

Kémiai kötések II.: ionos kötés (5. fejezet)

A periódusos rendszerben megtalálható **elemek többsége nem atomos állapotban létezik** a Földön. Első közelítésben **minden atom arra törekszik, hogy elektronszerkezetével a nemesgázszerkezetet elérje**. Ahhoz, hogy ez sikerüljön, képesek egymással összeállni és úgynevezett kémiai kötést kialakítani. Ebben a fejezetben megismerkedünk a kémiai kötések fajtáival és azok tulajdonságaival.

A kémiai kötések alapvetően **két nagy kategóriába** sorolhatjuk. Léteznek **elsőrendű** és **másodrendű** kötések.

Elsőrendű kémiai kötések

Az elsőrendű kémiai kötések közvetlenül az **atomok között alakulnak ki**. Három fajtáját különböztetjük meg:

- **ionos kötés**
- **fémes kötés**
- **kovalens kötés**

Ionos kötés

Az **atomok semleges töltésűek**, vagyis pontosan **annyi pozitív töltésű protont** tartalmaz atommagjában, **mint amennyi** negatív töltésű **elektront** az elektronfelhőjében. Ez azonban megváltozhat. Az **atomok képesek elektront leadni** vagy éppenséggel **felvenni**, módosítva ezzel töltésüket. Ha **egy atom** egy vagy több **elektront lead**, akkor **pozitív töltésűvé válik**, az ilyen pozitív töltésű részecskéket hívják **kationoknak**. Az ellentétes folyamattal, vagyis **elektronfelvétel által keletkező részecskét anionnak** nevezik. De miért tesz ilyet egy atom, hogy saját elektronját elhagyja vagy befogad egy számára idegent? Ennek hajtóereje az energetikailag kedvezőbb nemesgázszerkezet elérésében rejlik.

Kationok képződése

Kationok létrehozásához energia befektetésre van szükség. Ezt az energiát az **ionizációs energia jellemzi**, ami nem más, mint az **1 mól gázhalmazállapotú, alapállapotú atom legkönnyebben leszakítható elektronjának az eltávolításához szükséges energia (első ionizációs energia)**. Jele E_i , mértékegysége **kJ/mol**, szükséges energia lévén **pozitív előjelű**, azaz **endoterm folyamat**. Az atomok – minőségüktől függően – **egyszeresen** vagy **többszörösen pozitív kationokat** képesek létrehozni. Az alkálifémek – mivel vegyértékhéjukon csak egy elektron van – egy elektron megszabadulásával képeznek iont, vagyis ionjaik egyszeresen pozitívak. Az alkáliföldfémek esete már más, nekik már két elektrontól kell megszabadulniuk. Az alumíniumnak háromtól, a *d* mező elemei pedig már egy elég nagy sokszínűséget mutatnak a kation képzés terén.

Az első elektron eltávolítását az első ionizációs energia, a másodikét a második ionizációs energia, harmadikét pedig a harmadik ionizációs energia jellemzi és így tovább. Egy adott elem esetében (pl. alumínium) a **második ionizációs energia mindig nagyobb, mint az első, mert az első elektron eltávolításánál az elektron egy semleges atomról szakadt le**, míg a **második és a többi elektron esetében, már pozitív atomtörzsről** szakad le a következő. Pozitív atomtörzsről pedig a nagyobb vonzerő miatt nehezebb elektront eltávolítani, mint a semlegesről. Ugyanez az oka annak is, hogy a harmadik ionizációs energia nagyobb a másodikonál, illetve az elsőnél.

$$E_{i1} < E_{i2} < E_{i3}$$

Méretüket tekintve a kationok sugara mindig kisebb a megfelelő semleges atomokénál, ugyanis az elektron leszakadása után a többségben lévő pozitív töltések jobban össze tudják húzni az elektronfelhőt.

Anionok képződése

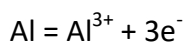
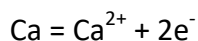
Anion akkor képződik, amikor egy atom elektront vesz fel, és ezáltal negatív töltésűvé válik. Ilyenkor az adott atom elektronszerkezete eléri a nemesgázszerkezetet, alacsonyabb energiájú állapotba kerül. Az anionok képződésével kapcsolatos energiaváltozást az

elektronaffinitás jellemzi. **Elektronaffinitás** alatt azt az **energiaváltozást** értik, amely akkor lép fel, amikor 1 mól gázalmazállapotú szabad atomból 1 mól egyszeresen negatív töltésű gázalmazállapotú ion képződik. A szakirodalom ugyanakkor nem egységes az elektronaffinitás definíciójának tekintetében: előfordul, hogy egyes szakirodalmak elektronaffinitás alatt épp az előbb leírt folyamat ellentettjét értik, vagyis azt az energiváltozást, amely akkor lép fel, amikor egy mól gázalmazállapotú, egyszeresen negatív töltésű ionból egy mól semleges atom képződik 1 mól elektron leadásával. A két definíció voltaképpen egyformán helyes, a kapott energiaértékek megegyeznek, azonban ellentétes előjelűek.

Anion képzésére a nagy elektronegativitású atomok képesek. Ilyenek tipikusan a halogének (VII A), valamint a VI. főcsoportban leginkább az oxigén és a kén. **Az anionok sugara mindig nagyobb, mint annak az atomnak a sugara, amelyikből képződtek.** Ennek az az oka, hogy elektronfelvételkor az adott atom több elektront fog tartalmazni, mint amennyi pozitív töltésű protont, és a protonok vonzó ereje így kevésbé érvényesül (kisebb mértékben tudja összehúzni az elektronfelhőt). Anion is lehet többszörösen negatív töltésű.

A fentebb tárgyalt anionokat és kationokat egyszerű ionoknak nevezzük, ugyanis atomból képződtek. A későbbiek folyamán még szó lesz az úgynevezett összetett ionokról is.

Példák az anion- és kation képződés folyamatának helyes felírására:



Jól látható, hogy a kationok képződésénél az elektronleadást az egyenlet jobb oldalán jelöljük pozitív előjellel, az $\text{Al} - 3\text{e}^- = \text{Al}^{3+}$ felírás nem helyes és használatos.



Az ionok képződésének ismeretében válik érthetővé az **ionos kötés** létrejötte: ez a kötéstípus lényegében **2 ellentétes töltésű ion közötti elektrosztatikus vonzerő.** Olyan **atomok között** tud létrejönni, amelyek **elektronegativitás-különbsége nagyobb, mint 1,8-2.** Fémek és nem fémek között ez az elsőrendű kölcsönhatás jön létre. Azok az atomok, amelyek között az elektronegativitás-különbség nagyobb, mint 1,8-2, azért

szeretnek ionos kötést létrehozni, mert a kisebb elektronegativitású atom (mindig a kationképző) nagyon szívesen átadja az elektronját a nagyobb elektronegativitású (anionképző) atomnak, és így mindketten eléri a nemesgázszerkezetet. Az ionos kötésű anyagok szilárd halmazállapotban **ionrácsba rendeződnek** (lásd később).

Tipikus példa ionos kötésre, amikor alkálifém, vagy alkáliföldfém (I.A és II.A) atomok halogénnel (VII.A) vagy oxigénnel vegyületet alkotnak.

kation képző atom	anion képző atom	keletkezett ionos vegyület
Li	Cl	LiCl
Na	F	NaF
K	Br	KBr
Ca	O	CaO
Mg	Cl	MgCl ₂

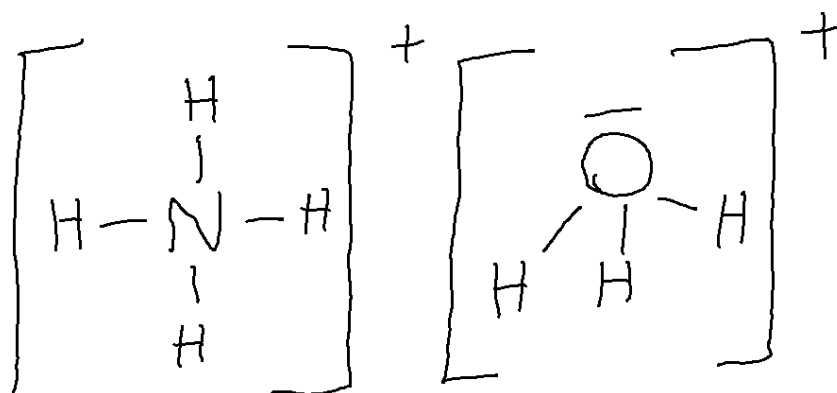
Amikor egy ionos vegyület képletét szeretnénk meghatározni, akkor azt kell figyelembe venni, hogy az anion és a kation milyen töltésű. Mivel mind a két partner szeretné elérni a nemesgázszerkezetet, ezért olyan arányban alkotnak vegyületet, hogy ez megvalósuljon. Vegyük például az Al³⁺ és O²⁻ iont. A belőlük keletkező vegyületek aránya 2:3, vagyis 2 alumínium ionhoz három oxidion kapcsolódik. Ez azért van, mert a keletkező vegyület töltését nézve csak így lesz semleges, vagyis így éri el az alumínium és oxigén a nemesgázszerkezetet. Következésképpen a képletet úgy adhatjuk meg a legegyszerűbben, hogy a kation töltésének a számértékét az anion jobb alsó indexébe írjuk, az anionét pedig a kation jobb alsó indexébe (keresztbe), például: Al₂O₃

Összetett ionok

Nem csak atomokból képződhetnek töltéssel rendelkező részecskék. Ha egy molekulából leszakad, vagy hozzákapcsolódik egy töltéssel rendelkező részecske, akkor a molekulának töltése lesz. **Az összetett ionok olyan töltéssel rendelkező részecskék, amelyek kettő vagy több atomból állnak és atomjaikat kovalens kötés tartja össze.** Kationok és anionok egyaránt megtalálhatók a képviselői között.

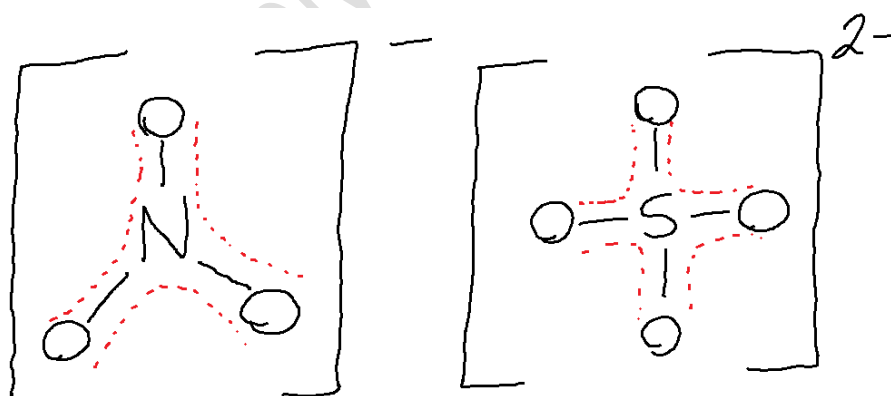
Az összetett kationok többek között képződhetnek protonfelvétel vagy komplexképződés során. (Utóbbiról a későbbiekben lesz szó.) Amikor egy semleges molekula protont vesz fel,

akkor a benne lévő protonok és elektronok száma eltérő lesz, és a molekula pozitív töltésűvé válik. Erre jó példa az ammóniumion és az oxóniumion.



Lévén a protonnak nincs elektronja ezért az ilyen kötés csakis datív módon alakulhat ki

Összetett anionok leggyakrabban **savak protonleadása során keletkeznek** (őket hívjuk **savmaradék-anionnak**). A savak esetében az ion annyiszor negatív, ahány protont leadott. Az összetett anionokra **jellemző a delokalizáció jelensége**. Delokalizáció során a töltést okozó elektronok az összetett ionban lévő esetleges pi kötésekkel (és valószínűleg a nem kötő elektronpárokkal) együtt delokalizálódnak az egész részecskére kiterjedően. Ennek hajtóereje az összetett ion szimmetriájának (alakjának) javítása úgy, hogy a töltéeloszlás szimmetrikus lesz.



A fenti ábrázolási mód jól leírja az összetett anionok szerkezeti képletét, azonban nem tudja megmutatni a nem kötő elektronpárok pontos helyét, ugyanis valószínűleg ők is részt vesznek a delokalizációban. Ily módon nem lehet megmondani, hogy adott időpillanatban mennyi nem kötő elektronpár van egy adott atom körül, tehát célszerűbb nem ábrázolni őket.

Összetett anion természetesen képződhet más úton is, például komplexképződés során.

Ion-atomméret összehasonlítás

Gyakran kérdés, hogy azonos elektronszerkezettel rendelkező ionok illetve atomok méret szerint egymással milyen viszonyban vannak. A válasz nem meglepő: legpozitívabb részecske lesz mindig a legkisebb méretű, a legnegatívabb a legnagyobb, középen a semleges atom. Oka: a kationban lévő protontöbblet jobban össze tudja húzni az elektronfelhőt, mint az anionban lévő protonhiány. Például:



Emelt szinten fontosabb ionok nevei és képletei (emelten hibátlan tudásuk alapján számít)

Ion neve	Ion képlete
I.A fémei mindig +1, pl. nátriumion	Na^+
II.A fémei mindig +2 pl. kalciumion	Ca^{2+}
Alumíniumion	Al^{3+}
cinkion	Zn^{2+}
ezüstion	Ag^+
vas(II)-ion	Fe^{2+}
vas(III)-ion	Fe^{3+}
réz(I)-ion	Cu^+
réz(II)-ion	Cu^{2+}
higany(I)-ion	Hg_2^{2+}
higany(II)-ion	Hg^{2+}
kadmium ion	Cd^{2+}
ólom(II)-ion	Pb^{2+}
ammóniumion	NH_4^+
óxoniumion	H_3O^+
ezüst-diamin komplexion	$[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]^+$
réz-tetraamin komplexion	$[\text{Cu}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$

hexakva-aluminát komplexion	$[\text{Al}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$
hidrogénion (proton)	H^+
fluorid	F^-
klorid	Cl^-
bromid	Br^-
jodid	I^-
oxid	O^{2-}
szulfid	S^{2-}
nitrid	N^{3-}
hidrid	H^-
szulfít	SO_3^{2-}
szulfát	SO_4^{2-}
nitrit	NO_2^-
nitrát	NO_3^-
foszfát	PO_4^{3-}
hidroxid	OH^-
formiát	HCOO^-
acetát	CH_3COO^-
karbonát	CO_3^{2-}
hidrogén-karbonát	HCO_3^-
hipoklorit	OCl^-
klorit	ClO_2^-
klorát	ClO_3^-
perklorát	ClO_4^-
permanganát	MnO_4^-
tetrahidroxo-aluminát	$[\text{Al}(\text{OH})_4]^-$
peroxid	O_2^{2-}
szuperoxid	O_2^-