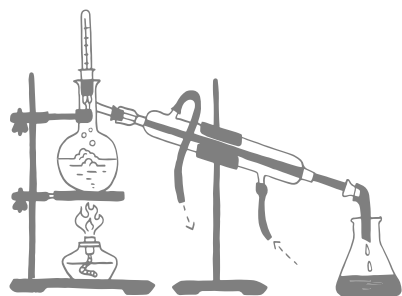


О. В. Лаптева, Т. А. Жуляева

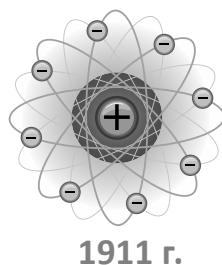
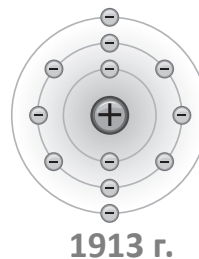
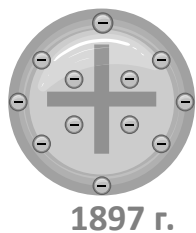
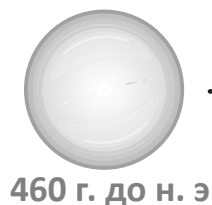
# ХИМИЯ

## В ИНФОГРАФИКЕ



**100%**  
ПОЛЕЗНОЙ  
ИНФОРМАЦИИ

### ВСЕ ВАЖНЫЕ ТЕМЫ



Москва  
2022

УДК 373.5:54  
ББК 24я721  
Л24

Макет подготовлен при содействии ООО «Айдиономикс».

**Лаптева, Ольга Владимировна.**  
Л24 Химия в инфографике / О. В. Лаптева, Т. А. Жуляева. — Москва : Эксмо, 2022. — 160 с. — (Наглядно и доступно (в инфографике)).

ISBN 978-5-04-112520-2

В издании с помощью инфографики — наглядных иллюстраций, схем, графиков, рисунков — представлены краткие теоретические сведения по основным темам школьного курса химии.

Большое количество упорядоченной визуальной информации позволит быстрее и эффективнее усваивать учебный материал, повысит интерес и мотивацию учащихся, даст наиболее полное представление о предмете.



Пособие окажет дополнительную помощь школьникам в подготовке к урокам, контрольным работам, экзаменам, будет также полезно учителям и всем, кто интересуется химией.

УДК 373.5:54  
ББК 24я721

ISBN 978-5-04-112520-2

© Лаптева О.В., Жуляева Т.А., 2021  
© ООО «Айдиономикс», 2021  
© Оформление. ООО «Издательство «Эксмо», 2022

# СОДЕРЖАНИЕ

Введение.....	4	веществ.....	40
 Теоретические основы химии.....	5	Металлы.....	42
Современные представления		Неметаллы.....	70
о строении атома.....	5	Органическая химия.....	106
Периодический закон		Классификация органических	
и Периодическая система химических		веществ.....	106
элементов Д. И. Менделеева.....	8	Номенклатура органических веществ..	108
Химическая связь.....	12	Насыщенные углеводороды.....	112
Химические реакции.....	16	Ненасыщенные углеводороды.....	116
Коррозия металлов.....	26	Ароматические углеводороды (арены)..	122
Электролиз.....	28	Гидроксисоединения.....	126
Лабораторная посуда		Карбонильные соединения.....	132
и оборудование.....	30	Карбоновые кислоты.....	136
Методы разделения смесей		Сложные эфиры.....	140
и очистки веществ.....	36	Жиры (триглицериды).....	142
Определение характера среды		Углеводы.....	144
 водных растворов веществ.....	38	Амины.....	146
Неорганическая химия.....	40	Высокомолекулярные	
Классификация неорганических		соединения (ВМС).....	154
		Приложение.....	158

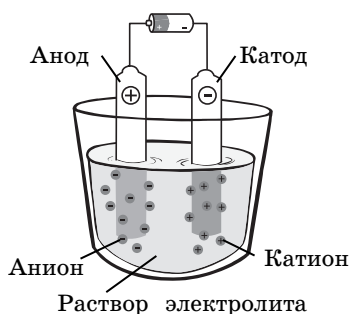


# ВВЕДЕНИЕ

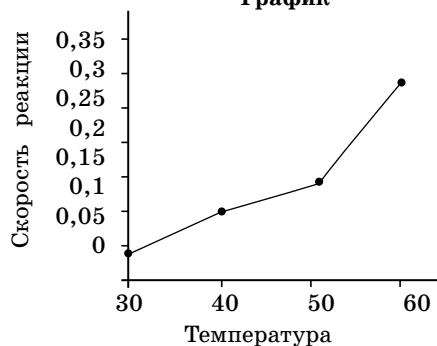
Предлагаемое пособие предназначено для систематизации и закрепления знаний учащихся по химии за курс средней школы.

Книга содержит информацию по общей, неорганической и органической химии. Информация, изложенная в виде инфографики (схемы, графики, диаграммы, рисунки, карты памяти), воспринимается мгновенно и даёт возможность найти и запомнить по-настоящему важные детали, сложить их воедино и получить наиболее полное представление об изучаемом предмете.

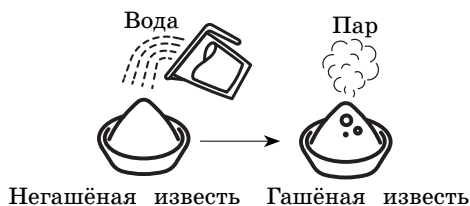
Рисунок с выносками



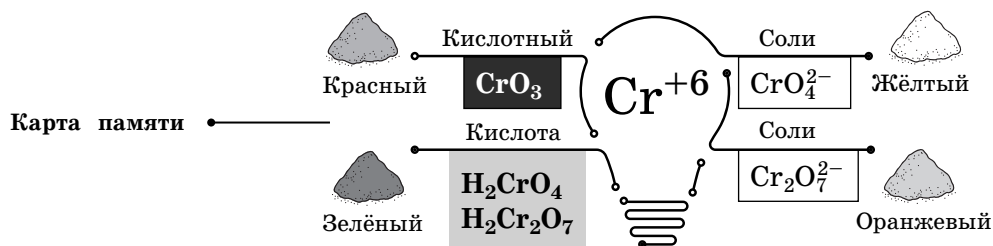
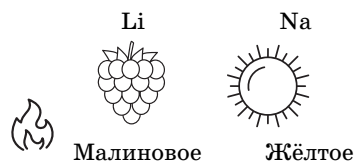
График



Схема



Пиктограммы



Надеемся, что пособие поможет учащимся старших классов и выпускникам при подготовке к школьным занятиям, различным формам текущего и промежуточного контроля, а также к сдаче основного и единого государственных экзаменов.

Желаем успехов!



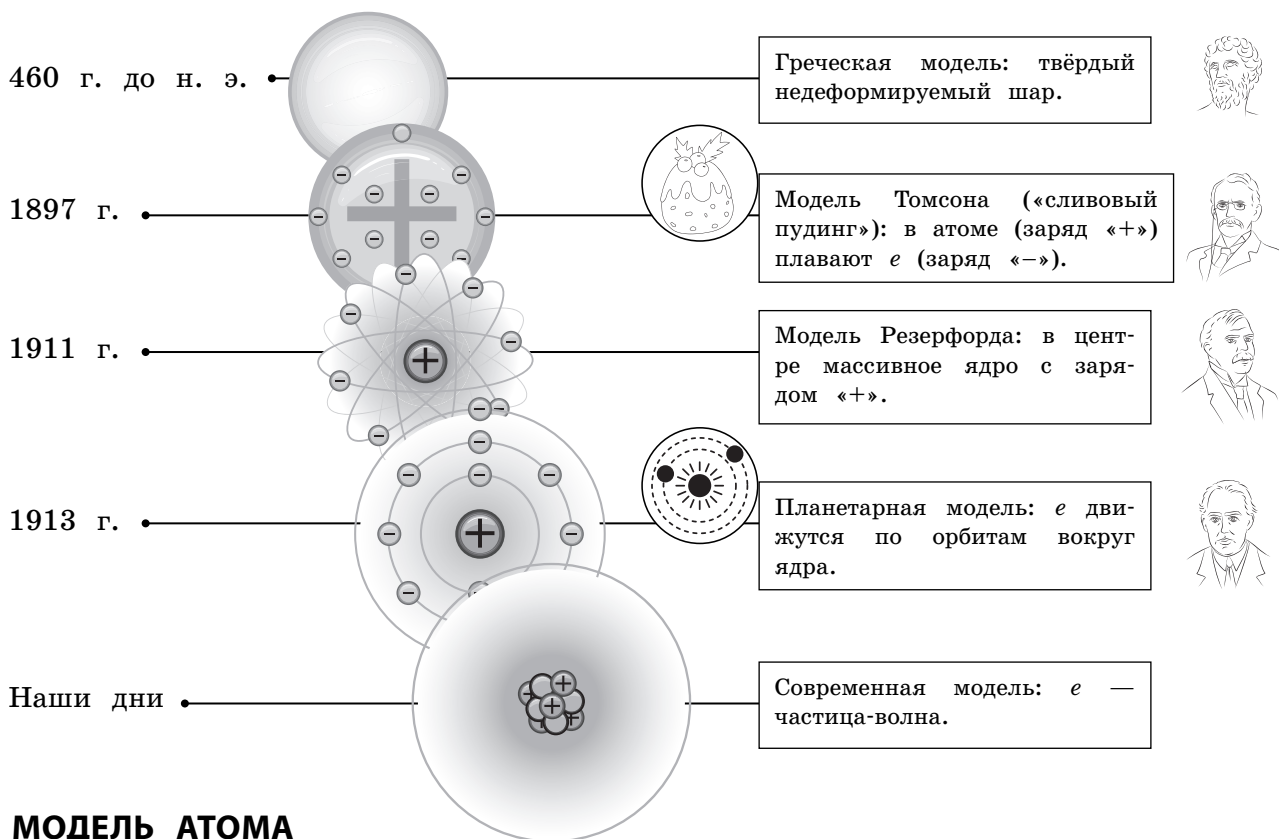
# ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

## СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА

Атом — мельчайшая химически неделимая электро-нейтральная частица вещества.



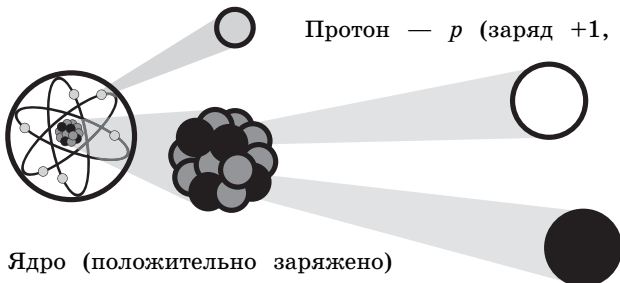
### РАЗВИТИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЙ О СТРОЕНИИ АТОМА



### МОДЕЛЬ АТОМА

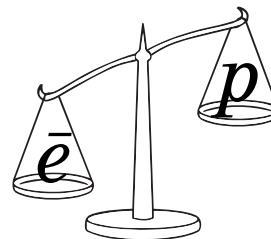
Электрон —  $\bar{e}$  (заряд  $-1$ , масса  $1/1836$  а. е. м.)

Протон —  $p$  (заряд  $+1$ , масса  $1$  а. е. м.)



Ядро (положительно заряжено)

Нейтрон —  $n$  (заряд  $0$ , масса  $1$  а. е. м.)



Масса электрона в 1836 раз меньше массы протона.

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

Радиус ядра примерно в 100 000 раз меньше радиуса атома.



## ХИМИЧЕСКИЙ ЭЛЕМЕНТ



**Химический элемент** — совокупность атомов с одинаковым количеством электронов (одинаковым зарядом ядер).

**Порядковый номер элемента (N)**, или зарядовое (протонное) число  $Z$ , показывает, сколько электронов и протонов находится в атоме. Количество электронов равно количеству протонов.

<b>Li</b>	3	Символ элемента
	6,939	Порядковый номер (N)
Литий		Относительная атомная масса
		Название элемента

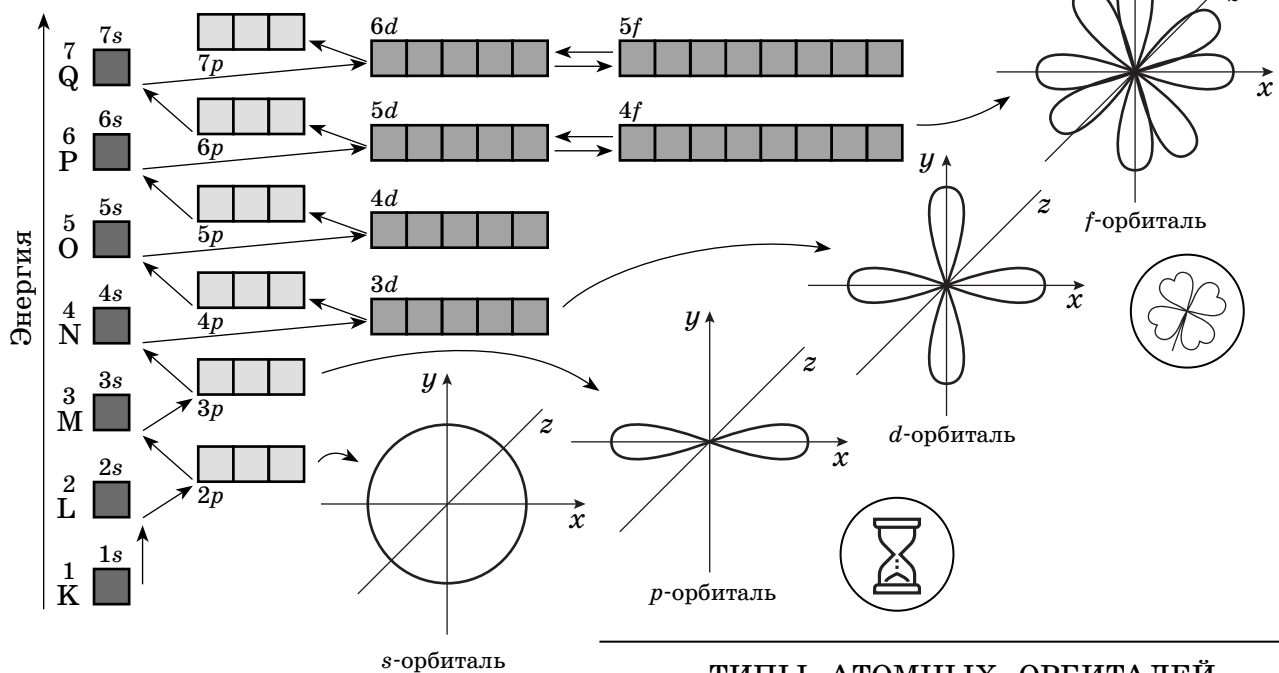
$$\begin{array}{c} \text{Количество} \\ \boxed{\bar{e}} \\ \text{Количество} \end{array} = \begin{array}{c} \text{Количество} \\ \boxed{p} \\ \text{Количество} \end{array} = \boxed{N} \\
 \parallel \\
 \begin{array}{c} \text{Заряд ядра} \\ \boxed{\bar{e}} \\ \text{Количество} \end{array} + \begin{array}{c} \text{Количество} \\ \boxed{n^0} \\ \text{Количество} \end{array} = \begin{array}{c} \text{Массовое число} \\ \boxed{A} \\ \text{Массовое число} \end{array}$$

Электроны с близкими значениями энергии образуют **энергетический уровень**. Число заполненных энергетических уровней равно номеру периода в Периодической системе.

При заполнении орбиталей электроны обозначаются стрелками. На одной орбитали одна стрелка направлена вверх, другая — вниз. Это связано с тем, что на одной орбитали может находиться не более двух электронов, которые отличаются ориентацией собственного магнитного поля.

## АТОМНАЯ ОРБИТАЛЬ

Область пространства, в которой электрон может находиться с вероятностью более 95 %.



ТИПЫ АТОМНЫХ ОРБИТАЛЕЙ

**Изотопы** — атомы одного химического элемента, отличающиеся массовым чис-

лом. Изотопы имеют одинаковый заряд ядра, но разное количество нейтронов.



### Правила заполнения атомных орбиталей

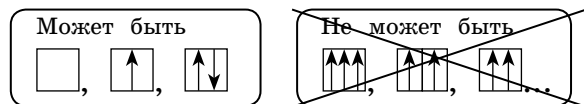
#### Принцип минимума энергии

Орбитали заполняются в порядке увеличения энергии, снизу вверх. Каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной, то есть среди свободных орбиталей он выбирает орбиталь с самой низкой энергией.



#### Принцип Паули

На одной орбитали не может быть больше двух электронов.

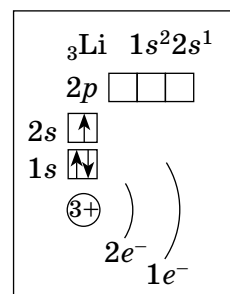
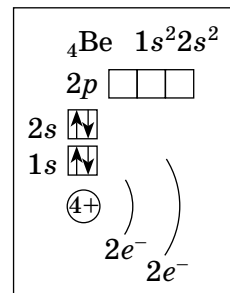


#### Принцип Хунда

На одной орбитали может располагаться не более двух электронов. При заполнении одинаковых орбиталей действует «правило пустого автобуса»: сначала по одному электрону на каждой орбитали, потом начинается заселение этих же орбиталей вторыми электронами.

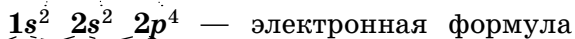


### СХЕМЫ СТРОЕНИЯ ЭЛЕКТРОННЫХ ОБОЛОЧЕК



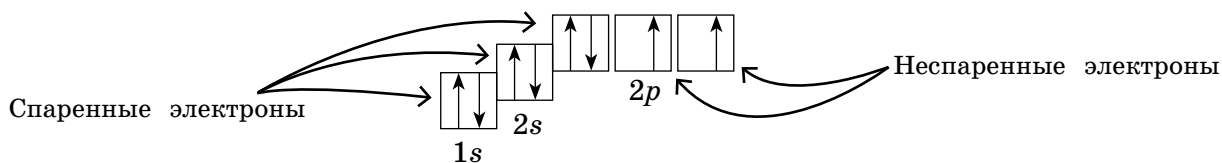
### ЭЛЕКТРОННО-ГРАФИЧЕСКАЯ СХЕМА ДЛЯ КИСЛОРОДА O

Число электронов (в сумме 8)



Энергетические уровни ( $n = 1, 2$ )

Энергетические подуровни ( $s, p$ )



Порядок заполнения энергетических подуровней можно запомнить в виде ряда:  
 $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d \dots$

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



Периодическая система химических элементов — графическое выражение периодического закона. Она состоит из периодов и групп.

## ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН

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



**Группа** — вертикальная последовательность элементов, расположенных в порядке увеличения зарядов ядер их атомов. Элементы одной группы имеют сходную электронную конфигурацию внешнего уровня.

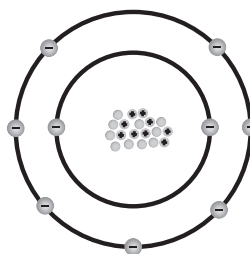
**Период** — горизонтальная последовательность элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов ядер их атомов. Начинается щелочным металлом, заканчивается инертным газом.



**Электроотрицательность (ЭО)** — способность атома химического элемента в соединении оттягивать на себя общие электронные пары.

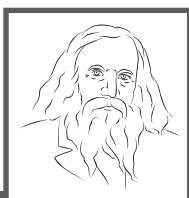
Фтор — самый электроотрицательный элемент.

**Энергия ионизации** — минимальная энергия, необходимая для удаления внешнего электрона от атома на бесконечное расстояние.



+ = 9  
- = 9  
● = 10

**Сродство к электрону** — энергия, которая выделяется / поглощается при присоединении электрона к свободному атому.



Д. И. Менделеев

Д. И. Менделеев открыл периодический закон в 1869 г. Периодическая систе-

ма — наглядное отражение периодического закона.

### ЗАКОНОМЕРНОСТИ ИЗМЕНЕНИЯ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ

Группа	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Период							
1	H						
2			B	Неметаллы			
3				Si			
4					As		
5	Металлы					Te	
6							At
7							

**СВОЙСТВА**

Усиливаются

Группа	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Период							
1	H						
2			B				
3				Si			
4					As		
5						Te	
6							At
7							

Усиливаются

**МЕТАЛЛИЧЕСКИЕ** (слева) | **СВОЙСТВА** (справа) | **НЕМЕТАЛЛИЧЕСКИЕ** (снизу)

**ОСНОВНЫЕ** (слева) | **СВОЙСТВА** (сверху) | **СВОЙСТВА** (справа) | **КИСЛОТНЫЕ** (снизу)

Усиливаются

Группа	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Период							
1	H						
2			B				
3				Si			
4					As		
5						Te	
6							At
7							

Усиливаются

**ИСКЛЮЧЕНИЕ**

Галогеновые кислоты  
 $HI \rightarrow HBr \rightarrow HCl \rightarrow HF$ .  
 Кислотные свойства ослабевают.

**ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ**

Группа	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Период							
1	H						
2			B				
3				Si			
4					As		
5						Te	
6							At
7							

Усиливаются

**СВОЙСТВА**

Усиливаются

Группа	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Период							
1	H						
2			B				
3				Si			
4					As		
5						Te	
6							At
7							

Усиливаются

**ВОССТАНОВИТЕЛЬНЫЕ** (слева) | **СВОЙСТВА** (справа) | **ОКИСЛИТЕЛЬНЫЕ** (снизу)

**РАДИУС АТОМА**

Увеличивается

Группа	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Период							
1	H						
2			B				
3				Si			
4					As		
5						Te	
6							At
7							

Увеличивается

**ЭНЕРГИЯ ИОНИЗАЦИИ**

Увеличивается

Группа	IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA
Период							
1	H						
2			B				
3				Si			
4					As		
5						Te	
6							At
7							

Увеличивается

Элементы, находящиеся в одной группе (главной подгруппе), имеют сходную

конфигурацию внешнего уровня.



Главные подгруппы

Малые периоды

Большие периоды

ПЕРИОДЫ	РЯДЫ	ГРУППЫ															
		I		II		III		IV		V		VI					
		A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B				
1	1	<b>H</b> Водород 1,008	1														
2	2	<b>Li</b> Литий 6,941	3	<b>Be</b> Бериллий 9,0122	4	<b>B</b> Бор 10,811	5	<b>C</b> Углерод 12,011	6	<b>N</b> Азот 14,007	7	<b>O</b> Кислород 15,999	8				
3	3	<b>Na</b> Натрий 22,99	11	<b>Mg</b> Магний 24,312	12	<b>Al</b> Алюминий 26,092	13	<b>Si</b> Кремний 28,086	14	<b>P</b> Фосфор 30,974	15	<b>S</b> Сера 32,064	16				
4	4	<b>K</b> Калий 39,102	19	<b>Ca</b> Кальций 40,08	20		<b>Sc</b> Скандий 44,956	21		<b>Ti</b> Титан 47,956	22		<b>V</b> Ванадий 50,941	23		<b>Cr</b> Хром 51,996	
	5	29	<b>Cu</b> Медь 63,546	30	<b>Zn</b> Цинк 65,37	31	<b>Ga</b> Галлий 69,72	32	<b>Ge</b> Германий 72,59	33	<b>As</b> Мышьяк 74,922	34	<b>Se</b> Селен 78,96				
5	6	<b>Rb</b> Рубидий 85,468	37	<b>Sr</b> Стронций 87,62	38		<b>Y</b> Иттрий 88,906	39		<b>Zr</b> Цирконий 91,22	40		<b>Nb</b> Ниобий 92,906	41		<b>Mo</b> Молибден 95,94	
	7	47	<b>Ag</b> Серебро 107,868	48	<b>Cd</b> Кадмий 112,41	49	<b>In</b> Индий 114,82	50	<b>Sn</b> Олово 118,69	51	<b>Sb</b> Сурьма 121,75	52	<b>Te</b> Теллур 127,6				
6	8	<b>Cs</b> Цезий 132,905	55	<b>Ba</b> Барий 137,34	56		<b>La*</b> Лантан 138,906	57		<b>Hf</b> Гафний 178,49	72		<b>Ta</b> Тантал 180,948	73		<b>W</b> Вольфрам 183,85	
	9	79	<b>Au</b> Золото 196,967	80	<b>Hg</b> Ртуть 200,59	81	<b>Tl</b> Таллий 204,37	82	<b>Pb</b> Свинец 207,19	83	<b>Bi</b> Висмут 208,98	84	<b>Po</b> Полоний [209]				
7	10	<b>Fr</b> Франций [223]	87	<b>Ra</b> Радий 226,0254	88		<b>Ac**</b> Актиний [227]	89		<b>Rf</b> Резерфордий [261]	104		<b>Db</b> Дубний [262]	105		<b>Sg</b> Сиборгий [263]	
Высшие оксиды		R <sub>2</sub> O		RO		R <sub>2</sub> O <sub>3</sub>		RO <sub>2</sub>		R <sub>2</sub> O <sub>5</sub>		RO <sub>3</sub>					
Летучие водородные соединения								RH <sub>4</sub>		RH <sub>3</sub>		R <sub>2</sub> H					

ЛАНТАНОИДЫ \*

58	<b>Ce</b> Церий 140,12	59	<b>Pr</b> Празеодим 140,908	60	<b>Nd</b> Неодим 144,24	61	<b>Pm</b> Прометий [145]	62	<b>Sm</b> Самарий 150,4	63	<b>Eu</b> Европий 151,96	64	<b>Gd</b> Гадолиний 157,25
----	------------------------------	----	-----------------------------------	----	-------------------------------	----	--------------------------------	----	-------------------------------	----	--------------------------------	----	----------------------------------

АКТИНОИДЫ \*\*

90	<b>Th</b> Торий 232,038	91	<b>Pa</b> Протактиний [231]	92	<b>U</b> Уран 238,29	93	<b>Np</b> Нептуний [237]	94	<b>Pu</b> Плутоний [244]	95	<b>Am</b> Америций [243]	96	<b>Cm</b> Кюрий [247]
----	-------------------------------	----	-----------------------------------	----	----------------------------	----	--------------------------------	----	--------------------------------	----	--------------------------------	----	-----------------------------

Побочные подгруппы

Э Л Е М Е Н Т О В									
VII					VIII				
A		B			B			A	
								He 2 Гелий 4,003	
F 9 Фтор 18,998								Ne 10 Неон 20,179	
Cl 17 Хлор 35,453								Ar 18 Аргон 39,948	
25 Mn Марганец 54,938	26 Fe Железо 55,849			27 Co Кобальт 58,933	28 Ni Никель 58,7				
Br 35 Бром 79,904								Kr 36 Криптон 83,8	
43 Tc Технеций 98	44 Ru Рутений 101,07		45 Rh Родий 102,906	46 Pd Палладий 106,4					
I 53 Иод 126,905							Xe 54 Ксенон 131,3		
75 Re Рений 186,207	76 Os Осмий 190,2	77 Ir Иридий 192,22	78 Pt Платина 195,09						
At 85 Астат [210]							Rn 86 Радон [222]		
107 Bh Борий [264]	108 Hs Хассий	109 Mt Мейтнерий	110 Ds Дармштадтий						
R <sub>2</sub> O <sub>7</sub>		RO <sub>4</sub>							
RH									

- s-элементы
- p-элементы
- d-элементы
- f-элементы (лантаноиды, актиноиды)

ЛАНТАНОИДЫ \*

65 Tb Тербий 158,926	66 Dy Диспрозий 162,5	67 Ho Гольмий 164,93	68 Er Эрбий 167,26	69 Tm Тулий 168,934	70 Yb Иттербий 173,04	71 Lu Лютеций 174,97
----------------------------	-----------------------------	----------------------------	--------------------------	---------------------------	-----------------------------	----------------------------

АКТИНОИДЫ \*\*

97 Bk Берклий [247]	98 Cf Калифорний [251]	99 Es Эйнштейний [254]	100 Fm Фермий [257]	101 Md Менделевий [258]	102 No Нобелий [259]	103 Lr Лоуренсий [260]
---------------------------	------------------------------	------------------------------	---------------------------	-------------------------------	----------------------------	------------------------------

# ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ



Химическая связь — связь между атомами в молекуле или молекулярном соединении, возникающая в результате переноса электронов с одного атома на другой либо обобществления электронов для обоих атомов.

## ТИПЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

Ионная

Металлическая

Водородная

Ковалентная

Внутримолекулярная

Межмолекулярная

Полярная

Неполярная

### ПЛАН ОПИСАНИЯ ТИПА СВЯЗИ

1. Определение.
2. Соединяющие частицы.
3. Разность ЭО соседних атомов.
4. Механизм возникновения связи.
5. Свойства.
6. Примеры.
7. Схема образования.

При образовании химической связи атом стремится получить электронную конфигурацию благородного газа и окружить себя двумя (дублет) или восемью (октет) электронами.

### ИОННАЯ СВЯЗЬ

1. Связь на основе электростатического взаимодействия между противоположно заряженными ионами.

2.  $Me + HeM$ .

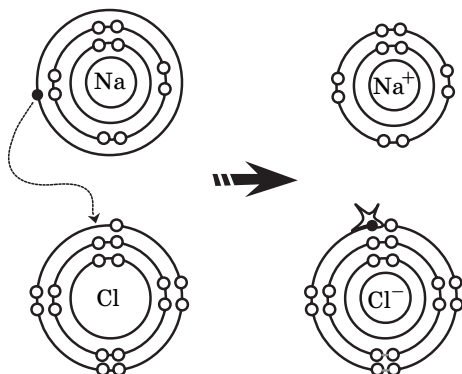
3.  $> 1,7$ .

4. Смещение электронов.

5. Ненаправленность и ненасыщаемость.

6. Соли, основания, оксиды металлов:  $NaF$ ,  $CaCl_2$ ,  $MgF_2$ ,  $Li_2S$ ,  $BaO$ .

7.



### МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

1. Связь, удерживающая вместе атомы металла, с наличием высокой концентрации в металлах электронов проводимости — «электронного газа».

2.  $Me + Me$ .

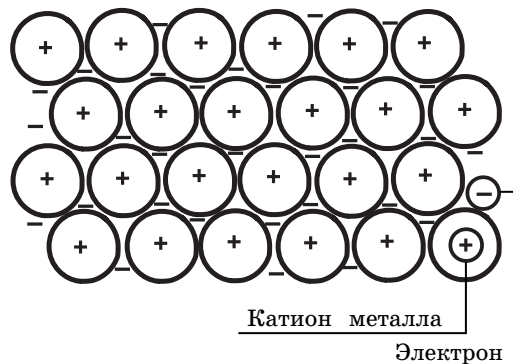
3. 0.

4. Делокализация связывающих электронов.

5. Ненаправленность.

6. Металлы:  $Na$ ,  $Al$ ,  $Au$ .

7.



Длина связи — расстояние между ядрами двух химически связанных атомов.

Энергия ( $E$ ) связи — минимальное количество  $E$ , необходимое на разрыв связи.

**ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ**

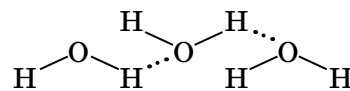
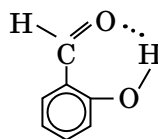
1. Связь между положительно поляризованным атомом водорода одной молекулы и отрицательно поляризованным атомом другой молекулы.

2.  $A-H \dots A-H$ .

4. Протон одной молекулы притягивается неподелённой электронной парой атома другой молекулы.

6.  $H_2O$ ,  $HF$ ,  $NH_3$ , карбоновые кислоты, спирты, амины, белки, нуклеиновые кислоты.

7. Внутримолекулярная



Межмолекулярная

**Полярная КС**

1. Связь между атомами разного вида.

2.  $HeM + HeM$ .

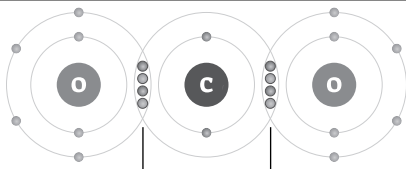
3.  $< 1,7$ .

4. Образование общих электронных пар.

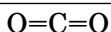
5. Насыщаемость и направленность.

6.  $H_2O$ ,  $HF$ ,  $SO_2$ ,  $CH_4$ .

7.



Двойная ковалентная связь

**КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ (КС)****Неполярная КС**

1. Связь между атомами одного вида.

2.  $HeM + HeM$ .

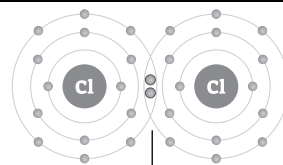
3. 0.

4. Образование общих электронных пар.

5. Насыщаемость и направленность.

6.  $O_2$ ,  $N_2$ ,  $Cl_2$ ,  $S_8$ .

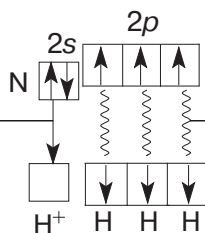
7.



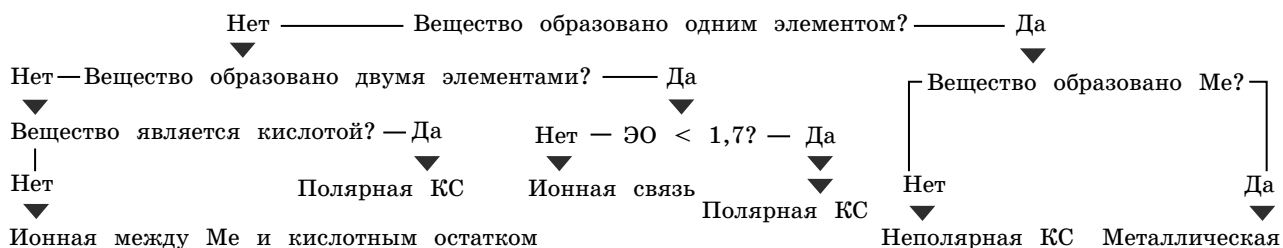
Одиночная ковалентная связь

**Механизм образования КС**

**Донорно-акцепторный:** один атом (донор) предоставляет неподелённую пару электронов, а другой (акцептор) — вакантную орбиталь.



**Обменный:** каждый из связываемых атомов предоставляет по одному неспаренному электрону для образования связи.

**АЛГОРИТМ ОПРЕДЕЛЕНИЯ ТИПА СВЯЗИ**

Кратность связи — число пар связанных электронов между двумя атомами. Ва-

лентный угол —  $\angle$  между прямыми, соединяющими центры атомов.



## СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ



**Степень окисления (СО)** — условный показатель, который характеризует заряд атома в соединении и его поведение в окислительно-восстановительной реакции.

### СТЕПЕНЬ ОКИСЛЕНИЯ

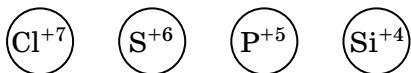
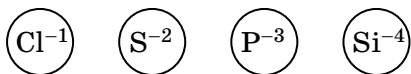
**ПРОСТЫЕ СОЕДИНЕНИЯ → 0**

**СЛОЖНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ**

**Переменная**

**Неметаллы**

Низшая («-») = № группы — 8



Высшая («+») = № группы

**Постоянная**

**Щелочные металлы** (+1)

**Элементы II группы (кроме Hg)** (+2)

**Алюминий** (+3)

**Водород (в соединениях с Me)** (-1)

**Водород (в соединениях с Нем)** (+1)

**Фтор** (-1)

**Кислород (кроме O<sup>+2</sup>F<sub>2</sub>)** (-2)

**Кислород в пероксидах** (-1)

## ВАЛЕНТНОСТЬ



**Валентность** — число ковалентных химических связей, которые образует атом элемента в химическом соединении.



- ✓ За единицу валентности принята валентность атомов водорода.
- ✓ Валентность не имеет знака!

### ЭЛЕМЕНТЫ

**С постоянной валентностью**

H, F, Li, Na, K, Ag (I)

O, Be, Mg, Ca, Ba, Zn (II)

Al (III)

**С непостоянной валентностью**

N (I, II, III, IV)

P (III, V)

C, Si (II, IV)

Cu (I, II)

S (II, IV, VI)

Fe (II, III)

Cl, Br, I (I, III, V, VII)

Валентные возможности атома зависят от количества:

- 1) неспаренных электронов  $\uparrow$ ;
- 2) неподелённых электронных пар на орбиталях валентных уровней  $\uparrow\downarrow$ ;
- 3) вакантных орбиталей валентного уровня  $\square$ .

**ВАЖНО:** сумма всех степеней окисления в молекуле = 0, в ионе = заряду иона.

Суммы единиц валентности каждого элемента в формуле вещества одинаковые.



## КРИСТАЛЛИЧЕСКИЕ РЕШЁТКИ

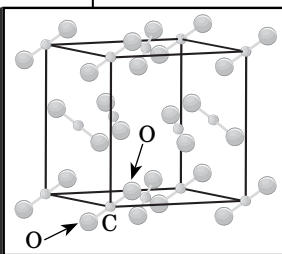


Кристаллическая решётка вещества — упорядоченное расположение частиц (атомов, молекул, ионов) в строго определённых точках пространства.

## ТИПЫ РЕШЁТОК

Молекулярная решётка сухого льда  $\text{CO}_2$ 

Молекулярная



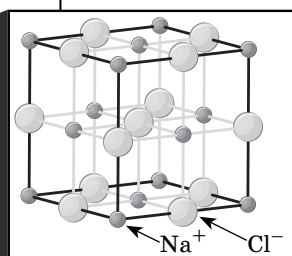
Молекулы.

Ковалентная связь.

Низкие  $t_{\text{пл}}$  и  $t_{\text{кип}}$ , хрупкие. Электропроводность и способность растворяться в воде зависит от класса вещества.

Ионная решётка хлорида натрия  $\text{NaCl}$ 

Ионная



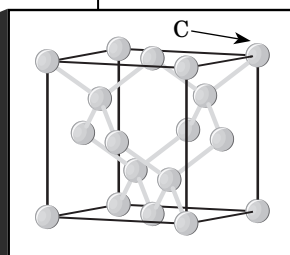
Ионы.

Ионная связь.

Тугоплавкие, хорошо растворимые в воде, твёрдые, хрупкие. Растворы и расплавы проводят электрический ток.

Атомная решётка алмаза  $\text{C}$ 

Атомная



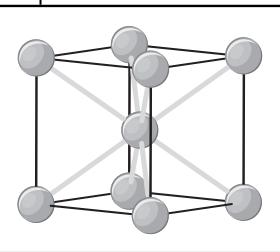
Атомы.

Ковалентная связь.

Нерастворимы в воде, имеют очень высокую  $t_{\text{пл}}$ , твёрдые и прочные, не проводят электрический ток. Химически малоактивны.

Металлическая решётка железа  $\text{Fe}$ 

Металлическая



Атомы, катионы металлов.

Металлическая связь.

Твёрдые, прочные, ковкие, пластичные, хорошие проводники тепла и электричества.



Узлы решётки — точки, в которых размещены частицы кристалла.

Если известно строение вещества, то можно предсказать его свойства.

# ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ

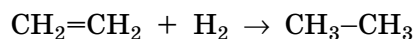


Химическая реакция — превращение одних веществ в другие без изменения ядер атомов.

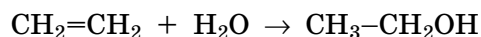
## КЛАССИФИКАЦИЯ ОРГАНИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

### Присоединения

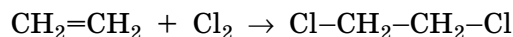
✓ Гидрирование (присоединение водорода)



✓ Гидратация (присоединение воды)



✓ Галогенирование (присоединение галогена)

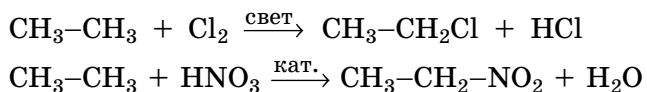


✓ Гидрогалогенирование (присоединение галогеноводорода)

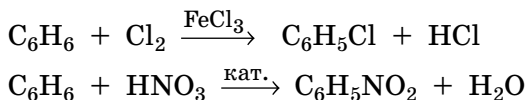


### Замещения

✓ Галогенирование, нитрование, сульфирование алканов



✓ Галогенирование, нитрование бензола

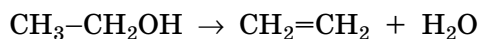


### Отщепления (элиминирования)

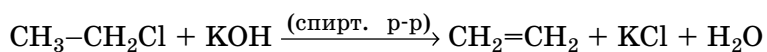
✓ Дегидрирование (отщепление водорода)



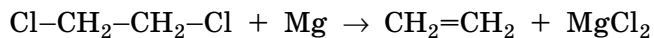
✓ Дегидратация (отщепление воды)



✓ Дегидрогалогенирование (отщепление галогеноводорода)

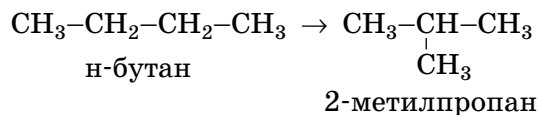


✓ Дегалогенирование (отщепление галогена)



### Изомеризации

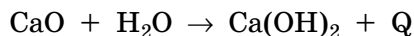
✓ Изомеризация алканов (начиная с бутана)



### Критерий: тепловой эффект

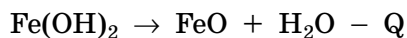
#### Экзотермические

✓ Выделяется теплота (+Q)



#### Эндотермические

✓ Поглощается теплота (-Q)



Признаки химических реакций: выделение газа, изменение цвета (запах), излу-

чение света, образование (растворение) осадка, выделение (поглощение) тепла.