

ОГЛАВЛЕНИЕ

ХИМИЯ

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Современные представления о строении атома	8
Электронная конфигурация атома	8
Основное и возбуждённое состояние атомов	9
Периодический закон и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева	9
Закономерности изменения свойств элементов и их соединений	10
Общая характеристика металлов IA–IIIA групп	10
Общая характеристика металлов IIIA группы	11
Характеристика переходных элементов	11
Общая характеристика неметаллов IVA–VIIA групп	12
Химическая связь и строение вещества	12
Ионная связь. Металлическая связь. Водородная связь	13
Электроотрицательность. Степень окисления и валентность	13
Молекулярное и немoleкулярное строение веществ	14
Тип кристаллической решётки	14
Химическая реакция	15
Тепловой эффект химической реакции	15
Скорость реакции, её зависимость от различных факторов	16
Обратимые и необратимые химические реакции. Химическое равновесие	16
Смещение химического равновесия под действием факторов	17
Электролитическая диссоциация электролитов в водных растворах	17

Основные положения теории электролитической диссоциации	18
Реакции ионного обмена	18
Гидролиз солей	19
Окислительно-восстановительные реакции	20
Коррозия металлов	20
Электролиз расплавов и растворов (солей, щелочей, кислот)	21
Ионный (правило Марковникова) и радикальный механизмы реакций в органической химии	21

НЕОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ

Номенклатура химических веществ	22
Характерные химические свойства простых веществ-металлов	22
Характерные химические свойства щёлочных металлов	23
Характерные химические свойства щёлочноземельных металлов	23
Характерные химические свойства простого вещества алюминия	24
Характерные химические свойства переходных металлов	24
Характерные химические свойства железа	25
Характерные химические свойства водорода	25
Характерные химические свойства галогенов	26
Характерные химические свойства кислорода и озона	26
Характерные химические свойства серы и её соединений	27
Характерные химические свойства азота и его соединений	28
Характерные химические свойства фосфора	29
Характерные химические свойства углерода	29

● ОГЛАВЛЕНИЕ

Оксиды углерода CO и CO ₂ . Угольная кислота и её соли	30	Характерные химические свойства алкенов	38
Характерные химические свойства кремния	30	Характерные химические свойства диенов	39
Характерные химические свойства основных оксидов	31	Характерные химические свойства алкинов	40
Характерные химические свойства кислотных и амфотерных оксидов	31	Характерные химические свойства ароматических углеводородов	40
Характерные химические свойства оснований и амфотерных гидроксидов	32	Характерные химические свойства предельных одноатомных и многоатомных спиртов	41
Характерные химические свойства кислот	32	Характерные химические свойства фенолов	41
Характерные химические свойства солей: средних, кислых, основных, комплексных	33	Характерные химические свойства альдегидов	42
ОРГАНИЧЕСКАЯ ХИМИЯ		Характерные химические свойства предельных карбоновых кислот	43
Теория строения органических соединений	34	Характерные химические свойства сложных эфиров	43
Виды изомерии	34	Характерные химические свойства аминов	44
Типы связей в молекулах органических веществ	35	Характерные химические свойства аминокислот	44
Гибридизация атомных орбиталей углерода	35	Биологически важные вещества. Жиры	45
Функциональная группа. Радикал	36	Биологически важные вещества. Белки	46
Классификация органических веществ	36	Биологически важные вещества. Углеводы. Моносахариды	47
Номенклатура органических веществ (тривиальная и международная)	37	Биологически важные вещества. Дисахариды	48
Характерные химические свойства алканов. Циклоалканы	38	Биологически важные вещества. Полисахариды	48
		Взаимосвязь органических соединений	50

БИОЛОГИЯ**БИОЛОГИЯ КАК НАУКА.****МЕТОДЫ НАУЧНОГО****ПОЗНАНИЯ**

Биология как наука	52
Уровневая организация	52
Общие признаки биологических систем	53
Методы познания живой природы	53

КЛЕТКА КАК**БИОЛОГИЧЕСКАЯ СИСТЕМА**

Современная клеточная теория	54
Многообразие клеток. Прокариотические и эукариотические клетки	54
Химический состав клетки	55
Строение и функции углеводов	56
Строение и функции липидов	56
Строение и функции белков	57
Строение и функции нуклеиновых кислот	57
Строение и функции частей и органоидов клетки	58
Обмен веществ и превращения энергии	59
Дыхание и брожение	59
Фотосинтез	60
Хемосинтез	60
Генетическая информация в клетке	61
Бiosинтез белка и нуклеиновых кислот	61
Клетка — генетическая единица живого. Хромосомы	62
Жизненный цикл клетки	62

ОРГАНИЗМ КАК**БИОЛОГИЧЕСКАЯ СИСТЕМА**

Разнообразие организмов	63
Воспроизведение организмов. Способы размножения	63
Оплодотворение у цветковых растений и животных	64
Онтогенез. Эмбриональное и постэмбриональное развитие организмов	64
Генетика, её задачи. Наследственность и изменчивость	65
Хромосомная теория наследственности. Ген и геном	66

Законы наследования

Г. Менделя	67
Законы Т. Моргана: сцепленное наследование признаков	68
Генетика пола. Взаимодействие генов	68
Ненаследственная и наследственная изменчивость. Виды мутаций	69
Селекция, её задачи и методы. Закон гомологических рядов Биотехнология, клеточная и генная инженерия, клонирование	70
Многообразие организмов. Работы К. Линнея и Ж. Б. Ламарка	71
Царство бактерий	71
Царство грибов	72
Лишайники	72
Царство растений. Клетки и ткани растений	73
Строение и функции корня	73
Строение и функции побега (почка, стебель, лист)	74
Строение и функции цветка. Семя, плод	74
Жизнедеятельность растительного организма	75
Размножение растительного организма	76
Многообразие растений	77
Царство животных. Тип Кишечнополостные	78
Тип Плоские черви	78
Тип Круглые черви, или Первичнополостные	79
Тип Кольчатые черви	79
Тип Моллюски, или Мягкотелые	80
Тип Членистоногие	80
Хордовые животные. Основные признаки строения и классификация	81

ОРГАНИЗМ ЧЕЛОВЕКА**И ЕГО ЗДОРОВЬЕ**

Ткани	82
Пищеварительная система	82
Дыхательная система	83

● ОГЛАВЛЕНИЕ

Выделительная система	83
Опорно-двигательная система.	
Скелет и мышцы	84
Покровная система	85
Система кровообращения	85
Лимфатическая система	86
Размножение и развитие человека	86
Внутренняя среда организма человека. Группы крови	87
Иммунитет	87
Обмен веществ и превращение энергии в организме человека	88
Нервная система	88
Эндокринная система. Нейрогуморальная регуляция процессов жизнедеятельности	89
Анализаторы.	
Органы чувств	89
Высшая нервная деятельность	90
Сон, его значение.	
Сознание, память, эмоции, речь, мышление	90

ЭВОЛЮЦИЯ ЖИВОЙ ПРИРОДЫ

Вид, его критерии. Популяция.	
Микроэволюция	91
Эволюционная теория Ч. Дарвина	91
Формы естественного отбора. Виды борьбы за существование	92
Синтетическая теория эволюции. Элементарные факторы эволюции	92
Приспособленность организмов к среде обитания	93
Макроэволюция. Направления и пути эволюции	93

ЭКОСИСТЕМЫ И ПРИСУЩИЕ ИМ ЗАКОНОМЕРНОСТИ

Среды обитания организмов. Экологические факторы.	
Экосистема	94
Разнообразие, саморазвитие и смена экосистем	95
Биосфера — глобальная экосистема	95

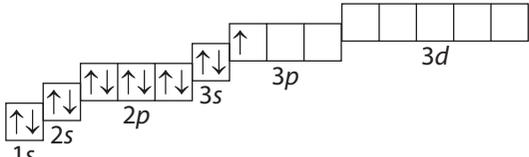
ХИМИЯ

ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

Современные представления о строении атома

<p>Атом — сложная нейтральная частица, состоящая из протонов, электронов и нейтронов</p>	<p>Количество протонов в ядре определяет величину его положительного заряда — основной характеристики элемента. Количество протонов в ядрах атомов элементов — всегда постоянное число</p>
<p>Вся масса атома содержится в ядре, которое состоит из нуклонов — протонов (1_1p или p^+), частиц, имеющих заряд +1 и массу, равную массе атома водорода, и нейтронов, частиц, не имеющих заряда, с массой, равной массе протона, т. е. 1</p>	<p>Разновидности атомов с одинаковым зарядом ядра, но разными массами, называют изотопами. Так, изотоп хлора ${}^{35}_{17}\text{Cl}$ содержит 17 протонов и 18 нейтронов, а ${}^{37}_{17}\text{Cl}$ — 17 протонов и 20 нейтронов</p>
<p>Электроны (e^-) — это элементарные частицы, имеющие массу $1/1837$ о. а. м. и заряд -1</p>	<p>Принадлежность химического элемента к тому или иному электронному семейству определяют по электронной конфигурации (электронной формуле), которая показывает расположение электронов на энергетических уровнях и орбиталях атомов</p>
<p>Пространство вокруг ядра атома, где наиболее вероятно нахождение данного электрона, называют орбиталью этого электрона или электронным облаком</p>	

Электронная конфигурация атома

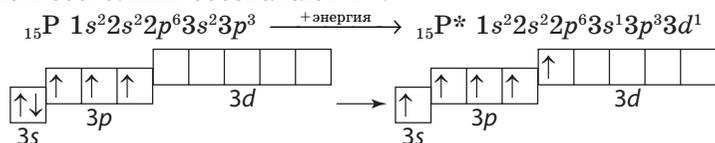
<p>Порядок заполнения орбиталей</p>	
<p>Заполнение электронами энергетических уровней в атоме подчиняется принципу минимальной энергии, т. е. в первую очередь заполняются энергетические уровни, расположенные ближе к ядру, а именно <i>s</i>-орбитали, потом <i>p</i>-орбитали и <i>d</i>-орбитали</p>	
<p style="text-align: center;">Принцип Паули</p> <p>На каждой орбитали могут находиться не более двух электронов, причём спины их противоположны.</p> <p> $\boxed{\downarrow\downarrow}$ — запрещено; $\boxed{\uparrow\downarrow}$ — разрешено </p>	<p style="text-align: center;">Правило Хунда</p> <p>Орбитали заполняются электронами так, чтобы их суммарный спин был максимальным.</p> <p> $\boxed{\uparrow\downarrow}\boxed{\uparrow}\boxed{}$ — запрещено; $\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}\boxed{\uparrow}$ — разрешено </p>
<p>Электронная конфигурация атома алюминия: $1s^22s^22p^63s^23p^1$. Графическая электронная формула элемента алюминия:</p> <div style="text-align: center;">  <p> $1s$ $2s$ $2p$ $3s$ $3p$ $3d$ </p> </div>	

Основное и возбуждённое состояние атомов

Строение наружных энергетических уровней атомов химических элементов определяет в основном свойства их атомов. Эти уровни называют **валентными**, а электроны, которые на них находятся, называются **валентными электронами**. Электроны этих уровней принимают участие в образовании химических связей.

Валентность атома химического элемента определяется в первую очередь **числом неспаренных электронов**

Атом фосфора в **основном** (стационарном) и **возбуждённом** (то есть получившим дополнительную энергию) состоянии. Атом фосфора в возбуждённом состоянии обозначают P*.



Периодический закон

и Периодическая система химических элементов Д. И. Менделеева

<p>Периодический закон Свойства химических элементов и образуемых ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер</p>	<p>Периодическая система — это таблица всех известных химических элементов, которые расположены в соответствии с периодическим законом</p>
<p>Основной характеристикой элемента в периодической системе является его порядковый номер, который указывает на заряд ядра атома элемента, то есть определяет число протонов в нём и число электронов в электронной оболочке атома</p>	<p>Периодом называется горизонтальный ряд элементов в периодической системе, который расположен в порядке возрастания зарядов ядер их атомов, и начинается щелочным металлом, а заканчивается инертным газом</p>
<p>Периоды могут состоять из одного (так называемого малого) или двух (большие периоды) рядов. Номер периода, в котором расположен тот или иной элемент, соответствует числу энергетических уровней в атоме. Вертикальные столбцы элементов в периодической системе называют группами</p>	<p>Каждая группа состоит из двух подгрупп — главной и побочной. Подгруппу, в которую входят элементы и малых, и больших периодов, называют главной подгруппой. Подгруппу, в которую входят элементы только больших периодов, называют побочной подгруппой</p>
<p>Номер группы для элементов главных подгрупп равен максимальному числу валентных электронов</p>	

Закономерности изменения свойств элементов и их соединений

<p>В пределах одного и того же периода слева направо металлические свойства элементов ослабевают, а неметаллические усиливаются</p>	
<p>У соединений элементов в периодах слева направо возрастает:</p> <ul style="list-style-type: none"> • степень окисления в высших оксидах от +1 до +8; • степень окисления в летучих водородных соединениях от -4 до -1 	<p>Проявляются также изменения свойств:</p> <ul style="list-style-type: none"> • оксиды от основных через амфотерные сменяются кислотными оксидами; • гидроксиды от щелочей через амфотерные сменяются кислотами
<p>Строение атомов объясняет эти изменения свойств, так как:</p> <ul style="list-style-type: none"> • увеличиваются заряды атомных ядер элементов; • увеличивается число электронов на внешнем энергетическом уровне атомов; • число энергетических уровней не изменяется; • радиус атомов уменьшается 	
<p>В пределах одной и той же группы (в главной подгруппе) сверху вниз металлические свойства элементов усиливаются, а неметаллические ослабевают, так как:</p> <ul style="list-style-type: none"> • увеличиваются заряды атомных ядер элементов; • число электронов на внешнем энергетическом уровне не изменяется; • увеличивается число энергетических уровней в атомах; • увеличивается радиус атомов 	

Общая характеристика металлов IA–IIIA групп

<p>Металлы — это химические элементы, атомы которых отдают электроны внешнего (а некоторые — и предвнешнего) электронного слоя, превращаясь в положительные ионы</p>	<p>Металлы в периодической системе находятся ниже диагонали бор — астат, а также выше неё в побочных подгруппах</p>
<p>Щелочные металлы Это элементы главной подгруппы I группы периодической системы. Атомы щелочных металлов содержат на внешнем энергетическом уровне только один электрон, который они легко отдают при химических взаимодействиях, поэтому являются сильнейшими восстановителями. Понятно, что с увеличением радиуса атома восстановительные свойства щелочных металлов усиливаются от лития к францию. С. О. +1</p>	<p>Щёлочноземельные металлы Это элементы, составляющие главную подгруппу II группы. На валентном уровне всех щёлочноземельных элементов находятся два электрона, так как в химических реакциях энергетически выгоднее их отдать, чем присоединить необходимые для завершения внешнего энергетического уровня шесть электронов. Поэтому все элементы II периода являются металлами, однако их металлические свойства различны</p>

Общая характеристика металлов IIIA группы

Алюминий Al — элемент главной подгруппы III группы 3-го периода. Его атом содержит на внешнем энергетическом уровне три электрона, которые он легко отдаёт при химических взаимодействиях. У родоначальника подгруппы бора радиус атома меньше (у бора он равен 0,080 нм, у алюминия — 0,143 нм). У атома алюминия имеется промежуточный восьмиэлектронный слой ($2\bar{e}$; $8\bar{e}$; $3\bar{e}$), который препятствует притяжению внешних электронов к ядру. Поэтому у атома алюминия восстановительные свойства выражены сильнее, чем у атома бора.
С. О. +3

Характеристика переходных элементов

Медь, цинк, хром и железо находятся в побочных подгруппах периодической системы. Эти элементы — металлы	Валентные электроны у них расположены на внешних уровнях (<i>s</i> -электроны) и на предвнешних уровнях (<i>d</i> -электроны)
<p style="text-align: center;">Медь</p> <p>Медь (Cu) — элемент побочной подгруппы первой группы. Электронная формула: (...$3d^{10}4s^1$). Десятый <i>d</i>-электрон у неё подвижный, т. к. он переместился с <i>4s</i>-подуровня. Медь в соединениях проявляет степени окисления +1 (Cu_2O) и +2 (CuO)</p>	<p style="text-align: center;">Цинк</p> <p>Цинк (Zn) — элемент побочной подгруппы II группы. Электронная формула: (...$3d^{10}4s^2$). Так как в атомах цинка предпоследний <i>d</i>-подуровень полностью завершён, то цинк в соединениях проявляет степень окисления +2</p>
<p style="text-align: center;">Хром</p> <p>На примере хрома (Cr) можно показать, что свойства переходных элементов меняются не принципиально: происходит количественное изменение, связанное с изменением числа электронов на валентных орбиталях. Электронная формула: (...$3d^54s^1$). Максимальная степень окисления хрома +6</p>	<p style="text-align: center;">Железо</p> <p>Железо (Fe) — элемент побочной подгруппы VIII группы и 4-го периода периодической системы. Электронная формула: (...$3d^64s^2$). Подобно всем металлам, атомы железа проявляют восстановительные свойства, отдавая при химических взаимодействиях два электрона с последнего уровня (С. О. +2) и электрон с предпоследнего уровня, повышая С. О. до +3</p>
У переходных элементов-металлов побочных подгрупп периодической системы валентные электроны находятся на внешних (<i>s</i> -электроны) и предвнешних (<i>d</i> -электроны) уровнях	
Для элементов характерны переменные С. О. Соединения проявляют различные кислотно-основные свойства	С возрастанием С. О. элемента в оксиде и гидроксиде кислотные свойства последних усиливаются

Общая характеристика неметаллов IVA–VIIA групп

<p>Неметаллы — это химические элементы, для атомов которых характерна способность принимать электроны до завершения внешнего слоя благодаря наличию на внешнем электронном слое четырёх и более электронов и малому радиусу атомов по сравнению с атомами металлов (исключение — инертные газы)</p>	<p>Элементы-неметаллы (исключение — водород) занимают в периодической системе элементов правый верхний угол, образуя треугольник, вершиной которого является фтор (F), а основанием — диагональ В–At. Неметаллы — это элементы главных подгрупп, в основном <i>p</i>-элементы, исключение — водород — <i>s</i>-элемент</p>
<p style="text-align: center;">Аллотропия</p> <p>Большое число элементов-неметаллов образуют несколько простых веществ — аллотропных модификаций. Это свойство атомов называют аллотропией. Она может быть связана с разным составом молекул (O₂, O₃) и с разным строением кристаллов. Аллотропными модификациями углерода являются графит, алмаз, карбин, фуллерен</p>	

Химическая связь и строение вещества

<p>Под химической связью понимают такое взаимодействие атомов, которое связывает их в молекулы, ионы, радикалы, кристаллы</p>	<p>Ковалентная химическая связь — это связь, возникающая между атомами за счёт образования общих электронных пар между атомами</p>
<p style="text-align: center;">Обменный механизм образования ковалентной связи</p> <p>В этом случае атомы образуют общие электронные пары за счёт объединения неспаренных электронов.</p> <p>Например, для водорода H₂:</p> $\text{H} \cdot + \cdot \text{H} \rightarrow \text{H} \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\times}} \text{H}, \text{ или } \text{H} - \text{H}$ <p>Связь возникает благодаря перекрыванию <i>s</i>-орбиталей.</p> $\begin{array}{c} \bigcirc \\ s \end{array} + \begin{array}{c} \bigcirc \\ s \end{array} = \begin{array}{c} \bigcirc \bigcirc \\ s-s \end{array}$ <p>Между ядрами водорода возникает некоторая дополнительная электронная плотность — отрицательный заряд, стягивающий положительные ядра атомов</p>	<p style="text-align: center;">Донорно-акцепторный механизм образования ковалентной химической связи</p> <p>Образование ковалентной связи иона аммония NH₄⁺:</p> $\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\times}} \text{H} \\ \text{донор} \end{array} + \begin{array}{c} \square \\ \text{H}^+ \text{Cl}^- \\ \text{акцептор} \\ \text{аммиак} \quad \text{соляная кислота} \end{array} \rightarrow \left[\begin{array}{c} \text{H} \\ \text{H} \overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\times}} \text{H} \\ \text{H} \end{array} \right]^+ \text{Cl}^-$ <p>Донор имеет электронную пару, акцептор — свободную орбиталь □, которую эта пара может занять. В ионе аммония все четыре связи с атомами водорода ковалентные: три образовались по обменному механизму, одна — по донорно-акцепторному</p>
<p style="text-align: center;">Характеристики ковалентной связи</p>	
<p>Длина связи — это расстояние между ядрами атомов. Химическая связь тем прочнее, чем меньше её длина</p>	<p>Мерой прочности связи является энергия связи, которая определяется количеством энергии, необходимой для разрыва связи</p>