



ДОНСКОЙ ГОСУДАРСТВЕННЫЙ ТЕХНИЧЕСКИЙ УНИВЕРСИТЕТ
УПРАВЛЕНИЕ ДИСТАНЦИОННОГО ОБУЧЕНИЯ И ПОВЫШЕНИЯ
КВАЛИФИКАЦИИ

Кафедра «Естественные науки»

Периодический закон. Строение атома и химическая связь

Учебно-методическое пособие

для иностранных обучающихся
дополнительных образовательных
программ

Авторы
Шегурова Г.А.,
Олехнович Л.Б.

Ростов-на-Дону, 2016

Аннотация

Пособие составлено на базе лекций по темам: «Периодический закон и периодическая система элементов Д.И. Менделеева», «Строение атома» и «Химическая связь», читаемым на факультете «Международный» иностранным слушателям инженерно-технических, технологических, естественнонаучных и медико-биологических направлений на начальном этапе изучения курса химии.

Пособие предназначено для закрепления лекционного материала и для самостоятельной работы иностранных обучающихся при подготовке домашних заданий.





ОГЛАВЛЕНИЕ

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА (1869 год)	4
СТРОЕНИЕ АТОМА. ИЗОТОПЫ.....	9
СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННОЙ ОБОЛОЧКИ АТОМА. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА. ПРИНЦИП ПАУЛИ.....	14
ЭЛЕКТРОННЫЕ СХЕМЫ. ЭЛЕКТРОННЫЕ ФОРМУЛЫ ЭЛЕКТРОННО-ГРАФИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ. ПРАВИЛО ГУНДА (ХУНДА)	20
ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ И ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМОВ	26
ВАЛЕНТНОСТЬ С ТОЧКИ ЗРЕНИЯ СТРОЕНИЯ АТОМА	33
ЗАВИСИМОСТЬ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ ОТ СТРОЕНИЯ ИХ АТОМОВ	37
ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ	42
СВОЙСТВА КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ	50
ИОННАЯ (ЭЛЕКТРОВАЛЕНТНАЯ) СВЯЗЬ	54
ЛИТЕРАТУРА.....	58

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН И ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА (1869 год)

В 1869 году Д.И. Менделеев открыл периодический закон. Во времена Д.И. Менделеева было известно 64 элемента. Д.И. Менделеев расположил все известные элементы **в порядке увеличения атомных масс** и обнаружил, что при этом наблюдается периодичность в изменении свойств элементов.

	Период							Период						
Символ	Li	Be	B	C	N	O	F	Na	Mg	Al	Si	P	S	Cl
Атомная масса	7	9	11	12	14	16	19	23	24	27	28	31	32	35,5
Максимальная валентность по кислороду O	I	II	III	IV				I	II	III	IV	V	VI	VII
Оксиды	Li ₂ O	BeO	B ₂ O ₃	CO ₂				Na ₂ O	MgO	Al ₂ O ₃	SiO ₂	P ₂ O ₅	SO ₃	Cl ₂ O ₇
	основн.	амф.	кислотн.					основн.	амф.	кислотн.				

*За основу классификации элементов Д.И. Менделеев взял **атомную массу**.*

В каждом **периоде** слева направо:

- металлические свойства элементов ослабляются (уменьшаются);
- неметаллические свойства элементов усиливаются (увеличиваются);
- основные свойства высших оксидов и соответствующих им гидроксидов ослабляются;
- кислотные свойства высших оксидов и соответствующих им кислот усиливаются.

ПЕРИОДИЧЕСКИЙ ЗАКОН В ФОРМУЛИРОВКЕ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Свойства элементов, а также формы и свойства их соединений, находятся в периодической зависимости от величины атомной массы элементов.

Закон Д.И.Менделеева известен один, а периодических систем (таблиц) >400 (более четырехсот).

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ (прямоугольная форма)

Период	Ряд	Г Р У П П Ы Э Л Е М Е Н Т О В																									
		I	II	III	IV	V	VI	VII	VIII																		
I	1	(H)						H	1	He	2																
II	2	Li	3	Be	4	B	5	C	6	N	7	O	8	F	9	Ne	10	Li Литий 3 6,939									
III	3	Na	11	Mg	12	Al	13	Si	14	P	15	S	16	Cl	17	Ar	18										
IV	4	K	19	Ca	20	21	22	23	24	25	26	27	28	29	30	31	32	33	34	35	36	37	38	39	40		
	5	Cu	30	Zn	31	Ga	32	Ge	33	As	34	Se	35	Br	36	Kr	37	38	39	40	41	42	43	44	45		
V	6	Rb	37	Sr	38	39	40	41	42	43	44	45	46	47	48	49	50	51	52	53	54	55	56	57	58		
	7	Ag	47	Cd	48	In	49	Sn	50	Sb	51	Te	52	I	53	Xe	54	55	56	57	58	59	60	61	62		
VI	8	Cs	55	Ba	56	57	58	59	60	61	62	63	64	65	66	67	68	69	70	71	72	73	74	75	76		
	9	Au	79	Hg	80	Tl	81	Pb	82	Bi	83	Po	84	At	85	Rn	86	87	88	89	90	91	92	93	94		
VII	10	Fr	87	Ra	88	89	90	91	92	93	94	95	96	97	98	99	100	101	102	103	104	105	106	107	108		

Структура периодической системы

Периодическая система состоит из **7** периодов, **10** рядов, **8** групп.

I период содержит 2 элемента
 II период содержит 8 элементов
 III период содержит 8 элементов
 IV период содержит 18 элементов
 V период содержит 18 элементов
 VI период содержит 32 элемента
 VII период содержит 24 элемента (незаконченный, незавершенный)

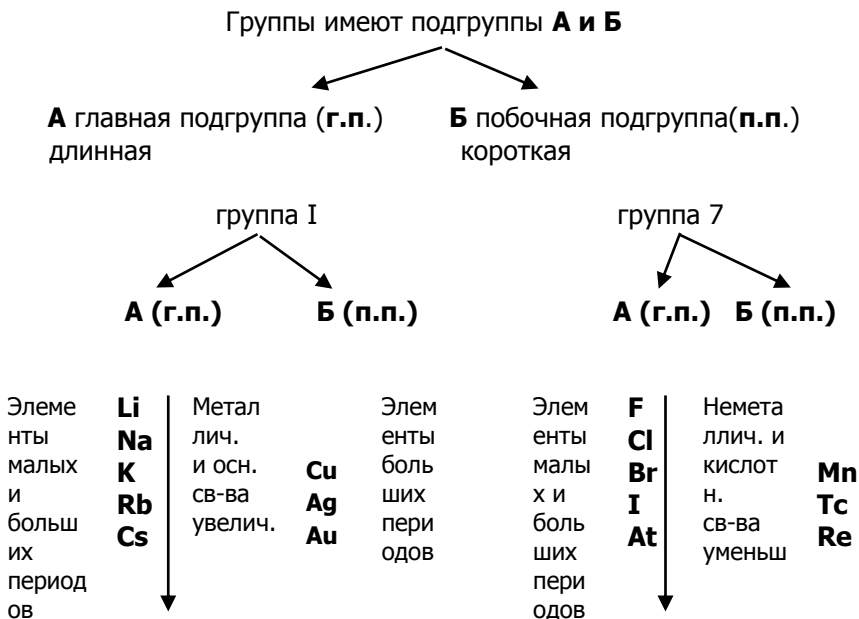
имеют 1 ряд, малые периоды
 имеют 2 ряда, большие периоды

ПЕРИОД В ФОРМУЛИРОВКЕ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

Период-это горизонтальный ряд элементов, который начинается щелочным металлом (Li, Na, K, Rb, Cs, Fr) и заканчивается инертным (благородным) газом - He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn.

ГРУППА В ФОРМУЛИРОВКЕ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА

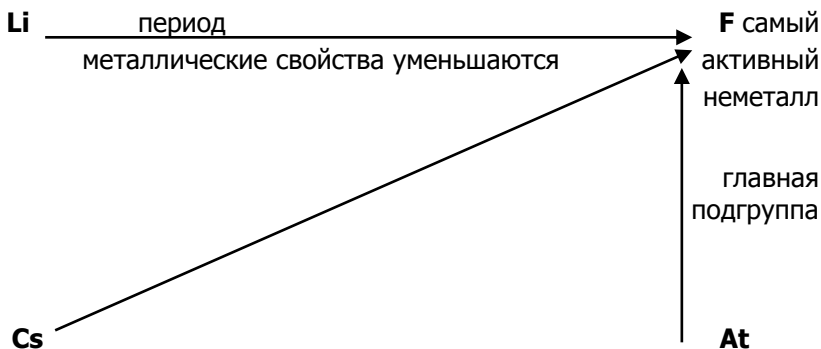
Группа-это вертикальный ряд элементов- аналогов (сходных по свойствам).



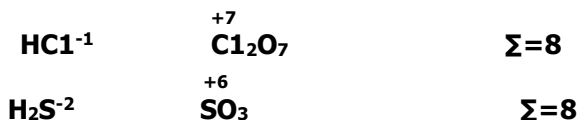
Максимальная валентность элемента по кислороду равна номеру группы.

Максимальная валентность хлора Вал Cl=VII (Cl₂O₇)

Максимальная валентность серы Вал S=VI (SO₃)



Сумма (Σ) абсолютных значений степеней окисления (с.о.) элемента по водороду и кислороду равна 8.



Вопросы для контроля

1. Кто и когда открыл периодический закон?
2. Что положил в основу классификации химических элементов Д.И. Менделеев?
3. В каком порядке Менделеев расположил все известные элементы? Что он обнаружил при этом?
4. Как читается периодический закон в формулировке Менделеева?
5. Дайте определение а) периода, б) группы в формулировке Менделеева.
6. Как изменяются свойства а) элементов и б) их соединений в периоде слева направо?
7. Сколько а) периодов, б) рядов, в) групп в периодической системе элементов?
8. Из каких подгрупп состоит каждая группа?

9. Элементы каких периодов входят а) в главные подгруппы, б) в побочные подгруппы?
10. Как изменяются свойства а) элементов и б) их соединений в подгруппах сверху вниз?
11. Чему равна максимальная валентность элемента по кислороду?
12. Чему равна сумма абсолютных значений степеней окисления элемента по водороду и кислороду?

Задания для самостоятельной работы

1. Какой элемент является более активным металлом: алюминий или натрий? Почему?
2. Какой элемент является более активным неметаллом:
 - а) углерод или кислород;
 - б) сера или кремний? Почему?
3. Какую высшую валентность имеют элементы: углерод, бор, фосфор, хлор?
4. Какая из двух кислот является более сильной: а) H_2CO_3 или H_3BO_3 ; б) H_3PO_4 или H_2SO_4 ? Почему?
5. Какой из двух гидроксидов проявляет более сильные основные свойства:
 - а) $\text{Al}(\text{OH})_3$ или $\text{Mg}(\text{OH})_2$;
 - б) LiOH или $\text{Be}(\text{OH})_2$? Почему?
6. В каком периоде, в какой группе и в какой подгруппе находятся элементы с порядковыми номерами: 14, 29, 52, 56, 78? Напишите символы и названия этих элементов.

СТРОЕНИЕ АТОМА. ИЗОТОПЫ

Все атомы состоят из одних и тех же элементарных частиц: протонов, нейтронов и электронов.

Характеристика элементарных частиц

Элементарные частицы	обозначение (символ)	относительная масса (а.е.м.)	заряд	абсолютная масса (кг)
протоны	${}^1_1p, {}^1p^1, H^+$	1,007=1	+1	$1,6726 \cdot 10^{-27}$
нуклоны	1_0n	1,009=1	0	$1,6750 \cdot 10^{-27}$
нейтроны				
электроны	\bar{e}	$\approx 1/1840$	-1	$9,11 \cdot 10^{-31}$

Атом электронейтрален, так как число протонов равно числу электронов

$$A_r = \sum {}^1_1p + \sum {}^1_0n + \cancel{\sum \bar{e}}$$

Атомная масса Сумма масс протонов Сумма масс нейтронов Сумма масс электронов очень мала

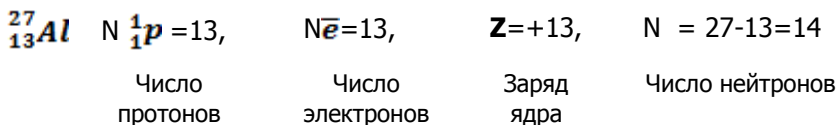
$$A \approx \sum {}^1_1p + \sum {}^1_0n \quad \sum {}^1_1p = Z \text{ (заряд ядра)}$$

Массовое число

$$\boxed{\text{Массовое число атома (A)}} = \boxed{\text{Число протонов (Z)}} + \boxed{\text{Число нейтронов (N)}}$$

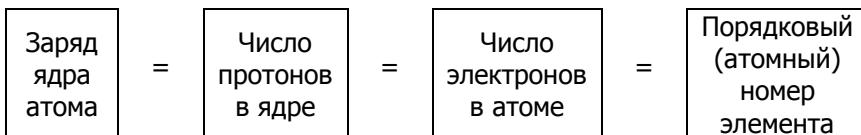
$$A = Z + N \rightarrow N = A - Z$$

Пример:



В 1913 году английский физик Г. Мозли установил, что заряд ядра равен порядковому (атомному) номеру в периодической системе элементов:

$$Z = N_1^1\text{p} = N\bar{e} = \text{Порядковый (атомный) номер}$$



В 1911 году английский физик Эрнест Резерфорд предложил **планетарную (ядерную) модель строения атома.**

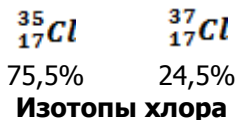
1. Атом имеет форму шара. В центре находится ядро.
2. Ядро очень мало. ($D \text{ ядра} = 10^{-15} \text{ м}$, $D \text{ атома} = 10^{-10} \text{ м}$).
3. Ядро имеет положительный заряд(+).
4. Масса атома сконцентрирована в ядре.
5. Электроны вращаются вокруг ядра как планеты вокруг Солнца. В настоящее время считают, что **заряд ядра «z» - важная характеристика элемента.**

ЗАКОН Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА В СОВРЕМЕННОЙ ФОРМУЛИРОВКЕ

Свойства элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от зарядов ядер атомов.

ИЗОТОПЫ

Почему атомы имеют дробные относительные атомные массы **Ar**=?



$$Ar = \frac{35 * 75,5 + 37 * 24,5}{100} = 35,453 \approx 35,5$$

35,5- это средняя величина относительной атомной массы Ar хлора.

Изотопы

Атомы элемента, которые имеют одинаковый заряд ядра (одинаковое число протонов), но разные массовые числа (разное число нейтронов), называются изотопами.

Изотопы известны почти для всех химических элементов. Природные элементы представляют собой смесь изотопов. В таблице Менделеева указана средняя Ar всех изотопов каждого элемента.

Изотопы водорода

${}^1_1\text{H}$	${}^2_1\text{H}$	${}^3_1\text{H}$	${}^4_1\text{H}$
Протий нет нейтрона 1 протон	Дейтерий 1 нейтрон 1 протон	Тритий 2 нейтрона 1 протон	Квартий 3 нейтрона 1 протон

|| Химический элемент- это вид атомов с одинаковым зарядом ядра

Вопросы для контроля

1. Какие главные частицы входят:
 - а) в состав атома ,
 - б) в состав ядра атома? Каковы их массы и заряды?
2. Почему атом электронейтрален?
3. Чему равна а) атомная масса, б) массовое число?
4. Чему равен положительный заряд ядра атома?
5. Чему равно а) число протонов в ядре, б) число нейтронов в ядре, в) число электронов в атоме?
6. Опишите планетарную (ядерную) модель строения атома Э.Резерфорда.
7. Что является важнейшей характеристикой элемента в настоящее время?
8. Какова современная формулировка периодического закона Д.И.Менделеева?
9. Что называется изотопами?
10. Какие изотопы хлора и водорода вы знаете?
11. Назовите элемент, ядро которого не содержит нейтронов.
12. Дайте определение химического элемента.

Задания для самостоятельной работы

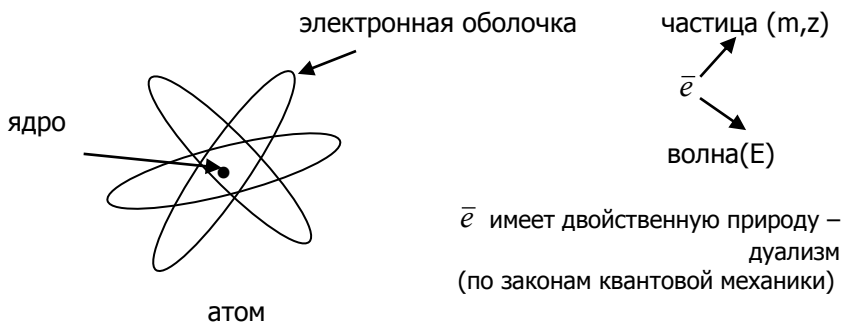
1. Чему равен заряд ядра и число электронов в атомах следующих элементов: углерод С, сера S, медь Cu, барий Ba, серебро Ag?
2. Назовите элемент, в ядре атома которого содержится 11 протонов.
3. Назовите элемент, в ядре атома которого содержится 26 электронов.
4. Чему равно число нейтронов в атомах следующих изотопов: ^{15}N , ^{119}Sn , ^{235}U ?
5. Сколько нейтронов в ядрах изотопов ^{24}Mg , ^{25}Mg , ^{26}Mg , ^{20}Ne , ^{21}Ne , ^{22}Ne ?
6. Напишите символы изотопов олова, атомы которых содержат 66, 68, 69, 71, 72 нейтрона.
7. Какой заряд ядра и сколько электронов в атомах магния, азота, цинка, йода?
8. Рассчитайте число протонов и нейтронов, которые входят в состав ядра атома: хлора, аргона, меди, брома, серы, алюминия.

9. Чему равен порядковый номер элемента, массовое число одного из изотопов которого равно 31, а число нейтронов равно 16?
10. Сколько электронов и протонов входит в состав атома элемента, который находится: а) в 5-м периоде и в побочной подгруппе IV группы; б) в 4-м периоде и в главной подгруппе III группы?
11. Напишите формулу частицы состава \mathbf{XY} , которая содержит 15 протонов.
12. Напишите формулу частицы состава \mathbf{X}^{-2} , которая содержит 18 электронов.
13. Напишите формулу частицы состава \mathbf{XY}_3 , которая содержит 18 протонов.
14. Напишите формулу частицы состава \mathbf{XY}_4^{+1} , которая содержит 10 электронов.
15. Напишите формулу частицы состава \mathbf{XY} , которая содержит 14 протонов.
16. Напишите формулу частицы состава \mathbf{XY}_2 , которая содержит 18 электронов.
17. Напишите формулу частицы состава \mathbf{XY}_4 , которая содержит 10 протонов.

СТРОЕНИЕ ЭЛЕКТРОННОЙ ОБОЛОЧКИ АТОМА. КВАНТОВЫЕ ЧИСЛА. ПРИНЦИП ПАУЛИ.

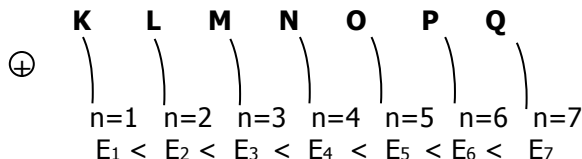
Атом состоит из *ядра* и *электронной оболочки*.

Электронная оболочка - это совокупность всех электронов в атоме.



Часть атомного пространства, в которой вероятность нахождения электрона наибольшая (90%), называется **атомной орбиталью**.

Энергия электрона в атоме (E) описывается 4(четырьмя) квантовыми числами: **n, l, m_l, m_s (или s)**



Главное квантовое число «n» характеризует энергию электрона на энергетическом уровне (**э. у.**) и расстояние электрона от ядра (или размер орбитали).

«n» принимает значения целых чисел от 1 до ∞ (бесконечности).
n=1,2,3,4,5,6,7.....∞ «n» имеет обозначения: K,L,M,N,O,P,Q

Энергетический уровень (э. у.) - это совокупность орбиталей с одинаковым значением главного квантового числа « n ».

Максимальное число электронов на э. у. находят по формуле: $N = 2 n^2$ (до $n=4$)

1э.у.---- $2 \bar{e}$

2э.у.---- $8 \bar{e}$

3э.у.---- $18 \bar{e}$

4э.у.---- $32 \bar{e}$

Побочное (орбитальное) квантовое число « l »

характеризует энергию электрона на энергетическом подуровне и форму электронной орбитали.

« l » зависит от « n » и для каждого э.у. принимает значения целых чисел от **0** до **$n - 1$** .

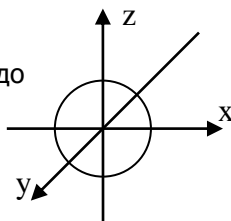
Число значений « l » = « n » (до $n=4$)

$n=1$ $l=0$ (s)

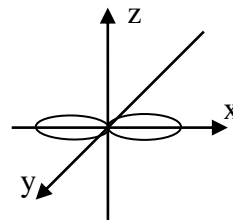
$n=2$ $l=0,1$ (s,p)

$n=3$ $l=0,1,2$ (s,p,d)

$n=4$ $l=0,1,2,3$ (s,p,d,f)



s- орбиталь
форма «шар»



p- орбиталь
форма «гантель»

Пример: $n=4$ $l=0$ (s)

$l=1$ (p)

$l=2$ (d)

$l=3$ (f)

Энергия орбиталей, которые находятся на одном э.у., но имеют разную форму, неодинакова:
 $E_s < E_p < E_d < E_f$

Энергетический подуровень - это совокупность орбиталей, которые имеют одинаковые значения главного и побочного квантовых чисел.

Число энергетических подуровней на уровне равно номеру энергетического уровня (э.у.), но не больше 4(четырёх)

- 1э.у.-----1подуровень (1 s)
- 2э.у.-----2подуровня (2s ,2 p)
- 3э.у.-----3подуровня (3s ,3p ,3d)
- 4э.у.-----4подуровня (4s, 4p ,4d ,4f)

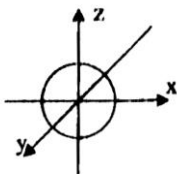
Магнитное квантовое число «m_l» характеризует ориентацию орбитали в пространстве и число орбиталей на подуровне.

«m_l» зависит от «l» и принимает значения целых чисел от **-1**, через **0** до **+1**

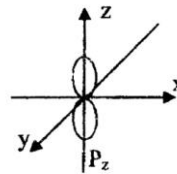
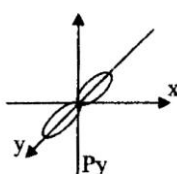
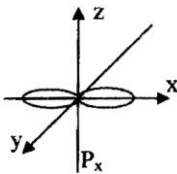
Число значений «m_l» определяет число орбиталей на подуровне
m_l = 2l + 1

Подуровень	Значения m _l (от -1 , через 0 до +1)	Число орбиталей на подуровне (m _l = 2l + 1)
s (l=0)	0	1
p (l=1)	-1 0 +1	3
d (l=2)	-2 -1 0 +1 +2	5
f (l=3)	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3	7

Графически орбиталь изображают в виде клетки (квантовой ячейки): □



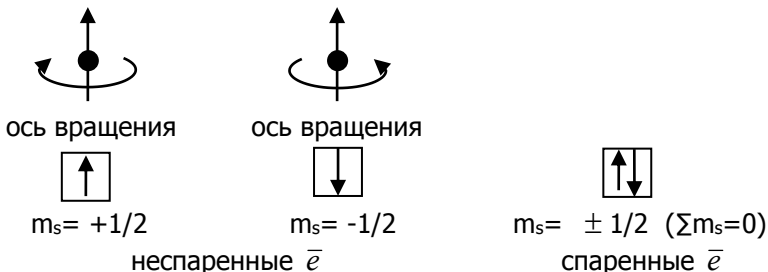
s- подуровень
(1 орбиталь)



p- подуровень
(3 орбитали)

s- подуровень:
 p- подуровень:
 d- подуровень:
 f- подуровень:

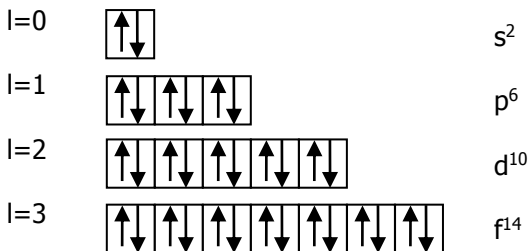
Спиновое квантовое число « m_s » или « s » (spin)
 характеризует вращение электрона вокруг своей оси и принимает только два значения $+1/2$ и $-1/2$ ($m_s = \pm 1/2$).



Максимальное число электронов на одной орбитали = $2\bar{e}$

ПРИНЦИП ПАУЛИ

$n=4$ Сравните любые два электрона на орбиталях.



Принцип Паули

В атоме НЕТ даже двух электронов с одинаковым значением всех четырех квантовых чисел

Максимальное число электронов на энергетическом подуровне

$N_l = 2(2l + 1)$

Максимальное число электронов на энергетическом уровне

$N = 2n^2$ (до $n=4$)

Вопросы для контроля

1. Что называется электронной оболочкой?
2. Что называется атомной орбиталью?
3. Что характеризует главное квантовое число? Какие значения оно принимает?
4. Что называется энергетическим уровнем? Чему равно максимальное число электронов на энергетическом уровне?
5. Что характеризует побочное (орбитальное) квантовое число? Какие значения оно принимает для каждого энергетического уровня?
6. Какую форму имеют и как называются орбитали, для которых побочное квантовое число равно а)0, б)1?
7. Как называются орбитали, для которых побочное квантовое число равно а)2, б)3?
8. Что такое энергетический подуровень? Чему равно число подуровней на данном энергетическом уровне?
9. Что характеризует магнитное квантовое число? Какие значения оно принимает для каждого энергетического подуровня?
10. Чему равно число орбиталей на энергетическом подуровне?
11. Что характеризует спиновое квантовое число? Какие значения оно принимает?
12. Как формулируется принцип Паули?
13. Чему равно максимальное число электронов на энергетическом подуровне?

Задания для самостоятельной работы

1. Какие значения имеют главное квантовое число « n » и побочное квантовое число « l » для каждого из следующих подуровней: $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, 4p, 4d, 4f$?
2. Заполните следующую таблицу:

Главное квантовое число « n »	Побочное квантовое число « l »	Обозначение подуровня (орбитали)
5	3	
3	2	
7	0	

3. Напишите значения всех квантовых чисел для а) $\langle n \rangle = 1$, б) для $\langle n \rangle = 2$, в) для $\langle n \rangle = 3$, г) для $\langle n \rangle = 4$.

4. Напишите значения всех четырех квантовых чисел для каждого из трех электронов, которые находятся на 4р-подуровне:



5. Укажите значения главного и орбитального квантовых чисел, которые имеет электрон, находящийся на подуровне 3d.

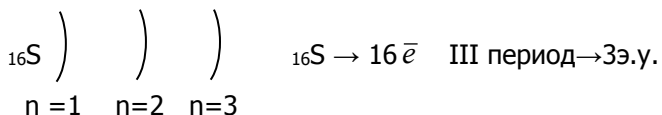
6. Укажите значения главного и орбитального квантовых чисел, которые имеет электрон, находящийся на подуровне 4р.

8. Укажите значения главного и орбитального квантовых чисел, которые имеет электрон, находящийся на подуровне 5d.

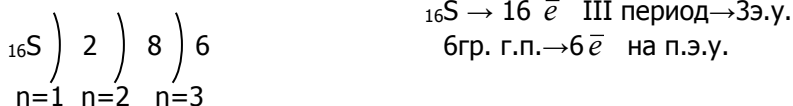
9. Укажите значения главного и орбитального квантовых чисел, которые имеет электрон, находящийся на подуровне 5р.

ЭЛЕКТРОННЫЕ СХЕМЫ. ЭЛЕКТРОННЫЕ ФОРМУЛЫ ЭЛЕКТРОННО-ГРАФИЧЕСКИЕ ФОРМУЛЫ. ПРАВИЛО ГУНДА (ХУНДА)

1. Число энергетических уровней (**э.у.**) равно номеру периода

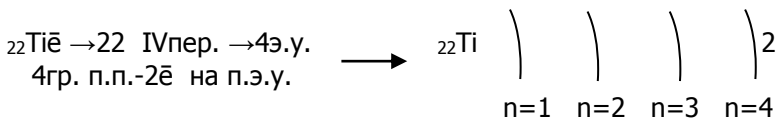
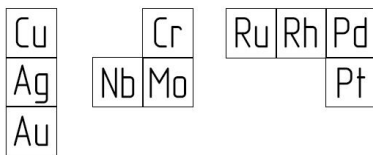


2. Для элементов главных подгрупп (**г.п.**) число электронов на последнем энергетическом уровне (п.э.у.) = номеру группы.

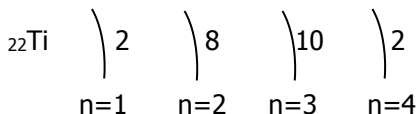


Электронная схема

3. Для элементов побочных подгрупп (**п.п.**) число электронов на последнем энергетическом уровне (п.э.у.) = $2 \bar{e}$. Исключение: $1 \bar{e}$ на п.э.у.:



4. Число электронов на предпоследнем энергетическом уровне (э.у.) определяем по разности: $22 - 12 = 10$

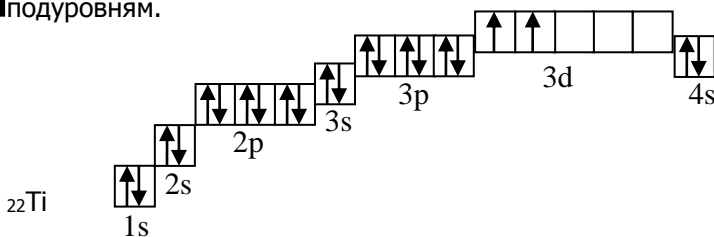


Электронная схема



Электронная формула (конфигурация) титана ${}_{22}\text{Ti}$
(по увеличению главного квантового числа «n»)

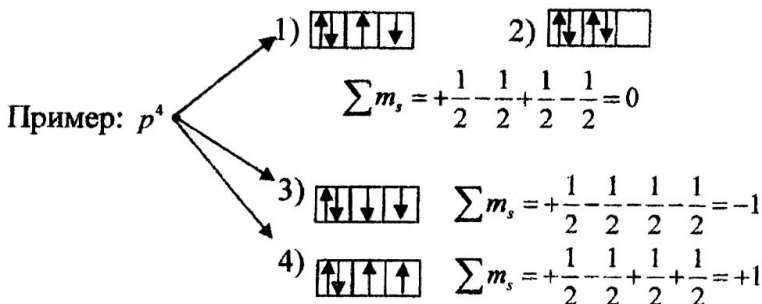
Электронная формула (конфигурация) показывает распределение электронов по энергетическим уровням (э.у.) и подуровням.



Электронно-графическая формула (конфигурация) титана ${}_{22}\text{Ti}$

Электронно-графическая формула (конфигурация) показывает распределение электронов по орбиталям.
Правило Гунда (Хунда)

На одном подуровне электроны заполняют орбитали так, чтобы абсолютное значение суммы их спиновых квантовых чисел (spin) было максимальным.



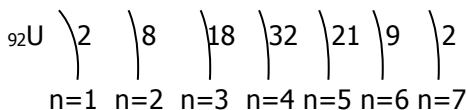
Состояние 3 и 4 соответствует правилу Гунда.

5. Число электронов у элементов побочных подгрупп II рода на предпоследнем энергетическом уровне (э.у.) равно $8\bar{e}$ или $9\bar{e}$.

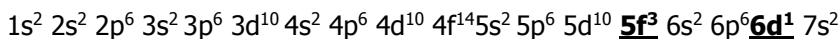
${}_{92}\text{U} \rightarrow 92\bar{e}$ VII пер. - 7э.у.

3гр. п.п. II рода - $2\bar{e}$ на п.э.у.,

$9\bar{e}$ на предпосл. э.у.



Электронная схема урана ${}_{92}\text{U}$.



Электронная формула (конфигурация) урана ${}_{92}\text{U}$

(по увеличению главного квантового числа «n») f-элемент

ПРАВИЛО КЛЕЧКОВСКОГО (Принцип наименьшей энергии)

Основное состояние атома - это состояние с наименьшей энергией. Оно является наиболее устойчивым.

Орбитальное квантовое число «l»

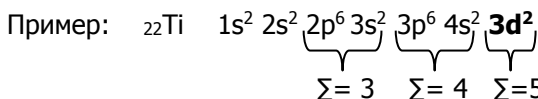
	0	1	2	3	4	5
1	1s ²					
2	2s ²	2p ₆				
3	3s ²	3p ₆	3d ¹⁰			
4	4s ²	4p ₆	4d ¹⁰	4f ¹⁴		
5	5s ²	5p ₆	5d ¹⁰	5f ¹⁴		
6	6s ²	6p ₆	6d ¹⁰			
7	7s ²					

Главное квантовое число «n»

Правило Клечковского:

Электронны заполняют орбитали так, чтобы их энергия была минимальной:

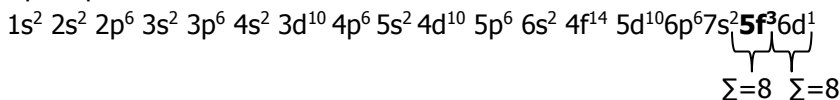
1) сначала заполняются орбитали с меньшим значением суммы квантовых чисел $n+l$;



Электронная формула титана
(по увеличению суммы (Σ) чисел « $n+l$ »)

2) если сумма (Σ) « $n+l$ » одинакова, то первой заполняется та орбиталь, где n меньше.

Пример: ${}_{92}\text{U}$



Электронная формула урана ${}_{92}\text{U}$
(по увеличению суммы (Σ) чисел « $n+1$ »)

Вопросы для контроля

1. Какие существуют правила для составления электронных схем и электронных формул (по увеличению главного квантового числа « n »)?
2. Что показывают электронные формулы атомов?

3. Что показывают электронно-графические формулы атомов?
4. Как формулируется правило Гунда (Хунда)?
5. Что такое основное состояние атома?
6. В каком порядке электроны заполняют энергетические подуровни?
7. Чем определяется энергия подуровня согласно правилу Клечковского?

Задания для самостоятельной работы

1. Напишите: а) электронные схемы, б) электронные формулы (конфигурации), в) электронно-графические формулы (конфигурации) элементов (по увеличению главного квантового числа «n»): ${}_{14}\text{Si}$, ${}_{20}\text{Ca}$, ${}_{22}\text{Ti}$, ${}_{35}\text{Br}$, ${}_{23}\text{V}$. Какие это элементы-s, -p, -d или-f?
2. Напишите: а) электронные схемы, б) электронные формулы(конфигурации), в) электронно- графические формулы (конфигурации) элементов (по увеличению главного квантового числа «n»): ${}_{25}\text{Mn}$, ${}_{34}\text{Se}$, ${}_{56}\text{Ba}$, ${}_{62}\text{Sm}$. Какие это элементы-s, -p, -d или-f?
3. Напишите а) электронные схемы, б) электронные формулы (конфигурации), в) электронно- графические формулы (конфигурации) элементов (по увеличению главного квантового числа «n»): ${}_{26}\text{Fe}$, ${}_{37}\text{Rb}$, ${}_{52}\text{Te}$, ${}_{53}\text{I}$. Какие это элементы-s, -p, -d или-f?
4. Допишите электронные формулы элементов (по увеличению главного квантового числа «n»). Напишите: а) название элемента, б) порядковый (атомный) номер, в) символ, г) какой это элемент -s, -p, -d или -f.
 а)..... $3d^54s^2$
 б)..... $4d^45s^2$
 в)..... $4d^25s^2$
 г)..... $5d^26s^2$
 д)..... $4s^24p^4$
 е)..... $5s^25p^5$
 ж)..... $6s^26p^2$
 з)..... $4f^25s^25p^65d^16s^2$
 и)..... $4f^{14}5s^25p^65d^16s^2$
 к)..... $5f^36s^26p^66d^17s^2$
 л)..... $5f^{14}6s^26p^66d^17s^2$



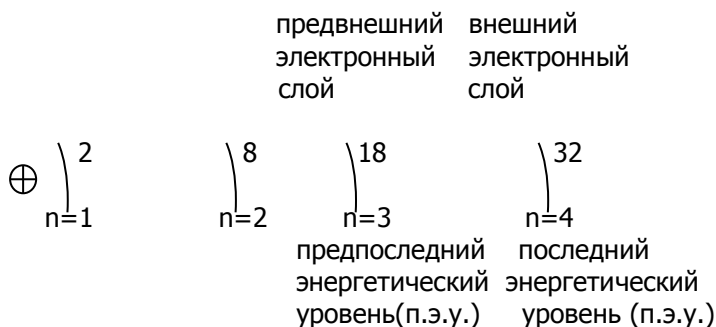
5. Докажите с помощью правила Клечковского, что в следующем ряду энергия подуровней увеличивается: $5s \rightarrow 4d \rightarrow 5p \rightarrow 6s \rightarrow 4f \rightarrow 5d \rightarrow 6p \rightarrow 7s \rightarrow 5f$
6. Напишите электронные формулы элементов по правилу Клечковского: (по увеличению $\sum \langle n + l \rangle$): ${}_{38}\text{Sr}$, ${}_{41}\text{Nb}$, ${}_{54}\text{Xe}$. Какие это элементы -s,-p,-d или-f?
7. Напишите электронные формулы элементов по правилу Клечковского: ${}_{19}\text{K}$, ${}_{24}\text{Cr}$, ${}_{36}\text{Kr}$. Какие это элементы -s,-p,-d или-f?

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ И ЭЛЕКТРОННОЕ СТРОЕНИЕ АТОМОВ

|| **Энергетический уровень (э.у.)** — это совокупность орбиталей с одинаковым значением главного квантового числа «n»

Понятие *энергетический уровень* соответствует понятию *электронный слой*.

|| **Электронный слой** — это совокупность электронов на энергетическом уровне(э.у.)



Число электронных слоев (э.у.)= номеру периода.

I период-----1 электронный слой (э.у.)

II период-----2 электронных слоя (э.у.)

III период-----3 электронных слоя (э.у.)

VII период-----7 электронных слоев (э.у.)

ПЕРИОД. СОВРЕМЕННАЯ ФОРМУЛИРОВКА

|| **Период** - последовательный ряд элементов, который имеет одинаковое число электронных слоев (э.у.), равное номеру периода.

Период характеризуется_ одинаковым значением главного квантового числа «n» Это число равно номеру периода.

II период $2s^2 2p^1 2p^2 2p^3 \dots\dots\dots 2p^6$

Периодический закон. Строение атома и химическая связь

Каждый период (кроме 1 периода) начинается щелочным металлом. Строение внешнего электронного слоя ns^1

Каждый период заканчивается инертным элементом.

Строение внешнего электронного слоя ns^2np^6 .

Инертные элементы (благородные газы: Ne, Ar, Kr, Xe, Rn) имеют $8\bar{e}$ (электронный октет-максимальное число электронов) на внешнем электронном слое (на п.э.у.)

Исключение: He → имеет $2\bar{e}$ (электронный дублет) на п.э.у.

Это завершённый (законченный) электронный слой (э.у.) ns^2np^6 или ns^2 . Эти элементы очень устойчивы.

Остальные элементы, например, Na, Ca, Al.....Cl соответственно имеют $1, 2, 3, \dots, 7\bar{e}$ на внешнем электронном слое (на п.э.у.). Это – незавершённый (незаконченный) электронный слой $ns^1 - ns^2np^5$.

ГЛАВНАЯ ПОДГРУППА (Г.П.). СОВРЕМЕННАЯ ФОРМУЛИРОВКА

Главная подгруппа (г.п.) периодической системы - это вертикальный ряд элементов, атомы которых имеют одинаковое число электронов на внешнем электронном слое (на п.э.у.), равное номеру группы.

II гр. г.п.

Be..... $2s^2$

Mg..... $3s^2$ $2\bar{e}$ на п.э.у.

s -элементы

VII гр. г.п.

F..... $2s^2 2p^5$

Cl..... $3s^2 3p^5$ $7\bar{e}$ на п.э.у.

p –элементы

Число s- \bar{e} на внешнем электронном слое (на п.э.у.) = номеру группы

Число s- \bar{e} и p- \bar{e} на внешнем электронном слое (на п.э.у.) = номеру группы

ПОБОЧНАЯ ПОДГРУППА (П.П.). СОВРЕМЕННАЯ ФОРМУЛИРОВКА

Побочная подгруппа (п.п.) периодической системы - это вертикальный ряд элементов, которые имеют одинаковое число d- \bar{e} на предвнешнем электронном слое (предпоследнем э.у.) и s- \bar{e} на внешнем электронном слое (на п.э.у.)

IV гр. п.п.

Ti..... $3d^2 4s^2$

Zn..... $4d^2 5s^2$ $\Sigma d-\bar{e}$ предпоследнего э.у. и $s-\bar{e}$ п.э.у.= $4\bar{e}$
d-элементы

$\Sigma d-\bar{e}$ предвнешнего электронного слоя (предпоследнего э.у.)
и $s-\bar{e}$ внешнего электронного слоя (п.э.у.)=номеру группы.

Если $\Sigma d-\bar{e}$ и $s-\bar{e}$ от 3 до 7, то это гр. 3-7,

если $\Sigma d-\bar{e}$ и $s-\bar{e} = 8, 9, 10$, то это гр. 8,

если $\Sigma d-\bar{e}$ и $s-\bar{e} = 11$, то это гр. 1,

если $\Sigma d-\bar{e}$ и $s-\bar{e} = 12$, то это гр. 2.

${}_{26}\text{Fe}$ $3d^6 4s^2 \rightarrow \rightarrow$ гр. 8

$\Sigma d-\bar{e}$ и $s-\bar{e} = 8$

${}_{27}\text{Co}$ $3d^7 4s^2 \rightarrow \rightarrow$ гр. 8

$\Sigma d-\bar{e}$ и $s-\bar{e} = 9$

${}_{28}\text{Ni}$ $3d^8 4s^2 \rightarrow \rightarrow$ гр. 8

$\Sigma d-\bar{e}$ и $s-\bar{e} = 10$

${}_{29}\text{Cu}$ $3d^9 4s^2 \rightarrow \rightarrow$ гр. 1

$\Sigma d-\bar{e}$ и $s-\bar{e} = 11$

${}_{30}\text{Zn}$ $3d^{10} 4s^2 \rightarrow \rightarrow$ гр. 2

$\Sigma d-\bar{e}$ и $s-\bar{e} = 12$

Общие свойства химических элементов объясняются одинаковым строением внешнего электронного слоя.

Периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений при увеличении порядкового номера объясняется тем, что *периодически повторяется* строение внешнего электронного слоя в атомах элементов.

Все элементы периодической системы делятся на 4 (четыре) электронных семейства:

s-элементы , **p-элементы** , **d-элементы** и **f-элементы** .

***s-элементы* (элементы *s*-семейства)- это элементы, в атомах которых заполняется *s*- подуровень внешнего электронного слоя (п.э.у.)**

s-элементами являются первые два элемента каждого периода. Они образуют главные подгруппы (г.п.) 1и 2 группы.

***p-элементы* (элементы *p*-семейства)-это элементы, в атомах которых заполняется *p*-подуровень внешнего электронного слоя (п. э.у.)**

p-элементами являются шесть элементов каждого периода (кроме 1 и 7 периодов). Они находятся в конце периодов и образуют главные подгруппы (г.п.) 3 -8 групп.

***d-элементы* (элементы *d*- семейства)-это элементы, в атомах которых заполняется *d*-подуровень *предвнешнего* электронного слоя (*предпоследнего* э.у.)**

d-элементами являются десять элементов 4 , 5 и 6 периодов и восемь элементов 7 периода. В 4, 5 и 6 периодах *d*-элементы находятся между *s*- и *p*-элементами. Они образуют побочные подгруппы (п.п.) всех восьми групп.

***f-элементы* (элементы *f* - семейства: лантаноиды и актиноиды)-это элементы, в атомах которых заполняется *f* -подуровень *предпредвнешнего* электронного слоя (*предпредпоследнего* э.у.).**

f-элементами являются 14 лантаноидов и 14 актиноидов, которые относятся к 6 и 7 периодам соответственно. Они расположены в нижней части периодической системы и образуют побочные подгруппы (п.п.) 2 (второго) рода. В атомах лантаноидов заполняется 4*f* -подуровень, в атомах актиноидов 5*f*-подуровень.

Вопросы для контроля

1. Что такое энергетический уровень?
2. Что такое электронный слой?
3. Дайте определение периода с точки зрения строения атома (современная формулировка).
4. Дайте определение главной подгруппы с точки зрения строения атома (современная формулировка).
5. Дайте определение побочной подгруппы с точки зрения строения атома (современная формулировка).
6. Чем объясняются общие свойства химических элементов?
7. Чем объясняется периодическое изменение свойств химических элементов и их соединений?
8. Что такое s-элементы? Где они находятся в периодической системе?
9. Что такое p-элементы? Где они находятся в периодической системе?
10. Что такое d-элементы? Где они находятся в периодической системе?
11. Что такое f-элементы? Где они находятся в периодической системе?

Задания для самостоятельной работы

1. Напишите электронные схемы и электронные формулы (конфигурации) по увеличению главного квантового числа «n» атомов ${}_{20}\text{Ca}$, ${}_{22}\text{Ti}$, ${}_{53}\text{I}$, ${}_{26}\text{Fe}$. Какие это элементы -s, -p, -d, или-f?
2. Напишите электронные схемы и электронные формулы (конфигурации) по увеличению главного квантового числа «n» атомов ${}_{30}\text{Zn}$, ${}_{56}\text{Ba}$, ${}_{64}\text{Gd}$, ${}_{50}\text{Sn}$. Какие это элементы -s, -p, -d, или-f?
3. Напишите электронные схемы и электронные формулы (конфигурации) по увеличению главного квантового числа «n» атомов ${}_{38}\text{Sr}$, ${}_{52}\text{Te}$, ${}_{74}\text{W}$, ${}_{92}\text{U}$. Какие это элементы -s, -p, -d, или-f?

4. По концу электронной формулы определите положение элемента в периодической системе (период, группа, подгруппа, порядковый номер, символ, название, -s,-p,-d или f-элемент, металл или неметалл).

- а) $3s^23p^4$
 б)..... $5f^46s^26p^66d^17s^2$
 в)..... $4f^{14}5s^25p^65d^46s^2$
 г)..... $4d^{10}5s^25p^66s^2$
 д)..... $3s^23p^63d^{10}4s^2$

5. По концу электронной формулы определите положение элемента в периодической системе (период, группа, подгруппа, порядковый номер, символ, название, -s,-p,-d или f-элемент, металл или неметалл).

- а)..... $3s^23p^63d^34s^2$
 б)..... $4s^24p^65s^2$
 в)..... $4d^{10}5s^25p^65d^16s^2$
 г)..... $4f^{14}5s^25p^65d^16s^2$
 д)..... $3d^{10}4s^24p^64d^{10}5s^2$

6. По концу электронной формулы определите положение элемента в периодической системе (период, группа, подгруппа, порядковый номер, символ, название, -s,-p,-d или f-элемент, металл или неметалл).

- а)..... $4s^24p^64d^{10}5s^2$
 б)..... $4d^{10}5s^25p^6$
 в)..... $5f^{14}6s^26p^66d^17s^2$
 г)..... $5d^{10}6s^26p^6$
 д)..... $3s^23p^63d^84s^2$

7. По концу электронной формулы определите положение элемента в периодической системе (период, группа, подгруппа, порядковый номер, символ, название, -s,-p,-d или f-элемент, металл или неметалл).

- а)..... $3s^23p^5$
 б)..... $4d^{10}5s^25p^5$
 в)..... $4s^24p^5$
 г)..... $4f^{14}5s^25p^65d^56s^2$
 д)..... $4s^24p^6$

8. Даны электронные конфигурации внешнего электронного слоя двух элементов: 1) $2s^1$; 2) $3s^1$. Какой из них имеет большую металлическую активность?
9. Даны электронные конфигурации внешнего электронного слоя двух элементов: 1) $3s^1$; 2) $3s^2 3p^1$. Какой из них имеет большую металлическую активность?
10. Даны электронные конфигурации внешнего электронного слоя двух элементов: 1) $3s^2$; 2) $4s^1$. Какой из них имеет большую металлическую активность?
11. Даны электронные конфигурации внешнего электронного слоя двух элементов: 1) $5s^2 5p^3$; 2) $6s^2 6p^3$. Какой из них имеет большую неметаллическую активность?
12. Даны электронные конфигурации внешнего электронного слоя двух элементов: 1) $3s^2 3p^4$; 2) $5s^2 5p^4$. Какой из них имеет большую неметаллическую активность?
13. Даны электронные конфигурации внешнего электронного слоя двух элементов: 1) $3s^2 3p^4$; 2) $3s^2 3p^2$. Какой из них имеет большую неметаллическую активность?

ВАЛЕНТНОСТЬ С ТОЧКИ ЗРЕНИЯ СТРОЕНИЯ АТОМА

Валентные электроны - это электроны, которые могут участвовать в образовании химических связей.

Для s- и p-элементов - это $s-\bar{e}$ - и $p-\bar{e}$ внешнего электронного слоя (п.э.у.).

Для d-элементов это $d-\bar{e}$ предвнешнего электронного слоя (предпоследнего э.у.) и $s-\bar{e}$ внешнего электронного слоя (п.э.у.)

Электронные слои, которые содержат валентные электроны, называются *валентными слоями*.

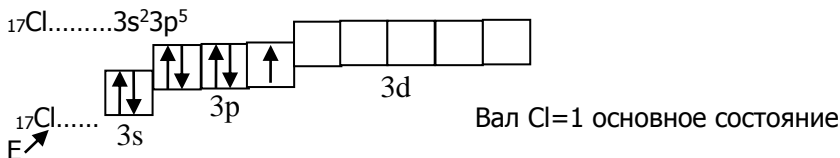
Валентность с точки зрения строения атома - это число неспаренных электронов в его нормальном (основном) или возбужденном состоянии.

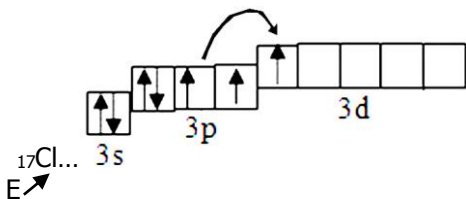
Нормальное (основное) состояние характеризуется электронной конфигурацией атома, которая соответствует положению элемента в периодической системе.

Атом может увеличивать свою валентность при переходе из основного состояния в возбужденное при поглощении некоторого количества энергии (химическая реакция, температура, облучение).

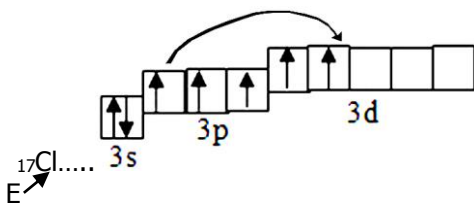
Примеры:

Валентные состояния атома хлора:

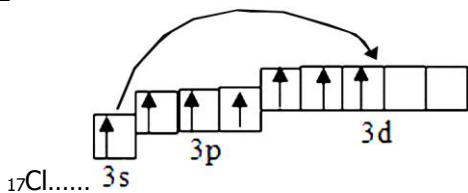




Вал $Cl^* = 3$ первое возбужденное состояние

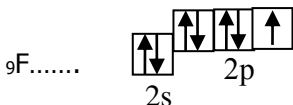
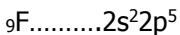


Вал $Cl^{**} = 5$ второе возбужденное состояние



Вал $Cl^{***} = 7$ третье возбужденное состояние

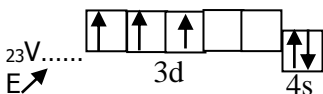
Валентные состояния атома фтора:



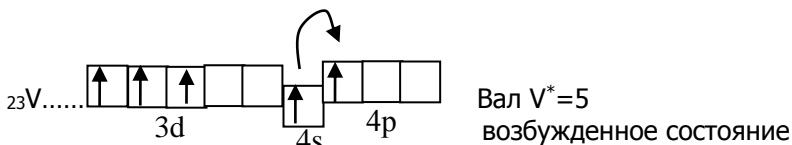
Вал $F = 1$ основное состояние

Переход электрона невозможен, так как нет свободных ячеек!

Валентные состояния атома ванадия:



Вал $V = 3$ основное состояние



Переход электрона на свободные орбитали возможен только *в пределах одного энергетического уровня* (с **4s** на **4p**, а не на **3d!**)

Максимальное число неспаренных электронов (максимальная валентность элемента) для большинства химических элементов = номеру группы.

Вопросы для закрепления.

1. Что такое валентность с точки зрения строения атома?
2. Чем характеризуется нормальное (основное) состояние атома?
3. При каких условиях атом может увеличивать свою валентность и переходить в возбужденное состояние?
4. При каких условиях возможен переход электрона на свободные орбитали?
5. Чему равно максимальное число неспаренных электронов в возбужденном состоянии атома? Каковы исключения?
6. Почему сера имеет переменную валентность, а кислород – постоянную?
7. Почему хлор имеет переменную валентность, а фтор – постоянную?

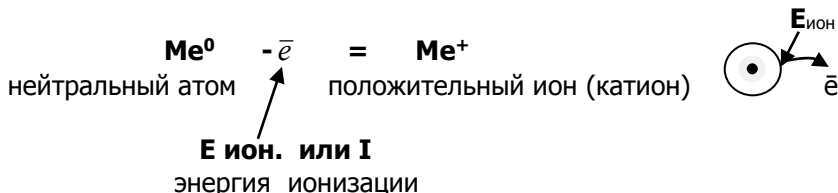
Задания для самостоятельной работы

1. Напишите валентность следующих элементов в нормальном и возбужденном состоянии: ${}^8\text{O}$, ${}^{35}\text{Br}$, ${}^{22}\text{Ti}$.
2. Напишите валентность следующих элементов в нормальном и возбужденном состоянии: ${}^7\text{N}$, ${}^{15}\text{P}$.
3. Напишите валентность следующих элементов в нормальном и возбужденном состоянии: ${}^{12}\text{Mg}$, ${}^{34}\text{Se}$, ${}^{74}\text{W}$.
4. Напишите валентность следующих элементов в нормальном и возбужденном состоянии: ${}^{19}\text{K}$, ${}^{25}\text{Mn}$, ${}^{32}\text{Ge}$.

5. Напишите валентность следующих элементов в нормальном и возбужденном состоянии: ${}_{21}\text{Sc}$, ${}_{26}\text{Fe}$, ${}_{53}\text{I}$.
6. Укажите номер группы и подгруппу, в которой находится элемент с электронной конфигурацией валентного слоя $4s^23d^6$.
7. Укажите номер группы и подгруппу, в которой находится элемент с электронной конфигурацией валентного слоя $5s^25p^5$.
8. Укажите номер группы и подгруппу, в которой находится элемент с электронной конфигурацией валентного слоя $6s^25d^2$.
9. Укажите номер группы и подгруппу, в которой находится элемент с электронной конфигурацией валентного слоя $4s^24p^3$.
10. Напишите электронную формулу (конфигурацию) атома Zn в основном состоянии и укажите квантовые ячейки валентного слоя.
11. Напишите электронную формулу (конфигурацию) атома Ga в основном состоянии и укажите квантовые ячейки валентного слоя.
12. Напишите электронную формулу (конфигурацию) атома As в основном состоянии и укажите квантовые ячейки валентного слоя.
13. Напишите электронную формулу (конфигурацию) атома В в возбужденном состоянии и укажите квантовые ячейки валентного слоя.
14. Какой инертный газ и какие простые ионы имеют электронную конфигурацию иона Al^{3+} ?
15. Какой инертный газ и какие простые ионы имеют электронную конфигурацию иона Mg^{2+} ?
16. Могут ли валентные электроны атома Ti находиться на 4p орбитали? Ответ объясните, используя электронно-графическую формулу элемента.
17. Могут ли валентные электроны атома Cl находиться на 3d орбитали? Ответ объясните, используя электронно-графическую формулу элемента.
18. Напишите символы двух элементов, атомы которых в основном состоянии содержат один неспаренный электрон.

ЗАВИСИМОСТЬ СВОЙСТВ ЭЛЕМЕНТОВ ОТ СТРОЕНИЯ ИХ АТОМОВ

1. Металличность.



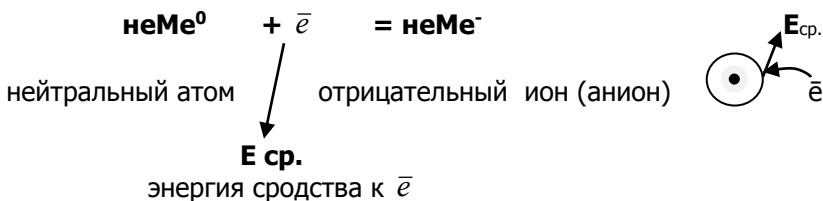
Способность атома данного элемента отдавать электроны характеризует *металличность* этого элемента.

Количественной мерой металличности является *энергия ионизации*.

Энергия ионизации (E_{ион. или I}) - это энергия, которая необходима для отрыва электрона от нейтрального атома, то есть для превращения этого атома в положительный ион: $\text{Э}^0 - \bar{e} = \text{Э}^+$.

Чем < E_{ион.}, тем > металличность (металлические свойства элемента.)

2. Неметалличность.



Способность атома данного элемента присоединять электроны характеризует *неметалличность* этого элемента.

Количественной мерой неметалличности является *энергия сродства к электрону*.

Сродство к электрону ($E_{ср.}$)— это энергия, которая выделяется в результате присоединения электрона к нейтральному атому, то есть превращения атома в отрицательно заряженный ион: $\text{Э}^0 + \bar{e} = \text{Э}^-$.

Чем $> E_{ср.}$, тем $>$ неметалличность (неметаллические свойства элемента).

ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ (ЭО). ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ (ОЭО).

$$\text{ЭО} = E_{\text{ион.}} + E_{ср.}$$

Электроотрицательность элемента (ЭО) характеризует способность его атома оттягивать на себя электроны

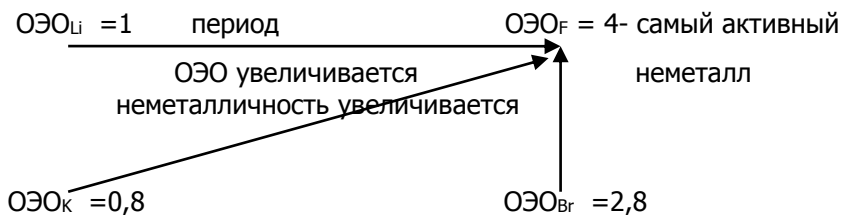
Чем $>$ металличность, тем $<$ ЭО ($< 1,7$)

Чем $>$ неметалличность, тем $>$ ЭО (до 4)

За единицу электроотрицательности (ЭО) принята электроотрицательность лития ($\text{ЭО}_{\text{Li}} = 1$).

$${}^{\circ}\text{ЭО}_{\text{Li}} = \frac{\text{ЭО}_{\text{Li}}}{\text{ЭО}_{\text{Li}}} = 1 \quad {}^{\circ}\text{ЭО}_{\text{F}} = \frac{\text{ЭО}_{\text{F}}}{\text{ЭО}_{\text{Li}}} = 4 \quad {}^{\circ}\text{ЭО}_{\text{Na}} = \frac{\text{ЭО}_{\text{Na}}}{\text{ЭО}_{\text{Li}}} = 0,9$$

относительная электроотрицательность



Периодический закон. Строение атома и химическая связь

Чем больше ОЭО, тем сильнее элемент притягивает электроны и тем сильнее его неметаллические свойства.

Относительные электроотрицательности элементов.

**ОТНОСИТЕЛЬНАЯ ЭЛЕКТРООТРИЦАТЕЛЬНОСТЬ АТОМОВ ЭЛЕМЕНТОВ
ПО ПОЛИНГУ**

Группа Период	I		II		III		IV		V		VI		VII		VIII		
	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	A	B	B	B	B
1														H 2,1			
2	Li 1,0		Be 1,5		B 2,0		C 2,5		N 3,0		O 3,5		F 4,0				
3	Na 0,9		Mg 1,2		Al 1,5		Si 1,8		P 2,1		S 2,5		Cl 3,0				
4	K 0,8	Cu 1,9	Ca 1,0	Zn 1,6	Ga 1,6	Sc 1,3	Ge 1,8	Ti 1,5	As 2,0	V 1,6	Se 2,4	Cr 1,6	Br 2,8	Mn 1,5	Fe 1,8	Co 1,9	Ni 1,9
5	Rb 0,8	Ag 1,9	Sr 1,0	Cd 1,7	In 1,7	Y 1,2	Sn 1,8	Zr 1,4	Sb 1,9	Nb 1,6	Te 2,1	Mo 1,8	I 2,5	Tc 1,9	Ru 2,2	Rh 2,2	Pd 2,2
6	Cs 0,7	Au 2,4	Ba 0,9	Hg 1,9	Tl 1,8	La-Lu 1,0-1,2	Pb 1,9	Hf 1,3	Bi 1,9	Ta 1,5	Po 2,0	W 1,7	At 2,2	Re 1,9	Os 2,2	Ir 2,2	Pt 2,2
7	Fr 0,7		Ra 0,9														

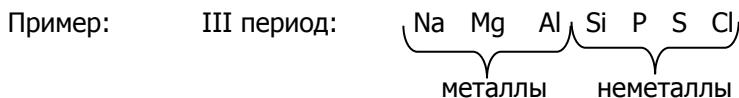
В малых периодах слева – направо

Изменение *строения атомов*:

- заряд атома **z** увеличивается
- число электронных слоев не изменяется
- число электронов на внешнем электронном слое увеличивается от $1\bar{e}$ до $8\bar{e}$
- притяжение электронов к ядру увеличивается
- радиус атома **R ат.** уменьшается

Изменение *свойств элементов*:

- энергия ионизации (**Е ион.**) увеличивается
- энергия сродства к электрону (**Е ср.**) увеличивается
- металличность элементов уменьшается
- неметалличность элементов увеличивается



В главных подгруппах сверху – вниз

Изменение *строения атомов*:

- заряд ядра **z** увеличивается
- число электронных слоев увеличивается
- радиус атома **R_{ат.}** увеличивается
- притяжение электронов к ядру уменьшается

Изменение *свойств элементов*:

- энергия ионизации (**Е_{ион.}**) уменьшается
- энергия сродства к электрону (**Е_{сп}**) уменьшается
- металличность элементов увеличивается
- неметалличность элементов уменьшается.

Пример: 4 группа, главная подгруппа (г.п.)



Вопросы для закрепления

1. Что характеризует способность атома данного элемента отдавать электроны?
2. Что такое энергия ионизации?
3. Что характеризует способность атома данного элемента присоединять электроны?
4. Что такое сродство к электрону?
5. Что характеризует электроотрицательность элемента?
6. Электроотрицательность какого элемента принята за единицу?
7. Какой элемент имеет самую большую электроотрицательность?

8. Что такое относительная электроотрицательность (ОЭО)? Как она изменяется в периодах и группах (главных подгруппах)?
9. Как изменяются в малых периодах слева – направо:
 - а) заряд атома, б) число электронных слоев, в) число электронов на внешнем электронном слое атомов, г) притяжение электронов к ядру, д) радиус атома?
10. Как изменяются в малых периодах слева - направо:
 - а) энергия ионизации, б) сродство к электрону, в) металличность элементов, г) неметалличность элементов?
11. Как изменяются в главных подгруппах сверху - вниз:
 - а) заряд атома, б) число электронных слоев, в) притяжение электронов к ядру, г) радиус атома?
12. Как изменяются в главных подгруппах сверху – вниз:
 - а) энергия ионизации, б) сродство к электрону, в) металличность элементов, г) неметалличность элементов?

Задания для самостоятельной работы

1. Расположите элементы в порядке уменьшения размеров их атомов Ge, Pb, Sn, C.
2. Расположите элементы в порядке уменьшения размеров их атомов S, P, Cl, Al.
3. Расположите элементы в порядке уменьшения размеров их атомов Se, Br, As, Ge.
4. Расположите элементы в порядке уменьшения электроотрицательности их атомов: S, Te, Se, O.
5. Расположите элементы в порядке уменьшения электроотрицательности их атомов: Na, Cs, Rb, Fr.
6. Расположите элементы в порядке уменьшения электроотрицательности их атомов: Ba, Be, Sr, Mg.
7. Расположите элементы в порядке уменьшения электроотрицательности их атомов: Sn, Te, Sb, In.
8. Расположите элементы в порядке уменьшения электроотрицательности их атомов: F, N, C, B.

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ. КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ

Химическая связь - это силы, которые соединяют атомы в молекулы.

При этом образуются более устойчивые электронные структуры.

ns^2

электронные дублеты ($2\bar{e}$)

$ns^2 np^6$

электронные октеты ($8\bar{e}$)

Если число электронов на внешнем электронном слое максимальное ($2\bar{e}$ или $8\bar{e}$), то такой электронный слой (или э.у.), называется *завершенным*.

Виды химической связи

1. ковалентная (неполярная, полярная, донорно-акцепторная),
2. ионная (электровалентная),
3. металлическая ,
4. водородная.

Ковалентная связь – это связь между атомами неметаллов с помощью общих электронных пар.

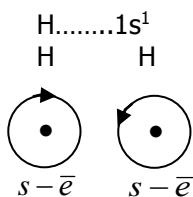
Ковалентная неполярная связь - это связь, когда общая пара электронов расположена симметрично относительно ядер атомов и $\Delta OЭО=0$.

Примеры: H_2 , O_2 , Cl_2 , N_2 .

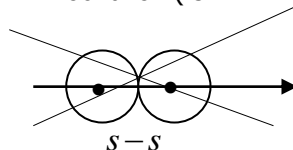
Механизм образования ковалентной неполярной связи

Рассмотрим образование ковалентной неполярной связи на примере молекулы водорода H_2 .

При сближении атомов до определенного расстояния происходит частичное *перекрывание* их электронных облаков (s-орбиталей):



a)



касание электронных облаков (молекула H_2 не образуется)

б)



перекрывание электронных облаков (образование молекулы H_2)

В результате между центрами обоих ядер (вариант б) возникает *молекулярное двухэлектронное облако*, обладающее максимальной электронной плотностью в пространстве между ядрами.

Если у сблизившихся до касания атомов водорода расстояние между ядрами составляет 0,106 нм (молекула H_2 не образуется), то после перекрывания электронных облаков (образование молекулы H_2) это расстояние составляет 0,074 нм.



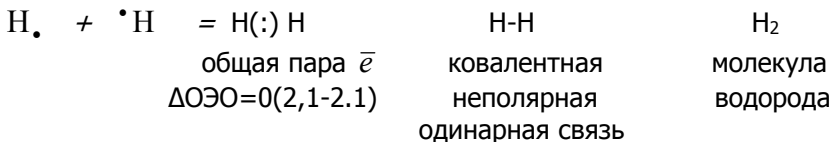
$\Delta H = - 436 \text{ кДж/моль}$

Запомните:

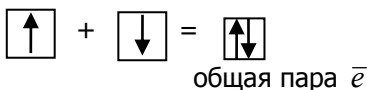
|| *Ковалентная неполярная связь образуется в результате перекрывания электронных облаков атомов и сопровождается выделением энергии.*

Образование связи между атомами водорода можно показать следующими схемами:

а) с помощью точек – валентных электронов (\bar{e} п.э.у.)



б) с помощью орбиталей (квантовых ячеек).



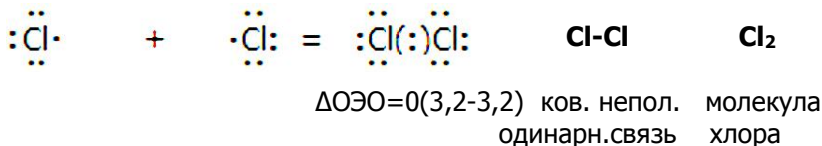
Запомните:

Механизм образования ковалентной связи, при которой каждый атом отдает один неспаренный электрон для образования общей электронной пары, называется **обменным механизмом**.

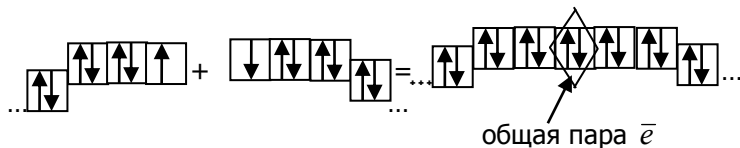
Пример 1. Схема образования молекулы хлора Cl_2

$\text{Cl} \dots \dots \dots 3s^2 3p^5$.

а) с помощью точек - валентных электронов (\bar{e} п.э.у.)



б) с помощью орбиталей (квантовых ячеек)

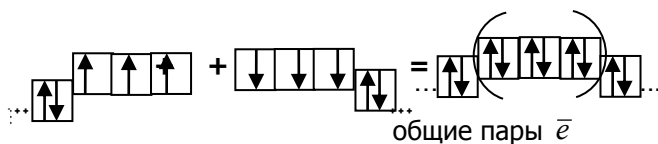


Пример2. Схема образования молекулы азота N₂

 N.....2s² 2p³

 а) с помощью точек – валентных электронов(\bar{e} п.э.у)


б) с помощью орбиталей (квантовых ячеек)

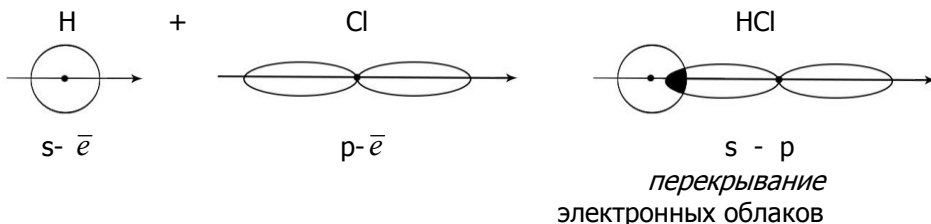


Ковалентная полярная связь-это связь, когда общая пара электронов расположена *несимметрично* относительно ядер атомов (смещена в сторону более электроотрицательного атома) и $\Delta \text{ОЭО} \neq 0 (\leq 1,7)$

 Примеры: HCl, H₂S, H₂O, PCl₅, NH₃.

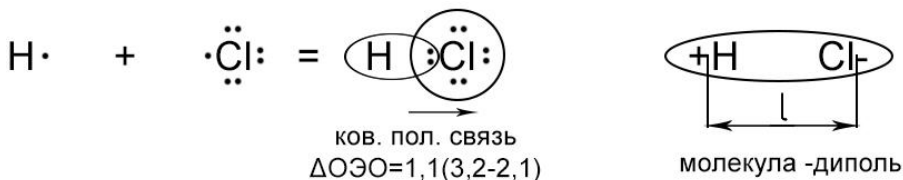
 Рассмотрим образование *ковалентной полярной связи* на примере молекулы соляной кислоты **HCl**. При образовании химической связи происходит *перекрывание* электронных облаков (*s*-орбитали атома водорода и *p*-орбитали атома хлора)

 H.....1s¹

 Cl1.....3s² 3p⁵


Образование связи между атомами H и Cl можно показать следующими схемами:

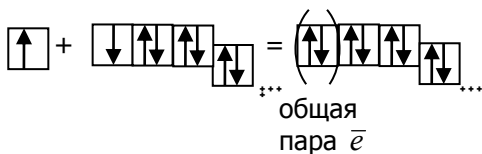
а) с помощью точек – валентных электронов (\bar{e} п.э.у.)



Общая пара \bar{e} смещена в сторону более электроотрицательного атома.

Расстояние между зарядами – длина диполя «l»

б) с помощью орбиталей (квантовых ячеек)



ДИПОЛЬНЫЙ МОМЕНТ

Есть понятие *дипольный момент*.

$$\vec{\mu} = \bar{e}l$$

дипольный момент

$$\vec{\mu}(\text{молекула}) = \sum \vec{\mu}(\text{все связи})$$

Дипольный момент молекулы « $\vec{\mu}$ » равен сумме (Σ) дипольных моментов всех связей в молекуле.

Чем больше ΔОЭО связанных атомов, тем сильнее электронная плотность смещается к атому более электроотрицательного элемента, тем больше дипольный момент молекулы и полярность связи.

Дипольный момент является векторной величиной. Вектор дипольного момента направлен от центра положительного заряда к центру отрицательного заряда.

В ряду молекул:	H - I	H - Br	H - Cl	H - F
ОЭО.....	2,1 2,5	2,1 2,8	2,1 3,2	2,1 4,0
ΔОЭО.....	0,4	0,7	1,1	1,9

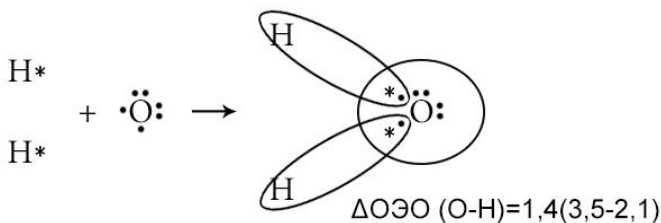
полярность связей и молекул увеличивается

Пример3. Схема образования молекулы воды H₂O

H.....1s¹

O2s² 2p⁴

а) с помощью точек - валентных электронов (\bar{e} п.э.у.)



б) с помощью электронных облаков

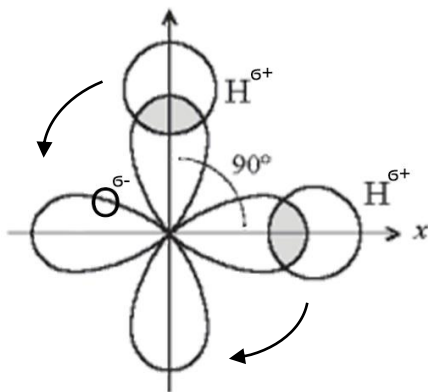
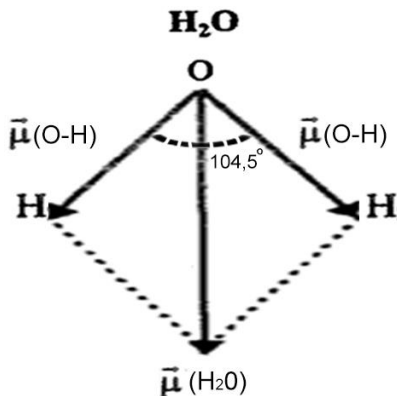


Схема перекрывания электронных облаков в молекуле воды.



Определение дипольного момента молекулы воды по правилу параллелограмма.

Расположенные под углом 90° р-облака неспаренных электронов атома кислорода перекрываются с s-облаками двух атомов водорода и образуют две одинарные полярные связи O-H, так как $\text{ОЭО}(\text{O}) > \text{ОЭО}(\text{H})$. Области перекрывания электронных облаков смещаются к атому кислорода, на котором возникает избыточный отрицательный заряд. На атомах водорода возникают избыточные положительные заряды. Эти одноименные заряды отталкиваются, в результате чего угол между связями увеличивается до $104,5^\circ$.

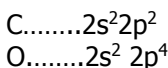
Дипольный момент молекулы воды равен сумме дипольных моментов двух связей О-Н:

$$\vec{\mu}(\text{H}_2\text{O}) = \vec{\mu}(\text{O-H}) + \vec{\mu}(\text{O-H})$$

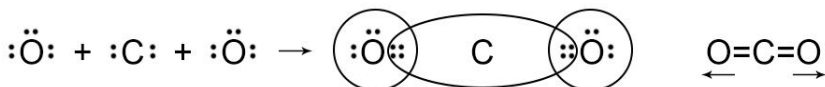
Эта сумма определяется по правилу параллелограмма.

Молекула воды является **полярной молекулой** – **диполем** (суммарный дипольный момент не равен 0).

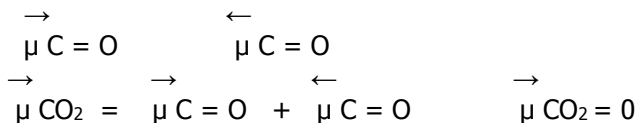
Пример4.Схема образования молекулы углекислого газа CO_2 :



а) с помощью точек – валентных электронов



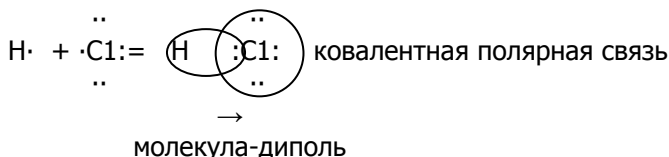
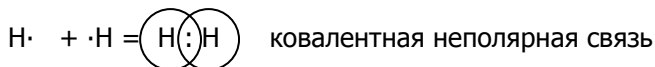
Дипольный момент молекулы CO_2 равен сумме дипольных моментов связей $\text{C}=\text{O}$, которые равны по величине, но направлены в разные стороны:



ΔOEO ($\text{C}=\text{O}$) = 1(3,5-2,5), поэтому связь $\text{C}=\text{O}$ – полярна (общие электронные пары смещены к атому кислорода). Однако **молекула CO_2** имеет линейное строение, поэтому она **симметрична и неполярна** (суммарный дипольный момент равен 0).

СВОЙСТВА КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ

1. *Полярность связи*: ковалентная неполярная и полярная связь



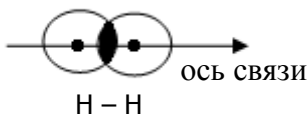
2. *Кратность связи* - число общих электронных пар, которые соединяют атомы

H-C1 одинарная связь или простая связь (одна пара \bar{e})

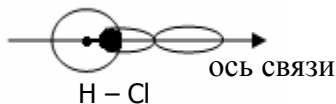
O=O двойная связь (две пары \bar{e})

N≡N тройная связь (три пары \bar{e})

Области перекрывания электронных облаков в молекулах H_2 и HCl находятся на оси связи - линии, которая соединяет ядра атомов. Это σ -связь (сигма-связь)



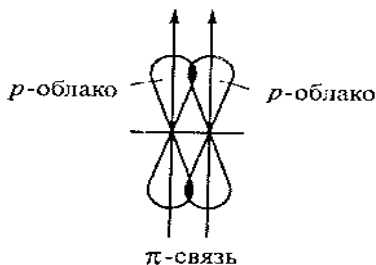
σ -связь (s - s)



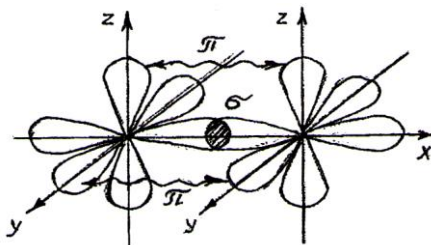
σ -связь (s - p)

Одинарные связи всегда являются σ -связями.

Если области перекрывания электронных облаков находятся по обе стороны оси связи, то это π -связь.



π -связь (p - p)



Перекрытие электронных облаков в молекуле азота N_2
 σ -связь(p - p), π -связь (p - p)

π -связь непрочная, ее можно легко разорвать,

σ -связь прочная.

s-облака не могут образовывать π -связи; в кратных связях только одна связь σ -связь, все остальные π -связи.

3. Энергия связи (E , кДж / моль) – энергия, необходимая для разрыва связи. Характеризует прочность связи

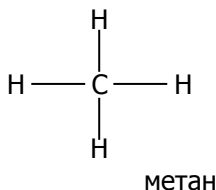
H-H	$E=436$ кДж/ моль
Cl-Cl	$E=242$ кДж/ моль
$N \equiv N$	$E=946$ кДж/ моль

4. Длина связи – расстояние между ядрами атомов (измеряется в нанометрах, $1\text{нм} = 10^{-7}\text{см}$). Чем < расстояние между атомами, тем прочнее связь

Длина связи	Энергия связи
(C-C) = 0,154нм	$E=348$ кДж/ моль
(C=C) = 0,133нм	$E=620$ кДж/ моль
(C \equiv C) = 0,12 нм	$E=810$ кДж / моль

5. *Насыщаемость связи* - полное использование атомом валентных орбиталей. В результате атом не может использовать дополнительные связи.

C..... $2s^2 2p^2$

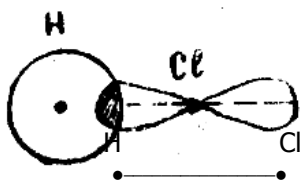


$2s^2 2p^2$
неполное
использование
орбиталей

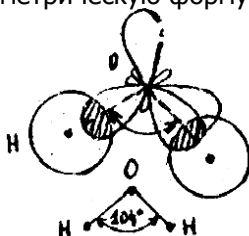


$2s^1 2p^3$
полное
использование
орбиталей

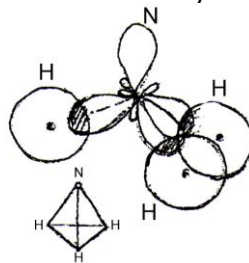
6. *Направленность связи* показывает расположение молекулы в пространстве, ее геометрическую форму



Молекула HCl-
линейное строение



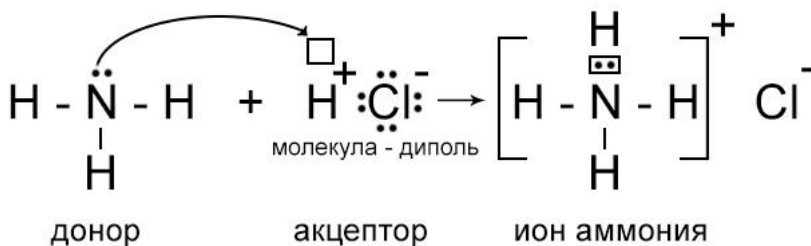
молекула H_2O -
угловое строение



молекула NH_3 -
пирамидальное
строение

ДОНОРНО – АКЦЕПТОРНАЯ СВЯЗЬ

Механизм образования молекулы **NH₄Cl**



Атом **донора** предоставляет неподеленную электронную пару, которая становится общей электронной парой между ним и другим атомом-**акцептором**.

Донорно - акцепторная связь образуется в результате перекрывания орбитали с неподеленной электронной парой атома – донора и свободной орбитали атома – акцептора.



Свойства донорно - акцепторной связи не отличаются от свойств обычной ковалентной связи.

ИОННАЯ (ЭЛЕКТРОВАЛЕНТНАЯ) СВЯЗЬ

Ионная связь – это связь между атомами металлов и неметаллов, которая образуется за счет электростатического притяжения ионов ($\Delta OЭО > 1,7$).

Примеры: CsF, CsCl, NaCl, MgO.

Ионная связь образуется между атомами типичных металлов и типичных неметаллов

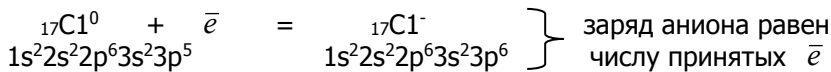
Механизм образования ионной связи

Металлы отдают электроны и образуют *положительно заряженные ионы (катионы)*:



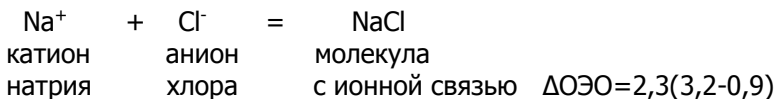
атом натрия	катион натрия
11 протонов	11 протонов
11 электронов	10 электронов

Неметаллы присоединяют электроны и образуют *отрицательно заряженные ионы (анионы)*:



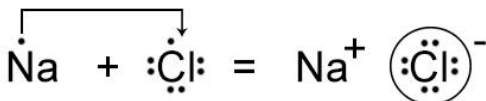
атом хлора	анион хлора
17 протонов	17 протонов
17 электронов	18 электронов

Катионы и анионы притягиваются, образуя молекулу с ионной связью

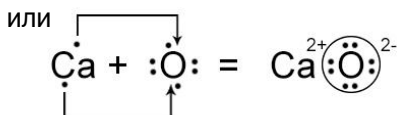
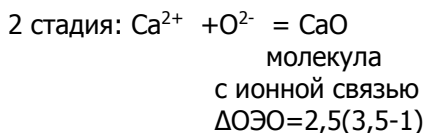
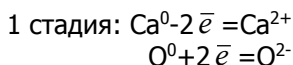
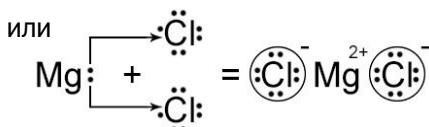
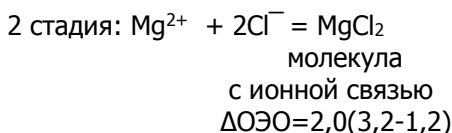
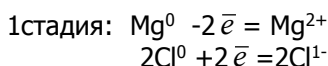


Периодический закон. Строение атома и химическая связь

Теория связи объясняет возникновение ионной связи из ковалентной *предельной односторонней поляризацией (смещением)* общей электронной пары, когда она *полностью переходит к одному из атомов*.


Ионная связь образуется в две стадии:

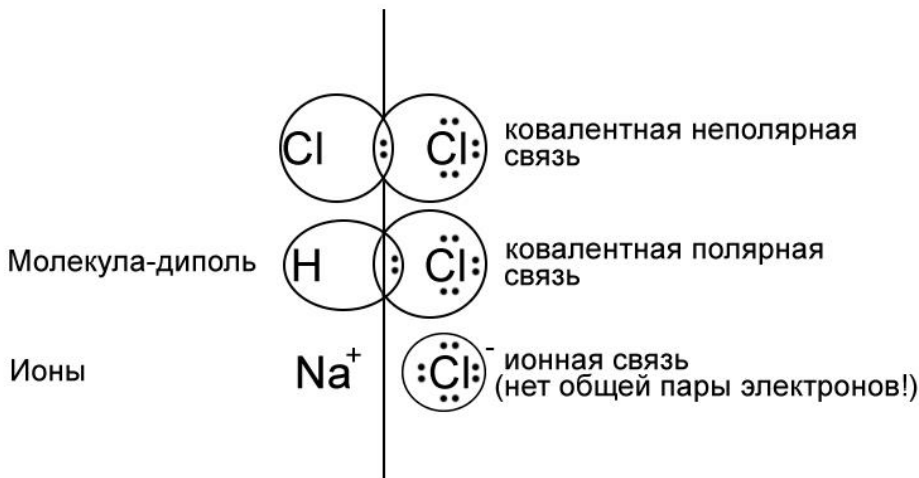
- 1-я стадия: переход электронов от атома металла к атому неметалла и образование ионов,
 2-я стадия: электростатическое притяжение ионов

Схема образования молекулы CaO

Схема образования молекулы MgCl₂

Свойства ионной связи отличаются от свойств ковалентной связи.

Ион может притягивать ионы противоположного знака в любом направлении. Этим объясняются *ненаправленность* и

ненасыщенность ионной связи. Молекулы щелочей и солей имеют ионные и ковалентные связи.

Схема различных видов связей



Вопросы для контроля

1. Что такое химическая связь?
2. Что называется обменным механизмом образования ковалентной связи?
3. Что такое ковалентная связь?
4. Дайте определение и примеры ковалентной неполярной связи.
5. Дайте определение и примеры ковалентной полярной связи.
6. Что такое δ - связь?
8. Что такое π -связь? Какие электронные облака могут участвовать в образовании π -связей?
9. Что такое диполь? Что называется длиной диполя?
10. От чего зависит полярность (дипольный момент) двухатомных молекул?
11. Является ли молекула воды диполем? Как посчитать дипольный момент молекулы воды?

12. Является ли молекула углекислого газа CO_2 диполем?
13. Какая связь называется донорно-акцепторной?
14. Что является донором и что – акцептором при образовании донорно-акцепторной связи в ионе аммония?
15. Отличаются ли свойства донорно-акцепторной связи от свойств обычной ковалентной связи?
16. Что называется ионной связью? Между атомами каких элементов она образуется?
17. Чем объясняются ненаправленность и ненасыщенность ионной связи?

Задания для самостоятельной работы

1. Напишите схемы образования молекул $\text{F}_2, \text{O}_2, \text{H}_2\text{S}$. Какой тип связи в этих молекулах?
2. Напишите схемы образования молекул $\text{I}_2, \text{NH}_3, \text{Cs}_2\text{O}$. Какой тип связи в этих молекулах?
3. Напишите схемы образования молекул $\text{Br}_2, \text{PH}_3, \text{BaCl}_2$. Какой тип связи в этих молекулах?.
4. Напишите схемы образования молекул $\text{At}_2, \text{F}_2\text{O}, \text{AlBr}_3$. Какой тип связи в этих молекулах?
5. Какая связь в следующих молекулах $\text{H}_2, \text{KCl}, \text{N}_2, \text{NH}_3, \text{CaF}_2, \text{CH}_4, \text{F}_2\text{O}, \text{MgBr}_2, \text{PCl}_3, \text{BCl}_3, \text{H}_2\text{S}, \text{AlBr}_3$? Почему?
6. Как изменяется сила кислот в ряду: $\text{HCl}, \text{HBr}, \text{HI}$?
7. Как изменяется сила кислот в ряду: $\text{H}_2\text{S}, \text{H}_2\text{Se}, \text{H}_2\text{Te}$?



ЛИТЕРАТУРА

1. Егоров А.С. Основы химии для иностранных учащихся подготовительных факультетов / А.С. Егоров, В.А. Попков, Н.М. Иванченко. - М.: Высшая школа, 2005. – 551 с.
2. Электронный учебник по химии для иностранных учащихся КБГУ: [Электронный ресурс]. URL: <http://chemistrykbg.ujimdo.com/>