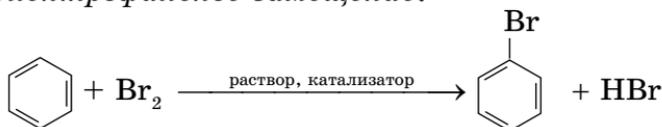
1. Свободнорадикальное замещение:



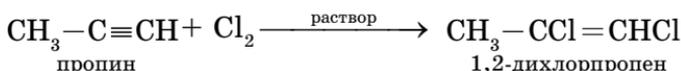
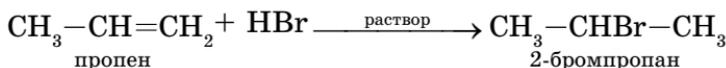
2. Свободнорадикальное присоединение:



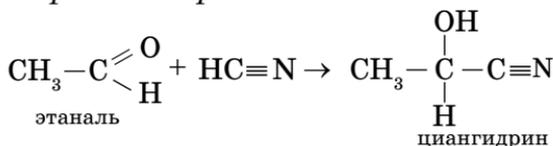
3. Электрофильное замещение:



4. Электрофильное присоединение:



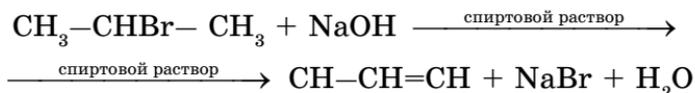
5. Нуклеофильное присоединение:





Кроме того, рассмотрим реакции отщепления, или элиминирования, которые идут под воздействием нуклеофильных частиц — оснований.

6. *Элиминирование:*

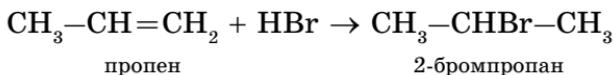


Можно считать, что в этой реакции происходит отщепление молекулы бромводорода от молекулы 2-бромпропана. В присутствии щелочи образуются бромид натрия и вода.

Правило В. В. Марковникова

Отличительной чертой алкенов (непредельных углеводородов) является способность вступать в реакции присоединения. Большинство этих реакций протекает по механизму электрофильного присоединения.

Гидрогалогенирование (присоединение галогенводорода):



Эта реакция подчиняется **правилу В. В. Марковникова**.

При присоединении галогенводорода к алкену водород присоединяется к более гидрированному атому углерода, т. е. атому, при котором находится больше атомов водорода, а галоген — к менее гидрированному.

ЭКСПРЕСС-КОНТРОЛЬ

1. Укажите тип гибридизации орбиталей атома углерода, связанного с другими атомами двумя простыми и одной двойной связью
 - 1) sp
 - 2) sp^2
 - 3) sp^3
 - 4) sp^2 или sp^3
2. Изомеры углеродного скелета
 - 1) этанол и этандиол-1,2
 - 2) бутин-1 и бутин-2
 - 3) бутен-2 и 2,2-диметилбутан
 - 4) 2-метилпентан и 2,2-диметилбутан
3. Определите вещество, при гидратации которого образуется пропанол-2
 - 1) бутин
 - 2) этилен
 - 3) пропин
 - 4) пропен
4. Укажите название остатка уксусной кислоты, который образуется в результате отщепления водорода от карбоксильной группы
 - 1) карбонильная группа
 - 2) гидроксильная группа
 - 3) ацетил
 - 4) альдегидная группа
5. В цепочке превращений $C_6H_6 \rightarrow X \rightarrow C_6H_5NH_2$ веществом X является
 - 1) $C_6H_5C_2H_5$
 - 2) $C_6H_5NO_2$
 - 3) C_6H_{12}
 - 4) $C_6H_{11}NO_2$



6. Какую реакцию называют реакцией Кучерова?
- 1) $\text{CH}=\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{\text{HgSO}_4, \text{H}_2\text{SO}_4} \text{CH}_3-\text{COH}$
 - 2) $\text{CH}=\text{CH} + \text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t^\circ, \text{H}_3\text{SO}_4} \text{CH}_3-\text{CH}_2\text{OH}$
 - 3) $\text{CH}_2=\text{CH}_2 + \text{H}_2\text{O} + [\text{O}] \rightarrow \text{CH}_2(\text{OH})-\text{CH}_2(\text{OH})$
 - 4) $\text{CaC}_2 + 2\text{H}_2\text{O} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_2 + \text{Ca}(\text{OH})_2$
7. Реакция гидрирования этена относится к реакциям
- 1) полимеризации
 - 2) гидратации
 - 3) присоединения
 - 4) этерификации
8. Какая реакция подчиняется правилу Марковникова?
- 1) галогенирование алкенов
 - 2) гидрогалогенирование алканов
 - 3) галогенирование алканов
 - 4) гидрогалогенирование алкенов
9. Изомерами положения кратной связи являются
- 1) пропанол-1 и пропанол-2
 - 2) бутанол-1 и бутен-2
 - 3) бутен-1 и бутен-2
 - 4) пропиен и пропандиен
10. Выберите вещество, у которого наиболее выражены кислотные свойства
- 1) вода
 - 2) этанол
 - 3) фенол
 - 4) этаналь
11. Какая реакция происходит при взаимодействии целлюлозы с уксусной кислотой?
- 1) этерификации
 - 2) омыления
 - 3) гидролиза
 - 4) гидратации



12. В цепочке превращений $\text{CH}_4 \rightarrow \text{X} \rightarrow \text{C}_2\text{H}_4$ веществом X является
- | | |
|-----------------------------|---------------------------|
| 1) CH_3OH | 3) CH_3Cl |
| 2) CH_2Cl_2 | 4) C_2H_2 |
13. α -аминоуксусная кислота может реагировать с каждым из двух веществ
- 1) гидроксидом калия и серебром
 - 2) уксусным альдегидом и этанолом
 - 3) этанолом и α -аминобутановой кислотой
 - 4) соляной кислотой и этилацетатом
14. Межклассовыми изомерами являются
- 1) бутин-1 и бутадиен-1,3
 - 2) *цис*-бутен-2 и *транс*-бутен-2
 - 3) пропанол-1 и пропанол-2
 - 4) пентин-1 и 3-метилбутин-1
15. Какое вещество можно получить в результате реакции пропена с галогеноводородом (HBr)?
- 1) 1-бромпропан
 - 2) 1,2-дибромпропан
 - 3) 2-бромпропен
 - 4) 2-бромпропан
16. Определите вещество, которое образуется при нагревании этилового спирта с серной кислотой и катализатором H_2SO_4 (конц.)
- | | |
|---------|----------|
| 1) этен | 3) метан |
| 2) этан | 4) этин |
17. Укажите соединение, которое подвергается гидролизу
- | | |
|----------------|-----------------|
| 1) метилацетат | 3) ацетальдегид |
| 2) метанол | 4) толуол |

ЭКСПРЕСС-ПОМОЩНИК

Структурная изомерия

Виды	Примеры
Изомерия углеродного скелета	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ пентан $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 2-метилбутан $\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$ 2,2-диметилпропан
Изомерия положения кратных связей	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$ бутен-1 $\text{CH}_3 - \text{CH} = \text{CH} - \text{CH}_3$ бутен-2
Изомерия положения заместителей	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{Cl}$ 1-хлорпропан $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{Cl} \end{array}$ 2-хлорпропан
Изомерия положения функциональных групп	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{OH}$ пропанол-1 $\begin{array}{c} \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{OH} \end{array}$ пропанол-2



**Изомерия между классами соединений
(межклассовая)**

Виды	Примеры
алкены ↔ циклоалканы	$\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ бутин-1 $\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \\ \quad \\ \text{H}_2\text{C}-\text{CH}_2 \end{array}$ циклобутан
алкины ↔ алкадиены	CH_2-CH_3 бутин-1 $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ бутадиен-1, 3
одноатомные спирты ↔ ↔ простые эфиры	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$ бутанол-1 $\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{O}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$ диэтиловый эфир
карбоновые кислоты ↔ ↔ сложные эфиры	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{-OH} \end{array}$ пропановая кислота $\text{CH}_3-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \text{-O}-\text{CH}_3 \end{array}$ метиловый эфир уксусной кислоты

**Изомерия между классами соединений
(межклассовая)**

Конфигурационная изомерия	
Оптическая изомерия	$\begin{array}{cc} \text{CH}_3 & \text{CH}_3 \\ & \\ \text{HO}-\text{C}-\text{H} & \text{H}-\text{C}-\text{OH} \\ & \\ \text{COOH} & \text{COOH} \end{array}$ молочная кислота



Окончание таблицы

Типы связей	Примеры
тройные	$-\text{C}\equiv\text{C}-$ длина связи 0,120 нм
ароматические	 длина связи 0,140 нм
По способу перекрывания электронных облаков	
σ-СВЯЗИ	 $s-s$ $s-p$ $p-p$ электронные облака перекрываются на линии, которая соединяет центры атомов
π-СВЯЗИ	 место перекрывания электронных облаков не лежит на линии, которая соединяет центры атомов

Гибридизация

Тип	s	p	Гибридные орбитали	Форма	Пример
sp	 Одна s -орбиталь	 Одна p -орбиталь	 Две sp -орбитали	 180° Линейная	C_2H_2

Окончание таблицы

Тип	s	p	Гибридные орбитали	Форма	Пример
sp^2	 Одна s-орбиталь	 Две p-орбитали	 Три sp^2 -орбитали	 120° Плоская тригональная	C_2H_4
sp^3	 Одна s-орбиталь	 Три p-орбитали	 Четыре sp^3 -орбитали	 $109^\circ 28'$ Тетраэдрическая	CH_4

Функциональная группа. Радикал

Функциональная группа	Постоянная группа атомов, которая определяет характерные свойства вещества: $-OH$, $-COOH$ и т. д.
Радикал	Остаток молекулы углеводорода, который образуется вследствие удаления одного или нескольких атомов водорода $-CH_3$ метил $-C_2H_5$ этил $-C_3H_7$ пропил

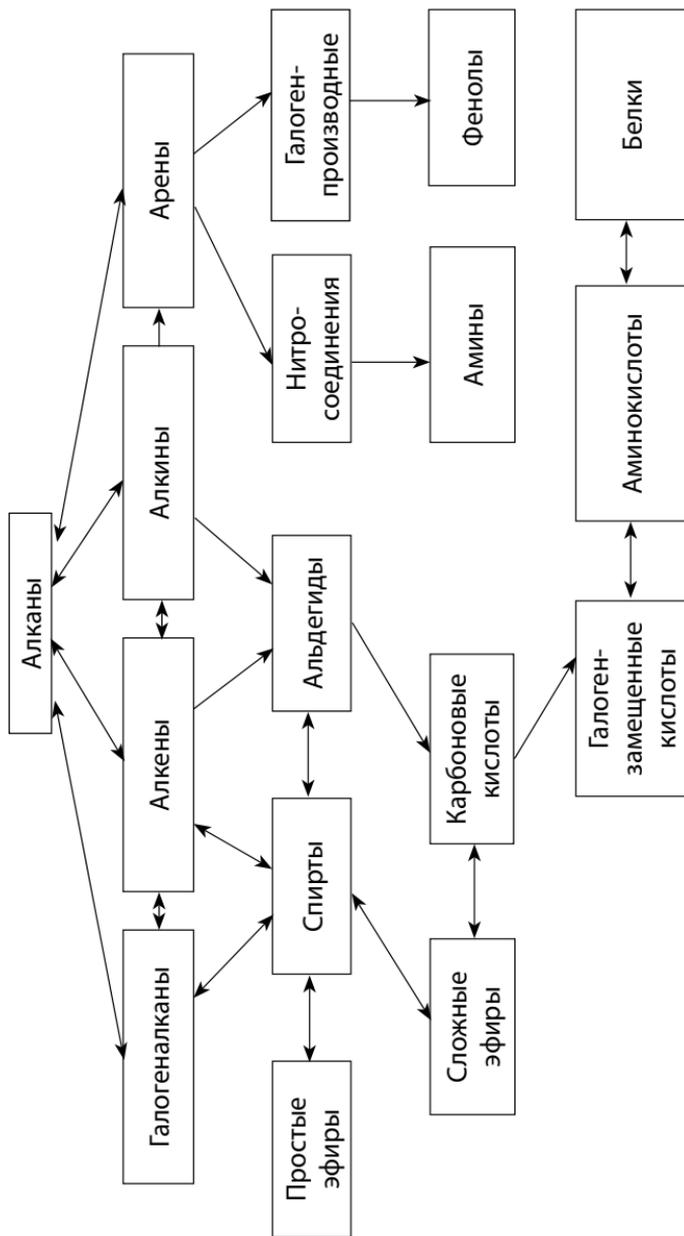


Классификация по качественному составу функциональных групп

Класс органических соединений	Функциональная группа	Общая формула	Состав соединения
Галогенопроизводные углеводородов	-F, -Cl -Br, -I (-Hal)	R-Hal	$C_n H_{2n+1} Hal$
Одноатомные спирты	-OH	R-OH	$C_n H_{2n+2} O$
Фенолы	-OH	Ar-OH	$C_n H_{2n-6} O$
Простые эфиры	-O-R	R-O-R'	$C_n H_{2n+2} O$
Альдегиды	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{H} \end{array}$	$C_n H_{2n} O$
Кетоны	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C}- \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C}-\text{R}' \end{array}$	$C_n H_{2n} O$
Карбоновые кислоты	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{OH} \end{array}$	$C_n H_{2n} O_2$
Сложные эфиры	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ -\text{C} \\ \backslash \\ \text{O}-\text{R} \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R}-\text{C} \\ \backslash \\ \text{O}-\text{R}' \end{array}$	$C_n H_{2n} O_2$
Нитросоединения	-NO ₂	R-NO ₂	$C_n H_{2n+1} NO_2$
Амины (первичные)	-NH ₂	R-NH ₂	$C_n H_{2n+3} N$



Взаимосвязь различных классов органических веществ

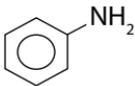




Качественные реакции на органические вещества

Вещество	Реактив, условие	Признаки реакции
$\text{CH}_2=\text{CH}_2$	1. Раствор KMnO_4 , H^+	1. Обесцвечивание раствора
	2. Раствор Br_2 (бромная вода)	2. Обесцвечивание раствора
$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	CuO	Изменение цвета проволоки, выделение паров с фруктовым запахом
$\begin{array}{c} \text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2 \\ \quad \quad \\ \text{OH} \quad \text{OH} \quad \text{OH} \end{array}$	$\text{Cu}(\text{OH})_2$	Образование ярко-синего раствора
	1. Раствор Br_2 (бромная вода)	1. Выпадение белого осадка
	2. Раствор FeCl_3	2. Фиолетовое окрашивание
$\begin{array}{c} \text{O} \\ \\ \text{H}-\text{C} \\ \diagdown \\ \text{OH} \end{array}$	1. $\text{Cu}(\text{OH})_2$, t	1. Образование красного (морковного) осадка Cu_2O
	2. Ag_2O (аммиачный раствор), t	2. Образование «серебряного зеркала»
CH_3COOH	1. Лакмус	1. Красное окрашивание
	2. Раствор Na_2CO_3	2. Выделение газа, CO_2
HCOOH	1. Лакмус	1. Красное окрашивание
	2. Раствор KMnO_4 , H^+	2. Обесцвечивание раствора
	3. Раствор Na_2CO_3	3. Выделение газа, CO_2

Окончание таблицы

Вещество	Реактив, условие	Признаки реакции
	4. Ag_2O , аммиачный раствор	4. Образование «серебряного зеркала», выделение CO_2
$\text{C}_{17}\text{H}_{33}\text{COOH}$	1. Раствор Br_2 (бромная вода)	1. Обесцвечивание раствора
	2. Раствор KMnO_4	2. Обесцвечивание раствора
$\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COONa}$ раствор мыла	1. H^+	1. Образование белых хлопьев
$\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$	2. $\text{Cu}(\text{OH})_2$	2. Ярко-синее окрашивание; при нагревании образование красного (морковного) осадка
	3. Ag_2O (аммиачный раствор), t	3. Образование «серебряного зеркала»
$(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ крахмал	Раствор I_2	Синее окрашивание
	Раствор Br_2 (бромная вода)	Выпадение белого осадка
Белок яичный (раствор)	1. HNO_3	1. Образование осадка желтого цвета
	2. $\text{Cu}(\text{OH})_2$	2. Фиолетовое окрашивание

ХИМИЯ И ЖИЗНЬ

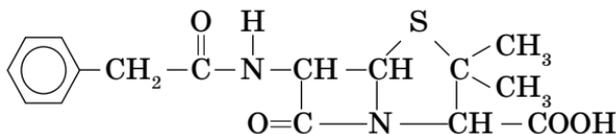
Химия и здоровье. Лекарства

Противомикробные средства

Открытие А. Флемингом в 1928 г. *пенициллина* — группы антибиотиков грибка *Penicillium* стало триумфом учения об **антибиозе** — явлении антогонизма и смертельной борьбы микроорганизмов друг с другом: одни виды бактерий и грибов подавляют (в прямом смысле слова — травят!) жизнедеятельность других с помощью выделяемых микроорганизмами в окружающую среду специфических веществ — **антибиотиков**. Наиболее активными антибиотиком этой группы является бензилпенициллин:

ЗАПОМНИ

В 1886 г. химики впервые синтезировали препарат с заданными лечебными свойствами — **салол** (фенилсалицилат) «гибрид» салициловой кислоты и фенола. В щелочной среде кишечника происходит гидролиз сложного эфира и препарат оказывает **антисептическое** — антимикробное (фенол) и противовоспалительное (салициловая кислота) действие.



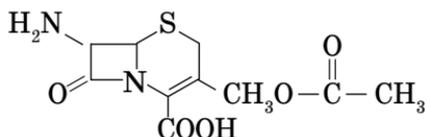
противомикробное действие препаратов которого (чаще всего натриевая и калиевая соли) до сих пор эффективно используется для борьбы с возбудите-



лями опасных заболеваний — газовой гангрены и столбняка (клизтридии), пневмонии (пневмококки), менингита (менингококки), гонореи (гонококки), сифилиса (бледная спирохета), дифтерии и сибирской язвы (дифтерийная и сибиреязвенная палочки), септических (гнойных) инфекций (стрепто- и стафилококки).

В настоящее время наряду с препаратами бензилпенициллина широко применяются не менее эффективные полусинтетические пенициллины — оксациллин и ампициллин.

В 1960 г. появились первые представители новой группы антибиотиков — цефалоспорины. В основе структуры молекул этих антибиотиков лежит 7-аминоцефалоспориновая кислота:



Обезболивающие препараты

ЗАПОМНИ

Анестезирующие вещества временно блокируют нервные окончания — рецепторы и применяются для местной анестезии — обезболивания. Это новокаин, дикаин, лидокаин.

Избавиться от боли или снизить ее можно несколькими способами: уменьшить чувствительность нервных окончаний — рецепторов; повлиять на передачу нервных импульсов от рецепторов в мозг или воздействовать непосредственно на центральную нервную систему (ЦНС)



и ее отделы — головной, спинной или продолговатый мозг.

Анестезирующие вещества временно блокируют нервные окончания — рецепторы и поэтому применяются для местной анестезии — обезболивания. К ним относятся такие, наверняка известные вам вещества, как *новокаин*, *дикаин* и *лидокаин* (последний превосходит новокаин как по активности, так и по длительности действия). Лидокаин широко применяется для всех видов анестезии, поскольку он хорошо всасывается через слизистые оболочки. Чаще всего именно ему мы благодарны за безболезненный визит к стоматологу. Новокаин — непременный компонент внутримышечных инъекций (уколов).

Если анестезирующие вещества блокируют рецепторы, то *вяжущие* и *обволакивающие* средства (танин, отвары коры дуба и семени льна) снижают их чувствительность.

В некоторых случаях необходимо не блокировать, а наоборот, стимулировать, раздражать определенные группы рецепторов. Так, *горечи* стимулируют вкусовые рецепторы, а *рвотные* и *слабительные* средства, соответственно, рецепторы желудка и кишечника.

Аммиак рефлекторно возбуждает ЦНС и особенно дыхательный центр, *ментол* раздражает рецепто-

ЗАПОМНИ

Вяжущие и **обволакивающие** средства (танин, отвары коры дуба и семени льна) снижают чувствительность рецепторов.

ЗАПОМНИ

Для стимуляции определенных групп рецепторов применяются **горечи**, **рвотные** и **слабительные** средства.



ры слизистой оболочки рта и вызывает рефлекторное расширение сосудов сердца, купируя приступы стенокардии. Именно поэтому ментол входит в состав такого известного лекарства, как *валидол*. Кроме аммиака, дыхательный центр возбуждают такие препараты, как цититон и экстракт лобелии, которые снимают тяжелые «явления лишения» — *абстинентный синдром*, облегчая отказ от курения.

ЗАПОМНИ

Рецепторы в органах и тканях блокируются небольшими количествами **атропина**, в больших количествах он возбуждает ЦНС.

На передачу нервных импульсов влияет гормон **норадреналин** (сужает сосуды, повышает кровяное давление).

Гормон **адреналин** сужает периферийные сосуды, но расширяет сосуды сердца.

Рецепторы в органах и тканях блокируются небольшими количествами *атропина* — уже знакомого вам алкалоида красавки (белладонны). В больших количествах он стимулирует и возбуждает ЦНС. В качестве лекарств могут использоваться и гормоны.

На передачу нервных импульсов большое влияние оказывает известный гормон *норадреналин*, применение которого в качестве лекарственного средства вызывает резкое сужение сосудов и,

следовательно, повышение кровяного давления.

Как лекарственный препарат используют и другой, также хорошо известный гормон *адреналин*. В отличие от предшественника, он вызывает сужение лишь периферийных сосудов — кожи и слизистых оболочек (человек бледнеет), но расширяет сосуды сердца и мышц, усиливает и учащает сердечные сокращения (пульс). При остановке сердца адреналин длинной иглой вводят непосредственно в саму сердечную мышцу.



По своему действию на организм с адреналином сходен алкалоид эфедры — *эфедрин*, стимулирующий дыхательный и сосудодвигательный центры, расслабляющий мускулатуру бронхов и поэтому снимающий приступы астмы, облегчающий аллергические реакции.

Нафтизин и *галазолин* сужают сосуды слизистой оболочки носа, уменьшая отечность и воспалительные реакции при *рините* (насморке). Однако нафтизин и галазолин обладают побочным действием: их долгое применение может привести к всасыванию, накоплению в организме и угнетению ЦНС. Не злоупотребляйте этими средствами, потратьте время на устранение причин насморка, а не его следствий (отечности и затруднения дыхания).

ЗАПОМНИ

Этиловый спирт относится к слабо действующим наркотическим анальгетикам.

Анальгетики

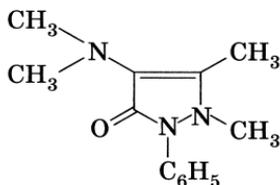
Снять боль можно не только блокируя нервные окончания — болевые рецепторы или передачу нервных импульсов в мозг. Некоторые лекарственные препараты устраняют болевые ощущения, воздействуя непосредственно на ЦНС. Они называются **анальгетическими** (греч. *analges* — обезболенный) средствами, или **анальгетиками**. Анальгетики делятся на две группы: ненаркотические и наркотические.

ЗАПОМНИ

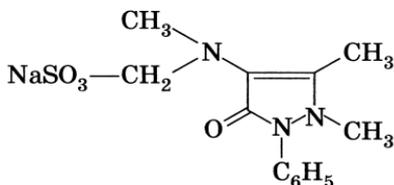
Анальгетиками называют лекарственные препараты, которые устраняют болезненные ощущения, воздействием непосредственно на ЦНС. Они делятся на две группы: ненаркотические и наркотические.



Ненаркотические анальгетики. К ним относятся известная вам салициловая кислота и ее производные (в том числе *аспирин*), производные пиразолона: *амидопирин* (пирамидон), обладающий большими, чем салициловая кислота, анальгетическими и противовоспалительными свойствами, и *анальгин*, близкий по действию к амидопирину, превосходящий его по активности и скорости действия, проявляющий также жаропонижающее действие, но уступающий амидопирину по длительности лечебного эффекта:

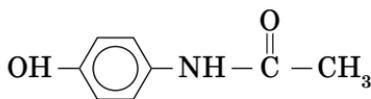


амидопирин



анальгин

и *производные анилина* — эффективные жаропонижающие анальгетики



парацетамол

и уже знакомый вам *фенацетин*.

ЗАПОМНИ

Наркотик вызывает формирование лекарственной зависимости — болезненного пристрастия к препарату, делающего невозможным существование человека без приема больших доз наркотика.

Эти анальгетики ослабляют или снимают чувство боли, не оказывая влияния на работу отделов ЦНС (дыхательного, кашлевого центров и т. п.).

Наркотические анальгетики, которые, в отличие от первых, не только ослабляют или снимают чувство боли, но

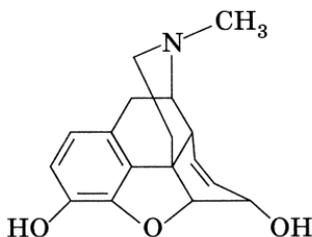


и вызывают приятное чувство *эйфории* — отсутствие неприятных ощущений и переживаний, боли, недомогания, страха, тревоги, голода и жажды и состояние **наркоза** — утрату чувствительности и потерю сознания. Вызывая состояние наркоза, наркотические анальгетики создают уникальные условия для хирургических операций, снимают болевые шоки, облегчают страдания безнадежных больных. О некоторых лекарственных препаратах этой группы вы уже знаете: это оксид азота (I) — «веселящий газ» и серный (диэтиловый) эфир. Эти анальгетики вводятся в организм *ингаляционно* — через дыхательные пути и легкие. Для ингаляционного наркоза применяют также и *фторотан* (1,1,1-трифтор-2-бром-2-хлорэтан) $\text{CF}_3\text{-CHBrCl}$. К слабодействующим наркотическим анальгетикам относится и известный вам этиловый спирт — этанол.

Выделенный из опиума в 1806 г. алкалоид *морфин* обладает анальгетическим действием. Но, кроме того, он обладает и наркотическим действием.

ЗАПОМНИ

Любой (!) наркотик формирует физиологическую и психическую зависимость от него. «Легкие» наркотики лишь более коварны, они медленнее и незаметнее (но необратимо) подчиняют себе сознание человека.



морфин



Вызывая эйфорию, он уносит сознание человека в виртуальный мир галлюцинаций, снимая чувство боли, тревоги и страха. Субъективное ощущение иллюзорного благополучия захватывает больной мозг. Уводя человека в несуществующий мир, наркотик вызывает формирование **лекарственной зависимости** — болезненного пристрастия к препарату, делающего невозможным существование человека без приема все больших доз наркотика.

Попадая в организм, наркотик быстро разрушает все установившиеся связи органов и систем, блокируя своим мощным анальгетическим действием болевые сигналы «SOS!» каждого органа и каждой отдельной клетки. Прекращение употребления наркотика или снижение дозы вызывает *абстинентный синдром* (ломку) — болевой шок, сопровождающийся тяжелыми психическими нарушениями и патологическими явлениями со стороны различных органов и тканей. Изменяется артериальное давление, появляется потливость и тошнота, дикие боли в суставах и мышцах, *тремор* конечностей. Человек полностью теряет контроль над собой и своими действиями, единственной целью существования становится добыча новой порции наркотика любым путем, любой ценой и любыми средствами.

Наркотики отличаются друг от друга соотношением наркотического и анальгетического действия — «силой» галлюцинаций и темпами формирования зависимости. Однако механизм их действия на человека типичен, разница лишь в отпущенном времени. Один «доводит» человека до состояния развалины и затем смерти в страшных мучениях за год-два, другому хватает нескольких месяцев.



В последнее время все чаще внедряют в сознание заблуждение, «легенду» о существовании «легких» наркотиков. **Любой (!) наркотик формирует физиологическую и психическую зависимость от него.** «Легкие» наркотики лишь более коварны, они медленнее и незаметнее (но так же необратимо!) подчиняют себе сознание человека.

Лечебный эффект лекарств

Способы применения, а значит, и лечебный эффект лекарственного средства зависят от многих факторов. К ним относится *доза*, терапевтический диапазон которой индивидуален для каждого лечебного средства. Меньшая доза не вызывает лечебного действия, слишком большая повлечет побочные эффекты и отравление организма (вспомните идеи Парацельса). Обычно дети и пожилые люди более чувствительны к лекарствам — им назначают меньшие терапевтические дозы.

Крайне важны *режим приема* и *способы применения* лекарственных препаратов. Режим (частота) приема определяется длительностью действия и особенностями циркуляции, накопления и выведения лекарств из организма.

Кроме того, необходимо учитывать возможное *взаимное влияние* назначаемых *препаратов* друг от друга и их действие.

ЗАПОМНИ

Лечебный эффект лекарств зависит от дозы, режима приема и способа применения, взаимного влияния препаратов друг на друга и состояния организма. Тщательно выполняйте все предписания врачей!



Немаловажную роль при приеме лекарств играет *состояние организма*. Так, например, нарушение функций печени и почек может вызывать токсичность безвредного в других случаях препарата. Некоторые лекарства резко усиливают *токсичное действие алкоголя*, вызывая тем самым тяжелые отравления даже небольшим количеством спиртного. Иногда при этом они теряют свое лечебное действие. Особой осторожности требуют назначение и прием лекарств беременными женщинами и кормящими матерями — терапевтическая для женщины доза лекарства может отравить плод или новорожденного.

Очевидно, что химиотерапевтические средства эффективны только по отношению к определенным микроорганизмам и требуют проведения анализа перед их назначением.

Химия и пища

Жиры

ЗАПОМНИ

Человек — единственное существо на Земле, которое всю свою пищу подвергает химической или термической обработке.

Жиры составляют существенную часть нашей пищи. Они содержатся в мясе, рыбе, молочных продуктах, зерне.

Главной составной частью всех жиров являются триглицериды — сложные эфиры трехатомного спирта глицерина и карбоновых кислот, имеющих в углеводородном радикале до 24 атомов углерода. Однако

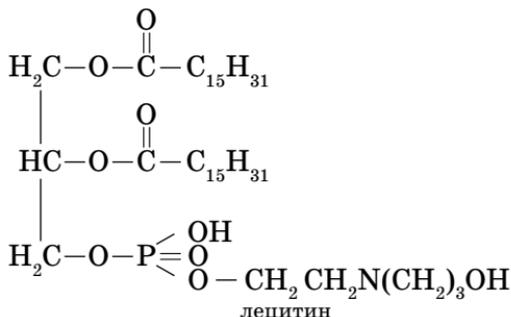


в любом природном жире есть и другие компоненты. Важнейшими из них являются фосфатиды, стерины, витамины, пигменты и носители запаха.

Фосфатиды — это фактически тоже сложные эфиры, но в их состав, в отличие от жиров, входят остатки фосфорной кислоты и аминок спирта. Вы наблюдали выпадение осадка в бутылках неочищенного растительного масла? Это и есть фосфатиды, примером которых служит лецитин. Он играет важную физиологическую роль, являясь структурным компонентом клеточных мембран высших организмов.

ЗАПОМНИ

Фосфатиды — сложные эфиры, в состав которых входят остатки фосфорной кислоты и аминок спирта.



Лецитин служит прекрасным эмульгатором, поэтому его используют в производстве шампуней.

Стерины — природные полициклические соединения очень сложной конфигурации. Важнейшим представителем этого класса соединений является холестерин (провитамин D), который встречается только в жирах. Его состав выражается формулой $\text{C}_{27}\text{H}_{46}\text{O}$.

Витамины. Ими богата печень рыбы и морского зверя, растительные жиры (E, K), а также сливочное масло (A, D).



Пигменты — вещества, придающие окраску жирам. Хлорофилл придает бледно-зеленый оттенок конопляному маслу, каротиноиды окрашивают сливочное масло в желтый цвет.

Носители запаха очень разнообразны и сложны по строению, их более 20 в составе сливочного масла.

Углеводы

Углеводы — главные поставщики энергии организму человека. Эта энергия накопилась в процессе их фотосинтеза из углекислого газа и воды на свету в зеленых клетках растений.

ЗАПОМНИ

Специалисты в области питания считают, что 60 % потребности человека в энергии должны обеспечиваться углеводами. В день человек должен получать не менее 500 г углеводов.

Мы получаем углеводы из бобовых культур, зерновых, картофеля, фруктов и овощей. В мясе их мало.

Специалисты в области питания считают, что 60 % потребности человека в энергии должны обеспечиваться углеводами. Ведь при их недостатке начинают «сгорать» жиры, а затем белки.

Человек в день должен получать не менее 500 г углеводов.

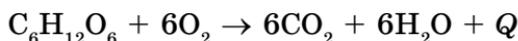
Глюкоза $C_6H_{12}O_6$ — моносахарид.

В водном растворе в равновесии находятся три формы молекул глюкозы:

циклическая α -форма \rightleftharpoons линейная (альдегидная) форма \rightleftharpoons циклическая β -форма



Глюкоза легко проникает в кровь и транспортируется внутри организма. В клетках происходит окисление глюкозы, этот процесс сопровождается выделением энергии:



По отношению к фотосинтезу окисление глюкозы — обратный процесс.

Глюкоза легко усваивается организмом, ведь в ее молекуле атомы углерода и водорода частично окислены — соединены с кислородом.

Глюкоза поддерживает ослабленный организм, нормализует пищеварение. Большие таблетки глюкозы с витамином С вам должны быть знакомы с детства. Это медицинский препарат. В природе глюкоза встречается в спелых фруктах, ягодах. Особенно много ее в винограде, поэтому ее называют также виноградным сахаром. В крови человека содержится примерно 0,1 % глюкозы. Анализ крови на сахар связан с определением ее содержания. Как избыток, так и недостаток глюкозы вредны для организма.

Фруктоза $\text{C}_6\text{H}_{12}\text{O}_6$ — это тоже моносахарид, изомер глюкозы.

У фруктозы есть иное название — плодовый, или фруктовый, сахар. Ее можно назвать и цветочным сахаром: из нектара пчелы переносят углевод в мед (там его массовая доля достигает 50 %). Фруктоза задерживает воду лучше, чем обычный сахар, поэтому ее добавляют в джемы и конфеты, чтобы предотвратить кристаллизацию (засахаривание).

Фруктоза определяет и лекарственные свойства меда.



Сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$ — дисахарид. В обычной жизни — просто сахар.

Сахароза содержится в большинстве растений, но особенно ее много в сахарном тростнике и сахарной свекле. В нашем организме в результате гидролиза из сахарозы образуются два моносахарида в равных количествах:



Эту смесь называют инвертным сахаром. Гидролиз сахарозы происходит и при длительном нагреве. Поэтому, когда сиропы кипятят, они становятся слаще — образуется фруктоза.

При нагревании сахара происходит ряд сложных реакций разложения, при этом самые легкие из продуктов расщепления (в том числе акролеин) или улетучиваются, или растворяются и остаются в твердой смеси сложного состава, называемой карамелью, придавая ей особые вкусовые качества.

Лактоза $C_{12}H_{22}O_{11}$ — дисахарид. Этот углевод еще называют молочным сахаром, так как он преимущественно содержится в молоке животных. Человек знакомится с лактозой с первых дней жизни, ведь в материнском молоке нет других углеводов, кроме лактозы.

ЗАПОМНИ

Сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$ — дисахарид: в организме в результате гидролиза образует два моносахарида в равных количествах — фруктозу и глюкозу.

Лактоза, как и глюкоза, подвергается брожению под действием особых ферментов.

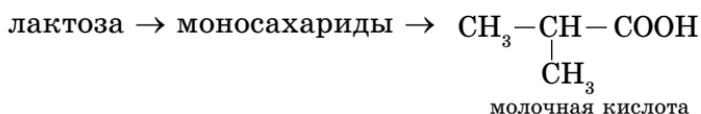
В результате этих процессов образуются вещества, которые придают молочным продуктам своеобразный вкус.



Вы обращали внимание, что на упаковке кефира очень часто можно увидеть число следующего дня, тогда как он уже не менее четырех суток находится на молокозаводе? За это время, после того как в пастеризованное молоко добавили кефирную закваску и плотно закрыли, происходят следующие процессы:

1) молоко свертывается, лактоза гидролизуеться до моносахаридов;

2) при 18–20 °С идет молочнокислое брожение:



3) после охлаждения начинается и спиртовое брожение при 6–10 °С:



Правда, этот процесс идет очень медленно, однако в готовом продукте (кефире) содержится незначительное количество этанола и появляется углекислый газ. Аналогичный кефиру продукт, но получаемый из кобыльего молока, называют кумысом. Технология его производства такова, что в напитке образуется 2,5 % спирт. Это сопоставимо с некоторыми сортами пива. Кефир и кумыс обладают бактерицидным действием за счет образования при их изготовлении кислоты.

ЗАПОМНИ

Лактоза $\text{C}_{12}\text{H}_{22}\text{O}_{11}$ — дисахарид, молочный сахар: в организме подвергается брожению под действием ферментов, образуя молочную кислоту.

Крахмал $(\text{C}_6\text{H}_{10}\text{O}_5)_n$ — полисахарид, состоящий из множества звеньев, которые представляют собой остатки молекул α -глюкозы. В наш организм он



поступает с картофелем (массовая доля крахмала до 20 %), зерновыми (пшеница и кукуруза содержат до 70 %, а рис — до 80 %) крахмала.

ЗАПОМНИ

Крахмал ($C_6H_{10}O_{11})_n$ — полисахарид, основной углевод пищи. В организме подвергается гидролизу во рту, в желудке и в кишечнике. Конечный продукт — глюкоза.

Крахмал — основной углевод пищи.

Одной из причин применения крахмала в кулинарии является способность его молекул образовывать водородные связи с молекулами воды. Когда суспензию крахмала в воде нагревают, молекулы воды проникают между

молекулами крахмала, при этом разрушаются водородные связи между молекулами крахмала и образуются новые водородные связи молекул воды с огромным количеством гидроксогрупп —ОН молекул крахмала. В результате крахмал сильно набухает, резко повышается его вязкость. На этом свойстве основано приготовление различных подливок и соусов.

Подобно жирам, крахмал в организме подвергается гидролизу. Этот процесс начинается уже при пережевывании пищи во рту под действием фермента, содержащегося в слюне. Если подольше пожевать хлеб (продукт, содержащий крахмал), то можно ощутить сладкий вкус. Гидролиз крахмала продолжается в желудке и кишечнике. Конечный продукт этого процесса — глюкоза. Избыток ее откладывается в печени в виде высокомолекулярного углевода — гликогена. А если этот «банк» переполнен, то в виде жировых клеток.

Гликоген («животный крахмал») по строению похож на крахмал, но отличается от него боль-



шей разветвленностью молекул. Запасенный организмом, он используется между приемами пищи, особенно при больших физических нагрузках (в частности, у спортсменов). Он гидролизуеться до глюкозы по мере расходования ее в клетках организма.

Целлюлоза ($C_6H_{10}O_5$)_n — растительный полисахарид, состоящий из множества звеньев, которые представляют собой остатки молекул β-глюкозы.

Гигантские молекулы целлюлозы линейны, в отличие от крахмала, имеющего в основном молекулы разветвленного строения.

Целлюлозу еще называют клетчаткой, т. к. это основной строительный материал для оболочек клеток (от лат. *cellula* — клетка). Примером чистой целлюлозы могут служить промокательная бумага и вата, полученная из хлопка.

Белки

Белки — природные высокомолекулярные соединения (биополимеры), структурную основу которых составляют полипептидные цепи, построенные из остатков α-аминокислот.

Жиры и углеводы состоят из углерода, водорода и кислорода, а в состав белков, кроме этих трех элементов, обязательно входит азот. Некоторые белки содержат серу, фосфор и в микродозах — железо, иод, марганец, цинк, медь, магний.

ЗАПОМНИ

Белки — природные высокомолекулярные соединения (биополимеры), структурную основу которых составляют полипептидные цепи, построенные из остатков α-аминокислот.



Белки являются основой всего живого на Земле и выполняют в организмах многообразные функции.

Белки, поступающие в организм с животной (молоко, яйца, мясо и др.) и растительной пищей, гидролизуются в конечном счете до α -аминокислот. Наш организм устроен так, что часть α -аминокислот — незаменимые аминокислоты — должна обязательно содержаться в пище. Для взрослого человека их 8, а для детей — 10. А вот остальные — заменимые аминокислоты организм синтезирует сам — был бы в достатке азот, без которого ни один белок не может существовать. Этот процесс осуществляется в печени. В отличие от углеводов и жиров, аминокислоты в запас не откладываются.

ЗАПОМНИ

Белки в организме гидролизуются до α -аминокислот. В отличие от углеводов и жиров аминокислоты в запас не откладываются.

Их избыток организм «сжигает». При этом выделяется энергия, образуется мочевина, аммиак, углекислый газ, вода.

Гидролиз белков и синтез новых из продуктов гидролиза позволяют уменьшить опасность белкового дефицита; организм создает то, что ему необходимо.

Животные белки содержат все необходимые аминокислоты в достаточном количестве, а в растительных белках — некоторых аминокислот мало или совсем нет.

ЗАПОМНИ

Для консервации продуктов используют поваренную соль, сахар, уксусную, бензойную и сорбиновую кислоты.

Поэтому приверженцам вегетарианства — любителям растительной пищи — нужно немало потрудиться: надо составить меню так, чтобы обеспечить



нужный для полноценного питания минимум аминокислот.

Молекулы белка, имея активные функциональные группы, способны удерживать полярные молекулы воды. А водные системы — это благоприятные условия для микроорганизмов. В продуктах разложения белка встречаются соединения с неприятным запахом, появление которых является признаком процесса гниения белка.

Нагревание продуктов при температуре выше 100 °С приводит практически к полной гибели всей микрофлоры. Если после такой обработки немедленно герметизировать продукты, то их можно хранить очень долго. Этот процесс используется, например, при изготовлении молока длительного хранения.

Замедлить и прекратить деятельность микроорганизмов можно с помощью различных консервантов.

Прекрасным консервантом является *сахар*, используемый для приготовления варенья, компотов, джемов. Его важнейшее достоинство — сохранение витаминов в продуктах.

Широко используют в качестве консервантов уксусную CH_3COOH , бензойную $\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$ и сорбиновую $\text{CH}_3-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}-\text{COOH}$ кислоты. Правда, последняя слабее, чем другие, действует на бактерии, поэтому чаще всего применяется как вспомогательный консервант.

Известно, что брусника и клюква долго могут храниться, даже без сахара, так как в этих ягодах содержится бензойная кислота. В настоящее время ее используют для консервирования сельди в банках.



Соли

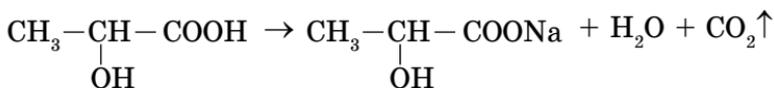
Кроме поваренной соли, в кулинарии и пищевой промышленности находят применение гидрокарбонат натрия, нитрит и нитрат натрия. Нитрат натрия в определенной дозе восстанавливается некоторыми организмами до нитрата, который препятствует окислению и сохраняет розовый цвет колбас и других мясных изделий.

ЗАПОМНИ

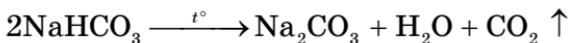
В кулинарии и пищевой промышленности кроме поваренной соли используют гидрокарбонат натрия (питьевая сода) для рецептов мучных изделий, нитрит и нитрат натрия, который сохраняет розовый цвет колбас и мясных изделий.

Гидрокарбонат натрия или питьевая сода издавна используется в рецептуре мучных изделий. Дома готовят печенье, оладьи, замешанные на соде.

При этом добавляют какой-либо кисломолочный продукт, например кефир. При замешивании теста начинается реакция:



При повышении температуры начинает разлагаться питьевая сода:



За счет выделяющегося газа тесто разрыхляется. При выпечке хлеба в качестве разрыхлителя используют карбонат аммония, который при нагревании полностью разлагается на летучие вещества:





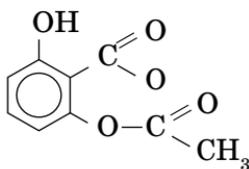
Химия в повседневной жизни

Домашняя аптечка

Пероксид водорода (H_2O_2) — отличный антисептик. Однако если перепутать 1–2 %-й раствор пероксида с пергидролем (30 %-м раствором), то можно получить сильные ожоги на коже, слизистых оболочках.

Нашатырный спирт (водный раствор аммиака NH_3) возбуждает дыхательный центр. Этим пользуются, чтобы вывести больного из состояния обморока. Есть аммиак и в нашатырно-анисовых каплях, которые известны как отхаркивающее средство. Однако большие дозы аммиака могут остановить дыхание. А попав в глаза, он быстро проникает в ткани, вплоть до зрительного нерва, и может нанести ему глубокие, иногда необратимые повреждения.

Аспирин, или *ацетилсалициловая кислота* —



один из препаратов, который широко применяют как жаропонижающее, противовоспалительное, болеутоляющее и противоревматическое средство. Интересно, что это лекарство немного замедляет процесс свертывания крови. Этим нередко пользуются врачи для предотвращения образования тромбов после операций, а также при нарушении кровообращения.



Однако данные свойства аспирина могут вызывать и неприятные последствия в случае приема его в больших дозах. Способность сдерживать свертывание крови может привести к кровотечениям.

ЗАПОМНИ

В домашней аптечке необходимо иметь пероксид водорода (H_2O_2) — антисептик; нашатырный спирт (водный раствор аммиака NH_3) — возбуждает дыхательный центр, выводит больного из обморока; аспирин — ацетилсалициловая кислота, жаропонижающее; валидол, корвалол, нитроглицерин для лечения сердечно-сосудистой системы; салол, фталазол, сульгин для уничтожения чужеродных микробов в кишечнике; некоторые антибиотики и поливитамины.

А так как аспирин — это кислота, его избыток может способствовать раздражению слизистой оболочки желудка и появлению язвы.

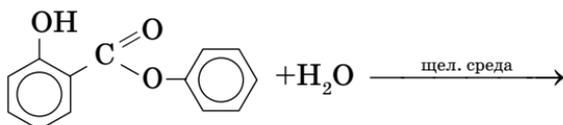
Лекарства для лечения сердечно-сосудистой системы — это *валидол*, *корвалол*, *нитроглицерин*. Последнее средство наиболее эффективно снимает спазмы сосудов сердца. Разумеется, если беспокоит боль в сердце, нельзя полагаться только на лекарства, необходимо обязательно обратиться к врачу!

В аптечке, конечно, найдутся средства лечения пищеварительной системы.

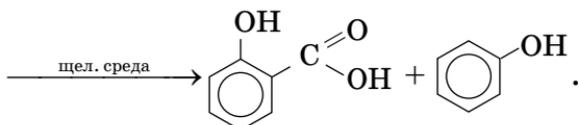
В случае употребления несвежей пищи или при нарушении простейших гигиенических правил в кишечник могут попасть чужеродные организмы, которые, размножаясь, вызывают тяжелое состояние — диспепсию.

Наиболее популярным средством борьбы с этим заболеванием является *салол* в чистом виде или как компонент лекарственной смеси.

Салол в щелочной среде кишечника гидролизуется до салициловой кислоты и фенола:



фениловый эфир салициловой кислоты



Оба эти вещества подавляют деятельность чужеродных микроорганизмов. Таким же действием обладают и другие средства: *фталазол*, *сульгин*.

Моющие и чистящие средства

Мы широко используем в быту различные моющие средства: для стирки белья, мытья посуды, стен, потолков, раковин, окон, для чистки ковров и мягкой мебели.

Любое моющее средство должно обладать двойной функцией: способностью взаимодействовать с загрязняющим веществом (чаще всего жиром) и переводить его в воду или водный раствор. Для этого молекула моющего вещества должна иметь гидрофобную (водоотталкивающую) и гидрофильную (любящую удерживать воду) части.

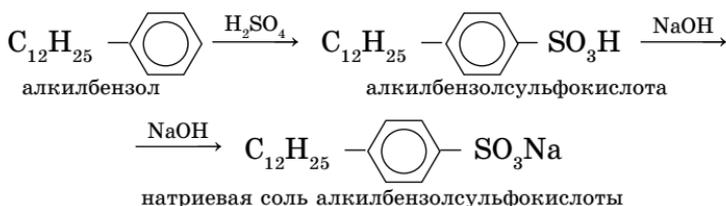
В настоящее время мы широко используем *синтетические моющие средства* (СМС) — детергенты. Основой

ЗАПОМНИ

Синтетические моющие средства (СМС) называют детергентами. В их основе лежат поверхностно-активные вещества (ПАВ), в которых длинный углеводородный предельный радикал соединен с сульфатной или сульфонатной группой.



СМС являются синтетические поверхностно-активные вещества — ПАВ, в которых длинный углеводородный предельный (чаще всего неразветвленный радикал (как в мыле) соединен с сульфатной или сульфонатной группой. Их производство основано на продуктах переработки нефти, например:



Алкилбензолсульфанат натрия — основной компонент многих детергентов (стиральный порошок). В отличие от нерастворимых стеаратов кальция и магния, которые образуются при стирке в жесткой воде и осаждаются на ткани (забивают поры, делают ткань грубой, блеклой, плохо воздухопроницаемой), кальциевые и магниевые соли сульфокислот хорошо растворяются в воде. Следовательно, многие СМС одинаково хорошо моют как в мягкой, так и в жесткой воде, СМС действуют не только в горячей воде, но также в теплой и холодной воде, что важно, например, при стирке тканей из искусственных волокон. Да и их расход по сравнению с расходом мыла гораздо меньше (около 25 % мыла идет на связывание ионов Ca^{2+} и Mg^{2+}).

ЗАПОМНИ

В состав СМС входят ПАВ, отбеливатели, смягчители, пенообразователи и ароматические отдушки.

Но ПАВ очень медленно разлагаются и, попадая со сточными водами в водоемы, оказывают вредное воздействие на живые организмы. Поэтому желательна очистка сточных вод от ПАВ в отстой-



никах, а в естественных условиях (в водоемах их частично «съедают» гетеротрофные бактерии, которые входят в состав активного ила. Можно произвести биохимическую очистку в присутствии ферментов.

Кроме ПАВ, в СМС входят и другие компоненты: отбеливатели, смягчители, пенообразователи, ароматические отдушки.

Оптические отбеливатели не воздействуют на структуру ткани, они поглощают ультрафиолетовые лучи, а излучают энергию в синей области видимого спектра. Ткань приобретает при этом белизну и яркость.

Действующим началом химических отбеливателей служат атомарный кислород, атомарный хлор и оксид серы (IV). Эти отбеливатели разрушают не поддавшиеся мощному раствору загрязнения и цветные пятна, а заодно и дезинфицируют ткань.

Пятна белкового происхождения трудно отстирываются и плохо обесцвечиваются химическими отбеливателями. Для их устранения используют специальные ферменты, которые вводят в качестве добавки в моющие средства. Так как эти ферменты не выдерживают высоких температур, то белье с белковыми загрязнениями стирают в теплой воде и не кипятят.

Для смягчения воды при стирке или мытье с СМС добавляют метафосфат натрия (NaPO_3)_n. Это соединение хорошо растворяется в воде и связывает часть ионов Ca^{2+} и Mg^{2+} в нерастворимые фосфаты $\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$, $\text{Mg}_3(\text{PO}_4)_2$.

ЗАПОМНИ

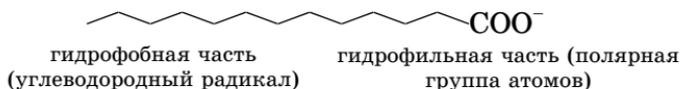
Состав широко рекламируемого стирального порошка для ручной стирки «ОМО intelligent»: поверхностно-активные вещества (ПАВ), перборат натрия, энзимы, фосфаты, стабилизаторы, полимеры, карбонаты, силикаты, оптические отбеливатели, парфюмерные добавки.



Стеарат натрия (основной компонент мыла) $C_{17}H_{35}COONa$ в водном растворе диссоциирует:



Схематично стеарат-ион можно изобразить так:



Гидрофобная часть иона проникает в гидрофобное загрязняющее вещество (жир), в результате поверхность каждой частицы или капельки загрязнения оказывается как бы окруженной оболочкой гидрофильных групп. Они взаимодействуют с полярными молекулами воды («подобное растворяется в подобном»). Благодаря этому ионы моющего средства вместе с загрязнением отрываются от поверхности ткани и переходят в водную среду.

Общие научные принципы химического производства

Химическая промышленность и химическая технология

Многие химические реакции, с которыми вы познакомились в лабораторных условиях, или аналогичные им осуществляют в промышленных условиях при производстве важнейшей для повседневной жизни химической продукции.

Пластмассы, синтетические волокна, фармацевтические препараты, удобрения, мыла и моющие средства, красители, пестициды, косметика



и парфюмерные изделия и даже компоненты пищи — все это только некоторые виды продукции, выпуск которой полностью или частично зависит от химической промышленности. Одиннадцать первых мест по объему производства принадлежат следующим химическим веществам: H_2SO_4 , NH_3 , N_2 , CaO , O_2 , C_2H_4 , $NaOH$, Cl_2 , HCl , H_3PO_4 , HNO_3 . Эти-то вещества и используются в больших количествах далее для получения столь необходимых видов продукции, названных выше.

Даже если речь идет о «100 %-м природном продукте», это означает лишь то, что в нем нет синтетических добавок, и совсем не означает, что при его получении не использовали какие-либо химические технологии.

Химическая промышленность — это отрасль народного хозяйства, производящая продукцию на основе химической переработки сырья.

Основой ее является *химическая технология* — наука о наиболее экономичных методах и средствах массовой химической переработки природных материалов (сырья) в продукты потребления и промежуточные продукты, применяемые в различных отраслях народного хозяйства. Главная задача химии и химической технологии — производство разнообразных веществ и материалов с определенным комплексом

ЗАПОМНИ

Основой химической промышленности является **химическая технология** — наука о наиболее экономичных методах и средствах массовой серийной химической переработки природных материалов (сырья) в продукты потребления и промежуточные продукты для различных отраслей народного хозяйства.



механических, физических, химических и биологических свойств.

Любое химическое производство создается на основе общих научных принципов и включает составляющие, показанные в табл. 13.

Таблица 13

**Научные принципы организации
химических производств**

Общие принципы	Частные принципы
1. Создание оптимальных условий проведения химических реакций	Противоток веществ, проток веществ, увеличение площади поверхности соприкосновения реагирующих веществ, использование катализатора, повышение давления, повышение концентрации реагирующих веществ
2. Полное и комплексное использование сырья	Циркуляция, создание смежных производств (по переработке отходов)
3. Использование теплоты химических реакций	Теплообмен, утилизация теплоты реакции
4. Принцип непрерывности	Механизация и автоматизация производства
5. Защита окружающей среды и человека	Автоматизация вредных производств, герметизация аппаратов, утилизация отходов, нейтрализация выбросов в атмосферу



Важнейшими составляющими химического производства являются:

- аппаратура;
- сырье;
- энергия;
- вода (и другие вспомогательные материалы).

Сырье

Сырьем называют природные материалы (природные ресурсы), используемые в промышленности для получения различных продуктов и еще не прошедшие промышленную переработку.

Иногда используют *вторичное сырье* — это изделия, отслужившие свой срок, или отходы каких-либо производств, которые экономически выгодно снова переработать в химические продукты.

Сырье химической промышленности классифицируют по различным признакам.

По составу сырье делят на минеральное и органическое (растительное и животное).

По агрегатному состоянию различают твердое (руды, горные породы, твердое топливо), жидкое (нефть, рассолы) и газообразное (природный и попутный газы, воздух) сырье.

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, соду, щелочи,

ЗАПОМНИ

Сырьем называют природные материалы, используемые в промышленности, но не прошедшие промышленную обработку.



кислоты, керамику, цемент, стекло и другие продукты).

К органическому сырью относится ископаемое горючее: торф, уголь, нефть, природный и попутный нефтяной газы — это ценное энергетическое сырье и сырье для химических синтезов. К органическому сырью также относится сырье растительного и животного происхождения, его дают сельское, лесное и рыбное хозяйства. В основном оно используется для производства продуктов питания, но частично, к сожалению, является и техническим сырьем. Кроме природных веществ, на химических заводах применяют полупродукты и отходы предприятий, а также вспомогательные материалы: во-

ду, топливо, окислители, растворители, катализаторы.

ЗАПОМНИ

По составу сырье делят на минеральное и органическое, по агрегатному состоянию различают твердое, жидкое и газообразное сырье.

В связи с бурным развитием промышленности растет и объем потребления полезных ресурсов. Это приводит к тому, что многие сырьевые источники быстро истощаются, поэтому необходимо решать проблему бережного и рационального использования сырья.

ся, поэтому необходимо решать проблему бережного и рационального использования сырья.

Вода

Особое место среди природных ресурсов занимает **вода**. Она играет важную роль в химической промышленности.

В ряде производств это сырье и реагент, непосредственно участвующий в основных химических



реакциях, например при получении водорода, серной, азотной и фосфорной кислот, щелочей; в реакциях гидратации и гидролиза.

Будучи универсальным растворителем и одним из наиболее распространенных катализаторов, вода дает возможность осуществлять многие химические реакции с большой скоростью в растворах или в присутствии ее следов. В химической, металлургической, пищевой и легкой промышленности воду используют как растворитель твердых, жидких, газообразных веществ. Часто ее применяют для перекристаллизации, для очистки различных продуктов производства от примесей.

Вода используется как теплоноситель из-за ее большой теплоемкости, доступности и безопасности в применении. Ею охлаждают реагирующие массы, нагретые в результате экзотермических реакций. Водяным паром или горячей водой подогревают взаимодействующие вещества для ускорения реакций или проведения эндотермических процессов.

Современные химические комбинаты расходуют миллионы кубических метров воды в сутки. Например, для получения 1 т аммиака требуется 1500 м^3 воды. Поэтому химические предприятия, нефтехимические заводы строят рядом с водными источниками.

ЗАПОМНИ

Вода — это особый вид природных ресурсов, в ряде производств это сырье и реагент.

ЗАПОМНИ

Современное химическое производство расходует миллионы кубических метров воды в сутки. Например, для получения 1 т аммиака требуется 1500 м^3 воды.



Задачу сокращения расхода воды химическими предприятиями решают в трех основных направлениях: широкое применение оборотного водоснабжения (вода, используемая в теплообменных аппаратах, охлаждается и снова поступает в теплообменные аппараты, и так повторяется многократно), замена водяного охлаждения воздушным, очистка сточных вод и их повторное использование.

Энергия

Вы знаете, что большинство химических процессов требует затраты энергии. В химическом производстве энергию также расходуют на проведение вспомогательных операций: транспортировку сы

ЗАПОМНИ

В химической промышленности используют различные виды энергии: электрическую, тепловую, ядерную, химическую и световую.

рья и готовой продукции, сжатие газов, дробление твердых веществ, контрольно-измерительное обслуживание и др. Химическая промышленность относится к одной из самых энергоемких. Средний расход только электриче

ской энергии на производство 1 т аммиачной селитры NH_4NO_3 равен 11 000 кВт·ч; 1 т синтетического аммиака — 3200; 1 т фосфора — 16 500; 1 т алюминия — 19 000.

В химической промышленности используют различные виды энергии: электрическую, тепловую, ядерную, химическую и световую.



Общие способы получения металлов

Значительная химическая активность металлов (взаимодействие с кислородом воздуха, 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 и т. д.

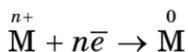
В свободном виде встречаются металлы, расположенные в ряду напряжений правее водорода (Ag, Hg, Pt, Au, Cu), хотя гораздо чаще медь и ртуть в природе можно встретить в виде соединений.

Минералы и черные породы, содержащие металлы и их соединения, из которых выделение чистых металлов технически возможно и экономически целесообразно, называют рудами.

Получение металлов из руд — задача металлургии.

Металлургия — это и наука о промышленных способах получения металлов из руд, и отрасль промышленности.

Любой металлургический процесс — это процесс восстановления ионов металла с помощью различных восстановителей. Суть его можно выразить так:



Чтобы реализовать этот процесс, надо учесть активность металла, подобрать восстановитель, рас-

ЗАПОМНИ

Минералы и черные породы, содержащие металлы и их соединения, из которых выделение чистых металлов технически возможно и экономически целесообразно, называют рудами.



смотреть технологическую целесообразность, экономические и экологические факторы. В соответствии с этим существуют следующие способы получения металлов:

ЗАПОМНИ

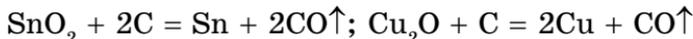
Пирометаллургия — восстановление металлов из руд при высоких температурах с помощью углерода, оксида углерода (II), водорода, металлов — алюминия, магния.

- пирометаллургический;
- гидromеталлургический;
- электрометаллургический.

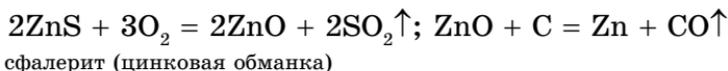
Пирометаллургия — восстановление металлов из руд при высоких температурах с помощью углерода, оксида

углерода (II), водорода, металлов — алюминия, магния.

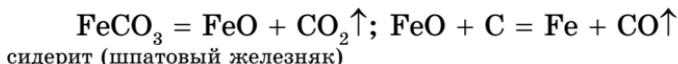
Например, олово восстанавливают из касситерита SnO_2 , а медь — из куприта Cu_2O прокаливанием с углем (коксом):



Сульфидные руды предварительно подвергают обжигу при доступе воздуха, а затем полученный оксид восстанавливают углем:



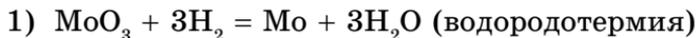
Из карбонатных руд металлы выделяют также путем прокаливания с углем, т. к. карбонаты при нагревании разлагаются, превращаясь в оксиды, а последние восстанавливаются углем:



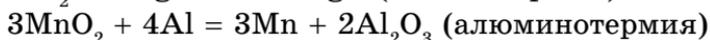
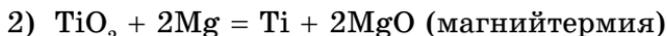
Восстановлением углем можно получить Fe, Cu, Zn, Cd, Ge, Sn, Pb и другие металлы, не образующие прочных карбидов (соединений с углеродом).



В качестве восстановителя можно применять водород или активные металлы:



К достоинствам этого метода относится получение очень чистого металла.

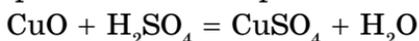


Чаще всего в металлотермии используют алюминий, теплота образования оксида которого очень велика ($2\text{Al} + 1,5\text{O}_2 = \text{Al}_2\text{O}_3 + 1676 \text{ кДж/моль}$). Электрохимический ряд напряжений металлов нельзя использовать для определения возможности протекания реакций восстановления металлов из их оксидов. Приблизительно установить возможность этого процесса можно на основании расчета теплового эффекта реакции (Q), зная значения теплот образования оксидов:

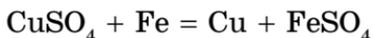
$$Q = \sum Q_1 - \sum Q_2,$$

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: 1) природное соединение растворяют в подходящем реагенте для получения раствора соли этого металла; 2) из полученного раствора данный металл вытесняют более активным или восстанавливают электролизом. Например, чтобы получить медь из руды, содержащей оксид меди CuO , ее обрабатывают разбавленной серной кислотой:



Затем медь либо извлекают из раствора соли электролизом, либо вытесняют из сульфата железом:



Таким образом получают серебро, цинк, молибден, золото, уран.

Электрометаллургия — восстановление металлов в процессе электролиза растворов или расплавов их соединений.

Производство аммиака и метанола

Любое химическое производство состоит из отдельных взаимосвязанных процессов (стадий).

Основные стадии химического производства:

- 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 служат примерами малоотходных, почти не имеющих выбросов в окружающую среду. Затраты на производство существенно снижены за счет 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.

Аммиак в дальнейшем используют для получения азотной кислоты, которая идет на производство удобрений, лекарств, красителей, пластмасс, искусственных волокон, взрывчатых веществ. Большие количества аммиака расходуются на получение мочевины, являющейся прекрасным азотным удобрением, да и сам жидкий аммиак и его водный раствор — это жидкие удобрения. На легком сжигании и последующем испарении с поглощением теплоты основано его применение в холодильных установках.

Метанол используют для получения большого количества разных органических веществ, в частности формальдегида $\text{H}-\text{C} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \diagdown \\ \text{H} \end{array}$ и метилметакри-

лата $\text{CH}_3-\text{CH} \begin{array}{l} \text{=O} \\ \diagdown \\ \text{O}-\text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$, которые используют

в производстве фенолформальдегидных смол и полиметилметакрилата (органическое стекло) соответственно. Помимо этого, метанол применяют для синтеза некоторых красителей, фотореактивов и фармакологических препаратов, а также как растворитель, экстрагент. В ряде стран метанол используют в качестве моторного топлива, т. к. его добавление к бензину повышает октановое число топлива и снижает количество вредных веществ в выхлопных газах.



Природные источники углеводородов. Их переработка

Нефть

Это природная сложная смесь углеводородов, в основном алканов линейного и разветвленного строения, содержащих в молекулах от 5 до 50 атомов углерода, с другими органическими веществами. Состав ее существенно зависит от места ее добычи (месторождения), она может помимо алканов содержать циклоалканы и ароматические углеводороды.

ЗАПОМНИ

Нефть — природная смесь углеводород, в основном алканов линейного и разветвленного строения, содержащих в молекулах от 5 до 50 атомов углерода.

Газообразные и твердые компоненты нефти растворены в ее жидких составляющих, что и определяет агрегатное состояние.

Нефть — маслянистая жидкость темного (от бурого до черного) цвета с характерным запахом, нерастворимая

в воде. Ее плотность меньше, чем у воды, поэтому, попадая в нее, нефть растекается по поверхности, препятствуя растворению кислорода и других газов воздуха в воде. Очевидно, что, попадая в природные водоемы, нефть вызывает гибель микроорганизмов и животных, приводя к экологическим бедствиям и даже катастрофам.

Существуют бактерии, способные использовать компоненты нефти в качестве пищи, преобразуя ее в безвредные продукты своей жизнедеятельности. Понятно, что именно использование культур этих бактерий — наиболее экологически безопас-



ный и перспективный путь борьбы с загрязнением окружающей среды нефтью в процессе ее добычи, транспортировки и переработки.

В природе нефть и попутный нефтяной газ заполняют полости земных недр. Представляя собой смесь различных веществ, нефть не имеет постоянной температуры кипения. Понятно, что каждый ее компонент сохраняет в смеси свои индивидуальные физические свойства, что и позволяет разделить нефть на составляющие. Для этого ее очищают от механических примесей, серосодержащих соединений и подвергают так называемой фракционной перегонке, или ректификации.

Фракционная перегонка — физический способ разделения смеси компонентов с различными температурами кипения.

Перегонка осуществляется в специальных установках — ректификационных колоннах, в которых повторяют циклы конденсации и испарения жидких веществ, содержащихся в нефти.

Пары, образующиеся при кипении смеси веществ, обогащены более легкокипящим (т. е. имеющим более низкую температуру) компонентом. Это пары собирают, конденсируют (охлаждают до температуры ниже температуры кипения) и снова доводят до кипения. В этом случае образуются пары, еще более обогащенные легкокипящим веществом. Многократным повторением этих циклов можно добиться практически полного разделения веществ, содержащихся в смеси.

ЗАПОМНИ

Фракционная перегонка — физический способ разделения смеси компонентов с различными температурами кипения.



В ректификационную колонну поступает нефть, нагретая до температуры 320–350 °С. Ректификационная колонна имеет горизонтальные перегородки с отверстиями — так называемые тарелки, на которых происходит конденсация фракций нефти. На более высоких скапливаются легкокипящие фракции, на нижних — высококипящие.

В процессе ректификации нефть разделяют на следующие фракции:

- *ректификационные газы* — смесь низкомолекулярных углеводородов, преимущественно бутана и пропана с температурой кипения до 40 °С;
- *газолиновую фракцию (бензин)* — углеводороды состава от C_5H_{12} до $C_{11}H_{24}$ (температура кипения 40–200 °С); при более тонком разделении этой фракции получают *газолин* (петролейный эфир, 40–70 °С) и *бензин* (70–120 °С);
- *лигроиновую фракцию* — углеводороды состава от C_8H_{18} до $C_{14}H_{30}$ (температура кипения 150–250 °С);
- *керосиновую фракцию* — углеводороды состава от $C_{12}H_{26}$ до $C_{18}H_{38}$ (температура кипения 180–300 °С);
- *дизельное топливо* — углеводороды состава от $C_{13}H_{28}$ до $C_{19}H_{36}$ (температура кипения 200–350 °С).

ЗАПОМНИ

Крекинг — термическое разложение нефтепродуктов, приводящее к образованию углеводородов с меньшим числом атомов углерода в молекуле.

Остаток перегонки нефти — *мазут* — содержит углеводороды с числом атомов углерода от 18 до 50. Перегонкой при пониженном давлении из мазута получают соляровое масло ($C_{18}H_{28}$ – $C_{25}H_{52}$), смазочные масла ($C_{28}H_{58}$ – $C_{38}H_{78}$), вазе-



лин и парафин — легкоплавкие смеси твердых углеводородов. Твердый остаток перегонки мазута — *гудрон* — и продукты его переработки — *битум* и *асфальт* — используют для изготовления дорожных покрытий.

Крекинг

Полученные в результате ректификации нефти продукты подвергают химической переработке, включающей ряд сложных процессов. Один из них — *крекинг* нефтепродуктов. Мазут разделяют на компоненты при пониженном давлении, поскольку при атмосферном давлении его составляющие начинают разлагаться, не достигнув температуры кипения. Именно это и лежит в основе крекинга.

Крекинг — термическое разложение нефтепродуктов, приводящее к образованию углеводородов с меньшим числом атомов углерода в молекуле. Различают несколько видов крекинга: термический, каталитический, высокого давления, восстановительный.

Термический крекинг заключается в расщеплении молекул углеводородов с длинной углеродной цепью на более короткие под действием высокой температуры (470–550 °С). В процессе этого расщепления наряду с алканами образуются алкены:

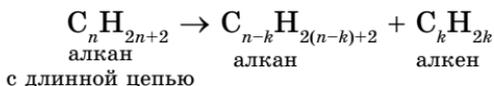


ЗАПОМНИ

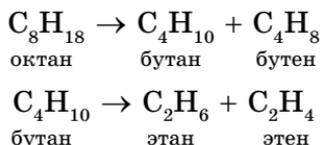
Термический крекинг заключается в расщеплении молекул углеводородов с длинной углеродной цепью на более короткие под действием высокой температуры (470–550 °С).



В общем виде эту реакцию можно записать следующим образом:



Образовавшиеся углеводороды могут снова подвергаться крекингу с образованием алканов и алкенов с еще более короткой цепью атомов углерода в молекуле:



При обычном термическом крекинге образуется много низкомолекулярных газообразных углеводородов, которые можно использовать как сырье для получения спиртов, карбоновых кислот, высокомолекулярных соединений (например, полиэтилена).

Каталитический крекинг происходит при температуре 450 °С в присутствии катализаторов, в качестве которых используют природные алюмосиликаты состава $n\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot m\text{SiO}_2$.

Осуществление крекинга с применением катализаторов приводит к образованию углеводородов, имеющих разветвленную или замкнутую цепь атомов углерода в молекуле. Содержание углеводородов такого строения в моторном топливе значительно повышает его качество, в первую очередь детонационную стойкость — октановое число бензина.

Крекинг нефтепродуктов протекает при высоких температурах, поэтому часто образуется нагар (сажа), загрязняющий поверхность катализатора, что резко снижает его активность.



Очистка поверхности катализатора от нагара — его регенерация — основное условие практического осуществления каталитического крекинга. Наиболее простым и дешевым способом регенерации катализатора является его обжиг, при котором происходит окисление нагара кислородом воздуха. Газообразные продукты окисления (в основном углекислый и сернистый газы) удаляются с поверхности катализатора.

Каталитический крекинг — гетерогенный процесс, в котором участвуют твердое (катализатор) и газообразные (пары углеводородов) вещества. Очевидно, что регенерация катализатора — взаимодействие твердого нагара с кислородом воздуха — также гетерогенный процесс.

Гетерогенные реакции (газ — твердое вещество) протекают быстрее при увеличении площади поверхности твердого вещества. Поэтому катализатор измельчают, а его регенерацию и крекинг углеводородов ведут в «кипящем слое», знакомом вам по производству серной кислоты.

Сырье для крекинга, например газойль, поступает в реактор конической формы. Нижняя часть реактора имеет меньший диаметр, поэтому скорость потока паров сырья очень высока. Движущийся с большой скоростью газ захватывает частицы катализатора и уносит их в верхнюю часть реактора, где из-за увеличения его диаметра скорость потока понижается. Под действием силы тяжести частицы катализатора падают в нижнюю, более узкую часть реактора, откуда вновь выносятся вверх. Таким образом, каждая кру-

ЗАПОМНИ

Каталитический крекинг происходит в присутствии катализаторов — природных алюмосиликатов состава $n\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot m\text{SiO}_2$.



пинка катализатора находится в постоянном движении и со всех сторон омывается газообразным реагентом.

Некоторые зерна катализатора попадают во внешнюю, более широкую часть реактора и, не встречая сопротивления потока газа, опускаются в нижнюю часть, где подхватываются потоком газа и уносятся в регенератор. Там также в режиме «кипящего слоя» происходит обжиг катализатора и возвращение его в реактор.

Таким образом, катализатор циркулирует между реактором и регенератором, а газообразные продукты крекинга и обжига удаляются из них.

Использование катализаторов крекинга позволяет несколько увеличить скорость реакции, уменьшить ее температуру, повысить качество продуктов крекинга.

Полученные углеводороды бензиновой фракции в основном имеют линейное строение, что приводит к невысокой *детонационной устойчивости* полученного бензина.

Отметим, что значительно большей детонационной стойкостью обладают углеводороды с молекулами разветвленного строения. Увеличить долю изомерных углеводородов разветвленного строения в смеси, образующейся при крекинге, можно, добавляя в систему катализаторы изомеризации.

Попутный нефтяной газ

Месторождения нефти содержат, как правило, большие скопления так называемого попутного нефтяного газа, который собирается над нефтью



в земной коре и частично растворяется в ней под давлением вышележащих пород. Как и нефть, попутный нефтяной газ является ценным природным источником углеводородов. Он содержит в основном алканы, в молекулах которых от 1 до 6 атомов углерода. Очевидно, что по составу попутный нефтяной газ значительно беднее нефти. Однако, несмотря на это, он также широко используется и в качестве топлива, и в качестве сырья для химической промышленности. Еще несколько десятилетий назад попутный нефтяной газ сжигали как бесполезное приложение нефти. В настоящее время, например, в Сургуте, богатейшей нефтяной кладовой России, вырабатывают самую дешевую в мире электроэнергию, используя как топливо попутный нефтяной газ.

Как уже отмечалось, попутный нефтяной газ по сравнению с природным более богат по составу различными углеводородами. Разделяя их на фракции, получают:

- *газовый бензин* — легколетучую смесь, состоящую в основном из пентана и гексана;
- *пропан-бутановую смесь*, состоящую, как ясно из названия, из пропана и бутана и легко переходящую в жидкое состояние при повышенном давлении;
- *сухой газ* — смесь, содержащую в основном метан и этан.

Газовый бензин, являясь смесью летучих компонентов с небольшой молекулярной массой, испаряется даже при низких температурах. Это по-

ЗАПОМНИ

Разделяя попутный нефтяной газ на фракции можно получить: газовый бензин, пропан-бутановую смесь и сухой газ (метан и этан).



зволяет использовать газовый бензин в качестве топлива для двигателей внутреннего сгорания на Крайнем Севере и как добавку к моторному топливу, облегчающую запуск двигателя в зимних условиях.

Пропан-бутановая смесь в виде сжиженного газа применяется как бытовое топливо (газовые баллоны) и для заполнения зажигалок. Постепенный перевод автомобильного транспорта на сжиженный газ — один из основных путей преодоления глобального топливного кризиса и решения экологических проблем.

Сухой газ, близкий по составу к природному, также широко используется в качестве топлива.

Природный газ

ЗАПОМНИ

Природный газ — это смесь предельных углеводородов с низкой молекулярной массой, содержание метана в смеси составляет от 75 до 99 % по объему.

Это смесь газообразных предельных углеводородов с небольшой молекулярной массой. Основным компонентом природного газа является метан, доля которого в зависимости от месторождения составляет от 75 до 99 % по объему. Кроме метана в со-

став природного газа входят этан, пропан, бутан и изобутан, а также азот и углекислый газ.

Как и попутный нефтяной, природный газ используется и как топливо, и в качестве сырья для получения разнообразных органических и неорганических веществ. Из метана — основного компонента природного газа — получают водород, ацетилен



и метиловый спирт, формальдегид и муравьиную кислоту и многие другие органические вещества. В качестве топлива природный газ используют на электростанциях, в котельных системах водяного отопления жилых домов и производственных зданий, в доменном и мартеновском производствах. Чиркая спичкой и зажигая газ в кухонной газовой плите городского дома, вы «запускаете» цепную реакцию окисления алканов, входящих в состав природного газа.

Каменный уголь

Кроме нефти, природного и попутного нефтяного газов, природным источником углеводородов является **каменный уголь**. Он образует мощные пласты в земных недрах, его разведанные запасы зна-

ЗАПОМНИ

Основным способом переработки каменного угля является **коксование** — прокаливание без доступа воздуха.

чительно превышают запасы нефти. Как и нефть, каменный уголь содержит большое количество различных органических веществ. Кроме органических, в его состав входят и неорганические вещества, такие, например, как вода, аммиак, сероводород и, конечно же, сам углерод — уголь. Одним из основных способов переработки каменного угля является **коксование** — прокаливание без доступа воздуха. В результате коксования, которое проводят при температуре около 1000 °С, образуются:

- **коксовый газ**, в состав которого входят водород, метан, угарный и углекислый газы, примеси аммиака, азота и других газов;



- *каменноугольная смола*, содержащая несколько сотен различных органических веществ, в том числе бензол и его гомологи, фенол и ароматические спирты, нафталин и различные гетероциклические соединения;
- *надсмольная*, или *аммиачная вода*, содержащая растворенный аммиак, а также фенол, сероводород и другие вещества;
- *кокс* — твердый остаток коксования, практически чистый углерод.

Кокс используется в производстве чугуна и стали, аммиак — в производстве азотных и комбинированных удобрений, а значение органических продуктов коксования трудно переоценить.

ЗАПОМНИ

В результате коксования образуются: коксовый газ, каменноугольная смола, надсмольная или аммиачная вода, кокс.

Таким образом, попутный нефтяной и природный газы, каменный уголь — не только ценнейшие источники углеводородов, но и часть уникальной кладовой невоспол-

нимых природных ресурсов, бережное и разумное использование которых — необходимое условие прогрессивного развития человеческого общества.

Химия и проблемы охраны окружающей среды

Химическое загрязнение окружающей среды обусловлено следующими факторами:

- 1) *повышением концентрации биогенных элементов* из-за канализационных сбросов и стока с полей удобрений, вызывающих бурное разви-



- тие водорослей и нарушение баланса в существующих экосистемах;
- 2) *отравлением воды*, почвы и воздуха отходами химических производств;
 - 3) *воздействием на воду и почву продуктов сжигания топлива*, снижающих качество воздуха и вызывающих кислотные дожди;
 - 4) *потенциальным заражением воды, воздуха и почвы радиоактивными отходами*, образующимися при производстве ядерного оружия и атомной энергии;
 - 5) *выбросами углекислого газа и химических веществ*, снижающих содержание озона, что может привести к изменению климата или образованию «озоновых дыр».

ЗАПОМНИ

Производственная деятельность человека наносит живой оболочке Земли — биосфере — серьезный урон, т. к. нарушает экологическое равновесие на планете.

Атмосфера — регуляторный механизм биосферы

Атмосфера является одной из главных частей механизма, регулирующего круговорот воды, кислорода, азота, углерода. Значение атмосферы состоит в том, что она служит экраном, защищающим жизнь на Земле от губительных воздействий из космоса. Через атмосферу проникают солнечные лучи — источник жизни. Атмосфера прозрачна для электромагнитного излучения в диапазоне длин волн от 0,3 до 0,52 нм, в которых заключено 82 % всей энергии солнечных лучей, а также



для радиоволн с длиной от 1 мм до 30 м. Жесткое коротковолновое излучение — рентгеновские и γ -лучи — поглощается всей толщей атмосферы и не доходит до поверхности Земли.

Особое значение имеет атмосферный озон O_3 , интенсивно поглощающий коротковолновые ультрафиолетовые лучи с длиной

ЗАПОМНИ

Естественное загрязнение атмосферы происходит во время лесных пожаров, извержений вулканов и биохимических реакций.

волны менее 0,29 нм. Таким образом, атмосфера защищает жизнь на Земле от коротковолновых лучей. Вместе с тем она пропускает инфракрасное излучение Солнца, но благодаря содержащимся

в ней озону, углекислому газу и водяному пару непрозрачна для инфракрасного излучения Земли. Если бы эти газы не содержались в атмосфере, Земля превратилась бы в безжизненный шар, средняя температура на поверхности которого была бы $-23\text{ }^\circ\text{C}$, в то время как фактически она равна $+14,8\text{ }^\circ\text{C}$. Жизнь в той форме, в которой она существует на Земле, возможна лишь при наличии атмосферы со всеми ее физическими и химическими свойствами.

Естественное загрязнение атмосферы можно рассматривать как фактор, способствующий ее регуляторной функции. Поэтому сам термин «загрязнение» здесь является в какой-то мере условным. В атмосферу попадают газы, выделяющиеся в результате горения лесов, извержения вулканов, биохимических реакций. Особенное значение имеет естественная атмосферная пыль. Она образуется при выветривании горных пород, эрозии почв, лесных и торфяных пожарах. В атмосфере она создает



ядра конденсации, без которых было бы невозможно образование осадков: снега, дождя.

Искусственное (антропогенное) загрязнение может быть связано с попаданием в атмосферу:

- 1) твердых частиц (цементная и резиновая автомобильная пыль, пыль горно-металлургических предприятий и т. д.);
- 2) газообразных веществ (углекислый и угарный газы, оксиды азота и серы, метан и аммиак, углеводороды и другие летучие соединения — бензин, растворители и т. д.);
- 3) радиоактивных веществ, поступающих в воздух в результате взрывов атомных и ядерных бомб, аварий на атомных электростанциях, добычи урана и использования радиоактивных веществ в различных технологических процессах;
- 4) свинца и других тяжелых металлов.

ЗАПОМНИ

Искусственное (антропогенное) загрязнение связано с попаданием в атмосферу: твердых частиц, газообразных веществ, радиоактивных веществ, свинца и других тяжелых металлов.

Изменение свойств атмосферы в результате ее загрязнения

Искусственное загрязнение оказывает и прямое, и косвенное воздействие на живые организмы. Прямое токсическое действие на организмы оказывают, например, оксиды серы и азота. Оксид серы (IV) SO_2 обладает сильным раздражающим действием на глаза, носоглотку, ткань легких. У растений он разрушает хлоропласты и другие



клеточные органоиды. Интенсивность фотосинтеза при этом снижается в 1,5–2 раза. Особенно чувствительны к SO_2 хвойные растения. При концентрации всего одной части SO_2 на миллион частей воздуха всего в течение двух месяцев у пятилетних елей происходит пожелтение и опадение хвои.

Оксиды азота (NO и NO_2) — токсичные соединения, вызывающие раздражение дыхательных путей, а в высоких дозах — отек легких. Кроме этого, оксиды азота и серы образуют в атмосфере азотную и серную кислоты, которые в виде кислотных дождей выпадают вместе с осадками и вызывают гибель наземных растений и водных организмов. Они наносят большой вред архитектурным и скульптурным памятникам из мрамора, разрушают металлические крыши и конструкции — мосты и опоры.

ЗАПОМНИ

Оксиды серы и азота в атмосфере образуют кислоты в виде мелких капель (0,1–1 мкм), которые переносятся на большие расстояния и выпадают в виде **кислотных дождей**. Происходит подкисление почв, водоемов, возникает коррозия металлов и разрушение мраморных и известковых конструкций.

Искусственное загрязнение оказывает косвенное воздействие на атмосферу, изменяя ее свойства. Так, в результате увеличивающегося сжигания топлива и уменьшения площадей, занятых земной растительностью, фотосинтетическая генерация (восстановление кислорода из углекислого газа в результате фотосинтеза) в настоящее время уменьшилась на 30 % по сравнению с предисторическим периодом. Ежегодная убыль кислорода составляет 31,62 млрд т. Если учесть, что в атмосфере содержится 1200 трлн т кислорода, то



его количество в атмосфере уменьшается в год на 0,0025 %. Казалось бы, очень немного, но, очевидно, в конце концов встанет вопрос о введении ограничений на потребление кислорода.

Гораздо хуже обстоит дело с озоном. Максимальная его концентрация в атмосфере наблюдается на высоте 20–25 км. Известно, что озон поглощает ультрафиолетовые лучи. При этом он сильно разогревается и препятствует потере тепла нижними слоями атмосферы. Помимо этого, озон, как и углекислый газ, усиленно поглощает инфракрасное излучение Земли. Следовательно, озон не только «спасает» все живое на планете от ультрафиолетовых лучей, но вместе с углекислым газом играет важную роль в тепловом балансе атмосферы и всей Земли.

Накопление углекислого газа и других веществ — причина парникового эффекта (глобального потепления климата).

Озоновый экран разрушается оксидами азота, соединениями хлора и фтора, попадающими в атмосферу в результате распада фреонов, которые широко применяют в холодильной и парфюмерно-косметической промышленности.

Чтобы минимизировать загрязнение атмосферы, необходимо:

- 1) производить очистку выбросов в атмосферу от твердых и газообразных загрязняющих веществ

ЗАПОМНИ

В атмосфере Земли в результате возрастания темпов сжигания топлива растет концентрация углекислого газа. Углекислый газ прозрачен для солнечного света, но не пропускает инфракрасное излучение Земли, т. е. ведет себя, как полиэтиленовая пленка в парнике. Накопление углекислого газа, **парниковый эффект** — причина глобального потепления климата.



с помощью электрофильтров, жидких и твердых поглотителей, циклонов и др.;

- 2) использовать экологически чистые виды энергии;
- 3) применять малоотходные и безотходные технологии;
- 4) добиваться уменьшения токсичности автомобильных выхлопных газов путем совершенствования конструкции двигателей и применения катализаторов, а также совершенствовать существующие и создавать новые электромобили и двигатели, работающие на водородном топливе.

Охрана водных ресурсов

Загрязнение воды стало грозной опасностью для человечества. Рассмотрим основные виды загрязнений.

Загрязнение твердыми частицами происходит при попадании в водоемы песка, глины, шлаков, пустой породы и других твердых отходов добывающей, металлургической, химической и строительной промышленности.

Загрязнение минеральными веществами:

- 1) соединениями металлов (высокотоксичными — свинцом, ртутью, редкоземельными — кадмием, селеном, литием и др.), в результате чего при превышении предельно допустимой концентрации (ПДК) у людей поражаются органы слуха, зрения, нервная система, возможны случаи паралича и рождения детей с различными физическими и психическими аномалиями;



- 2) минеральными удобрениями, в результате попадания которых в водоемы наблюдается эвтрофикация, то есть неумеренное разрастание водной растительности (например, водоем со зловонной зеленой жижей).

Загрязнение органическими веществами промышленного происхождения, входящими в состав стоков химической, нефтехимической, целлюлозно-бумажной и других отраслей промышленности. Среди таких веществ встречаются фенол, диоксин, СМС.

Загрязнение нефтью и ее производными. Одна тонна нефти, растекаясь по водной поверхности, способна занять площадь в 12 км², а 1 л нефти может сделать непригодными к употреблению 1 млн л воды, то есть столько ее, сколько бы хватило для семьи из 4 человек в течение 20 лет. Нефтяная пленка представляет собой преграду для газообмена между водой и атмосферой. Она препятствует поглощению водой кислорода и углекислого газа, вызывая гибель планктона. Эта пленка представляет собой большую опасность для морских птиц и животных. Оперение птиц, вымазанное нефтью, теряет свои водонепроницаемые свойства, что приводит к их гибели.

Органические вещества биологического происхождения содержатся в бытовых и животноводческих стоках. Попадая в водоемы, эти стоки делают воду непригодной для питья, вызывают гибель рыбы, являются причиной эвтрофикации.

Основные виды загрязнения воды: твердыми частицами, минеральными веществами, органическими веществами, нефтью и ее производными, органическими веществами биологического происхождения, пестицидами.



Пестициды, как и тяжелые металлы, двигаясь по трофической цепи: фитопланктон → зоопланктон → мелкие рыбы → крупные рыбы, достигают в теле последних такой концентрации, которая может быть смертельной для человека.

Кардинальным решением проблемы борьбы с загрязнением водной среды (гидросферы) был бы полный переход на безопасные технологии, при которых исключался бы сброс каких-либо стоков, а также разработка технологий с минимальным потреблением воды. Но разработка и внедрение малоотходных технологий дорогостоящи и сложны, поэтому первоочередное значение приобретает процесс очистки сточных вод, включающий:

- 1) очистку и обеззараживание бытовых и животноводческих стоков;
- 2) очистку стоков от последствий обслуживания автотранспорта и сельскохозяйственной техники;
- 3) очистку стоков, содержащих нефтепродукты.

Перспективны способы очистки воды от нефтепродуктов с помощью микроорганизмов и растений. Известны микроорганизмы, способные питаться углеводородами. Эксперименты, проведенные с использованием грибов *Candido lipolitica*, показали, что небольшие водоемы могут быть очищены от нефти за 5–6 дней.

Охрана земельных ресурсов

Эрозия (от лат. *erodere* — разъедание) понижает плодородие почвы. Это явление, которое принесло и приносит человечеству страшные беды. На обра-



зование плодородного слоя почвы уходят тысячелетия, уничтожен он может быть за 15–20 лет, а при сильных ураганах и ливнях — за несколько дней или часов. Существует два основных вида эрозии — водная и ветровая. Борьба с ними включает комплекс мероприятий:

- 1) *лесонасаждение*;
- 2) *агротехнические приемы*, например, создание долгодлительных культурных пастбищ, снегозадержание, внесение органических (но не минеральных) удобрений;
- 3) *почвозащитную систему земледелия*, заключающуюся в безотвальной вспашке и оставлении стерни на поверхности почвы;
- 4) *создание и внедрение почвозащитного земледелия*, препятствующего технической эрозии, которая возникает как результат непосредственного разрушения слоя почвы техническими средствами, в основном колесами и гусеницами машин;
- 5) *недопущение загрязнения почвы* остатками строительных деталей (панелей, блоков, кирпичей, золы, шлака), нефтью и нефтепродуктами, веществами, попадающими в почву из атмосферы (соединениями свинца, мышьяка, ртути, меди и т. д.);

Эрозия (от лат. *erodere* — «разъедание») понижает плодородие почвы. Основные виды эрозии — водная и ветровая.

Борьба с эрозией почвы включает: лесонасаждение, агротехнические приемы, почвозащитную систему земледелия, создание и внедрение почвозащитного земледелия, недопущение загрязнения почвы, правильное применение удобрений и пестицидов.



- 6) *правильное применение удобрений и пестицидов. Около 20 % , а иногда и 50 % удобрений не усваиваются растениями и остаются в почве тяжелым грузом для ее биоценоза. Пестициды могут попасть в почву и нарушить сложившиеся в ней трофические связи.*

ЭКСПРЕСС-КОНТРОЛЬ

1. Выберите вещество, которое в реакции дегидратации отщепляется от органической молекулы
 - 1) вода
 - 2) водород
 - 3) галогеноводород
 - 4) спирт
2. Как называется тип реакции замещения атомов водорода в молекулах органических соединений атомами галогенов?
 - 1) гидрирование
 - 2) галогенирование
 - 3) дегалогенирование
 - 4) дегидрирование
3. Укажите название ядовитого вещества, которое может образовываться при неполном сгорании топлива
 - 1) кислород
 - 2) оксид углерода (II)
 - 3) пропан
 - 4) метан
4. Для получения серной кислоты в промышленности в качестве исходного сырья используют
 - 1) сульфид железа (II)
 - 2) пирит
 - 3) сероводород
 - 4) сульфат железа
5. В соответствии с уравнением горения метана
$$\text{CH}_4 + 2\text{O}_2 = \text{CO}_2 + 2\text{H}_2\text{O}$$
укажите объем кислорода для сжигания 6 м³ метана
 - 1) 8 м³
 - 2) 14 м³
 - 3) 12 м³
 - 4) 10 м³



6. Нейтральную среду имеет водный раствор
- 1) карбоната натрия
 - 2) бромида калия
 - 3) сульфата меди (II)
 - 4) нитрита кальция
7. Бутадиен в промышленности можно получить
- 1) при крекинге нефти
 - 2) каталитическим дегидрированием и дегидратацией этилового спирта
 - 3) термическим разложением метана
 - 4) дегидрированием пропана
8. Укажите вещество, которое позволяет отличить глюкозу от уксусной кислоты
- 1) азотная кислота
 - 2) свежеполученный гидроксид меди (II)
 - 3) фенолфталеин
 - 4) бромная вода
9. Этилен в лаборатории можно получить при взаимодействии
- 1) карбида кальция с водой
 - 2) хлорэтана со щелочью
 - 3) хлорэтана с натрием
 - 4) дихлорпропана со щелочью
10. Установите соответствие между анионами и реактивами для их качественного определения.

Анионы

- А) галогены (Cl^- , Br^- , I^-)
- Б) NO_3^-
- В) SO_3^{2-}
- Г) CO_3^{2-}
- Д) S^{2-}

Реактивы

- 1) $\text{Cu} + \text{HNO}_3$ (конц.)
- 2) NaOH
- 3) AgNO_3
- 4) HCl , H_2SO_4 , HNO_3
(разбавленные)
- 5) BaCl_2
- 6) CuCl_2



11. Термическое расщепление углеводорода бутана протекает
- 1) с гомолитическим разрывом углерод-углеродной связи
 - 2) по свободнорадикальному механизму
 - 3) с образованием этена и этина
 - 4) с образованием свободных радикалов
 - 5) по цепному радикальному механизму
 - 6) с образованием метана
12. Белки взаимодействуют с
- 1) раствором сульфата меди (II) в щелочной среде
 - 2) этеном
 - 3) водой
 - 4) гидроксидом калия
 - 5) концентрированной азотной кислотой
 - 6) фенолом
13. Водный раствор глюкозы взаимодействует с
- 1) концентрированной серной кислотой
 - 2) формальдегидом
 - 3) хлористым натрием
 - 4) свежеполученным гидроксидом меди (II)
 - 5) уксусной кислотой
 - 6) бромом
14. Для предельных многоатомных спиртов характерны реакции
- | | |
|------------------|------------------|
| 1) полимеризации | 4) этерификации |
| 2) окисления | 5) дегидратации |
| 3) гидрирования | 6) нейтрализации |

ЭКСПРЕСС-ПОМОЩНИК

Промышленное производство аммиака

Условия	Процессы
Сырье	азот (из воздуха), водород (из метана)
Химия процесса	$\text{N}_2 + 3\text{H}_2 \xrightleftharpoons[\text{кат.}]{t^\circ, p} 2\text{NH}_3 + Q$
Оптимальные условия реакции	$t = 450\text{--}500\text{ }^\circ\text{C}$ $p = 25\text{--}60\text{ МПа}$ катализатор — восстановленное же-лесто
Аппараты	Колонна синтеза, теплообменники, турбокомпрессоры, циркуляционный компрессор

Промышленное производство серной кислоты

Условия	Процессы
Сырье	Пирит FeS_2 , самородная сера, сероводород, сульфиды
Химия процесса	$4\text{FeS}_2 + 11\text{O}_2 = 2\text{Fe}_2\text{O}_3 + 8\text{SO}_2$ обжиг $2\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons[\text{кат.}]{t^\circ, p} 2\text{SO}_3$ окисление катализатор V_2O_5 $\text{SO}_3 + \text{H}_2\text{O} = \text{H}_2\text{SO}_4$ поглощают SO_3 не водой, а H_2SO_4 (конц.) во избежание образования сернокислотного тумана. Образуется олеум (раствор SO_3 в H_2SO_4)



Окончание таблицы

Уловия	Процессы
Аппараты	Печь для обжига в кипящем слое циклон электрофильтр сушильная башня теплообменник контактный аппарат поглотительная башня

Промышленное производство азотной кислоты

Уловия	Процессы
Сырье	аммиак
Химия процесса	$4\text{NH}_3 + 5\text{O}_2 \xrightleftharpoons[\text{кат.}]{t^\circ, p} 2\text{NO} + 6\text{H}_2\text{O} + Q$ <p>окисление катализатор — платино-родиевый сплав $2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$ $4\text{NO}_2 + 2\text{H}_2\text{O} + \text{O}_2 \rightleftharpoons 4\text{HNO}_3 + Q$</p>
Аппараты	контактный аппарат окислительная башня поглотительная башня мешалка

Промышленное получение метанола

Уловия	Процессы
Сырье	метан
Аппараты	$\text{CH}_4 + \text{H}_2\text{O} \rightleftharpoons \underbrace{\text{CO} + 3\text{H}_2}_{\text{синтез-газ}}$ <p>конверсия метана $\text{CO} + 3\text{H}_2 \xrightleftharpoons[\text{кат.}]{t^\circ, p} \text{CH}_3\text{OH} + Q$</p>



Окончание таблицы

Уловия	Процессы
	$t = 250\text{--}300\text{ }^{\circ}\text{C}$ $p = 10\text{ МПа}$! Возможны побочные реакции. Катализаторы (селективные) — оксиды цинка, хрома, меди
Химия процесса	колонна синтеза теплообменник турбокомпрессор холодильник сепаратор

Природные источники углеводородов





Переработка нефти

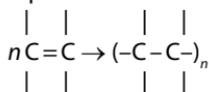
Перегонка нефти (ректификация)	Крекинг
<p>Физический способ разделения смеси компонентов нефти с различными температурами кипения. Аппарат — ректификационная колонна</p> <p>Фракции перегонки нефти:</p> <ul style="list-style-type: none"> • ректификационные газы • бензин • лигроин • керосин • газойль • мазут <p>Неперегоняемая часть — гудрон</p>	<p>Термическое разложение нефтепродуктов, которое ведет к образованию углеводородов с меньшим числом атомов углерода в молекуле</p> $C_{16}H_{34} \rightarrow C_8H_{18} + C_8H_{16}$ $C_8H_{18} \rightarrow C_4H_{10} + C_4H_8$ $C_4H_{10} \rightarrow C_2H_6 + C_2H_4$ <p>или в общем виде</p> $C_nH_{2n+2} \rightarrow C_{n-m}H_{2(n-m)+2} + C_mH_{2m}$ <p>алкан алкан алкен</p> <p>Виды крекинга:</p> <ul style="list-style-type: none"> • термический • каталитический • крекинг высокого давления • восстановительный крекинг



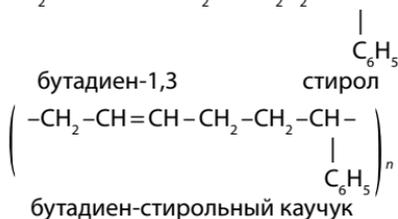
Основные способы получения ВМС

Полимеризация

способ получения полимеров, который состоит в последовательном присоединении молекул ненасыщенных соединений друг к другу с образованием высокомолекулярного продукта-полимера

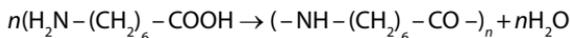


Сополимеризация — совместная полимеризация нескольких разных мономеров

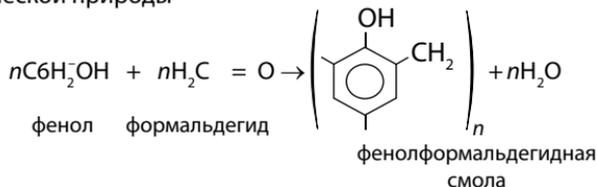


Поликонденсация

способ получения полимеров из низкомолекулярных веществ, который сопровождается выделением побочных низкомолекулярных продуктов реакции (воды, хлороводорода, аммиака и т. д.)



Сополиконденсация — реакция поликонденсации с использованием низкомолекулярных соединений разной химической природы



ОТВЕТЫ

Теоретические основы химии

№ задания	1	2	3	4	5	6	7
Ответ	3	4	3	1	2	4	3
№ задания	8	9	10	11	12	13	14
Ответ	4	3	2	2	3	4	3

Химическая реакция

№ задания	1	2	3	4	5	6	7
Ответ	3	3	1	1	4	3	3
№ задания	8	9	10	11	12	13	
Ответ	3	4	4	2	2	2	

Неорганическая химия

№ задания	1	2	3	4	5	6	7
Ответ	4	2	2	4	3	1	2
№ задания	8	9	10	11	12	13	14
Ответ	3	4	4	3	2	3	2

Органические вещества

№ задания	1	2	3	4	5	6	7
Ответ	2	4	4	3	2	1	3

№ задания	8	9	10	11	12	13	14
Ответ	4	3	3	1	3	3	1

№ задания	15	16	17				
Ответ	4	1	1				

Химия и жизнь

№ задания	1	2	3	4	5	6	7
Ответ	1	2	2	2	3	2	2

№ задания	8	9	10	11	12	13	14
Ответ	2	2	31546	124	135	145	245

Издание для дополнительного образования
Для старшего школьного возраста
УНИВЕРСАЛЬНЫЙ СПРАВОЧНИК ШКОЛЬНИКА

Варавва Наталья Эдуардовна
Мешкова Ольга Васильевна

ХИМИЯ

Ответственный редактор *А. Жилинская*
Ведущий редактор *Т. Судакова*
Редактор *Е. Шапаренко*
Художественный редактор *Е. Брынчик*
Компьютерная верстка *А. Невкрытый*
Корректоры *Е. Нещеретная, Н. Коцюба*

ООО «Издательство «Эксмо»
127299, Москва, ул. Клары Цеткин, д. 18/5. Тел. 411-68-86, 956-39-21.
Home page: www.eksmo.ru E-mail: info@eksmo.ru

Подписано в печать 14.02.2012.
Формат 84x108^{1/32}. Печать офсетная. Усл. печ. л. 27,72.
Тираж экз. Заказ

ISBN 978-5-699-51391-8



9 785699 513918 >

Оптовая торговля книгами «Эксмо»:

ООО «ТД «Эксмо», 142700, Московская обл., Ленинский р-н, г. Видное,
Белокаменное ш., д. 1, многоканальный тел. 411-50-74.
E-mail: reception@eksmo-sale.ru

**По вопросам приобретения книг «Эксмо» зарубежными оптовыми
покупателями обращаться в отдел зарубежных продаж ТД «Эксмо»**
E-mail: international@eksmo-sale.ru

International Sales: *International wholesale customers should contact
Foreign Sales Department of Trading House «Eksmo» for their orders.*
international@eksmo-sale.ru

**По вопросам заказа книг корпоративным клиентам,
в том числе в специальном оформлении,
обращаться по тел. 411-68-59, доб. 2299, 2205, 2239, 1251.**
E-mail: vipzakaz@eksmo.ru

Оптовая торговля бумажно-беловыми

и канцелярскими товарами для школы и офиса «Канц-Эксмо»:

Компания «Канц-Эксмо», Московская обл., Ленинский р-н, г. Видное-2,
Белокаменное ш., д. 1, а/я 5. Тел./факс +7 (495) 745-28-87 (многоканальный).
e-mail: kanc@eksmo-sale.ru, сайт: www.kanc-eksmo.ru

Полный ассортимент книг издательства «Эксмо» для оптовых покупателей:

В Санкт-Петербурге: ООО СЗКО, пр-т Обуховской Обороны, д. 84Е.
Тел. (812) 365-46-03/04.

В Нижнем Новгороде: ООО ТД «Эксмо НН», ул. Маршала Воронова, д. 3.
Тел. (8312) 72-36-70.

В Казани: Филиал ООО «РДЦ-Самара», ул. Фрезерная, д. 5.
Тел. (843) 570-40-45/46.

В Ростове-на-Дону: ООО «РДЦ-Ростов», пр. Стачки, 243А.
Тел. (863) 220-19-34.

В Самаре: ООО «РДЦ-Самара», пр-т Кирова, д. 75/1, литера «Е».
Тел. (846) 269-66-70.

В Екатеринбурге: ООО «РДЦ-Екатеринбург», ул. Прибалтийская, д. 24а.
Тел. +7 (343) 272-72-01/02/03/04/05/06/07/08.

В Новосибирске: ООО «РДЦ-Новосибирск», Комбинатский пер., д. 3.
Тел. +7 (383) 289-91-42. E-mail: eksmo-nsk@yandex.ru

В Киеве: ООО «РДЦ Эксмо-Украина», Московский пр-т, д. 9.
Тел./факс: (044) 495-79-80/81.

Во Львове: ТП ООО «Эксмо-Запад», ул. Бузкова, д. 2.
Тел./факс (032) 245-00-19.

В Симферополе: ООО «Эксмо-Крым», ул. Киевская, д. 153.
Тел./факс (0652) 22-90-03, 54-32-99.

В Казахстане: ТОО «РДЦ-Алматы», ул. Домбровского, д. 3а.
Тел./факс (727) 251-59-90/91. RDC-Almaty@eksmo.kz

**Полный ассортимент продукции издательства «Эксмо»
можно приобрести в магазинах «Новый книжный» и «Читай-город».**
Телефон единой справочной: 8 (800) 444-8-444.
Звонок по России бесплатный.

В Санкт-Петербурге в сети магазинов «Буквоед»:
«Парк культуры и чтения», Невский пр-т, д. 46. Тел. (812) 601-0-601
www.bookvoed.ru

**По вопросам размещения рекламы в книгах издательства «Эксмо»
обращаться в рекламный отдел. Тел. 411-68-74.**



ХИМИЯ

ВАШ НАДЕЖНЫЙ ПОМОЩНИК

- при подготовке к ЕГЭ;
- в процессе обучения;
- при повторении изученного материала.

СПРАВОЧНИК ПОДГОТОВЛЕН В ПОЛНОМ СООТВЕТСТВИИ С ТРЕБОВАНИЯМИ ШКОЛЬНОЙ ПРОГРАММЫ ПО ХИМИИ И СОДЕРЖИТ:

- ✓ ПОДРОБНЫЙ ТЕОРЕТИЧЕСКИЙ МАТЕРИАЛ (ПРАВИЛА, ОПРЕДЕЛЕНИЯ, ФОРМУЛЫ);
- ✓ ЭКСПРЕСС-КОНТРОЛЬ (ЗАДАНИЯ В ФОРМЕ ЕГЭ);
- ✓ ЭКСПРЕСС-ПОМОЩНИК (СПРАВОЧНАЯ ИНФОРМАЦИЯ В ВИДЕ СХЕМ И ТАБЛИЦ).

В СЕРИИ ВЫХОДЯТ СПРАВОЧНИКИ ПО:

-  русскому языку
-  физике
-  математике
-  истории
-  английскому языку

ISBN 978-5-699-51391-8



9 785699 513918 >



ЭКСМО