

БИБЛИОТЕКА ВУНДЕРКИНДА → НАУЧНЫЕ СКАЗКИ

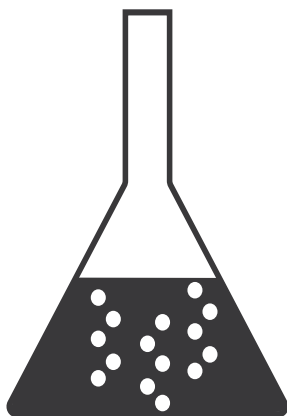


ХИМИЯ на пальцах

для детей и для родителей, которые хотят объяснить детям

Андрей Шляхов

ХИМИЯ на пальцах



Москва
Издательство АСТ

УДК 24.1
ББК 30я2
Ш68

Шляхов, Андрей Леонович

Ш68 Химия на пальцах/Андрей Шляхов — Москва: Издательство АСТ, 2017. — 384 с. (Библиотека Вундеркинда. Научные сказки)

ISBN 978-5-17-101857-3

Химия — волшебная наука. Без какого-либо преувеличения волшебная, поскольку она изучает превращения одних веществ в другие. Химию принято считать наукой сложной, трудной для понимания, требующей усердной зубрежки, хотя на самом деле это не так.

Химия предельно логична. В ней все происходит в полном соответствии законам. Если знать правила, то зубрить ничего не потребуется. Понимать надо. Чего химия не прощает, так это пробелов в знаниях. С той же физикой дело обстоит немного иначе. Можно превосходно разбираться в механике, совершенно не зная оптику. С химией такой номер не пройдет. Рано или поздно пробел «аукнется», даст о себе знать в совершенно неожиданной ситуации. Вроде бы все правильно, вроде бы в ходе реакции должно было получиться одно вещество, а получилось другое. Как пелось в одной старой песне: «сделать хотел грозу, а получил козу». Исключение из правил? Ничего подобного! Химия практически не знает исключений, а те, которые имеются, тоже логичны и объяснимы.

**УДК 24.1
ББК 30я2**

ISBN 978-5-17-101857-3

© Шляхов А.Л., 2017
© ООО «Издательство АСТ», 2017

ВВЕДЕНИЕ

Химия — волшебная наука. Без какого-либо преувеличения волшебная, поскольку она изучает превращения одних веществ в другие. Химию принято считать наукой сложной, трудной для понимания, требующей усердной зубрежки, хотя на самом деле это не так.

Химия предельно логична. В ней все происходит в полном соответствии законам. Если знать правила, то зубрить ничего не потребуется. Понимать надо. Чего химия не прощает, так это пробелов в знаниях. С той же физикой дело обстоит немного иначе. Можно превосходно разбираться в механике, совершенно не зная оптику. С химией такой номер не пройдет. Рано или поздно пробел «аукнется», даст о себе знать в совершенно неожиданной ситуации. Вроде бы все правильно, вроде бы в ходе реакции должно было получиться одно вещество, а получилось другое. Как пелось в одной старой песне: «сделать хотел грозу, а получил козу». Исключение из правил? Ничего подобного! Химия практически не знает исключений, а те, которые имеются, тоже логичны и объяснимы.

Эта книга (заметьте — «книга», а не «учебник»!) поможет вам разобраться в том, что такое химия. Она в равной мере подходит и для тех, кто только приступает к изучению этой интереснейшей науки, и для тех, кто ее когда-то изучал и успел основательно подзабыть.

Возможно, взрослых читателей удивит необычное расположение разделов, не всегда совпадающее с привычным, школьным порядком. Это сделано для лучшего понимания темы.

Эта книга — для детей и взрослых, для семейного чтения. Она написана простым и понятным языком. Науки не бывают непонятными, непонятными бывают только учебники. Но это, как уже было сказано, не учебник.

**Счастливого вам плавания
по химическим морям
и океанам!**

ЧАСТЬ I

Основные понятия и представ- ления химии

ГЛАВА 1

АТОМЫ И МОЛЕКУЛЫ

Химия изучает химические свойства веществ — способность одних веществ превращаться в другие вещества при определенных условиях. Свойства — это признаки, которыми обладает вещество, отличающие одни вещества от других. Вспомните из курса физики понятие «физическое тело». Любое физическое тело состоит из смеси веществ. Чистые вещества, такие, например, как дистиллированная вода, в природе практически не встречаются, их получают лабораторным путем. Даже в родниковой воде, вытекающей из недр Земли, которую принято считать «чистейшей», будут содержаться какие-то примеси.

Чистые вещества обладают постоянными физическими свойствами, такими как агрегатное состояние, цвет, плотность, теплопроводность, электропроводность, температуры кипения и плавления. Со смесями дело обстоит иначе. Свойства смесей зависят от их состава.

Смеси бывают однородными и неоднородными. В однородных смесях, таких, например, как раствор поваренной соли в воде, даже с помощью оптических приборов нельзя увидеть частицы разных веществ. В неоднородных — можно. Для научных и промышленных целей нередко бывают нужны чистые вещества. Для их получения приходится разделять смеси — выпаривать, фильтровать, перегонять... Способов много, но все они основаны на различиях в физических и других свойствах веществ.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Важно понимать отличие смеси веществ от вещества, получившегося в результате соединения двух веществ.

Так, например, если мы просто смешаем в пробирке кристаллы серы с медными опилками, то у нас получится смесь меди и серы. Разделить ее мы сможем при помощи воды. Высыплем наш порошок в воду. Тяжелая медь осядет на дно, а легкая сера будет плавать на поверхности. Но если мы нагреем пробирку так, чтобы сера начала кипеть, то в ней пойдет химическая реакция взаимодействия меди с серой с образованием нового вещества черного цвета — сульфида меди. Формула этой реакции нам пока не нужна, всему свое время. Сульфид меди ни опусканием в воду, ни каким-либо иным способом разделения смесей не получится разделить на медь и серу, потому что это не смесь, а вещество. Для разделения веществ, так же, как и для их получения, нужна химическая реакция. В смесях вещества сохраняют свои свойства. В приведенном выше примере мы отделили медь от серы при помощи воды именно благодаря этому обстоятельству. Сложное вещество, образованное из простых, обладает своими собственными, уникальными свойствами, отличающимися от свойств первоначальных ингредиентов. Всякое химически чистое вещество, независимо от способа его получения и прочих обстоятельств, имеет один и тот же состав а следовательно, и одинаковые свойства.

Самое время задуматься о том, из чего состоят химические вещества.

Состоят они из маленьких частичек шарообразной формы, которые называются «атомами», которые также называют «нуклидами». Все, что нас окружает, состоит из атомов.

Размеры различных атомов колеблются от одного до пяти ангстрем. Один ангстрем (обозначается Å) — это 10^{-10} метра. Иначе говоря, один ангстрем в десять тысяч раз меньше одной миллионной доли метра. Чтобы наглядно представить, насколько малы атомы, часто прибегают к следующему сравнению — если обычное, средних размеров, яблоко увеличить до размеров земного шара, то увеличенный во столько же раз атом станет размером с яблоко. В одной крупинке сахарного песка содержится примерно десять миллионов атомов.

Каждый атом состоит из атомного ядра и электронов, которые вокруг этого ядра вращаются. Земля, вокруг которой вращается Луна, похожа на атом,

имеющий один электрон, например — на атом водорода. Удивительное сходство между невероятно малыми и невероятно огромными объектами!

В настоящее время (это уточнение нужно, поскольку время от времени ученые открывают что-то новое) известно немногим более ста видов атомов, из которых устойчивыми является около восьмидесяти. Остальные неустойчивы — образуются в ходе какой-то реакции и через доли секунды исчезают. Атомы одного и того же вида называются «химическим элементом». Каждый химический элемент имеет свое обозначение, образованное из первой, двух первых или трех первых букв его латинского названия. Это обозначение называется «химическим знаком» или «химическим символом».

Посмотрите на таблицу периодической системы химических элементов Менделеева. К этой таблице, главному «документу» химической науки, мы станем обращаться очень часто. Пока что просто рассмотрите химические знаки, прочтите, какие элементы они обозначают, чтобы глаз немножко привык.

Период	Ряд	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ															
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII								
I	1	(H)										H Водород	He Гелий	Обозначение элемента		Атомный номер	
II	2	Li Литий	Be Бериллий	B Бор	C Углерод	N Азот	O Кислород	F Фтор	Ne Неон	Li Литий		Be Бериллий		B Бор		C Углерод	
III	3	Na Натрий	Mg Магний	Al Алюминий	Si Кремний	P Фосфор	S Сера	Cl Хлор	Ar Аргон								
IV	4	K Калий	Ca Кальций	Sc Скандий	Ti Титан	V Ванадий	Cr Хром	Mn Марганец	Fe Железо	Co Кобальт	Ni Никель						
	5	Zn Цинк	Ga Галлий	Ge Германий	As Мышьяк	Se Селен	Br Бром	Kr Криптон									
V	6	Rb Рубидий	Sr Стронций	Y Иттрий	Zr Цирконий	Nb Ниобий	Mo Молибден	Tc Технеций	Ru Рутений	Rh Родий	Pd Палладий						
	7	Ag Серебро	Cd Кадмий	In Индий	Sn Олово	Sb Сурьма	Te Теллур	I Йод	Xe Ксенон								
VI	8	Cs Цезий	Ba Барий	La* Лантан	Hf Гафний	Ta Тантал	W Вольфрам	Re Рений	Os Осмий	Ir Иридий	Pt Платина						
	9	Au Золото	Hg Ртуть	Tl Таллий	Pb Свинец	Bi Висмут	Po Полоний	At Астат	Rn Радон								
VII	10	Fr Франций	Ra Радий	Ac** Актиний	Rf Ренгфордий	Db Дубний	Sg Сибиргдий	Bh Бергвий	Hs Хасвий	Mt Миттербий							
VIII	8	Ce Церий	Pr Прометий	Nd Неодим	Pm Прометий	Sm Самарий	Eu Европий	Gd Гадолиний	Tb Тербий	Dy Диспрозий	Ho Гольмий	Er Ербий	Tm Термий	Yb Йттербий	Lu Лютеций		
	9	Th Торий	Pa Протактиний	U Уран	Np Нептуний	Pu Плутоний	Am Америций	Cm Кюрий	Bk Берклий	Cf Калифорний	Es Эйнштейний	Fm Фермий	Md Менделеев	No Нобелий	Lr Лоренсвий		

Таблица Менделеева

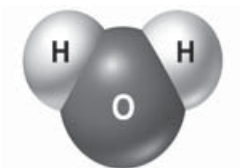
Соединяясь друг с другом, атомы образуют молекулы. Молекулы бывают разными по величине, они могут содержать от двух до сотен тысяч атомов (это не опечатка). Связи между атомами называются химическими связями.

Соединяясь друг с другом, молекулы образуют вещества. Связи между молекулами называются межмолекулярными связями.

Из физики нам известно, что вещества могут находиться в трех агрегатных состояниях — твердом, жидком и газообразном. В двух первых случаях молекулы связаны друг с другом, а в газах — практически не связаны, можно сказать, что они находятся «в свободном полете». Потому газы, в отличие от жидкостей, не имеют фиксированного объема. Объем газов зависит от давления.

Межмолекулярные связи гораздо слабее химических. Так, например, при изменении температуры вода переходит из одного состояния в другое — лед, жидкость, пар. Связи между молекулами ослабевают, но сами молекулы остаются неизменными, потому что атомы в них связаны очень крепко.

Молекулы и атомы твердых тел не сбиваются в беспорядочный ком, а располагаются в строгом порядке, каждая на своем определенном месте, образуя так называемые «кристаллические решетки». Связи между молекулами, расположенными в узлах кристаллических решеток, гораздо слабее, чем связи между атомами или другими частицами, поэтому вещества с молекулярным строением имеют низкие температуры плавления, а вещества с немолькулярным строением имеют высокие температуры плавления, и вообще, они крепче, прочнее «молекулярных» веществ.



*Молекула
воды*



*Молекула
кислорода*



*Кристалл
поваренной соли*

Не все вещества состоят из молекул. Есть и такие, которые состоят непосредственно из атомов или иных частиц. Например — алмаз, состоящий из связанных определенным образом атомов углерода. Мы еще поговорим об этом. Пока что важно запомнить, что по типу строения вещества делятся на молекулярные и немолекулярные.

По своему строению вещества делятся на простые и сложные. Молекулы простых веществ состоят из одного вида атомов, например — молекулы водорода или кислорода. Молекулы сложных веществ состоят из атомов разных видов, например — вода. Сложное вещество можно разложить путем химических реакций на простые, а вот простые разложить уже нельзя. В примере, который мы уже обсуждали (пока что только на словах, без уравнений) два простых вещества — медь и сера — превратились в сложное — сульфит серы. Процесс получения сложных веществ из простых называется синтезом.

Простые вещества называются так же, как и химические элементы, из которых они состоят. Кислород, серебро, алюминий... Важно различать и понимать, когда речь идет о веществе, а когда о химическом элементе. Пример — для дыхания нам необходимо вещество кислород, состоящее из двух атомов химического элемента кислорода, а не сами атомы. Химический элемент — понятие абстрактное, его нельзя ни увидеть, ни понюхать, ни пощупать. В отличие от вещества.

Ознакомьтесь с таблицей, в которой приведено несколько знакомых всем нам веществ.

Простые вещества		Сложные вещества	
Название	Тип строения	Название	Тип строения
Кислород	молекулярное	Вода	молекулярное
Водород	молекулярное	Поваренная соль	немолекулярное
Алмаз	немолекулярное	Сахароза	молекулярное
Железо	немолекулярное	Углекислый газ	молекулярное
Алюминий	немолекулярное	Сода	немолекулярное

СТРОЕНИЕ АТОМА

Давайте подробнее ознакомимся с тем, как устроен атом. Про ядро и электроны мы уже знаем. Ядра атомов состоят из положительно заряженных частиц, называемых «протонами» и нейтральных частиц, называемых «нейтронами». Протоны и нейтроны имеют общее название — «нуклоны», то есть ядерные частицы.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Порядковый номер химического элемента в периодической таблице Менделеева, а следовательно, все его химические свойства определяются зарядом ядра атомов элемента, который равен количеству протонов в ядре (так называемому «протонному числу»).

Ядро атома водорода, с которого начинается таблица Менделеева, состоит из одного протона. Ядро атома марганца (порядковый номер 25) — из двадцати пяти.

Любой атом в целом электрически нейтрален. Положительный заряд протонов уравновешивается отрицательным зарядом электронов, которые, как нам уже известно, вращаются вокруг ядра. Иначе говоря, число электронов в электронной оболочке атома равно протонному числу. Между всеми заряженными частицами атома действуют электростатические силы — отрицательно заряженные электроны притягиваются к положительно заряженному ядру и одновременно отталкиваются друг от друга. Мы же знаем из физики, что частицы с одинаковым зарядом отталкиваются друг от друга, а с разным — притягиваются друг к другу, верно?

У вас сразу же возник вопрос — почему не отталкиваются друг от друга одинаково заряженные протоны, из которых состоит ядро? Казалось бы, что им вместе делать нечего. Или физика ошибается? Нет, физика, как и химия, как и все другие науки, никогда не ошибается. Ошибаться могут только ученые, но не науки. Дело в том, что нуклоны — протоны и ней-

троны, из которых состоят атомные ядра, — притягиваются друг к другу силами, которые значительно сильнее электростатического отталкивания. Эти силы называются «ядерными силами». Они возникают лишь на сверхкоротких расстояниях. Атомы, простые ионы и атомные ядра имеют общее название — «нуклиды».

Из-за того, что ядерные силы во много раз больше электростатических, ядра гораздо прочнее атомов. Во время химических реакций изменяется только электронная оболочка — электроны отдаются или принимаются, а ядра атомов остаются неизменными.

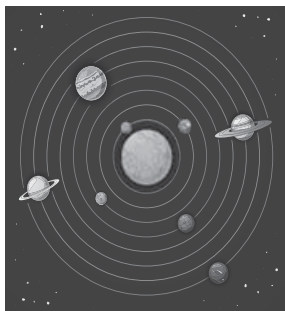
Отдавая или принимая электроны, нейтрально заряженные атомы превращаются в заряженные частицы — ионы. Отдал один или несколько электронов — стал положительно заряженным ионом, потому что начал преобладать положительный заряд ядра. Присоединил — зарядился отрицательно. Положительно заряженные ионы называют «катионами», а отрицательно заряженные — «анионами». Запомнить, как что называется, помогает фраза: «Катя (катион) хорошая, а вот Аня (анион) — плохая».

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Теряя или присоединяя электроны в ходе химических реакций, атомы не изменяют своей химической сущности.

Медь остается медью, а сера — серой. Упрощенно говоря, сущность химического элемента определяется его ядром. Электроны — дело наживное. Сегодня отдал, завтра присоединил.

Электроны движутся вокруг ядра атома примерно как планеты движутся вокруг Солнца, только их орбиты называются «слоями» или «оболочками» и в каждом слое могут находиться несколько электронов. Электроны атома различаются по величине своей энергии. Чем дальше от ядра располагаются электроны, тем больше их энергия. Электроны с близкими значениями энергии образуют своеобразные слои, которые называют «энергетическими уровнями» или «электронными оболочками».



Атом водорода

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Число энергетических уровней атома равно **номеру периода** в периодической системе Менделеева. Не порядковому номеру, а номеру периода!

Запомните пока что это, а таблицу Менделеева мы разберем немного позже.

Атом водорода, самый простой из всех атомов, имеет одну орбиту, один энергетический уровень. По этой орбите вокруг ядра вращается один электрон. Но в более сложных атомах уровни, начиная со второго, состоят из нескольких близких по энергии подуровней. Второй уровень состоит из двух подуровней, которые обозначают буквами «s» и «p». В третьем уровне добавляется еще один подуровень — «d», а в четвертом уровне подуровней становится четыре — добавляется подуровень «f». Больше четырех подуровней в энергетическом уровне не бывает.

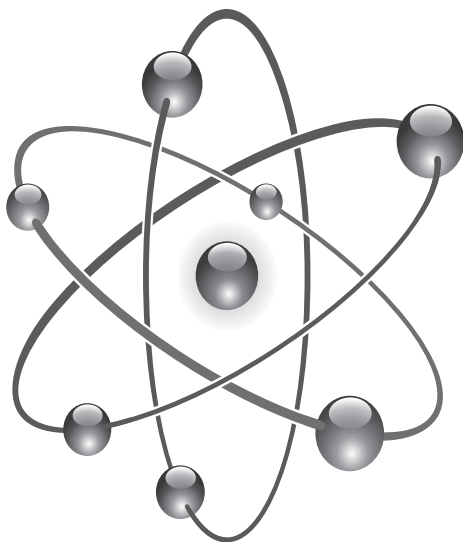
Подуровни, в свою очередь, состоят из одинаковых по энергии орбиталей. Чтобы лучше усвоить материал, можно сравнить электронное облако (совокупность всех энергетических уровней) атома с городом, энергетический уровень — с улицей, подуровень — с домом, а орбиталь — с квартирой для электронов. На одной орбитали, в одной квартире, не может быть более двух электронов.

На s-подуровне всего одна орбиталь, на p-подуровне — 3 орбитали, на d-подуровне — 5 орбиталей, а на f-подуровне их 7. Соответственно на

s-подуровне может находиться не более 2 электронов, на p-подуровне — не более 6, на d-подуровне — не более 10, а на f-подуровне — не более 14.

Вступая в реакцию, химические элементы изменяют свои внешние электронные слои, отдавая или принимая электроны. Внешние электронные слои реагирующих элементов, взаимодействуя, перекрываются друг с другом и образуют общее электронное облако. В результате этого процесса возникают химические связи между атомами. Есть такое правило: если на внешнем электронном уровне химического элемента находится мало электронов (1, 2 или 3), то элемент в большинстве реакций будет стремиться их отдать, а если больше трех — то будет стараться присоединить чужие.

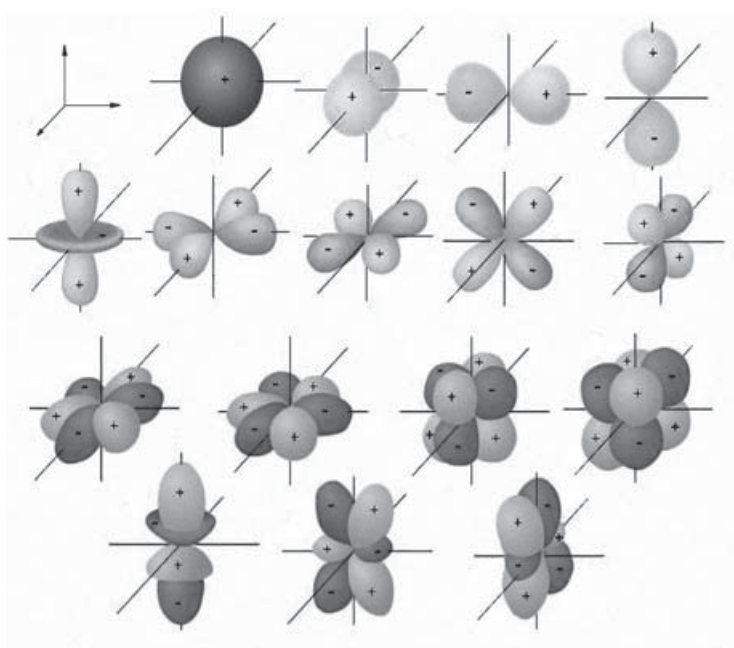
Сравнение строения атома с планетарной системой довольно условно. Планетарная модель строения атома, предложенная британским физиком Эрнестом Резерфордом в начале прошлого века, не могла объяснить факт длительного существования атома, иначе говоря — его устойчивости.



Планетарная модель строения атома

Согласно законам классической электродинамики, движущийся с ускорением заряд должен излучать электромагнитные волны, теряя тем самым энергию. Спустя некоторое время (довольно короткое, порядка 10^{-8} с) электроны должны растратить всю свою энергию и упасть на ядро, но ведь этого не происходит. Позже ученые выяснили, что внутренние процессы в атоме не подчиняются классическим законам физики.

В настоящее время принята волновая теория строения атома. Согласно волновой теории строения s-подуровни имеют сферическую форму и состоят из двух круговых орбиталей.



p-подуровни состоят из трех гантелеобразных орбиталей, похожих на объемные восьмерки, d-подуровни и f-подуровни имеют более сложную конфигурацию. «Электронное облако» — очень точное название. Ядро

атома и впрямь окружено «облаком», состоящим из постоянно движущихся электронов. Почему они не падают на ядро, объясняет квантовая механика, в которой электрон рассматривается как частица, обладающая волновыми свойствами. Но мы в эти дебри углубляться не станем, потому что для химии важнее само наличие электронов в атоме, а не вопрос «почему они не падают?».

МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ

Все химические элементы делятся на две большие группы — металлы и неметаллы. С химической точки зрения разница между ними в том, что металлы отдают электроны, а неметаллы их присоединяют.

К металлам относятся, например, железо, ртуть, медь, серебро, золото. К неметаллам — водород, кислород, сера, фосфор, хлор. По физическим свойствам металлы и неметаллы тоже сильно отличаются. Металлы (за исключением ртути) — твердые вещества, а неметаллы бывают как твердыми, так и жидкими (например, бром) и газообразными. Металлы хорошо проводят тепло и электричество, а неметаллы плохо, из них делают изоляторы. Металлы, в отличие от неметаллов, обладают блеском, который так и называется «металлическим». Металлы пластичны и поддаются ковке, а те неметаллы, которые находятся в твердом состоянии, непластичны и большей частью хрупки.

Те металлы, которые наиболее легко отдают электроны, то есть наиболее активно вступают в химические реакции, называют «активными». Активность металлов в таблице Менделеева возрастает сверху вниз и справа налево. Самый активный металл это франций (**Fr**), на последнем слое у которого находится один электрон, расположенный достаточно далеко от ядра и потому довольно слабо с ним связанный. Помимо франция к наиболее активным металлам относятся литий (**Li**), натрий (**Na**), калий (**K**), рубидий (**Rb**) и цезий (**Cs**).

ВАЛЕНТНОСТЬ

Свойство атомов элементов образовывать определенное число химических связей с атомами других элементов называется «валентностью».

Валентность не всегда постоянна. У некоторых химических элементов в разных соединениях она может быть различной. Так, например, валентность серы (S) в соединении с водородом равна двум (H_2S), а с кислородом (O) — шести (SO_3).

Запомните несколько правил, без которых нельзя написать верную химическую формулу.

ПРАВИЛО ПЕРВОЕ. Число единиц валентности химических элементов, отдающих электроны, равно числу единиц валентности элементов, их принимающих.

ПРАВИЛО ВТОРОЕ. Валентность не может выражаться дробным числом. Попробуйте объяснить сами, почему так, а потом загляните в конец книги, где находятся примечания, чтобы проверить себя*.

ПРАВИЛО ТРЕТЬЕ. Валентность не может быть больше восьми, потому что на внешнем электронном слое атома не может быть более восьми электронов. Внешний электронный слой атома состоит из s- и p-подуровней. Мы уже знаем, что на s-подуровне всего одна орбиталь, а на p-подуровне — три. А еще мы знаем, что на одной орбитали не может разместиться более двух электронов. Вот и считайте: четыре орбитали — это не более восьми электронов.

АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНАЯ ТЕОРИЯ

Все, что мы с вами узнали до сих пор, объединяется в атомно-молекулярную теорию, основы которой разработал великий русский ученый Михаил Васильевич Ломоносов. Основные положения этой теории таковы:

1. Вещества имеют молекулярное и немолекулярное строение. Ломоносов называл молекулы «корпускулами», а атомы «элементами».

* Валентность определяется числом отданных или принятых электронов, которые не дробятся.

2. Молекулы каждого вещества совершенно одинаковы, но они отличаются от молекул других веществ.
3. Молекулы находятся друг от друга на некотором расстоянии, длина которого зависит от таких факторов, как агрегатное состояние вещества и температура. Наибольшее расстояние между молекулами газов, поэтому газы легко сжимаемы. Наименьшее — между молекулами твердых тел, которые практически невозможно сжать. Жидкости занимают промежуточное положение, они подвергаются небольшому сжатию.
4. Молекулы находятся в постоянном движении. Скорость их движения зависит от температуры. С повышением температуры скорость движения молекул возрастает. Молекулы в газах движутся с наибольшими скоростями. Расстояние между ними велико, гораздо больше их собственных размеров, связи между ними слабы, поэтому движение молекул газов стремительно и беспорядочно. Газы не имеют ни формы, ни объема. Они заполняют любой объем и легко сжимаются.
5. Расстояние между молекулами жидкости меньше размеров самих молекул, а межмолекулярное притяжение довольно велико. В жидкостях молекулы совершают два вида движений — колеблются около положения равновесия (подобно тому, как покачивается запущенный волчок) и перескакивают с места на место, недалеко — со своего места на место, которое освободила соседняя молекула. Подобно твердым телам жидкости сохраняют свой объем, но не имеют собственной формы, подобно газам. Благодаря перескокам молекул с места на место жидкости обладают таким свойством, как текучесть. В отличие от твердых тел жидкости не сопротивляются изменению формы. Жидкости мало сжимаемы.

Вам может показаться, что молекулы или атомы твердых тел недвижимы, но это не так. Находясь в узлах кристаллических решеток, они не могут перепрыгивать с места на место, потому что силы, связывающие их, весьма и весьма велики. Но колебательные движения около положения равновесия они совершают. Таким образом, можно сказать, что все в природе находится в постоянном движении, даже если стоит или лежит на

одном и том же месте. Из-за крепости связей в кристаллических решетках твердые тела в обычных условиях сохраняют объем и форму.

Между молекулами существуют силы взаимного притяжения и отталкивания, величина которых зависит от агрегатного состояния вещества. В твердых веществах эти силы имеют наибольшую величину, а в газах — наименьшую.

Молекулы состоят из атомов, которые, подобно молекулам, находятся в непрерывном движении.

Атомы одного вида отличаются от атомов другого вида массой и свойствами.

При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических — разрушаются. Если вы разобьете молотком кусок льда или нагреете его так, чтобы он растаял, с молекулами воды ничего не произойдет. Но если мы опустим в воду кусочек натрия, то вода сразу же вступит с ним в реакцию.

У веществ с молекулярным строением в твердом состоянии в узлах кристаллических решеток находятся молекулы, связи между которыми слабы и при нагревании довольно легко разрываются. Поэтому вещества с молекулярным строением в подавляющем большинстве случаев имеют низкие температуры плавления.

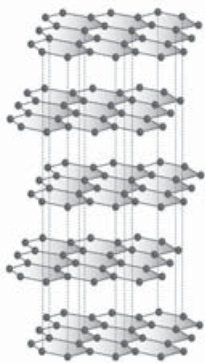
У веществ с немолекулярным строением в узлах кристаллических решеток находятся атомы или иные частицы. Между ними существуют сильные химические связи, для разрыва которых требуется много энергии. Поэтому вещества с немолекулярным строением чаще всего имеют высокие температуры плавления.

АЛЛОТРОПИЯ

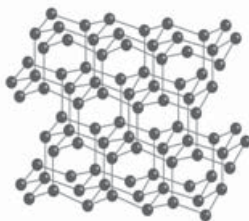
Аллотропией (от др.-греч. аллос — «другой» и тропос — «поворот, свойство») называется существование одного и того же химического элемента в виде двух и более простых веществ, различных по строению и свойствам, называемых аллотропическими модификациями, или аллотро-

пическими формами. Явление аллотропии в одних случаях обусловлено тем, что молекулы простого вещества состоят из различного числа атомов, а в других — тем, что их кристаллы имеют различное строение.

Так, например, химический элемент кислород может существовать в виде трех аллотропических форм: атомарного кислорода (O), двухатомной молекулы (O_2) и трехатомной молекулы (O_3). Химический элемент углерод образует две аллотропические формы — алмаз и графит, различающиеся строением кристаллической решетки. Алмазы представляют собой прозрачные, чаще всего бесцветные кристаллы. Графит же черный с серым отливом. Алмаз — самый твердый минерал, а графит мягкий, он легко крошится. Графит хорошо проводит электричество, а алмаз электричество не проводит. Кажется невероятным, что столь разные вещества могут быть образованы одним и тем же химическим элементом, но тем не менее это так. Разница свойств обусловлена различным строением кристаллической решетки. В графите кристаллическая решетка организована по плоскостному принципу, имеет слоистую структуру. Атомы углерода образуют правильные шестиугольники, связанные друг с другом только в пределах одной плоскости, одного слоя. Слои удалены друг от друга, связи между ними слабые, и поэтому графит легко разрушается. Графит не кристалл, а совокупность тонких пластинок.



*Расположение атомов углерода
в графите*



*Расположение атомов углерода
в алмазе*

Кристаллическая решетка алмаза построена по принципу объемных связей всех атомов со всеми. Каждый атом углерода в алмазе находится в центре правильного тетраэдра (четырехгранника), в вершинах которого расположены другие атомы. По этой причине алмаз является самым крепким минералом.

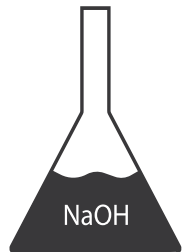
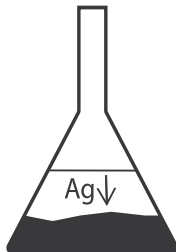
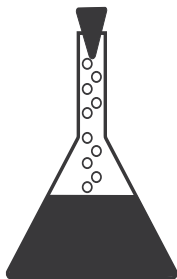
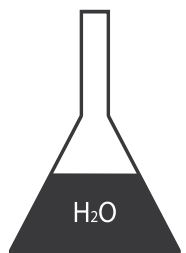
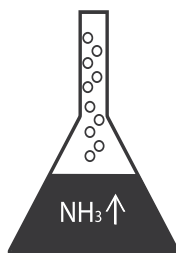
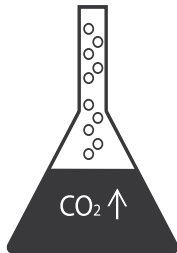
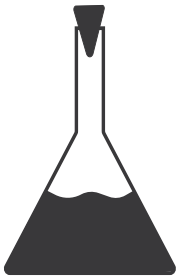
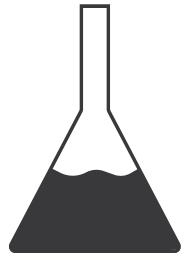
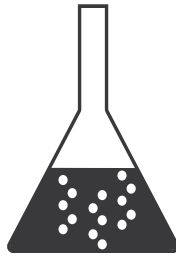
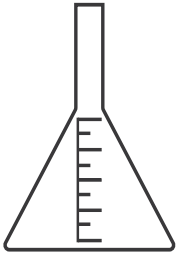
ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ ВЕЩЕСТВ

Сущность химических реакций заключается в перегруппировке атомов. Возьмите кубики двух цветов. Сначала постройте из них две башенки, каждую из кубиков одного цвета. Затем постройте одну большую башню, а после — четыре маленьких или же выложите кубики цепочкой на столе. Стройте, что вам угодно, но в любом случае, что бы вы ни построили, количество ваших кубиков не изменится. С атомами происходит то же самое. Ничто не возникает ниоткуда и не исчезает в никуда. Атомы просто рвут старые связи и образуют новые.

Закон сохранения массы веществ, открытый независимо друг от друга нашим Ломоносовым и французским ученым Лавуазье, гласит: «Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции».

На этот закон опирается вся химическая наука, потому что без него нельзя было бы составлять уравнения химических реакций, описывающие превращения одних веществ в другие. Пользуясь законом сохранения массы веществ, можно производить важные расчеты — узнавать, сколько потребуется исходных веществ для получения того, что нужно. Без подобных расчетов невозможно химическое производство.

Масса веществ, вступающих в химическую реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции — и точка! Этот закон не знает исключений.



ГЛАВА 2

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева. Уравнения химических реакций

Периодическая система химических элементов Д.И. Менделеева, названная в честь своего создателя, русского химика Дмитрия Ивановича Менделеева, представляет собой классификацию химических элементов, в которой показана зависимость свойств элементов от заряда атомного ядра. Таблица является графическим выражением периодического закона, открытого Менделеевым в 1869 году: «Свойства простых тел, а также формы и свойства соединений элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел стоят в периодической зависимости от их атомного веса».

Можно сказать и короче: «Свойства химических элементов находятся в периодической зависимости от их атомного веса». Обратите внимание на слово «периодической». В нем вся суть. Если бы зависимость была бы не периодической, то никакой таблицы Менделеева не было бы. Возможно, был бы «ряд Менделеева», в котором все элементы располагались бы один за другим. Собственно, с ряда все и началось.

Выстроив элементы в порядке возрастания веса их атомов, Менделеев заметил, что в большинстве случаев химические и физические свойства каждого элемента сходны с предыдущим элементом. Менделеев оперировал понятием «атомный вес», потому что понятий «атомного числа» или «количества протонов» в то время не знали. Но эти понятия взаимосвязаны — чем больше протонов, тем больше вес, — и потому система у него получилась верной. Периодически повторяющееся сходство свойств химических элементов побудило Менделеева представить ряд элементов в виде таблицы.

Горизонтальные строки химических элементов в таблице Менделеева называются «периодами». Давайте рассмотрим второй период. Первый,

самый верхний, не так нагляден, потому что в нем кроме водорода и гелия больше ничего нет.

Итак, рассматриваем второй период. Литий (**Li**), бериллий (**Be**), бор (**B**), углерод (**C**), азот (**N**), кислород (**O**), фтор (**F**), неон (**Ne**). Начинается период с весьма активного металла лития, который хорошо реагирует с другими элементами, а заканчивается инертным газом неоном, химическая активность которого крайне низка. О каком сходстве здесь может идти речь? Почему столь разные вещества попали в один и тот же второй период? Или же спросим иначе — что обозначает номер периода?

Мы уже знаем, что электроны вращаются вокруг ядра по орбитам, которые называют «слоями» или «оболочками». Во время знакомства с тем, как устроен атом, уже было сказано, что число электронных слоев атома равно номеру периода в периодической системе Менделеева. У атома водорода, находящегося в первом периоде, всего один электронный слой или одна электронная оболочка. У всех элементов второго периода — по две оболочки, и именно по этому признаку они объединены в один период.

Вспоминаем дальше. Мы уже говорили о том, что порядковый номер химического элемента в таблице Менделеева равен количеству протонов в ядре атома. Только глубже в это обстоятельство не вникали, а сейчас пора вникнуть. Мы знаем, что атом электрически нейтрален, положительный заряд протонов уравнивается отрицательным зарядом электронов. Следовательно, если прибавляется протон, то прибавляется и электрон. Если идти слева направо, то каждого последующего химического элемента в периоде на один электрон больше, чем у предыдущего. У неона, на котором заканчивается период, внешняя оболочка полностью заполнена электронами, поэтому данный элемент и не обнаруживает желаний вступать в реакцию с другими элементами. Присоединять чужие электроны некуда, раз оболочка заполнена, отдавать свои не хочется. А у лития на внешней оболочке всего один электрон, и он им охотно делится с кем угодно.

Вы уже знаете, что валентность химического элемента не может быть больше восьми, потому что на внешнем электронном слое атома не может

быть более восьми электронов. Внешняя электронная оболочка, содержащая восемь электронов, является завершённой и энергетически устойчивой. Соответственно, в каждом периоде таблицы Менделеева не должно быть более восьми элементов, верно?

Но почему это правило работает только в трех первых периодах? В четвертом и пятом периодах по восемнадцать элементов, а в шестом и седьмом по тридцать два? Чтобы не нарушать логической стройности таблицы, внизу ее выписаны группы элементов из шестого и седьмого периода — лантаноиды и актиноиды, т.е. вещества, своими химическими (и физическими) свойствами похожие на элементы лантан (**La**) и актиний (**Ac**).** Это какой должна быть оболочка, чтобы вместо восьми вмещать аж тридцать два электрона? Резиновой?

Нет, на внешней оболочке больше восьми электронов быть не может. В «больших» периодах происходит заполнение электронами не только внешней, но и второй снаружи электронной оболочки. А в атомах лантаноидов и актиноидов происходит заполнение электронами третьей снаружи оболочки.

Давайте рассмотрим элементы с № 72 по № 74 — гафний (**Hf**), тантал (**Ta**) и вольфрам (**W**). И у гафния, и у тантала, и у вольфрама на внешних оболочках находится по два электрона. А вот на предыдущей число электронов возрастает с десяти у гафния до двенадцати у вольфрама. У элемента № 41 ниобия (**Nb**) на внешнем слое на один электрон меньше, чем у элемента № 40 циркония (**Zr**), но зато на втором снаружи на два больше.

Рядом со знаком элемента помимо порядкового номера и другой информации, указана атомная масса элемента, точнее — относительная атомная масса, потому что она определяется как отношение массы атома данного элемента к $1/12$ массы нейтрального атома изотопа углерода-12,

* Уже существует и восьмой период, но он пока не заполнен до конца, поэтому, чтобы не усложнять тему, мы его проигнорируем.

** **Суперактиноиды** — химические элементы, существование которых пока еще не подтверждено достоверно, поэтому мы не станем их рассматривать.

которую называют атомной единицей массы (а. е. м.) или «дальтоном» (Да).

Углерод-12 — это нуклид химического элемента углерода с атомным номером 6 и массовым числом 12, один из двух стабильных изотопов углерода.

Что такое «изотоп»? Изотоп — это атом химического элемента, отличающийся от другого атома того же элемента атомной массой. Как могут различаться по массе атомы одного и того же химического элемента? Изотопы имеют разную массу из-за различного числа нейтронов в их ядрах. Число протонов у одного и того же химического элемента всегда постоянно, а вот число изотопов может различаться. В природе все химические элементы существуют в виде смесей изотопов. В таблице Менделеева приводятся средние значения относительных атомных масс химических элементов с учетом их изотопного состава, поэтому-то атомные массы выражены дробными числами.

Зачем химикам понадобилось придумывать атомную единицу массы? Неужели они не могли обойтись обычными единицами измерения массы? Могли, конечно, но это было очень неудобно. Масса атома — чрезвычайно малая величина. Например, атом водорода, самый легкий из всех атомов, имеет массу около $1,67 \cdot 10^{-24}$ г. Столь «громоздкими» числами неудобно оперировать, в нолях запутаться можно, вот химики и придумали свою единицу измерения, условную, относительную величину.

Какую закономерность можно заметить, рассматривая периоды?

В любом из периодов металлические свойства элементов усиливаются справа налево.

Даже в первом периоде, где нет ни одного металла, эта закономерность соблюдается, потому что водород, стоящий слева от гелия, обладает металлическими свойствами. При реакциях, осуществляющихся в водных растворах, водород обычно ведет себя как металл. Но атом водорода также обладает способностью присоединять один электрон, как неметалл.

В обратном направлении слева направо возрастают неметаллические свойства элементов. Это закономерно, ведь чем больше масса ядра, тем

сильнее оно притягивает электроны и чем плотнее заполнены электронные оболочки, тем меньше у элементов желания участвовать в химических реакциях.

Можно сказать иначе: слева направо усиливаются окислительные свойства элементов.

Следующая закономерность:

каждый период периодической таблицы Менделеева начинается активным металлом и заканчивается инертным газом.

С горизонталями мы с вами разобрались. Теперь перейдем к вертикалям.

Вертикальные столбцы химических элементов называются «группами». Групп в периодической системе химических элементов восемнадцать. Все элементы одной группы обладают схожими свойствами. Металлические свойства в группах возрастают сверху вниз, а неметаллические — снизу вверх.

Ознакомимся с семействами или группами химических элементов. В семейства элементы объединяются по схожести своих свойств. Перечислять их нет необходимости, потому что вам будет интересно и познавательно найти те элементы, о которых идет речь в таблице самостоятельно. Прочитайте характеристику, найдите группу в таблице, рассмотрите, а затем читайте про другую группу.

Элементы первой группы называют **«щелочными металлами»**, потому что при их растворении в воде образуются растворимые гидроксиды, называемые «щелочами».

Элементы второй группы называют **«щелочноземельными металлами»**. Собственно это название верно только для кальция (**Ca**), стронция (**Sr**), бария (**Ba**) и радия (**Ra**) и связано во-первых с тем, что их оксиды раньше называли «землями», а во-вторых, с тем, что при взаимодействии с водой они образуют щелочи.

Для того чтобы понять, почему **«переходные металлы»** называются так, а не как-то иначе, нам надо ознакомиться с классификацией химических элементов в периодической системе Менделеева, основанной на особенностях заполнения электронной оболочки электронами. По этой классификации все элементы делятся на *s*-, *p*-, *d*- и *f*-элементы. Каждая электронная оболочка атома элемента и каким уровнем заканчивается оболочки. Элементы первой и второй групп — это *s*-элементы, потому что у них на внешнем уровне электроны присутствуют только на *s*-подуровне, где, как известно, есть только одна орбиталь, на которой больше двух электронов не поместится. Поэтому с тринадцатой группы начинается заполнение *p*-подуровня, имеющий три орбитали. Элементы, находящиеся с 13 по 18 группам, называются *s*-элементами. А переходные металлы как бы вклиниваются между *s*- и *p*-элементами, потому и называются «переходными».

У переходных металлов с увеличением порядкового номера число электронов на внешней оболочке остается постоянным (1 или 2 на *s*-подуровне) и вместо наружного *p*-подуровня заполняется электронами второй снаружи *d*-подуровень. Поскольку число электронов в наружном подуровне не меняется, свойства элементов с увеличением порядкового номера изменяются незначительно — все *d*-элементы четных рядов представляют собой металлы со схожими свойствами. В тех же случаях, когда с увеличением порядкового номера идет заполнение электронами внешнего подуровня, свойства элементов изменяются заметно. У актиноидов и лантаноидов заполняется электронами третий снаружи *f*-подуровень, потому они называются *f*-элементами.

Постпереходные металлы располагаются справа от переходных металлов в периодической таблице в группах с 13 по 16. Самым известным представителем этой группы является алюминий, металл, без которого невозможно представить нашу жизнь. Другое название постпереходных металлов — «легкие металлы». Они действительно легкие.

Полуметаллы (или «металлоиды») занимают промежуточное положение между металлами и неметаллами. По своим химическим свойствам полу-

металлы являются неметаллами, но, подобно металлам, обладают электрической проводимостью.

«Халькогенами» называют химические элементы 16 группы. Это название происходит от двух греческих слов, означающих «медь» (или в более широком смысле — руду) и «рождение». Дело в том, что большинство медных руд состоит из соединений меди с кислородом (O) и серой (S), самыми «известными» элементами этого семейства. Халькогены — металлы.

Название **«галогены»** тоже происходит от двух греческих слов, означающих «соль» и «рождение». Так называются элементы 17-й группы. Все они очень активные окислители, способные реагировать практически со всеми простыми веществами, и поэтому в природе в чистом виде не встречаются. Чтобы получить чистый галоген, его приходится выделять из соединений-солей.

«Инертные» или **«благородные» газы** получили такое название из-за своей крайне низкой химической активности. Они практически не реагируют с другими веществами, поскольку их наружный уровень полностью заполнен электронами. Все инертные газы одноатомные, без цвета и запаха.

Лантаноиды и **актиноиды** — это металлы, у которых заполняется электронами f-подуровень. Все актиноиды радиоактивны, а из лантаноидов радиоактивны прометий (Pm), тулий (Tm) и лютеций (Lu).

Ни в одно семейство не вошли неметаллы углерод (C), азот (N) и фосфор (P).

Периодическая система Менделеева — фундамент современной химии, основа основ. Сейчас в таблице Менделеева более ста двадцати элементов, и число их все время растет, а изначально элементов было наполовину меньше, и самый первый вариант таблицы, составленный ученым в 1869 году выглядел вот так:

ОПЫТЪ СИСТЕМЫ ЭЛЕМЕНТОВЪ,

ОСНОВАННОЙ НА ИХЪ АТОМНОМЪ ВѢСѢ И ХИМИЧЕСКОМЪ СХОДСТВѢ.

			Tl=50	Zr= 90	?=180.
			V=51	Nb= 94	Ta=182.
			Cr=52	Mo= 98	W=186.
			Mn=55	Rh=104,4	Pt=197,4
			Fe=56	Ru=104,4	Ir=198.
			Ni=Co=59	Pd=106,4	Os=199.
			Cu=63,4	Ag=108	Hg=200.
H=1					
	Be= 9,1	Mg=24	Zn=65,2	Cd=112	
	B=11	Al=27,1	?=68	Ur=116	Au=197?
	C=12	Si=28	?=70	Sn=118	
	N=14	P=31	As=75	Sb=122	Bi=210?
	O=16	S=32	Se=79,4	Te=128?	
	F=19	Cl=35,5	Br=80	I=127	
Li=7	Na=23	K=39	Rb=85,4	Cs=133	Tl=204.
		Ca=40	Sr=87,4	Ba=137	Pb=207.
		?=45	Ce=92		
		?Er=56	La=94		
		?Yt=60	Di=95		
		?In=75,4	Th=118?		

Д. Менделѣевъ

При сравнении этого варианта с той таблицей Менделеева, которой мы пользуемся сейчас, наглядно виден прогресс, произошедший в химической науке за сто пятьдесят лет.

УРАВНЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Если периодическая таблица Менделеева еще не лежит у вас под рукой, то сейчас самое время исправить это упущение, потому что мы переходим к сути химии — написанию химических уравнений. Иначе говоря — к изображению хода химических реакций посредством химических знаков и формул.

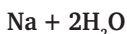
Пока что таблица Менделеева понадобится вам только для изучения химических знаков. Будьте внимательны! Не путайте магний с марганцем, а кобальт с хромом.

Правила составления химических уравнений таковы:

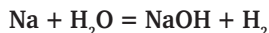
1. Прежде всего нам **нужно знать формулы веществ**, вступивших в реакцию (формулы реагентов) и формулы веществ, полученных в результате реакции. Иначе говоря, надо знать, что из чего получилось. На тайном языке химиков вещества, вступившие в реакцию, называются «реагентами», а вещества, полученные в результате реакции — «продуктами».

Допустим, что реагентов у нас два — натрий (Na) и вода (H₂O). Продуктов тоже два — едкий натр (NaOH) и водород (H₂).

2. Формулы реагентов пишем в левой части уравнения. В любом порядке. Между формулами ставим знаки «плюс».



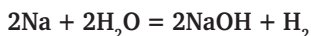
3. Далее **ставим знак равенства** или стрелку и в правой части уравнения пишем формулы продуктов. Также в любом порядке и со знаками «плюс» между ними.



4. **Приступаем к проверке**, зная, что число атомов каждого элемента в левой части уравнения должно быть равно числу атомов каждого элемента в правой части уравнения. Подбираем и ставим перед формулами соответствующие коэффициенты.

Натрия и кислорода слева и справа поровну, а вот с водородом проблема — слева два атома, а справа три. Но мы-то знаем, что ничто не появляется ниоткуда и не исчезает в никуда. Что делать?

А вот что — добавим по двойке к натрию, воде и едкому натру.

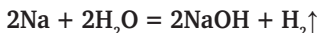


ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Не путайте коэффициенты с индексами в химических формулах. Коэффициент показывает число молекул в уравнении, а индекс — число атомов в молекуле. Коэффициенты пишутся большими цифрами, такими же, как и химические знаки, а индексы — маленькими. Коэффициент стоит слева от формулы, а индексы — справа от химического знака.

Теперь у нас слева и справа всего поровну. Два атома натрия вступают в реакцию с двумя молекулами воды с образованием двух молекул едкого натра и одной молекулы водорода.

Для полной красоты добавим сбоку справа от водорода вертикальную стрелку, направленную вверх, которая будет означать газ. Логично, правда? Догадайтесь сами, что обозначают стрелкой, направленной вниз. Использование стрелок не обязательно, они несут информативный характер, поэтому в большинстве случаев мы будем обходиться без них. Просто знайте, что обозначают стрелки.*



Готово! Вот оно, наше уравнение!

Но с правилами мы не закончили. Осталось еще два, о том, чего **нельзя делать**.

5. Нельзя менять местами левую и правую части уравнения. Реагенты всегда находятся слева, а продукты — справа. Это неизбежно, как закон сохранения масс!

* Вещество, выпадающее в осадок.



Такое уравнение утверждает, что едкий натр вступает в реакцию с водородом с образованием натрия и воды, что на самом деле невозможно.

6. Нельзя переносить формулы веществ из одной части уравнения в другую. Реагенту нечего делать среди продуктов и наоборот.

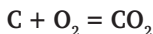


Вы уже обратили внимание на то, что реагентами и продуктами могут быть как молекулы, так и атомы, если в реакции участвуют элементы в чистом виде.

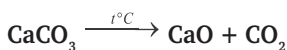
ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

По традиционной классификации различают четыре основных типа химических реакций:

Реакции соединения, в ходе которых из двух или нескольких менее сложных по элементному составу веществ получается более сложное вещество. Например — реакция образования углекислого газа из углерода и кислорода:



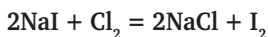
Реакции разложения, в ходе которых из одного сложного по элементному составу вещества получаются два или несколько менее сложных веществ. Например — разложение карбоната кальция при нагревании с образованием оксида кальция и оксида углерода:



Значок над стрелкой обозначает нагревание, но вместо него можно просто поставить знак равенства, такое уравнение тоже будет выглядеть правильно.

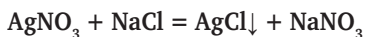


Реакции замещения, в ходе которых атомы или группы атомов одного из исходных веществ замещают атомы или группы атомов в другом исходном веществе. Например — взаимодействие йодида натрия с хлором с образованием хлорида натрия и йода:



Реакции обмена, в ходе которых исходные вещества как бы обмениваются своими составными частями. Не следует путать их с реакциями замещения. Прогнать один элемент и занять его место совсем не то, что благородный обмен: «ты — мне, я — тебе».

Например — реакция взаимодействия нитрата серебра с хлоридом натрия, в ходе которой образуются нитрат натрия и хлорид серебра:



Стрелка, направленная вниз, показывает, что хлорид серебра выпадает в осадок. Если вы видите в уравнении такую стрелку, то знайте, что реакция происходит в растворе.

Реакции обмена возможны в трех случаях:

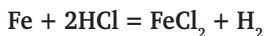
- если в результате реакции образуется летучее вещество.
- если в результате реакции образуется нерастворимое вещество.
- если в результате реакции образуется вода.

Почему так происходит? А что происходит, если в результате реакции не образуется ни летучего, ни нерастворимого вещества? Ничего не происходит. Дело в том, что реакции обмена идут в растворах между растворимыми веществами. В свое время мы познакомимся с растворами поближе, а пока что вам надо знать следующее. При растворении или,

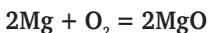
по-научному — «диссоциации» вещество разделяется на положительно и отрицательно заряженные частицы — катионы и анионы. Если мы растворяем в воде условное вещество АВ, то оно диссоциирует на ионы А⁺ и В⁻. Другое условное вещество ОК диссоциирует на ионы О⁺ и К⁻. Если мы смешаем оба вещества, то получим в растворе два катиона А⁺ и О⁺ и два аниона В⁻ и К⁻. Допустим, что в результате реакции между АВ и ОК, образуются два новых растворимых вещества АО и ВК. Что изменится? А ничего не изменится — в растворе по-прежнему будут находиться два катиона А⁺ и О⁺ и два аниона В⁻ и К⁻. То есть на самом деле никакой реакции не будет. Но если вещество АО выпадет в осадок или вещество ВК улетучится из раствора, т.е. первоначальное состояние будет изменено, мы сможем сказать о том, что произошла реакция. То же самое можно сказать в случае образования воды.

Кроме традиционной классификации химических реакций существуют и другие. Так, например, все химические реакции можно разделить на два типа — окислительно-восстановительные и прочие. Окислительно-восстановительными называются химические реакции, в которых происходит передача электронов от одного химического элемента к другому. Элемент, отдающий электроны, окисляется, а присоединяющий их — восстанавливается. Легко запомнить: присоединил электроны — значит восстановился. Отдал — расстроился, ходишь с кислой физиономией — окислился. Атомы, отдающие электроны, называются восстановителями, а присоединяющие — окислителями.

Примеры окислительно-восстановительных реакций:



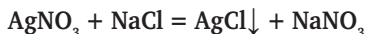
Железо, взаимодействуя с соляной кислотой, окисляется, отдает электроны хлору, а водород восстанавливается, присоединяя электроны.



Магний, взаимодействуя с кислородом, окисляется, отдает кислороду электроны, а кислород, присоединяя их, восстанавливается.

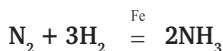
Как по-вашему, почему процесс отдачи электронов называется «окислением»? Да потому что изначально, на рубеже XVIII и XIX веков химики считали окислением взаимодействие веществ с кислородом и только позже выяснили, что в качестве окислителя могут выступать и другие химические элементы.

А вот реакция взаимодействия нитрата серебра с хлоридом натрия к окислительно-восстановительным реакциям не относится, потому что в ходе ее ни один элемент ни теряет, ни приобретает электроны.



КАТАЛИЗАТОРЫ

Бывает так, что два вещества взаимодействуют друг с другом очень медленно, можно сказать, что реакции вообще не происходит, но стоит добавить к ним третье, как реакция сразу же ускоряется и идет полным ходом.



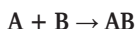
Перед вами формула получения аммиака (NH_3) из азота и водорода. Заметили знак железа (**Fe**) над знаком равенства? Это говорит о том, что данная реакция проходит в присутствии железа. В емкости, где находятся азот с водородом, должна быть железная пластина, иначе аммиака мы не получим.

Вещество, ускоряющее химическую реакцию, но не входящее в состав продуктов реакции, называют катализатором. Железо в ходе реакции образования аммиака не тратится, но без него реакция не пойдет.

Как это происходит? Участвуют ли катализаторы в реакции или просто стоят в сторонке и наблюдают?

Конечно же участвуют. Катализатор взаимодействует с одним из реагентов, образуя так называемый промежуточный активированный комплекс, некое промежуточное соединение, которое всегда бывает непрочным.

Допустим, что у нас есть два вещества **A** и **B**, которые очень медленно взаимодействуют друг с другом с образованием вещества **AB**.

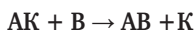


Но если мы будем вести эту реакцию в присутствии катализатора **K**, то произойдет следующее:

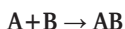
Первый этап. Катализатор вступает в химическое взаимодействие с одним из исходных веществ, образуя промежуточное соединение:



Второй этап. Промежуточное соединение **AK** взаимодействует с другим исходным веществом, и при этом катализатор высвобождается:



Сложив два процесса, мы получим исходное уравнение:



ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Катализаторы не создают взаимодействия между веществами! Катализаторы не запускают реакцию, а только увеличивают ее скорость.

Катализаторы не универсальны. Они обладают избирательностью, ускоряют не все, а лишь какие-то определенные реакции.

Наше знакомство с общими понятиями химии закончено. Теперь мы обладаем достаточными знаниями для того, чтобы начать изучать вещества.

ЧАСТЬ 2

**Кислород,
водород
и основные
классы
неоргани-
ческих
веществ**

Основных классов неорганических веществ четыре:

Оксиды — сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, одним из которых является кислород (в степени окисления -2).

Примеры: CO_2 — оксид углерода, H_2O — вода, представляет собой оксид водорода, SiO_2 — оксид кремния. А вот Na_2SiO_3 или CaSO_4 оксидами считаться не могут. Почему? Ведь в них есть кислород? Потому что

оксиды состоят из двух химических элементов, одним из которых является кислород! Три или более элемента — это уже не оксид.

Основания (гидроксиды) — сложные вещества, состоящие из атома металла, связанного с одной или несколькими гидроксогруппами, состоящими из водорода и кислорода ($-\text{OH}$). Все основания подразделяются на **растворимые**, которые называются *щелочами*, и **нерастворимые**.

Примеры: LiOH — гидроксид лития, NaOH — гидроксид натрия, $\text{Cu}(\text{OH})_2$ — гидроксид меди, $\text{Fe}(\text{OH})_2$ — гидроксид железа.

Кислоты — сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода, способных замещаться на атомы металла, и кислотных остатков.

Примеры: HCl — соляная или хлороводородная кислота, H_2SO_4 — серная кислота, H_3PO_4 — фосфорная кислота.

Соли — сложные вещества, состоящие из атомов металла и кислотного остатка.

Примеры: NaCl — хлорид натрия, называемый в быту «поваренной солью», MgSO_4 — сульфат магния, CaCO_3 — карбонат кальция.

ГЛАВА 3

Кислород и оксиды

Кислород (O) — самый распространенный элемент в земной коре, где он находится в связанном состоянии, иначе говоря — входит в состав различных веществ. Содержание кислорода в земной коре составляет около 50 % от общего числа атомов всех химических элементов. В организме человека атомов кислорода еще больше — 65 % от массы тела. Для сравнения: атомов углерода у нас в организме 18 %, водорода — 10 %, а азота так всего 3 %. Кислород входит в состав атмосферы и в состав воды.

В таблице Менделеева кислород идет под восьмым номером. В соединениях кислород обычно двухвалентен. Химический элемент кислород в свободном состоянии образует газ, который тоже называется кислородом (температура кипения -183°C). Молекулы газа состоят из двух атомов кислорода (O_2), но под воздействием электрического разряда, например в грозу, образуются трехатомные молекулы (O_3) — озон.

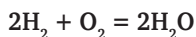
Кислород — бесцветный газ, не имеющий запаха. Он плохо растворим в воде и немного тяжелее воздуха. 1 литр кислорода при температуре 0°C и атмосферном давлении 760 мм.рт.ст. весит 1,43 г, а литр воздуха 1,29 г.

Будучи вторым по активности после фтора неметаллом, кислород образует химические соединения со всеми элементами, кроме гелия и неона. С большинством элементов кислород взаимодействует непосредственно, а вот соединения с золотом, платиной, аргоном, криптоном, ксеноном, фтором, хлором, бромом и йодом получают косвенным путем. Почти все реакции кислорода с другими веществами являются реакциями окисления и происходят с выделением тепла и света. Такие реакции называются «реакциями горения». Если какое-то вещество горит — значит, окисляется. При взаимодействии кислорода с другими элементами образуются оксиды.

Для того чтобы началось горение, горючее вещество должно быть нагрето до температуры воспламенения и к нему должен поступать кислород. Почему огонь можно погасить, накрыв пламя плотным одеялом? Потому что при отсутствии доступа воздуха, в котором содержится кислород, горение прекращается. А задумывались ли вы, почему вода гасит огонь? Вода действует двояко — охлаждает вещества ниже температуры воспламенения, а ее пары затрудняют доступ кислорода.

Взаимодействие веществ с кислородом может быть и медленным. Медленное окисление происходит с выделением одного тепла, без света. Самым распространенным в быту примером медленного окисления является гниение. Без доступа кислорода оно невозможно. Если (допустим такую немного абсурдную ситуацию) космонавт съест яблоко и выбросит огрызок в открытый космос, то этот огрызок будет летать там вечно, потому что в космическом пространстве нет кислорода.

С водородом при обычных температурах кислород реагирует очень медленно, но при температурах выше 550°C эта реакция происходит мгновенно, со взрывом. В результате образуется оксид водорода, вода.



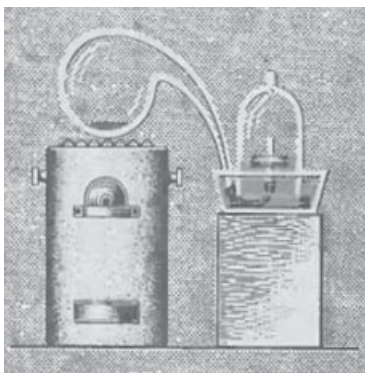
К воде мы вернемся позже, когда будем говорить о водороде.

Применение кислорода многообразно. В промышленности его используют в процессах выплавки и обработки металлов, в сварке и в кислородной резке. Кислород необходим для производства многих веществ — искусственного жидкого топлива, смазочных масел, азотной и серной кислот, метанола, аммиака и аммиачных удобрений. Кислород используется в реактивных двигателях и при взрывных работах. Баллоны с кислородом используют для дыхания на больших высотах, при подводном плавании и в космических полетах. Широко применяется кислород в медицине, где его дают для вдыхания больным, также используют для приготовления кислородных ванн.

ВОЗДУХ

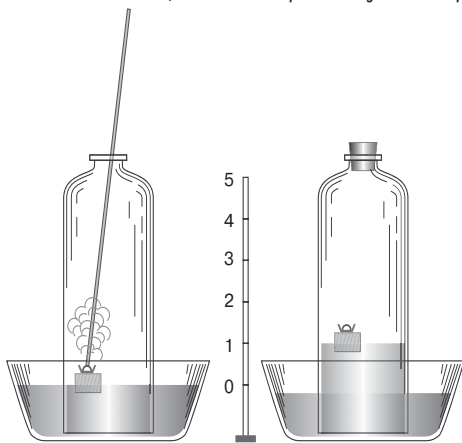
Воздух — природная смесь газообразных веществ, бесцветный газообразный раствор с плотностью 1,293г/л. При температуре -190°C воздух переходит в жидкое состояние. Воздух — смесь, а не отдельное вещество. Все газы, из которых состоит воздух, каждое сохраняют свои физические и химические свойства, поэтому воздух можно разделить. Правда до XV века воздух считали самостоятельным веществом. Первым высказал мнение о сложном составе воздуха ученый и художник эпохи Возрождения Леонардо да Винчи. Впервые количественный состав воздуха установил французский ученый Антуан Лоран Лавуазье (1743–1794). По результатам своего известного двенадцатидневного опыта он пришел к выводу, что воздух состоит из «живого», то есть пригодного для дыхания газа и «неживого» газа в пропорциях 1 к 5.

Суть опыта Лавуазье заключалась в том, что он нагревал ртуть в замкнутой системе — реторте, конец которой заходил под колокол, стоявший в чаше с ртутью. Суть заключалась в том, что воздух не мог проникать под колокол, этому мешала ртуть в чаше. Ртуть из реторты не могла смешиваться с ртутью в чаше (рассмотрите рисунок и поймете почему). Таким образом опыт шел с определенными количествами воздуха и ртути.



Опыт Лавуазье по определению состава воздуха

Ртуть, соединяясь с кислородом, превращалась в оксид (HgO). Опыт длился столь долго, потому что ртуть относится к малоактивным металлам и при обычных температурах на не окисляется воздухе. Для реакции было нужно длительное нагревание при температуре, близкой к температуре кипения ртути ($357\text{ }^\circ\text{C}$), причем нагревать для ускорения реакции реторту еще сильнее было нельзя, потому что при температуре выше $400\text{ }^\circ\text{C}$ оксид ртути стал бы разлагаться на ртуть и кислород. Для того чтобы вся содержащаяся в реторте ртуть полностью превратилась в оксид, понадобилось 12 суток. Воздух, оставшийся в системе после этой реакции, был непригоден для дыхания, и потому Лавуазье назвал его «азотом» (от др.-греч. «азотос» — безжизненный). Объем и масса воздуха под колоколом уменьшились на $\frac{1}{5}$ часть. Сильно нагрев оксид ртути, Лавуазье получил ртуть и пригодный для дыхания газ, который он назвал «жизненным». В 1774 году, после открытия кислорода, Лавуазье понял, что «жизненный» газ и есть кислород. В ходе своего двенадцатидневного опыта Лавуазье взвешивал реагенты с продуктами. Он сделал вывод о том, что масса веществ, вступающих в реакцию, равна массе веществ, образующихся в результате реакции. Так был повторно открыт закон сохранения массы веществ, о котором мы уже говорили.



Сжигание фосфора под колоколом

То, что кислород составляет примерно пятую часть воздуха, можно доказать в ходе простого опыта сжигания фосфора под стеклянным колоколом. В фарфоровую чашечку, которая укреплена на пробке и плавает в ванночке с водой, положим кусочек белого фосфора. Накроем колоколом, подожжем фосфор при помощи нагретой стеклянной палочки и быстро закроем отверстие в колоколе плотной резиновой пробкой, не пропускающей воздух. Когда фосфор сгорит, мы увидим, что вода поднялась примерно на $\frac{1}{5}$ объема колокола. Почему так произошло? Потому что кислород вступил в реакцию с фосфором, плотность воздуха и его давление стали меньше и место кислорода заняла вода. Ее словно засосало под колокол из-за того, что под ним понизилось давление воздуха.

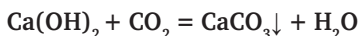
Химический состав воздуха

Составные части	Содержание газов (в %)	
	по объёму	по массе
Азот (N_2)	78,09	75,500
Кислород (O_2)	20,95	23,100
Благородные газы (He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, в основном аргон)	0,94	1,300
Оксид углерода (IV) — углекислый газ	0,03	0,046

Азот, кислород и благородные газы являются постоянными составляющими воздуха, а оксид углерода (IV), называемый углекислым газом, а также водяные пары и еще ряд примесей, количество которых зависит от различных причин, называются переменными составляющими.

Наличие в воздухе углекислого газа можно доказать при помощи насыщенного раствора гидроксида кальция ($Ca(OH)_2$), который в быту называют «гашеной известью», а сам раствор «известковой водой». Нальем в пробирку несколько миллилитров известковой воды и при помощи резиновой груши начнем пропускать через раствор воздух. Через несколько минут мы увидим, что наша известковая вода помутнела.

В пробирке произошла следующая реакция:



В результате взаимодействия гидроксида кальция и углекислого газа образовались карбонат кальция (CaCO_3) и вода. Карбонат кальция выпадает в осадок (на это указывает стрелка, направленная острием вниз), поскольку нерастворим в воде, и вызывает помутнение раствора.

Но наш опыт на этом не заканчивается. Если мы продолжим пропускать воздух через помутневший раствор, то увидим, что он снова стал прозрачным. Что за дела? Получается не опыт, а фокус какой-то.

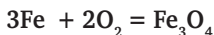
На самом деле никакого фокуса, одна лишь химия. При избытке углекислого газа карбонат кальция превращается в растворимый в воде гидрокарбонат кальция ($\text{Ca(HCO}_3)_2$) и потому наш раствор снова становится прозрачным.

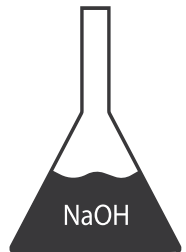
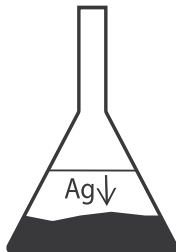
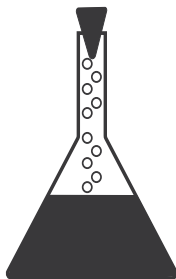
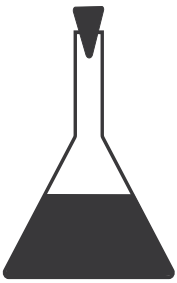
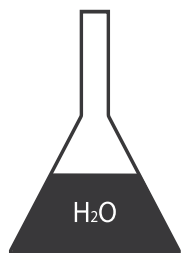
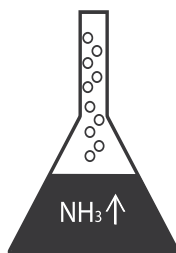
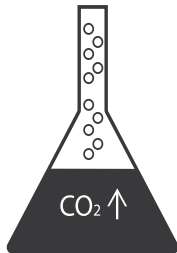
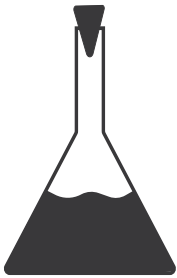
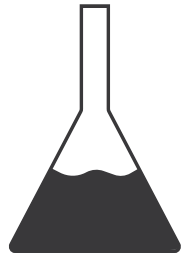
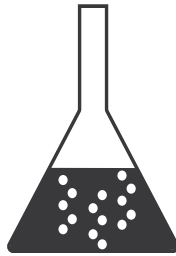
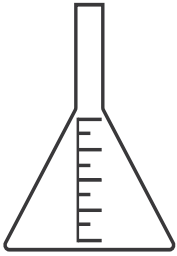


Подтвердить наличие в воздухе паров воды можно при помощи физики. Если положить в стакан снег или налить очень холодную воду, а затем поместить стакан в тепло, то мы увидим, что стенки стакана покрылись снаружи мелкими каплями воды (стакан запотел). Запотевание окон зимой происходит по той же самой причине.

В заключение — несколько слов о горючих и негорючих веществах. Это деление условно, потому что в чистом кислороде может гореть даже железо. Точно так же, как в обычных условиях, то есть в воздухе, горит дерево. Горение железа в кислороде по виду похоже на горение бенгальского огня. Треск, во все стороны летят яркие искры железной окалины (Fe_3O_4). Красота!

Реакция окисления железа выглядит так:



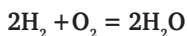


ГЛАВА 4

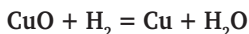
Водород и вода

В таблице Менделеева порядковый номер водорода (H) — 1. Водород — один из самых распространенных элементов во Вселенной. Он входит в состав воды, многих минералов, нефти, природного газа, животных и растительных организмов.

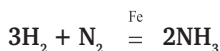
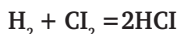
Водород — газ без цвета и запаха (температура кипения $-253\text{ }^{\circ}\text{C}$). В воде он практически нерастворим. При комнатной температуре водород малоактивен, но при нагревании способен реагировать со многими веществами. В этих реакциях атомы водорода выступают как в роли окислителей, так и в роли восстановителей, но восстановительные свойства все же более характерны для водорода:



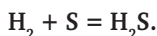
Характерным химическим свойством водорода является его способность реагировать с оксидами ряда металлов с образованием воды и чистого металла. Вот пример реакции водорода с оксидом меди:



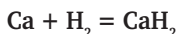
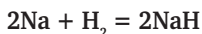
Водород восстанавливает медь. Водород вообще сильный восстановитель. Он способен соединяться как с металлами, так и с неметаллами.



При пропускании водорода через расплавленную серу образуется сероводород:



При высоких температурах водород соединяется с некоторыми металлами (они называются щелочными и щелочно-земельными, но нам эти названия пока что ничего не говорят) с образованием гидридов, белых кристаллических веществ:



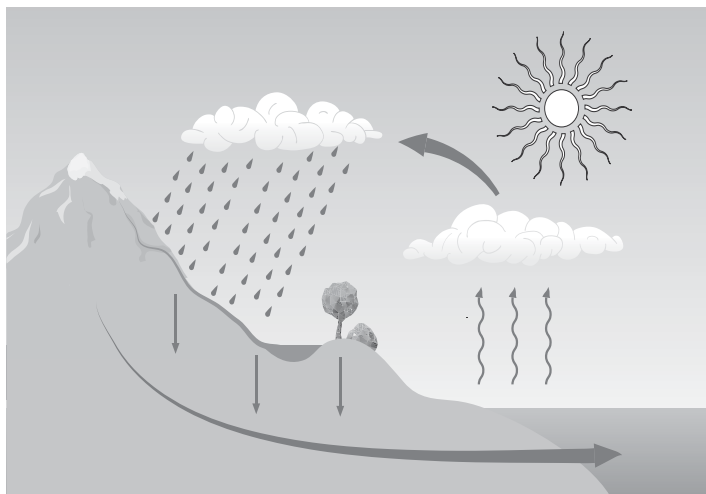
Сильным восстановителем является атомарный водород (**H**), который образуется из молекулярного водорода при электрическом разряде в условиях низкого давления. Также атомарный водород образуется при восстановлении металла кислотой, но живет он недолго — превращается в молекулярный. Атомарный водород применяется в химической промышленности, а также его можно использовать в качестве ракетного топлива, потому что при соединении атомов водорода в молекулу выделяется в 17 раз больше энергии, нежели при горении молекулярного водорода.

В промышленности водород получают различными способами: из углеводородов, например из природного газа метана (CH_4), из угля, из биомассы. Разрабатываются технологии получения водорода из мусора путем сбраживания без доступа воздуха.

ВОДА

Химическую формулу воды мы уже знаем — H_2O . Молекула воды состоит из двух атомов водорода и одного атома кислорода. Если мы станем разлагать воду, действуя на нее электрическим разрядом, то получим два объема водорода и один объем кислорода.

Вода является одним из самых распространенных веществ на нашей планете, а также одним из самых важных, потому что она имеет огромное значение в эволюции. В воде зародилась жизнь, ни одно живое существо и ни одно растение не может существовать без воды.



Круговорот воды в природе

В природе происходит непрерывный круговорот воды. В результате испарения воды с поверхности водоемов и суши, а также в результате выделения влаги растениями и живыми существами, атмосфера насыщается парами воды. Неравномерное нагревание атмосферы вызывает крупномасштабные перемещения воздушных масс над поверхностью Земли — пары «путешествуют». Надолго вода в атмосфере не задерживается — переходит в жидкое состояние и возвращается на землю в виде росы, дождя, града и снега. Процесс перехода вещества из газообразного состояния в жидкое называют конденсацией. Некоторое количество воды испаряется с поверхности почвы и стекает в поверхностные водотоки, а часть воды просачивается в почву. Просачиваясь в почву, вода задерживается и используется растениями (происходит это при помощи корней). Та вода, которая не была задержана, проникает глубже и соединяется с

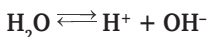
подземными грунтовыми водами, чтобы затем вернуться на поверхность через источники или колодцы. Из-за того что в ходе своего круговорота вода постоянно контактирует с окружающей средой, она практически никогда не бывает химически чистой. В природной воде всегда содержатся какие-нибудь примеси, посторонние вещества. Химически чистую воду для опытов и прочих нужд получают искусственным путем, перегоняя воду в специальных аппаратах. Аппараты эти называются «дистилляторами», а полученная вода — «дистиллированной». Суть перегонки заключается в испарении жидкости с последующим охлаждением и конденсацией ее паров. Примеси не испаряются, они остаются в виде сухого остатка, а пары воды являются химически чистым веществом. Дистилляция — один из способов разделения смесей.

Чистая вода — жидкость без запаха, вкуса и цвета. Голубоватый оттенок вода приобретает лишь в том случае, когда толщина ее слоя превышает 2 метра, например — в бассейне. Замерзает вода при 0°C (это ее температура плавления), а кипит при 100°C.

Уникальным свойством воды является ее способность находиться в трех агрегатных состояниях — твердом (лед), жидком и газообразном (пар) — при обычных температурах и давлении. При обычных! Вообще-то любое вещество способно находиться во всех трех состояниях, но в подавляющем большинстве случаев условия для перехода из одного состояния в другое приходится создавать искусственно. Другое уникальное свойство заключается в том, что вода обладает аномально высокой теплоемкостью — 4,18 Дж/(г·К). Высокая теплоемкость воды обусловлена расходом теплоты на частичный разрыв водородных связей между молекулами воды при переходе из твердого состояния в жидкое и из жидкого в газообразное. Всем же известно, что для того, чтобы растопить лед, его следует нагреть, и что испаряется вода только при нагревании. В свою очередь, конденсируясь или замерзая, вода отдает поглощенное тепло. Вода медленно остывает и медленно нагревается, являясь природным регулятором температуры на нашей планете.

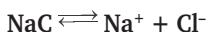
Химически чистая вода обладает очень низкой электропроводностью, но все же в некоторой степени проводит ток, благодаря незначительной

диссоциации (вспомним, так химики называют распад вещества или его растворение) на ионы водорода и гидроксогруппы (гидроксил-ионы):*



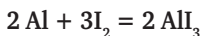
Стрелки, направленные в разные стороны, говорят о том, что процесс обратим — одновременно происходит и распад молекул и соединение ионов в молекулы.

Если растворить в воде некоторое количество хлорида натрия (NaCl) или, в просторечии, поваренной соли, то электропроводимость ее значительно возрастет благодаря добавлению ионов натрия и хлора:



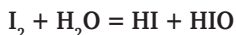
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ВОДЫ

Вода является катализатором многих химических реакций, причем не только тех, которые происходят в растворах, но и тех, которые идут между веществами, находящимися в твердом состоянии. Пример: реакция алюминия с йодом.

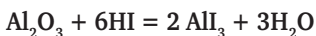


Сухую смесь порошков алюминия и йода можно хранить вместе сколько угодно, и никакой реакции не произойдет, потому что алюминий взаимодействует с кислородом воздуха с образованием оксида алюминия (Al_2O_3). Тонкая пленка оксида покрывает поверхность алюминиевых крупинок (опилок) и препятствует взаимодействию алюминия с другими веществами. Когда мы добавляем к смеси порошков алюминия и йода воду, она сразу же вступает в реакцию с йодом с образованием йодистой кислоты (HI) и йодноватистой кислоты (HIO).

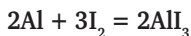
* Вспомните из физики, что электрический ток представляет собой направленное движение электрически заряженных частиц под воздействием электрического поля.



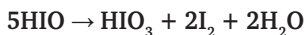
Йодистая кислота взаимодействует с оксидом алюминия с образованием йодида алюминия (AlI_3) и воды.



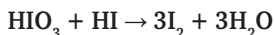
Защитная пленка уничтожена! Йоду открыт доступ к алюминию! Дальше реакция идет так, как описывает уравнение реакции:



Вы, конечно же, заметили, что среди продуктов реакции нет йодноватистой кислоты, и подумали, что в уравнение вкралась ошибка. Ошибки нет! Йодноватистая кислота нестойка. Сначала она разлагается на йодноватую кислоту (HIO_3), свободный йод и воду:



Йод вступает в реакцию с алюминием, а йодноватая кислота, которая является очень активной (сильной) кислотой, реагирует с йодистой с образованием свободного йода и воды:



Йод идет в дело, реагирует с алюминием, а вода остается.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Мы только что познакомились с тремя различными кислотами, в состав которых входит йод. У них очень похожие названия: йодистая, йодноватая, йодноватистая. Легко спутать, но этого ни в коем случае нельзя делать, потому что названия в химии даются не «с потолка», а со смыслом. Услышав название вещества, химик напишет вам его формулу. Исказить название — все равно что исказить формулу.

Алюминий и йод найти несложно. Вам может захотеться провести описанный выше опыт самостоятельно. Это похвальное желание, только учтите, что многие химические опыты опасны и проводить их можно только **при строгом соблюдении правил безопасности**. Для этого опыта правила таковы:

- Вся посуда и инструменты должны быть сухими!
- Опыт проводится в проветриваемом помещении, а еще лучше проводить его на открытом воздухе.
- Опыт проводится в прочной фарфоровой посуде, называемой «фарфоровым тигелем».
- После добавления воды начинается бурная реакция, сопровождаемая выделением паров избыточного йода. Поэтому опыт следует проводить в защитных очках* (защитной маске), а стоять следует на расстоянии вытянутой руки от тигеля, и уж ни в коем случае нельзя над ним наклоняться.
- Порошок алюминия должен быть очень мелким, практически пылью, иначе реакционная смесь может «плюнуть» в вас раскаленной алюминиевой крошкой, что приведет к тяжелому ожогу.

Инвентарь для опыта:

фарфоровый тигель, стеклянная палочка или металлический шпатель, пипетка, защитная маска или защитные очки.

Вещества для опыта: равные количества тонко измельченного порошка алюминия и порошка йода (по щепотке), несколько миллилитров обычной воды из-под крана, дистиллированная нам для этого опыта не нужна.

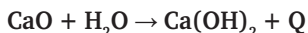
Ход опыта.

В сухой тигель насыпаем порошки алюминия и йода. Смесь осторожно перемешиваем стеклянной палочкой или шпателем, стоя от тигеля как можно дальше (химик у нужны длинные руки!). Закончив перемешивание, добавляем в смесь с помощью пипетки одну-две капли воды и наблюдаем реакцию.

* Очки должны быть именно защитными, специальными, с прочными стеклами. Использовать обычные очки или, к примеру, очки для плавания категорически запрещается! С масками — то же самое.

Вода вступает в реакции соединения со многими сложными веществами. Типичный пример — гашение извести. Те, кто не видел этого процесса, непременно слышали о том, что известь бывает гашеной и негашеной. А некоторые, возможно, бросали в лужи кусочки негашеной извести и наблюдали за тем, как вода моментально «закипала». Но опыты лучше ставить не в лужах, а в лабораториях.

Если мы положим в чашку белый кристалл негашеной извести, которая представляет собой оксид кальция (CaO), и капнем на него водой из пипетки, то увидим бурную реакцию взаимодействия, в ходе которой образуется белый рыхлый порошок гидроксида кальция (Ca(OH)_2) и выделяется тепло, что обозначается знаком «+ Q»:

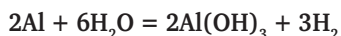
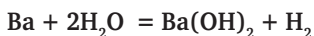
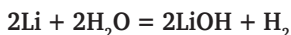


Гидроксид кальция называют «гашеной известью».

Вода способна вступать в реакции замещения с металлами (с активными металлами при обычных условиях, а с менее активными — при нагревании), а также с некоторыми неметаллами, например — с углеродом.

Реакция воды с активными металлами (**Li, Na, K, Rb, Cs, Fr, Ca, Sr, Ba, Ra** и **Al**) протекает при обычных условиях с образованием гидроксида металла и водорода.

Примеры (продукты реакции назовите сами):

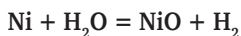
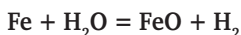


ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Гидроксогруппа (**OH**) всегда одновалентна! Мы еще поговорим о ней, когда станем знакомиться со щелочами.

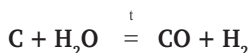
Взаимодействие воды с металлами средней активности (**Be, Mg, Fe, Pb, Cr, Ni, Mn, Zn**) происходит только при нагревании, поскольку в реакции должна участвовать пароводяная вода. В процессе реакции воды с металлами средней активности образуются оксид металла и водород.

Примеры (продукты реакции назовите сами):

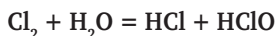


С теми металлами, которые не были упомянуты выше, например с медью (**Cu**), ртутью (**Hg**), золотом (**Au**), серебром (**Ag**) и платиной (**Pt**), вода не реагирует ни при каких условиях. Потому что эти металлы не ржавеют. «Но ведь медь зеленеет» — скажут некоторые читатели. Да, зеленеет, но вода в этой реакции выступает только в качестве катализатора. В присутствии воды медь взаимодействует с углекислым газом воздуха, образуя карбонат меди (**CuCO₃**) — вещество зеленого цвета.

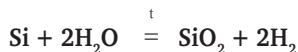
Реакции воды с металлами — это реакции замещения. Продукты реакции воды с неметаллами бывают весьма разнообразными. Тут все зависит от свойств неметалла. Так, например, при взаимодействии воды с углеродом образуются угарный газ (**CO**) и водород:



При взаимодействии воды с хлором образуются хлорная (**HCl**) и хлорноватистая кислоты (**HClO**):

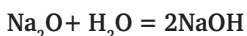
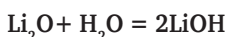


При взаимодействии воды с кремнием образуются диоксид кремния (**SiO₂**) и водород:

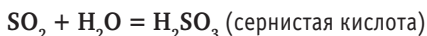


Диоксид кремния или оксид кремния (IV), т.е. оксид кремния с валентностью, равной 4, является основным компонентом почти всех земных горных пород, и потому его еще называют «кремнеземом».

Вода реагирует с оксидами активных металлов с образованием гидроксидов:



Вода реагирует с оксидами почти всех неметаллов с образованием кислот:



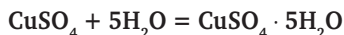
Реакции воды с оксидами металлов и неметаллов — это реакции соединения.

Кроме того, вода образует многочисленные соединения, в которых ее молекула сохраняется целой. Такие соединения называются гидратами. Способность воды образовывать гидраты объясняется наличием в ее молекулах водородных связей. Водородная связь заставляет молекулы воды выстраиваться в геометрически правильные структуры. Молекулы воды образуют каркас, выступая в роли своеобразных «хозяев», а между ними находятся «гости» — молекулы другого вещества.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Образование гидратов — особый процесс. Его называют не «соединением» воды с другим веществом, потому что молекул нового вещества не образуется, а «присоединением».

При присоединении воды к безводному сульфату меди получается кристаллогидрат сульфата меди (медный купорос) — кристаллы синего цвета:



Кристаллогидратами называются гидраты, имеющие форму кристаллов. Гидраты могут быть как твердыми, так и жидкими. Примером жидкого гидрата может служить гидрат аммиака ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$), широко применяемый в химической промышленности для получения азотных удобрений, соды, красителей и многих других веществ.

РАСТВОРЫ

Вода образует растворы. Раствором называется однородная система, состоящая из молекул растворителя и растворенного вещества, между которыми происходят физические и химические взаимодействия.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Раствор — это система, а не некое новое вещество! И система эта должна быть однородной.

Кроме того, все водные растворы должны быть прозрачными. Однородность и прозрачность — обязательные свойства водных растворов. Если мы попробуем смешать с водой глину, которая в воде не растворяется, то получим мутную взвесь, суспензию — частицы глины равномерно распределяются в воде, а со временем осядут на дно.

Суспензией называют взвесь, в которой мелкие частицы твердого вещества равномерно распределены между молекулами жидкости. Взвесь, в которой мелкие капельки одной жидкости распределены между молекулами другой жидкости, называют **эмульсией**.

Мы говорим «водные растворы», потому что растворы образует не только вода. Вода является наиболее распространенным растворителем. Одни вещества хорошо растворяются в воде, другие мало, а третьи — не растворяются совсем.

Воздух — это тоже раствор ряда веществ в азоте, который выступает в виде основы. Сплавы металлов тоже представляют собой растворы. Растворы, подобно веществам, могут находиться в трех агрегатных состояниях — твердом (остывшие сплавы), жидком (растворы солей в воде) и газообразном (воздух).

Возникает вопрос — какое вещество следует считать растворителем? Растворителем считают то вещество, которое не изменяет своего агрегатного состояния в растворе. Если же смешиваются вещества в одинаковом агрегатном состоянии, то растворителем считают то вещество, которого в растворе содержится больше. Поэтому воздух считают раствором других веществ в азоте, а не в кислороде.

По количеству растворенного вещества растворы делятся на *концентрированные* и *разбавленные*. Но кроме понятия концентрации в химии есть еще и понятие насыщенности. **Насыщенным** называется раствор, в котором растворенное вещество при данных условиях достигло максимальной концентрации и больше не растворяется. В **ненасыщенном** растворе можно дополнительно растворить какое-то количество вещества. Существуют также и перенасыщенные растворы. **Перенасыщенный** раствор — это раствор, в котором растворенного вещества находится больше, чем может максимально раствориться в данном растворителе при данных условиях. «Абсурд! — скажете вы. — Нельзя растворить больше максимума! Это все равно что влить литр воды в поллитровую бутылку!» Нет, не абсурд. Образно выражаясь, растворитель можно «обмануть», растворив в нем вещество свыше максимального предела.

Перенасыщенные растворы обычно получают следующим образом. Нагревают раствор и доводят его до насыщения. Чем выше температура, тем больше твердого вещества можно растворить в растворителе (из этого правила есть исключения, но они единичны и мы их рассматривать не

станем). Затем раствор постепенно охлаждают, и на определенной стадии этого процесса получается перенасыщенный раствор, то есть такой, в котором растворено больше вещества, чем возможно растворить при данной температуре. Перенасыщенные растворы нестойки, при малейшем воздействии избыток вещества выпадает в осадок. Так, например, если вы приготовите перенасыщенный раствор поваренной соли в стакане, то от легкого встряхивания получите осадок — кристаллы соли. Этот процесс (образования осадка) называется «кристаллизацией». Выпаривая воду из раствора, мы тем самым повышаем насыщение раствора и рано или поздно тоже получим осадок.

Если растворимость твердых веществ в воде возрастает с повышением температуры, то растворимость газов, наоборот, снижается. А вот повышение давления увеличивает растворимость газа. Подумайте сами, почему так происходит.

Разные растворы имеют различные свойства, в том числе и плотность. На первый взгляд может показаться, что растворение любого вещества в воде увеличивает плотность раствора относительно плотности воды, поскольку происходит добавление вещества к воде, но на самом деле это не так. При растворении в воде веществ, плотность которых меньше плотности воды (например — этиловый спирт C_2H_5OH), плотность раствора будет меньше плотности воды. При растворении в воде веществ, плотность которых больше плотности воды (например — серная кислота H_2SO_4), плотность раствора будет больше плотности воды.

Существует понятие массовой доли растворенного вещества. Так называется отношение массы растворенного вещества к массе всего раствора. Массовая доля вещества обозначается буквой ω и рассчитывается по следующей формуле:

$$\omega_{\text{вещества}} = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}}$$

Массовую долю вещества можно выразить и в процентах:

$$\omega_{\text{вещества}} = \frac{m_{\text{вещества}}}{m_{\text{раствора}}} \cdot 100\%$$

Кроме того, существует понятие молярной концентрации. Но прежде чем с ним ознакомиться, надо знать, что такое моль в химии.

МОЛЬ — ЕДИНИЦА КОЛИЧЕСТВА ВЕЩЕСТВА. МОЛЯРНАЯ МАССА. МОЛЯРНАЯ КОНЦЕНТРАЦИЯ

В химических процессах принимают участие мельчайшие частицы — молекулы, атомы, ионы, электроны. Число их даже в малом количестве вещества весьма велико. Для научных целей число частиц, участвующих в процессах, имеет значение. Удобства ради, для того чтобы избежать математических операций с большими числами, химики придумали специальную единицу и назвали ее «моль». Моль характеризует количество вещества, участвующего в химической реакции.

Моль — это такое количество вещества, в котором содержится столько же частиц, сколько содержится атомов в углероде-12 массой 0,012 кг (или 12 г).

Число атомов, содержащееся в 12 граммах изотопа углерода-12, называется **постоянной Авогадро** или **числом Авогадро** в честь итальянского ученого-химика Амедео Авогадро. Постоянная Авогадро имеет обозначение N_A . Ее значение ежегодно уточняется, но простоты ради примем, что:

$$N_A = 6,02 \cdot 10^{23}$$

В 1 моле вещества содержится 602 000 000 000 000 000 000 000 частиц.

1 моль кислорода содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул O_2 .

1 моль соляной кислоты содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ молекул HCl .

1 моль серы содержит $6,02 \cdot 10^{23}$ атомов S . И так далее...

Согласитесь, что удобнее и проще оперировать понятием «один моль», нежели двадцатичетырехзначным числом.

Молярной массой вещества (M) называется масса, которую имеет 1 моль данного вещества. Молярная масса равна отношению массы (m) вещества

к количеству молей вещества (ν) и выражается в килограммах на моль (кг/моль) или граммах на моль (г/моль).

$$M = \frac{m}{\nu}$$

Молярная масса, выраженная в г/моль, численно равна относительной молекулярной массе (M_r) вещества, а для веществ, имеющих атомное строение, — относительной атомной массе (A_r).

Зная массу и молярную массу вещества, можно рассчитать число его молей:

$$\nu = \frac{m}{M}$$

Зная число молей и молярную массу, можно рассчитать массу вещества:

$$m = \nu \cdot M$$

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Значение молярной массы вещества определяется его качественным и количественным составом, то есть зависит от молекулярной или атомной массы, поэтому разные вещества при одинаковом количестве молей имеют различные массы.

Молярной концентрацией (C_M) растворённого вещества называют отношение количества этого вещества, выраженному в молях (ν) к объёму раствора, выраженному в литрах (V):

$$C_M = \frac{\nu}{V}$$

Единица молярной концентрации вещества в растворе — моль на литр (моль/л) или моль на кубический метр (или моль/м³). Молярная концентрация показывает, сколько молей растворенного вещества содержится в 1 литре раствора.

МОЛЯРНЫЙ ОБЪЕМ ГАЗОВ. ЗАКОН АВОГАДРО

В 1808 году французский ученый Жозеф Луи Гей-Люссак изучал химическую реакцию взаимодействия двух газов — хлористого водорода и аммиака с образованием твердого кристаллического вещества — хлорида аммония:



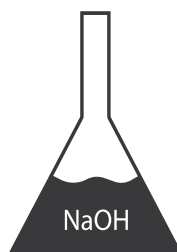
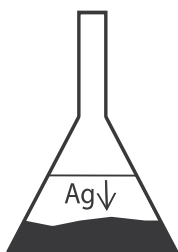
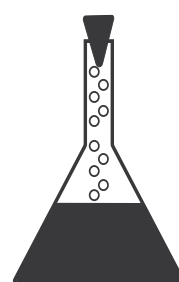
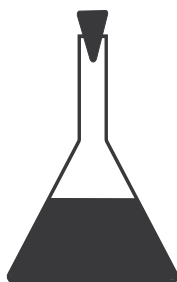
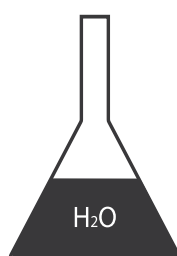
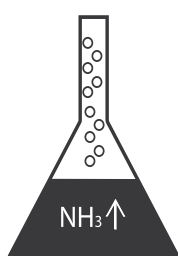
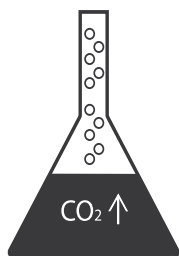
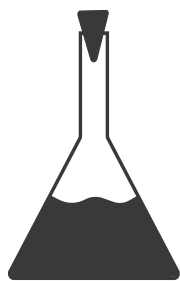
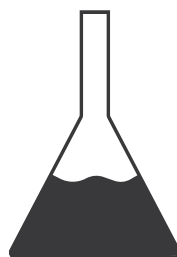
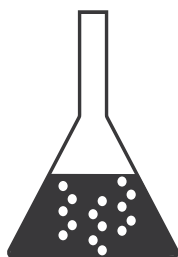
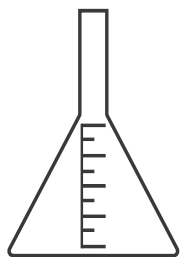
Выяснилось, что равные объемы обоих газов реагируют между собой без остатка, т.е. расходуются полностью. Если же начальный объем одного из газов был больше, то по окончании реакции часть этого газа оставалась неиспользованной.

Давайте посмотрим на формул еще раз. Из одной молекулы хлористого водорода и одной молекулы аммиака образуется одна молекула хлорида аммония. Это первое. Для того чтобы реакция прошла без остатка какого-то из газов, оба газа следует взять в равных объемах. Это второе. Теперь сложите первое со вторым и попробуйте самостоятельно сформулировать закон, который на основании наблюдений Гей-Люссака сформулировал уже известный нам Амедео Авогадро.

Авогадро предположил, что равные объемы любых газов (при одинаковых температуре и давлении) содержат равное число молекул. Это логично. Молекулы газов не связаны между собой. Объем, который занимают молекулы газа, при прочих равных условиях (одинаковых температуре и давлении) зависит лишь от их числа, но не от конкретного вида. Объем может зависеть от конкретного вида молекул лишь в том случае, если эти молекулы как-то связаны между собой.

ЗАКОН АВОГАДРО:

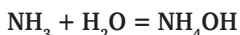
«Равные объемы любых газов (при одинаковых температуре и давлении) содержат равное число молекул».



ГЛАВА 5

Основания

Основаниями называются вещества, содержащие гидроксильные группы (гидроксогруппы) (ОН), которые могут отщепляться в реакциях с другими веществами подобно отдельному атому. Есть и другая формулировка, согласно которой основанием является вещество, состоящее из атома какого-либо металла и присоединенных к нему гидроксогрупп, но эта формулировка не вполне точна, поскольку существует основание, в котором гидроксогруппа присоединена не к металлу, а к иону NH_4^+ (катиону аммония). Это основание называется гидроксидом аммония и имеет формулу NH_4OH . Образуется гидроксид аммония во время растворения аммиака в воде в результате реакции присоединения воды к аммиаку:



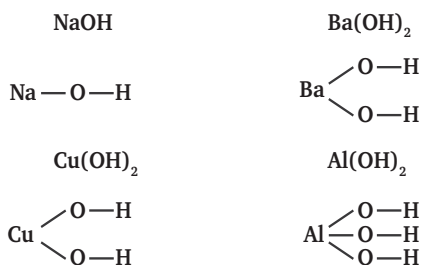
Но все остальные основания состоят из атома какого-либо металла и присоединенных к нему гидроксогрупп. Пример: NaOH — гидроксид натрия, KOH — гидроксид калия, Ca(OH)_2 — гидроксид кальция,

Гидроксогруппы одновалентны, поэтому по валентности металла легко составить формулу основания. Какова валентность металла, столько гидроксогрупп он присоединяет.

Название оснований состоит из слова «гидроксид» и названия металла, его образующего, в родительном падеже. Если металл проявляет разную валентность, то она указывается римскими цифрами в скобках после названия. Пример: CuOH — гидроксид меди(I), Cu(OH)_2 — гидроксид меди(II).

Большинство оснований являются ионными соединениями, потому что они состоят из положительно заряженных ионов металлов и отрицательно заряженных гидроксогрупп.

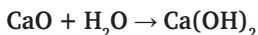
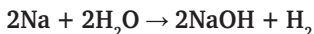
Структурная формула оснований — это графическая разновидность химической формулы, в которой связи между элементами выражены при помощи черточек, — выглядит следующим образом:



Основания могут быть растворимыми в воде и нерастворимыми. Растворимые в воде основания называются «щелочами». Растворы щелочей едкие, они разъедают кожу, ткани, бумагу, поэтому в работе с ними следует соблюдать осторожность. К щелочам относятся гидроксид калия (KOH), который также называют «едкое кали», гидроксид натрия или «едкий натр» (NaOH), гидроксид лития (LiOH), гидроксид кальция или «гашеная известь» (Ca(OH)_2), гидроксид бария Ba(OH)_2 , гидроксид рубидия (RbOH), гидроксид цезия (CsOH) и гидроксид франция (FrOH).

Щелочи относятся к сильным основаниям. Они активно взаимодействуют с другими веществами.

Щелочь можно получить при взаимодействии активных металлов или их оксидов с водой:

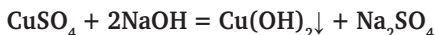


В промышленности щелочи получают электролизом водных растворов хлоридов металлов:



Электролизом называется разложение вещества на составные части при прохождении через его раствор электрического тока.

А как можно получить нерастворимые основания, ведь металлы и оксиды металлов, входящих в состав нерастворимых оснований, при обычных условиях с водой не реагируют? Эта проблема решается путем замены кислотных групп в солях металлов на гидроксогруппы (о кислотах мы поговорим в следующей главе) при воздействии на соль какой-либо щелочью:

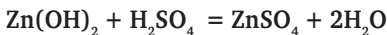
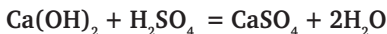
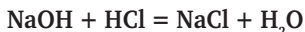


Основание одного металла (натрия) реагирует с солью другого металла (сульфатом меди), в результате реакции получается другое основание (гидроксид меди) и другая соль (сульфат натрия).

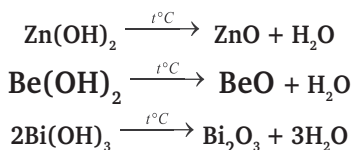
По физическим свойствам большинство оснований представляют собой твердые вещества белого цвета с различной растворимостью в воде. Лишь гидроксид меди (II) (Cu(OH)_2) имеет голубой цвет, а гидроксид железа (III) (Fe(OH)_3) — бурый.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОСНОВАНИЙ

1. Как растворимые, так и нерастворимые основания реагируют с кислотами с образованием соли и воды. Реакция кислоты и основания называется реакцией нейтрализации. В качестве примера рассмотрим взаимодействие оснований с соляной (HCl) и серной (H_2SO_4) кислотами:



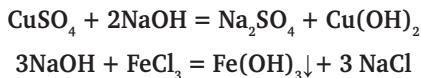
2. Гидроксиды щелочных металлов устойчивы к нагреванию и плавятся без разложения. Гидроксиды щелочно-земельных и тяжелых металлов (кроме гидроксида бария ($\text{Ba}(\text{OH})_2$), температура разложения которого равна 1000°C) при нагревании легко разлагаются на оксид и воду:



Температуры разложения некоторых гидроксидов металлов

Гидроксид	$t_{\text{разл}}, ^\circ\text{C}$	Гидроксид	$t_{\text{разл}}, ^\circ\text{C}$	Гидроксид	$t_{\text{разл}}, ^\circ\text{C}$
LiOH	925	Cd(OH) ₂	130	Au(OH) ₃	150
Be(OH) ₂	130	Pb(OH) ₂	145	Al(OH) ₃	>300
Ca(OH) ₂	580	Fe(OH) ₂	150	Fe(OH) ₃	500
Sr(OH) ₂	535	Zn(OH) ₂	125	Bi(OH) ₃	100
Ba(OH) ₂	1000	Ni(OH) ₂	230	In(OH) ₃	150

3. Щелочи реагируют с растворами тех солей, в состав которых входит металл, способный образовывать нерастворимое основание. В результате реакции образуется другое основание, нерастворимое, и другая соль.

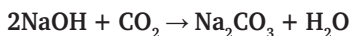


Реакция между щелочью и металлом, который с гидроксогруппой образует щелочь, невозможна.



4. Щелочи реагируют с кислотными оксидами (т.е. с оксидами, образующими соответствующие кислоты). В результате такой реакции образуются

соль и вода. Пример — реакция гидроксида натрия с диоксидом углерода (углекислым газом) с образованием карбоната натрия и воды:



Кроме кислотных оксидов щелочи могут реагировать с амфотерными оксидами. Амфотерными называются солеобразующие оксиды, проявляющие в зависимости от условий либо основные, либо кислотные свойства. Такая двойственность свойств у одного вещества химики называют «амфотерностью». Амфотерные оксиды образуются переходными металлами.

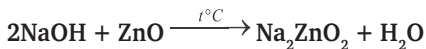
В качестве примера рассмотрим реакцию гидроксида натрия, которая может происходить двояко.

Если реакция происходит в растворе, то в результате ее образуется тетрагидроксоцинкат(II) натрия ($\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$):



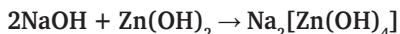
«Тетра» по-гречески означает «четыре». В названии нашего вещества приставка «тетра» говорит о наличии четырех гидроксогрупп. Тетрагидроксоцинкат натрия — это тоже гидроксид, который называется комплексным, поскольку является гидроксидом двух металлов — щелочного металла натрия и переходного (амфотерного) металла цинка. Римская цифра II, заключенная в скобки, говорит о том, что молекула вещества содержит два атома натрия.

А при нагревании (сплавлении) гидроксида натрия с твердым оксидом цинка получаем бесцветные кристаллы цинката натрия (Na_2ZnO_2) и воду.

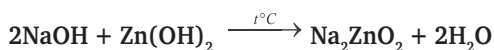


Щелочи реагируют с амфотерными гидроксидами. Точно так же, как при реакции щелочей с амфотерными оксидами, в зависимости от того, происходит ли реакция в растворе или при сплавлении, образуются разные вещества.

Рассмотрим взаимодействие гидроксида натрия с гидроксидом цинка ($\text{Zn}(\text{OH})_2$). В растворе образуется уже знакомый нам тетрагидроксоцинкат(II) натрия ($\text{Na}_2[\text{Zn}(\text{OH})_4]$):



А при сплавлении образуются другое знакомое вещество — цинкат натрия (Na_2ZnO_2) и вода:



6. Щелочи взаимодействуют с некоторыми неметаллами — с галогенами (фтором, хлором, бромом, йодом), кремнием, серой, фосфором. При этом результате диспропорционирования могут образовываться две соли. Диспропорционированием (или дисмутацией) называется химическая реакция, в которой один и тот же элемент выступает как в качестве окислителя, так и в качестве восстановителя. При этом в результате реакции образуются соединения, содержащие один и тот же элемент в разных степенях окисления. Так, например, при взаимодействии концентрированного раствора гидроксида калия с хлором образуются две соли — хлорид калия (KCl) и гипохлорит калия (KClO) и вода:



В хлориде калия атом хлора выступает в качестве окислителя, принимая электрон от атома калия. В гипохлорите калия атом хлора, подобно атому калия, выступает в качестве восстановителя, отдавая электрон атому кислорода.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Соли хлорноватистой кислоты (HClO) называются «гипохлоритами», а соли соляной кислоты — «хлоридами». И там, и здесь есть хлор, но в одном случае название оканчивается на букву «д», а в другом на букву «т». Будьте внимательны и не путайте в названиях веществ ни одной буквы! Химия таких ошибок не прощает.

Хлорид калия и хлорат калия или же сульфит калия и сульфид калия, с которыми вы сейчас познакомитесь — совершенно разные вещества, названия которых различаются всего на одну букву.

Реакция гидроксида калия с хлором может проходить иначе, если пропустить хлор через нагретый концентрированный раствор гидроксида калия. При этом помимо воды образуются хлорид калия и хлорат калия (KClO_3), калиевая соль хлорноватой кислоты (HClO_3):



В хлориде калия атом хлора выступает в качестве окислителя, принимая электрон от атома калия. В хлорате калия атом хлора, подобно атому калия, выступает в качестве восстановителя, отдавая электроны атомам кислорода.

Хлорат калия был впервые получен в 1786 году французским химиком Клодом Бертолле, поэтому он получил название «бертолетова соль». Бертолетова соль является неустойчивым взрывоопасным химическим веществом. Она применяется для производства взрывчатых веществ, пиротехники, спичек.

При взаимодействии гидроксида калия с серой образуются сульфид калия (K_2S) и сульфит калия (K_2SO_3):



В сульфиде калия атом серы выступает в качестве окислителя, принимая электроны от атомов калия. В сульфите калия атом серы, подобно атомам калия, выступает в качестве восстановителя, отдавая электроны атомам кислорода.

Взаимодействие щелочей с неметаллами может происходить и без диспропорционирования. Пример — взаимодействие гидроксида кальция

с кремнием, в результате которого образуются силикат калия (K_2SiO_3), калиевая соль кремневой кислоты (H_2SiO_3) и водород:



Щелочи взаимодействуют с некоторыми металлами, такими как бериллий, алюминий, цинк, свинец, хром, галлий и олово. Это взаимодействие имеет свои особенности.

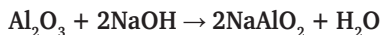
Металлы не могут окисляться непосредственно щелочами, поскольку ионы щелочных металлов являются одними из самых слабых окислителей в водных растворах. Но в присутствии щелочей может значительно возрасти окисляющее действие воды. При окислении металлов водой образуются соответствующий гидроксид и водород. Если металл (а следовательно, и его оксид с гидроксидом) амфотерный, то его гидроксиды будут растворяться в щелочном растворе. Таким образом, некоторые металлы, которые в чистой воде ведут себя пассивно, способны активно взаимодействовать с растворами щелочей.

Такое поведение характерно для следующей группы металлов:

На поверхности этих металлов образуются естественные оксидные пленки — продукт их реакции с кислородом воздуха. Эти пленки в воде нерастворимы и защищают металл от возможного окисления (контакта с ионами H^+). Оксидные пленки амфотерных металлов могут реагировать как с кислотами, так и с щелочами. Они растворяются щелочами.

Рассмотрим взаимодействие гидроксида натрия с алюминием. Подобно любому взаимодействию щелочей с металлом оно проходит в несколько этапов.

Этап первый — гидроксид натрия растворяет пленку оксида алюминия с образованием алюмината натрия и воды ($NaAlO_2$):



Этап второй — после растворения оксида, алюминий реагирует с водой с образованием амфотерного гидроксида алюминия ($Al(OH)_3$) и водорода:



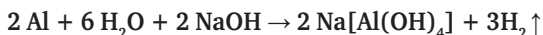
Вы думаете, что на этом реакция заканчивается? Нет!

Этап третий — амфотерный гидроксид алюминия взаимодействует со щелочью — гидроксидом калия (см. пункт 5) с образованием тетрагидроксоалюмината натрия ($\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$):



Вот теперь реакция окончена!

Если не вдаваться в детали, то процесс взаимодействия алюминия с раствором гидроксида натрия можно выразить следующим уравнением:



Из уравнения видно, что роль окислителя выполняют ионы водорода H^+ из воды, а не натрий. Гидроксид натрия создает условия для протекания этой реакции, растворяя вначале оксидную пленку, а затем амфотерный гидроксид.

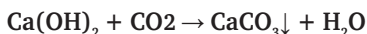
Щелочи взаимодействуют с индикаторами, органическими соединениями, способными изменять цвет в растворе при изменении кислотности. Они окрашивают фиолетовый лакмус в синий цвет, метиловый оранжевый (метиловый оранжевый) — в желтый, а фенолфталеин — в малиновый.

ПРИМЕНЕНИЕ ОСНОВАНИЙ

Основания широко используются как в быту, так и в лабораториях и в промышленности. Наибольшее применение из всех оснований находят щелочи.

Гидроксид кальция, называемый также гашеной известью, применяется в строительстве для приготовления скрепляющей смеси — известкового раствора. При смешивании гашеной извести, песка и воды образуется медленно отвердевающая масса, которую используют для оштукатуривания стен.

Отвердевание известкового раствора происходит следующим образом. Гидроксид кальция взаимодействует с содержащимся в воздухе углекислым газом, который является кислотным оксидом, с образованием твердого вещества карбоната кальция:



Гидроксид кальция также применяют для борьбы с вредителями и болезнями растений (побелка деревьев), в пищевой промышленности (например — в производстве сахара), для очистки сточных вод, в кожевенном производстве, в химической промышленности (производство стеарата кальция $\text{Ca}(\text{C}_{17}\text{H}_{35}\text{COO})_2$), в производстве консервантов и ряде других отраслей.

Гидроксид натрия (едкий натр, каустическая сода) используют в быту в качестве основного компонента средств для ликвидации засоров канализационных труб; в лабораториях гидроксид натрия является одним из наиболее часто употребляемых реактивов; в промышленности его используют в производстве целлюлозы, моющих средств, в переработке нефти, в производстве биодизельного топлива и др.

Гидроксид калия (едкое кали) также используют в производстве моющих средств. Кроме того, гидроксид калия находит применение в пищевой и химической промышленности (например — в производстве красителей), в фармацевтической промышленности и в качестве электролита в гальванических элементах.

Гидроксид магния используется в качестве лекарственного средства, а также находит применение в производстве различных продуктов, начиная с зубных паст и заканчивая пластмассами в качестве наполнителя.

ПРАВИЛА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ СО ЩЕЛОЧАМИ

При попадании на кожу (в глаза) щелочи вызывают омертвление (некроз) тех участков, на которые они попали, и кроме этого, в дальнейшем возникает общее отравление организма в результате всасывания в кровь

продуктов распада тканей, которые являются токсичными. Действие щелочей, в особенности концентрированных, характеризуется значительной глубиной проникновения, так как они растворяют белок.

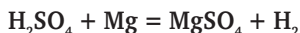
Запомните следующие правила:

1. Со щелочами следует работать в резиновых перчатках, защитных очках и респираторе (или производить работы в вытяжном шкафу, так как пары растворов щелочей также опасны), в защитной одежде (комбинезоне, халате, фартуке и нарукавниках).
2. Перед началом работы следует приготовить 5%-ный раствор уксуса и поставить его рядом с местом работы. При попадании на кожу раствора промыть пораженное место обильной струей воды. Промывание должно быть продолжительным (10–15 минут) и тщательным. Для нейтрализации щелочи на пораженное место после промывания накладывают на 10 минут повязку из марли или ватный тампон, пропитанные 5%-ным раствором уксусной кислоты. После снятия повязки кожу обмывают.
3. Если щелочь попала в глаза, следует немедленно промыть их проточной водой в течение 15–20 мин. После этого глаза ополаскивают 2%-ным раствором борной кислоты и закапывают под веки альбucid. После этих процедур нужно сразу же обратиться к врачу-окулисту.
4. Всегда следует всыпать щелочь в воду, а не наоборот. Поступая наоборот, можно вызывать термическую реакцию — тепловой взрыв, поскольку взаимодействие воды со щелочами происходит с интенсивным выделением тепла. Предварительно охладите воду в холодильнике и всыпайте в нее щелочь медленно, небольшими порциями, при постоянном помешивании.
5. Во время приготовления растворов щелочей твердые вещества из емкостей берут только специальной ложечкой и ни в коем случае не насыпают, потому что пыль может попасть в глаза и на кожу. После использования всю посуду, бывшую в контакте со щелочью, следует тщательно вымыть.

ГЛАВА 6

Кислоты

Кислоты — сложные вещества, состоящие из одного или нескольких атомов водорода, способных замещаться на атомы металлов, и кислотных остатков. Химические свойства кислот определяются этой способностью. Пример — взаимодействие серной кислоты (H_2SO_4) с магнием:



По составу кислоты делятся на кислородсодержащие (например — HNO_2 , HNO_3 , H_2SO_3 , H_2SO_4 , H_2CO_3 , H_2SiO_3 , H_3PO_4) и бескислородные (например — HCl , HF , HI , H_2S , HBr).

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Кислотами называют водные растворы газов хлороводорода (HCl), фтороводорода (HF), сероводорода (H_2S), бромоводорода (HBr), йодоводорода (HI) и др.

Безводные газообразные соединения «кислотами» **не называют!**

По числу атомов водорода кислоты делятся на одноосновные, двухосновные и трехосновные.

Структурные формулы бескислородных кислот просты. Водород связан с неметаллом одновалентной связью.



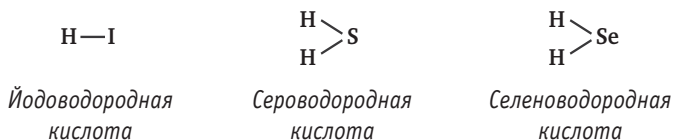
*Фтороводородная
кислота*



*Хлороводородная
кислота*

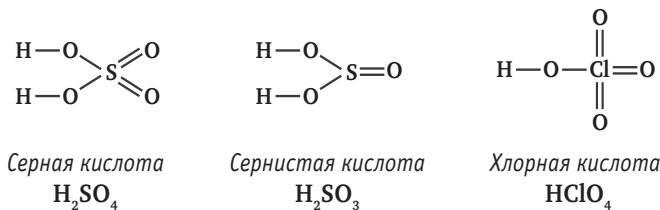


*Бромоводородная
кислота*



Структурные формулы бескислородных кислот

С кислородосодержащими кислотами дело обстоит сложнее. Возьмем для примера серную кислоту H_2SO_4 . Два одновалентных атома водорода, четыре двухвалентных атома кислорода и один шестивалентный атом серы. Как они связаны? Вариантов может быть много, но есть одно правило, которое облегчает нашу задачу: при составлении структурных формул кислородосодержащих кислот следует учитывать, что водород связан с центральным атомом посредством атомов кислорода.



Структурные формулы кислородосодержащих кислот

Соединяем оба атома водорода с двумя атомами кислорода. Вторые связи атомов кислорода протягиваем к сере, занимая две из шести связей. Дальше все просто — оставшиеся четыре связи соединяют атом серы с двумя атомами кислорода. Составляя структурную формулу кислородосодержащей кислоты, начинайте с присоединения атома (или атомов) водорода к атому (или атомам) кислорода. Дальше дело пойдет само собой, без запинки.

Кислоты могут быть растворимыми (большинство кислот) и нерастворимыми (например — кремниевая кислота H_2SiO_3). По летучести различают кислоты летучие (соляная кислота HCl , сероводородная кислота H_2S ,

азотная кислота HNO_3 , хлорная кислота HClO_4) и нелетучие (большинство кислот).

По устойчивости различают кислоты устойчивые (все бескислородные и большинство кислородных) и неустойчивые, которые разлагаются при нагревании или на свету (угольная кислота H_2CO_3 , серная кислота H_2SO_3 , кремниевая кислота H_2SiO_3 , азотная кислота HNO_3).

Азотную и серную кислоты называют «кислотами-окислителями», потому что в концентрированном виде они

По агрегатному состоянию большинство кислот представляют собой жидкости, некоторые из которых являются растворами газов в воде (например — соляная кислота HCl , сероводородная кислота H_2S). Ортофосфорная (или просто фосфорная) кислота H_3PO_4 , борная кислота H_3BO_3 , кремниевая кислота H_2SiO_3 и йодная кислота HIO_4 представляют собой твердые вещества.

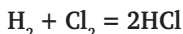
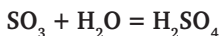
Кислоты могут быть бесцветными и окрашенными (хромовая кислота H_2CrO_4 существует в виде раствора желтого цвета, а марганцовая кислота HMnO_4 — в виде раствора фиолетово-красного цвета). Некоторые кислоты имеют запах. Самой пахучей из кислот является сероводородная кислота H_2S . Она пахнет тухлыми яйцами, а точнее — это тухлые яйца пахнут сероводородом, который образуется в процессе гниения органических веществ.

Рассмотрите таблицу, изучите названия кислот и их солей. Не пытайтесь запомнить все с первого раза. Всему свое время.

**Название солей наиболее часто встречающихся кислот
(по международной номенклатуре)**

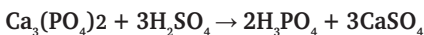
Название кислоты	Формула	Название соли
Азотистая	HNO_2	нитрит
Азотная	HNO_3	нитрат
Бромоводородная	HBr	бромид
Йодоводородная	HI	иодид
Кремневая	H_2SiO_3	силикат
Марганцевая	HMnO_4	перманганат
Серная	H_2SO_4	сульфат
Сернистая	H_2SO_3	сульфит
Сероводородная	H_2S	сульфид
Тиосерная	$\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_3$	тиосульфат
Угльная	H_2CO_3	карбонат
Уксусная	CH_3COOH	ацетат
Фосфорная	H_3PO_4	фосфат
Фтороводородная	HF	фторид
Хлороводородная	HCl	хлорид
Хлорноватистая	HClO	гипохлорит
Хлористая	HClO_2	хлорит
Хлорноватая	HClO_3	хлорат
Хлорная	HClO_4	перхлорат
Хромовая	H_2CrO_4	хромат
Двухромная	$\text{H}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$	дихромат
Циановодородная	HCN	цианид

Кислоту можно получить несколькими способами. Самым логичными способами будут взаимодействие кислотного оксида с водой с образованием кислородсодержащей кислоты и взаимодействие водорода с элементом с образованием бескислородной кислоты:

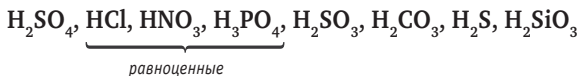


Следующий способ получения кислот попробуйте назвать сами. У вас же уже есть определенный багаж знаний. Сделайте паузу и подумайте — как еще можно получить кислоту?

Ну конечно же взаимодействием соли и кислоты! В результате такого взаимодействия образуются другая соль и другая кислота. Пример — взаимодействие фосфата кальция ($\text{Ca}_3(\text{PO}_4)_2$) с серной кислотой (H_2SO_4) с образованием фосфорной кислоты (H_3PO_4) и нерастворимого сульфата кальция (CaSO_4):



С учетом силы, растворимости и летучести кислот их можно расположить в ряд, в котором кислоты, стоящие левее, будут вытеснять из солей кислоты, стоящие правее. Все существующие кислоты приводить нет смысла, потому что тогда ряд получится крайне громоздким. Оставим в нем лишь основные, с которыми часто приходится иметь дело:



Вытеснительный ряд кислот

Взаимодействие соли с кислотой — реакция обмена, следовательно, она может произойти только в том случае, если одним из ее продуктов будет летучее или нерастворимое вещество. Учитывайте это при составлении уравнений.



Мы рассмотрели реакцию взаимодействия соли и кислоты с образованием нерастворимого осадка, а сейчас рассмотрим вариант с вытеснением летучей кислоты:



Назовите сами все вещества в уравнении.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОТ

Кислоты взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды.

Мы это уже знаем.

Кислоты способны взаимодействовать с некоторыми металлами. Для того чтобы лучше разобраться в этом взаимодействии, сделаем небольшое отступление.

ВЫТЕСНЕНИЕ МЕТАЛЛОВ

Давайте вспомним, что металлы — это химические элементы, атомы которых отдают электроны, превращаясь при этом в положительно заряженные ионы.

Представим себе длинную-предлинную очередь, в которой терпеливо стоят малютки-атомы. Вдруг откуда-то ни возьмись появляются хулиганы, много хулиганов, которые начинают выталкивать из этой очереди каждого второго или каждого третьего, или каждого четвертого, это уж смотря по обстоятельствам. Выталкиваемые атомы возмущаются, пытаются сопротивляться, кричат:

— Вы здесь не стояли! Вы не правы!

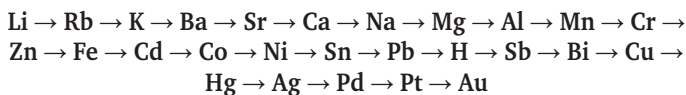
— Мы правы! — без всякого смущения заявляют хулиганы, занимая места тех, кого они так грубо вытолкнули. — Мы стоим левее вас в электрохимическом ряду напряжений, и потому нам можно вас вытеснить! Таков закон.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Каждый металл вытесняет из растворов солей другие металлы, расположенные в электрохимическом ряду напряжений правее его, и может быть сам вытеснен металлами, расположенными левее его в этом ряду.

Что это за ряд такой? Как он выглядит?

А вот так.



Кто у нас самый главный «хулиган»? Кто может вытеснить любого? Литий! Это самый активный металл. А золото — наименее активный, самый благородный, никому не мешает, ведет себя спокойно.

Давайте повнимательнее присмотримся к нашему ряду. Расположение металлов в нем вам ничего не напоминает? Одну очень известную таблицу?

Напоминает! Конечно же напоминает! В периодической системе Менделеева литий идет первым металлом, его порядковый номер в системе третий, а у золота — семьдесят девятый.

Только вот порядок расположения металлов в ряду напряжений и в периодической системе несколько различается. Например — ртуть, свинец и висмут в ряду напряжений стоят перед золотом, а в периодической системе — после. Дело в том, что положение металлов в периодической системе определяется только энергией отрыва электронов от атомов, а электрохимический ряд напряжений металлов составлен с учетом двух дополнительных факторов — энергии, затрачиваемой на разрушение кристаллической решетки вещества, и энергии, выделяющейся при гидратации (присоединение молекул воды) ионов. О гидратации мы еще поговорим.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Электрохимический ряд напряжений характеризует поведение металлов и их солей только в водных растворах и при комнатной температуре!

В один ряд с металлами, между свинцом и сурьмой, благодаря своей способности отдавать единственный электрон, попал неметалл водород.

Глядя на электрохимический ряд напряжений металлов, можно предсказать, чем закончится реакция кислоты с металлом. Возьмем два металла — золото и цинк и капнем на каждый соляной (или серной, или азотной) кислотой. С цинком кислота вступит в реакцию, потому что цинк, как стоящий левее в ряду напряжений, вытеснит водород, а с золотом никакой реакции не произойдет, потому что золото стоит в ряду напряжений гораздо правее водорода.

Некоторые из читателей могут подумать, что в ряду напряжений ошибка. Медь стоит правее водорода, а известно, что с помощью кислоты ювелиры отличают медные изделия от золотых. Капнут из пипетки — и сразу видно, фальшивая монета или нет! С медью кислота реагирует, а с золотом или платиной — нет. На самом деле никакой ошибки нет. Да, серная или, скажем, азотная кислота действительно поможет отличить медную монету от золотой, при том, что медь в ряду напряжений находится правее водорода. Дело в том, что в реакцию с атомами меди в роли окислителя вступает не водород, а кислотный остаток — SO_4 в случае с серной кислотой или NO_3 в случае с азотной. Поэтому кислота непременно должна быть концентрированной.



Вы, наверное, слышали выражение «царская водка». Так называют смесь, состоящую из одного объема концентрированной азотной кислоты и трех или четырех объемов концентрированной соляной кислоты. Царской ее называют потому, что растворяет даже «царя металлов» — золото, а слово «водка» в давние времена было уменьшительным от слова «вода»

и лишь позже стало обозначать алкогольный напиток. Так что «царская водка» это «царская водичка».

Формула царской водки выглядит так: $\text{HNO}_3 + 3\text{HCl}$. Готовят ее непосредственно перед использованием, потому что кислоты сразу же начинают вступать в реакцию друг с другом.

В роли окислителя в случае с царской водкой выступает хлор. «Секрет» соединения двух кислот заключается в том, что азотная кислота окисляет соляную с выделением свободного хлора и этот хлор в момент выделения состоит из атомов, еще не успевших соединиться попарно.



NOCl — хлорид нитрозила или оксид-хлорид азота, ядовитый желто-оранжевый газ с удушливым запахом.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

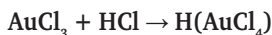
В уравнении написано « 2Cl », а не « Cl_2 », потому что речь идет о свободном атомарном хлоре.

Таково «промежуточное» уравнение реакции. Если иметь в виду конечные соединения, то уравнение надо писать так:



Но ведь все дело в одинарных атомах хлора, которые вот-вот начнут составлять парочки, если в этот момент не встретят какой-нибудь металл. Одинарные атомы хлора — сильнейший окислитель. Образно говоря, им все по зубам — даже золото.

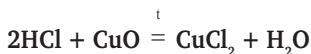
Реакция царской водки с золотом в упрощенном виде выглядит так. Вначале образуется так называемый «хлорид золота-три». Из за большого содержания хлора и соляной кислоты хлорид золота-три присоединяет молекулу хлора, образуя тетрахлороаурат водорода или тетрахлорозолотую кислоту, порошок желтого цвета.



Вопрос на сообразительность. Если мы бросим в царскую водку две монеты — золотую и серебряную, то обнаружим, что серебряная монета не будет растворяться. Почему?*

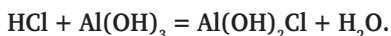
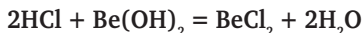
Отступив от нашей темы, мы вернулись к ней и разобрали взаимодействие кислот с металлами. Подведем итог: металлы, стоящие до водорода в электрохимическом ряду напряжений, могут вытеснять его из кислот. Кроме того, при взаимодействии азотной или серной кислоты с металлами в роли окислителя вступает не водород, а кислотный остаток и реакция идет своим, особым путем.

Кислоты взаимодействуют с основными оксидами (оксидами металлов, которым соответствуют основания) с образованием соли и воды. Основания, как мы помним, взаимодействуют с кислотными оксидами, а их противоположности — кислоты — взаимодействуют с основными. Все логично.



Там, где не указаны названия веществ, вы должны назвать их сами. Это хорошая тренировка.

Кислоты взаимодействуют с амфотерными гидроксидами, которые в этом случае ведут себя как основания.

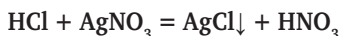


$\text{Al}(\text{OH})_2\text{Cl}$ — это дигидроксохлорид алюминия.

Кислоты взаимодействуют с солями. Поскольку эти реакции являются реакциями обмена, то они протекают в растворах и лишь в том случае, если

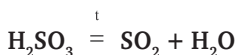
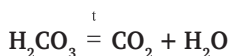
* Реакции препятствует тонкая пленка оксида серебра (I) Ag_2O , образующаяся в результате контакта серебра с кислородом воздуха.

в результате образуются или нерастворимая в кислотах соль, или летучая кислота.

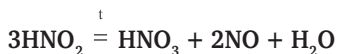
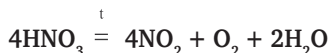


Почти все кислоты разлагаются при нагревании. Если при этом не происходит окислительно-восстановительных процессов, то в результате реакции образуются вода и кислотный оксид (как вариант — или кислота с меньшим содержанием H_2O).

Примеры реакций без окислительно-восстановительных процессов:

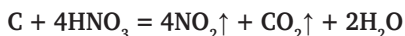
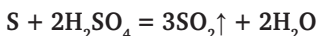


Примеры реакций с окислительно-восстановительными процессами:

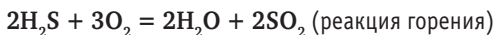
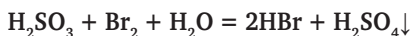
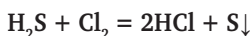


Кислоты, обладающие сильными окислительными (азотная и серная) или восстановительными (например сероводородная или фтороводородная) свойствами, взаимодействуют с неметаллами.

При действии кислоты-окислителя на неметалл неметалл окисляется до соответствующей кислоты или до ее ангидрида, а кислота восстанавливается до газообразного оксида.



При действии на неметалл кислоты-восстановителя неметалл восстанавливается до соответствующей бескислородной кислоты, а кислота-восстановитель окисляется до образующего ее неметалла. В ходе реакции могут образовываться и другие продукты.



Растворы кислоты взаимодействуют с индикаторами. Лакмус и метиловый оранжевый кислоты окрашивают в красный цвет, а фенолфталеин обесцвечивают.

ПРИМЕНЕНИЕ КИСЛОТ

Применение кислот весьма широко. В быту мы применяем их постоянно — в кулинарии используем уксус и лимонный сок, кислоты входят в состав многих чистящих и обеззараживающих средств, а также в состав пятновыводителей. Борную кислоту до недавних пор широко использовали для борьбы с тараканами и муравьями. Что же касается промышленности — химической и фармацевтической, то в ней различные кислоты применяются столь широко, что нет смысла перечислять области их применения. Проще сказать, что в той или иной мере кислоты используются на любом производстве. Без кислот нашу жизнь представить невозможно. Даже в нашем организме образуется кислота — клетки желудка вырабатывают соляную кислоту — основную составляющую желудочного сока.

ПРАВИЛА БЕЗОПАСНОСТИ ПРИ РАБОТЕ С КИСЛОТАМИ

В целом эти правила похожи на правила безопасности при работе с основаниями, поэтому перечислять все нет необходимости. Отметим только отличия.

При разбавлении или укреплении растворов кислот следует вливать кислоту большей концентрации в кислоту меньшей концентрации. Другое правило: смешивая кислоты, жидкость большей плотности необходимо вливать в жидкость с меньшей плотностью. Кислоту вливают в воду, а не наоборот!

Если вы пролили кислоту, то засыпьте пролитое сухим кварцевым песком, перемешайте его прямо на месте, а затем соберите в совок и заройте в землю (в мусоропровод выбрасывать не стоит). После того как убрали песок, залейте место разлива 10% или 15%-ным раствором соды, выдержите несколько минут, затем вытрите лужицу тряпкой и протрите это место чистой влажной тряпкой.

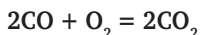
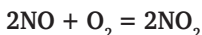
Прежде чем приступить к работе с кислотами, приготовьте 2%-ный водный раствор питьевой соды и поставьте рядом. Если кислота попала на кожу, то после промывки холодной водой на обожженное место накладывают пропитанную этим раствором повязку. Им же промывают глаза (во вторую очередь, сначала проточной водой), если в них попала кислота.

ОКСИДЫ

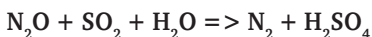
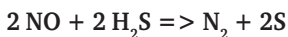
Настало время познакомиться с оксидами поближе. Мы уже знаем, что оксидами называются сложные вещества, состоящие из двух химических элементов, один из которых кислород, со степенью окисления -2 . Из этого правила есть одно исключение: фтор, соединяясь с кислородом, образует не оксид, а фторид кислорода OF_2 . Почему бы эту формулу не записывают иначе, вот так F_2O и не называют вещество «оксидом фтора». Да потому что кислород выступает здесь в качестве восстановителя, отдавая электроны фтору, сильнейшему из неметаллов. вспомните, где находятся кислород и фтор в таблице Менделеева, и вспомните также, что окислительные свойства химических элементов усиливаются слева на-

право. Кислород бы рад забрать электроны у фтора, да справиться с ним не в состоянии и вынужден отдавать свои.

Оксиды разделяют на две группы: солеобразующие и несолеобразующие. Несолеобразующие оксиды не образуют солей в химических реакциях. К ним относятся N_2O , NO , SiO , CO , S_2O . Назовите эти оксиды сами и не забывайте указывать валентность элемента там, где это нужно делать (вспомните, что названия оксидов, образованных химическими элементами с постоянной валентностью, даются без упоминания о валентности). Из несолеобразующих оксидов, путем доокисления, как правило, можно получить солеобразующие оксиды:



Несолеобразующие оксиды не взаимодействуют ни с кислотами, ни с основаниями, ни с солями, но могут вступать в окислительно-восстановительные реакции:



Солеобразующие оксиды делятся на кислотные, основные и амфотерные.

Оксиды, которые взаимодействуют с основаниями с образованием соли и воды, называются *кислотными оксидами*. Кислотные оксиды в основном образуются неметаллами. Существуют только два оксида металлов, которые являются кислотными: оксиды хрома (VI) (CrO_3) и марганца (VII) (Mn_2O_7), в которых металлы имеют наибольшую из всех возможных степень окисления. Оксиду хрома (VI) (CrO_3) соответствует хромовая кислота (H_2CrO_4), а оксиду марганца (VII) (Mn_2O_7) — марганцовая $HMnO_4$.

Оксиды, которые взаимодействуют с кислотами с образованием соли и воды, называются основными оксидами.

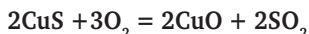
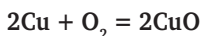
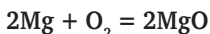
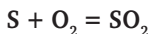
ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Оксиды хрома и марганца, в которых эти металлы имеют низшую степень окисления — оксид хрома (II) (CrO) и оксид марганца (II) (MnO), являются, подобно оксидам всех остальных металлов, обыкновенными основными оксидами, которым соответствуют гидроксид хрома (II) ($\text{Cr}(\text{OH})_2$) и гидроксид марганца (II) ($\text{Mn}(\text{OH})_2$).

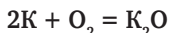
Об амфотерных оксидах, проявляющих как кислотные, так и основные свойства, мы поговорим после того, как разберемся с «обычными» оксидами. Физические свойства оксидов разнообразны. Они могут пребывать в любом из агрегатных состояний, имеют разные цвета и т.д.

Оксиды можно получить следующими способами (вещества называйте самостоятельно):

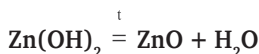
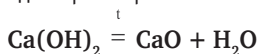
1. Окислением простых и сложных веществ.



Этот метод практически неприменим для щелочных металлов, которые при окислении обычно дают пероксиды (перекиси) — сложные вещества, в которых атомы кислорода соединены друг с другом по типу «—O—O—», поэтому оксиды Na_2O или K_2O труднодоступны.

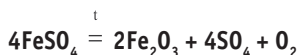
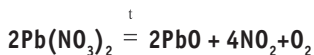
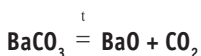


2. Разложением гидроксидов при нагревании.

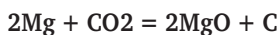


Этим методом нельзя получить оксиды щелочных металлов, потому что они очень устойчивы к нагреванию.

3. Разложением солей кислородсодержащих кислот при нагревании.



Взаимодействием металла с другим оксидом



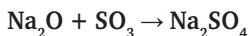
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ОКСИДОВ

Химические свойства основных оксидов таковы:

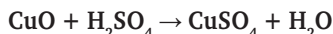
1. Растворимые в воде основные оксиды взаимодействуют с водой с образованием оснований:



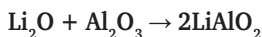
2. Взаимодействуют с кислотными оксидами, с образованием соответствующих солей:



3. Взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду:



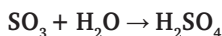
4. Взаимодействуют с амфотерными оксидами:



LiAlO_2 — алюминат лития, комплексный оксид металлов лития и алюминия, бесцветное кристаллическое вещество (теперь в тексте приводятся названия только тех веществ, для которых вам будет трудно найти название).

Химические свойства кислотных оксидов таковы:

1. Взаимодействуют с водой, образуя кислоту:

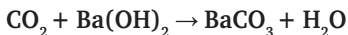


Оксид кремния (SiO_2) составляет исключение. Он с водой не взаимодействует.

2. Взаимодействуют с основными оксидами с образованием соли (см. выше):

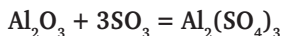


3. Взаимодействуют со щелочами, образуя соль и воду:



4. Взаимодействуют с амфотерными оксидами. Это взаимодействие бывает двояким.

При реакции в расплаве образуется обычная средняя соль.



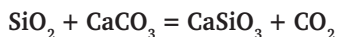
О солях мы еще будем говорить. Пока запомним, что солями называются вещества, в которых атомы металла связаны с кислотными остатками и что средними солями называются соли, содержащие только атомы металла и кислотного остатка.

При реакции в растворе образуется комплексная соль.



$\text{Na}[\text{Al}(\text{OH})_4]$ — это тетрагидроксоалюминат натрия. Эта соль называется «комплексной», потому что ион натрия связан со сложным, комплексным ионом $[\text{Al}(\text{OH})_4]$.

Взаимодействуют при нагревании с солями летучей кислоты с образованием соли и кислотного оксида. Или можно сказать так: менее летучие кислотные оксиды вытесняют более летучие из их солей:



АМФОТЕРНЫЕ ОКСИДЫ

Амфотерные оксиды — солеобразующие оксиды, обладающие амфотерностью, то есть проявляющие в зависимости от условий либо основные, либо кислотные свойства. Они образуются переходными металлами. Металлы в амфотерных оксидах обычно проявляют степень окисления от III до IV, за исключением оксидов цинка (ZnO), бериллия (BeO), олова (SnO) и свинца (PbO), в которых степень окисления металлов равна II.

Амфотерные оксиды при нормальных условиях не растворяются в воде и не реагируют с ней.

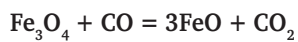
Проявляя основные свойства, амфотерные оксиды реагируют с сильными кислотами, с образованием солей этих кислот и воды. Проявляя кислотные свойства, амфотерные оксиды реагируют с сильными щелочами.

ПРИМЕНЕНИЕ ОКСИДОВ

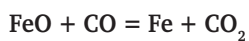
Самым распространенным оксидом является вода, без которой невозможно представить себе ни жизнь на Земле, ни наш быт, ни какое-либо производство.

Многие металлы (и в первую очередь железо) содержатся в недрах в виде оксидов. В металлургии чистые металлы получают восстановлением оксидов. В примере с железом это выглядит следующим образом:

1 этап:



2 этап:



Оксиды применяются практически во всех сферах деятельности человека.

ГЛАВА 7

Соли

Соли — это сложные вещества, состоящие из атомов металла и кислотных остатков. Исключением являются соли аммония, в которых с кислотными остатками связаны не атомы металла, а положительно заряженные полиатомные (т.е. состоящие из нескольких атомов) ионы аммония NH_4^+ .

По составу соли подразделяют на средние (нормальные), кислые (гидро-соли), основные (гидроксосоли), двойные, смешанные и комплексные.

Классификация солей по составу

СОЛИ					
средние (нормальные)	кислые (гидро-соли)	основные (гидроксо-соли)	двойные	смешанные	комплексные
Продукт полного замещения атомов водорода в кислоте на металл	Продукт неполного замещения атомов водорода в кислоте на металл	Продукт неполного замещения ОН -групп основания на кислотный остаток	Содержат два разных металла и один кислотный остаток	Содержат один металл и несколько кислотных остатков	
NaCl	KHSO_4 NaH_2PO_4	FeOHCl MgOHCl	KNaSO_4	CaClBr	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{SO}_4$ $\text{Ba}[\text{Pt}(\text{CN})_4]$ $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Комплексные соли отличаются от двойных солей тем, что в водном растворе они не диссоциируют на ионы солей, из которых они образовались, а дают особые комплексные ионы. Двойная соль сульфат натрия-калия (KNaSO_4) диссоциирует на ионы K^+ , Na^+ и SO_4^{2-} . А комплексная соль гексацианоферрат(III) калия ($\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$) образует ионы K^+ и $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^-$. Ионов железа в водном растворе гексацианоферрата (III) калия не будет.

Все соли — кристаллические вещества, отличающиеся друг от друга по свойствам, в том числе и по растворимости в воде.

Соли — самая многочисленная группа химических веществ, их известно более тысячи наименований. С учетом химических свойств и расположения солеобразующих элементов в периодической системе элементов Менделеева соли подразделяют на девять подгрупп.

1. Соли щелочных металлов — лития, натрия, калия, рубидия, цезия и таллия. В эту подгруппу также входят и соли аммония, который по химическим свойствам близок к щелочным металлам. Большинство солей щелочных металлов хорошо растворимо в воде. Соли натрия, калия и аммония широко применяются в качестве сырья в химической, медицинской, металлургической и нефтеперерабатывающей промышленности. Соли цезия и рубидия используют при изготовлении аккумуляторных батарей, фотоэлементов и люминесцентных материалов. Без солей щелочных металлов невозможно представить ни одну химическую лабораторию.

2. Соли щелочноземельных металлов — кальция, стронция, бария, магния и бериллия. В отличие от солей щелочных металлов многие соли этой подгруппы нерастворимы в воде, например все углекислые и фосфорнокислые соли (кроме солей бериллия), а также сернокислые и фтористые соли кальция, стронция и магния. Соли щелочноземельных металлов реактивной чистоты широко применяются в различных отраслях промышленности. Безводный хлористый кальций и безводный хлорнокислый

магний в лабораториях применяют для осушки газов и обезвоживания органических жидкостей. Многие соли этой подгруппы используются в качестве аналитических препаратов.

3. Соли кадмия, меди, ртути, свинца и цинка. Соли цинка имеют белый цвет, растворимые соли ртути и свинца (азотнокислые и хлорная) бесцветны. Большинство солей этой подгруппы нерастворимо в воде. Многие читатели, наверное, слышали о сильном яде, который называется «сулема». Это хлорид ртути (II) (HgCl_2), получивший свое обиходное название от латинского слова «sublimatum», означающим «вознесенное», потому что сулема добывалась возгонкой. Широко известна алая краска киноварь, представляющая собой сульфид ртути(II) (HgS), самый распространенный ртутный минерал.

4. Соли алюминия, ванадия, железа, кобальта, марганца, никеля, титана и хрома. Многие соли этой подгруппы хорошо растворимы в воде, углекислые и фосфорнокислые соли — нерастворимы, некоторые фтористые способны немного растворяться. Соли алюминия, ванадия, железа, кобальта, никеля и хрома широко используются в промышленности и в лабораториях в качестве катализаторов. Марганцовокислый калий (KMnO_4), который в быту называют «марганцовкой», двухромовокислый калий ($\text{K}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) и двухромовокислый натрий ($\text{Na}_2\text{Cr}_2\text{O}_7$) используют как сильные окислители, а соли титана, никеля и двухвалентного железа в качестве сильных восстановителей. Соли железа, кобальта, никеля, титана и хрома применяются в качестве реактивов, позволяющих обнаружить наличие различных веществ в составах.

5. Соли лантаноидов, иттрия и скандия. Давайте вспомним, что лантаноидами называются 14 элементов, занимающих порядковые номера с 58 по 71 в периодической системе Менделеева. Вместе с иттрием и скандием они составляют так называемую подгруппу редкоземельных элементов. В природе они мало распространены и обычно встречаются в смеси друг с другом. Соли редкоземельных металлов сравнительно мало изучены и потому пока применяются только в лабораторной практике. Например, азотнокислый лантан используется в качестве реактива на ацетаты, соли уксусной кислоты (CH_3COOH). Вас конечно же удивило, почему формула

этой кислоты написана так, а не в виде CH_4CO_2 . Дело в том, что уксусная кислота — органическое вещество, а у органической химии, которая эти вещества изучает, свои правила.

6. Соли галлия, гафния, индия, ниобия и тантала. Соли галлия и гафния используются в качестве катализаторов в синтезе органических веществ. Карбид тантала (TaC) входит в состав твердых сплавов, используемых при производстве режущих инструментов.

7. Соли висмута, германия, кремния, мышьяка, олова, селена, сурьмы и теллура. Многие соли этой подгруппы являются двойными, потому что перечисленные металлы входят в состав кислот: теллуристой (H_2TeO_3), мышьяковистой (HAsO_2), висмутовой (HBiO_3), кремниевой (H_2SiO_3) и др. Соли мышьяковистой кислоты используют как сильные восстановители. Соли этой подгруппы довольно широко применяются в медицине в качестве диагностических средств и составных частей ряда препаратов. В лабораториях многие из этих солей служат реактивами.

8. Соли вольфрама, молибдена, тория, урана и циркония. Вольфрам и молибден примечательны своей способностью проявлять в соединениях валентность от 2 до 6. Наиболее устойчивыми являются шестивалентные соединения, например, вольфрамовая (H_2WO_4) и молибденовая (H_2MoO_4) кислоты. Соли этих кислот называются «вольфраматами» и «молибдатами». Вольфраматы и молибдаты щелочных металлов растворимы в воде, прочие же соли — нерастворимы. Вольфрам и молибден благодаря своей амфотерности также образуют соли, в которых они проявляют основные свойства, например шестихлористый вольфрам WCl_6 или пятихлористый молибден MoCl_5 . Цирконий также проявляет амфотерные свойства, образуя комплексные соли — цирконилы, например хлористый цирконил $[\text{ZrO}]\text{Cl}_2$ и цирконаты, соли циркониевой кислоты H_2ZrO_3 . Соли вольфрама и молибдена широко применяют в металлургии в качестве компонентов специальных сталей. Кроме того, молибдаты и хлористый цирконил используют в качестве катализаторов. В лабораториях многие из солей этой подгруппы используются в качестве реактивов.

9. Соли драгоценных металлов. К подгруппе солей драгоценных металлов относятся соли серебра, золота и металлов так называемой платиновой группы: рутения, родия, палладия, осмия, иридия и платины. Активность всех перечисленных металлов крайне низка, все они устойчивы к химическим воздействиям. Серебро растворяется только в азотной кислоте, другие металлы только в «царской водке» (вспомним, что так называют смесь азотной и соляной кислот), а иридий даже в ней не растворяется.

Применение.

Из солей драгоценных металлов наибольшее значение имеет азотнокислое серебро или нитрат серебра (I) (AgNO_3). Азотнокислое серебро применяется в медицине в качестве асептического средства, используется в производстве фото- и киноплёнки, зеркал и промышленности, производстве зеркал и для гальванических покрытий. В лабораторной практике азотнокислое серебро используют в качестве реактива.

Сведения о растворимости важнейших солей

Название солей	Растворимость соответствующих солей
Нитраты, ацетаты	все соли растворимы
Хлориды	Все соли растворимы, кроме AgCl , и PbCl_2
Сульфаты	Все соли растворимы, кроме CaSO_4 , SrSO_4 , BaSO_4 , PbSO_4 и Ag_2SO_4
Сульфиды, карбонаты, силикаты, фосфаты	Почти все соли нерастворимы, кроме солей K , Na и аммония

Названия солей

Соль какой кислоты	Кислотный остаток	Валентность остатка	Название солей	Примеры
Азотная HNO_3	NO_3^-	I	нитраты	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ нитрат кальция

Соль какой кислоты	Кислотный остаток	Валентность остатка	Название солей	Примеры
Кремниевая H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	II	силикаты	Na_2SiO_3 силикат натрия
Серная H_2SO_4	SO_4^{2-}	II	сульфаты	PbSO_4 сульфат свинца
Угльная H_2CO_3	CO_3^{2-}	II	карбонаты	Na_2CO_3 карбонат натрия
Фосфорная H_3PO_4	PO_4^{3-}	III	фосфаты	AlPO_4 фосфат алюминия
Бромоводородная HBr	Br^-	I	бромиды	NaBr бромид натрия
Йодоводородная HI	I^-	I	йодиды	KI йодид калия
Сероводородная H_2S	S^{2-}	II	сульфиды	FeS сульфид железа (II)
Соляная HCl	Cl^-	I	хлориды	NH_4Cl хлорид аммония
Фтороводородная HF	F^-	I	фториды	CaF_2 фторид кальция

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Названия кислородсодержащих солей имеют окончания «ат», а названия бескислородных солей – окончания «ид». В случаях, когда один элемент образует несколько кислородсодержащих кислот (кислотных остатков), для солей может использоваться окончание «ит». Например — сульфит натрия (Na_2SO_3). Сера образует серную кислоту (H_2SO_4) и сернистую кислоту (H_2SO_3).

Варианты названий некоторых распространенных солей

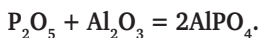
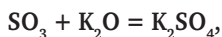
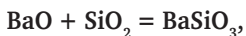
Соль	Официальное название	Устаревшее название	Тривиальное название
Na_2CO_3	Карбонат натрия	Натрий углекислый	Сода
NaHCO_3	Гидрокарбонат натрия	Натрий углекислый кислый	Питьевая сода
K_2CO_3	Карбонат калия	Калий углекислый	Поташ
Na_2SO_4	Сульфат натрия	Натрий сернокислый	Глауберова соль
MgSO_4	Сульфат магния	Магний сернокислый	Английская соль
KClO_3	Хлорат калия	Калий хлорноватокислый	Бертолетова соль

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

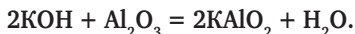
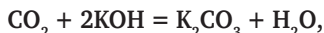
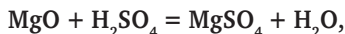
Сода соде рознь. Если вы слышите или читаете это слово, то хорошо представляйте, о какой именно соде идет речь, потому что каустической содой называется гидроксид натрия (NaOH), кальцинированной содой или просто содой — карбонат натрия (Na_2CO_3), кристаллической содой — ($\text{Na}_2\text{CO}_3 \cdot 10\text{H}_2\text{O}$), а пищевой или питьевой содой — гидрокарбонат натрия (NaHCO_3). Сода может быть как опасным едким веществом (NaOH), так и безобидным кулинарным разрыхлителем (NaHCO_3).

ПОЛУЧЕНИЕ СОЛЕЙ

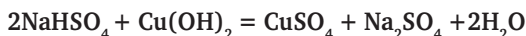
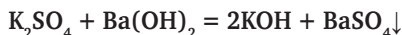
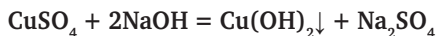
1. Взаимодействием основных, кислотных и амфотерных оксидов между собой:



2. Взаимодействием оксидов с кислотами и основаниями:



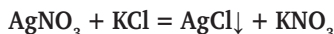
3. Взаимодействием оснований со средними и кислыми солями:



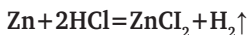
4. Соли бескислородных кислот могут быть получены при непосредственном взаимодействии металлов и неметаллов:



5. Взаимодействием двух различных солей при условии, что хотя бы одна из солей, образующихся в результате реакции, нерастворима и выпадает в осадок:



6. Взаимодействием металлов с кислотами. Металлы, расположенные левее водорода в электрохимическом ряду активности металлов, вытесняют из кислот водород и сами соединяются с кислотными остатками, образуя соли:

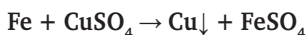


7. Взаимодействием солей с кислотами при условии, что в результате реакции образуются нерастворимый осадок, летучее вещество или вода:



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СОЛЕЙ

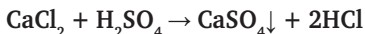
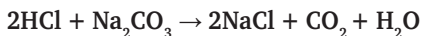
Соли взаимодействуют с металлами. Каждый предыдущий металл в электрохимическом ряду активности вытесняет следующий за ним металл из раствора его соли:



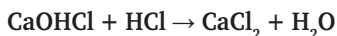
ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Так как реакции солей с металлами проходят в водных растворах, для этих опытов нельзя брать литий, калий, натрий и другие металлы, способные реагировать с водой!

Соли взаимодействуют с кислотами. Эта реакция происходит в случае, если соль образована более слабой или летучей кислотой или если в результате реакции образуется осадок.



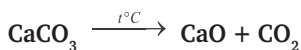
Основные соли при действии кислот переходят в средние:



Средние соли, образованные многоосновными кислотами, при взаимодействии с ними образуют кислые соли:

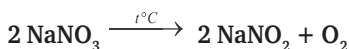


При нагревании некоторых кислородсодержащих солей они разлагаются на оксид металла и кислотный оксид:

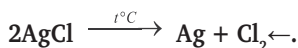


Это реакция обжига известняка (CaCO_3) с целью получения извести (CaO).

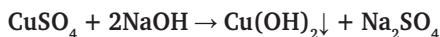
Соли, образованные кислородсодержащими кислотами-окислителями, разлагаются с выделением кислорода:



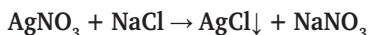
Соли бескислородных кислот при нагревании могут распадаться на простые вещества:



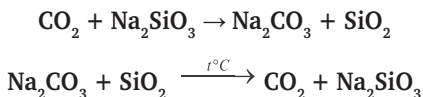
Соли, металлы которых образуют нерастворимые основания, взаимодействуют со щелочами с образованием основания и другой соли.



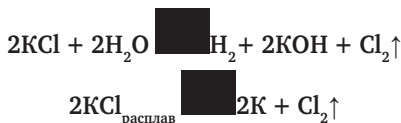
Растворимые в воде соли могут взаимодействовать друг с другом, если в результате реакции образуется нерастворимый осадок.



Соли взаимодействуют с кислотными оксидами с образованием других солей и оксидов:



Под действием постоянного электрического тока соли подвергаются разложению в растворах и расплавах. Этот процесс называется «электролизом».



Так как в результате гидролиза в растворах некоторых солей накапливаются ионы H^+ (кислая среда) или ионы OH^- (щелочная среда), эти растворы способны взаимодействовать с индикаторами.

ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

В ходе любой химической реакции происходит разрыв связей в исходных веществах и образование новых связей в продуктах реакции. Поскольку образование связи идет с выделением энергии, а разрыв — с поглощением, то химические реакции сопровождаются энергетическими эффектами.

Энергия выделяется в результате реакции в том случае, если рвущиеся в исходных веществах связи менее прочны, чем связи, образующиеся в продуктах реакции. Связи рвутся с поглощением энергии. Чем связь прочнее, тем больше энергии нужно для ее разрыва и тем больше энергии выделяется при ее образовании.

Если реакция идет по типу: «слабые связи → прочные связи», то происходит выделение энергии, потому что при образовании прочных связей будет выделяться больше энергии, чем нужно для разрыва слабых. Если реакция идет по типу: «прочные связи → слабые связи», то происходит поглощение энергии из окружающей среды, потому что энергия, выделявшаяся при образовании слабых связей, не может покрыть затраты на разрыв сильных связей.

Если связи в исходных веществах и в продуктах одинаковой прочности, то выделения энергии в результате реакции не происходит.

Обычно энергия выделяется и поглощается в форме теплоты. Химическая форма энергии преобразуется в тепловую форму. При реакциях горения кроме тепловой выделяется световая энергия.

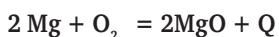
Реакции, протекающие с выделением теплоты, называются «экзотермическими», а реакции, которые идут с поглощением теплоты из окружающей среды, называются «эндотермическими».

Количество теплоты, выделившееся или поглощенное при протекании химической реакции, называется «тепловым эффектом». Если во время реакции выделяется тепло, то говорят о положительном тепловом эффекте. Если же тепло поглощается, то тепловой эффект реакции считается отрицательным. Тепловой эффект обозначается символом Q и выражается в джоулях (Дж) и килоджоулях (кДж).

Уравнение химической реакции, составленное с учетом теплового эффекта, называется «термохимическим». Пример:



Можно не указывать количество выделившегося тепла, а поставить вместо него « Q » со знаком «плюс», чтобы показать, что реакция идет с выделением тепла.



В химии существует понятие энтальпии — количество энергии, могущей быть преобразованной в тепло, которой обладает вещество. Энтальпия обозначается символом H . При постоянном давлении тепловой эффект химической реакции равен разности между энтальпиями исходного и конечного состояний между энтальпиями реагентов и продуктов.

$$\Delta H = H_{\text{конечная}} - H_{\text{исходная}}$$

(греческая буква Δ «дельта» обозначает разницу)

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Если тепловой эффект реакции положителен, то есть в результате ее выделилось тепло, то соответственно энтальпия конечного состояния реакции (энтальпия продуктов) будет меньше энтальпии начального состояния (энтальпии реагентов). Часть тепла же отдали, верно? Следовательно, в случае положительного теплового эффекта ΔH будет отрицательной величиной. А в случае отрицательного теплового — положительной.

Запомните основной закон термохимии, называющийся законом Гесса в честь открывшего его русского химика: «тепловой эффект химической реакции, протекающей при постоянном давлении или постоянном объеме, не зависит от пути реакции, а определяется только состоянием реагентов и продуктов реакции».

Проще говоря — проходит ли реакция в несколько этапов или в один, тепловой эффект ее будет одним и тем же.

ЧАСТЬ III

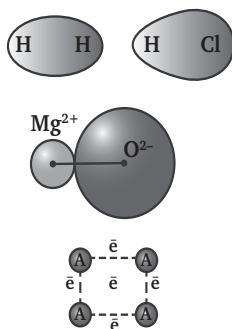
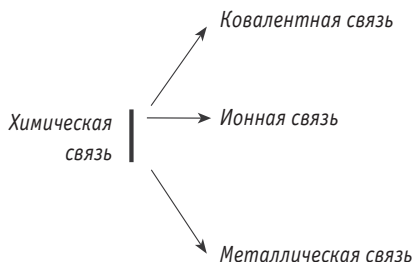
Химическая связь. Теория электролити- ческой диссоциации

ГЛАВА 8



Химическая связь. Строение вещества

Химические связи — это связи между атомами. Они бывают ионными, ковалентными и металлическими.



Познакомимся с видами связей поближе.

Ионная связь — это химическая связь, образованная за счет электростатического притяжения разноименно заряженных ионов. Мы же знаем из курса физики, что разноименные заряды притягиваются. В соединениях двух элементов (они называются «бинарными соединениями»*) ионная связь образуется тогда, когда размеры связываемых атомов сильно отличаются друг от друга, когда одни атомы легко отдают электроны, а другие горят желанием их принять. Обычно в качестве атомов, легко отдающих электроны, выступают атомы активных металлов, а в качестве

* Это название происходит от латинского слова «binarius» — двойной, состоящий из двух частей.

охотно принимающих электроны — атомы активных неметаллов. Хлорид натрия (NaCl) — типичный пример молекулы с ионной связью. Один атом (водорода) отдал свой единственный электрон, превратившись в положительно заряженный протон, другой атом (хлора), присоединив электрон, зарядился отрицательно. Из-за разности электрического заряда между атомами возникло притяжение.

Схематически молекулу хлороводорода можно представить так:



Ковалентная связь — это химическая связь, возникающая за счет образования общей пары электронов.

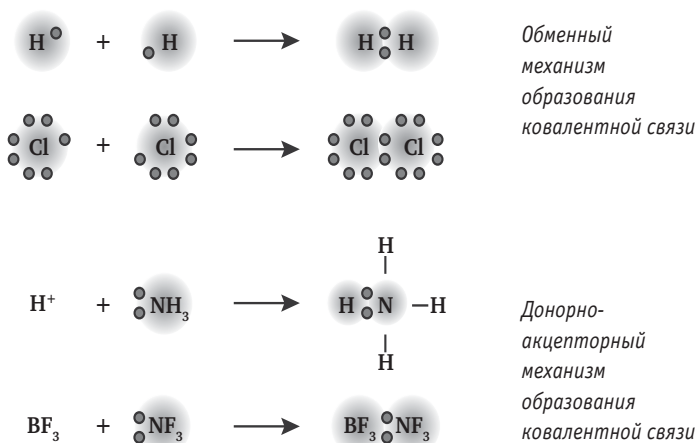
ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Общей пары электронов! Одной на двоих! Атомы не отдают и не принимают свое «имущество» — электроны, а объединяют их и «пользуются» ими на пару.

Ковалентная связь образуется между атомами с одинаковыми или схожими по размерам радиусами. Это логично. Если один из атомов в паре будет значительно крупнее другого (как, например, в случае с молекулой хлороводорода), то он заберет чужой электрон себе и связь будет ионной.

Вторым необходимым условием образования ковалентной связи является наличие не спаренных электронов у обоих связываемых атомов (по одному у каждого) или не поделенной пары электронов у одного атома и свободной орбитали для них у другого.

Если у каждого атома есть по свободному электрону, т.е. если каждый атом, образно говоря, «вносит свою лепту» в общее дело образования ковалентной связи, то связь образуется по обменному механизму. Если же один атом предоставляет пару электронов, а другой — орбиталь, т.е. если один отдает, а другой принимает, то ковалентная связь образуется по донорно-акцепторному механизму. «Донором» (отдающим) называется атом, предоставивший электроны, а «акцептором» (принимающим) — атом, предоставивший для электронов орбиталь.



Механизмы образования ковалентной связи

Не следует путать ковалентную связь, образованную по донорно-акцепторному механизму, с ионной! При ковалентной связи электроны равноудалены от обоих протонов и «принадлежат» обоим атомам одновременно.

Варианты ковалентной связи

1. Молекула водорода H_2 (водород одновалентен, одна общая пара электронов для двух атомов H).

2. Молекула азота N_2 (азот трехвалентен, три общие пары электронов).
3. Молекула фтороводорода HF (водород и фтор одновалентны, одна общая пара электронов).
4. NH_4^+ (азот четырехвалентен, водород одновалентен, четыре общих пары электронов).

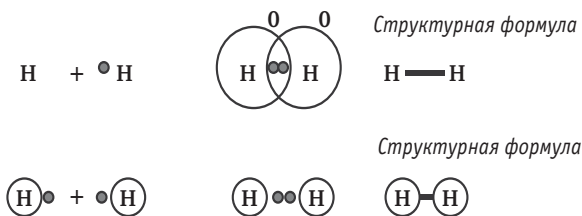
По числу общих электронных пар ковалентные связи делятся на:

- 1) простые или одинарные, образованные одной парой электронов;
- 2) двойные, образованные двумя парами электронов;
- 3) тройные, образованные тремя парами электронов.

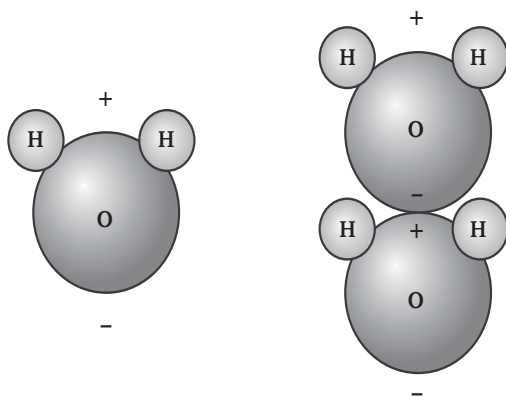
Двойные и тройные связи называются «кратными связями».

По распределению электронной плотности между связываемыми атомами ковалентная связь делится на неполярную и полярную. неполярная связь образуется между одинаковыми атомами (это полностью равновесная связь), а полярная — между разными. Электронные пары полярных связей смещены в сторону более электроотрицательных элементов. В химии существует такое понятие, как «электроотрицательность» — способность атома в веществе притягивать к себе общие электронные пары. Явление смещения электронных пар называется «поляризацией связи». Образующиеся при этом частичные заряды обозначаются знаками «+» и «-».

Проще говоря, если молекула полярна, то в одной ее части накапливается избыток отрицательного заряда, а в другой — избыток положительного.



Ковалентная неполярная связь на примере молекулы водорода



Ковалентная полярная связь на примере молекулы воды

По характеру перекрывания электронных облаков (орбиталей) ковалентная связь делится на σ -связь («сигма»-связь) и π -связь («пи»-связь).

σ -связь образуется за счет перекрывания s -орбиталей. Она характеризуется осевой симметрией. Простейший пример — молекула водорода.

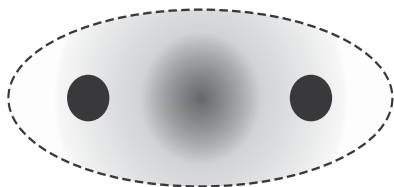


Схема σ -связи

π -связь образуется за счет перекрывания p -орбиталей. Считается, что π -связь образуется в кратных связях. Двойная связь состоит из одной σ - и одной π -связи, тройная — из одной σ - и двух π -связей. Простая связь — всегда σ -связь.

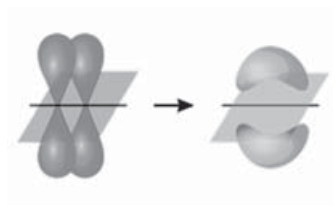


Схема π-связи

Ковалентные связи обладают полярностью — определенной направленностью в пространстве.

Металлическая связь — химическая связь, образованная за счет обобществления валентных электронов всех связываемых атомов металлического кристалла. В результате образуется единое электронное облако кристалла, которое легко смещается под действием электрического напряжения — отсюда высокая электропроводность металлов.

Металлическая связь образуется в том случае, когда связываемые атомы большие по размеру и потому склонны отдавать электроны в «общее пользование». При чем тут размер? При том, что чем дальше от протона находится электрон, тем слабее связь между ними и тем легче атом отдает электрон.

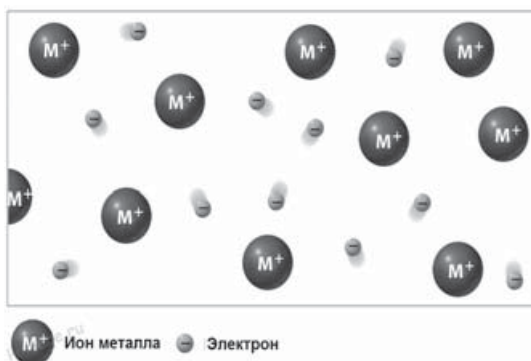
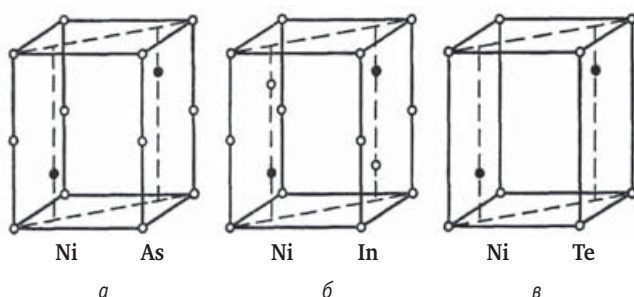


Схема металлической связи

Простые вещества с металлической связью — это металлы. Сложные вещества с металлической связью это так называемые «интерметаллические соединения» (например — AlCr_2 , NiAs или Ca_2Cu). Вы уже знаете, что металлы обладают способностью сплавляться друг с другом, образуя твердые растворы — сплавы. Если при этом процессе они не просто смешиваются, но и формируют единую кристаллическую структуру, отличную от структур исходных металлов, то происходит образование интерметаллического соединения или «интерметаллида». Если кристаллическая структура едина, то можно говорить о том, что образовалось новое вещество.



Структура NiAs (*a*) и родственных соединений Ni_2In (*б*), NiTe_2 (*в*)

Металлическая связь не обладает полярностью. Электроны связаны с протонами слабо и потому способны двигаться, создавая электрический ток. Мы же знаем из физики, что электрический ток — это направленное упорядоченное движение электронов. Свободное движение электронов в металлах также обуславливает их высокую теплопроводность.

Мерой прочности любой связи является энергия связи, измеряемая в килоджоулях на моль (кДж/моль). Энергия связи — это количество энергии, необходимое для разрыва данной химической связи в 1 моле вещества. Энергия ионной связи зависит от размеров ионов и от их зарядов. Чем меньше ионы и больше их заряд, тем больше энергия связи. Энергии ионной и ковалентной связи примерно сопоставимы. Энергия металлической связи в 3-4 раза меньше энергии ковалентной связи.

ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

Нередко случается так, что наблюдение за каким-то обыденным явлением дает толчок к научному открытию. Вспомним яблоко, упавшее на голову Ньютону. Благодаря этому яблоку был открыт закон всемирного тяготения.

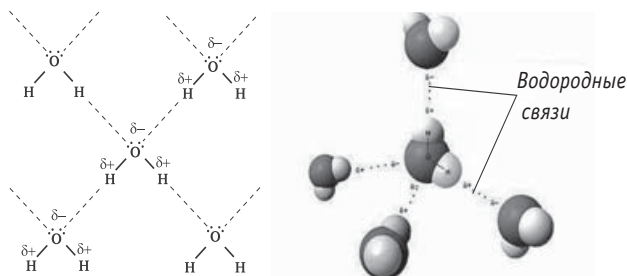
В 1920 году два молодых американских химика В. Латимер и Р. Родебуш, наблюдая за кипением воды (возможно, они не ставили никакого опыта, а просто собирались выпить чаю), задумались над вот каким вопросом.

Вода (H_2O), являющаяся оксидом водорода, сероводород (H_2S), являющийся сульфидом водорода и фтороводород (HF) являющийся фторидом водорода — родственные соединения, которые, по логике вещей, должны обладать схожими свойствами.

Должны. Но почему-то температура кипения воды равна 100°C , при том, что сероводород кипит при -60°C , а фтороводород — при $19,5^\circ\text{C}$. С чего бы взяться такой большой разнице? И вообще молекула сероводорода почти в два раза тяжелее молекулы воды (округленная атомная масса серы 32, а кислорода — 16), но кипит сероводород при гораздо меньших температурах.

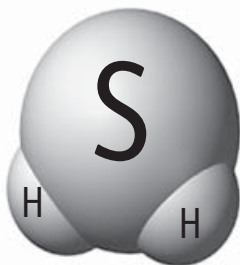
Тысячи химиков видели, как кипит вода, но такой вопрос пришел в голову только Латимеру и Родебушу. Хорошенько поразмыслив, они пришли к выводу, что между молекулами воды существуют какие-то дополнительные связи, которые препятствуют ее кипению при более низких температурах.

Так была открыта водородная связь (или «H-связь») — взаимодействие между двумя электроотрицательными атомами одной или разных молекул посредством атома водорода. Положительно заряженный протон (атом водорода), соединенный с одним электроотрицательным атомом ковалентной связью, притягивает к себе другой электроотрицательный атом.



Водородные связи между молекулами воды

Для возникновения водородных связей в молекулах вещества должны присутствовать атомы водорода, связанные с небольшими электроотрицательными атомами, например с атомами кислорода, азота или фтора. При этом на атомах водорода создается заметный частичный положительный заряд. Вторым условием возникновения водородных связей является наличие у электроотрицательных атомов не поделенных электронных пар, с которыми будет взаимодействовать атом водорода. Водородная связь похожа на полярную ковалентную.



Молекула сероводорода

Молекула сероводорода по своему строению похожа на молекулу воды, но атомная масса серы в два раза больше, чем атомная масса кислорода. В компании столь большого электроотрицательного атома, как атом серы, на атомах водорода заметного, существенного положительного заряда не создается и потому водородные связи в сероводороде отсутствуют. Их отсут-

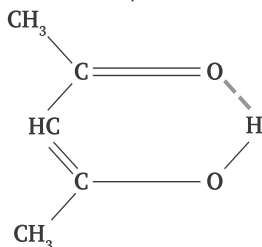
стве обуславливает низкую температуру кипения сероводорода (-60°C). А вот у фтора атомная масса примерно равна 19 и потому между молекулами фтороводорода возникают водородные связи. Они не такие сильные, как между молекулами воды, потому что атом фтороводорода тяжелее атома кислорода и потому фтороводород кипит при $19,5^{\circ}\text{C}$, занимая примерно среднее положение по этому показателю между сероводородом и водой.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

В отличие от обычных химических связей водородная связь возникает в подходящих условиях сама, а не в результате целенаправленного синтеза веществ.

Водородные связи в 5–10 раз слабее химических.

Водородные связи бывают не только межмолекулярными, но и внутримолекулярными. При помощи водородных связей могут связываться друг с другом не только молекулы, но и атомы одной молекулы. Пример — возникновение водородной связи в молекуле ацетилацетона, где связанный с атомом кислорода атом водорода притягивает атом кислорода, связанный с атомом углерода.



Молекула ацетилацетона

Не удивляйтесь виду формулы. Мы с вами пока не дошли до органической химии, так что просто рассмотрите картинку.

Со связями мы разобрались, перейдем к строению веществ. Многое из того, что сейчас будет сказано, вам уже знакомо. Но разрозненные знания надо систематизировать. Да и повторение, как известно, мать учения.

По типу строения все вещества делятся на молекулярные и немолекулярные. Большинство органических веществ составляют молекулярные вещества, среди неорганических преобладают немолекулярные.

Молекулярные вещества состоят из молекул, связанных между собой относительно слабыми межмолекулярными связями. Кислород (O_2), водород (H_2), вода (H_2O), углекислый газ (CO_2) — молекулярные вещества. За некоторыми исключениями, такими, как молекулы белков или органических полимеров, молекулярные вещества не обладают высокой прочностью и имеют низкие температуры плавления и кипения. Все молекулярные вещества не проводят электрический ток. Не все молекулярные вещества растворимы в воде или иных растворителях.

По типу химической связи вещества подразделяются на:

- вещества с ковалентными связями;
- вещества с ионными связями (ионные вещества);
- вещества с металлическими связями (металлы).

Молекулярные вещества — это вещества с ковалентными связями. Кроме того, ковалентные связи могут иметь и немолекулярные вещества. Немолекулярные вещества с ковалентными связями, характерным примером которых является алмаз, образуют очень прочные кристаллы. Исключение одно — мягкий графит, имеющий слоистую структуру. Немолекулярные вещества с ковалентными связями нерастворимы в воде и других растворителях, они имеют высокие температуры плавления и кипения. Большинство немолекулярных веществ с ковалентными связями не проводят электрический ток. Электропроводностью обладают графит и неметаллы полупроводники*, такие, например, как кремний, германий, теллур или мышьяк.

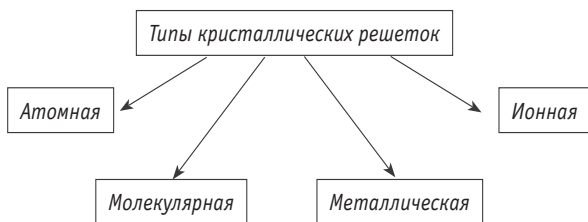
* При обычных условиях полупроводники ток не проводят, но с ростом температуры у них отмечается рост электрической проводимости. У металлов с ростом температуры электрическая проводимость уменьшается.

Ионные вещества, как уже ясно по их названию, являются немолекулярными. Ионные вещества представляют собой твердые тугоплавкие вещества, растворы и расплавы которых обладают электрической проводимостью. Многие ионные вещества растворимы в воде.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

В ионных веществах, точнее — в сложных ионах, таких как SO_4^{2-} , NO_3^- , NH_4^+ , PO_4^{3-} и т. п., атомы связаны между собой при помощи ковалентных связей. Иначе говоря, в ионных веществах, имеющих в своем составе сложные ионы, присутствуют два типа химических связей — ионные и ковалентные.

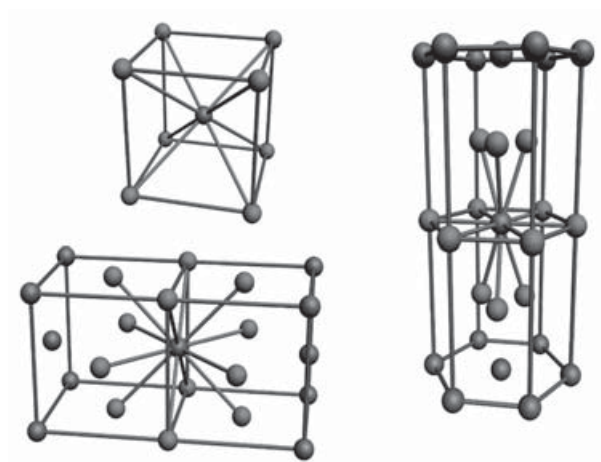
Вещества с металлической связью, которые, как вы уже знаете, называются «металлами», весьма разнообразны по своим физическим свойствам, но все они обладают тремя характерными физическими свойствами. Все металлы обладают высокой электрической проводимостью, высокими теплопроводностью и теплоемкостью и пластичностью.



В твердом состоянии почти все вещества состоят из кристаллов, атомы которых объединены в так называемые «кристаллические решетки». Для кристаллических решеток характерно упорядоченное расположение атомов в пространстве, когда атомы занимают определенные места. По типу строения и типу химической связи кристаллические решетки делят на:

— атомные — кристаллы немолекулярных веществ с ковалентной связью;

- ионные — кристаллы ионных веществ;
- молекулярные — кристаллы молекулярных веществ с ковалентной связью;
- металлические — кристаллы веществ с металлической связьюю.



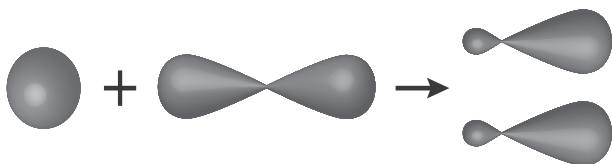
Различные виды кристаллических решеток

ГИБРИДИЗАЦИЯ ОРБИТАЛЕЙ

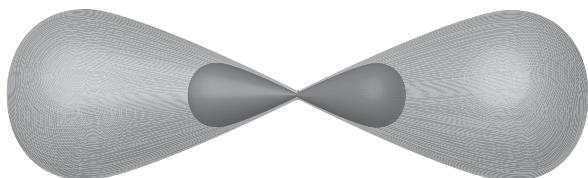
Гибридом называется объект, сочетающий в себе свойства других объектов, двух или более. В химии есть такое понятие, как «гибридизация орбиталей», когда при образовании ковалентной связи две или несколько орбиталей (энергетических подуровней) разного вида перекрываются друг с другом, образуя общую, гибридную орбиталь.

Типов гибридизации известно много, но мы с вами рассмотрим три наиболее распространенных.

sp-гибридизация возникает, когда одна s-орбиталь и одна p-орбиталь превращаются в две одинаковые гибридные орбитали, угол между осями которых равен 180° .

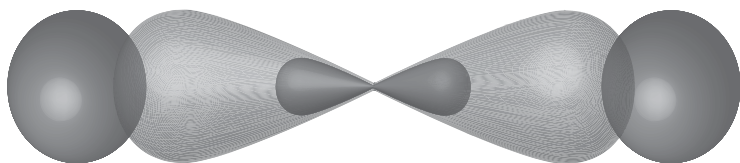


Образование sp -гибридных орбиталей



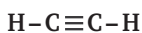
Модель атома с sp -гибридными орбиталями

Две sp -орбитали могут образовывать две s -связи, как, например в молекуле хлорида цинка ($ZnCl_2$): $Cl-Zn-Cl$.



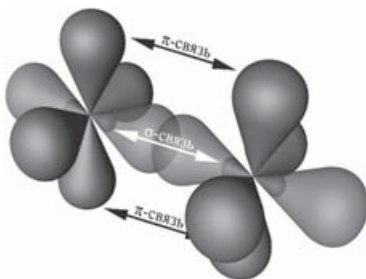
Модель орбиталей молекулы $ZnCl_2$

Если на двух p -орбиталях (мы же помним, что их три) находятся электроны, то дополнительно могут образоваться еще две p -связи, не участвующие в гибридизации! Пример — молекула ацетилена (C_2H_2), с которым мы познакомимся, когда будем изучать органическую химию.



Ацетилен

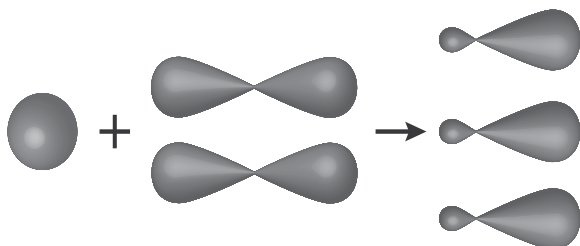
В молекуле ацетилена sp -гибридизации подвергаются атомы углерода, соединенные между собой тройными связями. При этом гибридные орбитали каждого из атомов углерода образуют две σ -связи — друг с другом и с соседними атомами водорода (на рисунке они не показаны). Негибридные орбитали атомов углерода образуют две π -связи друг с другом.



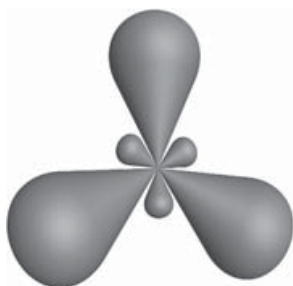
Связь между атомами углерода в молекуле ацетилена

По моделям строения молекул хлорида цинка и ацетилена видно, что молекулы в которых осуществляется sp -гибридизация, имеют линейную пространственную конфигурацию.

sp^2 — гибридизация возникает когда одна s -орбиталь и две p -орбитали превращаются в три одинаковые гибридные орбитали, угол между осями которых равен 120° .

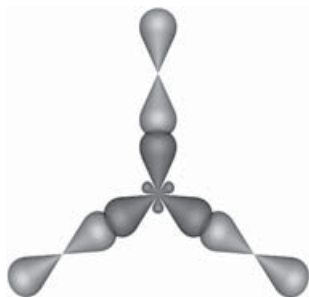
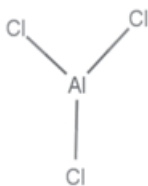


Образование sp^2 -гибридных орбиталей



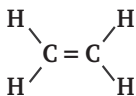
Модель атома с sp^2 -гибридными орбиталями

Три sp^2 -орбитали могут образовывать три σ -связи, как, например, в молекуле хлорида алюминия ($AlCl_3$):



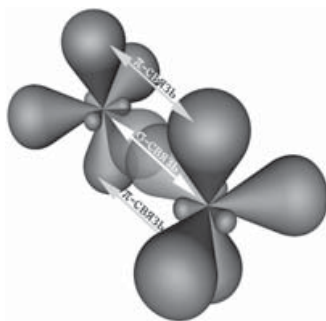
Хлорид алюминия (справа — модель молекулы)

Если на не участвующей в гибридизации p -орбитали, находится электрон, то может образоваться еще одна связь (p -связь). Пример — молекула этилена (C_2H_4).



Этилен

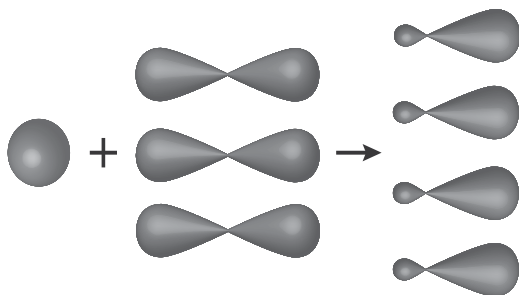
В молекуле этилена гибридные орбитали каждого из атомов углерода образуют по одной σ -связи друг с другом и с двумя соседними атомами водорода (на рисунке они не показаны). Негибридные орбитали атомов углерода образуют одну π -связь друг с другом.



Связь между атомами углерода в молекуле этилена

Молекулы, в которых осуществляется sp^2 -гибридизация, имеют плоскую пространственную конфигурацию.

3. sp^3 -гибридизация возникает когда одна s -орбиталь и три p -орбитали превращаются в четыре одинаковые гибридные орбитали, угол между осями которых равен $109^\circ 28'$.



Образование sp^3 -гибридных орбиталей

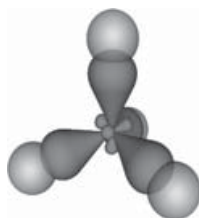
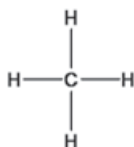


Модель атома с sp^3 -гибридными орбиталями

Молекулы, в которых осуществляется sp^3 -гибридизация, имеют тетраэдрическую пространственную конфигурацию (правильный тетраэдр)*.



Примером молекулы с тремя sp^3 -гибридными орбиталями может служить молекула метана (CH_4), в которой центральный атом углерода образует четыре σ -связи с соседними атомами водорода.

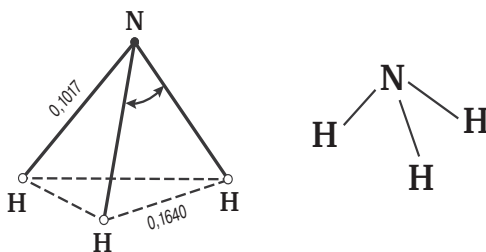


Модель молекулы метана

* Тетраэдр называется правильным, если все его грани представляют собой равносторонние треугольники. У правильного тетраэдра все двугранные углы при ребрах и все трехгранные углы при вершинах равны.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

В случае sp^3 -гибридизации в молекуле не обязательно должно быть пять атомов — один центральный и четыре угловых. Например, в молекуле аммиака (NH_3) четыре атома, поскольку валентность атома азота равна 3, но тип гибридизации — sp^3 потому что в атоме азота пять электронов внешнего энергетического уровня занимают **четыре** орбитали. Однако только три орбитали из четырех участвуют в образовании химической связи. Поэтому у молекулы аммиака атом азота находится в одном из углов тетраэдра, который не является правильным, поскольку угол между осями орбиталей искажается до $107^\circ 30'$.



Молекула аммиака

ГЛАВА 9



Теория электролити- ческой диссоциации

«Электролитической диссоциацией» называют процесс распада веществ на ионы при растворении или расплавлении.

Растворы всех веществ можно разделить на две группы:

- 1) электролиты, которые проводят электрический ток;
- 2) неэлектролиты, которые электрический ток не проводят.

Это деление на деле является условным, потому что растворы любых веществ хотя бы в незначительной степени обладают электрической проводимостью, поскольку в той или иной мере все растворимые в воде вещества при растворении распадаются на катионы (положительно заряженные ионы) и анионы (отрицательно заряженные ионы). Но электрическая проводимость неэлектролитов настолько мала, что считается, будто ее нет вовсе. К неэлектролитам относится большая часть органических соединений, например — глюкоза, сахароза, бензол.

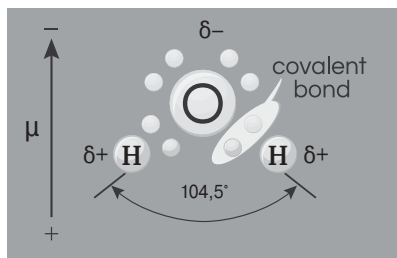
Электролиты делятся на настоящие и потенциальные.

Настоящие электролиты находятся в виде ионов не только в растворах и расплавах, но и в индивидуальном состоянии, т.е. — в отсутствие растворителя. Для настоящих электролитов характерна ионная кристаллическая решетка. К настоящим электролитам относятся все типичные соли.

Потенциальные электролиты в индивидуальном состоянии ионов не содержат, но образуют их при переходе вещества в раствор. Потенциальные электролиты — соединения ковалентной природы, которые подвергаются

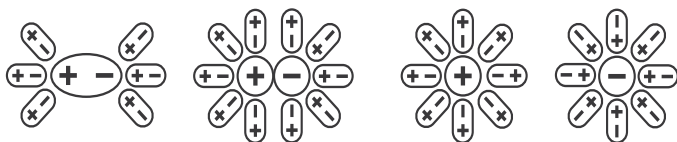
ионизации лишь при растворении. К потенциальным электролитам относятся вещества, молекулы которых образованы по типу полярной ковалентной связи (например — хлороводород (HCl)).

Механизмы электролитической диссоциации ионных и полярных веществ схожи. При растворении соединений с ионными связями молекулы воды собираются вокруг всех выступов и граней кристаллической решетки и образуют с ионами водородные или донорно-акцепторные связи. Мы уже знаем, что молекула воды представляет собой диполь, совокупность двух равных по абсолютной величине разноименных точечных зарядов, так как на атомах водорода локализованы частичные положительные заряды, а на атоме кислорода — отрицательный.



Молекула воды — диполь

Молекулы воды направлены к положительно заряженным ионам своими отрицательными полюсами, атомами кислорода, а к отрицательным — положительными, атомами водорода.



Гидратированные ионы

Процесс образования связей с молекулами воды называют «гидратацией». При этом процессе выделяется определенное количество энергии

(в виде тепла), называемой «энергией гидратации». Связи между гидратированными ионами ослабевают. Можно сказать, что молекулы воды по-слойно «вытягивают» ионы из кристаллической решетки до тех пор, пока вещество полностью не растворится.

Образуя связи с полярными молекулами, молекулы воды увеличивают их поляризацию, что приводит к распаду молекул на ионы. Процесс можно представить как «разрыв» молекул вещества на ионы, точнее — на гидратированные ионы, потому что каждый ион окружен молекулами воды.

При растворении может поглощаться или выделяться тепло. Обратите внимание на слово «может», потому что бывает и так, что температура раствора не меняется.

При растворении вещества происходят два процесса — разрушение структуры растворяемого вещества и взаимодействие частиц растворителя с частицами растворенного вещества. Для разрушения структуры (для разрыва связей) растворяемого вещества требуется энергия, а при образовании связей между частицами растворителя и частицами растворенного вещества происходит выделение энергии. Таким образом, во время растворения происходят два противоположных процесса — поглощение и выделение энергии (тепла). Если для разрушения структуры растворенного вещества требуется больше энергии, чем выделяется при образовании связей между частицами растворенного вещества и растворителя, то процесс растворения будет протекать с поглощением тепла из окружающей среды, т.е. будет эндотермическим. Пример — растворение в воде азотнокислого калия или азотнокислого аммония.

Азотнокислый аммоний (NH_4NO_3) или нитрат аммония, также известный как аммиачная селитра, — широко распространенное сельскохозяйственное удобрение. Его нетрудно достать. Поставьте дома следующий опыт — совершенно безопасный. Налейте в стакан воду комнатной температуры, всыпьте в воду пару-тройку чайных ложек аммиачной селитры (она продается в гранулах) и начните размешивать воду ложкой. К тому времени, как вся селитра растворится, стакан станет таким холодным на ощупь, будто он несколько часов простоял в холодильнике.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Сам по себе опыт с растворением селитры в воде безопасный, только ни в коем случае не вздумайте пробовать селитру на вкус, потому что она ядовита! стакан с ложкой после опыта дважды тщательно вымойте с мылом или моющим средством под проточной водой.

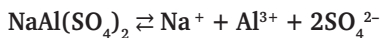
Если для разрушения структуры растворенного вещества требуется меньше энергии, чем выделяется при образовании связей между частицами растворенного вещества и растворителя, то процесс растворения будет протекать с выделением тепла из окружающей среды, т.е. будет экзотермическим. Пример — растворение в воде серной кислоты. Помните правило, гласящее, что следует вливать кислоту в воду, причем тонкой струйкой, а не наоборот? Когда вы вливаете кислоту, да еще и тонкой струйкой, в воду, масса воды в посуде успевает поглощать тепло так, что мгновенного закипания воды не происходит. Вода всего лишь нагревается. Если же вы вливаете воду в кислоту, то вода моментально вскипает на поверхности кислоты и во все стороны начинают лететь кислотные брызги.

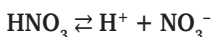
А вот при растворении в воде хлористого натрия сколько энергии выделяется, столько и поглощается и потому температура раствора практически не изменяется.

Запомните!

Растворение это физико-химический процесс. А вот приготовление суспензии или эмульсии — процесс сугубо физический, во время которого ни поглощения, ни выделения тепла не происходит.

Процесс электролитической диссоциации принято записывать схематично, не раскрывая его механизма и опуская растворитель (воду), несмотря на то, что растворитель является непременно участником процесса.





Обратите внимание на стрелку, концы которой направлены в разные стороны « \rightleftharpoons ». Она говорит о том, что реакция обратима — не только молекулы распадаются на ионы, но и ионы соединяются в молекулы. В растворах устанавливается баланс между этими процессами.

При расплавлении веществ связи между молекулами ослабевают вследствие нагревания. Образно говоря, при расплавлении никто не «вытаскивает» ионы из кристаллических решеток и не «разрывает» молекулы. Кристаллические решетки и молекулы рассыпаются сами, потому что ослабевают связи между ионами и молекулами.

Для объяснения особенностей водных растворов электролитов шведским ученым Сванте Аррениусом в 1887 году была создана теория электролитической диссоциации, которая впоследствии развивалась другими учеными. В современном виде содержание этой теории сводится к трем положениям:

1. При растворении в воде (или расплавлении) электролиты распадаются на положительно и отрицательно заряженные ионы, т.е. подвергаются электролитической диссоциации.
2. Под действием электрического тока катионы (+) двигаются к катоду (-), а анионы (-) — к аноду (+).
3. Электролитическая диссоциация — процесс обратимый (обратная реакция называется «моляризацией»).
4. Степень электролитической диссоциации (**a**) зависит от природы электролита и растворителя, температуры и концентрации. Она показывает отношение числа молекул, распавшихся на ионы (**n**), к общему числу молекул, введенных в раствор (**N**).

$$a = n / N$$

По величине степени электролитической диссоциации электролиты подразделяются на сильные и слабые. Сильные электролиты при растворении в воде практически полностью распадаются на ионы. За редким исключением к сильным электролитам относятся вещества с ионными или сильно поляризованными связями — все хорошо растворимые соли, сильные кислоты (HCl , HBr , HI , HClO_4 , H_2SO_4 , HNO_3) и сильные основания (LiOH , NaOH , KOH , RbOH , CsOH , $\text{Ba}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ca}(\text{OH})_2$).

Как по-вашему, чем определяется сила кислот и оснований? Величиной их степени электролитической диссоциации. В растворе сильного электролита растворенное вещество находится в виде ионов, недиссоциированные молекулы практически отсутствуют, а ионы вступают в реакции гораздо активнее молекул.

Слабые электролиты при растворении в воде диссоциируют не полностью, а только частично. Их растворы наряду с ионами содержат значительное количество недиссоциированных молекул. К слабым электролитам относятся почти все органические кислоты, некоторые неорганические кислоты (например — H_2CO_3 , H_2S), почти все малорастворимые в воде соли и основания и сама вода. Слабые электролиты плохо проводят электрический ток.

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

Согласно теории электролитической диссоциации все химические реакции в водных растворах электролитов являются реакциями между ионами. Эти реакции называются ионными реакциями, а их уравнения — ионными уравнениями. Поскольку при химических реакциях, протекающих в растворах между электролитами не происходит изменения зарядов ионов (т.е. не изменяется степень окисления), эти реакции называются «ионообменными» или **«реакциями ионного обмена»**.

1. При составлении ионных уравнений реакций следует соблюдать несколько правил: вещества малодиссоциированные (малорастворимые), выпадающие в осадок и газообразные записываются в молекулярной форме. Знак ↓, стоящий при формуле вещества, означает, что это веще-

ство уходит из сферы реакции в виде осадка, знак \uparrow означает, что вещество удаляется из сферы реакции в виде газа.

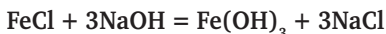
2. Сильные электролиты, как полностью диссоциированные, записывают в виде ионов.

3. Сумма электрических зарядов левой части уравнения должна равняться сумме электрических зарядов правой части.

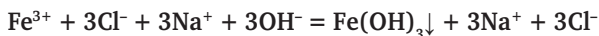
Не бойтесь уравнений ионных реакций! Они проще обычных химических уравнений. Для того чтобы окончательно разобраться с ними, рассмотрим несколько примеров.

Давайте мы с вами напишем в молекулярной и ионной формах уравнения реакций между растворами хлорида железа (III) и гидроксида натрия.

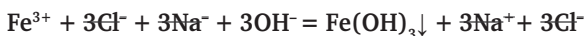
Первым делом пишем уравнение реакции в молекулярной форме:



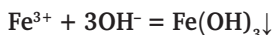
Затем пишем то же самое уравнение, только все хорошо диссоциирующие вещества изображаем в виде ионов:



Мы получили ионное уравнение реакции. Оно не кажется вам чересчур громоздким. Посмотрите — в обеих частях нашего уравнения, и слева, и справа, присутствуют одинаковые ионы. Давайте их исключим, ведь получается, что они в реакции не участвуют.



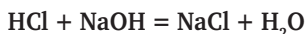
То, что у нас осталось, и есть ионное уравнение реакции в окончательном виде, или сокращенное ионное уравнение:



Из этого уравнения видно, что суть реакции сводится к взаимодействию ионов Fe^{3+} и OH^- в результате которого образуется осадок $\text{Fe}(\text{OH})_3$. Совершенно не имеет значения, в состав каких именно электролитов входили эти ионы до их взаимодействия.

Вспомните примеры реакций обмена между электролитами, необходимым условием которых является образование нерастворимого осадка или летучего вещества или воды, то есть — недиссоциирующего соединения.

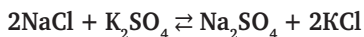
А теперь давайте напишем ионное уравнение реакции между соляной кислотой и гидроксидом натрия — реакции нейтрализации с образованием воды:



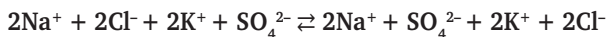
Суть любой реакции нейтрализации заключается в образовании воды. Возьмите HNO_3 или H_2SO_4 вместо HCl , а вместо NaOH возьмите $\text{Ba}(\text{OH})_2$ или KOH , сокращенное ионное уравнение будет выглядеть так же:



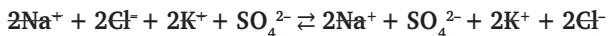
Если мы смешаем растворы хлорида натрия и сульфата калия, то между ними не произойдет никакой реакции, поскольку возможные продукты (возможные!) реакции обмена — хлорид калия (KCl) и сульфат натрия (NaSO_4) являются растворимыми веществами. Допустим, что мы забыли правила реакций обмена и все же написали уравнение несуществующей реакции:



Что получится, если мы захотим составить ионное уравнение этой реакции? Вот что:



Одинаковые ионы, стоящие в обеих частях, надо вычеркнуть:



Что у нас осталось? Ничего! Мы все вычеркнули. Для несуществующей реакции невозможно составить ионное уравнение.

Напишите самостоятельно ионные уравнения нескольких знакомых вам реакций для того, чтобы закрепить полученные знания.

ВЕЩЕСТВА В СВЕТЕ ТЕОРИИ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ

Теория электролитической диссоциации рассматривает кислоты как электролиты, которые при диссоциации в водных растворах в качестве катионов отщепляют только ионы водорода. Таким образом, свойства кислот, которые они проявляют в водных растворах, — это свойства катионов H^+ .

Уравнения электролитической диссоциации кислот:



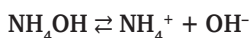
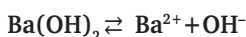
Диссоциация многоосновных кислот протекает в несколько этапов:

— первый этап: $\text{H}_2\text{SO}_4 \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{HSO}_4^-$

— второй этап: $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

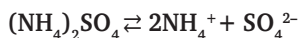
Основания в свете теории электролитической диссоциации являются электролитами, которые при диссоциации в водных растворах в качестве анионов отщепляют только гидроксид-ионы OH^- . Таким образом, свойства оснований, которые они проявляют в водных растворах — это свойства анионов OH^- .

Уравнения электролитической диссоциации оснований:



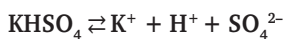
Соли в свете теории электролитической диссоциации являются электролитами, которые при диссоциации в водных растворах образуют катионы металла (в аммониевых солях — катионы аммония NH_4^+) и анионы кислотного остатка. В кислых солях также образуются катионы водорода, а в основных солях — гидроксид-ионы.

Уравнения электролитической диссоциации солей:



Кислые и основные соли диссоциируют ступенчато.

У кислых солей вначале отщепляются ионы металлов, а затем катионы водорода:



— первый этап: $\text{KHSO}_4 \rightleftharpoons \text{K}^+ + \text{HSO}_4^-$

— второй этап: $\text{HSO}_4^- \rightleftharpoons \text{H}^+ + \text{SO}_4^{2-}$

У основных солей вначале отщепляются кислотные остатки, а затем гидроксид-ионы.



— первый этап: $\text{Mg(OH)Cl} \rightleftharpoons \text{Mg(OH)}^+ + \text{Cl}^-$

— второй этап: $\text{Mg(OH)}^+ \rightleftharpoons \text{Mg}^{2+} + \text{OH}^-$

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

При диссоциации солей не образуются общие для всех солей ионы, поэтому соли не имеют общих свойств.

ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ. ЭЛЕКТРОЛИЗ

Мы уже знаем, что окислительно-восстановительными называются химические реакции, в которых происходит передача электронов от одного химического элемента к другому. Окислением называется процесс отдачи электронов атомом, молекулой или ионом. Восстановлением называется процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.

При окислении степень окисления повышается, а при восстановлении — понижается. Атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны называются восстановителями. Во время реакции они окисляются. Атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны, называются окислителями. Во время реакции они восстанавливаются. Поскольку атомы, молекулы и ионы входят в состав определенных, то и эти вещества соответственно называются восстановителями или окислителями.

Окисление всегда сопровождается восстановлением, и наоборот, восстановление всегда связано с окислением, поскольку если одна частица принимает электроны, то другая должна их отдать. «Из ничего» ничего не возникает.

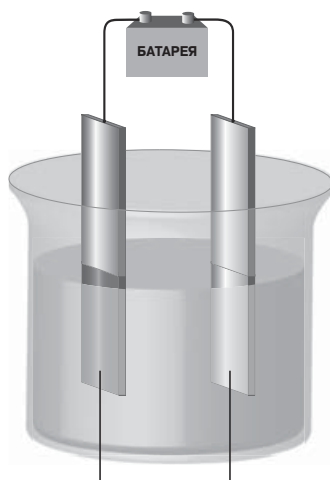
ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

При составлении уравнений окислительно-восстановительных реакций нужно учитывать правило: число электронов, отданных одним элементом, равно числу электронов, присоединенных другим элементом.

В качестве примера окислительно-восстановительной реакции в растворе рассмотрим реакцию между растворами марганцовоокислого калия (перманганата калия) и соляной кислоты:



В ходе этой реакции атомы марганца восстанавливаются, принимая по пять электронов, а часть атомов хлора окисляется, отдавая по одному электрону, соединяясь друг с другом и превращаясь в газообразный хлор, который улетучивается из раствора:



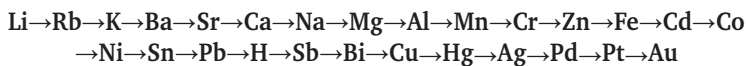
Окислительно-восстановительные реакции в электролитах могут протекать под действием электрического тока (постоянного). В простейшей системе, изображенной на рисунке, которую нетрудно собрать в домаш-

них условиях, вы можете ставить опыты по электролизу. Мы уже знаем, что электролиз — это разложение сложных веществ на составные части при прохождении через их растворы или расплавы электрического тока. Но можно сказать иначе, более научно: электролиз — это окислительно-восстановительный процесс, который происходит на электродах во время прохождения электрического тока через раствор или расплав.

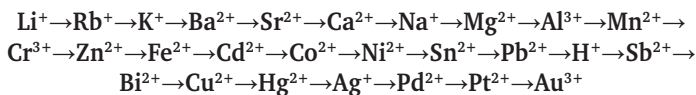
ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Электролиз растворов отличается от электролиза расплавов наличием растворителя, ионы которого участвуют в процессе.

Мы знаем, что восстановительная активность металлов, т.е. их свойство отдавать электроны, уменьшается в электрохимическом ряду напряжений металлов слева направо.



А как, по-вашему, будет обстоять дело с окислительной активностью катионов этих металлов?



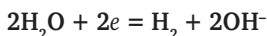
По логике, если восстановительная активность металлов уменьшается в ряду слева направо, то окислительная активность катионов этих металлов должна слева направо возрастать. Речь же идет об обратных процессах. Те металлы, которые активно отдают электроны, принимают их неохотно.

Так оно и есть. Окислительная активность катионов металлов возрастает в электрохимическом ряду напряжений металлов слева направо. При электролизе водных растворов металлы, стоящие правее водорода, выделяются на катоде. Восстановление металлов умеренной активности (от свинца до марганца включительно) сопровождается параллельным вы-

делением водорода. Металлы, стоящие левее марганца (от алюминия до лития), невозможно выделить из водных растворов их солей при помощи электролиза.

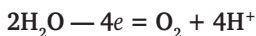
Давайте попробуем провести электролиз водного раствора пищевой соды или гидрокарбоната натрия (NaHCO_3). Источником тока может служить бытовой элемент питания. Как только ток пойдёт через раствор, мы увидим пузырьки газа, образующиеся возле электродов. Возле анода будет выделяться кислород, а возле катода — водород.

На катоде идет реакция восстановления воды:



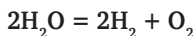
Две молекулы воды, присоединив по одному электрону, превращаются в молекулу водорода и два гидроксид-иона.

На аноде идет реакция окисления воды:



Две молекулы воды, потеряв по два электрона, превращаются в молекулу кислорода и четыре иона водорода.

Итоговое уравнение электролиза водного раствора пищевой соды будет выглядеть следующим образом:



«А при чем тут пищевая сода?» — спросите вы.

Да, по сути дела, ни при чем. Восстановления ионов натрия (Na^+) до чистого металла (Na) не происходит, так как натрий стоит в электрохимическом ряду напряжений металлов левее водорода и потому окислительная способность его катионов меньше, чем катионов водорода. Пищевая сода нужна нам в этом случае только для того, чтобы повысить электрическую

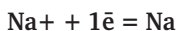
проводимость воды, ведь чем больше ионов в растворе, тем лучше он проводит ток. Мы же знаем, что электролиз растворов отличается от электролиза расплавов тем, что ионы растворителя (в данном случае — воды) могут участвовать в процессе.

Продукты электролиза водных растворов электролитов

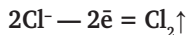
Электролиты	Продукты электролиза
Щелочи, кислородосодержащие кислоты, соли кислородосодержащих кислот и активных металлов (K, Na, Ca)	H_2 и O_2 , так как разлагается только вода
Бескислородные кислоты и соли бескислородных кислот и активных металлов (K, Na, Ca)	H_2 , S, галогены и др.
Соли бескислородных кислот и малоактивных металлов (Cu, Hg, Ag, Pt, Au), а также металлов со средней активностью (Co, Ni, Cr, Sn)	Металлы и галогены, а при большой концентрации ионов H^+ может выделяться и H_2
Соли кислородосодержащих кислот и малоактивных металлов (Cu, Hg, Ag, Pt, Au), а также металлов со средней активностью (Co, Ni, Cr, Sn)	Металл и O_2 , а при большой концентрации H^+ может выделяться и H_2

Рассмотрим теперь электролиз расплава поваренной соли или хлорида натрия (**NaCl**).

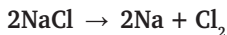
На катоде идет реакция восстановления натрия:



На аноде идет реакция окисления хлора:

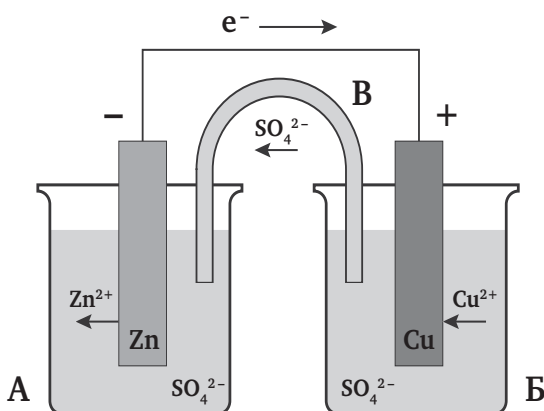


Итоговое уравнение электролиза расплава поваренной соли будет выглядеть следующим образом:



В расплаве нет растворителя, и потому в электролизе участвует только расплавленное вещество.

ГАЛЬВАНИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ



Гальванический элемент

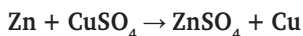
Процессы окисления и восстановления можно физически отделить друг от друга и осуществить перенос электронов по внешней электрической цепи.

Возьмем два сосуда — А и Б. Соединим их подковообразной трубкой В, как показано на рисунке. Сосуд А и трубку В заполним раствором сульфата цинка (ZnSO_4), а в сосуд Б нальем раствор сульфата меди (CuSO_4). В сосуд А опустим цинковую пластину, а в сосуд Б — медную (к раствору соли металла — пластину из этого же металла).

Если мы соединим обе пластинки металлическим проводом, то с помощью амперметра — прибора для измерения силы электрического тока — убедимся в том, что по проводу течет электрический ток. Электроны будут перемещаться в указанном стрелкой направлении. Амперметр на схеме не изображен, чтобы не усложнять ее. Чем проще — тем нагляднее и понятнее.

Откуда взялся ток? Почему электроны идут слева направо, от цинка к меди, а не наоборот?

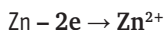
В нашем гальваническом элементе (а именно так, в честь итальянского химика Луиджи Гальвани названа система, которую мы соорудили) происходит реакция вытеснения цинком меди из раствора сульфата меди:



Это, как мы знаем, реакция замещения, суть которой заключается в восстановлении одним металлом иона другого металла. В электрохимическом ряду напряжений металлов цинк стоит левее меди. Он способен вытеснять медь из солей, а вот обратное вытеснение (цинка медью) невозможно. Поэтому наша реакция может течь только в одном направлении.

Давайте упростим реакцию, сведем ее к процессу взаимодействия цинка с ионом меди, забыв о кислотном остатке — анионе (SO_4^{2-}), с которым, в сущности, ничего не происходит, степень его окисления не меняется, неразстворимого вещества он не образует и не разлагается.

Атом цинка отдает два электрона и превращается в катион (Zn^{2+}). Этот процесс происходит в сосуде А.



Катион меди (Cu^{2+}) присоединяет отдает два электрона и превращается в атом меди. Этот процесс происходит в сосуде Б.



Поскольку наши растворы разделены, электроны от цинка к меди движутся по металлическому проводнику — проволоке, которой мы соединили пластины. От цинка к меди! Строго слева направо! Ведь мы же знаем, что обратная реакция (вытеснение цинка медью) невозможна!

Трубка В обеспечивает замкнутость нашей электрической цепи. Любая электрическая цепь должна быть замкнутой. По трубке перемещаются

анионы SO_4^{2-} . Они идут справа налево, от меди к цинку. Превращаясь в металл, медь осаждается на пластине и анионы ей больше не нужны. А цинку, который постепенно переходит из пластины в раствор, анионы SO_4^{2-} нужны, вот они и идут в тот сосуд, где находится цинковая пластина.

Проводник, опущенный в раствор, в электрохимии называют «электродом». Та и мы станем называть наши пластины.

Что происходит на медном электроде? Процесс восстановления меди, которая оседает на нем, делает электрод все толще и толще. На цинковом электроде осуществляется окисление цинка, этот электрод становится все тоньше и тоньше, потому что цинк переходит в раствор. Наш гальванический элемент будет работать до тех пор, пока цинковый электрод полностью не растворится, или до тех пор, пока вся медь из раствора не осядет на электроде.

Электрод, на котором происходит процесс восстановления, называется «катодом», а электрод, на котором осуществляется окисление — «анодом». Анод — положительный электрод, он имеет положительный заряд. Катод — отрицательный электрод. С катионами и анионами дело обстоит наоборот. Катионы заряжены положительно, а анионы — отрицательно. Не путайте!

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Любая окислительно-восстановительная реакция может служить источником электрического тока, если она протекает в гальваническом элементе.

Мы с вами сейчас ознакомились с медно-цинковым гальваническим элементом Даниэля-Якоби, который в первой половине XVIII века, независимо друг от друга, разработали английский ученый Даниэль и русский ученый Якоби.

Гальванический элемент — химический источник электрического тока, основанный на взаимодействии двух металлов в электролите.

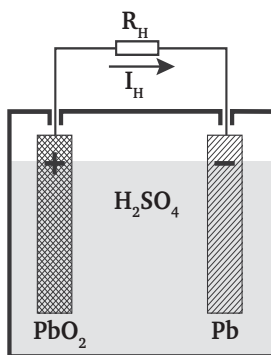
ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

В гальваническом элементе химическая энергия преобразуется в электрическую в полном соответствии с законом сохранения энергии, который утверждает, что энергия изолированной системы постоянна.

Гальванические элементы делятся на первичные и вторичные.

Первичные элементы не могут быть возвращены в рабочее состояние после того, как их наполнитель (активное вещество) израсходован. Вторичные элементы можно после истощения вернуть в рабочее состояние, если пропустить через них ток в обратном направлении (зарядить).

Зарядка возможна, потому что процессы, происходящие на электродах вторичных гальванических элементов, электрохимически обратимы. Батарейки, которые широко применяются в быту, представляют собой первичные гальванические элементы. Все виды аккумуляторов, т.е. устройства, которые после разрядки можно подзарядить, являются вторичными гальваническими элементами.

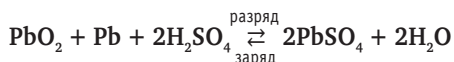


Свинцово-кислотный аккумулятор

В рассмотренном нами медно-цинковом гальваническом элементе обратный процесс невозможен, но если бы в сосудах А и Б, а также в трубке В находилась бы серная кислота (H_2SO_4)... Впрочем, в аккумуляторах нет необходи-

мости разделять растворы, потому что раствором является одно и то же вещество. Так что трубку В и сосуд Б можно отставить в сторону и ограничиться сосудом А. Нальем в него концентрированный раствор серной кислоты и опустим в раствор два электрода. Анодом (положительным электродом) у нас будет пластина диоксида свинца (PbO_2), а катодом (отрицательным электродом) — свинцовая пластина.

Во время использования аккумулятора на аноде будет происходить восстановление диоксида свинца, а на катоде — окисление свинца. Плотность раствора серной кислоты будет падать. Во время зарядки, когда аккумулятор подключают к внешнему источнику тока, процессы на электродах станут обратными и плотность кислоты начнет возрастать.



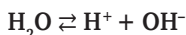
Слева направо реакция идет при разряде аккумулятора, а справа налево — при заряде.

На основе приведенного уравнения напишите самостоятельно ионные уравнения химических реакций на катоде и аноде при разрядке и зарядке. А можете и не писать, если неохота. Главное, что теперь вы знаете, чем отличается простой элемент питания от аккумулятора.

Свинцово-кислотный аккумулятор — одна из многочисленных разновидностей аккумуляторов. В аккумуляторах могут использоваться различные материалы, но принцип действия их одинаков и основан на обратимой окислительно-восстановительной реакции.

ВОДОРОДНЫЙ ПОКАЗАТЕЛЬ КИСЛОТНОСТИ СРЕДЫ (рН)

В воде всегда присутствует некоторое количество катионов водорода H^+ и анионов OH^- , которые образуются в результате обратимой диссоциации:



В 1 литре дистиллированной воды при обычных условиях (комнатной температуре и атмосферном давлении 760 мм. рт. ст.) содержится 1×10^{-7} моль катионов водорода H^+ и 1×10^{-7} моль анионов OH^- .

Оперировать числами такого порядка не очень удобно, поэтому для количественной характеристики кислотности среды используют условную величину — водородный показатель рН (читается «пэ аш»). Название показателя произошло от латинского «*p*undus *h*ydrogenium», что переводится как «вес водорода». рН определяет содержание катионов водорода H^+ в 1 л раствора. В дистиллированной воде, а также в нейтральных растворах, в 1 л которых содержится 1×10^{-7} моль катионов водорода, значение рН равно 7.

В растворах кислот содержание катионов водорода увеличивается, а содержание гидроксид-ионов уменьшается. В растворах щелочей содержание катионов водорода уменьшается, а содержание гидроксид-ионов увеличивается. Соответственно изменяется значение водородного показателя. В растворах кислот катионов водорода в 1 л раствора содержится больше 1×10^{-7} моль/л. рН при этом меньше 7. Величина рН меньше 7 соответствует кислой (кислотной) среде раствора. При рН = 5–7 среда раствора считается слабокислой, при рН < 5 — сильнокислой. Чем сильнее кислота, тем ниже будет значение рН.

В растворах оснований содержание катионов водорода всегда меньше 1×10^{-7} моль/л, а водородный показатель — больше 7. При рН > 7 среда раствора считается щелочной (слабощелочной при рН = 7–9 и сильнощелочной при рН > 9).



Зависимость характера среды от величины рН

Оценить pH растворов приблизительно можно с помощью кислотно-основных индикаторов, органических соединений, способных изменять цвет в растворе при изменении кислотности. Преимуществом кислотно-основных индикаторов являются быстрота и наглядность исследования, а также их невысокая стоимость. Однако точность кислотно-основных индикаторов оставляет желать лучшего, к тому же цвета воспринимаются глазом субъективно. Индикаторы могут помочь отличить слабокислый раствор от сильнокислого или кислый раствор от основного, но точное значение pH с их помощью определить невозможно.

Более точно измерить pH можно при помощи специальных приборов — «pH-метров».

Пришло время сделать небольшую паузу перед тем, как приступить к «частной» химии — изучению химических свойств конкретных веществ. Освежите в памяти прочитанное, перелистайте уже знакомые вам страницы, подумайте о том, все ли вы поняли и запомнили, крепок ли ваш «фундамент». Известно же, что каков фундамент, таков и дом. Если что-то осталось для вас непонятным или вы что-то забыли, перечитайте нужный раздел заново. Если же вы все поняли и запомнили, то читайте дальше.

ЧАСТЬ IV

**Химия
элементов
или частная
неоргани-
ческая
химия**

ГЛАВА 10

Галогены

Элемент	Фтор F	Хлор Cl	Бром Br	Иод I
Свойство				
Порядковый номер элемента	9	17	35	53
Относительная атомная масса	18,998	35,453	79,904	126,904
Температура плавления, °C	-209,16	-102	-7,3	113,5
Температура кипения, °C	-187,5	-34,1	58,8	185,2
Плотность, г/см ³	1,11	1,57	3,14	4,94
	для жидкой фазы при т. кип		при 20 °C и нормальном давлении	
Окраска в газообразном состоянии	желтовато-зелёная	жёлто-зелёная	красно-коричневая	фиолетовая
Степени окисления	-1	-1, +1, +3, +5, +7	-1, +1, +3, +5	-1, +1, +3, +5, +

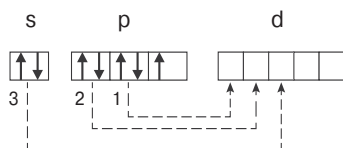
Галогены (вспомните, почему они так называются) — элементы 17-й группы периодической таблицы химических элементов Менделеева. К ним относятся **фтор (F), хлор (Cl), бром (Br), йод (I) и астат (At)**. **Все галогены неметаллы, сильные окислители, они реагируют почти со всеми простыми веществами, за исключением некоторых неметаллов и потому в природе встречаются только в виде соединений. С увели-**

чением порядкового номера химическая активность галогенов уменьшается.

Галогены — простые вещества. В свободном состоянии они существуют в виде двухатомных молекул с ковалентной неполярной химической связью между атомами. В твердом состоянии галогены имеют молекулярные кристаллические решетки.

Общее электронное строение галогенов можно выразить так: ns^2np^5

На внешнем энергетическом уровне галогены имеют 7 электронов. Им не хватает только одного электрона для октета. «Октетом» (от латинского слова *octo* — «восемь») называют максимальное число электронов на внешнем энергетическом уровне, равное 8. Галогены охотно присоединяют этот электрон. Поскольку больше восьми электронов на внешнем уровне быть не может, валентность галогенов должна являться единице, но это правило справедливо только для фтора. Начиная с хлора (Cl), у галогенов на внешнем уровне появляется свободный d-подуровень (3d-орбиталь), на который могут перемещаться электроны с s- и p-подуровней. В детали этого перемещения мы вдаваться не станем. Нам важно знать, что такой процесс может иметь место, что он называется «провалом электрона» и что на d-подуровень перемещается по одному электрону из пары, т.е. электронные пары внешнего уровня при таком перемещении делятся.



Рассмотрим схему. Перед нами — внешний энергетический уровень галогена... ну, допустим, хлора. Важно помнить, что речь идет не о фторе. На одной из p-орбиталей (в одной из p-ячеек схемы) есть непарный электрон, к которому галоген может присоединить еще один электрон для образования пары, проявляя степень окисления -1 . Или же может отдать

его другому элементу с более сильными окислительными свойствами, проявляя степень окисления +1. Лишь фтор не способен отдавать свой непарный электрон и всегда проявляет только окислительные свойства. Это объясняется малым радиусом атома фтора. Мы же знаем, что чем ближе электрон находится к протону, тем сильнее связь между ними. Вспомните, что сверху вниз в подгруппах периодической системы радиус атома увеличивается, следовательно, электроны все слабее притягиваются к ядру атома, следовательно, **сверху вниз металлические свойства увеличиваются, а неметаллические уменьшаются.**

Проследите за перемещением, на которое указывает стрелка № 1. Если одна из пар p-подуровня разрушится с переходом одного электрона на d-подуровень (химики в шутку называют этот процесс «разводом с разъездом»), то на внешнем уровне атома хлора окажется уже три не спаренных электрона. Если «разобьется» следующая пара (стрелка № 2), то не спаренных электронов станет уже пять. когда же «разобьется» последняя пара (стрелка № 3), у атома хлора окажется целых семь свободных электронов! Теперь вы понимаете, почему валентность всех галогенов, кроме всегда одновалентного фтора, может равняться 1, 3, 5 и 7, но никак не 4 или 6.

С валентностью мы разобрались. Поговорим теперь о степенях окисления. Процесс перехода электронов с одной орбитали на другую совершается только при взаимодействии химического элемента с более сильным окислителем! Проще говоря, пары «разбиваются» только для того, чтобы отдать электроны. Поэтому степени окисления у всех галогенов, кроме фтора, будут следующими: -1, +1, +3, +5 и +7. Принять можем один, а отдать — хоть семь! Вот такие мы щедрые!

ФИЗИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ

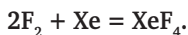
С увеличением молекулярной массы галогенов возрастают силы межмолекулярного взаимодействия между ними. Поэтому хлор и фтор при обычных условиях представляют собой газы, бром — жидкость, а йод и астат — твердые вещества. Радиоактивный и нестабильный элемент астат

мы рассматривать не станем, поскольку его свойства изучены плохо. В лабораторных условиях его не удается получить в достаточных для изучения количествах.

Все галогены имеют окраску. Фтор — светло-желтую, хлор — желто-зеленую, бром — бурую, а йод — темно-фиолетовую.

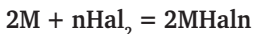
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ГАЛОГЕНОВ

1. Будучи сильнейшим окислителем, фтор реагирует даже с некоторыми инертными газами. Пример — реакция фтора с ксеноном, в результате которой образуется фторид ксенона (IV) или тетрафторид ксенона (XeF_4), бесцветное кристаллическое вещество с чрезвычайно высокой химической активностью и агрессивностью.

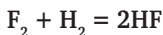


Другие галогены с инертными газами не взаимодействуют.

2. Галогены взаимодействуют с металлами с образованием солей — галогенидов (фториды, хлориды, бромиды, йодиды). Фтор при обычных условиях взаимодействует с щелочными металлами, свинцом и железом, а при нагревании реагирует со всеми металлами, включая золото и платину. Хлор, бром и йод при обычных условиях взаимодействуют со щелочными металлами, а при нагревании — с медью, железом и оловом. В реакциях с металлами галогены, как вы уже, наверное, догадались, проявляют окислительные свойства.

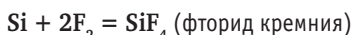
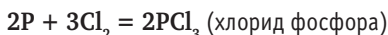


3. Галогены взаимодействуют с водородом с образованием кислот, проявляя в этих реакциях окислительные свойства. При обычных условиях фтор способен реагировать с водородом в темноте (реакция идет со взрывом), реакция хлора с водородом протекает на свету, а бром и йод реагируют только при нагревании, причем реакция с йодом носит обратимый характер.

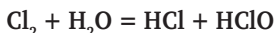


Фтороводородную кислоту (**HF**) также называют «плавиковой кислотой», потому что ее получают из минерала плавикового шпата, представляющего собой фторид кальция (**CaF₂**).

Галогены взаимодействуют с неметаллами, за исключением кислорода и азота, проявляя в этих реакциях окислительные свойства:

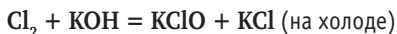


Галогены взаимодействуют с водой, проявляя одновременно как окислительные, так и восстанавливающие свойства. Такая двойственность свойств одного и того же химического элемента во время реакции называется «диспропорционированием». Рассмотрим в качестве примера реакцию хлора с водой, в результате которой образуются соляная (**HCl**) и хлорноватистая (**HClO**) кислоты:

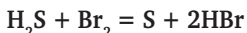


В молекуле соляной кислоты атом хлора принимает один электрон у атома водорода, а в молекуле хлорноватистой кислоты, подобно атому водорода, отдает электрон атому кислорода.

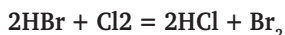
Галогены взаимодействуют со щелочами, и в этом случае также галогены диспропорционируют:



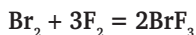
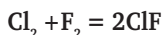
Галогены способны отнимать атомы водорода у других веществ:



Реакционная способность галогенов снижается при переходе от фтора к йоду, поэтому стоящий выше в периодической таблице элемент вытесняет нижестоящий из галогеноводородных кислот и их солей:



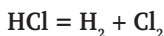
Галогены способны взаимодействовать друг с другом с образованием бинарных соединений:



ХЛОРОВОДОРОД И СОЛЯНАЯ КИСЛОТА

Хлороводород — один из самых распространенных химических продуктов, который применяется в промышленности и в лабораториях реактив и как газ, и в виде водного раствора — хлороводородной (соляной) кислоты.

Хлороводород можно получить с помощью ряда реакций, самой простой из которых является прямой синтез — сжигание водорода в хлоре:

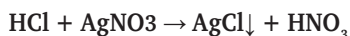


В химической промышленности газообразный хлороводород применяют для производства неорганических химикатов, для синтеза безводных хлоридов металлов и многих других процессах, вплоть до процесса выделения и очистки редких металлов. Хлороводородную кислоту применяют для травления стали и других металлов, нейтрализации сточных вод, очистки и дубления кож, для синтеза каучуков и ряда других веществ. Широко используется она в пищевой и в текстильной промышленности.

Соляная кислота, бесцветная жидкость с острым запахом хлористого водорода, одна из самых сильных кислот. Она растворяет (с выделением водорода и образованием солей — хлоридов) все металлы, стоящие в электрохимическом ряду напряжений до водорода. Соляная кислота обладает рядом общих свойств, присущих кислотам (загляните в соответствующий раздел, чтобы освежить в памяти свойства кислот, и напишите реакции с участием соляной кислоты). Кроме того, соляная кислота обладает и специфическими свойствами:

1. Взаимодействуя с нитратом серебра (который является реактивом на соляную кислоту и ее соли), соляная кислота образует хлорид серебра (I)

AgCl, порошок белого цвета, который не растворяется ни в воде, ни в кислотах, даже в такой сильной кислоте, как азотная, которая является вторым продуктом этой реакции:



2. Взаимодействуя с сильными окислителями (MnO_2 , KMnO_4 , KClO_3 и др.), соляная кислота проявляет восстановительные свойства:



ГЛАВА 11

Халькогены, или Группа кислорода

Откуда взялось название «халькогены», мы с вами уже знаем. Мы с вами уже много чего знаем и это просто замечательно.

К халькогенам относятся кислород (O), сера (S), селен (Se), теллур (Te) и полоний (Po). Полоний — радиоактивный металл, все остальные халькогены — неметаллы.

Элемент	Кислород O	Сера S	Селен Se	Теллур Te	Полоний Po
Свойство					
Порядковый номер элемента	8	16,005	34	52	84
Относительная атомная масса	15,999	32,067	78,96	127,60	208,982
Температура плавления, C°	-219	119	217	450	254
Температура кипения, C°	-183	445	685	1390	962
Плотность, г/см ³	1,27 (твёрдый)	2,1	4,8	6,2	9,4
Степени окисления	-2 (со фтором +2, в пероксидах -1)	-2, +4, +6	-2, +4, +6	-2, +4, +6	-2, +4, +6

Общая валентная электронная формула для халькогенов — $ns2np4$.

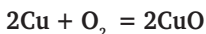
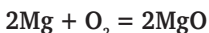
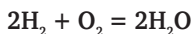
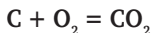
Кислород может быть одно- или двухвалентным, а начиная с серы у атомов халькогенов появляется дополнительный d-подуровень, на который могут переходить электроны с s- и p-подуровней. Мы рассматривали этот процесс, когда изучали галогены, так что подробно останавливаться на нем не станем. Изучите по таблице степени окисления элементов 16 группы и имейте их в виду, когда станете составлять уравнения химических реакций.

Объясните, пожалуйста, сами (или просто вспомните), почему в 16 группе самые сильные неметаллические свойства проявляет кислород и почему по своим окислительным свойствам кислород уступает только фтору.

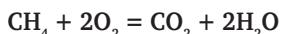
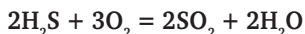
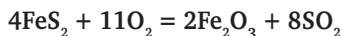
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КИСЛОРОДА

С кислородом мы уже знакомы. Повторяться не будем, скажем только, что с кислородом реагируют все элементы, кроме **Au**, **Pt**, **He**, **Ne** и **Ar** и что во всех реакциях (кроме взаимодействия со фтором) кислород выступает в роли окислителя.

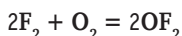
Взаимодействуя с металлами и неметаллами, кислород образует оксиды:



В результате взаимодействия кислорода со сложными веществами также образуются оксиды:



Взаимодействуя со фтором, кислород выступает в роли восстановителя, т.е. отдает электроны:



ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

В соединении OF_2 кислород проявляет степень окисления +2, и по этой причине данное соединение является не оксидом фтора, а фторидом кислорода.

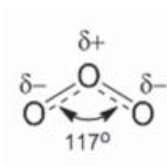
ОЗОН

У химического элемента кислорода есть две разные аллотропные модификации — молекулярный кислород (O_2) и озон (O_3).

Озон присутствует в составе атмосферного воздуха в виде незначительной примеси. В чистом виде он представляет собой голубой газ с резким своеобразным запахом (греческое слово «*озос*», от которого получил свое название озон, означает «пахучий»).

Строение молекулы озона долго занимало ученых. Действительно — как у двухвалентного кислорода можно соединить в молекулу три атома? Сам собой напрашивался вывод о том, что молекула озона имеет циклическое строение в форме равностороннего треугольника.

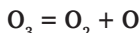
Но данные, полученные экспериментальным путем, не подтвердили эту гипотезу. Исследования показали, что молекула озона представляет собой не равносторонний, а равнобедренный треугольник, один из углов которого намного больше 60° . В равностороннем же треугольнике (а какую еще фигуру могут образовать три одинаковых атома с одинаковыми связями, все углы равны 60°). Кроме того, было установлено, что молекула озона полярна (треугольник исключает полярность) и что длина связи между атомами кислорода в молекуле озона соответствует кратной, а не простой связи (вспомните, что такое кратная и что такое простая связь).



Если допустить, что центральный атом кислорода проявляет валентность (IV), то строение атома озона будет соответствовать полученным данным. Такая молекула будет полярна, и ее угол будет приблизительно равен 117° .

В лаборатории озон получают в приборе, который называется «озонатором», представляющим собой стеклянную трубку, через которую пропускается электрический ток.

[http://school-collection.edu.ru/catalog/res/c66409b1-ef76-1ad6-b8b0-6e8a5570ffd9/view/Озон обладает более сильными окислительными свойствами, чем кислород. Причина такой высокой окислительной способности озона заключается в том, что его молекула относительно легко разлагается с выделением атомарного кислорода — более сильного окислителя, чем молекулярный кислород:](http://school-collection.edu.ru/catalog/res/c66409b1-ef76-1ad6-b8b0-6e8a5570ffd9/view/Озон_обладает_более_сильными_окислительными_свойствами,_чем_кислород._Причина_такой_высокой_окислительной_способности_озона_заключается_в_том,_что_его_молекула_относительно_легко_разлагается_с_выделением_атомарного_кислорода_—_более_сильного_окислителя,_чем_молекулярный_кислород:)



Способность озона разлагаться с образованием атомарного кислорода делает его практически идеальным средством для обеззараживания питьевой воды. Озон убивает микроорганизмы окислением, частично превращаясь при этом в молекулярный кислород. Очистка воды озонотом предпочтительнее широко распространенного хлорирования воды, поскольку молекулярный кислород не портит вкуса воды.

СЕРА

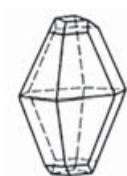
Сера — второй по значимости и распространенности после кислорода элемент 16 группы. Она находится на шестом месте по содержанию в природных водах (главным образом в виде сульфат-иона (SO_4^{2-}), который придает воде такое качество, как жесткость.

Сера образует несколько разных веществ, т.е. обладает аллотропными свойствами. Но ее аллотропия отличается от аллотропии кислорода, тем, что она обусловлена не разным числом атомов в молекуле (как у двухатомного кислорода и трехатомного озона), а различным строением молекул.

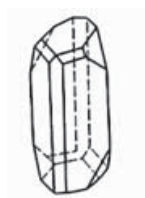


При обычных условиях сера представляет собой желтое хрупкое кристаллическое вещество, состоящее из восьмиатомных молекул, в которых атомы образуют ромбовидное кольцо, похожее формой на корону. Это так называемая ромбическая сера, или S_8 . При нагревании ($t = 113\text{ }^\circ\text{C}$) ромбическая сера плавится, превращаясь в желтую жидкость, состоящую из таких же ромбовидных молекул. Если продолжить нагревать жидкость, то при $250\text{ }^\circ\text{C}$ кольца атомов начнут разрываться и образовывать очень длинные полимерные молекулы. Жидкость изменит цвет на красно-бурый и станет очень вязкой, несмотря на повышение температуры, потому что ромбическая сера превратилась в новое вещество — пластическую серу или серу S_n (n означает, что количество атомов в молекуле невозможно выразить точным числом, молекулы полимеров огромны). При температуре $300\text{ }^\circ\text{C}$ пластическая сера теряет свою вязкость и становится жидкой, а при $445\text{ }^\circ\text{C}$ начинает кипеть. Пары серы представляют собой двухатомные молекулы S_2 . Если пластическую серу не нагревать до кипения, а медленно охладить, то она перейдет в новое состояние, образуется новое вещество — моноклинная сера, кристаллы которой имеют форму длинных темно-желтых игл.

Моноклинная сера также состоит из восьмиатомных ромбовидных колец, но ее кристаллы отличаются по форме от кристаллов ромбической серы.



Кристалл ромбической серы



Кристалл моноклинной серы

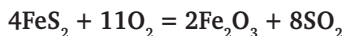
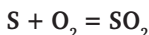
Кристаллы ромбической серы (кристаллы, а не молекулы!) имеют форму симметричного прямоугольного параллелепипеда, а кристаллы моноклинной серы представляют собой скошенный параллелепипед. Моноклинная сера и пластическая сера неустойчивы, они самопроизвольно превращаются в ромбическую серу. То, что моноклинная сера и ромбическая сера — разные вещества, можно доказать с помощью простого опыта — первая плавится при $119,3^{\circ}\text{C}$, а вторая — при $112,8^{\circ}\text{C}$.

Серу добывают из самородных месторождений. Она встречается в природе как в чистом виде, так и в виде различных соединений. В основном добытая сера идет на производство серной кислоты, но также сера используется для вулканизации каучуков*, в сельском хозяйстве для защиты растений от вредителей и в фармацевтической промышленности.

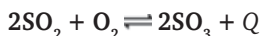
Производство серной кислоты проходит в три этапа.

1 этап — получение диоксида серы (SO_2) сжиганием в кислороде серы или же различных сульфидов, например — сульфида железа (Fe_2O_3):

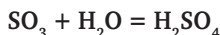
* Вулканизация представляет собой процесс взаимодействия каучуков с другим веществом — вулканизирующим агентом, при котором происходит сшивание молекул каучука в единую пространственную сетку при помощи молекул агента с целью повышения прочности и эластичности.



2 этап — окисление диоксида серы в триоксид (2SO_3) в присутствии катализатора — оксида ванадия (V) (V_2O_5) или платины и при нагревании: Несмотря на то, что реакция



3 этап — взаимодействие триоксида серы с серной кислотой. Никакой ошибки нет — не с водой, как следовало ожидать по логике вещей, а с серной кислотой. Дело в том, что при реакции триоксида серы с водой выделяется очень большое количество теплоты, отчего серная кислота начинает закипать и образуется трудноулавливаемая аэрозоль, много продукта теряется.



Поэтому газообразный триоксид серы пропускают через серную кислоту или ее концентрированный раствор. При этом образуется дисерная кислота ($\text{H}_2\text{S}_2\text{O}_7$):

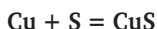


Раствор дисерной кислоты в серной называют «олеумом». Его можно рассматривать как раствор триоксида серы в серной кислоте. При разбавлении олеума водой получают чистую серную кислоту или ее раствор нужной концентрации.

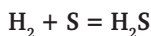
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЕРЫ

При комнатной температуре сера неактивна и взаимодействует лишь с ртутью, но с повышением температуры ее активность возрастает и реагирует с большинством простых веществ, за исключением инертных газов, азота, йода, селена, теллура, золота, платины и иридия.

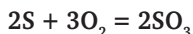
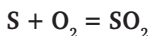
Взаимодействуя с металлами, сера образует сульфиды. В этом случае сера проявляет окислительные свойства.



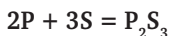
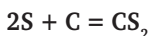
Взаимодействуя с водородом ($t = 150\text{--}200\text{ }^\circ\text{C}$) сера также проявляет окислительные свойства. При этой реакции образуется уже знакомый нам сероводород.



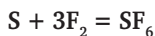
Взаимодействуя с кислородом (реакция горения), сера выступает в качестве восстановителя. При этой реакции образуется смесь оксидов серы:



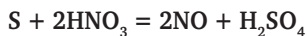
Взаимодействуя с неметаллами (кроме фтора), сера выступает в качестве окислителя:



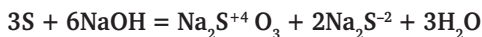
У фтора, который называют «королем неметаллов», как вы понимаете, сера электроны забрать не может, приходится отдавать свои:



Взаимодействуя с кислотами, сера выступает в качестве восстановителя:

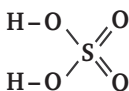


Взаимодействуя со щелочами, сера подвергается диспропорционированию, с образованием сульфидов и сульфитов:



СЕРНАЯ КИСЛОТА

Чистая 100 %-ная серная кислота (H_2SO_4) представляет собой бесцветную маслянистую жидкость, при $+10\text{ }^\circ\text{C}$ застывающую в кристаллическую массу. Используемый в лабораторной практике и в промышленности концентрированный раствор серной кислоты обычно имеет плотность $1,84\text{ г/см}^3$ и содержит около 95 % H_2SO_4 . Затвердевает такой раствор при температуре $-20\text{ }^\circ\text{C}$.



Структурная формула серной кислоты H_2SO_4

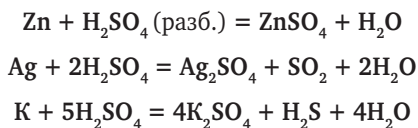
В молекуле серной кислоты два атома водорода связаны непосредственно с атомом серы, а два других также связаны с атомами водорода.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЕРНОЙ КИСЛОТЫ

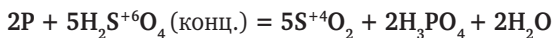
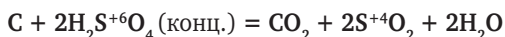
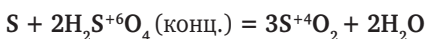
Серная кислота — сильная двухосновная кислота. Диссоциирует она поэтапно.



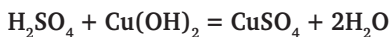
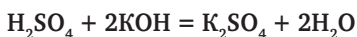
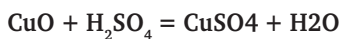
Взаимодействуя с металлами, серная кислота, как ей и положено, образует соли — сульфаты. Разбавленная серная кислота растворяет только металлы, стоящие в ряду напряжений левее водорода, а концентрированная взаимодействует со всеми металлами, кроме золота и платины. Это свойство серной кислоты используют для распознавания подделок под золото и платину ювелиры. Серебро серная кислота растворяет.



Концентрированная серная кислота благодаря своим сильным окислительным свойствам взаимодействует (при нагревании) с некоторыми неметаллами, в том числе и с серой, превращаясь в соединения серы с более низкой степенью окисления:

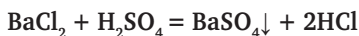


Серная кислота взаимодействует с основными оксидами и основаниями с образованием сульфатов и воды:

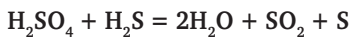


Напишите самостоятельно ионные уравнения для этих реакций.

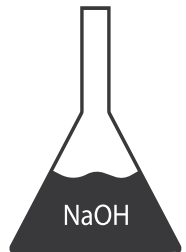
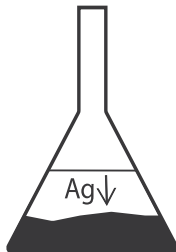
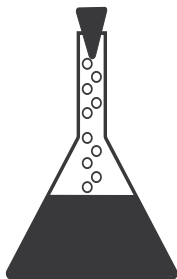
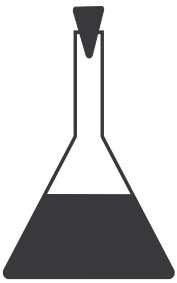
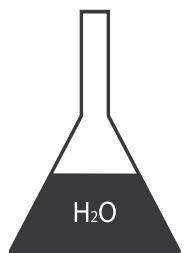
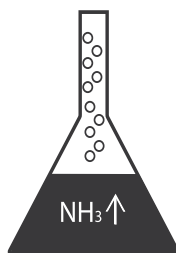
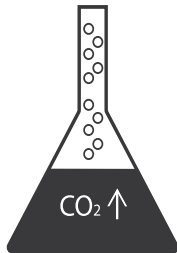
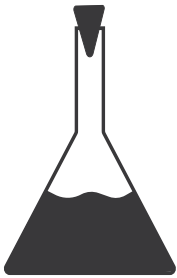
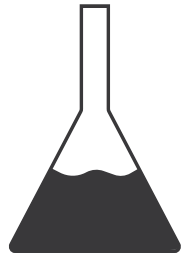
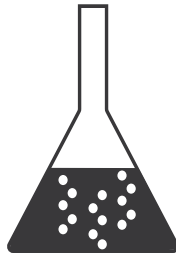
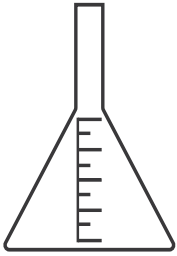
Серная кислота взаимодействует с солями (реакции обмена). Запомните, что хлорид бария (BaCl_2) служит индикатором для серной кислоты и растворимых сульфатов, поскольку сульфат бария (BaSO_4) нерастворим в кислотах:



С сероводородом концентрированная серная кислота реагирует с образованием диоксида серы, свободной серы и воды:



Серная кислота широко используется в химической промышленности, начиная с производства минеральных удобрений (суперфосфата и сульфата аммония) и заканчивая производством красителей. Также серная кислота применяется для очистки и осушки синтезированных веществ и для травления металлов.



ГЛАВА 12

Группа азота

Элемент	Азот N	Фосфор P	Мышьяк As	Сурьма Sb	Висмут Bi
Свойство					
Порядковый номер элемента	7	15	33	51	83
Относительная атомная масса	14,007	30,974	74,922	121,75	208,980
Температура плавления, °С	-210	44,1 (белый)	817 (4МПа)	631	271
Температура кипения, °С	-196	280 (белый)	613	1380	1560
Плотность, г/см ³	0,96 (твёрдый)	1,82 (белый)	5,72	6,68	9,80
Степени окисления	+5, +3, -3	+5, +3, -3	+5, +3, -3	+5, +3, -3	+5, +3, -3

15 группа периодической таблицы химических элементов Менделеева по имени своего «предводителя» также называется «группой азота». В эту группу входят азот (N), фосфор (P), мышьяк (As), сурьма (Sb) и висмут (Bi).

Общее электронное строение элементов группы азота можно выразить так: ns^2np^3 . На внешнем электронном уровне у элементов этой группы находится 5 электронов, 3 из которых — не спаренные.

Как и во всех группах, в ряду от азота к висмуту увеличиваются размеры атомов, ослабевают притяжения валентных электронов к ядрам атомов,

снижаются неметаллические свойства и возрастают металлические свойства. Азот и фосфор — типичные неметаллы, мышьяк и сурьма проявляют как неметаллические, так и металлические свойства, а висмут является металлом.

Все простые вещества, образуемые атомами элементов этой группы, за исключением азота, — твердые. Для фосфора, мышьяка и висмута характерна Устойчивых молекулярных веществ в этой группе всего три: азот N_2 , белый фосфор P_4 и желтый мышьяк As_4 .

АЗОТ

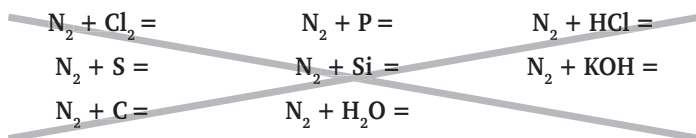
Вещество азот (N_2) при обычных условиях представляет собой бесцветный, не имеющий вкуса и запаха, плохо растворимый в воде газ, который составляет 78% атмосферы нашей планеты. Плавится азот при температуре -210°C , а кипит при -196°C .

Вспомните, почему азот так называется.

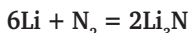
Газообразный азот состоит из двухатомных молекул. Атомы соединены друг с другом тройной связью, вследствие чего молекула азота является чрезвычайно прочной. Прочность молекул означает не только то, что они не склонны к распаду, но и низкую химическую активность азота.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЗОТА

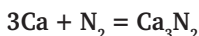
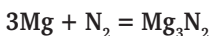
Прежде чем узнать, с какими веществами взаимодействует азот, запомните, с чем он не взаимодействует. Азот не взаимодействует с галогенами, серой, углеродом, фосфором, кремнием, водой, кислотами и щелочами.



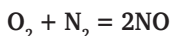
При обычных условиях молекулярный азот из металлов взаимодействует лишь с сильным восстановителем литием с образованием нитрида лития:



При нагревании азот способен взаимодействовать с магнием и щелочноземельными металлами (эти реакция протекает при температурах порядка 300 °С):



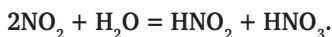
С кислородом азот взаимодействует под действием электрического разряда с образованием оксида азота (II) (NO):



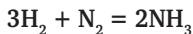
ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Азот в различных степенях окисления образует с кислородом пять оксидов: N_2O , NO, N_2O_3 , NO_2 и N_2O_5 .

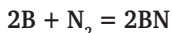
Наиболее устойчив из них диоксид азота (N_2O — ядовитый газ бурого цвета с неприятным запахом. При взаимодействии диоксида азота с водой образуются азотистая (HNO_2) и азотная (HNO_3) кислоты:



Взаимодействие азота с водородом — самая важная для химической промышленности реакция с участием азота, возможна при температуре 500 °С, давлении 1000 атм и в присутствии катализатора — металлического железа. В результате этой реакции образуется нитрид водорода, более известный под названием «аммиак»:



При температурах порядка 400 °С азот способен взаимодействовать с водородом с некоторыми другими неметаллами, например с бором:

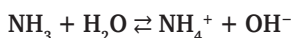


АММИАК

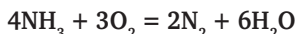
Азот образует два водородных соединения: аммиак NH_3 и гидразин (диамид) N_2H_6 . Гидразин, бесцветная жидкость с неприятным запахом, ограниченно используется в органическом синтезе как активный восстановитель. Аммиак же используется гораздо шире.

Аммиак представляет собой бесцветный газ с резким удушающим запахом. Всем, наверное, знаком 10%-ный водный раствор аммиака, который называют «нашатырным спиртом». Аммиак хорошо растворяется в воде благодаря тому, что каждая его молекула образует четыре (!) водородные связи с молекулами воды. Образно говоря, не успеют молекулы аммиака соприкоснуться с водой, как молекулы воды берут их в плен.

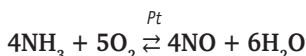
Принимая от молекулы воды протон водорода, молекула превращается в ион аммония:



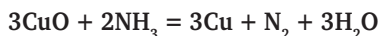
При поджигании на воздухе аммиак сгорает, образуя азот и воду:



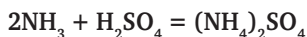
При взаимодействии с кислородом в присутствии катализатора (платины) аммиак окисляется до монооксида азота (обратимая реакция):



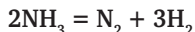
При нагревании аммиак может восстанавливать оксиды некоторых (не самых активных металлов):



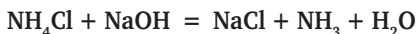
Аммиак реагирует с кислотами с образованием солей аммония:



При нагревании аммиак разлагается на азот и водород:



Соли аммония (сложные вещества, в состав которых входят катионы аммония (NH_4^+), связанные с кислотным остатком) представляют собой кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде. Соли аммония — сильные электролиты, обладающие всеми свойствами солей. Важно запомнить, что при нагревании со щелочами соли аммония выделяют аммиак. Это качественная реакция на катионы аммония:

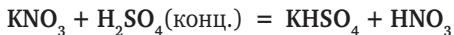


Аммиак относится к числу самых важных продуктов химической промышленности. Он используется для производства азотных удобрений, азотной кислоты, соды, взрывчатых веществ, полимеров и др. В холодильной технике аммиак используется в качестве холодильного агента, жидкий аммиак широко применяется в качестве растворителя, в медицине для различных целей используется нашатырный спирт.

АЗОТНАЯ КИСЛОТА

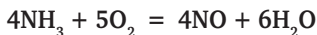
Оксикислота азота в степени окисления +III — это азотистая кислота (HNO_2), слабая кислота, молекулы которой существуют только в водном растворе. В отличие от своей «сестры» — азотистой кислоты, азотная кислота (HNO_3) — сильная кислота.

В лабораториях азотную кислоту получают взаимодействием концентрированной серной кислоты с нитритами щелочных металлов при нагревании:

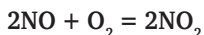


Промышленный способ дешевле, но сложнее и проходит в три этапа.

1 этап — окисление аммиака на платиновом катализаторе при температуре 500 °С до оксида азота (II) (NO):



2 этап — окисление оксида азота (II) кислородом воздуха до оксида азота (IV) (NO_2):

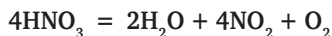


3 этап — поглощение оксида азота (IV) водой в присутствии избытка кислорода:



Химические свойства азотной кислоты мы подробно разбирать не станем, поскольку свойства кислот вам уже хорошо знакомы. Отметим только, что азотная кислота относится к очень сильным кислотам, диссоциирующим в водных растворах практически полностью, и рассмотрим специфические свойства азотной кислоты, присущие ей, как сильному окислителю.

1. Азотная кислота разлагается на свету и при нагревании:



2. Азотная кислота окрашивает белки в оранжево-желтый цвет (т.н. «ксантопротеиновая реакция» — качественная реакция на белки).

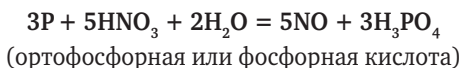
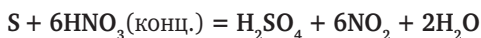
3. При взаимодействии азотной кислоты с металлами никогда не выделяется водород. В зависимости от концентрации кислоты и положения металла в электрохимическом ряду напряжений могут образовываться разные азотсодержащие продукты. Общее уравнение можно выразить следующим образом:



Что собой представляет X, можно определить при помощи таблицы.

Щелочные и щелочноземельные	Fe, Cr, Al, Ni, Co	Металлы до водорода	Металлы после водорода (Cu и др)	Благородные Au, Pt, Os, Ir, Ta	
HNO_3 (конц.>60%)	N_2O	пассивация (при обычных условиях); NO_2 (при нагревании)	NO_2	NO_2	Нет реакции
HNO_3 (разбавл.)	NH_3 , NH_4NO_3	Основной продукт — NO, однако в зависимости от разбавления могут образовываться N_2 , N_2O , NH_3 , NH_4NO_3 . Чем ниже концентрация кислоты, тем ниже степень окисления азота		NO	

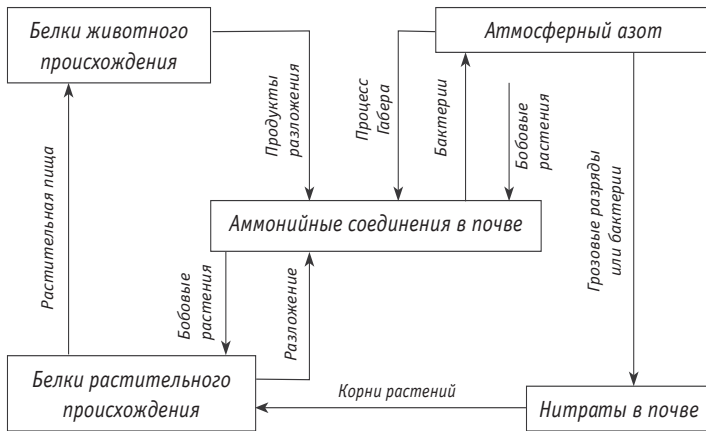
4. Взаимодействуя с неметаллами, азотная кислота превращается в оксида азота (II) или (IV), а неметаллы окисляются до соответствующих им кислот:



Основными областями применения азотной кислоты являются производство азотных и комбинированных удобрений, взрывчатых веществ (тринитротолуол) и органических красителей. В ювелирном деле азотную кислоту используют для определения золота в сплавах.

КРУГОВОРОТ АЗОТА В ПРИРОДЕ

В основном азот присутствует в природе в виде атмосферного азота. Растения синтезируют белки, используя нитраты, находящиеся в почве, которые образуются из атмосферного азота и почвенных аммонийных солей.



Процесс превращения атмосферного азота в усвояемую растениями и животными форму называют «связыванием азота».

Связывание азота может происходить двояким образом. В результате жизнедеятельности определенных бактерий, живущих в почве, атмосферный азот перерабатывается в аммиак, который затем перерабатывается в нитраты. Этот процесс называется «нитрификацией».

Во время разряда молний некоторое количество азота и кислорода в атмосфере взаимодействует с образованием оксидов азота, которые растворяются в воде и образуют азотную кислоту (сильно разбавленную). Раствор азотной кислоты всасывается в почву, насыщая ее нитратами в почве.

В дополнение к естественному насыщению почвы нитратами они также вносятся в почву в виде удобрений. Это тоже часть круговорота азота, ведь первичным исходным сырьем для производства удобрений служит азот, находящийся в воздухе.

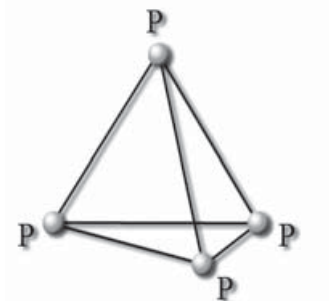
После смерти растений и животных их белки разлагаются в почве (на поверхности почвы), образуя соединения аммония, которые перерабаты-

ваются бактериями в нитраты, остающиеся в почве, и газ азот, который возвращается в атмосферу.

ФОСФОР

Фосфор имеет более десятка аллотропных модификаций, но основными из них являются три: белый (его также называют желтым), красный и черный фосфор.

Четырехатомные молекулы белого (P_4), самого распространенного в природе фосфора, имеют тетраэдрическое строение.

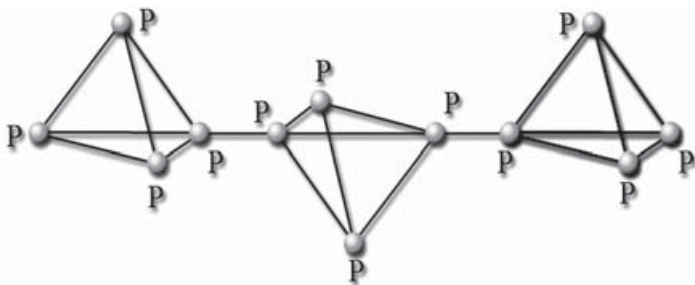


Строение молекулы белого фосфора

Белый фосфор — мягкое воскообразное вещество бледно-желтого цвета с неприятным чесночным запахом. Он очень ядовит. Воспламеняется при трении, в воде нерастворим, имеет высокую активность, обладает уникальной способностью светиться в темноте за счет медленного окисления кислородом воздуха. Поэтому в лабораториях белый фосфор хранят под слоем воды. Температура плавления белого фосфора 44°C .

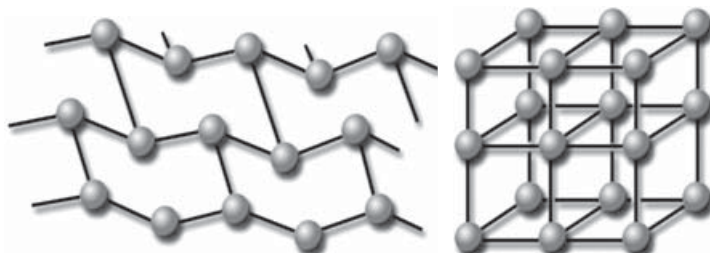
При нагревании белого фосфора выше 500°C без доступа воздуха в молекулах-тетраэдрах происходит разрыв одной связи $P-P$, которая используется для связывания молекул друг с другом в длинные цепи (или кольца). Цепи эти прочные, поэтому красный фосфор менее активен, чем белый, не светится в темноте, абсолютно безвреден. Плавится он при

600 °С (оцените по разнице температур плавления красного и белого фосфора, насколько связи между молекулами красного фосфора прочнее).



Строение молекулы красного фосфора

При повышенном давлении белый фосфор переходит в кристаллический черный фосфор, самую устойчивую модификацию фосфора. Молекулы становятся шестиатомными и связываются друг с другом, образуя своеобразную сеть. При очень высоком давлении ($8,3 \cdot 10^{10}$ Па) черный фосфор приобретает кубическую кристаллическую решетку, и такую модификацию также называют «металлическим фосфором».



Варианты строения молекул черного фосфора

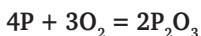
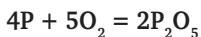
Черный фосфор проводит электрический ток и имеет свойства полупроводника, т.е. его электропроводность возрастает при нагревании. В воде черный фосфор нерастворим. Плавится он при 1000 °С под давлением в $1,8 \cdot 10^6$ Па.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ФОСФОРА

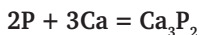
Химическая активность фосфора (белого) значительно выше активности азота. В жидком и растворенном состоянии, а также в парах при температуре до 800 °С фосфор состоит из четырехатомных молекул (P_4). При нагревании выше 800 °С молекулы распадаются на двухатомные (P_2), а при температуре выше 2000 °С — на атомы.

Фосфор не взаимодействует с водородом.

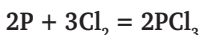
Фосфор окисляется кислородом с образованием разновалентных оксидов:



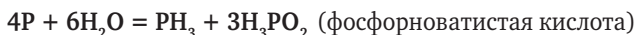
Фосфор взаимодействует с металлами как окислитель, образуя фосфиды:



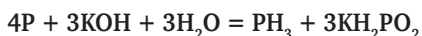
Фосфор взаимодействует с неметаллами как восстановитель:



Взаимодействуя с водой, фосфор диспропорционирует:



Взаимодействуя со щелочами, фосфор также диспропорционирует:



Взаимодействуя с кислотами, фосфор окисляется до фосфорной кислоты:



ГЛАВА 13



Группа углерода

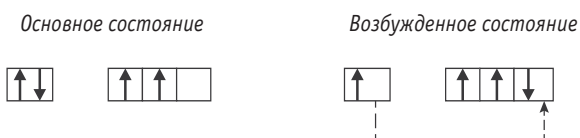
Группой углерода называется четырнадцатая группа элементов периодической системы Менделеева, которую составляют углерод (C), кремний (Si), германий (Ge), олово (Sn), свинец (Pb). На внешнем уровне у них находится по четыре электрона, электронные конфигурации имеют вид: $ns^2 np^2$. Сверху вниз в группе металлические свойства усиливаются, а неметаллические ослабевают. Углерод и кремний — типичные неметаллы, германий проявляет амфотерные свойства, а олово и свинец — типичные металлы.

Элемент	Углерод	Кремний	Германий	Олово	Свинец
Свойство	C	Si	Ge	Sn	Pb
Порядковый номер элемента	6	14	32	50	82
Относительная атомная масса	12,011	28,086	72,61	118,711	207,2
Температура плавления, °C	3850	1423	959	232	327
Плотность, г/см ³	3,51 2,22	2,33	5,35	7,28	11,34
Степени окисления	+4, +2, -4	+4, +2, -4	+4, +2	+4, +2	+1, +3

Мы познакомимся поближе с углеродом и кремнием.

УГЛЕРОД

На внешнем энергетическом уровне атом углерода имеет четыре электрона — пару на **s-подуровне** и **два непарных на p-подуровне**. У атомов углерода и кремния может быть два электронных состояния: **основное, когда электроны расположены так, как только что было сказано, и возбужденное, когда один электрон с s-подуровня перескакивает на p-подуровень** и количество не спаренных электронов возрастает до 4.



Валентность углерода и кремния в основном состоянии равна 2, а в возбужденном — 4. С элементами, находящимися правее в таблице Менделеева, углерод и кремний проявляют степени окисления +2 и +4. С элементами, находящимися левее и ниже проявляет углерод степени окисления -2 и -4, а кремний -4.

Мы уже рассматривали такие аллотропные формы углерода, как алмаз и графит. Существует еще одна, называемая «карбином». Карбин представляет собой черный порошок, обладающий свойствами полупроводника. Он состоит из атомов углерода, связанных в линейные цепочки $-C \equiv C-C \equiv C-$.

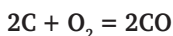
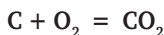
При нагревании карбин переходит в графит.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА УГЛЕРОДА

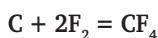
Углерод малоактивен, при обычных условиях он взаимодействует только со фтором, химическая активность возрастает при высоких температурах.

Восстановительные свойства углерод проявляет в реакциях:

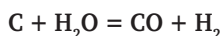
1. С кислородом, образуя оксид углерода (IV) или углекислый газ (CO_2), а при неполном сгорании (недостаток кислорода) оксид углерода (II) или угарный газ (CO):



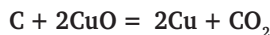
2. Со фтором



3. С водой (в виде пара):



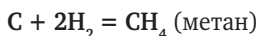
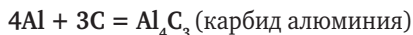
4. С оксидами металлов:



5. С кислотами:



6. Реагируя с водородом и некоторыми металлами, углерод проявляет окислительные свойства:

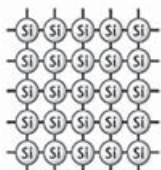


К углероду мы еще вернемся, когда станем изучать органическую химию.

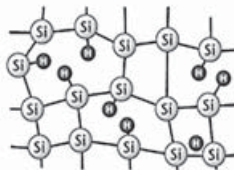
КРЕМНИЙ

Кремний — второй по распространённости элемент в земной коре, где он встречается только в виде соединений. Образует две аллотропные модификации — аморфный и кристаллический кремний. Кристалличе-

ский кремний — вещество темно-серого цвета с металлическим блеском, имеет кубическую структуру, схожую со строением алмаза, но сильно уступает ему по твердости. Кристаллический кремний обладает полупроводниковыми свойствами, его сопротивление понижается при повышении температуры. Аморфный кремний — порошок бурого цвета. Структура его решетки похожа на сильно разреженную решетку кристаллического кремния.



Однокристалльный кремний

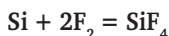
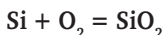


Аморфный кремний

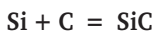
За счет более слабых связей между молекулами аморфный кремний обладает большей реакционной способностью, чем кристаллический кремний.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КРЕМНИЯ

Подобно углероду, кремний взаимодействует с кислородом (при нагревании) и фтором, проявляя степень окисления +4. С водородом не взаимодействует и с кислотами тоже, так как в кислой среде покрывается нерастворимой пленкой оксида (SiO_2).

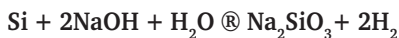


Взаимодействуя с углеродом, кремний образует карбид кремния или карборунд (SiC) — очень твердое вещество, использующееся для точки и шлифовки:

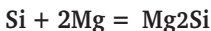


Углерод в периодической системе Менделеева стоит выше кремния, поэтому в этой реакции кремний проявляет степень окисления +4.

Взаимодействуя со щелочами и проявляя степень окисления +4, кремний образует соли — силикаты:

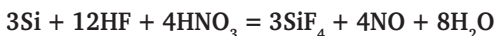


С металлами кремний взаимодействует как окислитель, образуя силициды:



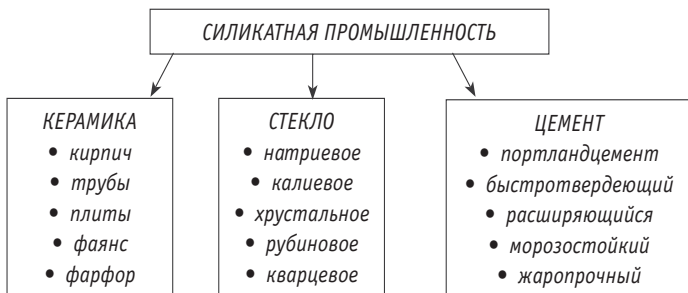
ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Кремний способен реагировать со смесью плавиковой (HF) и азотной (HNO₃) кислот, потому что плавиковая кислота растворяет оксидную пленку (SiO₂ + HF = SiF₄ + H₂O):



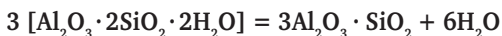
СИЛИКАТНАЯ ПРОМЫШЛЕННОСТЬ

Природные соединения кремния — песок (SiO₂) и силикаты используются для производства керамики, стекла и цемента.



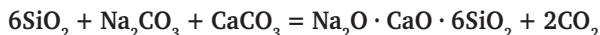
КЕРАМИКА

Сырьем для керамических изделий является глина ($\text{Al}_2\text{O}_3 \cdot \text{SiO}_2$), которую подвергают обжигу (нагреванию до температуры 900°C). При обжиге глины происходит следующая реакция:



СТЕКЛО

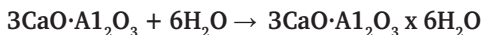
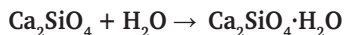
Стекло представляет собой силикат, соль кремниевой кислоты H_2SiO_3 . Его состав: $\text{Na}_2\text{O} \cdot \text{CaO} \cdot 6\text{SiO}_2$. Получают стекло сплавлением в печах смеси соды (Na_2CO_3), известняка (CaCO_3) и белого песка (SiO_2):



ЦЕМЕНТ

Цемент — это строительный материал, который представлен в виде измельченного порошка серого цвета, полученного на основе клинкера — гранул, полученных при обжиге смеси известняка и глины. Состав клинкера примерно таков: 67% CaO , 22% SiO_2 , 5% Al_2O_3 , 3% Fe_2O_3 и 3% прочих компонентов.

При взаимодействии цемента с водой первоначально образуется пластичное цементное тесто, которое на воздухе или в воде уплотняется, теряет пластичность и превращается в цементный камень. Безводные минералы клинкера, подвергаясь гидратации, превращаются соответствующие гидросиликаты, гидроалюминаты и гидроферраты (III) кальция:



Образовавшийся гидроксид кальция ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) под действием содержащегося в воздухе углекислого газа (CO_2) постепенно превращается в карбонат кальция или мел (CaCO_3). Гидроалюминаты кальция с гипсом ($\text{CaSO}_4 \cdot 2\text{H}_2\text{O}$) в присутствии воды дают двойные основные сульфаты, напр. $\text{Ca}_6\text{Al}_2(\text{OH})_{12}(\text{SO}_4)_3 \cdot 26\text{H}_2\text{O}$ и $\text{Ca}_4\text{Al}_2(\text{OH})_{12}\text{SO}_4 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$. При получении бетона (смеси цемента с песком), гидроксид кальция ($\text{Ca}(\text{OH})_2$) взаимодействует с углекислым газом (CO_2) воздуха и оксидом кремния (SiO_2) и превращается в очень прочную массу, состоящую из карбонатов и силикатов кальция.

ГЛАВА 14

Металлы

О металлах уже было сказано много, повторяться нет необходимости. Вы уже имеете представление о том, как различные вещества реагируют с металлами. Поэтому мы коротко пройдемся по металлам, обращая внимание на их особенности.

ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

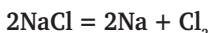
К щелочным металлам относятся элементы первой группы периодической системы Менделеева: литий (**Li**), натрий (**Na**), калий (**K**), рубидий (**Rb**), цезий (**Cs**), франций (**Fr**).

Элемент	Литий Li	Натрий Na	Калий K	Рубидий Rb	Цезий Cs
Свойство					
Порядковый номер элемента	3	11	19	37	55
Относительная атомная масса	6,941	22,990	39,098	85,468	132,905
Температура плавления, °C	179,0	97,8	63,5	39,0	28,5
Температура кипения, °C	1340	883	760	696	708
Плотность, г/см ³	0,534	0,97	0,86	1,532	1,87
Степени окисления	+1	+1	+1	+1	+1
Окраска пламени	тёмно-красная	жёлтая	сине-фиолетовая	сине-фиолетовая	сине-фиолетовая

Элемент	Литий Li	Натрий Na	Калий K	Рубидий Rb	Цезий Cs
Свойство					
Применение металлов	подшипниковые сплавы, катализатор	газоразрядные лампы, теплоноситель в ядерных реакторах	—	научно-исследовательские работы	фотоэлементы

На внешнем энергетическом уровне щелочные металлы имеют один электрон на *s*-подуровне. Общее электронное строение щелочноземельных металлов можно выразить так: ns^1 . Все щелочноземельные металлы имеют валентность, равную 1, и степень окисления +1.

Щелочные металлы — самые сильные восстановители. Их невозможно получить из соединений при помощи реакции замены, потому что никто, никакие другие металлы, восстановить их не в состоянии. Щелочные металлы можно восстановить из соединений только при электролизе расплавов их солей (вспомните, почему при электролизе водных растворов солей щелочных металлов их восстановить невозможно):



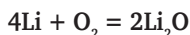
На катоде: $\text{Na}^+ + e = \text{Na}$

На аноде: $2\text{Cl}^- - e = \text{Cl}_2$

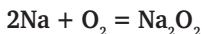
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЩЕЛОЧНЫХ МЕТАЛЛОВ

1. Щелочные металлы взаимодействуют с кислородом (горят в нем), но каждый из них делает это на свой манер.

Оксид образует только литий:

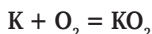


Натрий образует пероксид:



«Пероксидами» называются вещества, содержащие пероксогруппу «—O—O—». В пероксидах кислород имеет степень окисления «-1». Структурная формула пероксида натрия такова: «Na—O—O—Na». Распространенная в быту перекись представляет собой пероксид водорода H_2O_2 .

Калий, рубидий и цезий, взаимодействуя с кислородом, образуют соответствующие надпероксиды:

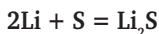


Присоединяя один электрон, молекула кислорода превращается в анион O_2^- .

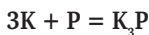
2. С галогенами щелочные металлы образуют соответствующие соли, самой известной и распространенной в быту из которых является хлорид натрия:



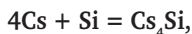
3. С серой щелочные металлы образуют сульфиды:



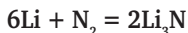
4. С фосфором щелочные металлы образуют фосфиды:



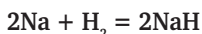
5. С кремнием щелочные металлы образуют силициды:



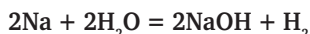
6. Литий, единственный из всех щелочных металлов, способен взаимодействовать с азотом с образованием нитрида:



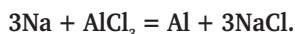
7. С водородом щелочные металлы образуют гидриды.



8. С водой щелочные металлы образуют основания:



9. Будучи самыми активными металлами, щелочные металлы способны восстанавливать менее активные из оксидов и солей:



ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫЕ МЕТАЛЛЫ

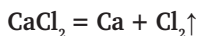
Щелочноземельные металлы — химические элементы 2-й группы периодической системы элементов Менделеева: бериллий (Be), магний (Mg), кальций (Ca), стронций (Sr), барий (Ba), радий (Ra).

Элемент	Бериллий Be	Магний Mg	Кальций Ca	Стронций Sr	Барий Ba	Радий Ra
Свойство						
Порядковый номер элемента	4	12	20	38	56	88
Относительная атомная масса	9,012	24,305	40,078	87,62	137,328	226
Температура плавления, °С	1280	650	851	770	710	700
Температура кипения, °С	2967	1102	1437	1365	1637	1140
Плотность, г/см ³	1,86	1,75	1,55	2,64	3,61	6
Степени окисления	+2	+2	+2	+2	+2	+2

Элемент	Бериллий Be	Магний Mg	Кальций Ca	Стронций Sr	Барий Ba	Радий Ra
Свойство						
Окраска пламени			тёмно-оранжевая	тёмно-красная	светло-зелёная	тёмно-красная
Применение металлов	замедлитель нейтронов, добавка в спецстали, входит в состав бронз	пиротехника, авиационное строительство, электрохим. защита	получение редких металлов, входит в состав сплавов	люминофоры — соли стронция	газопоглотитель в электронно-лучевых трубках	рентгенодиагностика, исследовательские работы

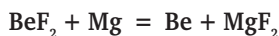
На внешнем энергетическом уровне щелочноземельные металлы имеют два электрона на s-подуровне. Общее электронное строение щелочноземельных металлов можно выразить так: ns^2 . Все щелочноземельные металлы имеют валентность, равную 2, и степень окисления +2.

Щелочноземельные металлы сильные восстановители, уступающие только щелочным металлам, потому их получение возможно только путем электролиза расплавов солей:

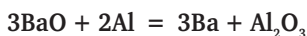


Исключение составляют бериллий и барий.

Бериллий получают восстановлением фторида:



Барий получают восстановлением оксида:



В обычных условиях поверхность **Be** и **Mg** покрыты инертной оксидной пленкой, поэтому они устойчивы по отношению к воде.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЩЕЛОЧНОЗЕМЕЛЬНЫХ МЕТАЛЛОВ

По своим химическим свойствам щелочноземельные металлы похожи на щелочные металлы, они схожим образом взаимодействуют с одинаковыми веществами, так что мы рассмотрим только отличия.

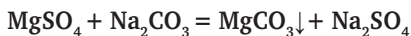
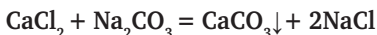
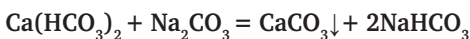
В обычных условиях поверхности бериллия и магния покрыты инертными оксидными пленками, поэтому они устойчивы по отношению к воде.

Взаимодействуя с кислородом, все щелочноземельные металлы, кроме бария, образуют оксиды. Барий образует пероксид (BaO_2).

Жесткость воды обусловлена наличием в воде растворимых солей, в первую очередь соединений кальция и магния: $\text{Ca}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Mg}(\text{HCO}_3)_2$, $\text{Fe}(\text{HCO}_3)_2$, CaCl_2 , CaSO_4 , MgCl_2 , MgSO_4 и др. Жесткость можно устранить кипячением:



Или добавлением соды (Na_2CO_3):



АЛЮМИНИЙ

Алюминий — химический элемент 13 группы периодической системы элементов Менделеева.

Элемент	Алюминий Al
Свойство	
Порядковый номер элемента	13

Элемент	Алюминий Al
Свойство	
Относительная атомная масса	26,982
Температура плавления, °С	660
Плотность г/см ³	1,75
Степени окисления	+3
Применение металлов	конструкционный материал, алюминиотермия, проводник в электротехнике и т.д.

На внешнем энергетическом уровне атом алюминия имеет два электрона на *s*-подуровне и один на *p*-подуровне. Его электронное строение: $3s^2 3p^1$. Алюминий имеет валентность 3 и степень окисления +3.

Алюминий — третий элемент по распространенности в земной коре (уступает только кислороду и кремнию). В природе алюминий, в связи с высокой химической активностью, встречается в виде соединений. Алюминий представляет собой легкий металл серебристо-белого цвета, легко поддающийся обработке, обладающий высокой тепло- и электропроводностью. Алюминий устойчив к коррозии из-за практически мгновенного образования прочной поверхностной оксидной пленки (Al_2O_3).

Вследствие легкости, устойчивости к коррозии и удобства обработки алюминий широко применяется в качестве конструкционного материала. Высокая электропроводность дает возможность использовать алюминий для изготовления электрических проводов.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЛЮМИНИЯ

Химические свойства алюминия в целом схожи с химическими свойствами щелочноземельных металлов. Алюминий является химически актив-

ным металлом, но при обычных условиях его стойкость обеспечивает прочная оксидная пленка. Как и положено типичному металлу, во всех химических реакциях алюминий проявляет восстановительные свойства.

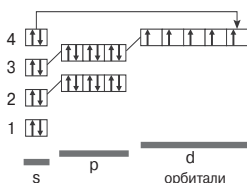
При нагревании алюминий взаимодействует со многими неметаллами. Только с хлором и бромом алюминий взаимодействует при обычных условиях. Реакция алюминия с йодом проходит при нагревании в присутствии катализатора — паров воды. Также алюминий взаимодействует с водой, с кислотами, со щелочами и восстанавливает металлы, стоящие левее него в электрохимическом ряду напряжений из их оксидов и солей. Это свойство алюминия используется в металлургии.

ХРОМ

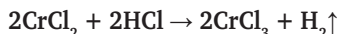
Хром — химический элемент 6 группы периодической системы элементов Менделеева.

Порядковый номер	Название	Электронная конфигурация	ρ , г/см ³	$t^{\circ}\text{пл.}$, °C	$t^{\circ}\text{кип.}$, °C	ЭО	Атомный радиус, нм	Степень окисления
24	Хром Cr	[Ar] 3d ⁵ 4s ¹	7,2	1857	2672	1,56	0,125	+2,+3, +6

На внешнем энергетическом уровне хром имеет два электрона на s-подуровне. Но один электрон из этой пары способен «проваливаться» на d-подуровень, где уже находятся четыре непарных электрона.

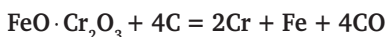


Теоретически хром способен проявлять валентность от 1 до 6, но на деле он бывает 2-, 3- и 6-валентным, соответственно проявляя степень окисления +2, +3 и +6. Соединения двухвалентного хрома неустойчивы являясь сильными восстановителями, они переходят в соединения хрома (III) под действием кислорода воздуха:

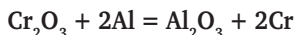


Хром — серовато-белый металл с характерным металлическим блеском. Он является самым твердым из всех известных металлов, его плотность $7,2 \text{ г/см}^3$. При обычных условиях (температуре) хром устойчив к воздействию воды и воздуха.

В природе хром встречается исключительно в виде соединений, важнейшим из которых является хромистый железняк $\text{FeO} \cdot \text{Cr}_2\text{O}_3 \cdot 2$, из которого путем восстановления углеродом в электропечах получают сплав — феррохром.



В результате этой реакции образуется сплав хрома с железом, отличающийся высокой прочностью. Для получения чистого хрома его восстанавливают из оксида хрома (3) алюминием:

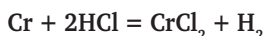


Хром используется в инструментальной и автомобильной промышленности — им покрывают другие металлы для декоративных целей, с целью защиты от коррозии или для увеличения твердости поверхности (хромирование). В металлургии хром служит одной из добавок при производстве легированной стали. При добавлении к железу примерно 12% хрома получают нержавеющую сталь.

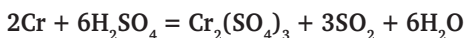
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ХРОМА

При обычных условиях хром малоактивен, поскольку на воздухе он, подобно многим металлам, покрывается оксидной пленкой Cr_2O_3 .

При нагревании (речь идет о температурах выше 600 °С) хром взаимодействует с неметаллами и с водой. Также хром способен восстанавливать металлы, стоящие левее него в электрохимическом ряду напряжений из их оксидов и солей. С водородом непосредственно хром не взаимодействует. Поскольку в электрохимическом ряду напряжений металлов хром находится левее водорода, он вытесняет водород из растворов неокисляющих кислот:



Интересно проходит взаимодействие хрома с серной и азотной кислотами (сильными кислотами). Концентрированная серная и азотная кислота настолько энергично окисляет хром, что он сразу покрывается плотной пленкой оксида, предохраняющей его от дальнейшего окисления. Это явление называется «пассивированием». При сильном нагревании (выше 1200 °С) оксидная пленка начинает разрушаться и больше уже не препятствует окислению хрома:



А вот в разбавленных сильных кислотах хром может растворяться при обычных условиях.

В водных растворах щелочей хром не растворяется, поскольку не способен восстанавливать щелочные металлы. Но он может медленно взаимодействовать с расплавами щелочей с образованием хромитов и выделением водорода:

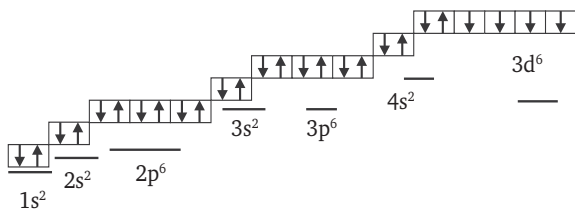


ЖЕЛЕЗО

Железо — химический элемент 8 группы периодической системы элементов Менделеева.

Порядковый номер	Название	Электронная конфигурация	ρ , г/см ³	t° пл., °С	t° кип., °С	ЭО	Атомный радиус, нм	Степень окисления
26	Железо Fe	[Ar] 3d64s2	7,87	1535	2750	1,64	0,128	+2,+3

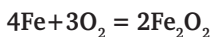
Электронная формула железа: $1s^2 2s^2 p^6 3s^2 p^6 d^6 4s^2$.



Графическая схема электронного строения атома железа

На внешнем, четвертом энергетическом уровне атом железа имеет два парных электрона на s-подуровне, но, кроме этого, на d-подуровне третьего энергетического уровня атом железа имеет четыре неспаренных электрона, которые он также может отдавать, вступая в реакции. Потому железо может проявлять степень окисления до +6, но в основном встречается +2 и +3.

Если сказать вам, что железо — металл серо-серебристого цвета, вы не удивитесь? Сразу же приходит на ум что-то бурое, темное... Дело в том, что железо довольно интенсивно окисляется кислородом воздуха с образованием трехвалентного оксида (Fe_2O_3), вещества коричневатого-бурого цвета, которое в обиходе называют «ржавчиной». Этот процесс довольно сложный, но упрощенно можно представить его в виде:



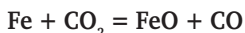
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЖЕЛЕЗА

Взаимодействие железа с кислородом мы уже упомянули.

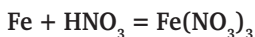
При нагревании железо взаимодействует почти со всеми неметаллами с образованием солей:



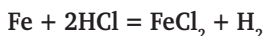
Взаимодействуя с кислотными оксидами (давайте вспомним, что кислотными оксидами называются оксиды, проявляющие кислотные свойства и образующие соответствующие кислородсодержащие кислоты), железо проявляет восстановительные свойства:



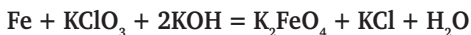
Взаимодействие железа с кислотами проходит двояким образом. С кислотами-окислителями — азотной и концентрированной серной — железо образует трехвалентные соли (степень окисления +3):



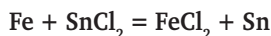
С другими кислотами и разбавленной серной кислотой железо образует двухвалентные соли (степень окисления +2):



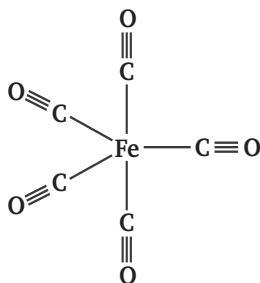
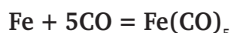
6. Железо взаимодействует с расплавами сильных щелочей (но не с их растворами!):



Подобно всем металлам, железо вытесняет из растворов солей металлы, расположенные правее в электрохимическом ряду напряжений:



При взаимодействии с оксидом углерода (II) железо образует карбонил железа ($\text{Fe}(\text{CO})_5$), летучую ядовитую жидкость желтого цвета.

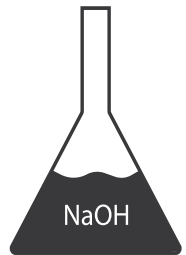
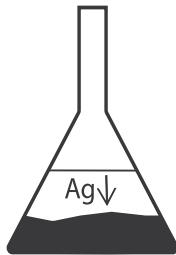
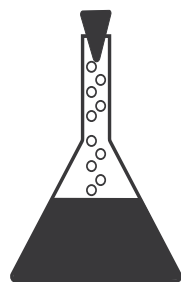
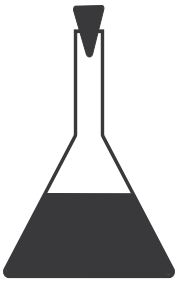
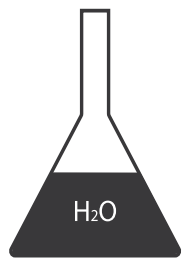
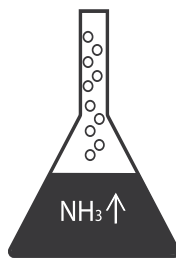
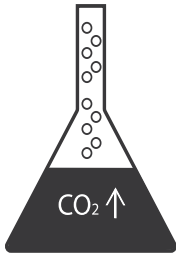
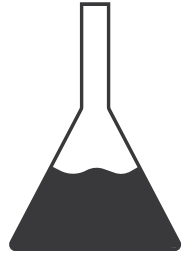
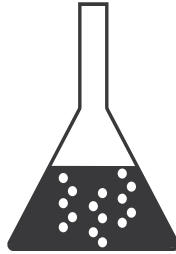
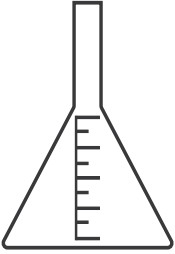


Структурная формула карбонила железа $\text{Fe}(\text{CO})_5$

Карбонилы применяют для получения чистых металлов, образующихся при их термическом разложении. Карбонил железа также называют «пентакарбонил», потому что в его состав входят пять CO-групп, а «пента» в переводе с греческого означает «пять».

Заговорив о карбонилах, мы с вами перешли от неорганической химии к органической. Всем, дочитавшим до этого места, автор свои приносит искренние поздравления. Bravo! Вы закончили изучение основ неорганической химии. Это большое достижение, которым вы можете и должны гордиться! Ура!

Органическую химию традиционно принято считать гораздо более сложной, чем неорганическая, но я открою вам маленький секрет. На самом деле органическая химия проще, много проще неорганической. В органической химии только формулы «потяжелее», а все остальное легче.



ЧАСТЬ V

Органическая химия

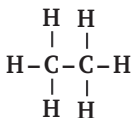
**Введение в
органическую
химию.
Изомерия.
Теория
строения
органических
соединений
А.М. Бутлерова**

Органическая химия — раздел химической науки, посвященный изучению соединений углерода. С чего бы вдруг углероду оказана такая честь? Ответ прост — углерод образует огромное количество веществ благодаря своему уникальному свойству образовывать цепочки из атомов. На сегодняшний день известно более десяти миллионов природных и синтетических органических веществ, и их число постоянно растет благодаря синтезу новых веществ.

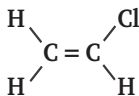
Органическая химия — это раздел химической науки, в котором изучаются соединения углерода — их строение, свойства, способы получения и практического использования.

Кроме углерода, органические соединения практически всегда содержат водород, очень часто — кислород, азот и галогены, реже — серу, фосфор и другие элементы. Поэтому можно сказать и так: органическая химия — это раздел химической науки, в котором изучаются углеводороды (соединения углерода с водородом) и их производные.

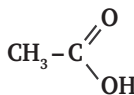
Простейшие соединения углерода (оксиды, угольная кислота, карбонаты и др.) изучает неорганическая химия, поскольку по своим свойствам они близки к соответствующим неорганическим соединениям.



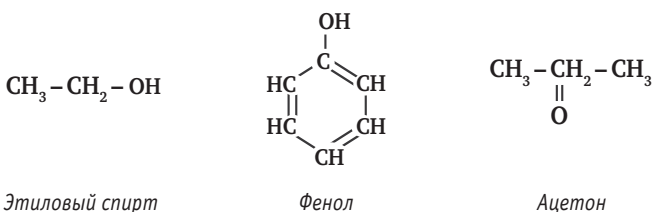
Этан



Винилхлорид

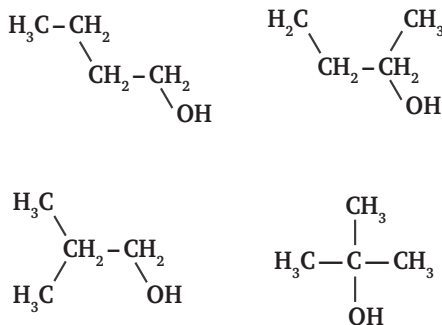


Уксусная кислота



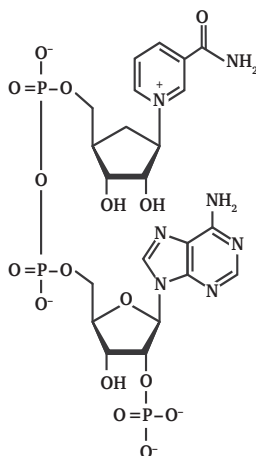
Формулы органических веществ

В неорганической химии мы редко прибегали к структурным формулам веществ, поскольку по обычным формулам было понятно, как именно связаны атомы. В органической же химии структурные формулы попадают на каждом шагу, потому что без них никак нельзя обойтись.



Изомеры бутанола

Рассмотрите структурные формулы на рисунке. Обычная химическая формула для всех четырех молекул будет одной и той же — $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{OH}$. Чтобы не было путаницы, в органической химии пользуются структурными формулами и, давая название веществу, придерживаются строгих правил. Услышав название незнакомого органического вещества, химик сразу же напишет обе его формулы — и обычную (которую называют «брутто-формулой»), и структурную, а также расскажет о его свойствах. Названия веществ могут быть длинноватыми, вроде: «никотинамидадениндинуклеотидфосфат», а формулы громоздкими.



Непосвященным в тайны органической химии названия и формулы кажутся сложными, недоступными пониманию, но на самом деле ничего сложного нет. Надо только знать, что как называется, и придерживаться определенного порядка. Очень скоро вы сами в этом убедитесь. Международным союзом теоретической и прикладной химии разработана система наименований химических соединений, которая называется «номенклатура ИЮПАК».* С этой номенклатуры мы будем начинать знакомство с каждой группой органических соединений.

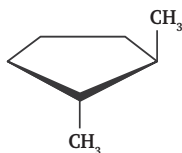
Явление существования разных веществ с одинаковым качественным и количественным составом, т.е. одинаковой брутто-формулой, называют «изомерией», а сами эти вещества — «изомерами».

Различают два вида изомерии: структурную и пространственную.

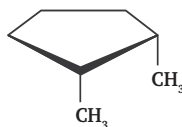
Структурная изомерия может быть обусловлена:

* **IUPAC** — International Union of Pure and Applied Chemistry (Международный союз теоретической и прикладной химии)

Геометрическая изомерия может иметь место в молекулах, содержащих кратные связи или плоские циклы. Кратная связь, в отличие от простой связи, не позволяет вращать вокруг нее отдельные фрагменты молекулы. Для того чтобы определить тип изомера, через двойную связь нужно мысленно провести плоскость, как это показано на рисунке, и оценить положение функциональных групп относительно этой воображаемой плоскости. Если одинаковые группы находятся по одну сторону плоскости (рисунок слева), то изомер называется «цис-изомером», а если одинаковые группы находятся по разные стороны — «транс-изомером» (рисунок справа)*. Если молекула содержит плоский цикл (замкнутое кольцо), то можно обойтись и без воображаемой плоскости, она в этом случае не нужна.

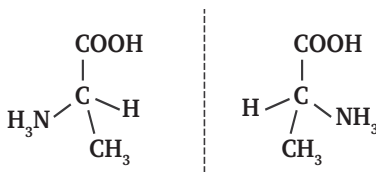


транс-1,2-циклопентан



цис-1,2-циклопентан

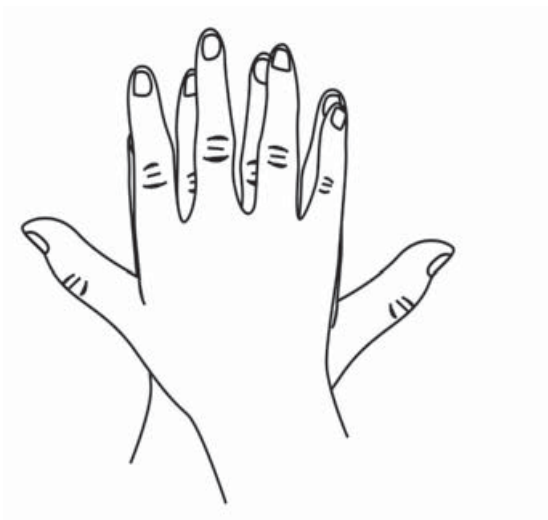
Оптическая изомерия может возникать в молекулах, имеющих асимметрический центр — атом углерода, связанный с четырьмя различными заместителями. Обратите внимание на слово «различными». Если заместители будут одинаковыми или хотя бы парными, то никакой оптической изомерии не возникнет, потому что при оптической изомерии две молекулы соотносятся между собой как предмет и несовместимое с ним его зеркальное отображение.



Оптические изомеры аминокислоты аланин ($\text{CH}_3\text{CHNH}_2\text{COOH}$)

* В переводе с латыни «цис» означает «на одной стороне», а «транс» — «на другой стороне», «напротив».

Чтобы наглядно представить явление оптической изомерии, рассмотрите правую и левую руки. Руки являются зеркальным отображением друг друга. Если мы положим одну руку на другую, то большие пальцы будут торчать в разные стороны и на каждом пальце будет лежать не соответствующий ему палец другой руки.



Руки можно назвать оптическими изомерами. А теперь представьте, что все пять пальцев на руке совершенно одинаковы. Была бы тогда правая рука оптическим изомером левой? Конечно же нет! Кстати говоря, атом углерода с четырьмя разными заместителями называется «хиральным» атомом. Это название произошло от греческого слова «хейрос» — «ладонь». Чем больше в молекуле хиральных атомов, тем больше может быть оптических изомеров у вещества.

Основателем органической химии считается русский ученый Александр Михайлович Бутлеров. Днем рождения этого раздела химической науки стало 17 февраля 1858 года. В этот день на заседании Парижского

химического общества Бутлеров сделал доклад, посвященный теоретическим вопросам органической химии.



Александр Михайлович Бутлеров (1828–1886)

Бутлеров сформулировал основные идеи теории химического строения органических веществ:

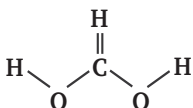
Атомы в молекулах веществ соединены друг с другом согласно их валентностям. Порядок распределения атомов в молекуле и характер их связей называется «химическим строением».

Свойства веществ зависят не только от того, какие атомы и в каком количестве содержит молекула вещества, но и от порядка соединения атомов в молекуле. Изменение этого порядка приводит к образованию нового вещества с новыми свойствами.

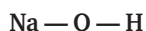
По свойствам вещества можно определить строение его молекулы, а по строению молекулы можно предвидеть свойства вещества.

Атомы и группы атомов в молекуле взаимно влияют друг на друга.

Примером взаимного влияния атомов друг на друга могут служить основания и кислотосодержащие кислоты.



Угольная кислота H_2CO_3



Гидроксид натрия

В молекулах угольной кислоты и гидроксида натрия содержатся гидроксогруппы (ОН). В случае связи гидроксогруппы с неметаллом, вещество представляет собой кислоту, а в случае связи с металлом — основание, вещество с противоположными свойствами.

У органических соединений есть несколько характерных особенностей, отличающих их от неорганических:

В молекулах органических соединений углерод может быть соединен практически с любым химическим элементом.

За малым исключением, все органические вещества горят или легко разлагаются при нагревании с выделением углекислого газа (CO_2). Это определяющее свойство органических веществ. Если при горении (разложении) вещества не образуется углекислый газ, то такое вещество не относится к органическим.

Среди органических соединений распространено явление изомерии.

Молекулы органических веществ могут содержать последовательности атомов углерода, соединенные в открытые или замкнутые цепи.

Молекулы большинства органических соединений не способны диссоциировать на устойчивые ионы.

Реакции с участием органических веществ протекают значительно медленнее.

Поскольку среди органических веществ нет немолекулярных, их температуры плавления и кипения существенно ниже.

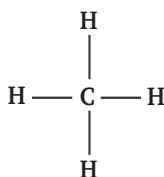
ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Принципиальных различий между органическими и неорганическими веществами нет! Сам Бутлеров говорил о делении веществ на неорганические и органические следующее: «Здесь, как и везде, разграничения и рубрики принадлежат не природе, не сущности, а человеческому суждению, которому они нужны для собственного удобства».

ГЛАВА 16

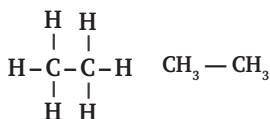
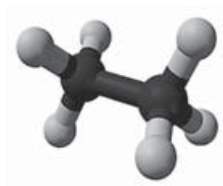
Предельные углеводороды – алканы

Алканы называют «предельными» или «насыщенными» углеводородами, поскольку все атомы углерода в них связаны одинарными связями, а оставшиеся валентности атомов углерода до предела насыщены атомами водорода. Раньше алканы называли «парафинами», в старых руководствах и учебниках можно встретить это название.



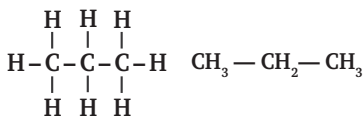
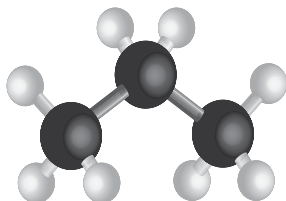
Метан

Рассмотрим строение молекулы метана (CH_4) — самого «простого» из всех углеводородов. Атом углерода связан с четырьмя атомами водорода и больше ни одного атома присоединить не в состоянии. Нет такой возможности даже при огромном желании. Насытился до предела. Потому-то метан и называется «предельным» или «насыщенным» углеводородом.



Этан

Более сложным по строению алканом является этан (CH_6). У него идентичная ситуация — ни одной связи, которую можно высвободить. Предельно насыщен!



Пропан

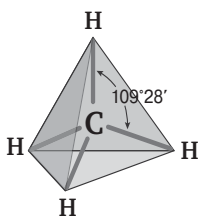
Алкен, содержащий три атома углерода, называется «пропаном» (CH_8).

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Формулы всех алкенов соответствуют общей формуле: $\text{C}_n\text{H}_{2n+2}$. При составлении структурных формул алкенов (полных или упрощенных) не забывайте о том, что конечные в цепочке атомы углерода тратят одну связь, все остальные атомы углерода — две связи для того, чтобы образовать цепочку, связавшись друг с другом. Выстраиваете атомы углерода в ряд, соединяете черточками, а затем расставляете вокруг атомы водорода. Количество атомов водорода будет равно удвоенному количеству атомов углерода плюс еще два сверху.

Соотношение числа атомов водорода и углерода в молекулах алканов максимальное по сравнению с углеводородами других классов.

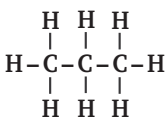
В молекулах алканов все атомы углерода находятся в состоянии sp^3 -гибридизации (вспомните, что вы знаете о гибридизации). Все четыре гибридные орбитали атома углерода одинаковы по форме и энергии. Атом углерода занимает центральное положение, а орбитали направлены в углы равносторонней треугольной пирамиды — правильного тетраэдра. Углы между орбиталями равны $109^\circ 28'$.



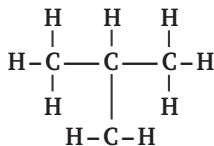
Молекула метана

Ответьте на такой вопрос: могут ли быть у алкенов изомеры и какие именно?

У метана, этана и пропана, с которыми мы уже познакомились, их быть не может. Если не верите, то попробуйте нарисовать хотя бы один изомер пропана. Но начиная с бутана (C_4H_{10}) могут появляться структурные изомеры вследствие различного строения углеродных цепочек:



n-бутан

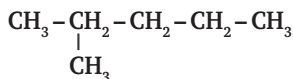


изобутан

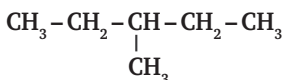
Изомеры состава C_4H_{10}



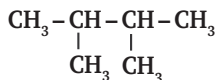
n-гексан



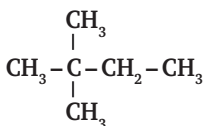
2-метилпентан



3-метилпентан



2,3-метилбутан



2,2-диметилбутан

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

ВСЕ связи в молекулах предельных углеводородов ВСЕГДА одинарные.

При наличии в молекуле атома углерода, связанного с четырьмя различными заместителями, возможна оптическая изомерия.



3-метилгексан

Нарисуйте сами два оптических изомера 3-метилгексана.

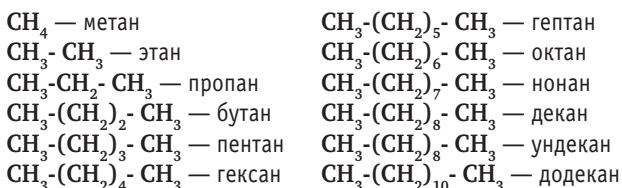
Пора нам начать с правилами построения названий веществ в органической химии.

По номенклатуре ИЮПАК названия предельных углеводородов характеризуются суффиксом *-ан*. Первые четыре углеводорода носят исторически сложившиеся названия (метан, этан, пропан, бутан), начиная с пятого в основе названия углеводорода лежит греческое название соответствующего числа углеродных атомов.

Вот вам самостоятельное задание — научитесь считать по-гречески хотя бы до двенадцати, а лучше — до двадцати. Пригодится как в химии, так и в геометрии.*

* Моно- (1), ди- (2), три- (3), тетра- (4), пента- (5), гекса- (6), гепта- (7), окто- (8), нона- (9), дека- (10), ундека- (11), додека- (12), декатри- (13), декатетра- (14), декапента- (15), декагекса- (16), декагепта- (17), декаокто- (18), деканона- (19), икоса- (20).

Углеводороды с нормальной, т.е. неразветвленной цепью углеродных атомов имеют следующие названия:

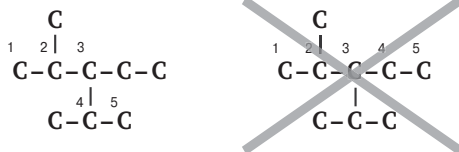


Углеводородам с разветвленными цепями (изомерам) названия даются следующим образом:

— **Этап первый.**

За основу названия данного соединения берут название углеводорода, соответствующее числу углеродных атомов главной цепи.

Тут вся загвоздка в том, чтобы правильно определить главную цепь. Главной цепью считают самую длинную цепь атомов углерода. Если в молекуле есть две цепи одинаковой длины, то главной считается та, у которой сложнее строение, у которой имеется больше разветвлений.



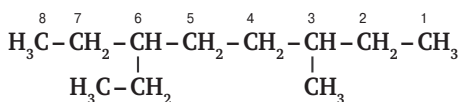
ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Если бы мы пронумеровали цепочку так, как показано на рисунке справа, то сделали бы неправильно, потому что у нашей «главной» цепи было бы 2 разветвления, а не 3.

— **Этап второй.**

После установления главной цепи необходимо пронумеровать углеродные атомы. Нумерацию начинают с того конца цепи, к которому ближе

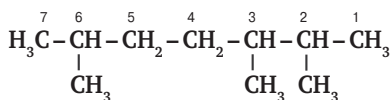
любой из радикалов. Если разные радикалы равноудалены от концов цепи, то нумерацию начинают с того конца, к которому ближе находится радикал с меньшим числом атомов углерода.



3-метил-6-этилоктан

В случае с 3-метил-6-этилоктаном начало нумерации определяет «одноуглеродный» радикал метил ($-\text{CH}_3$), прикрепленный к атому углерода под номером 3. Другой радикал — этил ($-\text{CH}_2\text{CH}_3$), прикрепленный к атому углерода под номером 6, содержит два атома углерода.

Если же радикалы одинаковы и находятся на равном удалении от обоих концов цепи, но с одной стороны их больше, чем с другой, то нумерацию следует начинать с того конца, к которому ближе большее число разветвлений.



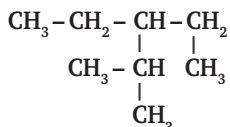
2, 3, 6-триметилгептан

— Этап третий.

Называя соединение, сначала перечисляют радикалы в алфавитном порядке (в алфавитном!), затем перед названием радикала ставят цифру, соответствующую номеру углеродного атома главной цепи, при котором находится данный радикал. После этого называют углеводород, соответствующей главной цепи углеродных атомов, отделяя слово от цифр дефисом. Если углеводород содержит несколько одинаковых радикалов, то число их обозначают греческим числительным (ди, три, тетра, пента и т. д.) и ставят перед названием этих радикалов, а их положение указывают цифрами, которые разделяют запятыми, располагая их в порядке возрастания. Цифры ставят перед названием данных радикалов, отделяя их от него дефисом.

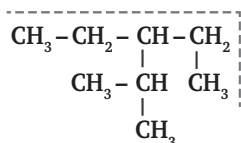
Сложно? Ничего сложного. Сейчас мы разберем один пример, а затем вы немного поупражняетесь самостоятельно — станете писать структурные формулы алканов, какие только в голову придут, и давать им названия.

Итак, попробуем назвать алкан вот с такой формулой:

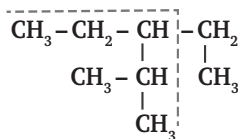


1. Находим самую длинную цепь атомов углерода.

У нас есть две кандидатки на почетное звание главной цепи, каждая из которых содержит по пять атомов углерода (отмечены пунктиром на рисунке):



Вариант 1



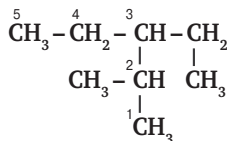
Вариант 2

Какой вариант нам следует выбрать?

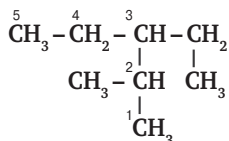
Следует выбрать ту цепь, у которой сложнее строение. Ту, к которой при-
мыкает наибольшее число радикалов. Выбираем вариант 2.

Пять атомов углерода в цепочке. Перед нами пентан.

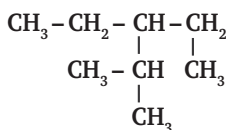
2. Начиная с ближайшего к разветвлению конца, последовательно пронумеровываем атомы углерода главной цепи:



3. **Смотрим на радикалы.** К второму атому углеродной цепочки примыкает радикал метил метил ($-\text{CH}_3$), а к третьему — радикал этил ($-\text{CH}_2$).



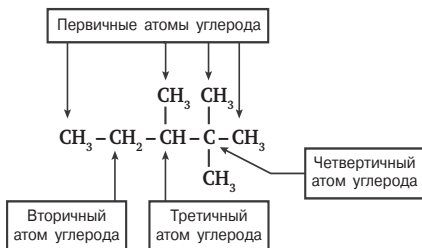
Согласно алфавитному порядку метил идет первым, а этил за ним. Наше вещество называется «метил-этил-пентан». Расставляем цифры, обозначающие положение каждого из радикалов, и получаем: 2-метил-3-этилпентан.



2-метил-3-этилпентан

Ничего сложного! Правильно определите главную цепь, пронумеруйте ее с того конца, с которого следует, и все у вас получится!

В зависимости от строения цепи атомы углерода, входящие в ее состав, делятся на четыре вида. Атом углерода, связанный в цепи только с одним атомом углерода, называют «первичным», с двумя — «вторичным», с тремя — «третичным», с четырьмя — «четвертичным».



Физические свойства алканов зависят от количества атомов углерода в молекуле. При обычных условиях метан, этан, пропан и бутан — газы. Алканы, молекулы которых содержат от пяти до пятнадцати атомов углерода, представляют собой жидкости с запахом бензина, а те, в молекулах которых больше пятнадцати атомов углерода, — твердые вещества. Т.е. температуры плавления и кипения алканов, а также их плотность увеличиваются с ростом молекулярной массы. Все алканы практически нерастворимы в воде из-за отсутствия полярных связей и все они легче воды.

Физические свойства алканов

Название	Формула	$t_{пл}, ^\circ\text{C}$	$t_{кип}, ^\circ\text{C}$
Метан	CH_4	-182,5	-161,5
Этан	C_2H_6	-182,8	-88,6
Пропан	C_3H_8	-187,7	-42
Бутан	C_4H_{10}	-138,3	-0,5
Пентан	C_5H_{12}	-129,7	+36,1
Гексан	C_6H_{14}	-95,3	68,7
Гептан	C_7H_{16}	-90,6	98,4
Октан	C_8H_{18}	-56,8	124,7
Нонан	C_9H_{20}	-53,7	150,8
Декан	$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	-29,6	174,0
Пентадекан	$\text{C}_{15}\text{H}_{32}$	+10	270,6
Эйкозан	$\text{C}_{20}\text{H}_{42}$	36,8	342,7
Пентакозан	$\text{C}_{25}\text{H}_{52}$	53,7	400

ПРИРОДНЫЙ ГАЗ

Метан составляет основную часть природного газа (70–98%). В состав природного газа могут входить этан, пропан и бутан. Кроме углеводородов,

природный газ содержит и другие вещества: водород, сероводород, диоксид углерода (углекислый газ), азот, гелий и др. Чистый природный газ не имеет цвета и запаха. Для облегчения возможности определения утечки газа при помощи обоняния в него добавляют т.н. «одоранты» — вещества, имеющие резкий неприятный запах, например запах тухлых яиц.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЛКАНОВ

Единичные связи $C-H$ и $C-C$ довольно прочны, поэтому алканы имеют низкую химическую активность. Наиболее характерными для алканов являются химические реакции, протекающие с участием свободных радикалов.

В зависимости от того, какая связь разрывается, реакции алканов подразделяются на реакции разложения (разрыв связей $C-C$) и реакции замещения атома водорода или его отщепления, т.н. «дегидрирование алканов» (связь $C-H$). Поскольку атомы углерода в алканах находятся в наиболее восстановленной форме, то они способны окисляться в присутствии окислителей (при определенных условиях). Этот процесс происходит с участием связей обоих типов $C-C$ и $C-H$.

Реакции замещения

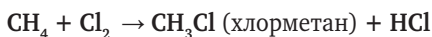
ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

В реакциях замещения алканов быстрее всего замещаются атомы водорода у третичных атомов углерода, затем у вторичных и в последнюю очередь у первичных.

А. Галогенирование.

Под действием ультрафиолетового облучения (происходит распад молекулы галогена на отдельные атомы, имеющие высокую активность) или при нагревании в молекулах алканов происходит замещение атомов водорода на атомы галогена. Взаимодействие с галогенами проходит в несколько этапов.

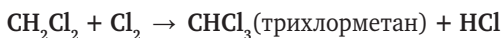
1 этап



2 этап



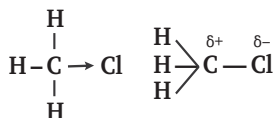
3 этап



4 этап

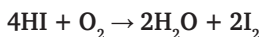


Начиная со второго этапа реакция убыстряется. Это связано с появлением в молекуле хлорметана атома хлора.



Атом хлора, будучи более электроотрицательным, нежели атом углерода, оттягивает на себя электроны связи $\text{C}-\text{Cl}$. В результате на атоме хлора скапливается частичный отрицательный заряд, а на атоме углерода — частичный положительный заряд. Что делает человек, который что-то потерял? Старается восполнить потерю. Точно так же поступают и атомы. Атом углерода компенсирует свой заряд за счет связанных с ним атомов водорода, оттягивая электроны от них на себя. От этого связи $\text{C}-\text{H}$ становятся менее прочными и атомы водорода легче замещаются на атомы хлора.

Взаимодействие метана с хлором и фтором происходит со взрывом. С йодом метан не реагирует, поскольку процесс происходит обратимо и нужно использовать окислитель (например — кислород) для удаления йодоводородной кислоты (HI) из зоны реакции. Вспомните из курса неорганической химии, как йодоводородная кислота взаимодействует с кислородом:

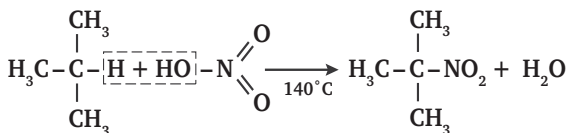


Б. Нитрование.

При температуре 140 °С метан взаимодействует с парами азотистой кислоты с образованием нитрометана (CH_3NO_2) и воды:



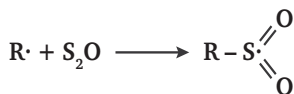
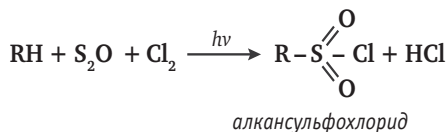
Для большей наглядности представим эту реакцию так:

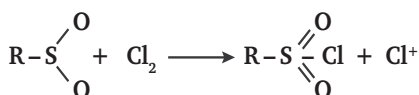


В. Сульфохлорирование.

При облучении ультрафиолетом алканы способны взаимодействовать с хлором и сернистым ангидридом (SO_2) с образованием алкансульфохлоридов, в которых атом водорода замещен на хлорсульфонильную группу (ClSO_2).

Схематически эту реакцию можно представить так (RH — это алкан):





Чтобы подавить хлорирование алкана, которое может происходить параллельно с сульфохлорированием, реакцию проводят при большом избытке серного ангидрида, который конкурирует с хлором за алкил-радикалы.

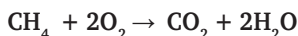
Сульфохлорирование алканов используется в производстве синтетических моющих средств.

2. Реакции отщепления водорода (дегидрирование)

При нагревании метана до 1500 °С происходит образование ацетилена (C_2H_2) и водорода:

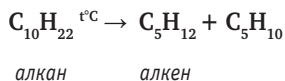


При нагревании алканы окисляются кислородом с образованием углекислого газа и воды — реакция горения. Алканы горят светлым ярким не коптящим пламенем.

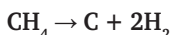


Реакции разложения

Разложение алканов начинается при температуре 700 °С, когда начинают рваться связи между атомами углерода (C–C связи). Алканы распадаются на алканы с меньшим количеством атомов углерода в молекуле и на алкены, непредельные углеводороды, о которых мы поговорим немного позже.



При температуре 1000 °С разрываются все связи все связи в молекулах алканов и они распадаются на углерод и водород.



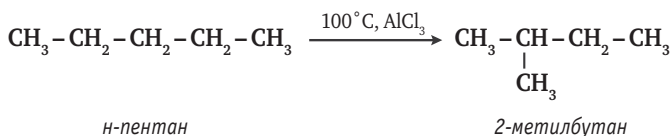
Реакции изомеризации

Это новый для вас вид реакции, встречающийся только в органической химии. Алканы нормального строения, т.е. не имеющие разветвлений углеродной цепи в молекулах, при нагревании в присутствии катализатора могут превращаться в разветвленные алканы.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

При реакциях изомеризации не происходит изменения состава молекул! Количество атомов остается прежним, меняется только их расположение.

В реакциях изомеризации участвуют алканы, молекулы которых содержат не менее 4 углеродных атомов, поскольку более короткие молекулы не способны образовывать разветвлений. В качестве примера рассмотрим изомеризацию пентана в 2-метилбутан (изопентан). Эта реакция происходит при 100 °С в присутствии хлорида алюминия (катализатор):



ЦИКЛОАЛКАНЫ

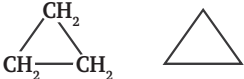
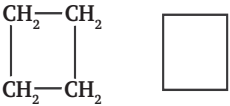
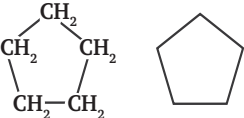
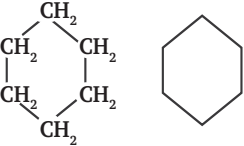
Кроме алканов, характеризующихся наличием открытых углеродных цепей, существуют предельные углеводороды с замкнутыми цепями, которые называют «циклами» или «кольцами». По своим свойствам они напоминают алканы, поэтому их назвали «циклоалканами» (а когда-то звали «циклопарафинами»). Общая формула циклоалканов: C_nH_{2n} они

содержат на два атома водорода меньше, чем алканы с тем же количеством атомов углерода в молекуле. Понятно почему? Вместо того чтобы быть связанными с атомами водорода, атомы углерода, находящиеся на концах цепи, связываются друг с другом, замыкая цепь в кольцо.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Обычно, если не сказано особо, что речь идет о циклических углеводородах, значит, имеются в виду углеводороды с открытыми цепями, которые также называют «ациклическими».

Циклоалканы

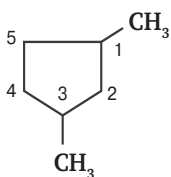
<i>Структурные формулы</i>	<i>Название</i>
	<i>циклопропан</i>
	<i>циклобутан</i>
	<i>циклопентан</i>
	<i>циклогексан</i>

Названия циклоалканов образуют добавлением приставки «цикло-» к названию соответствующего алкана с идентичным количеством углеродных атомов. Структурные формулы четырех циклоалканов, которые изображе-

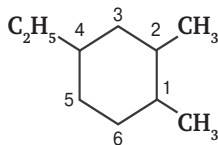
ны на рисунке, очень часто изображают без обозначения атомов углерода и водорода, при помощи одних простых геометрических фигур.

Химики в шутку утверждают, что ученый, открывший циклоэтан, получит Нобелевскую премию. Объясните самостоятельно, в чем тут соль*.

Если к кольцу циклоалкана прикреплены радикалы, то возникает вопрос — какой атом углерода считать первым при нумерации? Ведь у кольца, как известно, нет ни начала, ни конца. Ответ таков — первым считается тот атом, к которому прикреплен радикал. В случае наличия нескольких радикалов они нумеруются от более простого к более сложному заместителю кратчайшим путем. Кратчайшим, а не по часовой стрелке и не против нее! От простого к сложному! Запомнить нетрудно, ведь мы с вами тоже идем от простого к сложному и тоже кратчайшим путем.





1, 3-диметилциклопентан



1, 2- диметил-4-этилциклогексан

Примеры правильной нумерации радикалов

Циклоалканы имеют более высокие температуры плавления, кипения и большую плотность, чем соответствующие им алканы. При одинаковом составе перечисленные свойства циклоалканов тем выше, чем больше размер цикла. Например, у этилциклопропана  температура кипения будет ниже, чем у  метилциклобутана.



Циклоалканы практически нерастворимы в воде, но способны растворяться в органических растворителях.

* Два атома углерода не способны образовать кольцо.

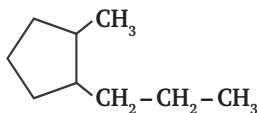
Физические свойства некоторых циклоалканов

Соединение	$t^{\circ}\text{пл.}, ^{\circ}\text{C}$	$t^{\circ}\text{кип.}, ^{\circ}\text{C}$
Циклопропан	-126,9	-33
Метилциклопропан	-177,2	0,7
Циклобутан	-80	13
Метилциклобутан	-149,3	36,8
Циклопентан	-94,4	49,3
Метилциклопентан	-142,2	71,9
Циклогексан	6,5	80,7

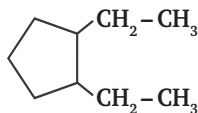
Для циклопарафинов, начиная с четырехуглеродистых (C_4H_8), характерны варианты структурной изомерии, связанные:

— с числом углеродных атомов в кольце вспомним только что упоминавшиеся этилциклопропан  CH_2-CH_3 и метилциклобутан  CH_3 ;

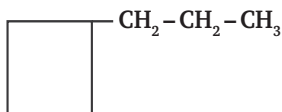
— с числом или расположением атомов углерода в радикалах:



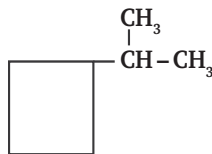
1-метил-2-пропилциклопентан



1,2-диэтилциклопентан

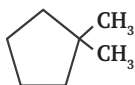


n-пропил-циклобутан

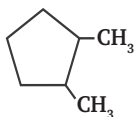


изопропил-циклобутан

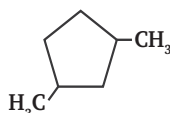
— с положением заместителя в кольце:



1,1-диметил-
циклопентан

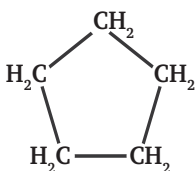


1,2-диметил-
циклопентан

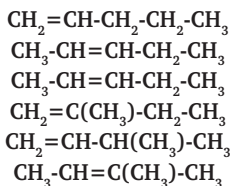


1,3-диметил-
циклопентан

Для циклоалканов также характерна межклассовая изомерия с алкенами, непредельными углеводородами, имеющими в молекуле одну двойную связь между атомами углерода:

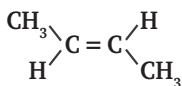


Циклопентан

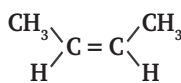


Различные пентены

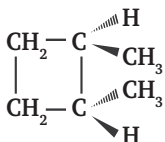
При наличии в кольце двух заместителей у разных углеродных атомов возможна цис-транс-изомерия (начиная с «пятиуглеродных» циклоалканов).



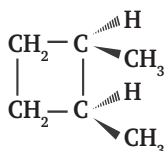
транс-бутен-2



цис-бутен-2

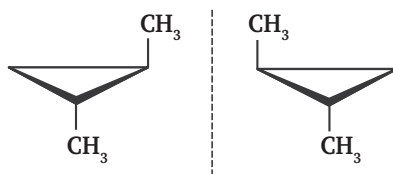


транс-1,2-диметилциклобутан



цис-1,2-диметилциклобутан

Оптическая изомерия циклоалканов может иметь место при отсутствии в молекуле плоскости симметрии:



транс-1,2-диметилциклопропан

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЦИКЛОАЛКАНОВ

Химические свойства циклоалканов не являются общими для всей группы, они зависят от числа атомов углерода, составляющих цикл, поскольку размер цикла определяет его устойчивость.

Малые (трех- и четырехчленные циклы), будучи насыщенными, значительно отличаются от всех остальных предельных углеводородов. Дело в том, что углы между орбиталями в циклопропане и циклобутане значительно меньше нормального тетраэдрического угла $109^{\circ}28'$, свойственного sp^3 -гибризованному атому углерода.

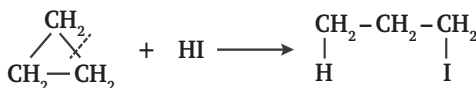
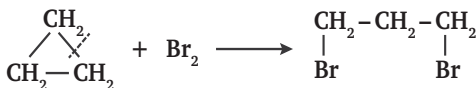
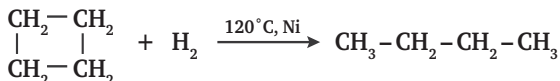
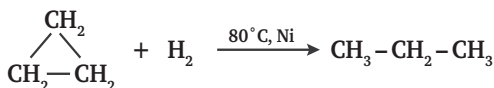


$$\alpha = \frac{109^{\circ}28' - 60^{\circ}}{2} = 24^{\circ}44''$$

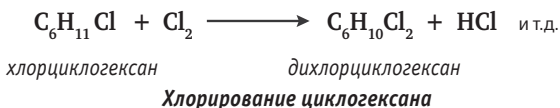
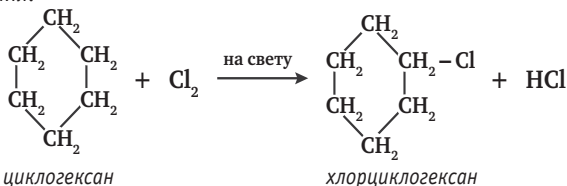
Угловое напряжение в циклопропане

Малая величина угла приводит к боковому перекрытию sp^3 -орбиталей, что ослабляет связи между атомами углерода. Благодаря этому циклопропан, циклобутан и их производные вступают в реакции присоединения

подобно ненасыщенным соединениям. Циклопропан и циклобутан относительно легко вступают в реакции гидрирования, а также присоединяют галогены и галогеноводороды:

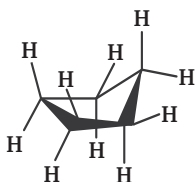


В других циклах с большим количеством атомов углерода (начиная с 5) угловое напряжение снимается благодаря неплоскому строению молекул и бокового перекрывания sp^3 -орбиталей не происходит. Поэтому для циклоалканов, имеющих в цикле 5 и более атомов углерода, характерны реакции, в которых сохраняется циклическая структура, то есть реакции замещения:



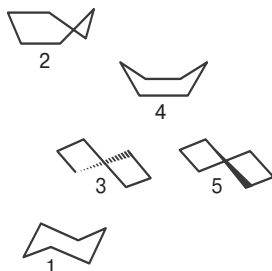
Циклоалканы, имеющие в цикле 5 и более атомов углерода, подобно алканам, вступают также в реакции дегидрирования, окисления (в присутствии катализатора) и др.

Давайте разберемся поподробнее с неплоским строением молекул, о котором зашла речь. Дело в том, что циклоалканы, имеющие в цикле 5 и более атомов углерода, представляют собой различные пространственные конформации. В молекуле циклогексана (C_6H_{12}) атомы не располагаются в одной плоскости, а образуют конформацию «конверт».



Молекула циклогексана (C_6H_{12})

У циклогексана (C_6H_{12}), как видно на рисунке, целых пять конформаций. Конформация 1 похожа на кресло, конформация 4 на ванну...



Разновидности конформаций молекул циклогексана (C_6H_{12})

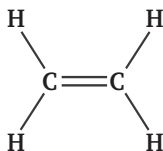
Из-за того, что атомы располагаются не в одной плоскости, бокового перекрытия sp^3 -орбиталей не происходит, углы между орбитальями приближаются к значению нормального тетраэдрического угла $109^\circ 28'$, и это обуславливает устойчивость молекулы.

ГЛАВА 17

Алкены

Алкены относятся к непредельным углеводородам. Непредельные углеводороды — углеводороды с открытой цепью, в молекулах которых между атомами углерода имеются двойные или тройные связи.

«Алкенами» или «олефинами» называются углеводороды, содержащие в молекуле одну двойную связь и имеющие общую формулу C_nH_{2n} , идентичную формуле циклоалканов. Только алкены, в отличие от циклоалканов, в кольцо не замкнуты. Первым представителем ряда алкенов является этилен C_2H_4 , поэтому алкены также называют «этиленовыми углеводородами».

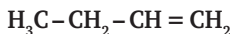


Вообще-то этилен правильнее называть «этенем», поскольку в соответствии с правилами ИЮПАК при построении названий алкенов наиболее длинная углеродная цепь, содержащая двойную связь, получает название соответствующего алкана, в котором суффикс «-ан» заменен на «-ен».

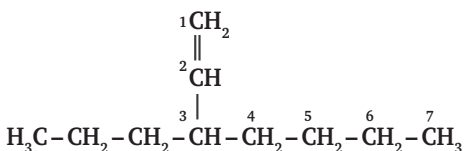
АЛКАН → АЛКЕН	ПЕНТАН → ПЕНТЕН
ЭТАН → ЭТЕН	ГЕКСАН → ГЕКСЕН
ПРОПАН → ПРОПЕН	ГЕПТАН → ГЕПТЕН
БУТАН → БУТЕН	

Атомы углерода в цепях алкенов нумеруются таким образом, чтобы атомы, участвующие в образовании двойной связи, получили наименьшие из

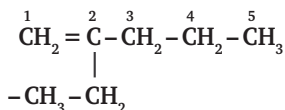
возможных номера. Иначе говоря, нумерация начинается с того конца, к которому ближе двойная связь. Положение двойной связи указывается цифрой, которая ставится через дефис **после** названия вещества:



бутен-1



3-пропилгептен



2-этилпентен-1

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Главная цепь алкенов обязательно должна содержать двойную связь! Не просто быть самой длинной, а самой длинной с двойной связью.

Радикалы называются и нумеруются так же, как и у алканов.

Так откуда же взялся «этилен»? Дело в том, что алкены с относительно простым строением называют, добавляя суффикс «-ен» к названию углеводородного радикала с тем углеродным скелетом:

ЭТАН → ЭТИЛ → ЭТИЛЕН

ПРОПАН → ПРОПИЛ → ПРОПИЛЕН

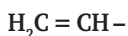
БУТАН → БУТИЛ → БУТИЛЕН

ПЕНТАН → ПЕНТИЛ → ПЕНТИЛЕН

ГЕКСАН → ГЕКСИЛ → ГЕКСИЛЕН

ГЕПТАН → ГЕПТИЛ → ГЕПТИЛЕН

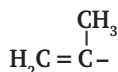
Углеводородные радикалы, образованные из алкенов, получают суффикс «-енил». Нумерация в радикале начинается от углеродного атома, имеющего свободную валентность. Для простейших алкенильных радикалов вместо номенклатурных названий разрешается использовать тривиальные:



винил или этенил



аллил или 2-пропенил



изопропенил или 1-метилэтилен

Не пугайтесь исключений из правил. Они быстро запоминаются.

Водородные атомы, непосредственно связанные с ненасыщенными атомами углерода, образующими двойную связь, называют «винильными атомами водорода».

В молекуле этилена подвергаются гибридизации одна s- и две p-орбитали атомов углерода (sp^2 -гибридизация). Каждый атом углерода имеет по три гибридных орбитали и по одной негибридной p-орбитали. Две из гибридных орбиталей атомов углерода взаимно перекрываются и образуют между атомами σ -связь. Остальные четыре гибридных орбитали атомов C перекрываются в той же плоскости с четырьмя s-орбиталями атомов H и также образуют четыре σ -связи. Две негибридные p-орбитали атомов C взаимно перекрываются в плоскости, которая расположена перпендикулярно плоскости σ -связи, образуя одну π -связь.

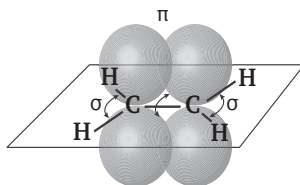
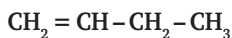


Схема строения молекулы этилена

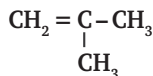
π -связь менее прочна, чем σ -связь, так как p -орбитали с параллельными осями перекрываются значительно меньше, чем при образовании теми же p -орбиталями и s -орбиталями σ -связи, в которой перекрывание осуществляется по оси орбиталей. В связи с этим π -связь легко разрывается и переходит в две новые σ -связи посредством присоединения по месту двойной связи двух атомов (групп атомов). Таким образом, реакции присоединения являются наиболее характерными для алкенов. Двойная связь в этих реакциях выступает в качестве донора электронов.

Для алкенов характерны следующие виды изомерии:

— структурная изомерия углеродного скелета (начиная с C_4H_8):

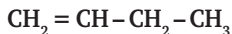


бутен-1

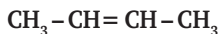


2-метилпропен

— изомерия положения кратной связи (начиная с C_4H_8):

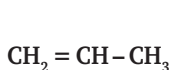


бутен-1

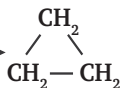


бутен-2

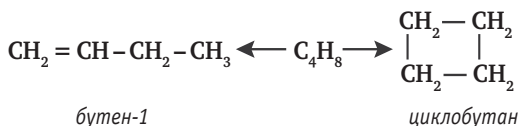
— межклассовая изомерия с циклоалканами (начиная с C_3H_6).



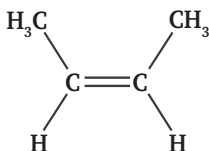
пропен



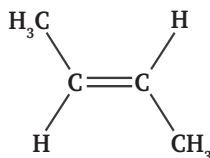
циклопропан



— пространственная изомерия, связанная с различным положением заместителей относительно двойной связи, вокруг которой невозможно внутримолекулярное вращение:



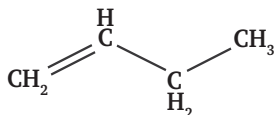
Цис-бутен-2



Транс-бутен-2

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Цис-транс-изомерия отсутствует, если хотя бы один из атомов углерода при двойной связи имеет два одинаковых заместителя. Чтобы запомнить это правило, попробуйте написать формулы цис- и транс-изомеров для бутена-1 и посмотрите, что у вас получится.



Для наглядности структурная формула молекулы бутена-1 изображена таким образом.

Физические свойства алкенов

Название	Формула	t° пл., °C	t° кип., °C	d ₄ ²⁰
Этилен	CH ₂ = CH ₂	-169,2	-103,8	0,570 (при -103,8°C)

Название	Формула	t° пл., °C	t° кип., °C	d ₄ ²⁰
Пропилен	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_3$	-187,6	-47,7	0,610 (при -47,7°C)
Бутен-1	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	-185,3	-6,3	0,630 (при -10°C)
цис-Бутен-2	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} \quad \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{C} = \text{C} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	-138,9	3,5	0,644 (при -10°C)
транс-Бутен-2	$\begin{array}{c} \text{H} \quad \text{CH}_3 \\ \quad \\ \text{C} = \text{C} \\ \quad \\ \text{H}_3\text{C} \quad \text{H} \end{array}$	-105,9	0,9	0,660 (при -10°C)
Изобутилен	$\begin{array}{c} \text{CH}_2 = \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	-140,8	-6,9	0,631 (при -10°C)
Пентен-1	$\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$	-165,2	30,1	0,641 (при -25°C)
цис-Пентен-2	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} \quad \text{C}_2\text{H}_5 \\ \quad \\ \text{C} = \text{C} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$	-151,4	37,0	0,656
транс-Пентен-2	$\begin{array}{c} \text{H}_3\text{C} \quad \text{H} \\ \quad \\ \text{C} = \text{C} \\ \quad \\ \text{H} \quad \text{C}_2\text{H}_5 \end{array}$	-140,2	36,4	0,649

Физические свойства алкенов зависят от количества атомов углерода в молекуле, т.е. от молекулярной массы. Алкены $C_2H_6 - C_4H_8$ при обычных условиях газы, $C_5H_{10} - C_{17}H_{34}$ — жидкости, а начиная с $C_{18}H_{36}$ — твердые вещества.

Этилен (этен) представляет собой бесцветный газ с очень слабым сладковатым запахом. Он немного легче воздуха и плохо растворим в воде. Этилен является ведущим продуктом органического синтеза и применяется для получения множества важных соединений, таких как полиэтилен, уксусная кислота, этиловый спирт и др.

Алкены плохо или совсем не растворяются в воде, но растворимы в органических растворителях, таких, например, как бензол или эфир. Жидкие и твердые алкены легче воды. С увеличением молекулярной массы температуры плавления и кипения алкенов возрастают, плотность увеличивается. Это правило является общим для всех углеводородов, и мы его больше повторять не станем.

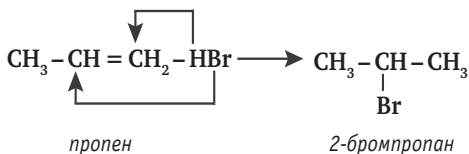
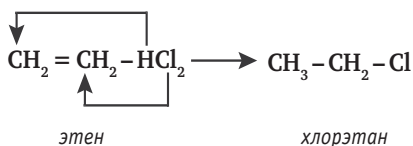
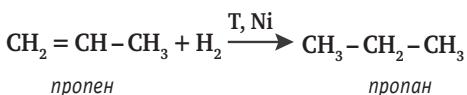
Прежде чем изучать химические свойства алкенов, давайте ознакомимся с одним правилом, предложенным русским химиком Владимиром Марковниковым в 1869 году и названном в его честь. Согласно правилу Марковникова при присоединении галогенводородов и воды к несимметричным алкенам* атом водорода присоединяется к наиболее гидrogenизированному (гидрированному) атому углерода в месте разрыва двойной связи. Проще говоря, атом водорода старается присоединиться к тому атому углерода, который связан с большим количеством атомов водорода. Образно говоря, атому водорода хочется попасть в большую компанию братьев.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЛКЕНОВ

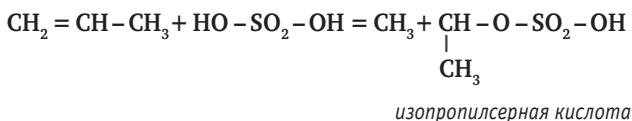
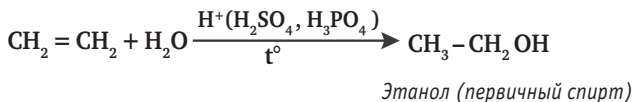
Алкены вступают в реакции присоединения, протекающие с разрывом двойной связи. Вы уже знаете, почему двойные связи в молекулах ал-

* Также и к алкинам, с которыми мы скоро познакомимся.

кенов относительно слабы. Алкены присоединяют галогены, водород (в присутствии катализаторов — платины, палладия или никеля), галогеноводороды, воду, серную кислоту.



Стрелками показано, к какому атому углерода какой атом присоединяется согласно правилу Марковникова.

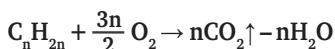
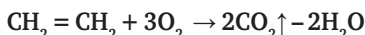


Для наглядности серная кислота представлена в уравнении в виде $\text{HO} - \text{SO}_2 - \text{OH}$.

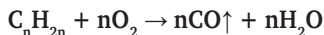
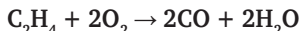
Алкены вступают в **реакции окисления**:

— **горение**

Сгорая полностью (при избытке кислорода), алкены образуют диоксид углерода и воду:



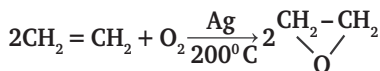
При неполном горении (при недостатке кислорода) вместо диоксида углерода образуется монооксид углерода:



Разница в продуктах логична — при недостатке кислорода образуется соединение с меньшим содержанием атомов кислорода в молекуле.

— **неполное каталитическое окисление**

Если смесь газообразного алкена с кислородом пропустить над нагретым до 2000 °С серебряным катализатором, то образуется циклический оксид алкена (эпоксид)

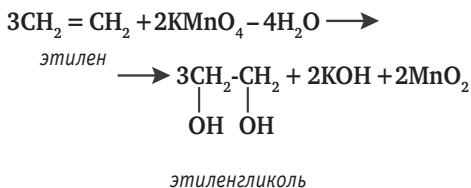


эпоксизтан (этиленоксид)

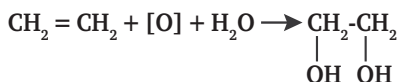
— **окисление алкенов перманганатом калия.**

Проходит двояко, в зависимости от среды.

В нейтральной или щелочной среде окисление (т.н. «мягкое окисление») алкенов водным раствором перманганата калия (KMnO_4) приводит к образованию двухатомных спиртов.

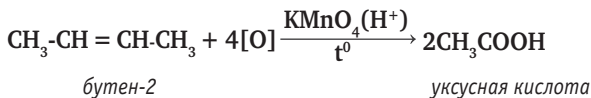


или упрощенно



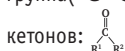
Поскольку в результате этой реакции происходит обесцвечивание окрашенного в фиолетовый цвет водного раствора перманганата калия и выпадает коричневый осадок оксида марганца (IV), она используется как *качественная реакция на алкены и другие непредельные углеводороды*.

Окисление алкенов перманганатом калия в кислой среде (т.н. «жесткое окисление») происходит полный разрыв двойной связи с образованием кетонов* или карбоновых кислот**.



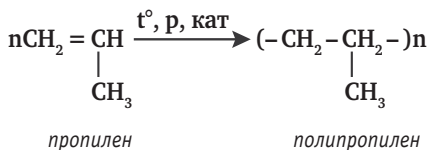
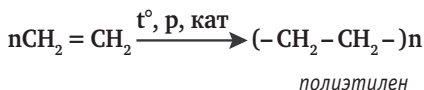
Самой важной и самой нужной реакцией алкенов является реакция их полимеризации, потому что полимеризация различных алкенов и их производных дает такие ценные промышленные продукты, как всем нам знакомый полиэтилен, полипропилен, поливинилхлорид и др. Полимери-

* Кетоны — органические соединения, в молекулах которых карбонильная группа ($-\text{C}=\text{O}$) связана с двумя углеводородными радикалами. Общая формула



** Карбоновые кислоты — органические соединения, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп ($-\text{COOH}$).

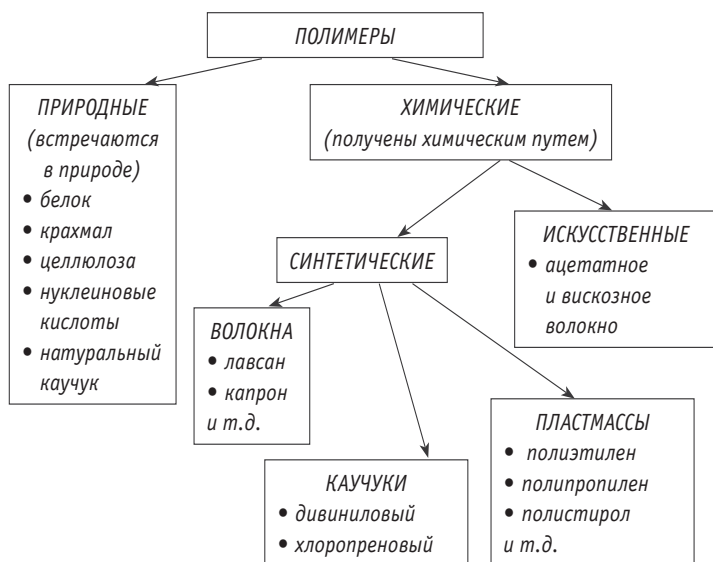
зацией называют процесс образования высокомолекулярного вещества (полимера) путем многократного присоединения молекул низкомолекулярного вещества (мономера) к активным центрам в растущей молекуле полимера. Полимеризация алкенов проходит при повышенных температуре и давлении в присутствии катализатора.



Число n называется степенью полимеризации.

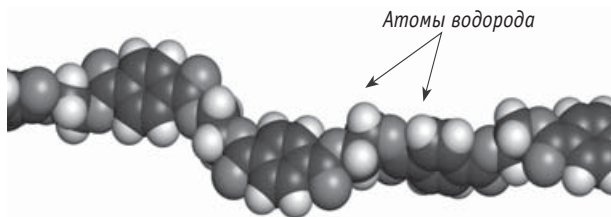
ПОНЯТИЕ О ВЫСОКОМОЛЕКУЛЯРНЫХ СОЕДИНЕНИЯХ

«Высокомолекулярные соединения» (ВМС), или «полимеры» — вещества, обладающие большим (от нескольких тысяч до нескольких миллионов атомных единиц) молекулярным весом. Высокомолекулярные соединения делятся на природные (биополимеры) и химические. Примером природных высокомолекулярных соединений могут служить белки, нуклеиновые кислоты, полисахариды (немного позже мы познакомимся с этими веществами). Химические высокомолекулярные соединения — это пластмассы, синтетические каучуки и различные волокна. Химические высокомолекулярные соединения делятся на искусственные, полученные из натурального сырья химическим путем, и синтетические, которые полностью созданы (синтезированы) промышленным способом. Примером искусственного высокомолекулярного соединения может служить вискоза (искусственный шелк), которую получают из натурального продукта целлюлозы.



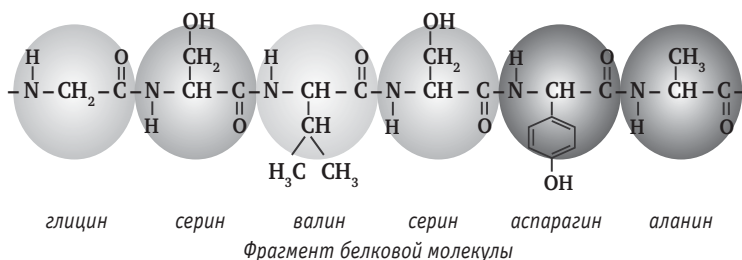
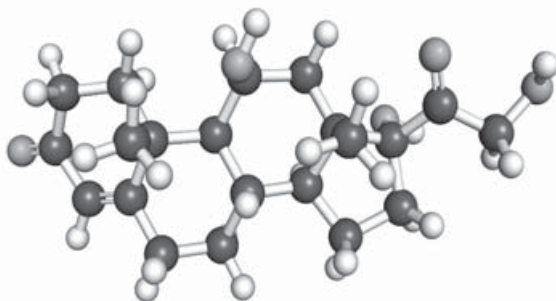
Самый распространенный полимер на нашей планете — это целлюлоза из которой состоят деревья.

Высокомолекулярные соединения представляют собой продукты химического соединения большого количества низкомолекулярных соединений (мономеров). Можно сказать, что высокомолекулярные соединения похожи на цепь, состоящую из звеньев-мономеров.



Структура молекулы полиэтилена

Мономеры могут быть как одинаковыми (например — полиэтилен, который состоит из молекул этилена) или различными (например — белки, состоящие из молекул остатков разных аминокислот).



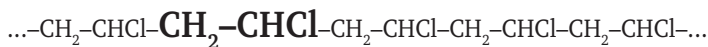
Основные понятия теории высокомолекулярных соединений таковы:

1. Низкомолекулярные соединения, из которых образуются высокомолекулярные полимеры, называются «мономерами».

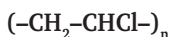
Например, этилен $\text{CH}_2=\text{CH}_2$ является мономером полиэтилена $\dots-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\dots$ или $(-\text{CH}_2-\text{CH}_2-)_n$

2. Высокомолекулярные вещества, состоящие из больших молекул цепного строения, называются «полимерами» (от греческих слов «поли» — много и «мерос» — часть). Молекулы полимеров называются макромолекулами (от греч. «макрос» — большой).

3. Группа атомов, многократно повторяющаяся в макромолекуле, называется «структурным» или «мономерным звеном».



Группа CH_2-CHCl является структурным звеном молекулы поливинилхлорида. В формуле макромолекулы структурное звено обычно выделяют скобками и записывают формулу так:



4. Степенью полимеризации вещества называют число, показывающее сколько молекул мономера соединилось в макромолекулу. В формуле макромолекулы степень полимеризации обозначается индексом «n», который стоит за скобками, в которых находится структурное звено. У синтетических полимеров значение «n» находится в пределах 100, а у природных макромолекул может превышать 1000.

5. Молекулярная масса макромолекулы равна молекулярной массе структурного звена, умноженного на степень полимеризации.

$$M_{(\text{макромолекулы})} = M_{(\text{звена})} \cdot n$$

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Молекулярная масса и степень полимеризации являются средними величинами, поскольку в каждую макромолекулу полимера входит не строго постоянное число молекул мономера.

Полимеры имеют особые, присущие только им свойства. Эти свойства определяются не только большой молекулярной массой, но и тем, что макромолекулы, имеющие цепное строение, обладают гибкостью.

Одни полимеры, например каучуки, обладают высокой эластичностью. Другие (пластмассы или органическое стекло) — высокой прочностью.

Растворы ряда полимеров имеют высокую вязкость при малой концентрации растворенного вещества. Полимеры совсем не проводят электрический ток и потому применяются в качестве электроизоляционных материалов.

Роль полимеров в нашей жизни переоценить невозможно, можно только недооценить. Синтетические полимеры, благодаря разнообразию своих свойств нашли широкое применение в различных отраслях промышленности и в быту. Большинство вещей, которые нас окружают, в той или иной степени состоят из синтетических полимерных материалов или изготовлены с их применением (лаки, краски и клеи — тоже полимеры). Биологические полимеры (белки, аминокислоты и т.п.) что они составляют основу всех живых организмов и принимают участие во всех без исключения процессах жизнедеятельности.

ГЛАВА 18

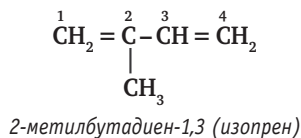
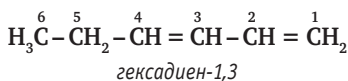
Диеновые углеводороды – алкадиены

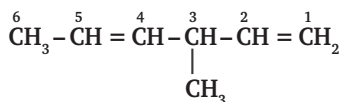
Алкадиенами или диенами называются непредельные углеводороды с двумя двойными связями в цепи. По систематической номенклатуре диеновые углеводороды называют так же, как и этиленовые, заменяя суффикс «-ен» на «-диен» (две двойные связи). Если двойных связей три, то употребляется суффикс «-триен». Но триены мы изучать не станем, ограничимся диенами.

Общая формула диенов C_nH_{2n-2}

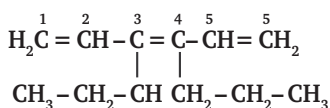
Вы уже знаете, что самое главное в органической химии — это уметь правильно выделить главную цепь атомов углерода в молекуле вещества. Правильно выделили главную цепь — правильно назвали вещество. Правильно назвали вещество — можете определить его химические свойства. «Как вы лодку назовете, так она и поплывет» — это отчасти и про органическую химию.

Обе двойные связи должны входить в главную цепь диена! Атомы углерода нумеруют так, чтобы положения двойных связей обозначались наименьшими номерами. С триенами дело обстоит точно так же — все двойные связи должны входить в главную цепь.





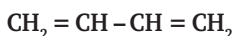
3-метилгексадиен-1,4



3, 4-дипропилгексадиен — 1, 3, 5

Некоторые диены имеют собственные названия: аллен (пропадиен-1, 2), дивинил (бутадиен-1, 3), изопрен (2-метилбутадиен-1, 3).

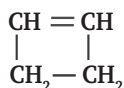
Изометрия диенов аналогична изометрии алкенов, так что нет необходимости повторять уже известное. Разница лишь в том, что межклассовую изомерию диены проявляют с алкинами, углеводородами, имеющими в цепи тройную связь между атомами углерода, и циклоалкенами.



бутадиен-1, 3



бутин-1



циклобутен

Изомеры с формулой C_4H_6

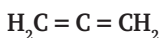
Физические свойства диенов определяются общей для всех углеводородов закономерностью — с увеличением молекулярной массы возрастают температуры плавления и кипения и увеличивается плотность.

Физические свойства некоторых диеновых углеводородов

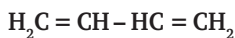
Название	Формула	$t_{\text{пл}}, ^\circ\text{C}$	$t_{\text{кин}}, ^\circ\text{C}$	d_{4}^{20}
Аллен (пропадиен)	$\text{H}_2\text{C} = \text{C} = \text{CH}_2$	-153,2	-34,3	1,7870

Название	Формула	$t_{пл}, ^\circ\text{C}$	$t_{кип}, ^\circ\text{C}$	d_{4}^{20}
Метилаллен (бутадиен-1,2)	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{C}=\text{CH}_2$	-136,2	-10,3	0,6940
Дивинил (бутадиен--1,3)	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$	-108,9	-4,5	0,6270
Пиперилен (пентадиен-1,3)	$\text{H}_3\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$	-87,5	42	0,6760
Изопрен (2-метилбутади- ен-1,3)	$\begin{array}{c} \text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	-145,9	34,1	0,6810
Диизопропенил (2,3-диметилбута- диен-1,3)	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_2\text{C}=\text{C}-\text{C}=\text{CH}_2 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	-76,1	69,6	0,7260
Дивинилметан (пентадиен-1,4)	$\text{H}_2\text{C}=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}=\text{CH}_2$	-148,3	25,9	0,6610

По взаимному расположению двойных связей диены делятся на три группы, сильно различающиеся по своим химическим свойствам.



кумулятивная связь
пропадиен (аллен)



сопряженная связь
бутадиен-1,3 (дивинил)



Изолированная связь пентадиен -1,4

Алкадиены. Строение и классификация

I группа. Диены, в молекулах двойные связи находятся рядом, у одного атома углерода, называют «диенами с кумулированными (или алленовыми) связями» или, коротко, «алленами». Эти соединения малоустойчивы.

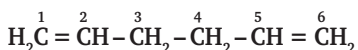
Они легко перегруппировываются в алкины, углеводороды с одной тройной связью, с которыми мы познакомимся чуть позже.



Перегруппировка двойной связи в тройную

Простейшим представителем алленов является пропадиен $\text{H}_2\text{C=C=CH}_2$, бесцветный газ, который используется в сварочном деле.

II группа. Диены, у которых двойные связи разделены более чем одной простой связью, называются «диенами с изолированными связями»:



гексадиен-1, 6

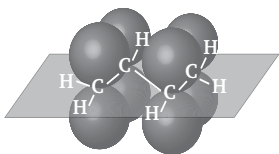
III группа. Диены, в которых двойные связи разделены одной одинарной, называют «диенами с сопряженными связями». Диены этой группы имеют наибольшее значение, отдельные их представители широко используются в производстве синтетических каучуков и различных органических веществ, поэтому мы ознакомимся с ними подробнее.

Простейшим представителем диенов с сопряженными связями является бутадиен-1,3 или дивинил $\text{CH}_2 = \text{CH} - \text{CH} = \text{CH}_2$ — легко сжижающийся газ с неприятным запахом (t° плавления = $-108,9^\circ\text{C}$, t° кипения = $-4,5^\circ\text{C}$), который не растворяется в воде, но растворяется в органических растворителях (эфир, бензол). На примере бутадиена мы изучим химические свойства диенов с сопряженными связями, которые дальше, для простоты, станем называть просто «диенами».

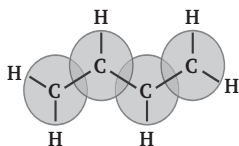
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ДИЕНОВ

Атомы углерода в молекуле бутадиена-1, 3 находятся в sp^2 -гибридном состоянии. Они расположены в одной плоскости. У каждого из них есть по одной р-орбитали, не участвующей в создании гибридной связи и за-

нятой одним электроном. Эти р-орбитали направлены перпендикулярно к плоскости, в которой расположены атомы углерода.



Модель строения
молекулы дидивинила



Вид модели сверху

Обратите внимание на вид модели сверху — р-орбитали всех атомов углерода перекрываются друг с другом, что схематически изображено на рисунке, образуя единое р-электронное облако. Перекрываются р-орбитали всех атомов! Не только между первым и вторым, а также третьим и четвертым атомами, то есть там, где есть двойные связи, но и между вторым и третьим тоже. Можно сказать, что в молекуле бутадиена отсутствуют классические одинарные и двойные связи, поскольку р-электроны равномерно распределены по всей молекуле.

Взаимодействие двух или нескольких соседних р-связей с образованием единого р-электронного облака, в результате чего возникает взаимное влияние атомов, называется «эффектом сопряжения» .

Благодаря эффекту сопряжения, бутадиен и прочие диеновые углеводороды способны присоединять различные атомы или радикалы не только к атомам углерода, связанным двойной связью (1,2 — присоединение), но и к двум концам сопряженной системы (к первому и четвертому атому в системе $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$) с образованием двойной связи между вторым и третьим атомами углерода. Концевое присоединение называется «1,4 — присоединением» .



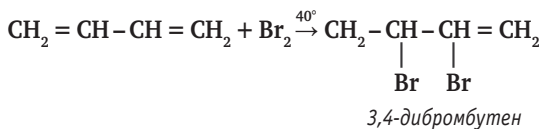
R — условный атом, или радикал

Общая формула 1,4-присоединения для бутадиена

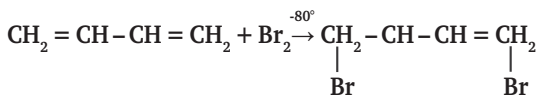
По какому именно типу (1,2 или 1,4) пойдет реакция, зависит от конкретного реагента и условий проведения реакции. Например, атомарный водород (в момент выделения), образовавшийся при взаимодействии металла с кислотой, присоединяется в положение 1,4, а газообразный водород — в положение 1,2 или же гидрирует диен полностью до алкана.

Для диенов как для ненасыщенных углеводородов характерны реакции присоединения. Аналогично алкенам они присоединяют галогены, бескислородные кислоты, водород и воду. Повторять уже знакомое мы не станем (при желании можете написать примеры реакций самостоятельно), рассмотрим только галогенирование бутадиена, которое в зависимости от условий может происходить с образованием трех различных продуктов.

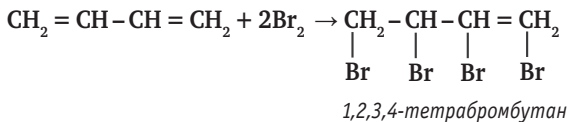
а) 1,2-присоединение:



б) 1,4-присоединение (преимущественно):



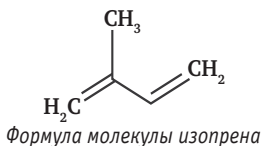
в) При избытке брома его атомы присоединяются к каждому атому углерода:



Важнейшей в практическом смысле особенностью диеновых углеводородов является способность легко вступать в реакции полимеризации с образованием высокомолекулярных продуктов. Эти реакции протекают как с присоединением молекул друг с другом в 1,4- или 1,2-положении, так с одновременным присоединением в 1,4-и 1,2-положениях. В условно-сокращенной форме фрагмент полимера бутадиена можно представить в виде $[-CH_2-CH=CH-CH_2-]_n$.

Полимеризацией бутадиена в химической промышленности получают синтетические каучуки.

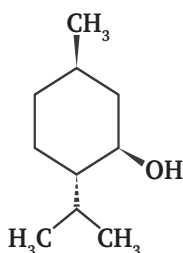
Наряду с бутадиеном другим важнейшим представителем сопряженных диенов является изопрен (2-метилбутадиен-1,3).



Изопрен представляет собой бесцветную летучую жидкость с характерным запахом. Он является мономером натурального каучука.



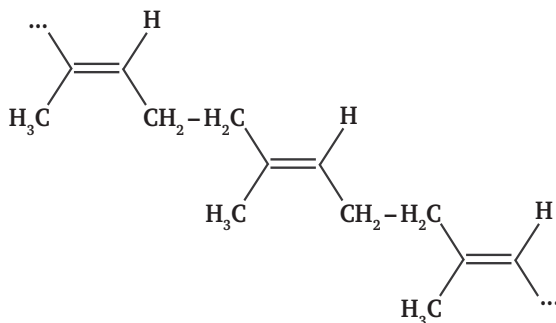
Кроме того, остаток молекулы изопрена (в виде CH_3-CH_2) входит во множество других природных соединений — изопреноидов, терпеноидов и т. д. Один из терпеноидов знаком каждому. Это ментол, который можно выделить из мятного эфирного масла.



Ментол

КАУЧУКИ

Каучуки — натуральные или синтетические полимеры, обладающие высокоэластичными свойствами и вязкостью. Высокомолекулярный углеводород $(C_5H_8)_n$, цис-полимер изопрена, в природе содержится в млечном соке гевеи, кок-сагыза и других каучуконосных растений. Каучук растворим в органических растворителях (бензоле, эфире, сероуглероде), в воде он не растворяется. При температуре свыше $200^\circ C$ натуральный каучук разлагается с образованием низкомолекулярных углеводов.

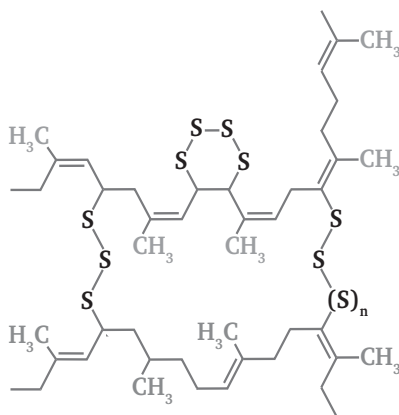


Фрагмент молекулы натурального каучука

ВУЛКАНИЗАЦИЯ

В древнеримской мифологии Вулкан (Vulcanus) считался богом огня и покровителем кузнечного ремесла. В честь его назван процесс сшивания разрозненных молекул каучука в единую пространственную сетку. При этом повышаются твердость и эластичность каучука.

Открыл процесс вулканизации американский изобретатель Чарльз Гудьер в 1844 году.



Вулканизация натурального каучука серой

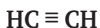
В процессе вулканизации каучук превращается в резину.

ГЛАВА 19

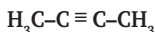
Алкины

Алкины (ацетиленовые углеводороды) — углеводороды, содержащие тройную связь между атомами углерода. Общая формула алкинов $C_n H_{2n-2}$

Согласно номенклатуре ИЮПАК при построении названий алкинов в названиях соответствующих полностью насыщенных углеводородов суффикс «-ан» заменяется суффиксом «-ин»:



этин (ацетилен)



бутин-2

Чтобы не путаться в алканах, алкенах и алкинах, можно прибегнуть к простому приему, который раз и навсегда поможет запомнить, как что газывается.

У алкАна в молекуле связи одинарные, а в суффиксе есть буква «а». Один соответствует «а».

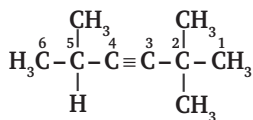
У алкЕна в молекуле есть двойная связь, а в суффиксе есть буква «е». Два соответствует букве «е». Двойка идет за единицей, а буква «е» в алфавите стоит после буквы «а». Не сразу, но после.

У алкИна в молекуле есть тройная связь, а в суффиксе есть буква «и». Три соответствует букве «и». Тройка идет за двойкой, а буква «и» в алфавите стоит после буквы «е».

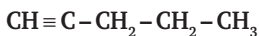
Раз — два — три! А, е, и! По порядку идут как цифры, так и буквы. АлкАн, алкЕн, алкИн.

Алкины	
Ряд ацетилена	
Формулы	Названия
C_2H_2	Этин
C_3H_4	Пропин
C_4H_6	Бутин
C_5H_8	Пентин
C_6H_{10}	Гексин
C_7H_{12}	Гептин
C_8H_{14}	Октин
C_9H_{16}	Нонин
$C_{10}H_{18}$	Децин
Общая формула C_nH_{2n-2}	
$C \equiv C$ ($\sigma + 2\pi$ связи)	

Для указания положения тройной связи и замещающих групп цепи алкинов нумеруют по тем же правилам, что и у алкенов. Главная цепь должна непременно содержать тройную связь, т.е. должна быть самой длинной из содержащих тройную связь и нумерацию атомов углерода начинают с того конца цепочки, к которому ближе тройная связь.



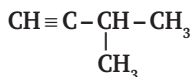
2, 2, 5-триметилгексин-3



пентин-1



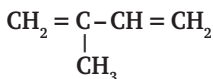
пентин-2



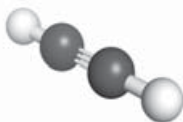
3-метилбутен-1



пентадиен-1,3

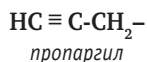


2-метилбутадиен-1,3

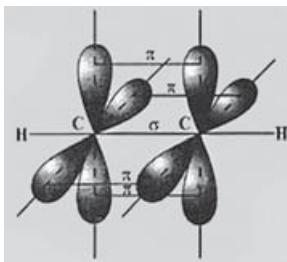


Модель молекулы ацетилена

Углеводородные заместители, образуемые из алкинов, называются алкинильными группами; наиболее простые имеют тривиальные названия:



Атомы углерода, образующие тройную связь, находятся в состоянии *sp*-гибридизации. Это означает, что каждый атом углерода имеет две гибридные *sp*-орбитали (σ -связи), оси которых расположены на одной линии под углом 180° друг к другу, а две негибридные *p*-орбитали (π -связи) лежат во взаимно перпендикулярных плоскостях. Тройная связь короче и прочнее двойной связи.



Схематическое изображение тройной связи в молекуле ацетилена

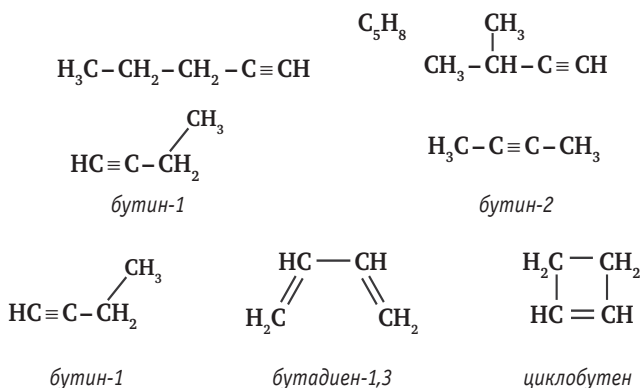
Физические свойства алкинов похожи на свойства алканов и алкенов. При обычных условиях алкины (C_2-C_4) представляют собой газы, алкины (C_5-C_{16}) — жидкости, а начиная с C_{17} — твердые вещества. Температуры

кипения и плавления алкинов выше, чем у соответствующих им алкенов. Так, например, этилен имеет кипит при -103°C , а ацетилен — при $-83,6^{\circ}\text{C}$. Растворимость низших алкинов в воде несколько выше, чем алкенов и алканов, но все же она крайне низка. В органических растворителях алкины растворяются.

Физические свойства некоторых алкинов

Название	Формула	$t_{\text{пл}}, ^{\circ}\text{C}$	$t_{\text{кип}}, ^{\circ}\text{C}$	d_{4}^{20}
Ацетилен	$\text{HC}=\text{CH}$	-80,8	-83,6	0,565*
Метилацетилен	$\text{CH}_3-\text{C}=\text{CH}$	-102,7	-23,3	0,670*
Бутин-1	$\text{C}_2\text{H}_5-\text{C}=\text{CH}$	-122,5	8,5	0,678**
Бутин-2	$\text{CH}_3-\text{C}=\text{C}-\text{CH}_3$	-32,3	27,0	0,691
Пентин-1	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{C}=\text{CH}$	-98,0	39,7	0,691
Пентин-2	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\text{C}=\text{C}-\text{CH}$	-101,0	56,1	0,710
Метилбутин-1	$\begin{array}{c} \text{CH}_3-\text{CH}-\text{C}=\text{CH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	—	28,0	0,665

Для алкинов характерны изомерия углеводородного скелета (начиная с пентина C_5H_8), изомерия положения тройной связи (начиная с бутина C_4H_6) и межклассовая изомерия с алкадиенами и циклоалкенами.



ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

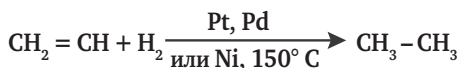
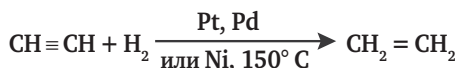
Алкины не обладают цис-транс-изомерией, поскольку каждый атом углерода при тройной связи соединен **только с одним** заместителем.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЛКИНОВ**Реакции присоединения**

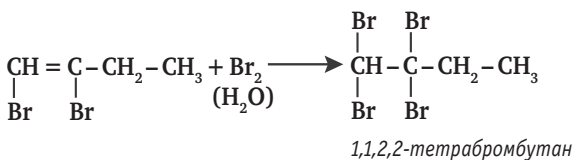
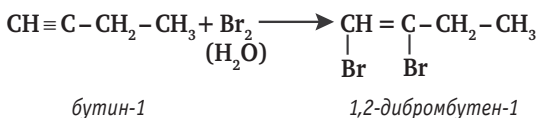
Отличие алкинов от алкенов состоит в том, что реакции присоединения алкинов могут протекать в два этапа. На первом этапе происходит присоединение реагента к атомам углерода, имеющим тройную связь с образованием двойной связи, а на второй стадии — присоединение к атомам, связанным двойной связью. Реакции присоединения у алкинов протекают медленнее, чем у алкенов, потому что электронная плотность тройной связи расположена более компактно, чем двойной, и вследствие этого менее доступна для взаимодействия с реагентами.

— гидрирование

Присоединение водорода происходит при нагревании в присутствии металлических катализаторов. Реакция протекает в два этапа: алкины присоединяют водород с образованием алкенов (разрывается первая π -связь), а затем образованием алканов (разрывается вторая π -связь).

**— галогенирование**

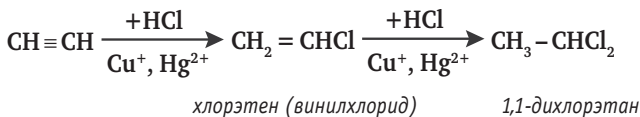
Присоединение галогенов также проходит в две стадии. На первой стадии образуются дигалогеналкены, на второй — тетрагалогеналканы.



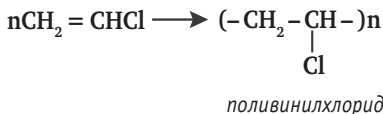
Реакция алкинов с бромной водой является качественной реакцией на алкины, в ходе которой оранжевая бромная вода обесцвечивается.

— гидрогалогенирование

Также проходит в две стадии, причем вторая стадия идет по правилу Марковникова (вспомните это правило). Присоединение соляной кислоты происходит в присутствии катализатора – солей одновалентной меди и двухвалентной ртути:

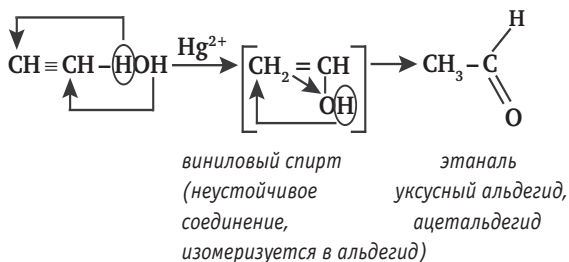


Хлорэтен (винилхлорид, или хлористый винил) легко полимеризуется, образуя поливинилхлорид, широко применяющийся в производстве поливинилхлоридных смол.



— **гидратация** (также называемая «реакцией Кучерова» в честь русского химика Михаила Кучерова)

Присоединение воды протекает при нагревании в присутствии солей двухвалентной ртути:



На первой стадии реакции образуется непредельный спирт, в котором гидроксильная группа находится непосредственно у атома углерода при двойной связи. Такие спирты называют «виниловыми» или «енолами» («алкенолами»). Характерной чертой енолов является их нестойкость. Сразу же после образования они превращаются в более стабильные изомеры — карбонильные соединения — альдегиды или кетоны, с которыми мы познакомимся немного позже. В ходе этого превращения водород гидроксильной группы переходит к соседнему атому углерода. Причиной подобного превращения является большая прочность двойной связи между атомами углерода и кислорода ($\text{C}=\text{O}$) в сравнении с двойной связью между двумя атомами углерода ($\text{C}=\text{C}$).

2. Реакции окисления

— горение

При сгорании алкинов происходит их полное окисление до CO_2 и H_2O . Горение ацетилена сопровождается выделением большого количества тепла (до 2800–3000 °С), вследствие чего ацетилен применяют для резки и сварки металла:



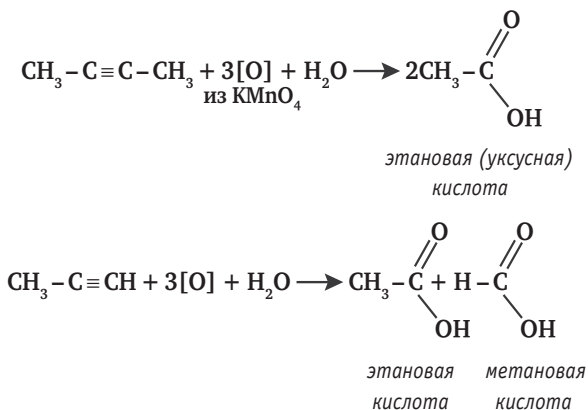
— **неполное окисление** под действием таких окислителей, как перманганат калия (KMnO_4)

Мягкое окисление алкинов водным раствором перманганата калия проходит без разрыва σ -связи между атомами углерода, разрушаются только π -связи. При мягком окислении ацетилена образуются щавелевая кислота ($\text{C}_2\text{H}_2\text{O}_4$ или HOOC-COOH):



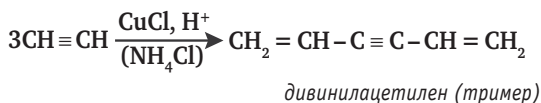
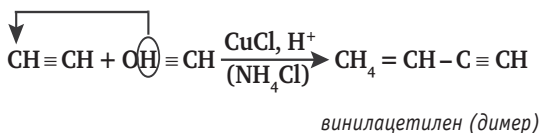
Реакция обесцвечивания фиолетового раствора перманганата калия является качественной реакцией на алкины.

При *жестком* окислении в кислой среде происходит расщепление углеродного скелета молекулы алкина по тройной связи, вследствие чего образуются карбоновые кислоты:



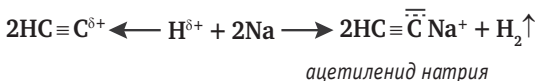
3. Реакции полимеризации

В присутствии катализаторов молекулы алкинов могут соединяться друг с другом, причем в зависимости от условий образуются различные продукты — димеры, состоящие из двух молекул алкинов, или тримеры, состоящие из трех молекул.

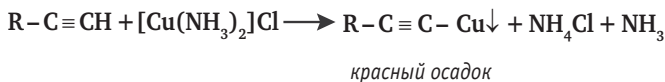
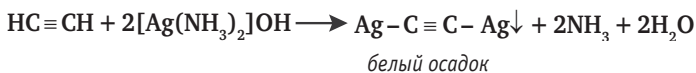


Образование солей

Особенностью алкинов-1, имеющих концевую тройную связь, является их способность проявлять слабые кислотные свойства вследствие поляризации σ -связи между концевым атомом углерода и его единственным атомом водорода. В результате этого атомы водорода могут замещаться атомами металлов — образуются соли, которые называются «ацетиленидами».



При пропускании ацетилена через аммиачный раствор оксида серебра образуется белый осадок ацетиленида серебра. При пропускании ацетилена через аммиачный раствор хлорида меди образуется красный осадок ацетиленида меди.



Обе эти реакции служат качественными реакциями на концевую тройную связь.

ГЛАВА 20

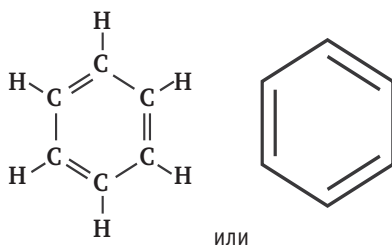


Ароматические углеводороды – арены

Ароматические соединения, или арены, представляют собой циклические органические соединения, имеющие в своем составе ароматическую систему — устойчивые циклические группы атомов с замкнутой системой сопряженных связей. Общая формула аренов C_nH_{2n-6}

Чтобы было понятнее, давайте начнем с конца. Ароматическая система или бензольное ядро, имеет молекулярную формулу C_6H_6 и представляет собой замкнутую в кольцо цепочку из шести атомов углерода, каждый из которых соединен с одним атомом водорода.

Традиционная структурная формула бензола, предложенная еще в позапрошлом веке, выглядела в виде цикла с чередующимися двойными и одинарными связями между углеродными атомами:

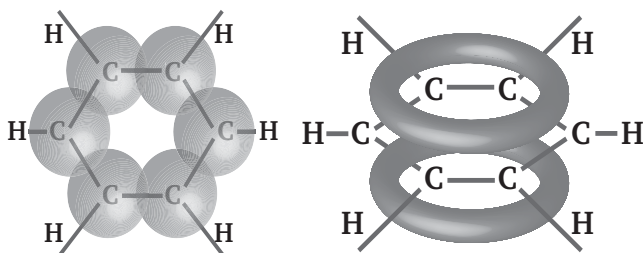


Однако впоследствии было установлено, что между атомами углерода в молекуле бензола нет двойных и одинарных связей в обычном понимании. Все связи между атомами углерода равноценны, можно сказать, что они являются усредненными, «полуторными» связями. Такие связи

характерны только для бензольного ароматического ядра. Чтобы показать равномерность связей между атомами углерода, структурную формулу молекулы бензола изображают в виде шестиугольника с окружностью внутри. Так правильнее.



Атомы углерода в молекуле бензола находятся в состоянии sp^2 -гибридизации. Между ними и между атомами углерода и водорода образуются σ -связи, лежащие в одной плоскости. Угол между σ -связями составляет 120° . Не участвующие в образовании гибридных связей p -орбитали (по одной на каждый атом углерода) располагаясь перпендикулярно плоскости образования σ -связей и частично перекрываясь друг с другом, образуют единое, общее для всех атомов углерода облако (π -связи) из шести электронов. Знакомая ситуация, не правда ли?



Сигма- и пи-связи в молекуле бензола

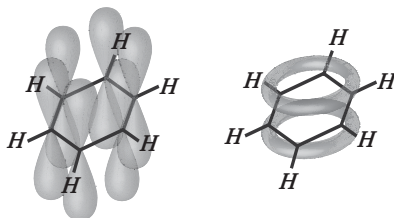


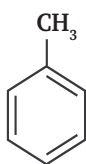
Схема образования общего электронного облака в молекуле бензола

Почему система (ядро) и группа углеводородов называются «ароматическими»? Термин «ароматичность» был предложен вследствие того, что первые известные представители этой группы (бензол) обладали приятным сладковатым запахом.

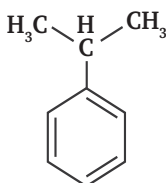
Бензольное ядро также может называться «бензольным кольцом».

Согласно номенклатуре ИЮПАК, арены с одним бензольным ядром следует рассматривать как производные бензола, поэтому в качестве главной цепи выбирают бензольное ядро.

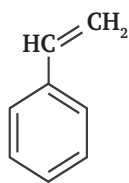
Некоторые арены имеют свои исторические названия, например:



метилбензол
(толуол)

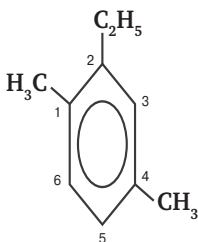


изопропилбензол
(кумол)



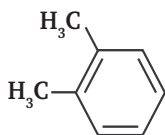
винилбензол
(стирол)

Нумерацию начинают с одного из радикалов (заместителей) так, чтобы сумма номеров заместителей была минимальной.

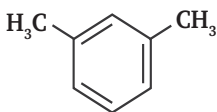


Это 1,4-диметил-2-этилбензол, а не 1,4-диметил-6-этилбензол

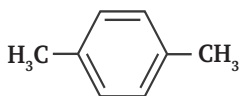
Если шестиугольное бензольное ядро содержит два заместителя, то располагаться они могут тремя разными способами друг относительно друга (желающие могут попытаться найти четвертый) — у первого и второго (1, 2), у первого и третьего (1, 3) и у первого и четвертого (1, 4). Поскольку возможных вариантов всего три, то часто вместо нумерации для обозначения 1,2-дизамещенных бензолов используют приставку «орто-», для 1,3-замещенных — «мета-», а для 1,4-замещенных — «пара-».



1,2-диметилбензол
орто-диметилбензол



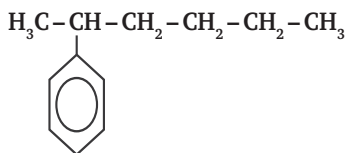
1,3-диметилбензол
мета-диметилбензол



1,4-диметилбензол
пара-диметилбензол

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Названия высших гомологов бензола производят не от названия ароматического ядра, а от названия боковой цепи, поскольку они рассматриваются как производные алканов:



2-фенилгексан

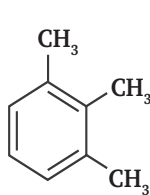
По физическим свойствам арены схожи с другими углеводородами, все они нерастворимы в воде и легче ее. Бензол при обычных условиях представляет собой бесцветную прозрачную жидкость со своеобразным сладковатым запахом. Бензол, как и большинство ароматических углеводородов, токсичен.

Физические свойства некоторых аренов

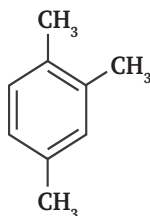
Название	Формула	t° пл., °C	t° кип., °C
Бензол	C_6H_6	+5,5	80,1
Толуол (метилбензол)	$C_6H_5CH_3$	-95,0	110,6
Этилбензол	$C_6H_5C_2H_5$	-95,0	136,2
Ксилол (диметилбензол)	$C_6H_4(CH_3)_2$		
орто-		-25,18	144,41
мета-		-47,87	139,10
пара-		13,26	138,35
Пропилбензол	$C_6H_5(CH_2)_2CH_3$	-99,0	159,20
Кумол (изопропилбензол)	$C_6H_5CH(CH_3)_2$	-96,0	152,39
Стирол (винилбензол)	$C_6H_5CH=CH_2$	-30,6	145,2

Для аренов характерны следующие виды изомерии:

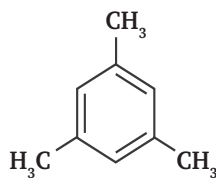
— изомерия положения заместителей:



1,2,3-триметилбензол



1,2,4-триметилбензол



1,3,5-триметилбензол

— изомерия самого заместителя (примеры напишите самостоятельно).

— межклассовая изомерия с непредельными соединениями, имеющими формулу C_nH_{2n-6} , например: $CH_2=CH-C\equiv C-CH=CH_2$ или

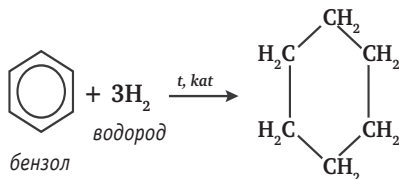
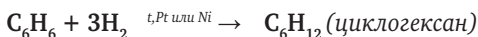
$\text{CH}\equiv\text{C}-\text{CH}=\text{CH}-\text{CH}=\text{CH}_2$ (названия этих веществ не приводятся, чтобы не загружать вас лишней информацией, выходящей за рамки общего курса органической химии).

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АРЕНОВ

РЕАКЦИИ ПРИСОЕДИНЕНИЯ

Бензольное ядро обладает высокой прочностью, поэтому реакции присоединения проходят у ароматических углеводородов тяжелее, чем у алкенов. При нормальных условиях реакции присоединения для ароматических углеводородов нехарактерны.

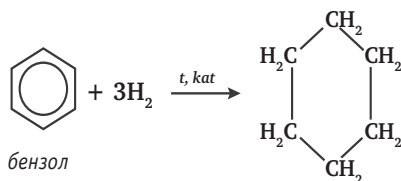
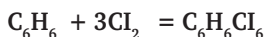
— **Гидрирование.** В промышленности гидрирование бензола проводят при температурах от 150 °С до 360 °С, давлении от 5,0 МПа до 30,0 МПа и в присутствии катализаторов — никеля, платины, вольфрама. Довольно широкий диапазон условий, при которых может протекать реакция, обуславливается разными комбинациями катализаторов.



Продукт реакции циклогексан служит сырьем для получения ряда веществ, а также является сильным органическим растворителем.

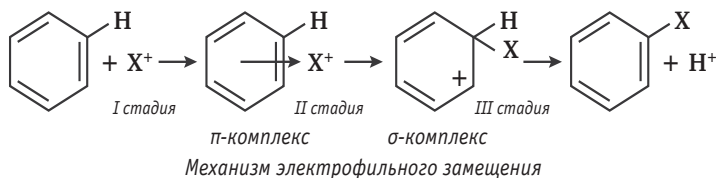
— **Хлорирование** (галогенирование) бензола возможно только на свету. Если наполнить колбу бензолом и газообразным хлором, реакции между ними не произойдет до тех пор, пока колба не будет освещена электрической лампой. Продуктом реакции является гексахлорциклогексан или гексахлоран, вещество более ядовитое, нежели бензол. Гексахлоран —

один из сильнейших инсектицидов (химических средств борьбы с вредными насекомыми).



РЕАКЦИИ ЗАМЕЩЕНИЯ

А вот реакции замещения проходят у ароматических углеводородов легче, чем у алканов, алкенов и алкинов, потому что ароматические углеводороды характеризуются большей подвижностью атомов водорода в ядре. Для бензольного ядра характерно т.н. «электрофильное замещение». Слово «электрофильное» означает «любящее электричество». Это особый механизм реакции замещения. Электрофильное замещение возможно при взаимодействии бензольного ядра с электронодефицитной частицей (катионом или молекулой), имеющей свободную орбиталь на внешнем электронном уровне. Суть электрофильного замещения в том, что уходящая частица (в данном случае — протон H^+) отщепляется без своей электронной пары.



Электрофильное замещение проходит в три стадии

На первой стадии происходит образование π -комплекса. Электрофильная частица X^+ притягивается к π -электронному облаку бензольного ядра.

На второй стадии происходит образование σ -комплекса. Два электрона из π -системы идут на образование π -связи между атомом углерода и электрофильной частицей X^+ . При этом нарушается обычная связь между атомами углерода в бензольном ядре, потому что атом углерода, соединившись с частицей X , переходит из sp^2 - в sp^3 -гибридизованное состояние и выходит из системы сопряжения. В системе сопряжения остаются 4 π -электрона. Протона H^+ пока остается на своем месте. Комплекс «бензольное ядро + частица X » приобретает положительный заряд. Этот комплекс нестойкий.

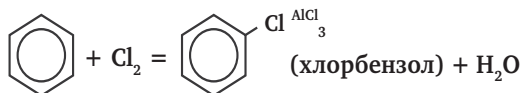
ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Нарушается обычное состояние системы сопряжения в бензольном ядре, но само ядро не распадается, разрыва кольца из шести атомов углерода не происходит!

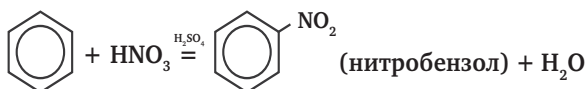
На третьей стадии происходит отщепление протона H^+ и восстановление обычного сопряжения связей между атомами углерода в бензольном ядре, так как два электрона разрывающейся связи между атомом углерода и протоном переходят в π -систему кольца.

Если короче и проще, то вместо того, чтобы сначала расстаться с протоном, а затем принять на его место частицу X , атом углерода сначала принимает частицу X , протягивая ей другую «руку» (пару электронов), которой он раньше держался за общее кольцо, а затем расстается с протоном и берет за кольцо уже другой рукой (возвращает в систему те два электрона, которые ранее использовались в связи с протоном).

— **Хлорирование (галогенирование)**. При взаимодействии бензола с галогеном может происходить как замещение галогеном атома водорода бензольного ядра, так и присоединение галогена с разрывом сопряженных связей в ядре (см. реакции присоединения). Все зависит от условий. Реакции галогенирования по механизму замещения проходят в более мягких условиях, нежели реакции присоединения галогенов. Они осуществляются при обычных условиях в присутствии катализатора — хлоридов алюминия или железа.

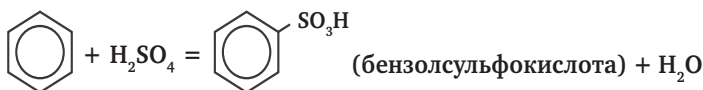


— **Нитрование.** При действии на бензол смеси концентрированных азотной и серной кислот в соотношении 1:2, называемых «нитрующей смесью» атом водорода замещается нитрогруппой.

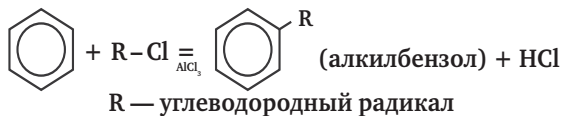


Серная кислота в данной реакции служит катализатором.

— **Сульфирование.** Реакция сульфирования осуществляется концентрированной серной кислотой. В результате реакции образуется моносульфоновая кислота (моносulфоkислота). Сульфоновыми кислотами называются производные серной кислоты, образовавшиеся вследствие замены одного из ее гидроксильных групп различными углеводородными остатками.

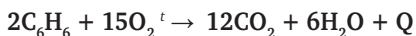


— **Алкилирование** (алкил — частица алкана с одним свободным электроном). При действии на бензол алкилгалогенидов в присутствии катализатора (хлористого алюминия) осуществляется замещение алкилом атома водорода бензольного ядра.



РЕАКЦИИ ОКИСЛЕНИЯ

— **Горение.** Арены горят с образованием коптящего пламени:



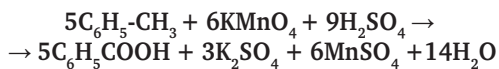
— **Взаимодействие с другими окислителями.** Бензол при обычных условиях не обесцвечивает бромную воду и водный раствор перманганата калия, а вот его гомологи бензола окисляются перманганатом калия и другими сильными окислителями.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

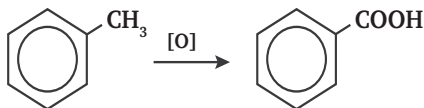
При действии на гомологи бензола сильных окислителей кроме кислорода разрушения бензольного ядра не происходит! Окисляются (разрушаются) боковые цепи, причем это разрушение происходит вне зависимости от величины и сложности цепи. При бензольном ядре остается только один атом углерода, который окисляется в карбоксильную группу.

В кислой среде гомологи бензола окисляются до бензойной кислоты.

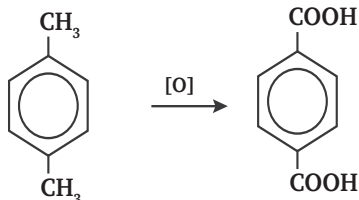
Гомологи с одной боковой цепью образуют бензойную кислоту:



Выразим суть реакции проще:



Гомологи, содержащие две боковые цепи, образуют двухосновные кислоты:

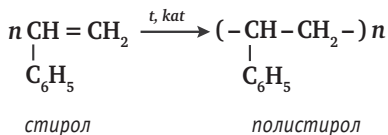


В нейтральной и слабощелочной средах гомологи бензола окисляются перманганатом калия до солей бензойной кислоты:



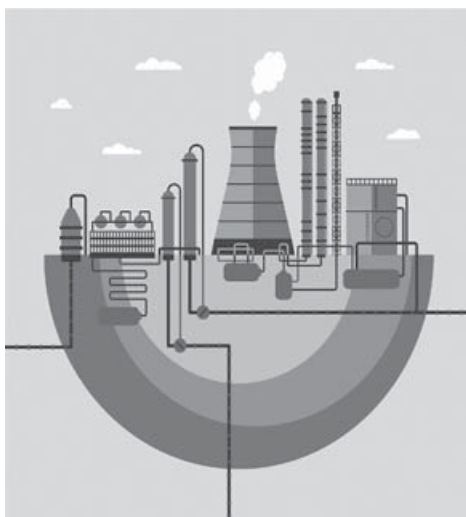
РЕАКЦИЯ ПОЛИМЕРИЗАЦИИ

Арены способны образовывать полимеры, самым известным из которых является полимер стирола (C_8H_8 или $\text{CH}-\text{CH}_2$) полистирол.



НЕФТЬ

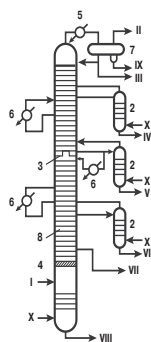
Нефть — это ценное полезное ископаемое, природная жидкая смесь разнообразных углеводородов с небольшим включением других органических соединений. Обычная сырая нефть, добываемая из скважин, представляет собой легко воспламеняющуюся маслянистую жидкость с резким запахом. Цвет нефти может варьировать от светло-коричневого до черного. Химический состав нефтей сильно варьирует. В основном в нефти представлены соединения алканов (20 — 50 % от общего объема) и циклоалкановые (25 — 75 %) соединения. В меньшей степени нефти включают соединения ароматического ряда и смешанного строения. Говоря о составе нефти, алканы часто называют «парафинами», а циклоалканы «нафтенами» и сами нефти по составу делят на парафиновые, нафтеновые, парафино-нафтеновые, нафтено-ароматические и т.п. Наряду с углеводородами нефти содержат органические соединения серы, кислорода и азота, а также небольшое количество неорганических соединений — кремнезем, алюминий, известь, оксиды железа и марганца.



Сырую нефть очищают от механических примесей и обезвоживают, а затем подвергают перегонке при повышенном атмосферном давлении в так называемых «ректификационных колоннах».



Схема разделения нефти на фракции



Схематическое изображение ректификационной колонны

Суть процесса ректификации состоит в том, что жидкая нефть испаряется, а пары различных веществ, входящих в ее состав, в зависимости от своей температуры кипения, конденсируются (оседают) на разных уровнях колонны. Происходит разделение нефти на фракции. Т.н. «легкие» фракции (продукты, имеющие более низкую температуру кипения) конденсируются в верхней части колонны, а «тяжелые» фракции, имеющие более высокую температуру кипения, — в нижней.

Из нефти получают не только топливо (бензин, керосин, солярку) и смазочные масла. Нефть также служит источником сырья для производства синтетических каучуков и волокон, пластмасс, моющих средств, красителей и др.

ГЛАВА 21



Спирты

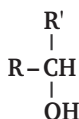
Спиртами называют производные углеводородов, содержащие одну или несколько гидроксильных групп(–ОН).

В зависимости от количества гидроксильных групп в молекуле спирты делят на одноатомные (с одной группой) и многоатомные.

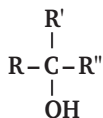
По типу атома углерода, с которым связана гидроксильная группа, спирты делят на первичные, у которых гидроксильная группа связана с первичным атомом углерода, вторичные, у которых гидроксильная группа связана с вторичным атомом углерода, и третичными, у которых гидроксильная группа связана с третичным атомом углерода. Первичным называют атом углерода, связанный всего с одним углеродным атомом, т.е. конечный в цепи. Атом углерода, связанный одновременно с двумя атомами углерода, называют «вторичным». Атом углерода, связанный одновременно с тремя атомами углерода, называют «третичным».



первичный спирт

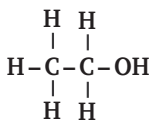


вторичный спирт

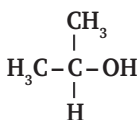
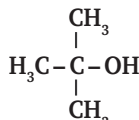


третичный спирт

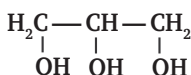
Одноатомные спирты



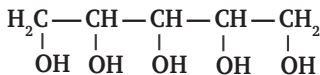
Этанол (первичный)

Пропанол-2
(вторичный)2-метилпропанол-3
(третичный)

В соответствии с типом углеродного атома присоединенную к нему гидроксильную группу также называют первичной, вторичной или третичной. У многоатомных спиртов, содержащих две или более гидроксильные группы, могут одновременно наличествовать как первичные, так и вторичные группы:



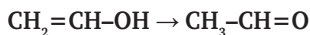
глицерин



ксилит

По строению радикалов, связанных с гидроксильной группой, спирты подразделяют на предельные, или «алканолаы» (метанол или метиловый спирт CH_3OH), непредельные или «алкенолаы» (аллиловый спирт $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{CH}_2-\text{OH}$) и ароматические, содержащие в составе группы R ароматическую группу (бензиловый спирт $\text{C}_6\text{H}_5\text{CH}_2\text{OH}$ или $\text{C}_6\text{H}_5\text{OH}$).

Непредельные спирты, у которых гидроксильная группа связана с атомом углерода, участвующим одновременно в образовании двойной связи (виниловый спирт $\text{CH}_2=\text{CH}-\text{OH}$), крайне нестабильны и сразу же превращаются в альдегиды или кетоны (происходит изомеризация):



Спирты, в которых к одному атому углерода присоединены две гидроксильные группы, также нестабильны. Они превращаются в альдегиды, отщепляя при этом воду:



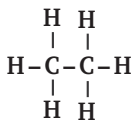
ОДНОАТОМНЫЕ ПРЕДЕЛЬНЫЕ СПИРТЫ

Одноатомные предельные спирты имеют общую формулу $C_nH_{2n+1}OH$ и представляют собой алкены, в которых один атом водорода заменен на гидроксильную группу.

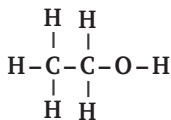
Для распространенных спиртов, имеющих простое строение, используют упрощенную номенклатуру. Название радикала преобразуют в прилагательное с помощью окончания «-овый» и добавляют слово «спирт».

CH_3OH	метиловый спирт
C_2H_5OH	этиловый спирт
$(H_3C)_2CHOH$	изопропиловый спирт
C_4H_9OH	бутиловый спирт

В соответствии с номенклатурой ИЮПАК при построении названия одноатомного спирта к названию соответствующего алкена добавляется суффикс «-ол».



Этан

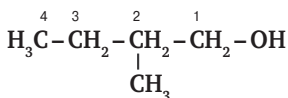
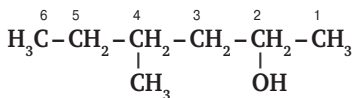


Этанол

При наличии в соединении более старших функций гидроксильная группа обозначается приставкой «гидрокси-» или «окси-». В качестве основной цепи выбирается наиболее длинная неразветвленная цепь углеродных атомов, в состав которой входит атом углерода, связанный с гидроксильной группой, а в том случае, если соединение является ненасыщенным, в эту цепь также непременно включается кратная связь.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

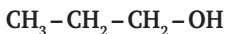
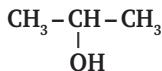
При нумерации гидроксильная группа имеет преимущество перед галогеном, двойной связью и алкилом, следовательно нумерацию атомов углерода в молекуле спирта начинают с того конца цепи, ближе к которому расположена гидроксильная группа, и используют эту нумерацию для того, чтобы указать положение различных заместителей вдоль основной цепи. В конце названия добавляют суффикс «-ол» и цифру, указывающую положение гидроксильной группы

*2-метилбутанол-1**4-метилгексанол-2*

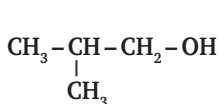
Для некоторых спиртов сохранились исторически сложившиеся тривиальные названия, например: 2-фенилэтанол ($\text{C}_6\text{H}_5-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{OH}$), использующийся в парфюмерной промышленности в качестве заменителя натурального розового масла, называют «фенетиловым спиртом».

Для одноатомных предельных спиртов (далее — просто «спиртов») характерны следующие виды изомерии:

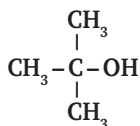
— структурная изомерия, связанная с различным положением гидроксильной группы (начиная со спиртов, содержащих в молекуле три атома углерода):

*пропанол-1**(н-пропиловый спирт)**пропанол-2**(изопропиловый спирт)*

— структурная изомерия, связанная с различным строением углеродного скелета (начиная со спиртов, содержащих в молекуле три атома углерода):

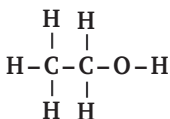


2-метилпропанол-1
(изобутиловый спирт)

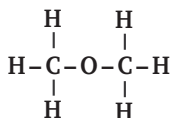


2-метилпропанол-2
(третбутиловый спирт)

— межклассовая изомерия с простыми эфирами, органическими соединениями, в которых две углеводородные группы соединены атомом кислорода (R–O–R’):



Этиловый спирт

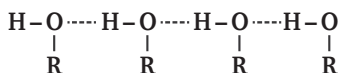


Диметиловый эфир

У спиртов, в молекулах которых один атом углерода связан с четырьмя различными заместителями, возможна оптическая изомерия.

Спирты растворимы в большинстве органических растворителей. Метанол, этанол, пропанол и третичный бутанол (H₃C)₃COH хорошо растворимы в воде, они смешиваются с водой в любых соотношениях. С увеличением количества атомов углерода в молекуле, растворимость спиртов снижается. Спирты с 9 и более атомами углерода в молекуле практически нерастворимы в воде.

Благодаря наличию гидроксильных групп между молекулами спиртов возникают водородные связи.

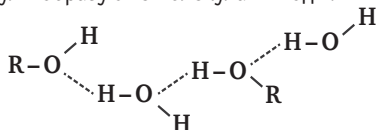


Водородные связи (показаны пунктиром) между молекулами спиртов

Из-за наличия водородных связей спирты имеют более высокие температуры кипения и плавления, нежели соответствующие им углеводороды. Например, этан кипит при температуре –88,63 °С, а этанол при +78 °С.

Запомните, что среди спиртов нет газов, при нормальных условиях низшие спирты (до $C_{11}H_{23}OH$) представляют собой жидкости, а высшие — твердые вещества.

Растворимость спиртов в воде тоже обусловлена водородными связями, которые их молекулы образуют с молекулами воды.



Водородные связи (показаны пунктиром) между молекулами спирта и воды

Спирты с большим размером углеводородного радикала (большой молекулярной массой) нерастворимы, поскольку молекулы воды не способны «растаскивать» их огромные молекулы.

Низшие спирты — хорошие растворители, способные растворять как полярные, так и неполярные вещества. Спирты горючи, самые низшие спирты горят без копоти, но с увеличением молекулярной массы пламя становится все более и более коптящим.

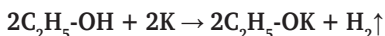
Большинство спиртов ядовито, они оказывают на живые организмы нервно-паралитическое действие.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРЕДЕЛЬНЫХ ОДНОАТОМНЫХ СПИРТОВ

Химические свойства спиртов определяются присутствием в их молекулах гидроксильной группы. Связи $C-O$ и $O-H$ сильно полярны и довольно легко разрываются. Спирты являются амфотерными соединениями, они проявляют как основные, так и кислотные свойства.

1. Реакции с разрывом связи $O-H$.

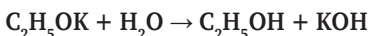
Кислотные свойства спиртов выражены слабо. Низшие спирты не взаимодействуют с щелочами, но активно взаимодействуют со щелочными металлами с образованием солей спиртов (алкоголятов) и выделением водорода:



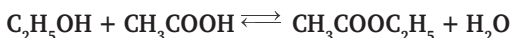
$\text{C}_2\text{H}_5\text{-OK}$ — этилат калия.

С увеличением длины углеводородного радикала скорость взаимодействия спиртов со щелочными металлами замедляется.

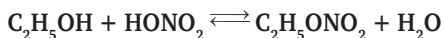
В присутствии воды алкоголяты разлагаются до исходных спиртов, т.к. спирты являются более слабыми кислотами, чем вода:



При действии на спирты минеральных и органических кислот образуются сложные эфиры:



$\text{CH}_3\text{COOC}_2\text{H}_5$ — этилацетат



$\text{C}_2\text{H}_5\text{ONO}_2$ — этилнитрат

Под действием перманганата калия или других сильных окислителей спирты окисляются до карбонильных соединений. Первичные спирты окисляются в альдегиды, которые в свою очередь могут окисляться в карбоновые кислоты:

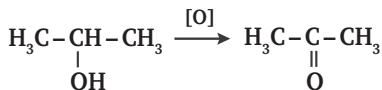


спирт

альдегид

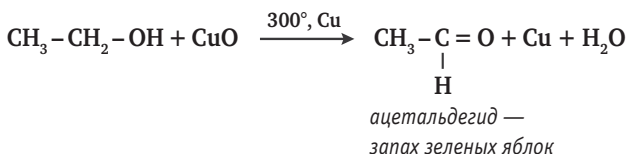
карбоновая кислота

Вторичные спирты окисляются в кетоны:



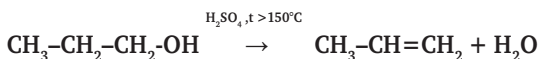
Третичные спирты могут окисляться только с разрывом С-С связей.

Окисление первичных спиртов оксидом меди (II) при температуре в 300°C служит качественной реакцией на первичные спирты. Образующиеся альдегиды имеют резкий характерный запах.



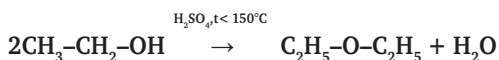
2. Реакции с разрывом связи С-О.

При нагревании спиртов с водоотнимающими веществами (серная кислота) происходят реакции дегидратации. При нагревании выше 150°C происходит внутримолекулярная дегидратация с образованием алкена:



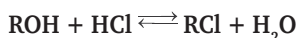
Каждая молекула спирта отдает гидроксильную группу и один атом водорода, образуя двойную связь между атомами углерода.

При относительно слабом нагревании происходит межмолекулярная дегидратация с образованием простых эфиров:



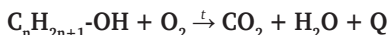
Одна молекула спирта отдает гидроксильную группу целиком, другая — только атом водорода из гидроксильной группы и они соединяются вместе при помощи оставшегося атома кислорода.

Проявляя слабые основные свойства, спирты обратимо реагируют с галогеноводородными кислотами:



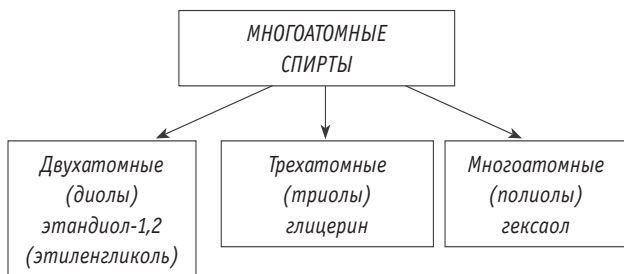
Третичные спирты вступают в подобные реакции быстро, вторичные медленнее, а первичные медленнее всего.

При горении спирты разлагаются с образованием углекислого газа и воды:

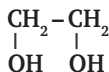


МНОГОАТОМНЫЕ СПИРТЫ

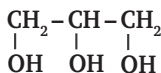
Многоатомные спирты по количеству содержащихся в их молекулах гидроксильных групп делятся на двухатомные спирты, диолы или гликоли (пример — этандиол-2, или этиленгликоль, трехатомные спирты, называемые также триолами или глицеринами (пример — пропантриол-1,2,3, или глицерин), и собственно многоатомные или полиолы (пример — сорбит).



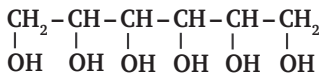
Классификация многоатомных спиртов



этандиол-2, или этиленгликоль



пропантриол-1,2,3, или глицерин



гексангексол-1,2,3,4,5,6, или сорбит

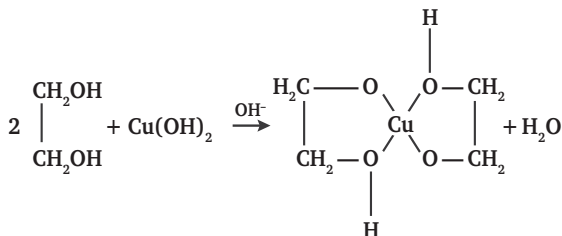
В названиях многоатомных спиртов положение и число гидроксильных групп указывают соответствующими цифрами и суффиксами «-диол» (две группы), «-триол» (три группы) и т.п. ЭтанДИол, пропанТРИол, гексанГЕКСол.

Важнейшие многоатомные спирты — этиленгликоль и глицерин представляют собой бесцветные вязкие жидкости, имеющие высокие температуры кипения. Например, температура кипения этиленгликоля 198 °С, плотность — 1,11 г/см³, температура кипения глицерина 290 °С, а его плотность — 1,26 г/см³. Этиленгликоль и глицерин хорошо растворяются в воде и плохо в органических растворителях. Этиленгликоль — сильный яд. Глицерин широко распространен в живой природе, он входит в состав жиров (липидов) животных и растительных тканей.

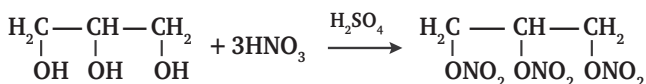
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА МНОГОАТОМНЫХ СПИРТОВ

Для двух- и трехатомных спиртов характерны все основные реакции одноатомных спиртов. В реакциях могут участвовать одна или две гидроксильные группы. Взаимное влияние нескольких гидроксильных групп проявляется в усилении кислотных свойств, вследствие чего многоатомные спирты, в отличие от одноатомных, способны взаимодействовать со щелочами с образованием солей (гликоляты, глицераты).

Взаимодействие этиленгликоля с раствором гидроксида меди (II) является качественной реакцией на многоатомные спирты, содержащие гидроксильные группы при соседних атомах углерода. Цвет раствора становится ярко-синим за счет образования комплексного гликолята меди:



Для многоатомных спиртов характерно образование сложных эфиров. Например, при взаимодействии глицерина с азотной кислотой в присутствии катализатора — серной кислоты образуется тринитрат глицерина, известный под тривиальным названием нитроглицерин (сильное взрывчатое вещество, взрывающееся при слабом ударе):



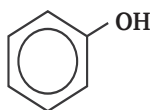
Спирты находят широкое применение в быту и промышленности. Метилловый и этиловый спирты используются для синтеза ряда веществ, применяются в качестве топлива или служат добавками к разным видам топлива. Этиловый спирт также используется в пищевой промышленности. Этиленгликоль применяют для синтеза полимерных материалов и в качестве антифриза — жидкости, не замерзающей при низких температурах. Глицерин входит в состав многих косметических средств, используется в пищевой промышленности, фармацевтической промышленности и в производстве взрывчатых веществ.

ГЛАВА 22



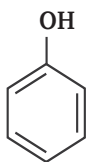
Фенолы

Фенолы — органические соединения ароматического ряда, в молекулах которых гидроксильные группы связаны с атомами углерода бензольного ядра. Простейшим представителем фенолов является фенол (C_6H_5OH).

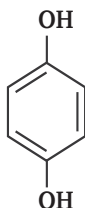


Фенол

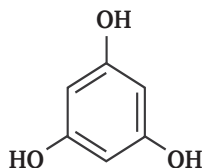
В зависимости от количества гидроксильных групп в молекуле различают одноатомные и многоатомные фенолы.



фенол



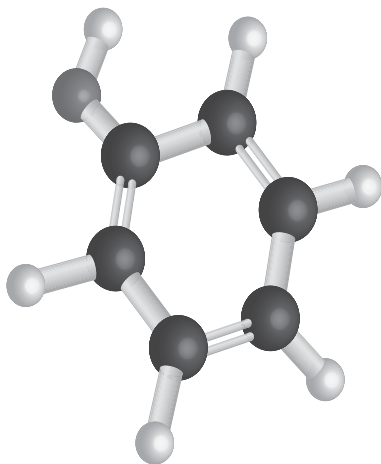
гидрохинон



флороглюцин

Общая формула фенолов похожа на общую формулу спиртов — радикал плюс гидроксильная группа. Но фенолы отличаются от спиртов тем, что у них сильнее выражены кислотные свойства. Это объясняется тем, что свободная электронная пара атома кислорода в феноле оттянута к бензольному ядру, что приводит к увеличению положительного заряда на атоме

кислорода, а следовательно, он легче отдает протон. Чем легче отдается протон, тем сильнее кислотные свойства. Устаревшее тривиальное название фенола — «карболовая кислота».

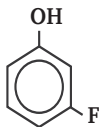


Молекула фенола

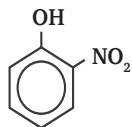
Для родоначальной структуры фенолов по правилам ИЮПАК сохранено тривиальное название «фенол». При построении названий фенолов нумерацию атомов углерода бензольного ядра начинают от атома, непосредственно связанного с гидроксильной группой, и продолжают в такой последовательности, чтобы имеющиеся заместители получили наименьшие номера. Вы, наверное, и сами уже догадались, как дают названия фенолам.



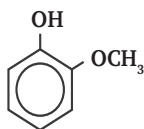
4-этилфенол



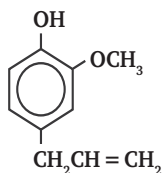
3-фторфенол



2-нитрофенол



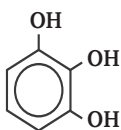
2-метоксифенол (гваякол)



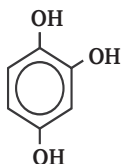
4-аллил-2-метоксифенол (эвгенол)

У фенолов возможны 2 типа изомерии:

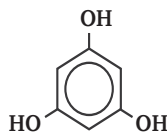
— изомерия положения заместителей в бензольном кольце.



1,2,3-тригидроксибензол
(пирогаллол)



1,2,4-тригидроксибензол



1,3,5-тригидроксибензол
(флороглюцин)

— изомерия боковой цепи — строения алкильного радикала и числа радикалов.

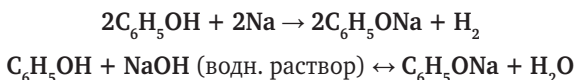
В большинстве своем фенолы при обычных условиях представляют собой кристаллические вещества, обладающие характерным запахом, довольно плохо растворимые в холодной воде, но хорошо — в горячей. Фенолы образуют прочные водородные связи между молекулами и потому имеют довольно высокие температуры кипения и плавления.

Фенол широко применяется в медицине в виде 5%-ого водного раствора как антисептик. Многие из фенолов, в том числе и сам фенол, ядовиты.

Общая формула одноатомных фенолов $C_nH_{2n-7}OH$.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ФЕНОЛОВ

Взаимодействие с активными металлами и с водными растворами щелочей:



$\text{C}_6\text{H}_5\text{ONa}$ — фенолят натрия

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

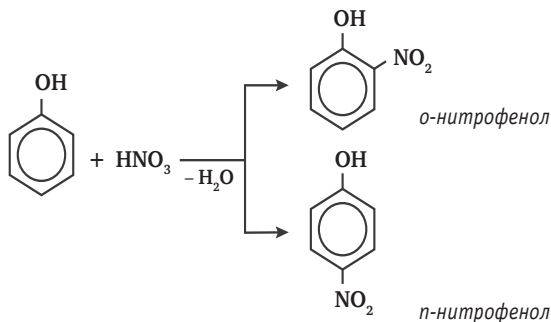
Кислотные свойства фенола усиливаются под влиянием связанных с бензольным ядром электроноакцепторных групп (например NO_2^- , Cl^- или Br^-)

РЕАКЦИИ ЗАМЕЩЕНИЯ

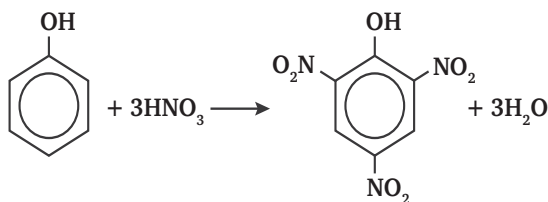
Гидроксильная группа повышает электронную плотность в бензольном кольце, поэтому фенол значительно активнее бензола вступает в реакции электрофильного замещения в ароматическом кольце.

— Нитрование.

Под действием 20%-ной азотной кислоты (HNO_3) фенол превращается в смесь орто- и пара-нитрофенолов:



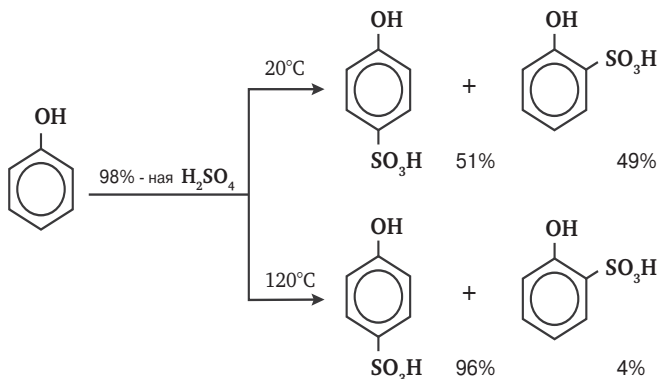
При взаимодействии с концентрированной азотной кислотой образуется 2,4,6-тринитрофенол (пикриновая кислота):



2,4,6-тринитрофенол

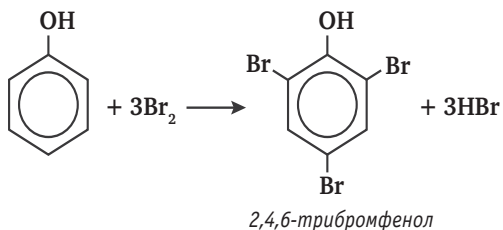
— Сульфирование.

При взаимодействии фенола с концентрированной серной кислотой образуются фенолсульфоновые кислоты. Соотношение орто- и пара-изомеров определяется температурой реакции. При температурах выше 100°C орто-изомер перегруппировывается в пара-изомер:

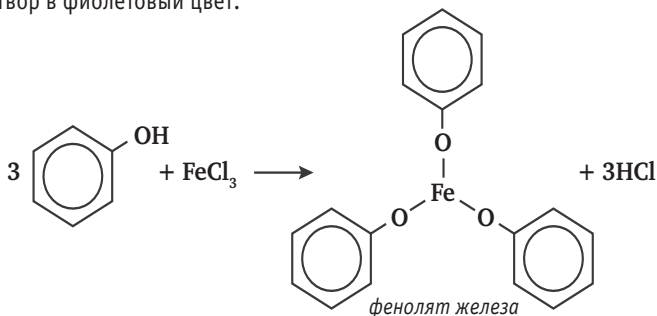


— Галогенирование.

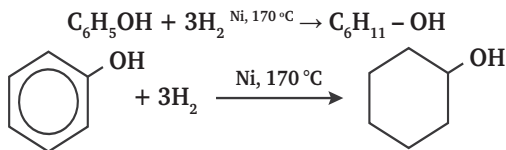
Фенол при обычных условиях взаимодействует с бромной водой с образованием белого осадка 2,4,6-tribромфенола. Это качественная реакция на фенол:



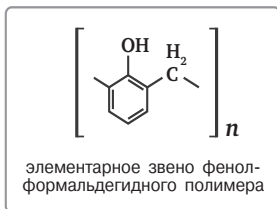
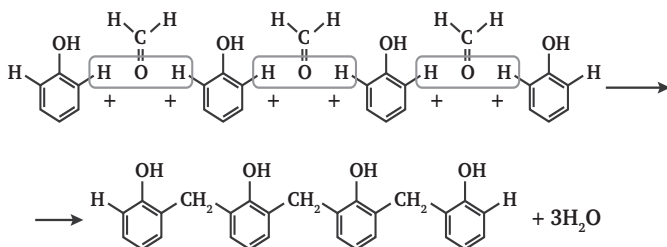
Другой качественной реакцией на фенол может служить взаимодействие фенола с хлоридом железа (III) и некоторыми другими солями железа (III), раствор которого имеет светло-желтый цвет. Образующийся в результате взаимодействия комплекс — фенолят железа, окрашивает раствор в фиолетовый цвет.



Гидрирование фенола при нагревании до 170 °С в присутствии никеля приводит к образованию циклогексилового спирта (циклогексанола).



Взаимодействуя с формальдегидом (CH_2O или $\text{H}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{H}$), фенол образует полимер — фенолформальдегидную смолу, основу различных пластмасс.



ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

В отличие от неароматических спиртов фенолы не реагируют с соляной кислотой.

Фенол используется в химической промышленности для синтеза различных веществ — от нейлона и капрона до эпоксидных смол. Также фенол используется в фармацевтической промышленности (производство аспирина), а его водные растворы широко применяются для дезинфекции.

ГЛАВА 23

Альдегиды и кетоны

Альдегиды и кетоны, имеющие общее название «оксосоединения», содержат альдегидную или карбонильную группу >C=O (ее также называют «карбонилем» или «оксогруппой»). Разница в том, что у альдегидов атом углерода карбонильной группы связан с атомом углерода и атомом водорода, т.е. карбонил расположен в начале углеводородной цепи, а у кетонов — с двумя атомами углерода, т.е. карбонил расположен внутри углеводородной цепи.

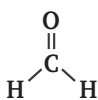


альдегиды

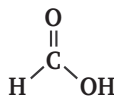


кетоны

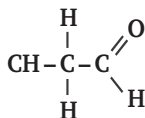
Весьма распространены тривиальные названия альдегидов, связанные с тривиальными наименованиями кислот с тем же углеродным скелетом.



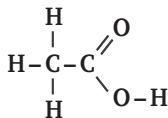
*муравьиный альдегид
или формальдегид*



*муравьиная
или метановая кислота*



*уксусный альдегид
или ацетальдегид*



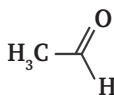
*уксусная
или этановая кислота*

Формальдегид — первый член гомологического ряда альдегидов, альдегид метанола и муравьиной кислоты. Название «альдегид» является сокращением от латинского «алкоголь дегидрогенатус» — спирт, лишенный водорода. Формальдегид — единственный из альдегидов, у которого атом углерода связан с двумя атомами водорода.

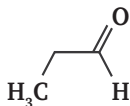
По номенклатуре ИЮПАК наличие альдегидной группы обозначается суффиксом *-аль* :



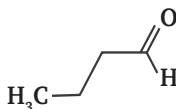
метаналь (формальдегид,
муравьиный альдегид)



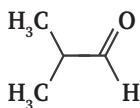
этаналь (ацетальдегид,
уксусный альдегид)



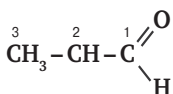
пропаналь (пропионовый альдегид)



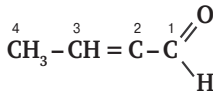
бутаналь (масляный альдегид)



метилпропаналь (изомасляный альдегид)



2-метилпропаналь



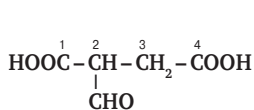
2-метил-2-бутеналь

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

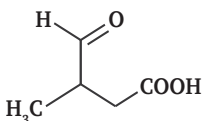
У веществ, оканчивающихся на «-аль», цифрами обозначается положение других радикалов или двойных-тройных связей, а не положение карбонила, потому что карбонил у альдегидов всегда

находится в начале углеводородной цепи, атом углерода карбонильной группы всегда идет первым номером.

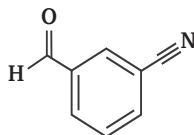
Если альдегидная группа не входит в главную цепь из-за наличия старших групп (напр. гидроксильной группы), то она обозначается приставкой «формил-»



2-формилбутандиовая кислота



2-формилпропионовая кислота

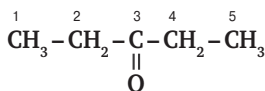


3-формилбензонитрил

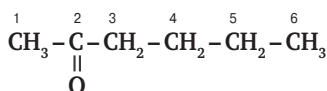
Названия некоторых альдегидов

Формула	Название	
	систематическое	тривиальное
$\text{H}_2\text{C}=\text{O}$	метаналь	муравьиный альдегид (формальдегид)
$\text{CH}_3\text{CH}=\text{O}$	этаналь	уксусный альдегид (ацетальдегид)
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}=\text{O}$	пропаналь	пропиновый альдегид
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}=\text{O}$	бутаналь	масляный альдегид
$(\text{CH}_3)_2\text{CHCH}=\text{O}$	2-метил-пропаналь	изомасляный альдегид
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}=\text{O}$	пентаналь	валериановый альдегид
$\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCH}=\text{O}$	бутен-2-аль	кротоновый альдегид

Официальные названия кетонов по номенклатуре ИЮПАК образуются прибавлением суффикса «-он» к названию алкана с указанием положения карбонильной группы арабскими цифрами после названия:



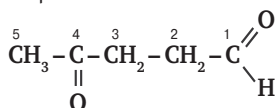
пентанон-3 (диэтилкетон)



гексанон-2 (метилбутилкетон)

По другой номенклатуре, которая называется «радикальной», для составления названия кетона указывают углеводородные радикалы и прибавляют окончание «-кетон». В скобках указаны «радикальные» варианты. Номенклатура ИЮПАК удобнее, поэтому радикальная номенклатура постепенно отмирает, но пока что ее от случая к случаю продолжают использовать, так что будьте в курсе.

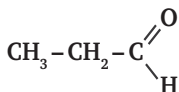
Как и в случае с альдегидами, при наличии более старшей группы кетонная группа обозначается приставкой «оксо-»:



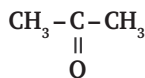
4-оксопентановая кислота

Как по-вашему, чем определяется старшинство групп? Более ранним открытием, т.е. возрастом? Или старшинство определяется алфавитом? Нет, ни возраст, ни алфавит здесь ни при чем. Все дело в том, какая именно группа определяет основные химические свойства вещества.

Для альдегидов и кетонов характерна структурная изомерия. В первую очередь — межклассовая изомерия друг с другом, наблюдающаяся при трех и более атомах углерода в молекуле.

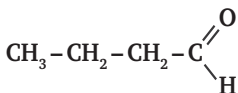


пропаналь

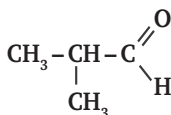


пропанон (ацетон)

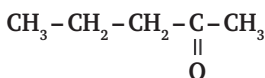
Изомерия строения углеродного скелета наблюдается при четырех и более атомах углерода в молекуле у альдегидов и начиная с пяти атомов у кетонов.



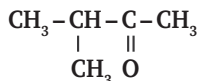
бутаналь



2-метил пропаналь

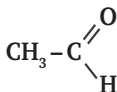


пентанон-2

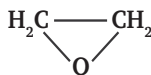


3-метилбутанон-2

У альдегидов также отмечается изомерия с циклическими оксидами (начиная с этаналь):

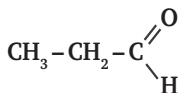


этаналь (ацетальдегид)

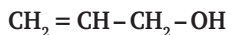


этиленоксид (эпоксид)

А также с непредельными спиртами и простыми эфирами (при трех и более атомах углерода в молекуле):



пропаналь

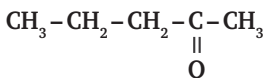


аллиловый спирт

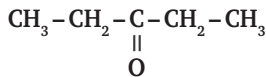


метилвиниловый эфир

У кетонов, имеющих в молекуле пять и более атомов углерода, возможна изомерия положения карбонильной группы:



пентанон-2



пентанон-3

Познакомимся поближе с карбонильной группой.

Атом углерода в карбонильной группе находится в состоянии sp^2 -гибридизации и образует три σ -связи (одна из них — σ -связь с атомом кислорода), которые расположены в одной плоскости под углом 120° друг к другу. Кроме того, с атомом кислорода атом углерода связан одной π -связью, расположенной перпендикулярно плоскости σ -связей. Знакомая ситуация, не так ли?

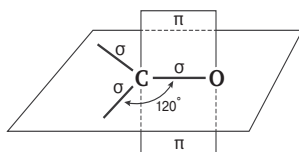
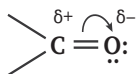


Схема строения карбонильной группы

Связь $C=O$ сильно полярна. Электроны кратной связи $C=O$, в особенности более подвижные π -электроны, смещаются к электроотрицательному атому кислорода, что приводит к возникновению на нем частичного отрицательного заряда. Карбонильный углерод, в свою очередь, приобретает частичный положительный заряд.



Поэтому углерод подвергается атаке нуклеофильными реагентами, а кислород электрофильными, в том числе протонами H^+ .

Знаете, что самое главное в химии? Понимать, как, откуда, куда и почему перемещаются электроны. Если вы разбираетесь в этом, то вы разбираетесь в химии. Сейчас вы увидите, как полярность карбонила сказывается на физических и химических свойствах альдегидов и кетонов.

Простейший альдегид — муравьиный, представляет собой газ с резким запахом. Прочие низшие альдегиды — жидкости, хорошо растворимые в воде и также обладающие резким запахом, который напоминает запах

плодов. Альдегиды кипят при более низкой температуре, чем аналогичные им спирты, потому что между молекулами альдегидов нет водородных связей. Однако температура кипения альдегидов выше, чем у соответствующих им алканов, имеющих водородные связи. Этот «парадокс» объясняется высокой полярностью молекул альдегидов, обусловленной полярностью карбонила. Полярные молекулы притягиваются друг к другу сильнее, чем неполярные молекулы. Для разрыва связи между ними необходимо больше энергии и, следовательно, нужна более высокая температура, чтобы эти соединения плавились или кипели.

Физические свойства некоторых альдегидов

Название	Формула	t° кип., °C	t° пл., °C	d_4^{20}
Муравьиный альдегид	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} - \text{C} \\ \\ \text{R} \end{array}$	-92,0	-21,0	0,815 (при 20°C)
Уксусный альдегид	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 - \text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$	-123,5	21,0	0,780
Пропионовый альдегид	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$	-102,0	48,8	0,807
Масляный альдегид	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{C} \\ \\ \text{H} \end{array}$	-99,0	75,7	0,817
Изомасляный альдегид	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{C} \\ \quad \\ \text{CH}_3 \quad \text{H} \end{array}$	-65,9	64,0	0,794

Простейший кетон — это ацетон $\text{H}_3\text{C}-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$ или $\text{CH}_3-\text{C}(\text{O})-\text{CH}_3$, который получил свое название от латинского слова «ацетум» — уксус, потому что в старину ацетон получали из ацетатов, солей уксусной кислоты.

Все низшие кетоны представляют собой жидкости, которые хорошо растворимы в воде. В большинстве своем кетоны обладают приятным «цветочным» запахом. Подобно альдегидам, вследствие отсутствия водородных связей между молекулами кетоны кипят при более низкой температуре, чем соответствующие им спирты, но при более высокой, чем соответствующие им алканы. Высшие кетоны — легкоплавкие твердые вещества.

Физические свойства некоторых кетонов

Название	Формула	t° пл., °C	t° кип., °C
Ацетон (диметилкетон)	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_3$	-95,35	56,2
Метилэтилкетон	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	-86,4	79,6
Метилпропилкетон	$\text{CH}_3-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	-77,8	101,7
Диэтилкетон	$\text{CH}_3-\text{CH}_2-\overset{\text{O}}{\parallel}{\text{C}}-\text{CH}_2-\text{CH}_3$	-42,0	102,7

НУКЛЕОФИЛЬНОЕ ЗАМЕЩЕНИЕ

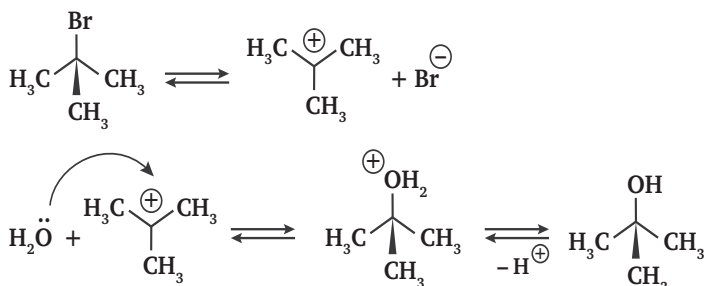
Прежде чем приступать к изучению химических свойств альдегидов и кетонов, давайте ознакомимся с механизмом реакции нуклеофильного замещения. Это такие реакции замещения, в которых связанный с реагентами атом атакуется нуклеофилом, реагентом, несущим неподеленную электронную пару. «Вот он я! А вот мои электроны! Прошу любить и жаловать!»

Если у реагента есть неподеленная пара электронов, то он должен обладать частичным отрицательным зарядом, верно? И должен притягиваться к атомам, обладающим частично положительным зарядом. Отсюда и название — нуклеофил, которое в переводе с греческого означает «любящий ядро», ведь ядра атомов заряжены положительно.

Рассмотрим варианты алифатического нуклеофильного замещения, т.е. нуклеофильного замещения в углеводородах с незамкнутой цепью. Различают два типа таких реакций — мономолекулярного нуклеофильного замещения (S_N1) и бимолекулярного нуклеофильного замещения (S_N2)*.

Реакция мономолекулярного нуклеофильного замещения включает стадию образования промежуточного карбокатиона, в которой атакующий реагент уже присоединился, а замещаемый (уходящий) еще не ушел.

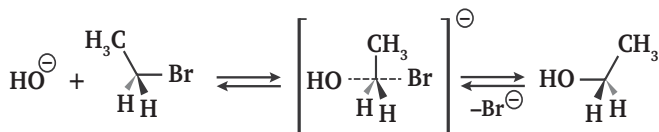
Пример гидролиз трет-бутилбромида:



* Обозначение «SN» происходит от *англ.* «substitution nucleophilic» — «нуклеофильное замещение».

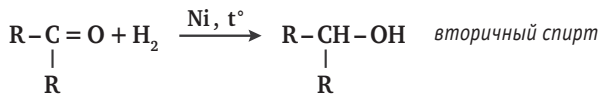
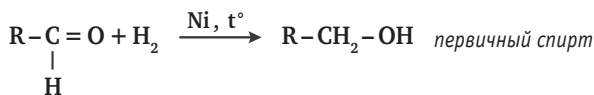
Образование промежуточного карбокатиона возможно только при его относительной устойчивости.

Реакции бимолекулярного нуклеофильного замещения проходят в одну стадию, без образования промежуточного комплекса. Атака нуклеофила и отщепление замещаемой группы происходят одновременно. Примером может служить гидролиз этилбромида:



ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АЛЬДЕГИДОВ И КЕТОНОВ

Важнейшими реакциями альдегидов и кетонов являются реакции нуклеофильного присоединения по двойной связи карбонильной группы. Альдегиды при восстановлении образуют первичные спирты, а кетоны — вторичные спирты. Схематично реакции выглядят так:

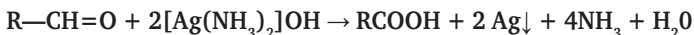


Альдегиды окисляются до карбоновых кислот, с которыми мы познакомимся в следующей главе. Пока что знайте, что альдегидная группа (—CHO) превращается в карбоксильную группу (—COOH).

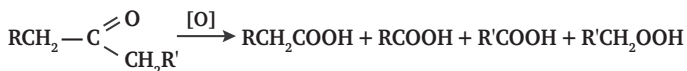
ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Все реакции окисления альдегидов являются качественными реакциями на карбонильную группу.

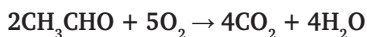
Рассмотрим в качестве примера одну такую реакцию с поэтичным названием «реакция серебряного зеркала» — реакцию восстановления серебра из аммиачного раствора оксида серебра. В водном растворе аммиака оксид серебра растворяется с образованием комплексного соединения - гидроксида диамминсеребра (I) $[Ag(NH_3)_2]OH$. При добавлении к гидроксида диамминсеребра (I) альдегида происходит окислительно-восстановительная реакция с образованием металлического серебра, которое выпадает в виде тонкой пленки, образуя в прозрачных сосудах зеркальную поверхность.



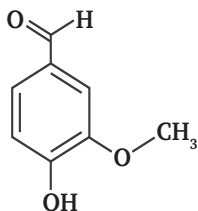
Кетоны, в отличие от альдегидов, окисляются «жестко» с разрывом связей между атомами углерода по обе стороны карбонильной группы, в результате чего получается смесь четырех карбоновых кислот. Реакция окисления кетонов происходит при нагревании. Схематично ее можно представить так:



Горение альдегидов и кетонов приводит к образованию углекислого газа и воды:

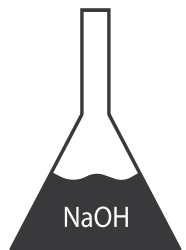
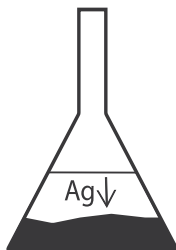
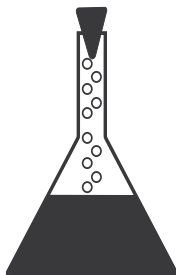
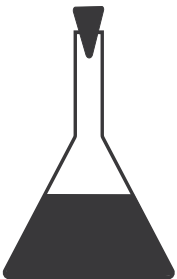
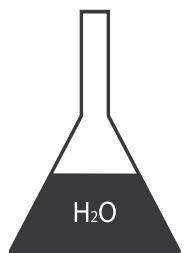
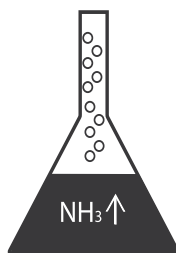
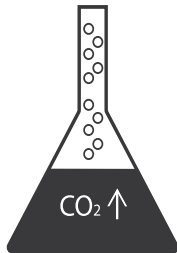
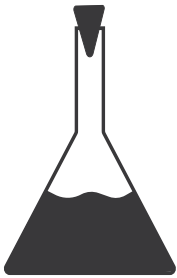
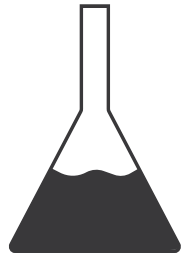
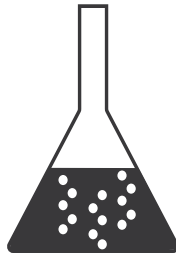
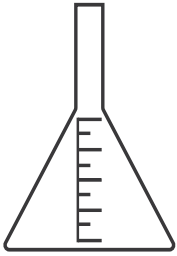


Всем знакомы слова «ваниль», «формалин», «ацетон»... Формалин — это 40%-ный раствор формальдегида в воде, который применяют для дезинфекции. Благодаря своим асептическим свойствам формалин является хорошим консервантом. Запах ванили — это запах 4-гидрокси-3-метоксибензальдегида, который также называют ванилином.



Ванилин (4-гидрокси-3-метоксибензальдегид)

Из уксусного альдегида в промышленности получают уксусную кислоту и ряд других веществ, он широко используется в производстве различных пластмасс. Без растворителя ацетона, входящего в состав многих красок и лаков, невозможно представить себе нашу жизнь. Ацетон также применяется в производстве искусственного шелка, органического стекла, целлулоида, бездымного пороха, синтетического каучука и т.д.



ГЛАВА 24



Карбоновые кислоты

К классу карбоновых кислот относятся соединения, содержащие карбоксильную группу, или карбоксил



Соединения, содержащие одну карбоксильную группу, называются одноосновными карбоновыми кислотами, две — двухосновными и т. д. Номенклатура ИЮПАК разрешает сохранять укоренившиеся тривиальные названия карбоновых кислот. Для остальных случаев названия кислот производят от названия соответствующих им предельных углеводородов (алканов) с добавлением окончания «-овая» и слова «кислота». Так, например, по номенклатурным правилам муравьиная кислота (H-COOH) называется «метановой кислотой», а уксусная ($\text{CH}_3\text{-COOH}$) — «этановой кислотой».

Низшие представители монокарбоновых кислот известны с давних пор, и их названия чаще всего указывают на природный источник, из которого они впервые были выделены. Например, уксусная кислота, которая получалась при скисании виноградного вина, в античные времена получила название от греческого слова «оксис», что означает «кислый». Муравьиную кислоту в XVII веке обнаружили в едких выделениях рыжих муравьев. Масляная кислота присутствует в маслах не в свободном состоянии, а в виде сложного эфира с глицерином. Свободная масляная кислота, обладающая резким запахом, выделяется в свободном состоянии, когда масло портится, и придает ему неприятные запах и вкус. Валериановая кислота содержится в валериановом корне, арахидовая кислота встречается в масле земляного ореха арахиса, щавелевая кислота содержится в щавеле и в ревене, а янтарная кислота была получена при прокаливании янтара.

Названия и формулы некоторых карбоновых кислот

Муравьиная	HCOOH
Уксусная	CH_3COOH
Пропионовая	$\text{C}_2\text{H}_5\text{COOH}$
Масляная	$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOH}$
Изомасляная	$(\text{CH}_3)_2\text{COOH}$
Валериановая	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_3\text{COOH}$
Капроновая	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{COOH}$
Щавелевая	HOOC-COOH
Малоновая	$\text{HOOC-CH}_2\text{-COOH}$
Янтарная	$\text{HOOC-(CH}_2)_2\text{-COOH}$
Глутаровая	$\text{HOOC-(CH}_2)_3\text{-COOH}$
Адипиновая	$\text{HOOC-(CH}_2)_4\text{-COOH}$
Акриловая	$\text{CH}_2=\text{CHCOOH}$
Кроtonовая	транс- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCOOH}$
Изокроtonовая	цис- $\text{CH}_3\text{CH}=\text{CHCOOH}$
Олеиновая	цис- $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$
Элаидиновая	транс- $\text{CH}_3(\text{CH}_2)_7\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$
Линолевая	$\text{CH}_3(\text{CH}_2)_4\text{CH}=\text{CHCH}_2\text{CH}=\text{CH}(\text{CH}_2)_7\text{COOH}$
Бензойная	$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOH}$
Фталевая	о- $\text{C}_6\text{H}_4(\text{COOH})_2$
Терефталевая	п- $\text{C}_6\text{H}_4(\text{COOH})_2$

Карбоновые кислоты ввиду наличия карбоксильной группы полярны и способны образовывать межмолекулярные водородные связи. Этим объясняется хорошая (практически неограниченная) растворимость низших карбоновых кислот, содержащих в молекуле не более четырех атомов водорода в воде и спиртах. Высшие кислоты плохо растворяются в воде, но хорошо растворяются в спиртах и эфире. Низшие карбоновые кислоты представляют собой бесцветные жидкости с резким запахом, начиная с пентановой (валериановой) кислоты (C_4H_9COOH) они становятся маслянистыми и тоже с резким запахом, высшие кислоты (начиная с девяти атомов углерода в молекуле) — твердые вещества без вкуса и запаха, нерастворимые. Поскольку высшие карбоновые кислоты входят в состав животных и растительных жиров, они называются «высшими жирными кислотами».

Физические свойства карбоновых кислот

Формула	Название	$T_{пл.}$	$T_{кип.}$	Г/Ж/Тв	Раств. в воде
$HCOOH$	Муравьиная	8,2	100,7	ж	Неограниченно
CH_3COOH	Уксусная	16,6	117,7	ж	Неограниченно
C_2H_5COOH	Пропионовая	-20,8	140,8	ж	Неограниченно
C_3H_7COOH	Маслянная	-5,3	163,3	ж	Хорошо
C_4H_9COOH	Валериановая	-34,5	186,4	ж	Плохо
$C_5H_{11}COOH$	Капроновая	-3,9	205,3	ж	Плохо
$C_{15}H_{31}COOH$	Пальмитиновая	52,5	390	Тв.	Не растворяется
$C_{17}H_{35}COOH$	Стеариновая	71,0	432	Тв.	Не растворяется

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА КАРБОНОВЫХ КИСЛОТ

Карбоновые кислоты весьма активны. Они вступают в реакции с различными веществами. Высокая активность объясняется поляризованно-

стью карбоксильной группы. Карбоксильная группа сочетает в себе две функциональные группы — карбонил и гидроксил, оказывающие взаимное влияние друг на друга. Положительно заряженный атом углерода карбонильной группы оттягивает на себя электронную пару, общую с атомом кислорода гидроксильной группы. Атом кислорода гидроксильной группы, в свою очередь, притягивает ближе к себе электронную пару, общую с атомом водорода. Связь атома кислорода с атомом водорода в гидроксильной группе поляризуется, в результате чего атом водорода легко отщепляется.

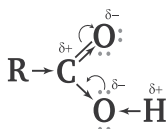
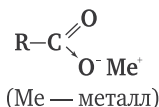
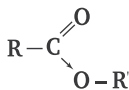


Схема взаимовлияния атомов карбоксильной группы

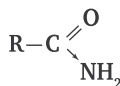
Среди продуктов реакции карбоновых кислот важное значение имеют их функциональные производные, соединения, полученные в результате реакций с участием карбоксильной группы.



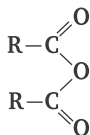
соли



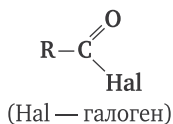
сложные эфиры



амиды



ангидриды



галогенангидриды



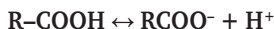
нитрилы

Согласно общим правилам, названия солей карбоновых кислот составляют из названий кислотного остатка и металла. Например, CH_3COONa — ацетат натрия.

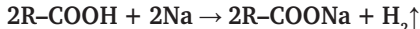
ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Органические кислоты намного слабее неорганических. Из неорганических уступают органическим в силе только угольная (H_2CO_3) и кремниевая (H_2SiO_3) кислоты.

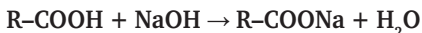
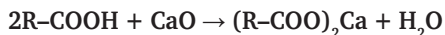
Сначала мы рассмотрим общие с другими кислотами химические свойства карбоновых кислот на примере схематических реакций. Это:

1. Диссоциация:

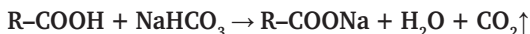
2. Взаимодействие с активными металлами с образованием солей:



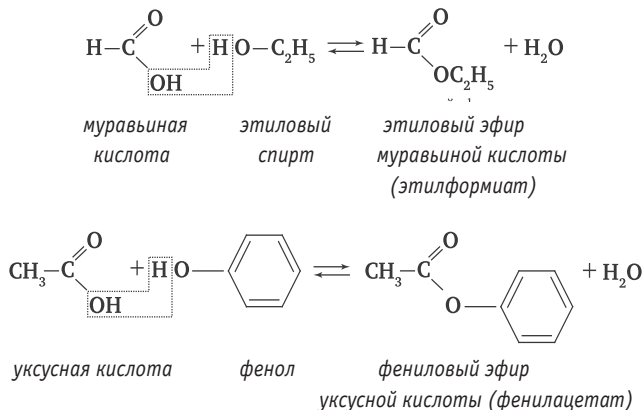
3. Взаимодействие с основными оксидами и основаниями с образованием солей:



4. Взаимодействие с солями слабых кислот с образованием других солей, воды и углекислого газа:



5. Образование сложных эфиров со спиртами:

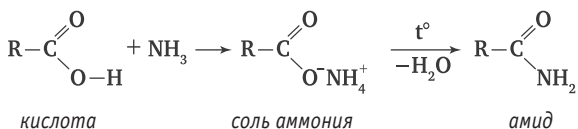


Кроме общих, карбоновым кислотам присущи специфические свойства:

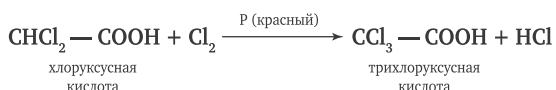
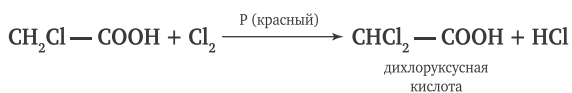
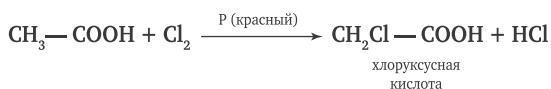
1. Образование функциональных производных (R-CO-X) при замещении гидроксильной группы. При гидролизе этих производных из них вновь образуется карбоновая кислота. Пример — получение хлорангидридов:



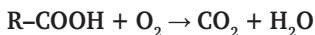
2. Образование амидов, продуктов замещения гидроксильных групп ($-\text{OH}$) кислотной функции на незамещенную (NH_4) и замещенную (NH_2) аминогруппы:



Предельные карбоновые кислоты способны вступать в реакции замещения с галогенами, например при взаимодействии уксусной кислоты с хлором могут быть получены различные хлорпроизводные кислоты (катализатор — красный фосфор):



6. Горение с образованием воды и углекислого газа:



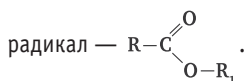
Карбоновые кислоты широко применяются в химической промышленности, где они участвуют в процессах синтеза различных веществ, кроме того, уксусную кислоту используют в пищевой промышленности, а щавелевую в металлургии для удаления окислов с металлов. Высшие карбоновые кислоты (например — стеариновая или пальмитиновая) входят в составы смазочных веществ, кремов и масел.

ГЛАВА 25

Простые и сложные эфирь. Жиры

«Эфиром» в древнегреческой мифологии называли самый верхний слой неба, где живут боги и тот прозрачный легкий воздух, которым они дышат. Эфир — нечто легчайшее, воздушное, невесомое, поэтому легко испаряющиеся жидкости в старину называли «эфирами». Простые эфиры и простейшие сложные эфиры действительно летучи.

По химической природе простые и сложные эфиры представляют собой разные вещества. Простыми эфирами называются органические соединения, в которых две органические группы (два углеводородных радикала) соединены атомом кислорода: $R-O-R'$. Сложные эфиры — производные карбоновых кислот, в которых атом водорода замещен на углеводородный



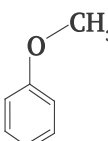
ПРОСТЫЕ ЭФИРЫ

Если обе углеводородные группы в простом эфире одинаковы, то эфир называют «симметричным», а если разные, то — «несимметричным».

По номенклатуре ИЮПАК эфиры рассматривают как алкоксиалканы или как алкоксиарены. При составлении названия за основу берется самая длинная алкильная группа (если вы забыли, то алкил — это радикал алкана).

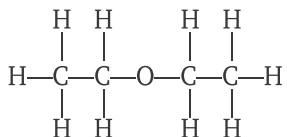
Согласно рациональной номенклатуре простые эфиры называют по радикалам, связанным с атомом кислорода, добавляя к названию радикала окончание «-овый» и слово «эфир». Радикалы перечисляются в алфавитном порядке.

Названия эфиров

Формула эфира	Название по рациональной номенклатуре	Название по номенклатуре IUPAC
CH_3OCH_3	диметиловый эфир	метоксиметан
$\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$	метилэтиловый эфир	метоксиэтан
$(\text{CH}_3)_2\text{CHOCCH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	пропилизопропиловый эфир	1-изопропоксипропан
 $\text{CH}_3\text{OC}_6\text{H}_5$	метилфениловый эфир	метоксибензол

Для симметричных эфиров перед названием радикала ставят приставку «ди-»: $\text{C}_2\text{H}_5\text{-O-C}_2\text{H}_5$ – диэтиловый эфир. Некоторые эфиры имеют исторически сложившиеся тривиальные названия. Так, например, анизол метилфениловый эфир ($\text{CH}_3\text{OC}_6\text{H}_5$) называют «анизолом».

Важнейшим из простых эфиров и типичным представителем этой группы является диэтиловый эфир ($\text{C}_4\text{H}_{10}\text{O}$) или 1,1-Окси-бис-этан:



У простых эфиров может наблюдаться изомерия углеродного скелета радикалов, а также межклассовая изомерия с одноатомными спиртами.

Простые эфиры представляют собой бесцветные летучие жидкости, которые легко переходят в газообразное состояние, с характерным, приятно-сладковатым запахом, который называют «эфирным». Температуры кипения простых эфиров низки; так, например, диэтиловый эфир кипит при 34,6 °С. Они практически нерастворимы в воде, но хорошо растворимы в большинстве органических растворителей и сами являются хорошими растворителями.

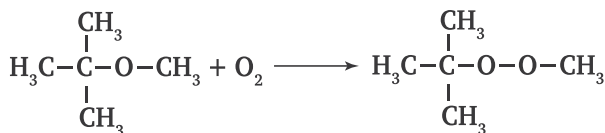
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ПРОСТЫХ ЭФИРОВ

Простые эфиры уступают в активности спиртам и альдегидам. Так, например, они не взаимодействуют со щелочами и щелочными металлами и, вообще, довольно трудно вступают в реакции. Гидролизу (разложению водой) простые эфиры не подвергаются.

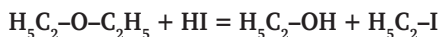
Атом кислорода, соединяющий два радикала, имеет свободную электронную пару, благодаря чему эфиры оказываются способными присоединять различные нейтральные молекулы. Атом кислорода выступает в роли донора, давая электронную пару для образования связи акцептору — присоединяющейся молекуле (или иону). Такие связи, возникающие в результате не поделенной электронной пары от одного атома (донора) к другому (акцептору), называют «донорно-акцепторными». Подобным образом простые эфиры взаимодействуют с сильными кислотами:



Простые эфиры при обычных условиях медленно окисляются кислородом (например — при хранении в открытой посуде) с образованием гидроперекисей. Гидроперекиси эфиров очень легко взрываются.

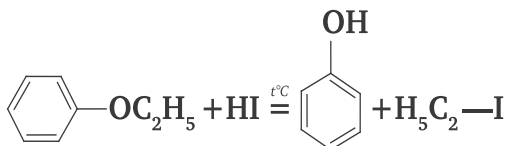


Йодоводородная и бромоводородная кислоты способны разлагать простые эфиры. При комнатной температуре образуются спирт и алкил (в нашем примере — йодистый), а при нагревании — алкил и вода, т.е. реакция протекает глубже.



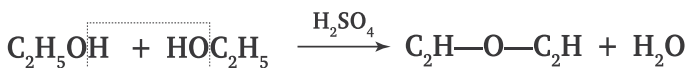


Простые эфиры, содержащие ароматические циклы, более устойчивы к расщеплению. Они не разлагаются до воды и не присоединяют галогены к ароматическому ядру.



Фенилэтиловый эфир (фенетол)

Применение простых эфиров связано с тем, что они очень хорошо растворяют многие органические вещества — жиры, смолы, красители, лаки. Кроме того, их используют и для извлечения (экстрагирования) органических веществ, например — спиртов, из водных растворов. Наиболее широко применяется диэтиловый эфир, который помимо всего перечисленного применяется в медицине для наркоза. Диэтиловый эфир могут называть «серным эфиром», что может ввести в заблуждение, потому что серы в его составе нет. Название было дано потому, что диэтиловый эфир получают в результате реакции дегидратации (отнимания воды) этилового спирта в присутствии серной кислоты.

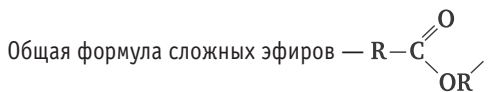
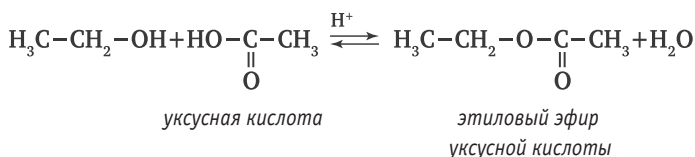


этиловый спирт этиловый спирт

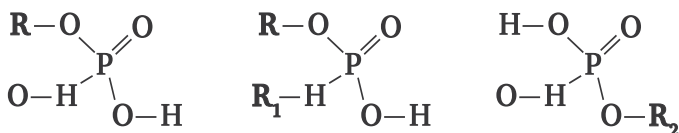
диэтиловый эфир

СЛОЖНЫЕ ЭФИРЫ

Сложные эфиры представляют собой продукты замещения атомов водорода гидроксильных групп (—ОН) в неорганических и карбоновых кислотах на углеводородный радикал. Есть и другое определение, согласно которому сложными эфирами являются вещества, образующиеся в результате взаимодействия кислот со спиртами, протекающими с отщеплением воды.

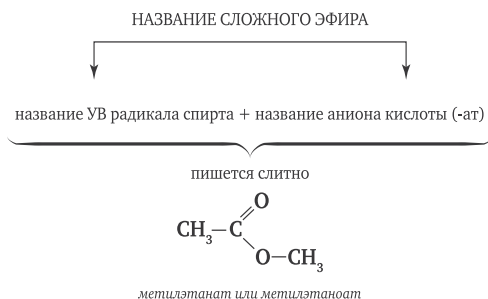


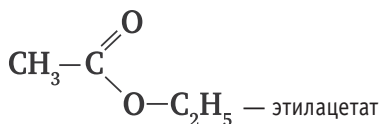
Если кислота многоосновная, то эфиры ее могут быть полными, с замещением всех атомов водорода в гидроксильных группах, и кислыми — с частичным замещением.



Эфиры ортофосфорной кислоты

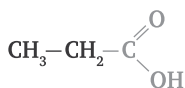
По номенклатуре ИЮПАК названия сложных эфиров строятся следующим образом: вначале указывается группа радикала, присоединенная к кислоте, затем — название кислоты с заменой окончания «-овая» на суффикс «-ат» («-оат»). Т.е. название радикала соединяется с названием аниона кислоты.



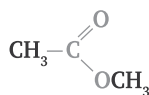


По тривиальной номенклатуре к названию радикала добавляется окончание «-овый», затем пишется слово «эфир», а дальше идет название кислоты в родительном падеже. Таким образом, этилацетат можно назвать: «этиловый эфир этановой (уксусной) кислоты».

У сложных эфиров возможна изомерия углеродного скелета — различные вариации изомерии радикалов, соединенных атомом кислорода, а также межклассовая изомерия с карбоновыми кислотами.



пропановая кислота



метиловый эфир уксусной кислоты

Изомеры с формулой $\text{C}_3\text{H}_6\text{O}_2$

Сложные эфиры низших карбоновых кислот и простейших одноатомных спиртов, иначе говоря — сложные эфиры, имеющие не более 8 атомов углерода в молекуле, представляют собой бесцветные летучие жидкости с характерным приятным запахом, фруктовым или цветочным. Они содержатся в цветах, фруктах и ягодах, определяя их аромат. Если в образовании сложного эфира участвует ароматический спирт, т.е. спирт, содержащий ароматическое ядро, то такие соединения обладают не фруктовым, а цветочным запахом.

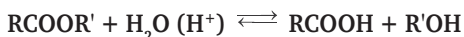
Сложные эфиры высших карбоновых кислот — бесцветные твердые вещества. Они, как правило, не обладают запахом. При наличии в молекуле от 15 до 30 атомов углерода сложные эфиры приобретают консистенцию пластичных, легко размягчающихся веществ и называются «восками». Воск в химии и воск в быту — различные понятия. Так, например, пчелиный воск не одно вещество, смесь различных веществ — сложных эфиров, а также свободных карбоновых кислоты и спиртов.

Ароматы некоторых сложных эфиров

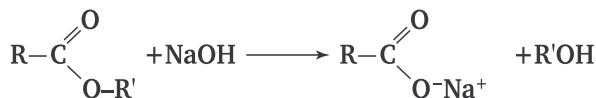
Формула сложного эфира	Название	Аромат
$\text{CH}_3\text{COOC}_4\text{H}_9$	<i>Бутилацетат</i>	<i>грушевый</i>
$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOCH}_3$	<i>Метилвый эфир масляной кислоты</i>	<i>яблочный</i>
$\text{C}_3\text{H}_7\text{COOC}_2\text{H}_5$	<i>Этиловый эфир масляной кислоты</i>	<i>ананасовый</i>
$\text{C}_4\text{H}_9\text{COOC}_2\text{H}_5$	<i>Этиловый эфир изовалериановой кислоты</i>	<i>малиновый</i>
$\text{C}_4\text{H}_9\text{COOC}_5\text{H}_{11}$	<i>Изоамиловый эфир изовалериановой кислоты</i>	<i>банановый</i>
$\text{CH}_3\text{COOCH}_2\text{C}_6\text{H}_5$	<i>Бензилацетат</i>	<i>жасминовый</i>
$\text{C}_6\text{H}_5\text{COOCH}_2\text{C}_6\text{H}_5$	<i>Бензилбензоат</i>	<i>цветочный</i>

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА СЛОЖНЫХ ЭФИРОВ

Главным химическим свойством сложных эфиров карбоновых кислот является гидролитическое (т.е. проходящее под действием воды) расщепление сложноэфирной связи — гидролиз.

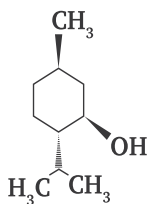


В нейтральной среде эта реакция обратима и протекает медленно, но она заметно ускоряется в присутствии кислот или оснований, т.к. ионы водорода (H^+) и гидроксид-ионы (OH^-) являются катализаторами этого процесса, причем гидроксид-ионы действуют более эффективно.

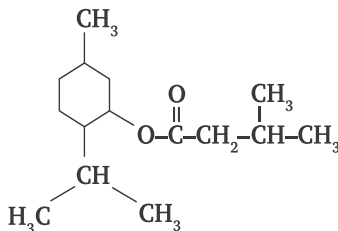


Гидролиз в присутствии щелочей называют «омылением». Если взять количество щелочи, достаточное для нейтрализации всей образующейся кислоты, то происходит полное омыление сложного эфира.

Сложные эфиры используются в качестве растворителей, пластификаторов (веществ, вводимых в состав полимеров для большей эластичности и пластичности), ароматизаторов, а также в фармацевтической промышленности в качестве компонентов некоторых лекарственных средств. Так, например, препарат «валидол» представляет собой раствор одноатомного спирта ментола (2-изопропил-5-метилциклогексанола-1) в ментиловом эфире изовалериановой кислоты.

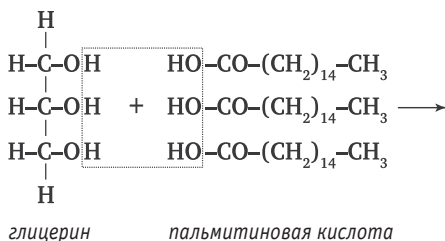


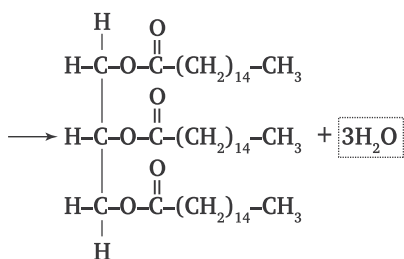
Ментол

Ментиловый эфир
изовалериановой кислоты

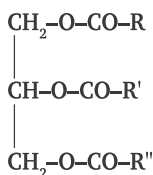
ЖИРЫ

Жиры — сложные эфиры простейшего представителя трехатомных спиртов глицерина и высших одноосновных карбоновых кислот. Общее название этих соединений — «триглицериды».





глицерилпальмитат, или трипальмитин (жир)



Общая формула жиров

Источниками жиров являются живые организмы. По происхождению жиры делятся на растительные и животные. В организмах животных и человека жиры выполняют несколько функций: энергетическую, строительную, защитную, запасную, регулирующую обмен веществ.

Функции жиров

- Строительная (входят в состав клеточных мембран)
- Энергетическая (1 г жира при окислении дает 9 ккал энергии)
- Защитная (теплорегуляция, механическая защита органов)
- Запасная (запас энергии и воды)
- Регулирующая (обмен веществ в организме)

Животные жиры — твердые легкоплавкие вещества, они легче воды (плотность 0,91–0,94 г/см³). Большинство растительных жиров, называемых «маслами», — жидкости, застывающие при температурах ниже 0 °С (например, подсолнечное масло застывает при температуре от –16 до –19 °С), оливковое — от –2 до –6 °С и потому оно легко замерзает),

однако среди них встречаются и твердые, такие как кокосовое масло, пальмовое масло или масло какао. Кипят масла при температурах порядка 300 °С, причем они при этом разлагаются. «Кипение» масла на сковороде, которое мы видим при жарке продуктов, есть не кипение, а разбрызгивание воды, попадающей из продуктов в масло, нагретое выше 100 °С.

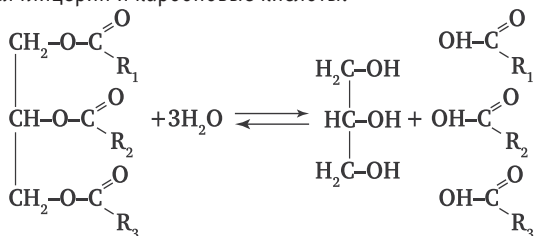
Твердые жиры образованы преимущественно высшими предельными карбоновыми кислотами — стеариновой ($C_{17}H_{35}COOH$), пальмитиновой ($C_{16}H_{31}COOH$) и др. Жидкие жиры образованы преимущественно высшими непредельными карбоновыми кислотами — олеиновой ($CH_2=CH-COOH$), линолевой ($(CH=CH)(CH_2)C(=O)OH$) и линоленовой ($CH=CH-CH=CH-(CH_2)C(=O)OH$).

В воде жиры не растворяются.

Прогоркание жиров под действием кислорода воздуха, света или микроорганизмов представляет собой их распад с высвобождением свободных жирных кислот и продуктов их превращения — альдегидов, кетонов и др., вследствие чего у продукта появляется неприятный запах и вкус.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ЖИРОВ

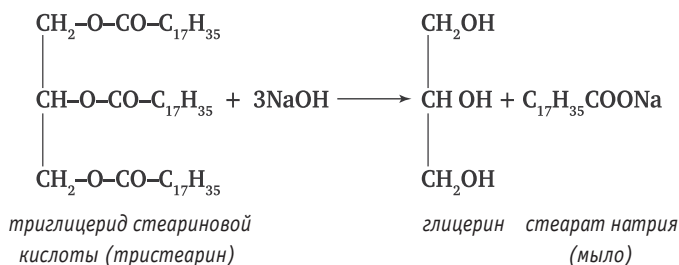
Подобно всем сложным эфирам, жиры подвержены гидролизу или омылению. Гидролиз жиров происходит с участием белковых (ферменты) или кислотных катализаторов. Реакция обратимая. При гидролизе жиров образуются глицерин и карбоновые кислоты.



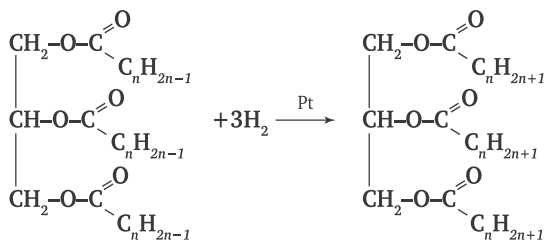
Жир (триглицерид)

Глицерин Карбоновые кислоты

При щелочном гидролизе (эта реакция необратима) образуются калиевые и натриевые соли высших карбоновых кислот, называемые «мылами». Натриевые соли представляют собой твердые мыла, а калиевые — жидкие.



В пищевой промышленности широко применяется гидрирование жиров, в результате которого жидкие растительные масла превращаются в твердые жиры. Иначе говоря, непредельные остатки карбоновых кислот в молекулах жиров становятся предельными — на «пустые» места записываются атомы водорода.



Известный всем пищевой жир маргарин состоит из смеси гидрогенизированных (насыщенных водородом) масел — подсолнечного, кукурузного и др. животных жиров, молока и ряда добавок — соли, сахара, витаминов, красителей.

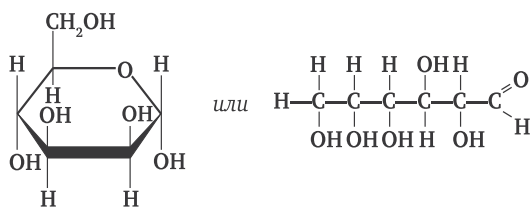
Жиры применяются в пищевой, косметической, фармацевтической промышленности, а также в производстве смазочных материалов.

ГЛАВА 26

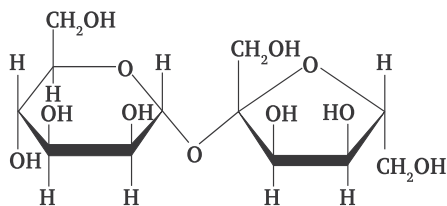
Углеводы

Углеводы — органические соединения, содержащие карбонильные и гидроксильные группировки атомов, имеющие общую формулу $C_n(H_2O)_m$, (где n и m имеют значения больше 3).

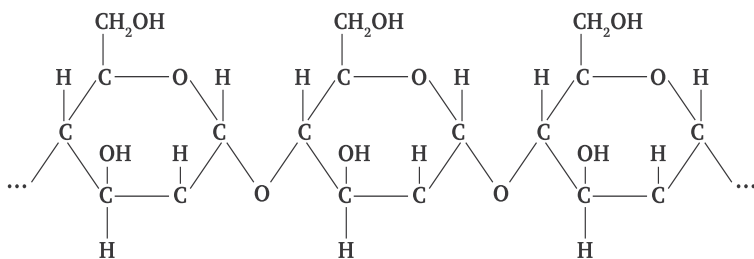
Углеводы делятся на простые сахара или моносахариды (например — глюкоза, фруктоза, рибоза) и полимеры этих простых сахаров — полисахариды (например — крахмал или целлюлоза). Среди полисахаридов выделяют группу олигосахаридов, содержащих в молекуле от 2 до 10 моносахаридных остатков (сахароза).



Глюкоза $C_6H_{12}O_6$



Сахароза $C_{12}H_{22}O_{11}$



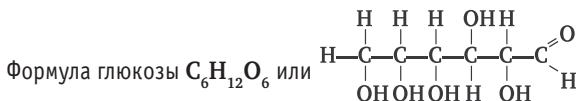
Фрагмент молекулы крахмала или целлюлозы ($C_6H_{10}O_5$)_n

Молекула крахмала имеет разветвленное строение, похожее на сетку, а молекула целлюлозы имеет строение цепочки, но их мономером является глюкоза.

ГЛЮКОЗА

Глюкоза является одним из наиболее распространенных в природе моносахаридов, ее много содержится в соках фруктов и ягод, кроме того она содержится почти во всех органах растений и в животных организмах (например — в крови).

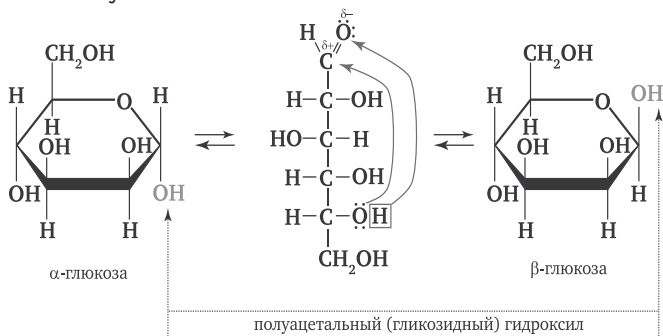
Моносахариды – гетерофункциональные соединения, обладающие свойствами различных групп. В состав их молекул входят одна карбонильная группа (альдегидная или кетонная) и несколько гидроксильных. Таким образом, моносахариды представляют собой альдегидоспирты или кетонспирты. Глюкоза — альдегидоспирт.



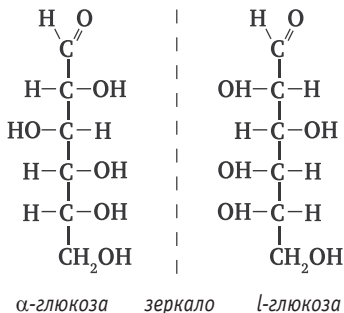
В результате взаимодействия карбонильной группы с одной из гидроксильных групп глюкоза может существовать в двух формах: открытой и циклической. В растворе глюкозы эти формы находятся в равновесии друг с другом. В твердом состоянии глюкоза имеет циклическое строение. Кристаллическая глюкоза — это α-форма глюкозы.

Циклические α - и β -формы глюкозы представляют собой пространственные изомеры, отличающиеся положением полуацетального гидроксила относительно плоскости кольца. В α -глюкозе этот гидроксил находится в *транс*-положении к гидроксиметильной группе ($-\text{CH}_2\text{OH}$), в β -глюкозе — в *цис*-положении.

Полуацетальный или гликозидный гидроксил — это группа $-\text{OH}$, связанная с первым в цепи атомом углерода, которая образуется при замыкании линейной молекулы моносахарида в кольцо. Из рисунка видно, какие атомы куда при этом перемещаются. Полуацетальный гидроксил благодаря высокой подвижности своего атома водорода активно взаимодействует с другими молекулами.



Для глюкозы также характерны межвидовая изомерия с кетонами (и альдегидкетонами) и оптическая изомерия:



Глюкоза представляет собой бесцветное кристаллическое вещество, хорошо растворимое в воде и сладкое на вкус. Температура плавления для α-глюкозы 146 °С, а для β- глюкозы 150 °С.

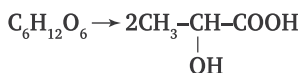
ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА ГЛЮКОЗЫ

Специфическим свойством глюкозы как моносахарида является ее ферментативное брожение — распад молекул под действием различных ферментов. Брожение происходит в присутствии ферментов, выделяемых дрожжевыми или плесневыми грибами, а также бактериями. В зависимости от природы действующего фермента различают реакции следующих видов:

А — спиртовое брожение с образованием этилового спирта (дрожжевые грибы):

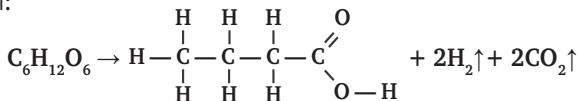


Б — молочнокислое брожение с образованием молочной кислоты (молочнокислые бактерии):

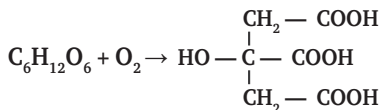


молочная кислота

В — маслянокислое брожение (бактерии) с образованием масляной кислоты:

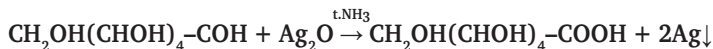


Г — лимоннокислое брожение с образованием лимонной кислоты (плесневые грибы):

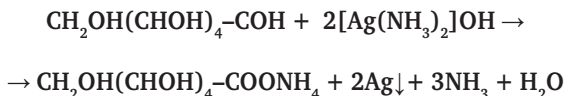


2. Являясь альдегидом, глюкоза проявляет свойства альдегидов:

А — реакция «серебряного зеркала» (осаждение металлического серебра на стенках колбы при взаимодействии глюкозы с аммиачным раствором оксида серебра) — качественная реакция на альдегидную группу:

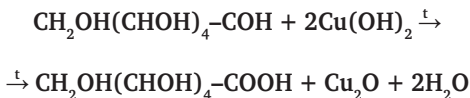


Более точно эту реакцию можно представить как взаимодействие глюкозы с гидроксиддиамином серебра ($[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{OH}$), веществом, которое существует только в растворе и не выделяется в свободном виде:

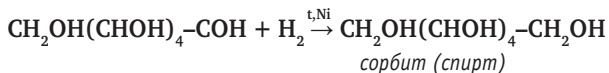


Альдегидная группа глюкозы окисляется до карбоксильной группы. Глюкоза превращается в глюконовую кислоту ($\text{CH}_2\text{OH}(\text{CHOH})_4\text{-COON}$)

Б — окисление гидроксидом меди (II):

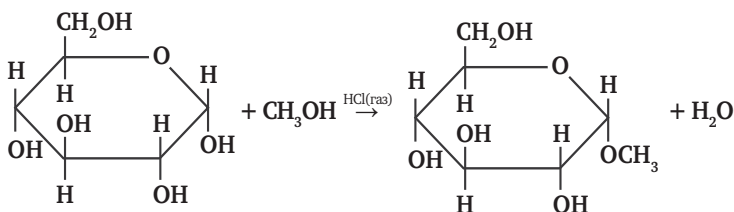


В — восстановление:

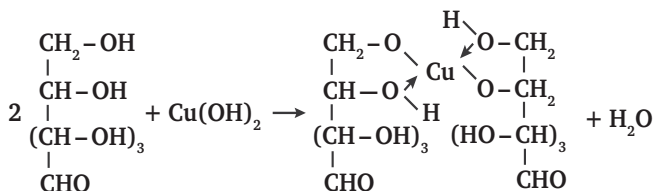


3. Глюкоза обладает свойствами многоатомных спиртов:

А — она способна образовывать простые эфиры со спиртами. Так, например, при действии метилового спирта в присутствии газообразного хлористого водорода атом водорода гликозидного гидроксила замещается на метильную группу.



Б — Качественная реакция многоатомных спиртов — образование комплексного соединения ярко-синего цвета с гидроксидом меди (II):



Глюкоза является ценным пищевым продуктом. В организме под действием ферментов она подвергается сложным биохимическим превращениям, которые упрощенно можно выразить так:



Конечными продуктами окисления глюкозы являются диоксид углерода и вода. При этом выделяется энергия. Глюкоза — источник энергии для живых организмов.

Глюкозу широко используют в пищевой, фармацевтической и химической промышленности.

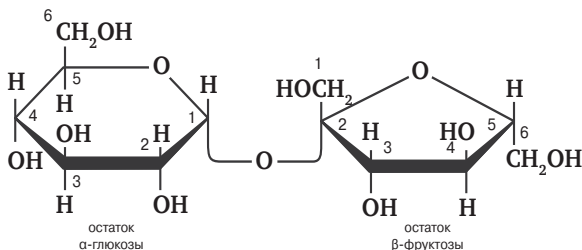
САХАРОЗА

Сахароза (свекловичный или тростниковый сахар) является одним из наиболее распространенных в природе олигосахаридов. Ее также отно-

сят к «дисахаридам», поскольку молекула сахарозы состоит из остатков двух молекул моносахаридов — глюкозы и фруктозы, соединенных друг с другом за счет взаимодействия полуацетальных гидроксильных групп.

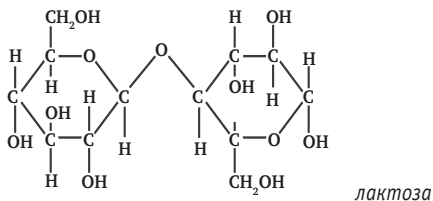
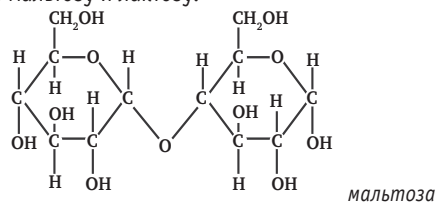
Молекулярная формула сахарозы — $C_{12}H_{22}O_{11}$.

Молекула сахарозы состоит из остатков α -глюкозы и β -фруктозы. Фруктоза — изомер глюкозы, который присутствует в свободном виде практически во всех сладких ягодах и плодах.



молекула сахарозы

Среди изомеров сахарозы, имеющих молекулярную формулу $C_{12}H_{22}O_{11}$, можно выделить мальтозу и лактозу.



Изомеры сахарозы

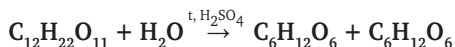
Сахароза представляет собой бесцветное кристаллическое, хорошо растворимое в воде вещество, обладающее выраженным сладким вкусом.

Температура плавления сахарозы 160 °С. При застывании расплавленной сахарозы образуется аморфная (не имеющая правильного кристаллического строения) прозрачная масса — знакомая всем карамель.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА САХАРОЗЫ

В отличие от глюкозы сахароза не является альдегидом, т.к. она не способна превращаться в открытую форму, содержащую альдегидную группу. Вследствие этого сахароза не дает «реакции серебряного зеркала», и вообще она не способна окисляться, иначе говоря — не способна быть восстановителем и относится к группе т.н. «невосстанавливающих сахаров».

Сахароза подвергается гидролизу при нагревании в присутствии ионов водорода (серной кислоты) с образованием глюкозы и фруктозы:



КРАХМАЛ И ЦЕЛЛЮЛОЗА

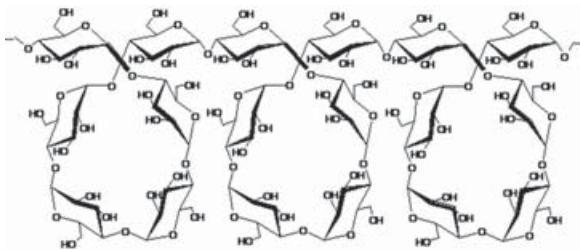
Крахмал и целлюлоза — весьма похожие полимеры. Оба они сделаны из одного и того же мономера — глюкозы. Но в то же время они очень разные по своим свойствам, и главное различие заключается в том, что крахмалом мы с вами можем питаться, а целлюлозой — нет. Только у некоторых видов животных, которые способны питаться древесиной (термиты) или травой (жвачные животные), в организме есть ферменты, способные разлагать целлюлозу на молекулы глюкозы. Сравнительные характеристики крахмала и целлюлозы для наглядности представлены в виде таблицы.

Характеристики крахмала и целлюлозы

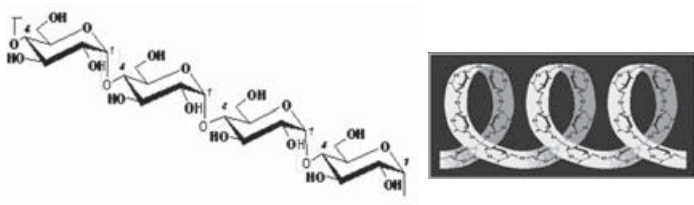
Характеристика	Название полисахарида	
	Крахмал	Целлюлоза
Молекулярная формула	$(C_6H_{10}O_5)_n$	$(C_6H_{10}O_5)_n$
Особенности строения	Структурное звено — остаток циклической молекулы α -глюкозы. Степень полимеризации — от нескольких сотен до нескольких тысяч. Структура макромолекул может быть линейной (амилоза) или разветвленной (амилопектин). В крахмале содержится 10–20 % амилозы и 80–90 % амилопектина.	Структурное звено — остаток циклической молекулы β -глюкозы. Степень полимеризации — от нескольких тысяч до нескольких десятков тысяч. Структура макромолекул линейная.
Нахождение в природе и биологические функции	В цитоплазме растительных клеток как запас питательного вещества в виде зерен.	Обязательный компонент клеточной оболочки любых растений, выполняющий строительную функцию.
Физические свойства	Белый аморфный порошок, не растворяющийся в холодной воде. В горячей воде амилоза растворяется, а амилопектин только набухает, вследствие чего образуется коллоидный раствор* — крахмальный клейстер.	Твердое волокнистое вещество, нерастворимое в воде.

* Коллоидные растворы занимают промежуточное положение между истинными растворами и суспензиями (эмульсиями). Они представляют собой суспензии или эмульсии, в которых частицы «растворенного» вещества имеют размер в пределах 1–100 нм. 1 нанометр (нм) равен одной миллиардной части метра.

Характеристика	Название полисахарида	
	Крахмал	Целлюлоза
Химические свойства	1) Образование глюкозы в результате полного гидролиза: $(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \rightarrow nC_6H_{12}O_6$	1) Образование глюкозы в результате полного гидролиза: $(C_6H_{10}O_5)_n + nH_2O \rightarrow nC_6H_{12}O_6$
Химические свойства	2) Образование сложных эфиров за счет гидроксигрупп. Сложные эфиры крахмала практического применения не имеют.	2) Образование сложных эфиров за счет гидроксигрупп. Сложные эфиры применяются в качестве загустителей и пластификаторов, компоненты клеевых композиций и различных полимерных материалов.
	3) Качественная реакция с йодом — образующийся комплекс имеет синюю окраску: $(C_6H_{10}O_6)_n + nI_2 = [(C_6H_{10}O_6)_n] \cdot nI_2$	3) С йодом не взаимодействует.



Фрагмент макромолекулы аминопектина



Фрагмент макромолекулы амилозы

Как вы думаете, почему амилоза растворяется в воде, а аминопектин — нет? Дело в том, что звенья α -глюкозы закручивают линейную, не имеющую боковых разветвлений, молекулу амилозы в спираль, что уменьшает вероятность образования водородных связей между цепочками, но увеличивает вероятность их образования с молекулами воды.

ГЛАВА 27

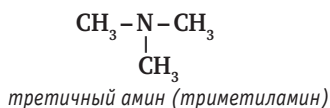
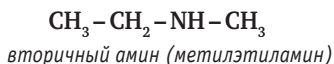
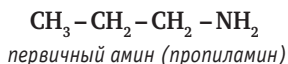


Амины. Аминокислоты. Белки

АМИНЫ

Аминами называют производные аммиака, в которых атомы водорода замещены углеводородными группами.

В зависимости от степени замещенности аммиака амины подразделяют на первичные ($R-NH_2$), вторичные ($R-NH-R$) и третичные (R_3N). В соответствии с этим группу NH_2 называют «аминогруппой», группу NHR — «алкиламиногруппой», а группу NR_2 — «диалкиламиногруппой».



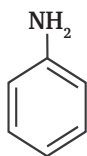
В зависимости от природы углеводородного заместителя различают алифатические ($CH_3-N<$), ароматические ($C_6H_5-N<$) и алкилароматические (смешанные) амины.

По числу аминогрупп в молекуле различают моно-, ди-, три- и полиамины.

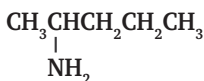
По номенклатуре ИЮПАК названия аминов образуют от названий соответствующих углеводородов прибавлением окончания «-амин». Если к атому азота присоединены различные углеводородные заместители, то за основу названия принимают название самой длинной углеродной цепи,

непосредственно связанной с атомом азота. Более короткие углеводородные группы перечисляются перед названием в алфавитном порядке совместно с обозначением N- (как N-замещенные производные первичных аминов).

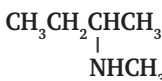
Для ароматического первичного амина в номенклатуре ИЮПАК принято его тривиальное название «анилин». Названия диаминов образуют из названия углеводорода и окончания «-диамин». В тех случаях, когда аминогруппа не является старшей, она обозначается приставкой «амино-».



Анилин (фениламин)



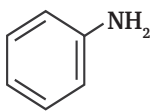
пентан-2-амин
(первичный амин)



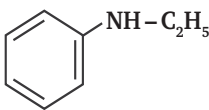
N-метилбутан-2-амин
(вторичный амин)



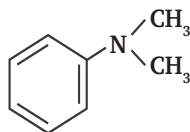
N,N-диметилпропан-1-амин
(третичный амин)



анилин
(первичный амин)



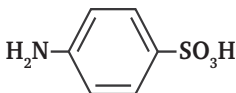
N-этиланилин
(вторичный амин)



N,N-диметиланилин
(третичный амин)



2-аминоэтанол

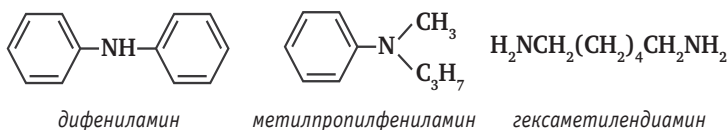
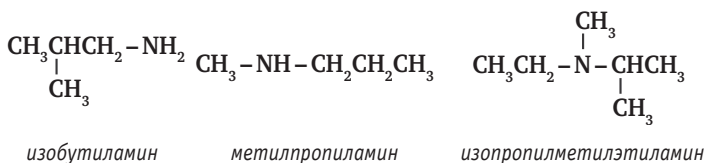


4-аминобензолсульфо-
вая кислота



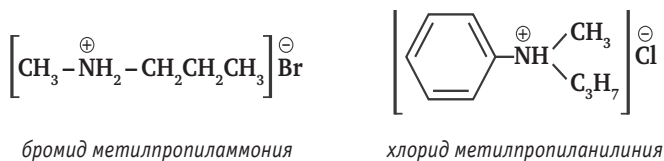
пропан-1,3-диамин

Для названия аминов также используют функциональную номенклатуру, в которой амины называются по радикалам.



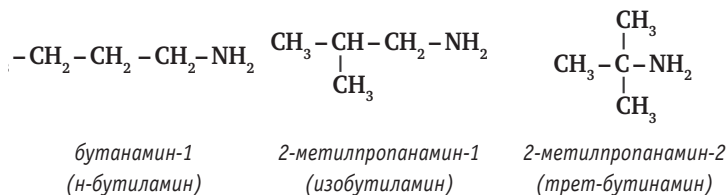
За некоторыми аминами (анилин) сохранены тривиальные названия.

При взаимодействии аминов с кислотами образуются четвертичные аммонийные соли, названия которых образуют по названию самого амина с добавлением суффикса «-оний» («-аммоний») или «-иний» («-анилиний»).

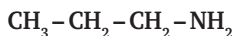


Для аминов характерны следующие виды структурной изомерии:

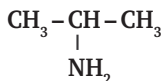
— изомерия углеродного скелета (начиная с $\text{C}_4\text{H}_9\text{NH}_2$):



— изомерия положения аминогруппы, начиная с ($C_3H_7NH_2$):

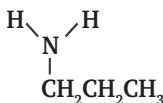


пропанамин-1 (н-пропиламин)

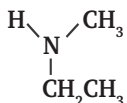


пропанамин-2 (изопропиламин)

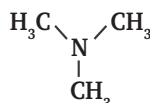
— изомерия аминогруппы, вызванная изменением степени замещенности атомов водорода при азоте — изомерия между типами аминов:



*пропиламин
(первичный амин)*

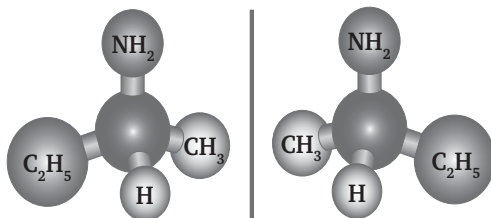


*метилэтиламин
(вторичный амин)*



*триметиламин
(третичный амин)*

Кроме структурной, у аминов (начиная с $C_4H_9NH_2$) возможна пространственная (оптическая) изомерия:



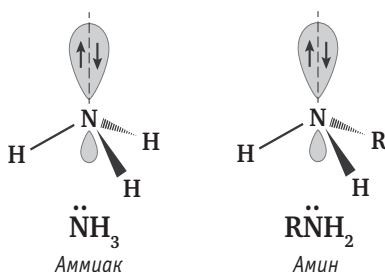
Оптическая изомерия аминов

Первые представители ряда аминов (метиламин CH_3NH_2 , диметиламин $(CH_3)_2NH$, триметиламин $(CH_3)_3N$ и этиламин $C_2H_5NH_2$) — при обычных условиях представляют собой газы, далее с увеличением числа атомов углерода в молекуле амины становятся жидкостями, а от 10 атомов и выше — твердыми кристаллическими веществами. Растворимость аминов в

воде убывает по мере увеличения числа атомов углерода в молекуле и при возрастании числа органических групп, связанных с азотом. Запах низших аминов напоминает запах аммиака, высшие амины запаха не имеют.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АМИНОВ

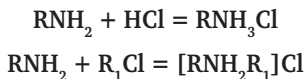
Неподеленная электронная пара



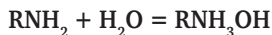
Схематическое изображение молекул аммиака и амина

У атома азота в молекуле амина (как и в молекуле аммиака) есть неподеленная пара электронов, которую он может предоставлять для образования связи, выступая в качестве донора. Поэтому амины проявляют свойства, идентичные свойствам аммиака.

Амины способны присоединять нейтральные молекулы (например — галогеноводороды), с образованием оргоаммониевых солей, подобных аммонийным солям в неорганической химии.

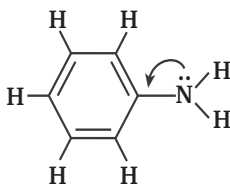


С водой амины образуют слабые основания:



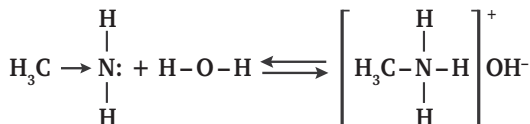
ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

Ароматические амины проявляют более слабые основные свойства, чем аммиак, поскольку неподеленная электронная пара атома азота смещается в сторону бензольного кольца, вступая в сопряжение с его p-электронами!



Уменьшение электронной плотности на атоме азота приводит к снижению способности отщеплять протоны от слабых кислот.

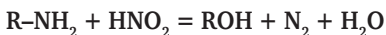
Водные растворы алифатических аминов проявляют щелочную реакцию, т.к. при их взаимодействии с водой образуются гидроксиды алкиламмония, аналогичные гидроксиду аммония:



В отличие от аммиака амины горючи (легко окисляются кислородом воздуха):



Амины взаимодействуют с азотистой кислотой:



Как отдельные соединения амины применяются ограниченно, так, например, в быту используется отвердитель эпоксидных смол полиэтиленполиамин ($[-C_2H_4NH-]_n$). В основном амины применяются как промежуточные продукты в синтезе различных органических веществ. анилину, На основе анилина производится широкий спектр красителей, которые называются «анилиновыми». Метиламин (CH_3N) используется в синтезе пестицидов. Алифатические диамины — служат сырьем для синтеза полиамидных полимеров (нейлон). На основе сульфаниловой кислоты ($NH-C_6H_4-SO_3H$) синтезируют лекарственные препараты сульфаниламиды.

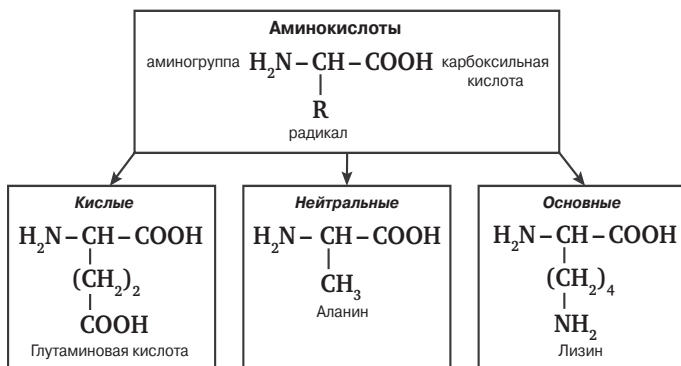


Применение аминов

АМИНОКИСЛОТЫ

Аминокислоты – соединения, в молекулах которых одновременно присутствуют аминогруппы и карбоксильные группы. Общая формула имеет аминокислот $R(NH_2)COOH$. Аминокислоты можно рассматривать как карбоновые кислоты, в молекулах которых атом водорода в радикале замещен аминогруппой.

В зависимости от количества функциональных групп различают кислые (например — аспарагиновая и глутаминовая кислоты), нейтральные (например — аланин, глицин, валин) и основные (например — лизин, аргинин, гистидин) аминокислоты.



Разнообразие аминокислот

В зависимости от взаимного расположения аминогруппы и карбоксильной группы аминокислоты подразделяют на α -, β -, γ -, δ -, ϵ - и ω -аминокислоты.*

$\begin{array}{c} \alpha \\ \text{H}_2\text{N}-\text{CH}-\text{COOH} \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \beta \quad \alpha \\ \text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH} \end{array}$
<i>2-аминопропановая кислота</i> <i>(α-аминопропионовая, аланин)</i>	<i>3-аминопропановая кислота</i> <i>(β-аминопропионовая)</i>
$\begin{array}{c} \beta \quad \alpha \\ \text{H}_2\text{N}-\text{CH}_2-\text{CH}_2-\text{COOH} \end{array}$	
<i>6-аминогексановая кислота</i> <i>(ϵ-аминокапроновая)</i>	

Вместо цифр атомы углерода обозначаются буквами греческого алфавита. Аминокислоты с функциональными группами, удаленными друг от друга на 6 и более атомов углерода объединяют в ω -аминокислоты, так что весь греческий алфавит вам заучивать не придется — достаточно шести приведенных букв.

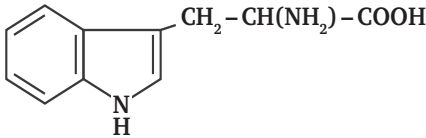
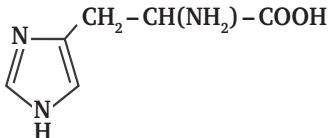
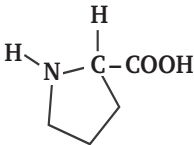
* Читается соответственно: альфа, бета, гамма, дельта, эпсилон и омега.

В зависимости от способности синтезироваться в живых организмах аминокислоты подразделяют на «заменяемые», способные синтезироваться, и «незаменяемые», которые синтезироваться не способны.

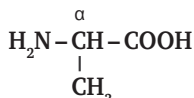
Для природных α-аминокислот широко используются тривиальные названия.

Тривиальные названия некоторых аминокислот
(звездочкой отмечены незаменимые аминокислоты)

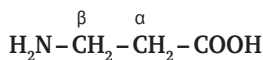
Название	Формула
Глицин	$\text{CH}_2(\text{NH}_2)\text{-COOH}$
Аланин	$\text{CH}_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$
Валин*	$(\text{CH}_3)_2\text{CH -CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$
Лейцин*	$(\text{CH}_3)_2\text{CH-CH}_2\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$
Изолейцин*	$\text{CH}_3\text{CH}_2(\text{CH}_3)\text{CH-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$
Аспарагиновая кислота	$\text{HOOC-CH}_2\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$
Глутаминовая кислота	$\text{HOOC-CH}_2\text{CH}_2\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$
Аспарагин	$\text{NH}_2\text{OC-CH}_2\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$
Глутамин	$\text{NH}_2\text{OC-CH}_2\text{CH}_2\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$
Лизин*	$\text{NH}_2\text{-(CH}_2)_4\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$
Аргинин*	$\text{NH}_2\text{-}\underset{\text{NH}}{\underset{\parallel}{\text{C}}}\text{-NH-(CH}_2)_3\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$
Цистеин*	$\text{SH-CH}_2\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$
Метионин*	$\text{H}_3\text{CS-CH}_2\text{CH}_2\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$
Серин	$\text{HO-CH}_2\text{-CH}(\text{NH}_2)\text{-COOH}$

Название	Формула
Треонин*	$\text{CH}_3\text{-CHOH-CH(NH}_2\text{)-COOH}$
Фенилаланин*	$\text{C}_6\text{H}_5\text{-CH}_2\text{-CH(NH}_2\text{)-COOH}$
Тирозин	$\text{HO-C}_6\text{H}_4\text{-CH}_2\text{-CH(NH}_2\text{)-COOH}$
Триптофан*	
Гистидин	
Пролин	

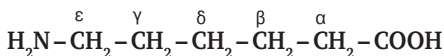
По систематической номенклатуре ИЮПАК названия аминокислот образуются из названий соответствующих кислот прибавлением приставки «амино-» и указанием места расположения аминогруппы по отношению к карбоксильной группе. Нумерация углеродной цепи начинается с атома углерода карбоксильной группы.



*2-аминопропановая кислота
(α -аминопропионовая, аланин)*

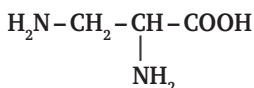


*3-аминопропановая кислота
(β -аминопропионовая)*



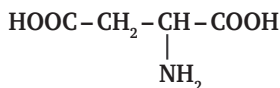
б-аминогексановая кислота
(*ε-аминокапроновая*)

Согласно рациональному способу к тривиальному названию карбоновой кислоты добавляется приставка «амино-» с указанием положения аминогруппы буквой греческого алфавита. Если в молекуле аминокислоты содержится две аминогруппы, то в ее названии используется приставка «диамино-», если три, то «триамино-» и т.д.



2,3-диаминопропановая кислота

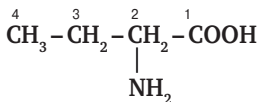
Наличие двух или трех карбоксильных групп отражается в названии окончанием «-диовая» или «-триовая» кислота:



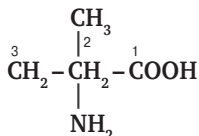
2-аминобутандионовая кислота

Для аминокислот характерны следующие виды изомерии:

— изомерия углеродного скелета:

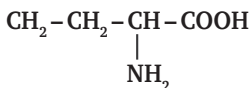


2-аминобутановая кислота

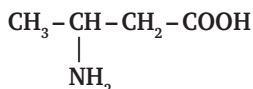


2-амино-2-метилпропановая кислота

— изомерия положения функциональных групп:

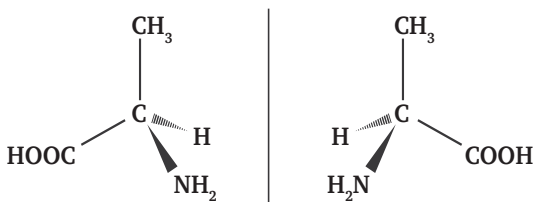


2-аминобутановая кислота



3-аминобутановая кислота

— оптическая изомерия:



Оптические изомеры аланина

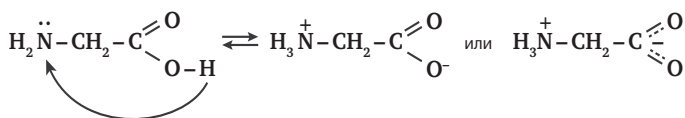
При нормальных условиях аминокислоты представляют собой кристаллические вещества, хорошо растворимые в воде и нерастворимые в органических растворителях, с температурами плавления выше 250 °С. При плавлении аминокислоты разлагаются.

ХИМИЧЕСКИЕ СВОЙСТВА АМИНОКИСЛОТ

Аминокислоты амфотерны, они проявляют как кислотные, так и основные свойства.

Аминокислоты обладают способностью к внутримолекулярной нейтрализации — в результате переноса протона от карбоксильной группы к аминогруппе образуется биполярный цвиттер-ион:*

* «Цвиттер-ион» или «биполярный ион» — нейтральные в целом молекулы, в которых одновременно присутствуют пространственно разделенные противоположные заряды.

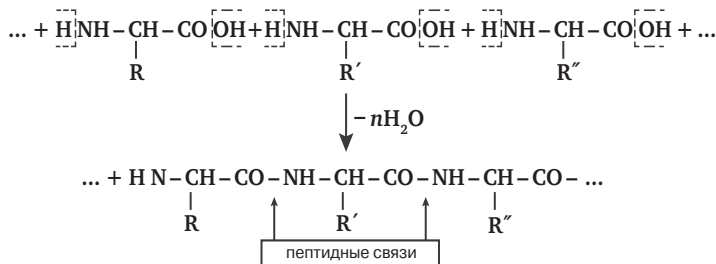


Благодаря образованию цвиттер-ионов водные растворы аминокислот электропроводны.

ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

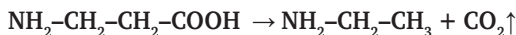
В зависимости от количества функциональных групп водные растворы аминокислот могут иметь различную pH-среду — кислую, щелочную или нейтральную.

Аминокислоты обладают способностью к поликонденсации, в результате которой образуются полипептиды — белки:



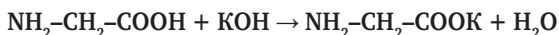
Связи **CO—NH** называются «пептидными», или «амидными» связями.

При нагревании аминокислоты могут разлагаться с образованием аминов и углекислого газа:

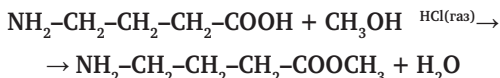


Кислотные свойства аминокислот проявляются во взаимодействии:

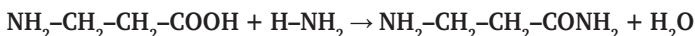
— с основаниями (образуются соли):



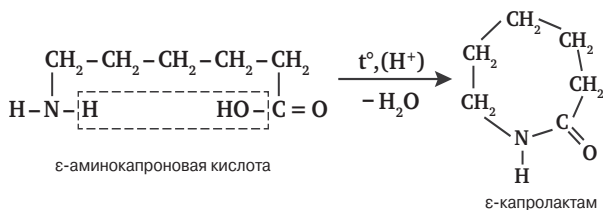
— со спиртами (образуются сложные эфиры):



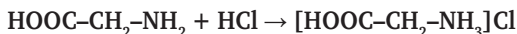
— с аммиаком (образуются амиды):



Важное значение имеет внутримолекулярное взаимодействие функциональных групп ϵ -аминокапроновой кислоты, в результате которого образуется ϵ -капролактam — сырье для получения капрона:

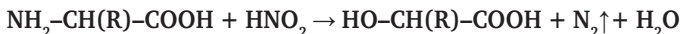


Основные свойства аминокислоты проявляют во взаимодействии с сильными кислотами с образованием солей:



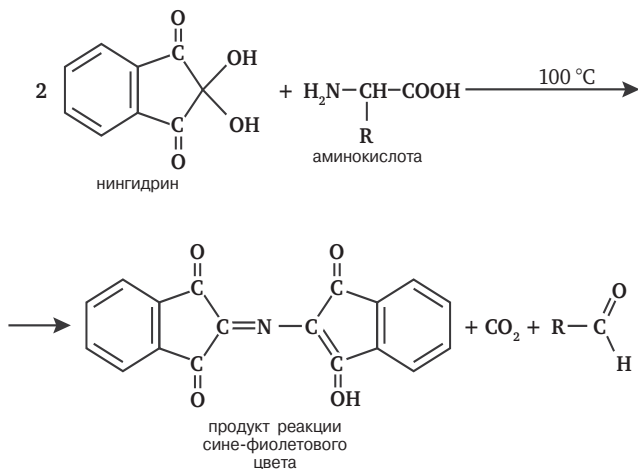
ОБРАТИТЕ ВНИМАНИЕ!

С азотистой кислотой аминокислоты реагируют подобно первичным аминам с образованием гидроксокислот:

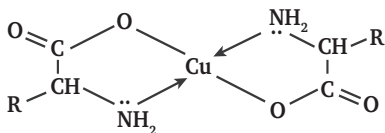


Качественные реакции на аминокислоты:

— окисление α-аминокислот нингидрином (при нагревании нагреванием их в щелочном р-ре избытка нингидрина) с образованием сине-фиолетового комплекса, называемого «пурпуром Рузманна»:



— если водный раствор аминокислоты нагреть с небольшим количеством 20%-ого раствора едкого кали или натра и несколькими каплями раствора медного купороса, то раствор приобретет фиолетовую окраску вследствие образования комплексного соединения меди с аминокислотами.



Все растительные и животные белки состоят из аминокислот. Человек и животные получают аминокислоты с белками пищи. Аминокислоты широко используются в медицине, в фармакологической и химической промышленности.

ЗАКЛЮЧЕНИЕ

Вот и все. Мы закончили знакомство с основами неорганической и органической химии. Все было не так уж и сложно, верно? Теперь вы знаете о превращениях веществ если не все, то очень многое. Даже если вы не свяжете свою жизнь с химией, вам все равно пригодятся полученные знания. И не раз. Знания никогда не бывают лишними.

Автор искренне и горячо поздравляет всех, кто дочитал эту книгу до конца! А уж если кому-то захотелось познакомиться с химией еще глубже, так это вообще замечательно! Всяческих вам успехов!

СОДЕРЖАНИЕ

Введение 3

ЧАСТЬ I. ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ И ПРЕДСТАВЛЕНИЯ ХИМИИ 5

Глава 1. Атомы и молекулы 6

Глава 2. Периодическая система химических элементов
Д.И. Менделеева. Уравнения химических реакций 24

ЧАСТЬ 2. КИСЛОРОД, ВОДОРОД И ОСНОВНЫЕ КЛАССЫ

НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ 40

Глава 3. Кислород и оксиды 42

Глава 4. Водород и вода 50

Глава 5. Основания 68

Глава 6. Кислоты 80

Глава 7. Соли 100

ЧАСТЬ III. ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ.

ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ 115

Глава 8. Химическая связь. Строение вещества 116

Глава 9. Теория электролитической диссоциации 136

ЧАСТЬ IV. ХИМИЯ ЭЛЕМЕНТОВ,

ИЛИ ЧАСТНАЯ НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ 159

Глава 10. Галогены 160

Глава 11. Халькогены, или Группа кислорода 168

Глава 12. Группа азота	180
Глава 13. Группа углерода	192
Глава 14. Металлы.....	200
ЧАСТЬ V. ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ	215
Глава 15. Введение в органическую химию. Изомерия. Теория строения органических соединений А.М. Бутлерова	216
Глава 16. Предельные углеводороды — алканы	226
Глава 17. Алкены.....	248
Глава 18. Диеновые углеводороды — алкадиены	264
Глава 19. Алкины	274
Глава 20. Ароматические углеводороды — арены	284
Глава 21. Спирты.....	298
Глава 22. Фенолы.....	310
Глава 23. Альдегиды и кетоны	318
Глава 24. Карбоновые кислоты	332
Глава 25. Простые и сложные эфиры. Жиры	340
Глава 26. Углеводы.....	352
Глава 27. Амины. Аминокислоты. Белки.....	364
Заключение	381

Научно-популярное издание

БИБЛИОТЕКА ВУНДЕРКИНДА
НАУЧНЫЕ СКАЗКИ

ХИМИЯ НА ПАЛЬЦАХ

Ведущий редактор *М.П. Николаева*
Корректор *И.Н. Мокина*
Технический редактор *Е.П. Кудиярова*
Верстка *В.В. Брызгаловой*

Подписано в печать 27.02.17 Формат 84x108/16. Усл. печ. л.24,12.

Тираж экз. Заказ № .

Общероссийский классификатор продукции
ОК-005-93, том 2; 953000 – книги, брошюры

ООО «Издательство АСТ»
129085, РФ, г. Москва, Звездный бульвар, дом 21, стр. 3, ком. 5

Химия – волшебная наука. Без какого-либо преувеличения волшебная, поскольку она изучает превращения одних веществ в другие. Химию принято считать наукой сложной, трудной для понимания, требующей усердной зубрежки, хотя на самом деле это не так.

Химия предельно логична. В ней все происходит в полном соответствии законам. Если знать правила, то зубрить ничего не потребуется. Понимать надо. Чего химия не прощает, так это пробелов в знаниях. С той же физикой дело обстоит немного иначе. Можно превосходно разбираться в механике, совершенно не зная оптику. С химией такой номер не пройдет. Рано или поздно пробел «аукнется», даст о себе знать в совершенно неожиданной ситуации. Вроде бы все правильно, вроде бы в ходе реакции должно было получиться одно вещество, а получилось другое.

Возможно, взрослых читателей удивит необычное расположение разделов, не всегда совпадающее с привычным, школьным порядком. Это сделано для лучшего понимания темы.

Эта книга – для детей и взрослых, для семейного чтения.

Она написана простым и понятным языком.

Науки не бывают непонятными,
непонятными бывают только учебники.
Но это, как уже было сказано, не учебник.

