

dersdeo

öğrenmenin en kolay yolu ol!

KİMYA

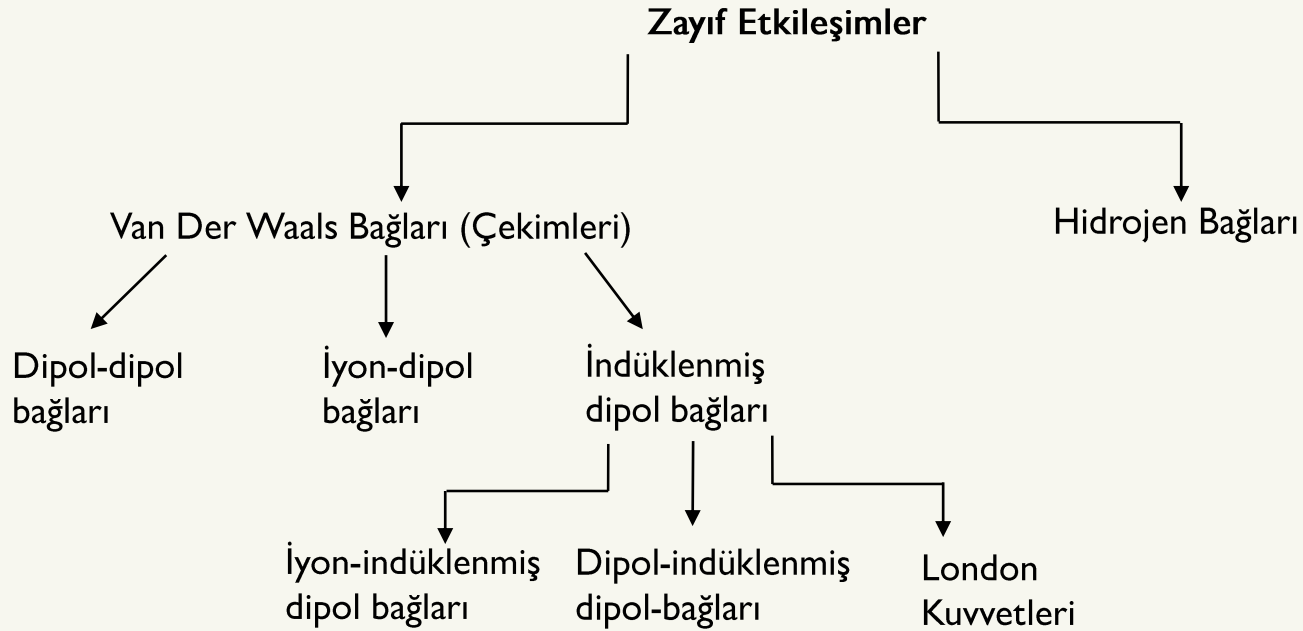
KİMYASAL TÜRLER ARASI ETKİLEŞİMLER

Güçlü Etkileşimler

İyonik Bağlar
Metal + Ametal $\longrightarrow$ İyonik Bileşik

Kovalent Bağlar
Ametal + Ametal $\longrightarrow$ Kovalent Bileşik

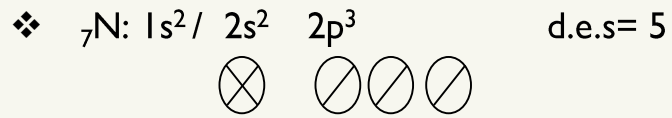
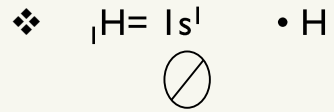
Metalik Bağlar
(Metal katyonlarıyla elektron denizi arasındaki elektrostatik çekime denir.)



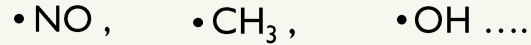
❖ London Kuvvetleri (indüklenmiş dipol – indüklenmiş dipol)

↓
Fritz London tarafından açıklanmıştır.

Lewis yapıları, Radikal Kavramı



- ❖ Bir ya da daha fazla ortaklaşmamış elektron bulunduran kimyasal türlere serbest radikaller veya radikaller denir.

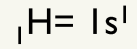


gibi molekül yapılarına da radikal denir.

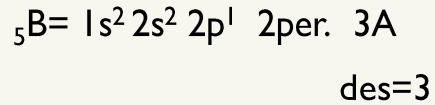
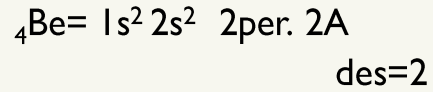
- ❖ Radikaller yüksek enerjili ve kararsız ara ürünlerdir.
- ❖ Radikaller zincirleme reaksiyonların gerçekleşmesinde başlatıcı olarak kullanılırlar.

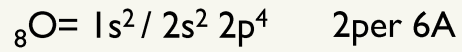
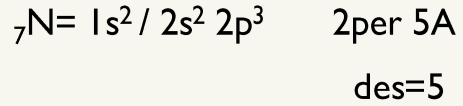
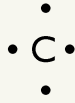
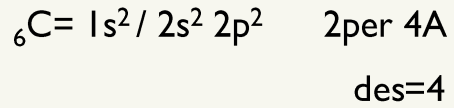
NOT: Bağ kırılması endotermiktir.
Bağ oluşması ekzotermiktir.

Lewis Nokta Sembolleri

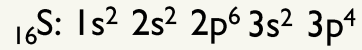
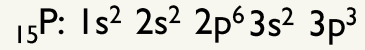


1 per. 1A des= 1





NOT



Apolar Kovalent Bağ: H_2 , O_2 , Cl_2 , Br_2 ...

Polar Kovalent Bağ: CO , CO_2 , NH_3 , CH_4 ...

NOT

Kimyasal türlerin yapısını bozarak birbirinden ayırmak için gerekli enerji 40 kJ/mol veya daha yüksek bir enerji ise, bu türler arasında kimyasal bağ olduğu kabul edilir.

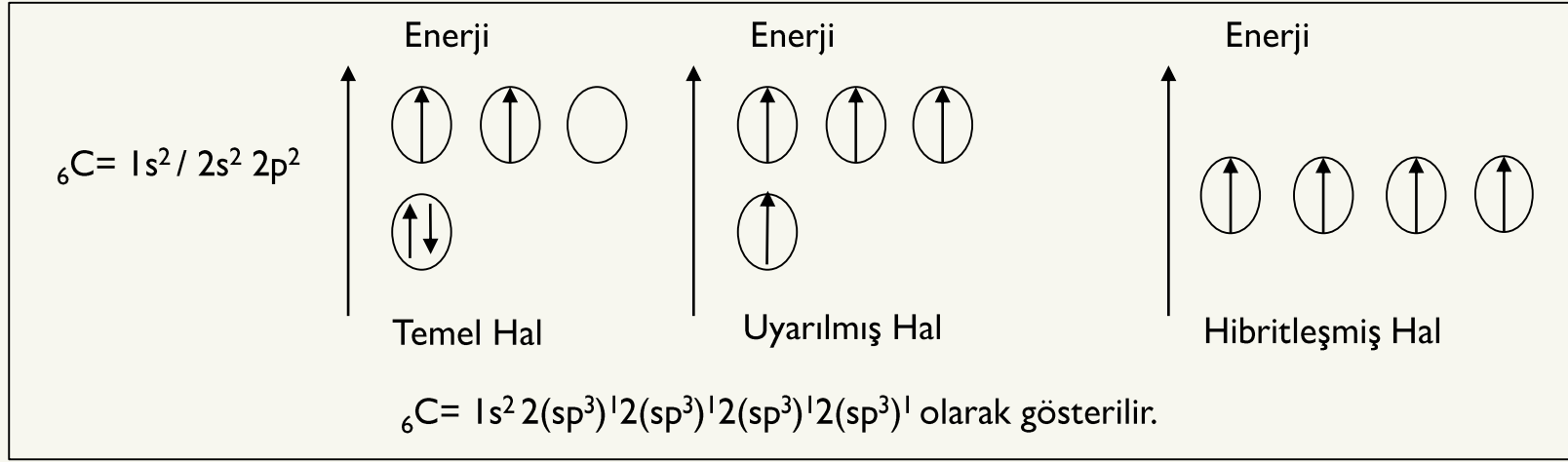
❖ Zayıf etkileşimleri yenmek için 40kJ/mol den daha az enerji gerekir.

Hibritleşme

Farklı enerji düzeylerinde bulunan atom orbitallerinin etkileşerek aynı enerji düzeyine sahip özdeş orbitallere dönüşmesine **hibritleşme (melezleşme)**, oluşan yeni orbitallere de **hibrit orbitalleri** denir.

Hibritleşme türü bir moleküldeki merkez atoma göre belirlenir, o da en çok bağ yapan atomdur. Karbon atomunun temel haldeki son yörüngesinde $4e^-$ olmasına rağmen 4 bağ yapamaz. Ancak uyarıldığı zaman 2p'deki boş orbitallere elektron geçer ve böylece 4 tane ortaklanmamış elektronu oluşturur. Bu elektronların yapacağı 4 bağ da özdeştir.

Hibritleşmeye bir tane s, bir tane p orbitali katılıyorsa oluşan hibrit orbitalleri sp olur. Bir tane s, iki tane p orbitali katılıyorsa oluşan hibrit orbitalleri sp^2 olur. Bir tane s, üç tane p orbitali katılıyorsa oluşan hibrit orbitalleri sp^3 olur.

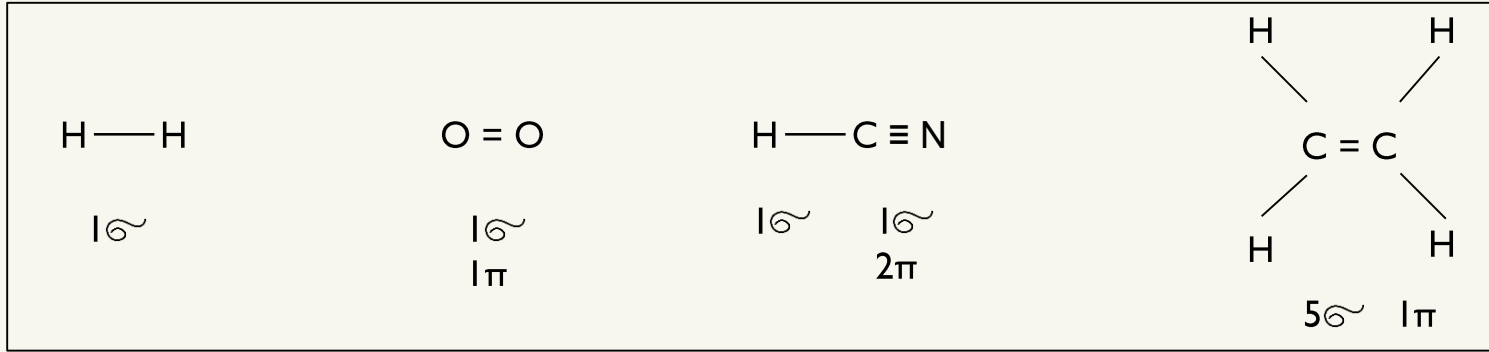


Bu hibritleşme türü bir s, üç p orbitalinin karışmasıyla oluştuğundan sp^3 hibrit orbitalleri olarak adlandırılır.

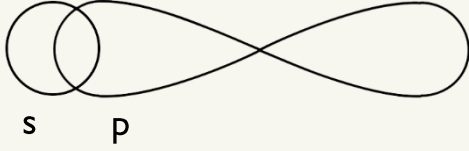
- ❖ C atomunun etrafındaki doğrultusu sayısı ve hibritleşme türü arasında bir ilişki vardır. Ancak her atomda bu ilişki bulunmayabilir.

Sigma ve Pi Bağı

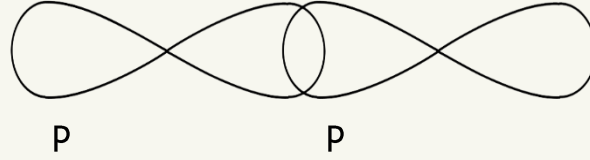
- ❖ İki atom orbitalinin ya da hibrit orbitalinin bağ eksenleri doğrultusunda uç uca örtüşmesiyle sigma (σ) bağı oluşur. Sigma bağı atomlar arasında oluşan ilk bağıdır ve iki atom arasında yalnız bir tane sigma bağı oluşur.
- ❖ Sigma bağı oluşuktan sonra pi (π) bağı oluşabilir.
- ❖ Sigma bağının kuvveti pi (π) bağından büyüktür.
- ❖ İki atom arasında oluşan ikili bağdan biri σ diğeri π dir.
- ❖ İki atom arasında oluşan üçlü bağdan biri σ diğeri ikisi π dir.



- ❖ σ bağları molekül geometrisini belirlerken, π bağları uzunluğunu kısaltır.
- ❖ Bağ eksenine dik p-p orbitallerinin yan yana örtüşmesiyle pi (π) bağı oluşur.



s – p örtüşmesi



p – p örtüşmesi

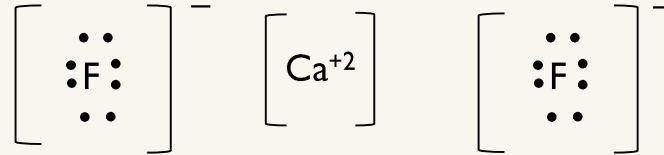
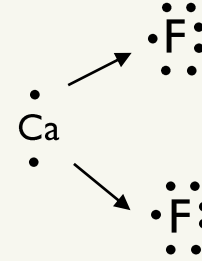
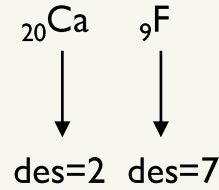


yan yana p – p
örtüşmesi

İyonik Bağ

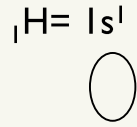
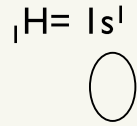
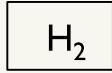
Metal + Ametal $\longrightarrow$ İyonik Bileşik

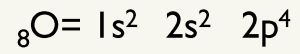
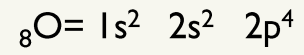
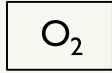
$\downarrow$
 e^- alışverişi

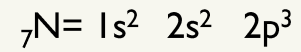
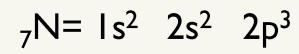
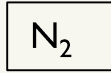


Kovalent Bağ

Atomlar arasında elektron paylaşımı (ortaklaşması) olan bağlara **kovalent bağ** denir.







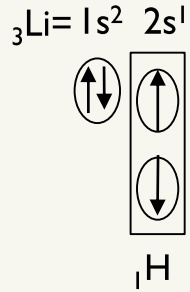
Molekül Geometrisi (VSEPR)

Molekül geometrileri, değerlik katmanı elektron çiftleri itme kuramına (VSEPR) göre belirlenir. Bu kurama göre, hibrit orbitalleri üç boyutlu mekanda birbirinden olabildiğince uzakta olmalı (aradaki açı büyük olmalı) dir. Ayrıca bu kuram, merkez atoma iki ya da daha fazla atomun bağlandığı moleküllerde geçerlidir.

Merkez atom, A; ortaklanmamış elektron çifti, E; merkez atoma bağlı atom ya da atom grupları, X ile gösterilir.

İkinci Periyot Elementlerinin Hidrojenle Oluşturduğu Bileşikler

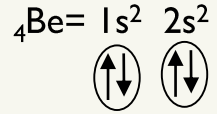
LİTYUM



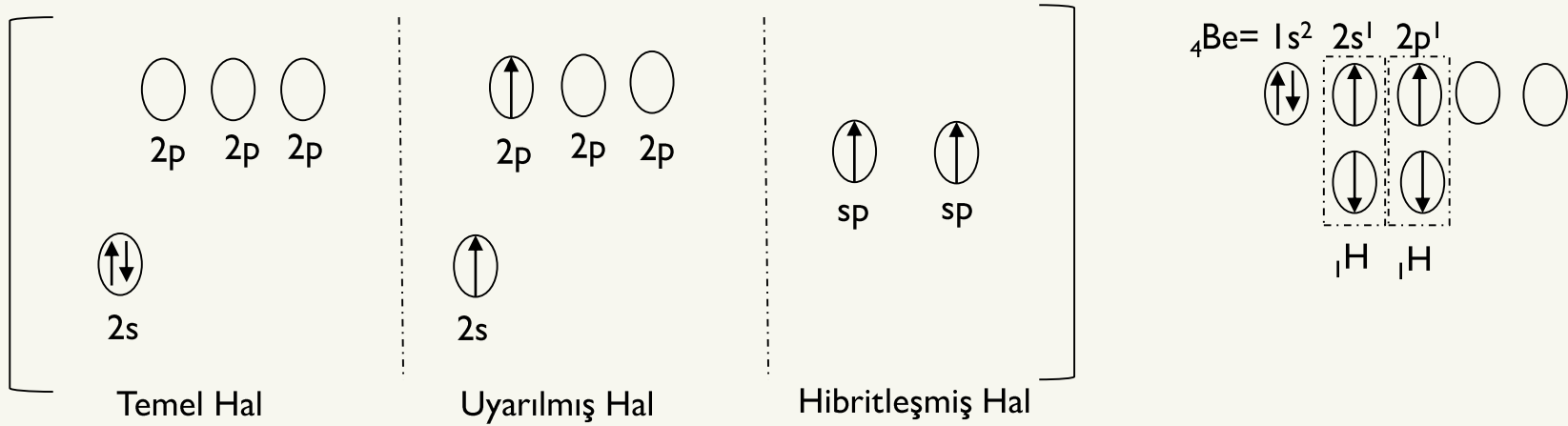
Lityum atomu 1 elektron vererek, H ise 1 elektron alarak He soy gazına benzer. Li^+ ve H^- iyonları arasında lityum hidrür (LiH) bileşiği oluşur.

- ❖ Oluşan Li-H bileşiği doğrusal bir yapıdadır. Farklı iki kutup içerdiğinden polardır.
- ❖ Merkez atom olmadığından hibritleşmeden bahsedilemez.

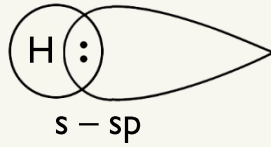
BERİLYUM



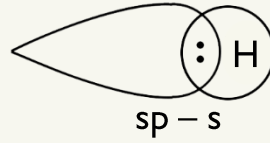
Berilyum atomunun temel haldeki elektron dizilişine göre başka atomlarla bağ yapmaması beklenir. Ancak 2s orbitalindeki elektronlardan bir tanesi uyarılarak 2p orbitallerinden birine geçer ve 2 değerlik elektronuyla da bağ yapar.



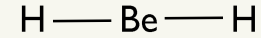
Her iki sp hibrit orbitalindeki birer elektron, H atomlarının 1s orbitalindeki bir elektron ile ortak kullanılır.



Be

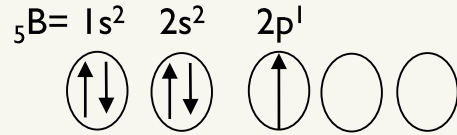


veya



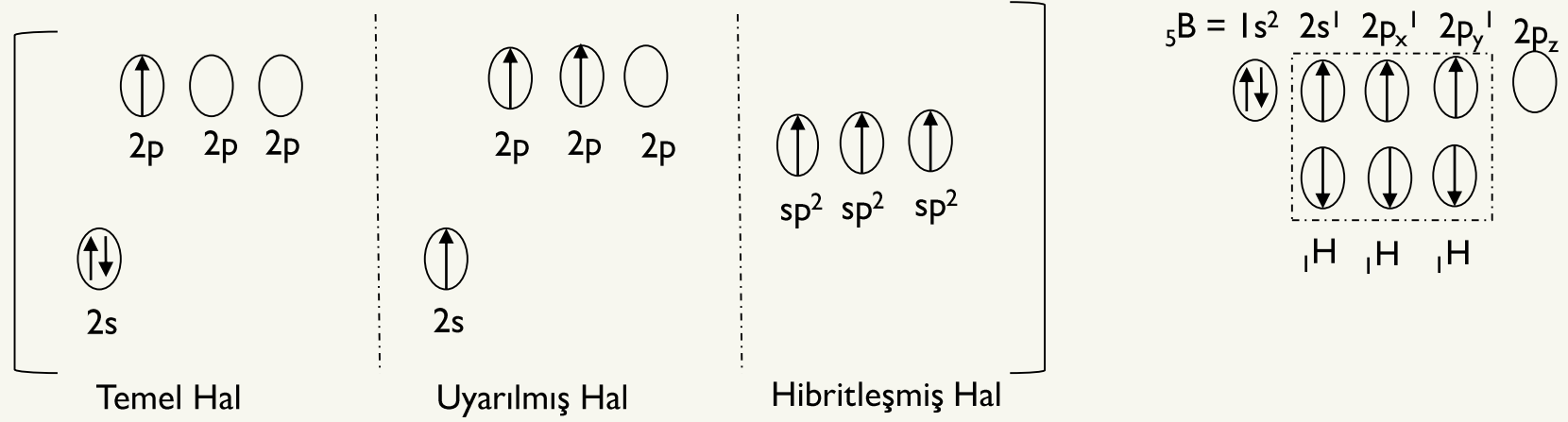
- ❖ Oluşan BeH_2 bileşiği doğrusal bir yapıdadır.
- ❖ Be atomu sp hibritleşmesi yapar. Bağ açıcısı 180° olup, bağ polardır.
- ❖ Molekül apolardır. VSEPR gösterimi AX_2 şeklindedir.
- ❖ Doğrultu sayısı 2'dir.

BOR

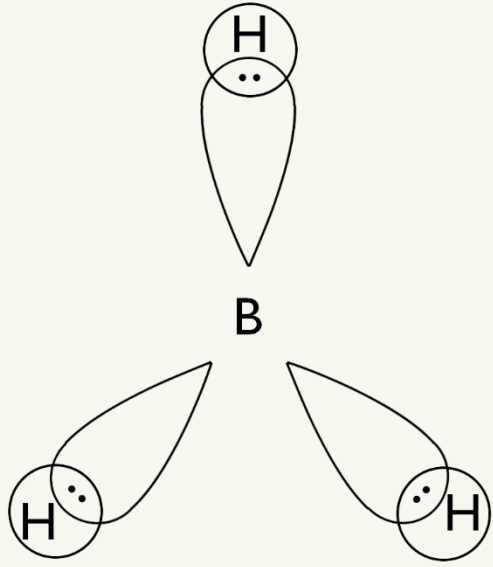


Bor atomunun temel haldeki elektron dizilişine göre yarı dolu bir değerlik orbitali ile bir bağ yapması beklenir. Ancak 3 değerlik elektronuyla da bağ yapması gerekir.

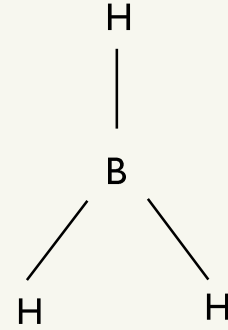
Bunun için bor atomunun 2s orbitalindeki elektronlardan bir tanesi uyarılarak 2p orbitallerinden birine geçer.



Her üç sp^2 hibrit orbitalindeki birer elektron, H atomlarının $1s$ orbitalindeki bir elektron ile ortak kullanılır.

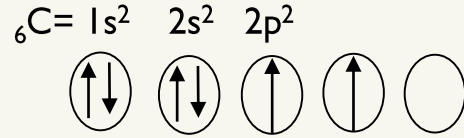


veya

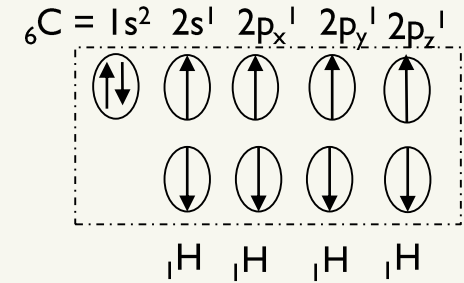
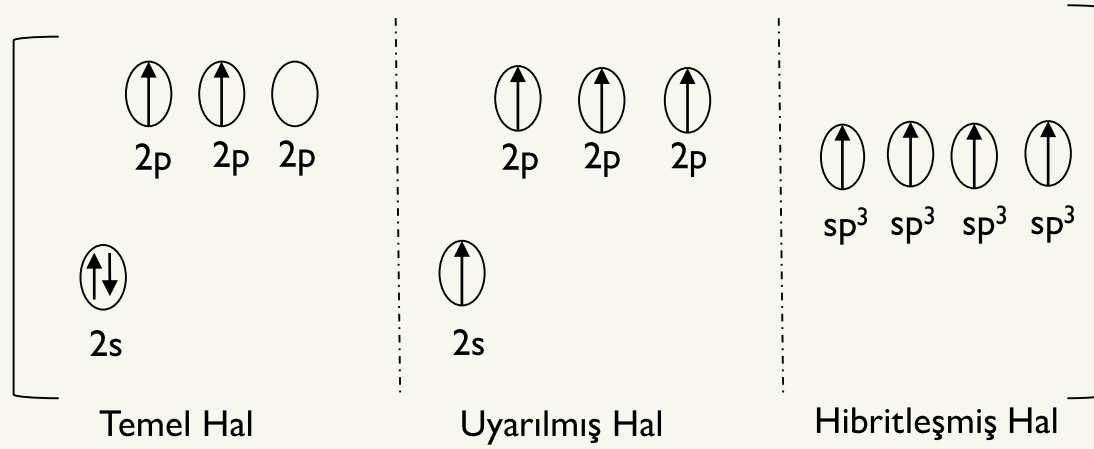


- ❖ Oluşan BH_3 bileşiğinin molekül şekli üçgen düzlemdir. (eşkenar üçgen)
- ❖ Merkez atom olan borun yapmış olduğu hibritin türü sp^2 dir. Bağ açısı 120° olup, bağ polardır.
- ❖ Molekül apolardır. VSEPR gösterimi AX_3 şeklindedir. Doğrultu sayısı 3'tür.
- ❖ Bor atomu sp^2 hibritleşmesi yapar.

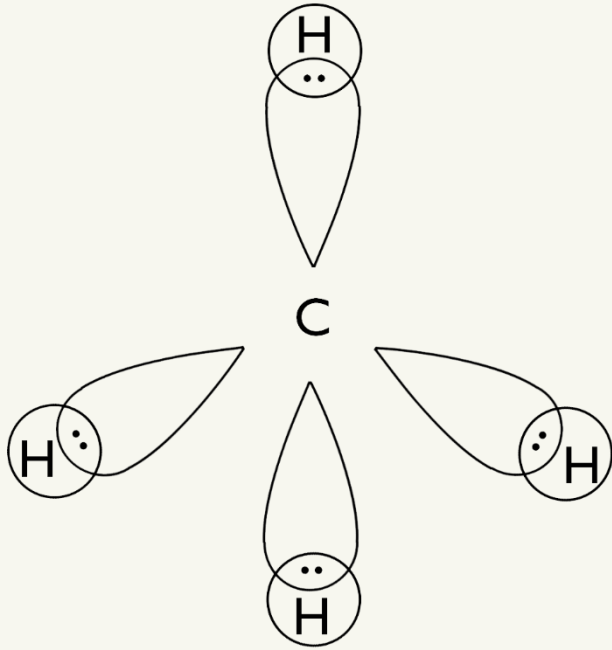
KARBON



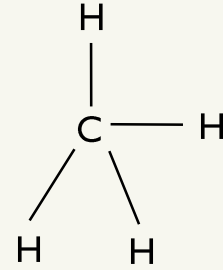
Karbon atomunun temel haldeki elektron dizilişine göre iki tane yarı dolu orbitali ile iki bağ yapması beklenir. Ancak karbonun 4 bağ yapması gerekir. C atomunun 2s orbitalindeki elektronlardan bir tanesi uyarılarak 2p orbitaline geçer.



Dört sp³ hibrit orbitalindeki birer elektron, H atomlarının 1s orbitalindeki birer elektron ile ortak kullanılır.

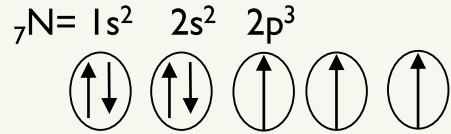


veya

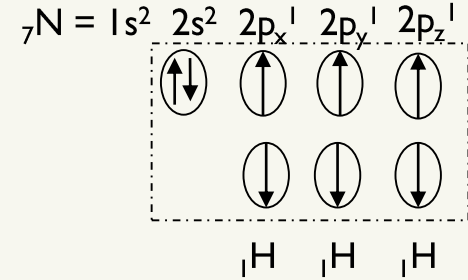
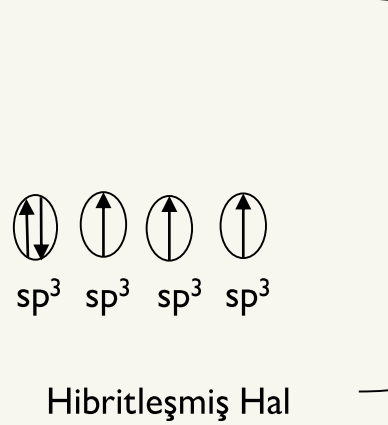
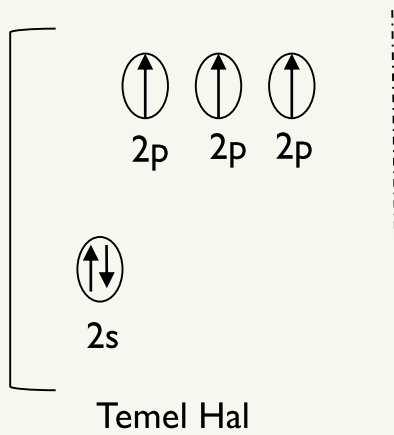


- ❖ Oluşan CH_4 molekülünün şekli düzgün dörtyüzlüdür. Bağ polardır.
- ❖ Merkez atomun yapmış olduğu hibritleşmenin türü sp^3 tür. Bağ açısı $109,5^\circ$ dir.
- ❖ Molekül apolardır. VSPER gösterimi AX_4 şeklindedir. Doğrultu sayısı 4'tür.

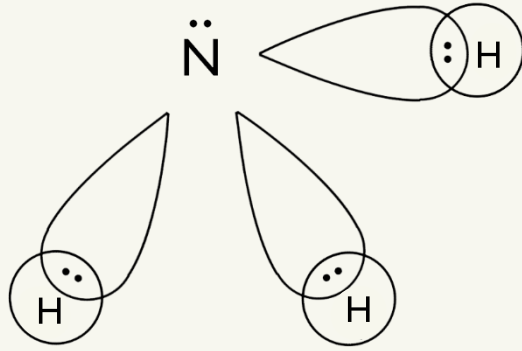
AZOT



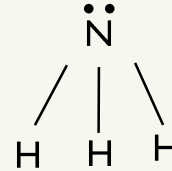
Azot atomunun temel haldeki elektron dizilişine göre yarı dolu orbital sayısı 3'tür. Kararlı yapıya ulaşması için 3 bağ yapması gerekir.



Dört sp^3 hibrit orbitalinden üç tanesi, H atomlarının $1s$ orbitalindeki birer elektron ile üç bağ oluşturur. Bağ yapımına katılmayan sp^3 hibrit orbitalindeki bir çift elektron, bağ elektronlarını iterek H atomları arasındaki bağ açılarını daraltır.

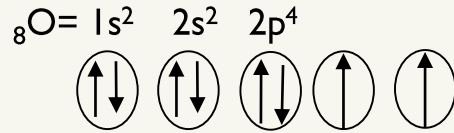


veya

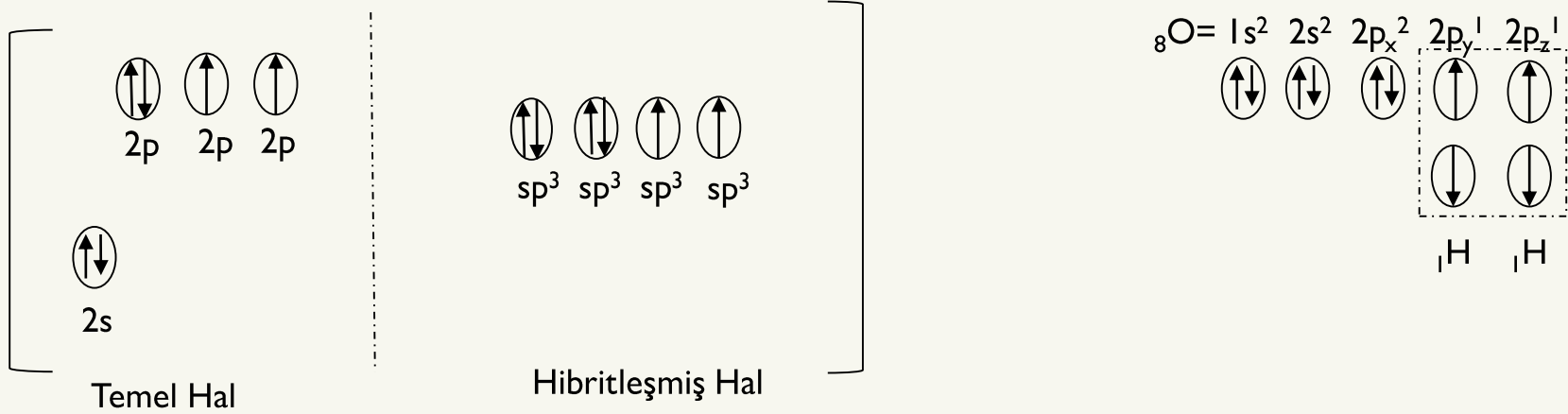


- ❖ Molekölün şekli üçgen piramittir. Merkez atomun yapmış olduğu hibritleşme türü sp^3 tür.
- ❖ VSEPR gösterimi AX_3E şeklindedir. Bağ açısı $107,3^\circ$ 'dir.
- ❖ Molekül polardır. Doğrultu sayısı 3'tür.

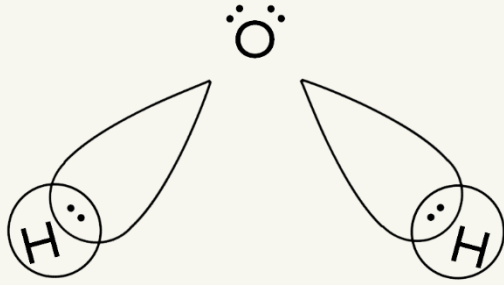
OKSİJEN



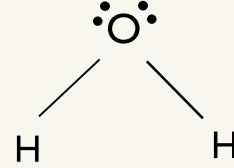
Oksijen atomunun temel haldeki elektron dizilişinde yarı dolu orbital sayısı 2'dir. Kararlı yapıya ulaşması için 2 bağ yapması gerekir.



Dört sp^3 hibrit orbitalinden iki tanesi, H atomlarının $1s$ orbitalindeki birer elektron ile iki bağ oluşturur. Bağ oluşumuna katılmayan iki tane sp^3 hibrit orbitalindeki elektron çiftleri, bağ elektronlarını daha kuvvetle iteceğinden bağ açısı biraz daha küçülür.

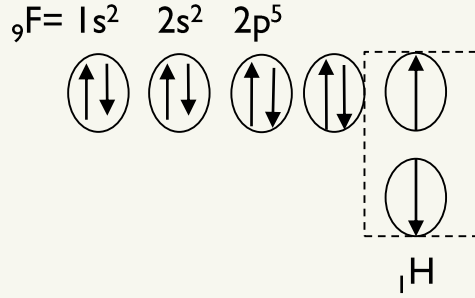


veya

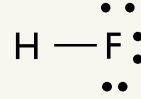


- ❖ Molekülün şekli kırık doğrudur. (Açısal)
- ❖ Oksijen atomunun hibritleşme türü sp^3 'tür. Bağ açısı $104,5^\circ$ dir. Molekül polardır.
- ❖ VSEPR gösterimi AX_2E_2 şeklindedir. Doğrultu sayısı 2'dir.

FLOR



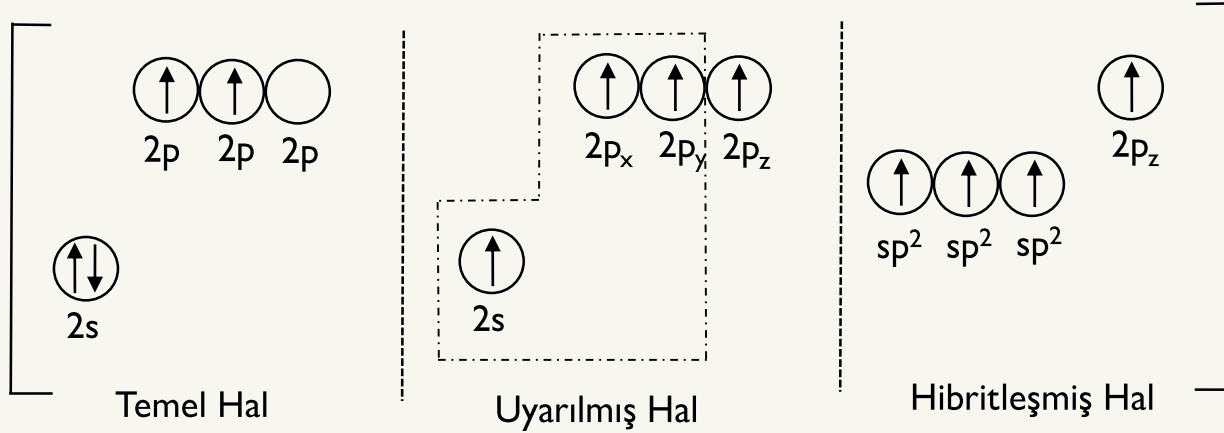
Flor atomunun temel haldeki elektron dizilişinde yarı dolu orbital sayısı 1'dir. Kararlı yapıya ulaşması için 1 bağ yapması gerekir.



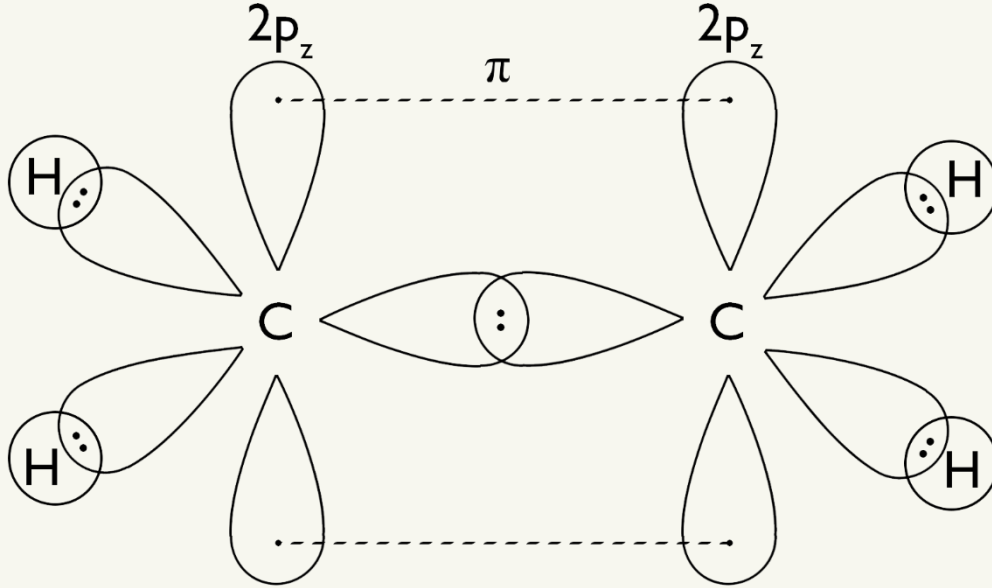
Oluşan molekül polardır. Geometrisi doğrusaldır. Flor atomunun p orbitali ile H atomunun s orbitali örtüşür.

Karbon Atomunun Farklı Hibritleşme Türleri

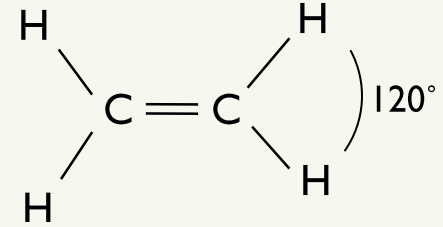
C_2H_4 molekülünde C atomları, kendi aralarında ikili bağ (biri sigma, biri pi) ve H atomları ile tekli bağlar (sigma) oluşturmuştur. Buna göre uyarılmış C atomlarının yarı dolu 4 değerlik orbitalinden 3 tanesi hibritleşmeye katılırken 1 tanesi katılmamıştır.



Hibritleşmeye katılmayan kağıt düzlemine dik $2p_z$ orbitalindeki birer elektron, yan yana etkileşerek C atomları arasındaki daha zayıf pi bağı oluşturur.



veya

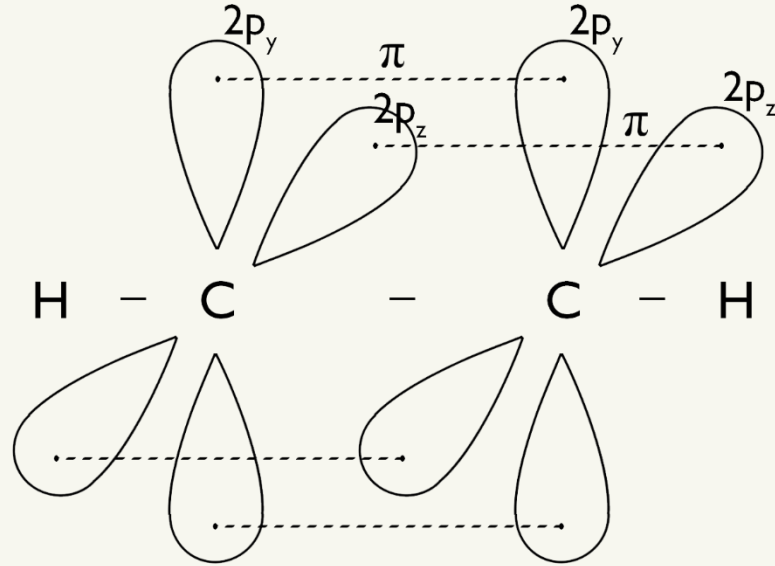
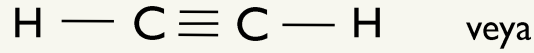


C_2H_4 molekülündeki karbon atomlarının sp^2 hibrit orbitalleri ile hidrojenlerin s orbitalleri uç uca örtüşerek sigma bağlarını oluşturur. İki paralel orbitalin eksen-paralel şeklinde örtüşmesiyle oluşan bağ π bağıdır.

Molekül geometrisi düzlem üçgendir. $H - C - H$ bağ açısı 120° 'dir. VSEPR gösterimi AX_3 şeklindedir. Molekül apolardır. Doğrultu sayısı 3 'tür.

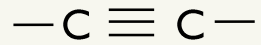
C_2H_2 molekülünde C atomları, kendi aralarında üçlü bağ ve H atomları ile tekli bağlar oluşturmuştur. Buna göre uyarılmış C atomlarının yarı dolu 4 değerlik orbitalinden 2 tanesi hibritleşmeye katılırken 2 tanesi katılmamıştır.

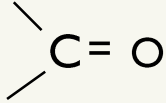
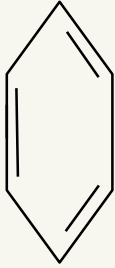
Karbonun sp hibrit orbitalleri H 'nin 1s orbitalleri ile örtüşerek iki tane sigma bağı yapar. Hibritleşmeyen 2p orbitallerinin eksen-paralel çakışması sonucunda birbirine dik iki pi bağı oluşur.



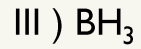
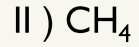
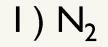
C_2H_2 molekülü doğrusaldır. $\text{H} - \text{C} \equiv \text{C} - \text{H}$ bağ açısı 180° 'dir. VSEPR gösterimi A_2X_2 şeklindedir. Karbon atomu sp hibritleşmesi yapar. Doğrultu sayısı 2 'dir. Molekül apolardır.

C 'nin Özel Durumları





ÖRNEK:



Hangilerinde oktet boşluğu vardır? (${}_1\text{H}$, ${}_5\text{B}$, ${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$)

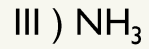
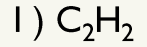
ÖRNEK:

Hangisi 2π bağı içermez?

(${}_1\text{H}$, ${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$, ${}_8\text{O}$)

- A) HCN
- B) C_2H_2
- C) CO_2
- D) N_2
- E) N_2H_2

ÖRNEK:

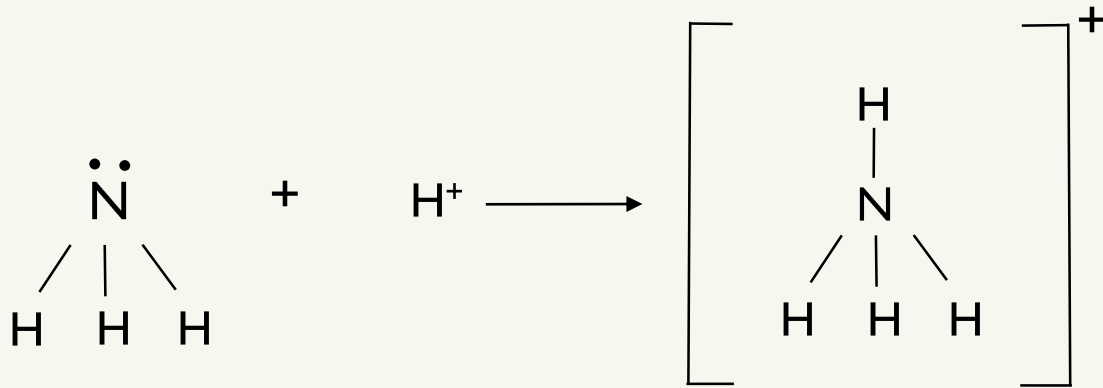


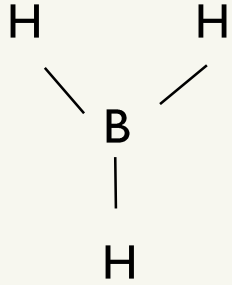
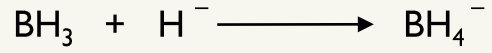
Hangileri sp hibritleşmesi yapmış bir atom içerir? (${}_1\text{H}$, ${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$, ${}_8\text{O}$)

Koordine Kovalent Bağ

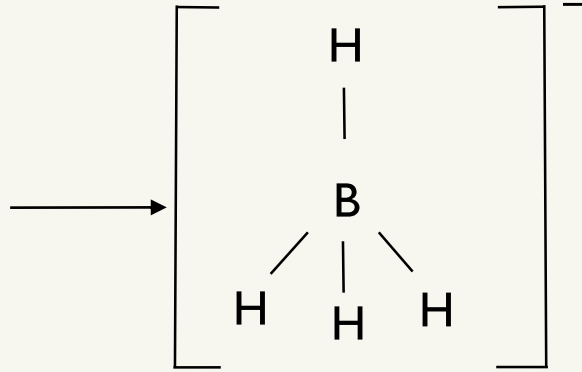
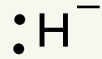
Bağ yapmak için elektronlar tek atom tarafından veriliyorsa bu tür kovalent bağlara koordine kovalent bağ denir.

N (azot) atomu üç bağ yapabilir. N atomu üzerinde bulunan ortaklanmamış elektron çifti hidrojenle dördüncü bağ yapımında kullanılır. Böylece bu bağın oluşumunda elektronlar azot tarafından sağlanmış olur.



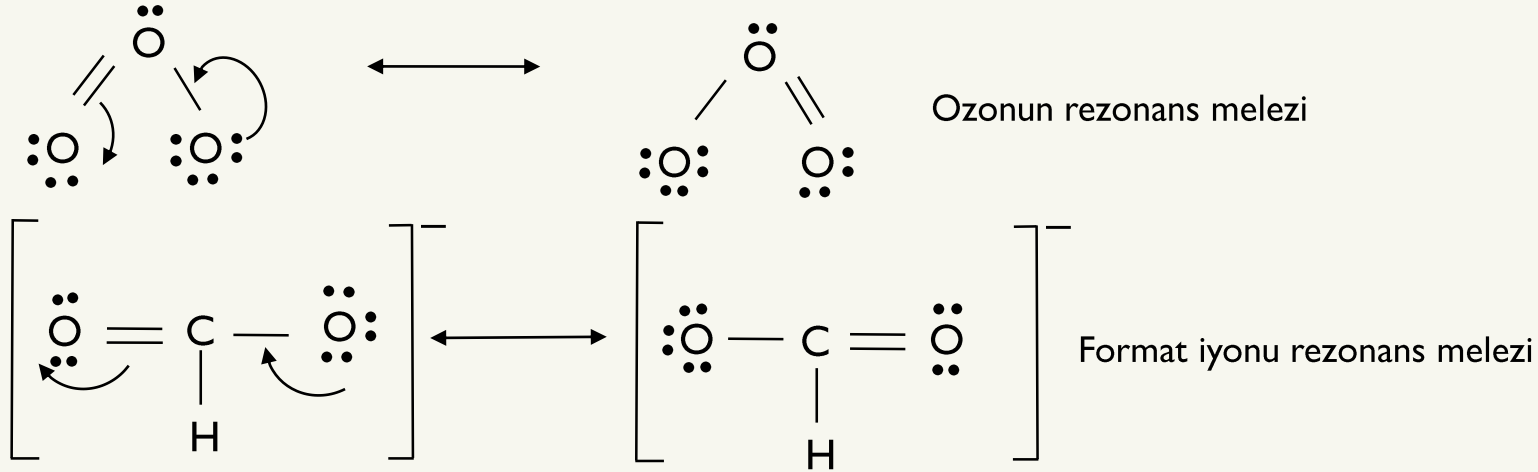


+

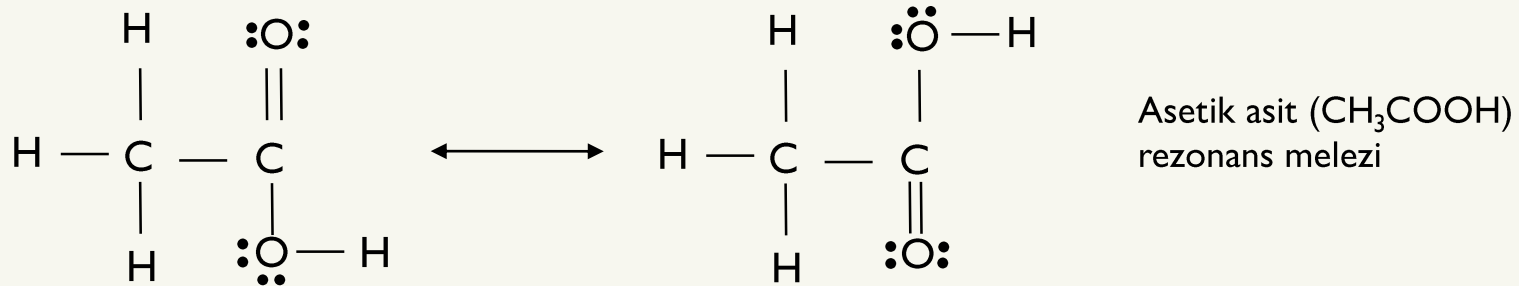
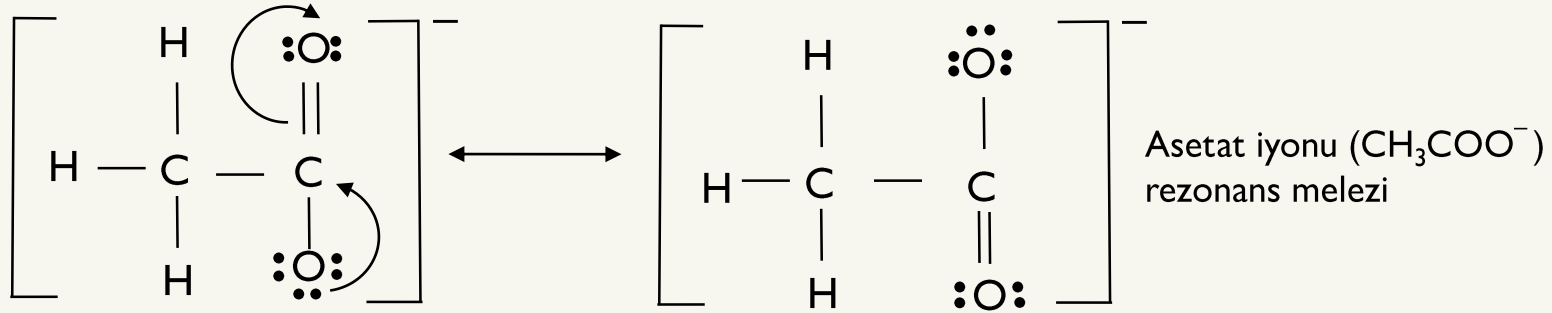


Rezonans

Bir formüldeki atomların yerleri aynı kalırken, elektron çiftlerinin yer değişirmesi ile eş değer Lewis formüllerinin yazılabildiği durumlara **rezonans** denir. Böylece yapılar birbirinin rezonans melezini oluşturur. Çift yönlü ok ($\longleftrightarrow$) ile belirtilen iki durum oluşturur.

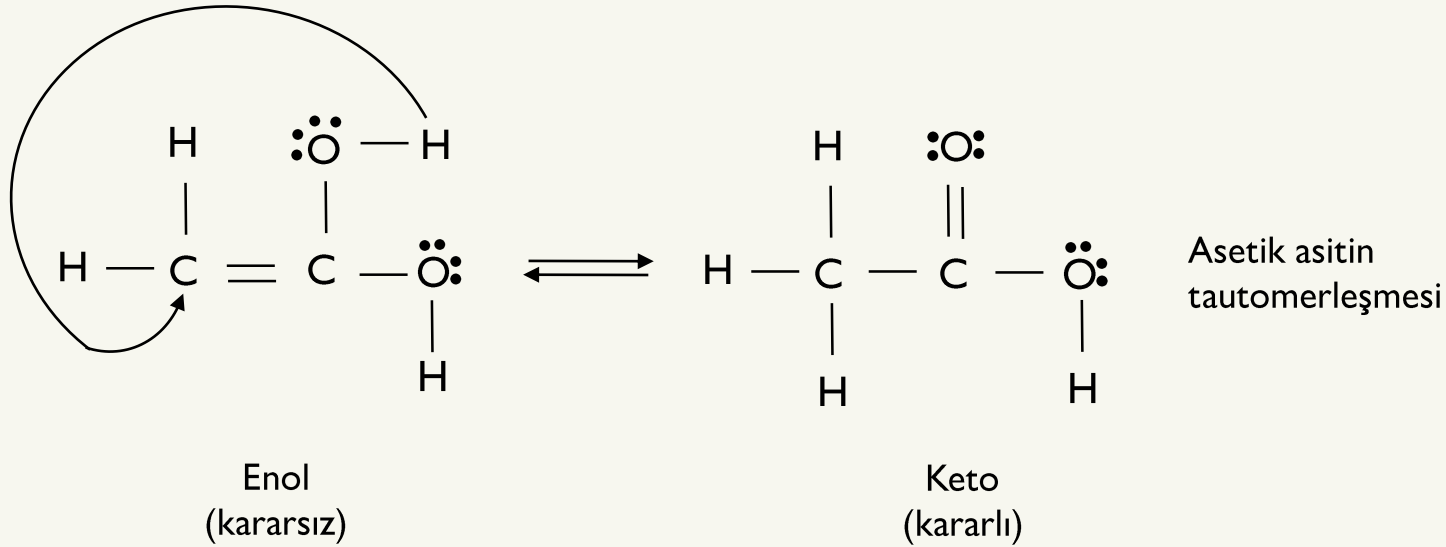


- Rezonans yapıya sahip bileşikler tek bir formül ile ifade edilemez.



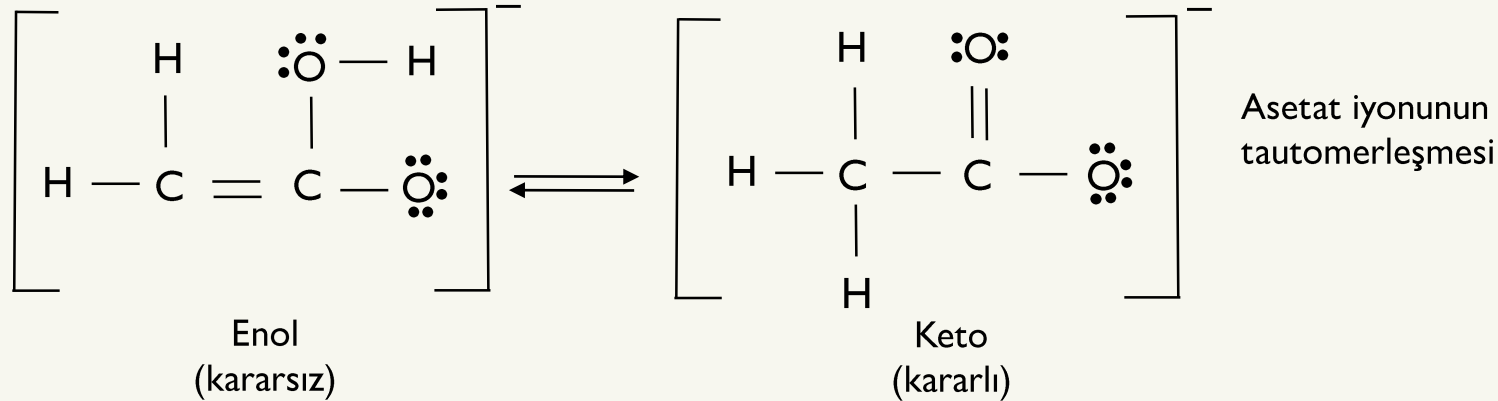
Tautomeri

- Bir formüldeki protonun (H^+) göç ederek (yer değiştirme) denge halinde olan iki farklı yapı oluşturmasına **tautomeri** denir. Bileşiklerden her birine **tautomer** denir. Denge durumunu belirtmek için formüller arasına ($\rightleftharpoons$) işareti eklenir.
- Enol ve keto durumları tautomerleşme ile meydana geldiği için bunlardan her biri tautomerdir ve olaya **keto-enol tautomerleşmesi** denir.

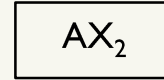


- Çift bağ karbonlarına – OH grubu bağlı ise bu bileşiklere **enol** adı verilir.

Enoldeki hidroksil (– OH) ‘den bir proton (H^+) ayrılarak iki hidrojenin bağlı olduğu C atomuna göç eder. Yani kararsız olan enol bileşiği – OH ‘deki hidrojenin yer değiştirmesiyle keto yapısına dönüşür. Böylece C atomları arasındaki ikili bağ tek bağ haline gelirken C atomu ile O atomu arasındaki tek bağ ikili bağ haline gelir.



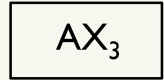
VSEPR Kuramı



,



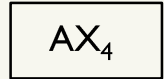
Doğrusal



,



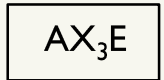
Düzlem üçgen



,



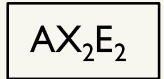
Düzgün dört yüzlü



,



Üçgen piramit



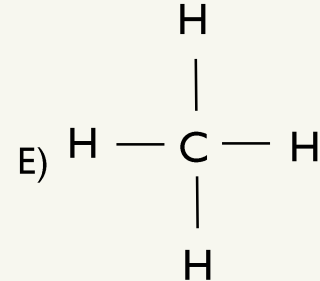
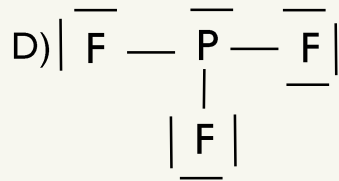
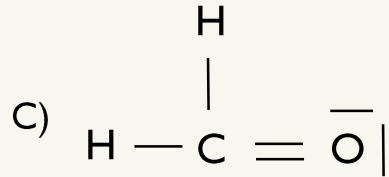
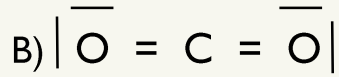
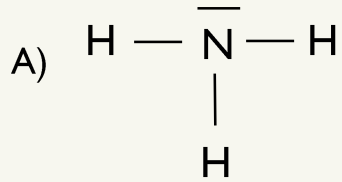
,



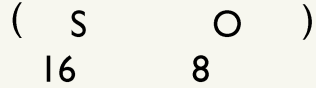
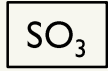
Kırık doğru (Açısal)

ÖRNEK:

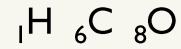
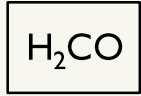
AX_3 yapısındaki bir molekül aşağıdakilerden hangisiyle örneklendirilebilir?



- 1) Toplam değerlik e^- sayısı
- 2) Oktet durumuna geçerkenki e^- sayısı
- 3) Bağ yapan e^- sayısı = toplam e^- sayısı – değerlik e^- sayısı
- 4) Bağ sayısı =
$$\frac{\text{toplam } e^- \text{ sayısı} - \text{değerlik } e^- \text{ sayısı}}{2}$$
- 5) Ortaklanmamış e^- sayısı = toplam e^- sayısı – bağ yapan e^- sayısı



- 1) Toplam değerlik e^- sayısı =
- 2) Oktet durumuna geçerkenki e^- sayısı =
- 3) Bağ yapan e^- sayısı =
- 4) Bağ sayısı =
- 5) Ortaklanmamış e^- sayısı =



- 1) Toplam değerlik e^- sayısı =
- 2) Oktet ve dublet durumuna geçerkenki e^- sayısı =
- 3) Bağ yapan e^- sayısı =
- 4) Bağ sayısı =
- 5) Ortaklanmamış e^- sayısı =

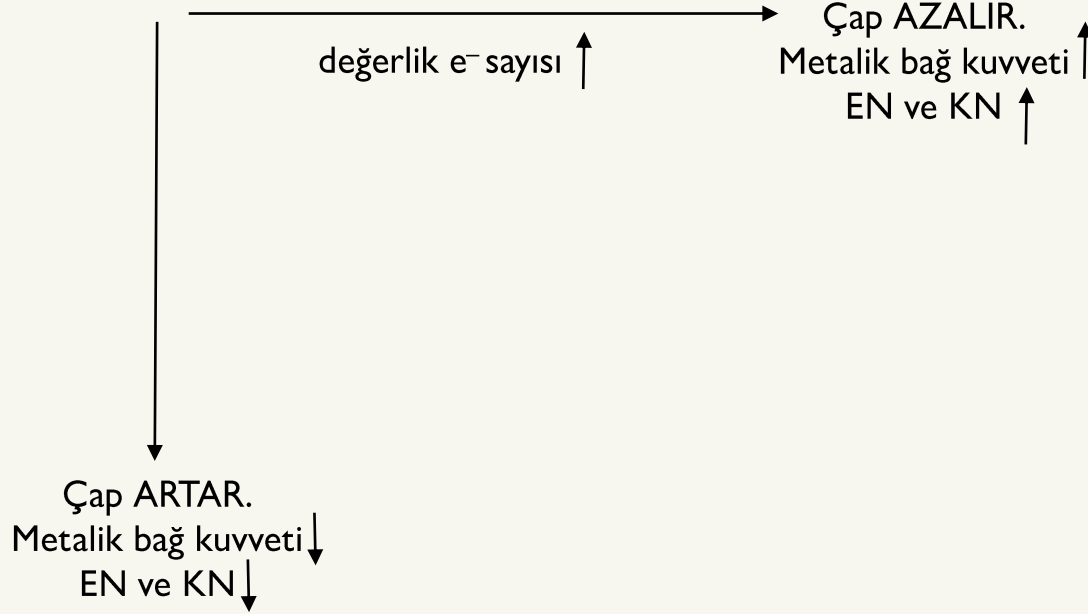


- 1) Toplam değerlik e^- sayısı =
- 2) Oktet durumuna geçerkenki e^- sayısı =
- 3) Bağ yapan e^- sayısı =
- 4) Bağ sayısı =
- 5) Ortaklanmamış e^- sayısı =

Metalik Bağ

Saf metallerde ve alaşımlarda katı ve sıvı halde metal atomlarını bir arada tutan kuvvete **metalik bağ** denir.

- Metallerde değerlik e^- sayısı arttıkça metal bağının kuvvetliliği artar.
- Bir grupta aşağıya doğru inildikçe çap büyüdüğünden metal bağı zayıflar, EN ve KN düşer.
- Bir periyotta sağa doğru gittikçe atom çapı küçülüp değerlik elektron sayısı arttığından, metal bağı kuvvetlenir. EN ve KN artar.



Metalik Bağdan Kaynaklanan Özellikler

- 1) Metallerin parlaklığı 2) İşlenebilme 3) Sertlik 4) Elektrik iletkenliği

Kimyasal Bağların İyonik ve Kovalent Karakteri

Kimyasal bağın oluşumunda atomların elektronegatiflikleri ön plana çıkmaktadır. Elektronegatifliği yüksek olan atom, elektronları daha kuvvetli çektiğinden elektronlar bu atoma daha yakın bulunur.

Her iki atom aynı olmadığı sürece kimyasal bağın %100 kovalent olması mümkün değildir. Bu nedenle kimyasal bağ, iyonik ile kovalent bağ arasında karakter taşır.

- Bağ yapan iki atom arasında elektronegatiflik farkı ne kadar küçükse bağ o kadar kovalenttir.
- Elektronegatiflik farkı arttıkça bağın iyonik karakteri artar.

Örneğin, 2. periyot elementlerinin elektronegatifliklerine bakılarak bileşiklerin iyonik-kovalent karakterlerini inceleyelim.

Atom	Li	Be	B	C	N	O	F
Elektronegatiflik değerleri	1,0	1,5	2,0	2,5	3,0	3,5	4,0

Bileşik	LiF	BeF ₂	BF ₃	CF ₄	NF ₃	OF ₂
Elektronegatiflik farkı	3,0	2,5	2,0	1,5	1,0	0,5

← İyonik karakter artış yönü Kovalent karakter artış yönü →

NOT:

- İyonik ve kovalent bağlar arasında kesin bir sınır yoktur. Ancak bu bağ yapan atomlar arasındaki elektronegatiflik farkı 1,7 ya da daha fazla ise iyonik bağ oluşur. Bu kural iyonik bileşiklerin tamamına uymasa bile bir çoğuna uygulanabilir.
- Bağ yapan atomlar arasındaki elektronegatiflik farkı 0,5–1,6 arasında ise polar kovalent bağ oluşur. Eğer elektronegatiflik farkı 0,3 'ün altındaysa bağ ya tam apolar ya da polarlığı çok az olan kovalent bağ olur.

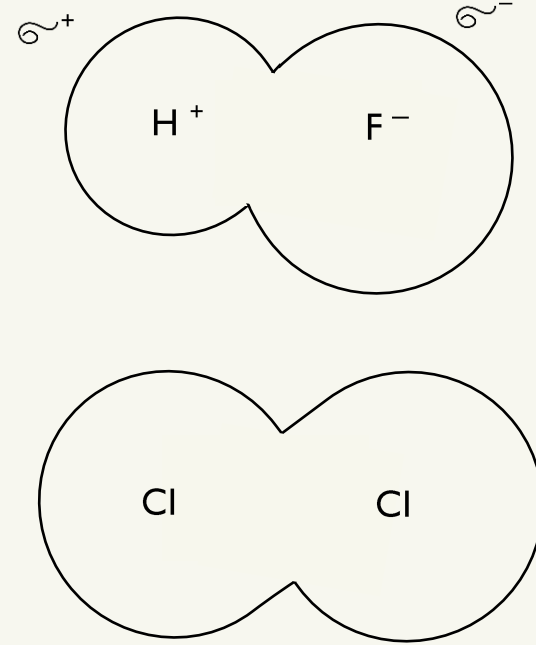
Kovalent Bağların Polarlığı

- Elektronegatifliği farklı olan atomlar arasında oluşan kovalent bağlarda, elektronegatifliği büyük olan atom kısmi negatif yüklenirken diğer atom kısmi pozitif yüklenir. Böyle moleküllere **polar (kutuplu) moleküller**, oluşan bağlara da **polar kovalent bağ** denir. Atomlar arasındaki elektronegatiflik farkı arttıkça molekülün polarlığı artar.

Örneğin, HF bileşiği kovalent bağlı bir bileşiktir. F atomu H 'den daha elektronegatif olduğundan bağ elektronlarını kendisine doğru çeker. Bu yüzden H atomu, F atomuna elektron vermiş gibi görünmesinden dolayı kısmi olarak pozitif yüklenirken F atomu ise kısmi olarak negatif yükle yüklenmiş olur. Böylelikle bağda kutuplaşma meydana gelir.

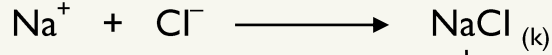
Kutuplu bağların (polar bağların) vektörel toplamlarına bakılarak molekülün polar veya apolar olmasına karar verilir. Vektörel toplam sıfırdan farklı ise molekül polardır. (HF, H₂O, HCl, CH₃Cl, NH₃,... gibi.)

Örneğin Cl₂ molekülündeki ortaklaşa kullanılan elektronlar her iki atom tarafından eşit kuvvetle çekilir. Bağı oluşturan atomlar arasındaki elektronegatiflik farkı sıfır olan moleküllere ise **apolar molekül**, bağlara da **apolar kovalent bağ** denir. Yani bağ elektronlarının eşit kuvvetle çekilmesinden dolayı molekülde kutuplaşma olmaz. Vektörel toplam sıfır olacağından molekül apolardır. (H₂, O₂, CH₄, CO₂, C₂H₂, BH₃,... gibi.)



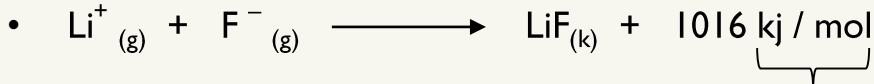
İyonik Bağlar

- İyonik bağ genelde iyonlaşma enerjisi düşük olan metaller ile elektron ilgisi büyük olan ametaller arasında oluşur.



elektrik akımını iletmez, (s), (aq) iletir.

- İyonik bağ > metalik bağ



kristal
enerjisi

- $\text{NaF} > \text{NaCl} > \text{NaBr} > \text{NaI} \longleftarrow \text{EN}$

- İyonik bağ $\longrightarrow$ $\text{NaF} > \text{NaCl}$

- CaO ve MgO için,
İyonik bağ $\longrightarrow$ MgO > CaO
EN $\longrightarrow$ MgO > CaO

NOT:

Zıt yük miktarı arttıkça EN ve KN $\uparrow$

- İyonik katılar kırılmalıdır.
- İyonik katıların EN ve KN yüksektir.

ÖRNEK:

NaCl ve MgO bileşikleri ile ilgili olarak,

- I) İkisi de iyonik bağlı bileşiktir.
- II) MgO 'nun kristal örgü enerjisi daha büyüktür.
- III) Aynı basınç altında NaCl 'nın EN, MgO 'nunkinden büyüktür.

hangileri doğrudur?

Ağ Örgülü Kovalent Katılar

Yarı metaller ve yarı metallere yakın bazı ametaller bir araya gelerek dev molekülleri oluştururlar.

- Elmas (C) – Grafit (C)
- SiO_2 (kuartz)
- EN ve KN çok yüksektir.
- Metalik bağ < iyonik bağ < ağ örgülü kovalent katılar

ÖRNEK:

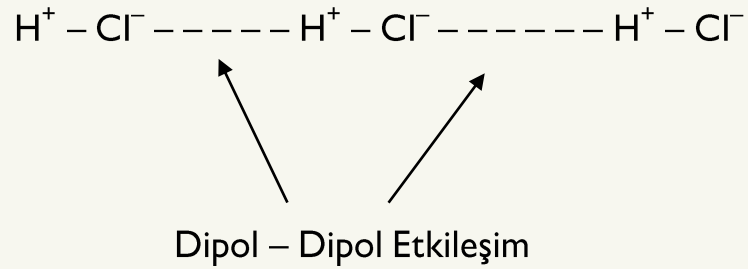
Aşağıdaki moleküller oluşurken hangisinde, atomlar arasında 2p – 2p orbitalleri örtüşümü yoktur? (${}_1\text{H}_6{}_7\text{N}_8{}_9\text{O}_9\text{F}$)

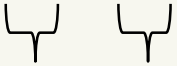
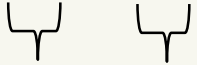
- A) N_2 B) F_2 C) NH_3 D) OF_2 E) CF_4

Zayıf Etkileşimler (Fiziksel Bağ)

I) Van Der Waals Kuvvetleri

- Dipol – Dipol Etkileşim:
Polar moleküller arasında görülür.



- Apolar moleküllerde yalnızca London kuvvetleri vardır.
- CCl_4 molekülü apolar $\longrightarrow$ London Kuvvetleri
- HBr molekülü polar $\longrightarrow$ (dipol-dipol kuvvetleri, zayıf da olsa London kuvvetleri)
- $\text{I}_2 - \text{CCl}_4 \longrightarrow$ (indüklenmiş dipol – indüklenmiş dipol)

 apolar apolar
- $\text{H}_2\text{O} - \text{CH}_4 \longrightarrow$ (dipol – indüklenmiş dipol)

 polar apolar

- $$\begin{array}{ccc} \text{H}_2\text{O} & - & \text{Ba}^{+2} \longrightarrow (\text{dipol} - \text{iyon}) \\ \underbrace{\hspace{1cm}} & & \underbrace{\hspace{1cm}} \\ \text{polar} & & \text{iyon} \end{array}$$
- $$\text{H}_2\text{O} - \text{NH}_3 \longrightarrow (\text{dipol} - \text{dipol})$$
- $$\text{Na}^+ - \text{CCl}_4 \longrightarrow (\text{iyon} - \text{indüklenmiş dipol})$$

ÖRNEK

Kimyasal Türler

Li^+ , H_2O

CCl_4 , O_2

NH_3 , H_2O

CCl_4 , NH_3

H_2O , HCOOH

CCl_4 , CO_2

H_2O , I_2

Birbiriyle Etkileşim Türü

Birbiri İçinde Çözünme - Çözünmeme

ÖRNEK

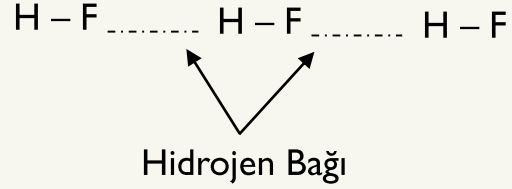
Aşağıda verilen kimyasal türleri aynı basınçta KN göre sıralayınız.

a) He b) H₂O c) CaO d) Ne e) NaCl f) NaI g) CF₄ h) NaBr i) Elmas j) Na

(₁H ₂He ₆C ₈O ₉F ₁₀Ne ₁₁Na ₁₇Cl ₂₀Ca ₃₅Br ₅₃I)

2) Hidrojen Bağları

Hidrojen elementinin elektronegatifliği yüksek olan F, O, N ile oluşturduğu bağ türüdür.

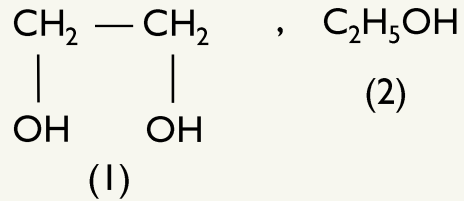


NH_3 , H_2O , CH_3NH_2 , $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$, ...

- $F > O > N \longrightarrow$ elektronegatiflik
- Hidrojen bağları Van Der Waals bağlarından yaklaşık olarak 10 kat daha kuvvetlidir.

Hidrojen > Van Der Waals kuvvetleri
Bağı

- Hidrojen bağ sayısı $\uparrow$ KN $\uparrow$



KN $\longrightarrow$ I > 2

ÖRNEK:

CO ve N₂ maddelerinin KN karşılaştırınız.

C = 12, O = 16, N = 14

ÖRNEK:

H_2O ve NH_3 maddelerinin KN karşılaştırınız.

ÖRNEK:

Aşağıdaki kovalent bağlar oluşurken atomların hangi tür orbitalleri örtüşür?

(₁H, ₇N, ₉F, ₁₆S, ₁₇Cl)

Kovalent Bağlar

Örtüşen yarı dolu orbitaller

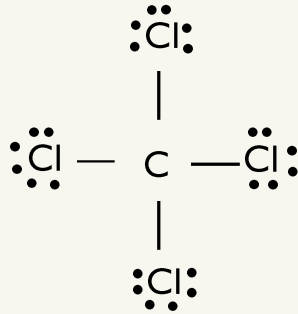
- a) N — H
- b) F — F
- c) S — Cl

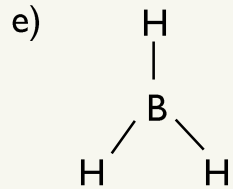
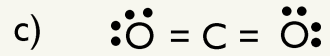
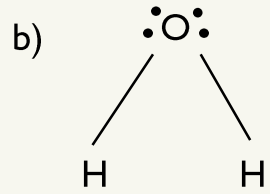
ÖRNEK:

molekül

Geçici dipol / Kalıcı dipol

a)





ÖRNEK:

N_2 ve H_2 maddelerinin KN karşılaştırınız.