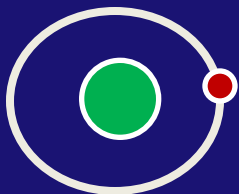


Строение атома. Химическая связь.

- 1. Строение атома**
- 2. Периодическая система элементов Д.И. Менделеева**
- 3. Химическая связь**

H
 $^{197}\text{Au}^{+79}$
 $E=P=79$
 $A=P+N$
 $N=A-P$
 $N=197-79$

название	обозначение	заряд	масса
Протон	P	+1	1
Нейтрон	N	0	1
Электрон	E	-1	1/1840

1. - нельзя указать точное местоположение электрона в атоме, а можно лишь говорить о вероятности его нахождения в определенной области пространства.

Область около ядерного пространства, в котором вероятность нахождения электрона $\geq 0,95$ называется атомной орбиталью.

Эту область пространства, в которой заряд и масса электрона как бы размазаны, называют так же электронным облаком.

2. - Электрон в атоме может иметь не любые, а только строго определенные значения энергии

Главное квантовое число « n » характеризует размер атомной орбитали (удаленность электрона от ядра) и определяет его энергетический уровень. Оно принимает значения $n=1,2,3,4\dots$. Чем больше значение n , тем дальше электрон удален от ядра и тем больше его энергия. Энергетические уровни расщепляются на подуровни.

Орбитальное квантовое число « l » характеризует форму орбитали и определяет энергетический подуровень электрона. Принимает значения от 0 до $(n-1)$. Энергетические подуровни обозначаются буквами: s, p, d, f.

Количество возможных подуровней в энергетическом уровне равно номеру главного квантового числа.

Главное число, n	квантовое	Орбитальное квантовое число, l	Обозначение подуровней
1		0	s
2		1	s, p
3		2	s, p, d
4		3	s, p, d, f

Энергия подуровней одного и того же уровня возрастает в ряду $E_s < E_p < E_d < E_f$

Форма орбитали S - подуровня - сфера шара, p - подуровня - объемная восьмерка (гантель). Орбитали d и f подуровней имеют более сложную форму.

Магнитное квантовое число « m » характеризует ориентацию атомной орбитали в пространстве относительно ядра и определяет количество атомных орбиталей в подуровне. Магнитное квантовое число « m » принимает значения от $-l$ до $+l$, включая ноль. Поэтому S – подуровень ($l=0$) имеет одну орбиталь, p – подуровень ($l=1$) - 3 орбитали, d - подуровень ($l=2$) - 5 орбиталей, f – подуровень ($l=3$) - 7 орбиталей. Условно атомная орбиталь обозначается в виде клетки □.

В отсутствии магнитного поля все орбитали одного и того же подуровня имеют одинаковые значения энергии. При воздействии магнитного поля происходит расщепление энергии подуровней.


Спиновое квантовое число « m_s » не связано с движением электрона относительно ядра, а определяет его собственный механически момент движения, что упрощенно можно представить как результат вращения электрона вокруг своей оси (по часовой и против часовой стрелки). Оно принимает два значения: $+1/2$ и $-1/2$. Электроны с различными значениями спиновых чисел называются *спаренными* и обозначаются $\uparrow\downarrow$.

Энергетический уровень, n	Энергетический подуровень	Кол-во орбиталей
1	s	1 (1)
2	s	1
	p	3 (4)
3	s	1
	p	3
	d	5 (9)
4	s	1
	p	3
	d	5
	f	7 (16)

Принцип Паули и правило Гунда.

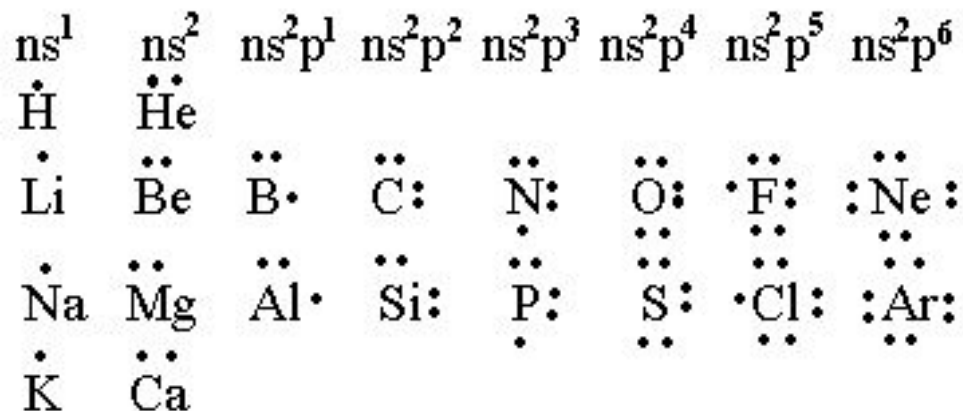
Согласно принципу минимальной энергии электроны заполняют уровни и подуровни в порядке повышения их энергии. С учетом эффекта экранирования последовательность нарастания энергии подуровней в многоэлектронном атоме выстраивается в следующий ряд:
 $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 5d < 4f < 6p < 7s.$

Принцип Паули: *в атоме не может быть двух электронов, имеющих одинаковое значение всех четырех квантовых чисел. Следствие: на каждой орбитали может расположиться только 2 электрона с различными значениями спинового числа, а максимальное число электронов на каждом энергетическом уровне $N_{эл} = 2n^2.$*

Правило Гунда: заполнение орбиталей в атоме начинается одиночными электронами с одинаковыми значениями спиновых чисел. Заполнение орбиталей вторыми электронами с противоположенными спинами начинается только после того, как одиночные электроны займут все орбитали данного подуровня. 

Электронная формула атома

Водород - $1s^1$; гелий- $1s^2$; литий - $1s^2 2s^1$; бор - $1s^2 2s^2 2p^1$;
азот - $1s^2 2s^2 2p^3$; неон - $1s^2 2s^2 2p^6$; натрий - $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$



Электроны, находящиеся на внешнем энергетическом уровне электронной оболочки называются **валентными электронами.**



Периодическая система элементов Д.И. Менделеева

Периодический закон открыт в 1869 г. Современная формулировка закона: «Свойства химических элементов, а также формы и свойства их соединений находятся в периодической зависимости от величины заряда ядра их атомов».

ПЕРИОДИЧЕСКАЯ СИСТЕМА ЭЛЕМЕНТОВ Д.И.МЕНДЕЛЕЕВА									
I							VII	VIII	
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10
H 1.00794(7) ВОДОРОД								(H)	He 4.002602(2) ГЕЛИЙ
Li 6.941(2) ЛИТИЙ	Be 9.012182(3) БЕРИЛЛИЙ		B 10.811(5) БОР	C 12.011(1) УГЛЕРОД	N 14.00674(7) АЗОТ	O 15.9994(3) КИСЛОРОД		F 18.9984032(9) ФТОР	Ne 20.1797(2) НЕОН
Na 22.989768(6) НАТРИЙ	Mg 24.3050(6) МАГНИЙ		Al 26.981539(5) АЛЮМИНИЙ	Si 28.0855(3) КРЕМНИЙ	P 30.973762(4) ФОСФОР	S 32.066(6) СЕРА		Cl 35.4527(9) ХЛОР	Ar 39.948(1) АРГОН



Периодический закон открыт
Д.И.МЕНДЕЛЕЕВЫМ в 1869 году

Каждый период начинается со щелочного элемента с конфигурацией электронов (ns^1) и заканчивается инертным газом (ns^2np^6).

Конфигурация наружного слоя (ns^2np^6), состоящая из 8 электронов, является стабильной (инертные газы, как правило, не вступают в химические

Металлические свойства в малых периодах уменьшаются

Главные группы состоят из s- и p- элементов, побочные из d - элементов. В главных подгруппах металлические свойства элементов усиливаются сверху вниз, а металлоидные снизу вверх. Таким образом, самым активным металлом является – цезии, а самым активным металлоидом – фтор. В малых периодах номер группы совпадает с количеством электронов в наружном слое атома и определяет максимально возможную валентность элементов.

Способность атомов при образовании молекул притягивать к себе электроны других атомов называется электроотрицательностью (Э.О.).

Электроотрицательности элементов по Полингу

H₂
2,1

Li
1,0

Be
1,5

B
2,0

C
2,5

N
3,0

O
3,5

F
4

Na
0,9

Mg
1,2

Al
1,5

Si
1,8

P
2,1

S
2,5

Cl
3,0

K
0,8

Ca
1,0

- **Список литературы**

- Вовченко Г.Д.Третьяков Ю.Д. Общая химия 1980
- 2. Глинка Н.Л. Общая химия 2000
- 3. Глазов В.М. Основы физической химии 1981
- 4. Киреев В.А. Краткий курс физической химии 1978
- 5. Багодский В.С. Основы электрохимии 1988
- 6.Зайцев О.С. Химия /Современный краткий курс/-М.:Агар,1997
- 7. Зайцев О.С. Задачи, упражнения и вопросы по химии - М.:Химия,1996

Химическая связь

Под химической связью понимаются различные взаимодействия, обуславливающие устойчивое состояние молекул, ионов, кристаллов и иных веществ.

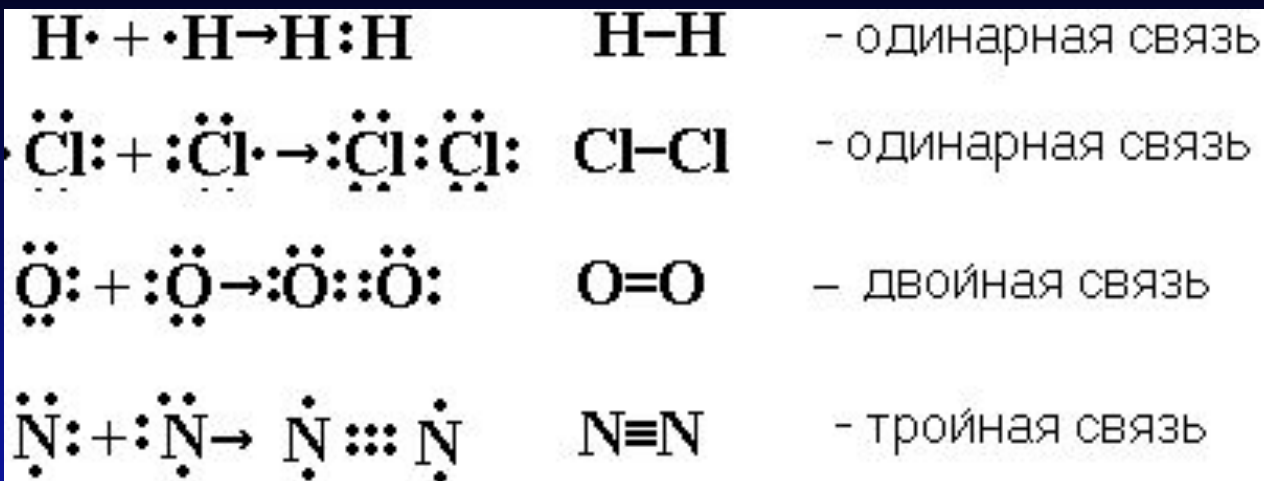
Основные признаки химической связи:

- снижение общей энергии системы, так как суммарная энергия продуктов реакции будет меньше, чем энергия исходных веществ;
- перераспределение электронов во внешних слоях электронных оболочек взаимодействующих атомов;
- стремление атомов при образовании молекул создавать устойчивую конфигурацию наружного слоя электронной оболочки типа ns^2np^6 , состоящую из 8-ми электронов как у инертных газов. Это стремление получило название правило октета. Правило октета позволяет понять почему ионы O^{2-} , F^- , Cl^- , Br^- , N^{3-} являются стабильными (они имеют конфигурацию ns^2np^6).

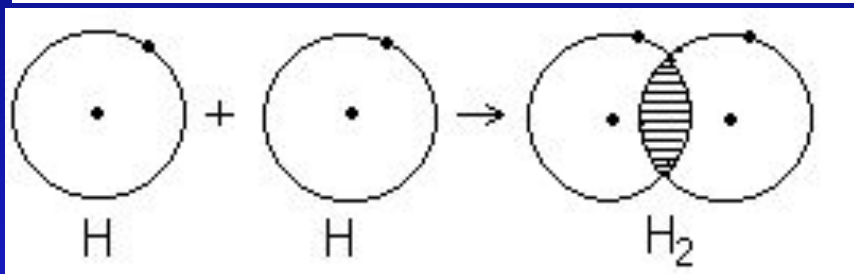
Внутримолекулярная

Межмолекулярная

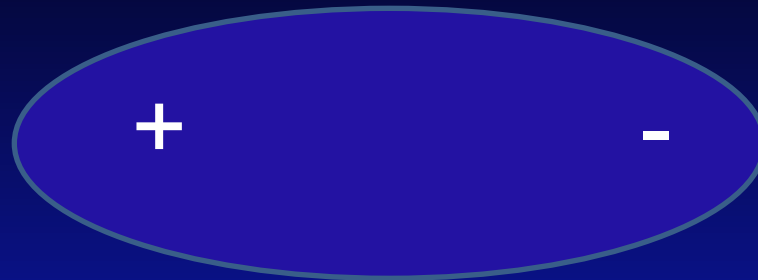
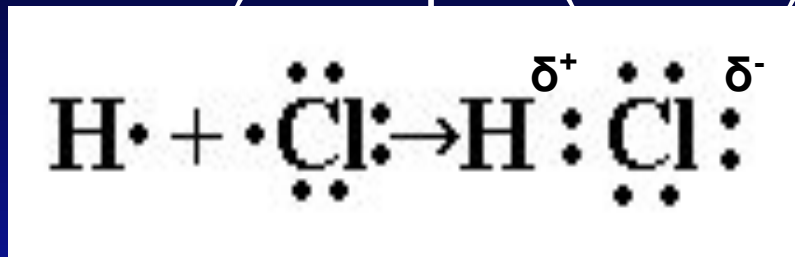
• **Ковалентная (полярная и неполярная) связь** возникает за счет образования обобществленных пар электронов.



Ковалентная
неполярная

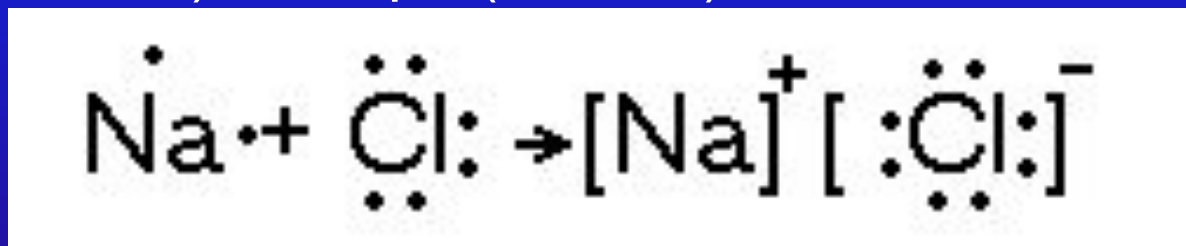


Если Э.О. взаимодействующих атомов различны, но не очень отличаются, то между ними возникает **ковалентная полярная связь**. Например, при взаимодействии водорода (Э.О.=2.1) с хлором (Э.О.=3).



Ковалентная полярная связь характерна для молекул H_2O , CO , HF , NO

- **Ионная связь** возникает, когда Э.О. взаимодействующих атомов сильно отличаются, например, для натрия (Э.О.=0.9) и хлора (Э.О.=3).



Ионная связь характерна для галогенидов, щелочных и щелочноземельных металлов – NaF , KBr , CaCl_2 и другие

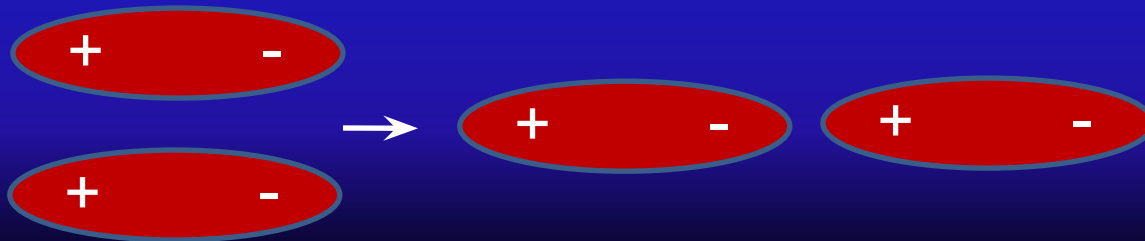
- у Металлическая связь Кристалл металла образования представляет собой гигантскую молекулу из однорядных атомов. Валентные электроны в металлах не локализованы около своих атомов и являются общими для всего металла и могут свободно передвигаться. Цифра н показывает количество перемещенных зарядов, а знаки «+» и «-» - заряд приобретенный атомом в результате отдачи или приема электронов.

Связь межмолекулярная

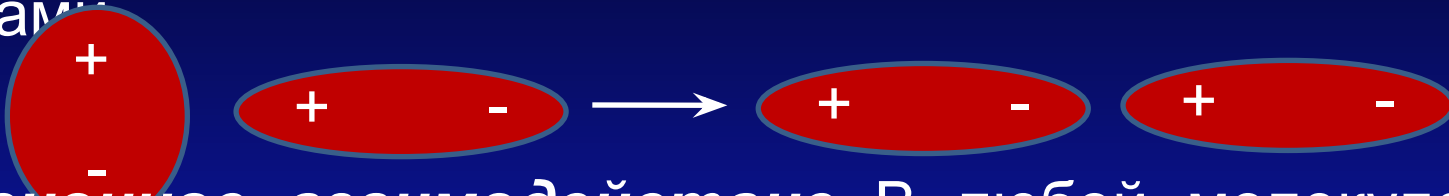
При сближении молекул газа между ними возникает притяжение, что обуславливает образование жидкого и твердого состояния вещества. Силы взаимодействия между молекулами называются вандервальсовыми и включают три составляющих:

- диполь-дипольное взаимодействие;
- индукционное взаимодействие;
- дисперсионное взаимодействие.

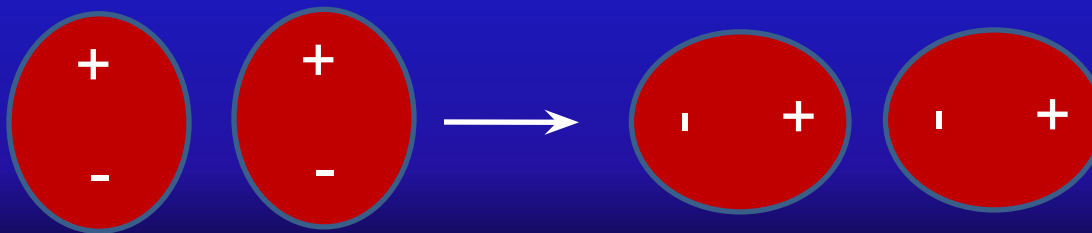
Диполь-дипольное или ориентационное взаимодействие возникает между полярными молекулами, являющимися диполями. При сближении полярных молекул они ориентируются разноименно заряженными сторонами по отношению друг к другу. Притяжение, возникшее в результате такой ориентации обуславливает диполь-дипольную связь.



Флуктуационное взаимодействие: диполи могут воздействовать на неполярные молекулы, превращая их в индуцированные (наведенные) диполи. Притяжение, возникающие между постоянными и наведенными диполями обеспечивает связь между полярными и неполярными молекулами.



Дисперсионное взаимодействие В любой молекуле или атоме благодаря движению электронов возникают флуктуации электронной плотности, в результате чего появляются мгновенные диполи, которые, в свою очередь, индуцируют мгновенные диполи у соседних молекул. Электростатическое притяжение мгновенных диполей обеспечивает дисперсионные силы связи между неполярными молекулами вещества.



**Спасибо за
внимание!**