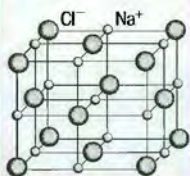


Mg



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



CaCl_2

Ga



Fe

Айрис-пресс

РАСТВОРИМОСТЬ ОСНОВАНИЙ, КИСЛОТ, СОЛЕЙ В ВОДЕ

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

КАТИОНЫ		АНИОНЫ													
АНИОН	H^+	NH_4^+	K^+	Na^+	Ba^{2+}	Ca^{2+}	Mg^{2+}	Al^{3+}	Zn^{2+}	Cr^{3+}	Fe^{3+}	Fe^{2+}	Cu^{2+}	Ag^+	Pb^{2+}
O	—	—	94	62	153	56	40	102	81	152	160	72	80	232	223
OH ⁻	18	35	56	40	171	74	58	78	99	103	107	90	98	125	241
Cl ⁻	36,5	53,5	74,5	58,5	208	111	95	133,5	136	158,5	162,5	127	135	143,5	278
Br ⁻	81	98	119	103	297	200	184	267	225	292	296	216	224	188	367
I ⁻	128	145	166	150	391	294	278	408	319	433	437	310	318	235	461
S ²⁻	34	68	110	78	169	72	56	150	97	200	208	88	96	248	239
SO ₄ ²⁻	98	132	174	142	233	136	120	342	161	392	400	152	160	312	303
SO ₃ ²⁻	82	116	158	126	217	120	104	294	145	344	352	136	144	296	297
CO ₃ ²⁻	62	96	138	106	197	100	84	234	125	284	292	116	124	276	267
PO ₄ ³⁻	98	149	212	164	601	310	262	122	365	147	151	358	382	419	811
NO ₃ ⁻	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 ₂	-NH ₂	-CH ₃	-C(=O) H	-C(=O) OH
H-	—	—	—	—	—	—	—	16	30	46
CH ₃ -	15	16	32	50.5	95	61	31	30	44	60
C ₂ H ₅ -	29	30	46	64.5	109	75	45	44	58	74
C ₃ H ₇ -	43	44	60	78.5	123	89	59	58	72	88
C ₄ H ₉ -	57	58	74	92.5	137	103	73	72	86	102
C ₅ H ₁₁ -	71	72	88	106.5	151	117	87	86	100	116
C ₆ H ₅ -	77	78	94	112.5	157	123	93	92	106	122
C ₆ H ₁₃ -	85	86	102	120.5	185	131	101	100	114	130
C ₁₁ H ₂₃ -	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^{2-} Γ Br^- Cl^- OH^- SO_4^{2-} NO_3^- CO_3^{2-} PO_4^{3-} F^-

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



Молекула
кислорода



Сложные вещества

Молекула
воды



Молекула
метана



АТОМНО-МОЛЕКУЛЯРНОЕ УЧЕНИЕ

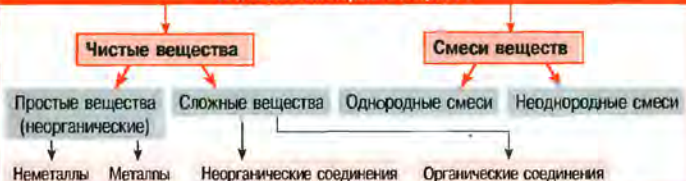
1. Существуют вещества с молекулярным и немолекулярным строением.
2. Между молекулами имеются промежутки, размеры которых зависят от агрегатного состояния вещества и температуры.
3. Молекулы находятся в непрерывном движении.
4. Молекулы состоят из атомов.
6. Атомы характеризуются определённой массой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

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

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 $\boxed{6}$
4. Разделить НОК на валентность каждого элемента и определить его индекс.	Al $6 : \text{III} = 2$ O $6 : \text{II} = 3$
5. Расставить индексы.	Al ₂ O ₃

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)

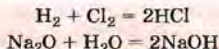
Масса веществ, вступивших в химическую реакцию, равна массе веществ, образовавшихся в результате реакции.

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

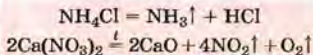


ТИПЫ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

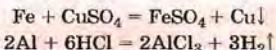
Реакции соединения — реакции, в результате которых из двух или нескольких веществ образуется одно новое вещество.



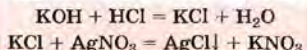
Реакции разложения — реакции, в результате которых из одного сложного вещества образуется несколько новых веществ.



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.

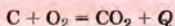


ТЕПЛОВОЙ ЭФФЕКТ

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

Экзотермические реакции

Протекают с выделением теплоты.



Эндотермические реакции

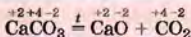
Протекают с поглощением теплоты.



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

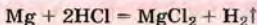
Гомогенные реакции

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**

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

СОСТОЯНИЕ ЭЛЕКТРОНА В АТОМЕ

Электронная оболочка — совокупность всех электронов атома.

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

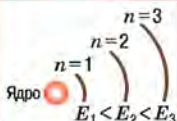
Энергетический уровень — совокупность электронов с близкими значениями энергии. Потенциальная энергия E увеличивается при удалении от ядра.

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 ...



s-орбиталь

p-орбитали



d-орбиталь

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, B).

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, B).

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.



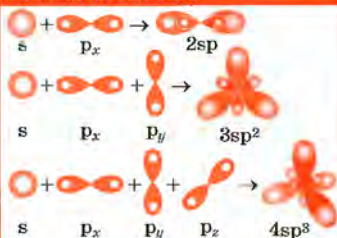
ГИБРИДИЗАЦИЯ ЭЛЕКТРОННЫХ ОРБИТАЛЕЙ

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

$$s + p_x = 2sp$$

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

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



БАЛЕНТНЫЕ 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.

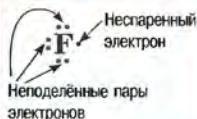
У элементов побочных подгрупп валентные электроны находятся на s-подуровне последнего уровня и d-подуровне предпоследнего уровня.



Неподелённая электронная пара — два электрона на одной орбитали.

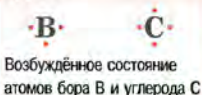
Неспаренный электрон — один электрон на орбитали.

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.

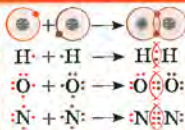
Электроотрицательность металлов, как правило, меньше 2, неметаллов — больше 2.

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

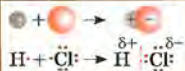
Ковалентная неполярная связь — между атомами с одинаковой электроотрицательностью.



Общие электронные пары находятся на равном удалении от ядер атомов.

Ковалентная полярная связь

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

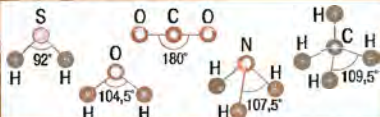


Общие электронные пары смещены в сторону атома более электроотрицательного элемента.

Характеристики ковалентной связи

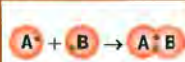
Длина связи — расстояние между ядрами связанных атомов.

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.



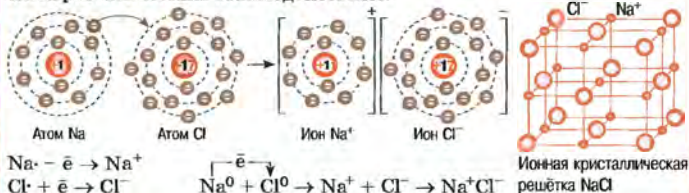
Донорно-акцепторный механизм связи — один из атомов (донор) даёт в общее пользование электронную пару, а другой (акцептор) предоставляет свободную орбиталь.



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.



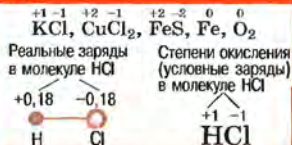
Ионная связь возникает между атомами с резко отличающимися электроотрицательностями.

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 степень окисления равна числу электронов, принятых данным атомом. Степень окисления атома в простом веществе равна 0.

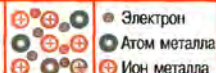
Сумма степеней окисления всех атомов в соединении равна 0, а в ионе — заряду иона.

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

Минимальная степень 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	Mg	Атомный (порядковый) номер	12
Название элемента	Магний	Относительная атомная масса A_r	24,31

- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы

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 (A)** и **побочной (B)** подгрупп.

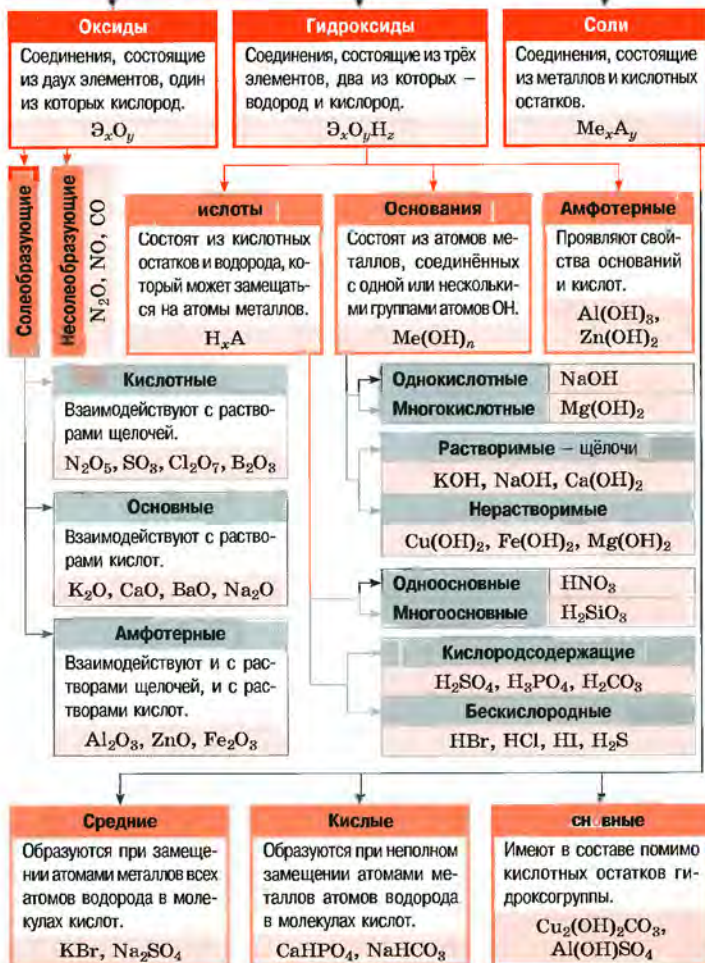
Подгруппы образованы элементами со сходными свойствами.

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.

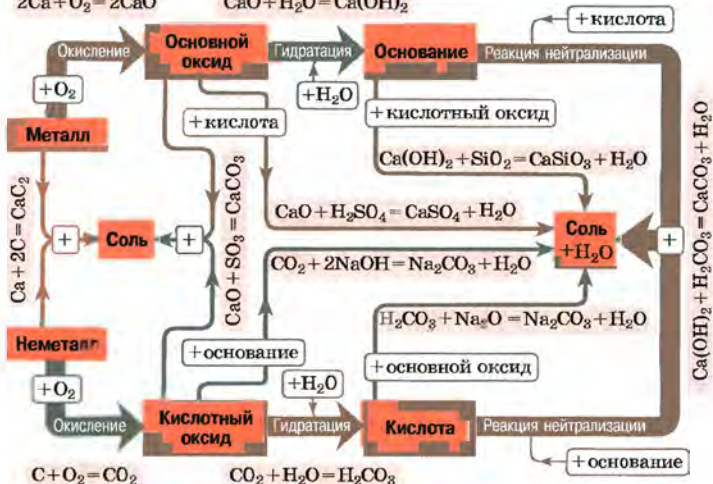
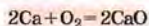
ВАЖНЕЙШИЕ КЛАССЫ НЕОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

СЛОЖНЫЕ НЕОРГАНИЧЕСКИЕ ВЕЩЕСТВА



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

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.

CuSO_4 , KNO_3 , NaI

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

Ag_2SO_4 , CaSO_4 , PbI_2

Нерастворимое вещество:
растворимость $< 0,01 \text{ г}$.

AgBr , AgCl , AgI

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

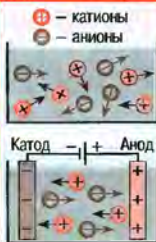
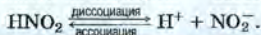


Диссоциация веществ с ковалентной связью



ТЕОРИЯ ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКОЙ ДИССОЦИАЦИИ

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 α — 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 ($\alpha > 0,5$).

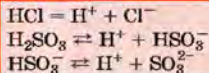
Почти все растворимые соли; кислоты: HNO_3 , H_2SO_4 , HCl , HBr ; щёлочи.

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

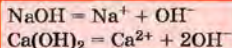
Почти все органические кислоты, вода, нерастворимые гидроксиды металлов.

ДИССОЦИАЦИЯ КИСЛОТ, ОСНОВАНИЙ И СОЛЕЙ

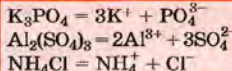
Кислота — электролит, диссоциирующий на катионы водорода и анионы кислотного остатка.



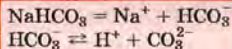
Основание — электролит, диссоциирующий на катионы металла и гидроксид-анионы.



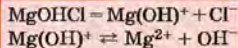
Средняя соль — электролит, диссоциирующий на катионы металла (или аммония NH_4^+) и анионы кислотного остатка.



Кислая соль — электролит, диссоциирующий на катионы металла (или аммония NH_4^+) и водорода и анионы кислотного остатка.



Основная соль — электролит, диссоциирующий на катионы металла (или аммония 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.

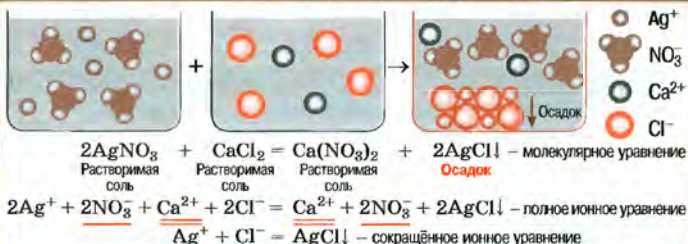
РЕАКЦИИ В РАСТВОРАХ ЭЛЕКТРОЛИТОВ

РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА

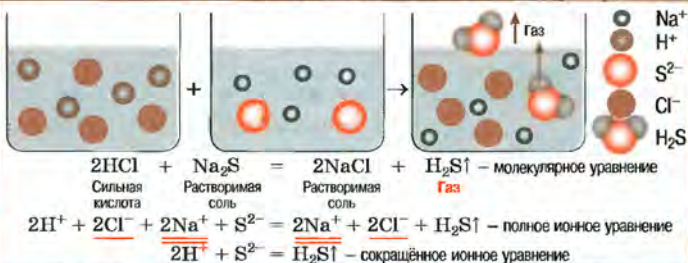
Реакции ионного обмена — химические реакции в растворах электролитов между ионами или между ионами и молекулами, если при этом не происходит изменение степеней окисления атомов.

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

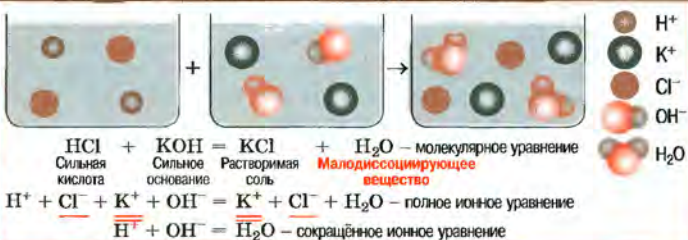
Образование малорастворимого вещества



Образование газообразного вещества



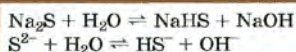
Образование малодиссоциирующего вещества



ГИДРОЛИЗ ВОДНЫХ РАСТВОРОВ СОЛЕЙ

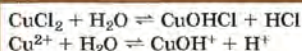
Гидролиз — взаимодействие ионов солей с водой с образованием мало-диссоциирующих электролитов.

Соль образована сильным основанием и слабой кислотой



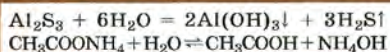
Гидролиз по аниону.
Щелочная среда.

Соль образована слабым основанием и сильной кислотой



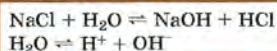
Гидролиз по катиону.
Кислая среда.

Соль образована слабым основанием и слабой кислотой



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

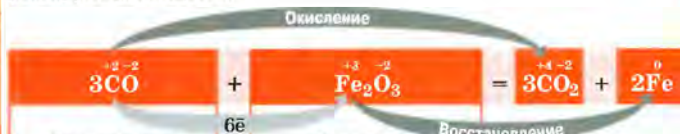
Соль образована сильным основанием и сильной кислотой



Гидролизу не подвергаются.
Нейтральная среда.

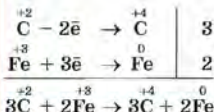
ОКИСЛИТЕЛЬНО-ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ РЕАКЦИИ

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



Восстановитель:
в ходе реакции отдаёт электроны, повышает степень окисления и окисляется.

Окислитель:
в ходе реакции принимает электроны, понижает степень окисления и восстанавливается.



Окисление — процесс потери электронов, сопровождающийся повышением степени окисления.

Восстановление — процесс присоединения электронов, сопровождающийся понижением степени окисления.

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

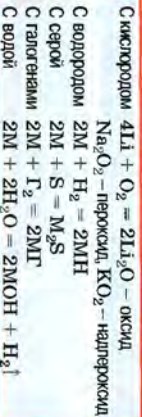
ХИМИЯ МЕТАЛЛОВ

ЩЕЛОЧНЫЕ МЕТАЛЛЫ

Электронная конфигурация	Li	Na	K	Rb	Cs	Fr
						

Степень окисления в соединениях +1. Типичные восстановители.

Реакции



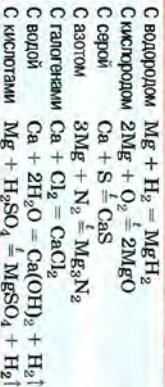
Восстанавливают другие металлы из соединений:
 $2Na + ZnO = Zn + Na_2O$.
 Оксиды — основные.
 Гидроксиды — щелочи.

ЭЛЕМЕНТЫ II А-ГРУППЫ

Электронная конфигурация	Be	Mg	Ca	Sr	Ba	Ra
						

Степень окисления в соединениях +2.

Реакции



Восстанавливают другие металлы из соединений:
 $Ca + PbO = CaO + Pb$.
 Оксиды — основные.
 Гидроксиды — основания.

АЛЮМИНИЙ

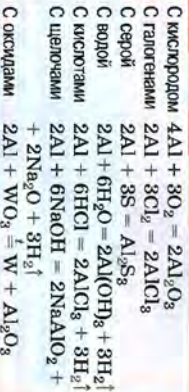


Степень окисления: +3.

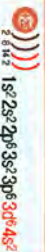
Оксид Al_2O_3 — амфотерный.

Гидроксид $Al(OH)_3$ — амфотерный.

Реакции



ЖЕЛЕЗО



Степени окисления: +2, +3,

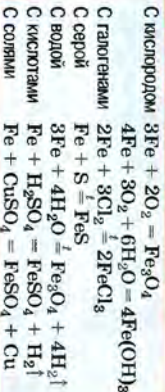
реже +6. Оксид, гидроксид

(II) — основные. Оксид,

гидроксид (III) — слабо

выраженные амфотерные.

Реакции



ХИМИЯ НЕМЕТАЛЛОВ

ГАЛОГЕНЫ

	F	Cl	Br	I	At
Электронная конфигурация					
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 : $Cl_2 + 2NaI = 2NaCl + I_2$. Оксиды — кислотные. Гидроксиды — кислоты: $HClO$ (хлорноватистая), $HClO_3$ (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

$(\uparrow\downarrow) \begin{array}{c} 2 \\ 8 \\ 6 \end{array} 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$	Реакции	С кислородом	$S + O_2 \xrightarrow{t} SO_2$
Активный неметалл.		С водородом	$S + H_2 = H_2S$
Возможные степени окисления: -2, 0, +4, +6.		С галогенами	$S + 3F_2 \xrightarrow{t} SF_6$
Гидроксиды — кислоты H_2SO_3 (сернистая), H_2SO_4 (серная).		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

$(\uparrow\downarrow) \begin{array}{c} 2 \\ 8 \end{array} 1s^2 2s^2 2p^3$	Реакции	С кислородом	$N_2 + O_2 \xrightarrow{t} 2NO$
Возможные степени окисления: -3, 0, +1, +2, +3, +4, +5		С водородом	$N_2 + 3H_2 \xrightarrow[t.кат.]{P.t.} 2NH_3$
Гидроксиды — кислоты HNO_2 (азотистая), HNO_3 (азотная).		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

$(\uparrow\downarrow) \begin{array}{c} 2 \\ 4 \end{array} 1s^2 2s^2 2p^2$	Реакции	С кислородом	$C + O_2 \xrightarrow{t} CO_2$; $2C + O_2 \xrightarrow{t} 2CO$
Характерные степени окисления: -4, +2, +4		С водородом	$C + 2H_2 \xrightarrow{t} CH_4$
Гидроксид — кислота H_2CO_3 (угольная).		С серой	$C + 2S \xrightarrow{f.N} CS_2$
		С металлами	$3C + 4Al = Al_4C_3$
		С водой	$C + H_2O_{пар} \xrightarrow{t} CO + H_2$
		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	$(\uparrow\downarrow) \begin{array}{c} 2 \end{array}$	$(\uparrow\downarrow) \begin{array}{c} 2 \\ 8 \end{array}$	$(\uparrow\downarrow) \begin{array}{c} 2 \\ 8 \\ 8 \end{array}$	$(\uparrow\downarrow) \begin{array}{c} 2 \\ 8 \\ 18 \\ 8 \end{array}$	$(\uparrow\downarrow) \begin{array}{c} 2 \\ 8 \\ 18 \\ 18 \end{array}$	$(\uparrow\downarrow) \begin{array}{c} 2 \\ 8 \\ 18 \\ 32 \\ 18 \end{array}$
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 Δc ко времени Δt , 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

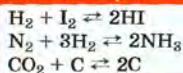
При постоянной температуре скорость реакции $aA + bB = dD$ равна: $v = K C_A^a \cdot C_B^b$, где C_A и C_B — концентрации реагирующих веществ (ре-агентов), K — константа скорости реакции.

Правило Вант-Гоффа

Скорость химической реакции при повышении температуры на каждые 10°C возрастает в 2–4 раза.

ОБРАТИМЫЕ И НЕОБРАТИМЫЕ ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

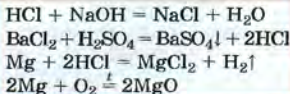
Обратимые реакции — реакции, которые при данных условиях протекают в противоположных направлениях.



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

Признаки необратимой реакции

Образуются мвлодиссоциирующие 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

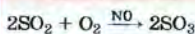
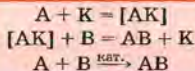
Система, находящаяся в состоянии химического равновесия, на любое внешнее воздействие отвечает так, чтобы уменьшить это воздействие.

КАТАЛИЗ

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

Гомогенный катвлиз — 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	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C- \end{array}$	Альдегиды и кетоны	$\begin{array}{cc} O & O \\ & \\ R-C-H & R-C-R \end{array}$
Карбоксильная	$\begin{array}{c} O \\ \\ -C-OH \end{array}$	Карбоновые кислоты	$\begin{array}{c} O \\ \\ R-C-OH \end{array}$
Аминогруппа	—NH ₂	Амины	$R-NH_2$

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.

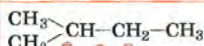
ИЗОМЕРИЯ

Структурная изомерия

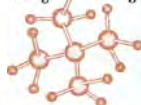
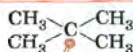
Различный порядок связи структурных элементов.



пентан

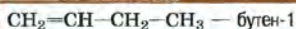


2-метилбутан

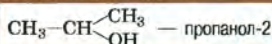
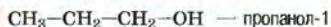


2,2-диметилпропан

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.

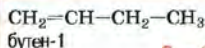
цис-бутен-2



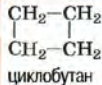
транс-бутен-2



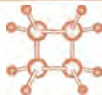
Межклассовая изомерия



бутен-1

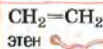


циклобутан

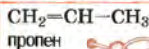
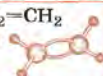


ГОМОЛОГИЯ

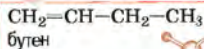
Гомологический ряд — ряд соединений, сходных по своему строению и свойствам, но отличающихся друг от друга по составу на одну или несколько групп $-\text{CH}_2-$.



этен



пропен



бутен



НОМЕНКЛАТУРА ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

ОСНОВНЫЕ ПОНЯТИЯ

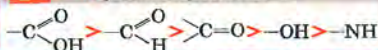
Заместители — атомы (или группы атомов), замещающие атомы водорода в молекуле органического соединения. Делятся на радикалы и функциональные группы (ФГ).

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

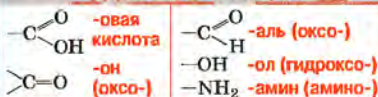


6. Определить и назвать заместители.

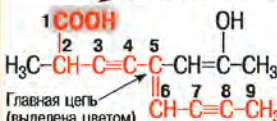
-ил — суффикс вликого радикала.

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

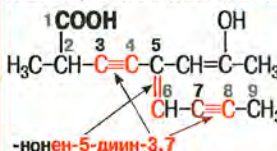


Старший заместитель



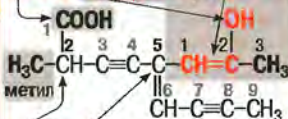
Кислород- и азотсодержащие заместители старше углеводородных.

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



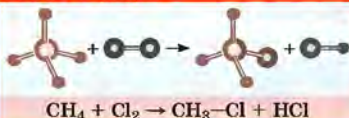
2-метил-5-(2-гидроксипропен-1-ил)нонен-5-диин-3,7-овая кислота

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

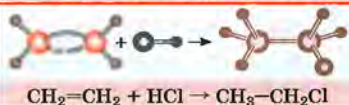
РЕАКЦИИ ОРГАНИЧЕСКИХ СОЕДИНЕНИЙ

ТИПЫ ОРГАНИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

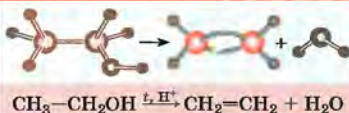
Реакции замещения — реакции, в результате которых атом или функциональная группа замещается на другой атом или функциональную группу.



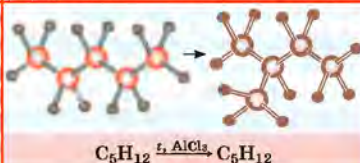
Реакции присоединения — реакции, в результате которых две или более молекул реагирующих веществ соединяются в одну.



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

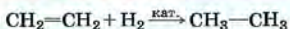


Реакции изомеризации — реакции, в результате которых из молекул одного вещества образуются молекулы других веществ с тем же качественным и количественным составом (той же молекулярной формулой).

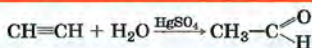


ВИДЫ ОРГАНИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

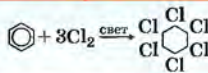
Гидрирование — реакция присоединения молекулы водорода.



Гидратация — реакция присоединения молекулы воды.



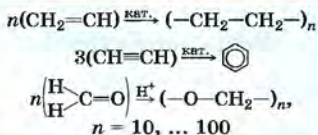
Галогенирование — реакция присоединения галогена (например, хлорирования).



Гидрогалогенирование — реакция присоединения галогеноводорода.



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



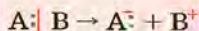
ТИПЫ РАЗРЫВА СВЯЗЕЙ В МОЛЕКУЛАХ ОРГАНИЧЕСКИХ ВЕЩЕСТВ

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.

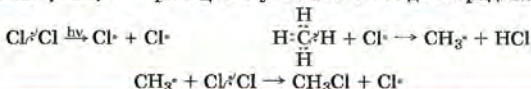


Электрофилы — катионы или молекулы, имеющие атом с незаполненной орбиталью или частичным положительным зарядом, способные взаимодействовать с атомами, обладающими избытком электронной плотности (H_3O^+ , H^+ , NO_2^+).

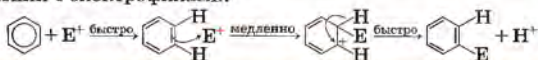
Нуклеофилы — анионы или молекулы, имеющие неподелённую электронную пару, способные взаимодействовать с атомами, на которых сосредоточен положительный заряд (OH^- , H^- , Cl^- , NH_3 , H_2O).

МЕХАНИЗМЫ ОРГАНИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Радикальные реакции — реакции с участием свободных радикалов.



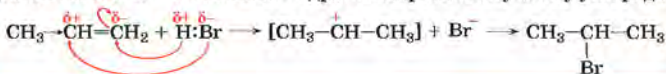
Электрофильные реакции — гетеролитические реакции органических соединений с электрофилами.



Нуклеофильные реакции — гетеролитические реакции органических соединений с нуклеофилами.



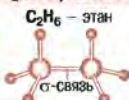
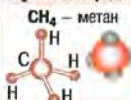
Правило Марковникова. При гидрогалогенировании несимметричных алкенов атом водорода присоединяется к наиболее гидрогенизированному (связанному с наибольшим числом атомов водорода) атому углерода, а атом галогена — к наименее гидрогенизированному атому углерода.



СТРОЕНИЕ И СВОЙСТВА УГЛЕВОДОРОДОВ

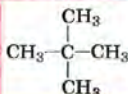
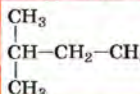
АЛКАНЫ $C_n H_{2n+2}$

Атомы углерода связаны между собой простой (одинарной) связью.



C₃H₈ – пропан
C₄H₁₀ – бутан
C₅H₁₂ – пентан
C₆H₁₄ – гексан

Изомерия – структурная

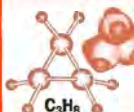


Реакции

1. Окисление $CH_4 + 2O_2 \rightarrow CO_2 + 2H_2O + Q$
2. Галогенирование $CH_3-CH_3 + Cl_2 \rightarrow CH_3-CH_2-Cl + HCl \uparrow$
3. Разложение $CH_4 \xrightarrow{t > 1000^\circ C} C + 2H_2 \uparrow$
4. Дегидрирование $CH_3-CH_3 \xrightarrow{1500^\circ C, Ni} CH_2=CH_2 + H_2 \uparrow$
5. 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 $C_n H_{2n}$

Предельные углеводороды с замкнутой углеродной цепью.



C₃H₆ – циклопропан
C₄H₈ – циклобутан
C₅H₁₀ – циклопентан
C₆H₁₂ – циклогексан

Изомерия

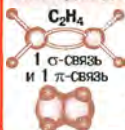
размеров цикла	CH ₃ –	
положения заместителей в цикле		
боковых цепей		

Реакции

1. Гидрирование $\triangle + H_2 \xrightarrow{t, Ni} C_3H_8$
2. Галогенирование $\triangle + Br_2 \rightarrow Br-(CH_2)_3-Br$
3. Дегидрирование $\bigcirc \xrightarrow{300^\circ C, Pt} \bigcirc + 3H_2 \uparrow$

АЛКЕНЫ $C_n H_{2n}$

Между атомами углерода есть одна двойная связь.



C₂H₄ – этен
C₃H₆ – пропен
C₄H₆ – бутен
C₅H₁₀ – пентен
C₆H₁₂ – гексен

Изомерия

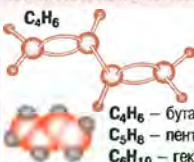
структурная	CH ₂ =CH–CH ₂ –CH ₃	CH ₂ =C $\begin{matrix} \diagup CH_3 \\ \diagdown CH_3 \end{matrix}$
положения двойной связи	CH ₂ =CH–CH ₂ –CH ₃	CH ₃ –CH=CH–CH ₃
геометрическая	$\begin{matrix} CH_3 & & CH_3 \\ & \diagdown & / \\ & C=C & \\ & / & \diagdown \\ H & & H \end{matrix}$ цис-бутен	$\begin{matrix} H & & CH_3 \\ & \diagdown & / \\ & C=C & \\ & / & \diagdown \\ CH_3 & & H \end{matrix}$ транс-бутен

Реакции

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

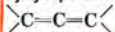
АЛКАДИЕНЫ $C_n H_{2n-2}$

Между атомами углерода есть две двойные связи.

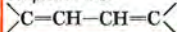


Двойные связи

кумулярованные:



сопряжённые:



изолированные:



Изомерия

структурная, геометрическая – аналогично алкенам;

положения двойных связей – кумулированные, сопряжённые, изолированные;

межклассовая – с алкинами и циклоалкенами.

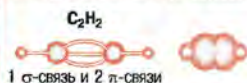
Реакции

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 $C_n H_{2n-2}$

Между атомами углерода есть тройная связь.



C_2H_2 – этин (ацетилен)

C_3H_4 – прогин

C_4H_6 – бутин

C_5H_8 – пентин

Изомерия

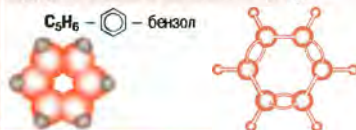
структурная; положения тройной связи; межклассовая с алкадиенами и циклоалкенами.

Реакции

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

АРЕНЫ $C_n H_{2n-6}$

Углеводороды, молекулы которых содержат бензольное кольцо.



Изомерия

заместителей



положения заместителей



Реакции

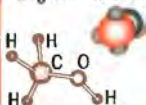
1. Гидрирование $\text{бензол} + H_2 \xrightarrow[kat.]{t} \text{циклогексан}$
2. Галогенирование $\text{бензол} + Br_2 \xrightarrow[FeCl_3]{t} \text{бромбензол} + HBr$; $\text{бензол} + 3Cl_2 \xrightarrow{св\text{ет}} \text{гексахлорбензол}$
3. Окисление $2\text{бензол} + 15O_2 \rightarrow 12CO_2 \uparrow + 6H_2O$
4. Нитрование $\text{бензол} + NO_2^+ \xrightarrow{кат.} \text{нитробензол}$

ВАЖНЕЙШИЕ ПРОИЗВОДНЫЕ УГЛЕВОДОДОВ

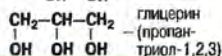
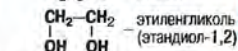
СПИРТЫ $C_xH_y(OH)_n$

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

CH_3OH — метанол



C_2H_5OH — этанол



Изомерия

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

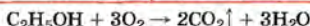
Классификация

По количеству ОН-групп — одноатомные и многоатомные.

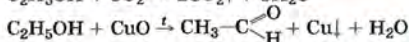
В зависимости от того, к какому атому углерода присоединена ОН-группа, — первичные, вторичные и третичные.

Реакции

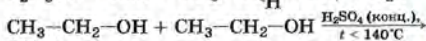
1. Горение



2. Окисление

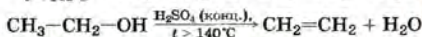


3. Дегидратация



межмолекулярная

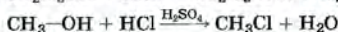
внутримолекулярная



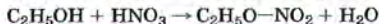
4. С активными металлами



5. С галогеноводородами

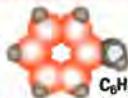


6. С кислотами



ФЕНОЛЫ $C_6H_5(OH)_n$

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



C_6H_5OH — фенол
(карболовая кислота)

Изомерия

взаимного положения заместителей относительно бензольного кольца.

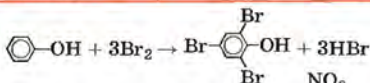
Классификация

По количеству ОН-групп — одноатомные и многоатомные.

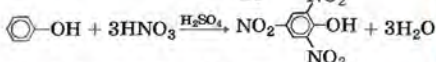
По количеству бензольных колец — моноядерные и многоядерные.

Реакции

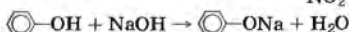
1. Бромирование



2. Нитрование



3. С щелочами



4. С активными металлами



КАРБОНИЛЬНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

Производные углеводородов, содержащие карбонильную группу C=O.

Альдегиды

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



$\begin{matrix} H \\ \diagup \\ H-C=O \end{matrix}$ – формальдегид (метаналь)

Кетоны

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



$\begin{matrix} H_3C \\ \diagup \\ H_3C-C=O \end{matrix}$ – ацетон (пропанон)

Изомерия структурная.

Изомерия структурная, положения C=O-группы.

Реакции	1. Гидрирование	$\begin{matrix} R \\ \diagup \\ H-C=O \end{matrix} + H_2 \xrightarrow{t, Ni} R-CH_2OH$ $\begin{matrix} R \\ \diagup \\ R'-C=O \end{matrix} + H_2 \xrightarrow{t, Ni} \begin{matrix} R \\ \diagup \\ R'-CH-OH \end{matrix}$
	2. Хлорирование	$\begin{matrix} CH_3-CH_2 \\ \diagup \\ H-C=O \end{matrix} + Cl_2 \rightarrow \begin{matrix} CH_3-CHCl \\ \diagup \\ H-C=O \end{matrix} + HCl\uparrow$ $\begin{matrix} CH_3 \\ \diagup \\ CH_3-C=O \end{matrix} + Cl_2 \rightarrow \begin{matrix} ClCH_2 \\ \diagup \\ CH_3-C=O \end{matrix} + HCl\uparrow$
	3. Окисление	$\begin{matrix} R \\ \diagup \\ H-C=O \end{matrix} \xrightarrow{Ag[(NH_3)_2]OH} \begin{matrix} R \\ \diagup \\ HO-C=O \end{matrix} + Ag\downarrow$
	4. Полимеризация	$n \left(\begin{matrix} H \\ \diagup \\ H-C=O \end{matrix} \right) \xrightarrow{H^+} (-CH_2-O-)_n, n = 10, \dots 100$

КАРБОНОВЫЕ КИСЛОТЫ R-COOH

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



CH₃COOH – уксусная кислота

Изомерия

структурная.

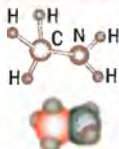
Классификация

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

Реакции	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	$\begin{matrix} CH_3-C=O \\ \diagup \\ OH \end{matrix} + Cl_2 \rightarrow \begin{matrix} Cl-CH_2-C=O \\ \diagup \\ OH \end{matrix} + HCl\uparrow$

АМИНЫ

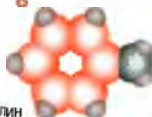
Производные аммиака NH_3 , в молекулах которого один или несколько атомов водорода замещены углеводородными радикалами. Заместители могут быть как одинаковыми, так и разными. NH_2 — аминогруппа.



CH_3NH_2 — метиламин



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



Классификация

По числу замещённых на радикал атомов H — первичные (R-NH_2), вторичные ($\text{R}_2\text{-NH}$) и третичные ($\text{R}_3\text{-N}$).

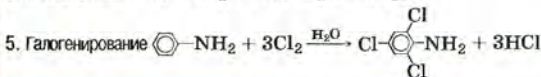
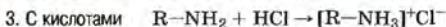
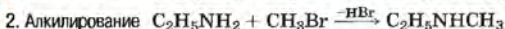
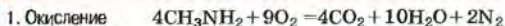
В зависимости от природы радикала — предельные, непредельные, циклические, ароматические.

Изомерия

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

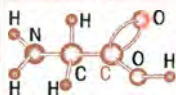
Проявляют основные свойства.

Реакции



АМИНОКИСЛОТЫ

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



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

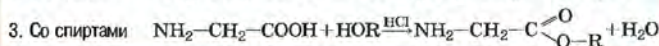
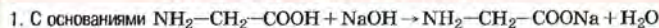
Изомерия

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

Характерны свойства аминов и карбоновых кислот.

Являются амфотерными соединениями.

Реакции



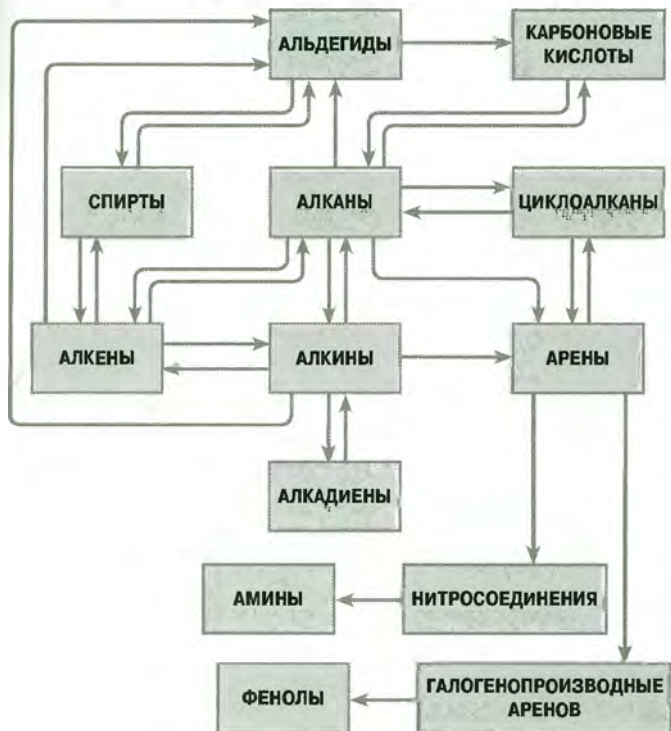
ИЗМЕНЕНИЕ СВОЙСТВ АТОМОВ ХИМИЧЕСКИХ ЭЛЕМЕНТОВ ГЛАВНЫХ ПОДГРУПП

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. Вумата 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.alris.ru

Отпечатано в ООО «ТИПОГРАФИЯ КС-ПРИНТ».

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