

kémiaerettsegi.hu

Kémiai kötések

Írta: Durkó Gábor (gabor@kemiaerettsegi.hu)

Kötések és a stabilizáció

A kémiai elemek atomjai önmagukban – a nemesgázok kivételével – nem stabilak, ezért kémiai kötések kialakításával törekszenek a stabilizációra. Ez legtöbbször a nemesgázokéhoz hasonló elektronszerkezetet (röviden: *nemesgázszerkezetet*) jelenti, amelyben nincsenek betöltetlen alhéjak. Ez az állapot elérhető elektronleadással vagy –felvétellel, ill. több atom esetén elektronpárok megosztásával (közös elektronokkal).

Kémiai kötések csoportosítása

Az *elsőrendű kötések* atomok vagy ionok összekapcsolódásával jönnek létre. Három fajtája a *kovalens kötés*, a *fémek kötés* és az *ionkötés*. A *másodrendű kötések* molekulák között ható, az elsőrendűeknél gyengébb kölcsönhatások. Három fő típusa a *hidrogénkötés*, a *dipólus-dipólus kölcsönhatás* és a *diszperziós kölcsönhatás*. Ezek a több molekulából álló halmazok összetartásában játszanak szerepet.

Kovalens kötés

A kovalens kötés elsőrendű kémiai kötés, amely két atom között jön létre, közös elektronpárral. Egy atom – vegyértékelektronjainak számától függően – több kovalens kötést is kialakíthat. Amennyiben a kötésben résztvevő atomok egy-egy elektront osztanak meg egymással, *egyszeres kovalens kötés* alakul ki. Ilyen van például a hidrogénmolekulában (H–H). Két-két elektrontól kétszeres, három-három elektron megosztása esetén háromszoros kötés jön létre. Kétszeres kötés van például az oxigénmolekulában, háromszoros kötés például a nitrogénmolekulában vagy az acetilénben. Többszörös kötés esetén az első kötés mindig σ - (*szigma*-) kötés, a további kötések π - (*pi*-) kötések. A π -kötéseknek *csomósíkja* van, azaz a kötésben résztvevő atomokra tudunk egy olyan síkot fektetni, amelyben nem található elektronok. Ilyen csomósík például a benzol esetében a hat szénatom által kijelölt sík: a benzolban található π -kötések elektronjai a hatszög alakú váz alatt és felett helyezkednek el. Többszörös kötés esetén a *kötéstávolság* rövidebb, a két atom közelebb kerül egymáshoz, mint az egyszeres kötésnél.

A kötésben részt vevő elektronpárokat *kötő*-, a kötésben részt nem vevő (vagyis az atomokon maradó) vegyértékelektronokat *nemkötő elektronpároknak* nevezzük.

A kovalens kötés rendszerint úgy alakul ki, hogy a kötő elektronokat a kötésben részt vevő atomok egyenlő arányban szolgáltatják. Azonban létrejöhet úgy is kovalens kötés, hogy a kötő elektronpárt teljes egészében a kötésben részt vevő egyik atom adja. Ezt *datív kötésnek* nevezzük. Datív kötés jön létre pl. akkor, amikor az ammóniához (NH₃) egy H⁺ ion kapcsolódik, és ammóniumion keletkezik. A szénmonoxid-molekulában is datív kötés van.

A kovalens kötés a részt vevő atomok elektronegativitásától függően lehet *poláris* vagy *apoláris*. Amennyiben a kovalens kötést kialakító két atom elektronegativitása különböző, a kötés poláris lesz. Ez azt jelenti, hogy a közös elektronpár kismértékben eltolódik a nagyobb elektronegativitású atom felé, ezért ezen az atomon csekély elektrontöbblet, míg a másik atomon ugyanakkora mértékű elektronhiány jön létre. Például a hidrogén-klorid-molekulában (H–Cl) poláris kovalens kötés van, mert a hidrogén elektronegativitása 2,1, a klór pedig 3,0. A klóratom jobban vonzza a közös elektronpárt, mint a hidrogén, ezért a klóron negatív, a hidrogéneken pedig pozitív töltéstöbblet alakul

ki. Az elemmolekulákban (pl. Cl_2 , O_2 , N_2) a kovalens kötés apoláris.

Amennyiben egy kötő elektronpár nemcsak a kötésben résztvevő két atomhoz tartozik, *delokalizált kovalens kötésről* beszélünk. A benzol esetében például 6 db elektron delokalizálódik az aromás gyűrű hat szénatomján. Szervetlen vegyületeknél is előfordul delokalizált kötés, például a savmaradékionokban (pl. szulfát, nitrát, foszfát, stb.).

Ionkötés

Az ionkötés szintén elsőrendű kémiai kötés, az ellentétes töltésű ionokat az elektrosztatikus vonzás tartja össze. Egy adott ionvegyületben a pozitív és a negatív töltésű ionok töltése mindig semlegesíti egymást. Így például a kalcium-kloridban (CaCl_2) egy, kétszeresen pozitív töltésű Ca^{2+} ionra két, egyszeresen negatív töltésű kloridion (Cl^-) jut. Az ionvegyületek végtelen térbeli rácsot (ionrács) alkotnak, amelyben a rácspontokon a pozitív és negatív ionok felváltva helyezkednek el. A fémek nemfémekkel alkotott vegyületeinek többsége, a különböző savak és bázisok sói pedig kivétel nélkül ionvegyületek (pl. nátrium-klorid, kalcium-karbonát, réz-szulfát, stb.).

Fémes kötés

Több fématom összekapcsolódásakor szintén térbeli rács (fémrács) jön létre. A fémes kötésben résztvevő atomok vegyértékelektronjaikat megosztják egymással, ezek az elektronok az egész rácson delokalizálódnak. A nagy mennyiségű szabad elektron jelenléte miatt vezetik a fémek az elektromos áramot.

Másodrendű kötések

A másodrendű (más néven *van der Waals*) kölcsönhatások molekulák között ható, az előzőeknél gyengébb kötések. A diszperziós, a dipólus-dipólus kölcsönhatás és a hidrogénkötés tartozik ide. Azt, hogy egy kovalens vegyület halmazán belül az előbbiektől melyik kötés lesz a meghatározó, a molekulaszervezet alapján dönthetjük el. A másodrendű kötésekkel összekapcsolódott molekulák molekularácsot alkotnak.

Diszperziós kölcsönhatás

Az apoláris molekulákat diszperziós kölcsönhatás tartja össze, a háromfajta másodrendű kötés közül ez a leggyengébb. Az egymáshoz közel kerülő apoláris molekulák elektronfelhője az elektromos megosztás jelensége révén átmenetileg polarizálódik, és a molekulák között gyenge vonzóerő lép fel. Ez azonban csak igen rövid ideig tart, a molekulák eltávolodnak egymástól, és egy másik molekulával alakul ki hasonló jellegű kötés. A nemesgázok atomjai (pl. hélium, neon, argon), ill. a nemfémek elemek molekulái (pl. oxigén, jód, kén) között hatnak diszperziós kölcsönhatások. A kötés erőssége függ a molekulamérettől is: minél több az elektron, annál nagyobb a polarizálható elektronfelhő, így annál erősebb lesz a kölcsönhatás.

Dipólus-dipólus kölcsönhatás

A dipólusmolekulák között a diszperziós kölcsönhatásnál erősebb vonzóerő is hat. Ezek a molekulák (pl. a kén-dioxid, nitrogén-monoxid) az atomjaikat összekapcsoló poláris kötés miatt pozitívan ill. negatívan polárizált részzel rendelkeznek. Így pl. az egyik nitrogén-monoxid-molekula pozitív fele és egy másik NO molekula negatív fele között jöhet létre elektrosztatikus vonzás.

Hidrogénkötés

Amennyiben egy molekula rendelkezik olyan hidrogénnel, amely egy nagy elektronegativitású és nemkötő elektronpárral is rendelkező atomhoz kapcsolódik (nitrogén, oxigén vagy fluor jöhet szóba), hidrogénkötés alakul ki. Két molekula között úgy jön létre hidrogénkötés, hogy az egyik

molekulában levő nemkötő elektrópárral rendelkező atom a másik molekula hidrogénjének juttat elektronokat a nemkötő párból. Így a datív kötéshez hasonló kölcsönhatás jön létre. A másodrendű kötések között ez a legerősebb. A hidrogénkötések fontos szerepet játszanak pl. a fehérjék térszerkezetének stabilizálásában.