

СОДЕРЖАНИЕ

ВВЕДЕНИЕ 8

ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ 9

Основные понятия 10

Тела и вещества 10

Методы исследования

в химии 11

Вещества и смеси 13

Химические реакции 14



ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ 15

**Современные представления
о строении атома** 16

Молекулы и ионы 16

Развитие представлений о строении
атома 17

Модель атома 17

Атомная орбиталь и энергетические
уровни 18

Химический элемент,
простые и сложные вещества 24

Валентность и степень
окисления 26

**Химическая связь и строение
вещества** 29

Химическая связь 29

Вещества молекулярного
и немолекулярного строения 33

Кристаллическая решётка
вещества 34

Химическая формула 35

Закон постоянства состава 36

**Периодический закон
и Периодическая система
химических элементов
Д. И. Менделеева** 36

Атомный и ионный радиусы 38

Электроотрицательность 39

Металлические и неметаллические
свойства 41

Кислотные и основные свойства 42

Окислительные и восстановительные
свойства 43

Типы химических реакций 45

Классификация неорганических
реакций 45

Факторы, влияющие на скорость
химических реакций 47

Химическое равновесие 51

Электролитическая диссоциация 55

Реакции ионного обмена 58

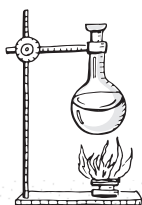
Окислительно-восстановительные
реакции 60

Коррозия металлов 64

Электролиз расплавов и растворов
(солей, щелочей, кислот) 65

Механизмы реакций в органической
химии 68

Определение характера среды водных
растворов веществ 69

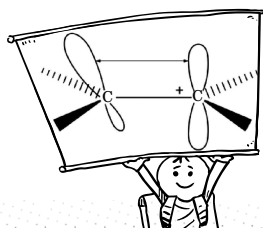


НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ..... 71

Классификация неорганических веществ.....	72	Кремний.....	136
Металлы.....	74	Оксиды.....	139
Металлы Ia группы —		Классификация оксидов.....	139
щелочные.....	75	Основания.....	144
Металлы IIa группы.....	78	Классификация оснований.....	144
Алюминий.....	82	Амфотерные гидроксиды.....	147
Железо.....	85	Кислоты.....	148
Хром.....	89	Общая характеристика.....	148
Медь.....	92	Серная кислота.....	151
Марганец.....	94	Азотная кислота.....	156
Цинк.....	97	Ортофосфорная кислота.....	158
Неметаллы.....	100	Соли.....	160
Водород.....	101	Общая характеристика.....	160
Кислород.....	107	Тривиальные названия неорганических веществ.....	163
Вода.....	111	Цвета некоторых неорганических веществ.....	166
Галогены.....	112	Промышленное получение аммиака.....	168
Галогеноводороды.....	118	Применение неорганических веществ.....	169
Кислородсодержащие кислоты			
хлора.....	121		
Сера.....	124		
Азот.....	127		
Аммиак.....	128		
Фосфор.....	130		
Углерод.....	133		

ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ..... 173

Теория строения органических соединений.....	174	Типы связей в молекулах органических веществ.....	182
Органические вещества.....	174	Гибридизация атомных орбиталей углерода.....	182
Гомология.....	175	Классификация органических веществ.....	186
Изомерия.....	177	Номенклатура органических веществ.....	189
Взаимное влияние атомов в молекулах.....	181	Насыщенные углеводороды.....	193
		Алканы.....	193
		Циклоалканы.....	196



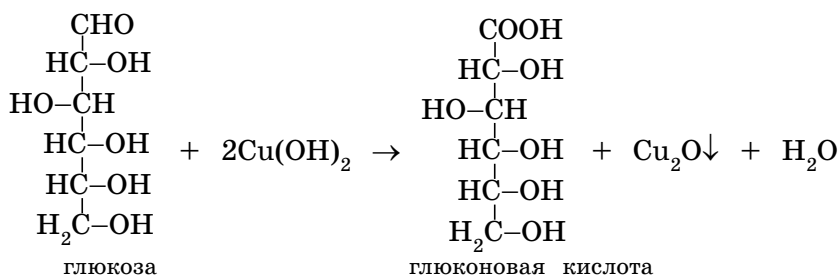
Ненасыщенные углеводороды	199
Алкены.....	199
Алкины.....	204
Ароматические углеводороды ...	207
Арены.....	207
Гидроксисоединения	211
Спирты.....	211
Фенолы.....	217
Карбонильные соединения	219
Карбоновые кислоты	225
Сложные эфиры	232
Азотсодержащие соединения ...	235
Амины.....	235
Аминокислоты.....	239
Биологически важные вещества:	
жиры, белки, углеводы	242
Жиры.....	242
Белки.....	243
Углеводы.....	244

Именные реакции в органической химии	246
Тривиальные названия органических веществ	248
Цвета некоторых органических веществ	252
Применение органических веществ	254



УСЛОВИЯ ПРОТЕКАНИЯ И ПРИЗНАКИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ..... 257

Качественные реакции	258	Признаки газов.....	271
Качественные реакции на катионы.....	258	Окрашенные осадки.....	271
Качественные реакции на анионы.....	262	Окрашенные растворы.....	272
Качественные реакции на органические вещества.....	265	Другие окрашенные вещества.....	272



РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ..... 273



Количественные характеристики вещества.....274

Относительная атомная масса 274
 Относительная молекулярная масса вещества 275
 Формульная единица вещества ... 275
 Молярная масса вещества 276
 Массовая и объёмная доли компонентов..... 277
 Мольная доля компонента 278
 Плотность вещества 279

Вычисление массовой доли растворённого вещества в растворе.....280

Раствор 281
 Растворение 282
 Способы выражения концентрации раствора 283

Расчёты объёмных отношений газов при химических реакциях.....287

Закон Авогадро. Следствия 1 и 2 из закона Авогадро..... 287
 Закон объёмных отношений газов при химических реакциях 290

Расчёты массы вещества или объёма газов по известному количеству, массе или объёму веществ291

Расчёт теплового эффекта реакции.....293

Расчёты массы (объёма, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси).....294
 Избыток одного из реагентов 294
 Примеси 295

Расчёты массы (объёма, количества вещества) продукта реакции по известной массовой доле растворённого вещества в растворе.....297

Нахождение молекулярной формулы вещества.....298

Расчёты массовой доли (массы) химического соединения в смеси.....302

Расчёты массовой или объёмной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного ...303

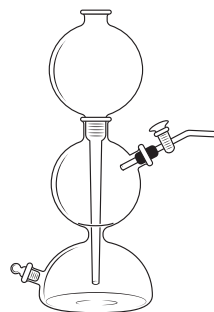
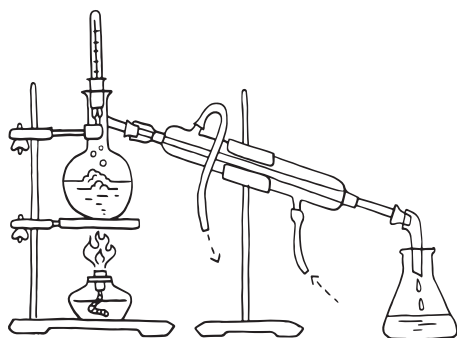


МЕТОДЫ ПОЗНАНИЯ В ХИМИИ 305

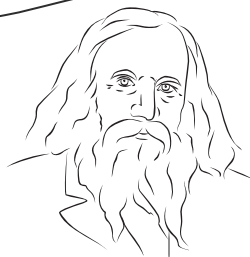
Экспериментальные основы химии	306
Правила работы в лаборатории ...	306
Первая помощь при ожогах и отравлениях.....	307
Правила безопасности при работе с едкими, горючими и токсичными веществами, средствами бытовой химии	308

Лабораторная посуда и оборудование	308
--	-----

Научные методы исследования химических веществ и превращений	315
Методы разделения смесей и очистки веществ.....	315



Д. И. Менделеев



Наука есть достояние общее, а потому справедливость требует не тому отдать наибольшую научную славу, кто первый высказал известную истину, а тому, кто сумел убедить в ней других, показал её достоверность и сделал её применимой в науке.

ВВЕДЕНИЕ

Перед вами справочник, который поможет обобщить, систематизировать и закрепить знания по химии за курс средней школы.

Теоретические блоки информации в пособии дополнены схемами и таблицами, проиллюстрированы примерами к правилам для запоминания и быстрого поиска материала. Книга содержит материалы по теоретическим и практическим аспектам разделов «Первоначальные химические понятия», «Теоретические основы химии», «Неорганическая химия», «Органическая химия», «Условия протекания и признаки химических реакций», «Расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций», «Методы познания в химии».

Темы, представленные в пособии, соответствуют программам средних школ и включены в образовательный стандарт базового и профильного уровней, то есть присутствуют как в содержании государственного (итогового) контроля, так и в программах для поступающих в вузы.

На страницах книги читателя встретят персонажи: взрослые и дети, учёные и обычные люди, которые расскажут полезную информацию, зададут познавательные вопросы, дадут интересные ответы. Диалоги персонажей помогут проанализировать теоретическую информацию, сделают процесс запоминания материала более интересным и продуктивным.



Пособие поможет учащимся и выпускникам при подготовке к школьным занятиям, различным формам текущего и промежуточного контроля, а также к сдаче государственной итоговой аттестации.

Книга будет полезна школьникам, студентам и учителям, а также всем, кто интересуется химией.



Желаем успехов!

ПЕРВОНАЧАЛЬНЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ ПОНЯТИЯ



ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

10



МЕТОДЫ ИССЛЕДОВАНИЯ В ХИМИИ

11



ВЕЩЕСТВА И СМЕСИ

13



ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

14



Что изучает химия?

Химия — наука о веществах, их свойствах и превращениях в другие вещества.

Выделяют четыре основных раздела химии:

- ★ неорганическая (изучает строение и свойства химических элементов и образуемых ими соединений);
- ★ органическая (изучает углеродсодержащие соединения);
- ★ физическая (изучает закономерности химических процессов с точки зрения физики);
- ★ аналитическая (изучает способы обнаружения веществ).



ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

Важнейшая задача химии — получение веществ, необходимых в народном хозяйстве (пластмасс, минеральных удобрений, лекарств и др.), из других веществ путём химических превращений.



ТЕЛА И ВЕЩЕСТВА



Физическое тело — то, что имеет форму и занимает определённый объём.



Вещество — то, из чего состоит физическое тело.



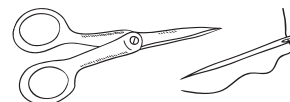
Предмет — изготовленное (произведённое) человеком физическое тело.



✓ Железо — вещество, а железный гвоздь — физическое тело.



✓ Из разных веществ можно изготовить одинаковые предметы: ложку из древесины, ложку из сплава алюминия.



✓ Из одного и того же вещества можно изготовить различные предметы: ножницы и иголку из железа.



Свойства веществ — признаки, по которым вещества отличаются друг от друга или сходны между собой.

Первое свойство любого вещества — его агрегатное состояние при так называемых нормальных условиях (н. у.), когда температура составляет $0\text{ }^{\circ}\text{C}$, а давление равно $101,3\text{ кПа}$ (килопаскаля).



СОСТОЯНИЯ ВЕЩЕСТВА

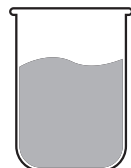
Объём и форма	Расположение частиц
Газообразное	
Не имеет	Расстояние между частицами больше размера частиц
Жидкое	
Сохраняет объём, меняет форму	Расстояние между частицами равно размеру частиц или меньше его, расположены близко друг к другу
Твёрдое	
Имеет	Расположены вплотную друг к другу, в строгом порядке

Кроме агрегатного состояния, к важнейшим свойствам веществ относят:

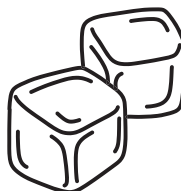
- ★ запах;
- ★ цвет;
- ★ вкус;
- ★ твёрдость;
- ★ температуру кипения и плавления;
- ★ плотность;
- ★ растворимость;
- ★ ковкость;
- ★ пластичность;
- ★ способность проводить тепло и электричество.



а)



б)



в)

Состояние вещества:

a — пар (газообразное), *б* — вода (жидкое), *в* — лёд (твёрдое).

МЕТОДЫ ИССЛЕДОВАНИЯ В ХИМИИ

Метод — способ достижения какой-нибудь цели, решения конкретной задачи.



ОБЩЕНАУЧНЫЕ МЕТОДЫ

Наблюдение — способ получения информации путём прямой и непосредственной регистрации событий и условий их протекания.

Эксперимент — исследование явления в определённых условиях.

Моделирование — процесс исследования реального мира с помощью создания абстрактных, графических и математических моделей.

Прогнозирование — научно обоснованное предсказание развития событий или явлений в будущем на основе исследований.



ЧАСТНЫЕ МЕТОДЫ

Химический эксперимент — наблюдение за изменениями химического вещества в определённых условиях, в том числе и посредством самостоятельного создания данных условий.

Анализ — разделение объекта (мысленно или реально) на составные части с целью изучения их по отдельности.

Синтез — соединение составных частей объекта с целью изучения его как единого целого; получение химических соединений химическими и физическими методами.



Исследовать химические свойства вещества можно только в специальной лаборатории?

Необязательно. Например, чай становится светлым при добавлении лимонного сока. Всё дело в особых веществах — индикаторах, которые меняют свой цвет в кислой или щелочной среде. Если к чаю добавить ложку соды, напиток станет тёмным.



ВЕЩЕСТВА И СМЕСИ

Чистое вещество — вещество, которое состоит из частиц одинакового вида.
Смесь — вещества, в состав которых входят частицы разного вида.



Чистое вещество



Смесь

СМЕСИ

Однородные (гомогенные)

Смеси, в которых невозможно обнаружить образующие их частицы визуально или с помощью оптических приборов.

Жидкие.

- ✓ Растворы (раствор сахара или соли в воде).

Газообразные.

- ✓ Смеси газов (воздух, природный газ).

Твёрдые.

- ✓ Сплавы (латунь, бронза, сталь).

Неоднородные (гетерогенные)

Смеси, в которых визуально или с помощью оптических приборов можно заметить частицы разных веществ.

Суспензии.

- ✓ Взвесь песка в воде.

Эмульсии.

- ✓ Масло с водой.

Раствор — однородная смесь растворённых веществ и растворителя.

Известны следующие способы разделения смесей: отстаивание, фильтрование, дистилляция (перегонка), действие магнитом, выпаривание, кристаллизация.

Какой способ разделения смесей можно применить для разделения речного песка и железных опилок?

Речной песок и железные опилки можно разделить с помощью действия магнита: железные опилки притянутся к магниту, а песок останется.

ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

Химическая реакция — превращение одних веществ в другие без изменения ядер атомов.



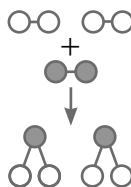
Исходные вещества \longrightarrow Продукты реакции $2\text{H}_2 + \text{O}_2 = 2\text{H}_2\text{O}$

Свойства исходных веществ \longrightarrow Свойства продуктов реакции



Можно ли проводить химические реакции дома?

Можно. Например, гашение соды уксусом, очистка чайника от накипи с помощью лимонной кислоты, иодная проба на крахмал (с появлением синей окраски), ржавление железа и даже порча продуктов — химические процессы.



ПРИЗНАКИ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Выделение газа

Изменение цвета

Изменение запаха

Излучение света

Образование или растворение осадка

Выделение или поглощение тепла

УСЛОВИЯ ВОЗНИКНОВЕНИЯ И ПРОТЕКАНИЯ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Приведение реагирующих веществ в соприкосновение (контакт реагирующих веществ)



Нагревание до определённой температуры

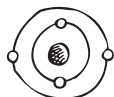
Освещение



Наглядным примером химической реакции является костёр. В ходе сгорания древесины под действием кислорода происходит образование нового вещества — углекислого газа.

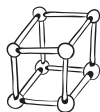


ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ



**СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ
О СТРОЕНИИ АТОМА**

16



**ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ
ВЕЩЕСТВА**

29



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

36



ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

45



Как электрон может быть и частицей, и волной одновременно?

Мы осознаём себя в макромире, а электрон — часть микромира. В микромире применимы другие принципы и законы, невозможно провести аналогию с тем, что мы видим вокруг себя.



СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА

Атом — наименьшая частица химического элемента, сохраняющая его химические свойства. Это химически неделимая электронейтральная частица, состоящая из положительно заряженного ядра и движущихся вокруг него отрицательно заряженных электронов.



МОЛЕКУЛЫ И ИОНЫ

Молекула — мельчайшая частица вещества, способная существовать самостоятельно, сохраняющая его состав и химические свойства.

ХАРАКТЕРИСТИКИ МОЛЕКУЛЫ

Качественный состав

Показывает, из каких атомов состоит молекула.

- ✓ Молекулы воды и пероксида водорода состоят из атомов Н и О, а молекула углекислого газа — из атомов С и О.

Количественный состав

Показывает, сколько атомов каждого вида содержится в молекуле.

- ✓ Молекула воды состоит из двух атомов Н и одного атома О, а молекула пероксида водорода — из двух атомов Н и двух атомов О.

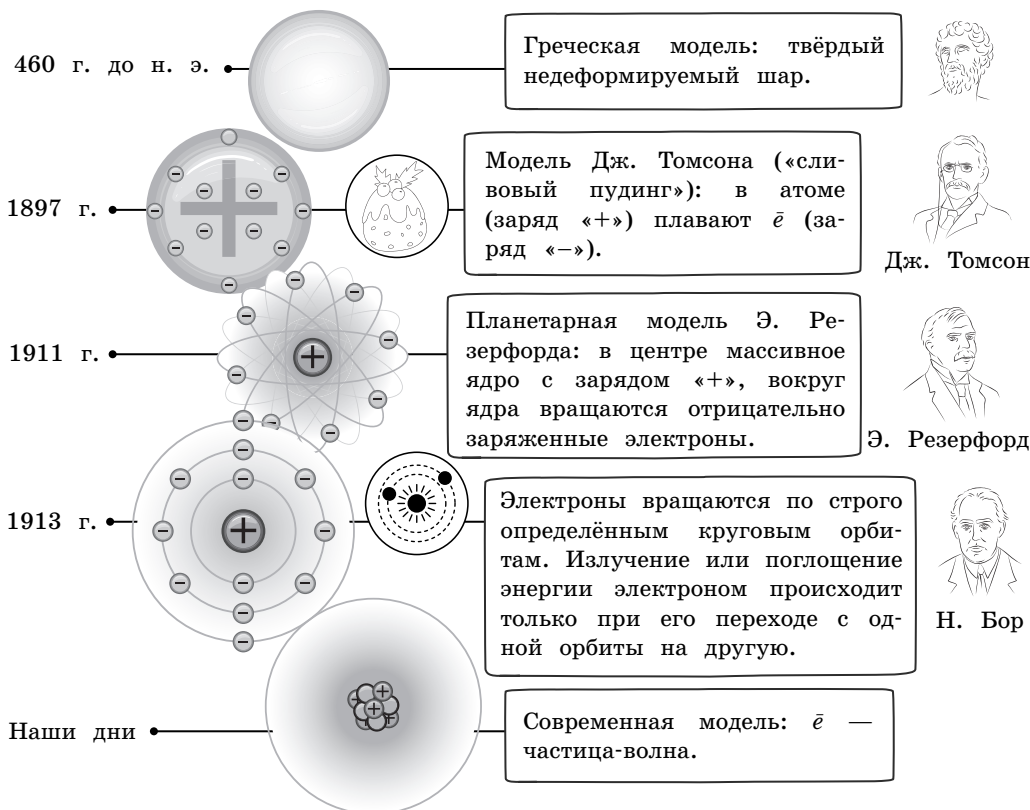
Ионы — заряженные частицы, образующиеся из нейтральных атомов или молекул путём отдачи или присоединения электронов.

ИОНЫ

Катион — положительно заряжен (отдал электроны).

Анион — отрицательно заряжен (присоединил электроны).

РАЗВИТИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЙ О СТРОЕНИИ АТОМА



МОДЕЛЬ АТОМА

Электрон — e^- .

Заряд -1 , масса $\frac{1}{1836}$ а. е. м.

Протон — p .

Заряд $+1$, масса 1 а. е. м.

Ядро (положительно заряжено)

Нейтрон — n .

Заряд 0 , масса 1 а. е. м.



Масса электрона в 1836 раз меньше массы протона.



Размеры атомов колеблются от $1 \cdot 10^{-10}$ до $5 \cdot 10^{-10}$ м.

Если известно строение вещества, то можно предсказать его свойства.



АТОМНАЯ ОРБИТАЛЬ И ЭНЕРГЕТИЧЕСКИЕ УРОВНИ



Атомная орбиталь — область пространства, в которой вероятность нахождения электрона составляет не менее 95 %.

Атомные орбитали различаются по энергии, размерам, форме, ориентации в пространстве.

Электроны обладают тем большим запасом энергии, чем дальше они расположены от ядра. В атоме имеются электроны с близкими значениями энергии, которые образуют **электронные слои**.

Энергетические уровни разделены на подуровни: *s*, *p*, *d* и *f*. При этом первый энергетический уровень имеет один подуровень — *s*; второй — два подуровня: *s* и *p*; третий — три подуровня: *s*, *p*, *d*; четвёртый — все четыре подуровня: *s*, *p*, *d*, *f*.

При заполнении орбиталей электроны обозначаются стрелками: $\uparrow\downarrow$. На одной орбитали одна стрелка направлена вверх, другая — вниз. Это связано с тем, что **на одной орбитали может находиться не более двух электронов**, которые отличаются ориентацией собственного магнитного поля — **спином** (обозначают \uparrow или \downarrow).

Протонное число (*Z*) — количество протонов в ядре. Численно равно порядковому номеру в Периодической системе.

Массовое число (*A*) — общее число протонов (*Z*) и нейтронов (*N*).

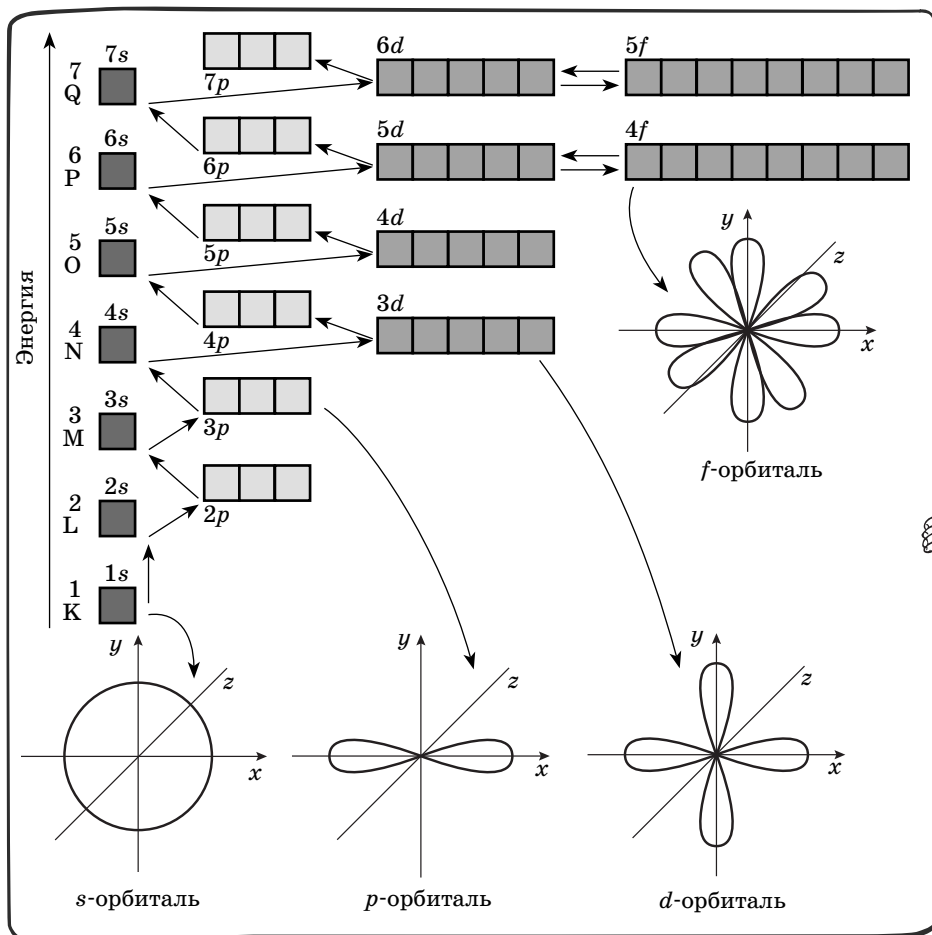


Порядок заполнения атомных орбиталей: $1s \ 2s \ 2p \ 3s \ 3p \ 4s \ 3d \ 4p \ 5s \ 4d \ 5p \ 6s \ 4f \ 5d \ 6p \ 7s \ 5f \ 6d \ 7p$.



Максимальное число электронов на энергетическом уровне можно найти с помощью формулы $N = 2n^2$, где *N* — число электронов, *n* — номер уровня.

ТИПЫ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ



ПРАВИЛА ЗАПОЛНЕНИЯ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

ПРИНЦИП МИНИМУМА ЭНЕРГИИ

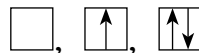
Орбитали заполняются в порядке увеличения энергии, снизу вверх. Каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной, то есть среди свободных орбиталей он выбирает орбиталь с самой низкой энергией.

ПРИНЦИП ПАУЛИ

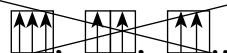
На одной орбитали не может быть больше двух электронов.



Может быть

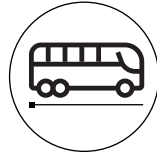


Не может быть

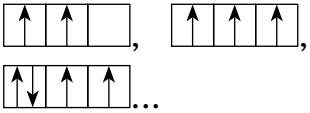


ПРИНЦИП ХУНДА

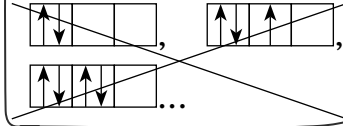
На одной орбитали может располагаться не более двух электронов. При заполнении одинаковых орбиталей действует «правило пустого автобуса»: сначала появляется по одному электрону на каждой орбитали, потом начинается заселение этих же орбиталей вторыми электронами.



Может быть



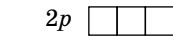
Не может быть



СХЕМЫ СТРОЕНИЯ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК



${}^4\text{Be } 1s^2 2s^2$



(4+)

$2e^-$ $2e^-$

${}^3\text{Li } 1s^2 2s^1$



(3+)

$2e^-$ $1e^-$

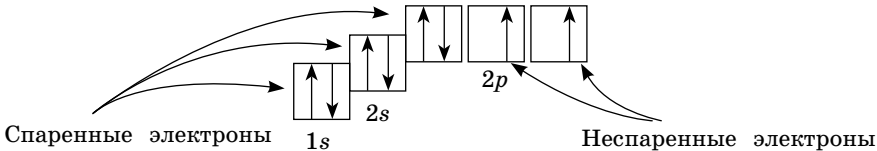
ЭЛЕКТРОННО-ГРАФИЧЕСКАЯ СХЕМА ДЛЯ КИСЛОРОДА O

Число электронов (в сумме 8)

$1s^2 2s^2 2p^4$ — электронная формула

Энергетические уровни ($n = 1, 2$)

Энергетические подуровни (s, p)



СОСТОЯНИЕ АТОМА

Основное состояние атома

Наиболее энергетически выгодное состояние, которое получается при последовательном заполнении энергетических уровней электронами.

✓ Для атома бора ${}_5\text{B}$ электронная конфигурация в основном состоянии атома представлена в виде $1s^2 2s^2 2p^1$. Атом имеет один неспаренный электрон и может образовывать только одну связь.

Возбуждённое состояние атома

Состояние, при котором атом получает энергию извне. Один или несколько электронов повышают свою энергию и переходят на более высокий энергетический уровень.

✓ Для атома бора ${}_5\text{B}$ электронная конфигурация в возбуждённом состоянии атома представлена в виде $1s^2 2s^1 2p^2$. Атом имеет три неспаренных электрона и может образовывать три связи.

ИЗОТОПЫ

Масса атома сконцентрирована в ядре, массовое число равно сумме протонов и нейтронов. Чтобы узнать число нейтронов в ядре атома определённого изотопа, нужно из массового числа вычесть число протонов. В Периодической системе приведены значения усреднённых массовых чисел с учётом их содержания в природе.

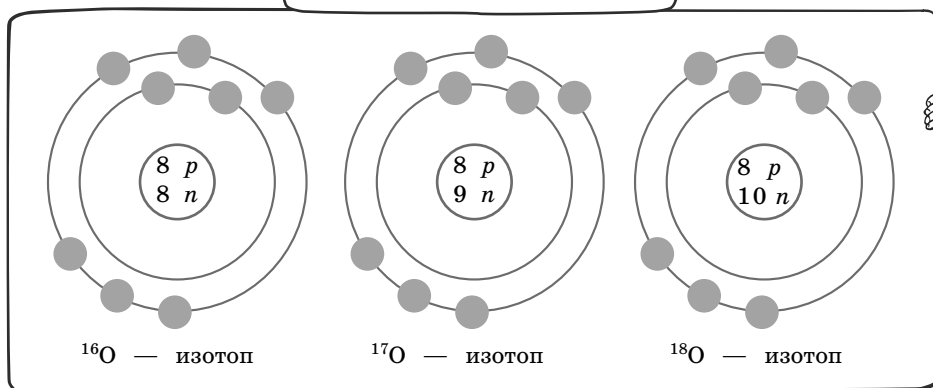
Изотопы имеют одинаковое количество протонов в ядре, но разное число нейтронов и, соответственно, разные массовые числа. Большинство химических элементов являются совокупностями изотопов. Например, природный кислород состоит из изотопов ${}^{16}_8\text{O}$ (99,76 %), ${}^{17}_8\text{O}$ (0,04 %) и ${}^{18}_8\text{O}$ (0,2 %), природный хлор — из изотопов ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ (75,53 %) и ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ (24,47 %). Наличие нескольких изотопов у элементов — основная причина дробных значений атомных масс элементов. Наиболее многочисленны изотопы (по 6—10) у элементов с Z от 40 до 56, то есть расположенных в середине Периодической системы элементов. При этом число устойчивых (стабильных) изотопов меньше числа неустойчивых, то есть радиоактивных. Элементы, начиная с полония (84) и заканчивая ураном (92), состоят только из неустойчивых изотопов.

Изотопы — вид атомов одного и того же элемента, которые имеют одинаковое число протонов, но отличаются числом нейтронов.

При $Z > 92$ изотопы становятся настолько нестабильными, что все тяжёлые элементы, начиная с нептуния (93), получены искусственным путём.

Так как изотопы одного и того же элемента имеют одинаковый заряд ядра и, соответственно, одинаковое электронное строение, то химические свойства их практически тождественны. Исключение составляют изотопы лёгких элементов, у которых атомные массы существенно различаются. У таких изотопов и их соединений наблюдается заметная разница химических свойств. Примерами подобных изотопов могут быть протий, дейтерий и тритий.

ИЗОТОПЫ КИСЛОРОДА



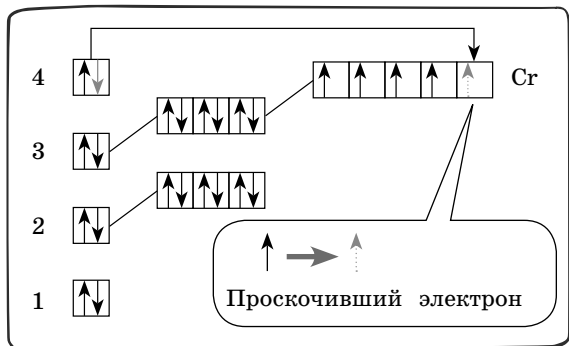
ПРОСКОК ЭЛЕКТРОНА

Некоторые элементы побочных групп имеют на внешнем электронном слое 1 электрон, так как происходит проскок (провал) электрона с s -подуровня последнего уровня на d -подуровень предпоследнего уровня. Объясняется это тем, что энергетически более выгодно, когда в атоме имеется наполовину или полностью заполненный подуровень (p^3 ; p^6 ; d^5 ; d^{10} ; f^7 ; f^{14}).

Проскок электрона — переход электрона с внешнего энергетического уровня на более низкий, что объясняется большей энергетической устойчивостью образующихся при этом электронных конфигураций.

Необходимо запомнить элементы, у атомов которых происходит проскок электрона: хром Cr, молибден Mo, медь Cu, серебро Ag, золото Au.

Так, у атома хрома происходит проскок электрона с $4s$ -подуровня на $3d$ -подуровень, и образуется более устойчивая электронная конфигурация $4s^1 3d^5$ (вместо $4s^2 3d^4$). В связи с этим у атома хрома на внешнем (4-м) уровне находится 1 электрон.



Валентные электроны — электроны, которые могут участвовать в образовании химической связи.

Валентными электронами главных подгрупп являются электроны внешнего уровня, а для побочных подгрупп валентными называют электроны не только внешнего уровня, но и d -электроны предвнешнего (предпоследнего) уровня. Например, калий содержит 1 валентный электрон, так как находится в IA группе, а хром имеет 6 валентных электронов (1 электрон находится на внешнем уровне и 5 электронов — на предвнешнем). **Количество валентных электронов** для большинства элементов определяется по номеру группы.

ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ ЭЛЕМЕНТОВ ПЕРВЫХ ЧЕТЫРЁХ ПЕРИОДОВ

${}_1\text{H}$	${}_2\text{He}$	${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$	${}_6\text{C}$
+1) ₁	+2) ₂	+3) ₂) ₁	+4) ₂) ₂	+5) ₂) ₃	+6) ₂) ₄
$1s^1$	$1s^2$	$1s^2 2s^1$	$1s^2 2s^2$	$1s^2 2s^2 2p^1$	$1s^2 2s^2 2p^2$
${}_7\text{N}$	${}_8\text{O}$	${}_9\text{F}$	${}_{10}\text{Ne}$	${}_{11}\text{Na}$	${}_{12}\text{Mg}$
+7) ₂) ₅	+8) ₂) ₆	+9) ₂) ₇	+10) ₂) ₈	+11) ₂) ₈) ₁	+12) ₂) ₈) ₂
$1s^2 2s^2 2p^3$	$1s^2 2s^2 2p^4$	$1s^2 2s^2 2p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
${}_{13}\text{Al}$	${}_{14}\text{Si}$	${}_{15}\text{P}$			
+13) ₂) ₈) ₃	+14) ₂) ₈) ₄	+15) ₂) ₈) ₅			
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$			

${}_{16}^{16}\text{S}$	${}_{17}^{17}\text{Cl}$	${}_{18}^{18}\text{Ar}$
+16) ₂) ₈) ₆	+17) ₂) ₈) ₇	+18) ₂) ₈) ₈
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
${}_{19}^{19}\text{K}$	${}_{20}^{20}\text{Ca}$	${}_{21}^{21}\text{Sc}$
+19) ₂) ₈) ₈) ₁	+20) ₂) ₈) ₈) ₂	+21) ₂) ₈) ₉) ₂
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$
${}_{22}^{22}\text{Ti}$	${}_{23}^{23}\text{V}$	${}_{24}^{24}\text{Cr}$
+22) ₂) ₈) ₁₀) ₂	+23) ₂) ₈) ₁₁) ₂	+24) ₂) ₈) ₁₃) ₁
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
${}_{25}^{25}\text{Mn}$	${}_{26}^{26}\text{Fe}$	${}_{27}^{27}\text{Co}$
+25) ₂) ₈) ₁₃) ₂	+26) ₂) ₈) ₁₄) ₂	+27) ₂) ₈) ₁₅) ₂
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
${}_{28}^{28}\text{Ni}$	${}_{29}^{29}\text{Cu}$	${}_{30}^{30}\text{Zn}$
+28) ₂) ₈) ₁₆) ₂	+29) ₂) ₈) ₁₈) ₁	+30) ₂) ₈) ₁₄) ₂
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$
${}_{31}^{31}\text{Ga}$	${}_{32}^{32}\text{Ge}$	${}_{33}^{33}\text{As}$
+31) ₂) ₈) ₁₄) ₃	+32) ₂) ₈) ₁₄) ₄	+33) ₂) ₈) ₁₄) ₅
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
${}_{34}^{34}\text{Se}$	${}_{35}^{35}\text{Br}$	${}_{36}^{36}\text{Kr}$
+34) ₂) ₈) ₁₄) ₆	+35) ₂) ₈) ₁₄) ₇	+36) ₂) ₈) ₈) ₈
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ, ПРОСТЫЕ И СЛОЖНЫЕ ВЕЩЕСТВА

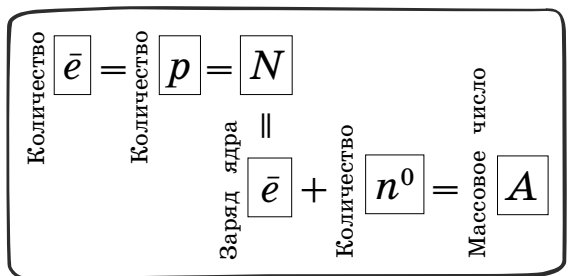


Химический элемент — совокупность атомов с одинаковым количеством электронов (одинаковым зарядом ядер).

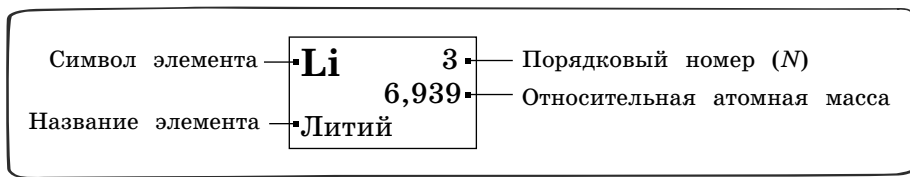
Каждый химический элемент имеет название и обозначается символом или химическим знаком. Символ химического элемента состоит из одной или двух букв. Как правило, используются первые буквы латинского названия элемента.

Порядковый номер элемента (N), или зарядовое (протонное) число Z , показывает, сколько электронов и протонов находится в атоме. Количество электронов равно количеству протонов. При соединении друг с другом атомов одного и того же элемента образуется **простое вещество**. В приведённой ниже таблице показано, какие характеристики описывают элемент, а какие — вещество.

Химический элемент	Простое вещество
<ul style="list-style-type: none"> ★ Порядковый номер. ★ Положение в Периодической системе химических элементов. ★ Строение атома, электронная конфигурация. ★ Изотопный состав. ★ Аллотропные модификации. ★ Радиус атома. ★ Распространённость на Земле (массовая доля). ★ Содержание в продуктах питания, живых организмах, минералах. ★ Массовая доля в соединениях. ★ Валентность. ★ Степень окисления. ★ Электроотрицательность. ★ Название соединений 	<ul style="list-style-type: none"> ★ Цвет, вкус, запах. ★ Агрегатное состояние. ★ Химические свойства. ★ Способы получения. ★ Применение. ★ Температуры кипения и плавления. ★ Кристаллическая решётка. ★ Электро- и теплопроводность. ★ Твёрдость. ★ Растворимость. ★ Содержание в смеси, сплаве (массовая доля). ★ Магнитные свойства. ★ Масса, объём. ★ Плотность



Сложное вещество — вещество, состоящее из атомов разных химических элементов.



ВАЛЕНТНОСТЬ И СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

ВАЛЕНТНОСТЬ



Валентность — способность атома образовывать ковалентные химические связи. Валентность выражается небольшими целыми числами, обозначается обычно римскими цифрами.

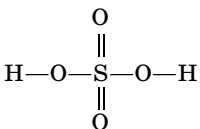


Как определяют валентность у химических элементов?



Валентность определяют по числу связей, которые один атом образует с другими. Для определения валентности нужно хорошо представлять графические формулы веществ. Есть несколько элементов, у которых валентность всегда одинакова. Два самых важных — водород (одновалентный) и кислород (двухвалентный).

Количество связей, которые образует атом, равно валентности. Разберём это на примере серной кислоты H_2SO_4 .



Валентность серы — VI (6 ковалентных связей), валентность каждого атома кислорода — II (2 ковалентные связи), валентность атомов водорода — I (1 ковалентная связь).



Химические элементы

Постоянная валентность		Переменная валентность	
Элемент	Валентность	Элемент	Валентность
H	I	O	II, III
		Cl, Br, I	I, III, IV, V, VII

Химические элементы

Постоянная валентность		Переменная валентность	
F	I	N	III, IV
		P	III, V
Li, K, Na, Rb, Cs	I	S	II, IV, VI
		C, Si	III, IV
Be, Mg, Ca, Ba, Sr, Zn	II	Mn	II, IV, VI, VII
		Fe, Cr	II, III, VI



Чаще всего высшая валентность совпадает с номером группы, однако необходимо запомнить, что кислород, фтор и азот никогда не проявляют валентности, равной номеру группы. Высшая валентность фтора — I, кислорода — III. Высшая валентность азота — IV, а не V, поскольку азот на внешнем уровне имеет лишь 4 орбитали и, соответственно, может образовывать только 4 связи.

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ



Степень окисления (СО) — условный заряд, который возник бы на атоме данного элемента в химическом соединении, если предположить, что все электронные пары полностью сместились к атомам элементов с наибольшей электроотрицательностью, то есть все связи имеют ионный характер.

Обозначая степень окисления, важно использовать следующую форму записи: сначала знак, потом цифра (например, +5, -2). Запись 2-, 3+ используют для обозначения заряда иона!



ПРАВИЛА РАСЧЁТА СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ

1. Степень окисления элементов в простых веществах всегда равна 0.
2. Сумма всех степеней окисления в молекуле равна 0, а в ионе — заряду иона.

Исключения! Соединения кислорода с фтором $O^{+2}F_2^{-1}$ и пероксиды $H_2^{+1}O_2^{-1}$, $Ba^{+2}O_2^{-1}$.



3. **Фтор** (как самый электроотрицательный элемент) всегда проявляет степень окисления -1 .

Исключения! Гидриды металлов (соединения водорода с металлами главных подгрупп I—II групп), где водород проявляет степень окисления -1 : $\text{Na}^+1\text{H}^{-1}$, BaH_2^{-1} .



4. **Кислород** почти всегда проявляет степень окисления -2 , кроме соединений с фтором, например $\text{O}_2^{+1}\text{F}_2$, O^{+2}F_2 , а также пероксидов $\text{H}_2\text{O}_2^{-1}$ и супероксидов $\text{KO}_2^{-1/2}$.

5. **Металлы** проявляют положительные степени окисления (отрицательные тоже, но в рамках школьной программы они не рассматриваются). Металлы IA группы имеют постоянную степень окисления $+1$, металлы IIA группы — $+2$, металлы IIIA группы — $+3$. У металлов побочных подгрупп нет постоянной степени окисления.

6. Степени окисления **неметаллов** зависят от того, с какими атомами они соединены:

★ если только с атомом металла, то степень окисления неметалла отрицательная (например, сульфиды металлов: $\text{Na}_2^{+1}\text{S}^{-2}$);

★ если с атомом неметалла, то степень окисления может быть и положительная, и отрицательная — это зависит от электроотрицательности атомов элементов, входящих в соединение; например, в сероводороде $\text{H}_2^{+1}\text{S}^{-2}$ сера более электроотрицательна по сравнению с водородом, а в соединении с кислородом $\text{S}^{+6}\text{O}_3^{-2}$ — менее электроотрицательна.

7. **Водород** чаще всего проявляет степень окисления $+1$, кроме гидридов металлов, в которых его степень окисления равна -1 , например $\text{Na}^+1\text{H}^{-1}$.

8. Максимальная степень окисления для **неметаллов** IA—VIIA подгрупп (кроме кислорода и фтора) равна номеру группы, минимальная степень окисления для этих элементов рассчитывается по формуле: номер группы минус 8.

9. Для **металлов** минимальная степень окисления — 0.



Определение степени окисления в сложном веществе.

1) Запишем формулу соединения: SO_3 .

2) У кислорода в оксидах степень окисления -2 , у серы x — $\text{S}^x\text{O}^{-2 \cdot 3}$.

3) Сумма всех степеней окисления равна 0, составим уравнение:

$$x + 3 \cdot (-2) = 0;$$

$$x = +6.$$

Степень окисления серы — $+6$.

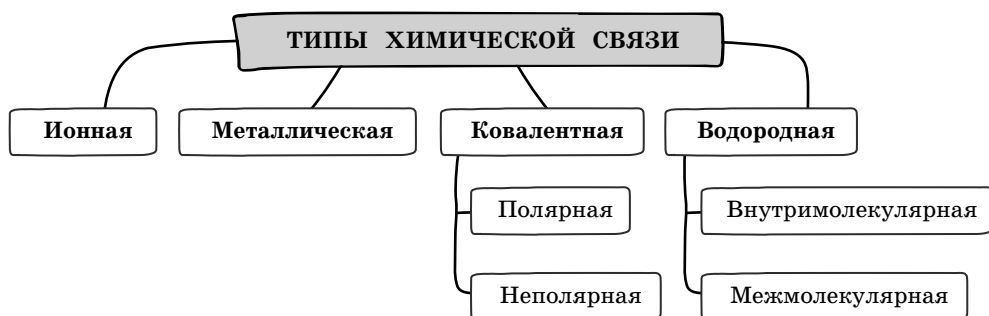
ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

Химическая связь — связь между атомами в молекуле или молекулярном соединении, возникающая в результате переноса электронов с одного атома на другой либо обобществления электронов для обоих атомов.



ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

При образовании химической связи атом стремится получить электронную конфигурацию благородного газа и окружить себя двумя (дублет) или восемью (октет) электронами.



Химическая связь	Связываемые частицы	Кристаллическая решётка
Ковалентная	Атомы неметаллов	Молекулярная ✓ I_2 , SO_2 , C_2H_6
Ковалентная	Атомы неметаллов	Атомная ✓ Алмаз, Si, SiC
Ионная	Катион и анион	Ионная ✓ KCl, BaO, NaOH
Металлическая	Атомы металлов	Металлическая ✓ Металлы и сплавы

ХАРАКТЕРИСТИКИ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

Длина связи — расстояние между ядрами двух химически связанных атомов.

Энергия связи — минимальное количество энергии, которое необходимо затратить на разрыв связи. Чем больше длина связи между атомами, тем меньше энергия связи, и наоборот.

Кратность связи — число общих электронных пар, за счёт которых образована химическая связь между атомами.

Валентный угол — угол между воображаемыми прямыми, проходящими через центры атомов, участвующих в образовании химической связи.

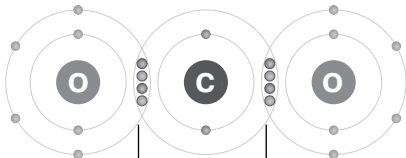
ПЛАН ОПИСАНИЯ ТИПА СВЯЗИ

1. Определение.
2. Соединяющие частицы.
3. Разность электроотрицательности соседних атомов.
4. Механизм возникновения связи.
5. Свойства.
6. Примеры.
7. Схема образования.



КОВАЛЕНТНАЯ ПОЛЯРНАЯ СВЯЗЬ

1. Связь между атомами разного вида.
2. $\text{HeM} + \text{HeM}$.
3. $< 1,7$.
4. Образование общих электронных пар.
5. Насыщаемость и направленность.
6. H_2O , HF , SO_2 , CH_4 .
- 7.

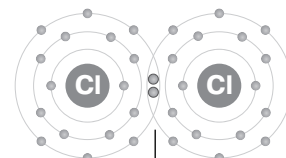


Двойная ковалентная связь



КОВАЛЕНТНАЯ НЕПОЛЯРНАЯ СВЯЗЬ

1. Связь между атомами одного вида.
2. $\text{HeM} + \text{HeM}$.
3. 0.
4. Образование общих электронных пар.
5. Насыщаемость и направленность.
6. O_2 , N_2 , Cl_2 , S_8 .
- 7.



Одиночная ковалентная связь



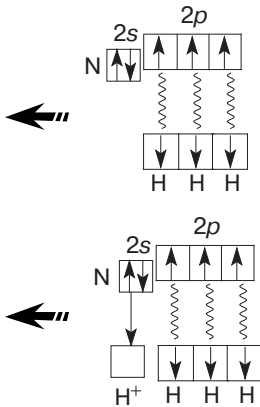


Ковалентная полярная связь может быть и между металлом и неметаллом, но встречается редко.

МЕХАНИЗМ ОБРАЗОВАНИЯ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ

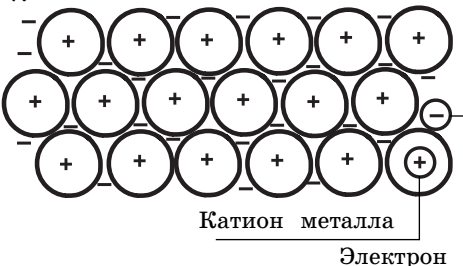
Обменный: каждый из связываемых атомов предоставляет по одному неспаренному электрону для образования связи.

Донорно-акцепторный: один атом (донор) предоставляет неподделённую пару электронов, а другой (акцептор) — вакантную орбиталь.



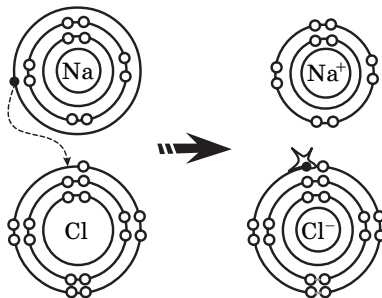
МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

1. Связь, удерживающая вместе атомы металла, с наличием высокой концентрации в металлах электронов проводимости — «электронного газа».
2. $Me + Me$.
3. 0.
4. Делокализация связывающих электронов.
5. Ненаправленность.
6. Металлы: Na, Al, Au.
- 7.



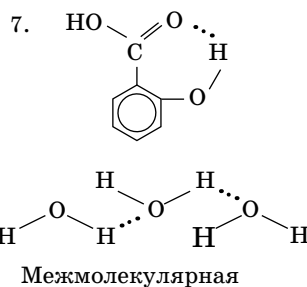
ИОННАЯ СВЯЗЬ

1. Связь на основе электростатического взаимодействия между противоположно заряженными ионами.
2. Катион + анион.
3. $> 1,7$.
4. Смещение электронов.
5. Ненаправленность и ненасыщаемость.
6. Соли, основания, оксиды металлов: NaF, $CaCl_2$, MgF_2 , Li_2S , BaO, NH_4Cl .
- 7.



ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

1. Связь между положительно поляризованным атомом водорода одной молекулы и отрицательно поляризованным атомом другой молекулы.
2. $A-H \dots A-H$.
3. Водородная связь имеет частично электростатическую, частично донорно-акцепторную природу. Разность электроотрицательности не имеет значения.
4. Протон одной молекулы притягивается неподелённой электронной парой атома другой молекулы.
5. Бывает внутримолекулярная и межмолекулярная.
6. H_2O , HF , NH_3 , карбоновые кислоты, спирты, амины, белки, нуклеиновые кислоты.



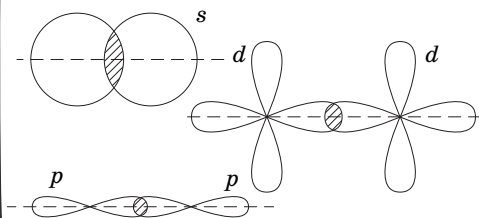
В чём особенность веществ с водородными связями?

У веществ с водородными связями, как правило, более высокие температуры кипения. Например, вода (H_2O) кипит при $100^\circ C$, а сероводород (H_2S) — при $-60^\circ C$.

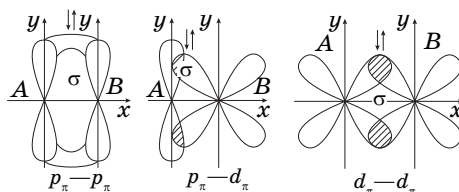
ФОРМЫ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБЛАКОВ И СПОСОБЫ ИХ ПЕРЕКРЫВАНИЯ

Электронные облака атомов имеют различную форму, их перекрывание может осуществляться разными способами. В зависимости от способа перекрывания и симметрии образуемого облака различают σ - и π -связи (сигма- и пи-связи).

σ -Связи образуются при перекрывании облаков по линии, соединяющей ядра атомов.



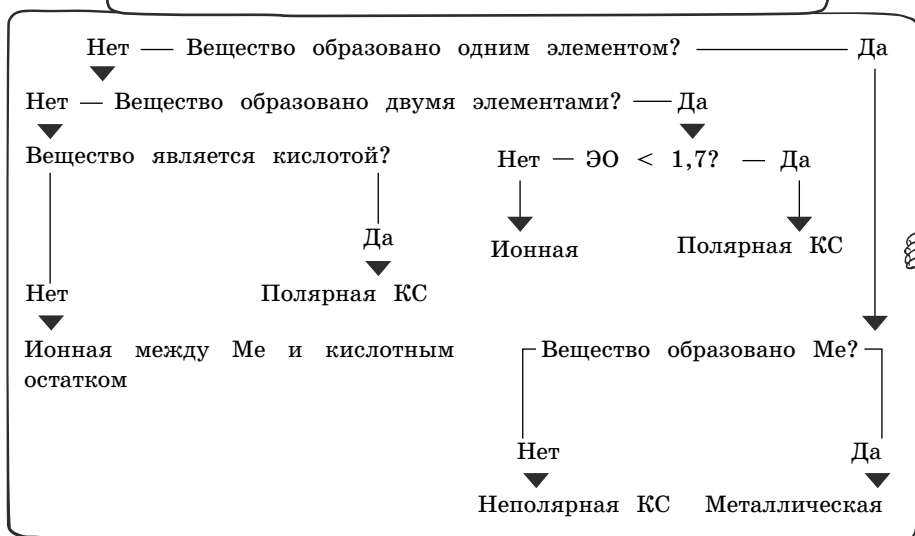
π -Связи образуются при перекрывании p - или d -орбиталей по обе стороны от линии соединения атомов.



Особенность π -связи



π -Связь возможна только в случае образования кратных связей (двойных и тройных), так как π -связь может быть образована только после образования σ -связи.

АЛГОРИТМ ОПРЕДЕЛЕНИЯ ТИПА СВЯЗИ



ВЕЩЕСТВА МОЛЕКУЛЯРНОГО И НЕМОЛЕКУЛЯРНОГО СТРОЕНИЯ

По типу строения все вещества делятся на молекулярные и немOLEКУЛЯРНЫЕ. Среди органических веществ преобладают молекулярные вещества, среди неорганических — немOLEКУЛЯРНЫЕ.

Молекулярные вещества	Немолекулярные вещества
<p>Вещества, у которых наименьшими структурными частицами являются молекулы (молекулярная кристаллическая решётка).</p> <p>✓ Газы или жидкости при нормальных условиях: O_2, H_2O.</p>	<p>Вещества, минимальными структурными частицами которых являются атомы или ионы (ионная, атомная, металлическая кристаллические решётки). По агрегатному состоянию немOLEКУЛЯРНЫЕ вещества при нормальных условиях чаще всего твёрдые.</p> <p>✓ Металлы, соли, алмаз, графит.</p>
 <p>Вода — молекулярное вещество</p>	 <p>Алмаз — немOLEКУЛЯРНОЕ вещество</p>