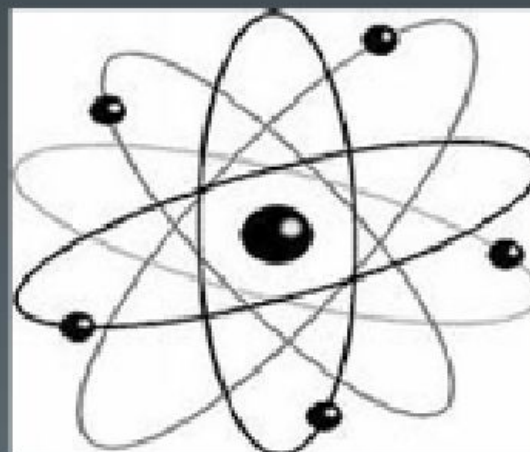


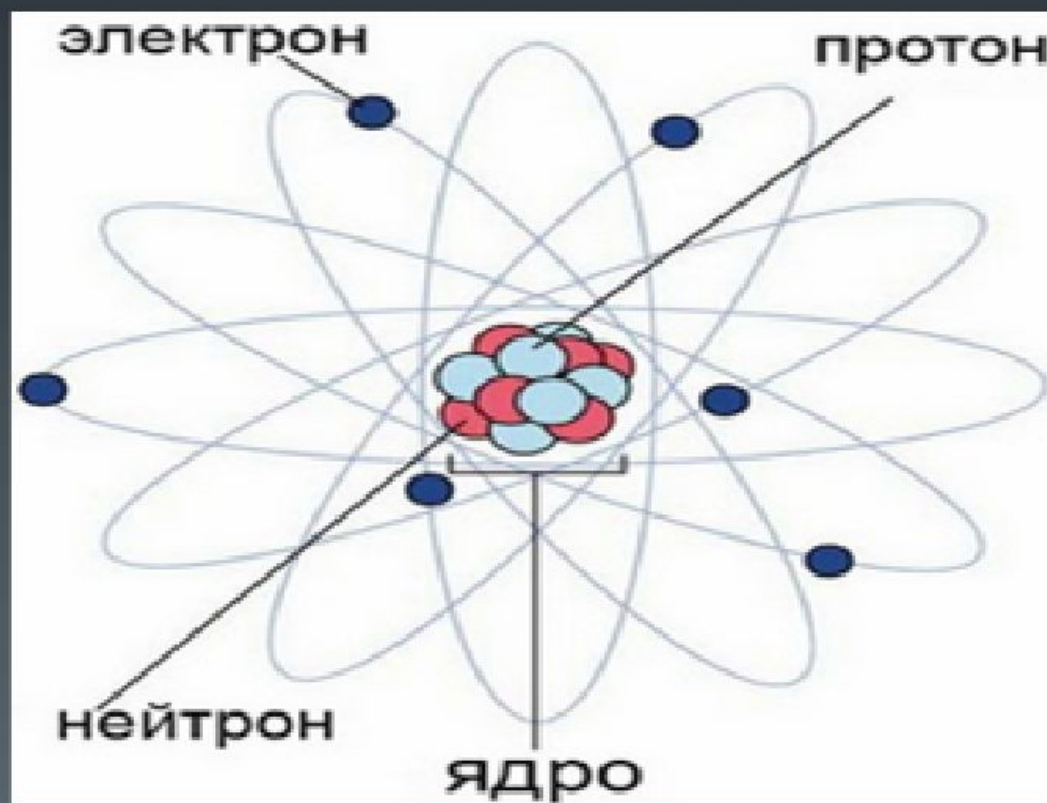
СЛОВО «**АТОМ**» ПРИДУМАЛ БОЛЕЕ 2500 ЛЕТ
НАЗАД ДРЕВНЕГРЕЧЕСКИЙ ФИЛОСОФ
ДЕМОКРИТ



- **АТОМ** – ЭТО МЕЛЬЧАЙШАЯ
ХИМИЧЕСКИ НЕДЕЛИМАЯ ЧАСТИЦА
ВЕЩЕСТВА



Строение атома

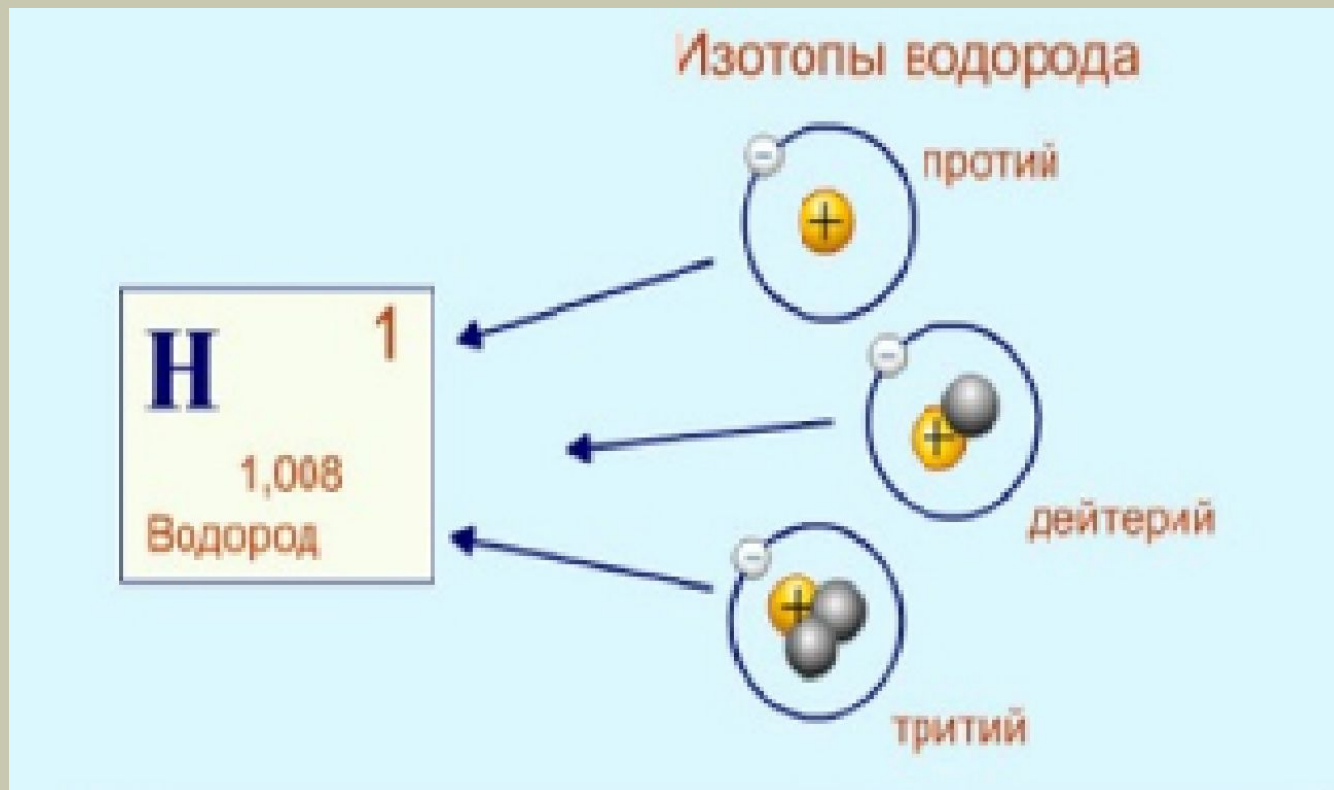


Характеристики частиц

Частица	Масса (отн. ед.)	Заряд
Протон	p ⁺ 1	+1
Нейтрон	n 1	0
Электрон	e ⁻ 0	-1

- p^+ Число протонов равно порядковому номеру элемента
- e^- Число электронов равно порядковому номеру элемента
- n Число нейтронов равно разности атомной массы и порядкового номера элемента

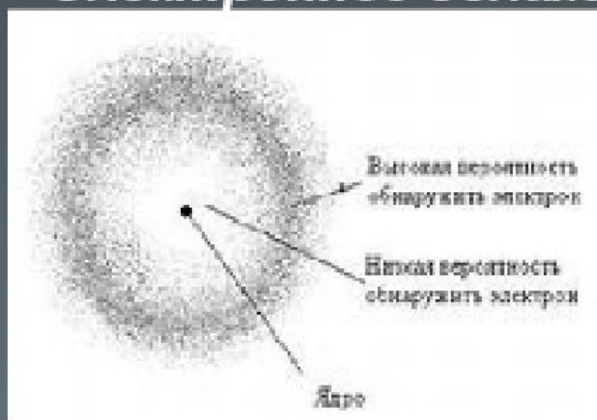
Элемент – это вид атома с одинаковым числом протонов в ядре



➤ **Электронная оболочка атома** – совокупность всех электронов в атоме (число электронов в атоме равно числу протонов, т.е. порядковому номеру элемента)

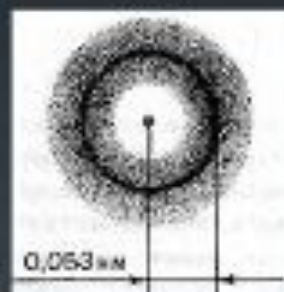
➤ Электроны, обладающие близкими значениями энергии, образуют единый **электронный слой**

➤ **Электронное облако** - пространство вокруг атомного ядра, в котором наиболее вероятно нахождение электрона



Формы электронных орбиталей

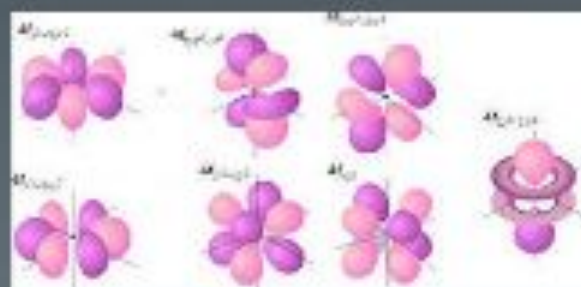
- S-облака (сферической формы)



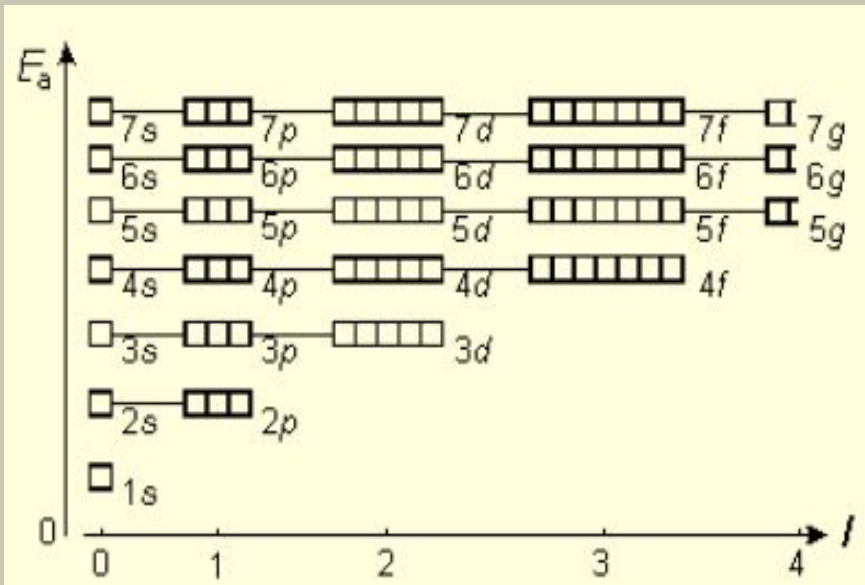
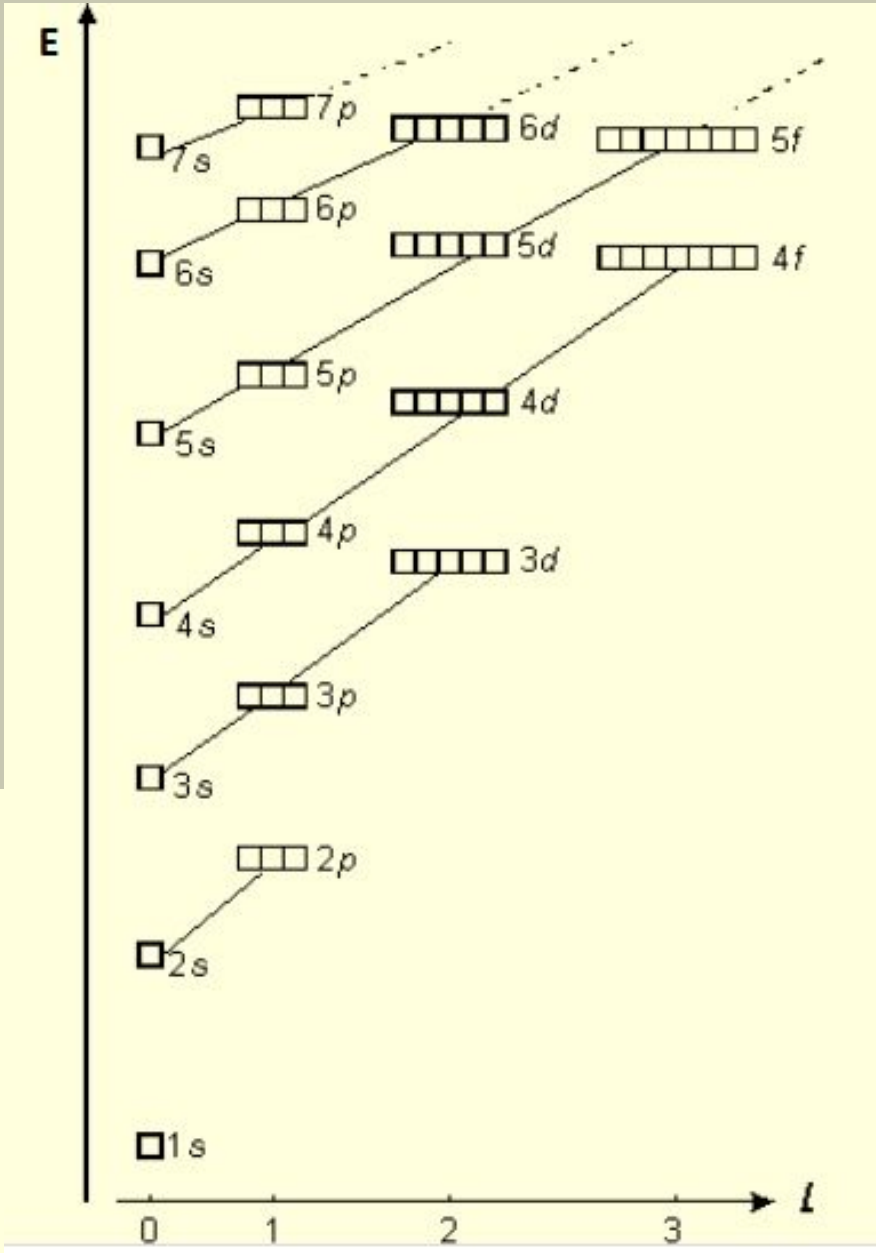
- P – облака (гантелеобразной формы)



- d – облака

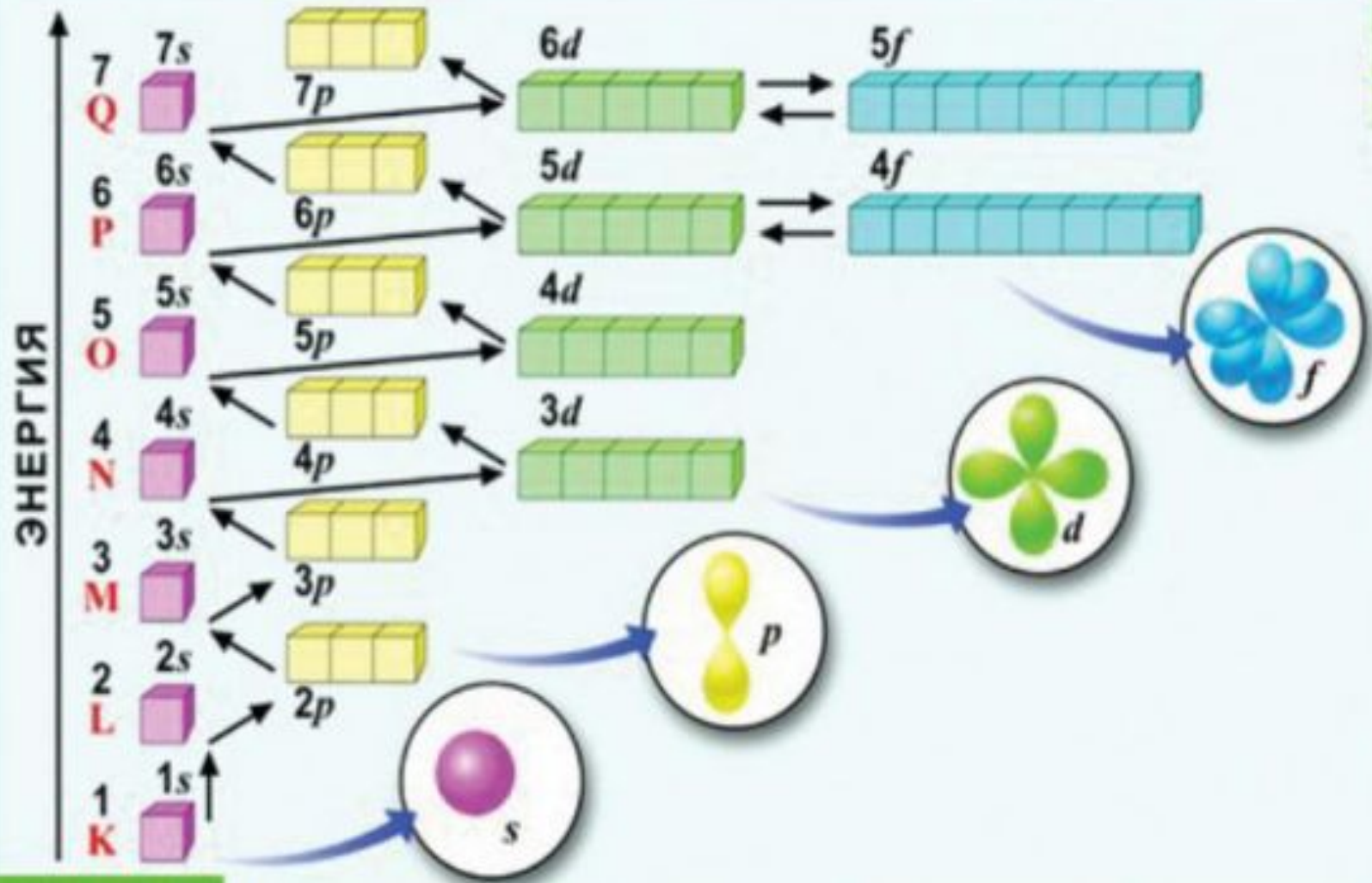


Электронное строение атома



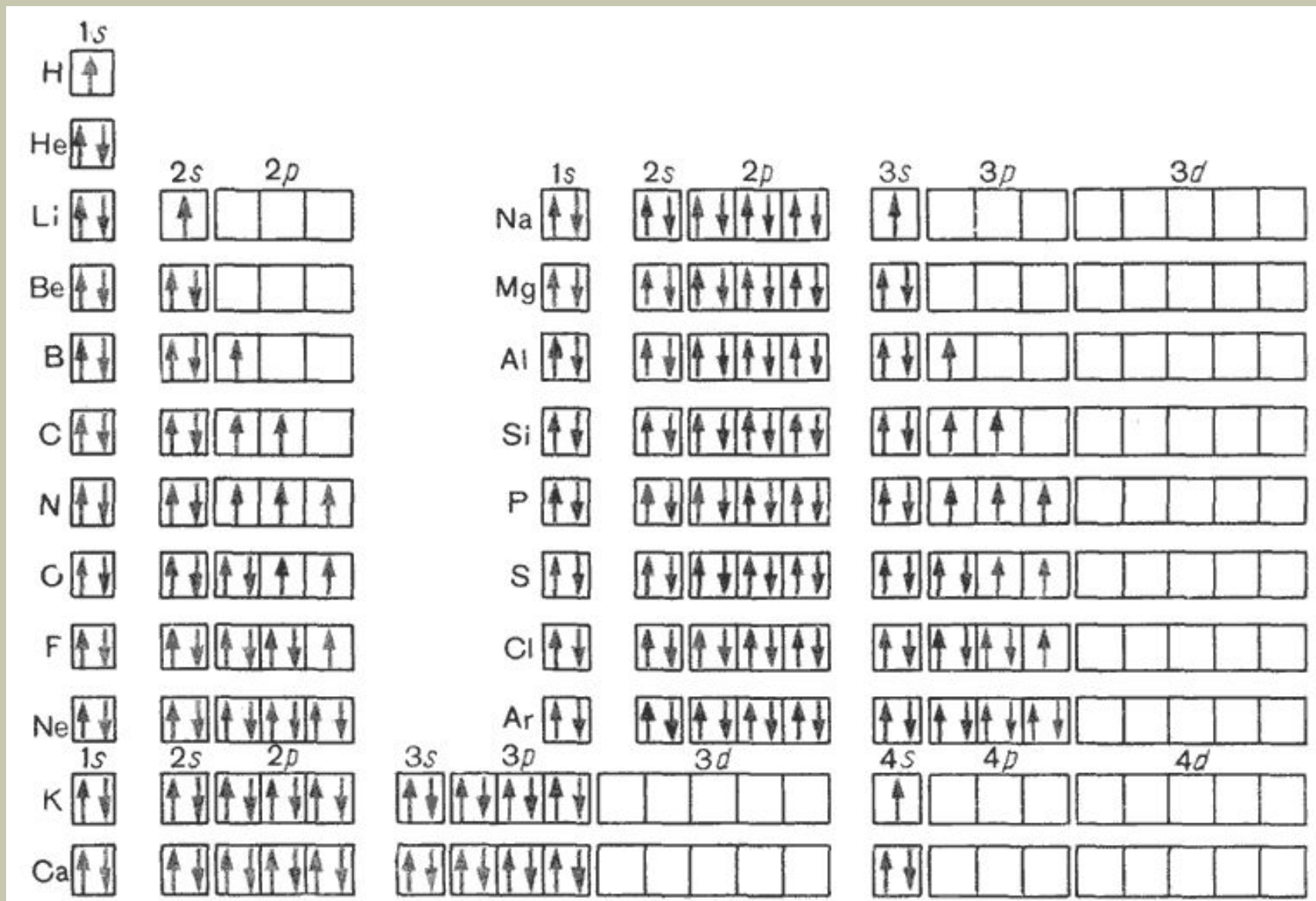
Подуровни с одинаковым значением главного квантового числа объединяют в электронные уровни

ФОРМА ЭЛЕКТРОННЫХ ОБЛАКОВ И ПОСЛЕДОВАТЕЛЬНОСТЬ ЗАПОЛНЕНИЯ ПОДУРОВНЕЙ ЭЛЕКТРОНАМИ



$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^2 4d^{10} 5p^6 6s^2 5d^1 4f^{14} 5d^{2-10} 6p^6 7s^2 6d^1 5f^{14} 6d^{2-10} 7p^6 8s^2$

Графическое изображение электронных формул атомов химических элементов



№ элемента	Химический знак	Название элемента	Электронная формула
1	H	водород	$1s^1$
2	He	гелий	$1s^2$

№ элемента	Химический знак	Название элемента	Электронная формула
------------	-----------------	-------------------	---------------------

II период

3	Li	литий	$1s^2 2s^1$
4	Be	бериллий	$1s^2 2s^2$
5	B	бор	$1s^2 2s^2 2p^1$
6	C	углерод	$1s^2 2s^2 2p^2$
7	N	азот	$1s^2 2s^2 2p^3$
8	O	кислород	$1s^2 2s^2 2p^4$
9	F	фтор	$1s^2 2s^2 2p^5$
10	Ne	неон	$1s^2 2s^2 2p^6$

№ элемента	Химический знак	Название элемента	Электронная формула
------------	-----------------	-------------------	---------------------

III период

11	Na	натрий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$
12	Mg	магний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
13	Al	алюминий	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$
14	Si	кремний	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$
15	P	фосфор	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$
16	S	сера	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
17	Cl	хлор	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$
18	Ar	аргон	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

Значение квантовых чисел

n	l	m	s
1	0	0	$\pm 1/2$
2	0	0	$\pm 1/2$
	1	-1, 0, +1	$\pm 1/2$
3	0	0	$\pm 1/2$
	1	-1, 0, +1	$\pm 1/2$
	2	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm 1/2$
4	0	0	$\pm 1/2$
	1	-1, 0, +1	$\pm 1/2$
	2	-2, -1, 0, +1, +2	$\pm 1/2$
	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	$\pm 1/2$

Движение электронов по атомным орбиталям характеризуется набором четырех параметров – квантовых чисел

- *Главное квантовое число (n)* – размер и энергия
- *Орбитальное квантовое число (l)* – форма
- *Магнитное квантовое число (m_s)* – ориентация в пространстве.
- *Спиновое квантовое число* – вращение электрона по или против часовой стрелки.

Заполнение атомных орбиталей электронами

- При заполнении атомных орбиталей электронами соблюдаются три основные правила.
 - *Принцип Паули.*
 - *Правило Хунда.*
 - *Принцип устойчивости Клечковского.*
- ***Принцип наименьшей энергии***

Заполнение атомных орбиталей электронами

- Принцип Паули:
- В атоме не может быть двух электронов, у которых все четыре квантовых числа были бы одинаковыми

- Принцип устойчивости Клечковского.
АО заполняются электронами в порядке повышения их энергетических уровней. В первую очередь заполняются те орбитали, у которых $n+l$ сумма $n+l$. При равных суммах $n+l$ заполняются те, у которых n меньше
- $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d \dots$
- $4s (4+0)$

- Принцип наименьшей энергии:
- электроны заполняют орбитали в порядке повышения уровня энергии орбиталей. Для орбиталей одного уровня: $E_s < E_p < E_d < E_f$.

- Принцип Хунда:
- Устойчивому состоянию атома соответствует такое распределение электронов в пределах энергетического подуровня, при котором абсолютное значение суммарного спина атома максимально

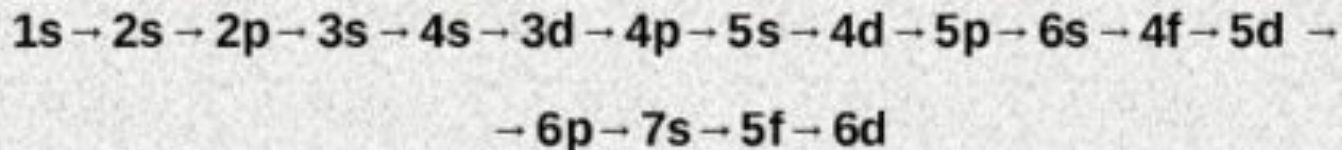
Правила Клечковского

На подуровнях 3d, 4p и 5s сумма $(n+l)$ равна 5:

ПОДУРОВЕНЬ	$(n + l)$
3d	$3+2=5$
4p	$4+1=5$
5s	$5+0=5$

В этом случае сначала заполняется подуровень с меньшим значением главного квантового числа n , т.е. в такой последовательности: **3d** → **4p** → **5s**

В целом заполнение уровней и подуровней идет в последовательности:



ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

Химическая связь — это взаимодействие атомов, обусловленное перекрыванием их электронных облаков и сопровождающееся уменьшением полной энергии системы.

Главная роль в образовании химических связей принадлежит электронам внешней оболочки, так называемым **валентным электронам**.

«Под химической связью следует понимать силу, удерживающую атомы друг около друга в молекулах, ионах или кристаллах»

ВАЛЕНТНОСТЬ

атомы элементов могут образовывать лишь ограниченное число химических связей.

Валентность - Способность атома присоединять или замещать определенное число других атомов с образованием химических связей.

ТИПЫ ХИМИЧЕСКОЙ СВЯЗИ

ОСНОВНЫЕ ТИПЫ:

1. **Ионная**
2. **Ковалентная** (полярная и неполярная; по обменному и донорно-акцепторному механизмам),
3. **Металлическая.**

КРОМЕ ТОГО, МЕЖДУ МОЛЕКУЛАМИ ВОЗНИКАЮТ:

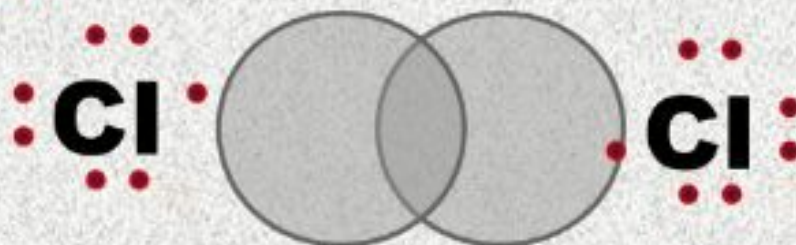
1. **Водородная химическая связь.**
2. **Вандерваальсовы взаимодействия.**

Ковалентная связь

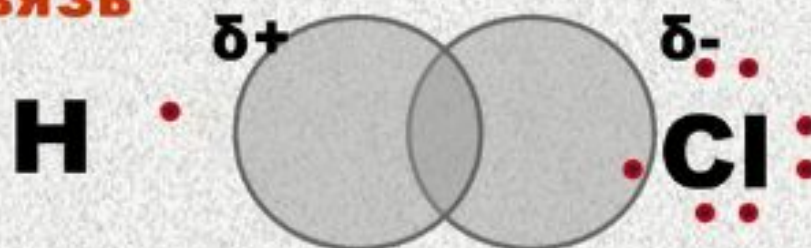
неметалл + неметалл



Ковалентная
неполярная
связь

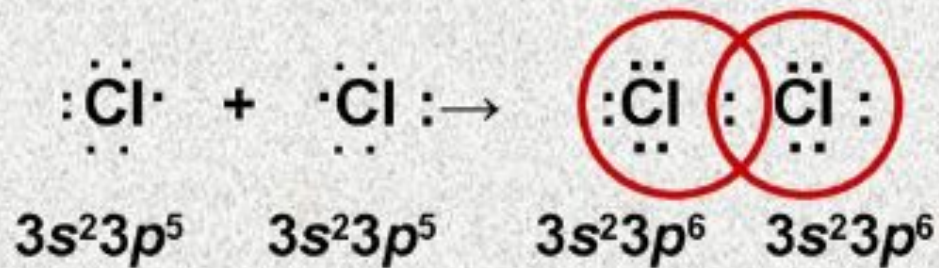


Ковалентная
полярная связь

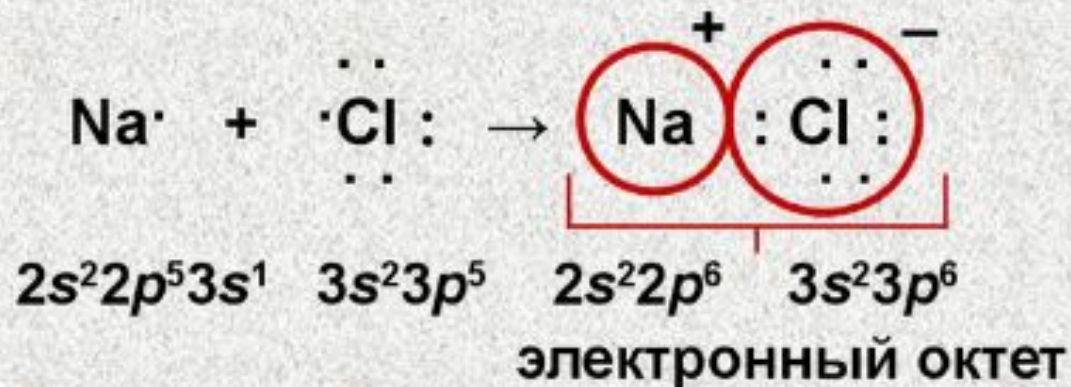


ОБРАЗОВАНИЕ ОКТЕТА

1. Обобществление электронов (ковалентная связь)

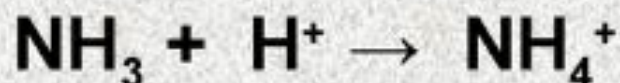


2. Перенос электрона (ионная связь)

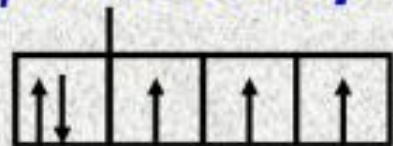


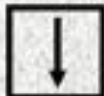
2. ДОНОРНО – АКЦЕПТОРНЫЙ МЕХАНИЗМ ОБРАЗОВАНИЯ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ

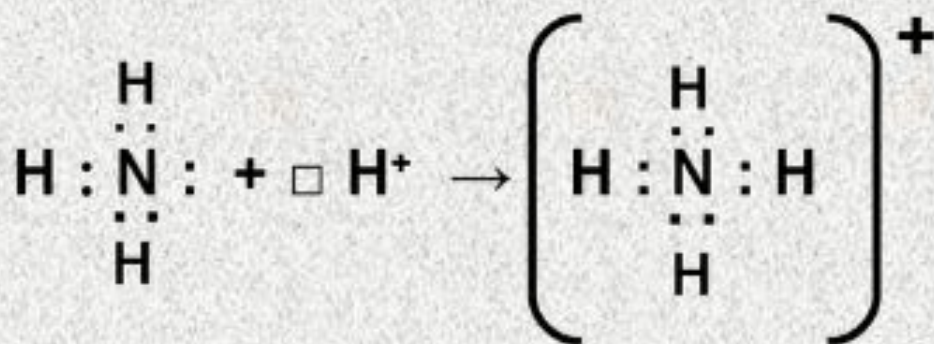
ПРИМЕР: Рассмотрим образование иона аммония:



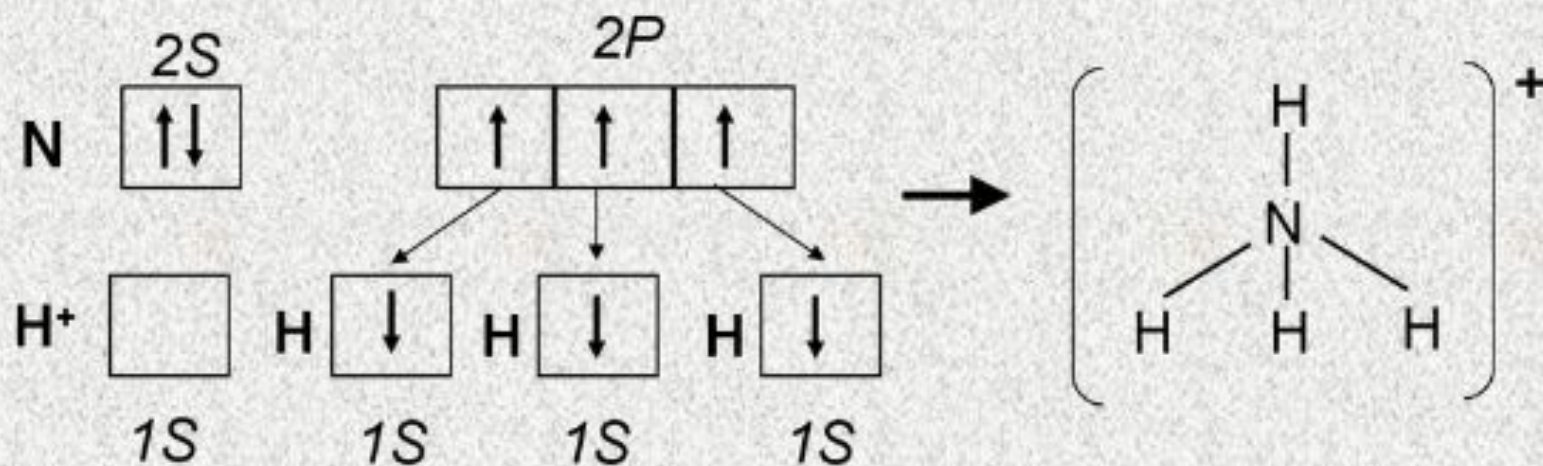
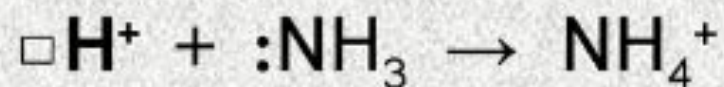
${}_{7}\text{N} \dots 2s^2 2p^3$



$\text{H } 1s^1$ 



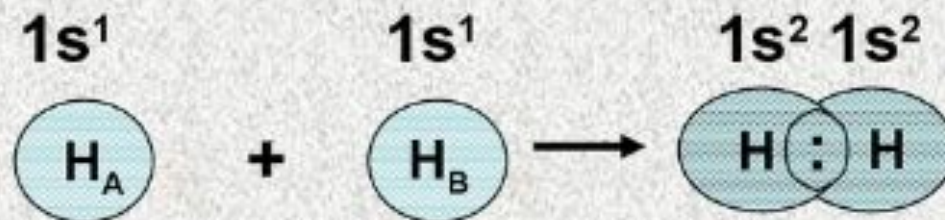
ОБРАЗОВАНИЕ ИОНА АММОНИЯ: АЛЬТЕРНАТИВНАЯ СХЕМА



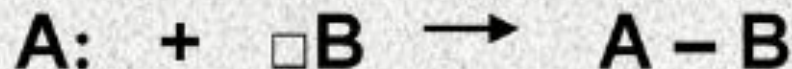
КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ.

Существуют два принципиальных механизма образования ковалентной связи:

1. Обменный:



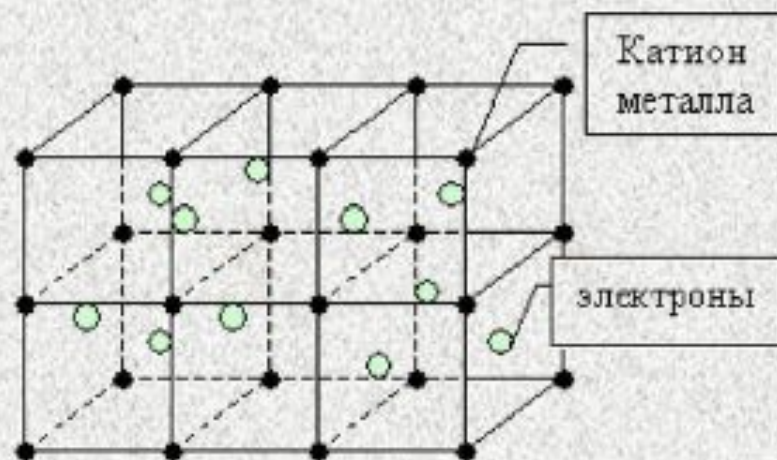
2. Донорно-акцепторный:



Металлическая связь

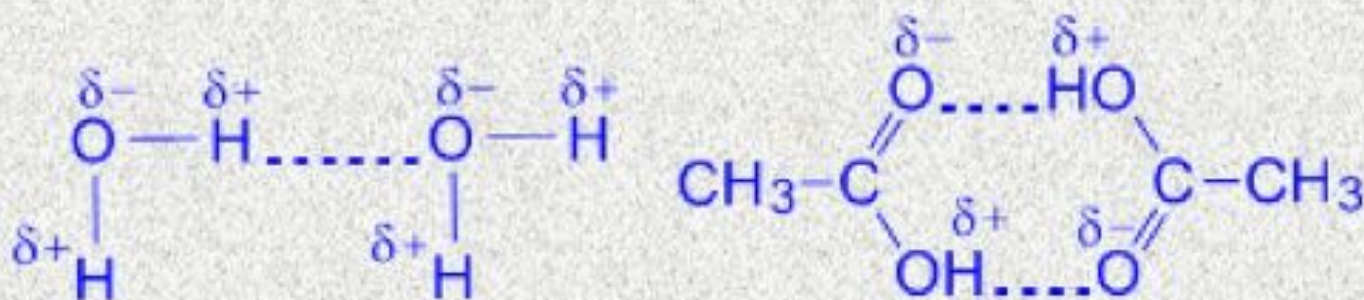
Металлическая связь — химическая связь, обусловленная наличием относительно свободных электронов.

Металлическая кристаллическая решетка и металлическая связь определяют такие свойства металлов: *ковкость, пластичность, электро- и теплопроводность, металлический блеск, способность к образованию сплавов.*



Водородная связь

- Это связь между **положительно заряженным атомом водорода** одной молекулы и **отрицательно заряженным атомом** другой молекулы.
- Водородная связь имеет частично электростатический, частично донорно-акцепторный характер.



Наличие водородных связей объясняет высокие температуры кипения воды, спиртов, карбоновых кислот.

ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ

ковалентная

полярная



неполярная

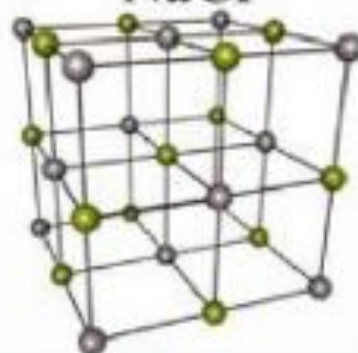


ионная

Na^+



NaCl

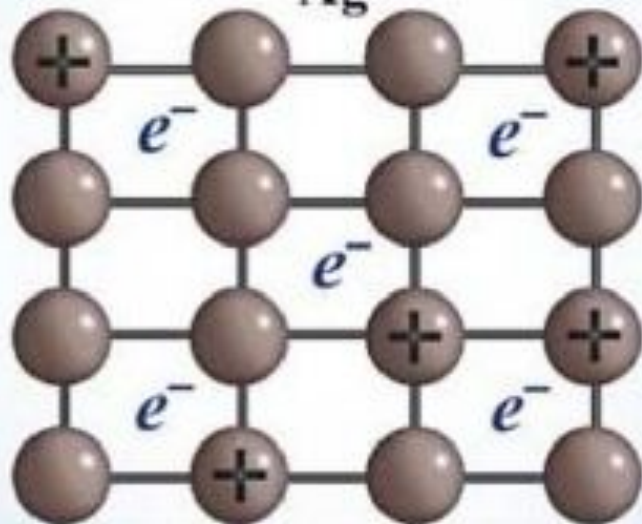


Cl^-

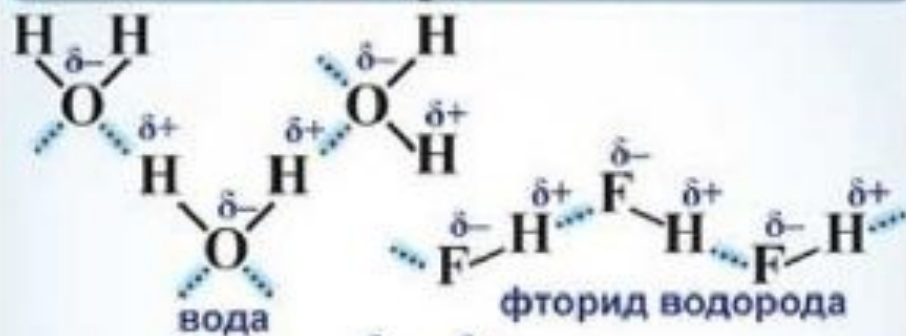


металлическая

Ag



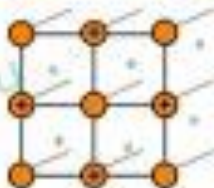
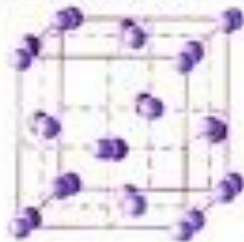
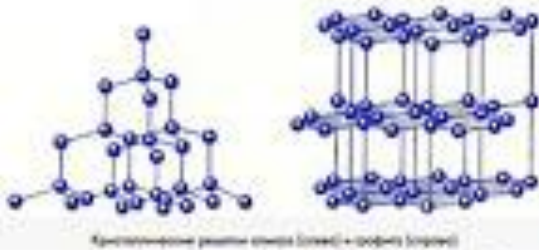
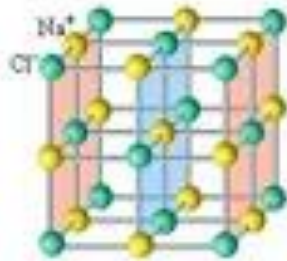
водородная



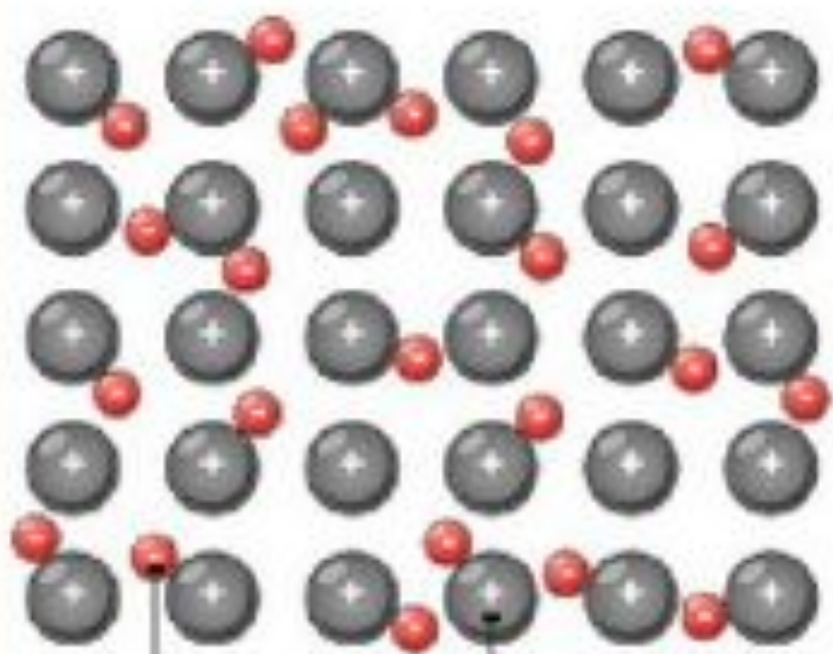
Химическая связь



Типы кристаллических решеток

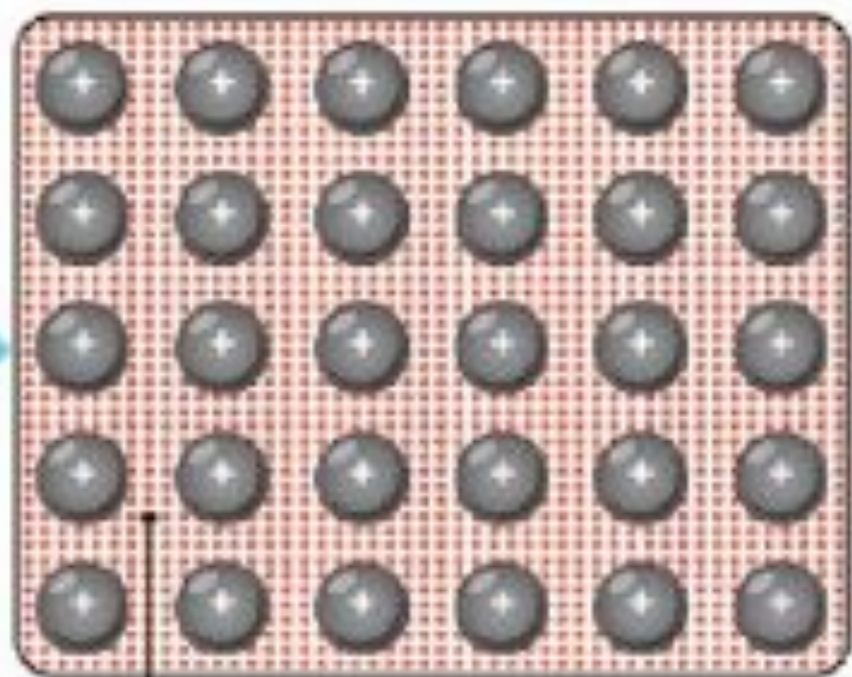


Тип решетки	Примеры веществ	Физические свойства веществ
<u>Ионная</u>	Соли, оксиды и гидроксиды типичных металлов	Твердые, хрупкие, тугоплавкие, многие растворимы в воде, расплавы проводят электрический ток
<u>Атомная</u>	алмаз(С), графит(С), бор(В), кремний(Si), оксид алюминия (Al ₂ O ₃), оксид кремния (IV)-SiO ₂	Очень твердые, очень тугоплавкие, прочные, нелетучие, не растворимы в воде
<u>Молекулярная</u>	При обычных усл. –г/ж (O ₂ , H ₂ , Cl ₂ , N ₂ , Br ₂ , H ₂ O, CO ₂ , HCl) Сера S ₈ , белый фосфор P ₄ , йод I ₂ ; органические вещества	Непрочные, летучие, легкоплавкие, способны к возгонке, имеют небольшую твердость
<u>Металлическая</u>	Металлы и сплавы	Ковкие, обладают блеском, пластичностью, тепло- и электропроводны



Electrons

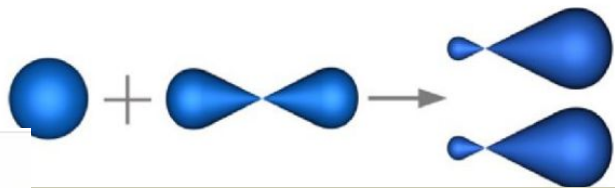
Metal atoms



Sea of delocalised electrons

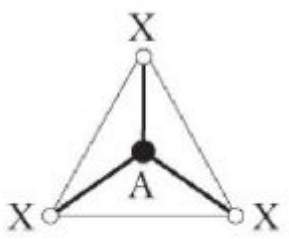
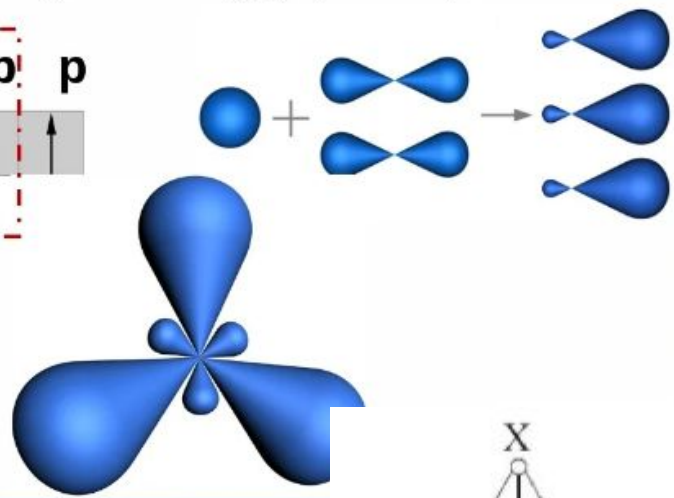
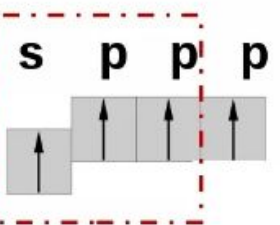
Гибридизация атомных орбиталей

SP – гибридизация



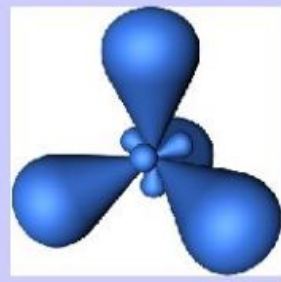
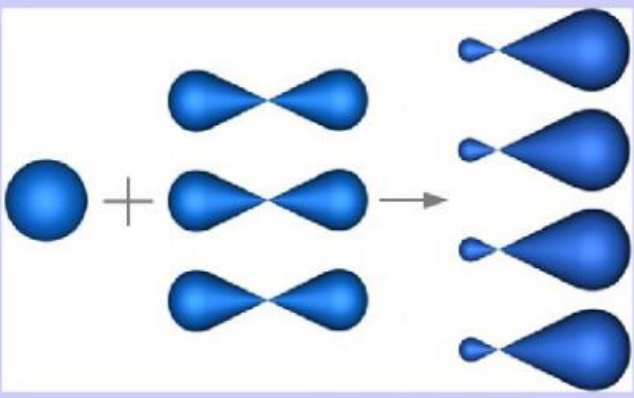
sp²-Гибридизация

- гибридизация, в которой участвуют атомные орбитали одного s- и двух p-электронов

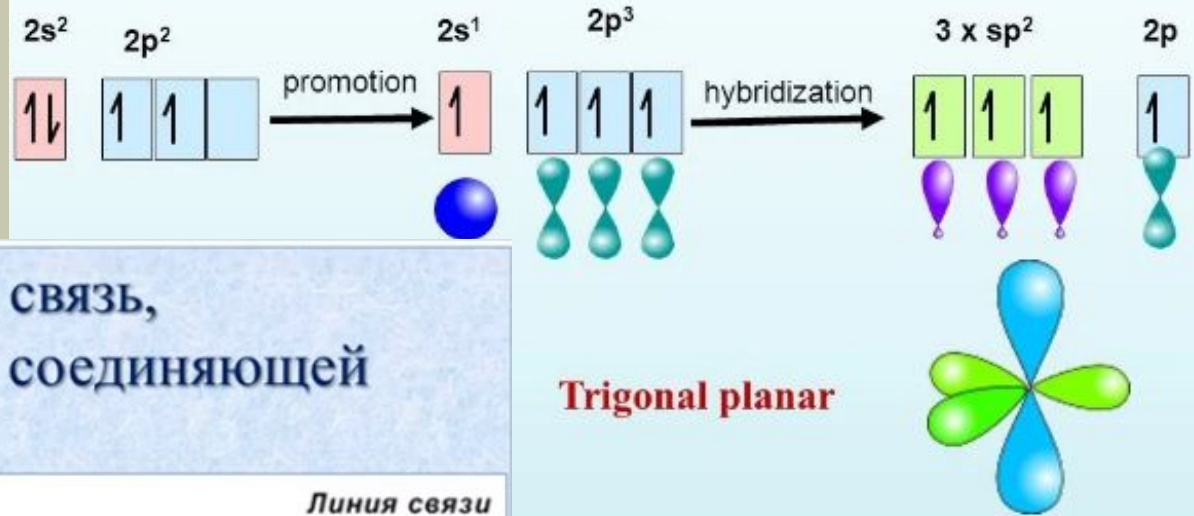
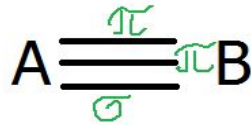
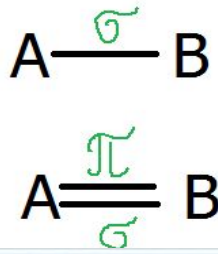


правильный
треугольник
120°

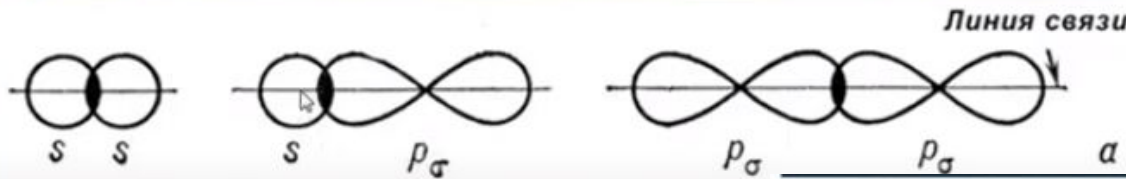
sp³ – гибридизация



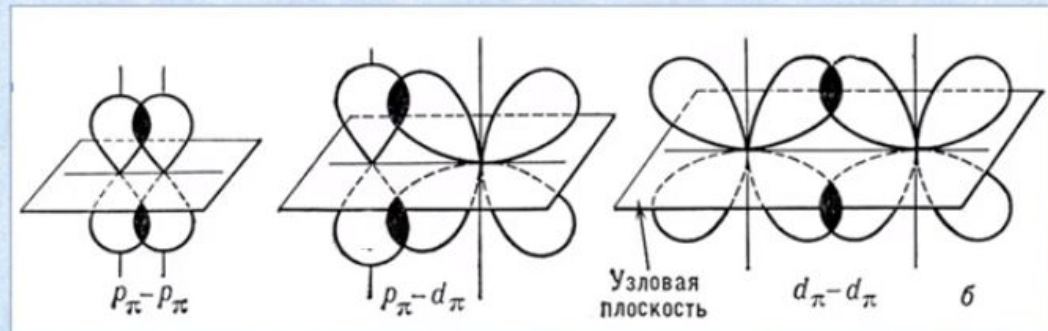
Кратные связи



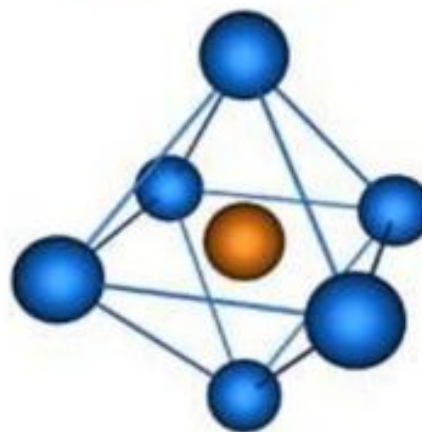
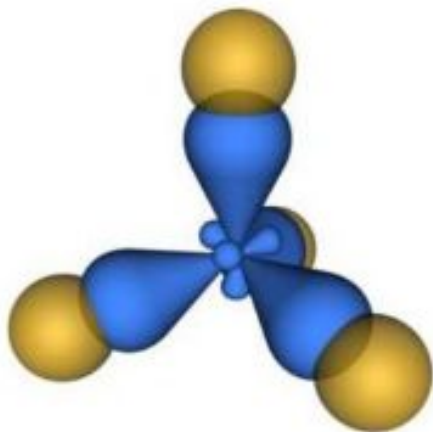
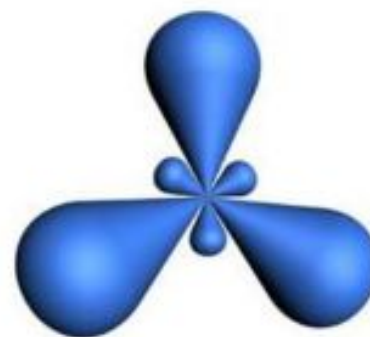
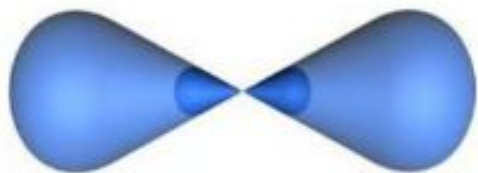
σ-СВЯЗЬ – ЭТО ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ, расположенная по линии, соединяющей ядра атомов.



π-СВЯЗЬ – ЭТО СВЯЗЬ, расположенная над и под линией, соединяющей ядра атомов.



**С участием s, p и d-АО известно 11 типов
гибридизации. Чаще встречается 4 типа:
 sp , sp^2 , sp^3 , sp^3d^2**



Алмаз – аллотропная модификация углерода

атомы углерода в алмазе находятся в состоянии sp^3 - гибридизации

