

Kémiai kötések

A természetben az anyagokat felépítő atomok nem önmagukban, hanem gyakran egymáshoz kapcsolódva léteznek. Ezeket a kötések összefoglaló néven kémiai kötéseknek nevezzük.

Kémiai kötések

Elsőrendű kötések	Másodrendű kötések
Kovalens kötés	Hidrogén-kötés
Ionos kötés	Dipólus-dipólus kötés
Fémes kötés	Diszperziós kötés
80 – 850 kJ / mol	0,8 – 40 kJ / mol

Kötési energia: az az energiamennyiség, amely ahhoz szükséges, hogy 1 mol kötést felszakítsuk. Tehát minél nagyobb a kötési energia, annál nehezebb egy kötést felszakítani.

1. Elsőrendű kötések

Az elsőrendű kötések erőssége (kötési energiája) jóval nagyobb, mint a másodrendű kötések esetében.

1.1. Kovalens kötés

A közös elektronpár kialakításával létrejött elsőrendű kémiai kötést kovalens kötésnek nevezzük.

A kovalens kötés kialakítása során, a szabadon álló atomokból molekula keletkezik. A molekula kialakulása előtt az atomok elektronjai az atommag környezetében, atompályákon mozognak. A molekula képződésekor (azaz a kovalens kötés létrejöttékor) atomonként 1, 2 vagy akár 3 elektron az atompályáról átlép a molekulapályára, innen kezdve ezek az elektronok mindkét kötésben résztvevő atom környezetében megtalálhatók.

Amennyiben a kovalens kötést egy elektronpár alakítja ki egyszeres, ha kettő kétszeres, ha három, háromszoros kovalens kötésről beszélünk.

1.1.1. Az apoláris kovalens kötés – ha ΔEN 0 vagy nagy kicsi

A kovalens kötetést elektronok képezik, amelyek kötésben résztvevő atom elektronvonzó képessége (elektronegativitása) nagyobb, akkor annál az atomnál fog többet tartózkodni az elektron, így a molekulában pólusok jöhetnek létre. Az apoláris kovalens kötés esetében az elektronvonzó képességbeli különbség kicsi vagy 0, ezért nem jönnek létre pólusok.

1.1.2. A poláris kovalens kötés – ha ΔEN jelentős

Ebben az esetben a kovalens kötésben résztvevő atomok közül az egyiknek jóval nagyobb az elektronvonzó képessége, így ennél az atomnál az elektron nagyobb valószínűséggel tartózkodik, így negatív és pozitív pólusok alakulnak ki.

1.1.3. A datív kötés

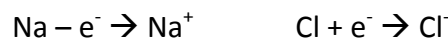
Amikor egy kötésben résztvevő atom nem egy, hanem két elektrópárral járul hozzá egy kötés kialakításához, akkor datív kötetést hoz létre. Az elektrópárt kötésbe adó atomot elektron donornak (adó), az adott kötéshez elektronnal nem hozzájáruló atomot elektron akceptornak (fogadó) hívjuk.

Példa: CO (szén-monoxid) - $|C \equiv O|$

A CO példáján a két kötés kialakításában a C és az O közösen vesznek részt, a harmadik kötetést kizárólag az oxigén hozza létre.

1.2. Ionos kötés – ha ΔEN nagyon nagy

Az ionos kötés úgy jön létre, hogy a kötésben résztvevő kis elektronvonzó képességű atom teljes mértékben leadja az elektronját a kötésben résztvevő másik, nagy elektronvonzó képességű atomnak.



Ennek során pozitív töltésű, ún. kationok és negatív töltésű ún. anionok alakulnak ki. Az ionos kötetést, a kötésben résztvevő, ellentétes töltésű ionok között fellépő erős elektrosztatikus vonzás tartja össze.

1.3. Fémes kötés – ha EN kicsi

Fémes kötésben a fématomok mindegyike 1-2 elektronját közössé teszi, melynek során delokalizált elektronokból, delokalizált elektronfelhő jön létre, a fématomokból pedig fém atomtörzsek keletkeznek. A delokalizált elektronok (neve is azt jelenti, hogy helyhez nem kötött) szabadon el tudnak mozdulni a fém atomtörzsekhez képest.

A fémes kötetést a pozitív töltésű fém atomtörzsek és a delokalizált elektronfelhő között vonzás adja. A delokalizált elektronfelhőnek köszönhető, hogy a fémek képesek jól vezetni a hőt és az áramot.

2. Másodrendű kötések

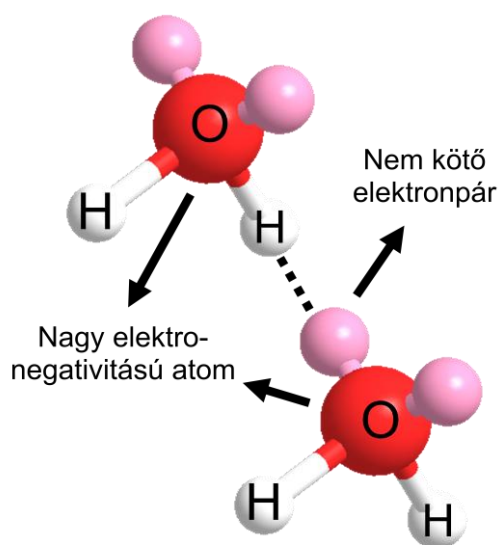
A másodrendű kötések kötési energiája jóval kisebb, mint az elsőrendű kötéseké. Ritkán atomok (nemesgázok), de legtöbbször molekulák, molekularészek között jönnek létre, ezért gyakran intermolekuláris kötésnek is nevezzük.

2.1. Hidrogén-híd (hidrogén-kötés)

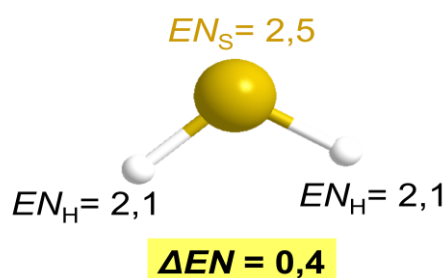
A hidrogén-kötés a legerősebb másodrendű kötés.

Két molekula között jön létre oly módon, hogy az egyik molekula nagy elektronvonzó képességű atomjához kapcsolódó H, a másik molekulában lévő elektronban gazdag atom nem kötő elektronpárjához kapcsolódik.

A másodlagos kötések mindegyike elektrosztatikus vonzáson alapul.



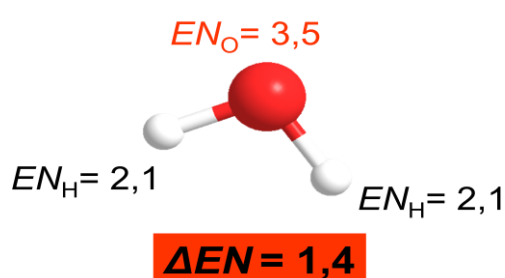
Következmények¹



$H_2S, M = 34 \text{ g/mol}$

OP = -82,3 °C

FP = -60,2 °C



$H_2O, M = 18 \text{ g/mol}$

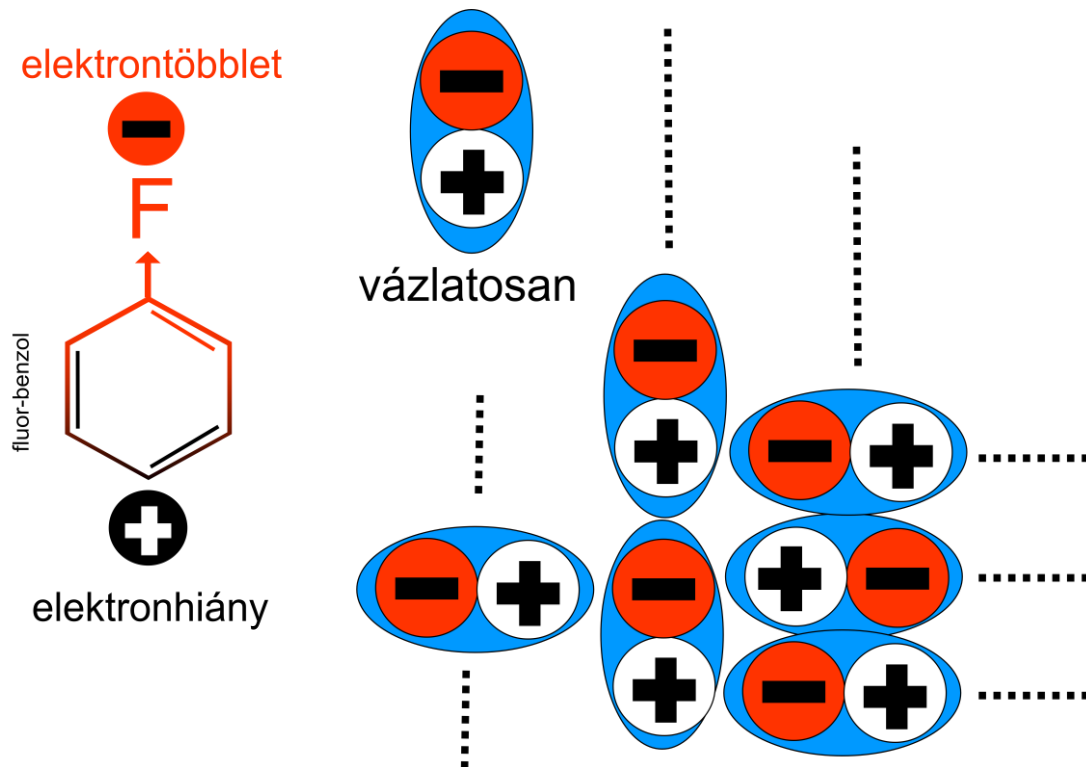
OP = 0 °C

FP = 100 °C

¹ A lent látható H_2S és H_2O molekulának már nem tüntettem fel a nem kötő elektronpárjait (rózsaszín „antennák”), de természetesen mindkettő molekula rendelkezik vele.

2.1. Dipólus-dipólus kötés

Poláris molekulák között alakul ki. A molekulákban a töltéseloszlás nem egyenletes, ezért pólusok alakulnak ki. A molekulák oly módon rendeződnek, hogy az ellentétes töltésű részekkel álljanak közel egymáshoz. A molekulák között tehát elektromos kölcsönhatás lép fel.



3. Diszperziós kötés (van der waals vagy indukált dipólus)

Apoláris, tehát olyan molekulák, ritkábban atomok között alakul ki, melyekben egyenletes a töltéseloszlás.

Időnként azonban a hőmérséklet miatti rezgések és az elektronfelhők kölcsönös taszítása miatt a molekula töltéseloszlása megváltozik (polarizálódik). Ennek során kicsi részöltések alakulnak ki, melyek hasonlóan a dipólus-dipólus kötéshez, ellentétes töltésű részekkel, igen kis erősséggel kapcsolódnak egymáshoz.

Mivel a pólusok a molekulában eredetileg nincsenek, azokat az említett hőmérsékleti mozgás vagy egy másik molekula elektronfelhőjének a kölcsönhatásai hozzák létre, ezért indukált² dipólus kötésnek is nevezik.

² azaz létrehozott

Összefoglaló

ELSŐRENDŰ	Kovalens kötés	Ionos kötés	Fémes kötés
Meghatározás (definíció)	Közös elektronpárral kialakított elsőrendű kémiai kötés.	Ellentétes töltésű ionok közötti elektrosztatikus vonzás.	A pozitív töltésű atomtörzsek és a negatív töltésű delokalizált elektronfelhő közötti vonzás.
Miket köt össze?	atomokat	ionokat	fém atomtörzseket
Mi köti össze?	közös elektronpár	elektrosztatikus vonzás	pozitív fém atomtörzsek és a delokalizált elektronfelhő
Kialakulásának feltétele	Legalább közepes elektronvonzó képesség, a résztvevő atomok azonos vagy nem nagyon eltérő elektronvonzó képességgel rendelkezzenek ³	Nagy különbség az elektronvonzó képességben	Kicsi elektronvonzó képesség
Példa	H ₂ , O ₂ , H ₂ O, S ₈ , C	NaCl, KI, Ca(OH) ₂	Na, Ca, Fe, Ni, Co, Al...
Kristályrács	Atom- és molekularács	Ionrács	Fémrács

MÁSODRENDŰ	Hidrogén-híd	Dipólus-dipólus	Diszperziós
Meghatározás (definíció)	Két molekula között jön létre: az egyik molekula nagy elektronvonzó képességű atomjához kapcsolódó H, a másik molekulában lévő elektronban gazdag atom nem kötő elektronpárjához kapcsolódik.	Poláris molekulák között kialakuló, elektrosztatikus vonzás	Apoláris molekulák között, azok időlegesen kialakuló piciny töltései között fellépő gyenge elektrosztatikus vonzás.
Miket köt össze?	molekulákat, molekularészeket, ritkán atomokat (nemesgázok)		
Mi köti össze?	elektrosztatikus vonzás		
Példa	H ₂ O, CH ₃ COOH, NH ₃	NO, (CH ₃) ₂ O (aceton)	H ₂ , I ₂ , S ₈ , P ₄ , He
Erősség	legerősebb, kb. 20 kJ/mol	közepes erősségű	leggyengébb, kb. 0,1- 2 kJ / mol

³ Amennyiben az elektronvonzó képesség azonos, apoláris, ha jelentősen eltér, poláris a kovalens kötés.