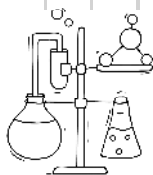


СОДЕРЖАНИЕ



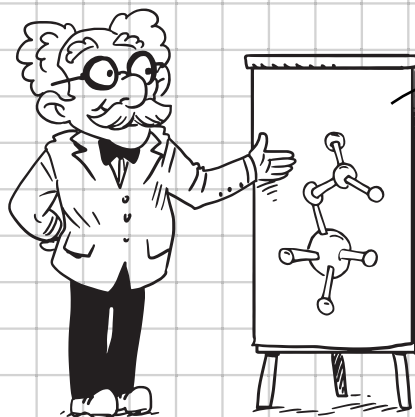
ВВЕДЕНИЕ.....	4	ХИМИЯ И ЖИЗНЬ.....	98
ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ.....	5	Научные методы исследования химических веществ и превращений.....	98
Современные представления о строении атома.....	5	Основные способы получения химических веществ.....	103
Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева.....	7	Промышленные способы получения важнейших веществ.....	114
Химическая связь и строение вещества.....	15	Научные принципы химического производства.....	116
Химическая реакция.....	21	Природные источники углеводов.....	118
НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.....	35	Высокомолекулярные соединения.....	119
Классификация неорганических веществ.....	35	РАСЧЁТЫ ПО ХИМИЧЕСКИМ ФОРМУЛАМ И УРАВНЕНИЯМ РЕАКЦИЙ.....	123
Металлы.....	40	Количественные характеристики вещества.....	123
Неметаллы.....	48	Вычисление массовой доли растворённого вещества в растворе.....	126
Химические свойства оксидов.....	59	Расчёты объёмных отношений газов при химических реакциях.....	130
Химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов.....	60	Расчёты массы вещества или объёма газов по известному количеству, массе или объёму веществ.....	133
Химические свойства кислот.....	61	Расчёт теплового эффекта реакции.....	134
Химические свойства солей.....	61	Расчёты массы (объёма, количества вещества) продуктов реакции, если одно из веществ дано в избытке (имеет примеси).....	135
Взаимосвязь различных классов неорганических соединений.....	63	Расчёты массы (объёма, количества вещества) продукта реакции по известной массовой доле растворённого вещества в растворе.....	137
ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ.....	64	Нахождение молекулярной формулы вещества.....	138
Теория строения органических соединений.....	64	Расчёты массовой или объёмной доли выхода продукта реакции от теоретически возможного.....	140
Классификация органических веществ.....	71	Расчёты массовой доли (массы) химического соединения в смеси.....	141
Номенклатура органических веществ.....	73	ПРИЛОЖЕНИЕ.....	143
Химические свойства углеводов.....	76		
Химические свойства предельных спиртов.....	85		
Химические свойства фенола.....	86		
Химические свойства альдегидов и кетонов.....	87		
Химические свойства карбоновых кислот.....	89		
Химические свойства сложных эфиров.....	91		
Химические свойства азотсодержащих соединений.....	92		
Биологически важные вещества: жиры, белки, углеводы.....	94		
Взаимосвязь органических соединений.....	97		



ВВЕДЕНИЕ



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



Главное отличие данного пособия от множества других — наличие дудлов. В переводе с английского языка *doodle* — каракули, рисунки на полях тетради, оставленные школьниками. Однако в данной книге дудлы представляют собой не просто спонтанные зарисовки, они являются важными элементами изучения теоретического материала, помогают лучше запомнить полученную информацию, что делает процесс обучения увлекательным и более эффективным.

В книге рассмотрены традиционные разделы химии: «Теоретические основы химии», «Неорганическая химия», «Органическая химия», «Химия и жизнь», «Расчёты по химическим формулам и уравнениям реакций», которые соответствуют объёму учебного материала, включённого в единый государственный экзамен по химии.

! В книге отсутствует раздел «Методы познания в химии», поэтому при подготовке к экзамену учащимся следует обязательно с ним ознакомиться, самостоятельно повторить правила безопасной работы в лаборатории и методы оказания первой помощи при ожогах и отравлениях.

Весь теоретический материал систематизирован, он сопровождается примерами, наглядными схемами и таблицами.

На страницах книги предусмотрены специальные места («Мои заметки», «Мои примеры»), на которых можно делать пометки, приводить свои примеры, дополнять прочитанную информацию собственными рисунками.

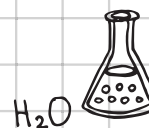
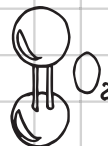
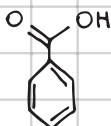
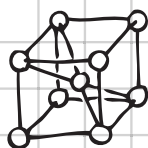
Пособие предназначено для школьников, студентов, учителей школ и преподавателей вузов, а также для всех, кто интересуется химией.

Надеемся, книга поможет учащимся при подготовке к школьным занятиям, различным формам текущего и промежуточного контроля, выпускникам — к сдаче единого государственного экзамена.

Желаем успехов!

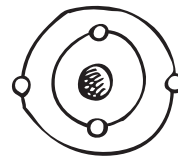
Мои заметки

Мои примеры



ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

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.

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

ЯДРО АТОМА

Ядра атомов состоят из **протонов** и **нейтронов**, которые имеют практически одинаковую массу, равную примерно одной атомной единице массы. Протон (p) имеет положительный заряд ($1+$), а нейтрон (n) электронейтрален.

Все атомы в целом являются электронейтральными, а значит, **число протонов в ядре атома равно числу электронов**.

Протонным числом (Z) называют количество протонов в ядре. Оно численно равно порядковому номеру в Периодической системе. Общее число протонов (Z) и нейтронов (N) называется **массовым числом** (A):

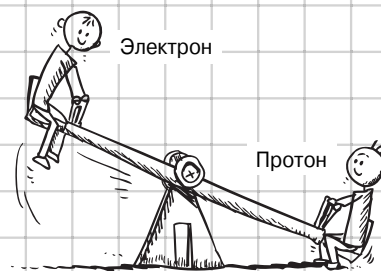
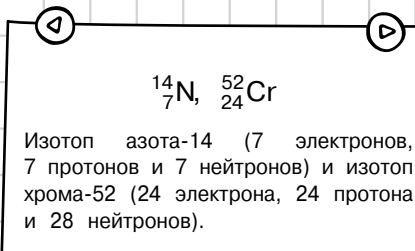
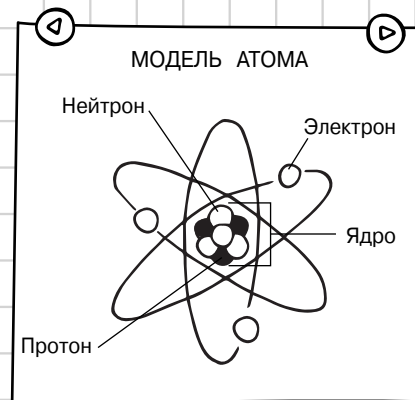
$$A = Z + N.$$

Заряд ядра атома (протонное число Z) и его массовое число указывают числовыми индексами слева от символа химического элемента: A_ZX (A — массовое число, Z — заряд ядра атома).

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.

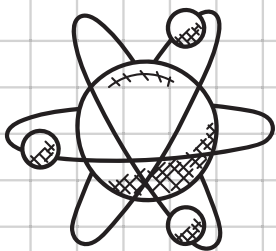
Электроны обладают тем большим запасом энергии, чем дальше они расположены от ядра. В атоме имеются электроны с близкими значениями энергии, которые образуют **электронные слои**.



Масса электрона в 1836 раз меньше массы протона

Число заполненных энергетических уровней (электронных слоёв) равно номеру периода в Периодической системе.

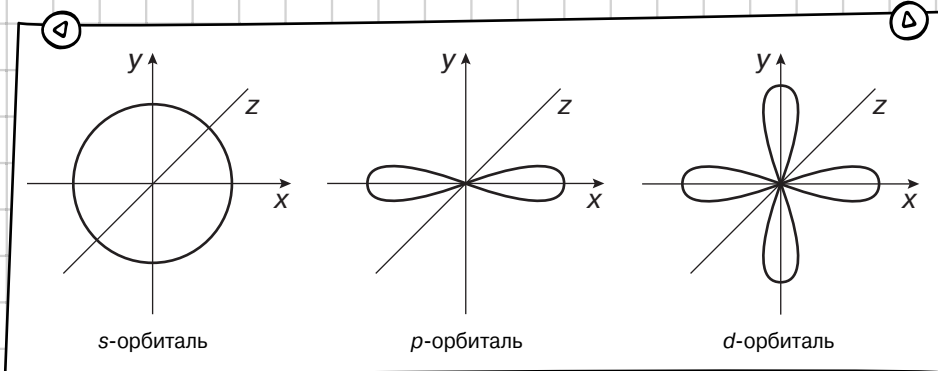
Максимальное число электронов на энергетическом уровне можно найти с помощью формулы $N = 2n^2$, где N — число электронов, n — номер уровня.



Энергия орбитали не постоянна, она снижается при переходе от лёгких атомов к тяжёлым, что часто связано с взаимным отталкиванием электронов

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 \downarrow или \uparrow).



Порядок заполнения орбиталей электронами определяется правилом Клечковского, суть которого в том, что наименьшей энергией обладает орбиталь с наименьшим значением $n + l$. При равной сумме $n + l$ первой заполняется орбиталь с наименьшим значением n .

n — главное квантовое число, определяется номером энергетического слоя.

l — орбитальное квантовое число, для s -орбиталей $l = 0$, для p -орбиталей $l = 1$, для d -орбиталей $l = 2$.

Поэтому, например, $4s$ ($n + l = 4 + 0 = 4$) заполняется раньше, чем $3d$ ($n + l = 3 + 2 = 5$).

ПРАВИЛА ЗАПОЛНЕНИЯ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

1. Число электронов в атоме элемента равно порядковому номеру в Периодической системе.
2. Электроны по орбиталям распределяются последовательно, начиная с $1s$ -орбитали. При этом выполняется принцип минимума энергии.

Порядок заполнения атомных орбиталей

$1s \ 2s \ 2p \ 3s \ 3p \ 4s \ 3d \ 4p \ 5s \ 4d \ 5p \ 6s \ 4f \ 5d \ 6p \ 7s \ 5f \ 6d \ 7p$

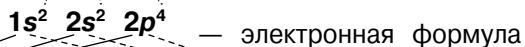
3. На каждой орбитали может располагаться не более двух электронов с противоположными спинами. При заполнении электронами одинаковых по энергии орбиталей электроны располагаются сначала по одному на каждой орбитали, потом начинается заселение этих орбиталей вторыми электронами.

ЗАПИСЬ ЭЛЕКТРОННОЙ ФОРМУЛЫ

Электронная формула элемента описывает распределение электронов по энергетическим уровням и подуровням, существующим в электронном облаке.

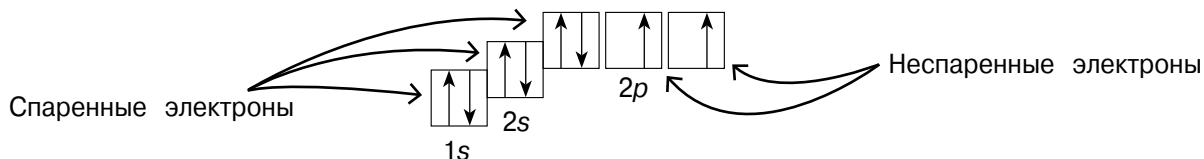
ЭЛЕКТРОННО-ГРАФИЧЕСКАЯ СХЕМА ДЛЯ КИСЛОРОДА O

Число электронов (в сумме 8)



Энергетические уровни ($n = 1, 2$)

Энергетические подуровни (s, p)



Периодический закон и Периодическая система...

ОСНОВНОЕ И ВОЗБУЖДЁННОЕ СОСТОЯНИЕ АТОМА

Основное состояние атома — это наиболее энергетически выгодное состояние, которое получается при последовательном заполнении энергетических уровней электронами. Например, 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 — это состояние, при котором атом получает энергию извне, один или несколько электронов повышают свою энергию и переходят на более высокий энергетический уровень. Например, 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.



Если соединить два атома: один в основном, второй в возбуждённом состоянии, можно получить возбуждённую молекулу — эксимер. Примеры эксимеров: LiHe , Ne_2 . Эксимеры живут считанные наносекунды, а энергию, выделяющуюся при их распаде, используют в специальных лазерах, например в глазной хирургии (лазерная коррекция зрения) и полупроводниковом производстве

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

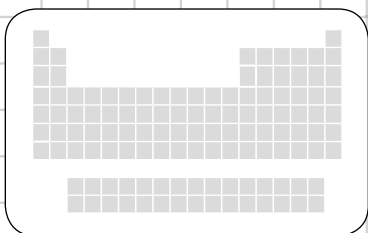
Периодический закон гласит: свойства атомов химических элементов, а также состав и свойства образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов атомных ядер.

Периодическая система химических элементов является графическим выражением периодического закона. Она состоит из периодов и групп.

A



Валентные электроны — это электроны, которые участвуют в образовании связей между атомами. Число валентных электронов не обязательно равно высшей валентности. Например, у азота пять валентных электронов, а высшая валентность — IV.



Существует легенда, что таблица приснилась Д. И. Менделееву. Это миф! Закон и таблица — результат многолетних исследований и дискуссий. Над созданием подобной структуры до Менделеева работали и другие учёные



Заряд ядра Z совпадает с порядковым номером элемента в Периодической системе (числом протонов в ядре). По нему также определяется число электронов в атоме.

Мои заметки

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Период — последовательный горизонтальный ряд элементов, атомы которых различаются числом электронов в наружном слое.

Группа — вертикальный ряд элементов, которые расположены в порядке возрастания зарядов ядер их атомов, имеющих одинаковое электронное строение внешних энергетических слоёв.

Номеру периода соответствует число заполненных энергетических уровней.

По номеру группы можно определить число валентных электронов.

СТРУКТУРА ЯЧЕЙКИ ПЕРИОДИЧЕСКОЙ ТАБЛИЦЫ

Относительная атомная масса	К	19 — Заряд ядра
	КАЛИЙ	1 — Число электронов на разных уровнях
	39.098	8
	$4s^1$	8
		2
		Внешний энергетический слой

Каждая ячейка периодической таблицы несёт определённую информацию об элементе. В центре указаны латинский символ и русское название элемента. В нижней части клетки приводится его относительная атомная масса. Число в верхней части клетки обозначает заряд ядра Z .

ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ ПО ПЕРИОДАМ И ГРУППАМ

В группах собраны элементы с похожими химическими свойствами, а в периодах химические свойства элементов постепенно изменяются. В левой части периодов элементы проявляют ярко выраженные восстановительные свойства, являются металлами (Li, Na, Mg, Ca). В правой части расположены типичные неметаллы, обладающие окислительными свойствами (O, F, Cl). В середине периодов находятся элементы, обладающие как восстановительными, так и окислительными свойствами.

АТОМНЫЙ И ИОННЫЙ РАДИУСЫ

Атомный радиус — радиус нейтрального атома.

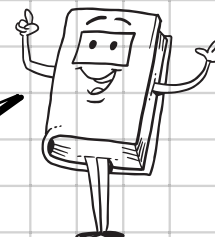
Ионные радиусы — радиусы ионов (заряженных частиц), в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов.

ХАРАКТЕРИСТИКИ АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ

Металлические и неметаллические свойства определяются строением наиболее устойчивого простого вещества, а также совокупностью характеристик: энергии ионизации, энергии сродства к электрону и электроотрицательности.

Энергия ионизации — это энергия, необходимая для отрыва внешнего электрона от изолированного атома в газовой фазе. При отрыве электрона от атома образуется соответствующий катион.

Чем меньше энергия ионизации, тем более выражены металлические свойства атомов элемента.



Сродство к электрону — энергия, которая выделяется при присоединении электрона к нейтральному атому.

Чем больше сродство к электрону, тем более выражены неметаллические свойства.



Электроотрицательность — это способность атомов химического элемента оттягивать к себе общие электронные пары, участвующие в образовании химической связи.

Элементы-металлы имеют низкие значения электроотрицательности, а элементы-неметаллы, наоборот, высокие.

Самый электроотрицательный элемент — фтор F (его электроотрицательность по шкале Полинга принята равной 4,0), затем кислород O, азот N.

МЕТАЛЛЫ IA–IIIA ГРУППЫ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ

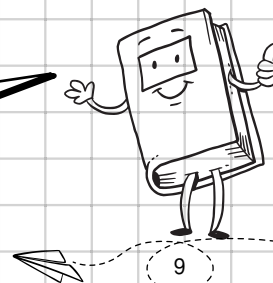
Металлы составляют более 75 % элементов Периодической системы. Это *s*-элементы, кроме водорода и гелия, все *d*- и *f*-элементы, часть *p*-элементов. Несмотря на их большое разнообразие, они объединены рядом общих физических и химических свойств.

s-МЕТАЛЛЫ

Элементы IA группы называются **щелочными металлами**. Последний элемент группы франций Fr радиоактивен, период полураспада его наиболее устойчивого изотопа ${}^{223}_{87}\text{Fr}$ составляет 21,8 мин. Четыре элемента IIA группы (Ca, Sr, Ba, Ra) — **щёлочноземельные металлы**.

Степени окисления *s*-металлов совпадают с номерами групп и равны +1, +2 соответственно.

s-Металлы проявляют сильные восстановительные свойства, поскольку валентные электроны атомов слабо связаны с ядром и могут быть легко оторваны от него.



Периодический закон и Периодическая система...

Степень окисления — это условный заряд атомов химического элемента в соединении, вычисленный из предположения, что соединение состоит только из ионов.

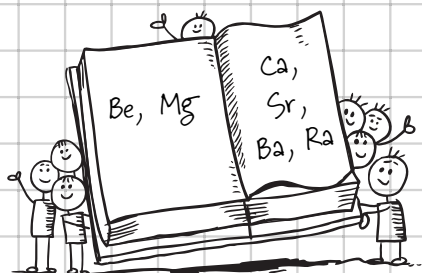


A



Период полураспада — промежуток времени, в течение которого разрушается половина ядер атомов данного изотопа.

B



Согласно рекомендациям ИЮПАК все элементы IIA подгруппы стоит относить к щёлочноземельным металлам (включая Be и Mg). В российских учебниках Be и Mg к щёлочноземельным металлам не причисляют из-за резко отличающихся свойств

Мои примеры



У атомов хрома и меди наблюдается провал (проскок) электрона, поэтому электронная конфигурация их внешнего уровня такая: Cr — $4s^1 3d^5$, Cu — $4s^1 3d^{10}$.

Изменение свойств s-металлов

Радиусы атомов увеличиваются по группе сверху вниз. Такая закономерность характерна для элементов всех главных подгрупп. Величины **энергии ионизации**, соответственно, уменьшаются, а **восстановительные свойства** металлов усиливаются.

В основном состоянии у атомов элементов IIA группы нет неспаренных электронов. Они могут появиться только в результате перехода $ns^2 \rightarrow ns^1 np^1$, что требует энергетических затрат на возбуждение.

p-МЕТАЛЛЫ

Электронная конфигурация

Электронная конфигурация основного состояния p-металлов IIIA группы $ns^2 np^1$ характеризуется наличием одного неспаренного электрона. В возбуждённом состоянии число неспаренных электронов увеличивается до трёх. В соединениях элементы IIIA группы проявляют наиболее характерную степень окисления +3.

Изменение свойств p-металлов

Радиусы атомов уменьшаются при переходе от алюминия к галлию. Причиной является то, что заполнение d-оболочки сопровождается последовательным сжатием атомов, в 3d-ряду оно оказывается настолько сильным, что превосходит увеличение радиуса при появлении четвёртого энергетического уровня. Вследствие этого свойства соединений алюминия +3 во многом схожи со свойствами соединений галлия +3.

Возрастание энергии ионизации при переходе от индия к таллию является результатом d- и f-сжатия, что приводит к усилению взаимодействия валентных электронов с ядром атома, и степень окисления +1 становится более стабильной для таллия. Это подтверждает общую закономерность для p-элементов: вниз по группе усиливается устойчивость соединений в низших степенях окисления.

В ряду Al — Ga — In — Tl происходит усиление основных свойств соединений и ослабление кислотных. Металлические свойства p-металлов IIIA группы выражены слабее, чем у s-металлов, и усиливаются от Al к Tl.

ПЕРЕХОДНЫЕ ЭЛЕМЕНТЫ

(МЕДЬ, ЦИНК, ХРОМ, ЖЕЛЕЗО)

В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ

К переходным элементам (d-элементам) относятся элементы побочных (B) подгрупп Периодической системы. В атомах d-элементов с увеличением заряда ядра заполняются орбитали предвнешнего ($n - 1$) уровня. Валентными электронами являются электроны, находящиеся на ns- и $(n - 1)d$ -орбиталях. Все d-элементы в основном состоянии имеют электронные конфигурации $(n - 1)d^{1-10} ns^{1-2}$.

ОСНОВНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ ПЕРЕХОДНЫХ МЕТАЛЛОВ

Металл	Электронная конфигурация	Характерные степени окисления*
Cr	$\dots 3d^5 4s^1$	+2, +3, +6
Fe	$\dots 3d^6 4s^2$	+2, +3, +6
Cu	$\dots 3d^{10} 4s^1$	+1, +2
Zn	$3d^{10} 4s^2$	+2

*Выделены наиболее характерные степени окисления.

Периодический закон и Периодическая система...

ИЗМЕНЕНИЕ СВОЙСТВ d -ЭЛЕМЕНТОВ

Радиусы атомов d -элементов при движении слева направо по периоду уменьшаются (d -сжатие).

В целом в периоде слева направо энергии ионизации возрастают, а металлические свойства ослабевают. Резкое увеличение энергии ионизации и повышенная устойчивость наблюдаются у атомов, имеющих полностью d^{10} (Cu, Zn) или наполовину d^5 (Cr) заполненные орбитали.

СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ

В соединениях d -элементы проявляют **переменные** степени окисления. Низкую степень окисления +2 проявляют практически все d -элементы, так как на внешнем слое у большинства d -элементов находится два электрона.

Высшая степень окисления для большинства d -элементов равна номеру группы.

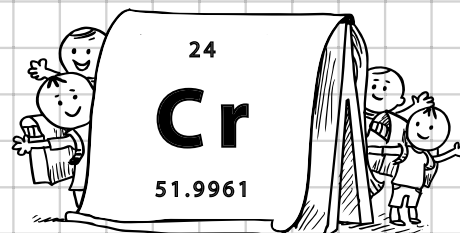
В **низших** степенях окисления некоторые $3d$ -металлы находятся в катионной форме (Fe^{2+} , Cr^{2+} , Cu^{1+}), проявляют основные и восстановительные свойства. В высоких степенях окисления d -элементы образуют анионные формы ($Cr_2O_7^{2-}$), проявляют кислотные и окислительные свойства.

Соединения d -металлов в **промежуточных** степенях окисления проявляют амфотерные свойства.

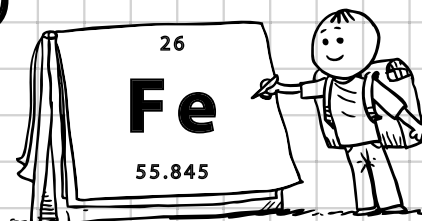
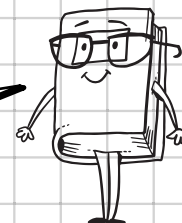
Амфотерные свойства — это способность проявлять одновременно как кислотные, так и основные свойства в зависимости от того, с чем вступает в реакцию вещество.

В основном состоянии атомы элементов IB и IIB групп имеют электронную конфигурацию $(n - 1)d^{10}ns^1$ и $(n - 1)d^{10}ns^2$ соответственно. Валентные электроны атомов расположены на d - и s -подуровнях. Электронные конфигурации элементов IB, IIB и щелочных, щёлочноземельных металлов напоминают друг друга. Однако, несмотря на сходство в строении внешних оболочек атомов I, IIA и I, IIB групп, химические свойства

Начиная с 6-го периода, в периодичности свойств наблюдается некоторое несоответствие. Это связано с заполнением f -подуровня (на котором помещается 14 электронов!). В школьном курсе эту тему не затрагивают.

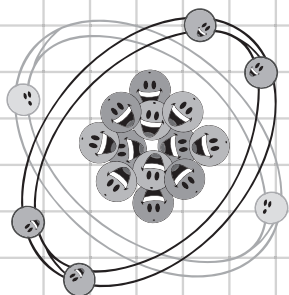


Хром в соединениях проявляет степени окисления +2, +3, +6. Для хрома состояние +3 наиболее устойчиво. Рост степени окисления сопровождается усилением кислотных и окислительных свойств



Железо — это металл со средней восстановительной активностью, более низкой, чем у хрома





В возбуждённом состоянии у атома углерода на четырёх валентных орбиталях располагается четыре валентных электрона. Благодаря такому строению углерод может образовывать бесчисленное количество соединений, которые изучаются в курсе органической химии

Мои заметки

металлов значительно различаются. Это объясняется тем, что заполненные *d*-орбитали в атомах меди и цинка «экранируют» внешние *s*-электроны. Поэтому значения энергий ионизации имеют для данных элементов высокие значения.

НЕМЕТАЛЛЫ IVA-VIIA ГРУППЫ В ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЕ

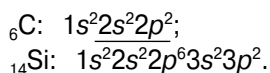
В Периодической системе химических элементов неметаллы располагаются только в главных (A) подгруппах. Неметаллы VIIA группы называются **инертными (благородными) газами**, которые обладают малой реакционной способностью.

P-ЭЛЕМЕНТЫ IVA ГРУППЫ

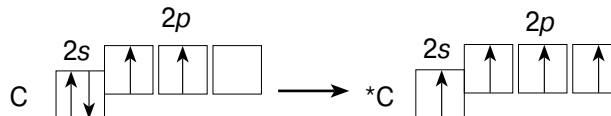
Неметаллами IVA группы являются углерод C и кремний Si.

Электронные конфигурации атомов

Полные электронные формулы атомов неметаллов IVA группы (подчёркнуты валентные электроны):



Сокращённая электронная конфигурация: ns^2np^2 . На внешнем электронном уровне атомов четыре электрона. В основном состоянии атомы имеют по два неспаренных электрона. При переходе в возбуждённое состояние распариваются электроны *s*-подуровней.



С ростом атомного номера элемента в целом наблюдается увеличение радиусов атомов и уменьшение значений электроотрицательности. С ростом заряда ядра металлические свойства элементов усиливаются.

ОСНОВНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ АТОМОВ УГЛЕРОДА C И КРЕМНИЯ Si

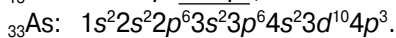
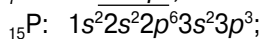
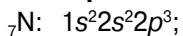
	Агрегатное состояние простых веществ	Степени окисления*
C, Si	твёрдые вещества	-4, +2, +4

*Выделены наиболее характерные степени окисления.

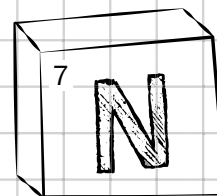
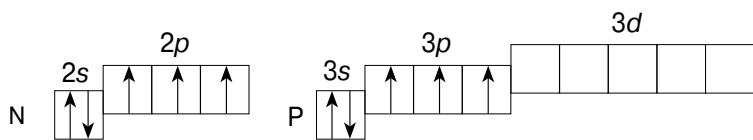
P-ЭЛЕМЕНТЫ VA ГРУППЫ

К неметаллам VA группы относятся азот N, фосфор P и мышьяк As.

Электронные конфигурации атомов



Сокращённая электронная конфигурация: $\dots ns^2 np^3$. На внешнем энергетическом уровне атомов находится по пять электронов — одна электронная пара и три неспаренных электрона.



Особенность азота заключается в том, что валентность его атома в соединениях не превышает IV, так как у него отсутствует d -подуровень и он не может иметь возбуждённого состояния с пятью неспаренными электронами

ОСНОВНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ АТОМОВ АЗОТА N, ФОСФОРА P И МЫШЬЯКА As

	Агрегатное состояние простых веществ	Степени окисления*
N	газ	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3, +4, +5
P	твёрдые вещества	-3, 0, +1, +3, +5
As		-3, 0, +3, +5

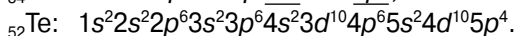
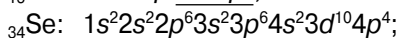
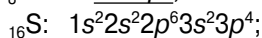
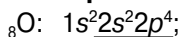
*Выделены наиболее характерные степени окисления.

Ⓐ Периодический закон и Периодическая система...

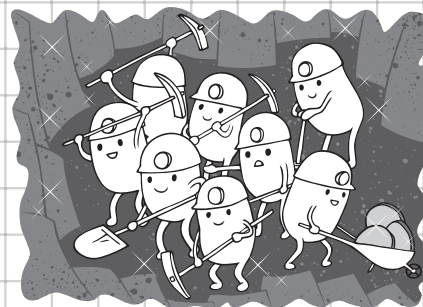
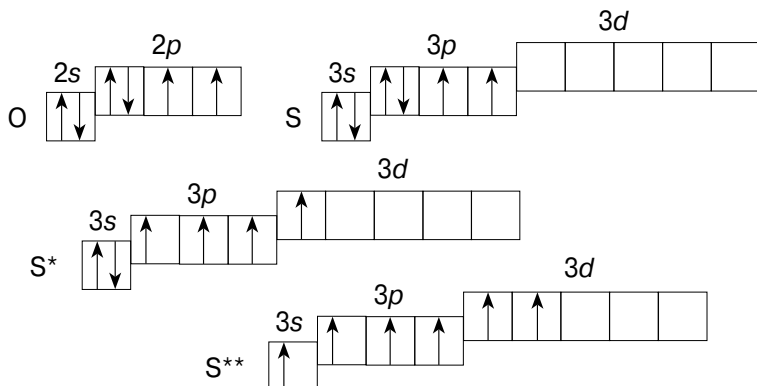
p-ЭЛЕМЕНТЫ VIA ГРУППЫ

К неметаллам VIA группы относятся кислород O, сера S, селен Se, теллур Te. Общее название — **халькогены**.

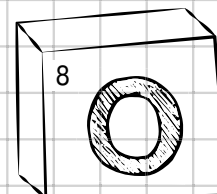
Электронные конфигурации атомов



Сокращённая электронная конфигурация: $\dots ns^2 np^4$. На внешнем электронном уровне атомов находится по шесть валентных электронов — две электронные пары и два неспаренных электрона.



«Халькогены» в переводе с греческого языка — «рождающие руды»



Кислород в соединения почти всегда имеет степень окисления -2. В пероксидах он проявляет степень окисления -1. В соединениях с фтором кислород имеет положительные степени окисления (+1 и +2)

По мере роста заряда ядра атомов увеличивается радиус атомов. Сверху вниз по группе неметаллические свойства элементов халькогенов ослабевают, а металлические нарастают.

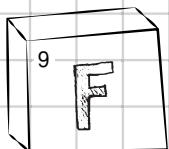


ОСНОВНЫЕ ХАРАКТЕРИСТИКИ АТОМОВ КИСЛОРОДА O, СЕРЫ S, СЕЛЕНА Se, ТЕЛЛУРА Te

	Агрегатное состояние простых веществ	Степени окисления*
O	газ	-2, -1, 0, +1, +2
S, Se, Te	твёрдые вещества	-2, 0, +2, +4, +6

*Выделены наиболее характерные степени окисления.

Галогены являются типичными неметаллами. Они образуют огромное количество соединений в различных степенях окисления.

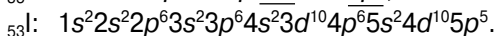
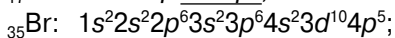
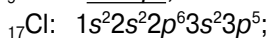
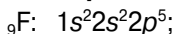


Особенность фтора заключается в том, что он способен проявлять в соединениях только две степени окисления: 0 и -1, так как является самым электроотрицательным элементом

P-ЭЛЕМЕНТЫ VIIA ГРУППЫ

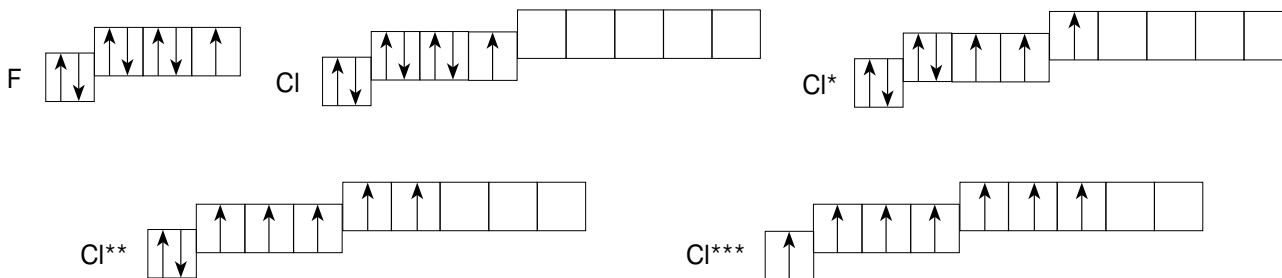
К неметаллам VIIA группы относятся фтор F, хлор Cl, бром Br, иод I. Общее название — **галогены**.

Электронные конфигурации атомов в основном состоянии:



Сокращённая электронная конфигурация: $\dots ns^2 np^5$. На внешнем электронном уровне атомов находится по семь валентных электронов — три электронные пары и один неспаренный электрон.

При переходе сверху вниз по группе происходит усиление металлических свойств, которые наиболее сильно проявляются у последних элементов ряда.

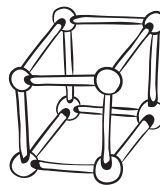


ОБЩАЯ ХАРАКТЕРИСТИКА АТОМОВ ФТОРА F, ХЛОРА Cl, БРОМА Br, ИОДА I

	Агрегатное состояние простых веществ	Степени окисления*
F	газ	-1, 0
Cl	газ	-1, 0, +1, +3, +4, +5, +6, +7
Br	жидкость	-1, 0, +1, +3, +5, +7
I	твёрдое вещество	

*Выделены наиболее характерные степени окисления.

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ И СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА



Различают три основных типа внутримолекулярной химической связи: ковалентную, ионную, металлическую. Кроме того, отдельно выделяют водородную связь.

ТИПЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

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

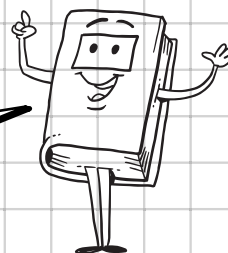
Химическая связь и строение вещества

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.

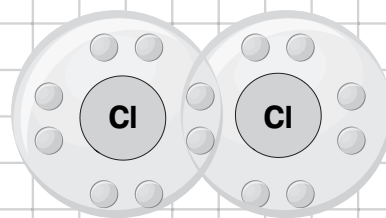
Валентный угол — угол между воображаемыми прямыми, проходящими через центры атомов, участвующих в образовании химической связи.

КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

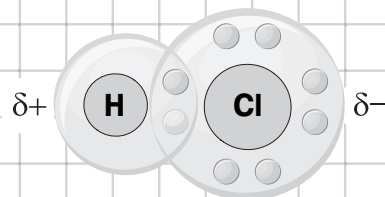
Ковалентная связь — это химическая связь, которая образована общими электронными парами атомов.

Неполярная ковалентная связь возникает между атомами одного и того же элемента (например, H_2 , O_2 и др.).

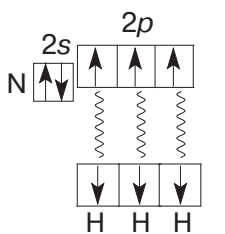
Полярная ковалентная связь образуется атомами разных элементов, незначительно отличающихся своей электроотрицательностью (например, в молекулах H_2O , NF_3).



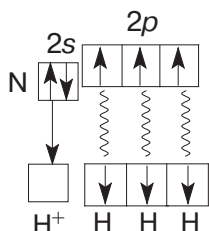
Неполярная ковалентная связь



Полярная ковалентная связь



Обменный механизм

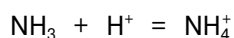


Донорно-акцепторный механизм

Различают два механизма образования ковалентной связи: обменный (спин-валентный) и донорно-акцепторный.

Обменный механизм образования ковалентной связи — это механизм, по которому каждый из связываемых атомов предоставляет по одному неспаренному электрону для образования связи (например, NH_3).

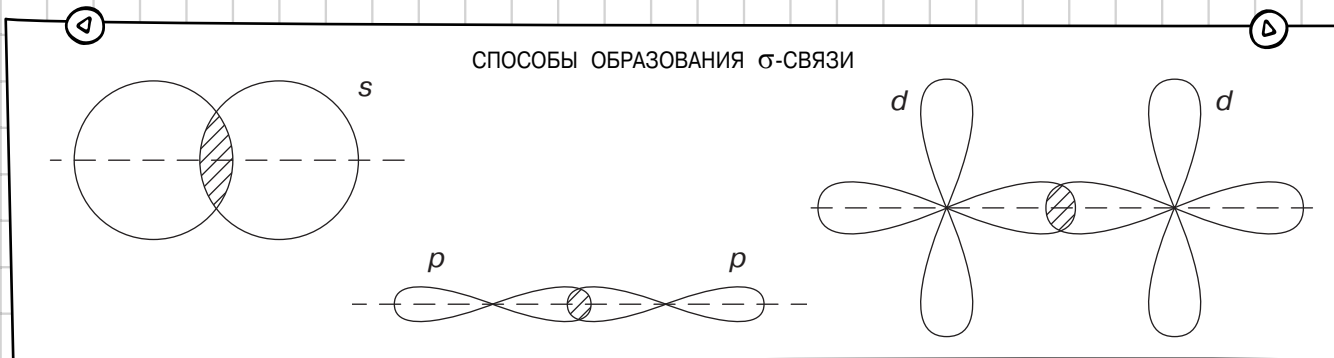
Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной связи — это механизм, по которому один атом (**донор**) предоставляет неподелённую пару электронов, а другой (**акцептор**) — вакантную орбиталь (например, молекула аммиака за счёт наличия неподелённой электронной пары азота может образовать четвертую связь с элементом, имеющим вакантную орбиталь).



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 образующегося облака различают σ - (сигма-) и π - (пи-) связи.

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



π -Связи образуются при перекрывании электронных облаков над линией и под линией, соединяющей ядра атомов.

