

Kimyasal Bağlar

Kimyasal Bağ

Atomları birarada tutan kuvvetlere kimyasal bağ denir

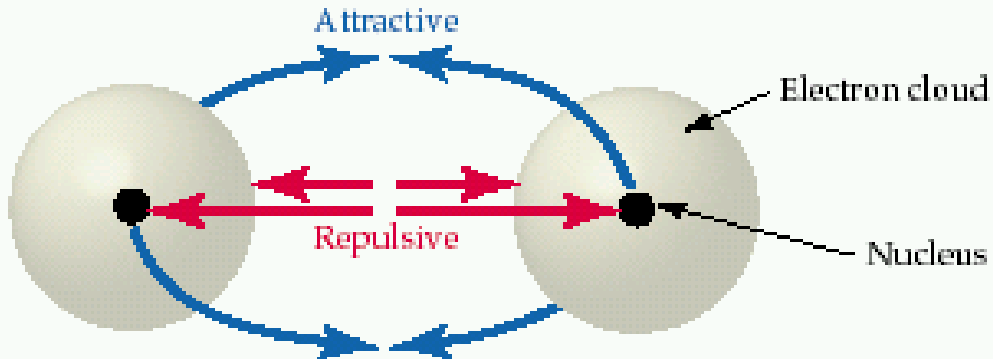
İyonik bağ

Kovalent bağ

Metalik bağ

Polar Kovalent bağ

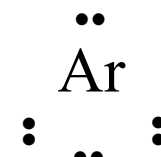
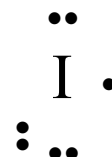
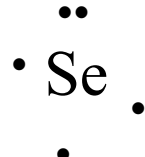
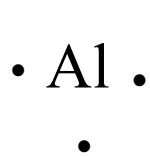
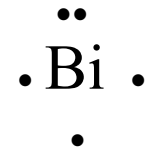
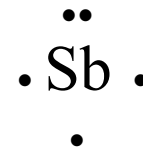
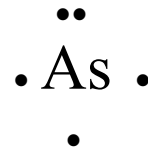
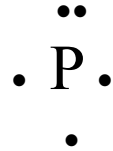
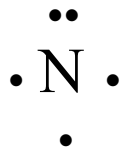
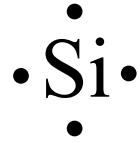
Apolar Kovalent bağ



Lewis bağ teorisi

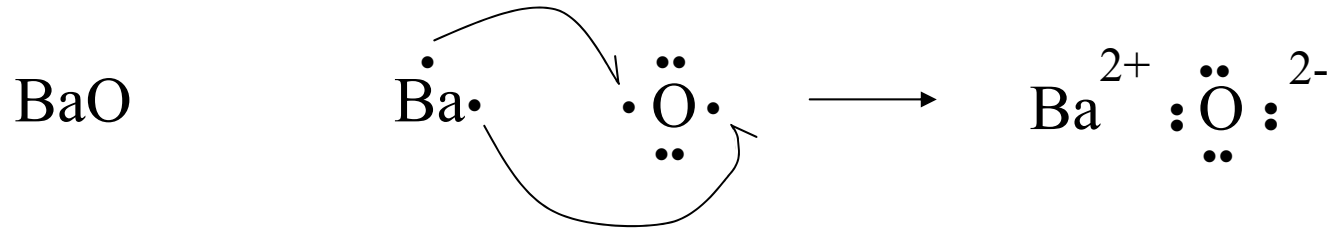
- Kimyasal bağlanma için atomun valens (dış yörünge) elektronları önemlidir.
- *Atomlar arası e^- transferi sonucu iyonik bağ oluşur*
- e^- ların ortaklaşa kullanımını sonucu kovalent bağ oluşur.
- Atomlar soy gazların elektron dizilişine sahip olma eğilimindedirler (oktet kuralı)

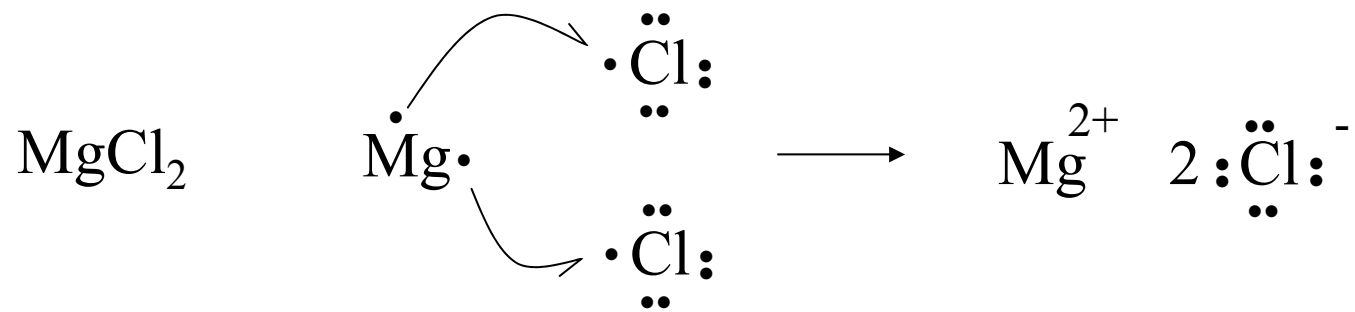
Lewis sembolleri : (elektron nokta gösterimi) atomların valens elektronlarının basit olarak gösterimidir.



valens (dış yörünge) elektronları: atomun son yörüngesindeki elektronlardır.

Lewis yapısına göre İyonik Bileşikler

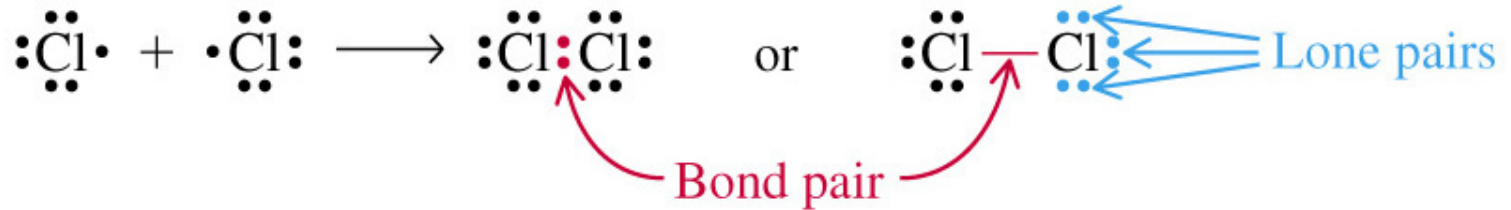




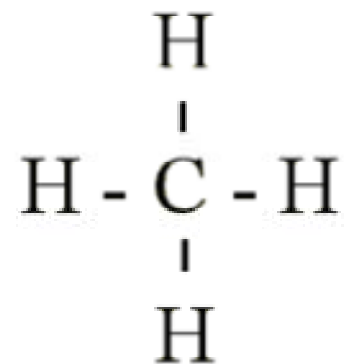
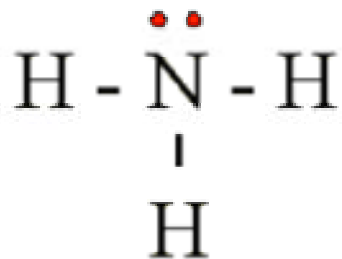
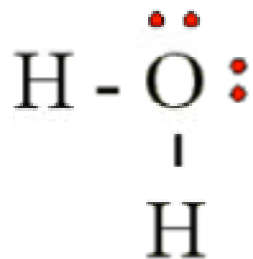
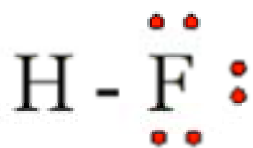
İyonik Bileşikler

- Suda çözünenler
- Yüksek kaynama noktasına sahiptirler - iyonlar arası çekim kuvveti yüksektir
- Eritilmiş halleri veya sulu çözeltileri elektriği iletir. İyonik bileşikler katı halde elektriği iletmez.

Lewis yapısına göre kovalent bağ

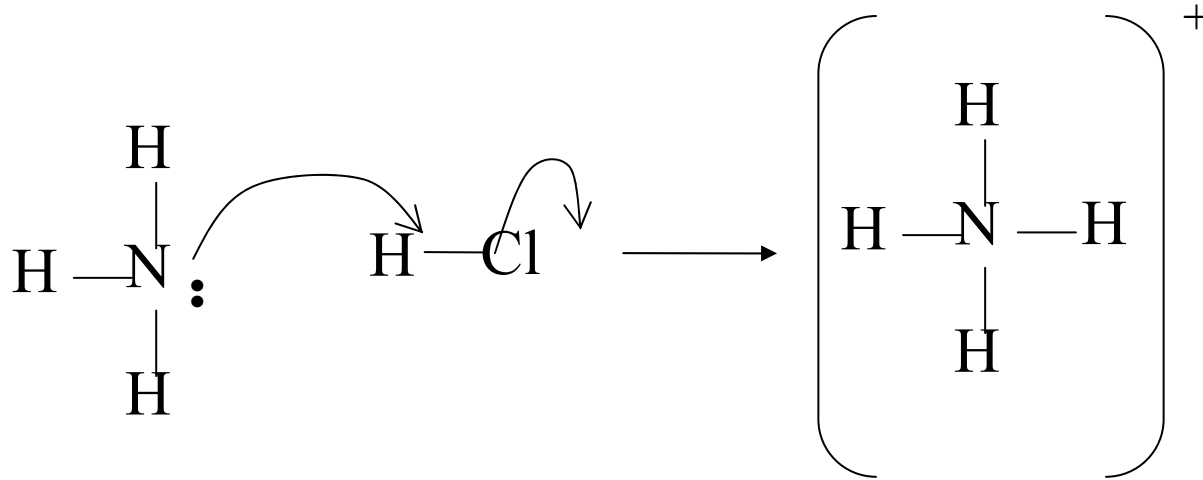


Lone pair elektronlar (bağ yapmamış/paylaşılmamış elektron çiftleri)



Koordinatif Kovalent Bağ

Bir kimyasal bağda, bağı oluşturan elektronların her ikisi birden aynı atom tarafından veriliyorsa bu tür bağlar koordinatif kovalent (koordinasyon) bağı olarak adlandırılır. Bu tür bileşiklerde kompleks denir.



Kovalent Bileşikler

- En temel yapıtaşları moleküllerdir
- Erime ve kaynama noktaları düşüktür
- Elektrik akımını iletmezler
- Çoğu suda çözünmez

- Bağ derecesi
 - Tekli bağ, bağ derecesi = 1 Çift bağ, bağ derecesi = 2
- Atomlar arası bağ sayısı arttıkça
 - Daha kısa bağ - daha kuvvetli bağ

• **Bağ uzunluğu kovalent** bağ yapan iki atomun çekirdekleri arasındaki mesafedir. Paylaşılan elektron çifti sayısı arttıkça bağ uzunluğu kısalır.

• **Bağ enerjisi** atomlar arasındaki kovalent bağı kırmak için gerekli enerji

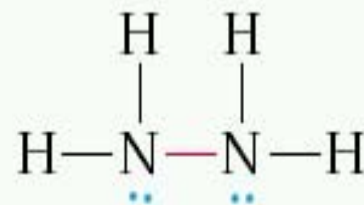
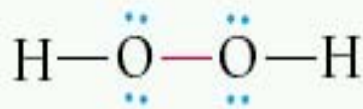
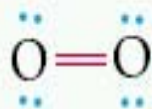
Bond	Bond Length, pm	Bond	Bond Length, pm	Bond	Bond Length, pm
H—H	74.14	C—C	154	N—N	145
H—C	110	C=C	134	N=N	123
H—N	100	C≡C	120	N≡N	109.8
H—O	97	C—N	147	N—O	136
H—S	132	C=N	128	N=O	120
H—F	91.7	C≡N	116	O—O	145
H—Cl	127.4	C—O	143	O=O	121
H—Br	141.4	C=O	120	F—F	143
H—I	160.9	C—Cl	178	Cl—Cl	199
				Br—Br	228
				I—I	266

- Bağ enerjisi atomlar arasındaki kovalent bağı kırmak için gerekli enerji

435.93 kJ/mol



Bond	Bond Energy, kJ/mol	Bond	Bond Energy, kJ/mol	Bond	Bond Energy, kJ/mol
H—H	436	C—C	347	N—N	163
H—C	414	C=C	611	N=N	418
H—N	389	C≡C	837	N≡N	946
H—O	464	C—N	305	N—O	222
H—S	368	C=N	615	N=O	590
H—F	565	C≡N	891	O—O	142
H—Cl	431	C—O	360	O=O	498
H—Br	364	C=O	736 ^b	F—F	159
H—I	297	C—Cl	339	Cl—Cl	243
				Br—Br	193
				I—I	151



Bond length:

121 pm

148 pm

110 pm

145 pm

Bond strength:

498 kJ/mol

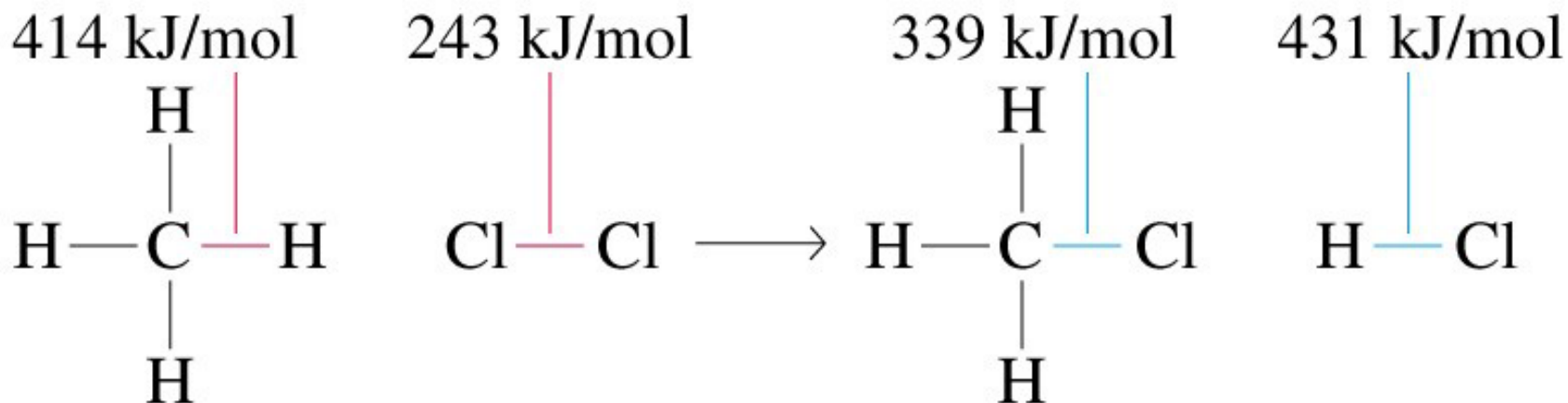
213 kJ/mol

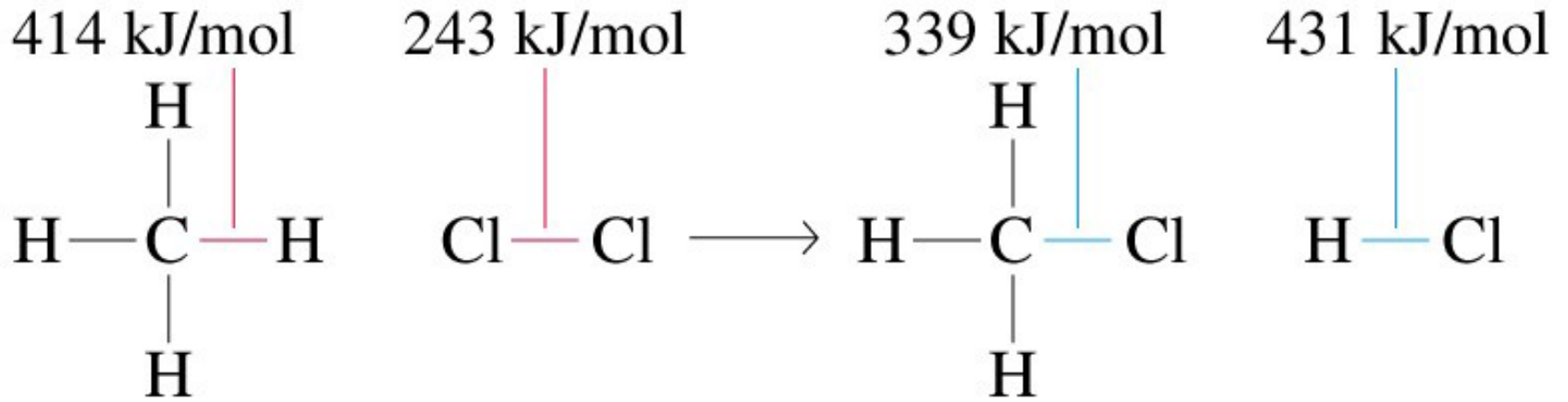
945 kJ/mol

275 kJ/mol

Bağ enerjisi ve Reaksiyon Entalpisi

$$\Delta H_{\text{reak}} = \Delta H(\text{ürünler bağ enerjisi}) - \Delta H(\text{reaktiflerin bağ enerjisi})$$





$$\Delta H_{\text{reak}} = \Delta H(\text{ürünler bağ enerjisi}) - \Delta H(\text{reaktiflerin bağ enerjisi})$$

$$= \Delta H \text{ oluşan bağlar} - \Delta H \text{ kopan bağlar}$$

$$= -114 \text{ kJ/mol}$$

Bağ polaritesi

Kovalent bağda elektronlar atomlar tarafından eşit olarak paylaşılmazlar. Elektronegativitesi yüksek olan atom elektronlara daha fazla çekim kuvveti uygular.

Apolar kovalent bağ

bağı oluşturan elektronlar atomlar tarafından eşit oranda paylaşılır

polar covalent bond

atomlardan biri elektronlar üzerinde daha fazla çekim kuvvetine sahiptir.

Elektronegativite:

H 2.1	2											13	14	15	16	17
Li 1.0	Be 1.5											B 2.0	C 2.5	N 3.0	O 3.5	F 4.0
Na 0.9	Mg 1.2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	Al 1.5	Si 1.8	P 2.1	S 2.5	Cl 3.0
K 0.8	Ca 1.0	Sc 1.3	Ti 1.5	V 1.6	Cr 1.6	Mn 1.5	Fe 1.8	Co 1.8	Ni 1.8	Cu 1.9	Zn 1.6	Ga 1.6	Ge 1.8	As 2.0	Se 2.4	Br 2.8
Rb 0.8	Sr 1.0	Y 1.2	Zr 1.4	Nb 1.6	Mo 1.8	Tc 1.9	Ru 2.2	Rh 2.2	Pd 2.2	Ag 1.9	Cd 1.7	In 1.7	Sn 1.8	Sb 1.9	Te 2.1	I 2.5
Cs 0.8	Ba 0.9	La* 1.1	Hf 1.3	Ta 1.5	W 2.4	Re 1.9	Os 2.2	Ir 2.2	Pt 2.2	Au 2.4	Hg 1.9	Tl 1.8	Pb 1.8	Bi 1.9	Po 2.0	At 2.2
Fr 0.7	Ra 0.9	Ac [†] 1.1	* Lanthanides: 1.1–1.3 † Actinides: 1.3–1.5													

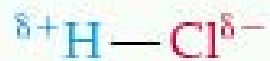
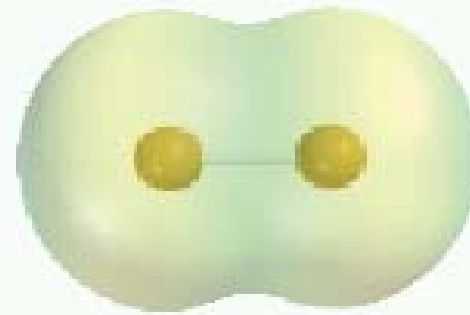
atomlar arasındaki elektronegativite farkı **0 ise**, bağ apolar kovalenttir.

atomlar arasındaki elektronegativite farkı **0 ile 2.0 arasında ise**, bağ polar kovalenttir,

atomlar elektronegativite arasındaki farkı **2.0 den büyük ise**, bağ iyoniktir.

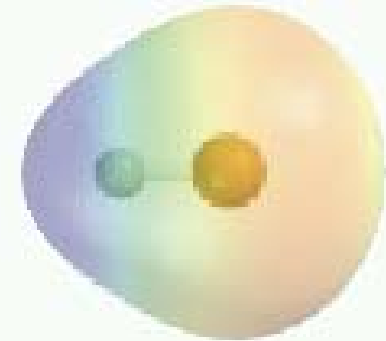


A nonpolar covalent bond

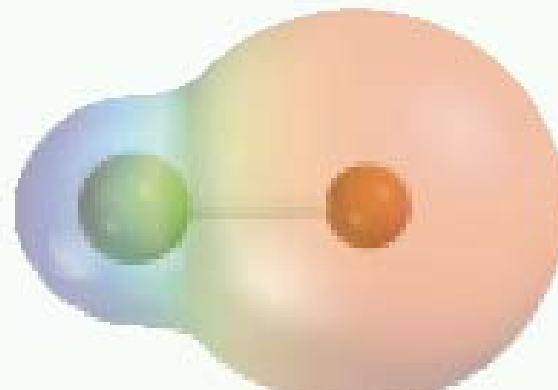


A polar covalent bond.

The bonding electrons are attracted more strongly by Cl than by H.



An ionic bond

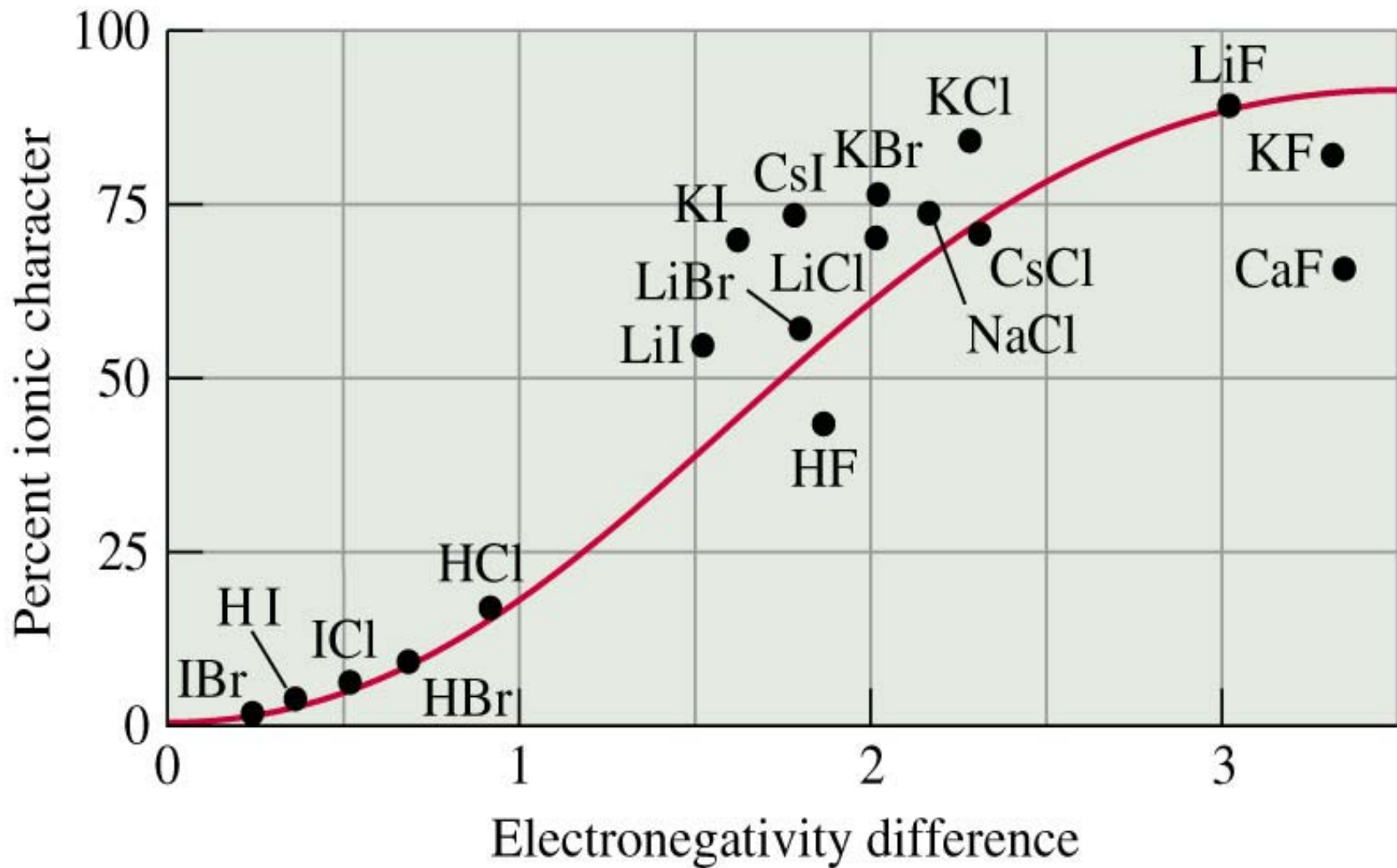


tomlar arasındaki elektronegativite farkı **0 ise**, bağ apolar kovalenttir.

tomlar arasındaki elektronegativite farkı **0 ile 2.0 arasında ise**, bağ polar kovalenttir,

tomlar elektronegativite arasındaki farkı **2.0 den büyük ise**, bağ iyoniktir.

Bileşik	F ₂	HF	LiF
Elektronegativite farkı	$4.0 - 4.0 = 0$	$4.0 - 2.1 = 1.9$	$4.0 - 1.0 = 3.0$
Bağ tipi	Apolar kovalent	Polar kovalent	İyonik



Lewis Yapısı Yazma

- **İskelet yapı** molekülde atomların birbirlerine nasıl bağlandıklarını gösterir. Genelde 1 merkez atom ve ona bağlanan çevre atomlar vardır.
- Merkez atom genelde en düşük elektronegativiteye sahip olan diğer atomların kendisi ile bağ yaptıkları atomdur.
- **Çevre atom** diğer atomlara bağlanan atomdur. H genelde çevre atomdur

Lewis Yapısı Yazma

- İlk olarak molekülü oluşturan atomların toplam valens elektronları hesaplanır.
- Tahmini bir iskelet yapı çizilir merkez atomla çevre atomlar arasında tekli bağ çizilir.
- Çevre atomların etrafına oktet kuralına uygun olarak elektronlar yerleştirilir.
- Toplam valens elektron sayısından fazla kalan elektronlar ile merkez atomun oktetini tamalanır.
- Eğer merkez atomun oktetini tamamlayacak kadar elektron artmaz ise, merkez atomla çevre atomlar arası çoklu bağ eklenir. Karbon, Azot, Oksijen ve Kükürt atomları çoklu bağ yapma eğilimindedir.

- COCl_2 NO_3^- için Lewis molekülleri yapılarını çiziniz

Formal Yük atomun valens elektronları ile, bağ sayısı ve bağyapmayan elektronlar arasındaki farktır.

$$FC = (\text{valens elektron sayısı}) - \frac{1}{2}(\text{number of bağ elektronları sayısı}) - (\text{lone pair electron sayısı})$$

nötr bir moleküldeki formal yüklerin toplamı 0 eşittir.

poliatomik bir iyon için toplam formal yük iyonun yüküne eşit olur.

Molekülde negatif yükler daha elektronegatif atomlar üzerinde olmalıdır.

Atomlar genelde formal yüke sahip olmama veya mümkün olan en düşük formal yüke sahip olma eğilimindedir.

$$FC = \#_{\text{valens } e^-} - \#_{\text{lone pair } e^-} - \frac{1}{2} \#_{\text{bağ çifti } e^-}$$

Aşağıdaki moleküller veya iyonlar için Lewis yapılarını yazıp herbir türün formal yükünü hesaplayınız

NO_3^- , CO_2 , NH_4^+ , HNO_3 , C_2H_4 SO_4^{2-} PCl_5 , SF_6
 NO SOCl_2 ICl_4

Rezonans

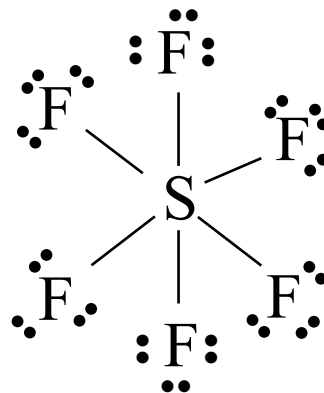
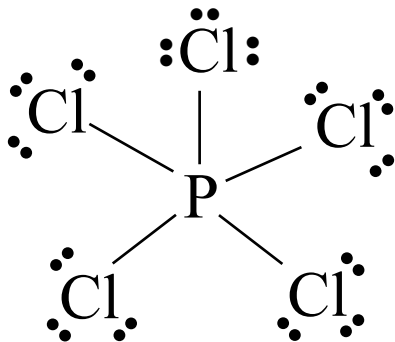
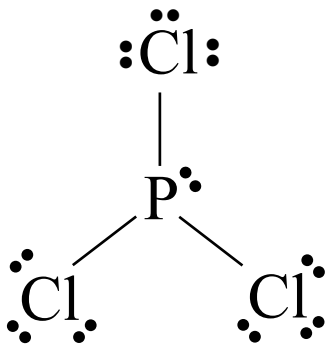
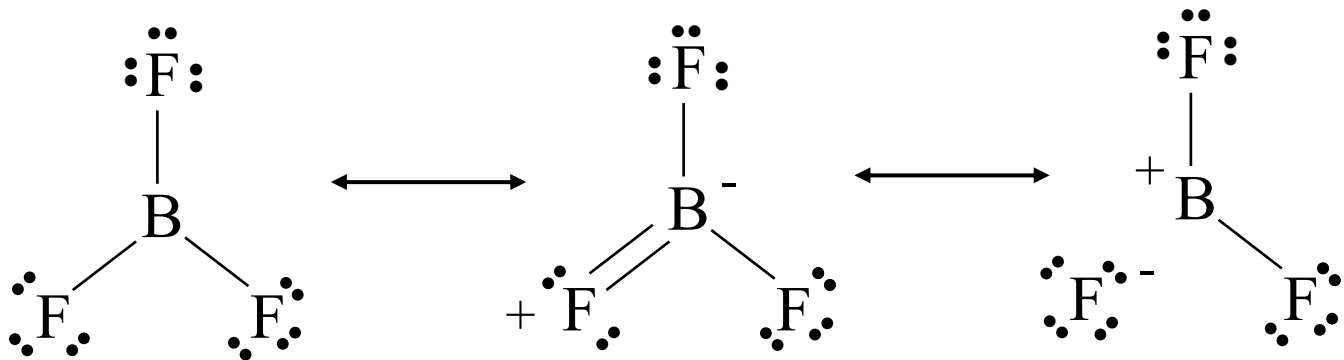
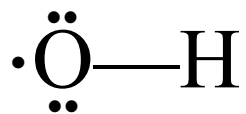
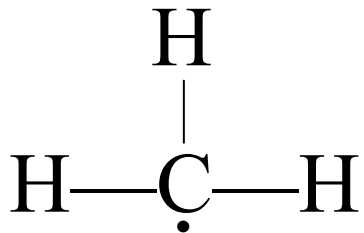
Bazen bir molekül için elektronların farklı dağılıdı birden fazla Lewis yapısı yazılabilir.

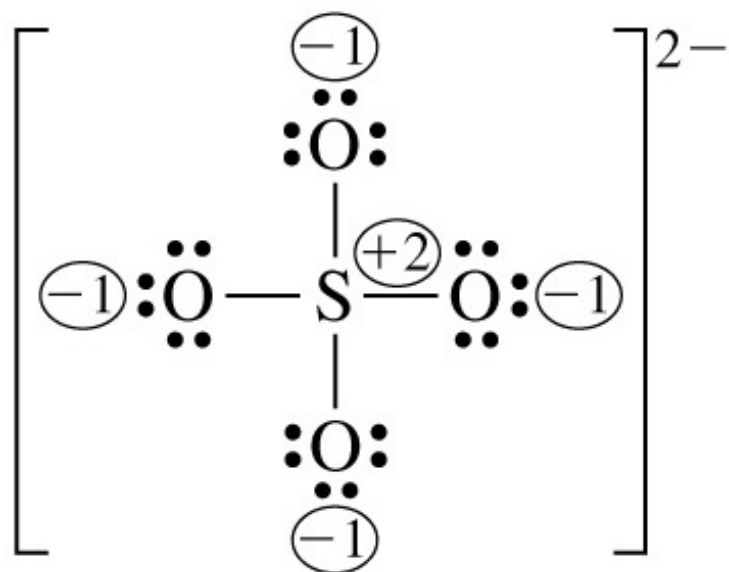
Elektronların farklı dağılabileceği yapılar birbirinin rezonansı olarak adlandırılır.



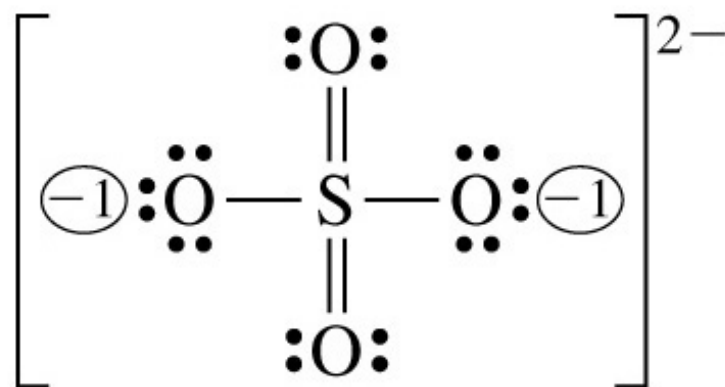
oktet kuralında istisnalar

- Tekli sayıda elektron içeren türler NO
- Tamamlanamayan oktetler BF_3
- Okteti aşan türler PCl_5 , SF_6





Normal octet



Expanded valence shell

Dipol moment ve molekül yapısı

Bazı durumlarda molekül içindeki bağlar polar olmakla beraber molekül apolar özellik gösterebilir. Molekülün polar veya apolar olması yük dağılımına göre açıklanır.

- Molekülün şekli
- Bağların polaritesi

Polar Molekül (dipol)

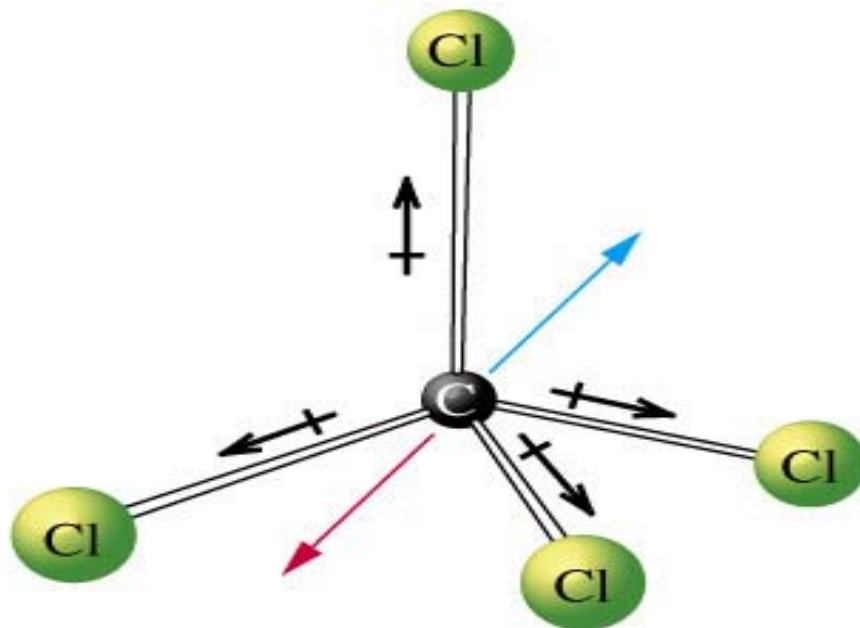
Moleküldeki artı yük merkezi ile eksi yük merkezi dengede değildir. Bir tarafı eksi diğer tarafı artı yük özelliği gösterir.

Apolar molekül

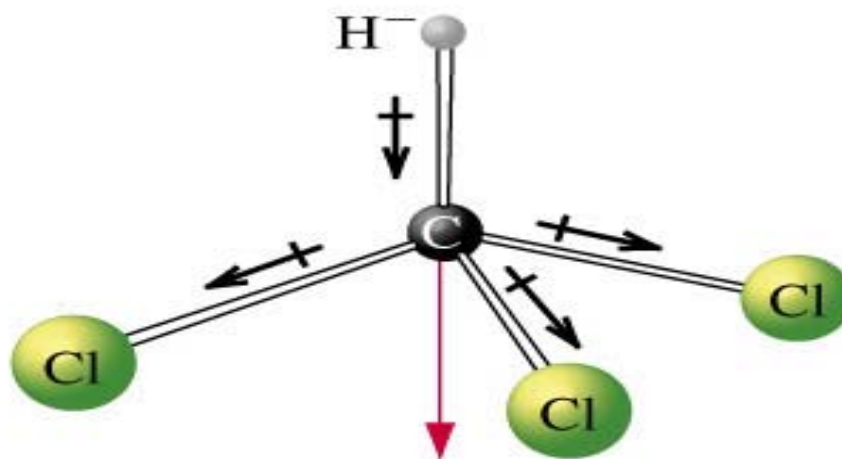
Molekülün uçlarında yük taşımayan

Veya uç kısımlarında aynı işaretli yük olan moleküller

soru CH₄, CH₃Cl moleküllerinin polaritelerini açıklayınız



(a) CCl_4 : a nonpolar molecule



(b) CHCl_3 : a polar molecule