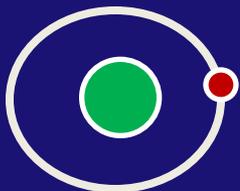


# **Строение атома. Химическая связь.**

- 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.

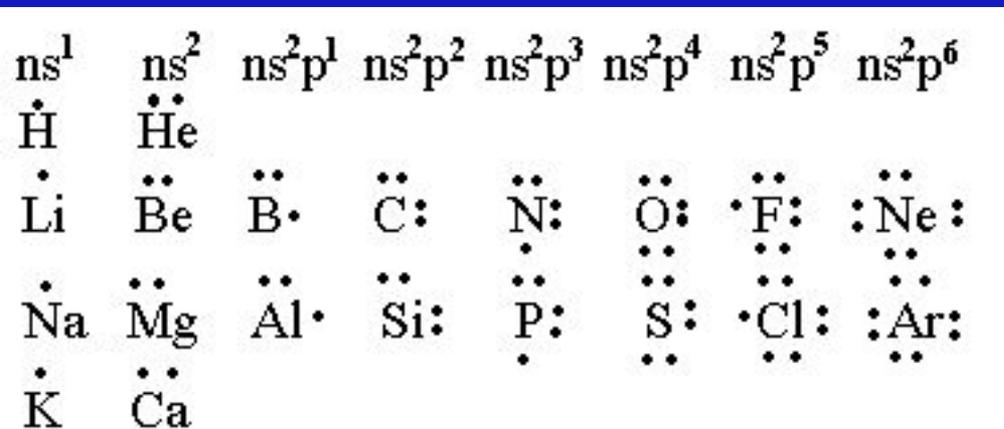
Согласно принципу минимальной энергии электроны заполняют уровни и подуровни в порядке повышения их энергии. С учетом эффекта экранирования последовательность нарастания энергии подуровней в многоэлектронном атоме выстраивается в следующий ряд:  
 $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p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

**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	11
<b>H</b> 1.00794(7) ВОДОРОД								<b>(H)</b>	<b>He</b> 4.002602(2) ГЕЛИЙ	
<b>Li</b> 6.941(2) ЛИТИЙ	<b>Be</b> 9.012182(3) БЕРИЛЛИЙ		<b>B</b> 10.811(5) БОР	<b>C</b> 12.011(1) УГЛЕРОД	<b>N</b> 14.00674(7) АЗОТ	<b>O</b> 15.9994(3) КИСЛОРОД	<b>F</b> 18.9984032(9) ФТОР	<b>Ne</b> 20.1797(2) НЕОН		
<b>Na</b> 22.989768(6) НАТРИЙ	<b>Mg</b> 24.3050(6) МАГНИЙ		<b>Al</b> 26.981539(5) АЛЮМИНИЙ	<b>Si</b> 28.0855(3) КРЕМНИЙ	<b>P</b> 30.973762(4) ФОСФОР	<b>S</b> 32.066(6) СЕРА	<b>Cl</b> 35.4527(9) ХЛОР	<b>Ar</b> 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

H<sub>2</sub>  
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.

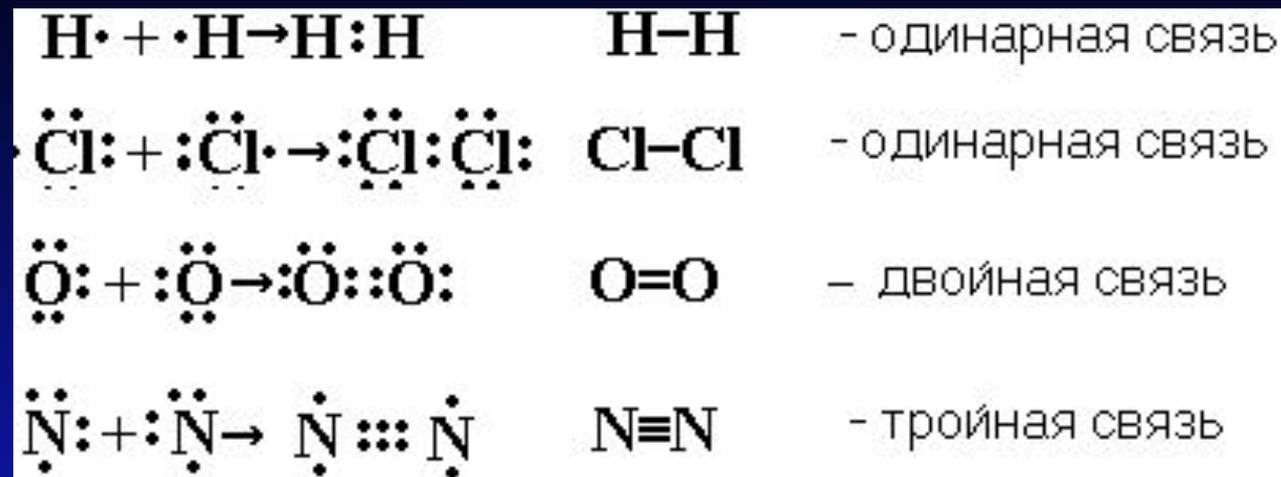
Основные признаки химической связи:

- 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  $ns^2np^6$ ).

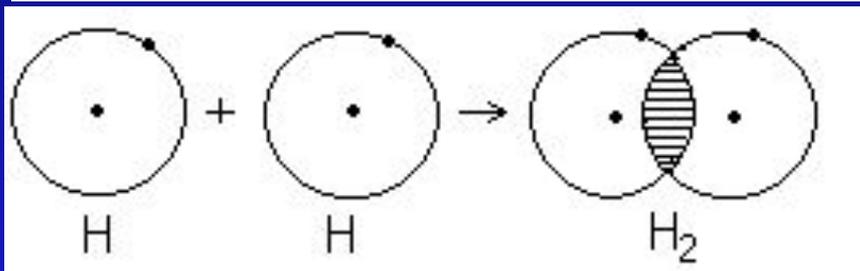
Внутримолекулярная

Межмолекулярная

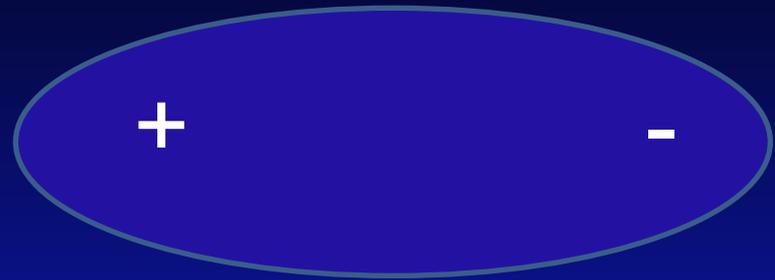
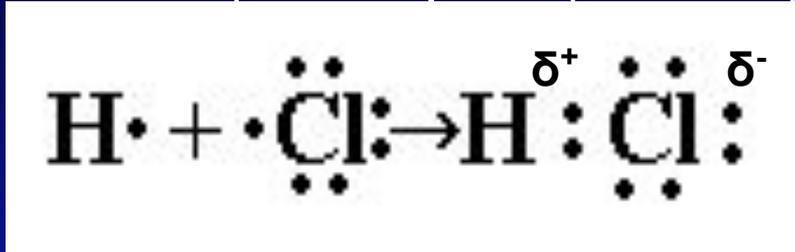
• **Ковалентная (полярная и неполярная) связь** возникает за счет образования обобществленных пар электронов.



Ковалентная  
неполярная

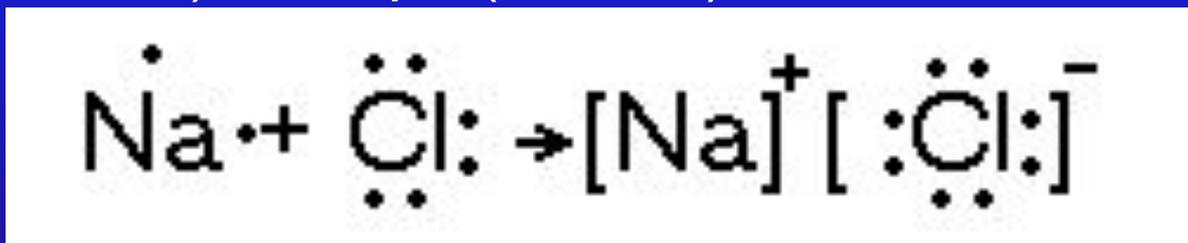


Если Э.О. взаимодействующих атомов различны, но не очень отличаются, то между ними возникает **ковалентная полярная связь**. Например, при взаимодействии водорода (Э.О.=2.1) с хлором (Э.О.=3).



Ковалентная полярная связь характерна для молекул  $\text{H}_2\text{O}$ ,  $\text{CO}$ ,  $\text{HF}$ ,  $\text{NO}$

- **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 –  $\text{NaF}$ ,  $\text{KBr}$ ,  $\text{CaCl}_2$  и другие

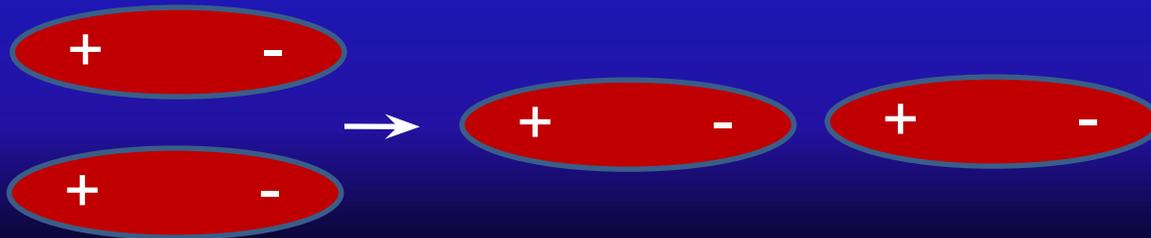
- у Металлическая связь Кристалл металла образования представляет собой гигантскую молекулу из однорядных атомов. Валентные электроны в металлах не локализованы около своих атомов, а являются общими для всего металла и могут свободно передвигаться. Цифра н показывает количество перемещенных зарядов,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

# Связь межмолекулярная

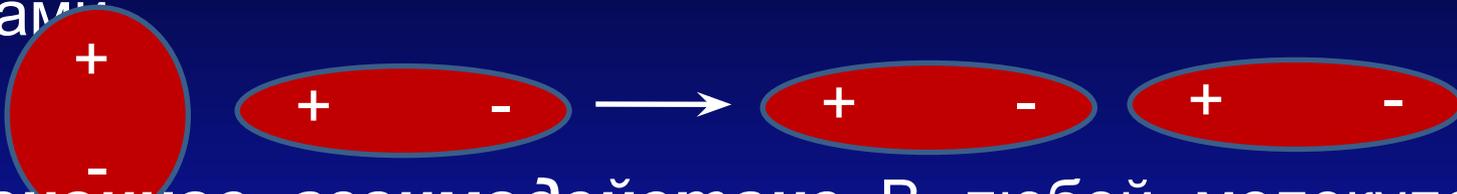
При сближении молекул газа между ними возникает притяжение, что обуславливает образование жидкого и твердого состояния вещества. Силы взаимодействия между молекулами называются вандервальсовыми и включают три составляющих:

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

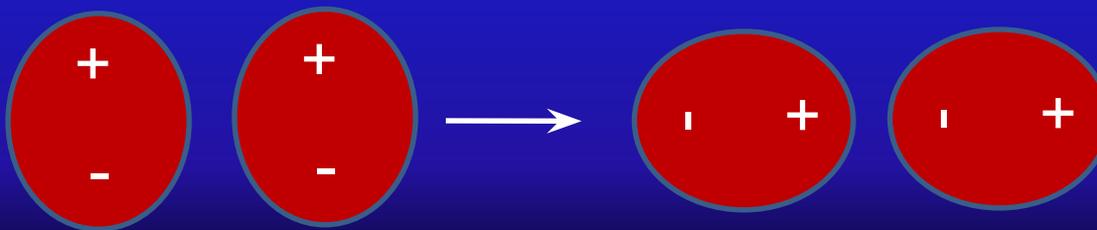
**Диполь-дипольное или ориентационное взаимодействие** возникает между полярными молекулами, являющимися диполями. При сближении полярных молекул они ориентируются разноименно заряженными сторонами по отношению друг к другу. Притяжение, возникшее в результате такой ориентации обуславливает диполь-дипольную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