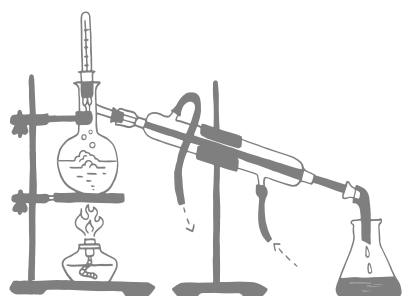


О. В. Лаптева, Т. А. Жуляева

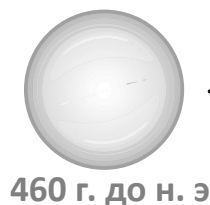
ХИМИЯ

В ИНФОГРАФИКЕ

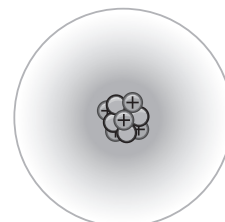


100%
ПОЛЕЗНОЙ
ИНФОРМАЦИИ

ВСЕ ВАЖНЫЕ ТЕМЫ



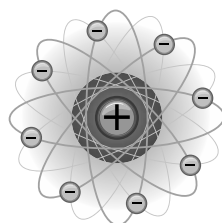
460 г. до н. э.



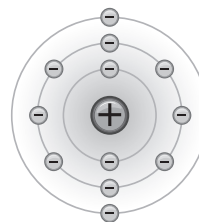
Наши дни



1897 г.



1911 г.



1913 г.



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

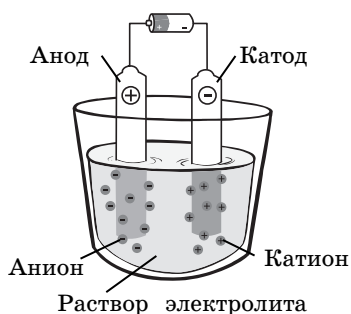


ВВЕДЕНИЕ

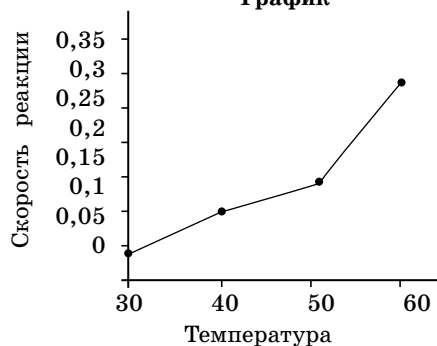
Предлагаемое пособие предназначено для систематизации и закрепления знаний учащихся по химии за курс средней школы.

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.

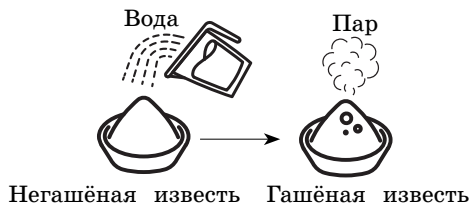
Рисунок с выносками



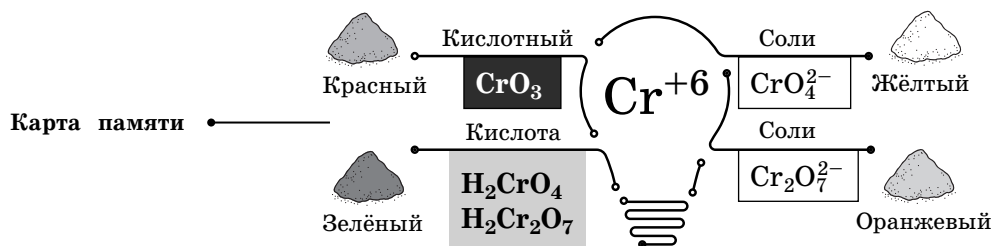
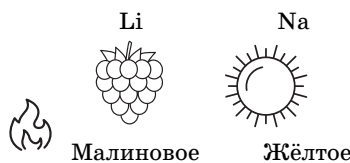
График



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!



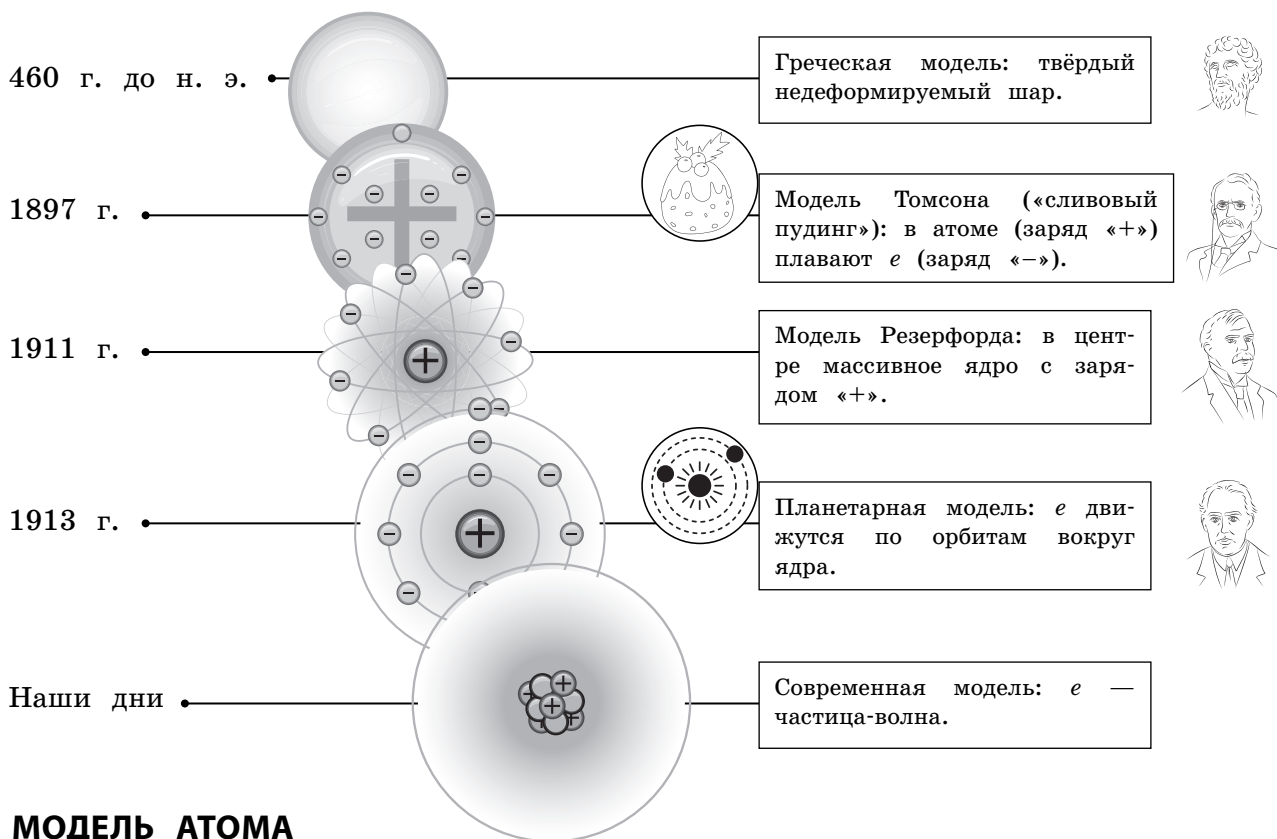
ТЕОРЕТИЧЕСКИЕ ОСНОВЫ ХИМИИ

СОВРЕМЕННЫЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЯ О СТРОЕНИИ АТОМА



Атом — мельчайшая химически неделимая электро-нейтральная частица вещества.

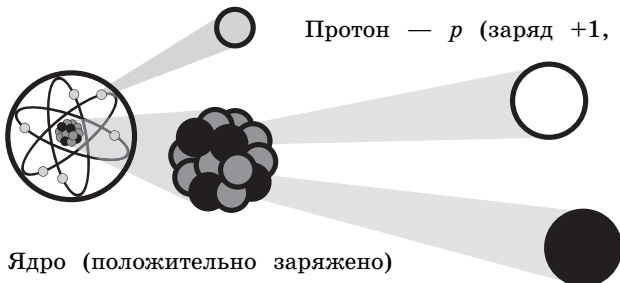
РАЗВИТИЕ ПРЕДСТАВЛЕНИЙ О СТРОЕНИИ АТОМА



МОДЕЛЬ АТОМА

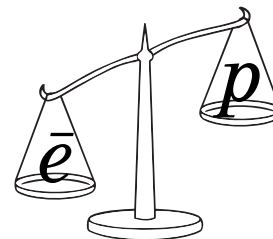
Электрон — \bar{e} (заряд -1 , масса $1/1836$ а. е. м.)

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.

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

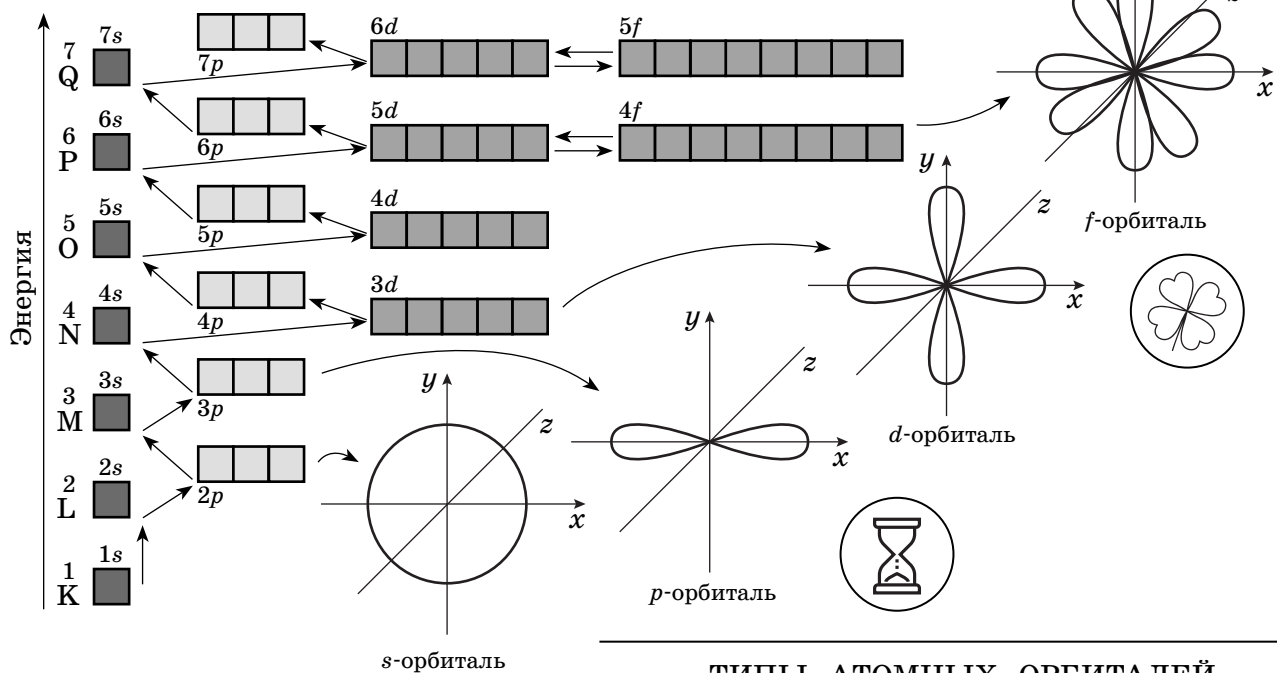
$$\begin{array}{c} \text{Количество} \\ \boxed{\bar{e}} \\ \text{Количество} \end{array} = \begin{array}{c} \text{Количество} \\ \boxed{p} \\ \text{Количество} \end{array} = \boxed{N} \\
 \parallel \\
 \begin{array}{c} \text{Заряд ядра} \\ \boxed{\bar{e}} \\ \text{Количество} \end{array} + \begin{array}{c}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

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 %.



Изотопы — атомы одного химического элемента, отличающиеся массовым чис-

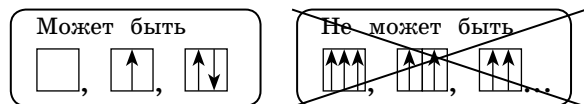
лом. Изотопы имеют одинаковый заряд ядра, но разное количество нейтронов.

**Правила заполнения атомных орбиталей****Принцип минимума энергии**

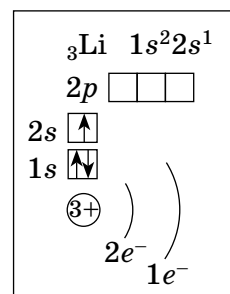
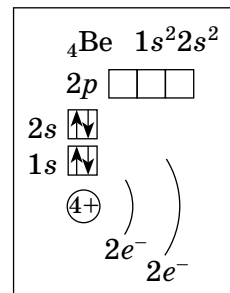
Орбитали заполняются в порядке увеличения энергии, снизу вверх. Каждый электрон располагается так, чтобы его энергия была минимальной, то есть среди свободных орбиталей он выбирает орбиталь с самой низкой энергией.

Принцип Паули

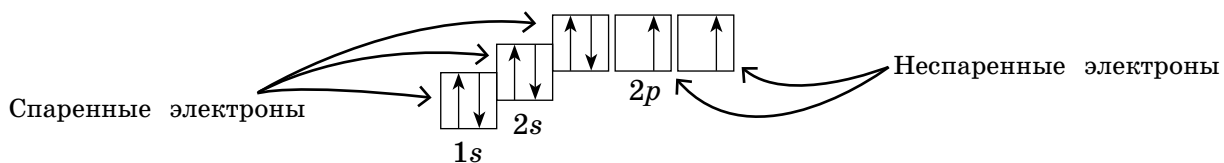
На одной орбитали не может быть больше двух электронов.

**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)

 $1s^2 2s^2 2p^4$ — электронная формулаЭнергетические 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.

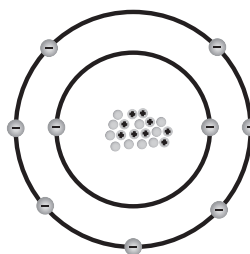
Период — горизонтальная последовательность элементов, расположенных в порядке возрастания зарядов ядер их атомов. Начинается щелочным металлом, заканчивается инертным газом.



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

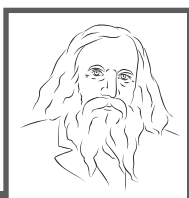
Фтор — самый электроотрицательный элемент.

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 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

КИСЛОТНЫЕ СВОЙСТВА

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	H Водород 1,008	1														
2	2	Li Литий 6,941	3	Be Бериллий 9,0122	4	B Бор 10,811	5	C Углерод 12,011	6	N Азот 14,007	7	O Кислород 15,999	8				
3	3	Na Натрий 22,99	11	Mg Магний 24,312	12	Al Алюминий 26,092	13	Si Кремний 28,086	14	P Фосфор 30,974	15	S Сера 32,064	16				
4	4	K Калий 39,102	19	Ca Кальций 40,08	20	Sc Скандий 44,956	21	Ti Титан 47,956	22	V Ванадий 50,941	23	Cr Хром 51,996	24				
	5	29 Cu Медь 63,546	30 Zn Цинк 65,37	31 Ga Галлий 69,72	32 Ge Германий 72,59	33 As Мышьяк 74,922	34 Se Селен 78,96										
5	6	Rb Рубидий 85,468	37	Sr Стронций 87,62	38	Y Иттрий 88,906	39	Zr Цирконий 91,22	40	Nb Ниобий 92,906	41	Mo Молибден 95,94	42				
	7	47 Ag Серебро 107,868	48 Cd Кадмий 112,41	49 In Индий 114,82	50 Sn Олово 118,69	51 Sb Сурьма 121,75	52 Te Теллур 127,6										
6	8	Cs Цезий 132,905	55	Ba Барий 137,34	56	La* Лантан 138,906	57	Hf Гафний 178,49	72	Ta Тантал 180,948	73	W Вольфрам 183,85	74				
	9	79 Au Золото 196,967	80 Hg Ртуть 200,59	81 Tl Таллий 204,37	82 Pb Свинец 207,19	83 Bi Висмут 208,98	84 Po Полоний [209]										
7	10	Fr Франций [223]	87	Ra Радий 226,0254	88	89 Ac** Актиний [227]	104 Rf Резерфордий [261]	105 Db Дубний [262]	106 Sg Сиборгий [263]								
Высшие оксиды		R_2O		RO		R_2O_3		RO_2		R_2O_5		RO_3					
Летучие водородные соединения								RH_4		RH_3		R_2H					

ЛАНТАНОИДЫ *

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

АКТИНОИДЫ **

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

Побочные подгруппы

Э Л Е М Е Н Т О В									
VII		VIII							
A	B	B						A	
								He 2 Гелий 4,003	2 к
F 9 Фтор 18,998	7 2							Ne 10 Неон 20,179	10 л к
Cl 17 Хлор 35,453	7 2							Ar 18 Аргон 39,948	18 м л к
25 Mn Марганец 54,938	2 16 2	26 Fe Железо 55,849	2 16 2	27 Co Кобальт 58,933	2 16 2	28 Ni Никель 58,7	2 16 2		н м л к
Br 35 Бром 79,904	7 18 2							Kr 36 Криптон 83,8	36 8 18 2 н м л к
43 Tc Технеций 98	1 16 2	44 Ru Рутений 101,07	1 16 2	45 Rh Родий 102,906	1 16 2	46 Pd Палладий 106,4	1 16 2		о н м л к
I 53 Иод 126,905	7 18 2							Xe 54 Ксенон 131,3	54 1 16 2 о н м л к
75 Re Рений 186,207	2 14 18 2	76 Os Осмий 190,2	2 14 18 2	77 Ir Иридий 192,22	2 14 18 2	78 Pt Платина 195,09	1 17 32 18 2		р о н м л к
At 85 Астат [210]	7 18 32 2							Rn 86 Радон [222]	86 2 16 32 2 р о н м л к
107 Bh Борий [264]	1 16 2	108 Hs Хассий	1 16 2	109 Mt Мейтнерий	1 16 2	110 Ds Дармштадтий	1 16 2		р о н м л к
R₂O₇				RO₄					
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	р о н м л к
-----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	----------------------------

АКТИНОИДЫ **

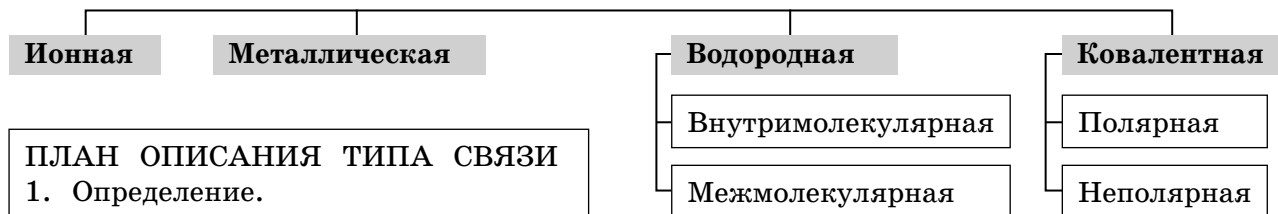
97 Bk Берклий [247]	98 Cf Калифорний [251]	99 Es Эйнштейний [254]	100 Fm Фермий [257]	101 Md Менделевий [258]	102 No Нобелий [259]	103 Lr Лоуренсий [260]	р о н м л к
----------------------------------	-------------------------------------	-------------------------------------	----------------------------------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

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



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.

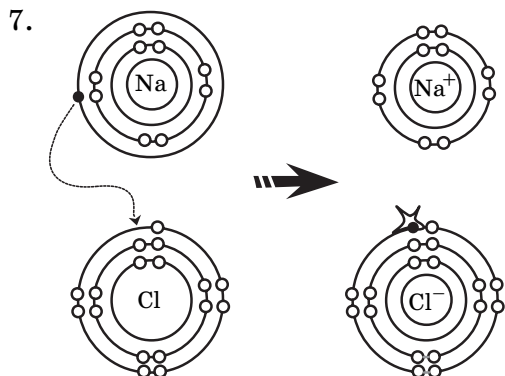
2. $Me + HeM$.

3. $> 1,7$.

4. Смещение электронов.

5. Ненаправленность и ненасыщаемость.

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



МЕТАЛЛИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

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

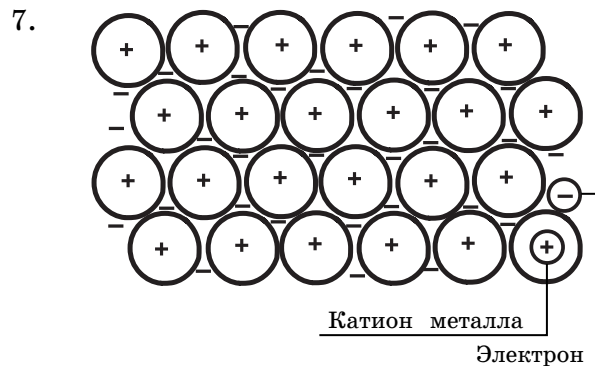
2. $Me + Me$.

3. 0.

4. Делокализация связывающих электронов.

5. Ненаправленность.

6. Металлы: Na , Al , Au .



Длина связи — расстояние между ядрами двух химически связанных атомов.

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

**ВОДОРОДНАЯ СВЯЗЬ**

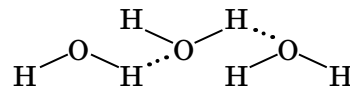
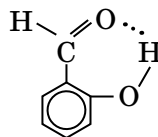
1. Связь между положительно поляризованным атомом водорода одной молекулы и отрицательно поляризованным атомом другой молекулы.

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.

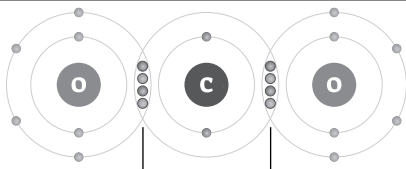
2. $HeM + HeM$. | 3. $< 1,7$.

4. Образование общих электронных пар.

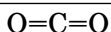
5. Насыщаемость и направленность.

6. H_2O , HF , SO_2 , CH_4 .

7.



Двойная ковалентная связь

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

1. Связь между атомами одного вида.

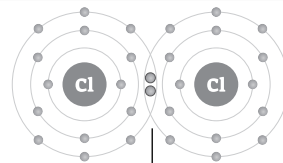
2. $HeM + HeM$. | 3. 0.

4. Образование общих электронных пар.

5. Насыщаемость и направленность.

6. O_2 , N_2 , Cl_2 , S_8 .

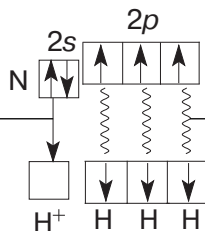
7.



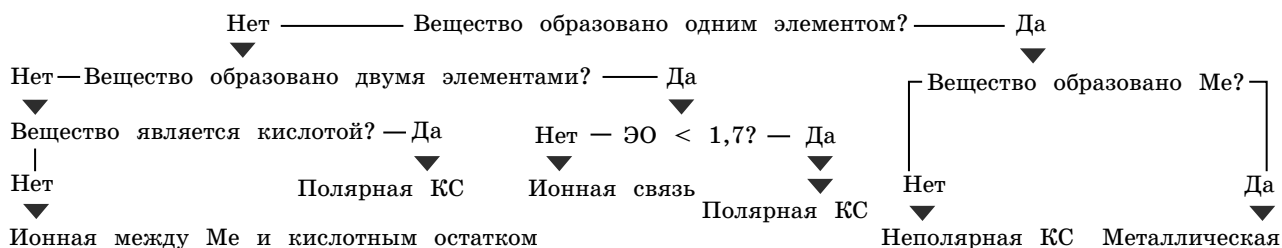
Одиночная ковалентная связь

**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

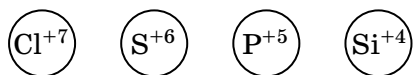
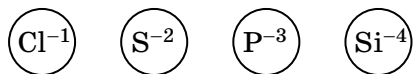
ПРОСТЫЕ СОЕДИНЕНИЯ → 0

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⁺²F₂) (-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

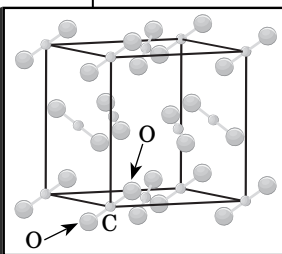


Кристаллическая решётка вещества — упорядоченное расположение частиц (атомов, молекул, ионов) в строго определённых точках пространства.

ТИПЫ РЕШЁТОК

Молекулярная решётка сухого льда CO_2

Молекулярная



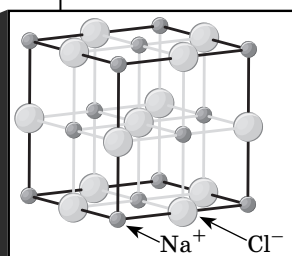
Молекулы.

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 NaCl

Ионная



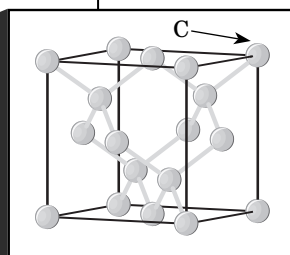
Ионы.

Ионная связь.

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

Атомная решётка алмаза C

Атомная



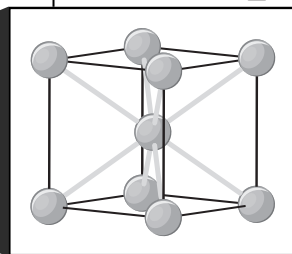
Атомы.

Ковалентная связь.

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

Металлическая решётка железа 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.



КЛАССИФИКАЦИЯ НЕОРГАНИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Критерий: число и состав реагентов и продуктов

Соединения	Из двух веществ и более образуется одно сложное. $A + B + C \rightarrow D$	$C + O_2 \rightarrow CO_2$ $CaO + H_2O \rightarrow Ca(OH)_2$
Разложения	Из одного сложного вещества образуется два и более. $A \rightarrow B + C + D$	$(NH_4)_2Cr_2O_7 \rightarrow N_2 + Cr_2O_3 + 4H_2O$ $2Fe(OH)_3 \rightarrow Fe_2O_3 + 3H_2O$
Замещения	Атомы или группы атомов одного из исходных веществ замещают атомы или группы атомов в другом исходном веществе.	$Zn + 2HCl \rightarrow ZnCl_2 + H_2$ $2NaI + Cl_2 \rightarrow 2NaCl + I_2$
Обмена	Исходные вещества обмениваются составными частями.	$2NaOH + H_2SO_4 \rightarrow Na_2SO_4 + 2H_2O$ $CaCO_3 + 2HCl \rightarrow CaCl_2 + H_2O + CO_2$

Критерий: количество фаз

Гомогенные (однофазные)	Реагенты и продукты реакции находятся в одной фазе (газовые реакции, реакции в растворах).	$NaOH + HCl \rightarrow NaCl + H_2O$
Гетерогенные (многофазные)	Реагенты и продукты реакции находятся в разных фазах.	$Zn_{(тв.)} + 2HCl_{(ж.)} \rightarrow ZnCl_2 + H_{2(г.)}$

Критерий: обратимость

Обратимые	Реакция протекает в обоих направлениях. Продукты могут реагировать друг с другом с получением реагентов.	$N_2 + 3H_2 \rightarrow 2NH_3$ $H_2 + I_2 \rightarrow 2HI$
Необратимые	Реакция протекает только в прямом направлении.	$Zn(OH)_2 \rightarrow ZnO + H_2O$

Критерий: изменение степеней окисления

Окислительно-восстановительные реакции	Изменяется степень окисления одного или нескольких химических элементов.	$Zn + H_2SO_4 \rightarrow H_2 + ZnSO_4$ $MnO_2 + 4HCl \rightarrow Cl_2 + MnCl_2 + 2H_2O$
Не окислительно-восстановительные реакции	Степени окисления всех химических элементов в ходе реакции сохраняются.	$Ca(OH)_2 + CO_2 \rightarrow CaCO_3 + H_2O$

Критерий: наличие катализатора

Каталитические	Реакция протекает с катализатором.	$2H_2O_2 \xrightarrow{MnO_2} O_2 + 2H_2O$
Некаталитические	Реакция идёт без катализатора.	$4KClO_3 \rightarrow 3KClO_4 + KCl$

Исходные вещества \rightarrow продукты реакции.

Свойства исходных веществ \rightarrow свойства продуктов реакции.

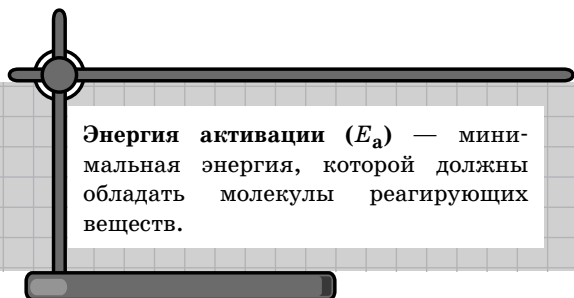


ФАКТОРЫ, ВЛИЯЮЩИЕ НА СКОРОСТЬ ХИМИЧЕСКИХ РЕАКЦИЙ

Для того чтобы вещества вступили в реакцию, они должны соприкоснуться (столкнуться) друг с другом.



Скорость химической реакции — изменение концентрации одного из реагирующих веществ в единицу времени в единице объёма.



Энергия активации (E_a) — минимальная энергия, которой должны обладать молекулы реагирующих веществ.

ГОМОГЕННАЯ РЕАКЦИЯ

$$v_{\text{гомоген}} = \frac{\Delta n}{\Delta t \cdot V} \left[\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{С} \cdot \text{Л}} \right]$$

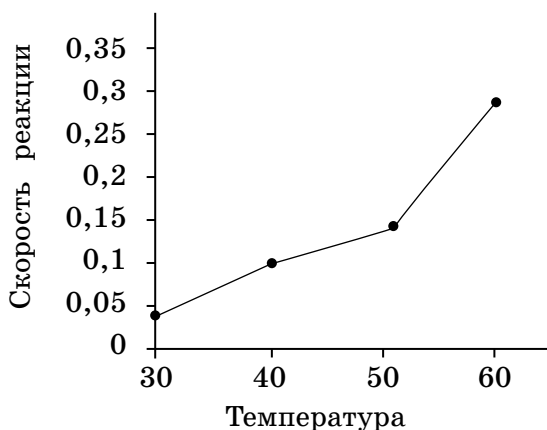
ГЕТЕРОГЕННАЯ РЕАКЦИЯ

$$v_{\text{гетероген}} = \frac{\Delta n}{\Delta t \cdot S} \left[\frac{\text{МОЛЬ}}{\text{МИН} \cdot \text{СМ}^2} \right]$$

СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ УВЕЛИЧИВАЕТСЯ

ЕСЛИ

ТЕМПЕРАТУРА ↑



Молекулам вещества недостаточно столкнуться друг с другом, чтобы произошла химическая реакция. Они должны обладать определённым запасом кинетической энергии.

ПРАВИЛО ВАНТ-ГОФФА

Скорость химической реакции увеличивается в 2—4 раза при повышении температуры на каждые 10 градусов.

$$\frac{v_2}{v_1} = \gamma^{\frac{t_2 - t_1}{10}}, \text{ где}$$

v_1 — скорость реакции при температуре t_1 ;
 v_2 — скорость реакции при температуре t_2 ;
 γ — температурный коэффициент



Я. Х. Вант-Гофф

Правило Вант-Гоффа применимо только в узком интервале температур.

Нидерландский химик, один из основателей стереохимии и химической кинетики.



Катализатор — вещество, которое влияет на скорость химической реакции, но само при протекании реакции остаётся неизменным как по составу, так и по массе.

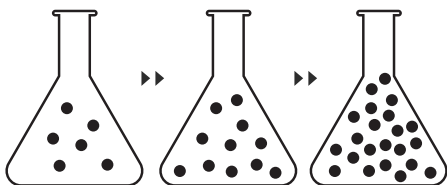


Ингибитор (отрицательный катализатор) — вещество, которое позволяет замедлить протекание нежелательных химических процессов.

СКОРОСТЬ РЕАКЦИИ УВЕЛИЧИВАЕТСЯ

ЕСЛИ

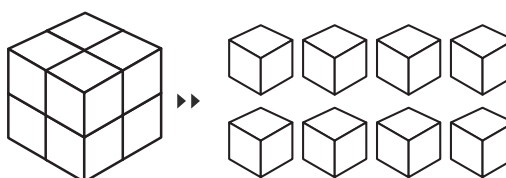
КОНЦЕНТРАЦИЯ РЕАГЕНТОВ ↑



Чем больше молекул исходных веществ находится в системе, тем больше вероятность их столкновения.

ЕСЛИ

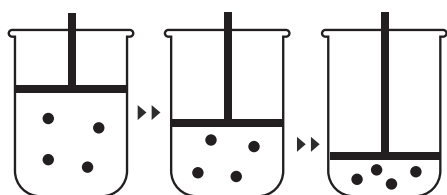
ПОВЕРХНОСТЬ СОПРИКОСНОВЕНИЯ ↑



Поверхность твёрдых веществ может быть увеличена при их измельчении, а для растворимых веществ — при их растворении.

ЕСЛИ

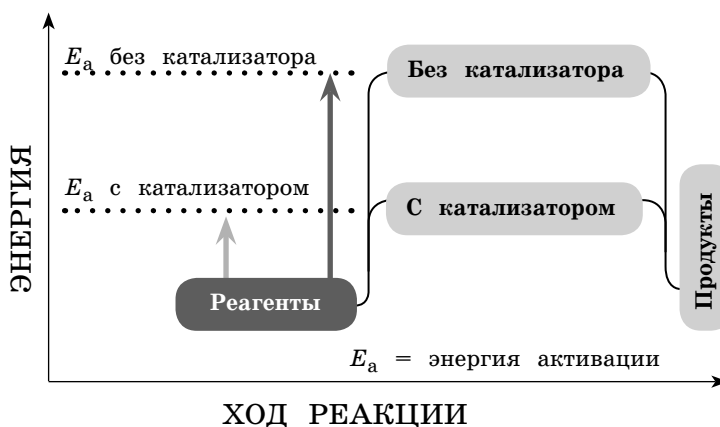
ДАВЛЕНИЕ В РЕАКЦИЯХ С ГАЗАМИ ↑



При сжатии плотность газа увеличивается: между молекулами уменьшается расстояние и увеличивается вероятность их столкновения.

ЕСЛИ

В РЕАКЦИИ УЧАСТВУЕТ КАТАЛИЗАТОР ↑



При гомогенном катализе реагенты и катализатор находятся в одном агрегатном

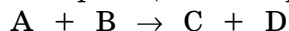
состоянии, при гетерогенном катализе — в различных состояниях.



ХИМИЧЕСКОЕ РАВНОВЕСИЕ

Необратимые

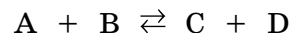
Протекают только в прямом (\rightarrow) направлении: если из реагентов А и В получаются продукты С и D, то обратная реакция не протекает.



РЕАКЦИИ

Обратимые

Протекают в прямом и обратном направлении (\rightleftharpoons): продукты реакции С и D могут прореагировать с получением А и В.



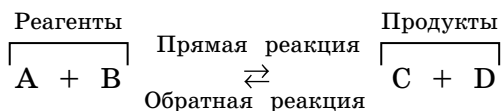
Химическое равновесие — состояние химической системы, при котором скорость прямой реакции равна скорости обратной.

Химическое равновесие



Прямая реакция

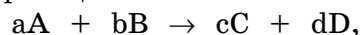
Обратная реакция



КОНСТАНТА РАВНОВЕСИЯ

Константа равновесия — количественная характеристика состояния химического равновесия.

Для реакции



где строчные буквы — коэффициенты, заглавные буквы — химические вещества.

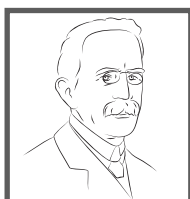
$$K = \frac{[C]^c \cdot [D]^d}{[A]^a \cdot [B]^b}$$

Для реакции $N_2 + 3H_2 \rightleftharpoons 2NH_3$

$$K = \frac{[NH_3]^2}{[N_2] \cdot [H_2]^3}$$

ПРИНЦИП ЛЕ ШАТЕЛЬЕ

Если на систему, находящуюся в состоянии химического равновесия, оказать какое-либо внешнее воздействие, то равновесие сместится в сторону той реакции, которая ослабляет эффект от оказанного воздействия.



Анри Луи Ле Шателье

Исследовал влияние давления и температуры на смещение равновесия.

Химическое равновесие — равенство скоростей.

**КОНЦЕНТРАЦИЯ**

ЕСЛИ

КОНЦЕНТРАЦИЯ РЕАГЕНТОВ ↑

Химическое равновесие



ЕСЛИ

КОНЦЕНТРАЦИЯ РЕАГЕНТОВ ↓

Химическое равновесие



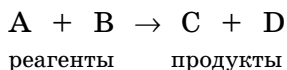
Куда добавляем — оттуда смещается, откуда берём — туда смещается.

ТЕМПЕРАТУРА

ЕСЛИ

ТЕМПЕРАТУРА ↑

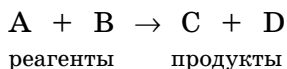
Химическое равновесие



ЕСЛИ

ТЕМПЕРАТУРА ↓

Химическое равновесие

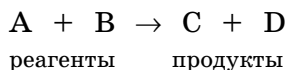


Экзотермическая реакция (+Q)

ЕСЛИ

ТЕМПЕРАТУРА ↑

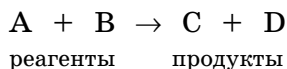
Химическое равновесие



ЕСЛИ

ТЕМПЕРАТУРА ↓

Химическое равновесие



Эндотермическая реакция (-Q)

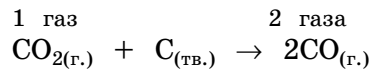
ДАВЛЕНИЕ

Количество газообразных молекул считается по коэффициентам перед формулой газа.

ЕСЛИ

ДАВЛЕНИЕ ↑

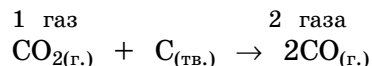
Химическое равновесие



ЕСЛИ

ДАВЛЕНИЕ ↓

Химическое равновесие



ТОЛЬКО ДЛЯ ГАЗОВ

КАТАЛИЗАТОР

Катализатор одинаково ускоряет как прямую, так и обратную реакцию и поэтому не влияет на смещение химического равновесия.

Если происходит нагревание во время реакции, то тепло нужно отводить (охлаждать).

Если для реакции не хватает тепла, то систему нужно нагревать.



ЭЛЕКТРОЛИТИЧЕСКАЯ ДИССОЦИАЦИЯ



Электролитическая диссоциация — распад вещества на ионы в растворе или расплаве. Легче всего диссоциируют вещества с ионной связью, хуже — с полярной.

ВЕЩЕСТВО

Неэлектролиты

Вещества, расплавы и водные растворы которых не проводят электрический ток.

Электролиты

Вещества, расплавы или водные растворы которых проводят электрический ток.

В зависимости от величины α

Сильные

Почти все соли

H_2SO_4 , HNO_3 , HCl , HBr , HI ,
 HMnO_4 , HClO_4 , HClO_3

Гидроксиды ЩМ и ЩЗМ

Слабые

Почти все карбоновые кислоты

H_2CO_3 , H_2S , HClO , H_2SiO_3

MeOH (кроме ЩМ и ЩЗМ)

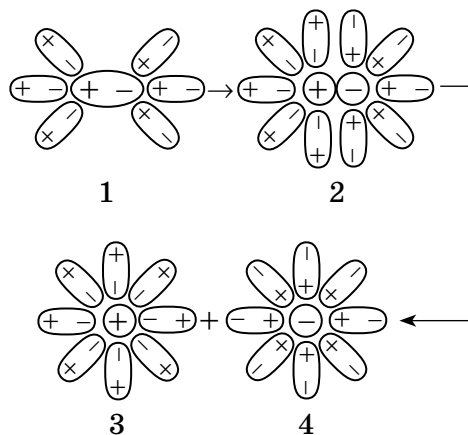
$\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

Средние

HNO_2 , H_3PO_4 , H_2SO_3 (по первой ступени)

МЕХАНИЗМ ДИССОЦИАЦИИ

HCl (полярная связь) в растворе

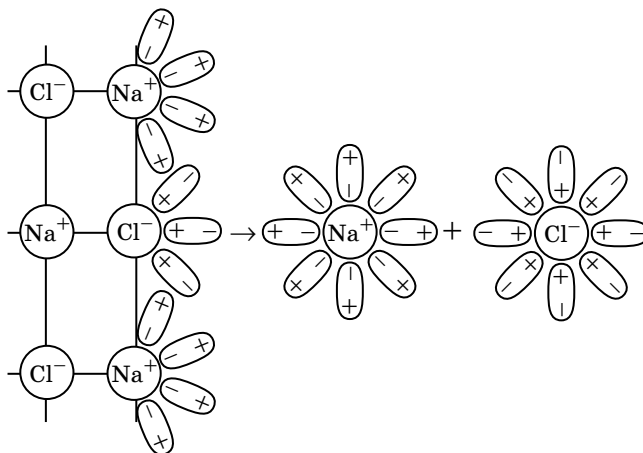


1 — полярная молекула в начале гидратации;

2 — переход в ионную структуру под действием диполей растворителя;

3 и 4 — гидратированные катион и анион

NaCl (ионная связь) в растворе



Уравнение диссоциации



Растворимость и сила электролита не одно и то же!

**РЕАКЦИИ ИОННОГО ОБМЕНА**

Реакции ионного обмена — реакции в водных растворах между электролитами, протекающие без изменений степеней окисления образующих их элементов.

УСЛОВИЯ ПРОТЕКАНИЯ РЕАКЦИЙ

Образование осадка (↓)

Образование газообразного вещества (↑)

Образование малодиссоциированного вещества (слабого электролита)

РЕАГЕНТЫ

- ✓ Растворимая соль + растворимая соль
- ✓ Щёлочь + растворимая соль
- ✓ Основание + кислота
- ✓ Соль* + кислота

ПРОДУКТЫ

Должен образоваться слабый электролит и (или) нерастворимое соединение

*Кроме BaSO_4 , AgCl , AgBr , AgI , HgS , CuS

ПРАВИЛА СОСТАВЛЕНИЯ РЕАКЦИЙ

Формулы нерастворимых и малорастворимых (кроме $\text{Ca}(\text{OH})_2$) в воде соединений, простых веществ, оксидов, гидроксида аммония ($\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$) записываются в молекулярном виде.

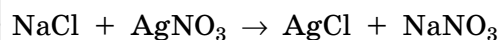
Формулы сильных кислот, гидроксидов ЩМ и ЩЗМ, растворимых солей записываются в виде ионов.

Сумма зарядов ионов в левой и правой части уравнения должна быть одинаковой.

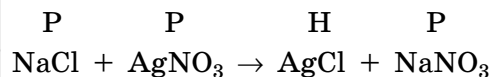
В сокращённом ионном уравнении не допускается запись удвоенных коэффициентов.

ПОРЯДОК СОСТАВЛЕНИЯ УРАВНЕНИЙ РЕАКЦИЙ

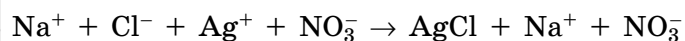
1. Записать молекулярное уравнение реакции.



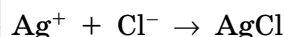
2. Определить растворимость каждого из веществ с помощью таблицы растворимости.



3. Записать полное ионное уравнение реакции.



4. Составить сокращённое ионное уравнение, сокращая одинаковые ионы с обеих сторон.



Обычно в реакциях ионного обмена образуется или газ, или осадок.

В реакциях двойного гидролиза наблюдается одновременно два признака.



ГИДРОЛИЗ СОЛЕЙ



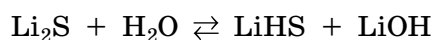
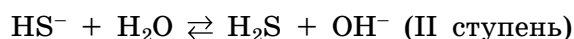
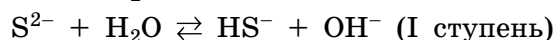
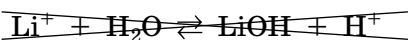
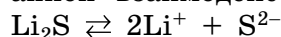
Гидролиз — взаимодействие ионов соли с водой, приводящее к образованию слабого электролита.



Гидролизу могут подвергаться только растворимые соли.

Слабая кислота + сильное основание

Катион не взаимодействует с водой; анион взаимодействует.

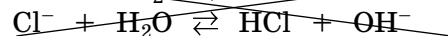
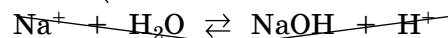
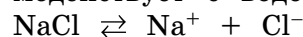


Гидролиз идёт по аниону!

Среда раствора щелочная

Сильная кислота + сильное основание

Ни катион, ни анион не взаимодействует с водой.



Гидролиз не идёт!

Среда раствора нейтральная

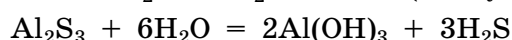
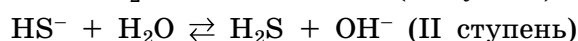
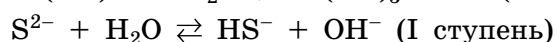
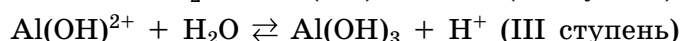
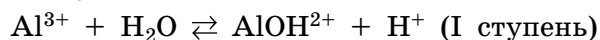
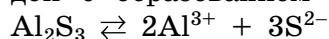


СОЛЬ

образована

Слабая кислота + слабое основание

И катион, и анион взаимодействует с водой с образованием слабого электролита.

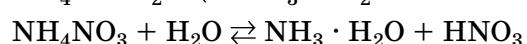
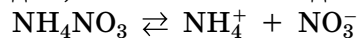


Гидролиз идёт и по катиону, и по аниону!

Среда раствора близка к нейтральной

Сильная кислота + слабое основание

Анион не взаимодействует с водой, катион взаимодействует.



Гидролиз идёт по катиону!

Среда раствора кислая

ОСНОВАНИЯ

Сильные

Растворимые гидроксиды металлов, Ca(OH)_2

Слабые

Нерастворимые гидроксиды металлов, $\text{NH}_3 \cdot \text{H}_2\text{O}$

КИСЛОТЫ

Сильные

H_2SO_4
 HNO_3
 HCl
 HBr
 HI
 HMnO_4
 HClO_4
 HClO_3

Слабые

H_2CO_3
 H_2S
 HClO
 H_2SiO_3

Средние

HNO_2
 H_3PO_4
 H_2SO_3

Гидролиз можно усилить нагреванием или добавлением воды, а ослабить — охлаждением раствора или увеличением концентрации соли.