

Методические рекомендации по подготовке к ЕГЭ по химии

Подготовил учитель химии
МБОУ СОШ № 4 им. Е.С. Смыка
Г.Д. Шелковской

№1 Электронная конфигурация

В 1911 году Эрнест Резерфорд, проделав ряд экспериментов, пришёл к выводу, что атом представляет собой подобие планетной системы, в которой электроны движутся по орбитам вокруг расположенного в центре атома тяжёлого положительно заряженного ядра.

АТОМ- мельчайшая частица химического элемента, состоящая из ядра и электронов

Каждый атом состоит из субатомных частиц – протонов (p^+), нейтронов (n^0) и электронов (e^-)

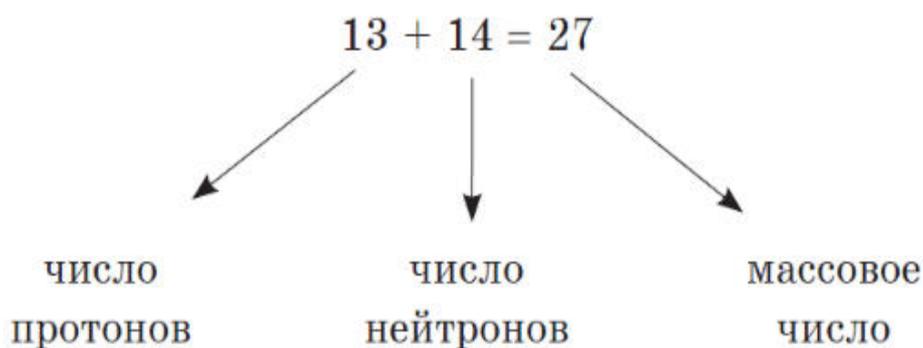
Сумма числа протонов и нейтронов в атоме называется **массовым числом**.

$$A = Z + N$$

A-массовое число, Z-число протонов (порядковый номер), N-число нейтронов

$$N = A - Z$$

Например атом алюминия



Например, число нейтронов в атоме железа равно:

$$56 - 26 = 30.$$

Основные характеристики элементарных частиц.

Частица и ее обозначение	Заряд	Примечание
Протон - p^+	+1	Число протонов равно порядковому номеру элемента
Нейтрон - n^0	0	Число нейтронов находят по формуле: $N=A-Z$
Электрон -	-1	Число электронов равно порядковому номеру элемента

ИОН — электрически заряженная частица

КАТИОН — положительно заряженный ион

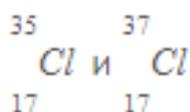
АНИОН — отрицательно заряженный ион

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

Слово *изотоп* состоит из двух греческих слов: *isos* — одинаковый и *topos* — место, обозначает «занимающий одно место» (клетку) в Периодической системе элементов.

Химические элементы, встречающиеся в природе, являются смесью изотопов. Так, углерод имеет три изотопа с массой 12,13,14; кислород — три изотопа с массой 16,17,18

Обычно приводимая в Периодической системе относительная атомная масса химического элемента является средним значением атомных масс природной смеси изотопов данного элемента с учетом их относительного содержания в природе, поэтому значения атомных масс довольно часто являются дробными. Например, атомы природного хлора представляют собой смесь двух изотопов — 35 (их в природе 75%) и 37 (их 25%); следовательно, относительная атомная масса хлора равна 35.5. Изотопы хлора записываются так:



Графически одну атомную орбиталь принято обозначать в виде квадратной ячейки

Орбиталь — это околоядерное пространство, в котором вероятность обнаружения электрона равна 95%.

Т.о. можно описать 4 разных **видов орбиталей**, имеющих разную энергию и различную форму:

s-орбитали (имеют шарообразную форму),

p-орбитали (объемные восьмерки, гантелеобразная форма)

d- и f-орбитали (орбитали более сложной формы).

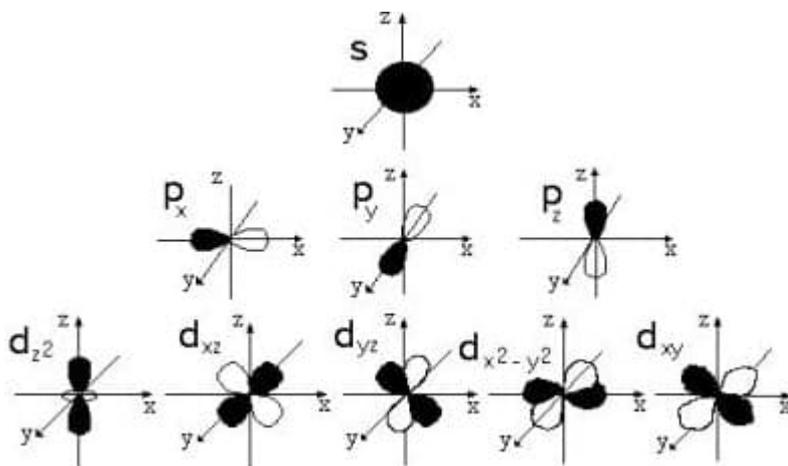
В зависимости от того, какой подуровень атома заполняется электронами последним, все элементы, как вы уже поняли, делят на четыре электронных семейства, или блока:

1. **s-элементы;** электронами заполняется s-подуровень внешнего уровня атома; к s-элементам относятся водород, гелий и элементы главных подгрупп I и II групп;

2. **p-элементы;** электронами заполняется p-подуровень внешнего уровня атома; к p-элементам относятся элементы главных подгрупп III–VIII групп;

3. **d-элементы;** электронами заполняется d-подуровень предвнешнего уровня атома; к d-элементам относятся элементы побочных подгрупп I–VIII групп, т.е. элементы вставных декад больших периодов, расположенных между s- и p-элементами. Их также называют *переходными элементами*;

4. **f-элементы;** электронами заполняется f-подуровень третьего снаружи уровня атома; к ним относятся лантаноиды и актиноиды.



Элементы, внешние электроны которых занимают только s-подуровень, называются s-элементами. Таким же образом называют p-элементы, d-элементы и f-элементы.

Из **принципа Паули** вытекает, что на энергетическом уровне n может находиться не более чем $2n^2$ электронов, на n^2 подуровнях.

правило Клечковского. В случае, когда сумма равна, сначала идет заполнение энергетического уровня с наименьшим главным квантовым числом.

Правила заполнения орбиталей

Заполнение орбиталей происходит в следующем порядке:

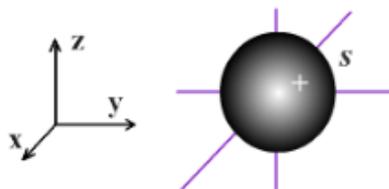
$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \approx 4f < 6p < 7s$$

Таким образом, на каждом энергетическом уровне s-орбитали обладают наименьшей энергией, далее идут p-, d- и f-орбитали. Поэтому электроны займут s – орбиталь прежде других орбиталей.

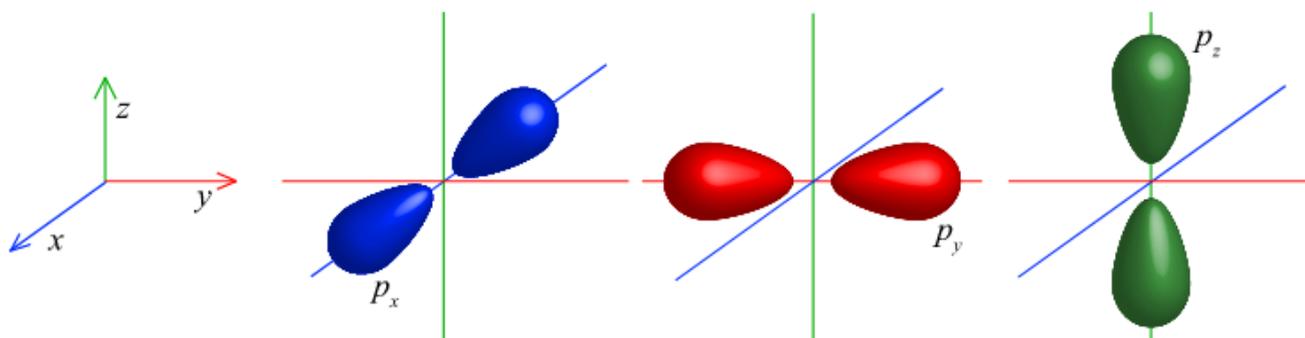
Согласно этим следствиям, любую атомную орбиталь и находящийся на ней электрон полностью характеризуют 4 квантовых числа.

- Главное квантовое число – n — определяет общую энергию электрона на данной орбитали. Диапазон значений главного квантового числа – все натуральные числа, т.е. $n = 1, 2, 3, 4, 5$ и т.д.
- Орбитальное квантовое число — l – характеризует форму атомной орбитали и может принимать любые целочисленные значения от 0 до $n-1$, где n , напомним, — это главное квантовое число.

Орбитали с $l = 0$ называют **s-орбиталями**. s-Орбитали имеют сферическую форму и не обладают направленностью в пространстве:



Орбитали с $l = 1$ называются **p-орбиталями**. Данные орбитали обладают формой трехмерной восьмерки, т.е. формой, полученной вращением восьмерки вокруг оси симметрии, и внешне напоминают гантель:



Орбитали с $l = 2$ называются **d-орбиталями**, а с $l = 3$ – **f-орбиталями**. Их строение намного более сложное.

3) Магнитное квантовое число – m_l – определяет пространственную ориентацию конкретной атомной орбитали и выражает проекцию орбитального момента импульса на направление магнитного поля. Магнитное квантовое число m_l соответствует ориентации орбитали относительно направления вектора напряженности внешнего магнитного поля и может принимать любые целочисленные значения от $-l$ до $+l$, включая 0, т.е. общее количество возможных значений равно $(2l+1)$. Так, например, при $l = 0$ $m_l = 0$ (одно значение), при $l = 1$ $m_l = -1, 0, +1$ (три значения), при $l = 2$ $m_l = -2, -1, 0, +1, +2$ (пять значений магнитного квантового числа) и т.д.

Так, например, p-орбитали, т.е. орбитали с орбитальным квантовым числом $l = 1$, имеющие форму «трехмерной восьмерки», соответствуют трем значениям магнитного квантового числа ($-1, 0, +1$), что, в свою очередь, соответствует трем перпендикулярным друг другу направлениям в пространстве.

4) Спиновое квантовое число (или просто спин) — m_s — условно можно считать отвечающим за направление вращения электрона в атоме, оно может принимать значения $\pm \frac{1}{2}$. Электроны с разными спинами обозначают вертикальными стрелками, направленными в разные стороны: \downarrow и \uparrow .

Графически подуровни изображают так

s-подуровень

p-подуровень

d-подуровень

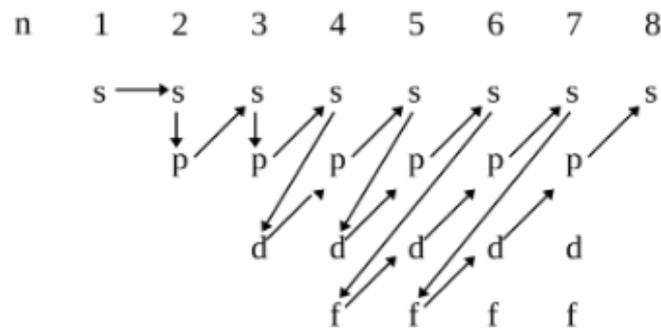
f-подуровень

Распределение электронов по орбиталям называют электронной конфигурацией.

Заполнение атомных орбиталей электронами происходит в соответствии с тремя условиями:

- Принцип минимума энергии: электроны заполняют орбитали, начиная с подуровня с наименьшей энергией. Последовательность подуровней в порядке увеличения их энергий выглядит следующим образом:
 $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s \dots$;

Для того чтобы проще запомнить данную последовательность заполнения электронных подуровней, весьма удобна следующая графическая иллюстрация:



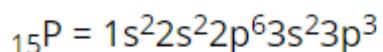
- Принцип Паули: на каждой орбитали может находиться не более двух электронов.

Если на орбитали находится один электрон, то он называется неспаренным, а если два, то их называют электронной парой.

- Правило Хунда: наиболее устойчивое состояние атома является такое, при котором в пределах одного подуровня атом обладает максимально возможным числом неспаренных электронов. Такое наиболее устойчивое состояние атома называется основным состоянием.

Фактически вышесказанное означает то, что, например, размещение 1-го, 2-х, 3-х и 4-х электронов на трех орбиталях p-подуровня будет осуществляться следующим образом:

Число электронов	Порядок размещения электронов	
	Правильно	Неправильно
2	↑ ↑ □	↑↓ □ □
3	↑ ↑ ↑	↑↓ ↑ □
4	↑↓ ↑ ↑	↑↓ ↑↓ □



Цифрами нормального размера слева от символа подуровня показан номер энергетического уровня, а верхними индексами справа от символа подуровня показано количество электронов на соответствующем подуровне.

Ниже приведены электронные формулы первых 36 элементов периодической системы Д.И. Менделеева.

период	№ элемента	символ	название	электронная формула
I	1	H	водород	$1s^1$
	2	He	гелий	$1s^2$
II	3	Li	литий	$1s^2 2s^1$
	4	Be	бериллий	$1s^2 2s^2$
	5	B	бор	$1s^2 2s^2 2p^1$
	6	C	углерод	$1s^2 2s^2 2p^2$

	7	N	азот	$1s^2 2s^2 2p^3$
	8	O	кислород	$1s^2 2s^2 2p^4$
	9	F	фтор	$1s^2 2s^2 2p^5$
	10	Ne	неон	$1s^2 2s^2 2p^6$
III	11	Na	натрий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
	12	Mg	магний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
	13	Al	алюминий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
	14	Si	кремний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

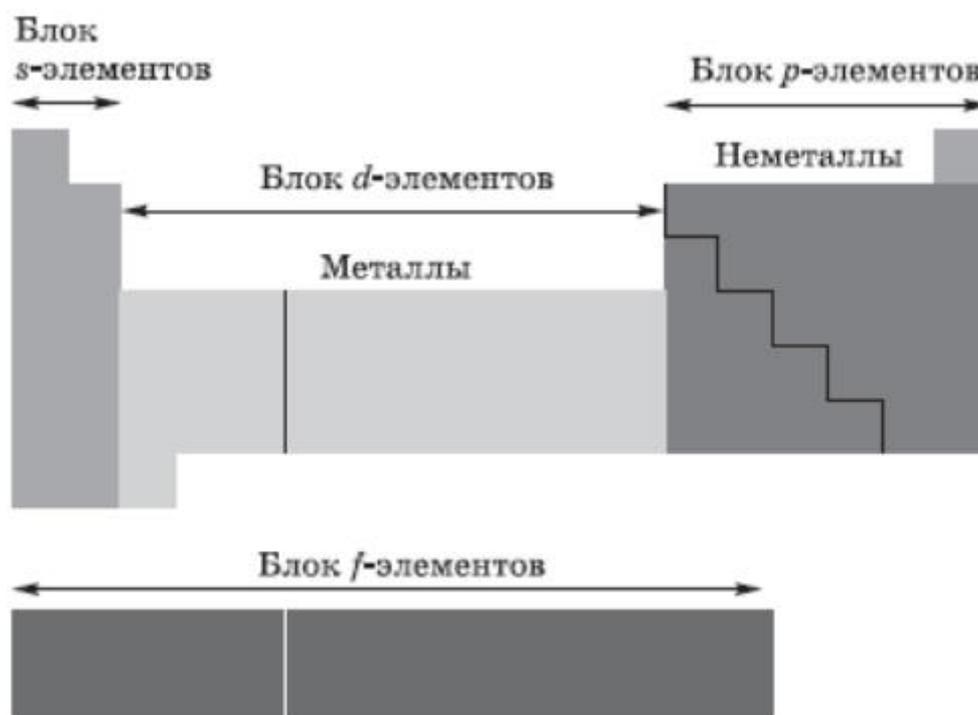
	15	P	фосфор	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
	16	S	сера	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
	17	Cl	хлор	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
	18	Ar	аргон	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
IV	19	K	калий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$
	20	Ca	кальций	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$
	21	Sc	скандий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1$
	22	Ti	титан	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$
	23	V	ванадий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$

24	Cr	хром	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$ здесь наблюдается проскок одного электрона с s на d подуровень
25	Mn	марганец	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^5$
26	Fe	железо	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
27	Co	кобальт	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^7$
28	Ni	никель	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$
29	Cu	медь	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ здесь наблюдается проскок одного электрона с s на d подуровень
30	Zn	цинк	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10}$

31	Ga	галлий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$
32	Ge	германий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$
33	As	мышьяк	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^3$
34	Se	селен	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$
35	Br	бром	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$
36	Kr	криптон	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Нахождение s, p, d и f-элементов в таблице Д.И. Менделеева:

- У s-элементов последний заполняемый s-подуровень. К данным элементам относятся элементы главных (слева в ячейке таблицы) подгрупп I и II групп.
- У p-элементов заполняется p-подуровень. К p-элементам относят последние шесть элементов каждого периода, кроме первого и седьмого, а также элементы главных подгрупп III-VIII групп.
- d-Элементы расположены между s – и p-элементами в больших периодах.
- f-Элементы называют лантаноидами и актиноидами. Они вынесены вниз таблицы Д.И. Менделеева.



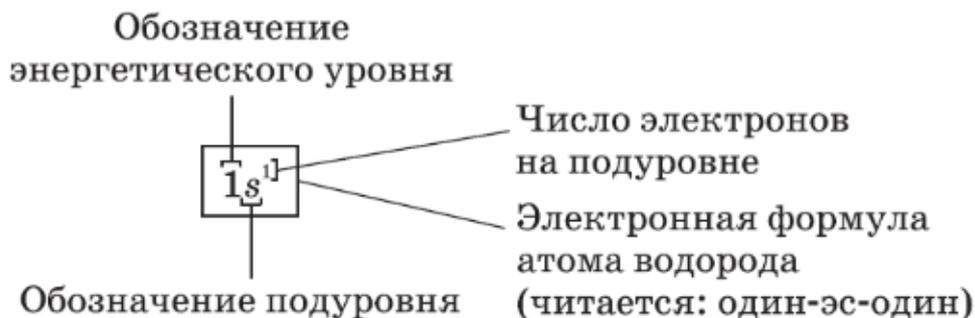
строение электронных оболочек атомов

${}_1\text{H}$
водород

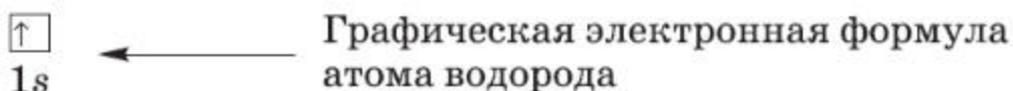


Схема электронного строения атома водорода

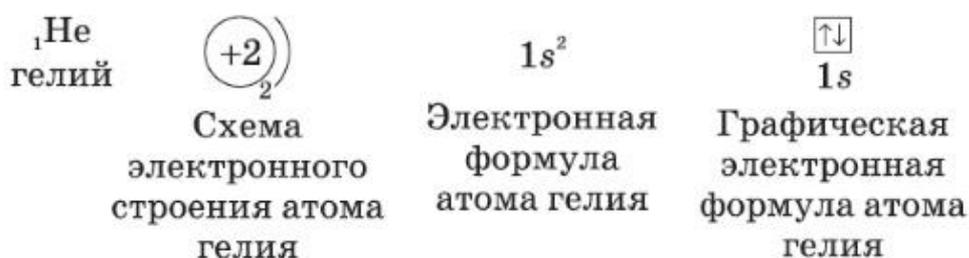
Схемы электронного строения атомов показывают распределение электронов по электронным слоям (энергетическим уровням).



Электронные формулы атомов показывают распределение электронов по энергетическим уровням и под уровням.



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



Электронные конфигурации простых ионов

Ионами называют частицы, имеющие либо положительный, либо отрицательный заряд. Ионы бывают простые и сложные. Простые ионы образованы одним химическим элементом, сложные – двумя или более элементами.

Положительно заряженные ионы называют катионами, отрицательно заряженные ионы – анионами. Заряд иона обозначают надстрочным индексом, сначала указывая величину заряда, затем его знак. При этом в случае, если заряд иона по модулю равен единице, пишут только знак (+ или -).

Примеры простых ионов: Na^+ , Ca^{2+} , Al^{3+} , S^{2-} , I^- и т.д.

Примеры сложных ионов: SO_4^{2-} , NO_3^- , $[\text{AlF}_6]^{3-}$ и т.д.

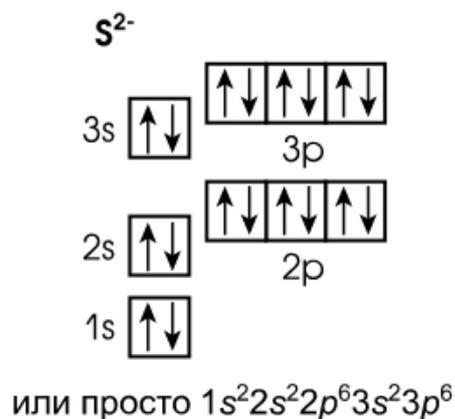
Рассмотрим подробнее простые ионы. Откуда у них может возникнуть заряд? Вспомним тот факт, что любой атом является электронейтральной частицей вследствие того, что количество отрицательно заряженных электронов в его оболочках равно количеству положительно заряженных протонов в его ядре.

Если мы «удалим» у атома часть электронов, то получим часть некомпенсированных положительных зарядов. При удалении части электронов у атома получим катион, при присоединении одного или нескольких электронов к атому получим анион.

Например, катион натрия Na^+ , от атома натрия Na^0 отличается тем, что частица Na^+ содержит в себе на один электрон меньше чем, атом натрия. Для того чтобы записать электронную конфигурацию катиона натрия Na^+ , сначала вспомним, сколько электронов имеет атом натрия. Сделать мы это можем, взглянув на порядковый номер химического элемента в таблице Д.И. Менделеева. Натрий имеет порядковый номер 11, следовательно, его атом содержит 11 электронов, тогда катион натрия будет иметь на один электрон меньше, то есть 10 электронов. Далее распределим 10 электронов по энергетическим подуровням, исходя из всех тех же принципов, что использовались для записи электронных конфигураций атомов:



Аналогично попробуем записать электронно-графическую формулу сульфид-иона S^{2-} . В таблице Д.И. Менделеева сера имеет порядковый номер, равный 16. Это значит, что атом серы S^0 содержит 16 электронов. Отрицательный заряд иона серы равный 2- указывает на то, что у этого иона на два электрона больше, чем у атома серы, то есть 18 электронов. Тогда электронно-графическая формула и обычная электронная формула сульфид-иона S^{2-} будут иметь вид:



Вставить строение первых 20 элементов

№2 Закономерности изменения химических свойств элементов.

Характеристика элементов

Периодическая система химических элементов – упорядоченное множество всех химических элементов, является табличным выражением периодического закона Д.И.Менделеева.

Основной принцип расположения элементов единый – элементы располагаются в порядке возрастания заряда ядер этих атомов

Современная периодическая система включает 118 элементов. Из них обнаружено 89; все элементы, следующие за ураном (трансурановые элементы: 93-118), а также Tc(43), Pm(61), At (85) – искусственно синтезированы с помощью ядерных реакций.

Каждая группа подразделяется на группу А (главную) и группу Б (побочную). Номер группы в Периодической системе определяет число валентных электронов в атомах s- и p-элементов. Группа А - заполнение s- и p-оболочек: s-элементы (IA- и IIA-группы) и p-элементы (IIIA-VIIIA-группы).

В Периодической системе химических элементов Д.И. Менделеева, каждое обозначение (порядковый номер элемента, номер периода, номер группы) связано со строением атома.

Порядковый номер элемента	Номер периода	Номер группы (для элементов главных групп)
= заряду ядра атома	= количеству энергетич. уровней в атоме	= количеству электронов e^- на внешнем энергетическом уровне
= количеству протонов p^+ в ядре		= высшей положительной степени окисления
= количеству электронов e^- в атоме		= высшей валентности элемента по кислороду

Химический элемент	Порядковый номер элемента №15	Номер периода 3	Номер группы для элементов главных подгрупп VA
Фосфор P	Z = +15 заряд ядра атома p ⁺ = 15 количество протонов в ядре e ⁻ = 15 количество электронов в атоме	3 энергетических уровня в атоме	5e ⁻ - электронов на внешнем энергетическом уровне +5 - высшая положительная степень окисления V - высшая валентность по кислороду -3 - низшая степень окисления (5 - 8 = 3) 3e ⁻ - непарных электронов в атоме фосфора

ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ – это способность атома элемента притягивать к себе электроны в химической связи.

ВАЛЕНТНОСТЬ – число связей, которые образуют атом в молекуле. Высшая валентность, как правило, равна номеру группы.

Исключения: 1. Азот, кислород, фтор;

2. инертные газы - гелий, неон, аргон;

3. металлы побочных подгрупп – первой (кроме меди)

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ – условный заряд у атома в молекуле. Высшая положительная степень окисления определяется числом внешних электронов и равна номеру группы.

Исключения: азот (не проявляя высшей валентности, имеет высшую степень окисления)

ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА – способность отдавать электроны

ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ СВОЙСТВА – способность присоединять электроны

№	Свойства	По периоду слева направо	По группе сверху вниз
1	Радиус атома	уменьшается	увеличивается
2	Заряд ядра (количество протонов)	увеличивается	увеличивается
3	Металлические свойства	ослабляются	усиливаются
	Неметаллические свойства	усиливаются	ослабевают
4	Восстановительные свойства (способность атомов отдавать электроны)	ослабляются	усиливаются
	Окислительные свойства (способность атомов присоединять электроны)	усиливаются	ослабевают
5	Основные свойства оксидов и гидроксидов	Ослабляются, переходя в амфотерные	усиливаются
	Кислотные свойства оксидов и гидроксидов	усиливаются	ослабевают

6	Количество электронных (энергетических) уровней (слоев)	Остается неизменным	увеличивается
7	Валентность (число валентных (внешних) электронов)	Растет от 1 до 7 (искл. O, F)	остается неизменной
	Высшая степень окисления	Растет от +1 до +7 (искл. O, F)	остается неизменной
8	Низшая степень окисления (неметаллы 1 периода)	Растет от -4 до -1 (IV-VII группы)	остается неизменной
9	Электроотрицательность	увеличивается	уменьшается
	Энергия ионизации	увеличивается	уменьшается
	Притяжение электронов к ядру	усиливается	ослабляется



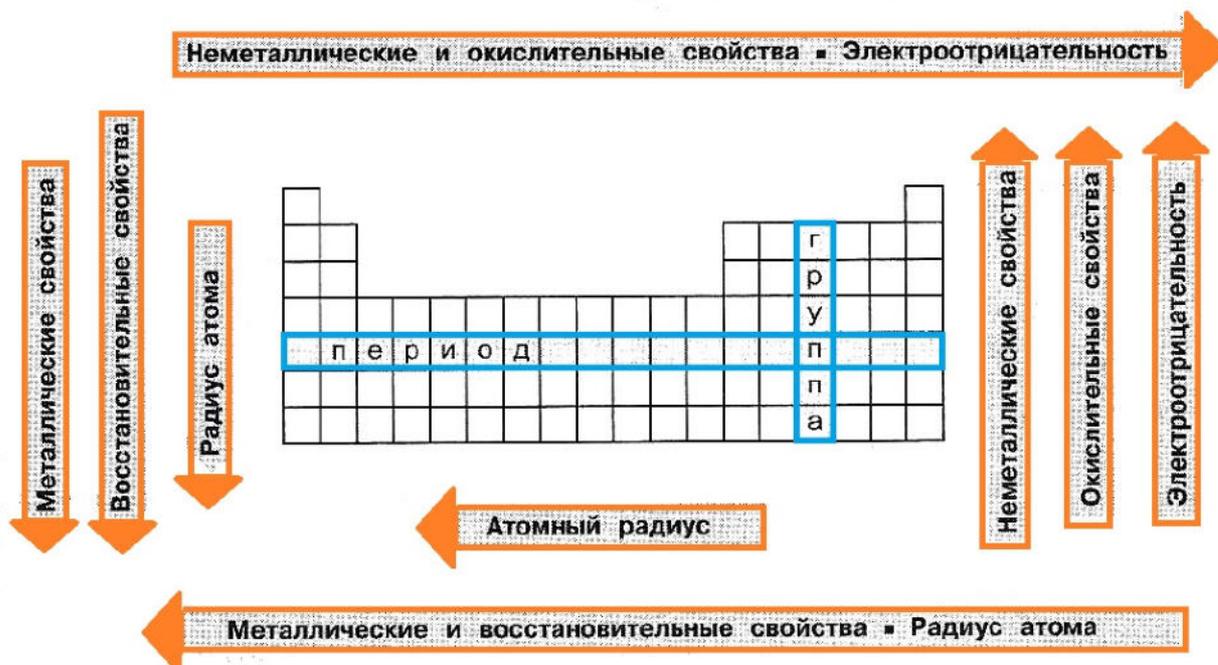
ГОРИЗОНТАЛЬНАЯ ПЕРИОДИЧНОСТЬ В ПЕРИОДЕ СЛЕВА НАПРАВО

1	заряды атомных ядер (количество протонов) увеличиваются
2	число электронов на внешнем электронном слое увеличивается
3	число электронных (энергетических) уровней (слоёв) не изменяется
4	радиус атомов уменьшается
5	ЭО увеличивается
6	энергия ионизации увеличивается
7	притяжение электронов к ядру увеличивается
8	Высшая степень окисления (валентность, количество валентных электронов) увеличивается
9	металлические свойства ослабляются, неметаллические свойства усиливаются
10	Восстановительные свойства (способность отдавать электроны) уменьшается, окислительные свойства (присоединять электроны) увеличиваются
11	основные свойства соединений (оксидов, гидроксидов) ослабляются, сменяются амфотерными, кислотные свойства (оксидов, кислородных кислот) усиливаются.

ВЕРТИКАЛЬНАЯ ПЕРИОДИЧНОСТЬ В ГРУППЕ А С ВЕРХУ ВНИЗ

1	заряды атомных ядер (количество протонов) увеличиваются
2	число электронов на внешнем электронном слое остается неизменным
3	число электронных (энергетических) уровней (слоёв) увеличивается
4	радиус атомов увеличивается
5	Электроотрицательность (способность присоединять электроны) уменьшается
6	энергия ионизации уменьшается
7	притяжение электронов к ядру уменьшается
8	Высшая степень окисления (валентность, количество валентных электронов) остается неизменной (искл: O, F)
9	металлические свойства усиливаются, неметаллические свойства ослабевают
10	Восстановительные свойства (способность отдавать электроны) увеличиваются, окислительные свойства (присоединять электроны) уменьшаются
11	основные свойства соединений (оксидов, гидроксидов) усиливаются, кислотные свойства (оксидов, кислородных кислот) ослабевают.

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



*Стрелки показывают возрастание свойств.

I		II		III	IV	V	VI	VII	VIII		
1 H		Усиление кислотных свойств оксидов →									2 He
3 Li	4 Be	5 B	6 C	7 N	8 O	9 F	10 Ne				
11 Na	12 Mg	13 Al	14 Si	15 P	16 S	17 Cl	18 Ar				
19 K	20 Ca	31 Ga	32 Ge	33 As	34 Se	35 Br	36 Kr				
37 Rb	38 Sr	49 In	50 Sn	51 Sb	52 Te	53 I	54 Xe				
55 Cs	56 Ba	81 Tl	82 Pb	83 Bi	84 Po	85 At	86 Rn				
87 Fr	88 Ra										
← Усиление основных свойств оксидов											

— основные оксиды;
 — амфотерные оксиды;
 — кислотные оксиды

№3 Электроотрицательность, степень окисления и валентность химических элементов

ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ

Свойство атомов данного элемента оттягивать на себя электроны от атомов других элементов в соединениях называется электроотрицательностью

Наибольшее значение у фтора

Электроотрицательность лития условно принимается за единицу. ЭО других элементов вычитается соответственно

В периодической системе слева направо по периоду электроотрицательность растет, по группе А сверху вниз уменьшается.

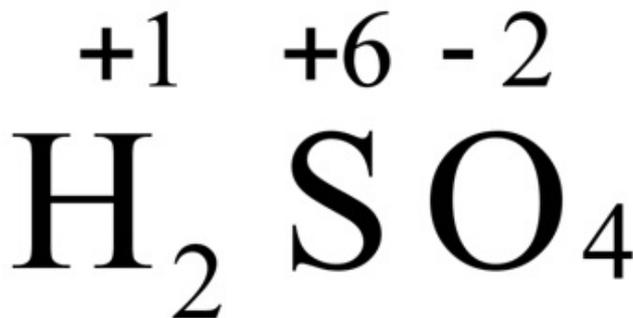
Значения относительной электроотрицательности элементов (по Л. Полингу)

	I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII		
1	H 2,20						(H)	He		
2	Li 0,98	Be 1,57	B 2,04	C 2,55	N 3,04	O 3,44	F 3,98	Ne		
3	Na 0,93	Mg 1,31	Al 1,61	Si 1,90	P 2,19	S 2,58	Cl 3,16	Ar		
4	K 0,82	Ca 1,00	Sc 1,36	Ti 1,54	V 1,63	Cr 1,66	Mn 1,55	Fe 1,83	Co 1,88	Ni 1,91
	Cu 1,90	Zn 1,65	Ga 1,81	Ge 2,01	As 2,18	Se 2,55	Br 2,96	Kr		
5	Rb 0,82	Sr 0,95	Y 1,22	Zr 1,4	Nb 1,6	Mo 2,16	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,28	Pd 2,20
	Ag 1,93	Cd 1,69	In 1,78	Sn 1,96	Sb 2,05	Te 2,1	I 2,66	Xe 2,6		
6	Cs 0,79	Ba 0,89	La 1,10	Hf 1,3	Ta 1,5	W 2,36	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,20	Pt 2,28
	Au 2,54	Hg 2,00	Tl 1,62	Pb 2,33	Bi 2,02	Po 2,0	At 2,2	Rn		

СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

Это условный заряд атомов, вычисленный из предположения, что вещество состоит только из ионов.

С.О. показывает, сколько электронов отдал или присоединил элемент.



Высшая положительная степень окисления определяется числом внешних электронов и равна номеру группы.

Исключения

Как и в валентности.

Только азот, не проявляя высшей валентности, имеет высшую степень окисления

Правила для определения степени окисления.



Нулевая степень окисления.

- Степень окисления **простых веществ** и **свободных атомов** всегда равна **нулю (0)**:

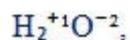


Положительная степень окисления.

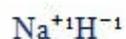
- У **металлов** в соединениях степень окисления всегда **положительна** и равна номеру группы (для металлов главных подгрупп).

- 1) У металлов I группы с.о. = +1
- 2) У металлов II группы с.о. = +2
- 3) У металлов III группы с.о. = +3

4. У атома **водорода** в соединениях степень окисления равна **+1**

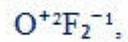


- Кроме соединений с **металлами** (-1):

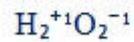


Отрицательная степень окисления.

1. У атома **кислорода (O)** в соединениях степень окисления равна **-2**, кроме соединений со фтором **(+2)**

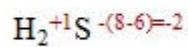


и в пероксидах **(-1)**

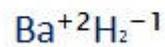
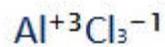
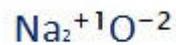


2. Степень окисления **фтора (F)** в соединениях всегда равна **-1**

3. В **бескислородных** бинарных соединениях степень окисления окислителя равна **-(8 - номер группы)**



4. Суммарная степень окисления в молекуле всегда равна **0**



№4 Характеристики химических связей. Зависимость свойств веществ от их состава и строения

Кристаллическая решетка. Строение вещества
Характеристика связи в веществе

Химическая связь - это взаимодействие двух атомов, осуществляемое путем обмена электронами.



КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

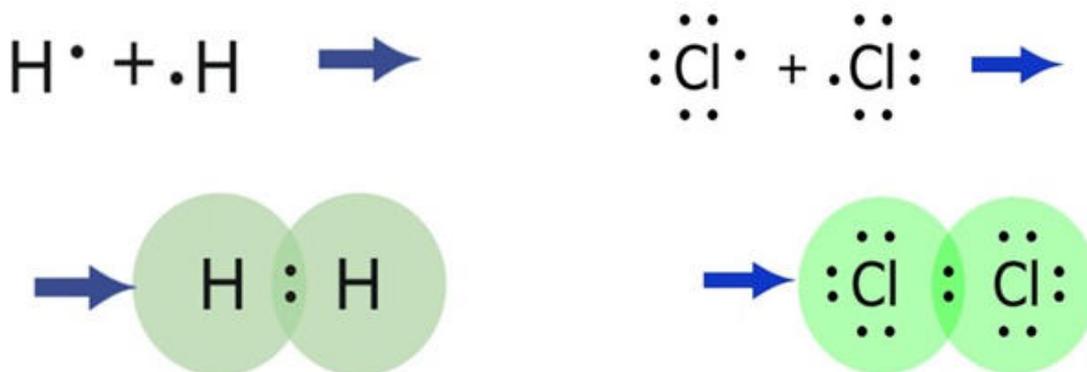
Ковалентная связь формируется между атомами неметаллов в результате перекрывания электронных облаков.

КОВАЛЕНТНАЯ НЕПОЛЯРНАЯ СВЯЗЬ

Образуют атомы с одинаковой электроотрицательностью, чаще атомы одного и того же химического элемента (неметалла). Самый электроотрицательный элемент – F.

Механизм образования связи

Образуются общие электронные пары. Электронная пара принадлежит в равной мере обоим атомам.



КОВАЛЕНТНАЯ ПОЛЯРНАЯ СВЯЗЬ

Образуют атомы неметаллов с разной электроотрицательностью.

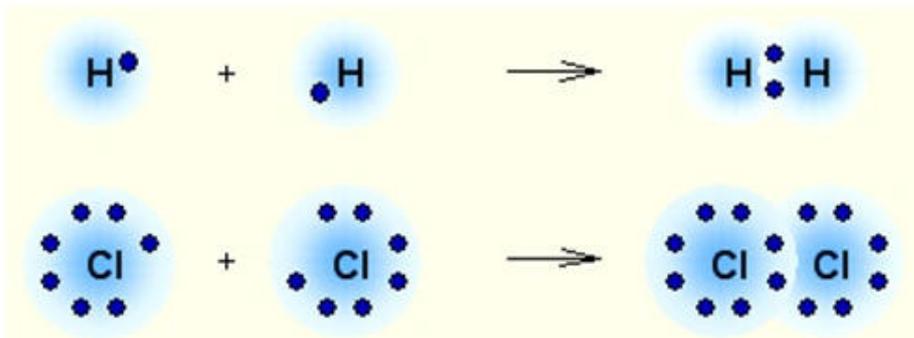
Механизм образования связи

Образуются общие электронные пары. Общая электронная пара смещена к более электроотрицательному элементу

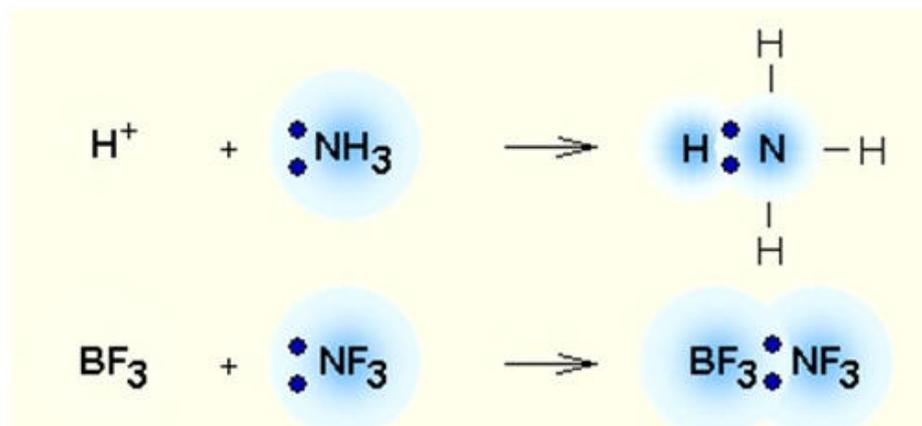


Механизмы образования общей электронной пары:

Обменный механизм - каждый из взаимодействующих атомов предоставляет в пару по одному электрону.



Донорно-акцепторный механизм - один из атомов предоставляет электронную ПАРУ, а другой – пустую (вакантную) орбиталь.

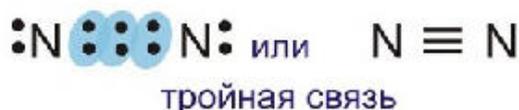


По донорно-акцепторному механизму образованы связи в следующих веществах:

1. Все комплексные соединения, например: $K_3[Al(OH)_6]$
2. Соли аммония и аминов: NH_4Cl и т.п.
3. Азотная кислота, нитраты.
4. Газы CO - угарный газ, O_3 – озон.

Ковалентные связи могут быть одинарными, двойными и тройными.

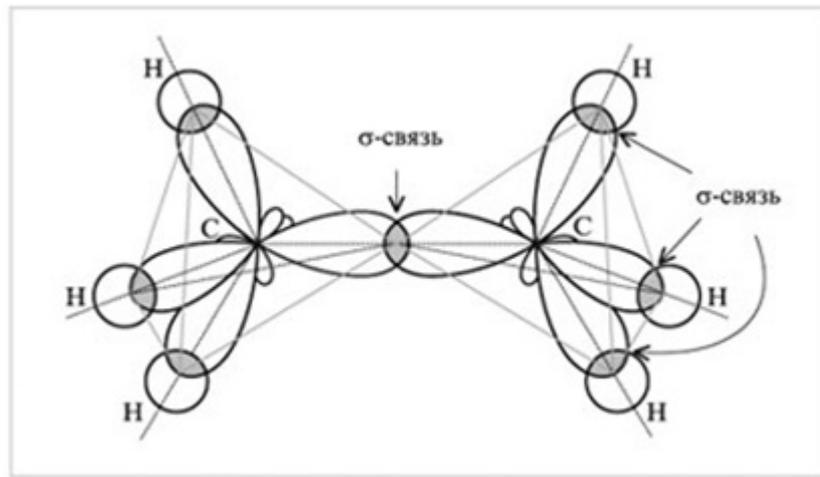
Двойные и тройные называются кратными



Форма ковалентных связей тоже различна. Ковалентные связи - сигма и пи

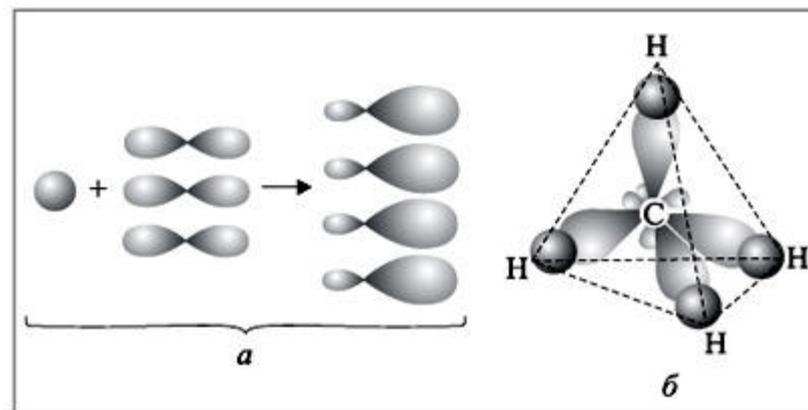
Сигма-связь – это связь, в которой перекрывание орбиталей происходит **ВДОЛЬ ОСИ**, соединяющей ядра атомов. Может быть образована всеми типами орбиталей (s,p,d).

Основная связь в молекуле, они более прочные и образуют скелет молекулы. Между двумя атомами в химической частице возможна только одна σ -связь.



Электронные облака при образовании σ связи могут изменять форму. Этот процесс называется **гибридизацией**.

Гибридные орбитали образуют только σ -связи. Образуются, чтобы обеспечить максимальное удаление друг от друга.



Тип гибридизации	Число электронных пар атома А		Состав молекулы	Геометрическая конфигурация молекул	примеры
	Общие электронные пары	Несвязывающие электронные пары			
sp	2	0	AB_2	Линейная	$BeCl_2, CO_2$
sp^2	3	0	AB_3	Треугольная	$BCl_3, SO_3,$ O_3, SO_2
	2	1	AB_2	Угловая	
sp^3	4	0	AB_4	Тетраэдрическая	$CH_4, CCl_4,$ NH_3, NF_3 H_2O
	3	1	AB_3	Пирамидальная	
	2	2	AB_2	Угловая	

Пи-связь – это связь, в которой перекрывание орбиталей происходит в плоскости, перпендикулярной оси, соединяющей ядра атомов, сверху и снизу от оси связи.

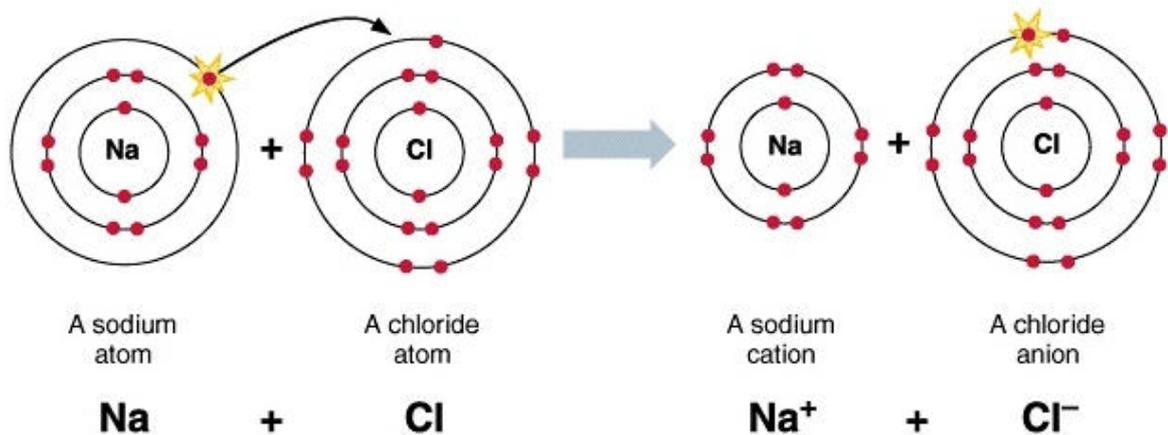
Пи-связь- дополнительная к сигма-связи, она менее прочная и легче разрывается при химических реакциях.

ИОННАЯ СВЯЗЬ

Между атомами металлов и неметаллов, т.е. между атомами резко отличающимися друг от друга по электроотрицательности

Механизм образования связи

Атом неметалла забирает наружные электроны у атома металла и превращается в анион (отрицательно заряженный ион). Атом металла теряет электроны и превращается в катион (положительно заряженный ион). Ионы связаны электростатическими силами.



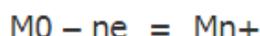
Copyright 1998 by John Wiley and Sons, Inc. All rights reserved.

Ионная связь характеризуется ненаправленностью и ненасыщенностью.

!!! Необходимо помнить, что существуют вещества, в молекуле которых одновременно присутствуют и ионные, и ковалентные связи (например, NaOH, KNO₃).

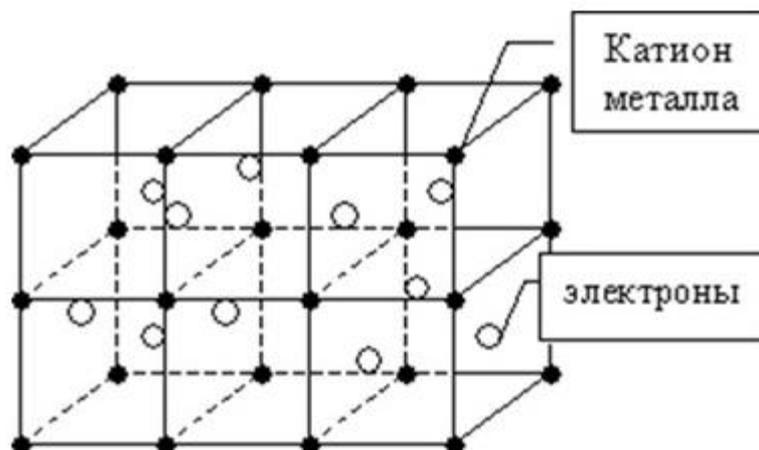
МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Связь в металлах и сплавах, которую выполняют относительно свободные электроны между ионами металлов в металлической кристаллической решетке



Атомы металлов слабо удерживают свои внешние электроны. Поэтому эти электроны покидают свои атомы, превращая их в положительно заряженные ионы.

"Обобществленные" электроны передвигаются в пространстве между катионами металлов и удерживают их вместе.



ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

Связь между атомами водорода одной молекулы и сильноотрицательными элементами (O, N, F) другой молекулы

Механизм возникновения связи:

Протон одной молекулы притягивается неподеленной электронной парой атома другой молекулы

Аморфными называют **вещества**, у которых нет строгого порядка в расположении частиц. К **аморфным** веществам относятся: стекло, смола, воск, янтарь, пластилин

Кристаллическими называют **вещества**, в которых **частицы располагаются в строгом порядке**. Примеры кристаллических веществ: алмаз, сахар, металлы, соли, щёлочи, большинство оксидов и простых веществ

ТИПЫ КРИСТАЛЛИЧЕСКИХ РЕШЕТОК



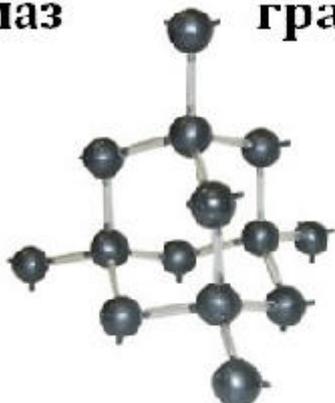
АТОМНАЯ КРИСТАЛЛИЧЕСКАЯ РЕШЕТКА

В узлах решетки атомы. Химическая связь ковалентная неполярная.

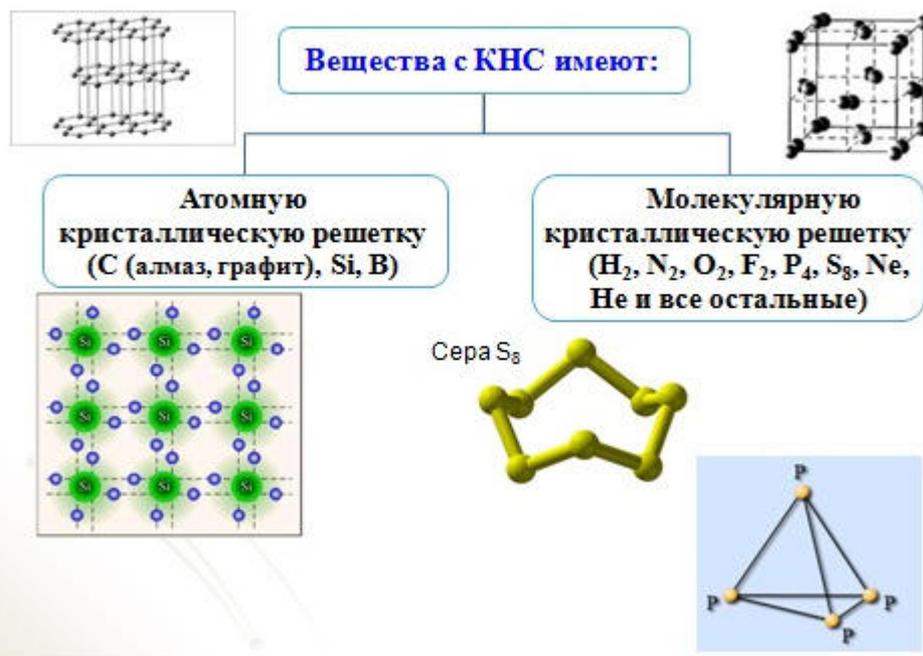
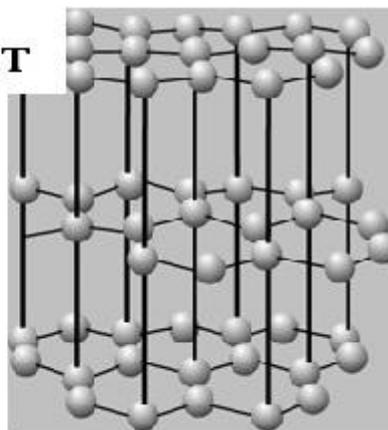
Свойства веществ:

- 1) очень высокая твердость, прочность,
- 2) очень высокая $T_{пл}$ (алмаз $3500^{\circ}C$),
- 3) тугоплавкость,
- 4) практически нерастворимы,
- 5) нелетучесть

алмаз



графит

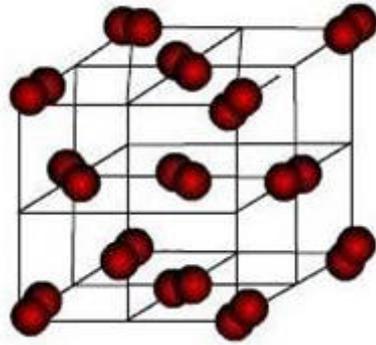


МОЛЕКУЛЯРНАЯ КРИСТАЛЛИЧЕСКАЯ РЕШЕТКА

В узлах решетки молекулы. Химическая связь ковалентная полярная и неполярная.

Свойства веществ:

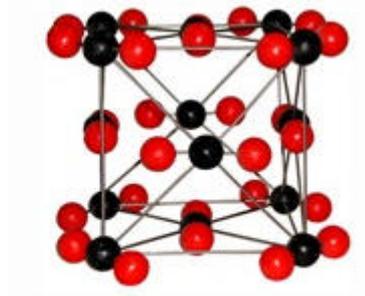
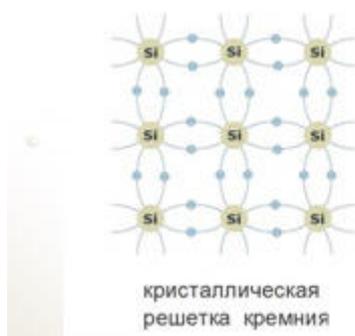
- 1) малая твердость, прочность,
- 2) низкие T_{пл}, T_{кип},
- 3) при комнатной T обычно жидкости или газы,
- 4) высокая летучесть,
- 5) Растворы и расплавы проводят электрический ток



Вещества с КПС имеют:

Атомную кристаллическую Решетку (SiC (карборунд), SiO₂ (кремнезем, песок, кварц))

Молекулярную кристаллическую решетку (все остальные)

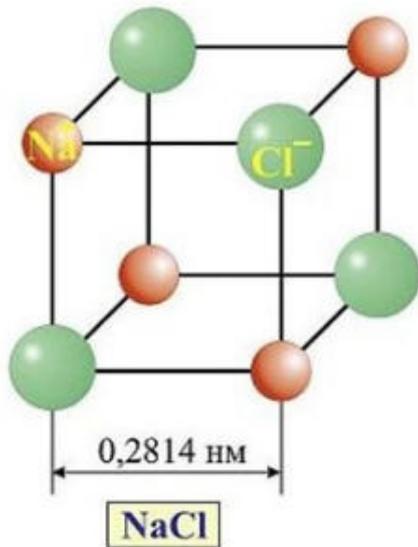


ИОННАЯ КРИСТАЛЛИЧЕСКАЯ РЕШЕТКА

В узлах решетки ионы. Химическая связь ионная.

Свойства веществ:

- 1) все вещества при обычных условиях твердые
- 2) хрупкие,
- 3) Имеют высокие температуры кипения и плавления
- 4) нелетучесть
- 5) многие растворимы в воде
- 6) расплавы и растворы проводят электрический ток



Вещества с ИС имеют

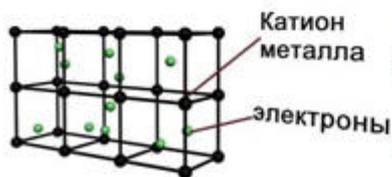
Ионную
кристаллическую
решетку

Примеры:

соли (NaCl , K_2CO_3), основания ($\text{Ca}(\text{OH})_2$, NaOH) и др.

Металлическая решетка

Свойства веществ:



1. Твердость
2. Непрозрачность
3. Электрическая проводимость
4. Теплопроводность
5. Ковкость
6. Пластичность
7. Металлический блеск

ОСОБЕННОСТИ АМОРФНЫХ ВЕЩЕСТВ

1. Нет строгого расположения частиц, нет кристаллической решетки.
2. Нет строго определенных $T_{пл}$ и $T_{кип}$



№5 Классификация неорганических веществ. Номенклатура неорганических веществ

Периоды	Ряды	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В															
		I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII	
		а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	б	а	
1	1	неметаллы														He	
2	2	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne								
3	3	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl	Ar								
4	4	K	Ca	Sc	Ti	V	Cr	Mn	Fe	Co	Ni						
5	5	Rb	Sr	Zr	Nb	Mo	Tc	Ru	Rh	Pd							
6	6	Cs	Ba	ЛАНТАНОИДЫ			Hf	Ta	W	Re	Os	Ir	Pt				
7	7	Fr	Ra	АКТИНОИДЫ			Rf	Db	Sg	Bh	Hs	Mt					
Высшие оксиды		R ₂ O	RO	R ₂ O ₃	RO ₂	R ₂ O ₅	RO ₃	R ₂ O ₇	RO ₄								
Летучие водородные соединения					RH ₄	RH ₃	H ₂ R	HR									
Л А Н Т А Н О И Д Ы																	
57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71			
La	Ce	Pr	Nd	Pm	Sm	Eu	Gd	Tb	Dy	Ho	Er	Tm	Yb	Lu			
А К Т И Н О И Д Ы																	
89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103			
Ac	Th	Pa	U	Np	Pu	Am	Cm	Bk	Cf	Es	Fm	Md	No	Lr			

Химические вещества можно разделить на две группы: простые и сложные.



Простые вещества состоят из атомов одного элемента (O₂, P₄).

Сложные вещества состоят из атомов двух и более элементов (CaO, H₃PO₄).

Простые вещества можно разделить на **металлы** и **неметаллы**.

Металлы – это простые вещества, в которых атомы соединены между собой металлической химической связью. Металлы стремятся отдавать электроны и характеризуются металлическими свойствами (металлический блеск, высокая электро- и теплопроводность, пластичность и др.).

Неметаллы – это простые вещества, в которых атомы соединены ковалентными (или межмолекулярными) связями. Неметаллы стремятся принимать или притягивать электроны. Неметаллические свойства – это способность принимать или притягивать электроны.



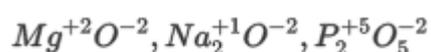
Оксиды

соединения, состоящие из двух элементов, одним из которых является кислород в степени окисления -2.

Состав оксидов выражается общей формулой $\text{Э}_x\text{O}_y$, где x — число атомов элемента, y — число атомов кислорода.

Числовые значения x и y определяются степенью окисления элементов.

Примеры формул оксидов:



В названиях оксидов вначале указывают слово оксид в именительном падеже (от латинского названия кислорода «оксигениум»), а затем — название элемента в родительном падеже: — MgO оксид магния, — Al₂O₃ оксид алюминия, — Na₂O оксид натрия, — CaO оксид кальция.

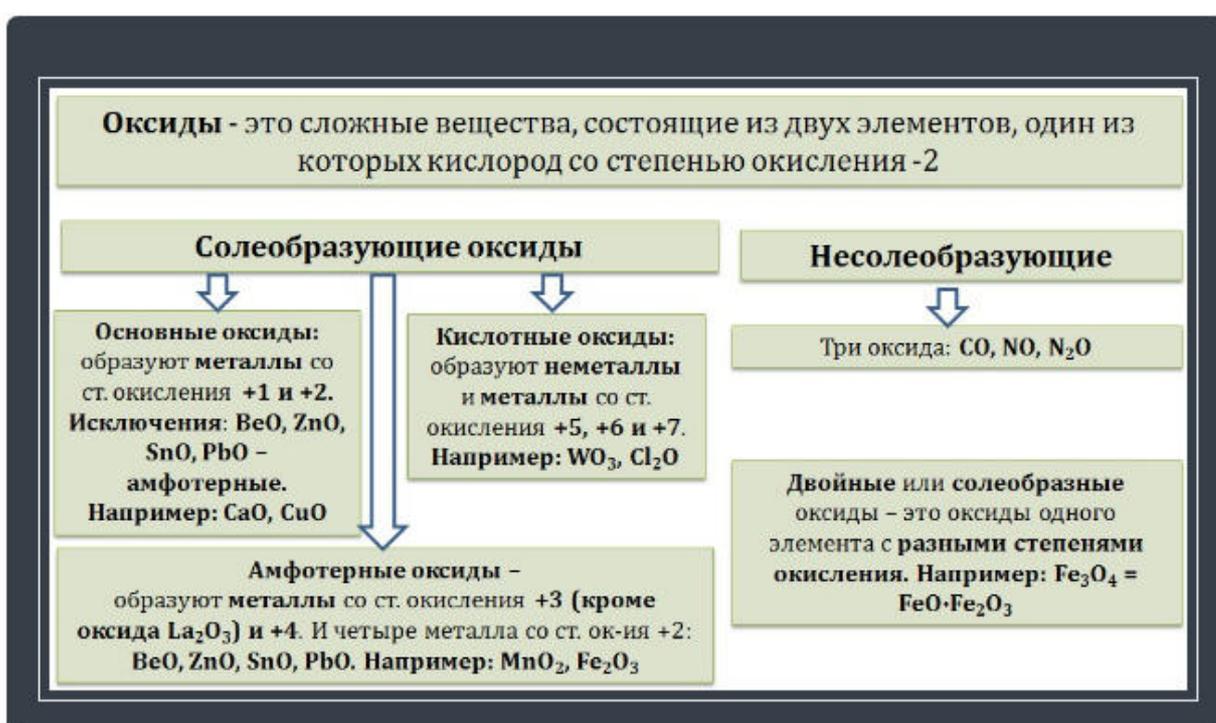
Если элемент образует несколько оксидов, то после названия элемента в скобках римской цифрой указывается численное значение его степени окисления:

FeO оксид железа (II)
 Fe₂O₃ оксид железа (III)
 CO оксид углерода (II)
 CO₂ оксид углерода (IV)

Широко используется также *тривиальная номенклатура*, в которой названия веществ основаны не на особенностях их строения, а на внешнем виде или каких-то специфических свойствах именуемых объектов

Тривиальное название	Химическое название	Формула
Азотистый ангидрид (трёхокись азота)	Оксид азота(III)	N ₂ O ₃
Азотный ангидрид (пятиокись азота)	Оксид азота(V)	N ₂ O ₅
Белила титановые	Оксид титана(IV)	TiO ₂
Белила цинковые	Оксид цинка	ZnO
Веселящий газ	Оксид азота(I)	N ₂ O
Глёт свинцовый	Оксид свинца(II)	PbO
Глинозём	Оксид алюминия	Al ₂ O ₃

Железная окалина	Оксид железа(II, III)	Fe_3O_4
Жжёная магнезия	Оксид магния	MgO
Известь жжёная (негашёная, кипелка)	Оксид кальция	CaO
Кремнезём	Оксид кремния	SiO_2
Сернистый газ (диоксид серы)	Оксид серы(IV)	SO_2
Серный ангидрид (триоксид серы)	Оксид серы(VI)	SO_3
Сурик железный	Оксид железа(III)	Fe_2O_3
Сухой лёд	Твёрдый оксид углерода(IV)	CO_2
Угарный газ (окись углерода)	Оксид углерода(II)	CO
Углекислый газ (диоксид углерода)	Оксид углерода(IV)	CO_2
Хромовая зелень	Оксид хрома(III)	Cr_2O_3





Несолеобразующие оксиды

оксиды, которые не взаимодействуют ни с кислотами, ни с щелочами и не образуют солей. К ним относятся *CO, SiO, N₂O, NO.*

Солеобразующие оксиды

оксиды, которые взаимодействуют с кислотами или щелочами с образованием солей и воды. Солеобразующие оксиды делятся на основные, кислотные, амфотерные.

Основные оксиды — это оксиды, которые проявляют характерные основные свойства. К ним относят оксиды, образованные атомами **металлов со степенью окисления +1 и +2**. Например, оксид лития Li₂O, оксид железа (II) FeO.

Кислотные оксиды — это оксиды, которые проявляют кислотные свойства. К ним относят оксиды, образованные атомами **металлов со степенью окисления +5, +6 и +7**, а также атомами неметаллов с **любой степенью окисления**. Например, оксид хлора (I) Cl₂O, оксид хрома (VI) CrO₃.

Амфотерные оксиды — это оксиды, которые проявляют и основные, и кислотные свойства. Это оксиды **металлов со степенью окисления +3 и +4**, а также четыре оксида со степенью окисления +2: **ZnO, PbO, SnO и BeO**.

Двойные оксиды — это некоторые оксиды, образованные элементом с разными степенями окисления. Например, магнетит (магнитный железняк) FeO·Fe₂O₃.

СОЛЕОБРАЗУЮЩИЕ				НЕСОЛЕОБРАЗУЮЩИЕ
Основные	Амфотерные	Кислотные	Двойные	
Оксиды металлов в степенях окисления +1, +2, кроме амфотерных.	Оксиды металлов в степенях окисления +2: только BeO, ZnO, SnO, PbO; +3 (все, кроме La ₂ O ₃), +4	1) Оксиды неметаллов, кроме несолеобразующих; 2) Оксиды металлов в степенях окисления от +5 и выше.	Некоторые оксиды, в которых элемент имеет 2 степени окисления: Fe₃O₄	Оксиды неметаллов, которым не соответствует кислоты. NO, N₂O, CO, (SiO), S₂O

ГИДРОКСИДЫ

сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов металлов и гидроксогрупп.

Общая формула оснований $Me(OH)_n$, где n — число гидроксогрупп.

С точки зрения теории электролитической диссоциации, основания — это соединения, образующие при диссоциации в водном растворе из отрицательных ионов только гидроксид-ионы OH^- .

По современной номенклатуре основания принято называть гидроксидами элементов с указанием степени окисления (если она имеет переменное значение), например: NaOH — гидроксид натрия, KOH — гидроксид калия, Cr(OH)₂ — гидроксид хрома(II), Fe(OH)₂ — гидроксид железа(II).

Гидроксиды делятся на основания (растворимые в воде «щелочи» и нерастворимые в воде) и на амфотерные гидроксиды

Гидроксид	
Основный	Амфотерный
В состав входят гидроксогруппа (-ы) и металл в степени окисления «+1» или «+2» за исключением Zn(OH) ₂ , Be(OH) ₂ , Sn(OH) ₂ , Pb(OH) ₂	В состав входят гидроксогруппы и металл в степени окисления «+3» или «+4», а также Zn(OH) ₂ , Be(OH) ₂ , Sn(OH) ₂ , Pb(OH) ₂
Общий состав: ЭОН	Общий состав: ЭОН

КИСЛОТЫ

Кислоты-сложные вещества, молекулы которых состоят из атомов водорода и кислотного остатка.

Общая формула кислот H_nA , где n — число атомов водорода, а A — кислотный остаток.

КЛАССИФИКАЦИЯ КИСЛОТ

По составу кислоты делят на кислородсодержащие и бескислородные. По числу атомов водорода, содержащихся в молекуле и способных замещаться на атомы металла, кислоты делят на одноосновные, двухосновные, трехосновные

Признаки классификации	Группы кислот	Примеры
1. Наличие кислорода	Кислородсодержащие	H_2SO_4 , HNO_3 , H_3PO_4
	Бескислородные	H_2S , HCl
2. Основность (число атомов водорода в молекуле, способных замещаться на металл)	Одноосновные	HCl , HNO_3
	Двухосновные	H_2S , H_2SO_3 , H_2CO_3
	Трёхосновные	H_3PO_4



Названия бескислородных кислот составляют, добавляя к корню русского названия элемента, образующего кислоту, суффикс «о», а затем «-водородная кислота», например: HCl — хлороводородная кислота, HBr — бромоводородная кислота, H_2S — сероводородная кислота.

Названия кислородсодержащих кислот также образуются от русского названия соответствующего элемента с добавлением «кислота». При этом в название кислоты, в которой элемент находится в высшей степени окисления, оканчивается на «-ная» или «-овая», например, $HClO_4$ — хлорная кислота, H_2SO_4 — серная кислота, H_3AsO_4 — мышьяковая кислота. При понижении степени окисления элемента окончания изменяются в последовательности: «-оватая» ($HClO_3$ — хлорноватая кислота), «-истая» ($HClO_2$ — хлористая кислота), «-оватистая» ($HClO$ — хлорноватистая кислота).

Если одному и тому же оксиду соответствует несколько кислот, то к названию кислоты, содержащей наименьшее число атомов кислорода, добавляется приставка «мета», а к названию кислоты, содержащей наибольшее число атомов кислорода — «орто», например, HPO_3 — метафосфорная кислота, HPO_4 — ортофосфорная кислота.

Формула кислоты	Название кислоты
HAlO_2	Метаалюминиевая
H_3AlO_3	Ортоалюминиевая
HAsO_3	Метамышьяковая
H_3AsO_4	Ортомышьяковая
HAsO_2	Метамышьяковистая
H_3AsO_3	Ортомышьяковистая
H_3BO_3	Ортоборная
HBr	Бромоводородная

$HBrO$	Бромноватистая
$HBrO_3$	Бромноватая
HCN	Циановодородная
H_2CO_3	Угльная
HCl	Хлороводородная
$HClO$	Хлорноватистая
$HClO_2$	Хлористая
$HClO_3$	Хлорноватая
$HClO_4$	Хлорная

$HCrO_2$	Метахромистая
H_3CrO_3	Ортохромистая
H_2CrO_4	Хромовая
$H_2Cr_2O_7$	Дихромовая
HF	Фтороводородная
HI	Иодоводородная
HIO_4	Иодная
$HMnO_4$	Марганцовая
HNO_2	Азотистая

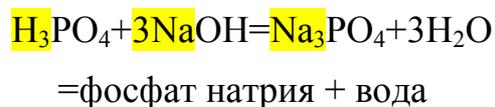
HNO_3	Азотная
H_3PO_4	Ортофосфорная
HPO_3	Метафосфорная
H_2S	Сероводородная
H_2SO_3	Сернистая
H_2SO_4	Серная
H_2SiO_3	Метакремниевая
H_4SiO_4	Ортокремниевая

СОЛИ

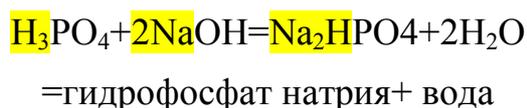
Соли-сложные вещества, состоящие из катионов металлов и анионов кислотных остатков.

КЛАССИФИКАЦИЯ СОЛЕЙ

Средние(нормальные)соли- это соли ,которые образуются при замещении атомами металла всех атомов водорода в молекуле кислоты



Кислые соли –это соли, которые образуются при неполном замещении атомов водорода в молекулах кислот атомами металлов



К названиям кислых солей добавляется приставка гидро- (обозначающая один атом водорода) например $NaHCO_3$ –гидрокарбонат натрия. Или приставка дигидро- (обозначает 2 атома водорода)например NaH_2PO_4 – дигидрофосфат натрия.

Основные соли-соли, в составе которых имеются также гидроксогруппы



=основный хлорид магния+ вода

Комплексные соли-это соли, содержащие комплексный катион или комплексный анион ($\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$, $[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$)

Названия солей составляются из названия кислотного остатка и названия металла.

Главным в названии является кислотный остаток

Соль какой кислоты	Кислотный остаток	Валентность остатка	Название солей	Примеры
Азотная HNO_3	NO_3^-	I	нитраты	$\text{Ca}(\text{NO}_3)_2$ нитрат кальция
Азотистая HNO_2	NO_2	I	нитриты	KNO_2 нитрит калия
Кремниевая H_2SiO_3	SiO_3^{2-}	II	силикаты	Na_2SiO_3 силикат натрия
Серная H_2SO_4	SO_4^{2-}	II	сульфаты	PbSO_4 сульфат свинца
Сернистая H_2SO_3	SO_3	II	сульфиты	K_2SO_3 сульфит калия
Угльная H_2CO_3	CO_3^{2-}	II	карбонаты	Na_2CO_3 карбонат натрия
Фосфорная H_3PO_4	PO_4^{3-}	III	фосфаты	AlPO_4 фосфат алюминия
Бромоводородная HBr	Br^-	I	бромиды	NaBr бромид натрия
Иодоводородная HI	I^-	I	иодиды	KI иодид калия
Сероводородная H_2S	S^{2-}	II	сульфиды	FeS сульфид железа (II)
Соляная HCl	Cl^-	I	хлориды	NH_4Cl хлорид аммония
Фтороводородная HF	F^-	I	фториды	CaF_2 фторид кальция

№6 Свойства оснований, амфотерных гидроксидов, кислот и солей.

Ионный обмен и диссоциация

Физические свойства оснований

Щёлочи – растворимые в воде основания, представляют собой твёрдые кристаллические вещества, их растворы мылкие на ощупь. Гидроксиды щелочных металлов (NaOH, KOH) гигроскопичны (поглощают из воздуха водяные пары и расплываются). Щёлочи вызывают сильные химические ожоги при попадании на кожу или в глаза, поэтому их называют также «едкими щелочами».

Нерастворимые в воде основания выпадают из растворов в виде студенистых аморфных осадков, которые со временем кристаллизуются. Они часто имеют переменный состав. Гидроксиды многих переходных металлов (железа, меди, никеля и др.) окрашены.

Химические свойства оснований

Химические свойства растворимых и нерастворимых оснований различаются, поэтому рассматривать их лучше в сравнении.

Щёлочи	Нерастворимые основания
Изменение окраски индикаторов	
Фенолфталеин – малиновый; Лакмус – синий; Универсальный индикатор – от синего до фиолетового	Не меняют
Взаимодействие с кислотами	
Реакция нейтрализации: $NaOH + HCl = NaCl + H_2O$	Растворение нерастворимых гидроксидов: $Fe(OH)_2 + 2HCl = FeCl_2 + 2H_2O$

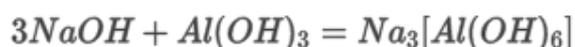
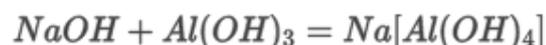
Взаимодействие с кислотными оксидами



—

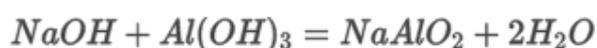
Взаимодействие с амфотерными гидроксидами и оксидами

В растворе:



—

При сплавлении:



Взаимодействие с амфотерными оксидами

В растворе:



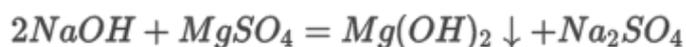
—

При сплавлении:

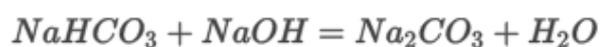


Взаимодействие с солями

Со средними солями (правило Бертолле):



С кислыми солями:



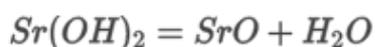
—

Разложение при нагревании

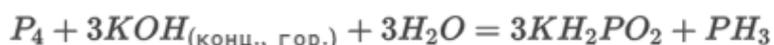
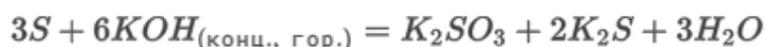
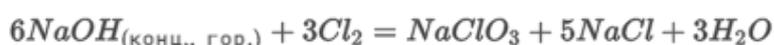
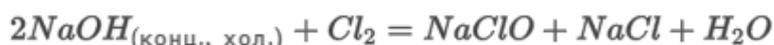
Из гидроксидов щелочных металлов разлагается только гидроксид лития:



Расплавы всех щелочей, образованных щелочноземельными металлами, также разлагаются на соответствующий оксид и воду:



Взаимодействие с неметаллами (галогенами, серой, фосфором, кремнием)



—

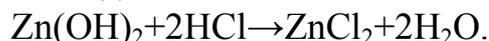
Физические свойства амфотерных гидроксидов

Амфотерные гидроксиды — твёрдые кристаллические вещества, практически нерастворимые в воде. Гидроксид хрома(III) серо-зелёный, остальные амфотерные гидроксиды большей частью имеют белый цвет.

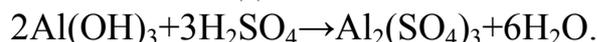
Химические свойства амфотерных гидроксидов

1. Амфотерные гидроксиды реагируют с кислотами, образуя соли.

Например, при взаимодействии гидроксида цинка с соляной кислотой образуются хлорид цинка и вода:



При взаимодействии гидроксида алюминия с серной кислотой образуются сульфат алюминия и вода:

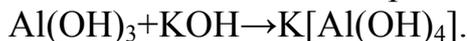


2. Амфотерные гидроксиды взаимодействуют с растворами щелочей с образованием комплексных солей.

Например, в реакции взаимодействия гидроксида цинка и раствора гидроксида натрия происходит образование комплексной соли — тетрагидроксицинка натрия:

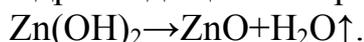


В реакции взаимодействия гидроксида алюминия и раствора гидроксида калия происходит образование комплексной соли — тетрагидроксиалюмината калия:



3. Амфотерные гидроксиды разлагаются при нагревании.

Например, при разложении гидроксида цинка образуются оксид цинка и вода:



При разложении гидроксида алюминия образуются оксид алюминия и вода:



Агрегатное состояние кислот

При нормальных условиях (при температуре 0°C) кислоты могут быть как твёрдыми веществами, так и жидкостями.

Твёрдым веществом являются ортофосфорная H_3PO_4 , кремниевая H_2SiO_3 , уксусная CH_3COOH , борная H_3BO_3 и также лимонная кислота.

В *жидком* агрегатном состоянии находятся серная H_2SO_4 и азотная кислота HNO_3 .

Некоторые кислоты вообще не существуют в чистом виде, а представляют собой водные растворы.

Например, при растворении в воде соответствующих газов образуются плавиковая HF , соляная HCl , бромоводородная HBr , иодоводородная HI и сероводородная кислота H_2S . В виде разбавленных водных растворов существует сернистая кислота H_2SO_3 .

Цвет

Водные растворы кислот, как правило, являются бесцветными.

Запах

Некоторые кислоты являются летучими и в концентрированном виде имеют резкий запах.

Например, резкий характерный запах имеют концентрированная азотная и концентрированная соляная кислота. Наверное, ни с чем другим невозможно перепутать характерный запах уксусной кислоты.

Сероводородная кислота H_2S имеет специфический «аромат» сероводорода, напоминающий запах тухлых яиц.

Растворимость кислот в воде

В подавляющем большинстве кислоты хорошо растворяются в воде. Практически нерастворимой является кремниевая кислота H_2SiO_3 . Плохо растворяется в воде борная кислота H_3BO_3 .

Правила безопасности при работе с кислотами

Серная, соляная, уксусная кислоты могут вызывать сильные ожоги, разрушать ткани. Поэтому при работе с кислотами необходимо соблюдать особые меры предосторожности.

Химические свойства кислот

1. Действие кислот на индикаторы.

Водные растворы кислот изменяют окраску индикаторов. В кислой среде фиолетовый лакмус, метилоранж и универсальный индикатор становятся красными.

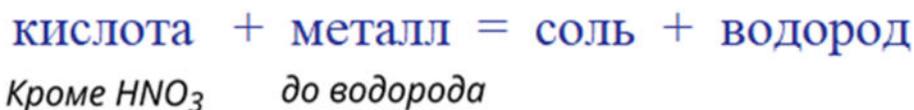
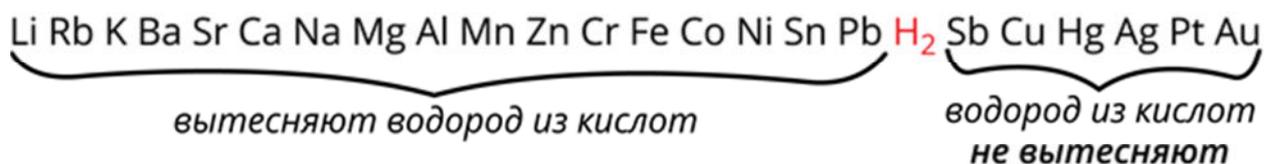
Окраска некоторых индикаторов в различных средах



2. Взаимодействие кислот с металлами.

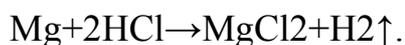
Кислоты взаимодействуют с металлами, стоящими в ряду активности металлов левее водорода. В результате реакции образуется соль и выделяется водород.

Ряд активности металлов



Можно сказать, что металлы, расположенные в ряду активности левее, **вытесняют водород из кислот**.

Например, при взаимодействии магния с соляной кислотой образуется хлорид магния и выделяется водород:



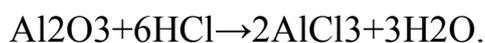
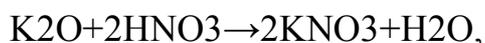
Эта реакция относится к реакциям замещения.

Необходимо отметить, что азотная кислота и концентрированная серная кислота с металлами взаимодействуют иначе (соль образуется, но водород при этом не выделяется).

3. Взаимодействие кислот с основными и амфотерными оксидами.

Кислоты реагируют с основными и амфотерными оксидами. В результате реакции обмена образуются соль и вода.

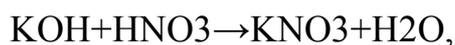
Например, при взаимодействии основного оксида калия с азотной кислотой образуется соль нитрат калия, а при взаимодействии амфотерного оксида алюминия с соляной кислотой образуется соль хлорид алюминия:



4. Взаимодействие кислот с основаниями и с амфотерными гидроксидами.

Кислоты реагируют с основаниями и с амфотерными гидроксидами, образуя соль и воду.

Так же, как в предыдущем примере, при взаимодействии гидроксида калия и гидроксида алюминия с кислотами образуются соответствующие соли:





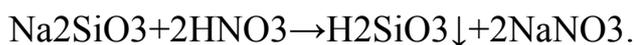
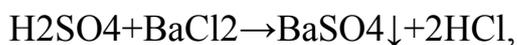
Реакции обмена между кислотами и основаниями называют реакциями нейтрализации.

5. Взаимодействие кислот с солями.

Реакции обмена между кислотами и солями возможны, если в результате образуется практически нерастворимое в воде вещество (выпадает осадок), образуется летучее вещество (газ) или слабый электролит.

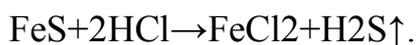
А) Кислоты реагируют с растворами **солей**, если в результате реакции один из продуктов **выпадает в осадок**.

Например, при взаимодействии раствора серной кислоты с раствором хлорида бария в осадок выпадает сульфат бария, а при взаимодействии раствора силиката натрия с раствором азотной кислоты в осадок выпадает кремниевая кислота:



Б) Продукт реакции при обычных условиях, либо при нагревании, улетучивается.

Например, при действии концентрированной серной кислоты на кристаллический хлорид натрия образуется газообразный хлороводород, а при действии соляной кислоты на сульфид железа(II) выделяется газ сероводород:



Физические свойства солей

При нормальных условиях **соли** — твёрдые кристаллические вещества. У солей типичных металлов — ионная кристаллическая решётка, поэтому они имеют сравнительно **высокую температуру плавления и нелетучи**.

Окраска солей чрезвычайно разнообразна. Отдельные кристаллы некоторых солей бесцветны, однако в массе множество таких мелких кристалликов приобретает белый цвет. Прозрачны и бесцветны отдельные кристаллы галогенидов щелочных металлов, например, хлорида натрия.

Многие соли имеют характерную окраску.

Цвет соли	Примеры
Чёрный	Сульфид свинца(II), железа(II), серебра

Кроваво-красный	Роданид железа(III)
Красный	Гексацианоферрат(III) калия, сульфид ртути(II) (киноварь)
Розовый	Кристаллогидраты солей марганца(II), разбавленный раствор перманганата калия
Оранжевый	Дихроматы
Бурый	Соли железа(III), концентрированные растворы этих солей
Светло-коричневый	Сульфид марганца(II)
Жёлтый	Иодид свинца(II), фосфат серебра, хроматы, гексацианоферрат(II) калия, разбавленные растворы солей железа(III)
Бледно-жёлтый	Бромид и иодид серебра
Зелёный	Соли никеля(II)
Тёмно-зелёный	Манганат калия
Светло-зелёный	Гептагидрат сульфата железа(II)
Тёмно-синий	Гексацианоферрат(II) железа(III), гексацианоферрат(III) железа(II)
Синий	Пентагидрат сульфата меди(II), растворы солей меди(II)
Фиолетовый	Перманганат калия
Белый	Сульфаты, карбонаты и фосфаты щелочноземельных металлов, карбонат и фосфат магния; хлорид, сульфат, карбонат серебра; сульфид цинка; кристаллический сульфат меди(II)

Соли	Растворимость
Нитраты, ацетаты	Практически все хорошо растворимы
Соли щелочных металлов (натрия, калия) и аммония	Практически все хорошо растворимы
Хлориды (это же относится к бромидам и иодидам)	Большой частью хорошо растворимы. Практически нерастворимы AgCl и PbCl_2 . Растворимость галогенидов свинца(II) с повышением температуры резко возрастает

Сульфаты	Большей частью хорошо растворимы. Малорастворимы Ag_2SO_4 и CaSO_4 . Практически нерастворимы PbSO_4 , SrSO_4 , BaSO_4
Фосфаты, карбонаты, сульфиты, силикаты	Практически все нерастворимы, за исключением солей щелочных металлов (натрия, калия) и аммония
Сульфиды	Практически все нерастворимы, за исключением солей щелочных, щелочноземельных металлов и аммония
Кислые соли	Растворимы намного лучше, чем средние

Растворы солей хорошо проводят электрический ток.

Химические свойства солей

1. Соли являются электролитами.

В водных растворах соли диссоциируют на положительно заряженные ионы (катионы) металлов и отрицательно заряженные ионы (анионы) кислотных остатков.

Например, при растворении кристаллов хлорида натрия в воде положительно заряженные ионы натрия и отрицательно заряженные ионы хлора, из которых образована кристаллическая решётка этого вещества, переходят в раствор:
 $\text{NaCl} \rightarrow \text{Na}^{++} + \text{Cl}^{-}$.

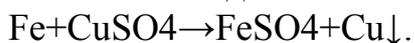
При электролитической диссоциации сульфата алюминия образуются положительно заряженные ионы алюминия и отрицательно заряженные сульфат-ионы:



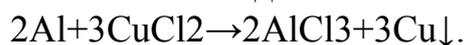
2. Соли могут взаимодействовать с металлами.

В ходе реакции замещения, протекающей в водном растворе, химически более активный металл вытесняет менее активный.

Например, если кусочек железа поместить в раствор сульфата меди, он покрывается красно-бурым осадком меди. Раствор постепенно меняет цвет с синего на бледно-зелёный, поскольку образуется соль железа(II):



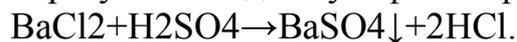
При взаимодействии хлорида меди(II) с алюминием образуются хлорид алюминия и медь:



3. Соли могут взаимодействовать с кислотами.

Протекает реакция обмена, в ходе которой химически более активная кислота вытесняет менее активную.

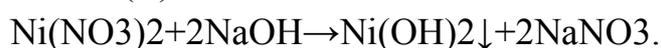
Например, при взаимодействии раствора хлорида бария с серной кислотой образуется осадок сульфата бария, а в растворе остаётся соляная кислота:



4. Растворимые в воде соли могут взаимодействовать со щелочами.

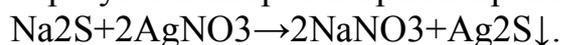
Реакция обмена возможна в том случае, если в результате хотя бы один из продуктов является практически нерастворимым (выпадает в осадок).

Например, при взаимодействии нитрата никеля(II) с гидроксидом натрия образуются нитрат натрия и практически нерастворимый гидроксид никеля(II):



5. Растворимые в воде соли могут вступать в реакцию обмена с другими растворимыми в воде солями, если в результате образуется хотя бы одно практически нерастворимое вещество.

Например, при взаимодействии сульфида натрия с нитратом серебра образуются нитрат натрия и практически нерастворимый сульфид серебра:



6. Некоторые соли при нагревании разлагаются.

Разложение солей может происходить:

- без изменения степени окисления элементов;
- с изменением степени окисления элементов (то есть, протекают окислительно-восстановительные реакции).

А. Реакции разложения солей, в которых степени окисления элементов не изменяются.

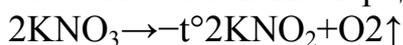
При сильном нагревании карбонат кальция (мел, известняк, мрамор) разлагается, образуя оксид кальция (жжёную известь) и углекислый газ:



Б. Окислительно-восстановительные реакции разложения солей.

Окислительно-восстановительные процессы протекают при разложении нитратов.

Например, при термическом разложении нитрата калия образуются нитрит этого металла и кислород:

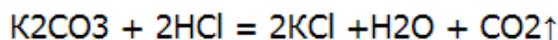
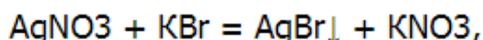
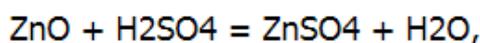


РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

-это реакции между сложными веществами в растворах, в результате которых реагирующие вещества обмениваются ионами.

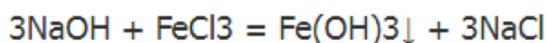
ПРАВИЛО БЕРТОЛЛЕ

Реакции обмена в растворах электролитов возможны только тогда, когда в результате реакции образуется твердое малорастворимое вещество, газообразное или малодиссоциирующее.



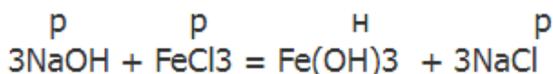
СОСТАВЛЕНИЕ УРАВНЕНИЙ РЕАКЦИЙ ИОННОГО ОБМЕНА:

1. Записываем молекулярное уравнение реакции, не забывая расставить коэффициенты:



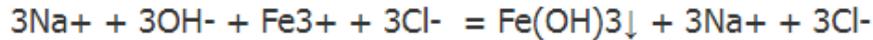
2. Определяем и указываем заряды ионов, определяем растворимость каждого вещества (таблица растворимости).

ИСКЛЮЧЕНИЕ: В таблице растворимости некоторые вещества указаны растворимы, но растворяются они только в закрытых сосудах, в открытых образуются газообразные вещества:

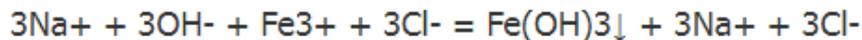


3. Составляем полное ионное уравнение.

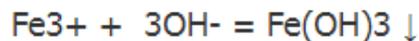
Сильные электролиты записывают в виде ионов, а слабые электролиты, малорастворимые вещества и газообразные вещества записывают в виде молекул.



4. Находим одинаковые ионы (они не приняли участия в реакции в левой и правой частях уравнения реакции) и сокращаем их слева и справа.



5. Составляем итоговое сокращенное ионное уравнение (выписываем формулы ионов или веществ, которые приняли участие в реакции).



В ВИДЕ ИОНОВ НЕ ЗАПИСЫВАЮТ:

1. Неэлектролиты (оксиды, простые вещества);
2. Осадки; газы; воду; слабые электролиты (кислоты и основания);
3. Анионы кислотных остатков кислых солей слабых кислот (HCO_3^- , H_2PO_4^- и т.п.) и катионы основных солей слабых оснований $\text{Al}(\text{OH})_2^+$.

Электролитами называются вещества, растворы или расплавы которых *проводят электрический ток*. (кислоты, основания, соли); **Неэлектролиты** — не проводят электрический ток. Это вещества с ковалентными неполярными или малополярными связями. [газы (азот, кислород), некоторые твердые вещества (сера, кремний), органические соединения (сахароза, бензол, спирт)]. К ЭЛЕКТРОЛИТАМ относятся щелочи, соли, кислоты. Хим. связи: Ионная или ковалентная сильнополярная К НЕЭЛЕКТРОЛИТАМ относятся газ и вещества, которые в растворе находятся в молекулярном состоянии (к примеру, сахар). Хим. связи: КНС или малополярная

Электролитическая диссоциация — это процесс распада вещества на ионы, происходящий под действием полярных молекул растворителя.

ИОНЫ - заряженные частицы: Cl^- , Cu^{2+} , NO_3^-

КАТИОНЫ – ионы с зарядом +

АНИОНЫ – ионы с зарядом –

СВОЙСТВА ИОНОВ ОТЛИЧАЮТСЯ ОТ СВОЙСТВ АТОМОВ, ИЗ КОТОРЫХ ОНИ ОБРАЗОВАЛИСЬ!!!

Процесс распада электролитов на ионы в процессе растворения или расплавления называется ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИЕЙ.

ЭЛЕКТРОЛИТЫ:

Все растворимые веществ в таблице растворимости (исключение H_2SO_3 , H_2S , H_2CO_3 , NH_4OH) органические вещества: низшие кислоты, соли и фенолы

НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ:

нерастворимые неорганические вещества; органические вещества спирты, эфиры, альдегиды, углеводороды, углеводы. (исключение: кислоты, соли и фенолы):

Электролитическая диссоциация — это процесс распада электролита на ионы при его растворении или плавлении.

Электролиты – это вещества, растворы и расплавы которых проводят электрический ток.

Электрический ток – это упорядоченное движение заряженных частиц под действием электрического поля. Таким образом, в растворах или расплавах электролитов есть заряженные частицы. В растворах электролитов, как правило, электрическая проводимость обусловлена наличием ионов.

Ионы – это заряженные частицы (атомы или группы атомов). Разделяют положительно заряженные ионы (Катионы) и отрицательно заряженные ионы (Анионы).

Разделяют вещества — **Электролиты** и **Неэлектролиты**. К Неэлектролитам относятся вещества с прочной ковалентной неполярной связью (простые вещества), все оксиды (которые химически не взаимодействуют с водой), большинство органических веществ (кроме полярных соединений — карбоновых кислот, их солей, фенолов) — альдегиды, кетоны, углеводороды, углеводы.

К Электролитам относят некоторые вещества с ковалентной полярной связью и вещества с ионной кристаллической решеткой.

Процесс электролитической диссоциации характеризуется величиной степени диссоциации молекул вещества:

Степень диссоциации — это отношение числа продиссоциировавших (распавшихся) молекул к общему числу молекул электролита. Т. е., какая доля молекул исходного вещества распадается в растворе или расплаве на ионы.

СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ.

это отношение числа продиссоциировавших молекул к общему числу молекул растворённого электролита:

$$\alpha = \frac{N(\text{продисс})}{N(\text{общ})}$$

Если степень диссоциации равна 0 – вещество не является электролитом.

$N_{\text{продисс}}$ — это число продиссоциировавших молекул,

$N_{\text{исх}}$ — это исходное число молекул.

ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА СТЕПЕНЬ ДИССОЦИАЦИИ

ВЕЩЕСТВ:

ТЕМПЕРАТУРА

чем выше температура, тем степень диссоциации выше;

КОНЦЕНТРАЦИЯ

чем больше концентрация вещества, тем степень диссоциации меньше.

По степени диссоциации электролиты делят на делят на Сильные и Слабые.

Сильные электролиты ($\alpha \approx 1$):

1. Все растворимые соли (в том числе соли органических кислот — ацетат калия CH_3COOK , формиат натрия HCOONa и др.)
2. Сильные кислоты: HCl , HI , HBr , HNO_3 , H_2SO_4 (по первой ступени), HClO_4 и др.;
3. Щелочи: NaOH , KOH , LiOH , RbOH , CsOH ; $\text{Ca}(\text{OH})_2$, $\text{Sr}(\text{OH})_2$, $\text{Ba}(\text{OH})_2$.

Сильные электролиты распадаются на ионы практически полностью в водных растворах, но только в ненасыщенных. В насыщенных растворах даже сильные электролиты могут распадаться только частично. Т. е. степень

диссоциации сильных электролитов α приблизительно равна 1 только для ненасыщенных растворов веществ. В насыщенных или концентрированных растворах степень диссоциации сильных электролитов может быть меньше или равна 1: $\alpha \leq 1$.

Слабые электролиты (α)

1. Слабые кислоты, в т. ч. органические;
2. Нерастворимые основания и гидроксид аммония NH_4OH ;
3. Нерастворимые и некоторые малорастворимые соли (в зависимости от растворимости).

Неэлектролиты:

1. Оксиды, не взаимодействующие с водой (взаимодействующие с водой оксиды при растворении в воде вступают в химическую реакцию с образованием гидроксидов);
2. Простые вещества;
3. Большинство органических веществ со слабополярными или неполярными связями (альдегиды, кетоны, углеводороды и т. д.).

Электролиты		Неэлектролиты ($\alpha=0$)
Сильные электролиты ($\alpha \approx 1$)	Слабые электролиты ($\alpha \ll 1$)	
1. Растворимые соли (в т.ч. соли органических кислот)	1. Слабые кислоты, в т.ч. органические (HCOOH , HNO_2 и др.)	1. Оксиды, не взаимодействующие с водой
2. Сильные кислоты (HCl , HI и др.)	2. Нерастворимые основания и гидроксид аммония NH_4OH	2. Простые вещества
3. Щелочи (NaOH , KOH и др.)	3. Некоторые малорастворимые и нерастворимые соли.	3. Большинство органических веществ

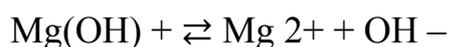
Как диссоциируют вещества? По степени диссоциации различают Сильные и Слабые электролиты.

Сильные электролиты диссоциируют полностью (в насыщенных растворах), в одну ступень, все молекулы распадаются на ионы, практически необратимо. Обратите внимание — при диссоциации в растворе образуются только устойчивые ионы. Самые распространенные ионы можно найти в таблице растворимости — это ваша официальная шпаргалка на любом экзамене. Степень диссоциации сильных электролитов примерно равна 1. Например, при диссоциации фосфата натрия образуются ионы Na^+ и PO_4^{3-} :

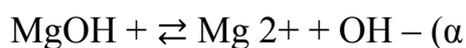
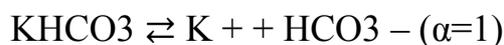
Диссоциация Слабых электролитов : многоосновных кислот и многокислотных оснований Происходит ступенчато и обратимо. Т. е. при диссоциации слабых электролитов распадается на ионы только очень небольшая часть исходных частиц. Например, угольная кислота:



Гидроксид магния диссоциирует также в 2 ступени:



Кислые соли диссоциируют также ступенчато, сначала разрываются ионные связи, затем — ковалентные полярные. Например, гидрокарбонат калия и гидроксохлорид магния:



Степень диссоциации слабых электролитов намного меньше 1: α

Основные положения теории электролитической диссоциации, таким образом:

1. При растворении в воде электролиты диссоциируют (распадаются) на ионы.
2. Причина диссоциации электролитов в воде — это его гидратация, т. е. взаимодействие с молекулами воды и разрыв химической связи в нем.
3. Под действием внешнего электрического поля положительно заряженные ионы двигаются к положительно заряженному электроду — катоду, их называют катионами. Отрицательно заряженные электроны двигаются к отрицательному электроду — аноду. Их называют анионами.
4. Электролитическая диссоциация происходит обратимо для слабых электролитов, и практически необратимо для сильных электролитов.

5. Электролиты могут в разной степени диссоциировать на ионы — в зависимости от внешних условий, концентрации и природы электролита.

6. Химические свойства ионов отличаются от свойств простых веществ. Химические свойства растворов электролитов определяются свойствами тех ионов, которые из него образуются при диссоциации.

В общем виде процесс электролитической диссоциации можно представить так:

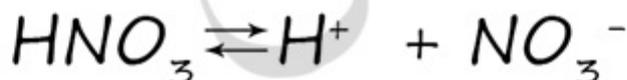


Диссоциация

Соли при диссоциации образуют катионы металла и анионы кислотного остатка



Кислоты при диссоциации отщепляют протон - H⁺



Основания при диссоциации отщепляют гидроксид-анион - OH⁻



Сила кислоты определяется способностью отщеплять протон. Чем легче кислота его отщепляет, тем она сильнее.

У HF крайне затруднен процесс диссоциации из-за образования водородных связей между F (самым электроотрицательным элементом) одной молекулы и H другой молекулы.

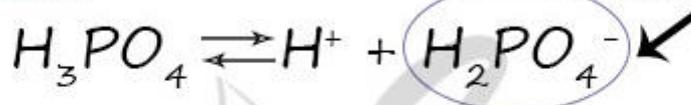
СТУПЕНИ ДИССОЦИАЦИИ

Некоторые вещества диссоциируют на ионы не в одну стадию (как NaCl), а ступенчато. Это характерно для многоосновных кислот: H₂SO₄, H₃PO₄.

Посмотрите на ступенчатую диссоциацию ортофосфорной кислоты:

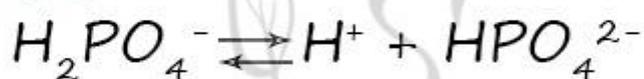
Ступени диссоциации

I ступень

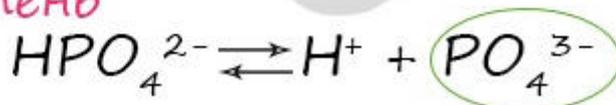


наибольшая
концентрация

II ступень



III ступень



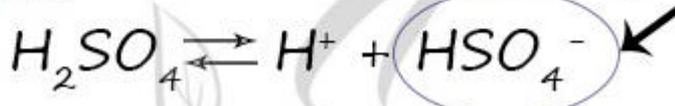
наименьшая
концентрация

Важно заметить, что концентрация ионов на разных ступенях разная. На первых ступенях ионов всегда много, а до последних доходят не все молекулы. Поэтому в растворе ортофосфорной кислоты концентрация дигидрофосфат-анионов будет больше, чем фосфат-анионов.

Для серной кислоты диссоциация будет выглядеть так:

Ступени диссоциации

I ступень



наибольшая
концентрация

II ступень



наименьшая
концентрация

ЭЛЕКТРОЛИТЫ И НЕЭЛЕКТРОЛИТЫ

Химические вещества отличаются друг от друга по способности проводить электрический ток. Исходя из этой способности, вещества делятся на электролиты и неэлектролиты.

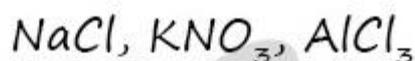
Электролиты — жидкие или твердые вещества, в которых присутствуют ионы, способные перемещаться и проводить электрический ток. Связи в их молекулах обычно ионные или ковалентные сильнополярные.

К ним относятся соли, сильные кислоты и щелочи (растворимые основания).

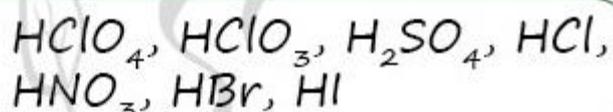
Степень диссоциации сильных электролитов составляет от 0,3 до 1, что означает 30-100% распад молекул, попавших в раствор, на ионы.

Сильные электролиты

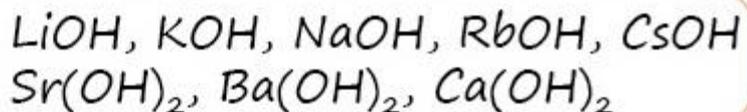
Соли



Сильные
кислоты



Щелочи



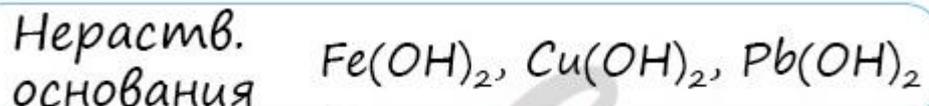
Неэлектролиты — вещества недиссоциирующие в растворах на ионы. В молекулах эти веществ связи ковалентные неполярные или слабополярные.

К неэлектролитам относятся многие органические вещества, слабые кислоты, нерастворимые в воде основания и гидроксид аммония.

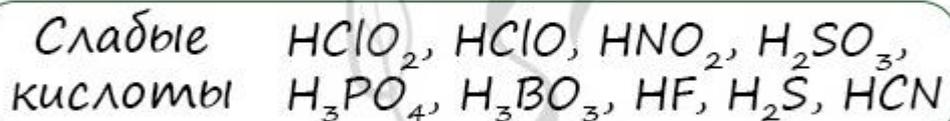
Степень их диссоциации до 0 до 0,3, то есть в растворе неэлектролита на ионы распадается до 30% молекул. Они плохо или вообще не проводят электрический ток.

Слабые электролиты

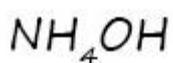
Нераств.
основания



Слабые
кислоты



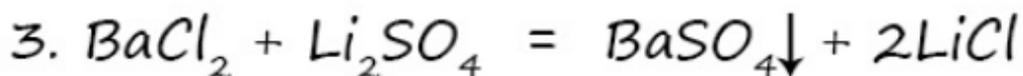
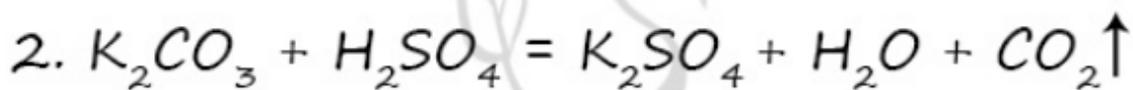
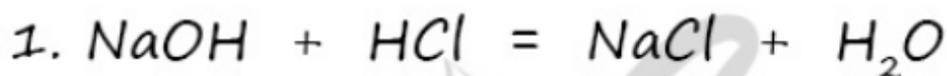
Гидроксид
аммония



МОЛЕКУЛЯРНОЕ, ПОЛНОЕ И СОКРАЩЕННОЕ ИОННЫЕ УРАВНЕНИЯ

Молекулярное уравнение представляет собой запись реакции с использованием молекул. Это те уравнения, к которым мы привыкли и которыми наиболее часто пользуемся. Примеры молекулярных уравнений:

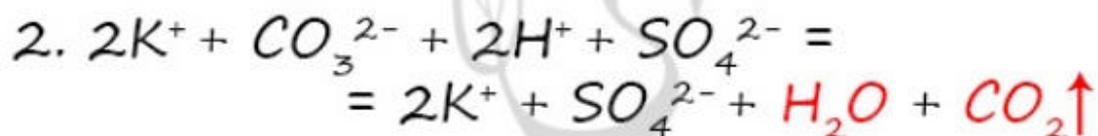
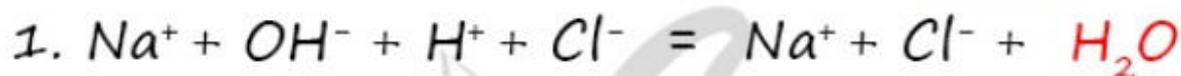
Молекулярные уравнения



Слабые электролиты (в их числе вода) Осадки Газы

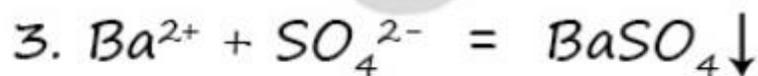
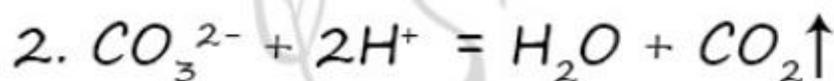
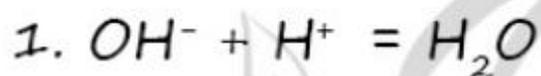
Полные ионные уравнения

H_2O
осадки
газы



Сокращенное ионное уравнение записывается путем сокращения одинаковых ионов из левой и правой части. Просто, как в математике — остается только то, что сократить нельзя.

Сокращенные ионные уравнения



СИЛЬНЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ($\alpha=1$) :

1. Все растворимые соли

2. Кислоты: HCl, HBr, HI, HNO₃, HClO₄, HMnO₄, H₂SO₄(по первой ступени)

3. Основания: щелочи – NaOH, KOH, LiOH, RbOH, CsOH; гидроксиды щелочноземельных металлов – Ca(OH)₂, Sr(OH)₂, Ba(OH)₂.

СЛАБЫЕ ЭЛЕКТРОЛИТЫ($\alpha < 1$)

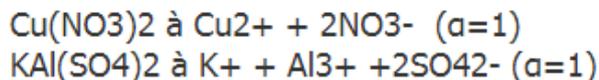
1. Почти все органические кислоты (CH₃COOH, C₂H₅COOH и др.);

2. Некоторые неорганические кислоты: HF, HNO₂, HClO, H₂SO₃, H₂S, H₂CO₃, H₂SiO₃, H₃PO₄

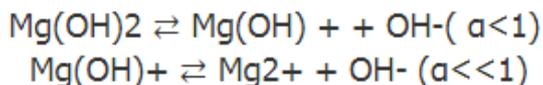
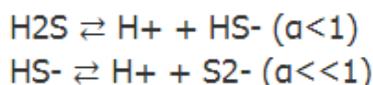
3. Почти все малорастворимые в воде соли, основания и гидроксид аммония: (Ca₃(PO₄)₂; Cu(OH)₂; Al(OH)₃; NH₄OH);

4) Вода

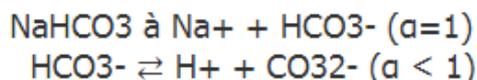
1. Если электролит – сильный, он диссоциирует полностью в ОДНУ СТУПЕНЬ, все молекулы превращаются в ионы:



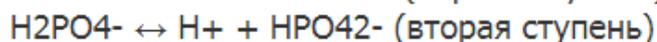
2. Если электролит – слабый, он диссоциирует по ступеням, не полностью, степень диссоциации на каждой следующей ступени гораздо меньше, чем на предыдущей:



3. Если в составе вещества есть связи разных типов, то сначала диссоциируют ионные связи, затем наиболее полярные:

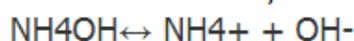
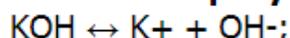


КИСЛОТЫ - электролиты, при диссоциации которых в качестве катионов образуются только катионы водорода



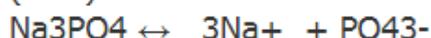
Диссоциация многоосновной кислоты протекает главным образом по первой ступени, в меньшей степени по второй и лишь в незначительной степени - по третьей.

ОСНОВАНИЯ - электролиты, при диссоциации которых в качестве анионов образуются только гидроксид-ионы.



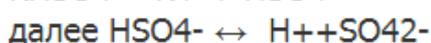
Основания, растворимые в воде, называются щелочами. Это основания щелочных и щелочноземельных металлов: LiOH, NaOH,

СРЕДНИЕ СОЛИ - электролиты, при диссоциации которых образуются катионы металлов а также катион аммония (NH_4^+)\ и анионы кислотных остатков

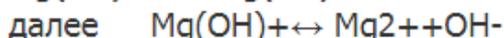
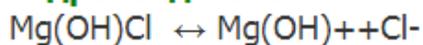


Кислые и основные соли диссоциируют ступенчато.

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



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



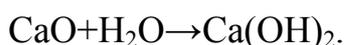
№7 Свойства неорганических веществ

Химические свойства оксидов

1. Основные оксиды, образованные щелочными и щелочноземельными металлами, взаимодействуют с водой, образуя растворимое в воде основание — щёлочи.

Основный оксид + вода → основание.

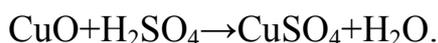
Например, при взаимодействии оксида кальция с водой образуется гидроксид кальция:



2. Основные оксиды взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду.

Основный оксид + кислота → соль + вода.

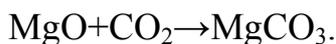
Например, при взаимодействии оксида меди(II) с серной кислотой образуются сульфат меди(II) и вода:



3. Основные оксиды могут взаимодействовать с оксидами, принадлежащими к другим классам, образуя соли.

Основный оксид + кислотный оксид → соль.

Например, при взаимодействии оксида магния с углекислым газом образуется карбонат магния:

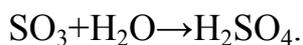


Химические свойства кислотных оксидов

1. Кислотные оксиды могут взаимодействовать с водой, образуя кислоты.

Кислотный оксид + вода → кислота.

Например, при взаимодействии оксида серы(VI) с водой образуется серная кислота:

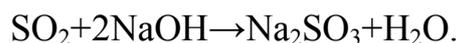


Оксид кремния SiO_2 с водой не реагирует.

2. Кислотные оксиды взаимодействуют со щелочами, образуя соль и воду.

Кислотный оксид + основание → соль + вода.

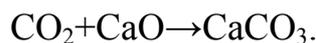
Например, при взаимодействии оксида серы(IV) с гидроксидом натрия образуются сульфит натрия и вода:



3. Кислотные оксиды могут реагировать с основными оксидами, образуя соли.

Кислотный оксид + основной оксид → соль.

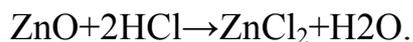
Например, при взаимодействии оксида углерода(IV) с оксидом кальция образуется карбонат кальция:



Химические свойства амфотерных оксидов

1. Амфотерные оксиды при взаимодействии с кислотой или кислотным оксидом проявляют свойства, характерные для основных оксидов. Так же, как основные оксиды, они взаимодействуют с кислотами, образуя соль и воду.

Например, при взаимодействии оксида цинка с соляной кислотой образуется хлорид цинка и вода:



2. Амфотерные оксиды при взаимодействии со щёлочью или с оксидом щелочного или щелочноземельного металла проявляют кислотные свойства. При сплавлении их со щелочами протекает химическая реакция, в результате которой образуются соль и вода.

Например, при сплавлении оксида цинка с гидроксидом калия образуется цинкат калия и вода:



Если же с гидроксидом калия сплавить оксид алюминия, кроме воды образуется алюминат калия: $\text{Al}_2\text{O}_3 + 2\text{KOH} \rightarrow 2\text{KAlO}_2 + \text{H}_2\text{O}$.

Свойства металлов

Среди металлов традиционно выделяют несколько групп. Входящие в их состав представители характеризуются отличной от других металлов химической активностью. Такими группами являются:

-благородные металлы (серебро, золото, платина);

-щелочные металлы (металлы, образованные элементами IA группы периодической системы);

-щелочноземельные металлы (кальций, стронций, барий, радий).

Простые вещества, обладающие металлическими свойствами, в химических реакциях всегда являются восстановителями. Положение металла в ряду активности характеризует то, насколько активно данный металл способен вступать в химические реакции (т. е. то, насколько сильно у него проявляются свойства восстановителя).

Ряд активности металлов

Li, K, Ba, Ca, Na,	Mg, Al, Mn, Zn, Cr, Fe, Ni, Sn, Pb	H ₂	Cu, Hg, Ag, Pt, Au
активные металлы	металлы средней активности		неактивные металлы

1. В ряду активности восстановительные свойства металлов снижаются. Самые сильные восстановительные свойства у первых металлов ряда.
2. Более активный металл может вытеснить из растворов солей металлы, расположенные в ряду активности после него.
3. Металлы, расположенные в ряду активности до водорода, вытесняют его из растворов кислот.
4. Щелочные и щелочноземельные металлы в водных растворах сначала вступают в реакцию с водой.

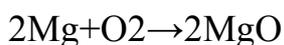
Общие химические свойства металлов

Взаимодействие с простыми веществами-неметаллами

1. Металлы взаимодействуют с кислородом, образуя оксиды.

Металл + кислород → оксид.

Например, при взаимодействии магния с кислородом образуется оксид магния:

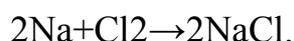


Серебро, золото и платина с кислородом не реагируют.

2. Металлы взаимодействуют с галогенами (фтором, хлором, бромом и иодом), образуя галогениды.

Металл + галоген → галогенид металла.

Например, при взаимодействии натрия с хлором образуется хлорид натрия:



3. Металлы взаимодействуют с серой, образуя сульфиды.

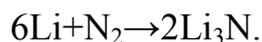
Металл + сера → сульфид металла.

Например, при взаимодействии цинка с серой образуется сульфид цинка:



4. Активные металлы при нагревании реагируют с азотом, фосфором и некоторыми другими неметаллами.

Например, при взаимодействии лития с азотом образуется нитрид лития:



При взаимодействии кальция с фосфором образуется фосфид кальция:

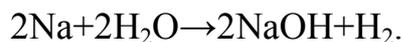


Взаимодействие со сложными веществами

1. Щелочные и щелочноземельные металлы взаимодействуют с водой при обычных условиях, образуя растворимое в воде основание (щёлочь) и водород.

Активный металл + вода → щёлочь + водород.

Например, при взаимодействии натрия с водой образуются гидроксид натрия и водород:



Некоторые металлы средней активности реагируют с водой при повышенной температуре, образуя оксид металла и водород.

Например, раскалённое железо реагирует с водяным паром, образуя смешанный оксид — железную окалину Fe_3O_4 и водород:



2. Металлы, стоящие в ряду активности металлов левее водорода, взаимодействуют с растворами кислот, образуя соль и водород.

Металл + кислота → соль + водород.

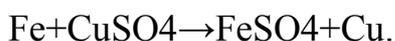
Например, при взаимодействии алюминия с серной кислотой образуются сульфат алюминия и водород:



3. Металлы реагируют с солями менее активных металлов в растворе, образуя соль более активного металла и менее активный металл в свободном виде.

Более активный металл + соль → соль более активного металла + менее активный металл.

Например, при взаимодействии железа с сульфатом меди(II) образуются сульфат железа(II) и медь:



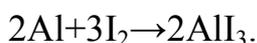
В химических реакциях неметаллы могут проявить себя и как восстановители, и как окислители. Из общих химических свойств неметаллов отметим их способность взаимодействовать с металлами, с водородом и кислородом.

Взаимодействие неметаллов с металлами

В реакциях с металлами неметаллы проявляют себя как окислители.

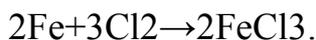
А. Особенно активно с металлами взаимодействуют галогены. В результате реакций соединения образуются соли — галогениды.

Например, при взаимодействии алюминия с иодом образуется иодид алюминия AlI_3 :



Вода в этой химической реакции является катализатором.

Железо активно реагирует с хлором, образуя хлорид железа(III) FeCl_3 :



Б. Металлы реагируют с серой, образуя сульфиды.

Реакция соединения алюминия с серой начинается после того, как смесь веществ нагрели. Продуктом реакции является сульфид алюминия Al_2S_3 :



Химическое взаимодействие между натрием и серой протекает при простом механическом смешивании. В результате образуется сульфид натрия Na_2S :

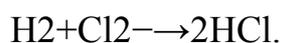


Взаимодействие неметаллов с водородом

По сравнению с другими неметаллами водород имеет невысокую электроотрицательность. В силу этой причины в реакциях с другими неметаллами, как правило, данный химический элемент будет восстановителем, а другие неметаллы — окислителями.

В таких реакциях образуются летучие водородные соединения, состав молекул которых отвечает общей формуле RH_x , где R — неметалл, а x — индекс, указывающий число атомов водорода в молекуле образовавшегося вещества. Этот индекс численно совпадает с валентностью неметалла, с которым водород соединяется.

Например, в реакции соединения водорода с хлором образуется газ хлороводород HCl :



Взаимодействие водорода с азотом происходит при высокой температуре и давлении. В промышленности для ускорения данного процесса используют катализатор. Продуктом взаимодействия этих двух неметаллических веществ является газ аммиак NH_3 :

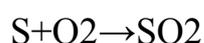


Взаимодействие неметаллов с кислородом

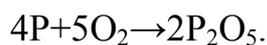
Кислород имеет высокую электроотрицательность, поэтому в реакциях с другими неметаллами он является окислителем, а другие неметаллы — восстановителями.

В результате соединения кислорода с другими неметаллами образуются оксиды.

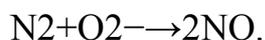
Например, сера сгорает в кислороде, образуя сернистый газ или оксид серы(IV) SO_2 :



Фосфор энергично сгорает в кислороде ярким пламенем. В ходе реакции образуются белые клубы оксида фосфора(V) P_2O_5 :



В то же самое время взаимодействие кислорода с химически малоактивным азотом протекает медленно и начинается только при очень высокой температуре. Продуктом реакции является газообразный оксид азота(II) NO:



Такая химическая реакция протекает в атмосфере при разряде молнии, а также в цилиндрах двигателей при сгорании топлива.

№8. Свойства неорганических веществ

См Предыдущие задания

№9 Взаимосвязь неорганических веществ

Генетический ряд металла состоит из простого вещества, оксида, гидроксида и соли:

металл — основной оксид — основание — соль.

Все металлы можно разделить на две группы: активные и неактивные.

К активным относят металлы, реагирующие с водой при обычных условиях. Это 10 металлов: литий, натрий, калий, рубидий, цезий, франций, кальций, стронций, барий, радий. Их оксиды соединяются с водой с образованием растворимых гидроксидов — щелочей.

Остальные металлы менее активны. Их оксиды не реагируют с водой, а основания в воде не растворяются. Поэтому из оксида получить основание можно только через соль. Для неактивных металлов генетический ряд выглядит так:

металл — основной оксид — соль1 — основание — соль2.

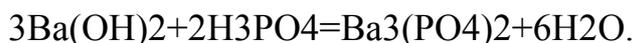
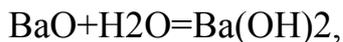
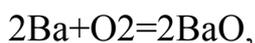
1. Генетические ряды активных металлов:

Ряд лития: $Li\rightarrow Li_2O\rightarrow LiOH\rightarrow Li_2SO_4.$

Ряд кальция: $Ca\rightarrow CaO\rightarrow Ca(OH)_2\rightarrow CaCO_3.$

Ряд бария: $Ba\rightarrow BaO\rightarrow Ba(OH)_2\rightarrow Ba_3(PO_4)_2.$

Составим уравнения для генетического ряда бария:

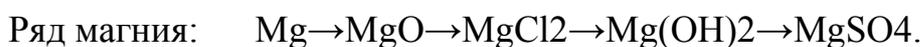


Обрати внимание!

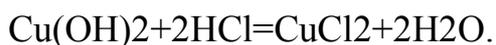
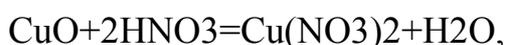
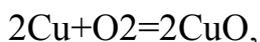
Превращение гидроксида бария в фосфат можно осуществить также с помощью кислотного оксида или растворимой соли:



2. Генетические ряды неактивных металлов:



Составим уравнения реакций для ряда меди:



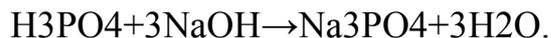
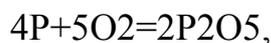
В ряду неактивного металла получить соль из основания можно только с помощью кислоты.

Генетический ряд неметалла состоит из простого вещества, кислотного оксида, кислородсодержащей кислоты и соли:

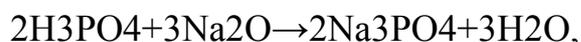
неметалл — кислотный оксид — кислота — соль.



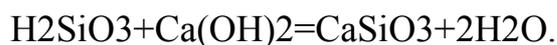
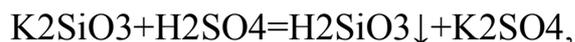
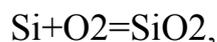
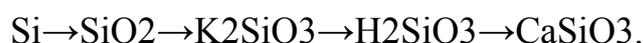
Запишем реакции для ряда фосфора:



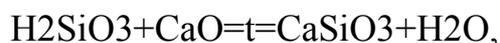
Соль из кислоты можно также получить с помощью основного оксида или другой соли:



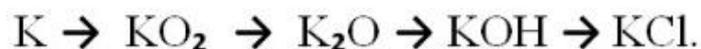
Ряд кремния несколько отличается, так как его оксид не реагирует с водой, а кислота нерастворима:



Соль из кремниевой кислоты можно получить также с помощью основного оксида или другой соли:

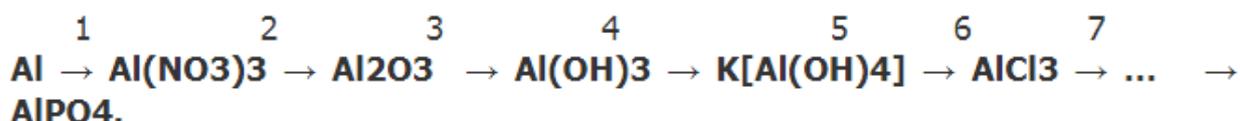


1. Генетический ряд , в котором в качестве основания выступает щёлочь.



ИНСТРУКЦИЯ

1. Внимательно прочитайте условие задачи. Если необходимо, можете сделать это не один раз. Напишите уравнения, с помощью которых можно получить следующие превращения:



Для каждого превращения составьте уравнения реакций. Если переход в одну стадия невозможен, составьте два и более уравнений реакций.

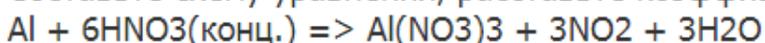
Выпишите цепочку отдельно, из условия задачи. Вы можете пронумеровать количество реакций или веществ для удобства. Помните, что каждое следующее вещество является исходным для последующего. Определите к какому классу веществ относиться каждый член цепочки.

1. $\text{Al} \rightarrow \text{Al(NO}_3)_3$

Под первым номером стоит металл алюминий, исходным продуктом реакции должна стать соль.

По свойствам металла, соль получается при взаимодействии с кислотой. В данном случае с азотной кислотой. Проанализируйте, возможна ли эта реакция.

Составьте схему уравнения, расставьте коэффициенты.



2. $\text{Al(NO}_3)_3 \rightarrow \text{Al}_2\text{O}_3$

Далее следуйте шаг за шагом. Следующее вещество Al_2O_3 . Вспомним разложение нитратов.

Нитрат алюминия разлагается до оксида.

Запишем уравнение реакции.



3. $\text{Al}_2\text{O}_3 \rightarrow \text{Al(OH)}_3$

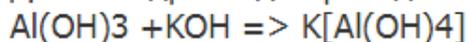
Далее оксид переходит в гидроксид. При взаимодействии с водой это невозможно.

Значит необходимо записать два уравнения – сначала образование соли, затем основания.



4. $\text{Al(OH)}_3 \rightarrow \text{K[Al(OH)}_4]$

Далее гидроксид переходит в комплекс - реакция с щелочью



5. $\text{K[Al(OH)}_4] \rightarrow \text{AlCl}_3$

Комплекс переходит в среднюю соль – реакция с соответствующей кислотой.

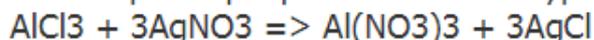


6. $\text{AlCl}_3 \rightarrow \dots \rightarrow \text{AlPO}_4$.

Далее вещество неизвестно. Смотрим на вещество (7) – нерастворимая соль алюминия. Значит, ион алюминия должен перейти в пропущенное вещество.

Делаем вывод- должен быть оксид, основание или соль. Из оксида и нерастворимого основания соль не получишь. Значит это соль и она должна быть растворима, а соединение с хлором выпасть в осадок.

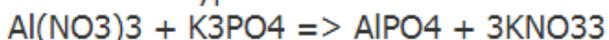
Это нитрат серебра – составляем уравнение.



7. $\text{AlCl}_3 \rightarrow \dots \rightarrow \text{AlPO}_4$.

Из нитрата – фосфат – фосфорная кислота или соль растворимая.

Составляем уравнение.



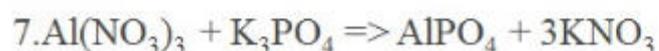
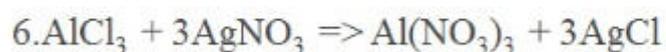
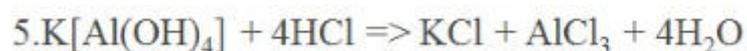
Проверьте себя еще раз.

Пробегитесь взглядом по уравнениям реакций, проверьте везде ли стоят нужные коэффициенты.

Не забудьте правильно оформить уравнения реакций.

У окислительно-восстановительных составьте электронный баланс, составьте краткие схемы для ионных реакций.

РЕШЕНИЕ



№10 Классификация и номенклатура органических веществ

Схема 1

**Классификация органических соединений
по строению углеродного скелета и по кратности связей**

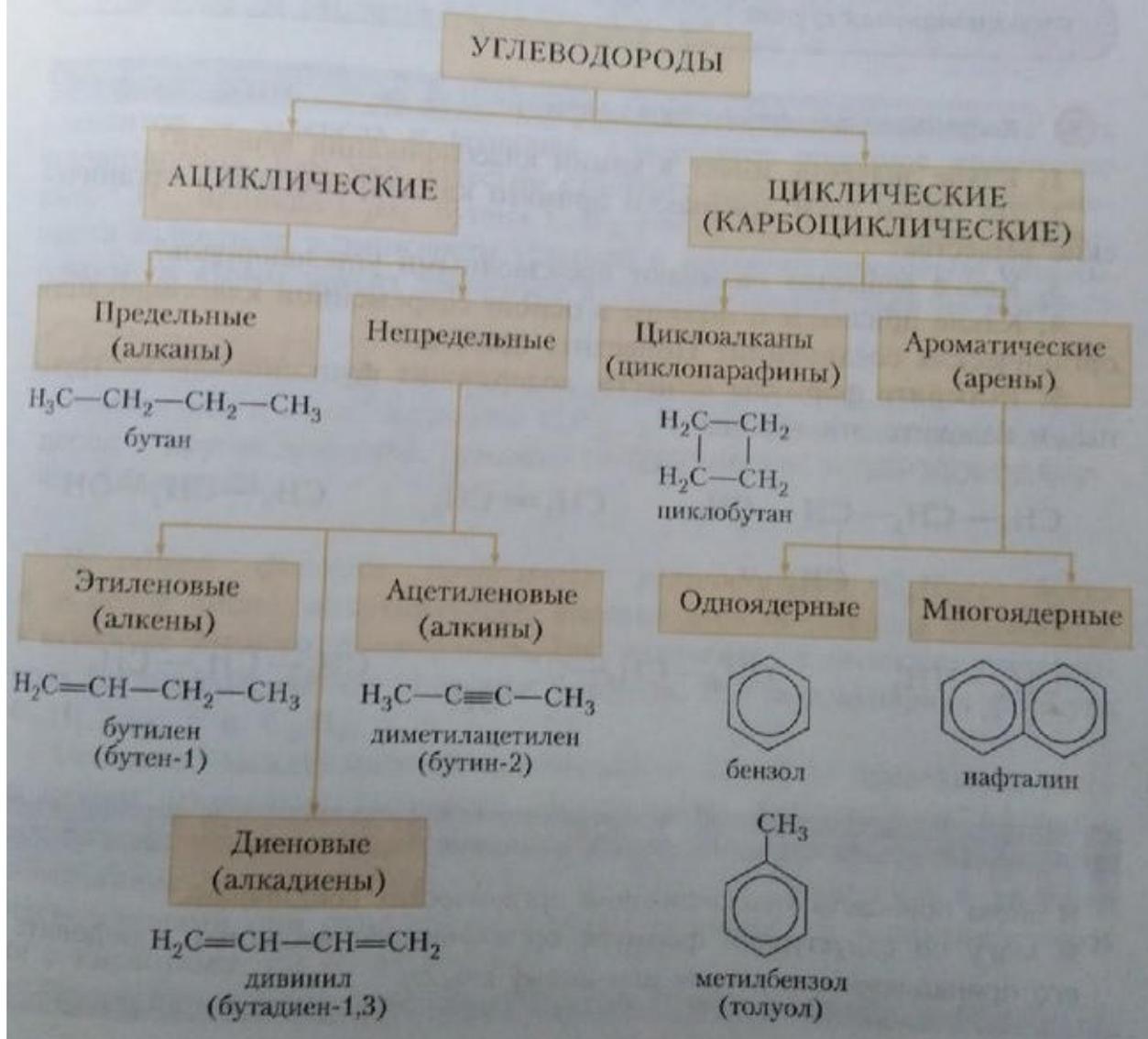
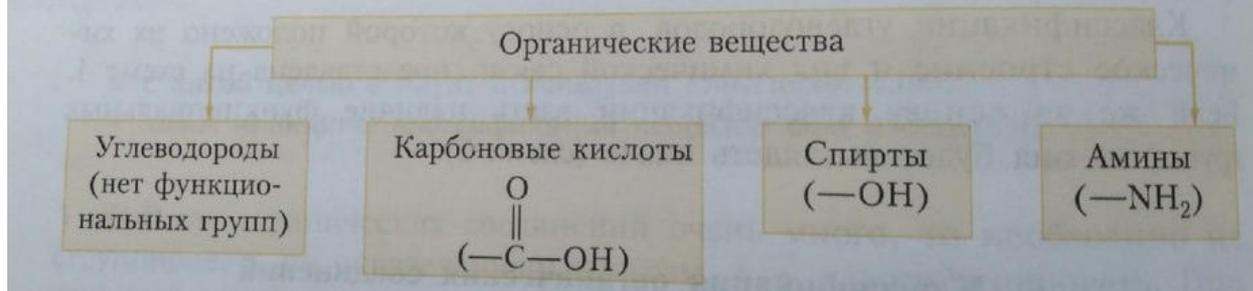


Схема 2

**Классификация органических соединений
по функциональным группам**



Номенклатура алканов

Названия первых четырёх представителей гомологического ряда алканов — метана, этана, пропана, бутана — являются исторически сложившимися (*тривиальными*). Названия последующих алканов состоят из греческого числительного, обозначающего число атомов углерода в молекуле алкана, и суффикса *-ан*. Обратите внимание, что, начиная с бутана, в начале названия ставят букву «*n*». Это объясняется тем, что у бутана и последующих алканов имеются изомеры. Буква «*n*» в начале названия обозначает углеводород с неразветвлённой (нормальной) углеродной цепью.

Формула	Название
CH_4	Метан
C_2H_6	Этан
C_3H_8	Пропан
C_4H_{10}	Бутан
C_5H_{12}	Пентан
C_6H_{14}	Гексан
C_7H_{16}	Гептан
C_8H_{18}	Октан
C_9H_{20}	Нонан
$\text{C}_{10}\text{H}_{22}$	Декан

Составить название *разветвлённого* алкана несколько сложнее. Будем руководствоваться очевидным принципом: если объект невозможно назвать целиком, разделим его на части и будем называть по частям. При этом логично представить молекулу разветвлённого строения как подобие дерева, имеющего ствол, к которому в определённых местах прикреплены веточки (рис. 9.2). В роли ствола — выступает самая длинная углеродная цепь, такую цепь называют *главной цепью*. «Веточки», соединённые со «стволом», представляют собой группы атомов CH_3- , CH_3-CH_2- и т. д. Такие группы называются *алкильными радикалами*, или *алкильными группами*.

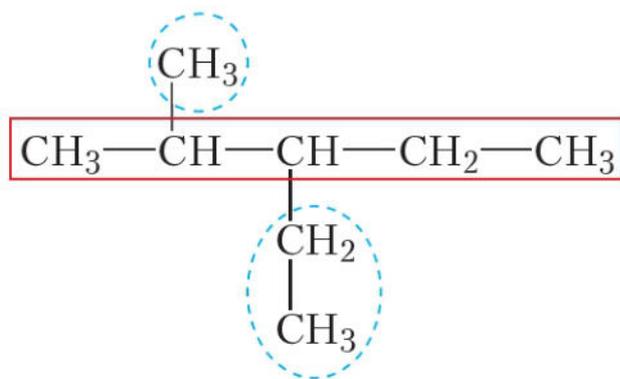


Рис. 9.2. Структурная формула разветвлённого алкана (главная цепь выделена красным цветом, алкильные радикалы — синим)

Алкильный радикал образуется в результате отрыва от молекулы алкана одного атома водорода. Разветвлённый алкан, представленный на рисунке 9.2, можно рассматривать как продукт замещения атомов водорода в неразветвлённом алкане (н-пентане) на алкильные радикалы ($\text{CH}_3 -$ и $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 -$). Поэтому алкильные радикалы называют заместителями. Название алкильного радикала составляют аналогично названию алкана, заменяя суффикс -ан на -ил (табл. 9.2).

Таблица 9.2. Формулы и названия алкильных радикалов

Молекулярная формула	Структурная формула	Название
$\text{CH}_3 -$	$\text{CH}_3 -$	метил
$\text{C}_2\text{H}_5 -$	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 -$	этил
$\text{C}_3\text{H}_7 -$	$\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 -$	пропил

Радикал	Название радикала
CH_3-	Метил
C_2H_5-	Этил
C_3H_7-	Пропил
C_4H_9-	Бутил
$\text{C}_5\text{H}_{11}-$	Пентил
$\text{C}_6\text{H}_{13}-$	Гексил
$\text{C}_7\text{H}_{15}-$	Гептил
$\text{C}_8\text{H}_{17}-$	Октил
$\text{C}_9\text{H}_{19}-$	Нонил
$\text{C}_{10}\text{H}_{21}-$	Децил

Перед построением названия атомы углерода в главной цепи нумеруют, начиная с того конца, к которому ближе разветвление:

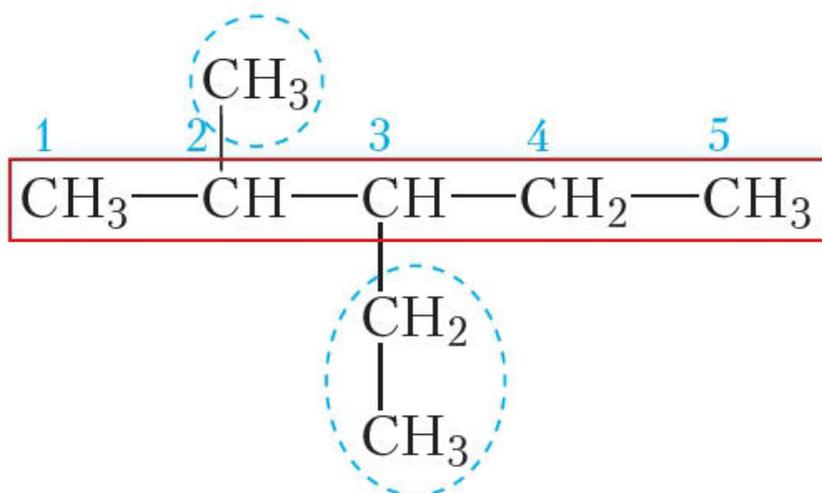
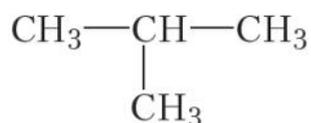


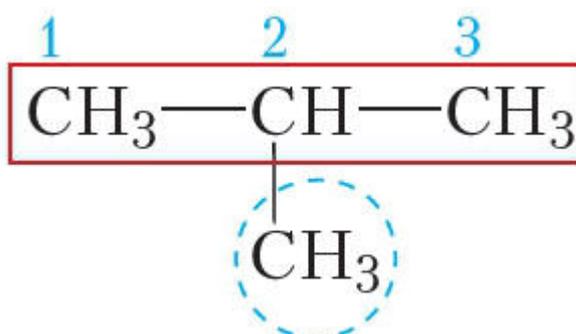
Рис. 9.3. Структурная формула разветвлённого алкана с пронумерованными атомами углерода главной цепи

В названии алкильные заместители перечисляют в алфавитном порядке, указывая цифрами положение каждого заместителя в главной цепи. В соответствии с приведёнными правилами название данного алкана 2-метил3-этилпентан. Рассмотрим подробнее принципы построения названий алканов на конкретных примерах.

Пример 1. Назовём простейший алкан разветвлённого строения:

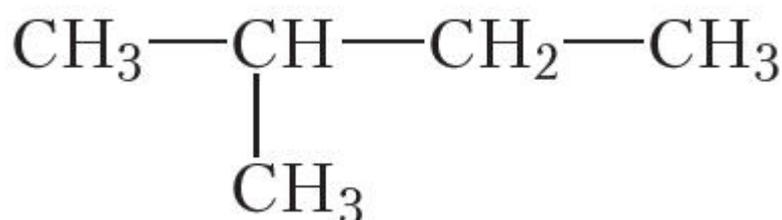


Главная цепь данной молекулы состоит из трёх атомов углерода. Алкан с таким числом атомов углерода называется пропан. К этой цепи в положении 2 присоединена метильная группа $\text{CH}_3\text{—}$.

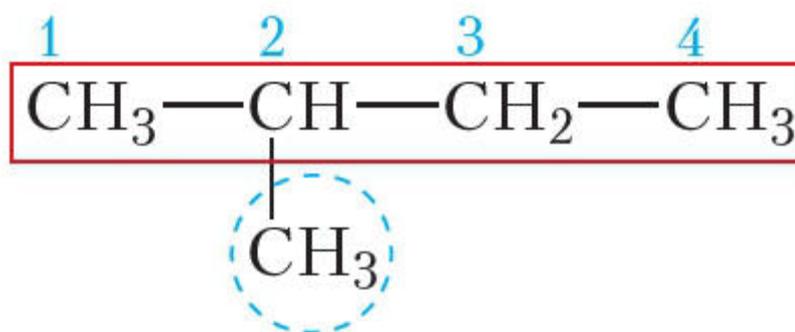


Название вещества **2-метилпропан**.

Пример 2. Составим название одного из изомеров пентана:

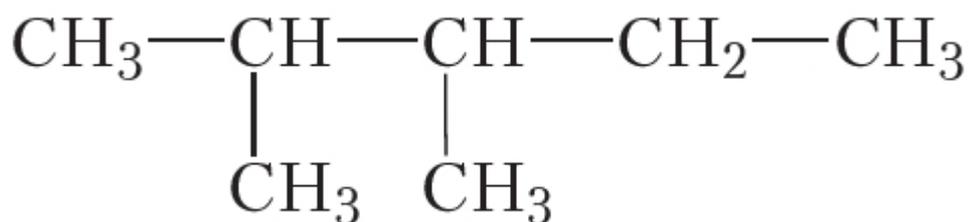


Находим в структурной формуле самую длинную углеродную цепь. Атомы углерода этой цепи нумеруем, начиная с того конца, к которому ближе разветвление:

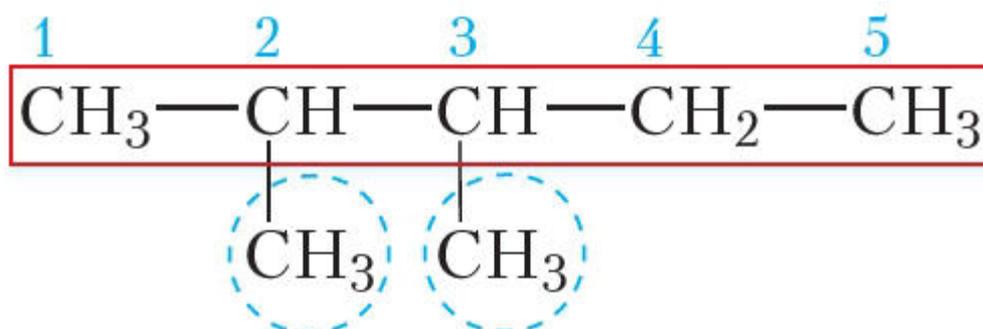


Как видно, главная цепь содержит четыре атома углерода. Алкан с четырьмя атомами углерода в молекуле — бутан. К атому углерода под номером 2 главной цепи присоединена метильная группа $\text{CH}_3\text{—}$. Следовательно, углеводород будет называться **2-метилбутан**.

Пример 3. Составим название одного из изомеров гептана:



Главная цепь содержит пять атомов углерода. Алкан с пятью атомами углерода — пентан.

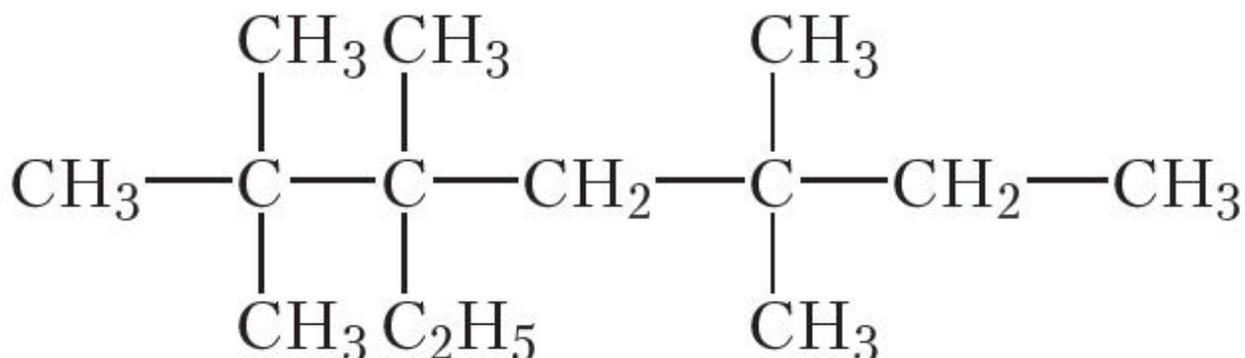


Данный пример интересен тем, что к главной цепи присоединены две метильные группы, они связаны со вторым и третьим атомами углерода. Отметим, что при наличии в молекуле нескольких одинаковых алкильных радикалов, их число обозначается дополнительной приставкой, например: *диэтил*-, *трипропил*-, *пентаметил* т. д. Поэтому в названии рассматриваемого алкана, перед названием углеводородного радикала (*метил*-) необходимо поставить приставку *ди*-. Название соединения **2,3-диметилпентан**.

Пример 4. Решим обратную задачу — напомним структурную формулу алкана по его названию. Название алкана: 2,2,3,5,5-пентаметил-3-этилгептан.

Из названия видно, что главная цепь состоит из семи атомов углерода (гептан), к которой в положениях 2, 3 и 5 присоединены пять метильных групп и в положении 3 — одна этильная группа.

Изображая цепь из семи атомов углерода и присоединяя к ней в соответствующих положениях перечисленные группы, получаем формулу вещества:



Как видно, принципы номенклатуры ИЮПАК позволяют дать названия алканам достаточно сложного строения и написать формулу вещества по его названию.

Номенклатура алкенов

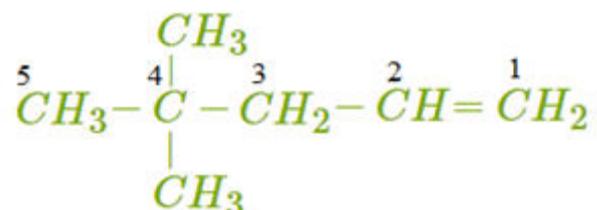
Согласно правилам международной номенклатуры ИЮПАК, алкен называют, заменяя в названии соответствующего алкана суффикс «ан» на «ен»: C_2H_4 — этен, C_3H_6 — пропен и т. д. Положение двойной связи указывают цифрой: $CH_2=CH-CH_2-CH_3$ — бутен-1, $CH_3-CH=CH-CH_3$ — бутен-2.

Используются также тривиальные названия алкенов: этилен, пропилен и др.

Чтобы назвать вещества с разветвлённой углеродной цепью или с заместителями, выбирают самую длинную цепь (с = связью) углеродных атомов и её нумеруют.

Атомы нумеруются с того конца, к которому ближе двойная связь.

Пример 1. Назовём алкен такого строения.

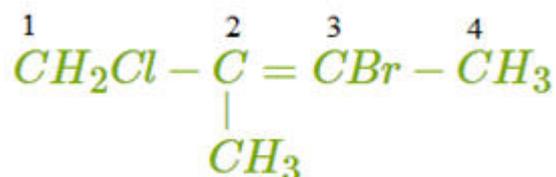


Самая длинная цепь в этой молекуле содержит пять атомов углерода. Нумерацию начинаем справа, так как между первым и вторым атомами углерода расположена двойная связь.

В молекуле два радикала CH_3 . Указываем цифрами через запятую положение каждого радикала 4, 4, ставим дефис (-), указываем число и название радикалов (**диметил**), добавляем название главной цепи (**пентен**) и указываем положение двойной связи: **4, 4-диметилпентен-1**.

Если в молекуле содержатся разные радикалы или заместители, то их называют в алфавитном порядке.

Пример 2. Назовём галогенпроизводное следующего алкена.



Выбираем и нумеруем самую длинную цепь. Здесь двойная связь находится посередине углеродной цепи, поэтому начало нумерации определяем по заместителю. Записываем «адрес» и название каждого заместителя в алфавитном порядке: **3-бром-2-метил-1-хлорбутен-2**.