



Химическая связь — это взаимодействие атомов, обуславливающее устойчивость молекулы или кристалла как целого. Химическая связь определяется взаимодействием между заряженными частицами (ядрами и электронами). Современное описание химической связи проводится на основе квантовой механики. Основные характеристики химической связи — прочность, длина, полярность.

Существует всего 6 видов связей:

- Металлическая связь
 - Ковалентная связь
 - Ионная связь
 - Ван-дер-ваальсова связь
 - Водородная связь
 - Двухэлектронная трёхцентровая химическая связь
1. **Металлическая связь** — химическая связь между атомами в металлическом кристалле, возникающая за счёт перекрытия (обобществления) их валентных электронов. Металлическая связь описывается многими физическими свойствами металлов, такими как прочность, пластичность, теплопроводность, удельное электрическое сопротивление и проводимость, непрозрачность и блеск.
 2. **Ковалентная связь** — химическая связь, образованная перекрытием (обобществлением) пары валентных(находящихся на внешней оболочке атома) электронных облаков. Обеспечивающие связь электронные облака (электроны) называются общей электронной парой.
 3. **Ионная связь** — сильная химическая связь, возникающая в результате электростатического притяжения катионов и анионов.
 4. **Силы Ван-дер-Ваальса**- силы межмолекулярного (и межатомного) взаимодействия с энергией 10—20 кДж/моль. Этим термином первоначально обозначались все такие силы, в современной науке он обычно применяется к силам, возникающим при поляризации молекул и образовании диполей. Открыты Й. Д. Ван дер Ваальсом в 1869 году.
 5. **Водородная связь** — форма ассоциации между электроотрицательным атомом и атомом водорода

H, связанным ковалентно с другим электроотрицательным атомом. В качестве электроотрицательных атомов могут выступать N, O или F. Водородные связи могут быть межмолекулярными или внутримолекулярными.

6. **Двухэлектронная трёхцентровая связь** — одна из возможных электронодефицитных связей. Характерна тем, что пара валентных электронов локализована в пространстве сразу трёх атомов (отсюда и понятие «электронодефицитности» — «нормальным» случаем является двухэлектронная двухцентровая связь). Общее описание механизма образования электронодефицитных связей даётся в рамках теории молекулярных орбиталей (модель «несвязывающих» орбиталей).