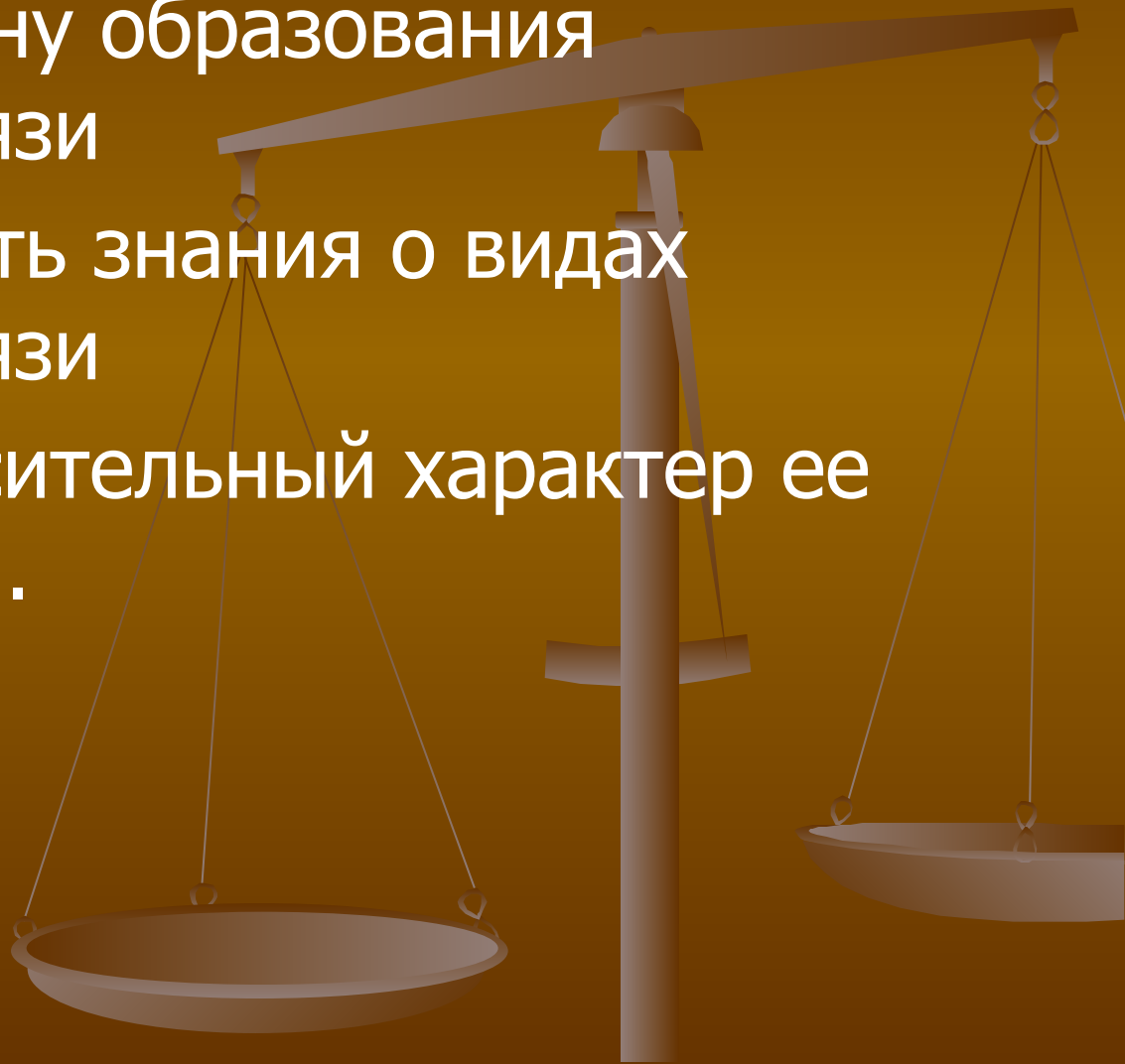
Химическая связь

План

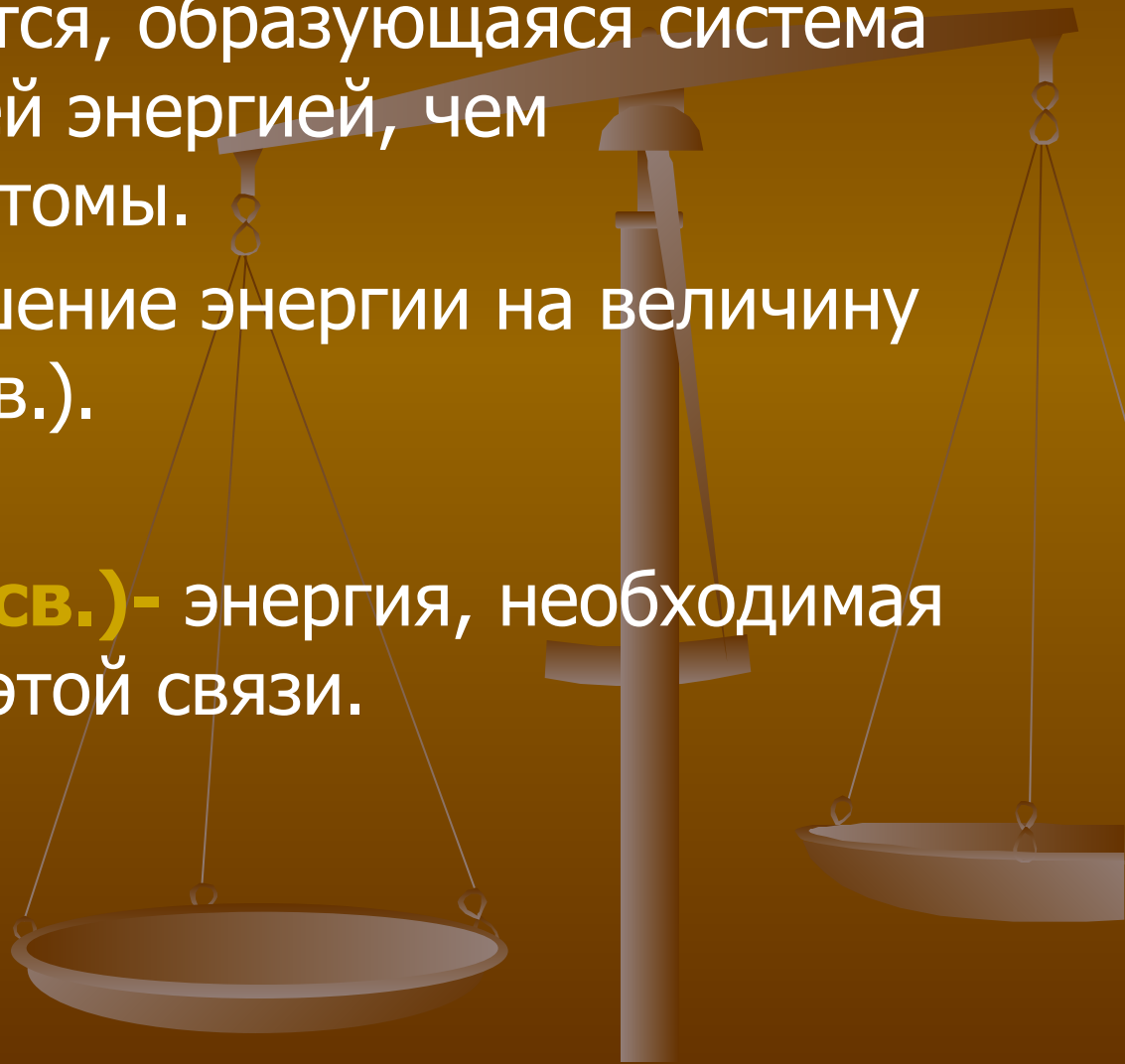
- Вскрыть причину образования химической связи
- Актуализировать знания о видах химической связи
- Показать относительный характер ее классификации.



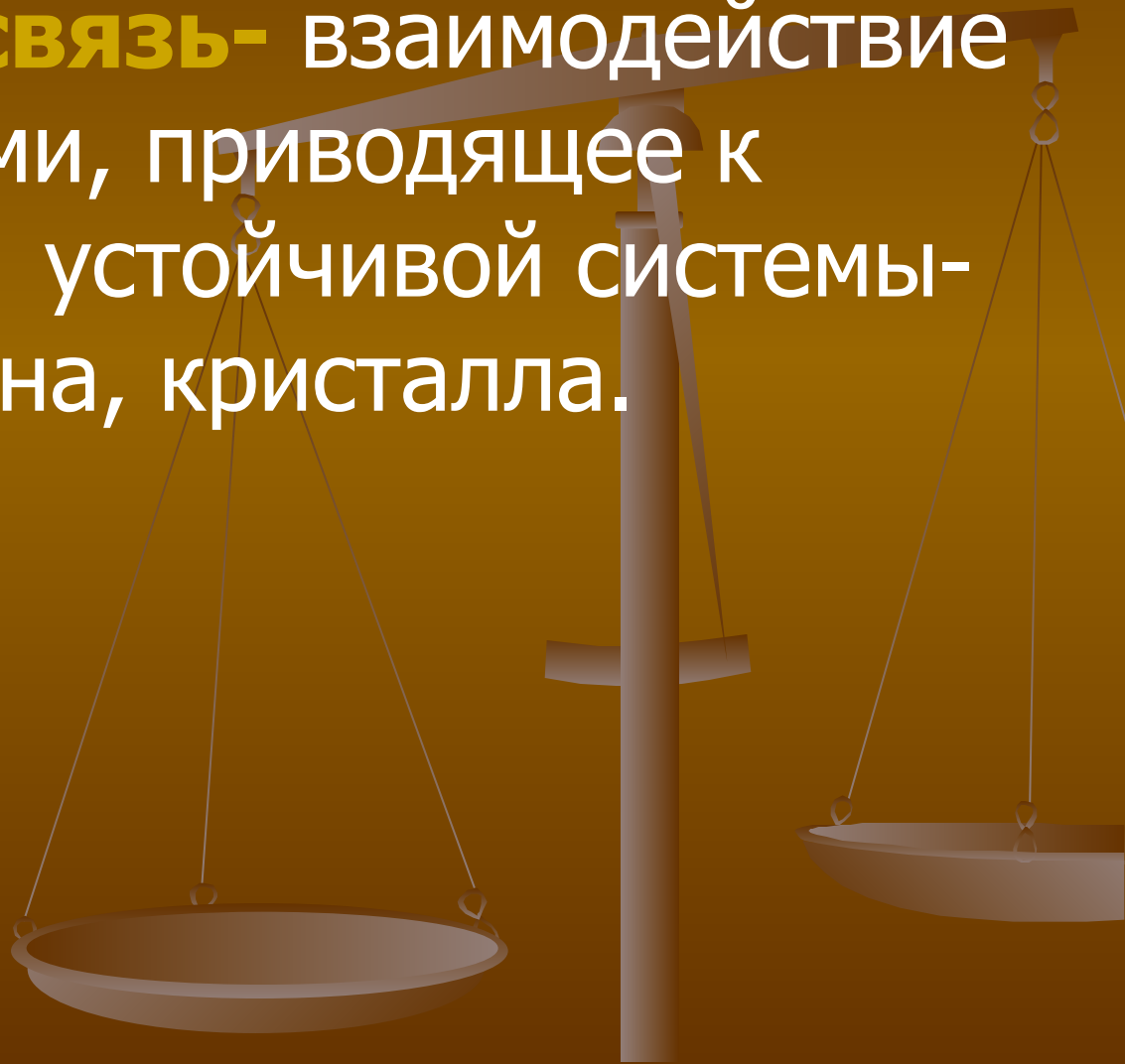
Причиной образования химической связи является стремление системы к минимуму энергии: при её образовании, как правило, энергия выделяется, образующаяся система обладает меньшей энергией, чем изолированные атомы.

Происходит уменьшение энергии на величину энергии связи(Есв.).

Энергия связи (Есв.)- энергия, необходимая для разрушения этой связи.



Химическая связь- взаимодействие между атомами, приводящее к образованию устойчивой системы- молекулы, иона, кристалла.



Ковалентная связь- связь между атомами, возникающая за счёт образования общих электронных пар.

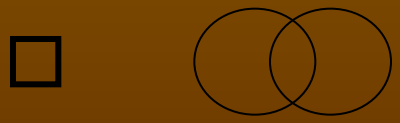
Способы образования общей электронной пары:

- двумя неспаренными электронами-обменный механизм:

A · + · B = A : B или A-B (1:1)

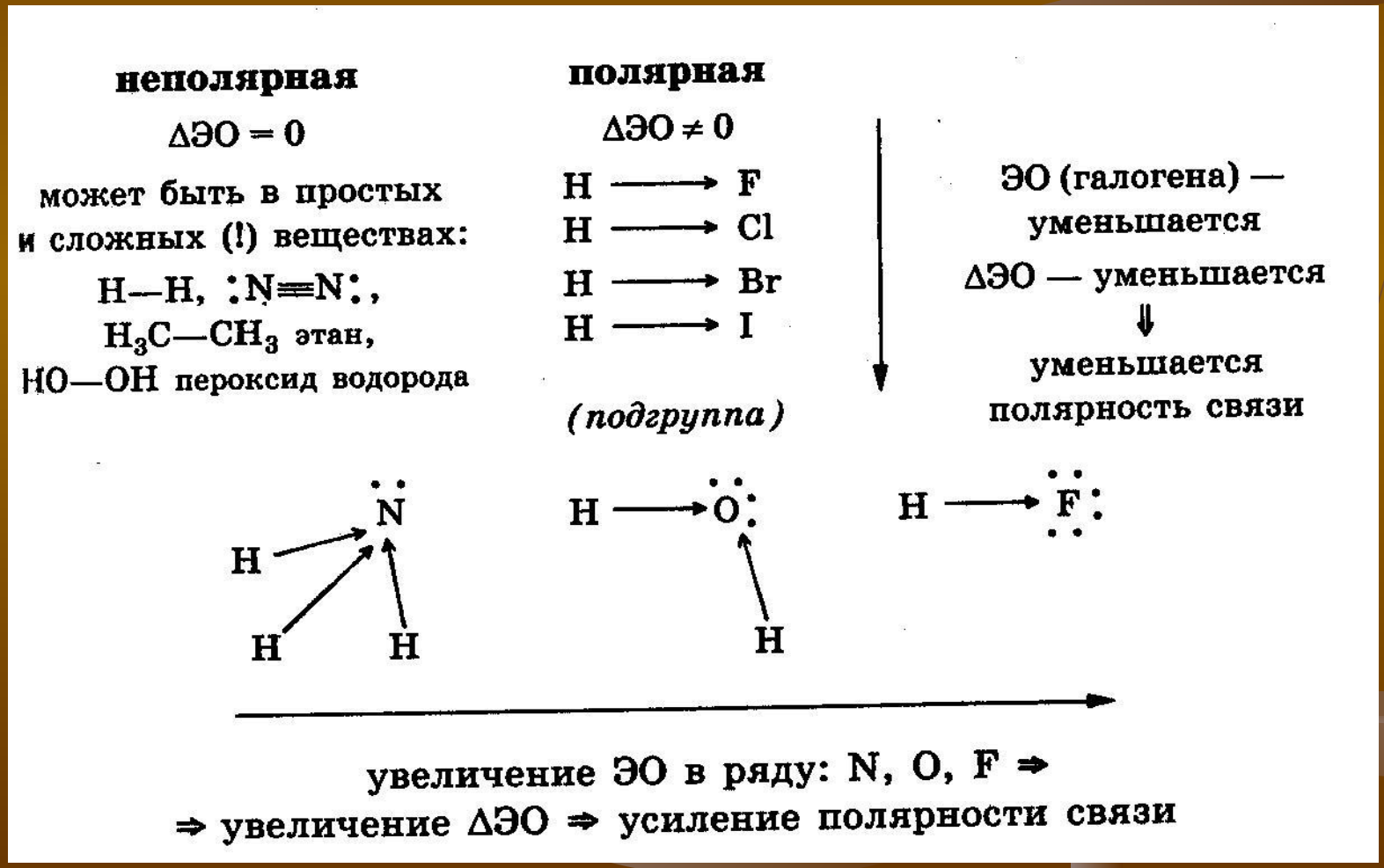
-электронной парой и свободной орбиталью- донорно-акцепторный механизм:

A: + B= A : B или A-B (2:0)



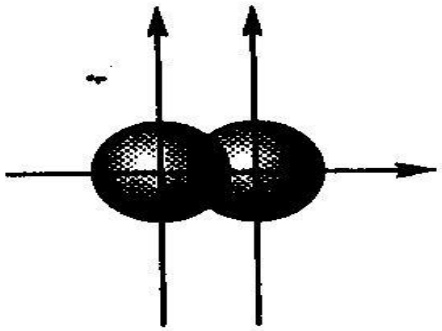
Полярность ковалентной связи

Она определяется разницей значений э.о связанных атомов.

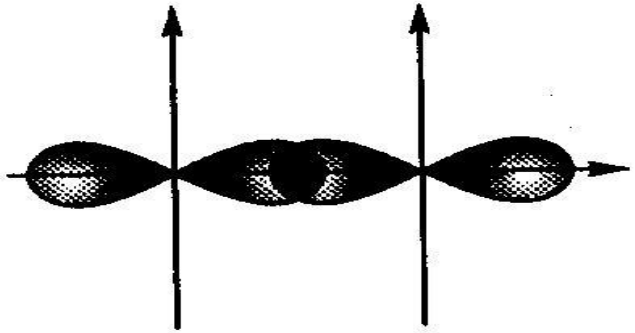


Способы перекрывания электронных облаков

σ-тип



s-s



p-p

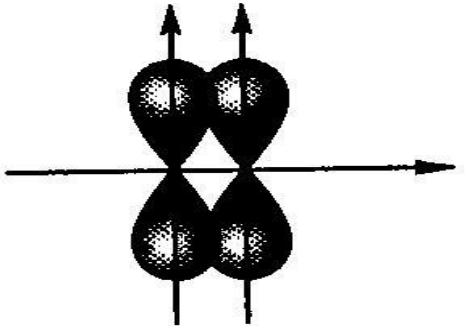
лобовое перекрывание — объемное

на одной прямой с центрами (близко, хорошо притягивается)

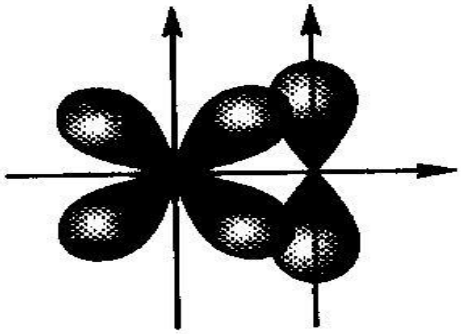
⇓

прочная связь

π-тип



p-p



d-p

боковое перекрывание — менее объемное

удалено от центров (слабо притягивается)

⇓

непрочная связь

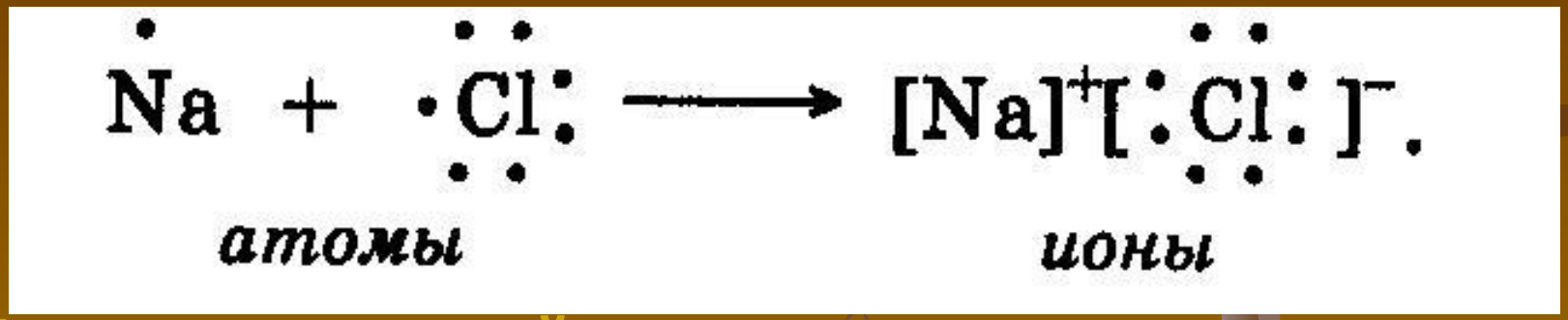
Кратность (порядок связи) — число электронных пар образующих данную связь.

$:N\equiv N:$	$:\ddot{O}=C=\ddot{O}:$	$H-H$
тройная	*двойная*	*ординарная (простая)*
всегда σ + π + π	всегда σ + π	всегда σ

Больше кратность связи — больше прочность ($E_{св}$), меньше длина:

	H_3C-CH_3	$H_2C=CH_2$	$HC\equiv CH$	
l →	*0,154 нм*	*0,134 нм*	*0,120 нм*	*1 нм = 10^{-9} м*
$E_{св}$ →	448 кДж/моль	614 кДж/моль	810 кДж/моль	

Ионная связь- электростатическое притяжение между ионами.



Ионных соединений немного:

- элементы + элементы

I и IIгр. гл. подгр. VI и VII гр. гл. подгр.

- Если значение э.о >= 2,то связь считают ионной.Если же значение э.о <2,то ковалентной полярной.

Чёткой границы между ионной и ковалентной полярной связью НЕТ.

Металлическая связь — существует во всех металлах и сплавах и только у них.

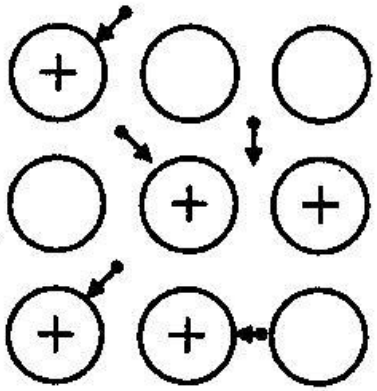
Структурные причины

у Ме 1–2 внешних электрона
I мала

плотная упаковка частиц
в кристаллической решетке

возможность свободного обмена
внешними электронами в пределах всей решетки

Ме-связь в Ме-кристалле:



в узлах:

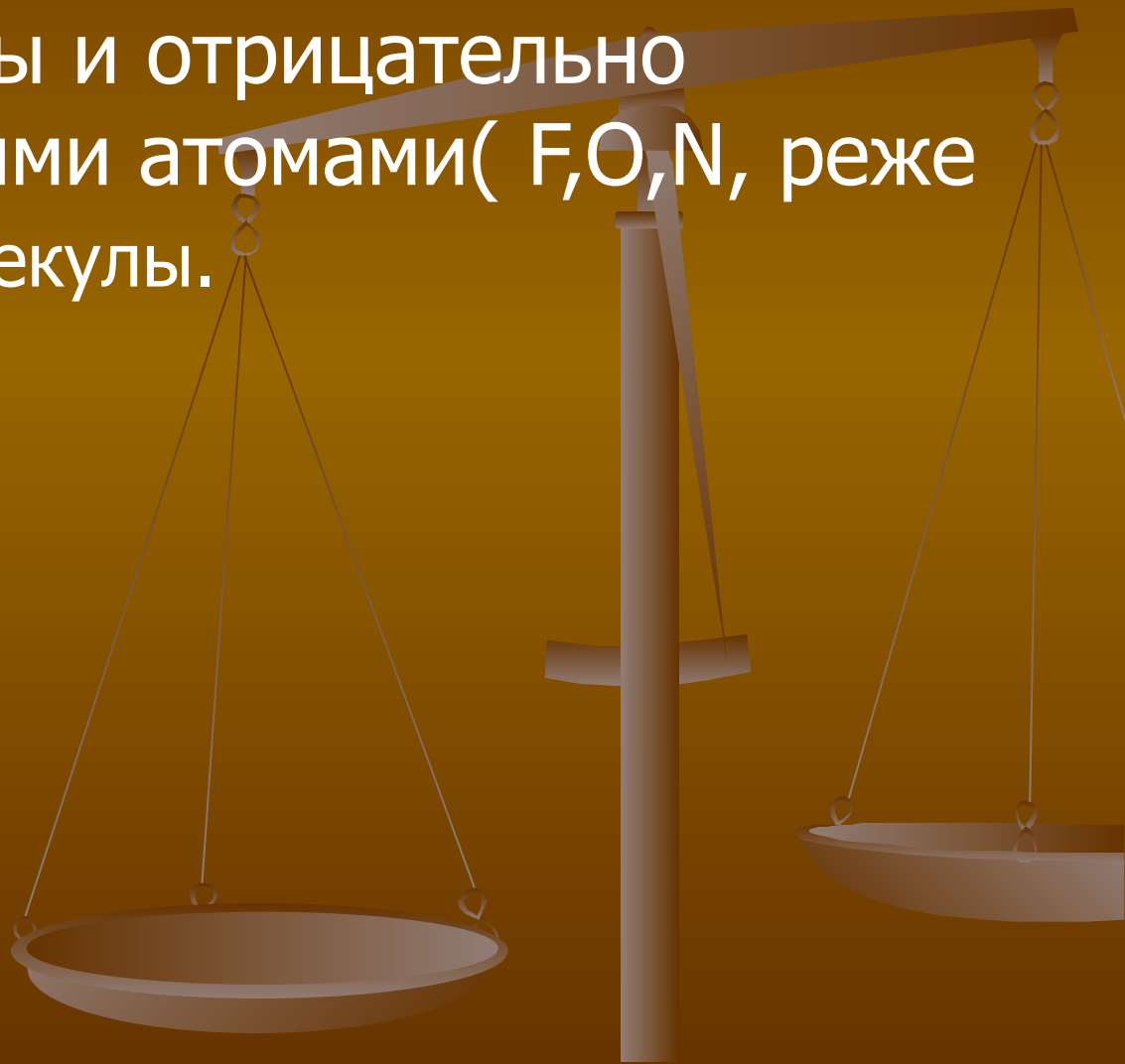
⊕ — ионы Ме

○ — атомы Ме

между узлами:

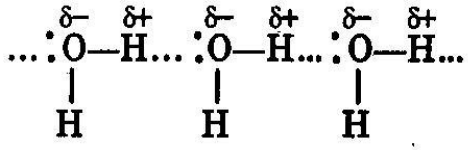
↗ — свободные электроны («электронный газ») связывают частицы в единую структуру, определяют физ. св-ва металлов.

Водородная связь- электростатической притяжение между положительно поляризованными атомами водорода одной молекулы и отрицательно поляризованными атомами(F,O,N, реже S,Cl) другой молекулы.



Водородная связь бывает:

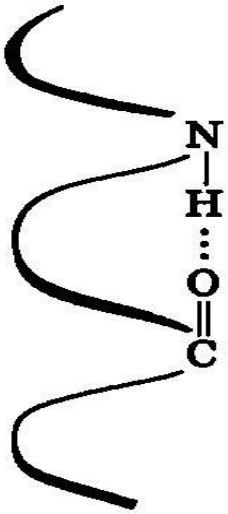
- **Межмолекулярная**



$(H_2O)_n$

энергия связи очень мала, но связь охватывает *большинство* молекул

- **Внутримолекулярная**



вторичная структура белка

Виды химической связи
зависят от ЭО образующих ее атомов

ионная связь
Me + Нем

ΔЭО очень велика
$NaCl$, K_2S, ...

ковалентная связь
Нем + Нем

Полярная
Нем + Нем
разные
$\Delta ЭО \neq 0$
H_2O, H_2SO_4

Неполярная
Нем + Нем
одинаковые
$\Delta ЭО = 0$
Cl_2, O_2,
$CH_3—CH_3$, ...

резкой границы нет!

Me-связь (металлическая)
во всех Me
и сплавах

H-связь (водородная)
бывает
межмолекулярная
(ассоциаты $(H_2O)_n$;
$(R—OH)_n$, ...)
и внутримолекулярная —
II-я структура
белка