

2. ÜNİTE ÖZETİ

1. BÖLÜM

ANORGANİK VE ORGANİK BİLEŞİKLER

2.1.1. Organik Bileşiklerin Tarihsel Gelişimi

Berzelius'a göre organik maddeler ancak canlı organizmalar tarafından üretilebilir. Berzelius bu durumu yaşam gücü (vitalizm) olarak ifade etmiştir.

Berzelius'un yaşam gücü olmadan organik madde üretilemeyeceği görüşü, 1828 yılında Friedrich Wöhler'in (Fredrih Vöhler) anorganik bir madde olan potasyum siyanürden (KCN) organik bir madde olan üreyi elde etmesiyle geçerliliğini yitirmiştir.

2.1.2. Anorganik ve Organik Bileşiklerin Özellikleri

Erime ve kaynama noktaları düşük, karbon atomu içeren, ana kaynağı genellikle canlılar olan bileşiklere **organik bileşik** denir.

Organik bileşiklerin yapısında C ve H atomlarının yanı sıra S, O, N, F, Cl, Br ve I gibi atomlar da bulunabilir.

Ancak yapısında C atomu olmasına rağmen organik olmayan bileşikler de vardır. Örneğin CO, CO₂, CS₂ bileşikleri ve CN⁻, CO₃²⁻ iyonlarını taşıyan HCN, H₂CO₃ gibi

Organik olmayan bileşiklere **anorganik bileşik** denir. Erime ve kaynama noktaları organik bileşiklerden daha yüksek olan asit, baz, tuz ve oksit sınıfı bileşikler anorganik bileşiklerdir.

Organik bileşikler: CH₄, CH₃-OH, C₆H₁₂O₆, C₂H₅-NH₂, CCl₄, CH₂O, CH₃COOH vb.

Anorganik bileşikler: HCl, NaCl, HCN, CaCO₃, CO₂, H₂CO₃, KMnO₄, Al(OH)₃ vb.

2. BÖLÜM

BASİT FORMÜL VE MOLEKÜL FORMÜLÜ

Organik bileşiklerdeki elementlerin türünü, atom sayılarının birbirine oranlarını gösteren formüle **basit formül (kaba formül)** denir. Bu formülde elementlerin mol sayıları en küçük tam sayılarla yazılır. Molekül formülü, basit formülün kütle ya da atom sayısı cinsinden genişletilmiş hâli şeklinde düşünülebilir.

n . (Basit formül) = Molekül formülü

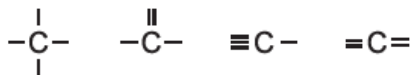
n . (Basit formülü verilen bileşiğin molekül kütlesi) = Molekül kütlesi

Bir moleküldeki atomların gerçek sayılarının ve bağlanma şekillerinin gösterildiği formüle **yapı formülü (açık formül)** denir. Örneğin CH₄ molekülünün yapı formülü

3. BÖLÜM

DOĞADA KARBON

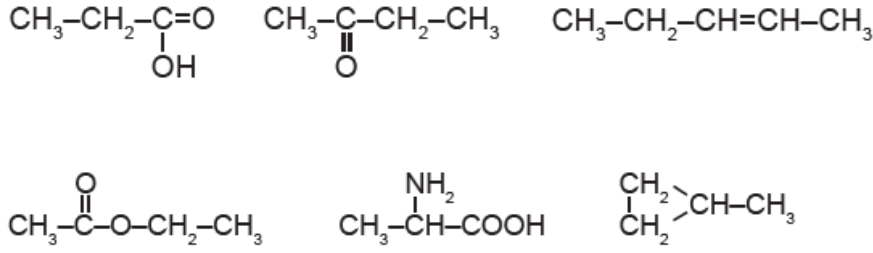
Atom numarası 6 olan ve periyodik tablonun 4A grubunda bulunan karbon elementinin 4 tane değerlik elektronu vardır. Karbon elementi değerlik elektronlarını aynı ya da farklı atomlarla ortaklaşa kullanarak 4 tane kovalent bağ yapar. Bu bağlar tekli olabileceği gibi ikili ya da üçlü olabilir. Karbonun oluşturabileceği bağ şekilleri aşağıda gösterilmiştir.



Karbon atomları arasında bağlar oluşurken açığa çıkan enerji fazla olduğundan oluşan bu bağlar diğer atomların kendi aralarında yaptıkları bağlara göre daha karardır.

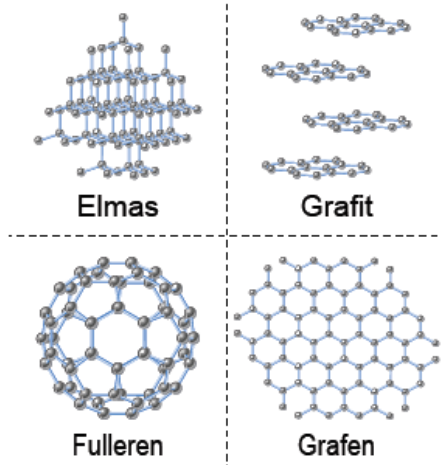
Karbon elementi diğer atom veya atom gruplarıyla çok sayıda bağ yapabilir. Karbon atomu düz ve dallanmış zincirli, halkalı, aromatik yapıya sahip çok sayıda bileşik oluşturur.

Karbon elementinin oluşturduğu bazı bileşikler



2.3.2. Karbonun Allotropları

Aynı tür atomların farklı dizilişte bir araya gelmesiyle oluşan maddelere **allotrop** denir. Aynı tür atomdan oluşmalarına rağmen allotrop maddelerin fiziksel ve bazı kimyasal özellikleri birbirinden farklıdır. Canlılığın temel yapı taşlarından biri olan karbonun elmas ve grafit gibi doğal, fulleren ve grafen gibi laboratuvar ortamında oluşturulmuş yapay allotropları vardır. Günümüzde karbon allotropları ve bunlardan üretilen yeni maddeler farklı alanlarda yoğun bir şekilde kullanılmaktadır.



Elmas: Elmas bilinen en sert doğal maddelerden biri olduğundan cam kesici, delici (matkap uçları) ve taş yontucu aletlerde kullanılır. Elmastaki her bir karbon atomu, çevresindeki diğer dört karbon atomu ile bağ oluşturur. Düzgün dörtyüzlü geometriye sahip kristal yapı oluşturan bu bağlar çok kuvvetlidir.

Grafit: Karbonun bir başka allotropu olan grafit; siyah renge, parlak görünüme ve yumuşak bir yapıya sahiptir. Grafitte, karbon atomları altıgen halkalar oluşturacak şekilde dizilmiştir. Bu altıgen halkalar tabakalar hâlinindedir. Tabakalar arasında zayıf bağlar bulunur. Grafit, yapısında bulunan pi bağlarındaki elektronların hareketinden dolayı ısı ve elektriği iletir.

Fulleren: Belirli sayıda karbon atomunun bir araya getirilmesiyle oluşturulan fulleren; top, tüp, çubuk ve halka şeklinde sınıflandırılabilen yapay bir allotroptur. Karbon atomları fullerenin tabakalarında beşgen, altıgen veya yedigen halkalar olarak dizilebilir.

Grafen: Karbon atomlarının altıgenlerden oluşan bal peteği örgü yapısında sıralanmasından elde edilen iki boyutlu düzlemsel yapıların çok nadir örneklerinden birisidir. Bu yapı, grafene olağanüstü özellikler kazandırmaktadır. Saydam olan grafen tabakası elektriği ve ısıyı çok hızlı bir şekilde iletebilir.

Karbon Nanotüp: Grafite uygulanan özel işlemler sonucu oluşan nanometre boyutundaki silindirik tüplere **nanotüp** denir. Nanometre metrenin milyarda biridir. Nanotüplerin çapları nanometre, uzunlukları ise milimetre boyutundadır.

4. BÖLÜM

LEWİS FORMÜLLERİ

2.4.1. Kovalent Bağlı Bileşiklerin Lewis Formülleri

Bir elementin son katmanındaki elektronlara o elementin **değerlik elektronları** denir. Elementler kovalent bağ oluştururken değerlik elektronlarını ortaklaşa kullanır. Ancak elementlerin değerlik elektronlarının hepsi bağ oluşumuna katılmayabilir. Molekül formüllerinde bağ oluşumuna katılan elektronlara **ortaklanmış (bağlayıcı) elektron** denir. Bir bağ ortaklaşa kullanılan iki elektrondan oluştuğundan bağı oluşturan elektronlar **bağlayıcı elektron çifti** şeklinde ifade edilir. Molekülde bağ oluşumuna katılmayan elektronlara **ortaklanmamış elektron**, bu elektronlar çift hâlinde bulunuyorsa **ortaklanmamış elektron çifti** denir.

Aşağıda N₂ molekülündeki ortaklanmış ve ortaklanmamış elektron çiftleri gösterilmiştir.

Ortaklanmış elektron çiftleri (Bağ oluşumuna katılan 3 çift elektron)



Değerlik elektronlarının, atomun sembolü etrafında noktalar hâlinde gösterilmesiyle elde edilen formüle **Lewis formülü** denir. 2. Periyot elementlerinin Lewis formülleri aşağıda verilmiştir

Grup	Lewis Yapısı	Grup	Lewis Yapısı
1A	Li·	5A	·N·
2A	·Be·	6A	·O·
3A	·B·	7A	·F·
4A	·C·	8A	·Ne·

Elementlerin periyodik cetveldeki gruplara göre yapabileceği bağ sayısı ve 2. periyot elementlerinin H elementiyle oluşturduğu bileşiklerin Lewis formülleri aşağıda gösterilmiştir.

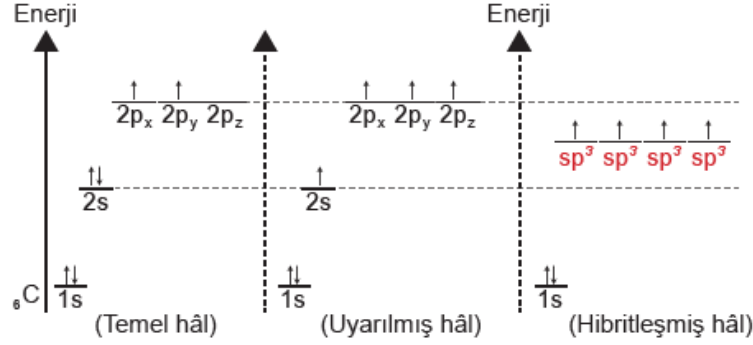
Grup	Yapabileceği Bağ Sayısı	Hidrojenle Oluşturduğu Bileşik	Lewis Formülleri
1A Grubu	1 Bağ	LiH	Li:H
2A Grubu	2 Bağ	BeH ₂	H:Be:H
3A Grubu	3 Bağ	BH ₃	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} \cdot \text{B} \cdot \text{H} \end{array}$
4A Grubu	4 Bağ	CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H} : \text{C} : \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
5A Grubu	3 Bağ	NH ₃	$\begin{array}{c} \text{H} : \text{N} : \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$
6A Grubu	2 Bağ	H ₂ O	$\begin{array}{c} \text{H} : \text{O} : \text{H} \end{array}$
7A Grubu	1 Bağ	HF	H:F:

5. BÖLÜM

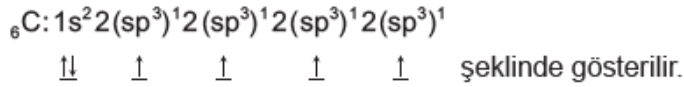
HİBRİTLEŞME-MOLEKÜL GEOMETRİLERİ

2.5.1. Hibritleşme

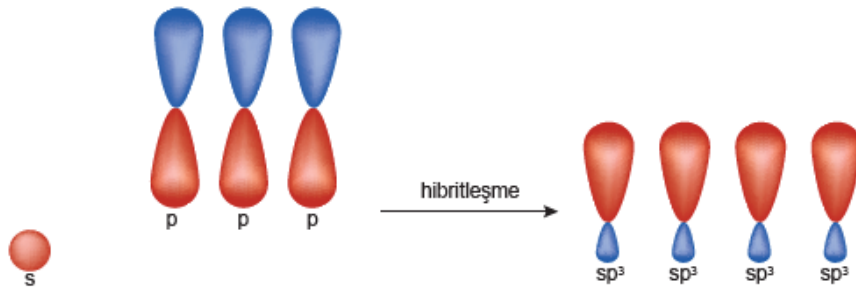
Aynı enerji düzeyinde bulunan farklı orbitallerin kendi aralarında örtüşerek eş enerjili yeni orbitaller oluşturmaya **hibritleşme (melezleşme)**, oluşan yeni orbitallere ise **hibrit (melez) orbital** denir. Aşağıdaki şekilde karbon atomunun temel, uyarılmış ve hibritleşmiş hâl orbitallerinin enerji seviyeleri gösterilmiştir.



Yukarıdaki şekilde görüldüğü gibi karbon atomunun s orbitali ve 3 tane p orbitali kendi aralarında örtüşerek 4 tane yeni hibrit orbital meydana getirmiştir. Örtüşen orbital sayısı 4 olduğundan oluşan hibrit orbital sayısı da 4'tür. Oluşan hibrit orbitalleri 1 tane s, 3 tane p orbitalinden oluştuğundan bu orbitallere **sp³ hibrit orbitali** denir.



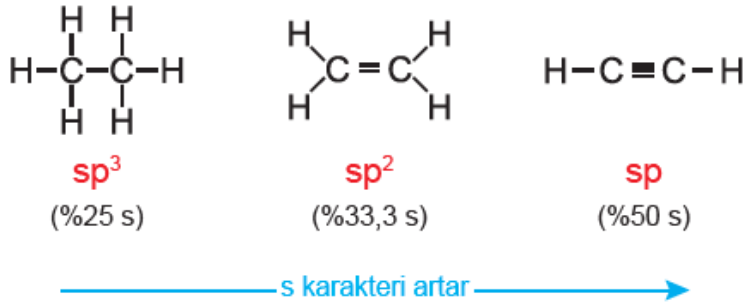
s ve p orbitallerinin örtüşmesi ile meydana gelen sp³ hibrit orbitalleri aşağıdaki şekilde gösterilmiştir (Şekil 2.8).



Metan molekülünde hibritleşmiş sp³ hibrit orbitalleriyle hidrojenin s orbitali uç uca örtüşerek C-H bağlarını oluşturmuştur. Bu şekilde iki orbitalin uç uca gelerek örtüşmesiyle oluşan bağlara **sigma (σ) bağı** denir. Düzlemin altında ve üstünde bulunan p orbitalleri düzleme dik şekilde birbiriyle yan yana örtüşerek yeni bağ oluşturur ve oluşan bu bağa **pi (π) bağı** denir.

Tekli Bağ	—	1 tane sigma bağı
İkili Bağ	=	1 tane sigma bağı + 1 tane pi bağı
Üçlü Bağ	≡	1 tane sigma bağı + 2 tane pi bağı

Karbon atomlarının yaptıkları bağa göre hibritleşmeleri aşağıda verilmiştir.



Karbon atomu 4 tane sigma bağı yapmışsa hibritleşme türü sp^3 tür.

Karbon atomu 3 tane sigma, 1 tane pi bağı yapmışsa hibritleşme türü sp^2 dir.

Karbon atomu 2 tane sigma, 2 tane pi bağı yapmışsa hibritleşme türü sp 'dir.

2.5.2. Molekül Geometrisi

Molekülde bulunan ortaklanmış ve ortaklanmamış elektron çiftlerinin birbirini itmesi molekül geometrisinde ve bağ açılarında değişimlere yol açar. VSEPR'e (Değerlik Katmanlı Elektron Çifti İtme Kuramı) göre molekülde ortaklanmış elektronlar ile ortaklanmamış elektron çiftlerinin birbirinden olabildiğince uzak konumlarda bulunması gerekir. Böylece elektronların birbirini itmesi en az düzeye iner ve bu durumdaki atomların konumuna göre molekül geometrisi belirlenir.

Moleküllerin VSEPR gösteriminde,

A: Merkez atomu,

X: Merkez atoma bağlı atom ya da atom gruplarını,

E: Merkez atomun çevresindeki ortaklanmamış elektron çiftlerini ifade eder.

Grup	Bileşik	Molekül Şekli ve Geometrisi	Bağ Açısı	Molekülün Polarlığı	VSEPR Gösterimi	Hibritleşme Türü
1A	LiH	Li-H Doğrusal	-	Polar		-
2A	BeH ₂	H-Be-H Doğrusal	180°	Apolar	AX ₂	sp
3A	BH ₃	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{B} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ Düzlem Üçgen (Üçgen Düzlem)	120°	Apolar	AX ₃	sp ²
4A	CH ₄	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{H}-\text{C}-\text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ Düzgün Dörtgenlülü	109,5°	Apolar	AX ₄	sp ³
5A	NH ₃	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{N} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \\ \\ \text{H} \end{array}$ Üçgen Piramit	107°	Polar	AX ₃ E	sp ³
6A	H ₂ O	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{O} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ Açısal (Kırık Doğru)	104,5°	Polar	AX ₂ E ₂	sp ³