



KİMYASAL TÜRLERDE LEWİS GÖSTERİMLERİ

- Kimyasal türler arasında güçlü etkileşimler oluşurken ya elektron alışverişi olur ya da elektronlar ortaklaşa kullanılır.

TANIM

Atomların değerlik elektronlarının belirli kurallara göre sembol etrafında gösterilmesi **Lewis Elektron Gösterimi** ya da **Lewis Yapısı** olarak adlandırılır.

- Atomun katman elektron dizilimi yazılarak son katmandaki elektron sayısı belirlenir.
- Element sembolü yazılarak, sembolün çevresine değerlik elektron sayısı kadar nokta konur.
- Noktalar sembolün dört kenarına önce teker teker yerleştirilir (${}^2\text{He}$ hariç). Değerlik elektronu dörtten fazla ise sekize (oktete) ulaşmaya kadar noktalar ikiyeşerli olacak şekilde eşleştirilir.

Atom	Değerlik elektron sayısı	Nötr atomun Lewis elektron yapısı	Atom	Değerlik elektron sayısı	Nötr atomun Lewis elektron yapısı
${}^1\text{H}$	1	$\text{H}\cdot$	${}^6\text{C}$	4	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}\cdot$
${}^2\text{He}$	2	$\text{He}:$	${}^7\text{N}$	5	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{N}}}\cdot$
${}^3\text{Li}$	1	$\text{Li}\cdot$	${}^8\text{O}$	6	$:\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}:$
${}^4\text{Be}$	2	$\cdot\text{Be}\cdot$	${}^9\text{F}$	7	$:\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{F}}}\cdot$
${}^5\text{B}$	3	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{B}}}\cdot$	${}^{10}\text{Ne}$	8	$:\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{Ne}}}::$

İYONLARDA LEWİS YAPISI

- Nötr atomlar elektron alarak ya da vererek elektron dizilimlerini bir soy gaza benzeterek kararlı iyonlar oluşturmaya çalışırlar.
- Katyonların Lewis yapısında nokta olmaz. Ancak kararlı anyonların Lewis yapılarında (hidrojen hariç) 8 tane nokta olur.

Atom	İyon yükü	İyonun Lewis yapısı	Atom	İyon yükü	İyonun Lewis yapısı
1A	1+	Li^+	5A	3-	$[\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{N}}}]^{3-}$
2A	2+	Be^{2+}	6A	2-	$[\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}]^{2-}$
3A	3+	B^{3+}	7A	1-	$[\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{F}}}]^{-}$
4A	4-	$[\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}]^{4-}$	8A	Nötr	$[\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{Ne}}}]$

ELEKTRON ALMA VERME EĞİLİMLERİ

- İlk 20 elementte metal ve ametal elementlerinin tümü bileşik oluştururken elektron alarak, vererek ya da ortaklaşa kullanarak elektron dizilimlerini kendilerine en yakın soy gaza benzetirler. ${}^5\text{B}$ atomu bazı bileşiklerinde dublet ya da oktete ulaşamaz.

NOT

Kararlı iyonlarda elektron dizilimi ${}^2\text{He}$ soy gazına benziyor ise **dublet kararlılığı**, diğer soy gaz atomlarına benzeyen bir elektron dizilişi oluşuyor ise **oktet kararlılığı** vardır.

- ${}^{11}\text{Na}$: 2 – 8 – 1 dizilimine sahip sodyum atomu, son katmanındaki 1 elektronu vererek elektron dizilimini ${}^{10}\text{Ne}$ atomunun elektron dizilimine benzetir (${}^{11}\text{Na}^+ : 2 - 8$).
- ${}^{16}\text{S}$: 2 – 8 – 6 dizilimine sahip kükürt atomu, son katmanındaki 6 elektronu, 2 elektron alarak 8 e tamamlar ve ${}^{18}\text{Ar}$ atomunun elektron dizilimine ulaşır (${}^{16}\text{S}^{2-} : 2 - 8 - 8$).

İYONİK BAĞ

TANIM

Elektron vererek oluşan bir katyon ile elektron alarak oluşan anyon arasında elektrostatik çekim kuvveti ile oluşan güçlü etkileşimler **iyonik bağ** olarak tanımlanır.

İYONİK BAĞIN OLUŞUMU

- İyonik bağların oluşması için elektron alışverişi yapılmalıdır.
- Bileşik oluşumu sırasında alınan toplam elektron sayısı, verilen toplam elektron sayısına eşit olmalıdır.

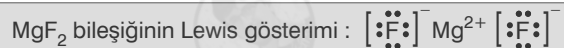
Magnezyum (${}^{12}\text{Mg}$) ve flor (${}^9\text{F}$) atomları arasında elektron alışverişi ile oluşan iyonik bağı inceleyelim.

Nötr Mg atomu : ${}^{12}\text{Mg} : 2 - 8 - 2$ Kararlı iyon : ${}^{12}\text{Mg}^{2+} : 2 - 8$

Nötr F atomu : ${}^9\text{F} : 2 - 7$ Kararlı iyon : ${}^9\text{F}^- : 2 - 8$

Mg^{2+} iyonu oluşurken verilen 2 elektron, toplam 2 tane F^- iyonu tarafından alınarak MgF_2 formülüne sahip iyonik bağlı bileşik oluşur.

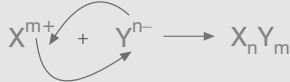
MgF_2 bileşiğinin Lewis gösterimi ise aşağıdaki gibi olur.



İyonik Bağlar

İyonik Bileşik Formüllerinin Yazılması

- Verilen toplam elektron sayısı, alınan toplam elektron sayısına eşit olmalıdır. Yük toplamının sıfır olması için anyon ve katyonlar en küçük sayı ile çarpılarak yükleri eşitlenir.
 - 2 tane Al^{3+} iyonu ile 3 tane O^{2-} iyonunun bir araya gelerek oluşturduğu Al_2O_3 bileşiğinde yükler toplamı sıfır olur.
 - 3 tane Fe^{2+} iyonu ile 2 tane PO_4^{3-} iyonunun bir araya gelerek oluşturduğu $Fe_3(PO_4)_2$ bileşiğinde yükler toplamı sıfır olur.
- Pratik şekilde, iyon yükleri çaprazlama birbirlerinin altına en küçük tam sayılarla mutlak değer olarak yazılır.



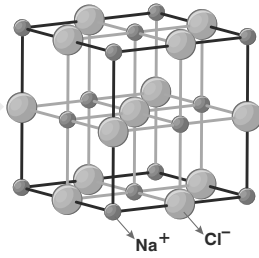
İYONİK BİLEŞİKLERİN ÖRGÜ YAPISI ve ÖZELLİKLERİ

- İyonik bileşiklerde bileşiği oluşturan yapısal birimler birim hücre olarak adlandırılır. Moleküllerdeki yapısal birim ile birim hücre farklı kavramlardır.

TANIM

Bir iyonun zıt yüklü iyon tarafından çekilmesiyle oluşan ve örgüde sürekli tekrar eden yapılar birim hücre olarak adlandırılır.

- Zıt yüklü iyonların elektrostatik çekme kuvvetleriyle bir araya gelerek oluşturdukları düzenli yapı **iyonik kristal örgü** yapısıdır.
- $NaCl$ kristalinde 1 tane Na^+ iyonu 6 tane Cl^- tarafından ya da 1 tane Cl^- iyonu 6 tane Na^+ tarafından sarılmıştır.



- Katyon ve anyon arasında kristal yapı katılar oluşur. Erime ve kaynama noktaları yüksektir.
- Kristal örgüde yük dengeli vardır ve nötr yapıdadır. Bu nedenle katyon sayısı, anyon sayısına eşit olmayabilir.
- Katı hâlde elektriği iletmezler. Sıvı ve sulu çözelti hâlinde elektrik akımını iletirler.
- İyonik kristalde tekrar eden birim hücrelerden oluşurlar. Molekül yapıları değildirler. Formül iyonlar arası en basit oranı gösterir.
- Sert ve kırılındırlar. Kuvvet etkisi altında eğilip bükülmezler. Kırılarak parçalanırlar.

İYONİK BİLEŞİKLERİN ADLANDIRILMASI

- İyonik bileşik adlandırmalarında katyon ve anyon adları kullanılır. Adlandırmada kullanılacak olan bu katyon ve anyon adları bilinmelidir.
- Değişken değerlik alan metallerin iyon adlarında, metalin adından sonra yük değeri parantez içinde Roma rakamı ile yazılır.

KATYONLAR				ANYONLAR	
1+ yüklü iyonlar		2+ yüklü iyonlar		1- yüklü iyonlar	
H^+	Hidrojen	Mg^{2+}	Magnezyum	H^-	Hidrür
Li^+	Lityum	Ca^{2+}	Kalsiyum	F^-	Florür
Na^+	Sodyum	Ba^{2+}	Baryum	Cl^-	Klorür
K^+	Potasyum	Fe^{2+}	Demir(II)	Br^-	Bromür
Ag^+	Gümüş	Zn^{2+}	Çinko	I^-	İyodür
Hg^+	Cıva(I)	Hg^{2+}	Cıva(II)	OH^-	Hidroksit
Cu^+	Bakır(I)	Cu^{2+}	Bakır(II)	CN^-	Siyanür
NH_4^+	Amonyum	Pb^{2+}	Kurşun(II)	NO_3^-	Nitrat
		Ni^{2+}	Nikel	CH_3COO^-	Asetat
3+ yüklü iyonlar		4+, 6+ yüklü iyonlar		2-, 3- yüklü iyonlar	
Fe^{3+}	Demir(III)	Pb^{4+}	Kurşun(IV)	O^{2-}	Oksit
Al^{3+}	Alüminyum	Sn^{4+}	Kalay(IV)	S^{2-}	Sülfür
Cr^{3+}	Krom(III)	Mn^{4+}	Mangan(IV)	N^{3-}	Nitrür
Co^{3+}	Kobalt(III)	Mn^{6+}	Mangan(VI)	P^{3-}	Fosfür
		Cr^{6+}	Krom(VI)	CO_3^{2-}	Karbonat
				SO_4^{2-}	Sülfat
				PO_4^{3-}	Fosfat

Katyonun Adı + Anyonun Adı

İyonik bileşikler yukarıdaki kurala göre adlandırılır.

Bazı iyonik bileşiklerin adlandırılması			
KCl	Potasyum klorür	$MgCl_2$	Magnezyum klorür
Al_2O_3	Alüminyum oksit	Ba_3N_2	Baryum nitrür
CaS	Kalsiyum sülfür	NaOH	Sodyum hidroksit
Na_2SO_4	Sodyum sülfat	CH_3COONa	Sodyum asetat
$Ca_3(PO_4)_2$	Kalsiyum fosfat	$Fe(NO_3)_3$	Demir(III) nitrat
$(NH_4)_2SO_4$	Amonyum sülfat	CuS	Bakır(II) sülfür
Mn_2O_7	Mangan(VII) oksit	Cu_2S	Bakır(I) sülfür
MnO_3	Mangan(VI) oksit	$Pb(CO_3)_2$	Kurşun(IV) karbonat