



TK: 20.-22.



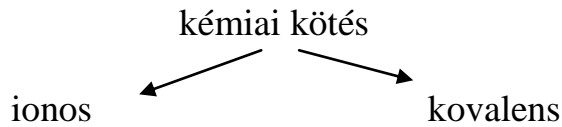
Hétfői és csütörtöki tananyag:

Füzetbe leírni:

Az atomok közötti kémiai kötések a külső héjon található elektronok száma befolyásolja. A kötés során az atom vagy lead elektront, vagy felvesz, vagy közösen használ elektronokat.



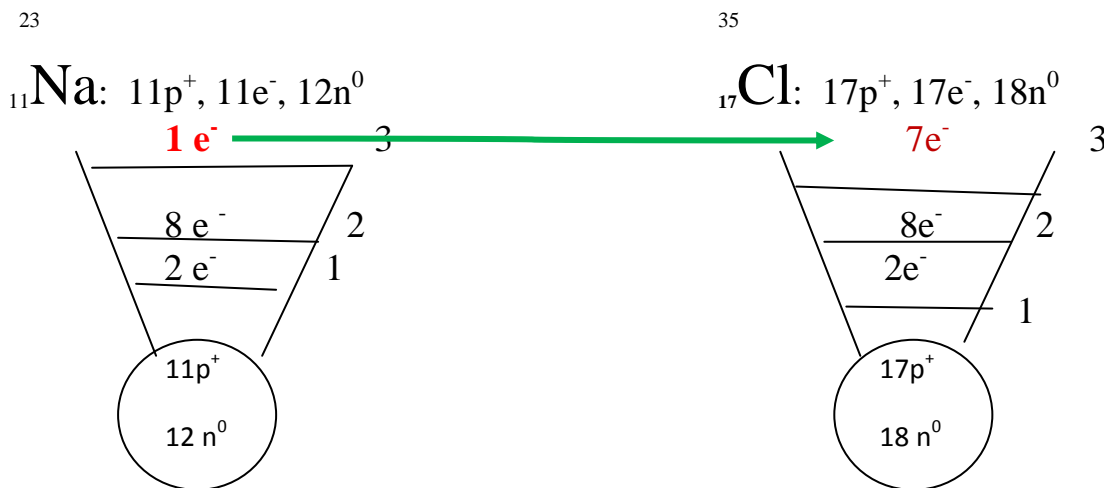
A kémiai kötés két vagy több atom között kialakult összetartó hatás, amelyet elektronok közvetítenek.



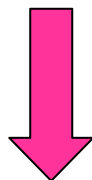
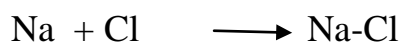
1. Az ionos kötés:

Az ionos kötés olyan kémiai kötés, amelyet ellentétes töltésű ionok alkotnak, kationok és anionok.

Az ionkötés igen erős, kationok és anionok szilárdan kapcsolódnak. Az ilyen anyagoknak magas az olvadáspontjuk, törékenyek, nem vezetik az elektromos áramot.



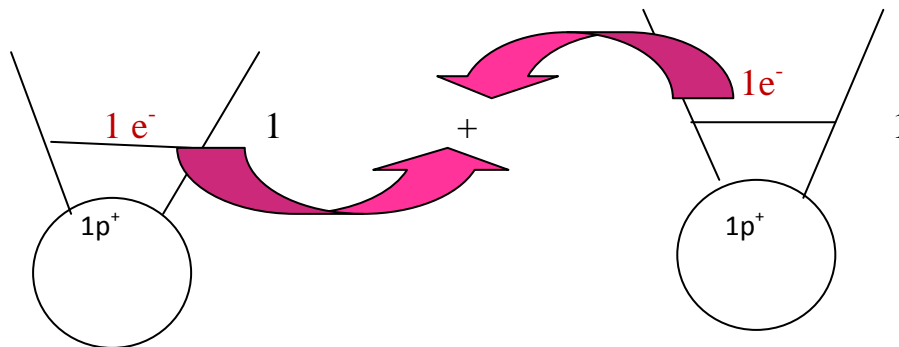
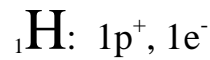
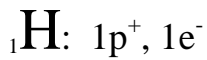
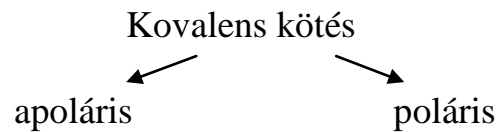
Az Na utolsó héján 1 elektron van, amelyet könnyen lead. Ezután Na^+ - nátrium kation válik belőle. A Cl utolsó héján 7 elektron van, tehát egy elektront fel kell vennie. Felveszi a Na által leadott egy elektront, így Cl^- - klorid anion válik belőle. Így kialakul az Na és a Cl között az ionos kötés.



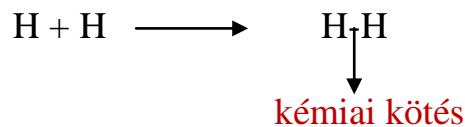
2. Kovalens kötés:

A kovalens kötés olyan kémiai kötés, amelyet egy vagy több közös elektronpár hoz létre.

A közös elektronpár egyformán hozzátartozik mindkét atomhoz. Ezt **kötőelektron párnak** nevezzük.



Mindkét hidrogén atom egy elektront biztosít a kémiai kötés kialakításához. Ez a két elektron együtt párost alkot, elektronpárt. Mindkét elektron egyaránt tartozik mindkét hidrogén atomhoz.



Azt, hogy milyen kovalens kötésről van szó, az elektronegativitás különbsége alapján tudjuk meghatározni.

Elektronegativitás: Az az erő, amellyel az atom magához vonzza a kötést kialakító elektronokat.

Az elektronegativitás egy számérték, amely a periódusos táblázatban van feltüntetve. Minél nagyobb az érték, az atom annál erősebben vonzza a kötőelektronokat.

1. Apoláris kovalens kötés: Az elektronegativitás különbsége 0- 0,4 közé esik.

