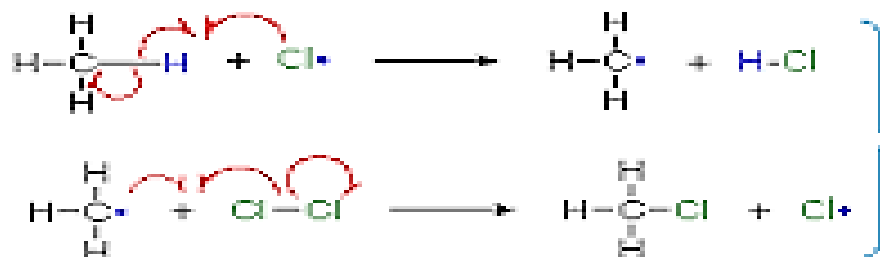
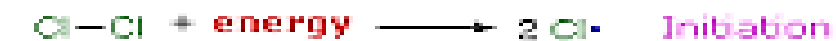
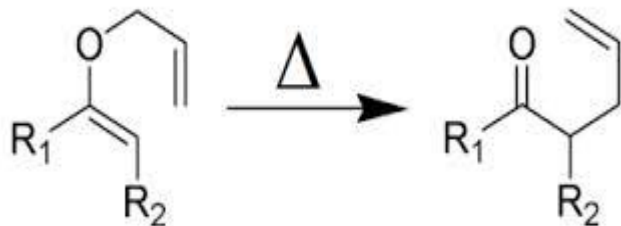
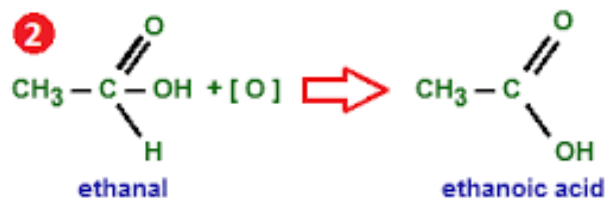
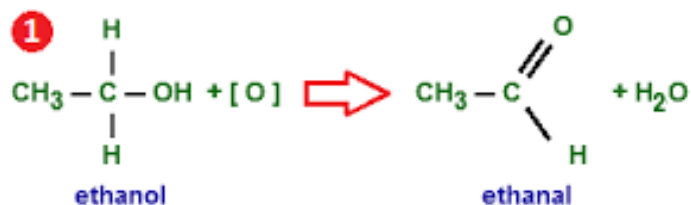


KİM0213 ORGANİK KİMYA I (B) (KİMYA BÖLÜMÜ)



CHAIN
REACTION

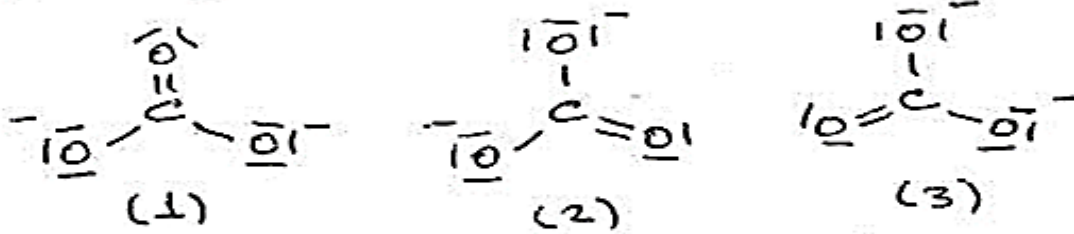


Termination

REZONANS

Lewis yapılarında, bir çok iyon ve molekül için farklı sayıda eşdeğer yapılar yazılabilir. Ancak yazılabilen bütün Lewis formüllerinde "oktet kuralı" sağlanmalıdır.

Örneğin, karbonat iyonu (CO_3^{2-}) için olası Lewis yapılarını yazalım:



Bu, 1-3 yapılarında dikkat edilmesi gerekli iki önemli özellik vardır. Birincisi, hepsinde oktet kuralına uyulmuştur. İkincisi, bu farklı yapılar yazılırken atomların yeri değişmemiş, elektron çiftlerinin yeri değişmiştir. Böylece bu 3 yapı elektronların yerleri değiştirilerek birbirine dönüştürülebilir. Bu üç yapı, yapıları farklı olmasına karşın "eşdeğer yapılardır".

Karbonat iyonu, X-ışınları yöntemiyle incelendiğinde yapısının yukarıda yazdığımız 3 yapıya da uymadığı görülmüştür. X-ışınları çalışmasında ikili bağların birli bağlardan daha kısa olduğu anlaşılmıştır. Karbonat iyonu ile yapılan X-ışını sonucunda ise, bütün bağların birbirine eşit olduğu gözlenmiştir.

Bu durumda karbonat iyonunun yapısını nasıl gösterebiliriz?

Bunun bir yolu "Rezonans Teorisidir". Bu teoriye göre, bir molekül ya da iyon sadece elektronların yerlerinin farklı olduğu ilü ya da daha fazla Lewis yapısıyla gösterilebilir. Bu durumda;

(a) Rezonans yapıları dediğimiz bu yapıların hiç biri (tek başına ve hepsi) molekül veya iyonun doğru gösterimi değildir.

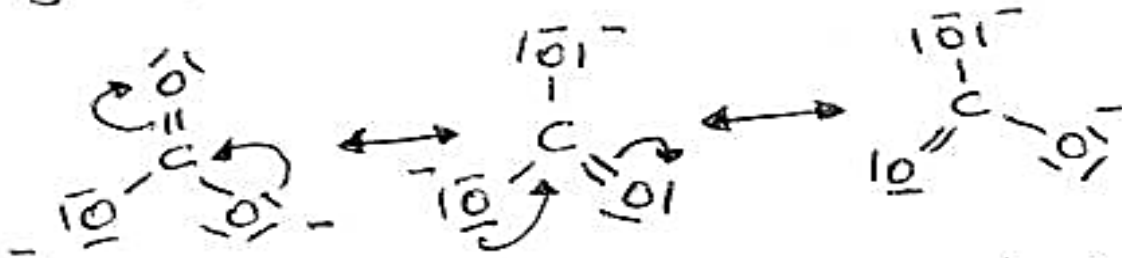
(b) Gerçek molekül veya iyonun yapısı, bu yapıların bir melezi olarak gösterilebilir.

İfadeleri doğru olacaktır.

Bu yüzden, rezonans yapıları gerçek molekül veya iyonun değildir; bunlar sadece teoride var olan sanal yapılardır.

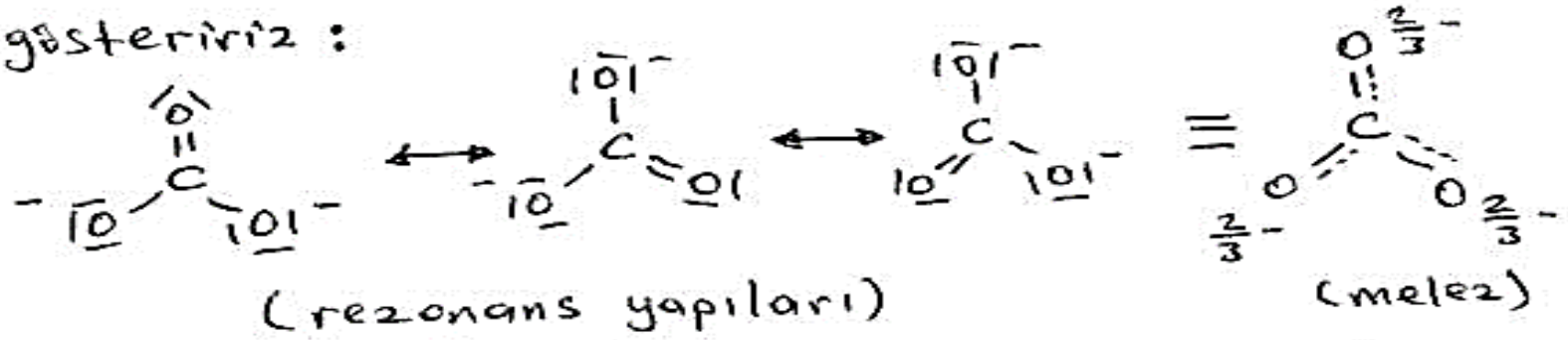
Şu halde, karbonat iyonunun gerçek yapısı yukarıda yazdığımız 1-3 yapısının bir melezidir diyebiliriz.

Rezonans yapıları yazarken bunların sanal olduklarını belirtmek için aralarına iki uclu ($\longleftrightarrow$) oklar yerleştirilir. Karbonat için bunu şöyle yazabiliriz:



Bu yapıların sadece kağıt düzleminde olduğunu (yani karbonat iyonunun bir yapıdan diğere dönüşümüne değil, bir düşünceye yönelmeyimiz) düşünmemiz gerekir.

Şimdi bu bilgiler ışığında karbonat iyonunun gerçek yapısını yazalım. Bunu iki şekilde yapabiliriz :
Bütün melez yapıları, rezonansları yazmak suretiyle gösteririz :

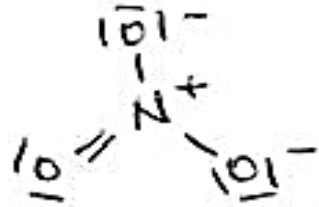


Ya da, melezî belirten ve Lewis yapısı olmayan ve bu üç rezonans yapısının ortalaması olan tek bir formülle (yapıyla) gösterebiliriz (sağdaki yapı).

Bu melez yapıdaki kesik kesik bağlar, bu bağların ne birli ne de ikili bağ olmadığını, bu iki durum arasında olduğunu gösterir.

örnek problem

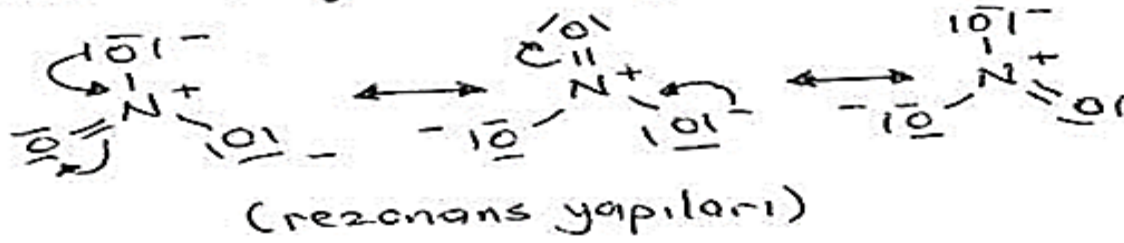
Nitrat iyonu için aşağıdaki Lewis yapısı verilmiştir:



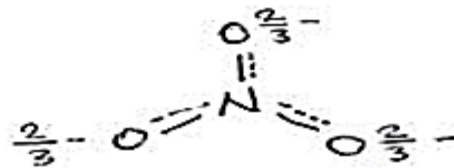
Buna karşın, fiziksel incelemeler sonucunda her üç azot-oksijen bağının eşdeğer olduğu ve N-O birli bağı ile $-\text{N}=\text{O}^+$ ikili bağı arasında bir bağ olarak eşit uzunlukta olduğu anlaşılmıştır. Bunu rezonans teorisiyle açıklayınız.

Yanıt :

Elektron çiftlerini hareket ettirerek aşağıdaki farklı ancak eşdeğer sanal yapıları yazabiliriz :



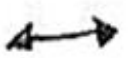
Daha öncede belirttiğimiz gibi, nitrat iyonunun yapısı bunlardan hiç biri değildir. Gerçek yapı, bu üç yapının bir melezidir. Bu melez, bütün bağların eşdeğer olduğunu ve bağların özelliklerinin birli bağlardan fazla, ikili bağlardan az olduğunu belirtecek şekilde aşağıdaki gibi yazabiliriz. Her oksijen atomunun eşit kısmi negatif yük taşıdığını da belirtiriz. Bu yük dağılımı deneysel olarak bulunan sonuca aynıdır.



nitrat iyonu için
melez yapı

EK Bilgi

Organik kimyada her okun kendine özgü bir anlamı vardır. Bu okları anlamına uygun olarak kullanmak gerekir. Örneğin;

-  "eğri ok" → elektron akışını gösterir.
-  "çift başlı ok" → Rezonans (mezomeri) melez yapılar arasında kullanılır.
-  "ikili zıt yönlü ok" → Denge reaksiyonlarında (durumunda) kullanılır.
-  "ikili zıt yönlü yarı çift başlı ok" → Tersinir ve tautomeri koşullarını gösterir.

Rezonans - PROBLEM -

Aşağıdaki iyonlar için rezonans yapıları yazarak iyonun gerçek yapısını gösteriniz :

(a) HCO_2^- (H ve O atomları "C" a bağlıdır)

(b) SO_2

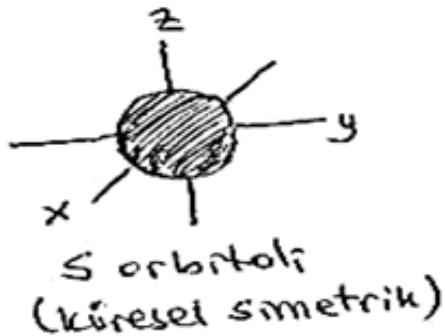
(c) HSO_4^-

(d) CH_3COO^-

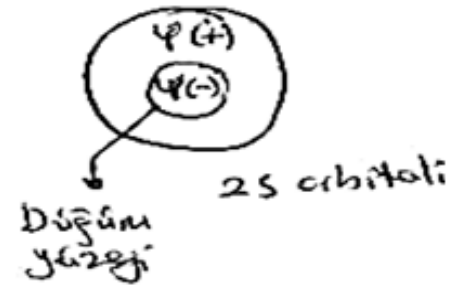
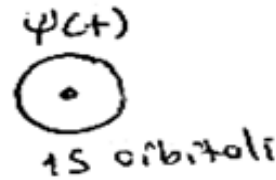
ATOM ORBITALLARI VE VALANS BAĞ YÖNTEMİ

Bir orbital, uzayın bir bölgesinde bir elektronun bulunma olasılığının fazla olduğu yerdir. orbitaller; s, p, d ve f ile gösterilmektedir. organik kimyada f orbitalleri (yörünge) pratikte hiç bir zaman kullanılmaz. organik bileşiklerin oluşumunda en çok kullanılan orbitaller s ve p orbitalleridir. orbitallerde elektron yoğunluğu çekirdekten uzaklaştıkça azalır.

s orbitalleri küreseldir.

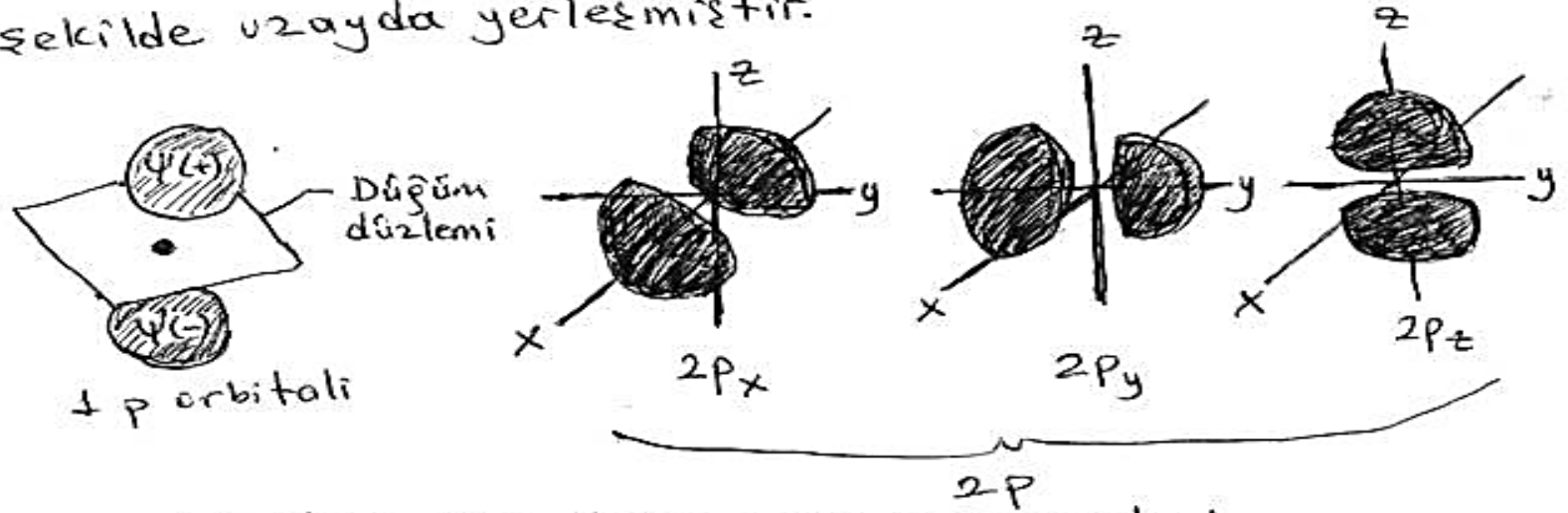


ψ (ψ) = dalga fonksiyonu



- 2p orbitalleri birbirlerine neredeyse değecek küreler şeklindedir. 2p dalga fonksiyonu (ψ) bir lopta pozitif, diğerinde

negatiftir. 1p orbitallerinin ileri lobunu bir düğüm düzlemi ayırır ve 3p orbitalleri eksenleri birbirine dik olacak şekilde uzayda yerleşmiştir.



P orbitalleri için, Sınır yüzey diyagramları

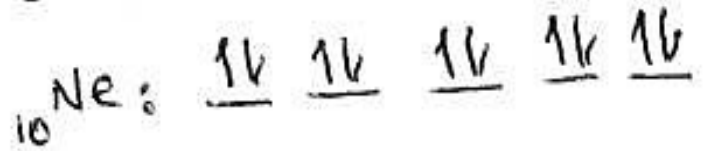
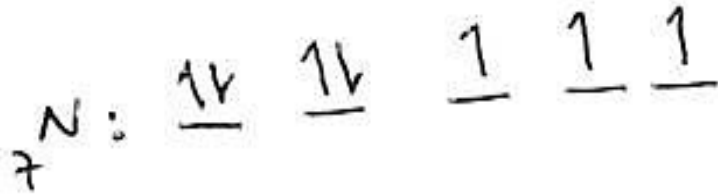
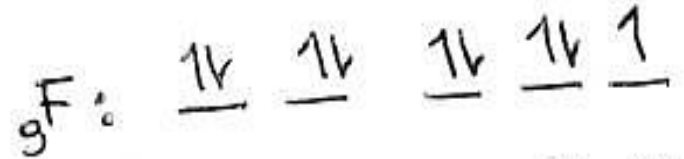
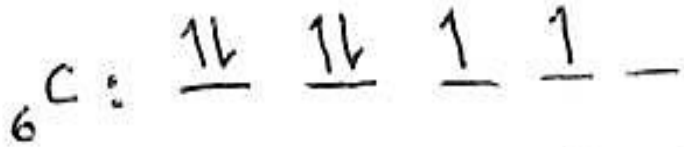
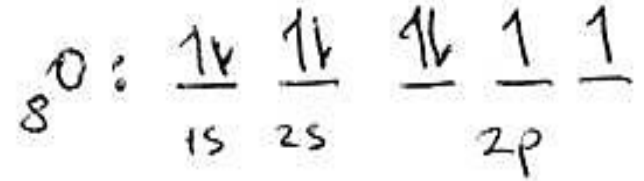
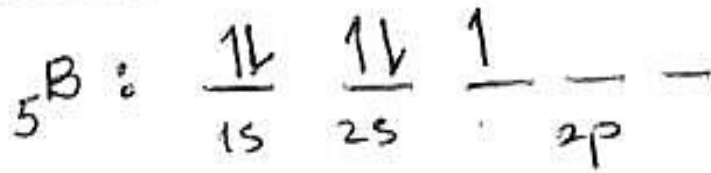
Elektronların orbitallere nasıl yerleştiklerini anlayabilmek için aşağıdaki bir kaç basit kuralı bilmek gerekir :

1. Aufbau kuralı : orbitaller en düşük enerjiden başlayarak doldurulur. (Aufbau "yapılanma" anlamına gelen Almanca bir sözcüktür).

2. Pauli dışlama kuralı : Her bir orbitale elektron spinleri eşleşmiş en fazla iki elektron yerleşebilir. Elektronun kendi eksenî etrafında iki yönlü dönmesi sonucu elektron spinî oluşur : $\uparrow\downarrow$ şeklinde gösterilir. Eşleşmemiş spinler $\uparrow\uparrow$ veya $\downarrow\downarrow$ (aynı yönlü) aynı orbitalde bulunamaz.

3. Hund Kuralı : Elektronlar, yörüngeleri (orbitalleri) spinleri aynı olacak şekilde tek tek doldurur. Bu kurala "maksimum çokluk ilkesi" de denir. Daha sonra her bir orbitale spinleri eşleşecek şekilde ikinci elektronlar girer.

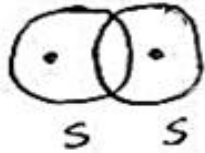
örnekler :



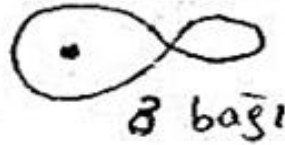
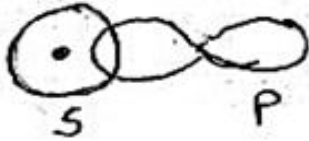
Kimyasal bağlar, son yörüngelerinde 2 t spinli birer elektronları olan ilk atom arasında meydana gelir.

Orbital (Hibritleşmesi) Melezleşmesi

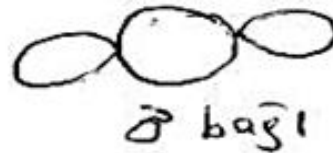
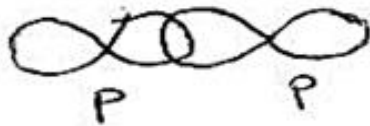
i. σ (sıgma) bağları : Bağ eksenine göre küresel olan elektron bulutlarından oluşan iki atom orbitalinin baş başa örtüşmesiyle oluşur.



Baş-başa (uç-uca)
s-s örtüşmesi
(H_2 'de H-H bağı)



Baş-başa
s-p örtüşmesi
(CH_4 'de H-S bağı)



Baş-başa
p-p örtüşmesi
(F_2 de F-F bağı)

ii. π Bağları : paralel eksenli bitişik iki p orbitalinin birbirleriyle örtüşmesiyle oluşur.



atom orbitalleri



Bağ orbitali
(π bağı)

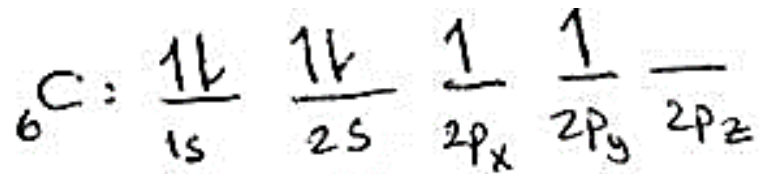
Yan-yan (karşılıklı)
p-p örtüşmesi

($\text{H}_2\text{C}=\text{CH}_2$ 'de C-C bağı)

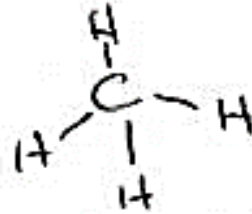
Sp^3 Melezleşmesi : Metan ve Etanın Yapısı

Herhangi bir molekülün özelliklerini açıklamada, molekülde bulunan atomun elektronik yapısı yeterli olmadığında, bu molekülün yapısı "melezleşme" kavramı ile açıklanır.

Örneğin, metan molekülünün yapısının düzgen dörtgenli olduğu bilinmektedir. Oysa, karbon atomunun temel halindeki yapısı yazıldığında ancak iki bağ yapabileceği görülür, (2p yörüngesinde bulunan eşleşmemiş elektronlar).

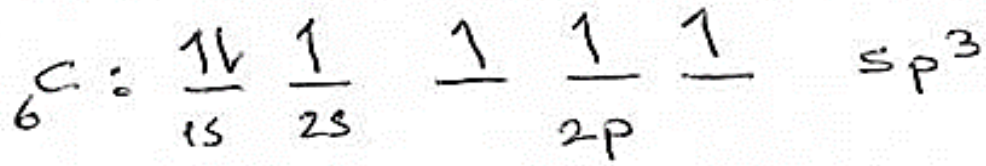


Dört bağı karbon atomuna bakıldığında, örneğin CH_4 (metan), C atomunun dört hidrojene bağlandığı görülür.



Metanın bu yapısı şöyle açıklanabilir: C atomu uygarılarak, 2s yörüngesindeki elektronlardan birisi boş $2p_z$ orbitaline girer.

Karbon atomunun uyarılmış durumu :

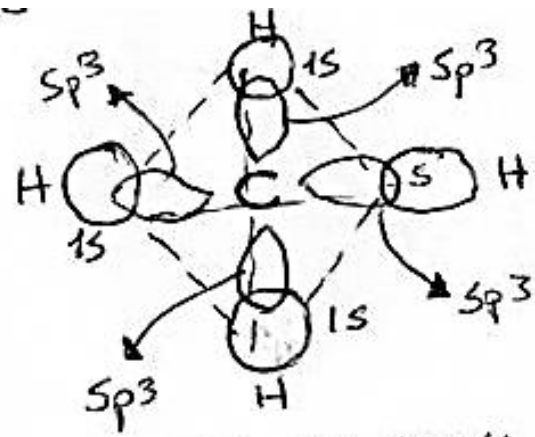


Bu şekilde, değerlik elektronlarının yeniden düzenlenmesi sonucunda yeni orbitaller oluşmuştur.

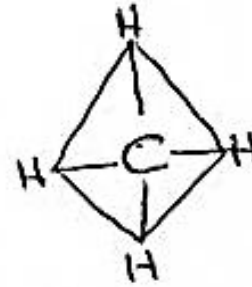
Melez orbitaller, s ve p orbitallerinin sayısıyla gösterilir. Örneğin, 1 s ve 3 tane p orbitalinin karışmasıyla oluşan yeni melez orbital sp^3 şeklinde gösterilir. Bu tür melezleşmede molekülün yapısı düzgün-dört yüzlüdür.

Bu durumda, C atomunun dört melez orbitalinde birer elektron vardır. Bu orbitallerin her biri hidrojenin 1s orbitaliyle örtüşerek C-H bağı oluşturur.

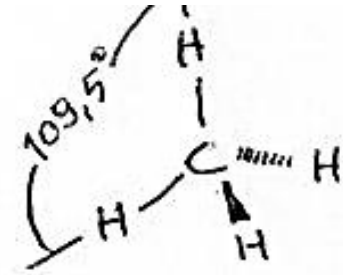
1



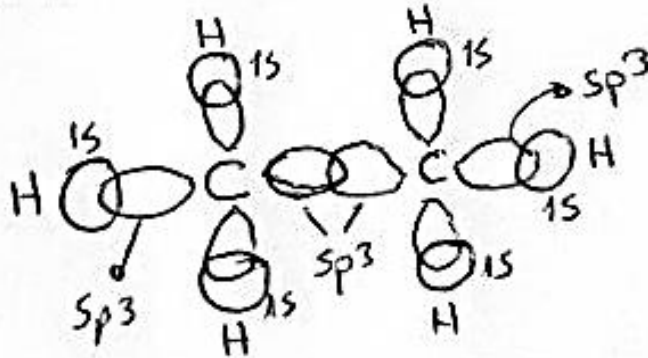
Metanın yapısı



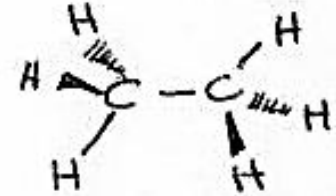
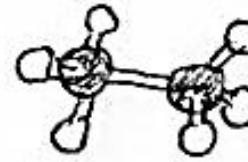
düzgün-dört yüzlü yapı



sp^3 melezleşmesi : Etanın yapısı



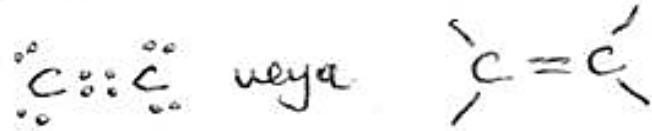
(C_2H_6 - etan)



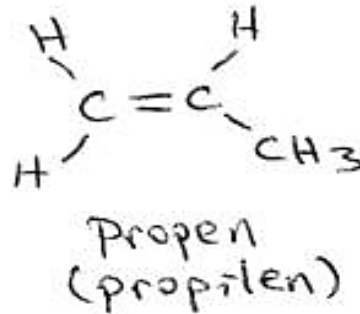
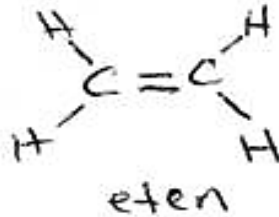
Etanın düzgün-dört yüzlü yapıları

Sp² Melezleşmesi : Etenin (Etilenin) Yapısı

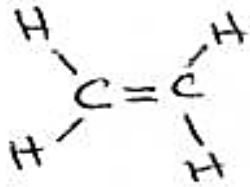
Buraya kadar incelenen bileşiklerde hep σ bağından bahsettik. Bir çok organik bileşikte ikiden fazla elektronun ortaklaşa kullanıldığı yapılar da vardır. İki C atomunun, iki çift elektronu ortaklaşa kullanıldığında, karbon=karbon çift bağ (C=C) oluşur.



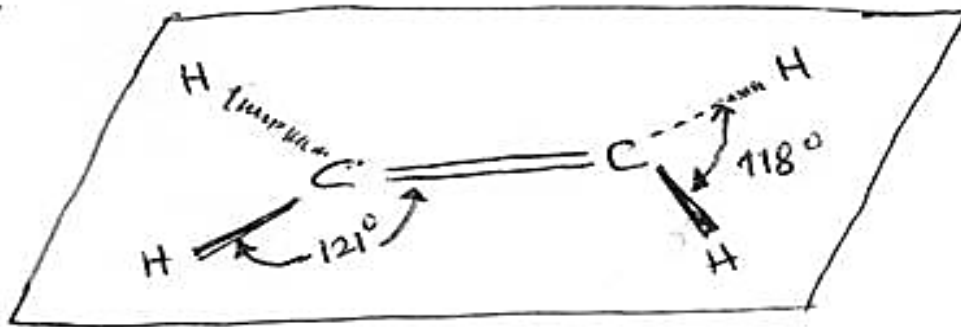
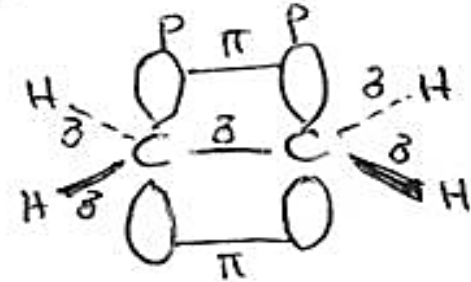
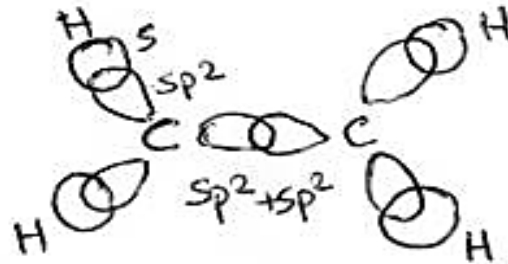
Molekülleri C=C ikili bağ içeren hidrokarbonlara "Alkenler" denir.



Alkenlerdeki yapıyı açıklayabilmek için, en uygun model sp^2 melezleşmiş C atomları modelidir. Her bir C atomu 3 tane sp^2 melez orbitalini kullanarak 120° lik açılarla ayrılmış 3 tane σ bağı ve melezleşmemiş p orbitallerinden ise 1 tane π bağı meydana gelir.

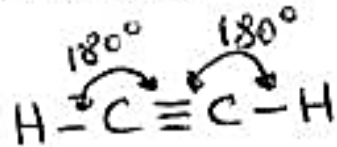


Etilen

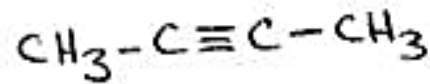


Etin (Asetilen) Yapısı: sp Melezleşmesi

üç elektron çiftini ortaklaşan ve bunun sonucunda üçlü bağı olan iki karbon atomuna sahip hidrokarbonlara "Alkinler" denir. En basit iki alkin etin ve propindir.



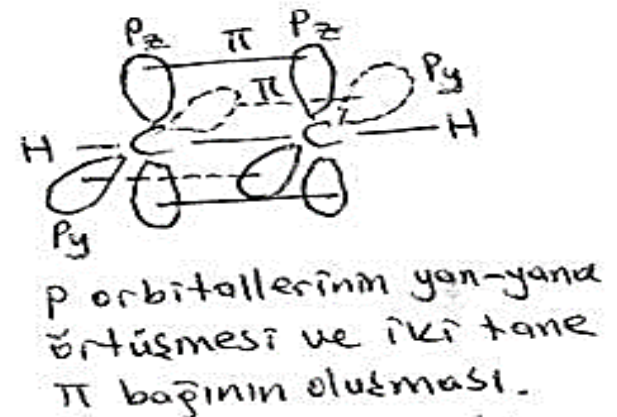
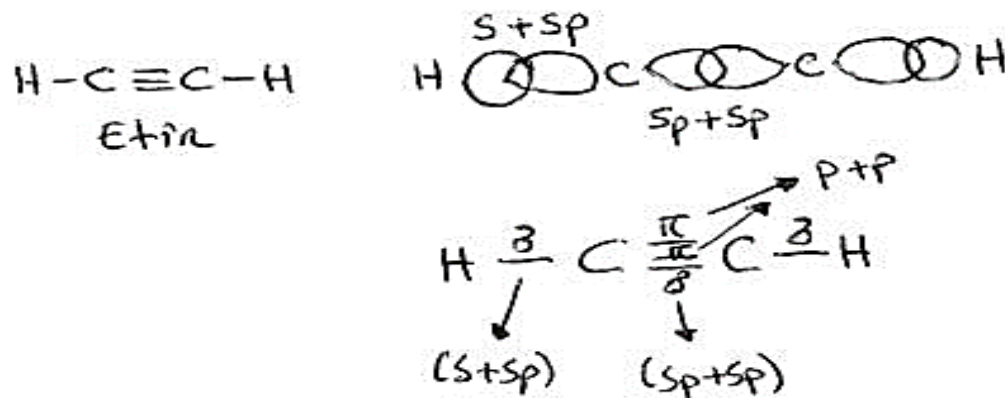
Etin
(Asetilen)
(C_2H_2)



Propin
(Dimetil asetilen)
(C_3H_4)

Etin, atomları doğrusal düzenlenmiş ve bağ açıları 180° olan bir bileşiktir.

Etin'in yapısını açıklamada, sp melezleşmiş karbon atomları modelini uygulayacağız: Karbonun $2s$ ve $2p$ orbitalleri, iki sp melez orbitali oluşturur. Kalan $2p$ orbitali melezleşmez. İki tane sp melez orbitali hidrojenlerin $1s$ orbitali ile örtüşerek iki tane $C-H$ sigma bağı oluşturur. Her bir C atomunda bulunan ve melezleşmeye katılmayan 2 tane p orbitali yan-yanaya örtüşerek iki tane π bağı oluşturur. Sonuç olarak, karbon-karbon üçlü bağının iki π bağı ve bir σ bağından oluştuğunu söyleyebiliriz.

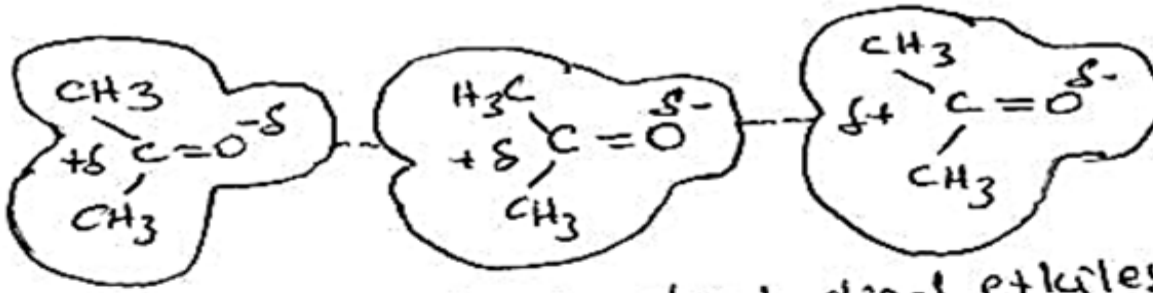


KOVALENT BAĞLAR ARASINDAKİ GEKİM KUVVETLERİ

Kovalent moleküller arasında etkili olan üç türlü çekim kuvveti: dipol-dipol çekimi, Van der Waals kuvvetleri ve hidrojen bağlarıdır.

A - Dipol-dipol Etkileşmesi:

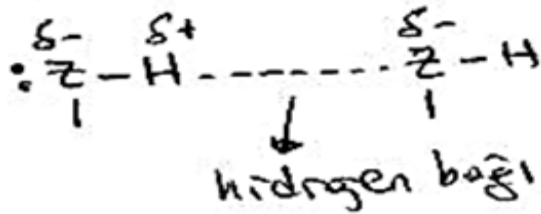
Polar bir molekülün pozitif ucuyla diğer molekülün negatif ucunun birbirini çekmesine "dipol-dipol" etkileşmesi denir. Bir çok organik bileşik tam iyonik değildir, fakat bağ elektronlarının düzenli dağılmasından kaynaklanan kovalent dipol momentlere sahiptir. İlerdikleri karbonil ($C=O$) grubunun oldukça polar olmasından dolayı aseton ve asetaldehit kovalent dipolu olan moleküllere örnektir.



Aseton molekülünde dipol-dipol etkileşimleri

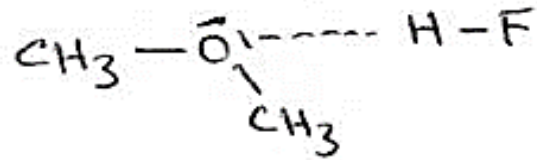
B- Hidrojen Bağları :

Küçük ve elektronegatif N, O ve F gibi atomlara bağlı hidrojen atomlarıyla, bu tür elektronegatif atomların bağ yapmayan elektron çiftleri arasında oldukça kuvvetli dipol-dipol etkileşimleri olur. Moleküller arası kuvvetlerin bu türüne "hidrojen bağı" denir.

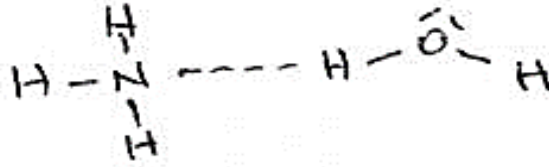


Z: Elektronegatif atom
(O, N, F vb.)

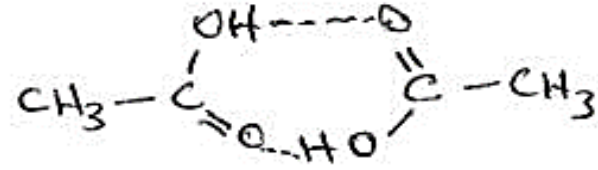
Aşağıda çeşitli örnekler verilmiştir:



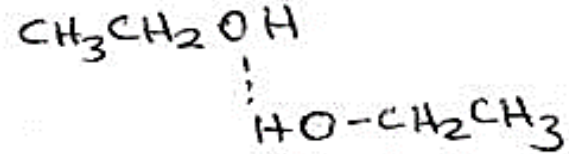
Dimetil eter



Amonyak

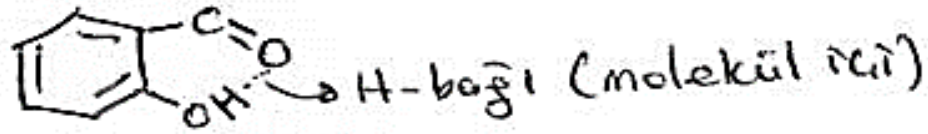


asetik asit (dimer)



etil alkol

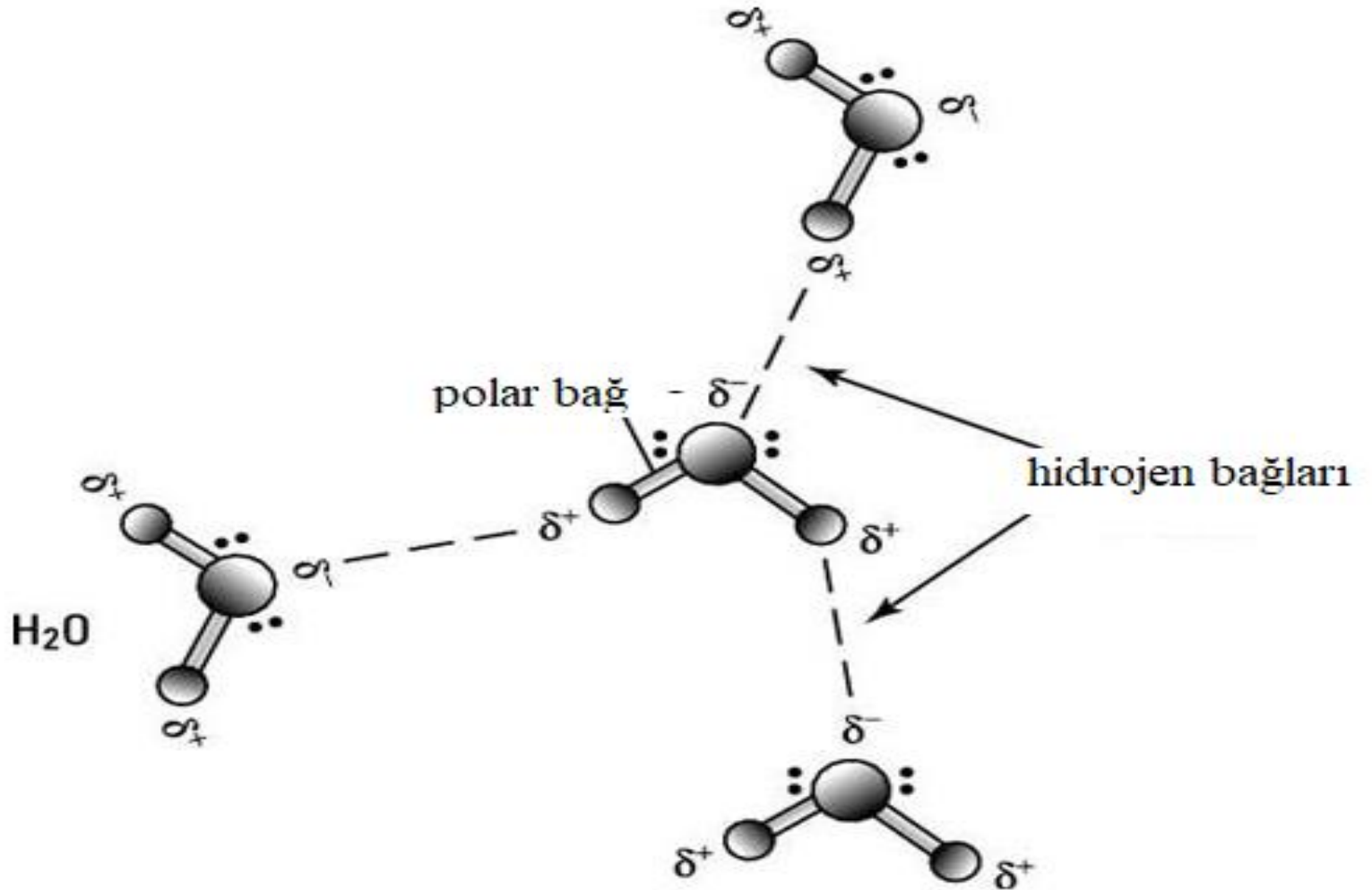
Hidrojen bağları genellikle yukarıdaki örneklerde olduğu gibi moleküller arasında (intermolecular) olabileceği gibi aşağıda, örnekte gösterildiği gibi aynı molekül içinde de (intramolecular) olabilir.



Salisilaldehit

Hidrojen bağları bileşiklerin özelliklerini etkiler. Bu etkiler, aşağıdaki gibi özetlenebilir:

- 1- Moleküller arası H-bağları, kaynama noktasını ve çoğu zaman erime noktasını yükseltir.
- 2- Çözücü ve çözünen arasında H-bağı oluşuyorsa, bileşiğin çözünürlüğü artar.
- 3- Hidrojen bağları, gaz ve çözelti yasalarında idealler sapmalar olur.



C- Van der Waals Kuvvetleri:

Molekül içindeki elektronlar hareket ederken, elektron dağılımı geçici olarak bozulabilir ve molekülün bir tarafı diğer tarafından elektronca zengin olabilir. Bu durumda molekül geçici olarak polarize (yükli) olur ve benzer molekülleri çekebilir. Geçici dipoller arasında kısa zaman aralıklarında oluşan bu tür zayıf çekim kuvvetlerine "van der waals kuvvetleri" denir.



Van der waals kuvvetleri
(veya London ya da dağılma
kuvvetleri)

Elektronların herhangi bir anda düzgün olmayan dağılımı sonucunda polar olmayan moleküllerde oluşan geçici dipoller.

ORGANİK BİLEŞİKLERİN FİZİKSEL ÖZELLİKLERİNE ETKİ EDEN FAKTÖRLER

A. Çözünürlük :

Maddelerin Çözünürlüğünde, moleküller arası kuvvetler birinci dereceden önemlidir. Çözünme işleminde, moleküller ya da iyonlar birbirinden ayrılmalıdır. Çözeltide, katının düzenli kristal yapısı bozulur, moleküller ve iyonların gelişigüzel dağılır. Çözünmede, kristal örgü enerjisi ve iyonlar arası çekim kuvvetleri etkindir. Bu enerji, Çözen ve Çözünen arasındaki yeni çekim kuvvetleriyle sağlanır. İyonik bileşiklerde, kristal enerjisi ve iyonlar arası çekim kuvvetleri büyük olduğu için bu tür bile-

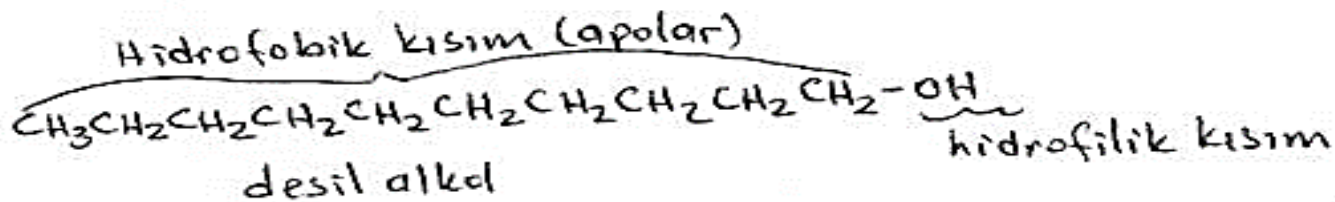
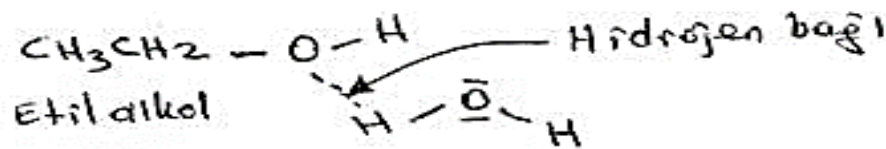
şeker su gibi polar çözücülerde çözünür. Bu çözücüler iyonik bileşiklerin etrafını sararak çözer. Bu olaya su durumunda "hidratize" diğer polar çözücüler kullanıldığında "solvatize" kavramları kullanılır.

Çözünürlük için en basit kural "benzer benzeri çözer"dir. Buna göre, polar bileşikler polar çözücülerde, polar olmayan katılar genellikle polar olmayan (apolar) çözücülerde çözünür.

polar sıvılar polar sıvılarla, apolar sıvılar da apolar sıvılarla karışabilir. Ancak, polar bir sıvıyla apolar sıvı birbirleriyle karışmaz (Yağ ve su gibi).

Organik bileşiklerin sudaki çözünürlüğü için aşağıdaki genellemeler yapılabilir:

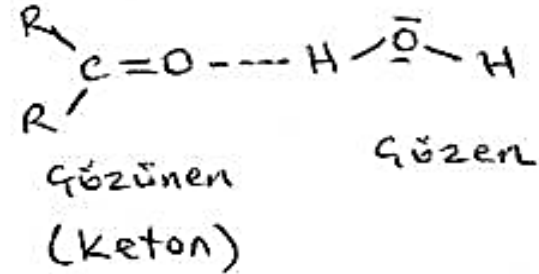
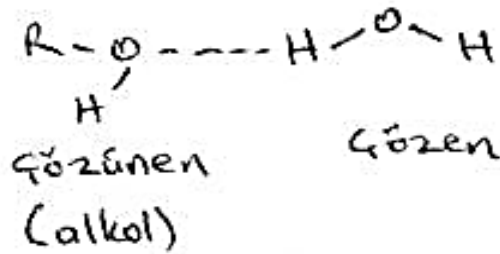
- i. Bazı ve daha az karbon atomu içeren polar organik bileşikler genellikle suda çözünür.
- ii. Organik bileşiklerin sudaki çözünürlüğü karbon sayısı arttıkça azalır. Örneğin etanol su ile tamamen karışırken desil alkol ($C_{10}H_{21}OH$) suda çözünmez.



Hidrofobik : Hidro = su ; fobik : Sevmeyen, sakınan
(Sudan sakınan, suyu sevmeyen)

filik : seven ya da arayan (Hidrofilik = suyu seven)

iii. Organik bileşiklerin sudaki çözünürlüğü bu moleküllerin su ile H-bağı yapabilme yeteneklerine bağlı olarak değişir. Örneğin;



B. Kaynama Noktası :

i. Genel olarak aynı homolog serideki organik bileşiklerin kaynama noktası molekül kütlesiyle artar.

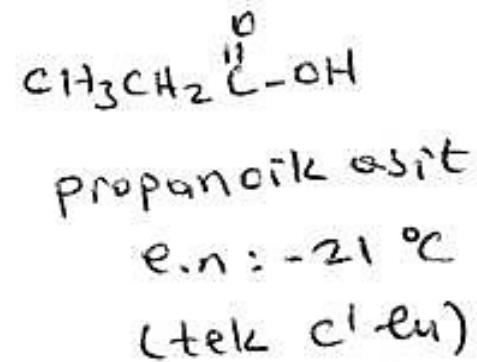
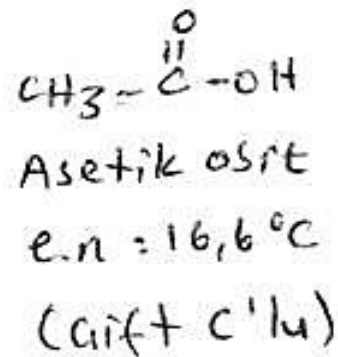
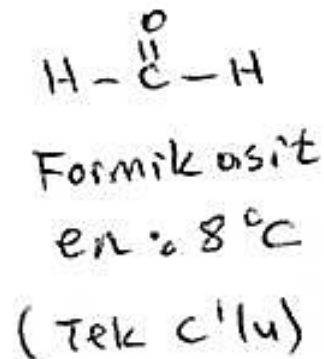
ii. Molekül kütlesi aynı fakat farklı fonksiyonlu grup içeren organik bileşiklerde, moleküller arası çekim kuvveti arttıkça kaynama noktaları artar. Bununla ilgili olarak örnekleme aşağıda görülmektedir.

Adı	Yapısı	Mol Kütle	K.n (°C)	Çekim Kuvvetleri
Asetik asit	CH_3COOH	60	118	Hidrojen bağı
n-propil alkol	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$	60	97	Hidrojen bağı
Aseton	CH_3COCH_3	58	56	Dipol-dipol çekim kuvveti.
Propanaldehit	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CHO}$	58	49	Dipol-dipol
Metil etil eter	$\text{CH}_3\text{OCH}_2\text{CH}_3$	60	11	Zayıf dipol-dipol çekimi
n-Bütan	$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$	58	-0,5	Vander Waals kuvvetleri

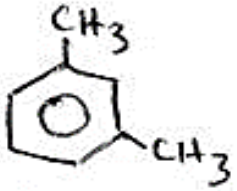
C. Erime Noktası :

Erime noktası, çok düzenli taneciklerin meydana getirdiği kristal yapının sıvıyı karakterize eden daha düzensiz yapıya dönüşmesidir. Organik bileşiklerin erime noktası oldukça

φ_a düşüktür. Çok nadir olarak bazı bileşiklerin erime noktası 200°C 'nin üzerindedir. Bazı homolog serilerde (alkanlar, karboksilik asitler vb.) çift karbon sayılı bileşiklerin erime noktası, kendisinden önce ve sonra gelen homolog serinin diğer bileşiklerden daha yüksektir. örneğin, karboksilli asitler;



Aynı fonksiyonlu grubu içeren izomerik bileşikler arasında da simetrisinin artmasıyla erime noktası artar:



m-Ksilen
e.n: -48°C



o-Ksilen
e.n: -25°C

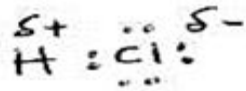


p-Ksilen
e.n: 13°C

Geometrik izomeri gösteren bileşikler arasında, trans-izomerler genellikle daha yüksek erime noktası gösterir ve daha karardır. Trans-izomerin kaynama noktası ve yoğunluğu ise cis-izomerden daha düşüktür.

BAĞ POLARLIĞI : DİPOL MOMENT

Farklı elektronegatifliğe sahip atomlar arasında oluşan kovalent bağda, elektronlar eşit olarak paylaşılmaz. Elektronegatifliği daha fazla olan atom, bağın elektronlarını daha çok çeker ve bir "polar kovalent bağ" oluşur. (Elektronegatifliğin bir tanımı da, bir elementin bir kovalent bağda ortaklaştığı elektronları kendine çekebilme yeteneğidir). Böyle bir polar kovalent bağa örnek hidrojen klorürdür. Elektronegatifliği büyük olan klor atomu bağ elektronlarını kendine doğru çeker. Bunun sonucunda hidrojen atomunu elektronca fakirleştirir ve onun kısmi pozitif yükü ($\delta+$) olmasını sağlar. Klor atomu elektronca zengin olur ve kısmi negatif yük ($\delta-$) taşır:



Bir dipol

HCl molekülünde kısmi pozitif ve kısmi negatif yükler olduğu için molekül "dipol" dir (iki kutuplu) ve bir "dipol moment" i vardır.

Dipol moment deneysel olarak ölçülebilen fiziksel bir özelliktir :

Dipol moment = yük (esu) x uzaklık (cm)

$$\mu = e \times d$$

↓
elektrostatik
birim cinsinden
yük (esu)

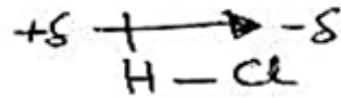
→ zıt yükler arasındaki
uzaklık (cm)

Yükler genellikle 10^{-10} esu ve uzaklıklar da 10^{-8} cm dolayındadır. Bu nedenle dipol momentler 10^{-18} esu cm

dolayındadır. Kolaylık olması bakımından bu 1×10^{-18} esu cm birimi "1 Debye" olarak tanımlanır ve "D" harfiyle gösterilir.

Polar bir bağın polarlık yönü $\rightarrow$ şeklindeki bir vektörle gösterilir ve yönü pozitif ucdan negatif uca doğrudur.

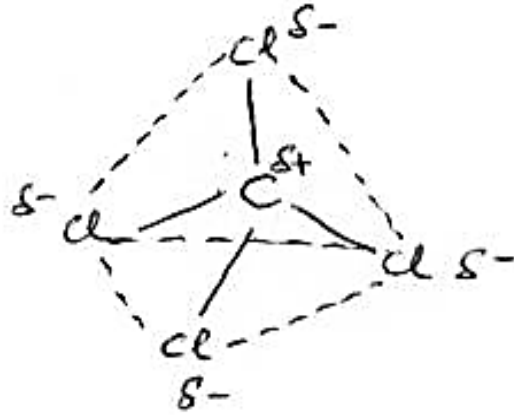
(pozitif uc) $\rightarrow$ (negatif uc)



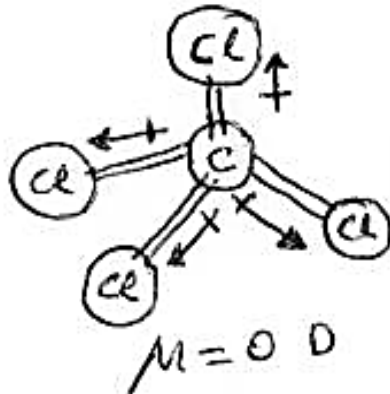
Hidrojen klorür molekülünde dipol momentin yönü, hidrojen-den klorüre doğrudur.

Yukarıdaki örneğin dışında, iki atomu farklı ikiden fazla atomdan oluşan bazı bileşiklerin (CCl_4 , CO_2 gibi) polar bağları olduğu halde dipol momentlerinin olmadığı görülür.

örneğin, karbon tetraklorür (CCl_4) molekülünü göz önüne alalım.

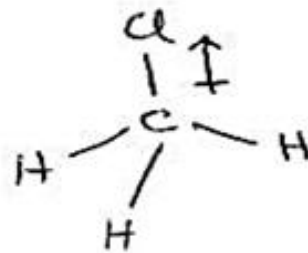


Bağ momentleri, düzgün dörtgenli olarak düzenlenmiş eşit büyüklükte vektörler olduğundan birbirinin etkilerini yok eder.



Eşit bağ momentlerinin düzgün dörtgenli yönelmesi, birbirinin etkisini yok eder. Dipol moment oluşmaz.

Klormetan molekülü (CH_3Cl) 1,87 D'lık net bir dipol momente sahiptir. Karbon ve Hidrojenin elektro-negatiflikleri birbirine yakın ($\text{H}: 2,1$; $\text{C}: 2,5$) olduğu için üç C-H bağının net dipole katkısı ihmal edilebilir. Karbonla klor atomu arasındaki elektronegatiflik farkı ($\text{Cl}_{3,0} > \text{C}_{2,5}$) büyük olduğundan, CHCl_3 molekülünün dipol momentı başlıca C-Cl polar bağından kaynaklanır:

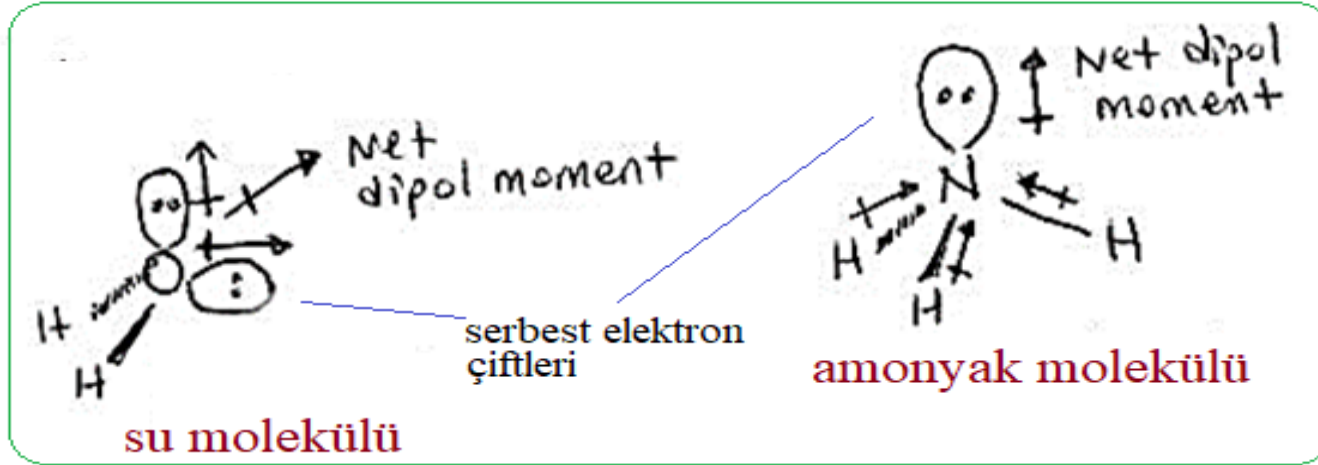


$$\mu = 1,87 \text{ D}$$

Klormetanin dipol momentı başlıca oldukça polar C-Cl bağından kaynaklanır.

BF_3 (Bor tri fluorür) bileşiğinin ve $\text{CCl}_2 = \text{CCl}_2$ bileşiğinin dipol momentı yoktur ($\mu = 0$)

Su ve amonyakın dipol momentlerine ortaklanmamış elektron çiftleri büyük katkı sağlar:

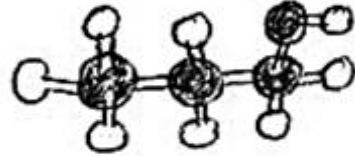


SORU: Aşağıdaki bileşiklerin her birinde önemli bağ momentlerinin olup olmadığını, varsa molekül içi ve net dipol momentin yönlerini göstererek yanıtlayınız.

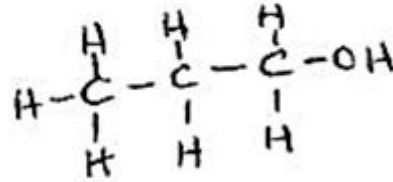
- (a) CFCl_3
- (b) $\text{CF}_2=\text{CF}_2$
- (c) CO_2
- (ç) SO_2
- (d) CH_2Cl_2

YAPI FORMÜLLERİNİN GÖSTERİLMESİ

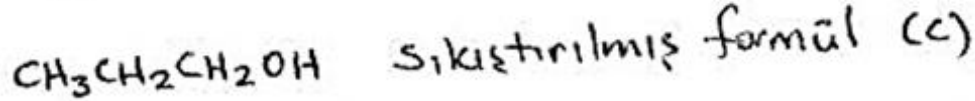
organik kimyacılar yapı formüllerini yazmak için farklı gösterimler kullanır. Bunların en yaygın olanları aşağıda gösterilmiştir.



Top ve çubuk modeli (a)



Girgi formül (b)



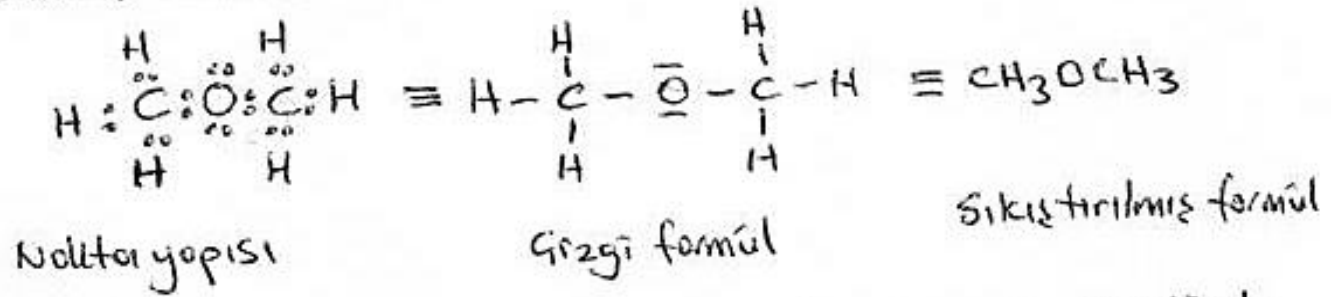
Sıkıştırılmış formül (c)



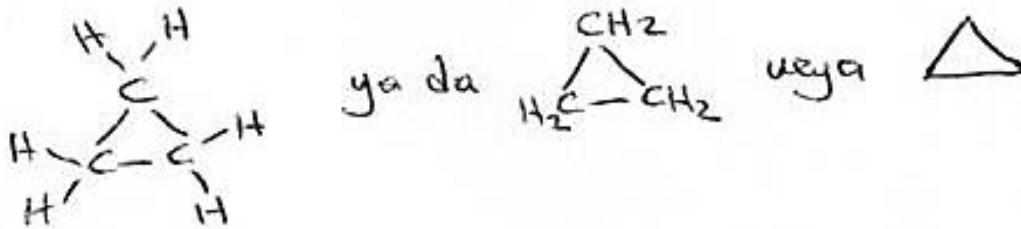
Girgi-bağ formülü (d)

(1-propanol için yapı formülleri)

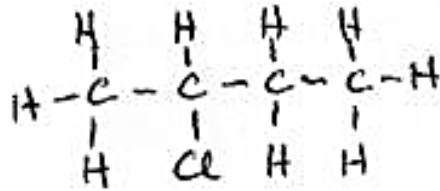
Bir diğer gösterim nokta yapısıdır, Bu yapıda bütün değerlik elektronlarını göstermek gerekir bunun için yazılması dikkat gerektirir. Diğer gösterimler daha basit olduğu için daha çok kullanılır. örnek; dimetileter.



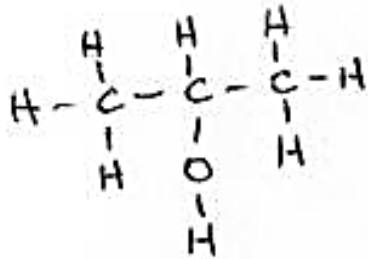
organik bileşiklerin karbon atomları sadece zincir şeklinde sıralanmaz, halkalı yapıda da olabilir. Örneğin, siklopropan da karbon atomları üç üyeli bir halka şeklindedir.



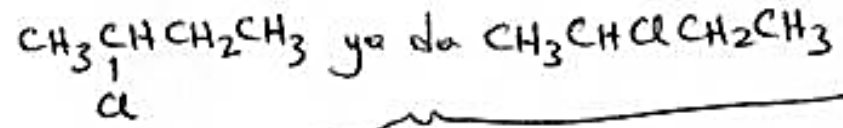
Örnekler :



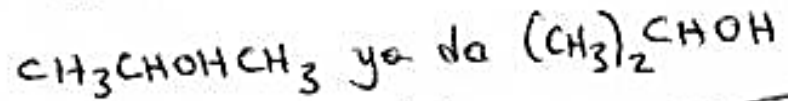
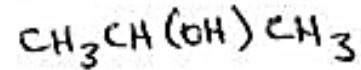
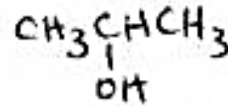
uzgi formül
(2-klorbütan)



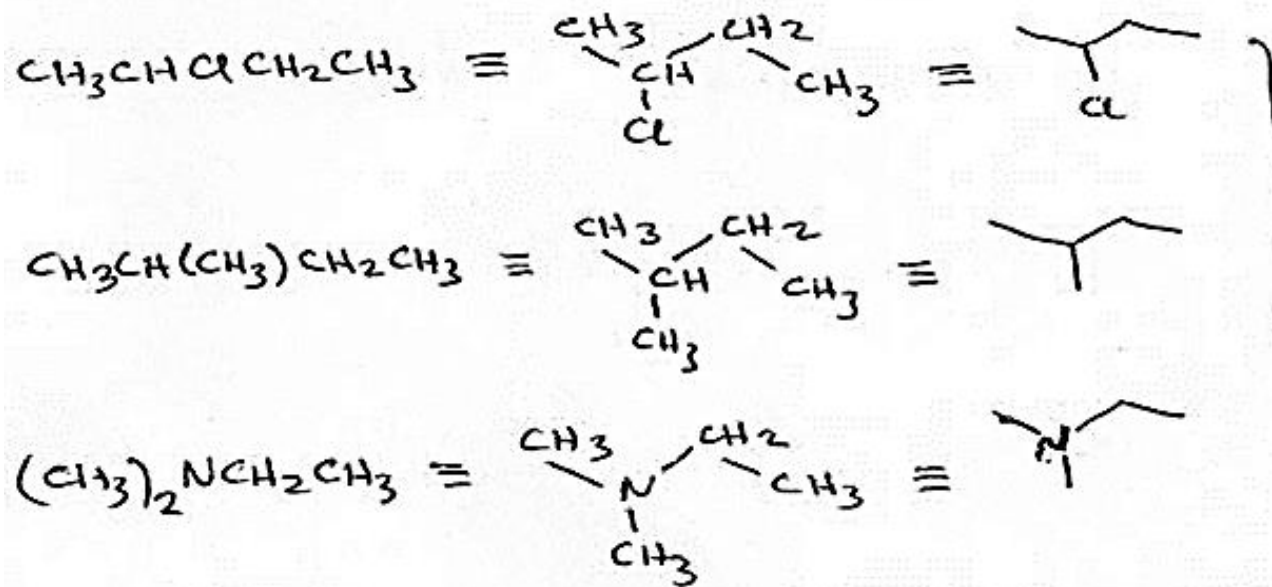
uzgi formül
(izopropil alkol)



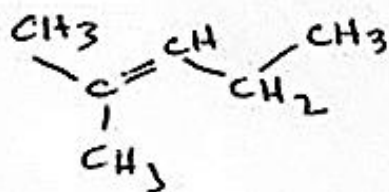
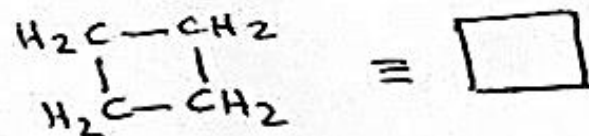
Sıkıştırılmış formüller



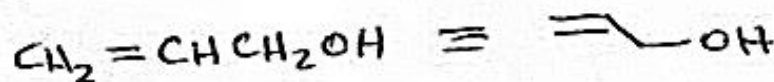
Sıkıştırılmış formüller



Gizir-bağ
formülleri



Gizir bağ
formülleri



1. BÖLÜM SONU

