



ÜNİTE II

KİMYASAL BAĞLAR

2. 1. KİMYASAL BAĞLAR VE SINIFLANDIRILMASI
- 2.2. ELEKTRONEGATİFLİK
- 2.3. İYONİK BAĞLAR
- 2.4. KOVALENT BAĞLAR, POLARLIK VE APOLARLIK
 - a. Elektron Nokta Yapısı (Lewis Yapısı)
 - b. Orbital Yapısı
 - c. Hibritleşme
 - d. 2. Sıra Elementlerinin Hidrojenle Oluşturduğu Bileşikler
 - e. İkili ve Üçlü Bağ Yapısı
- 2.5. KATI VE SIVILARDA BAĞLAR (MOLEKÜLLER ARASI BAĞLAR)
 - a. Metal Bağ
 - b. Kovalent Bağ ve Örgüsü
 - c. İyonik Bağlı Katılar
 - d. Dipol-Dipol Etkileşmesi
 - e. Van der Waals Bağları
 - f. Hidrojen Bağ



BU ÜNİTENİN AMAÇLARI



Bu üniteyi çalıştığımızda;

- Kimyasal bağları tanımlayacak,
- Kimyasal bağları sınıflandıracak,
- Elektronegatiflik kavramını tanıyacak,
- İyonik bağın oluşumunu açıklayacak,
- Elementlerin ve bileşiklerin Lewis formüllerini yazacak,
- Kovalent bağın oluşumunda orbital yapısındaki değişimi kavrayacak,
- Bağ sayısını açıklamak için hibritleşme modelini kullanacak,
- Periyodik cetvelin ikinci sırasındaki elementlerin bağ sayısını açıklayacak,
- İkinci sıra elementlerinin hidrojenli bileşikleri için bağların polarlığı ya da apolarlığını saptayacak,
- İkinci sıra elementlerinin hidrojenli bileşikleri için molekül geometrisini öngörecektir,
- İkinci sıra elementlerinin hidrojenli bileşikleri için molekülün polarlığını ya da apolarlığını belirleyecek,
- İkili ve üçlü bağların yapısal özelliğini açıklayacak,
- İkili ve üçlü bağların tekli bağdan farkını kavrayacak,
- Metal bağının özelliklerini açıklayacak,
- Ağ örgülü katıların (kovalent katıların) özelliklerini açıklayacak,
- İyonik bağlı katıların özelliklerini açıklayacak,
- Polar moleküllerin özelliklerini dipol-dipol etkileşimiyle ilişkilendirecek,
- Apolar moleküllerin özelliklerini van der Waals bağlarıyla ilişkilendirecek,
- Hidrojen bağının moleküle kazandırdığı özellikleri açıklayacaksınız.



BU ÜNİTEYİ NASIL ÇALIŞMALIYIZ?



- Lise Kimya 2 dersinin; 1.3.c.1, 1.2.c.2, 2.1.b, 2.1.c (1 ve 2), 2.2, 2.3 ve 2.4 bölümlerini okuyunuz.
- Lise Kimya 3 dersinin; 3.1, 3.2, 3.3, 5.1 ve kimya 4 dersinin 2.3 ve 3.5 bölümlerini okuyunuz.
- Kömüre halk arasında “kara elmas” denilmesinin nedenini araştırınız.
- Metallerin elektrik akımını iyi iletmesinin nedenini araştırınız.
- Su, donarken hacmi artan ender maddelerden biridir. Bu sayede buz su üstünde yüzer ve suda yaşayan canlılar, kışın buzun altında yaşamlarını sürdürür. Buzun suda batmamasının nedenini su molekülleri arasındaki bağlarla ilişkisini kurarak

2.1. KİMYASAL BAĞLAR VE SINIFLANDIRILMASI

Aynı ya da farklı tür atomların bir arada tutulmalarını sağlayan kuvvetli etkileşimlere kimyasal bağ denildiğini lise kimya 1 dersinden biliyorsunuz.



Atomlar neden kimyasal bağ yapar?

Atomların bağ yapmasının temel nedeni kararlı olma isteğidir. Kimyasal bağ, bu evrensel isteğin bir sonucudur. Bir sistemin ya da atomun kararlılığın ölçüsü ise minimum (en az) enerjili olmaktır. Öyleyse atomların bağ yapmasını enerjilerini azaltma işlemi olarak somutlaştırabiliriz.

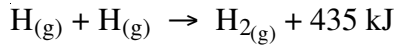


Lise kimya 2 dersinden (5. bölüm) anımsayacağınız gibi bağ oluşumu ekzotermik (ısı veren) bir olaydır.



Herhangi bir kimyasal bağ oluşurken daima ısı açığa çıkar.

1 mol H₂ molekülü oluşurken 435 kJ ısı açığa çıkar.



Bu örnekten şu sonucu çıkarabiliriz: 1 mol H atomu ile 1 mol H atomu, 1 mol H₂ molekülü oluşturmak üzere aralarında kimyasal bağ yaptıklarında toplam enerjileri 435 kJ azalmaktadır. Enerjileri azaldığı için de daha kararlı bir hâle gelmektedirler.



Kararlı olma isteği evrensel olduğuna göre; neden tüm atomlar birbirleriyle kimyasal bağ yapmak suretiyle enerjilerini azaltıp daha kararlı bir yapıya kavuşamıyorlar? Örneğin; soy gazlar neden başka atomlarla kimyasal bağ yapmaya yanaşmazlar?

Bağ oluşumunun yürütücü kuvveti minimum enerji eğilimi adını verdiğimiz kararlılık isteğidir. Ancak iki atom arasında bağ oluşumunu minimum enerji eğilimi tek başına belirlemez. Bağ oluşumunda maksimum düzensizlik eğilimi adını verdiğimiz ikinci bir faktörün de etkisi vardır.



Lise kimya 2 dersinin 7. ve 8.5 bölümlerinde düzensizlik faktörü açıklanmıştır.

İki atom arasında kimyasal bağ oluşumu her zaman için bu atomların daha düzenli hâle gelmesi demektir. Yani bağ oluşumunda düzensizlik azalmaktadır. Oysa atomlar da dahil olmak üzere evrendeki her şey maksimum (en çok) düzensiz olma eğilimindedir. Öyleyse bu eğilim kimyasal bağın oluşmasını engelleyen bir faktördür.

Minimum enerji eğilimi ile maksimum düzensizlik eğilimi; iki atom arasında oluşacak bir kimyasal bağ için yarış hâlinindedir.

*Minimum enerji eğilimi daha baskın gelirse kimyasal bağ oluşur.

*Maksimum düzensizlik eğilimi daha baskın gelirse kimyasal bağ oluşmaz.

İki atom arasında kimyasal bağ iki farklı şekilde olur: İyonik ve kovalent bağ. Bu bağları sırasıyla sonraki kısımlarda öğreneceksiniz.

2.2. ELEKTRONEGATİFLİK

Lise kimya 1 dersinden hatırlayacağınız gibi kovalent bağ, iki atomun bir çift elektronu ortak kullanmasıyla oluşur. Ortak kullanılan elektronlara bağ elektronları adı verilir. H_2 , F_2 , O_2 , N_2 gibi moleküller, aynı tür atomların kendi aralarında yaptıkları kovalent bağla oluşmuştur. Aynı tür atomların oluşturduğu kovalent bağda, bağ elektronlarının paylaşımı eşittir. HF , HCl , H_2O , NH_3 gibi moleküllerde ise farklı türden atomlar kovalent bağ yapmıştır. Farklı tür atomların oluşturduğu kovalent bağda, bağ elektronlarının paylaşımı eşit değildir. Atomlardan birisi, diğerine göre bağ elektronlarını daha güçlü çeker. Bu özellik elektronegatiflik kavramıyla açıklanır.



Bir atomun bağ elektronlarını çekme gücünün ölçüsüne elektronegatiflik denir.



Elementlerin elektronegatifliği; periyodik cetvelde soldan sağa ve aşağıdan yukarı gidildikçe artar. En elektronegatif element flüordur.

Bazı elementlerin elektronegatiflikleri Çizelge 2.1’de verilmiştir.

H 2,2							
Li 1,0	Be 1,6	B 2,0	C 2,6	N 3,0	O 3,4	F 4,0	
Na 0,9	Mg 1,3	Al 1,5	Si 1,9	P 2,2	S 2,6	Cl 3,2	
						Br 2,8	
						I 2,7	

Çizelge 2.1 : Periyodik cetvelin 1A, 2A, 3A, 4A, 5A, 6A ve 7A gruplarında bulunan bazı elementlerin elektronegatiflik değerleri

2.3. İYONİK BAĞLAR

Bir metal ile bir ametal genellikle iyonik bağ yapar. İyonik bağ elektron alış verişi ile gerçekleşir.



Bir metal ile bir ametalin tepkimesinde metal elektron verir, ametal elektron alır. Alınan ve verilen elektronlar değerlik elektronlarıdır.



Bir atomun en üst enerji seviyesindeki elektronlarına değerlik elektronları denir.



Periyodik cetvelin A gruplarında grup numarası değerlik elektron sayısına eşittir. Örneğin; 2A grubundaki Mg’un 2 tane, 7A grubundaki F’un 7 tane değerlik elektronu vardır.

1A, 2A ve 3A gruplarında metaller (bor dışında), 5A, 6A ve 7A gruplarında ise genellikle ametaller bulunur.



Bir atomun kaç elektron alacağı ya da vereceği nasıl saptanır?

İyonik bağ oluşurken periyodik cetvelin A gruplarında bulunan metaller elektron vererek, ametaller elektron alarak değerlik elektron sayılarının 8 olmasını sağlarlar. Böylece hem metalin (Li ve Be hariç) hem de ametalin (H dışında) elektron dizilişi He dışındaki herhangi bir soy gazın elektron dizilişine (ns^2np^6) benzer.



Element atomlarının, elektron alarak, vererek ya da elektron ortaklaşması yaparak elektron dizilişlerini soy gaz elektron dizilişine benzetmelerine oktet kuralı denir.



A gruplarındaki bazı element atomları elektron dizilişini helyum soy gazının elektron dizilişine ($1s^2$) benzetir.



Element atomlarının, elektron dizilişlerini helyumun elektron dizilişine benzetmelerine dublet kuralı denir.

Çizelge 2.2’de bazı A gruplarındaki element atomlarının oluşturabildikleri iyonun yükleri verilmiştir.

Grup	1A	2A	3A	5A	6A	7A
Değerlik elektron sayısı	1	2	3	5	6	7
Elektron alış verişi	1e verir.	2e verir.	3e verir.	3e alır.	2e alır.	1e alır.
Oluşacak iyonun yükü	+1	+2	+3	-3	-2	-1

Çizelge 2.2 : Oktet ve dublet kuralına göre bazı A gruplarında, element atomlarının oluşturabilecekleri iyonun yükleri

Elektron alış verişi ile oluşan pozitif ve negatif yüklü iyonlar arasında elektriksel çekim kuvveti oluşur.



Katyonlarla anyonlar arasındaki elektriksel çekim kuvvetiyle oluşan kimyasal bağa iyon bağı ya da iyonik bağ denir.

ÖRNEK : Mg ile F arasındaki iyon bağının oluşumunu açıklayınız. ($_{12}\text{Mg}$, $_{9}\text{F}$)

ÇÖZÜM : Element atomlarının elektron dizilişleri şöyledir.

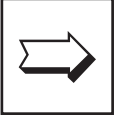


Mg’un 2 değerlik elektronu vardır ve bu iki elektronu vererek +2 yüklü Mg^{+2} iyonunu oluşturur. F atomlarının 7 değerlik elektronu vardır ve oktete ulaşmak için bir elektron alarak -1 yüklü F^- iyonunu oluşturur.



Mg^{+2} katyonu ile F^- anyonu birbirlerini çekerek iyon bağı oluştururlar. Bileşiğin formülü çaprazlama kuralına göre şöyle yazılır:





Bir tane Mg atomu 2e verir, bu iki elektronu her biri birer tane olmak üzere 2 tane F atomu alır. Böylece alınan elektron sayısı verilen elektron sayısına eşitlenmiş olur.



İyon bağıyla oluşmuş bileşiğe iyonik bileşik denir.



İyonik bileşiğin formülü, bileşikteki katyon ve anyonların sayısal olarak en basit oranını gösterir.

2.4. KOVALENT BAĞLAR, POLARLIK VE APOLARLIK

İki atom arasında oluşabilecek kimyasal bağlardan birisi de kovalent bağdır. Kovalent bağ en az bir çift elektronun paylaşımıyla gerçekleşir.



İki ametal arasında daima kovalent bağ oluşur. Paylaşılan (ortak kullanılan) elektronlar değerlik elektronlarıdır.

Elektron paylaşımı sonucu her iki atom, ya dublete ya da oktete ulaşır.

Elektronların ortak kullanılmasını ve kovalent bağın oluşumunu açıklamak için çeşitli teori ve modeller ileri sürülmüştür. Şimdi bunları açıklayalım.

a. Elektron Nokta Yapısı (Lewis Yapısı)

Elektron nokta yapısında, değerlik elektronları birer nokta ile simgelenir ve bu noktalar elementin sembolünün çevresine birer birer yerleştirilir. Bu gösterim şekline Lewis (Levis) formülü de denilmektedir.



Periyodik cetvelin herhangi bir grubunda bulunan elementlerin hepsinin değerlik elektron sayısı aynıdır.



Aynı grupta bulunan elementlerin Lewis formülleri aynı şekilde yazılır.

Çizelge 2.3'te A gruplarındaki elementlerin Lewis formülleri verilmiştir.

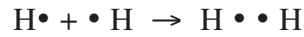
Grup	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
Değerlik elektronlarının dağılımı	ns^1	ns^2	$ns^2 np^1$	$ns^2 np^2$	$ns^2 np^3$	$ns^2 np^4$	$ns^2 np^5$	$ns^2 np^6$
Değerlik elektronlarının dağılımı	1	2	3	4	5	6	7	8
Lewis formülü	X	X	X	X	X	X	X	X
Örnek	H	Be	B	C	N	O	F	Ne

Çizelge 2.3 : Periyodik cetvelin A grubu elementlerinin Lewis formülleri



Kovalent bağın oluşumu Lewis formülüyle nasıl gösterilir?

Kovalent bağ ile oluşmuş atomlar kümesine molekül adı verildiğini lise kimya 1 dersinden biliyorsunuz. Söz gelimi; iki H atomu birer elektronlarını ortaklaşa kullanarak H_2 molekülünü oluşturur. Bu olayı Lewis formülüyle şöyle gösterebiliriz:



$H\cdot\cdot H$ gösterimi yerine $H : H$ gösterimi de kullanılabilir.



Ortak kullanılan bir çift elektrona bağ elektron çifti denir.

Bağ elektron çifti her iki H atomuna da aittir. Bu nedenle her iki H atomunun elektron dizilişi de dublete ulaşmıştır. H atomlarının dublete ulaştığını aşağıdaki gibi gösterebiliriz:



Bu gösterimde yeşil halka soldaki H atomunun, mavi halka sağdaki H atomunun iki elektronu olduğunu ifade eder.

H₂ molekülünde bağ elektron çiftine her iki H atomunun uyguladığı çekim kuvveti eşittir. Çünkü elektronegatiflikleri aynıdır.



Elektronegatiflikleri aynı olan atomların oluşturduğu kovalent bağa apolar (kutupsuz) kovalent bağ denir.

H₂, Cl₂, F₂, O₂, N₂ gibi moleküller aynı tür atomlardan oluşmuştur ve bu moleküllerde bağ elektron çifti eşit paylaşılır. Bu nedenle söz konusu moleküllerdeki kovalent bağların hepsi apolardır.



Farklı türden atomların oluşturduğu kovalent bağda elektronların paylaşımı nasıl olur?

H ile F arasında kovalent bağın oluşumunu aşağıdaki gibi gösterebiliriz:



Görüldüğü gibi H ile F atomları birer tane elektronlarını ortaklaşa kullanarak kovalent bağ oluşturmaktadır. Oluşan bağla birlikte H atomu dublete, F atomu oktete ulaşır. HF molekülünde bağ elektron çifti eşit olarak paylaşılmaz. Çünkü F atomu, H atomuna göre daha elektronegatifdir ve bağ elektron çiftini daha kuvvetli çeker. Bu nedenle HF molekülünün F atomu kısmî (-), H atomu kısmî (+) yüklü olur.



Elektronegatiflikleri farklı olan atomların oluşturduğu kovalent bağa polar (kutuplu) kovalent bağ denir.

H ile F atomlarının oluşturduğu kovalent bağ, polar kovalent bağdır.



Polar kovalent bağda elektronlar ortak kullanılır ancak bağ elektron çifti, elektronegatif atoma daha yakındır.



Moleküllerin Lewis formülü yazılırken nelere dikkat edilir?

Moleküllerin Lewis formülü yazılırken H atomunun dublete, 4A, 5A, 6A ve 7A grubu elementlerinin oktete ulaşması esas alınır. İki atom iki çift ya da üç çift elektronu da ortak kullanabilir.



Periyodik cetvelin 1A, 2A ve 3A grubundaki elementler (H dışında), kovalent bağ oluştururken oktet ve dublet kuralına uymazlar.

Atomlar arasında ortak kullanılan bağ elektron çiftleri kısa bir çizgi ile gösterilebilir.

Örneğin; $H : H$ yerine $H - H$, $H : \ddot{F} :$ yerine $H - F$ yazılır. Bu gösterimde bağa katılmayan (ortak kullanılmayan) diğer değerlik elektronları genellikle yazılmaz.

ÖRNEK : F_2 , O_2 , N_2 , HCl , H_2O moleküllerinin Lewis ve çizgi bağ formüllerini yazınız.

ÇÖZÜM



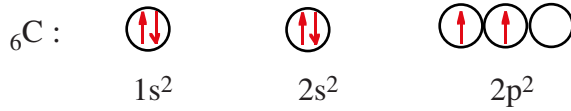
Bir atomun yapabileceği kovalent bağ sayısı, Lewis formülünde gösterilen eşleşmemiş (tek) elektronun sayısı kadardır. Bu nedenle H atomu 1 bağ, O atomu 2 bağ, N atomu 3 bağ, C atomu 4 bağ yapabilir.

b. Orbital Yapısı

Önceki kısımda bir atomun yapabileceği kovalent bağ sayısının Lewis formülündeki eşleşmemiş elektronlarının sayısı kadar olduğunu ifade etmiştik. Bu ifade temelde doğrudur, ancak elektronların orbitallere dağılımı incelendiğinde bir açmazla karşı karşıya kalırız. Örneğin; C atomunun Lewis formülü şöyledir:



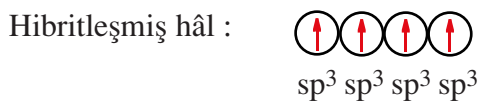
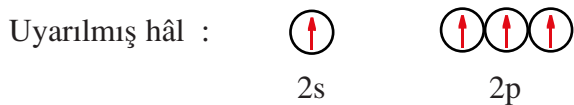
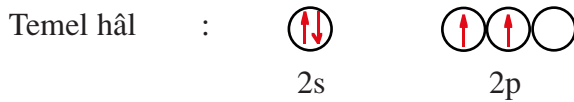
Dört elektron da eşleşmemiş olduğuna göre C atomları 4 kovalent bağ yapmalıdır. Karbonun orbital şemasını yazıp bunun olabilirliğini irdeleyelim.



Yukarıdaki orbital şemasına göre C atomunun eşleşmemiş elektronlarının sayısı 4 değil 2'dir. Kovalent bağ, atomların karşılıklı birer elektronlarını ortak kullanmasıyla oluştuğuna göre; eşleşmemiş 2 elektronu bulunan C atomu en çok 2 bağ yapabilir. Ancak yapılan deneyler C atomunun Lewis formülüne uygun olarak 4 kovalent bağ yaptığını kanıtlamıştır. Öyleyse C atomu bağ yaparken orbitallerinde bir değişimin olması gerekir. Bu değişimi açıklayan modele hibritleşme adı verilir.

c. Hibritleşme

C atomu bağ yaparken, 2s orbitalindeki elektronlardan birisi 2p orbitaline geçer. Böylece C atomu 4 tane yarı dolu değerlik orbitaline sahip olur. Daha sonra bu 4 orbital birbirleriyle girişim yapar ve 4 tane yeni orbital oluşur. Bu orbitallere hibrit (melez) orbitaller denir. Bu olayı C atomunun değerlik orbitalleri şemasında şöyle gösterebiliriz:



Atomik orbitallerin girişimiyle özdeş yeni orbitallerin oluşmasına hibritleşme ya da melezleşme denir.



Oluşan hibrit orbitallerinin sayısı ve simgesi, hibritleşme olayını gerçekleştiren ato-mik orbitallerin sayısı ve türüyle ilgilidir. C atomunda hibritleşmeyi 1 tane s ile 3 tane p orbitali yaptığı için bu orbitallerin sayılarının toplamı kadar yani 4 tane sp^3 hibrit orbitali oluşmuştur.

Hibritleşme; 1 tane s ile 2 tane p orbitali ile gerçekleşirse 3 tane sp^2 , 1 tane s ile 1 tane p orbitali ile gerçekleşirse 2 tane sp hibrit orbitali oluşur.



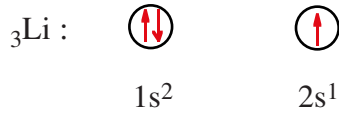
Periyodik cetvelin 4A grubundaki diğer elementler de bağ yaparken sp^3 hibrit orbitalleri oluşturabilir.

d. İkinci Sıra Elementlerinin Hidrojenle Oluşturduğu Bileşikler

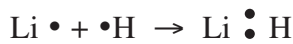
Periyodik cetvelin ikinci periyodunda sırasıyla Li, Be, B, C, N, O, F ve Ne elementleri yer almıştır. Şimdi bu elementlerin yapabilecekleri kovalent bağ sayısını, bağ özelliklerini ve oluşan molekülleri inceleyeceğiz.

Lityum

Lityumun elektron dağılımını şöyle gösterebiliriz:



Yarı dolu 1 tane orbitale sahip Li atomu bir kovalent bağ yapar. Hidrojenle yaptığı kovalent bağın oluşumu Lewis formülüyle şöyle gösterilir:



LiH (Lityum hidrür) molekülündeki Li - H kovalent bağı polardır. Çünkü Li ve H atomlarının elektronegatiflikleri farklıdır (Çizelge 2.1'e bakınız.). Molekülün H atomu tarafı kısmen negatif, Li atomu tarafı kısmen pozitifdir. Başka bir deyişle molekül de polardır. Li ve H atomlarının çekirdekleri bir doğru üzerinde bulunur yani molekül doğrusaldır.



İki atomdan oluşmuş tüm moleküller doğrusaldır.

Berilyum

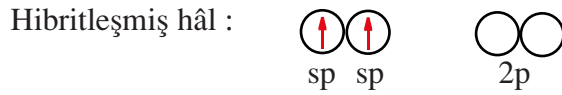


Yarı dolu orbitali olmayan Be'un eşleşmemiş elektronu bulunmadığı için ilk bakışta kovalent bağ yapamayacağını düşünebilirsiniz. Ancak Lewis formülüne göre ($\bullet\text{Be}\bullet$) Be'un iki kovalent bağ yapabileceğini daha önce öğrenmiştik.

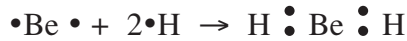


Eşleşmemiş elektronu olmayan Be, nasıl kovalent bağ yapar?

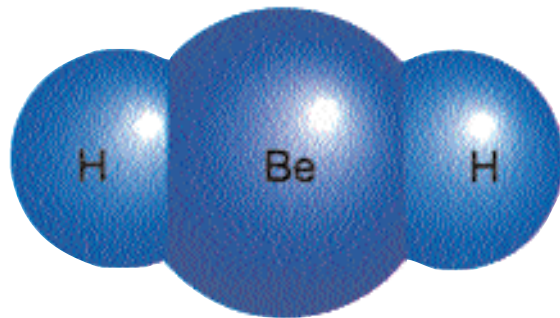
Be atomu bağ yapacağı zaman 2s orbitalindeki bir elektron 2p orbitaline geçer. Sonra 2s ve 2p orbitalleri hibritleşerek iki tane yarı dolu sp hibrit orbitali oluşturur.



Be atomu, hibritleşme sonucu oluşan yarı dolu sp orbitallerindeki eşleşmemiş elektronlarıyla kovalent bağ yapar.



BeH_2 (berilyum hidrür) molekülünde Be - H bağları, atomların elektronegatiflikleri farklı olduğu için polardır. Daha elektronegatif olan H atomları bağ elektronlarını çektiği için kısmen negatif, Be atomu da kısmen pozitif yüklüdür.



Şekil 2.1 : BeH_2 molekülünün hacimsel modeli

BeH_2 molekülü Şekil 2.1'de görüldüğü gibi doğrusaldır. Molekül doğrusal olduğu için apolardır.



Moleküldeki bağlar polar olmasına rağmen molekül apolar olabilir mi?



Bir molekülün polar ya da apolar olmasını belirleyen temel etmen, molekülün geometrik yapısıdır.



Bir molekülün geometrisini belirleyen nedir?

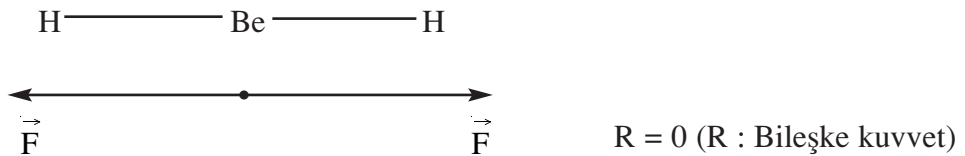
Merkez atomun bağ elektron çiftleri (negatif yüklü oldukları için) birbirlerini iter. Böylece elektron çiftleri birbirlerine göre en uzak konuma yönelirler. BeH_2 molekülünde merkez atom olan Be'un 2 tane bağ elektron çifti vardır. Bu iki çift elektron; aralarındaki açı 180° olduğunda birbirinden en az etkilenir. BeH_2 molekülünün doğrusal olmasının nedeni budur.



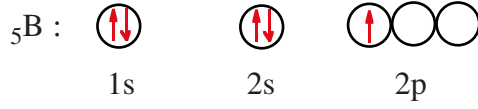
Bir molekülde, diğerlerine göre daha fazla bağ yapan atoma merkez atom adı verilir.

Şimdi BeH_2 molekülünün apolar oluşunun nedenini açıklayabiliriz. Be - H bağında H atomları bağ elektronlarını daha güçlü çeker (Çizelge 2.1'e bakınız.). Bu çekim kuvvetini \vec{F} gibi bir vektörle gösterelim. Bu durumda moleküldeki her iki Be - H bağı için de \vec{F} kuvveti söz konusudur. Ancak bunların yönleri farklı olduğu için bileşke kuvvet sıfır olur.

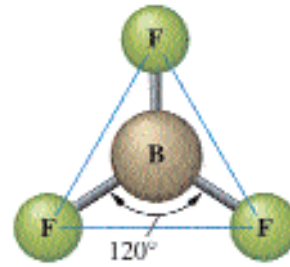
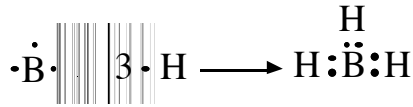
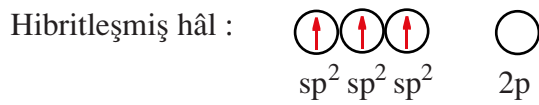
Eşit büyüklükte , doğrultuları aynı, yönleri farklı vektörlerin bileşkesi sıfırdır.



Bileşke kuvvetin sıfır olması, molekülde + yükler ile - yüklerin homojen dağılması yani molekülün apolar (yük bakımından kutupsuz) olması anlamına gelir.

Bor

Gördüğünüz gibi B atomunda yarı dolu bir tane orbital vardır. Oysa B atomunun Lewis formülü $\cdot\text{B}\cdot$ şeklindedir. Dolayısıyla B atomunun orbital yapısı ile Lewis formülü çelişmektedir. Bu çelişki de hibritleşme modeliyle açıklanır. B atomunun 2s orbitalindeki bir elektron 2p orbitallerindeki boş sp orbitallerinden birine geçer ve sonra üç orbital hibritleşme yapar. Sonuçta üç tane yarı dolu sp^2 hibrit orbitali oluşur.



Şekil 2.2 : BF_3 molekülünün top - çubuk modeli

BH_3 molekülünde H atomları, bir eşkenar üçgenin köşelerine doğru yönelmişlerdir. Üçgenin ağırlık merkezinde ise B atomu vardır. Bu geometriye düzlem üçgen geometri denir. H - B - H bağ açısı 120° dir. BF_3 molekülü de BH_3 gibi düzlem üçgen geometridedir. (Şekil 2.2).

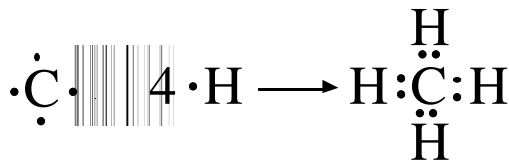
B - H bağları polar olmasına karşın düzlem üçgen geometriden dolayı BH_3 molekülü apolardır.



Aralarında 120° açı olan eşit büyüklükteki üç kuvvetin bileşkesi sıfırdır.

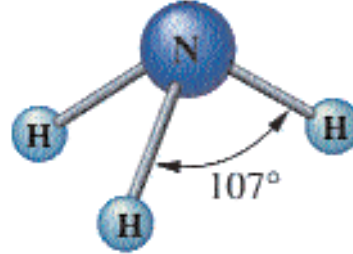
Karbon

Hibritleşme konusunda; karbonun hibritleşmeyle dört tane yarı dolu sp^3 hibrit orbitalleri oluşturduğunu öğrenmiştiniz. İşte C atomu, eşleşmemiş bu 4 elektronunu H atomlarıyla ortak kullanarak CH_4 (metan) molekülünü oluşturur.



piramit geometrisine sahiptir (Şekil 2.4). Piramidin tepesinde N atomu, taban köşelerinde ise H atomları bulunur.

Elektronegatiflik farkından dolayı N – H bağları polardır. Molekül geometrisinin üçgen piramit oluşu NH_3 molekülünün de polar olmasını sağlar.



Şekil 2.4 : NH_3 molekülünün top-çubuk modeli

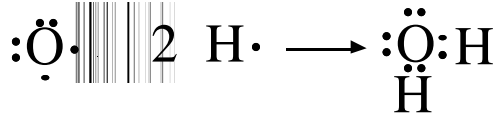


Merkez atomun bağa katılmayan elektron çifti varsa o molekül polardır.

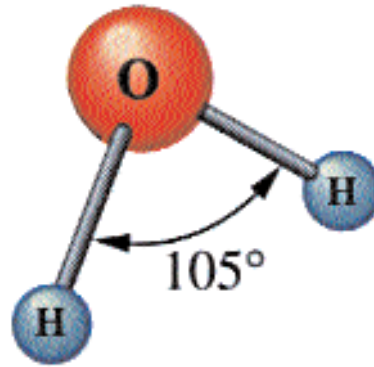
Oksijen



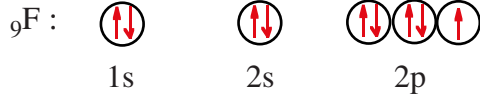
Gerek orbital yapısı, gerekse Lewis formülü O atomunun iki kovalent bağ yapabileceğini göstermektedir. Bu nedenle hibritleşme modelini kullanmaya gerek yoktur. O atomu eşleşmemiş iki elektronunu iki H atomuyla paylaşarak H_2O (su) molekülünü oluşturur.



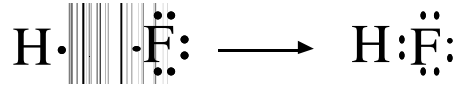
H_2O molekülü, kırık doğru şeklindedir (Şekil 2.5). Bağ açıları 105° dir. Elektronegatiflik farkından dolayı O - H bağları polardır. Merkez atom olan O'ın bağa katılmayan 2 çift elektronu vardır ve molekül polardır.



Şekil 2.5 : H_2O molekülünün top-çubuk modeli

Flüor

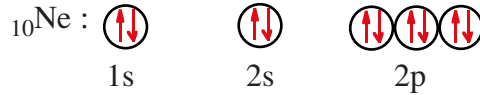
Yarı dolu bir orbitale sahip F atomu Lewis formülünden de anımsanacağı gibi H atomu ile bir kovalent bağ yaparak HF molekülünü oluşturur.



İki atomdan oluştuğu için HF molekülü doğrusaldır. Elektronegatiflik farkından dolayı H – F bağı polardır. HF molekülü de polar özellik gösterir.



Farklı element atomlarının oluşturduğu iki atomlu tüm moleküller (HF, HCl, NO, CO, ICl vb.) polardır.

Neon

Eşleşmiş elektronu olmayan Ne atomu kovalent bağ oluşturamaz.

Bağın İyonik ve Kovalent Karakteri

Aynı elementin atomlarının oluşturduğu moleküllerde kimyasal bağlar %100 kovalent karakterlidir. Başka bir deyişle elektron paylaşımı eşittir.



Farklı elementlerin atomlarının arasında oluşacak bağın iyonik ya da kovalent olduğunu nasıl anlarız?

Eğer bağ yapan iki atomun elektronegatiflikleri arasındaki fark 1,7'den büyükse o bağın iyonik karakteri daha yüksek demektir. Elektronegatiflik farkı 1,7'den küçükse atomlar elektron ortaklığı yapar, yani oluşan bağın kovalent karakteri yüksektir. Bu bağlara polar kovalent bağ adını veriyoruz.



%100 iyonik bağ yoktur.

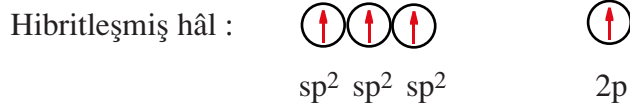
e. İkili ve Üçlü Bağ Yapısı

Daha önce karbon atomunun sp^3 hibritleşmesi yaparak 4 tane yarı dolu hibrit orbitaline sahip olduğunu öğrendik. C atomu, bu orbitallerdeki eşleşmemiş elektronlarını H atomu ile paylaşarak CH_4 molekülünü oluşturuyordu.



C atomu sp^2 ve sp hibritleşmeleri de yapabilir.

sp^2 hibritleşmesinde C atomunun p orbitallerinden birisi hibritleşmeye katılmaz.



C_2H_4 (etilen) molekülünde C atomları sp^2 hibritleşmesi yapmıştır ve molekülün Lewis formülü şöyledir:

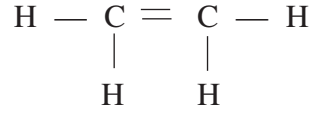


Lewis formülünde C atomlarını iki çift elektronu ortak kullandıklarını görmekteyiz. Bunlardan bir çifti C atomlarının sp^2 hibrit orbitallerindeki eşleşmemiş elektronlardır. C atomları sp^2 hibrit orbitallerindeki diğer iki elektronu H atomlarıyla paylaşır. C atomları arasından paylaşılan diğer elektron çifti ise hibritleşmeye katılmayan ve eşleşmemiş elektron taşıyan 2p orbitalindeki elektronlardır.



İki atom arasında bir çift elektronun paylaşılması ile oluşan kovalent bağa σ (sigma) bağı denir. Eğer iki atom iki ya da üç çift elektronu ortak kullanmışsa ikinci ve üçüncü elektron çiftleriyle oluşan kovalent bağa π (pi) bağı adı verilir.

C_2H_4 molekülünün Lewis formülünde bağ elektron çiftlerini kısa çizgiyle şöyle gösterebiliriz:



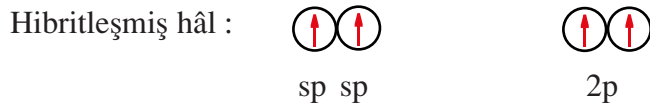
İki atom arasında iki çift elektronun paylaşılmasıyla oluşan kovalent bağa çift bağ ya da ikili bağ denir.

Çift bağdan birisi σ , diğeri π bağıdır. σ ve π bağı ile ilgili şunların bilinmesi gerekir:

- * İki atom arasında tekli bağ varsa o bağ σ bağıdır.
- * σ bağı oluşmadan π bağı oluşamaz
- * İki atom arasında sadece bir tane σ bağı oluşabilir.
- * σ bağı, π bağından daha kuvvetlidir.

Bu bilgilerin ışığında C_2H_4 molekülünde; C - H bağlarının ve C = C çift bağındaki bağlardan birinin σ bağı, C = C çift bağındaki bağlardan diğeri π bağı olduğunu söyleyebiliriz.

Karbon atomunun sp hibritleşmesi yapabileceğini daha önce vurgulamıştık. Bu hibritleşmeye ait orbital şemasını aşağıdaki gibi gösterebiliriz:



C_2H_2 (asetilen) molekülünde C atomları sp hibritleşmesi yapmıştır. Molekülün Lewis formülü ve çizgi bağ gösterimi şöyledir:





İki atom arasında üç çift elektronun paylaşılmasıyla oluşan bağa üçlü bağ denir.

C_2H_2 molekülünde karbon atomları arasında üçlü bağ oluşmuştur. Bu üç kovalent bağdan birisi σ bağı, diğer ikisi π bağlarıdır. C – H bağları ise σ bağıdır.

2.5. KATI VE SIVILARDA BAĞLAR (MOLEKÜLLER ARASI BAĞLAR)

Maddenin katı ve sıvı hâline yoğun fazlar denildiğini lise kimya 2 dersinden (3. bölüm) hatırlayacaksınız. Katı ve sıvı hâle yoğun faz denilmesinin nedenini şöyle açıklayabiliriz: Kinetik Teoriye göre gazlarda taneciklerin birbirleriyle temas etmemesi; dolayısıyla tanecikler arası etkileşimin olmamasına karşın katılarda ve sıvılarda tanecikler birbirine değmektedir. Taneciklerin sürekli teması, onların birbirleriyle bağ oluşturmalarıyla olanaklıdır. Tanecikler arasında etkileşimlerin (bağların) oluşması madde taneciklerini bir arada tutar. Şimdi katı ve sıvılarda tanecikleri bir arada tutan bu bağları birer birer öğreneceksiniz.

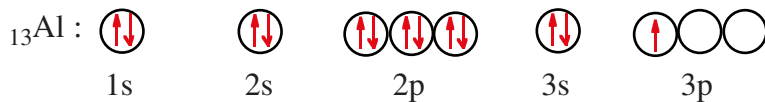
a. Metal Bağı

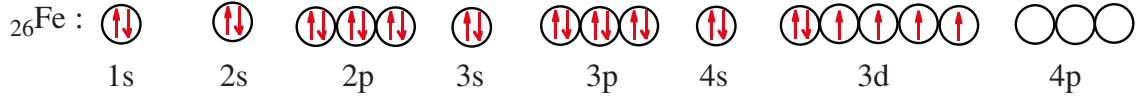
Metal atomlarının iki önemli özelliği vardır. Birincisi metallerin iyonlaşma enerjileri genellikle düşüktür.



İyonlaşma enerjisi düşük olan bir atom, değerlik elektronlarını kolay verir.

İkinci özellik ise metal atomlarının boş değerlik orbitaline sahip olmalarıdır. Al ve Fe elementlerinin orbital şemasında boş değerlik orbitallerini gösterelim:



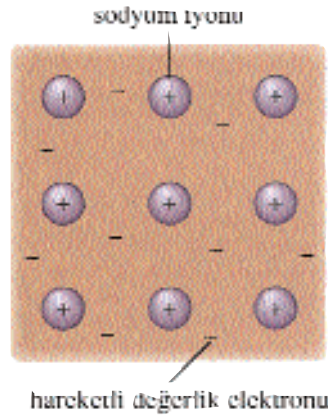


Metal atomlarının iyonlaşma enerjisinin düşük olmasının nedeni, değerlik elektronlarının çekirdek tarafından zayıf bir kuvvetle çekiliyor olmasıdır.

Hem boş değerlik orbitalinin bulunmasından hem de değerlik elektronlarının çekirdek tarafından zayıf bir kuvvetle çekilmesinden dolayı metalin değerlik elektronları boş olan değerlik orbitallerine geçebilmektedir. Metalden yapılmış bir cisim düşünürsek, bu cisimdeki bütün metal atomları için aynı durum söz konusudur. Daha ötesi bir atomdaki değerlik elektronu başka atomun değerlik orbitaline geçebilir. Bütün değerlik elektronlarının metal cisim içindeki bu hareketleri bir “elektron denizi” oluşturur. Atomlar ise değerlik elektronlarını vererek iyonlaşmıştır. Çünkü değerlik elektronları bir atom tarafından değil bütün atomlar tarafından kullanılmaktadır. Metal atomları, değerlik elektronlarını vererek hem negatif yüklü bir “elektron denizi” hem de pozitif yüklü metal iyonları oluşturur. Zıt yüklü oldukları için “elektron denizi” ile metal iyonları birbirini çeker (Şekil 2.6).



Pozitif yüklü metal iyonlarıyla negatif yüklü elektron denizi arasındaki çekim kuvvetine metal bağı denir.



Şekil 2.6 : Sodyum (Na) metalinin elektron denizi modeli

Periyodik cetvelin A grupları için;

- * Soldan sağa doğru gidildikçe metal bağının kuvveti artar.
- * Yukarıdan aşağıya doğru gidildikçe metal bağının kuvveti azalır.



Elektron denizindeki hareketli elektronlar, metallerin elektrik akımını ve ısıyı iletmelerini sağlar.

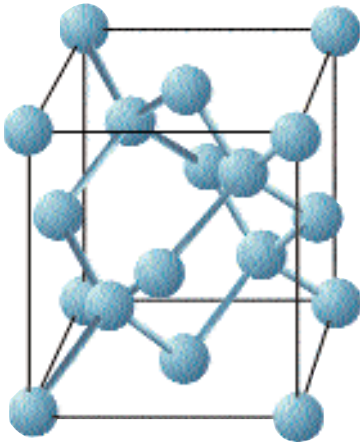
b. Kovalent Bağ ve Örgüsü

Bazı maddelerde atomlar, birbirlerine bir örgü oluşturacak şekilde yalnız kovalent bağlarla bağlanır.



Atomların kovalent bağlarla oluşturduğu örgü yapısına ağ örgüsü denir.

Ağ örgüsünde bütün bağlar kovalent bağdır. Kovalent bağlar güçlü olduğu için bu maddeler erime noktaları çok yüksek katılardır. Bu maddelere ağ örgülü katılar ya da kovalent katılar da denilmektedir. Karbonun alotropik şekillerinden birisi olan elmas ağ örgülü katılara bir örnektir. Belli bir miktar elmasta, bütün karbon atomları başka dört karbon atomuyla kovalent bağ yapmıştır (Şekil 2.7).



Kovalent katılar genellikle erime noktaları çok yüksek ve sert maddelerdir. Örneğin; elmas doğadaki en sert maddedir.



Camcılar camı elmastıraş adlı bir aletle keser. Bu aletin ucunda yapay elmas vardır. Yapay elmas camı kolaylıkla çizer ve keser.

Şekil 2.7 : Elmastaki ağ örgüsünün modeli

Doğal elmas pahalı olduğu için camcılıkta kullanılmaz, ışığı kırarak çok güzel bir görüntü oluşturduğundan süs eşyası olarak kullanılır.

Ağ örgülü katılara SiC (silisyum karbür) ve SiO₂ (silisyum dioksit) de örnek verilebilir.

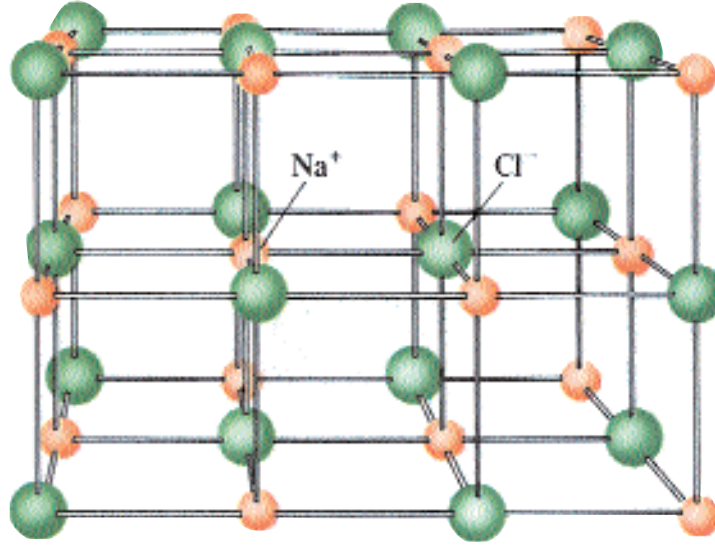
c. İyonik Bağlı Katılar

Daha önce iyon bağıyla oluşmuş bileşiklere iyonik bileşikler denildiğini ifade etmiştik.



İyonik bileşiklerin tümü oda sıcaklığında katı hâlde bulunur.

İyonik bileşiklerin erime noktaları genellikle yüksektir. Bunun nedeni iyonik katıdaki bağlarla ilgilidir.



Şekil 2.8 : NaCl bileşiminde iyonik kristal örgüsünün modeli

Şekil 2.8’de her anyonun zıt yüklü katyonlarla, her katyonun da zıt yüklü anyonlarla çevrili olduğunu görüyorsunuz. Bu iyonlar arasındaki çekim kuvvetine iyonik bağ denildiğini daha önce öğrenmiştiniz. Belirli miktardaki bir bileşikte iyonların hepsi zıt yüklü iyonlarla çevrilerek bir örgü yapısı oluşturur.



Anyon ve katyonların birbirine bağlanmasıyla oluşan örgü yapısına iyonik örgü ya da iyonik kristal denir.

İyonik kristalde bütün bağlar iyon bağıdır. İyon bağları güçlü olduğu için iyonik bileşiklerin erime noktaları yüksektir ve bu nedenle hepsi oda sıcaklığında katı hâlde bulunur.

d. Dipol-Dipol Etkileşmesi

Kovalent bağlarla oluşan bileşiklerin içinde ağ örgülü alanların sayısı çok azdır. Bu bileşiklerin büyük çoğunluğu molekül yapılıdır. Anımsayacağınız gibi molekül, aynı ya da farklı atomların birbirine kovalent bağlarla bağlandığı atom kümeleridir. Molekül yapılı bir bileşiğin özelliklerini taşıyan en küçük birimi moleküldür.



Ağ örgülü ve iyonik bileşiklerde, bileşiklerin özelliklerini taşıyan bir molekülden söz edilemez.

Kovalent bağlar polar ve apolar olmak üzere iki çeşittir. Moleküler bileşikler de molekülün geometrik şekline göre polar ve apolar moleküllü bileşikler olarak gruplandırabiliriz. Polar molekülde molekülün bir tarafının kısmen (+), diğer tarafının kısmen (-) olduğunu daha önce öğrenmiştiniz.



Dipol sözcüğü iki kutuplu anlamına gelir ve polar moleküller birer dipoldür.

İki polar molekülün zıt yüklü uçları karşı karşıya geldiklerinde moleküllerin arasında çekim kuvveti oluşur. Bu çekim kuvveti iki dipol arasında olduğundan dipol-dipol etki-leşmesi olarak adlandırılır.



Dipol-dipol etkileşmesi farklı moleküller arasında da oluşabilir.

Aralarında dipol-dipol etkileşmesi yapabilen iki sıvı madde birbirinin içinde çözünür. Örneğin; H_2O ve HCl molekülleri polar olan iki bileşiktir ve bu bileşikler birbiriyle karışarak çözelti oluşturur. Ayrıca iyonik bileşikler de polar çözücülerde çözünür.



Yemek tuzunun ve çay şekerinin suda çözünmesinin nedeni; suyun polar bir çözücü olması, yemek tuzunun iyonik ve çay şekerinin polar moleküllü bir bileşik olmasıdır.



Polar moleküllü bileşiklerin kaynama noktaları apolar moleküllü bileşiklerin kaynama noktalarından daha yüksek olur. Çünkü dipol-dipol etkileşmesi sıvı moleküllerinin birbirinden ayrılarak bağımsız gaz molekülleri hâline gelmesini zorlaştırır.

e. Van der Waals Bağları

Apolar moleküllerde (+) ve (-) yükler birbirini dengeleyecek şekilde dağıldığından dipol söz konusu değildir. Bununla birlikte apolar moleküllü maddeler katı ve sıvı hâlde bulunabilmektedir. Örneğin; I_2 molekülü apolardır ve oda sıcaklığında katı hâldedir. Bir maddenin katı hâlde bulunması, o maddeyi oluşturan tanecikler arasında bağ olmasıyla mümkündür. Çünkü anımsayacağınız gibi katılarda tanecikler birbirlerine değmekte ve madde içinde yer değiştirememektedir.



Apolar maddelerin taneciklerini katı ve sıvı hâlde bir arada tutan kuvvet nasıl ortaya çıkar?

Moleküldeki elektronların sürekli hareket hâlinde olduğunu biliyoruz. İşte bu hareketler sırasında bir an için elektronlar molekülün bir bölgesinde yoğunlaşabilir. Bu rastlantısal ve anlık durum, molekülün elektronlarının yoğunlaştığı kısmının, kısmen (-) yüklü hâle, diğer kısmının da kısmen (+) yüklü hâle gelmesine neden olur.



Apolar bir molekülün bir an için polar özellik kazanmasına anlık dipol denir.

Anlık dipolle polar hâle gelmiş böyle bir molekül, yakınındaki diğer apolar molekülleri etkileyerek bu apolar moleküllerde de anlık dipol oluşmasına neden olur.



Anlık dipoller arasında oluşan çekim kuvvetine van der Waals Bağları ya da London kuvvetleri denir.

Apolar moleküllü bir maddede anlık dipoller oluşur ve hemen bozulur. Anlık dipolün oluşması ve bozulması çok kısa sürede gerçekleşir: Çekim kuvveti, kalıcı dipoldeki gibi sürekli olmadığı için van der Waals bağları dipol-dipol etkileşimlerine göre zayıf bir bağlıdır.



Apolar moleküllü maddelerin kaynama noktalarının polar moleküllü maddelerin kaynama noktalarından düşük olmasının nedeni çekim kuvvetinin kalıcı değil anlık olmasıdır.

Apolar moleküllü maddeler, oda sıcaklığında genellikle gaz hâlinde bulunur. Katı ve sıvı hâlde olanların ise kaynama noktaları düşüktür. Örneğin; katı iyot kolaylıkla süblimleşir.



Katı naftalinin yünlü giyecekleri güveden koruduğunu günlük yaşamınızdan bili-yorsunuz. Naftalin, apolar moleküllü bir bileşiktir ve iyot gibi kolaylıkla süblimleşir. Naftalin buharlarından rahatsız olan güve bulunduğu ortamı terk eder ve böylece yünlü giyeceklerimizi kışın, defosuz bir kez daha giyebiliriz.

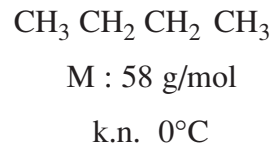
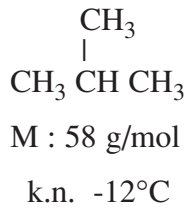
Van der Waals bağının kuvveti;

* Mol kütlesi arttıkça,

* Temas yüzeyi büyüdükçe artar.



Apolar iki molekül bileşikten van der Waals bağı daha kuvvetli olanın kaynama noktası daha yüksektir.



Yukarıda verilen apolar moleküllü bileşiklerin mol kütleleri eşittir. Ancak sağdaki bileşiğin temas yüzeyi daha büyüktür. Bu nedenle sağdaki bileşiğin, molekülleri arasındaki van der Waals bağları daha kuvvetli olup kaynama noktası yüksektir.



Bütün moleküller arasında van der Waals kuvvetleri vardır.

f. Hidrojen Bağı

Azot, oksijen ve flüor atomlarının doğrudan H atomuyla bağ yaptığı NH_3 , H_2O , HF gibi moleküllerde hidrojen bağı adı verilen moleküller arası bir bağ söz konusu olur.



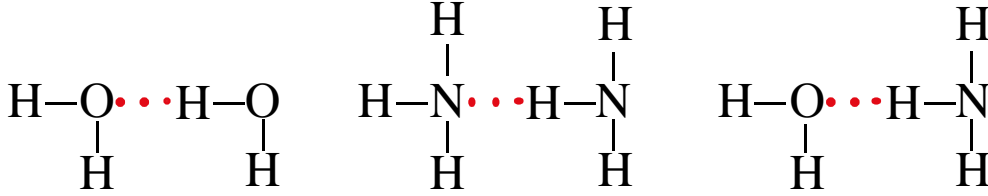
N, O ve F elektronegatifliği en büyük olan elementlerdir.

N, O ve F atomlarının H atomu ile oluşturduğu bağ, H atomunun kısmen pozitif yüklü olduğu polar bir bağlıdır.



Bir molekülde kısmen pozitif yüklü H atomu ile başka bir moleküldeki kısmen negatif yüklü N, O ya da F atomu arasındaki çekim kuvvetine hidrojen bağı denir.

Hidrojen bağı aynı moleküller arasında olduğu gibi farklı moleküller arasında da oluşabilir.



Yukarıda görüldüğü gibi kovalent bağ düz çizgiyle gösterilirken hidrojen bağları noktalı çizgiyle gösterilebilir.



Hidrojen bağı hem van der Waals bağlarından hem de dipol-dipol etkileşmelerinden daha güçlüdür. Bu nedenle molekülleri arasında hidrojen bağı oluşturabilen bileşiklerin kaynama noktaları çok yüksektir.



Yapılan hesaplamalara göre suyun kaynama noktasının $-80\text{ }^{\circ}\text{C}$ olması gerekmektedir. H_2O molekülleri arasında van der Waals, dipol-dipol ve hidrojen bağlarının olması, suyun $180\text{ }^{\circ}\text{C}$ farkla tam $100\text{ }^{\circ}\text{C}$ 'ta kaynamasına neden olur. Burada en belirleyici olan hidrojen bağıdır.



Molekülleri arasında hidrojen bağı oluşturabilen sıvılar birbirlerinin içinde çok iyi çözünürler. Örneğin; asetik asit ile su birbirleriyle her oranda karışırlar, çünkü bu iki sıvının molekülleri arasında hidrojen bağı oluşur.



Asetik asidin sudaki kütlece %5'lik çözeltisi sirke olarak bilinir.

Hidrojen bağı canlılığın sürekliliği için de önemlidir. Söz gelimi DNA molekülünün ikili sarmal yapısı nükleotitlerin arasındaki hidrojen bağlarıyla mümkün olur (lise biyoloji : 1, bölüm 4'e bakınız.).



Buz suyun üstünde yüzer, çünkü buzun yoğunluğu suyun yoğunluğundan küçüktür. Su donarken (buz hâline gelirken) hidrojen bağları sayesinde son derece düzenli bir örgü oluşturur. Bu düzenli yapı H_2O moleküllerinin birbirine yaklaşmasını engellediği için moleküller daha büyük bir hacme yayılır. Toplam hacim büyüdüğü için öz kütlesi küçülür. Öz kütlesi küçük olan buz, su üstünde yüzer ve böylece su altı yaşamı için bir tehdit oluşturmaz.

ÖĞRENDİKLERİMİZİ PEKİŞTİRELİM

1. İki atom arasında kimyasal bağın oluşmasını ya da oluşmamasını belirleyen etmenler nelerdir? açıklayınız.
2. Li ile Cl atomları arasında hangi tür bağ nasıl oluşur? Elektron dağılımlarını yazarak oluşacak bileşiğin formülünü yazınız (${}_{3}\text{Li}$, ${}_{17}\text{Cl}$).
3. Cl_2 , I_2 , ICl , H_2S ve CO_2 moleküllerinin Lewis formüllerini yazınız (${}_{17}\text{Cl}$, ${}_{53}\text{I}$, ${}_{1}\text{H}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{6}\text{C}$, ${}_{8}\text{O}$).
4. LiF , BeF_2 , BF_3 , CF_4 , NF_3 , OF_2 , ClF bileşikleri için;
 - A. Varsa merkez atomun hibritleşme türünü,
 - B. Lewis formüllerini,
 - C. Bağların polarlığını ya da apolarlığını,
 - D. Molekül geometrisini,
 - E. Molekülün polarlığını ya da apolarlığını belirtiniz (${}_{3}\text{Li}$, ${}_{9}\text{F}$, ${}_{4}\text{Be}$, ${}_{5}\text{B}$, ${}_{6}\text{C}$, ${}_{7}\text{N}$, ${}_{8}\text{O}$, ${}_{17}\text{Cl}$).
5. σ bağı ile π bağının özelliklerini karşılaştırarak açıklayınız.
6. Metal bağının elektron denizi modelini açıklayınız.
7. Ağ örgülü katıların erime noktalarının yüksek olmasının nedeni nedir?
8. İyonik bileşiklerin hepsinin oda sıcaklığında katı hâlde olmasının nedeni nedir?
9. Dipol-dipol etkileşmesi van der Waals bağından neden daha kuvvetlidir?
10. Hidrojen bağının oluşması için koşullar nelerdir?



ÖZET

Tüm sistemler gibi atomlar da kararlı olmak isterler. Kararlılığın ölçüsü ise minimum enerjidir. Atomlar elektron alarak, vererek ya da ortak kullanarak bir başka atomla kimyasal bağ oluşturur. Bağ oluşumu sırasında enerji açığa çıktığı için atomların enerjisi azalır. Bağ oluşumu periyodik cetvelin A gruplarındaki elementlerin atomlarında oktet ya da dublet kuralına göre olur. Dolayısıyla bağ oluşumu sonucu atomların elektron dizilişi soy gazların elektron dizilişlerine benzer.

Elektronegatiflik bir atomun kimyasal bağdaki bağ elektronlarını çekme gücüyle ilgili bir özelliktir. Bağı oluşturan element atomlarının elektronegatiflik farkı 1,7'den büyükse iyonik bağ, 1,7'den küçükse kovalent bağ oluşur. H_2 , O_2 , N_2 gibi element moleküllerindeki bağlar %100 kovalenttir. Bunun dışında ne %100 iyonik ne de %100 kovalent bağ vardır. Her iyonik bağ kovalent karakter, her kovalent bağ da iyonik karakter taşır.

Elementlerin değerlik elektronlarının sembolleri çevresinde gösterilmesine Lewis formülü denir. A gruplarındaki elementler için sembolün çevresine grubun numarası kadar nokta konulur. Moleküllerin Lewis formülü yazılırken H atomunun dublete diğer atomların oktete ulaşması esas alınır.

Periyodik cetvelin 2A, 3A ve 4A grubundaki element atomları için eşleşmemiş elektronların (yarı dolu değerlik orbitallerinin) sayısı ile Lewis formülleri çelişkili görünür. Söz konusu element atomlarının sp , sp^2 ve sp^3 hibritleşmesi yaptıkları kabul edilerek bu çelişki ortadan kaldırılmıştır. Periyodik cetvelin 2. periyodundaki elementlerin ve bu elementlerin hidrojenli bileşiklerinin özellikleri Çizelge 2.4'te özetlenmiştir.

Element	Li	Be	B	C	N	O	F	Ne
Değerlik elektronlarının dağılımı	$2s^1$	$2s^2$	$2s^2 2p^1$	$2s^2 2p^2$	$2s^2 2p^3$	$2s^2 2p^4$	$2s^2 2p^5$	$2s^2 2p^6$
Kovalent bağ sayısı	1	2	3	4	3	2	1	0
Oluşan molekül	LiH	BeH ₂	BH ₃	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF	-
Molekül geometrisi	doğrusal	doğrusal	düzlem üçgen	düzgün dört yüzlü	üçgen piramit	kırk doğru	doğrusal	-
Bağların polarlığı	polar	polar	polar	polar	polar	polar	polar	-
Molekülün polarlığı	polar	apolar	apolar	apolar	polar	polar	polar	-
Molekülleri arasındaki bağlar	London, dipol-dipol	London	London	London	London, dipol-dipol, hidrojen bağı	London, dipol-dipol, hidrojen bağı	London, dipol-dipol, hidrojen bağı	-

Çizelge 2.4: Periyodik cetvelin 2. periyodundaki elementlerin hidrojenli bileşiklerinin bazı özellikleri

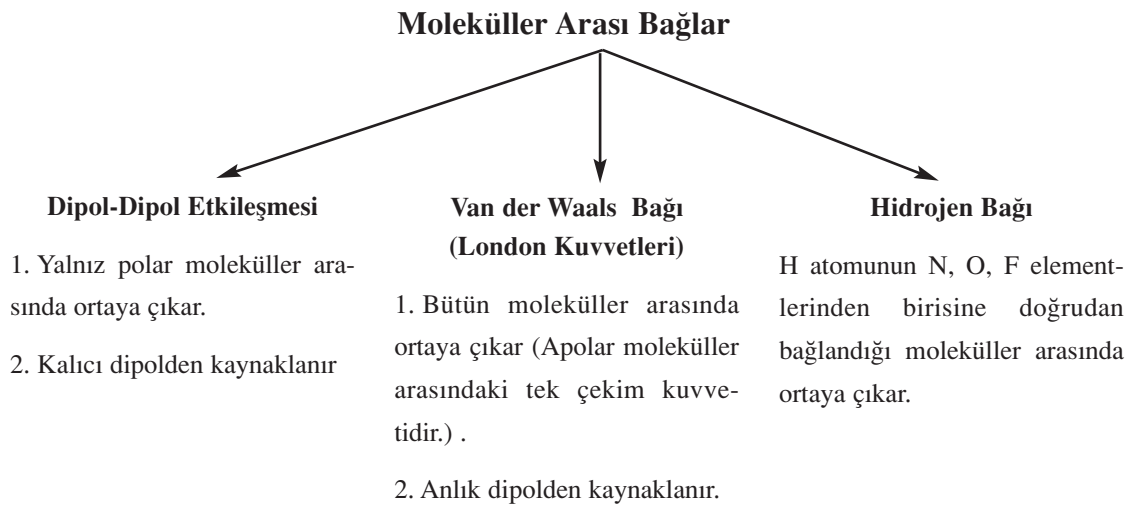
İki atom arasında bir çift elektronun ortak kullanılmasıyla oluşan bağ σ (sigma) bağıdır. İki atom arasında yalnız bir tane σ bağı oluşabildiğinden; ikili bağın birisi σ bağı diğeri π (pi) bağı, üçlü bağın ise birisi σ bağı diğeri π bağıdır. σ bağı oluşmadan π bağı oluşmaz. σ bağı π bağından daha kuvvetlidir.

Metal bağı, gevşek ve hareketli elektronların metalik katıda oluşturduğu elektron denizi ile metal iyonların arasındaki çekim kuvvetidir. Elektronların gevşek olmasının nedeni iyonlaşma enerjisinin düşük, hareketli olmasının nedeni ise atomların boş değerlik orbitallerinin olmasıdır. Elektron hareketleri sayesinde metaller elektrik akımını ve ısıyı iletir.

Ağ örgülü katılar atomların birbirlerine sadece kovalent bağla bağlandığı maddelerdir. Kovalent bağın kuvvetli olması nedeniyle ağ örgülü maddelerin erime sıcaklıkları çok yüksektir.

İyonik katılar (+) ve (-) yüklü iyonların düzenli bir örgü oluşturmasıyla oluşur. İyon bağı da kuvvetli bir bağıdır. Bu nedenle iyonik bileşiklerin tümü oda sıcaklığında katı hâlde bulunur.

Moleküller arası bağlar üç çeşittir. Şema 3.2’de moleküller arası bağlar sınıflandırılmıştır.

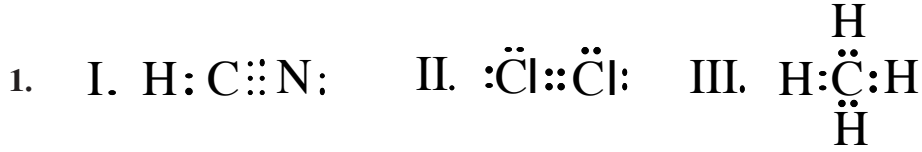


Şema 2.2: Moleküller arası bağların sınıflandırılması ve bazı özellikleri

Moleküller arası bağlar maddenin fiziksel hâlini belirler. Moleküller arası bağlar ne kadar kuvvetliyse maddenin kaynama noktası o kadar yüksek olur. Moleküller arası etkileşimleri aynı olan sıvılar birbirlerinin içinde çözünür.



DEĞERLENDİRME SORULARI



Yukarıdaki Lewis formüllerinden hangisi **yanlıştır**? (${}_1\text{H}$, ${}_6\text{C}$, ${}_7\text{N}$, ${}_{17}\text{Cl}$)

A) Yalnız I

B) Yalnız II

C) Yalnız III

D) I ve II

E) I,II ve III

2. X atomu, H atomu ile polar XH_3 molekülünü oluşturduğuna göre;

I. X elementi 3A grubundadır.

II. Molekül geometrisi üçgen piramittir.

III. XH_3 molekülleri arasında dipol-dipol etkileşimi vardır.

Yargılarından hangisi ya da hangileri doğrudur?

A) Yalnız I

B) Yalnız II

C) I ve II

D) I ve III

E) II ve III

3. Periyodik cetvelin 1A grubunda bulunan X metali ile 6A grubunda bulunan Y ametalinin elektron alış verişiyle oluşturdukları bileşiğin formülü aşağıdakilerden hangisidir?

A) X_2Y B) XY C) XY_6 D) XY_2 E) X_6Y

4. I. İki atom arasında yalnız bir tane σ bağı oluşabilir.

II. σ bağı oluşmadan π bağı oluşmaz.III. σ bağı ile π bağının kuvvetleri eşittir.

Yukarıdaki yargılarından hangisi ya da hangileri doğrudur?

A) I, II ve III

B) II ve III

C) I ve II

D) Yalnız II

E) Yalnız I

5. Aşağıdaki moleküller için moleküller arası bağ hangisinde **yanlıştır** belirtilmiştir?

	Molekül	Moleküller arası bağ
A)	BeH_2	London kuvvetleri
B)	H_2O	hidrojen bağı
C)	H_2	hidrojen bağı
D)	LiH	dipol-dipol etkileşimi
E)	CH_4	van der Waals bağları

6. Aşağıdaki moleküllerin hangisinde atomlar arasında π bağı oluşur? (${}_1\text{H}$, ${}_8\text{O}$, ${}_9\text{F}$, ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_{35}\text{Br}$)

A) H_2 B) Cl_2 C) F_2 D) Br_2 E) O_2

7. I. Ağ örgülü maddelerin erime noktaları yüksektir.
 II. İyonik bileşiklerin hepsi oda sıcaklığında katı hâlde bulunur.
 III. Elektronların hareketli oluşu metallerin elektrik akımını iletmesini sağlar.
 Yukarıdaki yargılarından hangisi ya da hangileri doğrudur?
 A) I, II ve III B) I ve II C) I ve III D) II ve III E) Yalnız III
8. I. BF_3 (bor triflüorür)
 II. NF_3 (azot triflüorür)
 III. CF_4 (karbon tetraflüorür)
 Yukarıdaki moleküllerin hangisinde atomlar arasındaki bağlar polar olmasına karşın molekül apolardır? ($_5\text{B}$, $_6\text{C}$, $_7\text{N}$, $_9\text{F}$)
 A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III D) I ve III E) I, II ve III
9. Aşağıdaki moleküllerin hangisinde %100 kovalent bağ vardır?
 A) HF B) HCl C) ICl D) H_2O E) N_2
10. Aşağıdaki moleküllerin hangisinde atomlar arasındaki bağın iyonik karakteri **en yüksektir**? (Çizelge 2.1'i dikkate alınız.)
 A) H_2O B) NH_3 C) HF D) OF_2 E) NO
11. I.

$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array}$$
 II. $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_2 - \text{CH}_3$
 III.

$$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 - \text{C} - \text{CH}_3 \\ | \\ \text{CH}_3 \end{array}$$
 Yukarıdaki apolar moleküllü bileşiklerin mol kütleleri eşittir. Buna göre bileşiklerin kaynama noktaları arasındaki büyüklük ilişkisi nasıldır?
 A) I > II > III B) II > I > III C) III > II > I D) III > II > II > E) II > III > I
12. I. CBr_4
 II. BeCl_2
 III. BF_3
 Yukarıdaki moleküllerin hangisinin oluşumunda merkez atom hibritleşme yapar? ($_4\text{Be}$, $_5\text{B}$, $_6\text{C}$, $_9\text{F}$, $_{17}\text{Cl}$, $_{35}\text{Br}$)
 A) yalnız I B) yalnız II C) yalnız III D) II ve III E) I, II ve III

