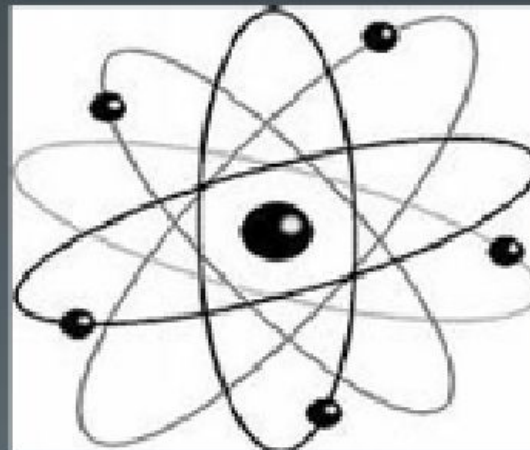


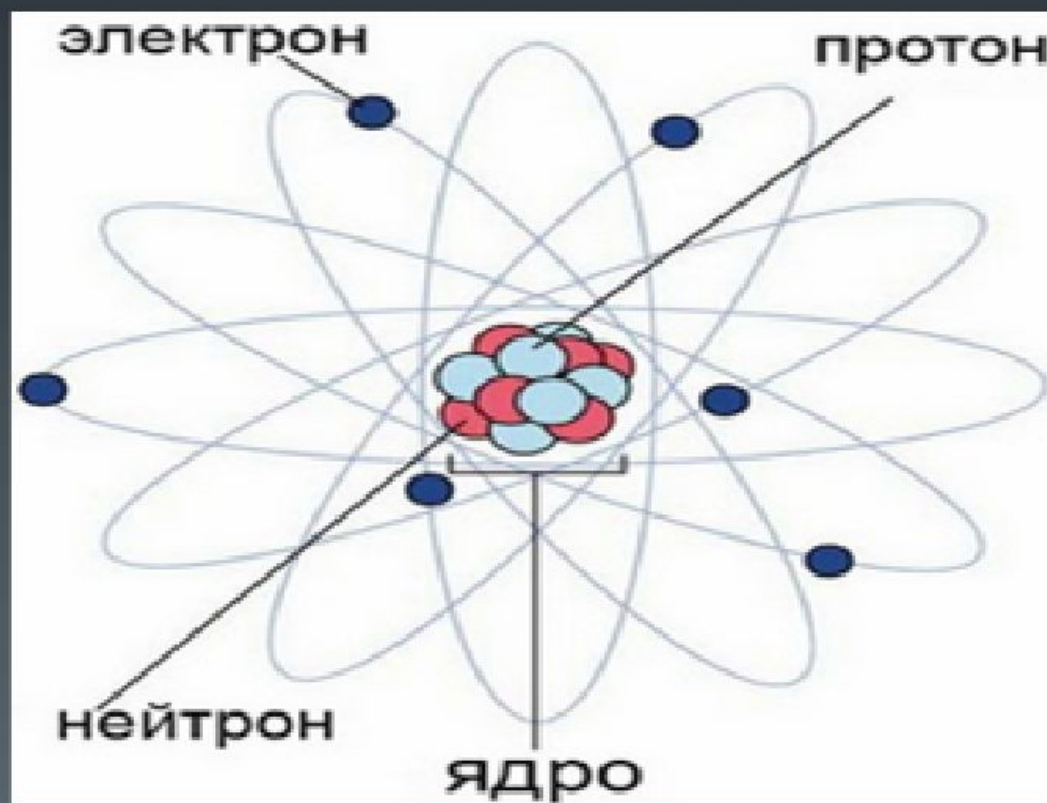
СЛОВО «**АТОМ**» ПРИДУМАЛ БОЛЕЕ 2500 ЛЕТ  
НАЗАД ДРЕВНЕГРЕЧЕСКИЙ ФИЛОСОФ  
ДЕМОКРИТ



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



# Строение атома

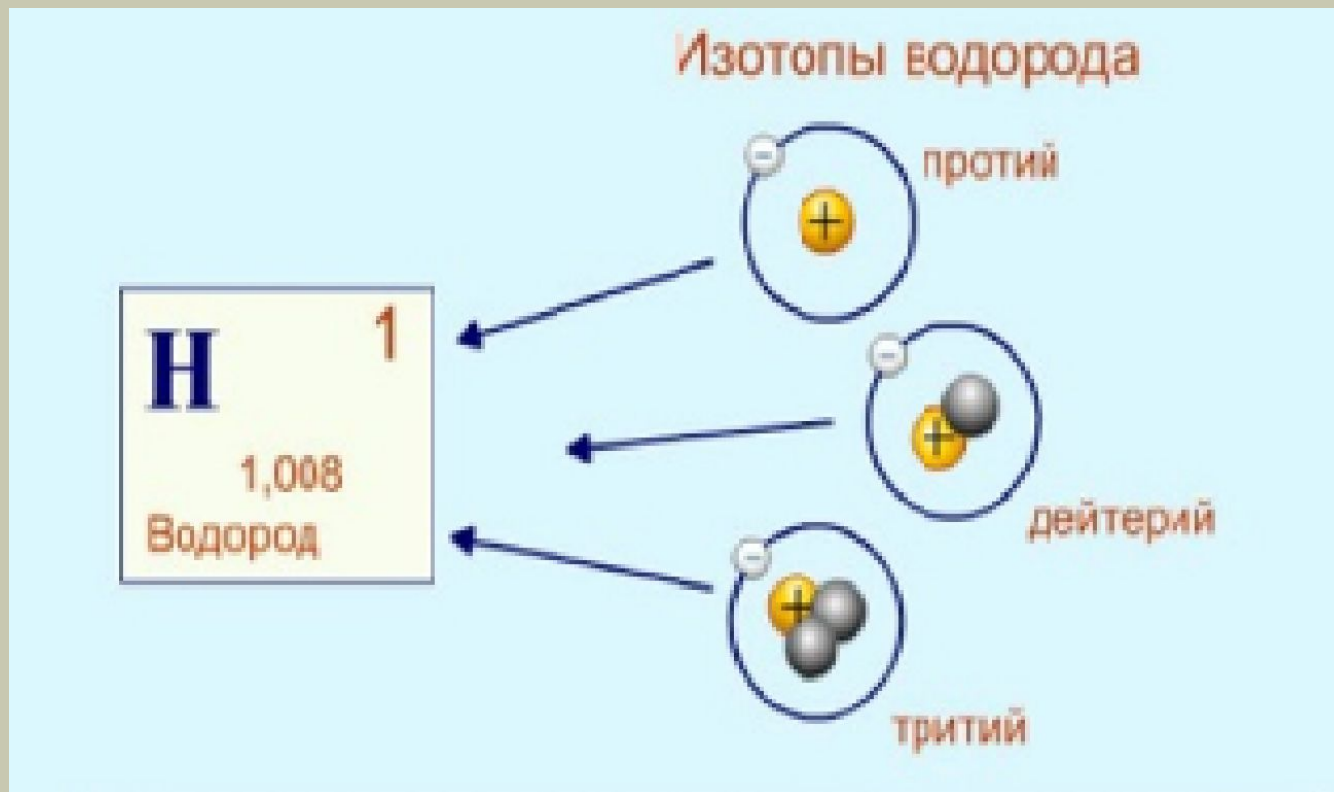


# Характеристики частиц

Частица	Масса (отн. ед.)	Заряд
Протон	p <sup>+</sup> 1	+1
Нейтрон	n 1	0
Электрон	e <sup>-</sup> 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

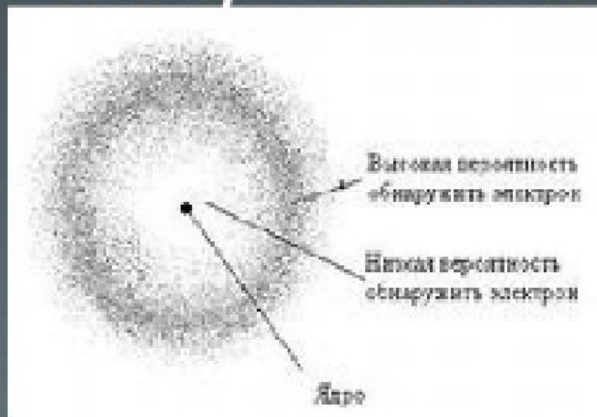
Элемент – это вид атома с одинаковым числом протонов в ядре



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

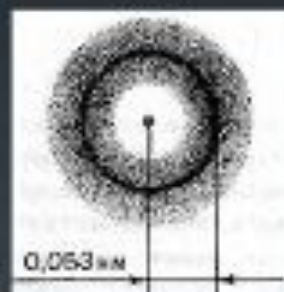
➤ Электроны, обладающие близкими значениями энергии, образуют единый **электронный слой**

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



# Формы электронных орбиталей

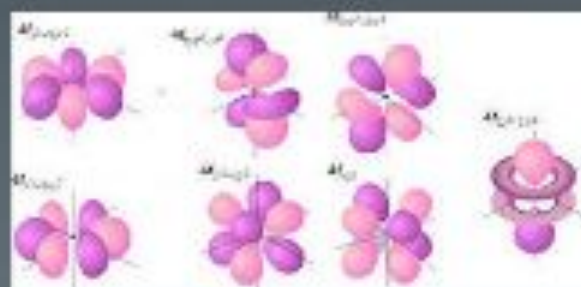
- S- облака (сферической формы)



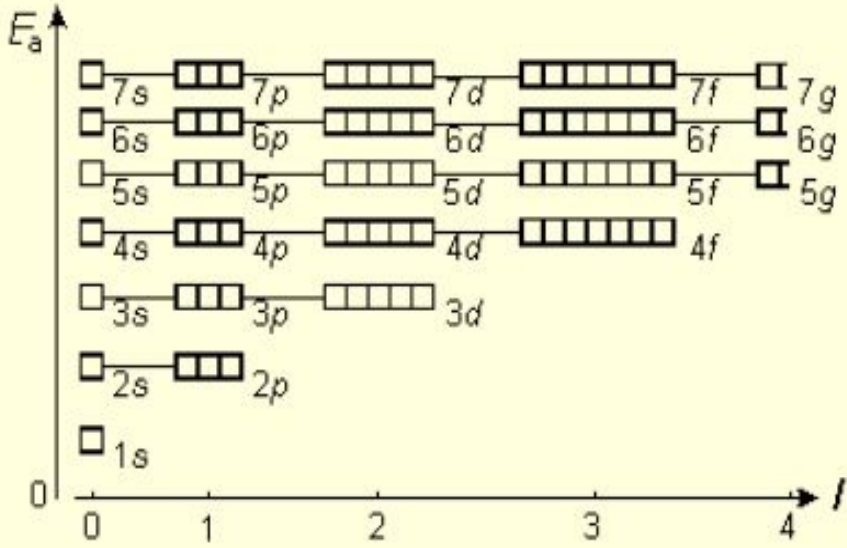
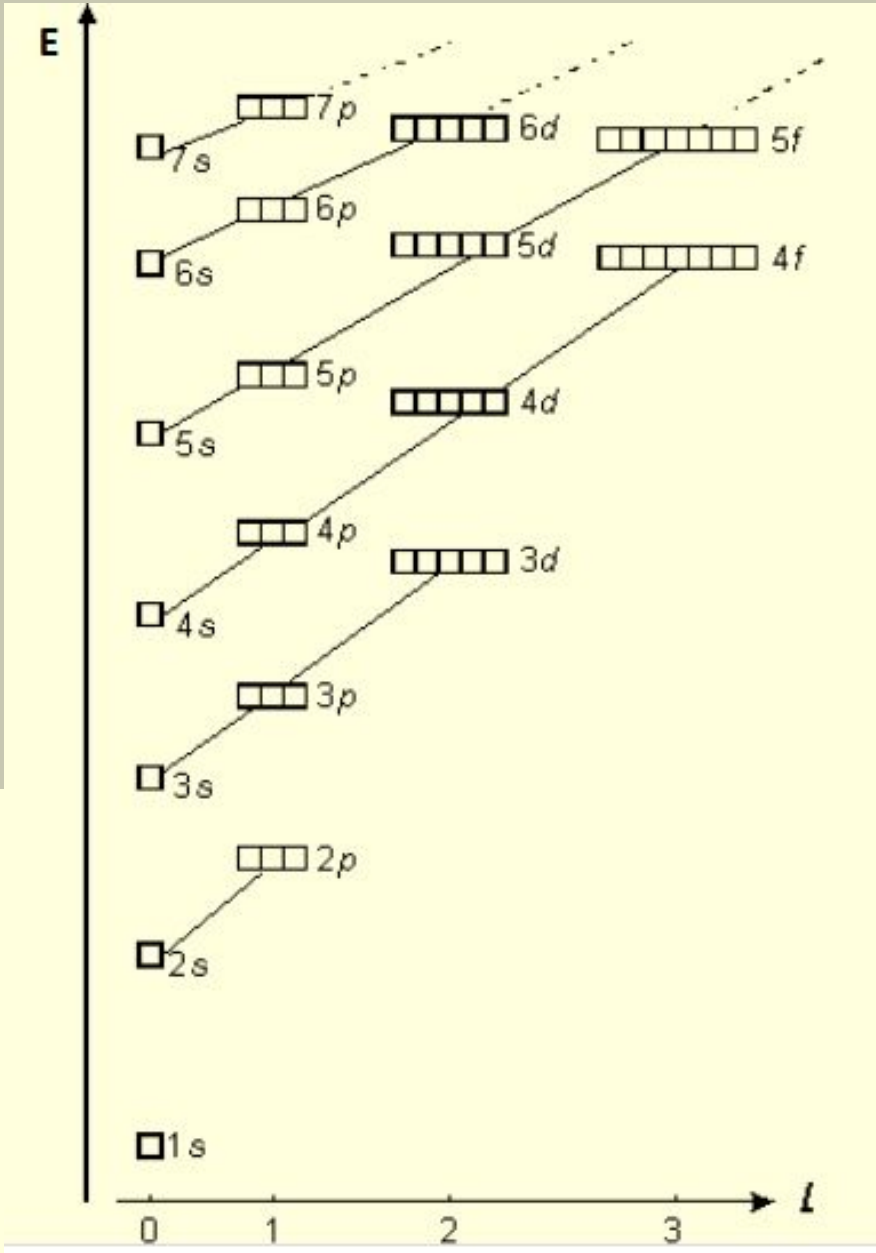
- P – облака (гантелеобразной формы)



- d – облака



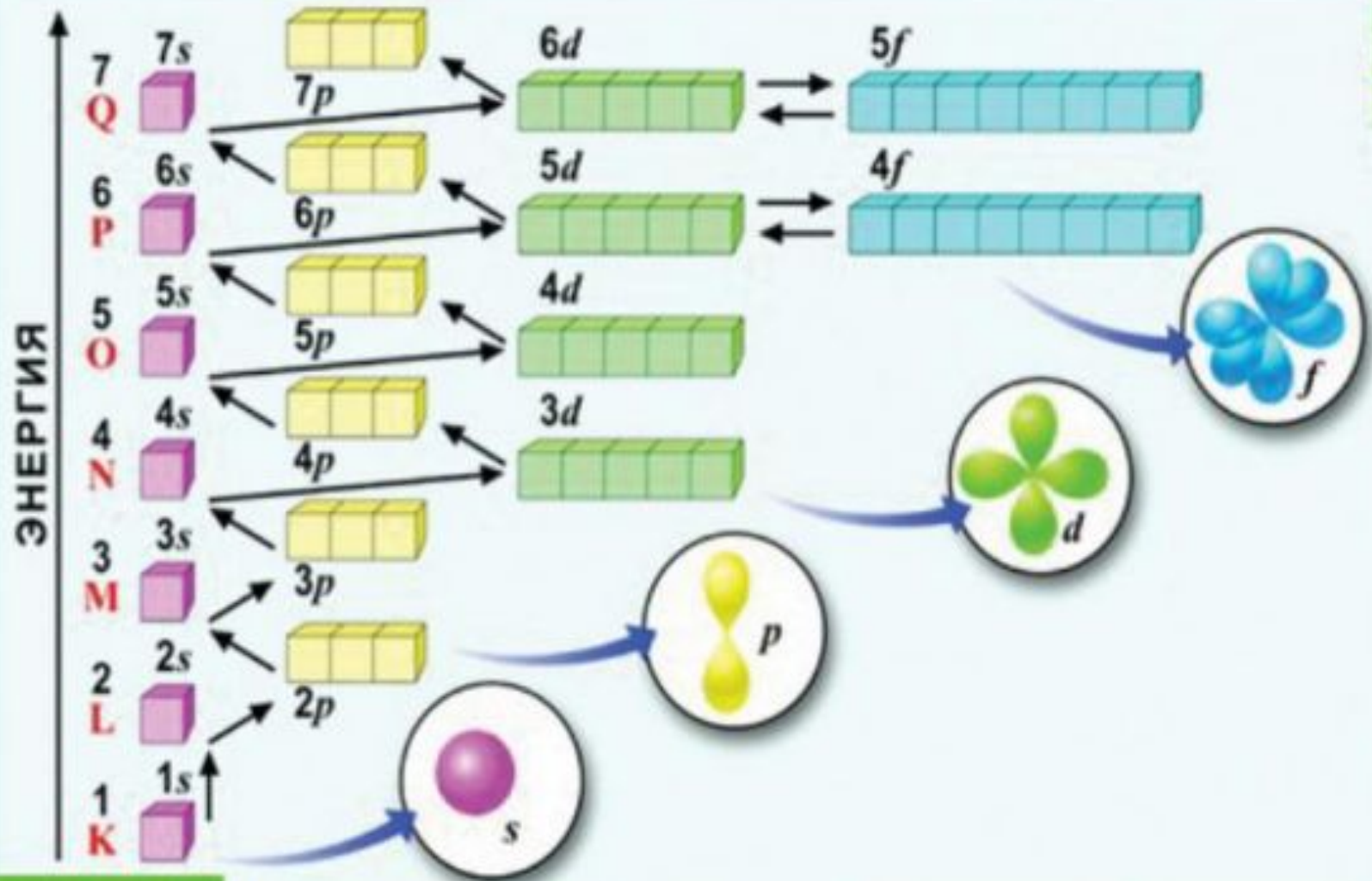
# Электронное строение атома



Подуровни с одинаковым значением главного квантового числа объединяют в электронные уровни

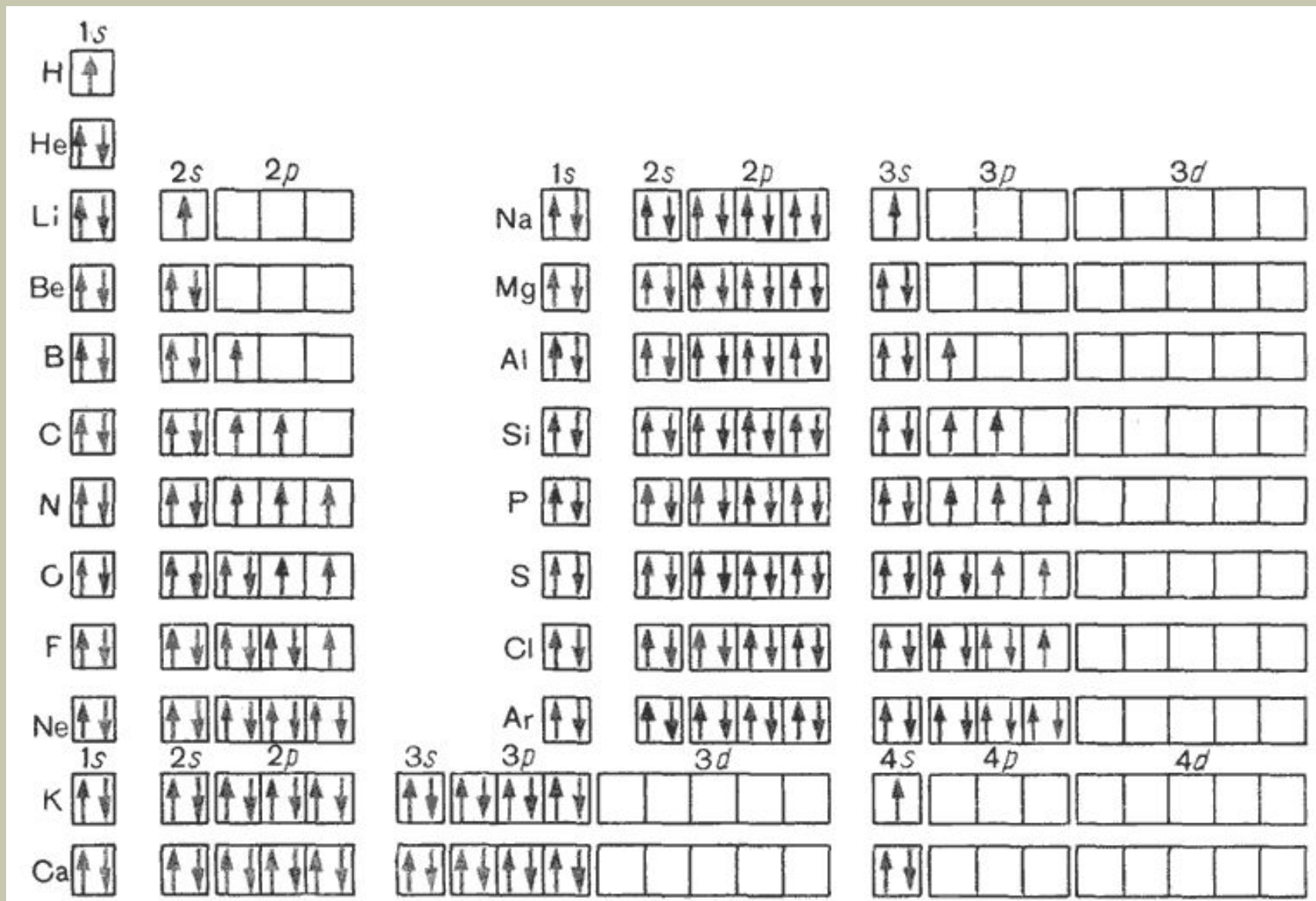


# ФОРМА ЭЛЕКТРОННЫХ ОБЛАКОВ И ПОСЛЕДОВАТЕЛЬНОСТЬ ЗАПОЛНЕНИЯ ПОДУРОВНЕЙ ЭЛЕКТРОНАМИ



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

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

- 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 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:

**1s** → **2s** → **2p** → **3s** → **4s** → **3d** → **4p** → **5s** → **4d** → **5p** → **6s** → **4f** → **5d** →  
→ **6p** → **7s** → **5f** → **6d**



# 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.**

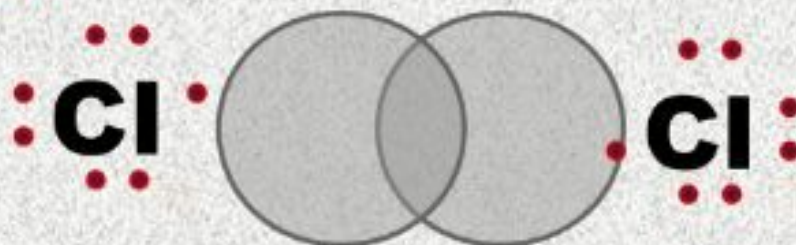
**2. Вандерваальсовы взаимодействия.**

# Ковалентная связь

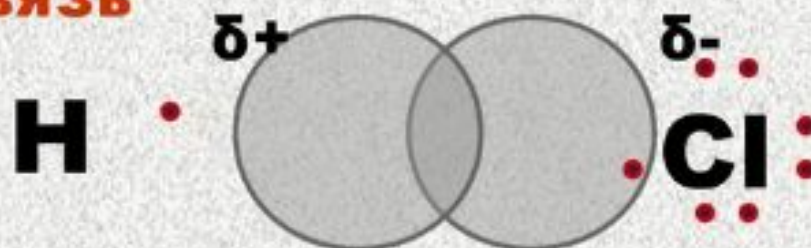
неметалл + неметалл



Ковалентная  
неполярная  
связь

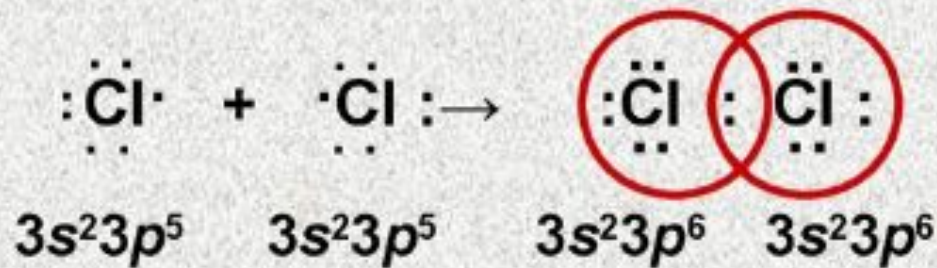


Ковалентная  
полярная связь

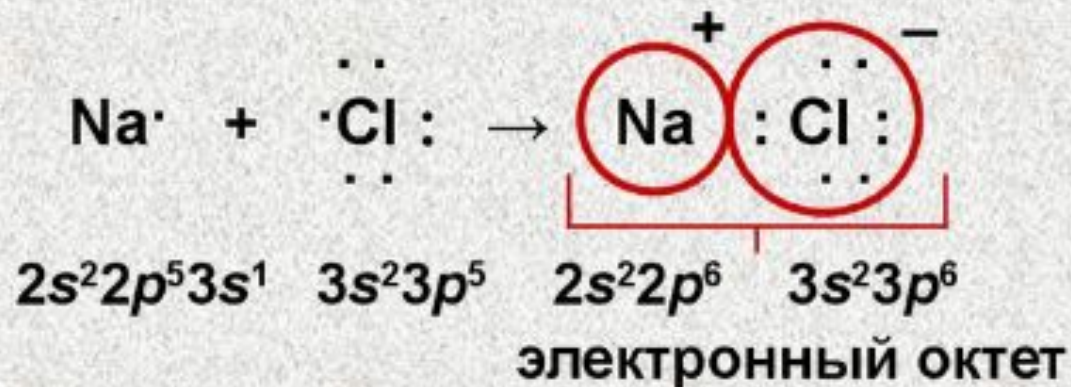


# ОБРАЗОВАНИЕ ОКТЕТА

## 1. Обобществление электронов (ковалентная связь)

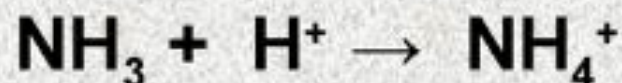


## 2. Перенос электрона (ионная связь)

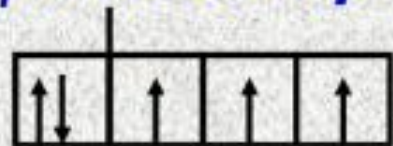


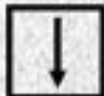
## 2. ДОНОРНО – АКЦЕПТОРНЫЙ МЕХАНИЗМ ОБРАЗОВАНИЯ КОВАЛЕНТНОЙ СВЯЗИ

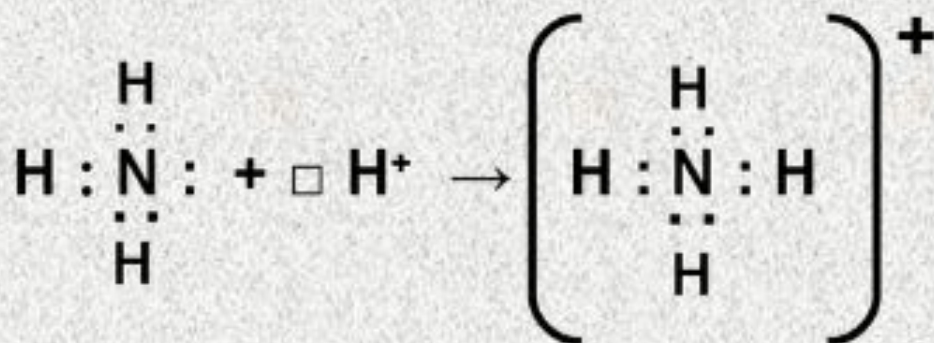
**ПРИМЕР:** Рассмотрим образование иона аммония:



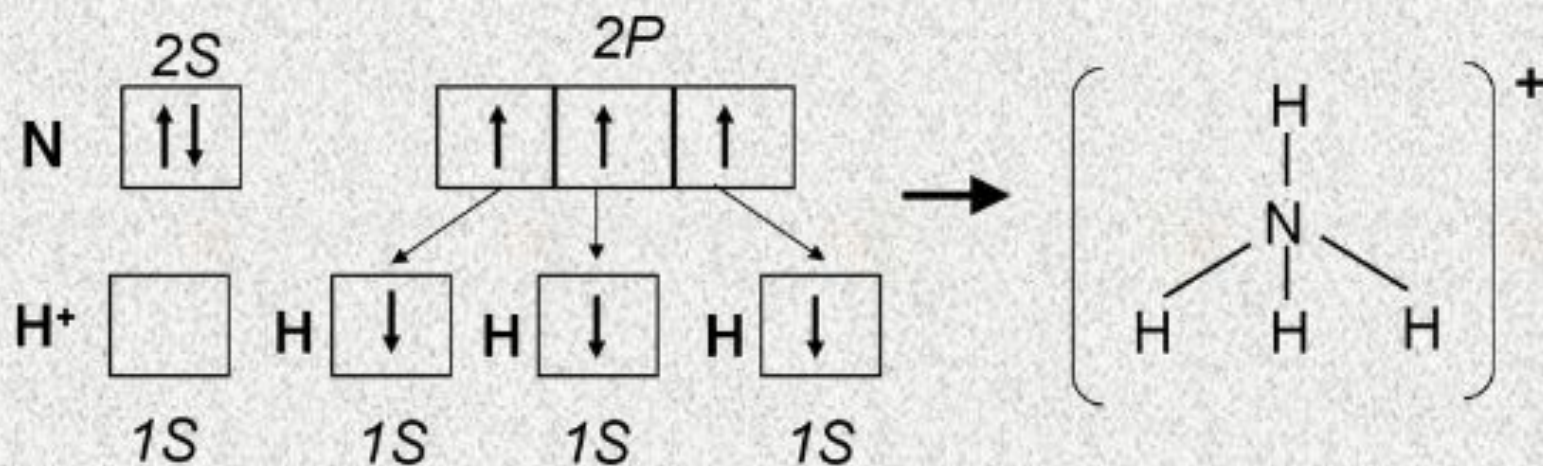
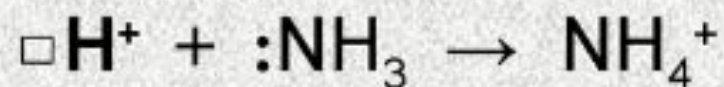
${}_{7}\text{N} \dots 2s^2 2p^3$



$\text{H } 1s^1$  



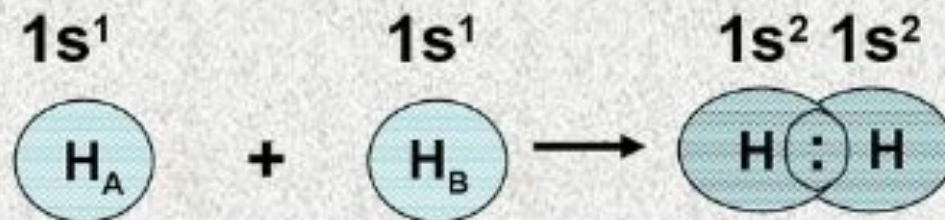
## ОБРАЗОВАНИЕ ИОНА АММОНИЯ: АЛЬТЕРНАТИВНАЯ СХЕМА



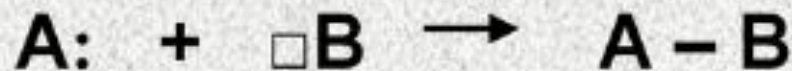
# КОВАЛЕНТНАЯ СВЯЗЬ.

Существуют два принципиальных механизма образования ковалентной связи:

## 1. Обменный:



## 2. Донорно-акцепторный:

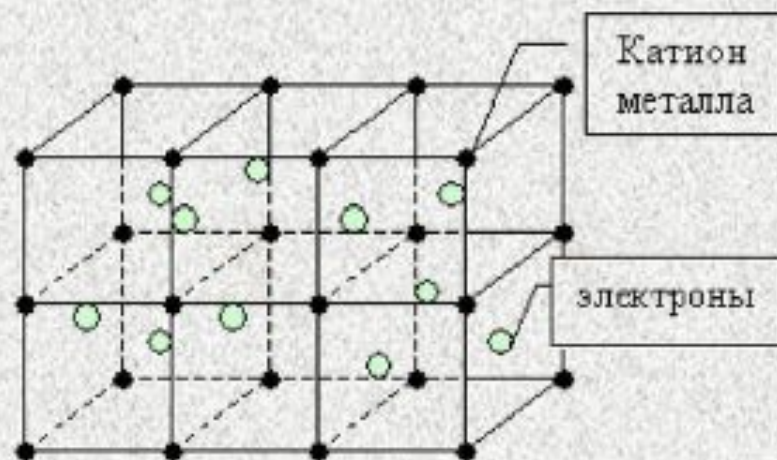




# Металлическая связь

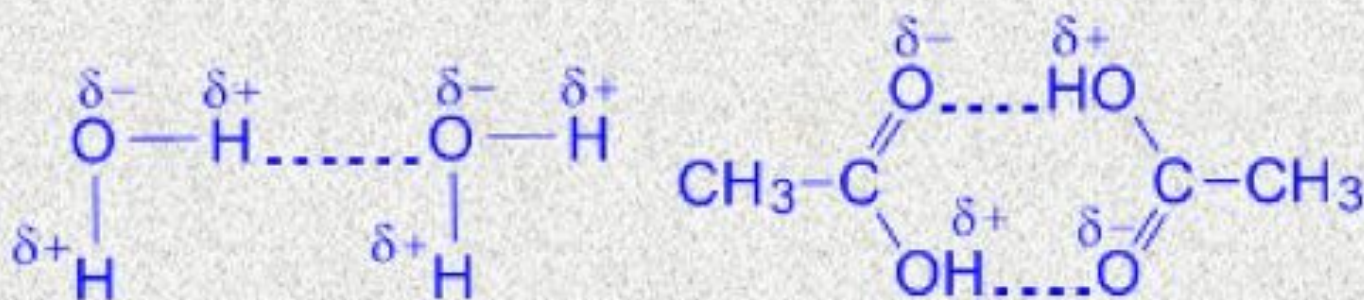
Металлическая связь — химическая связь, обусловленная наличием относительно свободных электронов.

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

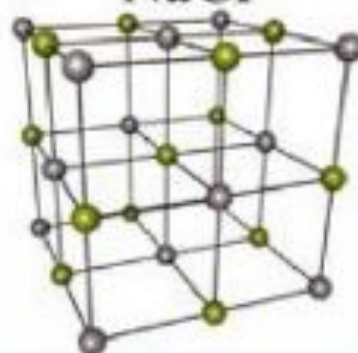


## ионная

$\text{Na}^+$



$\text{NaCl}$

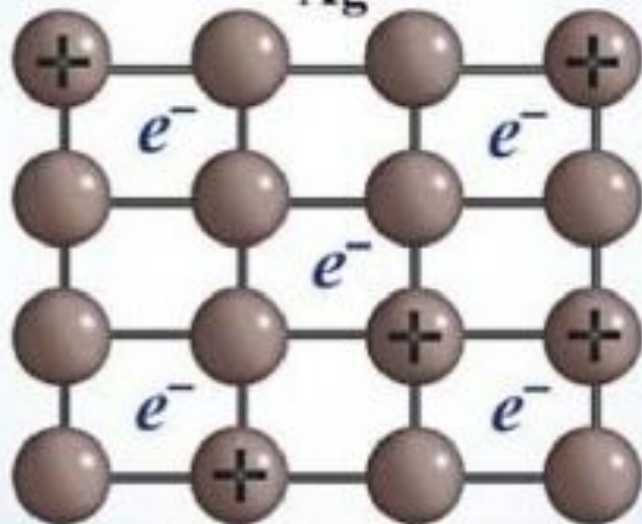


$\text{Cl}^-$

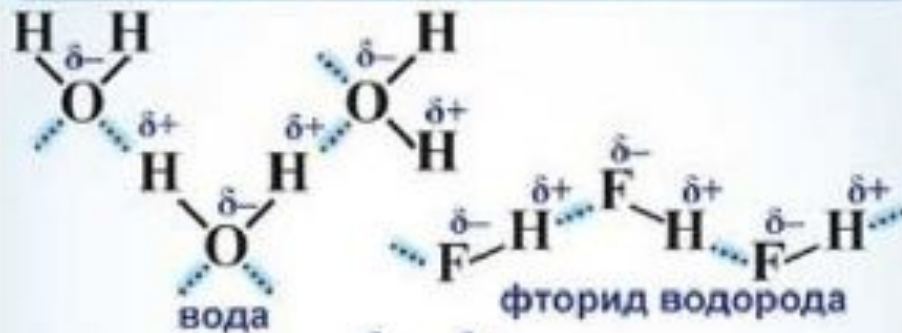


## металлическая

$\text{Ag}$



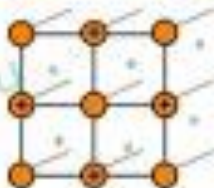
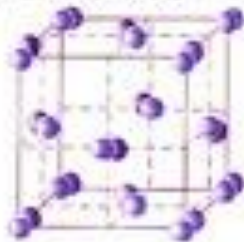
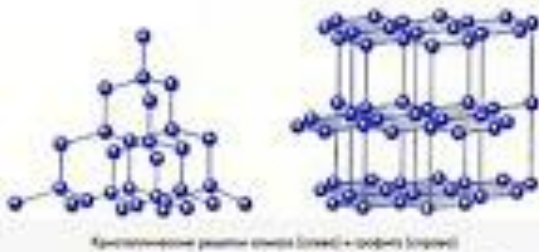
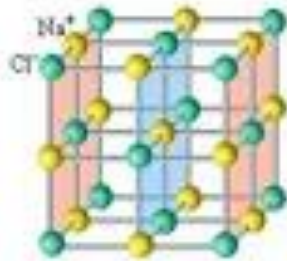
## водородная



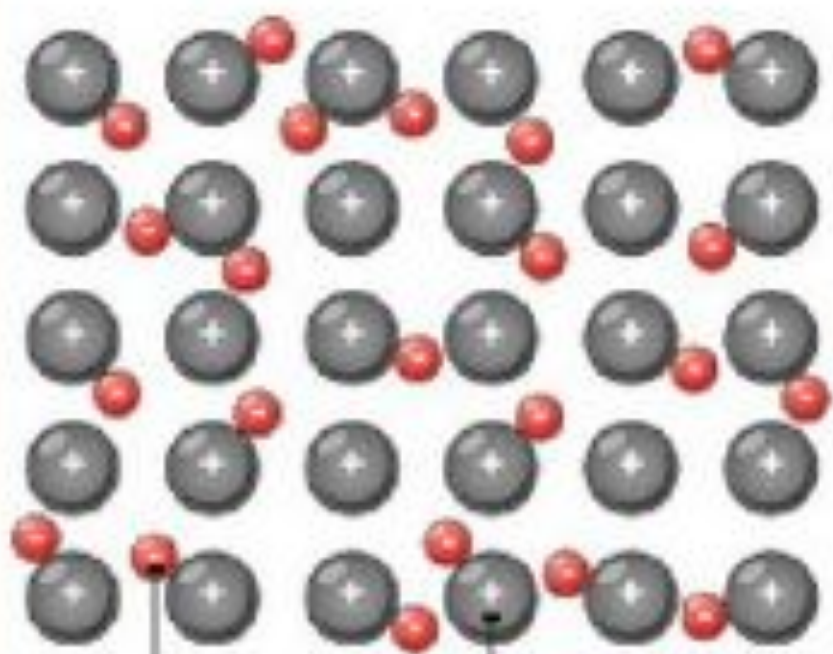
# Химическая связь



# Типы кристаллических решеток

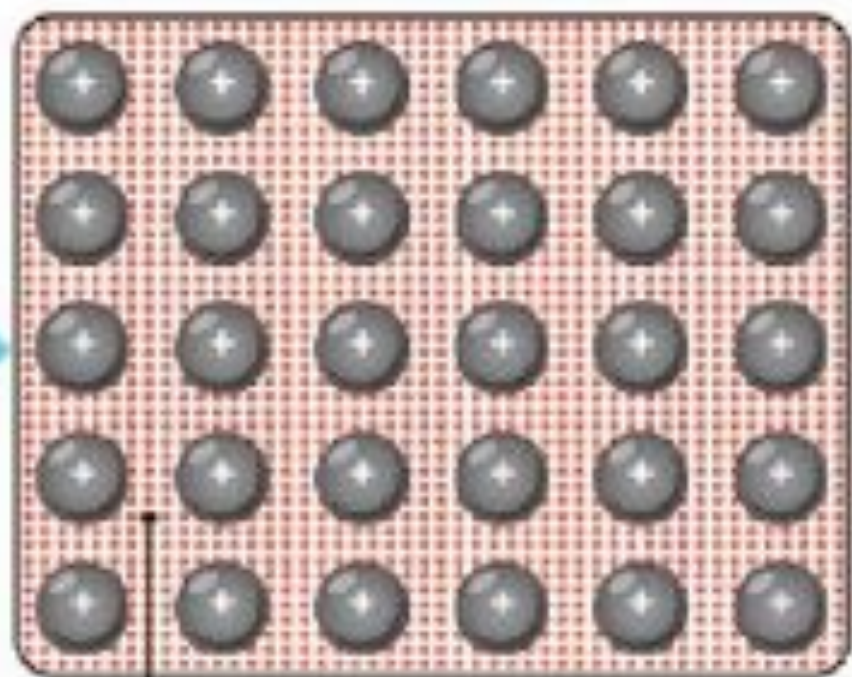


Тип решетки	Примеры веществ	Физические свойства веществ
<u>Ионная</u>	Соли, оксиды и гидроксиды типичных металлов	Твердые, хрупкие, тугоплавкие, многие растворимы в воде, расплавы проводят электрический ток
<u>Атомная</u>	алмаз(С), графит( С), бор(В), кремний( Si), оксид алюминия (Al <sub>2</sub> O <sub>3</sub> ), оксид кремния (IV)-SiO <sub>2</sub>	Очень твердые, очень тугоплавкие, прочные, нелетучие, не растворимы в воде
<u>Молекулярная</u>	При обычных усл. –г/ж (O <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> , Cl <sub>2</sub> , N <sub>2</sub> , Br <sub>2</sub> , H <sub>2</sub> O, CO <sub>2</sub> , HCl) Сера S <sub>8</sub> , белый фосфор P <sub>4</sub> , йод I <sub>2</sub> ; 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

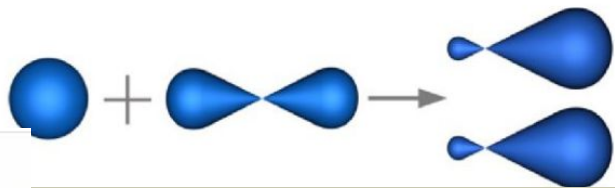
Metal atoms



Sea of delocalised electrons

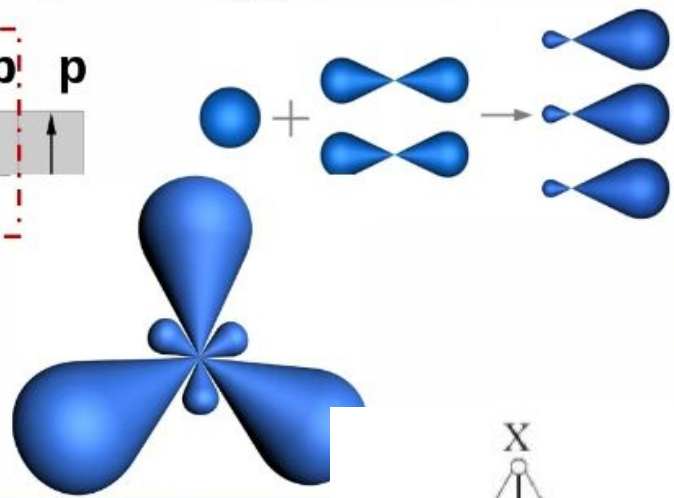
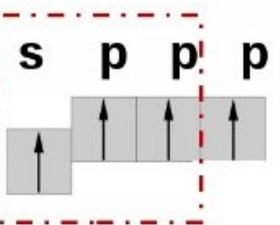
# Гибридизация атомных орбиталей

## SP – гибридизация

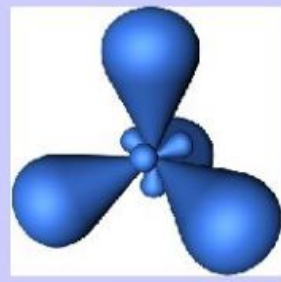
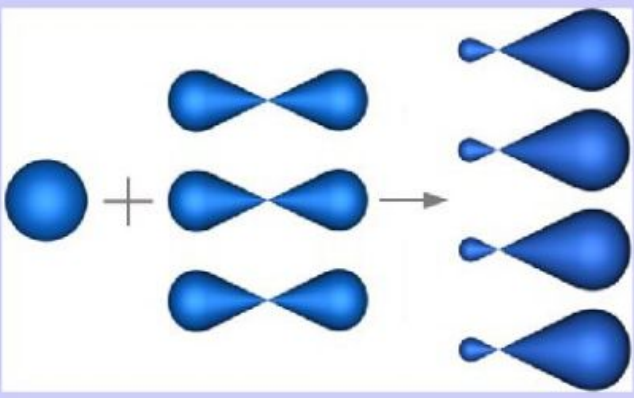


## sp<sup>2</sup>-Гибридизация

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

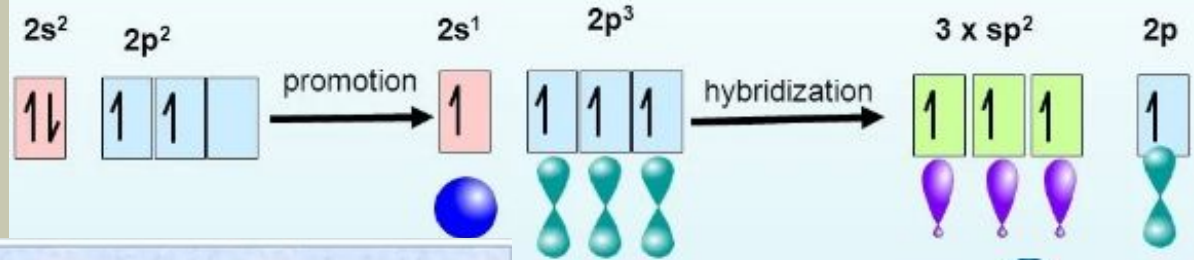
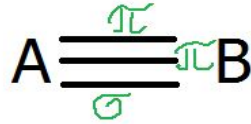
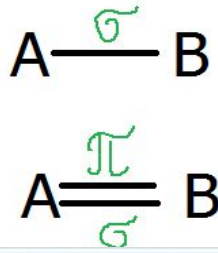


## sp<sup>3</sup> – гибридизация



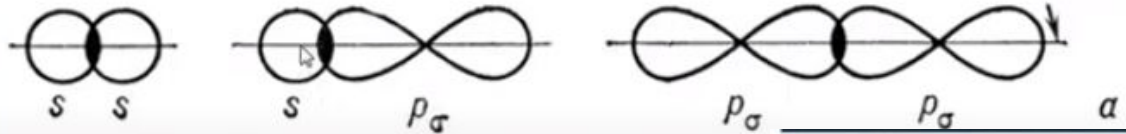
тетраэдр

# Кратные связи

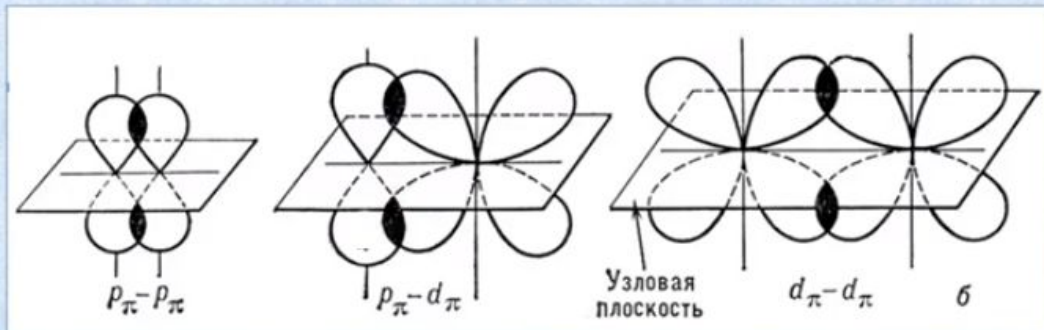


**σ-СВЯЗЬ** – ЭТО ХИМИЧЕСКАЯ СВЯЗЬ, расположенная по линии, соединяющей ядра атомов.

**Trigonal planar**

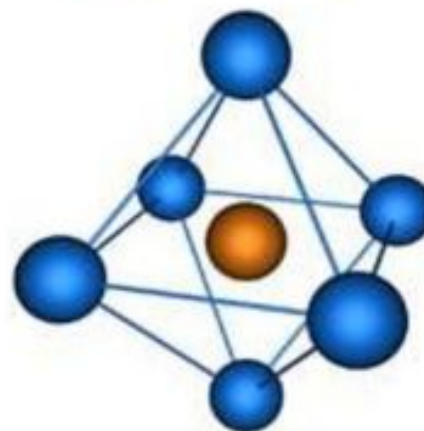
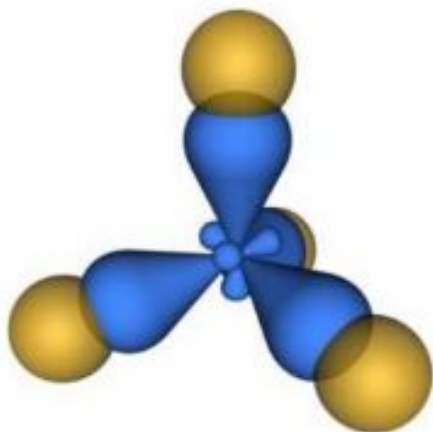
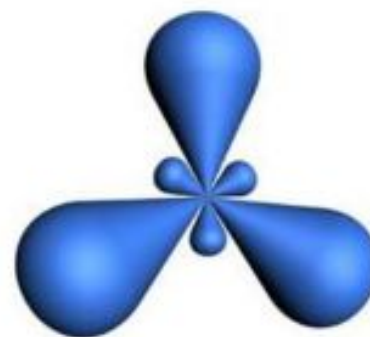
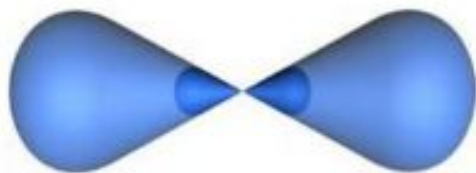


**π-СВЯЗЬ** – ЭТО СВЯЗЬ, расположенная над и под линией, соединяющей ядра атомов.





**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

