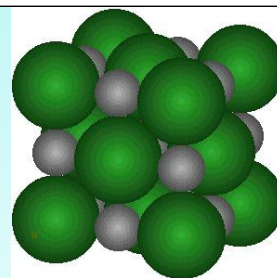
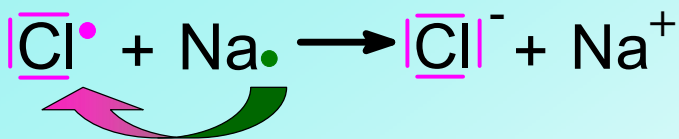


Az ionos kötés 1.



Klór: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ Kloridion: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$ (Argonszerkezet)

Nátrium: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ Nátriumion: $1s^2 2s^2 2p^6$ (Neonszerkezet)

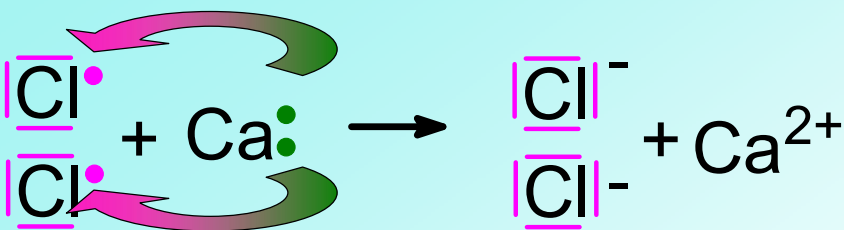
Ha két atom közül az egyik egy vagy több elektront ad át a másiknak, és ezáltal mindkét atomtörzs körül nemesgáz-szerkezetű ($ns^2 np^6$) elektronburok jön létre, **ionos kötés**ről beszélünk. Az ionkötés eredményeként kationok és anionok jönnek létre.

Az ionkötés létrejöttének feltétele: $\Delta EN \geq 2$

Az ionkötésű vegyületekben a pozitív és a negatív ionokat az **elektrosztatikus vonzás** tartja össze.

Az ionkötésű vegyületek képlete csak azt fejezi ki, hogy benne milyen a **kationok és az anionok aránya**.

Az ionos kötés 2.



Klór: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$

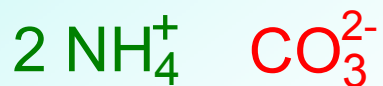
Kloridion: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

(Argon-
szerkezet)

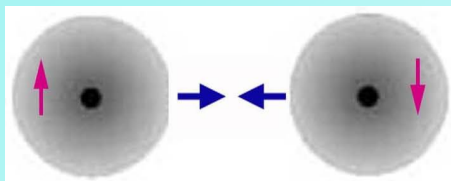
Kalcium: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

Kalciumion: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$

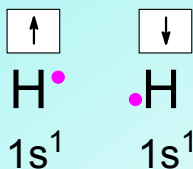
Ionkötés összetett ionok között is létrejöhet. Ilyen pl. az ammóniumion és a karbonátion:



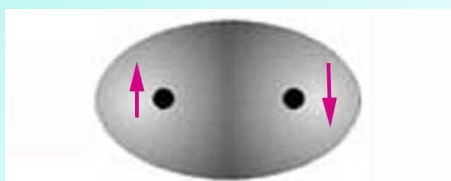
A kovalens kötés



Az **atomos** állapot a természetben általában nem **stabilis**. Ez alól csak a zárt, **stabilis elektronszerkezetű nemesgázok** képeznek kivételt.



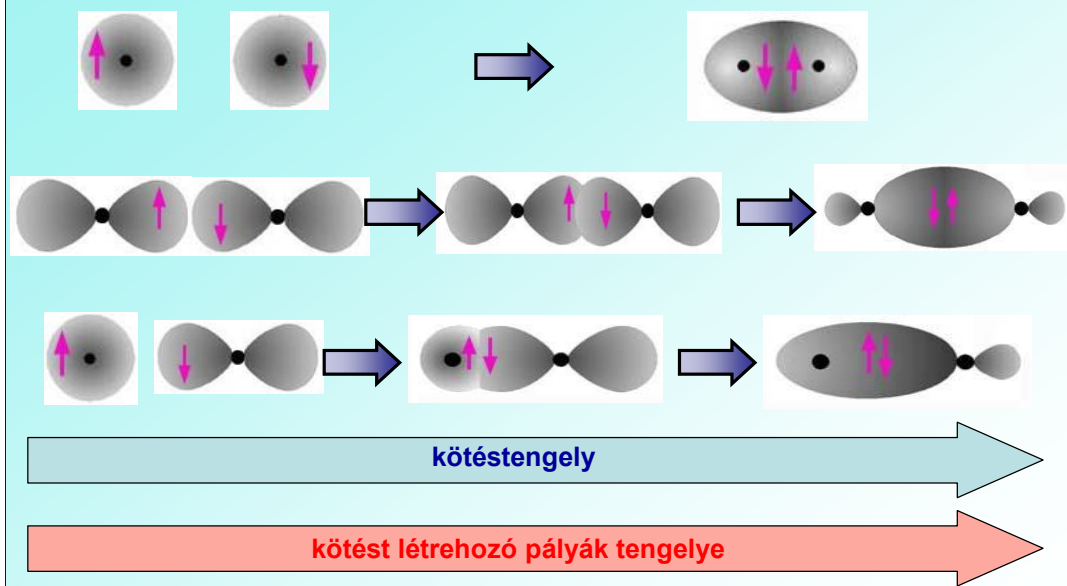
Párosítatlan elektronok a két (vagy több) atommag vonzasterében új, ún. **molekulapályát** azaz **kovalens kötést** hoznak létre.



Az kovalens kötés létrejöttének feltétele:

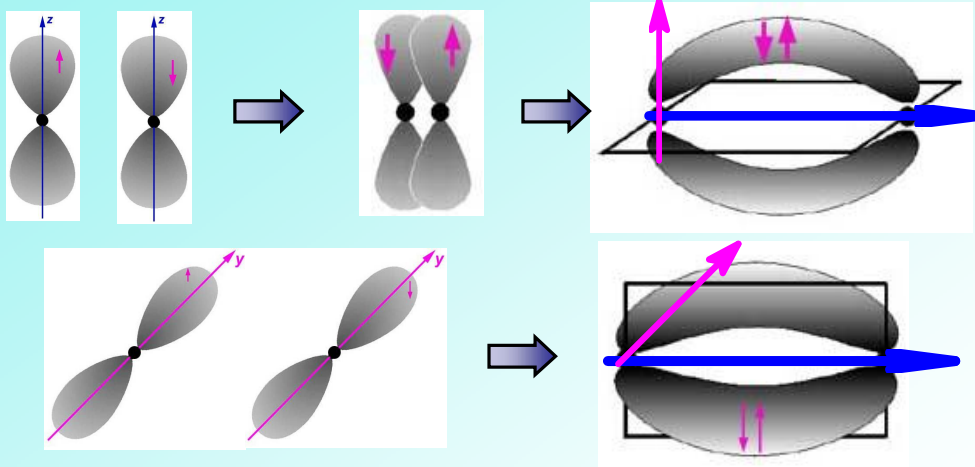
$\Delta EN < 2$

A molekulapályák. A szigma-kötés



A szigma-kötés akkor jön létre, ha a kötést létrehozó atompályák és a kötéstengely iránya azonos.

A molekulapályák. A pí-kötés



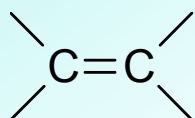
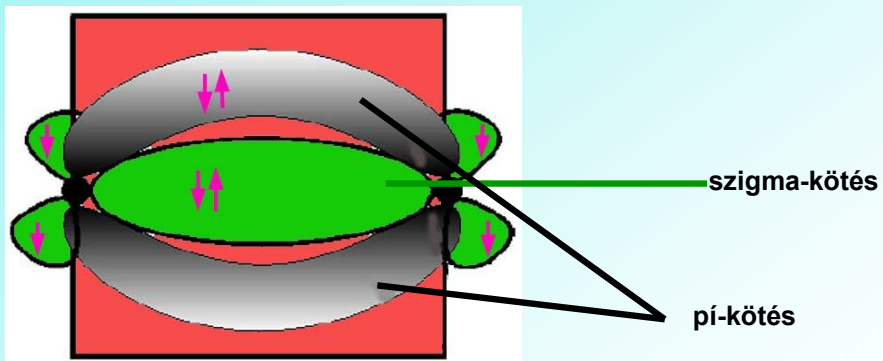
A pí-kötés akkor jön létre, ha a kötést létrehozó atompályák és a kötéstengely iránya egymásra merőleges.

A pí-kötés a szigma-kötéshez képest gyengébb és könnyebben támadható.

A többszörös kovalens kötés

Ha a kötésben lévő atomokban két, vagy három párosítatlan elektront van, akkor lehetőség van a kettős illetve a hármas kötés létrejöttére.

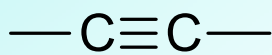
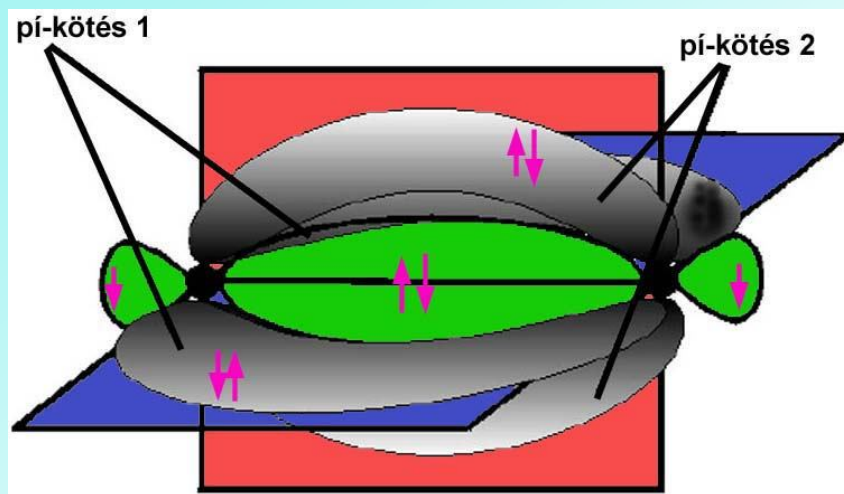
A többszörös kötésben az egyik mindig szigma-, a többi pedig pí-kötés.



Az egyszerűsített jelölésben nem teszünk különbséget szigma- és pí-kötés között.

Példa hármás kötésre

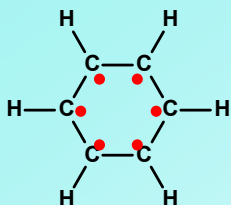
Az etin (acetilén, C_2H_2) molekulában a szénatomok között három kovalens kötés van. Az egyik szigma-, a másik kettő pedig pí-kötés.



Az egyszerűsített jelölésben nem teszünk különbséget szigma- és pí-kötés között.

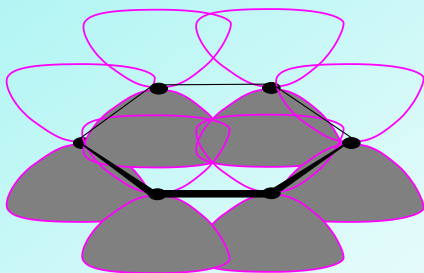
A delokalizált kötés

A benzol (C_6H_6) molekulában a szénatomok között, valamint a szénatomok és a hidrogénatomok között egyszeres kovalens kötések vannak.

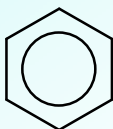


A szén a négy vegyértékelektronjából a szigma-kötésekhez hármat használ el, így minden szénatomnak van egy p-pályán lévő, párosítatlan elektronja.

A p-pályán lévő elektronok közös molekulapályát hoznak létre a benzolgyűrű síkja alatt, illetve felett.



Egyszerűsített jelölés:



Ha a kötő elektron kettőnél több atom erőteréhez tartozik, **delokalizált** kötésről beszélünk.

A delokalizált kötés

A nitrácion:



A nitrogén vegyértékelektronjainak száma 5. 5 db elektron

Az oxigén vegyértékelektronjainak száma 6. 18 db elektron

Az ion egy negatív töltéséhez kell +1 elektron. 1 db elektron

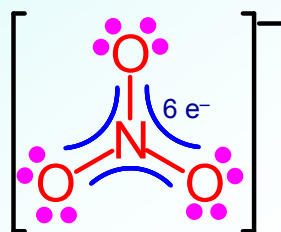
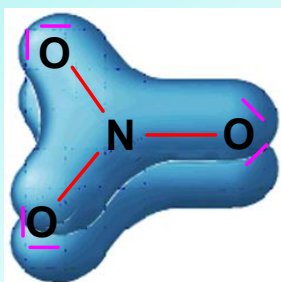
Összesen: 24 db elektron

Kötő elektronpárban van: 6 db elektron

Nemkötő elektronpárban van: 12 db elektron

Delokalizált molekulapályán van: 6 db elektron

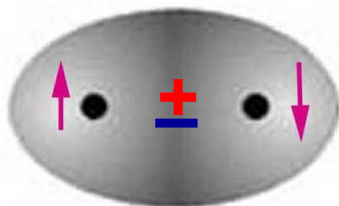
Összesen: 24 db elektron



10

Poláros és apoláros kötés 1.

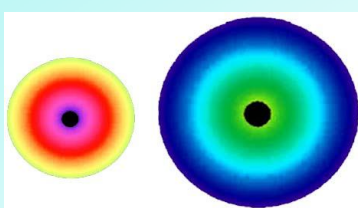
Ha a kovalens kötést azonos atomok hozzák létre, a kötés szimmetrikus lesz, a kötő elektronok egyenlő arányban tartoznak mindkét atomtörzshöz.



A szimmetrikus elrendezésből következik, hogy a **pozitív** és **negatív** töltések súlypontja megegyezik.

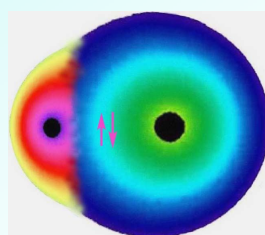
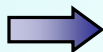
Az kötést **apolárosnak** nevezzük.

Ha a kovalens kötést különböző atomok hozzák létre, a kötés **aszimmetrikus** lesz, a kötő elektronok nagyobb mértékben tartoznak ahhoz az atomhoz, amelyiknek nagyobb az elektronvonzó képessége, vagyis az **elektronegativitása**. A **pozitív** és **negatív** töltések súlypontja nem esik egybe.

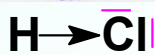


EN = 2,1

EN = 3,0



Az ilyen kötést **polárosnak** nevezzük.



11

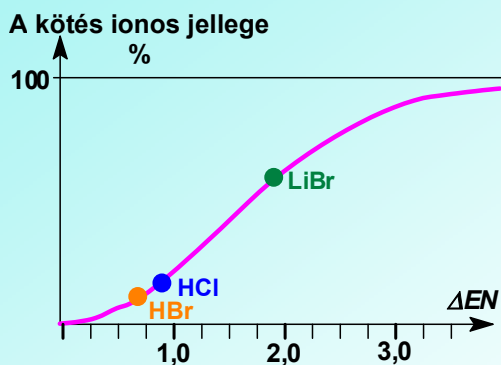
Poláros és apoláris kötés 2.

Gyakorlatilag apoláris a kötés, ha $\Delta EN \leq 0,5$

A poláros és az apoláris kötés között nincs éles átmenet.

Poláros a kötés, ha $\Delta EN > 0,5$ de $\Delta EN \leq 2,0$

Ha $\Delta EN > 2,0$ a kötés ionos lesz.



	ΔEN	Polaritás
H ₂	0	apoláris
HI	~0,5	gyengén poláros
HBr	~0,7	poláros
HCl	~0,9	erősen poláros
HF	~1,9	igen erősen poláros
NaCl	~2,1	ionos

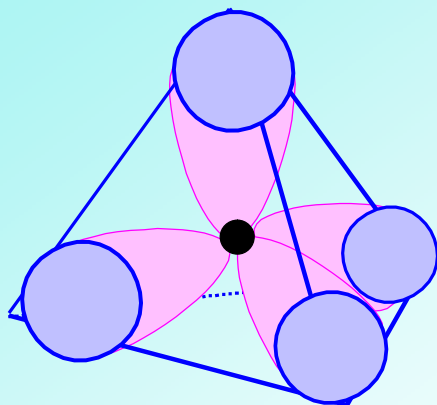
A csak apoláris kötések tartalmozó molekula biztosan apoláris.

Ha a molekula kötései polárisak, akkor a molekula szimmetriája dönti el, hogy a poláris kötések mellett a molekula poláris-e.

12

A metán (CH_4) szerkezete

A szén négy vegyértékelektronja a térben olyan helyzetű, hogy egymástól a lehető legtávolabb legyenek.



A metánban a szén mind a négy vegyértékével egy tetraéder egy-egy csúcsa felé mutat. A kötésszög 109,5 fok.

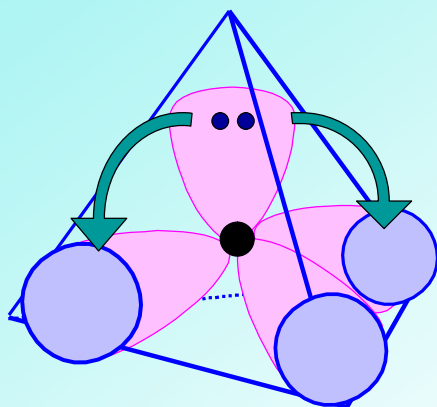
A hidrogének a négy csúcsban helyezkednek el.

A metánban a kötések apolárosak. ($\Delta EN = 0,4$) ezért a molekula is apoláros.

Mivel szimmetrikus a szerkezete, a metánnal analóg szerkezetű vegyületek akkor is apolárosak, ha a kötések polárosak. Ilyen pl. a CCl_4 .

Az ammónia szerkezete

Az ammóniában a nitrogénnek csak három párosítatlan elektronja van, így csak három hidrogénnel hoz létre kötést (NH_3).



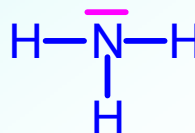
Szerkezete hasonló a metánhoz de a kötésszög kisebb lesz, a nemkötő elektronpár taszító hatása miatt. (107 fok).

A hidrogének a torzult tetraéder három csúcsa felé mutatnak.

Az ammóniában a kötések polárosak. ($\Delta EN = 0,9$).

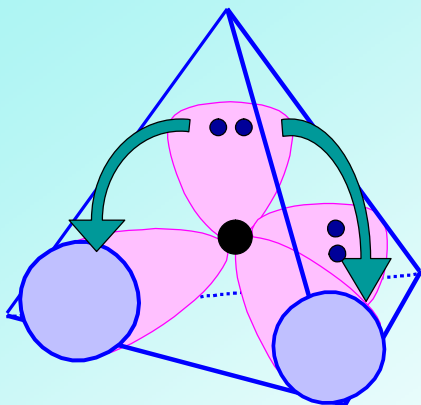
Mivel a molekula sem szimmetrikus, így a molekula is poláros.

Az ammóniában egyszerűsített ábrázolása:



A víz szerkezete

A vízben az oxigénnek csak két párosítatlan elektronja van, így csak hét hidrogénnel hoz létre kötést (H_2O).



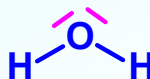
Szerkezete hasonló a ammóniához, de a kötésszög még kisebb lesz a két nemkötő elektronpár taszító hatása miatt. (105 fok).

A hidrogének a torzult tetraéder két csúcsa felé mutatnak.

A vízben a kötések polárosak. ($\Delta EN = 1,4$).

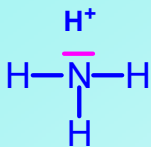
Mivel a molekula sem szimmetrikus, így a molekula is erősen poláros.

A vízmolekula egyszerűsített ábrázolása:

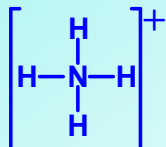


A datív kötés

Mivel az ammónia molekulája poláros, a nemkötő elektronpárja képes megkötni egy protont. A protont tekinthetjük úgy, mint az elektronjától megfosztott hidrogénatom, vagyis hidrogénion:

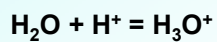
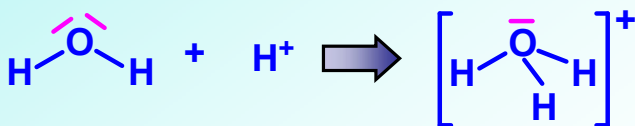


Egyszerűsített ábrázolás: $\text{NH}_3 + \text{H}^+ = \text{NH}_4^+$



Az ammóniumionban a kialakuló új kötés elektronpárjának mindkét elektronját az egyik atom (a nitrogén) adta. Az ilyen kötést **datív** kötésnek nevezzük.

A vízmolekula az ammóniához hasonlóan képes protont felvenni:



16

A fémes kötés

A fémes kötésben a fématomtörzset a vegyértékelektronokból álló delokalizált elektronok veszik körül. Valamennyi elektron valamennyi atomtörzshöz tartozik. Az elektronok könnyen mozognak, így a fémek jól vezetik az elektromos áramot.

