

Межмолекулярные взаимодействия.

Лекция
доцент кафедры «Химия»
Комарова В.И.

Сила сцепленья вяжет пары,
Мощь тяготенья держит миры,
Атомов сродство жизнь создает,
Света господство к знанью ведет.

Н. А. Морозов. Силы природы

Межмолекулярные

взаимодействия:

1. Силы И. Ван-дер-Ваальса
2. Водородные связи
3. Комплексные соединения

1. Силы И.Ван-дер-Ваальса

(голландский ученый, 1873 г.)

– силы межмолекулярного взаимодействия,
проявляющиеся на расстояниях, превосходящих
размеры частиц

три составляющие ван-дер-ваальсовых сил:

(в зависимости от природы системы)

1.1 ориентационная составляющая или диполь-
дипольное взаимодействие

1.2 индукционная составляющая

1.3 дисперсионная составляющая

1.1 Диполь-дипольное взаимодействие (эффект Кьезома)

- *электростатическое взаимодействие полярных молекул при сближении*
- $E_{\text{ориен}}$ увеличивается с увеличением $\mu_{\text{мол}}$ и уменьшением расстояния между молекулами.
- Чем выше температура, тем $E_{\text{ориен}}$ – меньше



1.2 Индукционная составляющая (эффект Дебая)

-электростатическое взаимодействие полярной и неполярной молекул

Диполи, действуя на неполярные молекулы, превращают их в индуцированные (наведенные) диполи

$E_{\text{инд}}$ увеличивается с увеличением $\mu_{\text{мол}}$, уменьшением расстояния между молекулами и увеличением поляризуемости неполярной молекулы.

$$E_{\text{инд}} < E_{\text{ориен}}$$



1.3 Дисперсионная

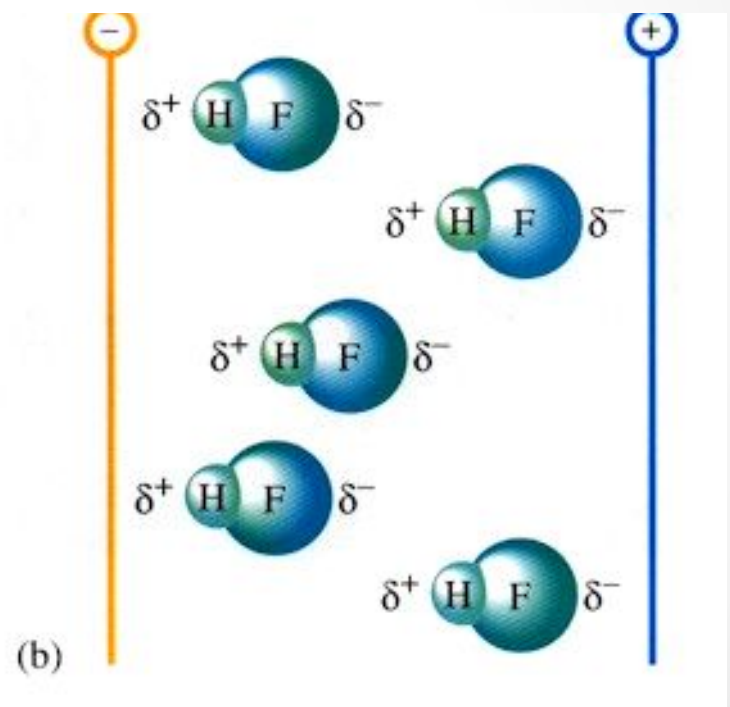
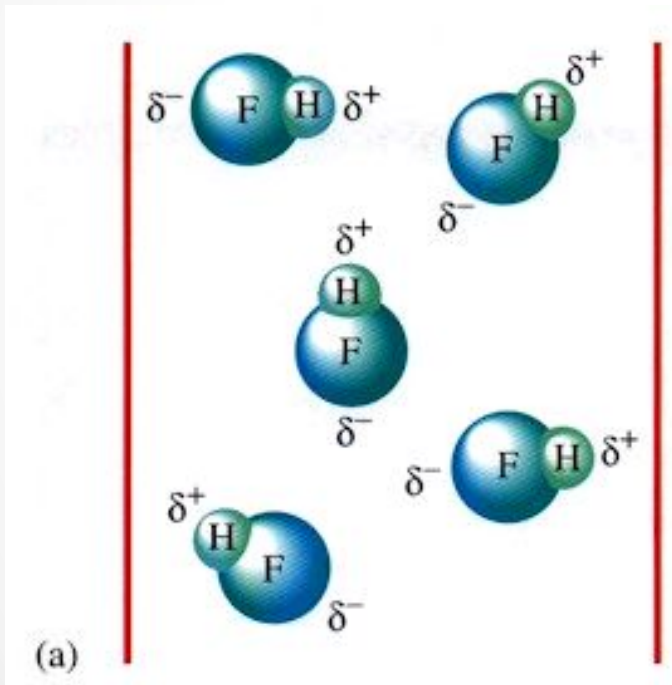
СОСТАВЛЯЮЩАЯ (эффект Лондона)

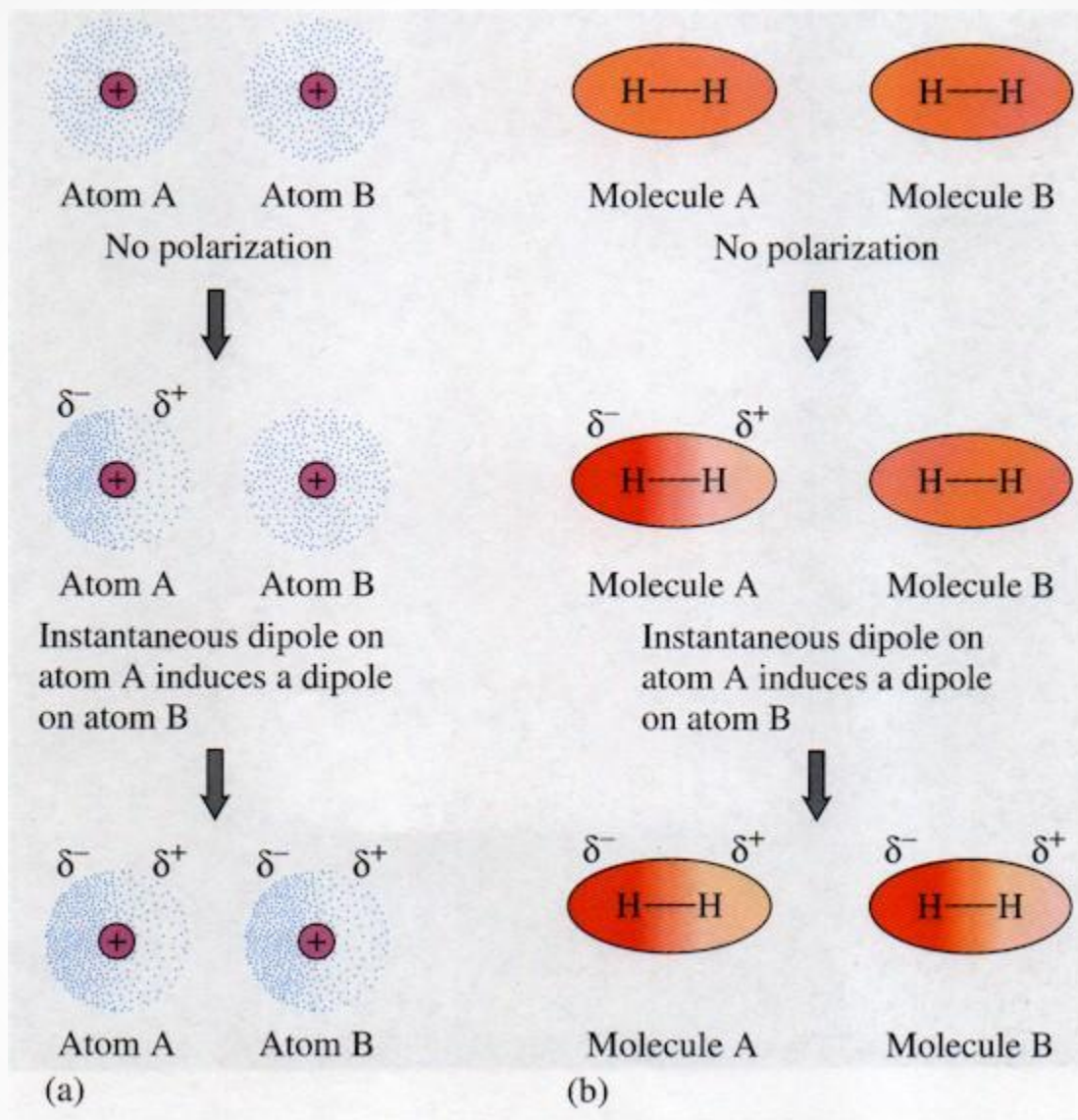
- *-электростатическое взаимодействие мгновенных диполей, возникающих за счет флуктуации электрической плотности*
- В результате взаимодействия мгновенных диполей энергия системы понижается.
- $E_{\text{дисп}}$ пропорциональна поляризуемости молекул и обратно пропорциональна расстоянию между центрами частиц.

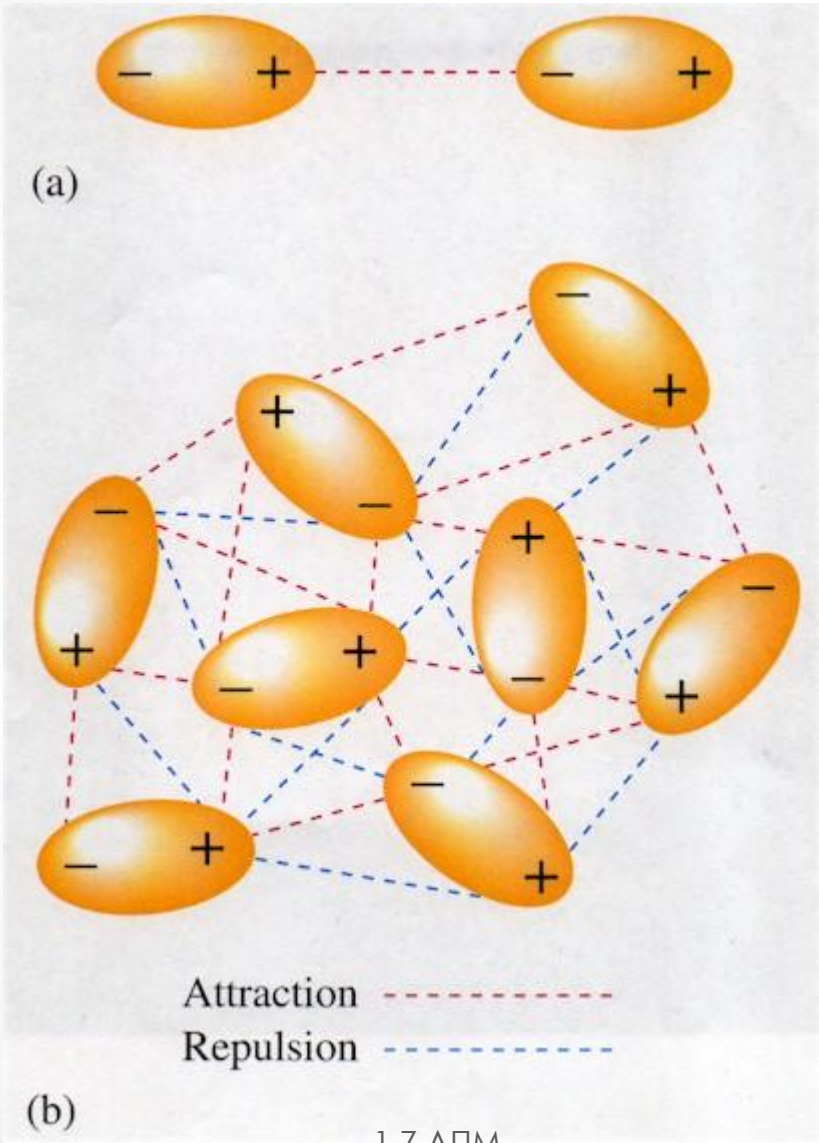


Для неполярных молекул - единственная
составляющая вандерваальсовых сил.

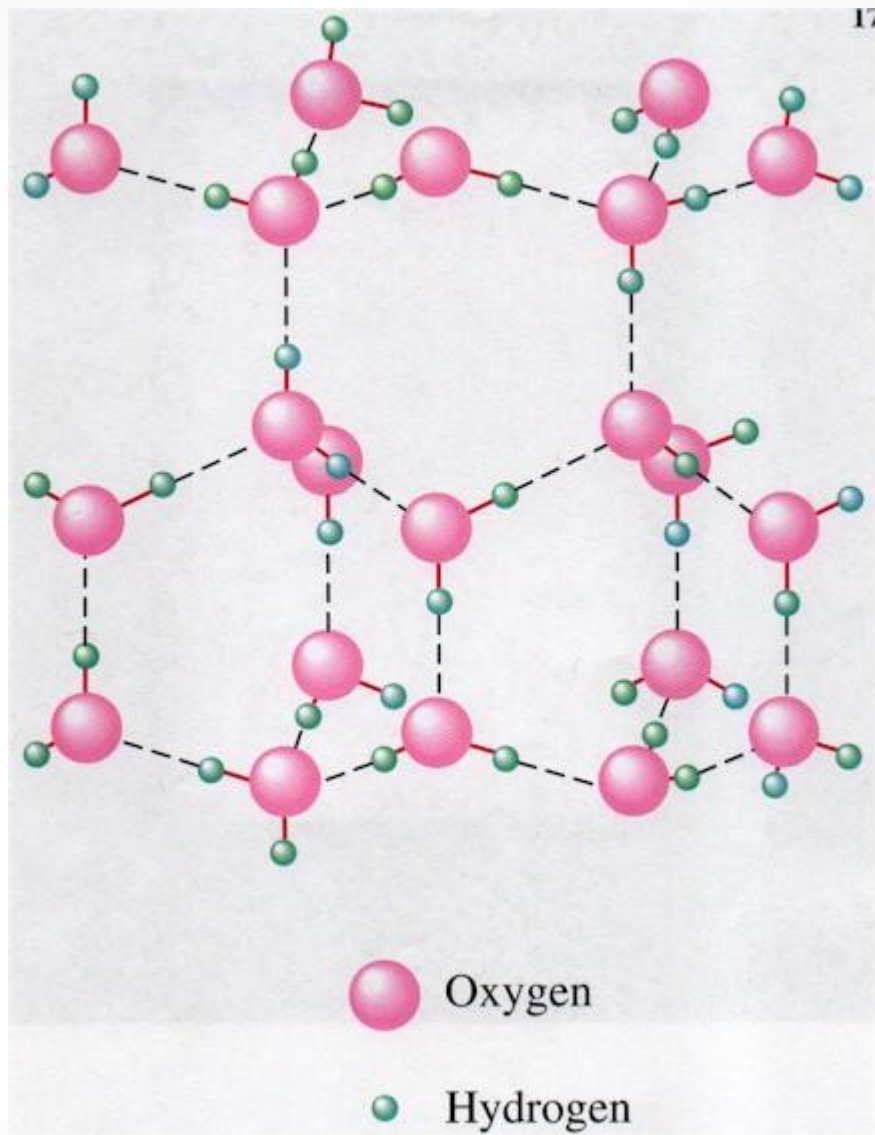
вещество	μ диполя	Энергия взаимодействия, кДж/моль		
		Ориента- ционная	Индукционная	Дисперсионная
H_2	0	0	0	0,17
Ar	0	0	0	8,50
Xe	0	0	0	18,4







1.7 ΔΠΜ



1.7 ΔΠΜ

2. Водородная связь

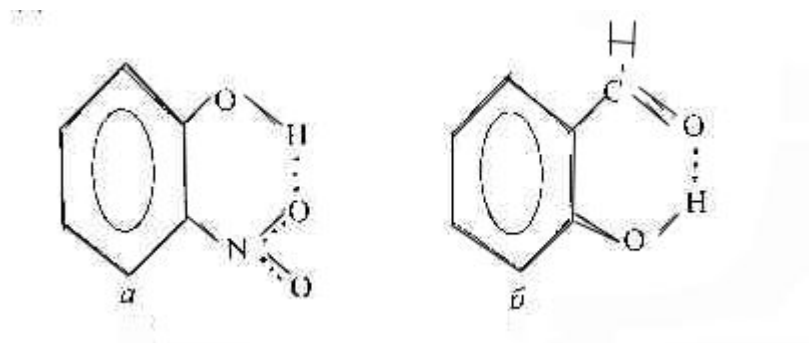
– связывание между атомом водорода одной молекулы, соединённого ковалентной связью с электроотрицательным атомом X, с небольшим электроотрицательным атомом Y другой молекулы (где Y – прежде всего F, O, N)

Природа водородной СВЯЗИ

промежуточная между ковалентной, ионной и диполь-дипольной.

Энергия водородной связи — промежуточная между значениями, типичными для химических и вандерваальсовых связей, составляет 0,1–0,4 эВ и имеет наибольшие значения, если атом Y – фтор или кислород.

Внутримолекулярная Н-связь



- Такие молекулы не могут вступать в межмолекулярные водородные связи.
- Поэтому вещества с такими связями не образуют ассоциатов, более летучи, имеют более низкие вязкости, температуры кипения и плавления, чем их изомеры

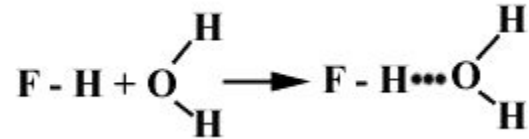
Межмолекулярная Н-

СВЯЗЬ



водород способен глубоко внедряться в электронную оболочку соседнего отрицательно поляризованного атома.

Атомы А и В могут быть од



могут быть разными

Межмолекулярные Н-связи

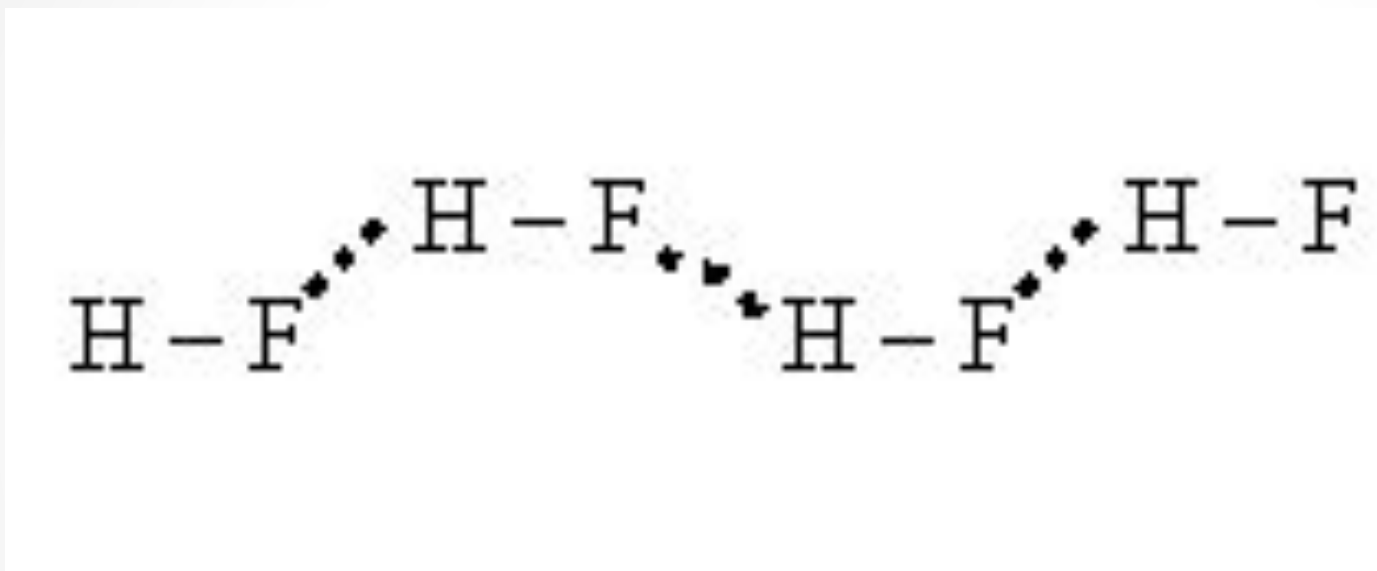
изменяют свойства веществ: повышают вязкость, диэлектрическую постоянную, температуру кипения и плавления, теплоту плавления и парообразования.

H_2O , HF и NH_3 - аномально
высокие $T_{\text{кип}}$ и $T_{\text{пл}}$.

Водородная связь

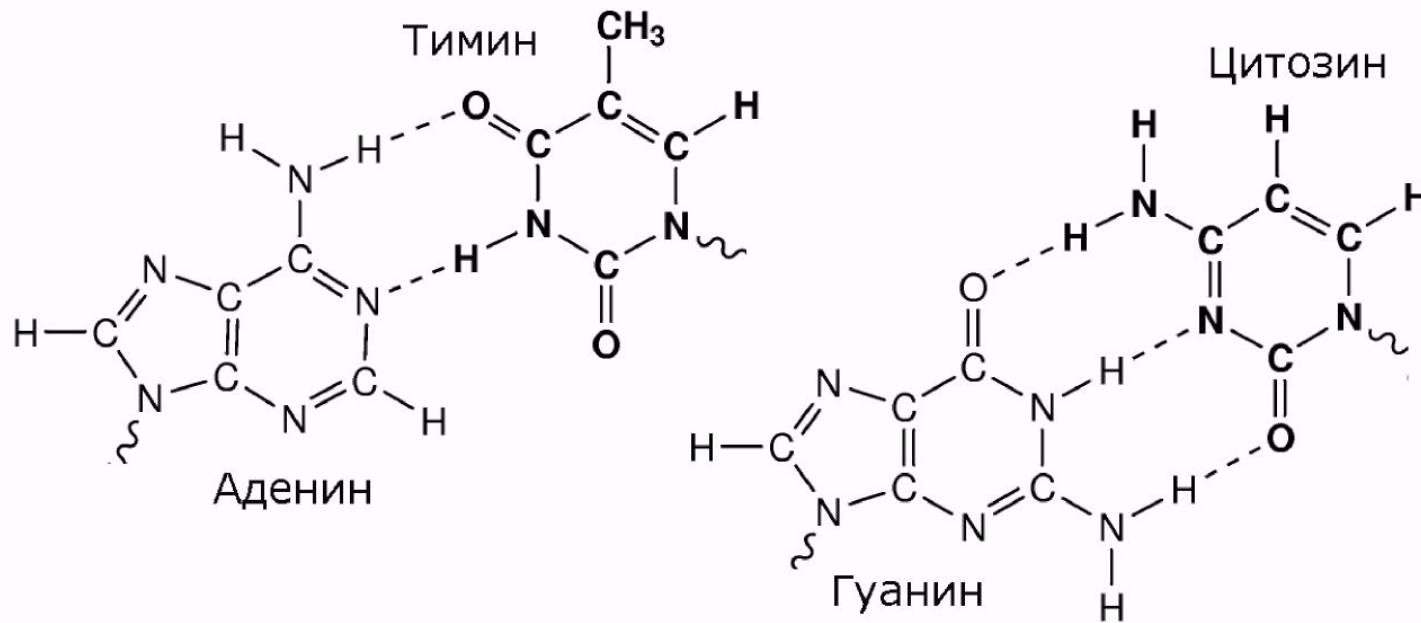
Соединение	H₂O	H ₂ S	H ₂ Se	H ₂ Te
Температура плавления, °C	0	-8 6	-66	-51
Температура кипения, °C	100	-6 0	-41	-2

HF — слабая кислота,

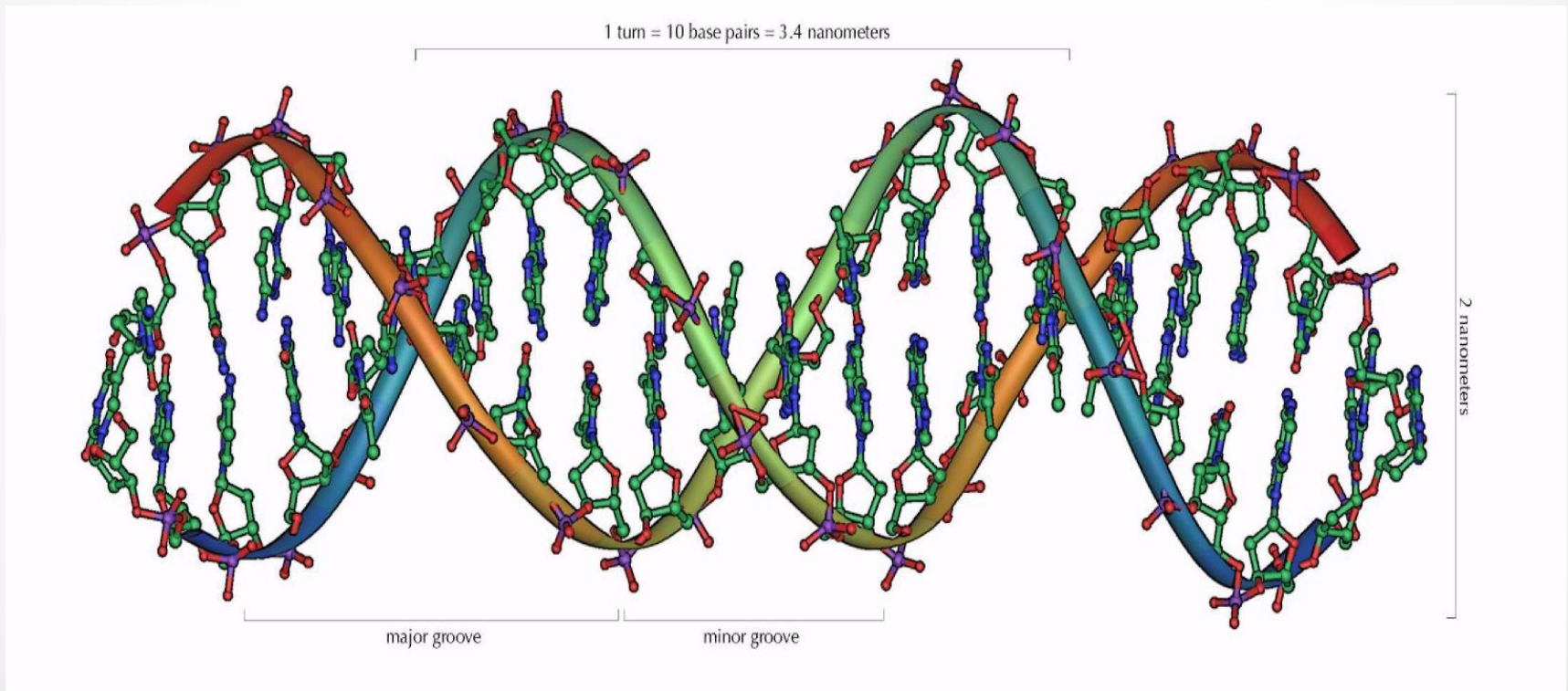


в то время ее аналог HCl — сильная кислота.

Значение водородных связей 1



Значение водородных связей 1



3. КОМПЛЕКСНЫЕ СОЕДИНЕНИЯ

*(координационные соединения) –
сложные соединения, у которых
имеются ковалентные связи,
образованные по донорно-
акцепторному механизму.*

Строение КОМПЛЕКСНОЙ СОЛИ



Fe^{2+} комплексообразователь

CN^- лиганд

6 координационное число

K^+ внешняя сфера

Гексацианоферрат (II) калия

Хелатные (клешневидные)

ЛИГАНДЫ

