

ВОПРОС №1: Периодическая система элементов,
предсказание химических свойств элементов
на основе таблицы.

Немецкий химик **Иоганн Вольфганг Дёберейнер** родился 15 декабря 1780 г. в баварском городке Хоф в семье извозчика. Бедственное материальное положение семьи не позволило ему получить среднее образование, поэтому Дёберейнер занимался самостоятельно и изредка брал уроки у приходского священника. Тем не менее Дёберейнер смог сдать экзамены на должность помощника аптекаря.

Чтобы получить право заведовать аптекой, в 1800–1803 гг. он изучал естественные науки в Страсбурге.

Вернувшись в Германию, в 1810 г. он при содействии И. В. Гёте был приглашен в Йенский университет на должность профессора. Дёберейнеру удалось установить первые закономерности в изменении свойств элементов.



В 1829 г немецкий химик

Иоган Вольфганг Дёберейнер

сформулировал закон *триад*.

Cl – 35.5	P – 31	S – 32	Ca – 41	Li – 7
Br – 80	As – 75	Se – 79	Sr – 88	Na – 23
I – 125	Sb – 122	Te – 129	Ba – 137	K – 39

Разбить все известные элементы на триады Дёберейнеру, естественно, не удалось, тем не менее, закон триад явно указывал на наличие взаимосвязи между атомной массой и свойствами элементов и их соединений. Все дальнейшие попытки систематизации основывались на размещении элементов в порядке возрастания их атомных весов.

Немецкий химик

Леопольд Гмелин

родился 2 августа 1788 г. в Гёттингене в семье известного химика и врача Иоганна Фридриха Гмелина. Учился в Тюбингенском и Гёттингенском университетах; в 1812 получил степень доктора медицины.

С 1813 по 1851 работал в Гейдельбергском университете; с 1817 — профессор медицины и химии.

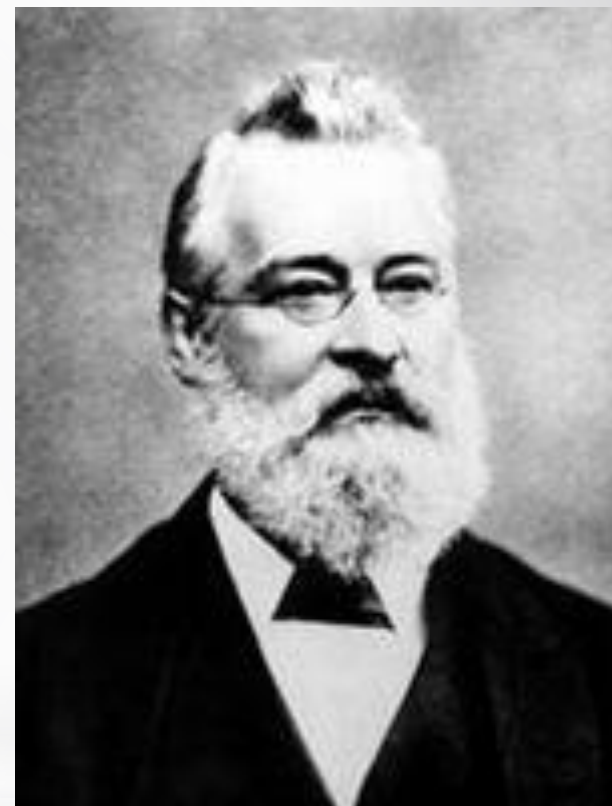


В 1843 г Леопольд Гмелин привёл таблицу химически сходных элементов, расставленных по группам в порядке возрастания "*соединительных масс*". Вне групп элементов, вверху таблицы, Гмелин поместил три "базисных" элемента – кислород, азот и водород. Под ними были расставлены триады, а также тетрады и пентады (группы из четырех и пяти элементов), причём под кислородом расположены группы металлоидов (по терминологии Берцелиуса), т.е. электроотрицательных элементов; электроположительные и электроотрицательные свойства групп элементов плавно изменялись сверху вниз.

Таблица Леопольда Гмелина

O N H
F Cl Br J L Na K
S Se Te Mg Ca Sr Ba
P As Sb G Y Ce La
C B Si Zr Th Al
Ti Ta W Sn Cd Zn
Mo V Cr U Mn Co Ni Fe
Bi Pb Ag Hg Cu
Os Ir R Pt Pd Au

Джон Александр Рейна Ньюлендс родился в Лондоне 26 ноября 1837 г. Отец, шотландский священник Уильям Ньюлендс, не хотевший, чтобы сын пошёл по его стопам, подготовил его к поступлению в химический колледж. Мать, Мэри Сара Рейна, итальянка, привила сыну любовь к музыке. Получив образование в колледже, он в 1857 г. Ньюлендс становится ассистентом химика в Королевском сельскохозяйственном обществе. Однако под влиянием матери Ньюлендс уезжает на её родину, в Италию, где набирало силу освободительное движение во главе с Джузеппе Гарибальди. Там в начале 1860 г. Ньюлендс познакомился со Станислао Канниццаро – одним из реформаторов атомно-молекулярного учения. Общение с Канниццаро, по-видимому, привлекло внимание Ньюлендса к проблеме атомных весов элементов.



Джон Александр Рейна Ньюлендс в 1864 г. опубликовал таблицу элементов, отражающую предложенный им *закон октав*. Ньюлендс показал, что в ряду элементов, размещённых в порядке возрастания атомных весов, свойства восьмого элемента сходны со свойствами первого. Такая зависимость действительно имеет место для лёгких элементов, однако Ньюлендс пытается придать ей всеобщий характер. В таблице Ньюлендса сходные элементы располагались в горизонтальных рядах; однако, в одном и том же ряду часто оказывались и элементы совершенно непохожие. Кроме того, в некоторых ячейках Ньюлендс вынужден был разместить по два элемента; наконец, таблица Ньюлендса не содержит свободных мест.

Таблица Ньюлендса

	№		№		№		№		№		№		№		№
H	1	F	8	Cl	15	Co Ni	22	Br	29	Pd	36	I	43	Pt Ir	50
Li	2	Na	9	K	16	Cu	23	Rb	30	Ag	37	Cs	44	Tl	51
Be	3	Mg	10	Ca	17	Zn	24	Sr	31	Cd	38	Ba V	45	Pb	52
B	4	Al	11	Cr	18	Y	25	Ce La	32	U	39	Ta	46	Th	53
C	5	Si	12	Ti	19	In	26	Zr	33	Sn	40	W	47	Hg	54
N	6	P	13	Mn	20	As	27	Di Mo	34	Sb	41	Nb	48	Bi	55
O	7	S	14	Fe	21	Se	28	Rh Ru	35	Te	42	Au	49	Os	56

Английский химик **Уильям Одлинг** родился 5 сентября 1829 г. в Саутуорке, близ Лондона. В 1846-1850 гг. он получил медицинское образование в медицинской школе при госпитале Св. Варфоломея в Лондоне. В 1850 г. изучал химию в Париже у Шарля Жерара. С 1868 г. – профессор Королевского института, с 1872 г. – Оксфордского университета. Член Лондонского королевского общества с 1859 г., его почётный Секретарь (1856-1869), Вице-президент (1869-1872) и Президент (1873-1875).



В 1864 году Уильям Одлинг, пересмотрев предложенную им в 1857 г. систематику элементов, основанную на эквивалентных весах, предложил следующую таблицу, не сопровождаемую какими-либо пояснениями.

Таблица Одлинга

	Триплетные группы			
H 1			Mo 96	W 184
				Au 196.5
			Pd 106.5	Pt 197
Li 7	Na 23	-	Ag 108	
G 9	Mg 24	Zn 65	Cd 112	Hg 200
B 11	Al 27.5	-	-	Tl 203
C 12	Si 28	-	Sn 118	Pb 207
N 14	P 31	As 75	Sb 122	Bi 210
O 16	S 32	Se 79.5	Te 129	
F 19	Cl 35	Br 80	J 127	
	K 39	Rb 85	Cs 133	
	Ca 40	Sr 87.5	Ba 137	
	Ti 40	Zr 89.5	-	Th 231
	Cr 52.5		V 138	
	Mn 55 и др. (Fe, Ni, Co, Cu)			

Юлиус Лотар Мейер родился 19 августа 1830 года в семье врача в маленьком городке Фареле в провинции Ольденбург. Обладая слабым здоровьем, среднюю школу он смог закончить только к двадцати одному году. После школы по примеру своего отца Мейер стал изучать медицину, и в 1854 году получил степень доктора в Вюрцбургском университете.



В 1870 г. Юлиус Лотар Мейер опубликовал свою первую таблицу, в которую включены 42 элемента (из 63), размещённые в шесть столбцов согласно их валентностям. Мейер намеренно ограничил число элементов в таблице, чтобы подчеркнуть закономерное (аналогичное триадам Дёберейнера) изменение атомной массы в рядах подобных элементов.

Таблица Майера

I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII	IX
	B	Al				In (?)		Tl
	C	Si	Ti		Zr	Sn		Pb
	N	P	V	As	Nb	Sb	Ta	Bi
	O	S	Cr	Se	Mo	Te	W	
	F	Cl	Mn Fe Co Ni	Br	Ru Rh Pd	I	Os Ir Pt	
Li	Na	K	Cu	Rb	Ag	Cs	Au	
Be	Mg	Ca	Zn	Sr	Cd	Ba	Hg	



Дмитрий Иванович Менделеев родился 8 февраля 1834 г. в г. Тобольске, в семье директора гимназии и попечителя училищ. Мать - владелица небольшого стекольного производства. 1850 г. он поступил на отделение естественных наук физико-математического факультета Главного педагогического института в Петербурге. В 1855 г. Менделеев окончил институт с золотой медалью. В 1856 г. защитил в Петербургском университете магистерскую диссертацию, в 1857 г. был утверждён приват-доцентом этого университета и читал там курс органической химии. В 1876 г. Менделеев стал членом-корреспондентом Петербургской АН, но кандидатура Менделеева в академики была в 1880 г. отвергнута.

В марте 1869 г. русский химик Дмитрий Иванович Менделеев представил *Русскому химическому обществу периодический закон химических элементов*, изложенный в нескольких основных положениях.

В том же 1869 г. вышло и первое издание учебника "Основы химии", в котором была приведена периодическая таблица Менделеева.

Первая таблица Д.И.Менделеева, 1869 г

H = 1			Ti = 50 V = 51 Cr = 52 Mn = 55 Fe = 56 Co = Ni = 59 Cu = 63.4	Zr = 90 Nb = 94 Mo = 96 Rh = 104.4 Ru = 104.4 Pd = 106.6 Ag = 108	? = 180 Ta = 182 W = 186 Pt = 197.4 Ir = 198 Os = 199 Hg = 200
	Be = 9.4	Mg = 24	Zn = 65.2	Cd = 112	
	B = 11	Al = 27.4	? = 68	Ur = 116	Au = 197
	C = 12	Si = 28	? = 70	Sn = 118	
	N = 14	P = 31	As = 75	Sb = 122	Bi = 210
	O = 16	S = 32	Se = 79.4	Te = 128?	
	F = 19	Cl = 35.5	Br = 80	J = 127	
Li = 7	Na = 23	K = 39 Ca = 40 ? = 45 ?Er = 56 ?Yt = 60 ?In = 75.6	Rb = 85.4 Sr = 87.6 Ce = 92 La = 94 Di = 95 Th = 118?	Cs = 133 Ba = 137	Tl = 204 Pb = 207

В 1871 г. Менделеев в итоговой статье "Периодическая законность химических элементов" дал формулировку Периодического закона:

«Свойства элементов, а потому и свойства образуемых ими простых и сложных тел стоят в периодической зависимости от атомного веса».

Тогда же Менделеев придал своей периодической таблице классический вид.

В конце 1870 г. Менделеев доложил РХО статью "Естественная система элементов и применение её к указанию свойств неоткрытых элементов", в котором предсказал свойства неоткрытых ещё элементов – аналогов бора, алюминия и кремния (соответственно *экабор*, *экаалюминий* и *экасилиций*).

H																							
Li	Be																	B	C	N	O	F	
Na	Mg																	Al	Si	P	S	Cl	
K	Ca																				As	Se	Br
Rb	Sr																						
Cs	Ba	?Di	Ce									Er											
			Th																				

Расположение в периодической таблице элементов, известных в 1870 г. Зелёным цветом показаны ячейки, соответствующие элементам, свойства которых предсказывал Д. И. Менделеев

Распространённые другие являются 3 формы таблицы Менделеева:

- «короткая» (короткопериодная)
- «длинная» (длиннопериодная)
- «сверхдлинная».

В «сверхдлинном» варианте каждый период занимает ровно одну строчку.

В «длинном» варианте лантаноиды и актиноиды вынесены из общей таблицы, делая её более компактной.

В «короткой» форме записи, в дополнение к этому, четвёртый и последующие периоды занимают по 2 строчки; символы элементов главных и побочных подгрупп выравниваются относительно разных краёв клеток.

Периодическая система элементов^[2]

	<u>IA</u>	<u>IIA</u>	IIIB	IVB	VB	VIB	VII B	----	VIII B	----	IB	IIБ	IIIA	IVA	<u>VA</u>	<u>VIA</u>	<u>VII A</u>	<u>VIII A</u>
1	1 <u>H</u>																	2 <u>He</u>
2	3 <u>Li</u>	4 <u>Be</u>											5 <u>B</u>	6 <u>C</u>	7 <u>N</u>	8 <u>O</u>	9 <u>F</u>	10 <u>Ne</u>
3	11 <u>Na</u>	12 <u>Mg</u>											13 <u>Al</u>	14 <u>Si</u>	15 <u>P</u>	16 <u>S</u>	17 <u>Cl</u>	18 <u>Ar</u>
4	19 <u>K</u>	20 <u>Ca</u>	21 <u>Sc</u>	22 <u>Ti</u>	23 <u>V</u>	24 <u>Cr</u>	25 <u>Mn</u>	26 <u>Fe</u>	27 <u>Co</u>	28 <u>Ni</u>	29 <u>Cu</u>	30 <u>Zn</u>	31 <u>Ga</u>	32 <u>Ge</u>	33 <u>As</u>	34 <u>Se</u>	35 <u>Br</u>	36 <u>Kr</u>
5	37 <u>Rb</u>	38 <u>Sr</u>	39 <u>Y</u>	40 <u>Zr</u>	41 <u>Nb</u>	42 <u>Mo</u>	(43) <u>Tc</u>	44 <u>Ru</u>	45 <u>Rh</u>	46 <u>Pd</u>	47 <u>Ag</u>	48 <u>Cd</u>	49 <u>In</u>	50 <u>Sn</u>	51 <u>Sb</u>	52 <u>Te</u>	53 <u>I</u>	54 <u>Xe</u>
6	55 <u>Cs</u>	56 <u>Ba</u>	*	72 <u>Hf</u>	73 <u>Ta</u>	74 <u>W</u>	75 <u>Re</u>	76 <u>Os</u>	77 <u>Ir</u>	78 <u>Pt</u>	79 <u>Au</u>	80 <u>Hg</u>	81 <u>Tl</u>	82 <u>Pb</u>	83 <u>Bi</u>	84 <u>Po</u>	(85) <u>At</u>	86 <u>Rn</u>
7	87 <u>Fr</u>	88 <u>Ra</u>	**	(104) <u>Rf</u>	(105) <u>Db</u>	(106) <u>Sg</u>	(107) <u>Bh</u>	(108) <u>Hs</u>	(109) <u>Mt</u>	(110) <u>Ds</u>	(111) <u>Rg</u>	(112) <u>Cp</u>	(113) <u>Uut</u>	(114) <u>Uuq</u>	(115) <u>Uup</u>	(116) <u>Uuh</u>	(117) <u>Uus</u>	(118) <u>Uuo</u>
8	(119) <u>Uue</u>	(120) <u>Ubn</u>																
<u>Лантаноиды</u> *			57 <u>La</u>	58 <u>Ce</u>	59 <u>Pr</u>	60 <u>Nd</u>	(61) <u>Pm</u>	62 <u>Sm</u>	63 <u>Eu</u>	64 <u>Gd</u>	65 <u>Tb</u>	66 <u>Dy</u>	67 <u>Ho</u>	68 <u>Er</u>	69 <u>Tm</u>	70 <u>Yb</u>	71 <u>Lu</u>	
<u>Актиноиды</u> **			89 <u>Ac</u>	90 <u>Th</u>	91 <u>Pa</u>	92 <u>U</u>	(93) <u>Np</u>	(94) <u>Pu</u>	(95) <u>Am</u>	(96) <u>Cm</u>	(97) <u>Bk</u>	(98) <u>Cf</u>	(99) <u>Es</u>	(100) <u>Fm</u>	(101) <u>Md</u>	(102) <u>No</u>	(103) <u>Lr</u>	

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ

Период	ГРУППЫ ЭЛЕМЕНТОВ																
	I	II	III	IV	V	VI	VI	VII	VIII	IX	X	XI	XII	XIII	XIV	XV	
1	H 1,00794-7 ВОДОРОД											He 4,002602-2 ГЕЛИЙ					
2	Li 6,941-2 ЛИТИЙ	Be 9,01218-1 БЕРИЛЛИЙ	B 10,811-5 БОР	C 12,011-1 УГЛЕРОД	N 14,0067-1 АЗОТ	O 15,9994-3 КИСЛОРОД	F 18,998403-1 ФТОР	Ne 20,179-1 НЕОН									
3	Na 22,98977-1 НАТРИЙ	Mg 24,305-1 МАГНИЙ	Al 26,98154-1 АЛЮМИНИЙ	Si 28,0855-3 КРЕМНИЙ	P 30,97376-1 ФOSФОР	S 32,066-8 СЕРА	Cl 35,453-1 ХЛОР	Ar 39,948-1 АРГОН									
4	K 39,0983-1 КАЛИЙ	Ca 40,078-4 КАЛЬЦИЙ	Sc 44,95591-1 СКАНДИЙ	Ti 47,88-3 ТИТАН	V 50,9415-1 ВАНАДИЙ	Cr 51,9961-8 ХРОМ	Mn 54,9380-1 МАРГАНЕЦ	Fe 55,847-3 ЖЕЛЕЗО	Co 58,9332-1 КОБАЛЬТ	Ni 58,69-1 НИКЕЛЬ							
	Cu 63,546-3 МЕДЬ	Zn 65,39-2 ЦИНК	Ga 69,723-4 ГАЛЛИЙ	Ge 72,59-3 ГЕРМАНИЙ	As 74,9216-1 АРИСНИК	Se 78,96-3 СЕЛЕН	Br 79,904-1 БРОМ	Kr 83,80-1 КРИПТОН									
5	Rb 85,4678-3 РУБИДИЙ	Sr 87,62-1 СТРОНЦИЙ	Y 88,9058-1 ИТРИЙ	Zr 91,224-2 ЦИРКОНИЙ	Nb 92,9064-1 НИОБИЙ	Mo 95,94-1 МОЛИБДЕН	Tc 97,9072 ТЕХНЕЦИЙ	Ru 101,07-2 РУТЕНИЙ	Rh 102,9055-1 РОДИЙ	Pd 106,42-1 ПАЛЛАДИЙ							
	Ag 107,8682-3 СЕРЕБРО	Cd 112,41-1 КАДМИЙ	In 114,82-1 ИНДИЙ	Sn 118,710-7 ОЦЕСС	Sb 121,75-3 СУРЬМА	Te 127,60-3 ТЕЛЛУР	I 126,9045-1 ИОД	Xe 131,29-3 КСЕНОН									
6	Cs 132,9054-1 ЦЕЗИЙ	Ba 137,33-1 БАРИЙ	La 138,9055-3 ЛАНТАН	Hf 178,49-3 ГАФНИЙ	Ta 180,9479-1 ТАНТАЛ	W 183,85-3 ВОЛЬФРАМ	Re 186,207-1 РЕНИЙ	Os 190,2-1 ОСМИЙ	Ir 192,22-3 ИРИДИЙ	Pt 195,08-3 ПЛАТИНА							
	Au 196,9665-1 ЗОЛОТО	Hg 200,59-2 РУТУТЬ	Tl 204,383-1 ТАЛЛИЙ	Pb 207,2-1 СВИНЕЦ	Bi 208,9804-1 ВИСМУТ	Po 209,9824 ПОЛОНИЙ	At 208,98071 АСТАТ	Rn 222,0176 РАДОН									
7	Fr 223,0187 ФРАНЦИЙ	Ra 226,0254 РАДИЙ	Ac 227,0278 АКТИНИЙ	Ku 261 КУРЧАТОВИЙ	Ns 262 НИЛЬСБОРНИЙ	106	107	108	109								



★ ЛАНТАНОИДЫ

Ce 140,12-1 ЦЕРИЙ	Pr 140,9077-1 ПРАЗМОДИЙ	Nd 144,24-3 НЕОДИМ	Pm 144,9129 ПРОМЕТИЙ	Sm 150,36-8 САМАРИЙ	Eu 151,96-1 ЕВРОПИЙ	Gd 157,25-3 ГАДОЛИНИЙ	Tb 158,925-1 ТЕРБИЙ	Dy 162,50-3 ДИСПРОСИЙ	Ho 164,9303-1 ГОЛЬМИЙ	Er 167,26-3 ЕРБИЙ	Tm 168,9342-1 ТУЛЬМИЙ	Yb 173,04-3 ИТТЕРБИЙ	Lu 174,967-1 ЛУТЕЦИЙ
--------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------	-----------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	----------------------------------	------------------------------------	------------------------------------	--------------------------------	------------------------------------	-----------------------------------	-----------------------------------

★ АКТИНОИДЫ

Th 232,0381-1 ТОРИЙ	Pa 231,0368 ПРОТАКТИНИЙ	U 238,02891-1 УРАН	Np 237,0482 НЕПУЧИЙ	Pu 244,0642 ПУТОНИЙ	Am 243,0614 АМЕРИЦИЙ	Cm 247,0703 КУРИЙ	Bk 247,0703 БЕРКЛИЙ	Cf 251,0794 КАЛИФОРНИЙ	Es 252,0839 ЭЙЗЕНСТАДТОВИЙ	Fm 257,0851 ФЕРМИЙ	Md 258,1064 МЕНДЕЛЕВИЙ	(No) 259,1089 (НОБЕЛИЙ)	(Lr) 260,1054 (ЛОРЕНСЦИЙ)
----------------------------------	--------------------------------------	---------------------------------	----------------------------------	----------------------------------	-----------------------------------	--------------------------------	----------------------------------	-------------------------------------	---	---------------------------------	-------------------------------------	--------------------------------------	--

Относительные атомные массы приведены по Международной таблице 1983 года (точность указана для последней значащей цифры). Для элементов 104-108 в квадратных скобках приведены массовые числа наиболее долгоживущих изотопов. Названия и символы элементов, приведенные в круглых скобках, не являются общепринятыми.

**Вторая формулировка
Периодического закона**

Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от зарядов их атомных ядер.

Третья формулировка Периодического закона

Свойства химических элементов и образованных ими веществ находятся в периодической зависимости от периодичности в изменении конфигураций внешних электронных слое атомов химических элементов.

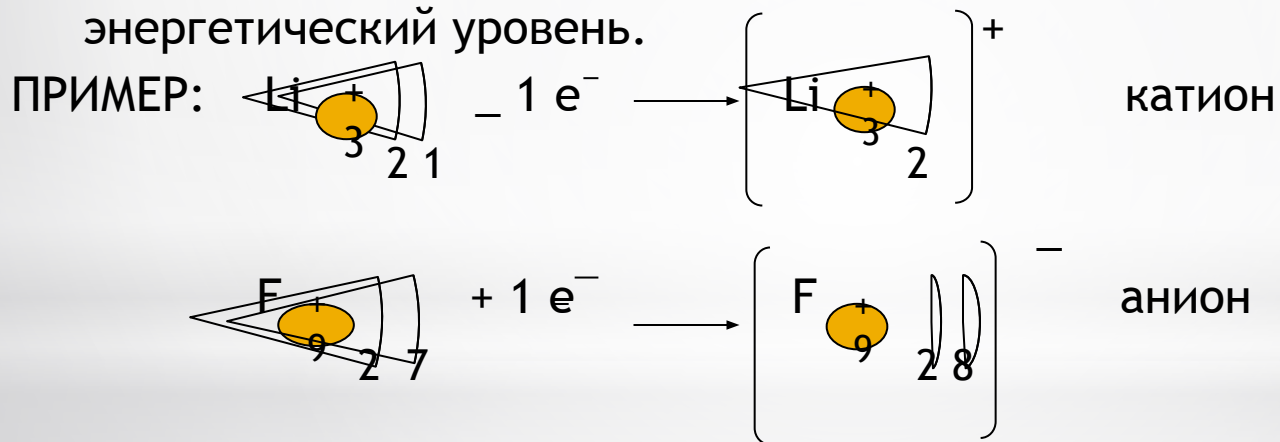
ВОПРОС №2: Типы химической связи.

Под **химической связью** понимают такое взаимодействие атомов, которое связывает их в молекулы, ионы, радикалы, кристаллы



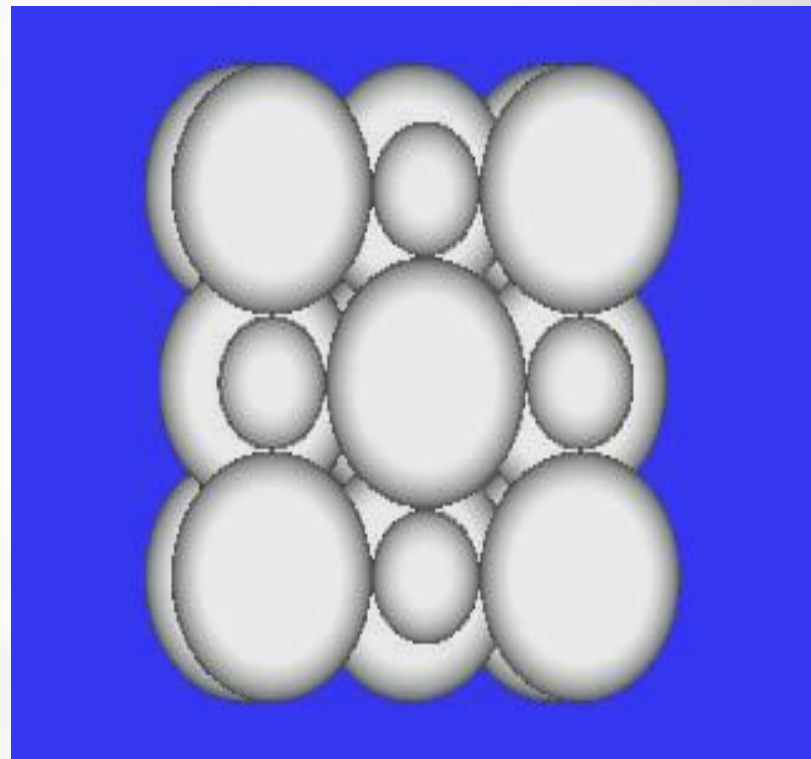
Ионная связь - это электростатическое притяжение между ионами;

- Возникает между атомами, имеющими большую разность электроотрицательности (более 2);
- Образуется между атомами наиболее активных металлов и неметаллов;
- При образовании ионной связи атом металла отдает свои электроны атому неметалла, при этом каждый из атомов получает завершённый энергетический уровень.



Вещества с ионной связью при н.у. находятся в твердом агрегатном состоянии и образуют кристаллы с **ионной кристаллической решеткой**

- В узлах ионной кристаллической решетки находятся ионы, между которыми присутствует ионная связь
- Физические свойства: тугоплавкие, нелетучие, твердые, но хрупкие, многие растворимы, в растворах и расплавах проводят электрический ток (щелочи, соли и др.)
- Ионная связь является крайним случаем ковалентной полярной связи

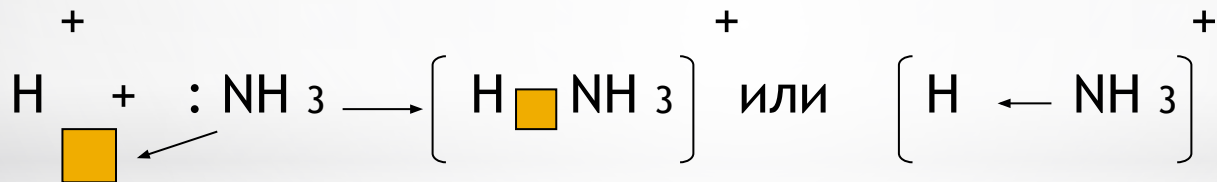


Ковалентная связь - это связь между атомами, возникающая за счет образования общих электронных пар.

- По обменному механизму: каждый атом предоставляет в общую электронную пару один неспаренный электрон:

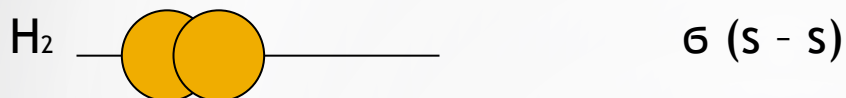


- По донорно-акцепторному механизму: один атом предоставляет электронную пару (донор), а другой - пустую орбиталь (акцептор)

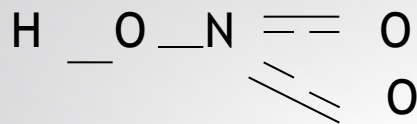


Число общих электронных пар равно числу связей между двумя атомами, или **кратности связи**

- Простая (одинарная связь) образуется за счет перекрывания электронных облаков на линии, соединяющей центры атомов (σ -связь)



- Двойная связь содержит σ и π - связи. π - связи образуются за счет бокового перекрывания p и d облаков:
- Тройная связь содержит σ и две π - связи.
- Полуторная связь (электронные облака «размазаны» между тремя и четырьмя атомами)



Полярность ковалентной связи

- **степень смещенности** общих электронных пар к одному из связанных ими атомов



Ковалентную химическую связь, образующуюся между атомами с одинаковой электроотрицательностью, называют неполярной

Ковалентную химическую связь, образующуюся между атомами с разной электроотрицательностью, называют полярной

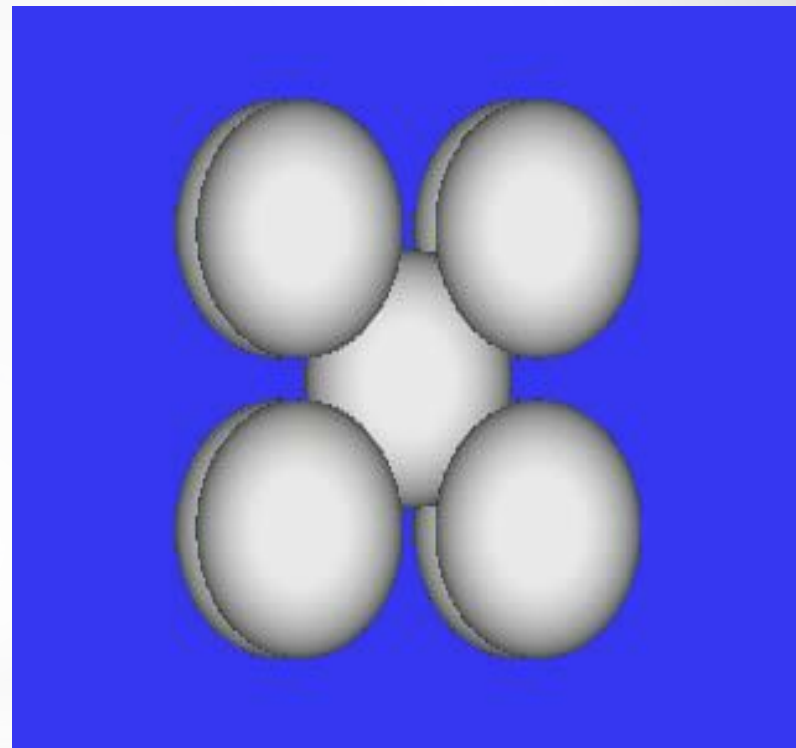


электроотрицательность (ЭО) — свойство оттягивать к себе валентные электроны от других атомов

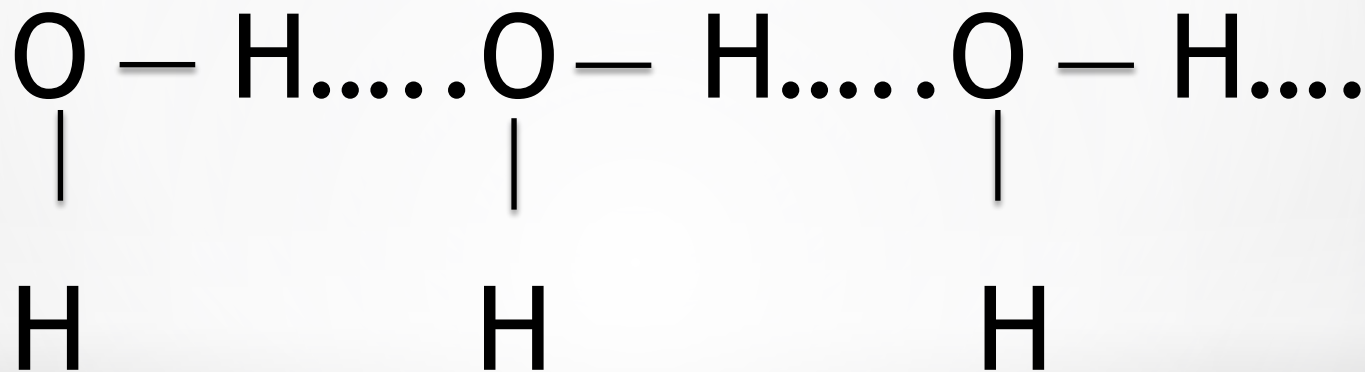


Металлическая химическая связь осуществляется свободными электронами, общими для всего кристалла.

- Металлы образуют *металлические кристаллические решетки*, в узлах которых находятся катион-атомы, а между ними «электронный газ», определяющий такие физические свойства металлов, как *металлический блеск, тепло и электропроводность*.



Водородная связь - химическая связь между положительно поляризованными атомами водорода одной молекулы (или ее части) и отрицательно поляризованными атомами сильно электроотрицательных элементов, имеющих неподеленные электронные пары (F, O, N и реже C1 и S) другой молекулы (или ее части)



ВОПРОС №3: Типы химических реакций, правила протекания химических реакций; современные представления о скорости химических реакций.

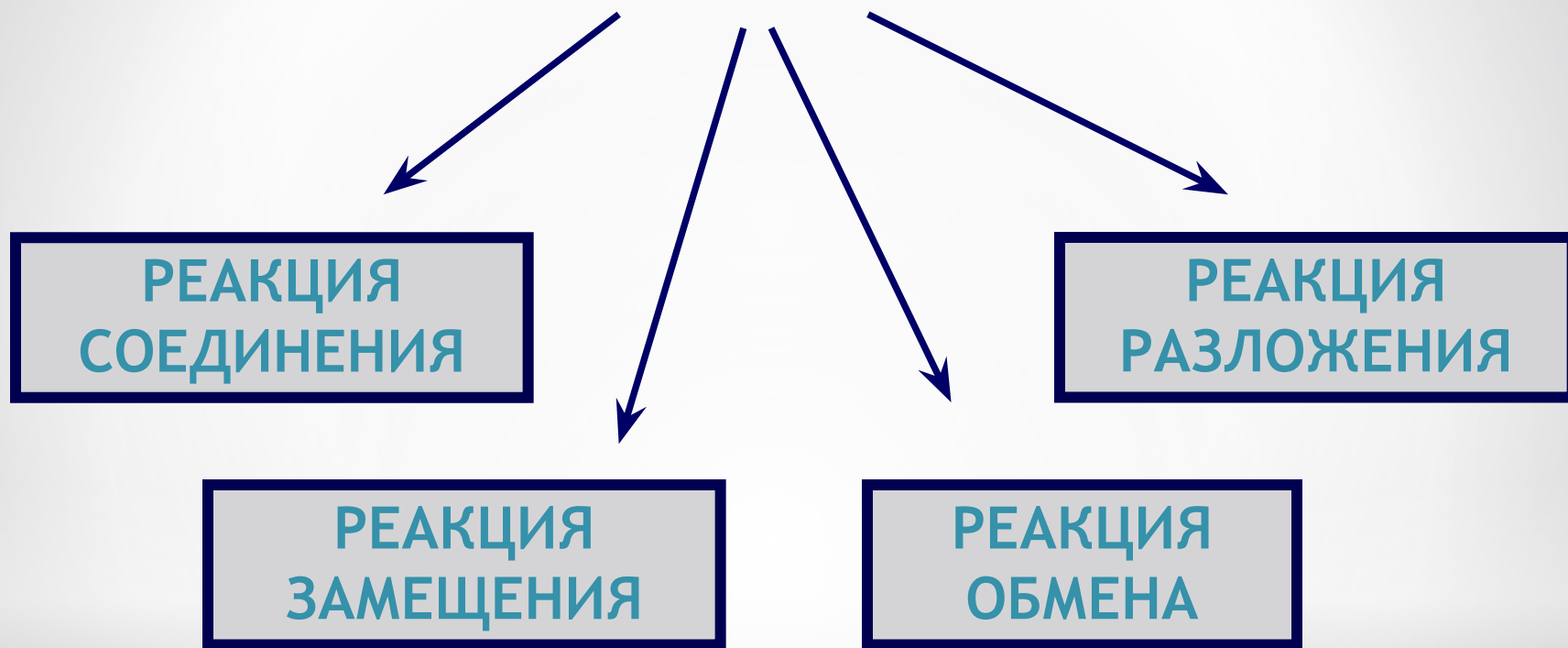
Химическая реакция - превращение одного или нескольких исходных веществ (реагентов) в отличающиеся от них по химическому составу или строению вещества (продукты реакции), сопровождающееся разрывом и/или образованием химических связей.



Условия которые должны выполняться, чтобы произошла химическая реакция:

1. Необходимо, чтобы реагирующие вещества соприкоснулись и чем больше площадь их соприкосновения, тем быстрее произойдет химическая реакция.
2. Некоторые реакции идут без нагревания, и только для некоторых реакций оно необходимо.
3. Некоторые реакции протекают под действием электрического тока и света.

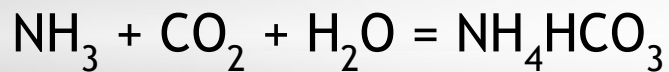
Типы химических реакций



Реакции соединения - химические реакции, в которых из двух или нескольких менее сложных по элементному составу веществ получается более сложное вещество



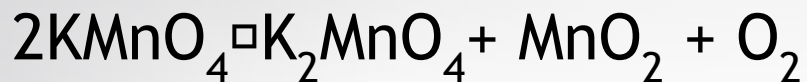
Например:



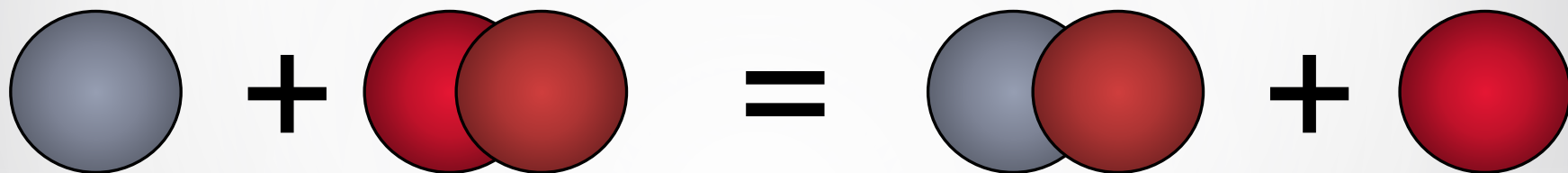
Реакция разложения - это реакции, в результате которых сложное вещество разлагается на несколько других, более простых веществ.



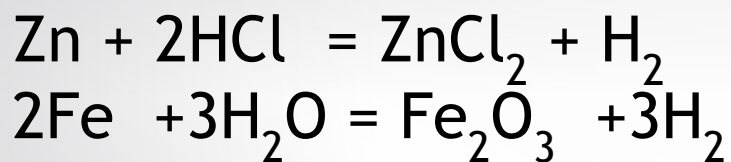
Например:



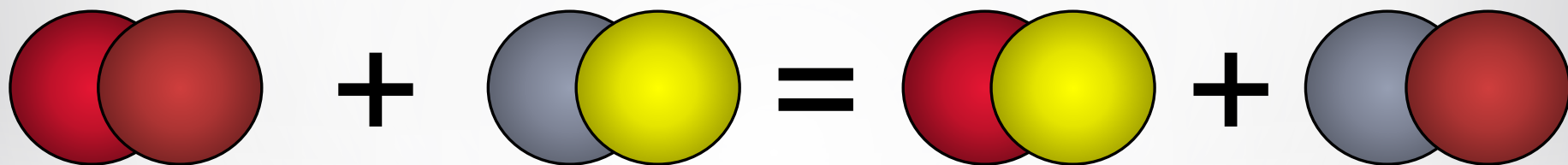
Реакция, протекающая между простыми и сложными веществами, при которой атомы простого вещества замещают атомы одного из элементов в сложном веществе, называется **реакцией замещения**.



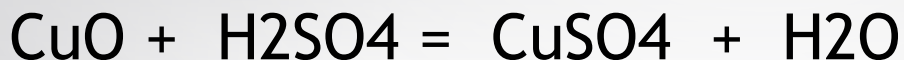
Например:



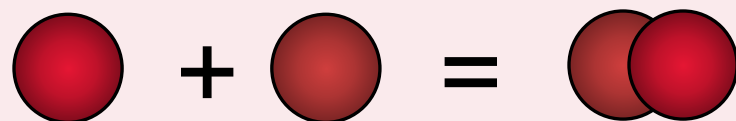
Реакция, протекающая между двумя сложными веществами, при которой атомы или группы атомов одного вещества замещают атомы или группы атомов другого вещества, называется **реакцией обмена**.



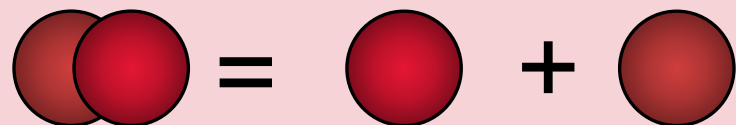
Например:



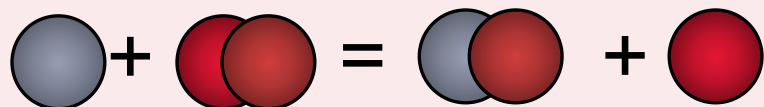
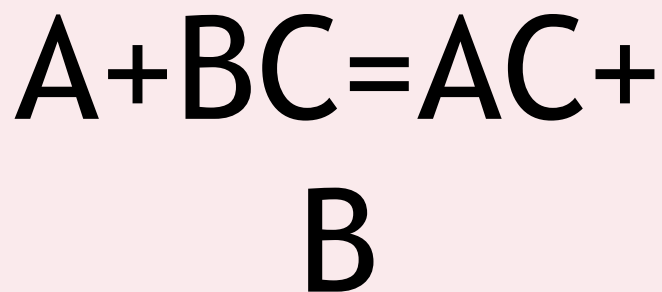
Реакция
соединени
я



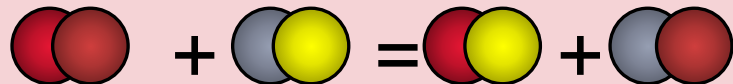
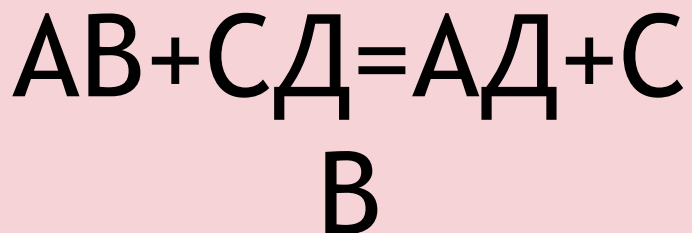
Реакция
разложени
я



Реакция
замещения

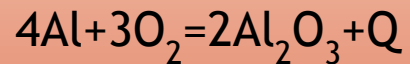


Реакция
обмена

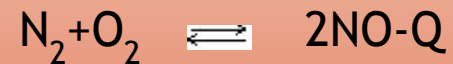


*По тепловому эффекту
химические реакции
бывают:*

Экзотермические реакции
(теплота выделяется)



Эндотермические реакции
(теплота поглощается)

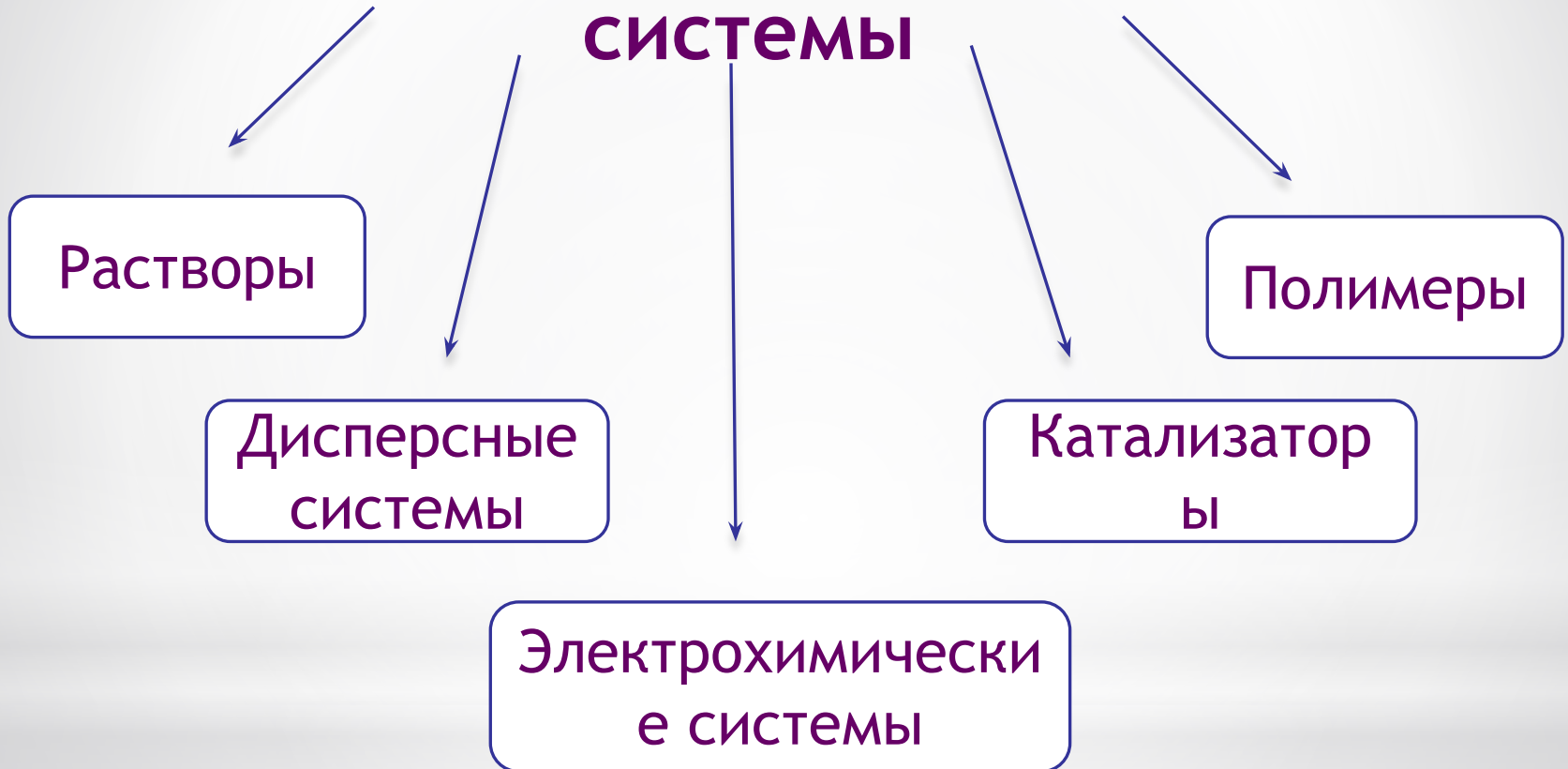


*По присутствию других
веществ
химические реакции бывают:*

<p>Каталитические (протекают в присутствии катализаторов-веществ, ускоряющих реакцию)</p>	<p>Некаталитические</p>
<p>$\text{SO}_2 + \text{O}_2 \xrightleftharpoons[\text{S}]{\text{V}_2\text{O}_5} \text{SO}_3$</p>	<p>$2\text{NO} + \text{O}_2 = 2\text{NO}_2$</p>

ВОПРОС №4: Химические системы: растворы, дисперсные системы электрохимические системы, катализаторы и каталитические системы, полимеры.

Химические системы



Растворы - однородные смеси переменного состава.



Дисперсными называют гетерогенные системы, в которых одно вещество в виде очень мелких частиц равномерно распределено в объёме другого

Дисперсия = раздробление, измельчение

Дисперсные системы состоят как минимум из двух компонентов:

1. дисперсионной среды, которая играет роль растворителя и, следовательно, является непрерывной фазой;
2. дисперсной фазы, играющей роль растворённого вещества.

Дисперсные системы классифицируются по агрегатным состояниям дисперсной фазы и дисперсной среды:

Тип дисперсной системы	Фазовое состояние		Примеры
	дисперсной среды	дисперсной фазы	
Аэрозоль	газ	жидкость	туман, облака
Аэрозоль	газ	твердая	дым, пыль
Пена	жидкая	газ	взбитые сливки
Эмульсия	жидкая	жидкая	молоко, майонез
Золь	жидкая	твердая	краски
Твердая эмульсия	твердая	жидкая	масло
Гель	твердая	жидкая	желе

Полимеры - высокомолекулярные соединения, которые характеризуются молекулярной массой от нескольких тысяч до многих миллионов. Молекулы полимеров, называемые также макромолекулами, состоят из большего числа повторяющихся звеньев.

Вследствие большой молекулярной массы макромолекул полимеры приобретают некоторые специфические свойства. Поэтому они выделены в особую группу химических соединений.

Полимеры бывают:

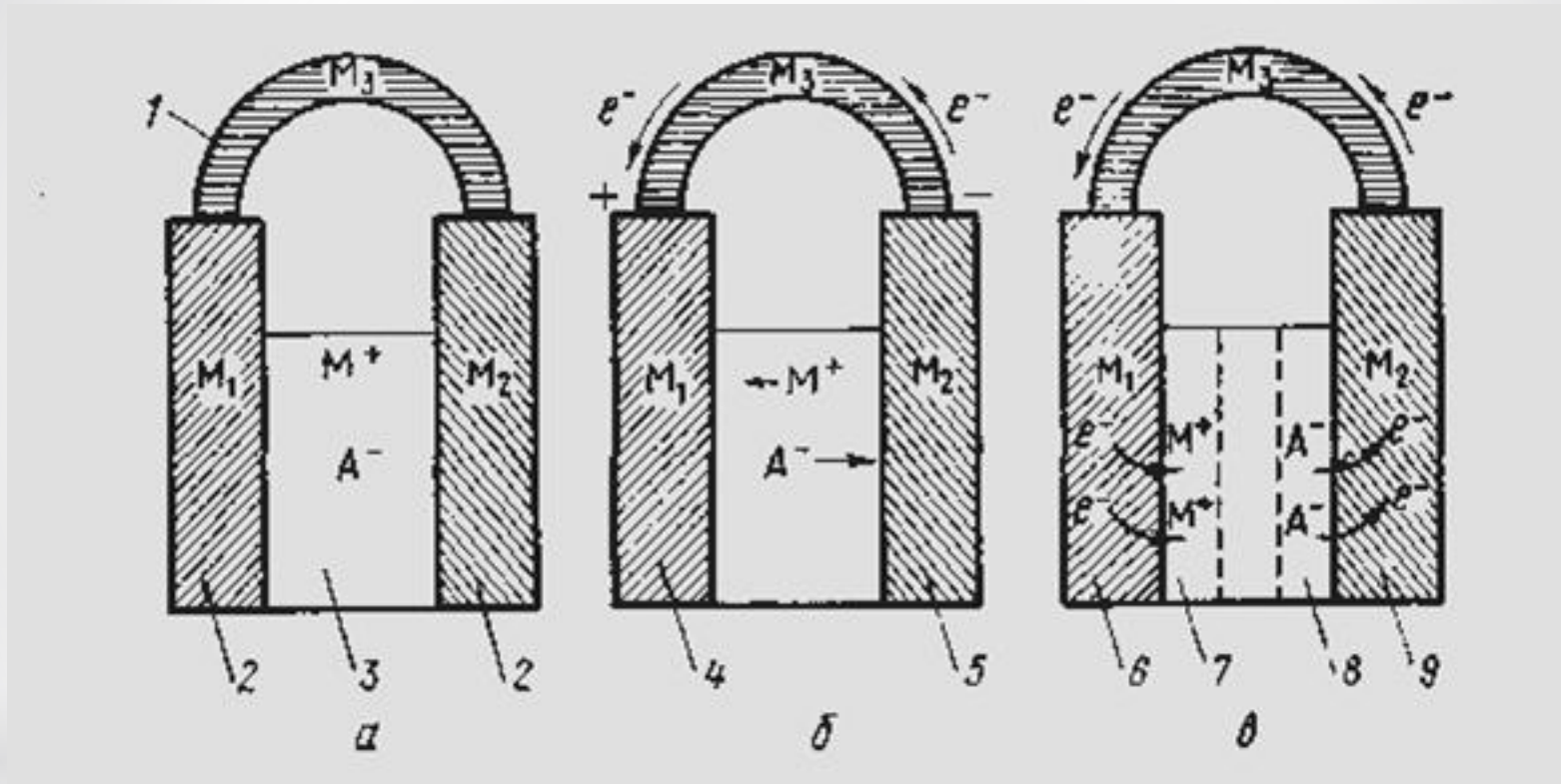
- Неорганические
- Органические (природные и синтетические)
- Элементоорганические

Электрохимические процессы -
это процессы взаимного превращения
двух видов энергии.

Химической в электрическую -
химические источники тока (ХИТ)

Электрической в химическую -
электролиз

Схематическое изображение электрохимической системы



а - равновесная электрохимическая система; *б* - химический источник тока;

в - электрохимическая ванна; 1 - внешняя цепь; 2 - электроды; 3 - электролит;

4 - положительный электрод; 5 - отрицательный электрод; 6 - катод; 7 - католит; 8 - анолит; 9 - анод

Катализ - процесс, заключающийся в изменении скорости химических реакций в присутствии веществ, называемых катализаторами.

Катализаторы - вещества, изменяющие скорость химической реакции, которые могут участвовать в реакции, входить в состав промежуточных продуктов, но не входят в состав конечных продуктов реакции и после окончания реакции остаются неизменными.

Каталитические реакции - реакции, протекающие в присутствии катализаторов.

Положительным называют катализ, при котором скорость реакции возрастает, **отрицательным** (ингибированием) - при котором она убывает.

Примером положительного катализа может служить процесс окисления аммиака на платине при получении азотной кислоты.

Примером отрицательного - снижение скорости коррозии при введении в жидкость, в которой эксплуатируется металл, нитрита натрия, хромата и дихромата калия.

10 ХИМИЧЕСКИЕ РЕАКЦИИ
КАТАЛИЗ

$A + K = [AK]$
 $[AK] + B = AB + K$
 $A + B \rightarrow AB$

A, B - исходные вещества
K - катализатор
[AK] - активированный комплекс
AB - продукт реакции

Катализатор

- Снижает энергию активации
- Не влияет на состояние равновесия
- Остается неизменным

$2SO_2 + O_2 \xrightarrow{NO} 2SO_3$

$O_2 + 2NO \rightarrow 2NO_2$
 $A + K \rightarrow [AK]$

$SO_2 + NO_2 \rightarrow SO_3 + NO$
 $B + [AK] \rightarrow AB + K$

Энергетическая схема реакции

ВОПРОС №5: Кислотно-основные и окислительно-восстановительные свойства веществ.

Любое вещество в определенных условиях может проявлять свойства **кислоты и основания** по отношению к какому-либо другому веществу, включая и растворитель.

Существует три подхода к определению кислот и оснований.

1) По определению **Аррениуса**:

кислоты в водных растворах диссоциирует на *ионы водорода* и анионы,
основания диссоциируют на *гидроксид-ионы* и катионы.

2) Теория **Бренстеда–Лоури** (протонная теория):

кислота – вещество, способное быть донором протонов,
основание – вещество, которое может присоединить (акцептировать) протон.

Аммиак, согласно теории Бренстеда -Лоури, является основанием: $\text{NH}_3 + \text{H}^+ \rightarrow \text{NH}_4^+$

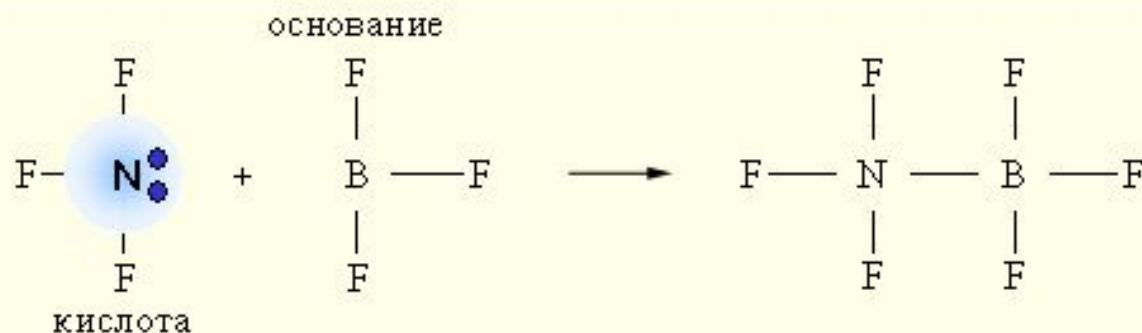
3) Электронная теория **Льюиса** (апротонная теория)

допускает, что участие в кислотно-основном равновесии протона необязательно, поэтому ее называют апротонной.

Кислота – вещество, способное присоединять электронную пару,

основание – вещество, способное отдавать электронную пару.

При взаимодействии донора электронной пары: NF_3 (основание) и акцептора электронной пары BF_3 (кислота) образуется более устойчивое электронное окружение (октет) за счет донорно-акцепторной (двухэлектронной двухцентральной) связи.



Теперь давайте рассмотрим, как происходит изменение кислотно-основных свойств некоторых соединений по группам и по периодам.

1) Бинарные соединения неметаллов с водородом

В группах сверху вниз (например, в ряду HF-HCl-HBr-HI) отрицательно заряженные анионы все слабее притягивают положительно заряженные ионы водорода H⁺ (т.к. радиус ионов неметаллов увеличивается и, соответственно, увеличивается длина связи). В связи с этим облегчается процесс отщепления ионов водорода H⁺ и кислотные свойства водородных соединений увеличиваются.

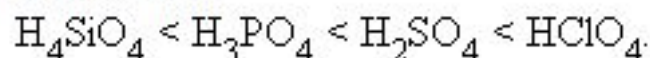
В периодах слева направо кислотные свойства летучих водородных соединений неметаллов в водных растворах усиливается.

Метан не проявляет кислотно-основных свойств (и в воде не растворяется), раствор аммиака в воде дает щелочную среду, вода – нейтральное соединение, раствор фтороводорода в воде – слабая кислота (плавиковая).

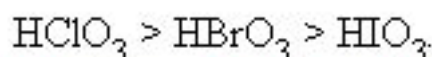


2) Кислородосодержащие кислоты

В периоде сила кислородсодержащей кислоты растет с увеличением заряда и с уменьшением радиуса иона кислотообразующего элемента:



В пределах одной группы элементов сила кислоты уменьшается по мере увеличения радиуса кислотообразующего элемента:



Для одного и того же элемента константа диссоциации различных кислот возрастает по мере увеличения степени окисления кислотообразующего элемента примерно на пять порядков каждый раз:

Окислительно-восстановительные свойства вещества
связаны
с процессом отдачи и приема электронов атомами, ионами
или
молекулами.

Окислитель - это вещество, которое в ходе реакции
принимает электроны, т. е. восстанавливается,
восстановитель -
отдает электроны, т. е. окисляется.

Окисление - процесс *отдачи* электронов атомом, молекулой или ионом.

- Атом превращается в положительно заряженный ион:



- Отрицательно заряженный ион становится нейтральным атомом:

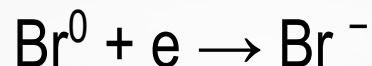


- Величина положительно заряженного иона (атома) увеличивается соответственно числу отданных электронов:



Восстановление - процесс присоединения электронов атомом, молекулой или ионом.

- Атом превращается в отрицательно заряженный ион



- Величина положительно заряженного иона (атома) уменьшается соответственно числу присоединенных электронов:



- или он может перейти в нейтральный атом:



Восстановители - атомы, молекулы или ионы, отдающие электроны. Они в процессе ОВР окисляются.

Типичные восстановители:

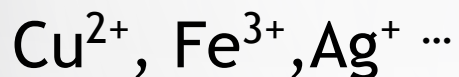
- атомы металлов с большими атомными радиусами (I-A, II-A группы), а так же Fe, Al, Zn
- простые вещества-неметаллы: водород, углерод, бор;
- отрицательно заряженные ионы: Cl^- , Br^- , I^- , S^{2-} , N^{3-} . Не являются восстановителем фторид- ионы F^- .
- ионы металлов в низшей с.о.: Fe^{2+} , Cu^+ , Mn^{2+} , Cr^{3+} ;
- сложные ионы и молекулы, содержащие атомы с промежуточной с.о.: SO_3^{2-} , NO_2^- ; CO, MnO_2 и др.

Окислители - атомы, молекулы или ионы, присоединяющие электроны. Они в процессе ОВР *восстанавливаются*.

Типичные окислители:

- атомы неметаллов VII-A, VI-A, V-A группы в составе простых веществ

- ионы металлов в высшей с.о.:



- сложные ионы и молекулы, содержащие атомы с высшей и высокой с.о.: SO_4^{2-} , NO_3^- , MnO_4^- , ClO_3^- , $\text{Cr}_2\text{O}_7^{2-}$, SO_3 , MnO_2 и др.

Значение окислительно-восстановительных реакций (ОВР)

ОВР чрезвычайно распространены. С ними связаны процессы обмена веществ в живых организмах, дыхание, гниение, брожение, фотосинтез. ОВР обеспечивают круговорот веществ в природе. Их можно наблюдать при сгорании топлива, коррозии и выплавке металлов. С их помощью получают щелочи, кислоты и другие ценные химические вещества. ОВР лежат в основе преобразования энергии взаимодействующих химических веществ в эклектическую энергию в аккумуляторах гальванических элементах.

ВОПРОС №6: Основные процессы, протекающие в электрохимических системах, процессы коррозии и методы борьбы с коррозией.

Электрохимические процессы

Химические источники тока

- аккумуляторы,
- топливные элементы



Электрические методы получения различных материалов

- электролиз
- электрофорез

Электрохимия в медицине

- диагностика
- методы лечения



Электрохимия и биохимия

Электрохимические методы анализа (ИСЭ)

Электрохимическая коррозия



□ **Коррозия металлов** (от латинского *corrodere* - грызть) -

процессы, происходящие в результате химического воздействия окружающей среды, в результате которых

происходит их разрушение.
Сущность процесса коррозии

Атомы железа под воздействием кислорода, воды и ионов водорода постепенно окисляются (окислителем является, как правило, кислород)



Коррозия бывает двух видов:

Химическая

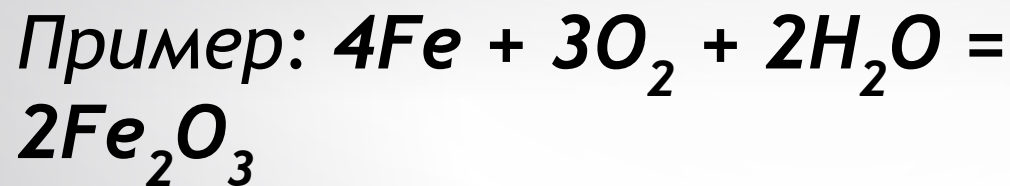


Электрохимическая



Химическая коррозия

- **Разрушение металла окислением его в окружающей среде при контакте с газами и электролитами без возникновения электрического тока в системе**

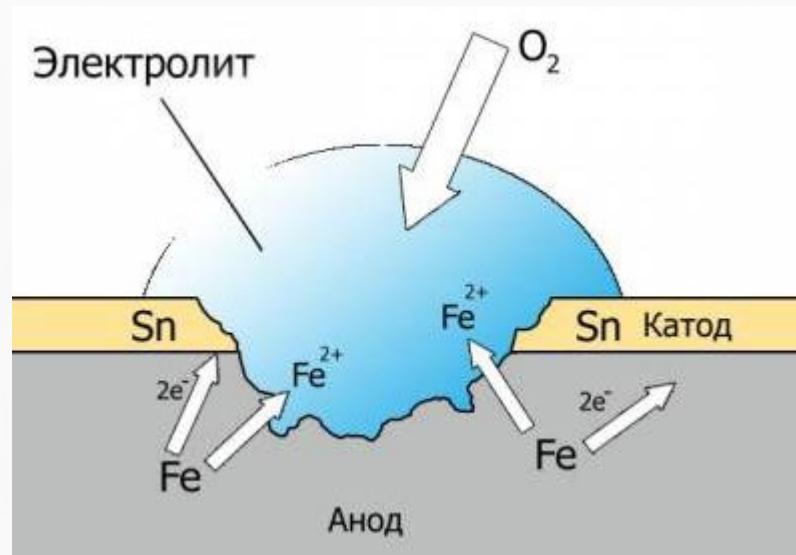


Электрохимическая коррозия

- *Разрушение металла в среде электролита с возникновением внутри системы электрического тока*



Электрохимическая коррозия



- *Всегда требуется наличие контакта двух металлов и электролита, как, например, при ржавлении железа во влажной атмосфере*

Борьба с коррозией

- **Коррозия приводит ежегодно к миллиардным убыткам. Основной ущерб заключается в огромной стоимости изделий, разрушаемых коррозией. Ежегодные потери от неё в промышленно развитых странах огромны. Истинные убытки от неё нельзя определить, оценив только прямые потери (стоимость разрушившейся конструкции, замены оборудования, затраты на мероприятия по защите от коррозии). Большой ущерб составляют косвенные потери (простои оборудования при замене прокорродировавших деталей и узлов, утечка продуктов, нарушение технологических процессов).**

Способы борьбы с коррозией

- ❖ *Применение защитных покрытий:*
 - ✓ *покрытие другими металлами (никелирование, хромирование, кадмирование и т.д.)*
 - ✓ *покрытие лаками, красками, эмалями*

- ❖ *Приготовление сплавов, стойких к коррозии (нержавеющей стали)*

- ❖ *Изменение состава среды путем применения ингибиторов - веществ, замедляющих или предотвращающих течение какой-либо химической реакции*

- ❖ *Электрохимические методы защиты:*
 - ✓ *применение заклепок или пластинок из более активных металлов*
 - ✓ *нейтрализация постоянным током, пропускаемым в противоположном направлении*