

**Rapi Zsolt**

egyetemi adjunktus

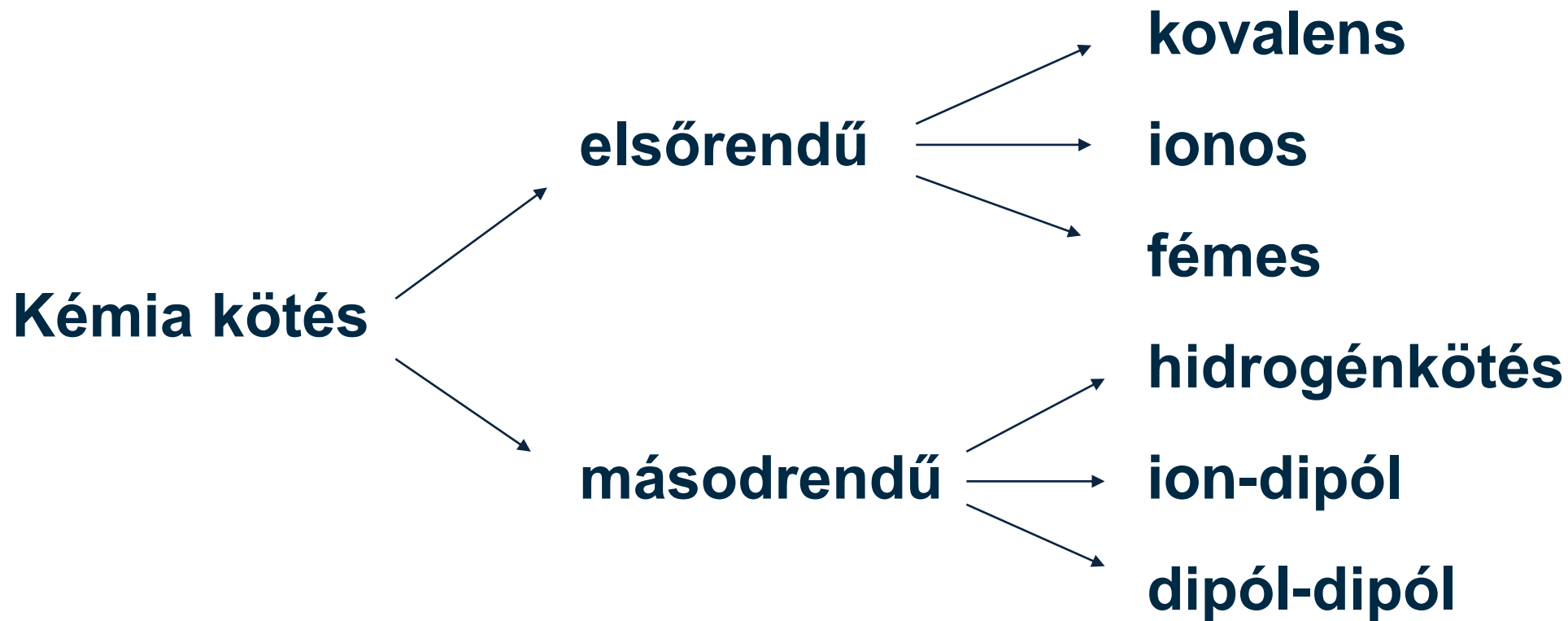
BME Vegyészmérnöki és Biomérnöki Kar

# Kémiai kötések

---

# Kémiai kötések

**Kémiai kötés:** a különböző anyagok atomjai reakcióba lépnek stabilis külső elektronehéj kialakulása közben



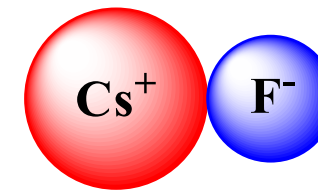
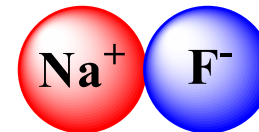
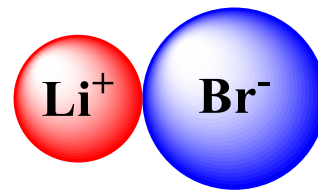
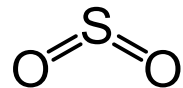
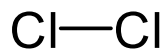
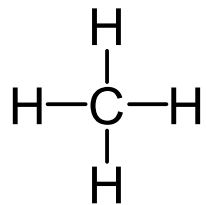
# Elsőrendű kémiai kötés

Elsőrendű kémiai kötés

kovalens  $\Sigma EN$  nagy,  $\Delta EN$  kicsi

ionos  $\Delta EN$  nagy

fémes  $\Sigma EN$  kicsi,  $\Delta EN$  kicsi



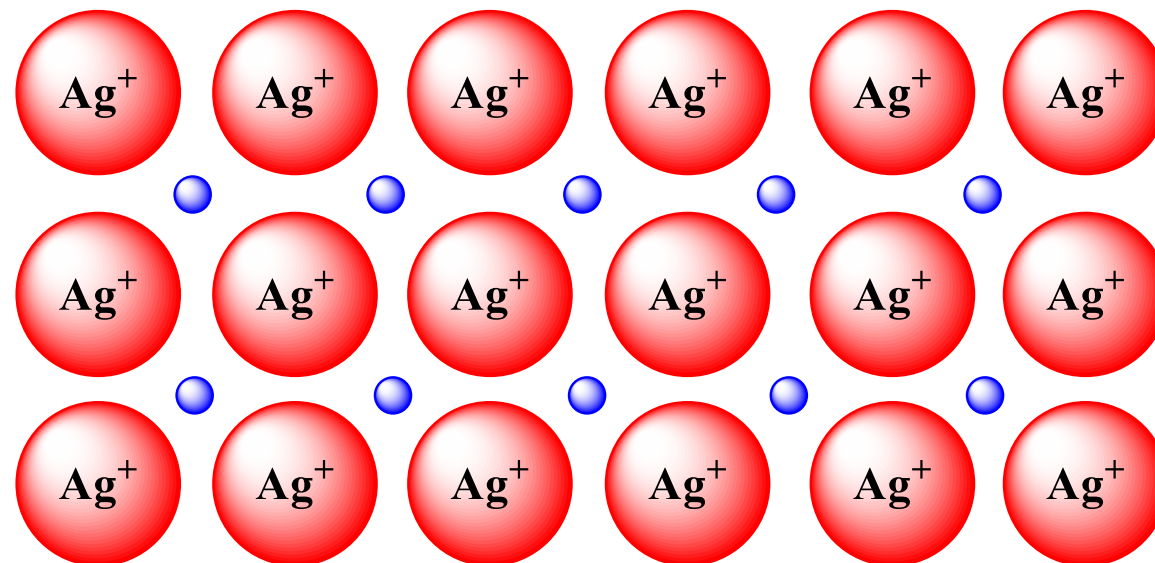
# Fémes kötés

Az elektronok egyenletesen oszlanak el az atommagok körül

A kristályban a fématomtörzsek vannak a rácspontokban, közöttük a kapcsolatot **delokalizált elektronok** biztosítják

A kötés erőssége függ a fématom méretétől és a vegyértékelektronok számától

Gyengébb, mint az ionos és a kovalens kötés

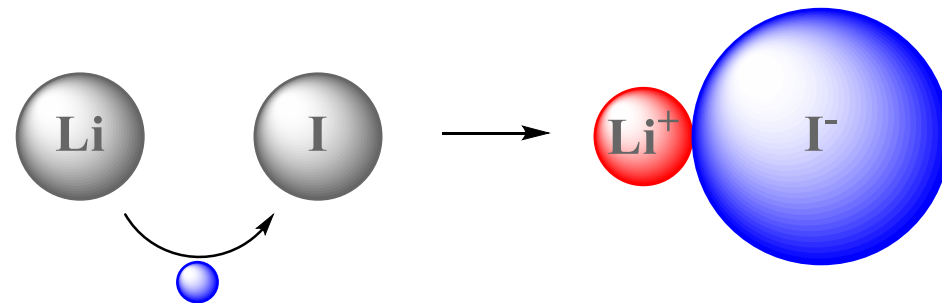


# Ionos kötés

Az egyik atom legkülső elektronhéjáról elektronok kerülnek a másik atom elektronhéjára, és mindkét atom ionos formába kerül

A létrejött kation és anion elektrosztatikusan vonzzák egymást

Fém és nemfém között jön létre

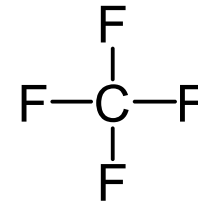
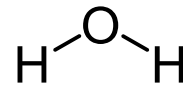
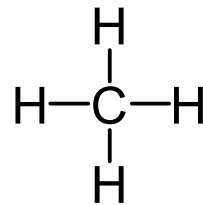
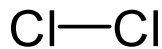


# Kovalens kötés

Két atom között megosztott közös elektronpárok jönnek létre

**Apoláris**, ha a kötések polaritása kiegyenlíti egymást, vagy azonos atomok között jön létre

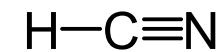
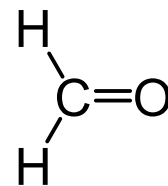
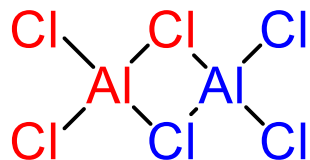
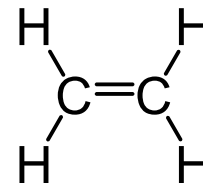
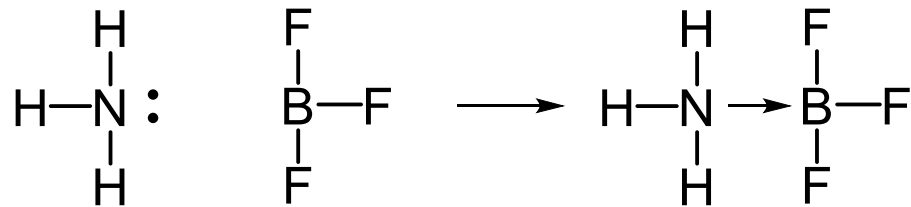
**Poláris**, ha a kötések polaritása nem egyenlíti ki egymást



# Kovalens kötés

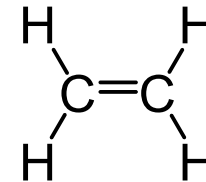
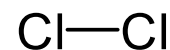
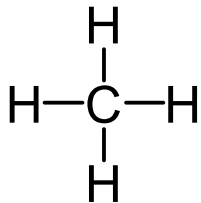
Kolligációs: mindkét atom 1-1 elektront biztosít

**Datív** (koordinatív): a két atom egyike adja a teljes elektronpárt



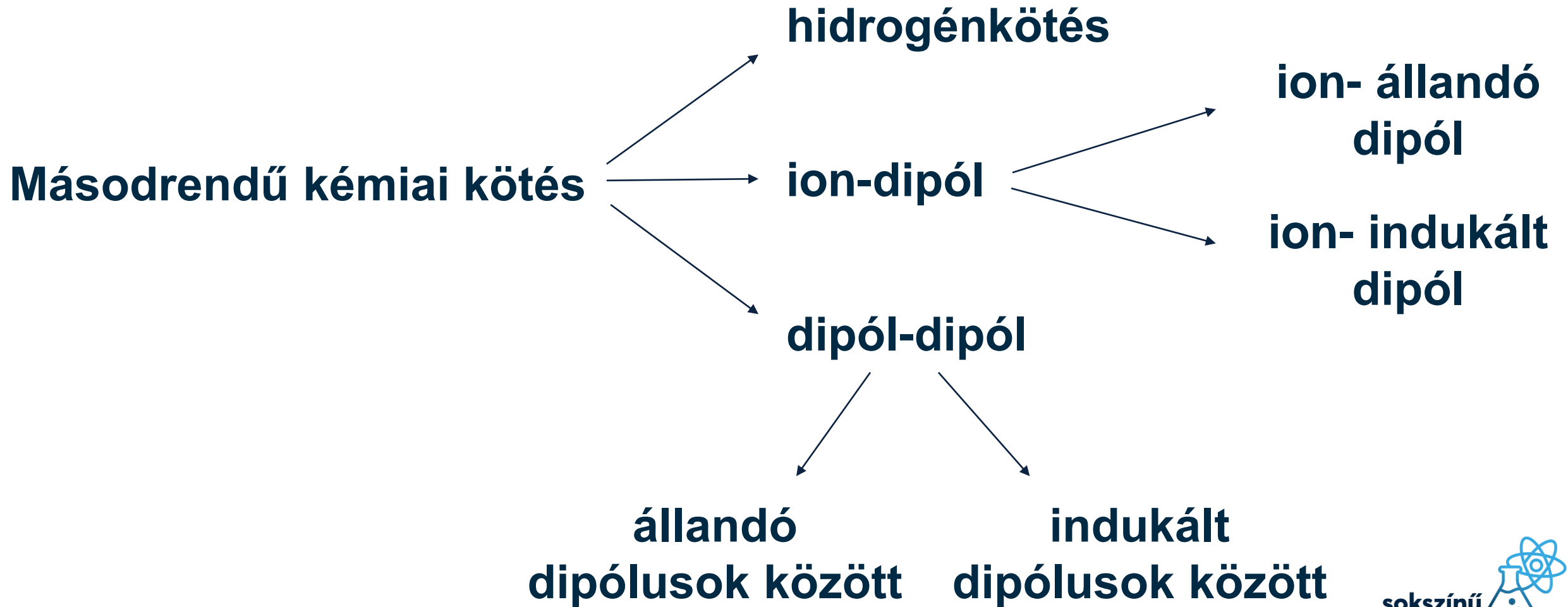
# Kovalens kötés

| szigma   | pi  |
|--|---|
| tengelyszimmetrikus  | síkszimmetrikus   |
| az elektronsűrűség maximuma a két atomot összekötő egyenesen található | az elektronsűrűség maximuma a $\sigma$ -kötés alatt/fölött, vagy előtt/mögött található |
| szabad rotáció   | gátolt rotáció  |



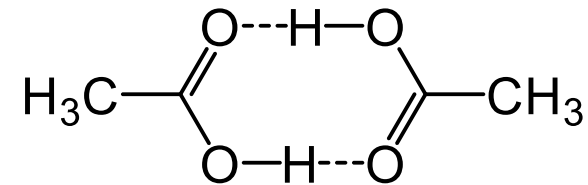
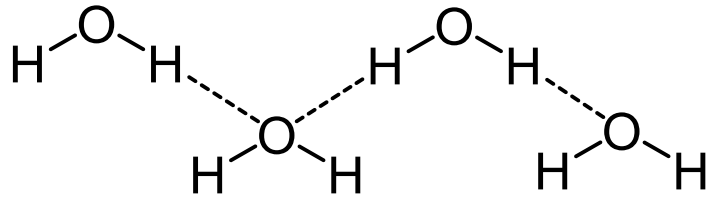


# Másodrendű kémiai kötés



# Hidrogénkötés

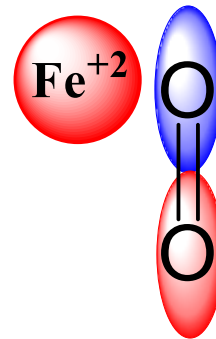
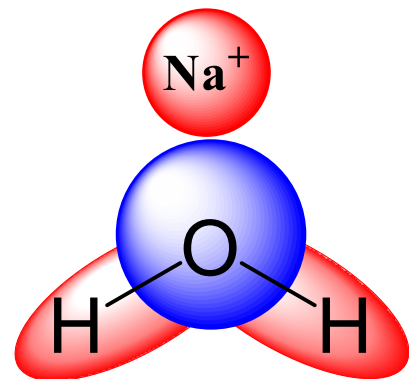
A hidrogénnél elektronegatívabb molekularészlethez (X) kovalensen kapcsolódó hidrogénatom (X–H) és ugyanazon vagy egy másik molekula atomcsoportja (főként F, O és N atomok) közt alakul ki



# Ion-dipól kölcsönhatás

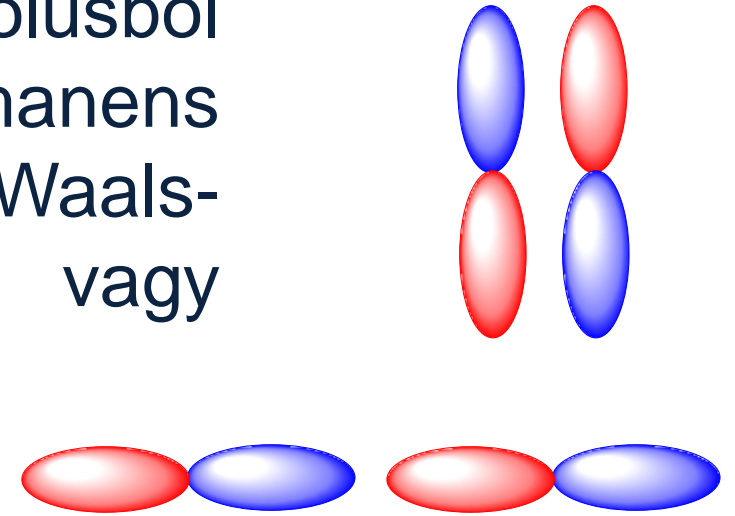
Ionok és állandó elektromos dipólusmomentummal rendelkező molekulák között kialakuló elektrosztatikus kölcsönhatás

Ionok és állandó elektromos dipólusmomentummal nem rendelkező molekulák között kialakuló elektrosztatikus kölcsönhatás. A folyamat során az ion dipólust hoz létre az apoláris molekulában



# Dipól-dipól kölcsönhatás

A molekulán belüli töltésszimmetriából, dipólusból alakulnak ki. A dipólusok lehetnek állandóak (permanens dipólus), átmenetiek és indukáltak. A van der Waals-kölcsönhatások lezárt elektronszélű atomok vagy molekulák között alakulnak ki



A van der Waals-kötés fajtái:

1. orientációs hatás, más néven Keesom-erő (permanens dipólusok közötti kölcsönhatás) (pl. **HCl – HCl**)
2. indukciós effektus, más néven Debye-erő (permanens dipólus és az általa indukált dipólus közötti kölcsönhatás) (pl. **HCl – Cl<sub>2</sub>**)
3. diszperziós hatás, más néven London-féle erő (átmeneti dipólus és az általa indukált dipólus közötti kölcsönhatás) (pl. **Ar – Ar**)

**Köszönöm a figyelmet!**