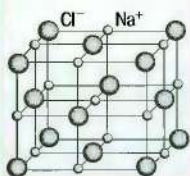


Mg



Li

Fe

Весь курс под рукой

Справочник  
в таблицах

# ХИМИЯ



Ir

8-11  
классы

Основы  
предмета  
в краткой,  
доступной  
и наглядной  
форме

Соответствует  
ФГОС

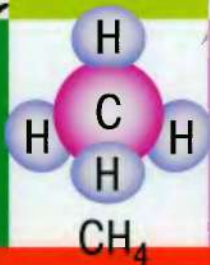
Zr

H<sub>2</sub>SO<sub>4</sub>



CaCl<sub>2</sub>

Ga



Fe

Айрис-пресс

# РАСТВОРИМОСТЬ ОСНОВАНИЙ, КИСЛОТ, СОЛЕЙ В ВОДЕ

АНИОНЫ	КАТИОНЫ																					
	H <sup>+</sup>	Li <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Str <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Ni <sup>2+</sup>	Co <sup>2+</sup>	Mn <sup>2+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Hg <sup>+</sup>	Pb <sup>2+</sup>	Sn <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>
OH <sup>-</sup>		P	P	P	P	P	M	H	M	H	H	H	H	H	H	H	H	-	-	H	H	H
F <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	M	H	H	M	P	H	H	H	P	P	P	P	P	-	H	P	P
Cl <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	P	M	P	P
Br <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	H	M	M	P	P
I <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	P	?	P	P	P	P	H	H	H	M	P
S <sup>2-</sup>	M	P	P	P	P	-	-	-	H	-	-	H	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HS <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	H	?	?	?	?	?	?	?
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	H	H	M	H	?	P	H	?	H	H	?	P	M	-	H	?	?
HSO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	?	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	H	M	P	H	P	P	P	P	P	P	P	P	M	-	H	P	P
HSO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	?	?	?	-	?	?	?	?	?	?	?	?	?	?	H	?	?
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P
NO <sub>2</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	?	?	P	M	?	?	M	?	?	?	?
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	P	H	P	P	-	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H	H
HPO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	P	?	P	P	P	H	H	M	H	?	?	H	?	?	?	H	?	?	?	M	H	?
H <sub>2</sub> PO <sub>4</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	P	P	P	?	-	?	?
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	P	P	P	P	P	H	H	H	H	?	?	H	?	H	H	H	H	H	?	H	?	H
HCO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	?	?	P	?	?	?	?	?	?	?	P	?	?
CH <sub>3</sub> COO <sup>-</sup>	P	P	P	P	P	P	P	P	P	-	P	P	-	P	P	P	P	P	P	P	-	P
SiO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	H	H	P	P	?	H	H	H	H	?	?	H	?	?	?	H	H	?	?	H	?	?

M — малорастворимое вещество;

H — нерастворимое (труднорастворимое) вещество;

P — растворимое вещество;

- - в водной среде разлагается или не существует;

? — нет достоверных сведений о существовании соединений

## ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ СОЛЕЙ, КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ, ОКСИДОВ

АНИОНЫ	КАТИОНЫ														
	H <sup>+</sup>	NH <sub>4</sub> <sup>+</sup>	K <sup>+</sup>	Na <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>	Ca <sup>2+</sup>	Mg <sup>2+</sup>	Al <sup>3+</sup>	Zn <sup>2+</sup>	Cr <sup>3+</sup>	Fe <sup>3+</sup>	Fe <sup>2+</sup>	Cu <sup>2+</sup>	Ag <sup>+</sup>	Pb <sup>2+</sup>
O	-	-	94	62	153	56	40	102	81	152	160	72	80	232	223
OH <sup>-</sup>	18	35	56	40	171	74	58	78	99	103	107	90	98	125	241
Cl <sup>-</sup>	36,5	53,5	74,5	58,5	208	111	95	133,5	136	158,5	162,5	127	135	143,5	278
Br <sup>-</sup>	81	98	119	103	297	200	184	267	225	292	296	216	224	188	367
I <sup>-</sup>	128	145	166	150	391	294	278	408	319	433	437	310	318	235	461
S <sup>2-</sup>	34	68	110	78	169	72	56	150	97	200	208	88	96	248	239
SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup>	98	132	174	142	233	136	120	342	161	392	400	152	160	312	303
SO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	82	116	158	126	217	120	104	294	145	344	352	136	144	296	297
CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup>	62	96	138	106	197	100	84	234	125	284	292	116	124	276	267
PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup>	98	149	212	164	601	310	262	122	365	147	151	358	382	419	811
NO <sub>3</sub> <sup>-</sup>	63	80	101	85	261	164	148	213	189	238	242	180	188	170	331

## ОТНОСИТЕЛЬНЫЕ МОЛЕКУЛЯРНЫЕ МАССЫ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

	Радикал	-H	-OH	-Cl	-Br	-NO <sub>2</sub>	-NH <sub>2</sub>	-CH <sub>3</sub>	-C=O   H	-C=O   OH
H-	-	-	-	-	-	-	-	16	30	46
CH <sub>3</sub> -	15	16	32	50,5	95	61	31	30	44	60
C <sub>2</sub> H <sub>5</sub> -	29	30	46	64,5	109	75	45	44	58	74
C <sub>3</sub> H <sub>7</sub> -	43	44	60	78,5	123	89	59	58	72	88
C <sub>4</sub> H <sub>9</sub> -	57	58	74	92,5	137	103	73	72	86	102
C <sub>5</sub> H <sub>11</sub> -	71	72	88	106,5	151	117	87	86	100	116
C <sub>6</sub> H <sub>5</sub> -	77	78	94	112,5	157	123	93	92	106	122
C <sub>6</sub> H <sub>13</sub> -	85	86	102	120,5	185	131	101	100	114	130
C <sub>11</sub> H <sub>23</sub> -	239	240	256	274,5	319	285	255	254	268	284

Ряд электроотрицательности	F O N Cl Br I S C Se P As H B Cu Pb Si Sn Fe Al Li K
Ряд анионов	S <sup>2-</sup> I <sup>-</sup> Br <sup>-</sup> Cl <sup>-</sup> OH <sup>-</sup> SO <sub>4</sub> <sup>2-</sup> NO <sub>3</sub> <sup>-</sup> CO <sub>3</sub> <sup>2-</sup> PO <sub>4</sub> <sup>3-</sup> F <sup>-</sup>

**СОДЕРЖАНИЕ**

Начала химии	2
Химические реакции	4
Классификация химических реакций	5
Строение вещества	6
Химическая связь	8
Виды химической связи	10
Периодическая система элементов Д. И. Менделеева	12
Периодический закон	13
Важнейшие классы неорганических веществ	14
Растворы. Электролитическая диссоциация	16
Реакции в растворах электролитов	18
Окислительно-восстановительные реакции	19
Химия металлов	20
Химия неметаллов	21
Закономерности течения химических реакций	22
Классификация органических соединений	23
Изомерия и гомология органических соединений	24
Номенклатура органических соединений	25
Реакции органических соединений	26
Строение и свойства углеводов	28
Важнейшие производные углеводов	30

# НАЧАЛА ХИМИИ

## ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

**Атом** — мельчайшая химически неделимая частица вещества.

**Химический элемент** — определённый вид атомов.

**Молекула** — мельчайшая частица вещества, сохраняющая его состав и химические свойства и состоящая из атомов.

**Простые вещества** — вещества, молекулы которых состоят из атомов одного вида.

**Сложные вещества** — вещества, молекулы которых состоят из атомов разного вида.

**Качественный состав вещества** показывает, из атомов каких элементов оно состоит.

**Количественный состав вещества** показывает число атомов каждого элемента в его составе.

**Химическая формула** — условная запись качественного и количественного состава вещества посредством химических символов и индексов.

### Простые вещества

Молекула  
водорода



$H_2$

Молекула  
кислорода



$O_2$

### Сложные вещества

Молекула  
воды



$H_2O$



$CH_4$



## АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

1. Существуют вещества с молекулярным и немолекулярным строением.
2. Между молекулами имеются промежутки, размеры которых зависят от агрегатного состояния вещества и температуры.
3. Молекулы находятся в непрерывном движении.
4. Молекулы состоят из атомов.
6. Атомы характеризуются определённой массой и размерами.

При физических явлениях молекулы сохраняются, при химических, как правило, разрушаются. Атомы при химических явлениях перегруппировываются, образуя молекулы новых веществ.

## ЗАКОН ПОСТОЯНСТВА СОСТАВА ВЕЩЕСТВА

Каждое химически чистое вещество молекулярного строения независимо от способа получения имеет постоянный качественный и количественный состав.

## КЛАССИФИКАЦИЯ ВЕЩЕСТВ



## ФИЗИЧЕСКИЕ ВЕЛИЧИНЫ ВЫРАЖЕНИЯ ПОРЦИЙ ВЕЩЕСТВА

<b>Атомная единица массы (а.е.м.)</b> — единица измерения массы атома, равная $\frac{1}{12}$ массы атома углерода $^{12}\text{C}$ .	$\text{а.е.м.} = \frac{1}{12} m_{\text{OC}} = 1,661 \cdot 10^{-27} \text{ кг}$
<b>Моль</b> — количество вещества, в котором содержится число частиц, равное числу атомов в 0,012 кг углерода $^{12}\text{C}$ .	Постоянная Авогадро $N_A = 6 \cdot 10^{23} \text{ моль}^{-1}$ — число частиц, содержащихся в одном моле.
<b>Молярная масса вещества <math>M</math></b> — масса вещества, взятого в количестве 1 моль.	$M = m_0 N_A$
<b>Относительная атомная масса элемента <math>A_r</math></b> — отношение массы атома данного элемента $m_0$ к $\frac{1}{12}$ массы атома углерода $^{12}\text{C}$ .	$A_r = \frac{m_0}{\frac{1}{12} m_{\text{OC}}}$
<b>Относительная молекулярная масса вещества <math>M_r</math></b> — отношение массы молекулы данного вещества к $\frac{1}{12}$ массы атома углерода $^{12}\text{C}$ .	$M_r = \frac{m_0}{\frac{1}{12} m_{\text{OC}}}$
Относительная молекулярная масса равна сумме относительных атомных масс химических элементов, образующих соединение, с учётом числа атомов данного элемента.	$M_r(\text{X}_k \text{Y}_l \text{Z}_n) = kA_r(\text{X}) + lA_r(\text{Y}) + nA_r(\text{Z})$
<b>Массовая доля химического элемента <math>w(\text{X})</math></b> показывает, какая часть относительной молекулярной массы вещества X приходится на данный элемент.	$w(\text{X}) = \frac{nA_r(\text{X})}{M_r}$ <p>где <math>n</math> — число атомов данного элемента в соединении.</p>

## ВАЛЕНТНОСТЬ

**Валентность** — свойство атома химического элемента присоединять или замещать определённое число атомов другого элемента.

### Составление химических формул по валентности

1. Написать химические знаки элементов соединения.	Al O
2. Над знаками химических элементов обозначить их валентность.	$\text{III} \quad \text{II}$ Al O
3. Найти наименьшее общее кратное (НОК) чисел, выражающих валентность элементов.	$\text{III} \quad \text{II}$ Al O <span style="border: 1px solid black; padding: 2px;">6</span>
4. Разделить НОК на валентность каждого элемента и определить его индекс.	$\text{Al } 6 : \text{III} = 2$ $\text{O } 6 : \text{II} = 3$
5. Расставить индексы.	Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub>

# ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

## ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

**Химическая реакция** — явление, в результате которого из одних веществ образуются другие.

**Реагенты** — вещества, вступающие в химическую реакцию.

**Продукты реакции** — вещества, образующиеся в результате реакции.

**Химическое уравнение** — запись химической реакции с помощью химических формул.

### Признаки химических реакций

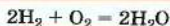
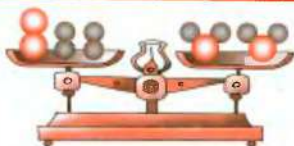
1. Выделение теплоты (света).
2. Изменение окраски.
3. Появление запаха.
4. Образование осадка.
5. Выделение газа.

Показывает, какие вещества и в каком количестве вступают в реакцию и получаются в результате реакции.

## ЗАКОН СОХРАНЕНИЯ МАССЫ ВЕЩЕСТВ (ЗАКОН М. В. ЛОМОНОСОВА)

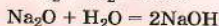
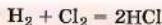
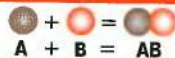
Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.

В результате химических реакций атомы не исчезают и не возникают, а происходит их перегруппировка.

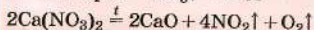


## ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

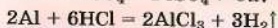
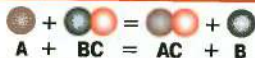
**Реакции соединения** — реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество.



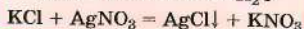
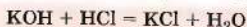
**Реакции разложения** — реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ.



**Реакции замещения** — реакции, в результате которых атомы простого вещества замещают атомы в молекулах сложного вещества.



**Реакции обмена** — реакции, в результате которых два сложных вещества обмениваются своими составными частями, образуя два новых вещества.



# КЛАССИФИКАЦИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

## ЧИСЛО И СОСТАВ ИСХОДНЫХ И ОБРАЗУЮЩИХСЯ ВЕЩЕСТВ

Реакция  
соединения

Реакция  
разложения

Реакция  
замещения

Реакция  
обмена

## НАПРАВЛЕНИЕ ПРОТЕКАНИЯ РЕАКЦИИ

Необратимые реакции

Протекают только в одном направлении (хотя бы одно из исходных веществ превращается в продукты реакции).



Обратимые реакции

При данных условиях протекают в противоположных направлениях, прямом и обратном.



## ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ

Тепловой эффект процесса  $Q$  — количество выделенной или поглощённой при реакции теплоты.

Экзотермические реакции

Протекают с выделением теплоты.



Эндотермические реакции

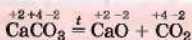
Протекают с поглощением теплоты.



## ИЗМЕНЕНИЕ СТЕПЕНИ ОКИСЛЕНИЯ

Без изменения степеней окисления

Степень окисления каждого из атомов остаётся без изменений.



Окислительно-восстановительные

Изменяются степени окисления всех или некоторых элементов, образующих реагирующие вещества.



## НАЛИЧИЕ ИЛИ ОТСУТСТВИЕ ПОВЕРХНОСТИ РАЗДЕЛА МЕЖДУ РЕАГЕНТАМИ

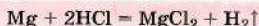
Гомогенные реакции

Отсутствует поверхность раздела между реагирующими веществами.



Гетерогенные реакции

Реагирующие вещества отделены друг от друга поверхностью раздела.





# СТРОЕНИЕ ВЕЩЕСТВА

## ЯДЕРНАЯ МОДЕЛЬ СТРОЕНИЯ АТОМА

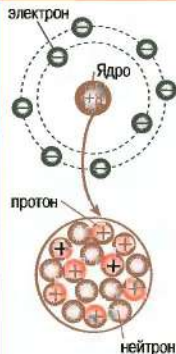
1. В центре атома находится положительно заряженное ядро, которое занимает ничтожную часть пространства внутри атома. Весь положительный заряд и почти вся масса атома сосредоточены в ядре. Вокруг ядра по замкнутым орбитам движутся **электроны** (отрицательно заряженные частицы). Их число равно положительному заряду ядра.

**Химический элемент** — вид атомов с одинаковым зарядом ядра. Заряд ядра атома химического элемента равен его порядковому номеру.

2. Ядро атома состоит из **протонов** (положительно заряженных частиц) и **нейтронов** (нейтральных частиц). Число протонов в ядре равно порядковому номеру элемента.

**Массовое число  $A$**  — общее число протонов  $Z$  и нейтронов  $N$  в ядре.

**Изотопы** — разновидности атомов одного и того же химического элемента, имеющие одинаковый заряд ядра, но разные массовые числа.



$$A = Z + N$$

Массовое число **16**  
Число протонов **8**

$$\text{Заряд ядра} = \text{Число протонов} = \text{Число электронов} = \text{Порядковый номер}$$

## СОСТОЯНИЕ ЭЛЕКТРОНА В АТОМЕ

**Электронная оболочка** — совокупность всех электронов атома.

**Электронная орбиталь** — область пространства вокруг ядра, в пределах которой наиболее вероятно нахождение электрона.

**Энергетический уровень** — совокупность электронов с близкими значениями энергии. Потенциальная энергия  $E$  увеличивается при удалении от ядра.

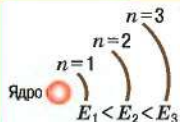
**Главное квантовое число  $n$**  определяет энергию электрона, указывает номер энергетического уровня.

**Орбитальное квантовое число  $l$**  определяет подуровень данного энергетического уровня и форму электронной орбитали:  $l = 0, 1, \dots, n-1$ .

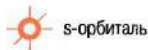
**Магнитное квантовое число  $m$**  определяет пространственное расположение орбитали:  $m = -l, \dots, l$ .

**Спиновое квантовое число  $s$**  определяет два возможных направления вращения электрона вокруг оси:

$$s = +\frac{1}{2} (\uparrow), -\frac{1}{2} (\downarrow).$$



- $l=0$  — s-орбиталь
- $l=1$  — p-орбиталь
- $l=2$  — d-орбиталь
- $l=3$  — f-орбиталь ...



p-орбитали



## ЗАПОЛНЕНИЕ ЭЛЕКТРОНАМИ ОРБИТАЛЕЙ

На энергетическом уровне  $n$  находится  $n$  подуровней.

На подуровне  $l$  находится  $2l + 1$  орбиталь.

На одной орбитали может находиться максимум два электрона, обладающих противоположным спином:  $\uparrow\downarrow$   ~~$\uparrow\uparrow$~~   ~~$\downarrow\downarrow$~~

Максимальное число электронов на энергетическом уровне:  $N = 2n^2$ .

На внешнем энергетическом уровне может находиться не более 8 электронов.

**Завершённый энергетический уровень** содержит максимально возможное число электронов.

**Незавершённый энергетический уровень** содержит электроны, но их число меньше максимально возможного.

**Принцип наименьшей энергии.** Электрон в атоме занимает такое положение, чтобы его энергия была минимальна.

**Правило Клечковского.** Заполнение орбиталей происходит так, чтобы значение  $n + l$  было минимально.

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

**s- (p-, d-, f-) элементы** — элементы, у которых происходит заполнение электронами s- (p-, d-, f-) подуровня соответственно.

**Принцип Паули.** В атоме не может быть электронов с одинаковыми значениями всех четырёх квантовых чисел.

**Правило Хунда.** Наименьшей энергией обладает электронная конфигурация с максимальным спином.

<b>1 H</b>	$1s^1$	
<b>2 He</b>	$1s^2$	
<b>3 Li</b>	$1s^2 2s^1$	
<b>4 Be</b>	$1s^2 2s^2$	
<b>5 B</b>	$1s^2 2s^2 2p^1$	
<b>6 C</b>	$1s^2 2s^2 2p^2$	
<b>7 N</b>	$1s^2 2s^2 2p^3$	
<b>8 O</b>	$1s^2 2s^2 2p^4$	
<b>9 F</b>	$1s^2 2s^2 2p^5$	
<b>10 Ne</b>	$1s^2 2s^2 2p^6$	
<b>11 Na</b>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	
<b>12 Mg</b>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	
<b>13 Al</b>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	
<b>14 Si</b>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$	
<b>15 P</b>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$	
<b>16 S</b>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	
<b>17 Cl</b>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$	
<b>18 Ar</b>	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$	

# ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

## ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

**Химическая связь** — взаимодействие атомов, осуществляемое путём обмена электронами или перехода электронов от одного атома к другому, которое удерживает атомы в химическом соединении.

**Виды химической связи** — ковалентная, ионная, металлическая, водородная.

## ПРАВИЛО ОКТЕТА

Атомы элементов при образовании химической связи стремятся изменить электронную оболочку до конфигурации с завершённым внешним электронным уровнем (т. е. из 8 электронов), присоединяя или отдавая электроны.

Атомы, для завершения внешнего электронного уровня которых не хватает большого количества электронов, проявляют тенденцию отдавать электроны при образовании химической связи (**металлические свойства**).

Атомы, для завершения внешнего электронного уровня которых не хватает небольшого количества электронов, проявляют тенденцию оттягивать на себя электроны при образовании химической связи (**неметаллические свойства**).

## МЕТАЛЛЫ И НЕМЕТАЛЛЫ

**Металлы** — элементы, атомы которых на внешнем уровне имеют, как правило, 1, 2, 3 (иногда 4) электрона (исключение — H, He, V).

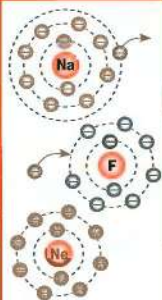
Атомы металлов могут только отдавать электроны другим атомам.

**Неметаллы** — элементы, атомы которых на внешнем уровне имеют, как правило, 5, 6, 7, 8 (иногда 4) электронов (а также H, He, V).

Атомы неметаллов могут как присоединять, так и отдавать электроны.

**Благородные газы** — неметаллы, атомы которых имеют завершённый внешний уровень.

Атомы благородных газов не могут присоединять электроны.



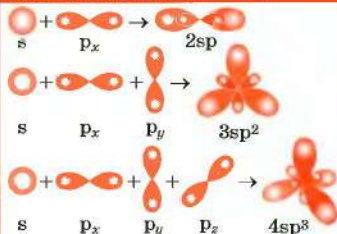
## ГИБРИДИЗАЦИЯ ЭЛЕКТРОННЫХ ОРБИТАЛЕЙ

**Гибридизация** — процесс перестройки неравноценных по форме и энергии электронных орбиталей, приводящий к образованию гибридных орбиталей, одинаковых по форме и энергии.

$$s + p_x = 2sp$$

$$s + p_x + p_y = 3sp^2$$

$$s + p_x + p_y + p_z = 4sp^3$$



## ВАЛЕНТНЫЕ ЭЛЕКТРОНЫ

**Валентные электроны** — электроны, которые могут участвовать в образовании химических связей.

**Орбитальный радиус атома** — расстояние от ядра, на котором наиболее вероятно нахождение валентных электронов внешнего подуровня.

У элементов главных подгрупп валентные электроны находятся на s- и p-подуровнях последнего уровня.

У элементов побочных подгрупп валентные электроны находятся на s-подуровне последнего уровня и d-подуровне предпоследнего уровня.



**Неподелённая электронная пара** — два электрона на одной орбитали.

**Неспаренный электрон** — один электрон на орбитали.

В образовании химической связи принимают участие только неспаренные электроны.



Для элементов главных подгрупп V–VII групп  
число неспаренных электронов = 8 – номер группы.

При некоторых условиях валентные электроны неподелённых пар могут стать неспаренными.

Атомы с такими электронами называются **возбуждёнными**.



Валентные возможности атомов определяются не только числом неспаренных электронов, но и числом неподелённых электронных пар, способных переходить на свободные орбитали атомов другого элемента.

## ПОНЯТИЕ ВАЛЕНТНОСТИ

**Валентность** — способность атома образовывать химические связи.

**Минимальная (низшая) валентность** равна числу неспаренных электронов.

**Высшая валентность** равна числу валентных электронов и совпадает с номером группы.

## ПОНЯТИЕ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТИ

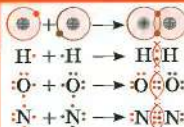
**Электроотрицательность (ЭО)** — способность атома притягивать валентные электроны других атомов. При образовании химической связи электроны переходят или смещаются к атомам элементов, обладающих большей электроотрицательностью.

Электроотрицательность металлов, как правило, меньше 2, неметаллов — больше 2.

# ВИДЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

## КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

**Ковалентная связь** — химическая связь, обусловленная образованием общих электронных пар.



**Одинарная (двойная, тройная) связь** — ковалентная связь, образованная одной (двумя, тремя соответственно) общими электронными парами.

При образовании общих электронных пар происходит перекрывание электронных орбиталей.

**σ-связь** образуется в результате перекрывания электронных орбиталей по линии, соединяющей центры атомов.



**π-связь** образуется в результате перекрывания электронных орбиталей вне линии, соединяющей центры атомов.



Валентность атома химического элемента в соединении с ковалентными связями равна числу общих электронных пар, образованных им с другими атомами.

### Ковалентная неполярная связь

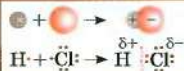
**Ковалентная неполярная связь** — между атомами с одинаковой электроотрицательностью.



Общие электронные пары находятся на равном удалении от ядер атомов.

### Ковалентная полярная связь

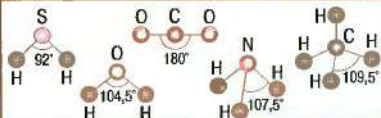
**Ковалентная полярная связь** — между атомами, электроотрицательность которых отличается незначительно.



Общие электронные пары смещены в сторону атома более электроотрицательного элемента.

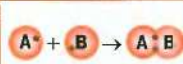
### Характеристики ковалентной связи

**Длина связи** — расстояние между ядрами связанных атомов.  
**Валентный угол** — угол между линиями, соединяющими химически связанные атомы.



### Механизмы образования ковалентной связи

**Обменный механизм связи** — при образовании общей электронной пары каждый из атомов предоставляет в совместное пользование по одному электрону.



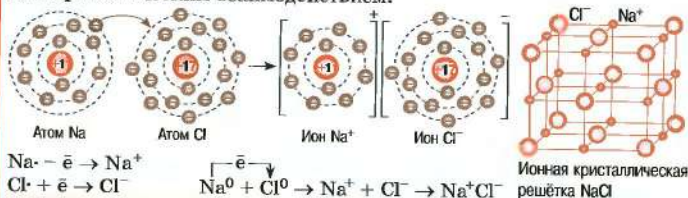
**Донорно-акцепторный механизм связи** — один из атомов (**донор**) даёт в общее пользование электронную пару, а другой (**акцептор**) предоставляет свободную орбиталь.



## ИОННАЯ СВЯЗЬ

**Ионы** — заряженные частицы, в которые превращаются атомы в результате отдачи или присоединения электронов. **Катион** — положительно заряженный ион. **Анион** — отрицательно заряженный ион.

**Ионная связь** — связь между катионом и анионом, обусловленная их электростатическим взаимодействием.



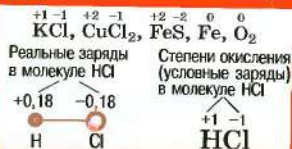
Ионная связь возникает между атомами с резко отличающимися электроотрицательностями.

**Ионные соединения** — вещества, состоящие из ионов. Ионные соединения образованы типичными металлами и неметаллами.

## СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

**Окисление** — процесс отдачи частицей электронов. **Восстановление** — процесс присоединения частицей электронов.

**Степень окисления** — заряд ионов в ионных соединениях и условный заряд на атомах в соединениях с ковалентной связью.



**Положительная степень окисления** равна числу электронов, отданных данным атомом.

**Отрицательная стпень окисления** равна числу электронов, принятых данным атомом. Степень окисления атома в простом веществе равна 0.

**Сумма степеней окисления** всех атомов в соединении равна 0, а в ионе — заряду иона.

**Максимальная степень окисления** элемента главной подгруппы в периодической системе равна номеру группы.

**Минимальная ствпень окисления** элемента главных подгрупп IV–VII групп равна: 8 — номер группы.

## МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

**Металлическая связь** — связь в металлах и сплавах между положительными ионами металла и свободными электронами ( $M^0 - n\bar{e} \rightleftharpoons M^{n+}$ ).



## ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ

**Водородная связь** — форма ассоциации между электроотрицательным атомом и атомом водорода, связанным ковалентно с другим электроотрицательным атомом. Может быть внутримолекулярная и межмолекулярная.



# ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

## ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН В СОВРЕМЕННОЙ ФОРМУЛИРОВКЕ

Свойства простых веществ, а также формы и свойства соединений элементов находятся в периодической зависимости от заряда ядра (атомного номера элемента).

## ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА

**Периодическая таблица** — графическое изображение периодического закона.

## ФИЗИЧЕСКИЙ СМЫСЛ ПЕРИОДИЧЕСКОГО ЗАКОНА

Периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений при увеличении заряда ядра атома объясняется тем, что периодически повторяется строение внешнего электронного слоя в атомах элементов.

## СТРУКТУРА ПЕРИОДИЧЕСКОЙ СИСТЕМЫ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ

Каждый химический элемент представлен символом и занимает определённую клетку, где приведены некоторые его свойства.

Символ элемента		Атомный (порядковый) номер
Название элемента		Относительная атомная масса $A_r$
		<ul style="list-style-type: none"><li>— s-элементы</li><li>— p-элементы</li><li>— d-элементы</li><li>— f-элементы</li></ul>

**Период** — горизонтальный ряд элементов, расположенных в порядке возрастания заряда ядра их атомов. Атомы элементов одного периода имеют одинаковое число занятых электронных слоёв.

**Малые периоды (1, 2 и 3)** состоят из одного горизонтального ряда.

**Большие периоды (4–7)** состоят из двух горизонтальных рядов.

**Номер периода** показывает число занятых электронами энергетических уровней в атомах элементов, относящихся к данному периоду; соответствует номеру последнего электронного уровня, на котором есть хотя бы один электрон.

Начало каждого периода совпадает с началом заполнения нового электронного слоя.

Каждый период начинается элементом, атомы которого образуют вещество — металл, а заканчивается элементом, атомы которого образуют вещество — благородный газ.

**Группа** — вертикальный столбец элементов, атомы которых имеют одинаковое число валентных электронов. Каждая группа состоит из **главной (А)** и **побочной (В)** подгрупп.

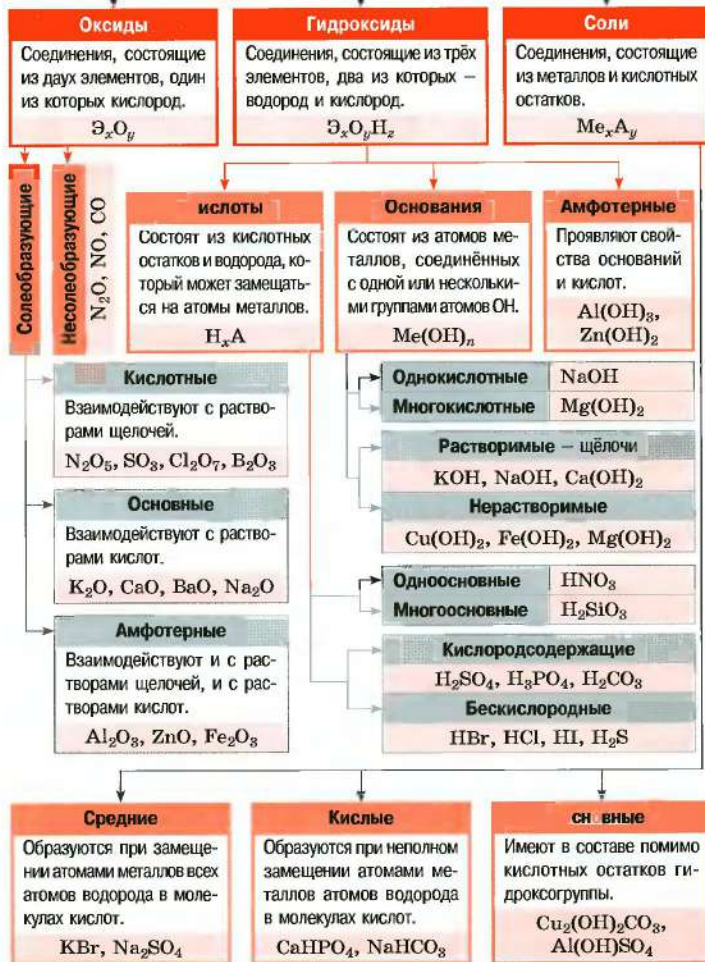
Подгруппы образованы элементами со сходными свойствами.

**Номер группы** показывает число валентных электронов в атомах элементов, относящихся к данной группе. Номер группы для элементов 2-го и 3-го периодов показывает число электронов на последнем электронном уровне.

Главная подгруппа содержит элементы малых и больших периодов. Побочная подгруппа содержит элементы только больших периодов.

# ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

## СЛОЖНЫЕ НЕОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА

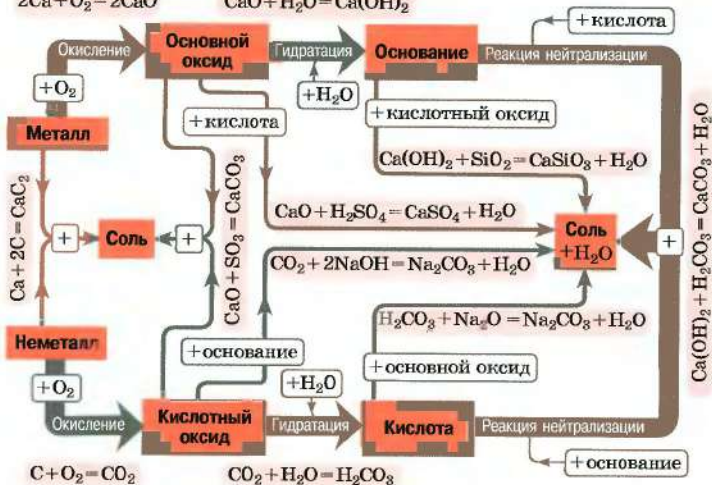
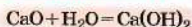
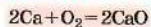




## ВАЖНЕЙШИЕ КИСЛОТЫ И ИХ СОЛИ

Формула кислоты	Название кислоты	Название кислотного остатка	Примеры солей
HF	Фтороводородная	Фторид	NaF, MgF <sub>2</sub> , FeF <sub>3</sub>
HCl	Соляная	Хлорид	NaCl, MgCl <sub>2</sub> , AlCl <sub>3</sub>
HBr	Бромоводородная	Бромид	NaBr, MgBr <sub>2</sub> , AlBr <sub>3</sub>
HI	Йодоводородная	Йодид	NaI, CaI <sub>2</sub> , AlI <sub>3</sub>
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Серная	Сульфат	K <sub>2</sub> SO <sub>4</sub> , BaSO <sub>4</sub> , Al <sub>2</sub> (SO <sub>4</sub> ) <sub>3</sub>
H <sub>2</sub> SO <sub>3</sub>	Сернистая	Сульфит	Na <sub>2</sub> SO <sub>3</sub> , CaSO <sub>3</sub> , MgSO <sub>3</sub>
H <sub>2</sub> S	Сероводородная	Сульфид	K <sub>2</sub> S, BaS, Cr <sub>2</sub> S <sub>3</sub>
HNO <sub>3</sub>	Азотная	Нитрат	KNO <sub>3</sub> , Zn(NO <sub>3</sub> ) <sub>2</sub> , AgNO <sub>3</sub>
HNO <sub>2</sub>	Азотистая	Нитрит	NaNO <sub>2</sub> , Ca(NO <sub>2</sub> ) <sub>2</sub>
H <sub>3</sub> PO <sub>4</sub>	Фосфорная	Фосфат	Ag <sub>3</sub> PO <sub>4</sub> , Ca <sub>3</sub> (PO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub> , AlPO <sub>4</sub>
H <sub>2</sub> CO <sub>3</sub>	Угольная	Карбонат	FeCO <sub>3</sub> , K <sub>2</sub> CO <sub>3</sub> , MgCO <sub>3</sub>
H <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub>	Кремниевая	Силикат	Na <sub>2</sub> SiO <sub>3</sub> , CaSiO <sub>3</sub>
HMnO <sub>4</sub>	Марганцевая	Пермнганат	KMnO <sub>4</sub> , Ca(MnO <sub>4</sub> ) <sub>2</sub>

## ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ ВАЖНЕЙШИХ КЛАССОВ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ



# РАСТВОРЫ. ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

## ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

**Раствор** — однородная смесь, содержащая не менее двух веществ.

**Растворитель** — вещество, содержащееся в смеси в избытке и находящееся в том же агрегатном состоянии, что и раствор.

**Растворённые вещества** — остальные компоненты раствора.

**Растворение** — результат химического взаимодействия растворённого вещества с молекулами растворителя. **Раствор** — однородная система, состоящая из частиц растворённого вещества, растворителя и продуктов их взаимодействия.

## РАСТВОРИМОСТЬ

**Концентрированный раствор** — содержит много (в количестве, соизмеримом с количеством растворителя) растворённого вещества.

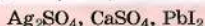
**Насыщенный раствор** — в котором при данной температуре вещество больше не растворяется.

**Растворимость** — масса вещества, образующая насыщенный раствор в 100 г растворителя при данной температуре.

**Хорошо растворимое вещество:**  
растворимость > 1 г.



**Малорастворимое вещество:**  
 $0,01 \text{ г} < \text{растворимость} < 1 \text{ г}$ .



**Нерастворимое вещество:**  
растворимость < 0,01 г.



**Концентрация раствора** — отношение массы или количества растворённого вещества к объёму раствора.

**Молярная концентрация  $C$**  — отношение количества растворённого вещества  $n$  (в молях) к объёму раствора  $V$ .

$$C = \frac{n}{V_{\text{раствора}}} \text{ МОЛЬ/Л}$$

**Массовая доля растворённого вещества  $w$**  — отношение массы растворённого вещества к массе раствора.

$$w_{\text{вещ.}} = \frac{m_{\text{вещ.}}}{m_{\text{раствора}}}$$

## ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ

**Электролиты** — вещества, водные растворы или расплавы которых проводят электрический ток за счёт образовавшихся ионов. **Неэлектролиты** — вещества, водные растворы или расплавы которых не проводят электрический ток.

**Гидратация** — процесс образования соединений ионов с молекулами воды.

**Гидраты** — непрочные соединения веществ с водой, существующие в растворе.

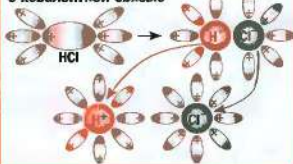
**Гидратированный ион** — ион, окружённый гидратной оболочкой.

**Электролитическая диссоциация** — процесс распада электролита на ионы в растворе или расплаве.

**Диссоциация веществ с ионной связью**

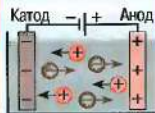


**Диссоциация веществ с ковалентной связью**



## ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИИАЦИИ

1. При растворении в воде электролиты диссоциируют на положительно и отрицательно заряженные ионы, которые находятся в растворе в хаотическом движении.
2. Под действием постоянного электрического тока движение ионов становится направленным: катионы  $\oplus$  движутся к катоду, анионы  $\ominus$  к аноду.
3. Электролитическая диссоциация — обратимый процесс. Наряду с диссоциацией протекает процесс соединения ионов в молекулы — **ассоциация**:



### Степень диссоциации

**Степень диссоциации  $\alpha$**  — отношение числа диссоциированных молекул  $n$  к общему числу растворённых молекул  $N$ .

$$\alpha = \frac{n}{N}$$

**Сильные электролиты** — практически полностью диссоциируют на ионы независимо от их концентрации в растворе ( $\alpha > 0,5$ ).

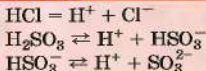
Почти все растворимые соли; кислоты:  $\text{HNO}_3$ ,  $\text{H}_2\text{SO}_4$ ,  $\text{HCl}$ ,  $\text{HBr}$ ; щёлочи.

**Слабые электролиты** — лишь частично диссоциируют на ионы ( $\alpha < 0,1$ ).

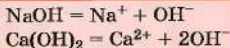
Почти все органические кислоты, вода, нерастворимые гидроксиды металлов.

### ДИССОЦИИАЦИЯ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ

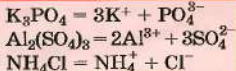
**Кислота** — электролит, диссоциирующий на катионы водорода и анионы кислотного остатка.



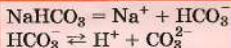
**Основание** — электролит, диссоциирующий на катионы металла и гидроксид-анионы.



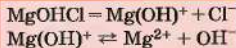
**Средняя соль** — электролит, диссоциирующий на катионы металла (или аммония  $\text{NH}_4^+$ ) и анионы кислотного остатка.



**Кислая соль** — электролит, диссоциирующий на катионы металла (или аммония  $\text{NH}_4^+$ ) и водорода и анионы кислотного остатка.



**Основная соль** — электролит, диссоциирующий на катионы металла (или аммония  $\text{NH}_4^+$ ), анионы кислотного остатка и гидроксид-анионы.



### СРЕДА ВОДНЫХ РАСТВОРОВ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

**Нейтральная среда** — число ионов водорода равно числу гидроксид-ионов.

**Кислотная среда** — число ионов водорода больше числа гидроксид-ионов.

**Щелочная среда** — число ионов водорода меньше числа гидроксид-ионов.

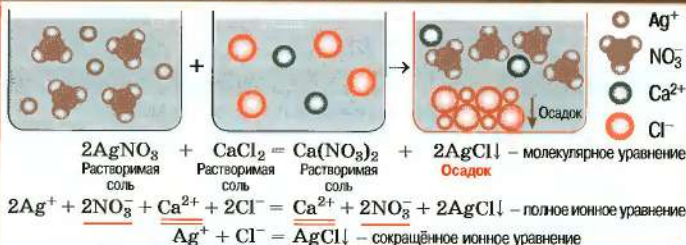
# РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

## РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

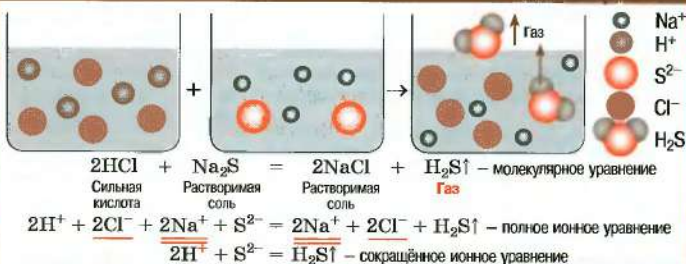
**Реакции ионного обмена** — химические реакции в растворах электролитов между ионами или между ионами и молекулами, если при этом не происходит изменение степеней окисления атомов.

Реакции ионного обмена протекают до конца в тех случаях, когда образуется осадок, газ или малодиссоциирующее вещество.

### Образование малорастворимого вещества



### Образование газообразного вещества



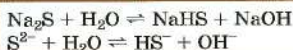
### Образование малодиссоциирующего вещества



## ГИДРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ СОЛЕЙ

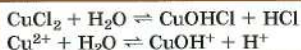
**Гидролиз** — взаимодействие ионов солей с водой с образованием мало-диссоциирующих электролитов.

Соль образована сильным основанием и слабой кислотой



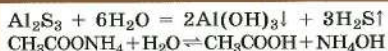
Гидролиз по аниону.  
Щелочная среда.

Соль образована слабым основанием и сильной кислотой



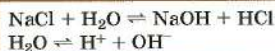
Гидролиз по катиону.  
Кислая среда.

Соль образована слабым основанием и слабой кислотой



Гидролиз по аниону и катиону.  
Среда, близкая к нейтральной.

Соль образована сильным основанием и сильной кислотой



Гидролизу не подвергаются.  
Нейтральная среда.

## ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

**Окислительно-восстановительные реакции** — химические реакции, протекающие с изменением степени окисления элементов, входящих в состав реагирующих веществ.



В окислительно-восстановительных реакциях соблюдается **электронный баланс** — число электронов, отданных восстановителем, равно числу электронов, приобретённых окислителем.

# ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ

## ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
Электронная конфигурация	$(\text{He}) 2s^1$	$(\text{Ne}) 3s^1$	$(\text{Ar}) 4s^1$	$(\text{Kr}) 5s^1$	$(\text{Xe}) 6s^1$	$(\text{Rn}) 7s^1$

Степень окисления в соединениях +1. Типичные восстановители.

<b>Реакции</b>	С кислородом	$4\text{Li} + \text{O}_2 = 2\text{Li}_2\text{O}$ — оксид $\text{Na}_2\text{O}_2$ — пероксид, $\text{KO}_2$ — надпероксид	Восстанавливают другие металлы из соединений: $2\text{Na} + \text{ZnO} = \text{Zn} + \text{Na}_2\text{O}$ .
	С водородом	$2\text{M} + \text{H}_2 = 2\text{MH}$	<b>Оксиды</b> — основные.
	С серой	$2\text{M} + \text{S} = \text{M}_2\text{S}$	<b>Гидроксиды</b> — щёлочи.
	С галогенами	$2\text{M} + \text{I}_2 = 2\text{MI}$	
	С водой	$2\text{M} + 2\text{H}_2\text{O} = 2\text{MOH} + \text{H}_2\uparrow$	

## ЭЛЕМЕНТЫ II А-ГРУППЫ

	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
Электронная конфигурация	$(\text{He}) 2s^2$	$(\text{Ne}) 3s^2$	$(\text{Ar}) 4s^2$	$(\text{Kr}) 5s^2$	$(\text{Xe}) 6s^2$	$(\text{Rn}) 7s^2$

Степень окисления в соединениях +2.

<b>Реакции</b>	С водородом	$\text{Mg} + \text{H}_2 = \text{MgH}_2$	Восстанавливают другие металлы из соединений:
	С кислородом	$2\text{Mg} + \text{O}_2 \xrightarrow{t} 2\text{MgO}$	$\text{Ca} + \text{PbO} = \text{CaO} + \text{Pb}$ .
	С серой	$\text{Ca} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{CaS}$	<b>Оксиды</b> — основные.
	С азотом	$3\text{Mg} + \text{N}_2 \xrightarrow{t} \text{Mg}_3\text{N}_2$	<b>Гидроксиды</b> — основания.
	С галогенами	$\text{Ca} + \text{Cl}_2 = \text{CaCl}_2$	
	С водой	$\text{Ca} + 2\text{H}_2\text{O} = \text{Ca(OH)}_2 + \text{H}_2\uparrow$	
С кислотами	$\text{Mg} + \text{H}_2\text{SO}_4 \xrightarrow{t} \text{MgSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$		

## АЛЮМИНИЙ

$(\text{Ne}) 3s^2 3p^1$ <b>Степень окисления:</b> +3. <b>Оксид</b> $\text{Al}_2\text{O}_3$ — амфотерный. <b>Гидроксид</b> $\text{Al(OH)}_3$ — амфотерный.	<b>Реакции</b>	С кислородом $4\text{Al} + 3\text{O}_2 = 2\text{Al}_2\text{O}_3$ С галогенами $2\text{Al} + 3\text{Cl}_2 = 2\text{AlCl}_3$ С серой $2\text{Al} + 3\text{S} = \text{Al}_2\text{S}_3$ С водой $2\text{Al} + 6\text{H}_2\text{O} = 2\text{Al(OH)}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ С кислотами $2\text{Al} + 6\text{HCl} = 2\text{AlCl}_3 + 3\text{H}_2\uparrow$ С щелочами $2\text{Al} + 6\text{NaOH} = 2\text{NaAlO}_2 + 2\text{Na}_2\text{O} + 3\text{H}_2\uparrow$ С оксидами $2\text{Al} + \text{WO}_3 \xrightarrow{t} \text{W} + \text{Al}_2\text{O}_3$
--	----------------	--

## ЖЕЛЕЗО

$(\text{Ar}) 3d^6 4s^2$ <b>Степени окисления:</b> +2, +3, реже +6. <b>Оксид, гидроксид (II)</b> — основные. <b>Оксид, гидроксид (III)</b> — слабо выраженные амфотерные.	<b>Реакции</b>	С кислородом $3\text{Fe} + 2\text{O}_2 = \text{Fe}_3\text{O}_4$ $4\text{Fe} + 3\text{O}_2 + 6\text{H}_2\text{O} = 4\text{Fe(OH)}_3$ С галогенами $2\text{Fe} + 3\text{Cl}_2 \xrightarrow{t} 2\text{FeCl}_3$ С серой $\text{Fe} + \text{S} \xrightarrow{t} \text{FeS}$ С водой $3\text{Fe} + 4\text{H}_2\text{O} \xrightarrow{t} \text{Fe}_3\text{O}_4 + 4\text{H}_2\uparrow$ С кислотами $\text{Fe} + \text{H}_2\text{SO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{H}_2\uparrow$ С солями $\text{Fe} + \text{CuSO}_4 = \text{FeSO}_4 + \text{Cu}$
---	----------------	--

# ХИМИЯ НЕМЕТАЛЛОВ

## ГАЛОГЕНЫ

	F	Cl	Br	I	At
Электронная конфигурация	$(\uparrow\downarrow)$ 2 7	$(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)$ 2 8 7	$(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)$ 2 8 18 7	$(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)$ 2 8 18 18 7	$(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)$ 2 8 18 32 18 7
Типичные неметаллы. Окислители. Характерная степень окисления в соединениях $-1$ .					
Реакции	С кислородом $2F_2 + O_2 = 2F_2O$			Способны вытеснять последующие из соединений с металлами и $H_2$ : $Cl_2 + 2NaI = 2NaCl + I_2$ . <b>Оксиды</b> — кислотные. <b>Гидроксиды</b> — кислоты: HClO (хлорноватистая), HClO <sub>3</sub> (хлорноватая).	
	С водородом $Cl_2 + H_2 = 2HCl$				
	С серой $Br_2 + S = SBr_2$				
	С фосфором $3I_2 + 2P = 2PI_3$				
	С металлами $3F_2 + 2Fe = 2FeF_3$				
	С водой $2Cl_2 + 2H_2O \rightarrow 4HCl + O_2 \uparrow$				
	С щелочами $Cl_2 + Ca(OH)_2 \rightarrow CaOCl_2 + H_2O$				

## СЕРА

$(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)$ 2 6 6	
$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	
Активный неметалл.	
<b>Возможные степени окисления:</b> $-2, 0, +4, +6$ .	
<b>Гидроксиды</b> — кислоты $H_2SO_3$ (сернистая), $H_2SO_4$ (серная).	
Реакции	С кислородом $S + O_2 \xrightarrow{t} SO_2$ С водородом $S + H_2 = H_2S$ С галогенами $S + 3F_2 \xrightarrow{t} SF_6$ С металлами $S + Fe = FeS$ С водой $2Cl_2 + 2H_2O \rightarrow 4HCl + O_2 \uparrow$ С щелочами $3S + 6NaOH \xrightarrow{t} 2Na_2S + Na_2SO_3 + 3H_2O$

## АЗОТ

$(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)$ 2 5	
$1s^2 2s^2 2p^3$	
<b>Возможные степени окисления:</b> $-3, 0, +1, +2, +3, +4, +5$	
<b>Гидроксиды</b> — кислоты $HNO_2$ (азотистая), $HNO_3$ (азотная).	
Реакции	С кислородом $N_2 + O_2 \xrightarrow{t} 2NO$ С водородом $N_2 + 3H_2 \xrightarrow[\text{кат.}]{t} 2NH_3$ С металлами $6Li + N_2 = 2Li_3N$ $2Ca + N_2 \xrightarrow{t} Ca_3N_2$ $2Al + N_2 \xrightarrow{t} 2AlN$ В обычных условиях инертен.

## УГЛЕРОД

$(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)$ 2 4	
$1s^2 2s^2 2p^2$	
<b>Характерные степени окисления:</b> $-4, +2, +4$	
<b>Гидроксид</b> — кислота $H_2CO_3$ (угольная).	
Реакции	С кислородом $C + O_2 \xrightarrow{t} CO_2$ ; $2C + O_2 \xrightarrow{t} 2CO$ С водородом $C + 2H_2 \xrightarrow{t} CH_4$ С серой $C + 2S \xrightarrow{t, N} CS_2$ С металлами $3C + 4Al = Al_4C_3$ С водой $C + H_2O_{\text{пар}} \xrightarrow{t} CO + H_2$ С оксидами $2Fe_2O_3 + 3C \xrightarrow{t} 4Fe + 3CO_2$ $CaO + 3C \xrightarrow{t} CaC_2 + CO$

## ИНЕРТНЫЕ ГАЗЫ

	He	Ne	Ar	Kr	Xe	Rn
Электронная конфигурация	$(\uparrow\downarrow)$ 2	$(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)$ 2 8	$(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)$ 2 8 8	$(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)$ 2 8 18 8	$(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)$ 2 8 18 18 8	$(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)(\uparrow\downarrow)$ 2 8 18 32 18 8
Отличаются химической неактивностью. Способны вступать в соединения с фтором.						

# ЗАКОНОМЕРНОСТИ ТЕЧЕНИЯ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

## СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКОЙ РЕАКЦИИ

Скорость химической реакции  $v$  — отношение изменения молярной концентрации реагирующих веществ  $\Delta c$  ко времени  $\Delta t$ , за которое произошло это изменение:

$$v = \frac{\Delta c}{\Delta t}$$

Зависит от

- поверхности соприкосновения
- концентрации реагирующих веществ
- природы реагирующих веществ
- температуры реагирующих веществ

### Закон действующих масс

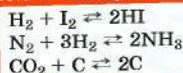
При постоянной температуре скорость реакции  $aA + bB = dD$  равна:  $v = K C_A^a \cdot C_B^b$ , где  $C_A$  и  $C_B$  — концентрации реагирующих веществ (реактивов),  $K$  — константа скорости реакции.

### Правило Вант-Гоффа

Скорость химической реакции при повышении температуры на каждые  $10^\circ\text{C}$  возрастает в 2–4 раза.

## ОБРАТИМЫЕ И НЕОБРАТИМЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

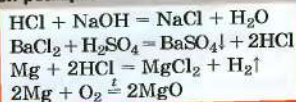
**Обратимые реакции** — реакции, которые при данных условиях протекают в противоположных направлениях.



**Необратимые реакции** — реакции, которые протекают только в одном направлении с образованием продуктов, не взаимодействующих между собой.

### Признаки необратимой реакции

Образуются малодиссоциирующие соединения  
Образуется осадок  
Образуется газ  
Выделяется большое количество энергии



## ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

**Химическое равновесие** — состояние системы, при котором скорости прямой и обратной реакций равны.

### Принцип Ле Шателье

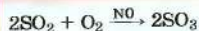
Система, находящаяся в состоянии химического равновесия, на любое внешнее воздействие отвечает так, чтобы уменьшить это воздействие.

## КАТАЛИЗ

**Катализаторы** — вещества, которые изменяют скорость химической реакции, но после её окончания остаются неизменными.

**Гомогенный катализ** — при котором реагенты и катализатор находятся в одной фазе.

**Гетерогенный катализ** — при котором реагенты и катализатор находятся в разных фазах.





# КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ



Важнейшие классы органических соединений, содержащие функциональные группы (R – углеводородный радикал, Ar – ароматический радикал)

Функциональная группа		Класс соединений	
Гидроксильная	—OH	Спирты Фенолы	R—OH Ar—OH
Оксигруппа	—O—	Простые эфиры	R—O—R
Карбонильная	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—} \end{array}$	Альдегиды и кетоны	$\begin{array}{cc} \text{O} & \text{O} \\ \parallel & \parallel \\ \text{R—C—H} & \text{R—C—R} \end{array}$
Карбоксильная	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{—C—OH} \end{array}$	Карбоновые кислоты	$\begin{array}{c} \text{O} \\ \parallel \\ \text{R—C—OH} \end{array}$
Аминогруппа	—NH <sub>2</sub>	Амины	R—NH <sub>2</sub>

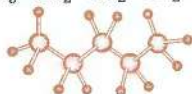
# ИЗОМЕРИЯ И ГОМОЛОГИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

**Изомеры** — вещества, которые имеют одинаковый качественный и количественный состав, но отличаются порядком соединения атомов в молекуле. **Изомерия** — явление существования изомеров.

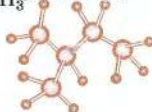
## ИЗОМЕРИЯ

### Структурная изомерия

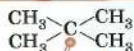
Различный порядок связи структурных элементов.



пентан

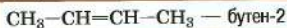
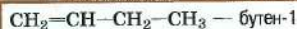


2-метилбутан

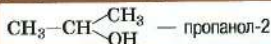
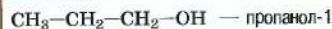


2,2-диметилпропан

### Изомерия положения кратной связи



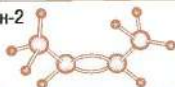
### Изомерия положения функциональной группы



### Пространственная (цис-транс-) изомерия

Заместители при двойной связи располагаются по одну (*цис*-) или по разные (*транс*-) стороны плоскости двойной связи.

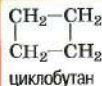
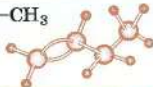
цис-бутен-2



транс-бутен-2

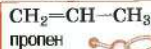
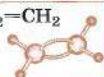
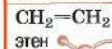


### Межклассовая изомерия



## ГОМОЛОГИЯ

**Гомологический ряд** — ряд соединений, сходных по своему строению и свойствам, но отличающихся друг от друга по составу на одну или несколько групп  $-\text{CH}_2-$ .



# НОМЕНКЛАТУРА ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

## ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

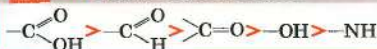
**Заместители** — атомы (или группы атомов), замещающие атомы водорода в молекуле органического соединения. Делятся на радикалы и функциональные группы (ФГ).

**Главная цепь** — самая длинная неразветвлённая углеродная цепь, содержащая максимальное количество кратных связей и заместителей.

## ПРАВИЛА ЗАМЕСТИТЕЛЬНОЙ НОМЕНКЛАТУРЫ

1. Определить старший заместитель.

**Порядок старшинства ФГ**



2. Определить главную цепь.

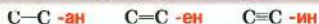
3. Пронумеровать атомы углерода с конца, ближайшего к самому старшему из заместителей или кратной связи.

4. Корень названия соответствует числу атомов углерода в главной цепи.

1 — мет, 2 — эт, 3 — проп, 4 — бут, 5 — пент, 6 — гекс, 7 — гепт, 8 — окт, 9 — нон, 10 — дек.

5. Добавить суффикс, обозначающий тип связи в главной цепи. Положение кратной связи указывается цифрой после суффикса.

**Суффиксы типа связи**

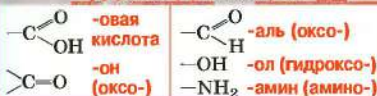


6. Определить и назвать заместители.

**-ил** — суффикс вликого радикала.

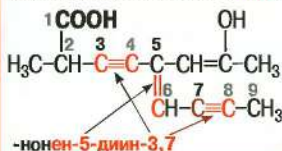
7. Старшую ФГ обозначить в суффиксе, остальные заместители — в приставке по алфавиту. Перед приставкой и после суффикса ставится номер углеродного атома в главной цепи, с которым связан соответствующий заместитель.

**Суффиксы (приставки) ФГ**



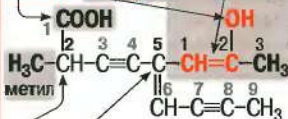
Кислород- и азотсодержащие заместители старше углеводородных.

Главная цепь из 9 атомов  $\Rightarrow$  **-нон-**



Наличие двух и более двойных (тройных) связей обозначается суффиксами **-диен**, **-триен** (**-диин**, **-триин**).

**-овая кислота 2-гидроксипропен-1-ил**



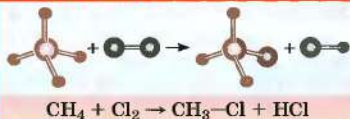
**нонен-5-диин-3,7-овая кислота**

Если группа встречается несколько раз, перед её обозначением ставят **ди**, **три**, **тетра**, а номера соответствующих углеродных атомов указывают через запятую.

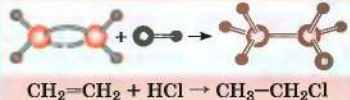
# РЕАКЦИИ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

## ТИПЫ ОРГАНИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

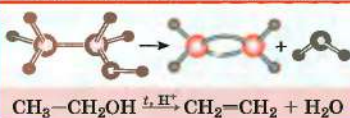
**Реакции замещения** — реакции, в результате которых атом или функциональная группа замещается на другой атом или функциональную группу.



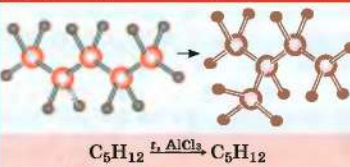
**Реакции присоединения** — реакции, в результате которых две или более молекул реагирующих веществ соединяются в одну.



**Реакции разложения (элиминирования)** — реакции, в результате которых из молекулы исходного соединения образуются молекулы нескольких новых веществ.

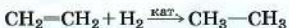


**Реакции изомеризации** — реакции, в результате которых из молекул одного вещества образуются молекулы других веществ с тем же качественным и количественным составом (той же молекулярной формулой).

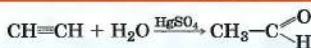


## ВИДЫ ОРГАНИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

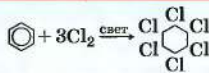
**Гидрирование** — реакция присоединения молекулы водорода.



**Гидратация** — реакция присоединения молекулы воды.



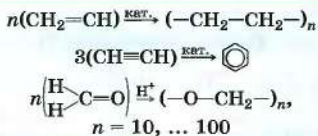
**Галогенирование** — реакция присоединения галогена (например, хлорирования).



**Гидрогалогенирование** — реакция присоединения галогеноводорода.



**Полимеризация** — процесс соединения множества молекул вещества с небольшой молекулярной массой в макромолекулы полимера (вещества с очень высокой молекулярной массой).



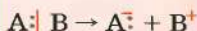
## ТИПЫ РАЗРЫВА СВЯЗЕЙ В МОЛЕКУЛАХ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

**Радикальный (гомолитический) разрыв ковалентной связи** — симметричный разрыв ковалентной связи с образованием частиц, имеющих по одному неспаренному электрону, — радикалов.



**Радикалы** — свободные атомы или группы атомов с неспаренными электронами, неустойчивые и способные быстро вступить в химические превращения ( $C_2H_5\cdot$ ,  $NO_2\cdot$ ,  $CH_3\cdot$ ,  $H\cdot$ ,  $Cl\cdot$ ).

**Ионный (гетеролитический) разрыв ковалентной связи** — несимметричный разрыв ковалентной связи с образованием ионных частиц — электрофилов и нуклеофилов.

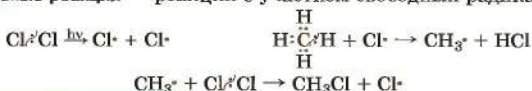


**Электрофилы** — катионы или молекулы, имеющие атом с незаполненной орбиталью или частичным положительным зарядом, способные взаимодействовать с атомами, обладающими избытком электронной плотности ( $H_3O^+$ ,  $H^+$ ,  $NO_2^+$ ).

**Нуклеофилы** — анионы или молекулы, имеющие неподелённую электронную пару, способные взаимодействовать с атомами, на которых сосредоточен положительный заряд ( $OH^-$ ,  $H^-$ ,  $Cl^-$ ,  $NH_3$ ,  $H_2O$ ).

## МЕХАНИЗМЫ ОРГАНИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

**Радикальные реакции** — реакции с участием свободных радикалов.



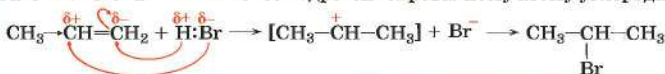
**Электрофильные реакции** — гетеролитические реакции органических соединений с электрофилами.



**Нуклеофильные реакции** — гетеролитические реакции органических соединений с нуклеофилами.



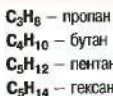
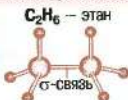
**Правило Марковникова.** При гидрогалогенировании несимметричных алкенов атом водорода присоединяется к наиболее гидрогенизированному (связанному с наибольшим числом атомов водорода) атому углерода, а атом галогена — к наименее гидрогенизированному атому углерода.



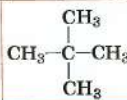
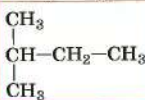
# СТРОЕНИЕ И СВОЙСТВА УГЛЕВОДОРОДОВ

## АЛКАНЫ $C_nH_{2n+2}$

Атомы углерода связаны между собой простой (одинарной) связью.



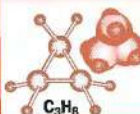
### Изомерия — структурная



- Реакции**
- Окисление  $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + Q$
  - Галогенирование  $CH_3-CH_3 + Cl_2 \rightarrow CH_3-CH_2-Cl + HCl \uparrow$
  - Разложение  $CH_4 \xrightarrow{t > 1000^\circ C} C + 2H_2 \uparrow$
  - Дегидрирование  $CH_3-CH_3 \xrightarrow{1500^\circ C, Ni} CH_2=CH_2 + H_2 \uparrow$
  - Изомеризация  $CH_3-CH_2-CH_2-CH_2-CH_3 \xrightarrow{t, AlCl_3} CH_3-\overset{\overset{CH_3}{|}}{CH}-CH_2-CH_3$

## ЦИКЛОАЛКАНЫ $C_nH_{2n}$

Предельные углеводороды с замкнутой углеродной цепью.



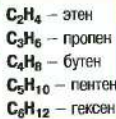
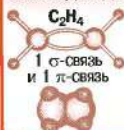
### Изомерия

размеров цикла	$CH_3$ — $\triangle$	$\square$
положения заместителей в цикле	$\text{Cyclohexane ring with two methyl groups at adjacent positions}$	$\text{Cyclohexane ring with two methyl groups at opposite positions}$
боковых цепей	$\text{Cyclohexane ring with an ethyl group}$	$\text{Cyclohexane ring with an isopropyl group}$

- Реакции**
- Гидрирование  $\triangle + H_2 \xrightarrow{t, Ni} C_3H_8$        $\square + H_2 \xrightarrow{t, Ni} C_4H_{10}$
  - Галогенирование  $\triangle + Br_2 \rightarrow Br-(CH_2)_3-Br$        $\text{Hexagon} + Br_2 \rightarrow \text{Cyclohexane ring with Br} + HBr \uparrow$
  - Дегидрирование  $\text{Hexagon} \xrightarrow{300^\circ C, Pt} \text{Benzene ring} + 3H_2 \uparrow$

## АЛКЕНЫ $C_nH_{2n}$

Между атомами углерода есть одна двойная связь.



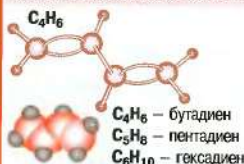
### Изомерия

структурная	$CH_2=CH-CH_2-CH_3$	$CH_2=C \begin{matrix} \diagup CH_3 \\ \diagdown CH_3 \end{matrix}$
положения двойной связи	$CH_2=CH-CH_2-CH_3$	$CH_3-CH=CH-CH_3$
геометрическая	$\begin{matrix} CH_3 \\ \diagdown \\ C=C \\ \diagup \\ H \end{matrix}$ цис-бутен	$\begin{matrix} H & & CH_3 \\ & \diagdown & / \\ & C=C & \\ & / & \diagdown \\ CH_3 & & H \end{matrix}$ транс-бутен

- Реакции**
- Гидрирование  $CH_2=CH_2 + H_2 \xrightarrow{KBT.} CH_3-CH_3$
  - Галогенирование  $CH_2=CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br-CH_2Br$
  - Гидратация  $CH_2=CH_2 + H_2O \xrightarrow{t, KBT.} CH_3-CH_2-OH$
  - Гидрогалогенирование  $CH_2=CH_2 + HCl \rightarrow CH_3-CH_2Cl$
  - Окисление  $C_2H_4 + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 \uparrow + 2H_2O$
  - Полимеризация  $n(CH_2=CH_2) \xrightarrow{KBT.} (-CH_2-CH_2-)_n$

## АЛКАДИЕНЫ $C_nH_{2n-2}$

Между атомами углерода есть две двойные связи.

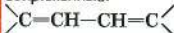


### Двойные связи

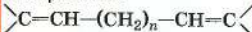
кумулированные:



сопряжённые:



изолированные:



### Изомерия

структурная, геометрическая – аналогично алкенам;  
 положения двойных связей – кумулированные, сопряжённые, изолированные;  
 межклассовая – с алканами и циклоалканами.

**Реакции** Химические свойства диенов с изолированными связями такие же, как и у алкенов. Диены с сопряжённой связью:

1. Галогенирование  $CH_2=CH-CH=CH_2 + Br_2 \rightarrow CH_2Br-CH=CH-CH_2Br$
2. Полимеризация  $n(CH_2=CH-CH=CH_2) \rightarrow (-CH_2-CH=CH-CH_2-)_n$

## АЛКИНЫ $C_nH_{2n-2}$

Между атомами углерода есть тройная связь.



$C_2H_2$  – этин (ацетилен)  
 $C_3H_4$  – пропин  
 $C_4H_6$  – бутин  
 $C_5H_8$  – пентин

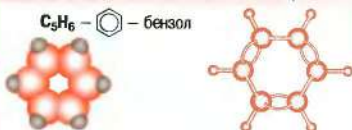
### Изомерия

структурная;  
 положения тройной связи;  
 межклассовая с алкадиенами и циклоалканами.

- Реакции**
1. Гидрирование  $CH\equiv CH + H_2 \xrightarrow[\text{t}]{\text{кат.}} CH_2=CH_2 \xrightarrow{+H_2} CH_3-CH_3$
  2. Галогенирование  $CH\equiv CH + Br_2 \rightarrow CHBr-CHBr \xrightarrow{+Br_2} CHBr_2-CHBr_2$
  3. Гидратация  $CH\equiv CH + H_2O \xrightarrow{HgSO_4} CH_3-C \begin{matrix} \text{O} \\ \parallel \\ \text{H} \end{matrix}$
  4. Окисление  $2C_2H_2 + 5O_2 \rightarrow 4CO_2 \uparrow + 2H_2O$
  5. Полимеризация  $3(CH\equiv CH) \xrightarrow{\text{кат.}} \text{C}_6\text{H}_6$

## АРЕНЫ $C_nH_{2n-6}$

Углеводороды, молекулы которых содержат бензольное кольцо  $\text{C}_6\text{H}_6$ .



### Изомерия

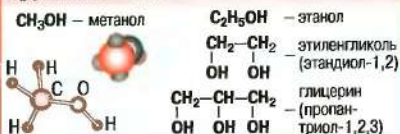
заместителей		
положения заместителей		

- Реакции**
1. Гидрирование  $\text{C}_6\text{H}_6 + H_2 \xrightarrow[\text{t}]{\text{кат.}} \text{C}_6\text{H}_{12}$
  2. Галогенирование  $\text{C}_6\text{H}_6 + Br_2 \xrightarrow[\text{t}]{FeCl_3} \text{C}_6\text{H}_5Br + HBr$ ;  $\text{C}_6\text{H}_6 + 3Cl_2 \xrightarrow{\text{свет}} \text{C}_6\text{H}_2Cl_6$
  3. Окисление  $2\text{C}_6\text{H}_6 + 15O_2 \rightarrow 12CO_2 \uparrow + 6H_2O$
  4. Нитрование  $\text{C}_6\text{H}_6 + NO_2^+ \xrightarrow{\text{кат.}} \text{C}_6\text{H}_5NO_2$

# ВАЖНЕЙШИЕ ПРОИЗВОДНЫЕ УГЛЕВОДОДОВ

## СПИРТЫ $C_xH_y(OH)_n$

Производные углеводов, в молекулах которых один или несколько атомов водорода замещены гидроксильными группами —ОН.



### Изомерия

структурная; положения ОН-группы; межклассовая с простыми эфирами.

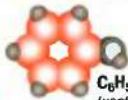
### Классификация

По количеству ОН-групп — одноатомные и многоатомные.  
В зависимости от того, к какому атому углерода присоединена ОН-группа, — первичные, вторичные и третичные.

Реакции	1. Горение	$C_2H_5OH + 3O_2 \rightarrow 2CO_2 \uparrow + 3H_2O$
	2. Окисление	$C_2H_5OH + CuO \xrightarrow{t} CH_3-C \begin{array}{l} \diagup O \\ \diagdown H \end{array} + Cu \downarrow + H_2O$
	3. Дегидратация	$CH_3-CH_2-OH + CH_3-CH_2-OH \xrightarrow[t < 140^\circ C]{H_2SO_4 (конц.)} CH_3-CH_2-O-CH_2-CH_3 + H_2O$
	межмолекулярная	
	внутримолекулярная	$CH_3-CH_2-OH \xrightarrow[t > 140^\circ C]{H_2SO_4 (конц.)} CH_2=CH_2 + H_2O$
	4. С активными металлами	$2C_2H_5OH + 2Na \rightarrow 2C_2H_5ONa + H_2 \uparrow$
5. С галогеноводородами	$CH_3-OH + HCl \xrightarrow{H_2SO_4} CH_3Cl + H_2O$	
6. С кислотами	$C_2H_5OH + HNO_3 \rightarrow C_2H_5O-NO_2 + H_2O$	

## ФЕНОЛЫ $C_xH_y(OH)_n$

Производные ароматических углеводов, в молекулах которых гидроксильные группы связаны с бензольным ядром  $\odot$ .



$C_6H_5OH$  — фенол (карболовая кислота)

### Изомерия

взаимного положения заместителей относительно бензольного кольца.

### Классификация

По количеству ОН-групп — одноатомные и многоатомные.  
По количеству бензольных колец — моноядерные и многоядерные.

Реакции	1. Бромирование	$\odot-OH + 3Br_2 \rightarrow Br-\odot(OH)-Br + 3HBr$
	2. Нитрование	$\odot-OH + 3HNO_3 \xrightarrow{H_2SO_4} \odot(OH)(NO_2)_3 + 3H_2O$
	3. С щелочами	$\odot-OH + NaOH \rightarrow \odot-ONa + H_2O$
	4. С активными металлами	$2\odot-OH + 2Na \rightarrow 2\odot-ONa + H_2 \uparrow$



## КАРБОНИЛЬНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

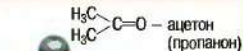
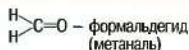
Производные углеводородов, содержащие карбонильную группу C=O.

### Альдеиды

### Кетоны

Карбонильные соединения, в которых карбонильная группа связана с одним углеводородным радикалом и атомом водорода:  $\begin{matrix} R \\ \diagdown \\ C=O \\ \diagup \\ H \end{matrix}$

Карбонильные соединения, в которых карбонильная группа связана с двумя одинаковыми или разными углеводородными радикалами:  $\begin{matrix} R \\ \diagdown \\ C=O \\ \diagup \\ R' \end{matrix}$



**Изомерия** структурная.

**Изомерия** структурная, положения C=O-группы.

- |                |                  |  |
|----------------|------------------|--|
| <b>Реакции</b> | 1. Гидрирование  | $\begin{matrix} R \\ \diagdown \\ C=O \\ \diagup \\ H \end{matrix} + H_2 \xrightarrow{t, Ni} R-CH_2OH$<br>$\begin{matrix} R \\ \diagdown \\ C=O \\ \diagup \\ R' \end{matrix} + H_2 \xrightarrow{t, Ni} \begin{matrix} R \\ \diagdown \\ CH-OH \\ \diagup \\ R' \end{matrix}$  |
|                | 2. Хлорирование  | $CH_3-CH_2-\begin{matrix} \diagdown \\ C=O \\ \diagup \\ H \end{matrix} + Cl_2 \rightarrow CH_3-CHCl-\begin{matrix} \diagdown \\ C=O \\ \diagup \\ H \end{matrix} + HCl\uparrow$<br>$\begin{matrix} CH_3 \\ \diagdown \\ C=O \\ \diagup \\ CH_3 \end{matrix} + Cl_2 \rightarrow \begin{matrix} ClCH_2 \\ \diagdown \\ C=O \\ \diagup \\ CH_3 \end{matrix} + HCl\uparrow$ |
|                | 3. Окисление     | $\begin{matrix} R \\ \diagdown \\ C=O \\ \diagup \\ H \end{matrix} \xrightarrow{Agf(NH_3)_2OH} \begin{matrix} R \\ \diagdown \\ C=O \\ \diagup \\ HO \end{matrix} + Ag\downarrow$  |
|                | 4. Полимеризация | $n \left( \begin{matrix} H \\ \diagdown \\ C=O \\ \diagup \\ H \end{matrix} \right) \xrightarrow{H^+} (-CH_2-O-)_n, n = 10, \dots, 100$  |

## КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ R-COOH

Производные углеводородов, молекулы которых содержат одну или несколько карбоксильных групп  $\begin{matrix} O \\ \diagdown \\ C \\ \diagup \\ OH \end{matrix}$ .

### Изомерия

структурная.

### Классификация

по количеству карбоксильных групп – одноосновные и многоосновные; в зависимости от природы радикала – предельные, **непредельные** и **ароматические**.



$CH_3COOH$  – уксусная кислота

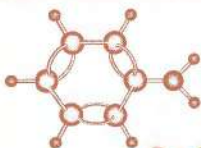
- |                |                         |   |
|----------------|-------------------------|---|
| <b>Реакции</b> | 1. Диссоциация          | $RCOOH \rightleftharpoons (RCOO)^- + H^+$   |
|                | 2. С металлами          | $2RCOOH + Mg \rightarrow (RCOO)_2Mg + H_2\uparrow$  |
|                | 3. С основными оксидами | $2HCOOH + MgO \rightarrow (HCOO)_2Mg + H_2O$  |
|                | 4. С основаниями        | $CH_3COOH + NaOH \rightarrow CH_3COONa + H_2O$  |
|                | 5. Хлорирование         | $CH_3-\begin{matrix} O \\ \diagdown \\ C \\ \diagup \\ OH \end{matrix} + Cl_2 \rightarrow Cl-CH_2-\begin{matrix} O \\ \diagdown \\ C \\ \diagup \\ OH \end{matrix} + HCl\uparrow$ |

## АМИНЫ

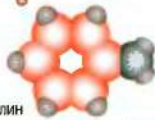
Производные аммиака  $\text{NH}_3$ , в молекулах которого один или несколько атомов водорода замещены углеводородными радикалами. Заместители могут быть как одинаковыми, так и разными.  $\text{NH}_2$  — аминогруппа.



$\text{CH}_3\text{NH}_2$  — метиламин



$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$  — анилин



### Классификация

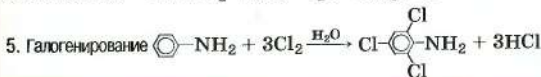
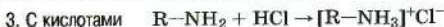
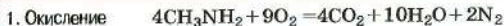
По числу замещённых на радикал атомов H — первичные ( $\text{R-NH}_2$ ), вторичные ( $\text{R}_2\text{-NH}$ ) и третичные ( $\text{R}_3\text{-N}$ ).  
В зависимости от природы радикала — предельные, непредельные, циклические, ароматические.

### Изомерия

структурная; положения функциональной группы; межклассовая (первичные, вторичные и третичные между собой).

### Проявляют основные свойства.

Реакции



## АМИНОКИСЛОТЫ

Органические соединения, в молекулах которых содержатся одновременно карбоксильная и аминогруппа.



$\text{NH}_2\text{CH}_2\text{COOH}$  — аминокислотная (аминоуксусная) кислота — глицин

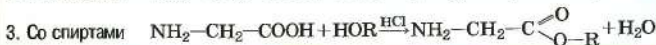
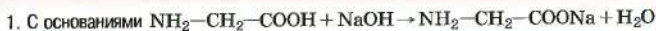
### Изомерия

структурная углеродной цепи; положения аминогруппы по отношению к карбоксильной группе.

### Характерны свойства аминов и карбоновых кислот.

Являются амфотерными соединениями.

Реакции



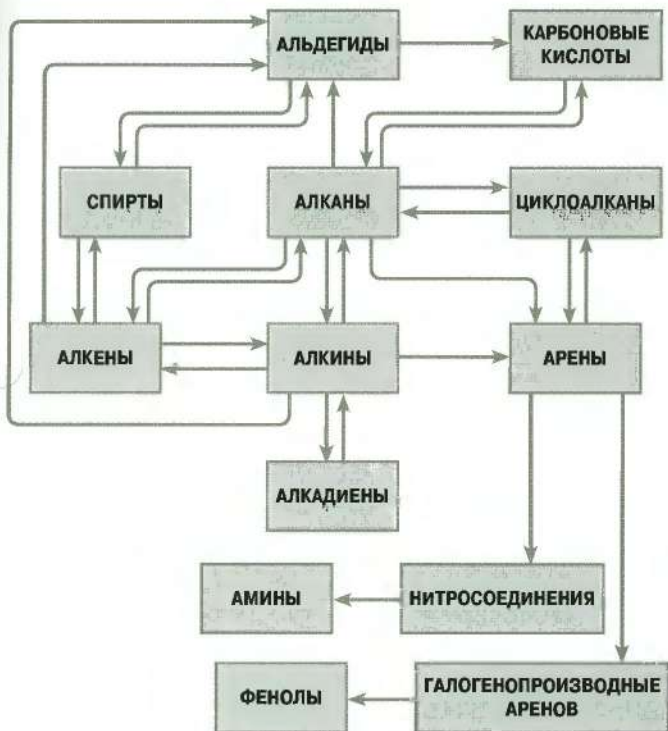
## ИЗМЕНЕНИЕ СВОЙСТВ АТОМОВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП

ХАРАКТЕРИСТИКА	В ПЕРИОДЕ	В ГЛАВНОЙ ПОДГРУППЕ
Заряд ядер атомов	Увеличивается	Увеличивается
Число энергетических уровней	Не изменяется	Увеличивается
Число электронов на внешнем уровне	Увеличивается от 1 до 8	Не изменяется
Радиус атомов	Уменьшается	Увеличивается
Электроотрицательность	Увеличивается	Уменьшается
Прочность связи электронов внешнего слоя с ядром	Увеличивается	Уменьшается
Металлические свойства атомов	Ослабевают	Усиливаются
Неметаллические свойства атомов	Усиливаются	Ослабевают

### ПЛАН ХАРАКТЕРИСТИКИ ХИМИЧЕСКОГО ЭЛЕМЕНТА

1. Символ и название химического элемента.	P – фосфор
2. Положение элемента в Периодической системе:	
а) атомный номер;	15
б) номер периода и группы;	3-й период, V группа
в) главная или побочная подгруппа.	главная подгруппа
3. Строение атома химического элемента:	
а) заряд ядра атома;	+15
б) относительная атомная масса;	31
в) число протонов;	15
г) число электронов;	15
д) число нейтронов;	$31 - 15 = 16$
е) число электронных уровней;	3
г) число электронов на внешнем уровне;	5
д) электронная формула атома.	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
4. Тип химического элемента.	Неметалл, p-элемент
5. Формулы высших оксида и гидроксида, характеристика их свойств (основные, кислотные или амфотерные).	Высший оксид – $P_2O_5$ , кислотный. Гидроксид – $H_3PO_4$ , кислотный.
6. Максимальная и минимальная степени окисления атома.	Максимальная степень равна номеру группы: +5. Минимальная степень: номер группы – 8 = –3

# ГЕНЕТИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ КЛАССОВ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ



*Справочное издание*

**ХИМИЯ**

**Справочник в таблицах**

*Для детей от 6 лет.*

Подписано в печать 15.08.16. Вумага офсетная. Формат 70×100 1/16. Гарнитура «Школьная».

Печать офсетная. Печ. л. 2. Усл. печ. л. 2,60. Тираж 10 000 экз. Заказ №8420.

© ООО «Издательство «АЙРИС-пресс», 2014

129626, г. Москва, пр-т Мира, д. 104. Тел.: (495) 785-15-30. www.airis.ru

Отпечатано в ООО «ТИПОГРАФИЯ КС-ПРИНТ».

121596, г. Москва, ул. Горбунова, д. 2, строение 11.