

ANORGANİK KİMYA - 1

✓ Atom

- ✎ Dalton Atom Teorisi
- ✎ Atom Altı Parçacıkların Keşfi
- ✎ Elektronun Keşfi
- ✎ Millikan Yağ Damlası Deneyi
- ✎ Kanal Işınları
- ✎ X Işınları ve Atomların Proton Sayılarının Belirlenmesi
- ✎ Rutherford Atom Teorisi

✓ Işık - Madde Etkileşimi

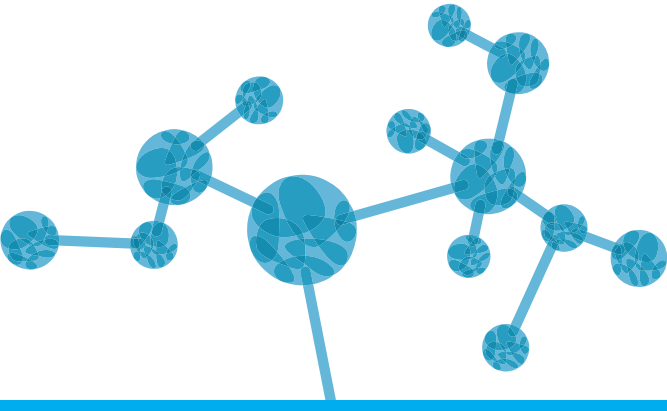
- ✎ Işığın İkircikli Yapısı
- ✎ Elektromanyetik Dalga (Işıma)
- ✎ Elektromanyetik Spektrum
- ✎ Atom Spektrumları
- ✎ Emisyon (Işıma) Spektrumu ve Absorpsiyon (Soğurma) Spektrumu
- ✎ Bohr Atom Modeli
- ✎ Hidrojen Spektrumunda Seriler

✓ Modern Atom Teorisi

- ✎ De Broglie Dalga Boyu
- ✎ Davisson-Germer Deneyi
- ✎ Heisenberg Belirsizlik İlkesi
- ✎ Schrödinger Dalga Denklemi
- ✎ Kuantum Sayıları
- ✎ Girinlik
- ✎ Perdeleme
- ✎ Elektron Dağılımı

✓ Atomla İlgili Temel Kavramlar

- ✎ İyon
- ✎ İzoelektronik Tanecikler
- ✎ İzotop Atomlar
- ✎ İzoton
- ✎ İzobar
- ✎ Allotrop



ATOM VE ATOMUN YAPISI

1. Atom

Doğada bulunan maddeler “atom” adı verilen yapı taşlarının bir araya gelmesi ile oluşmuştur. Atomlar çok küçük taneciklerdir. Bu nedenle keşfedilmeleri ve yapısal özelliklerinin belirlenmesi çok uzun zamana yayılmıştır. Bu süreçte atomun yapısının aydınlatılması için bir çok deney ve gözlem yapılmıştır. Günümüzde Kuantum Mekaniksel hesaplamalara dayalı olarak geliştirilen “Modern Atom Teorisi” atomun yapısını açıklamakta kullanılmaktadır.

1.1. Dalton Atom Teorisi

Atom için kabul gören ilk öneri; 1807 yılında John Dalton tarafından yapılmıştır. Bir çok hatalar içermesine rağmen Dalton’un öne sürdüğü atom teorisi elementler ve bileşikler ile ilgili önemli noktalara açıklık getirmiştir. Bu teoriye göre,

- Elementlerin en küçük yapı taşları atomlardır.
- Atomlar içi dolu kürelerdir.
- Atomlar daha küçük parçalara bölünemezler.
- Bir elementin tüm atomları aynıdır.
- Farklı elementlerin atomları farklı kütlelere sahiptir.
- Bileşikler, farklı cins atomların belirli oranlarda birleşmesi ile oluşur.
- Bir kimyasal tepkimede atomlar yok edilemezler veya yoktan var edilemezler. Ancak yeni maddeleri oluşturmak üzere yeniden düzenlenebilirler.

Dalton’un atom kuramı, kütlelerin korunumu, sabit oranlar yasası ve katlı oranlar yasaları olarak bilinen kimyanın temel üç yasasını açıklamıştır.

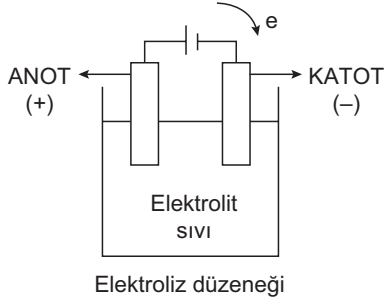
Dalton Atom Modelindeki Hatalar:

- Atomlar boşluklu yapıda olup, içi dolu küreler değildir.
- Radyoaktif olaylarda atomlar parçalanabilir.
- Bir elementin tüm atomları aynı kütlede olmak zorunda değildir. Aynı elementin izotoplarının kütleleri farklıdır.

1.2. Atom Altı Parçacıkların Keşfi

Atomun yapısında daha küçük parçacıkların bulunduğu ilk olarak elektriklenme deneyleri ile keşfedilmiştir. Sürtünme sonucunda maddelerin (–) ya da (+) ile yüklenerek elektroskopun yapraklarını etkilemesi, atomların yüklü küçük parçacıklardan oluştuğunu göstermektedir. Maddenin yüklü parçacıklarla olan ilişkisi, Faraday’ın elektroliz deneyleri ile açıklanmıştır.

1832 yılında Mischael Faraday, elektrik akımı ile bileşiklerin elementlerine ayrıştırıldığı bir seri elektroliz deneyi yapmıştır. Bu deneylerde, elektroliz devresinden geçen elektrik miktarı ile ayrılan madde miktarı arasında bir orantı olduğunu belirlemiştir.



Elektrik yük miktarı = Akım şiddeti x Zaman

$$\theta = i \times t$$

θ = Devreden geçen elektrik yükü (Kulon)

i = Devreden geçen akım (Amper)

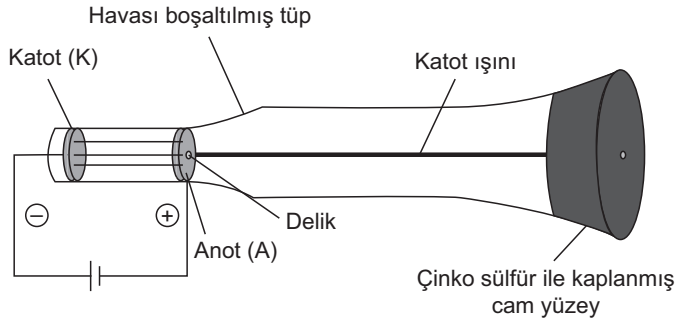
t = Zaman (saniye)

🔗 Bu deneyler sonucunda atomların elektrik yüklü (yani + ve – yüklü) alt parçacıklardan oluştuğu belirlenmiştir.

1.3. Elektronun Keşfi

Elektronun keşfindeki ilk somut adım katot ışınlarının bulunmasıdır. İlk katot ışınları tüpü Micheal Faraday tarafından yapılmıştır. Katot ışınları tüpü, havası boşaltılmış bir cam tüpün uçlarına iki elektrot yerleştirilmesiyle oluşur. Bu elektrotlara yüksek gerilim uygulandığında, katot olarak adlandırılan eksi yüklü kutuptan anot olarak adlandırılan artı yüklü kutuba doğru giden bir ışın demeti oluşur. Katottan çıkan bu ışınlara “katot ışınları” adı verilmiştir. William Crooks kendi adını verdiği katot ışınları tüpünü geliştirerek, katot ışınlarının davranışlarını incelemiştir. Bu taneciklere “elektron” adının verilmesi, George Johnstone Stoney tarafından önerilmiştir.

Julius Plücker, katot ışınlarının manyetik alandan etkilendiğini ve yön değiştirdiğini keşfetmiştir.



Katot ışınlarının özellikleri:

1. Katot ışınları katottan anoda doğru (doğrusal hızla) hareket ederler.
2. (–) Yüklü ışınlardır (hızla hareket eden elektronlardır)
3. Elektriksel ve manyetik alanda sapmaya uğrarlar.
4. Özellikleri tüpün içerisindeki gazın ve katodun yapıldığı metalin türüne bağlı değildir.
5. Metal levhadan geçemezler.
6. ZnS ile kaplanmış yüzeyde floresans (ışıldama) oluştururlar.
7. İnce bir metal plakayı ısıtıp akkor hale getirirler.
8. Gaz moleküllerinden elektron kopararak iyonlaşmasını sağlarlar.
9. Negatif fotoğraf filmine etki ederler.
10. Bir metalin yüzeyine çarptıklarında X– ışını oluşturabilirler.



Katot ışınları ile ilgili,

- I. Elektrotun cinsine bağlıdır.
- II. Tüpün içindeki gazın cinsine bağlıdır.
- III. Elektriksel alanda pozitif kutba saparlar.

Yargılarından hangileri doğrudur?

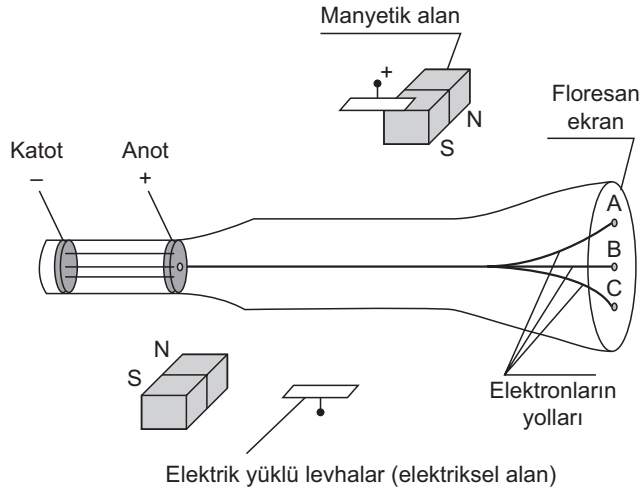
- A) Yalnız I
- B) Yalnız II
- C) Yalnız III
- D) I ve II
- E) II ve III

Çözüm:

Katot ışınları (–) yüklü elektronlardır. Pozitif kutba saparlar. Her atomda bulunan temel parçacık türü olduklarından elektrodun (metalin) ve tüp içerisindeki gazın cinsine bağlı değildirler.

Cevap C

Katot ışınları yüklü tanecikler olduklarından elektriksel alanda pozitif kutba saparlar. Aynı zamanda manyetik alandan etkilenirler. 1897 yılında J.J. Thomson, elektrik ve manyetik alanı aynı anda kullanarak elektronlar için yük/kütle oranını hesaplamıştır.



Crooks tüpüne bir elektriksel alan uygulandığında, eksi yüklü elektronlar pozitif kutba sapar. Yüklü parçacığın elektriksel alanda sapma miktarı, parçacığın elektrik yükü ile doğru orantılı, kütlesi ile ters orantılıdır. Elektrik alana dik olacak şekilde bir manyetik alan uygulanırsa elektronların tüp içerisindeki yönü değiştirilebilir. Hatta elektrik alan ile manyetik alan kuvvetleri dengelenirse elektronların doğrusal hareketlenmeleri sağlanabilir. J.J. Thomson'ın yaptığı hesaplama bu iki zıt yönlü vektörel kuvvetin birbirine eşitlenmesine dayanmaktadır. Bu hesaplama sonucunda elektronlar için hesaplanan $\frac{\text{yük (e)}}{\text{kütle (m)}}$ oranı; $-1,76 \times 10^8$ c/g olarak bulunmuştur.



J.J. Thomsonun, Crooks tüpü ile yaptığı deneylerle ilgili,

- I. Elektronların kütlesini hesaplamıştır.
- II. Elektronları yönlendirmek için yalnızca elektrik alanı kullanmıştır.
- III. Katot ışınlarının yük/kütle oranını hesaplamıştır.

yargılarından hangileri doğrudur?

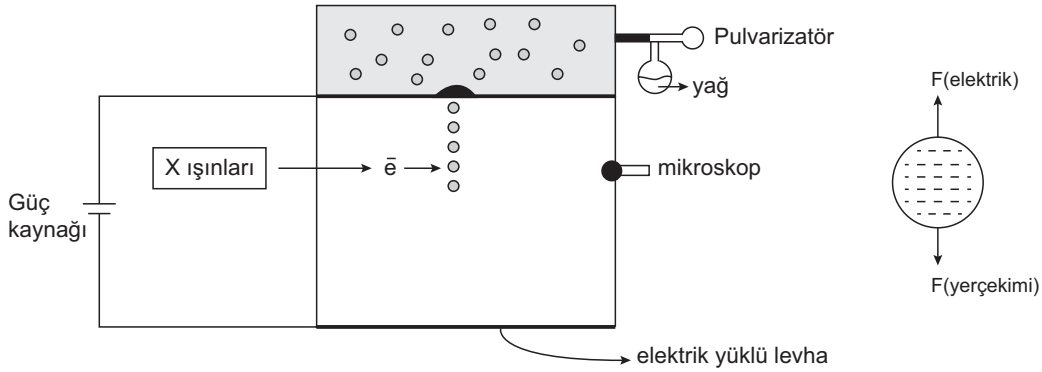
- A) Yalnız I B) Yalnız III C) I ve II
D) II ve III E) I, II ve III

Çözüm:

J.J. Thomson; Crooks tüpü ile yaptığı deneylerde elektrik alan ve manyetik alanı birlikte kullanıp, elektronların (katot ışınlarının) yük/kütle oranını hesaplayabilmiştir. Elektronların yükünü ve kütlesini ayrı ayrı hesaplamamıştır.

Cevap B

1.4. Millikan Yağ Damlası Deneyi



Deneyde; pulvarizatör yardımıyla yağ damlacıkları, kabın üst bölümüne püskürtülür. Küçük yağ damlacıkları, üst levhadaki delikten aşağı iner. Bu sırada tüp içerisine X ışınları gönderilir. Bu ışınların ortamdaki havayı oluşturan moleküller ile çarpışarak kopardığı elektronlar, yağ damlacıkları tarafından tutulur ve damlacıklar negatif yükle yüklenir. Üst plaka pozitif (+), alt plaka negatif (-) yükle yüklenirse negatif yüklü yağ damlacıklarının düşmesi durdurulabildiği gibi damlacıkların yukarıya hareket etmesi de sağlanabilir. Damlacıkların hareketleri mikroskop yardımı ile gözlenebilir.

Damlacığın düşüşünü önlemek için uygulanacak elektriksel yük miktarı bilinirse, her damla üzerindeki yük de hesaplanabilir. Millikan; deneyi tekrarladığında yağ damlacıkları üzerindeki yükün en büyük ortak böleninin daima $-1,60 \times 10^{-19}$ coulomb değerini verdiğini görmüştür. Bunun sonucunda, yağ damlalarının birden fazla elektron taşıdıkları ve bir yağ damlası üzerindeki yükün tek bir elektron yükünün katları olması gerektiği sonucuna varmıştır.

$e/m = 1.76 \times 10^8 \text{ C/g}$ ve $e = -1.60 \times 10^{-19} \text{ C}$ bilindiğine göre

$$\frac{1.60 \times 10^{-19} \text{ C}}{m} = 1.76 \times 10^8 \text{ C/g}$$

$$m = \frac{1.60 \times 10^{-19} \text{ C}}{1.76 \times 10^8 \text{ C/g}} = 9.09 \times 10^{-28} \text{ g}$$

elektronun kütlesini vermektedir.



Milikan'ın yağ damlası deneyi ile ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) Pulverizatör yağ damlacıklarını püskürtmek için kullanılır.
- B) X ışınları tüp içindeki havadan elektron kopararak bunların yağ damlacıklarına yapışmasını sağlar.
- C) Elektrik alan yüklü yağ damlacıklarının havada asılı kalmasını sağlar.
- D) Elektronun yükü ve kütlesi ayrı ayrı hesaplanabilmiştir.
- E) Elektronun hızı belirlenmiştir.

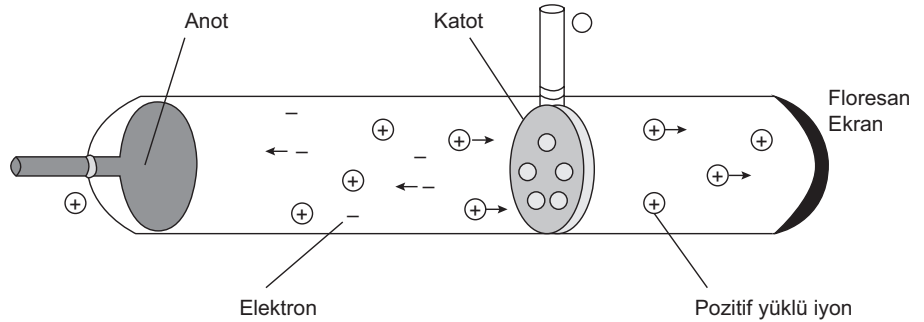
Çözüm:

Milikan yağ damlası deneyi sonucunda J.J. Thomson'un bulduğu yük/kütle oranını da kullanarak elektronun yük ve kütlesini ayrı ayrı hesaplayabilmiştir. Ancak elektronların hızını belirleyememiştir.

Cevap E

1.5. Kanal Işınları

Eugen Goldstein; 1886 yılında Crooks tüpünün içerisine delikli bir katot ilave etmiştir. Yaptığı deneysel çalışmalarla kanal ışınlarını keşfetmiştir. İçinde neon gazı bulunan bir Crooks tüpünde katot ışınlarının neon atomuna çarpmasıyla oluşan artı yüklü neon iyonlarının delikli katottan geçerek tüpün floresan boya ile kaplı iç çeperini ışılatması pozitif yüklü iyonların varlığını ispatladı.



Katot ışınları tüp içinde anota doğru giderken, çarptıkları atom ya da moleküllerden elektron koparırlar. Bu elektron sağanağının oluşturduğu bu pozitif iyonlar, katot yönüne geçerler.

Tüpün ortasından kanallar açılarak görülebildiğinden dolayı bu ışınlara "kanal ışınları" ya da "pozitif ışınlar" denilmiştir. Kanal ışınlarının "yük/ kütle" oranı hesaplanmıştır. Bu oran tüpteki gazın cinsine göre değişmektedir. Bunun nedeni; tüpte bulunan gazın cinsine göre farklı iyonların oluşmasıdır.

Kanal ışınlarıyla ilgili çalışmaların sonuçlarını 1906 yılında Thomson açıkladı.

Buna göre;

1. Tüp içerisine H_2 gazı konulduğunda yük/kütle oranı: $9.5791 \cdot 10^4$ coulomb/g olan pozitif yüklü taneciklerin oluştuğu görülüyordu.
2. Elektronunu kaybetmiş olan bu en küçük hidrojen taneciğine daha sonra "proton" adı verildi.
3. Protonun yükü, elektronun yükü ile eşit ama zıt işaretlidir.
4. Yük yerine, pozitif elektronun yükü konulduğunda;

$$m = \frac{e}{e/m} = \frac{+1,60 \times 10^{-19} \text{ coulomb}}{9,5791 \times 10^4 \text{ coulomb / g}} = 1,6726 \times 10^{-24} \text{ g} \text{ protonun kütlesini vermektedir.}$$

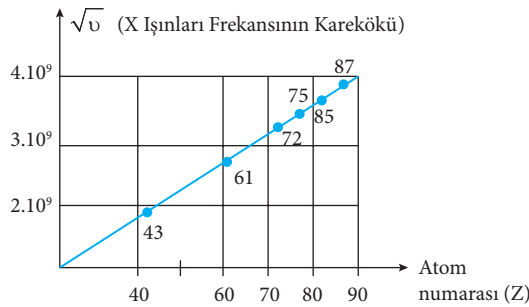
Bu kütle, elektronun kütlesinin 1840 katıdır.

Ayrıca; kanal ışınları da elektronlar gibi tanecikli yapıdadır ve manyetik alanda saparlar. Ancak bu ışınlar (+) yüklü olduklarından, katot ışınlarına göre ters yönde ve daha az saparlar. Bu taneciklerin sapma açısı tüpün içindeki gazın türüne bağlıdır. Vakum içerisinde hidrojen gazı varken, kanal ışınlarının elektrik yükleri, elektron yüküne eşit fakat zıt işaretlidir.

1.6. X Işınları ve Atomların Proton Sayılarının Belirlenmesi

X ışınları 1885 yılında Wilhelm Röntgen tarafından keşfedilmiştir. X ışınları elektrik ve manyetik alandan etkilenmeyen çok yüksek enerjili ışınlardır. Bir molekül veya atoma yüksek enerjili katot ışınları çarptığında alt enerji seviyesinde bulunan elektronlar üst enerji düzeyine uyarılır. Bu elektronlar geri dönerken ortama X ışınları yayılır.

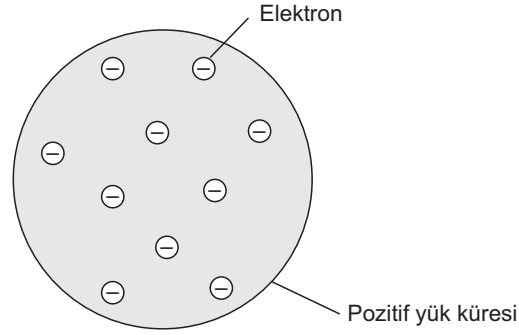
Henry Moseley katot ışınları tüpüyle yaptığı çalışmalarda, X ışınlarını incelemiştir. Katot ışınları anot metaline çarptığında X ışınları oluşmaktadır. Moseley, anottaki metal değiştikçe, oluşan X ışınının frekansının da değiştiğini fark etmiştir. Yani her element farklı bir X ışını yaymaktadır. Atomların yaydığı X ışınlarının frekansının karekökü ile elementin atom numarası arasında doğrusal bir ilişki bulunmaktadır.



Atom kütlesi arttıkça, yayılan X-ışınlarının frekansı da artmaktadır. Ancak, elementin atom kütlesinin, yaydığı X-ışınları frekanslarının kare kökü arasında bir grafik çizildiğinde bazı sapmaların olduğu görülür. Moseley, atom kütlesi yerine “çekirdek yükü” kullanıldığında bu sapmaların ortadan kalktığını belirlemiştir. Ayrıca Moseley, periyodik tabloda Alüminyumdan, Altına kadar 38 elementin, X-ışınları spektrumunu incelemiştir.

Moseley;

- ✎ X-ışınları spektrumuna dayanarak, atom numaralarını doğru olarak hesaplamayı başarmıştır.
- ✎ Kimyasal değişmelerde, çekirdek yükünün korunduğunu ispatlamıştır.
- ✎ Elementlerin kimyasal özelliğini “çekirdek yükü”nün belirlediğini ispatlamıştır.
- ✎ Çekirdek yüküne, “atom numarası” adını vermiştir.
- ✎ Nötral atomlarda “çekirdek yükü”, “elektron sayısı”na eşittir.
- ✎ O güne kadar periyodik tabloda eksik olan elementlerin atom numaralarını belirlemiştir.



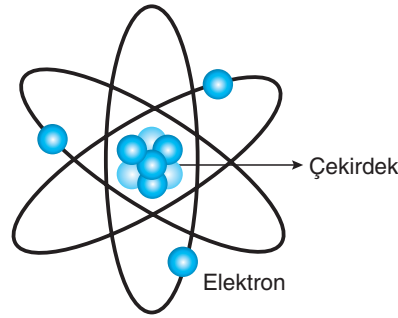
J.J. Thomson yapmış olduğu deneylerin sonucunda aşağıdaki sonuçlara ulaşmıştır.

- ✎ Atom, yarıçapı yaklaşık 10^{-8} cm olan içi dolu, nötr küredir.
- ✎ Pozitif yükler, bu küreyi oluşturmaktadır.
- ✎ Elektronlar bu küre içerisinde, kararlı bir elektrostatik düzen oluşturacak şekilde dağılmışlardır. Bu dağılım, üzümün kek içinde dağılımına benzetilmiştir. Üzümler (-) yüklü elektronları, kekin kendisi ise (+) yükü temsil etmektedir.
- ✎ Atomlarda; pozitif yük sayısı kadar negatif yük vardır. Dolayısıyla atomlar elektriksel açıdan nötrdür.
- ✎ Elektronların kütlesi, atomun kütlesi yanında ihmal edilebilecek kadar küçüktür.
- ✎ Atomun kütlesini büyük ölçüde pozitif yükler oluşturmaktadır.

Thomson Atom Modelinin hataları aşağıdaki gibi sıralanabilir.

- ✎ Atomların gövdesi, pozitif yüklü taneciklerden oluşmaz.
- ✎ Elektronlar atom üzerinde rastgele dağılmamışlardır.
- ✎ Nötron hakkında bilgi yoktur.
- ✎ Atomların içi dolu küreler değildir.

1.7. Rutherford Atom Teorisi

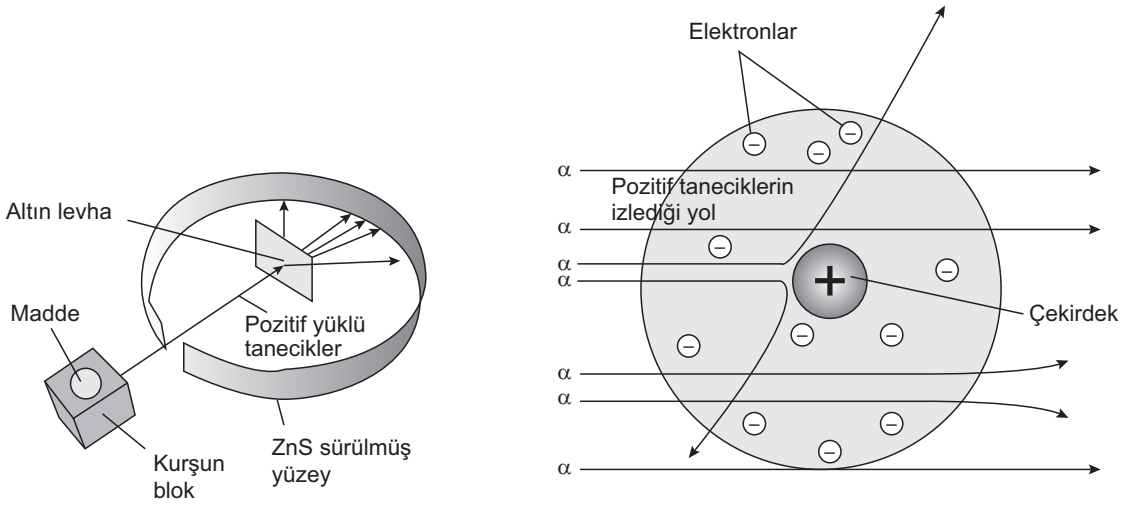


1911 yılında Rutherford; Thomson atom modelini desteklemek için alfa ışınları ile bazı deneyler yapmıştır. Rutherford, çok ince altın levha üzerine alfa ışınlarını göndererek, bu ışınların davranışlarını incelemiştir. Dalton ve Thomson'un belirttiği gibi atom içi dolu bir küre olsaydı, yüksek enerjili alfa ışınları ince altın levhaya çarpıp yansımali veya geri dönmeliydi. Oysa bu deneyde alfa ışınlarının çoğu levhadan geçmekte, bir kısmı sapmakta ve çok az bir kısmı ise geri dönmektedir. Alfa ışınları, ancak kendisinden daha büyük kütle ve elektrik yüklerine çarptığında yolundan sapar veya geri döner.

Rutherford'un deney sonuçlarına göre;

- ✎ Alfa ışınlarının büyük bir kısmı altın levhadan geçtiğine göre atomlar büyük boşluklardan oluşmaktadır.
- ✎ Alfa ışınlarının çok küçük bir kısmı geri döndüğüne veya saptığına göre atom kütesinin tamamına yakını ve pozitif yüklerin tamamı çekirdek denilen çok küçük bir hacimde toplanmıştır.
- ✎ Çekirdekteki (+) yükün miktarı elementten elemente değişir. Çekirdek kütesinin yaklaşık yarısını protonlar oluşturur.
- ✎ Elektronlar çekirdeğin etrafında bulunur ve sayıları proton sayısına eşittir.

Rutherford, bunların yanı sıra kütlesi yaklaşık protonun kütesine eşit ve yüksüz bir taneciğin varlığını önermiştir. Ancak bu yüksüz taneciğin varlığını deneysel olarak 1932 yılında Chadwick ispatlamış ve nötron adını vermiştir. Rutherford'a göre atom; merkezde kütlesi çok büyük bir çekirdek ve etrafında bulunan elektronlardan oluşmuştur. Çekirdekli atom modelini ilk öneren kişi Rutherford'dur. Ancak Rutherford Atom Modeli, atomların yaydığı spektrumları açıklamada yetersiz kalmıştır.



Rutherford'un altın levha deneyi

2. Işık - Madde Etkileşimi

Elektron, proton ve nötronun keşfinden sonra atomun proton ve nötronlardan oluşan bir çekirdek ile etrafında dönen elektronlardan oluştuğu anlaşılmıştır. Ancak atomun elektronik yapısının (elektronların özellikleri ve davranışları) aydınlatılması ancak madde-ışık etkileşimine dayanan deneyler sonucunda olmuştur. Bu nedenle atomun yapısını anlayabilmek için ışığın yapısal özelliklerini bilmek gerekir.

2.1. Işığın İkircikli Yapısı

Işığın özelliklerini açıklayan iki model vardır. Bunlardan biri tanecik diğeri ise dalga modelidir. Gerçekte, ışık hem tanecik hem de dalga özelliği göstermektedir. Yani bir taneciğe eşlik eden dalga olarak düşünülebilir.

Işığın dalga özelliğini açıklayan olaylar,

- ✎ Young'ın çift yarıktaki girişim deneyi
- ✎ Işığın yansıma ve kırınım olaylarıdır.

Işığın tanecik özelliğini açıklayan olaylar ise,

- ☞ Siyah cisim ısıması
- ☞ Fotoelektrik olaydır.

2.2. Elektromanyetik Dalga (Işıma)

Elektromanyetik ışımlar (radyasyon), enerji taşıyan dalgalardır. Bu dalgalar, hem elektrik alan (E) hem de manyetik alan bileşeni içerdiği için elektromanyetik ışıma adını almıştır. Elektromanyetik ışıma türleri;

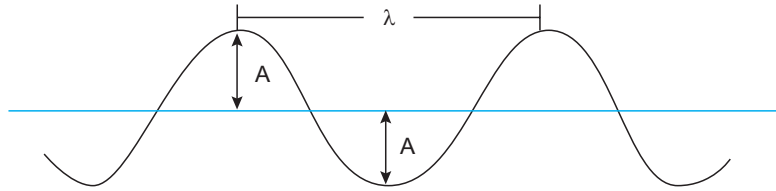
- ☞ Gama (δ) ışınları
- ☞ X- ışınları
- ☞ Morötesi (ultraviyole) ışınları
- ☞ Görünür bölge ışınları
- ☞ Kızılötesi (infrared) ışınları
- ☞ Mikrodalgalar
- ☞ Radyo dalgaları

şeklinde sıralanabilir. Bu ışımlar uzayda dalga hareketi ile ilerler. Dalgayı tanımlayan özellikler şunlardır.

a. Dalga Boyu (λ): Ard arda gelen iki dalganın tepe noktaları arasındaki uzaklığa dalga boyu denir. Birimi m veya cm'dir.

b. Frekans (ν): Belli bir noktadan bir saniyede geçen dalga sayısıdır. Birimi s^{-1} yani Hertz (Hz)'dir.

c. Genlik (A): Dalganın ortasından geçtiği düşünülen çizgiden tepe noktasına veya çukur noktasına olan dik uzaklıktır. Işığın şiddeti yani parlaklığı genliğin karesi (A^2) ile doğru orantılıdır.



Elektromanyetik dalganın hızı, o dalgaya ait frekans ve dalga boyunun çarpımına eşittir.

$$c = \lambda \cdot \nu$$

c = Işık hızı (m/s)

λ = Dalga boyu (m)

ν = Frekans (s^{-1})

Boşlukta (vakumda) bütün elektromanyetik dalgaların hızı ışık hızına yani $2,998 \times 10^8$ m/s'ye eşittir.

NOT

Işık hızı, yayıldığı ortama göre değişir. Örneğin, boşlukta $2,998 \times 10^8$ m/s, camda $1,974 \times 10^8$ m/s, suda ise $2,250 \times 10^8$ m/s'dir.



Bir sodyum buharı lambasından yayılan sarı ışığın dalga boyu 600 nm'dir.

Bu ışığın frekansı kaç Hz'dir? ($c = 3 \times 10^8$ m/s)

Çözüm:

$$\lambda = 600 \text{ nm} = 600 \times 10^{-9} \text{ m} = 6 \times 10^{-7} \text{ m}$$

$$c = 3 \times 10^8 \text{ m/s}$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{6 \cdot 10^{-7}} = 5 \cdot 10^{14} \text{ Hz olarak bulunur.}$$



Frekansı 4×10^{14} Hz olan kırmızı ışığın dalga boyu kaç nanometredir?

Çözüm:

$$\nu = \frac{c}{\lambda}, \quad \lambda = \frac{c}{\nu}$$

$$\lambda = \frac{3 \cdot 10^8}{4 \cdot 10^{14}} = 0,750 \cdot 10^{-6} \text{ m}$$

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ m} & & 10^9 \text{ nm} \\ 750 \cdot 10^{-9} \text{ m} & & x = 750 \text{ nm} \end{array}$$



Dalga boyu 6000 Å olan bir ışığın frekansı 5×10^{14} Hz olduğuna göre, bu ışığın yayıldığı ortamdaki hızı kaç m/s'dir? ($1 \text{ Å} = 1 \cdot 10^{-10} \text{ m}$)

Çözüm:

$$6000 \text{ Å} = 6 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$c = \lambda \cdot \nu$$

$$c = 6 \cdot 10^{-7} \text{ m} \cdot 5 \cdot 10^{14}$$

$$c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$$

2.3. Elektromanyetik Spektrum

Elektromanyetik ışınlar, görülebilen ve görülemeyen farklı frekanslardaki dalgalardır. Bir ışımının içerdiği, farklı frekanslı (farklı dalga boyu) bileşenlerine ayrılmasına spektrum (tayf) denir.

Tüm ışınları içeren spektruma elektromanyetik spektrum denir.

NOT

Yüksek enerjili ışımanın frekansı yüksek dalga boyu küçüktür. Elektromanyetik spektrumda yer alan γ ışınları dalga boyu en küçük, enerjisi en yüksek ışınlardır. Radyo dalgaları ise dalga boyu en büyük, enerjisi en düşük ışınlardır.

γ ışınları ve X- ışınları en yüksek dalga boylu ışınlardır. Radyo dalgaları ise çok uzun dalga boylarına sahiptir. Gözümüz spektrumun 390 nm ile 760 nm aralığında bulunan görünür bölge (beyaz ışık) ışınlarını görebilir. Bu aralığın dışında kalan daha uzun ve daha kısa dalga boylarındaki ışınları göremez.

Elektromanyetik ışımanın bir çok özelliğini dalga kuramı açıklayabilir. Ancak bu kuram ile açıklanamayan bazı özellikler ışığın tanecikli yapıda olduğu düşünülerek açıklanabilir.

Max Planck ışın enerjisini açıklamak için kuantum kuramını öne sürmüştür. Planck'a göre ışın enerji paketlerini halinde absorplanabilir veya yayılabilir. Belli miktardaki bu enerji paketlerine "kuantum" adını vermiştir. Daha sonra Albert Einstein bunlara "foton" adını vermiştir. Bir kuantumun enerjisi, ışığın frekansı ile doğru orantılı dalga boyu ile ters orantılıdır.

$$E = h \cdot \nu$$

$$E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

E = Enerji

h = Planck sabiti

c = Işık hızı

λ = Dalga boyu

Formüldeki h, planck sabiti olup değeri, $6,62 \cdot 10^{-34}$ J.s'dir.



Frekansı $2 \cdot 10^{16} \text{ s}^{-1}$ olan bir fotonun enerjisi kaç Joule'dür. ($h = 6 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$)

Çözüm:

Bir fotonun enerjisi $E = h \cdot \nu$ formülü ile bulunur.

$$E = h \cdot \nu$$

$$E = 6 \cdot 10^{-34} \cdot 2 \cdot 10^{16}$$

$$E = 12 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$



Monokromatik bir ışık kaynağından çıkan 3 nm dalga boyuna sahip ışın demetinin toplam enerjisi $24 \cdot 10^{-15} \text{ J}$ 'dür.

Buna göre ışın demeti kaç fotondan oluşmaktadır?

($h = 6 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$, $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$)

Çözüm:

3 nm dalga boyuna sahip bir tane fotonun enerjisi bulunur.

$$3 \text{ nm} = 3 \cdot 10^{-9} \text{ m}$$

$$E = \frac{h \cdot c}{\lambda} = \frac{6 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{3 \cdot 10^{-9}}$$

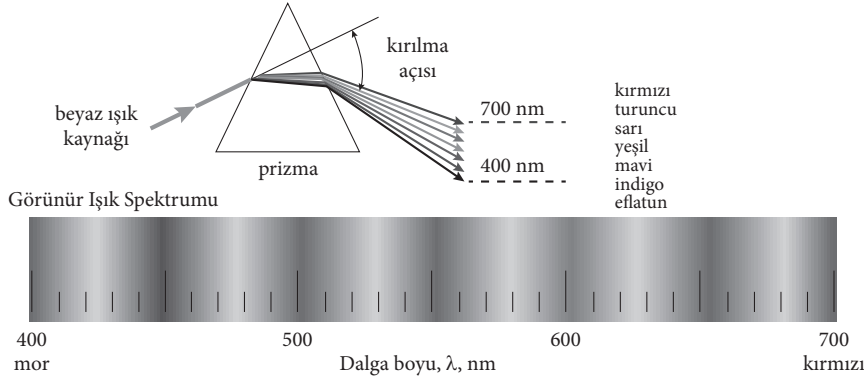
$$E = 6 \cdot 10^{-17} \text{ J}$$

Işık demetinin toplam enerjisi, bir fotonun enerjisine bölünürse ışın demetinin kaç fotondan oluştuğu bulunur.

$$\text{Foton sayısı} = \frac{24 \cdot 10^{-15}}{6 \cdot 10^{-17}} = 400 \text{ tane foton vardır.}$$

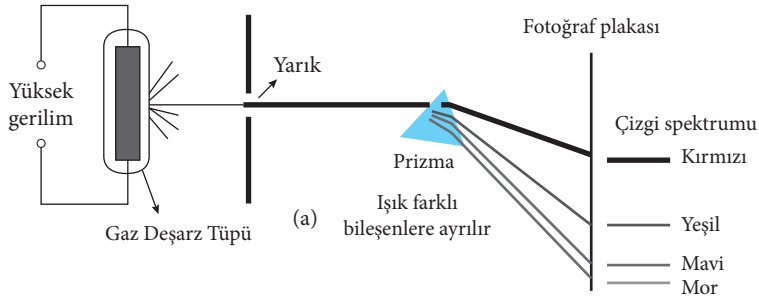
2. 4. Atom Spektrumları

Elektromanyetik ışınlar bir prizmadan geçirildiğinde kırılmaya uğrar. Prizmadaki kırılma açısı ışığın dalga boyuna bağlıdır. Uzun dalga boylu ışınlar daha az kırılırken kısa dalga boylu ışınlar daha çok kırılır. Beyaz ışık farklı dalga boylarına sahip çok sayıda ışından oluşur. Beyaz ışık prizmadan geçirildiğinde dalga boylarına göre kırılarak bileşenlerine ayrılır. Buna görünür bölge spektrumu denir. Renkler arasında kesin bir sınır olmaması nedeniyle bu tür spektrumlara **sürekli spektrum** denir.



2.5. Emisyon (Işıma) Spektrumu ve Absorpsiyon (Soğurma) Spektrumu

Bir elementin buharı bir elektrik arkı ve bek alevi ile ısıtıldığında ışık yayar. Bu yayılan ışık önce bir yarıktan sonra da prizmadan geçirilirse dalga boyları farklı olan ışınlar, değişik açılarla kırılarak ışık spektrumunu oluştururlar.



Bu dalga boylarına karşılık gelen bir kaç tane renkli çizginin oluşturduğu bu spektruma **kesikli (çizgi) spektrumu** adı verilir.

Belli bir potansiyel enerji düzeyinde bulunan atomlar $h \cdot \nu$ enerjili ışını absorpladıklarında elektronlar uyarılır. Temel düzeydeki bir atomun ışık absorplayarak yüksek enerjili uyarılmış düzeylere ulaşmasına ait geçişler atomun absorpsiyon spektrumunu oluşturur.

Beyaz ışık kaynağından çıkan ışın önce içi soğuk hidrojen gazıyla dolu bir tüpten sonrada bir yarık ve prizmadan geçirilirse soğurma (absorpsiyon) spektrumu oluşur.

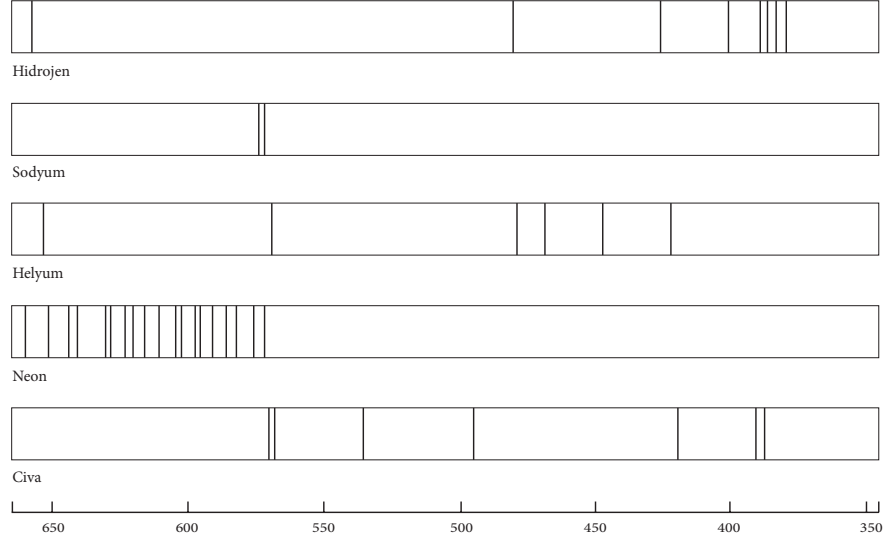
Isı veya ışık ile uyarılmış bir atomda üst enerji seviyesinde bulunan elektronların etrafa ışımaya yaparak temel hale geri dönmeleri sonucunda oluşan spektrumlara ise **emisyon (ışımaya) spektrumu** denir.

Atom yaptığı ışımların dalga boylarındaki ışımları soğurduğundan dolayı, bir atomun ışıma ve soğurma spektrum çizgileri aynı yerdedir. Yani bir atomun ışıma spektrumundaki aydınlık çizgiler ile soğurma spektrumundaki karanlık çizgiler aynı yerde gözlenir.

Değişik elementler üzerinde yapılan deneysel çalışmalar sonucunda her bir elementin çizgi spektrumunun farklı olduğu ve karakteristik olduğu anlaşılmıştır. Buna göre bilinmeyen bir elementin çizgi spektrumlarına bakılarak türü belirlenebilir.

NOT

Kesikli spektrumlarda görülen karanlık çizgilere Fraunhofer çizgileri adı verilir.



2.6. Bohr Atom Modeli

- ↳ Elektronlar çekirdeğin etrafında belirli enerjilere sahip yörüngelerde (kabuklarda) bulunur.
- ↳ Elektronların enerjisi bulundukları yörüngenin enerjisine eşittir. Enerji seviyeleri K, L, M, N, O... gibi harflerle veya $n = 1, 2, 3, 4, 5...$ gibi tam sayılarla gösterilir.
- ↳ Çekirdeğe yakın olan yörüngelerin enerjisi düşüktür. Çekirdekten uzaklaştıkça yörüngenin ve elektronun enerjisi artar. Bir yörüngenin enerjisi,

$$E_n = \frac{13.6}{n^2} \cdot Z^2 \text{ eV} \quad \text{veya} \quad E_n = -\frac{2,18 \cdot 10^{-18}}{n^2} \cdot Z^2 \text{ Joule}$$

formülü ile hesaplanır. ($1\text{eV} = 1,602 \cdot 10^{-19}\text{J}$, n : yörünge numarası, Z : atom numarası)

$$n = 3 (\text{M}) \text{ ————— } E_3 = -\frac{2,18 \cdot 10^{-18}}{3^2} \cdot Z^2 \text{ J}$$

$$n = 2 (\text{L}) \text{ ————— } E_2 = -\frac{2,18 \cdot 10^{-18}}{2^2} \cdot Z^2 \text{ J}$$

$$n = 1 (\text{K}) \text{ ————— } E_1 = -\frac{2,18 \cdot 10^{-18}}{1^2} \cdot Z^2 \text{ J}$$

• Çekirdek

- ☞ Elektron bulunduğu enerji düzeyinden daha yüksek bir enerji düzeyine geçebilmek için dışarıdan enerji alır. Bu enerji tam olarak yörüngelerin enerjileri arasındaki farka eşit olmalıdır. Daha yüksek enerjili veya daha düşük enerjili ışınlar elektronları üst enerji seviyesine uyaramazlar. Yani enerji kuantlaşmıştır. Benzer şekilde yüksek enerji düzeyinde bulunan elektronlar daha düşük enerji düzeyine geçerse fotonlar halinde ışık enerjisi yayar.

Bu elektron geçişleri sırasında alınan veya verilen enerji miktarı, yörünge enerjileri arasındaki farka eşittir.

$\Delta E = E_{\text{son}} - E_{\text{ilk}}$ formülü ile bulunur.

$$\Delta E = 2,18 \cdot 10^{-18} \left(\frac{1}{n_{\text{ilk}}^2} - \frac{1}{n_{\text{son}}^2} \right) \cdot Z^2$$

Yayılan veya absorplanan ışığın frekansı;

$$\delta = 3,289 \cdot 10^{15} \left(\frac{1}{n_{\text{ilk}}^2} - \frac{1}{n_{\text{son}}^2} \right) \cdot Z^2$$

Yayılan veya absorplanan ışığın dalga boyu;

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{n_{\text{ilk}}^2} - \frac{1}{n_{\text{son}}^2} \right) \cdot Z^2$$

formülleri ile bulunur.

Bohr atom modelinin yetersiz kaldığı durumlar;

- ☞ Bohr atom modeli tek elektronlu atomlar (${}_1\text{H}$, ${}_2\text{He}^+$, ${}_3\text{Li}^{+2}$, ...) için geçerlidir. Birden fazla elektronu bulunan elementlerde elektronların çekirdek ve birbirleri ile elektriksel ve manyetik etkileşimleri hesaba katılmamış ve açıklanamamıştır.
- ☞ Atomun saldırdığı ışığın spektrumu çizgiler biçimindedir. Bu çizgiler, tek gibi görünüyorsa da tek olmayıp birbirine yakın birkaç çizgiden oluşmaktadır. Ayrıca ışıma yapan kaynak kuvvetli bir magnetik alan içine sokulursa, tüm spektrum çizgilerinde yarımalar olur. Bir başka deyişle her çizgi yeni çizgilere bölünür. Bohr atom modeli bu durumu açıklayamamıştır.
- ☞ Atomların spektrumundaki bazı çizgilerin daha parlak oluşunu açıklayamaz.
- ☞ Atomlar arasındaki bağlar ve atomların birleşerek molekülleri nasıl oluşturduğu açıklanamamıştır.
- ☞ Elektronun dalga hareketi dikkate alınmamıştır.

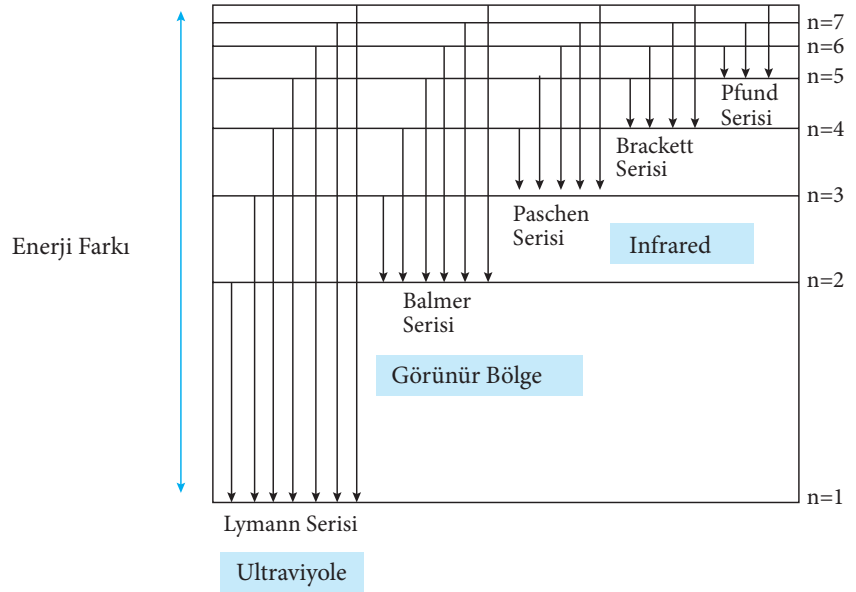
2.7. Hidrojen Spektrumunda Seriler

1885'te Johann Jakob Balmer, hidrojenin spektrumundaki çizgileri matematiksel bir formülle açıklamıştır.

Daha sonra Bohr'un geliştirdiği formül ile Balmerin bulduğu formülün birbiriyle örtüştüğü görülmüştür.

$$\frac{1}{\lambda} = 1,097 \cdot 10^7 \left(\frac{1}{n_{\text{ilk}}^2} - \frac{1}{n_{\text{son}}^2} \right)$$

R: Rydberg Sabiti, $1,0974 \times 10^7 \text{ m}^{-1}$



Balmer yaptığı deneyde, hidrojen atomundaki elektronların herhangi bir enerji düzeyinden n = 2. yörüngeye geçişleri sırasında salınan fotonların dalga boylarının, görünür bölgeye karşılık geldiğini keşfettiği için bu fotonlar, Balmer serisi olarak adlandırılmıştır. Balmer serisinde hidrojen spektrumu n = 3. yörünge kırmızı, n = 4. yörüngede yeşil, n = 5. yörüngede ise mavi çizgiye karşılık gelir.

Daha sonraları hidrojen atomu elektronlarının bulundukları yerden 1., 2., 3., 4. ve 5. enerji düzeylerine dönüşü sırasında oluşan spektrum çizgileri de bulunmuş ve şu adlar verilmiştir;

Lyman Serisi: Elektronun 1. enerji düzeyine dönüşü sırasında oluşan spektrum çizgileridir.

Balmer Serisi: Elektronun 2. enerji düzeyine dönüşü sırasında oluşan spektrum çizgileridir.

Paschen Serisi: Elektronun 3. enerji düzeyine dönüşü sırasında oluşan spektrum çizgileridir.

Brackett Serisi: Elektronun 4. enerji düzeyine dönüşü sırasında oluşan spektrum çizgileridir.

Pfund Serisi: Elektronun 5. enerji düzeyine dönüşü sırasında oluşan spektrum çizgileridir.



Helyumun atom spektrumunda $n = 2$ 'den $n = 1$ 'e olan elektron geçişini temsil eden çizgisinin enerjisi nedir?
($A = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$, ${}_2\text{He}$)

Çözüm:

$$E = 2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \left(\frac{1}{n_{\text{ilk}}^2} - \frac{1}{n_{\text{son}}^2} \right) \cdot Z^2 \quad \text{He için } Z = 2 \text{ dir.}$$

$$E = 2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{1^2} \right) \cdot 2^2$$

$$E = -6,54 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

Enerjinin işaretinin negatif çıkması bu elektron geçişi sırasında dışarı enerji yayıldığını göstermektedir.



Hidrojen atomunda $n = 2$ enerji düzeyinden $n = 5$ enerji düzeyine bir elektron geçişi sırasında, soğurulan ışığın dalga boyu kaç nanometredir? ($h = 6,10^{-34} \text{ J.s}$, $c = 3,10^8 \text{ m/s}$)

Çözüm:

Aşağıdaki formülü kullanarak önce $n=2$ enerji düzeyinden, $n=5$ enerji düzeyine uyarılma için gerekli olan enerji hesaplanır. Hidrojen için $Z = 1$ dir.

$$E = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right) Z^2$$

$$E = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ J} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{5^2} \right) 1^2$$

$$E = 4,5 \cdot 10^{-19} \text{ J}$$

$$E = \frac{hc}{\lambda}$$

$$4,5 \cdot 10^{-19} = \frac{6 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^8}{\lambda}$$

$$\lambda = 4 \cdot 10^{-7} \text{ metre}$$

$$1 \text{ m} = 10^9 \text{ nm}$$

$$4 \cdot 10^{-7} \text{ metre} = 400 \text{ nm}$$



Frekansı 6.10^{16} s^{-1} olan bir fotonun etkisi ile ${}_3\text{Li}^{2+}$ iyonundan iyonlaşarak ayrılan elektronun kinetik enerjisi kaç J dir? ($A = 2.10^{-18} \text{ J}$, $h = 6.10^{-34} \text{ J.s}$)

Çözüm:

$$E_{\text{foton}} = h \cdot \nu$$

$$= 6 \cdot 10^{-34} \cdot 6 \cdot 10^{16} = 36 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

${}_3\text{Li}^{2+}$ iyonundaki tek elektronun enerjisi;

$$E = \frac{2.10^{-18} \cdot Z^2}{n^2}$$

$$E_{\text{elektron}} = \frac{2 \cdot 10^{-18} \cdot 3^2}{1^2} = 18 \cdot 10^{-18}$$

$$E_{\text{kinetik}} = E_{\text{foton}} - E_{\text{elektron}}$$

$$= 36 \cdot 10^{-18} - 18 \cdot 10^{-18} = 18 \cdot 10^{-18} \text{ J}$$

3. Modern Atom Teorisi

Bohr atom modeli yalnızca ${}_1\text{H}$, ${}_2\text{He}^+$, ${}_3\text{Li}^{2+}$ gibi tek atomlu sistemlerin özelliklerini açıklayabilmiştir. Çok elektronlu sistemleri açıklamakta yetersiz kalmıştır. Atomun yapısının daha doğru ve açık bir şekilde anlaşılması, klasik fizik yasalarının dışında dalga mekaniğindeki gelişmeler ile mümkün olmuştur. Modern atom teorisi, bu gelişmelerin elektron hareketine uygulanmasına dayanmaktadır. Bu modelin açıklanmasında özellikle De Broglie Dalga Boyu, Heisenberg Belirsizlik İlkesi ve Schrödinger Dalga Denklemi etkili olmuştur.

3.1. De Broglie Dalga Boyu

1923'te Louis de Broglie, hareket eden taneciklere bir dalganın eşlik ettiğini öne sürmüştür. Madde ve dalga birbirinden bağımsız olmayıp, birbirini tamamlayan parçalar dır. De Broglie, momentumu P olan taneciğe eşlik eden dalganın dalga boyunu,

$$\lambda = \frac{h}{P}$$

formülü ile belirlemiştir.

Momentum bir nesnenin kütlesi ve hızının çarpımıdır.

$$P = m \cdot v \quad (\text{birimi kg} \cdot \text{m/s})$$

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{\text{J.s}}{\text{kg} \cdot \text{m/s}}, \quad 1\text{J} = \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2}$$

$$\lambda = \frac{\text{kg} \cdot \text{m}^2}{\text{s}^2} \cdot \frac{\text{s}}{\text{kg} \cdot \text{m/s}} = \text{m}$$

gerekli sadeleştirmeler yapılırsa λ dalga boyunun birimi, metre olur.



Hızı 2×10^8 m/s olan bir protona eşlik eden dalga boyu kaç metredir?
(Protonun kütlesi: $1,5 \times 10^{-27}$ kg, $h = 6 \times 10^{-34}$ J.s)

Çözüm:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6 \cdot 10^{-34}}{1,5 \cdot 10^{-27} \cdot 2 \cdot 10^8}$$

$$\lambda = 2 \cdot 10^{-15} \text{ m}$$



Kütlesi 150 gram, hızı 100 m/s olan bir beyzbol topuna eşlik eden dalga boyu kaç metredir?
($h = 6 \times 10^{-34}$ J.s)

Çözüm:

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \quad 150 \text{ gram} = 0,15 \text{ kg}$$

$$\lambda = \frac{6 \cdot 10^{-34}}{0,15 \cdot 100} = 4 \cdot 10^{-35} \text{ m}$$

3.2. Davisson-Germer Deneyi

Davisson ve Germer yaptıkları deneyle elektronun dalga özelliği gösterdiğini ispatladılar. Aynı zamanda elektronun dalga boyunu ölçtüler.

Bu buluş, Louis de Broglie'nin önermesinin deneysel ispatı oldu. Louis de Broglie hızlı hareket eden maddelere bir dalga'nın eşlik ettiğini ileri sürmüştür.

3.3. Heisenberg Belirsizlik İlkesi

Elektronlar çok hızlı hareket eden çok küçük parçacıklardır. Elektronun yeri ve hızı aynı anda ölçülmek istenirse bir belirsizlik ortaya çıkar. Bu ilke Werner Heisenberg tarafından ortaya atılmıştır. Heisenberg belirsizlik ilkesinin matematiksel ifadesi aşağıdaki gibidir.

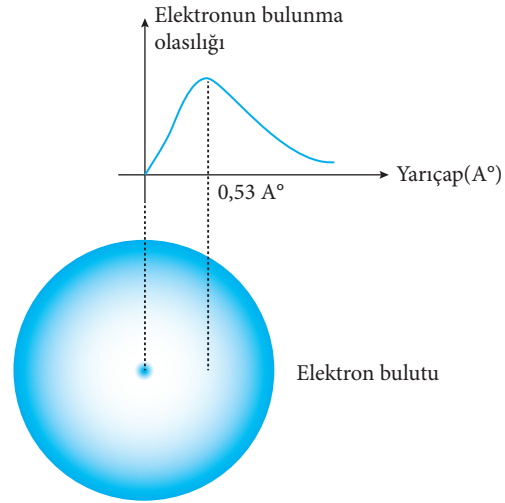
$$\Delta p \cdot \Delta x \geq \frac{h}{4\pi}$$

Δp = Momentumdaki (Hızdaki) belirsizlik

Δx = Yerdeki belirsizlik

Önemli: Heisenberg belirsizlik ilkesine göre elektronun konumu (yeri) ve momentumu (hızı) aynı anda belirlenemez. Bu nedenle elektronun bulunma ihtimalinin yüksek olduğu bölgelerden bahsedilebilir.

Erwin Schorödinger'e göre elektronların bulundukları yeri belirlemek imkansızdır. Ancak elektronların bulunma olasılığının yüksek olduğu bölgeler belirlenebilir. Elektron çekirdekten uzaklaştıkça bulunma olasılığı azalır.



Elektronun çekirdek çevresinde bulunma olasılığının en yüksek olduğu uzaklık 0,53 Å'dür.

3.4. Schrödinger Dalga Denklemi

Schrödinger elektronun dalga özelliğini matematiksel olarak ifade etmiştir. Ψ bir matematiksel dalga fonksiyonu olsun;

$$H \Psi = E \Psi$$

H = Hamiltonyan operatörüdür. Parçacığın toplam enerjisini verir.

Hamiltonyan operatörü, aşağıdaki şekilde ifade edilir.

$$H = \frac{p^2}{2m} + V$$

$\frac{p^2}{2m}$ = Taneciğin kinetik enerjisini

V = Taneciğin potansiyel enerjisini verir.

Kütlesi m olan ve X eksenini boyunca hareket eden bir taneciğin enerjisi aşağıdaki formülle bulunur.

$$\underbrace{-\frac{\hbar^2}{2m} \frac{d^2\Psi}{dx^2}}_{\text{Kinetik enerji}} + \underbrace{V(x)\Psi}_{\text{Potansiyel enerji}} = E\Psi$$

E = Taneciğin özdeğer enerjisi

Ψ = Öz fonksiyon

m = Kütle

x = Konum

$$\hbar (\hbar - \text{bar}) = \frac{h}{2\pi}$$

Ψ = Parçacığa eşlik eden dalga fonksiyonudur.

Uzayda bir yerde elektronun bulunma olasılığı, Ψ^2 ile ifade edilen bir olasılık fonksiyonudur.

Ψ Dalga denkleminin çözümü radyal fonksiyon ve açısal fonksiyon olmak üzere iki şekilde verilir.

$\Psi = R_{nl}(r)Y_{lm_l}(\theta, \phi)$ Toplam fonksiyon

$R_{nl}(r)$ – radyal fonksiyon (orbital büyüklüğünü verir)

$Y_{lm_l}(\theta, \phi)$ – açısal fonksiyon (s,p,d orbitallerinin şeklini verir)

Kuantum sayıları: n , ℓ , ve m_ℓ

$$\Psi_{min}(r, \theta, \phi) = R_n(r) Y_{lm}(\theta, \phi)$$

Radyal dalga fonksiyonu

Sadece r ye bağlıdır.

Elektronun çekirdeğe uzaklığını verir.

Orbitalin büyüklüğünü belirler.

Açısal dalga fonksiyonu

ϕ ve θ ye bağlıdır.

Orbitalin şeklini verir.

Orbitalin yönünü belirler.

Schrödinger dalga denkleminin çözülmesi sonucunda kuantum sayıları, orbitallerin şekilleri, büyüklükleri ve uzaydaki yönelmeleri belirlenmiştir.

3.5. Kuantum Sayıları

Atomdaki elektronları ve bu elektronların yer aldığı orbitalleri tanımlamak amacıyla kuantum sayıları kullanılır. 4 (dört) tür kuantum sayısı vardır, n , ℓ , m_ℓ ve m_s .

a. n (Baş kuantum sayısı):

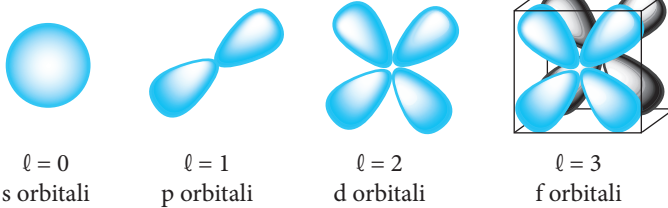
Elektronun (orbitalin) enerjisini ve elektronun çekirdeğe olan uzaklığını (ortalama yarıçapı) belirtir.

$n = 1, 2, 3, 4, 5, 6, 7$ gibi tam sayılarla ifade edilir.

b. ℓ (Açısal momentum kuantum sayısı):

Orbitalin türünü (şeklini) belirtir.

ℓ 'nin alabileceği değerler, 0'dan, $n - 1$ 'e kadardır.



$n = 1$, 1. enerji düzeyi

$n = 1$, $\ell = 0$, 1s orbitali

1. enerji düzeyinde sadece 1s orbitali vardır.

$n = 2$, $\ell = 0$, 2s orbitali

$\ell = 1$, 2p orbitali

$n = 3$, $\ell = 0$, 3s orbitali

$\ell = 1$, 3p orbitali

$\ell = 2$, 3d orbitali

$n = 4,$	$\ell = 0,$	4s orbitali
	$\ell = 1,$	4p orbitali
	$\ell = 2,$	4d orbitali
	$\ell = 3,$	4f orbitali

Yan kuantum sayısı (ℓ)	0	1	2	3	4	5	...
Alt kabukları gösteren harfler	s	p	d	f	g	h	...

Orbitaler, alt enerji düzeyi ya da alt kabuk şeklinde de ifade edilebilir.

c. m_ℓ (Manyetik kuantum sayısı):

Manyetik kuantum sayısı (m_ℓ), orbitalin uzaydaki yönelmesini belirtir.

Bir orbitalin manyetik momenti, dış manyetik alan etkisinde farklı enerji seviyelerine yarılar. Bu duruma **Zeeman Etkisi** adı verilir.

$m_\ell = -\ell, 0, +\ell$ arasında değerler alır.

$n = 1$ için	$\ell = 0,$	$m_\ell = 0$ (1 tane s orbitali)
$n = 2$ için	$\ell = 0,$	$m_\ell = 0$ (1 tane s orbitali)
	$\ell = 1,$	$m_\ell = -1, 0, +1$ (3 tane p orbitali)
$n = 3$ için,	$\ell = 0$	$m_\ell = 0$
	$\ell = 1$	$m_\ell = -1, 0, +1$
	$\ell = 2$	$m_\ell = -2, -1, 0, +1, +2$ (5 tane d orbitali)
$n = 4$ için,	$\ell = 0$	$m_\ell = 0$
	$\ell = 1$	$m_\ell = -1, 0, +1$
	$\ell = 2$	$m_\ell = -2, -1, 0, +1, +2$
	$\ell = 3$	$m_\ell = -3, -2, -1, 0, +1, +2, +3$ (7 tane f orbitali)

ℓ ile m_ℓ arasındaki ilişki $2\ell + 1$ formülüyle ifade edilir.

$\ell = 1$ (p orbitali), $m_\ell = 2\ell + 1 = 2.1 + 1 = 3$

$m_\ell = 3$, p orbitalinin 3 alt birimi ifade etmektedir.

p_x, p_y ve p_z ya da $-1, 0, +1$; toplamı 3'tür.

d. m_s (Spin kuantum sayısı):

Elektronun kendi eksenini etrafındaki dönme yönünü ifade etmektedir.

Spin kuantum sayısı (m_s) $+\frac{1}{2}$ ya da $-\frac{1}{2}$ şeklinde iki farklı değer alabilir.

Elektronun kendi eksenini etrafındaki dönme yönü saat yönünde ise $m_s = +\frac{1}{2}$, saatin

dönme yönünün tersinde ise $m_s = -\frac{1}{2}$ 'dir.

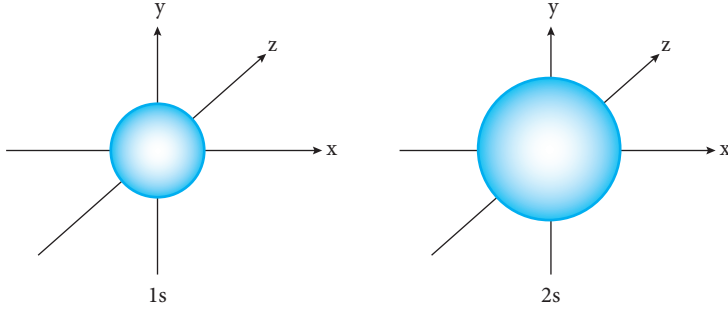
Elektron hem çekirdek etrafında hem de kendi eksenini etrafında dönmektedir.

Gümüş elementinin yayılma spektrumu incelendiğinde, dış manyetik alanın etkisi sonucunda spektrum çizgilerinin yarıldığı gözlemlenmiştir. (**Stern-Gerlach Deneyi**)

Bilim adamları bu durumun, elektronların birer mıknatıs gibi davranmaları durumunda ortaya çıkabileceğini açıklamışlardır.

3.5.1. Orbitalerin Şekil ve Büyüklükleri

Bütün s orbitaleri küreseldir. s orbitalinin baş kuantum sayısı arttıkça, yarıçapı (büyüklüğü) artmaktadır.



1. enerji düzeyinden başlamak üzere her enerji düzeyinde bir tane s orbitali bulunur. s orbitalinin baş kuantum sayısı ne olursa olsun, ℓ 'si 0'dır.

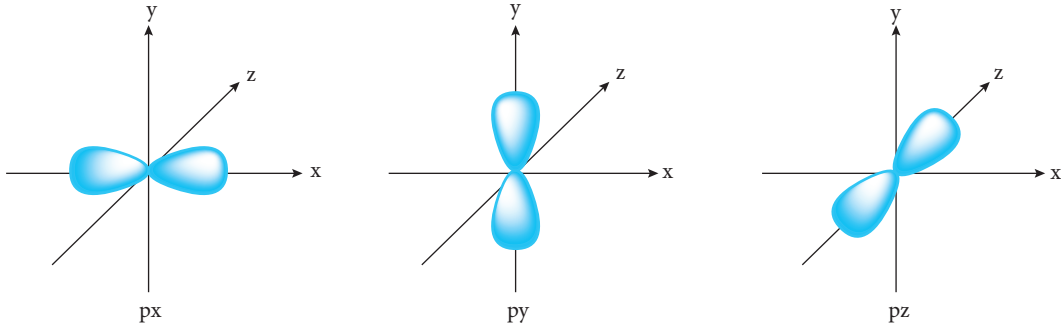
p orbitaleri 2. enerji düzeyinden itibaren başlar. p orbitali için $\ell = 1$, $m_\ell = -1, 0, +1$ değerlerini alır.

p orbitalinin baş kuantum sayısı ne olursa olsun, ℓ 'si 1'dir.

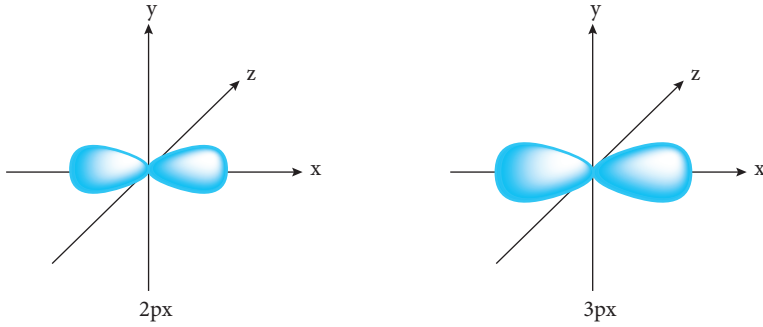
p orbitali 3 (üç) alt birimden oluşmaktadır.

p_x, p_y, p_z ya da $m_\ell = -1, 0, +1$

p orbitali hangi eksende yer alıyorsa alt indis olarak o eksen yazılır.

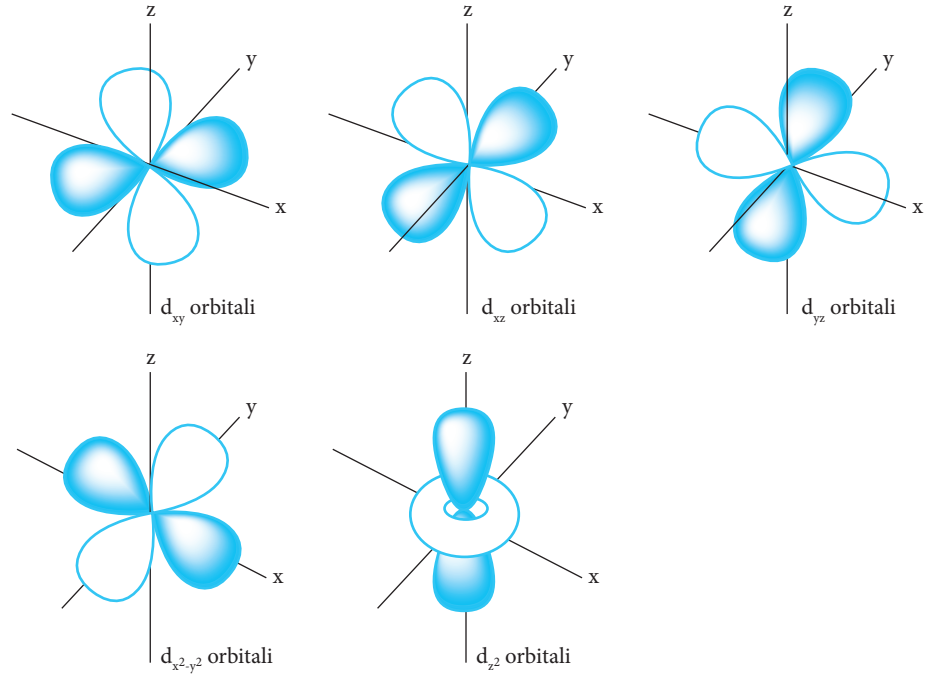


p orbitalinin baş kuantum sayısı arttıkça büyüklüğü artar.



d orbitalleri 5 alt birimden oluşmaktadır.

d orbitali için $\ell = 2$, $m_\ell = -2, -1, 0, +1, +2$ 'dir.



d orbitallerinin şekilleri ve uzaydaki yönelmeleri yukarıdaki gibidir.

3.6. Girginlik

3s orbitali 2p orbitaline göre çekirdekten daha uzaktır. 3s orbitalinin çekirdeğe yaklaşabilmesi için 1s, 2s ve 2p orbitallerinde bulunan elektronların oluşturduğu iç elektron bulutunu aşması gerekir. Dıştaki orbitalin, iç elektron bulutunu aşarak çekirdeğe sokulabilme özelliğine girginlik denir.

Elektronun bulunma olasılığının (yoğunluğunun) sıfır (0) olduğu bölgelere düğüm sayısı (düğüm düzlemi) denir.

Radyal düğüm sayısı arttıkça, girginlik artar. Girginlik arttıkça, orbitalin enerjisi azalır.

Orbitallerin girginlik sıralaması aşağıdaki gibidir.

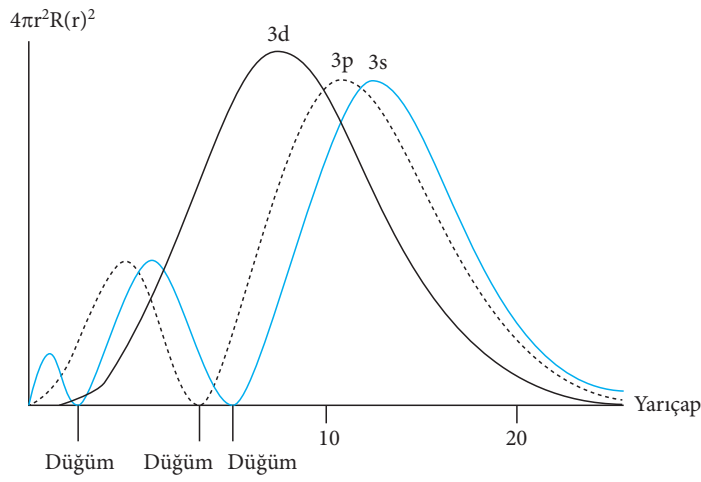
$$ns > np > nd > nf, \quad n = s, p, d, f$$

Orbitallerin enerjileri

$$nf > nd > np > ns, \quad n = s, p, d, f$$

$$\text{Radyal düğüm sayısı} = n - \ell - 1$$

Orbitallerin Radyal Olasılık Fonksiyonları $P(r) = \psi ^2 4\pi r^2$ Radyal Düğüm Sayıları		
1s	0	1s orbitali için radyal düğüm sayısı ($n-\ell-1$): $1-0-1 = 0$
2s	1	2s orbitali için radyal düğüm sayısı ($n-\ell-1$): $2-0-1 = 1$
2p	0	2p orbitali için radyal düğüm sayısı ($n-\ell-1$): $2-1-1 = 0$
3s	2	3s orbitali için radyal düğüm sayısı ($n-\ell-1$): $3-0-1 = 2$
3p	1	3p orbitali için radyal düğüm sayısı ($n-\ell-1$): $3-1-1 = 1$
3d	0	3d orbitali için radyal düğüm sayısı ($n-\ell-1$): $3-2-1 = 0$

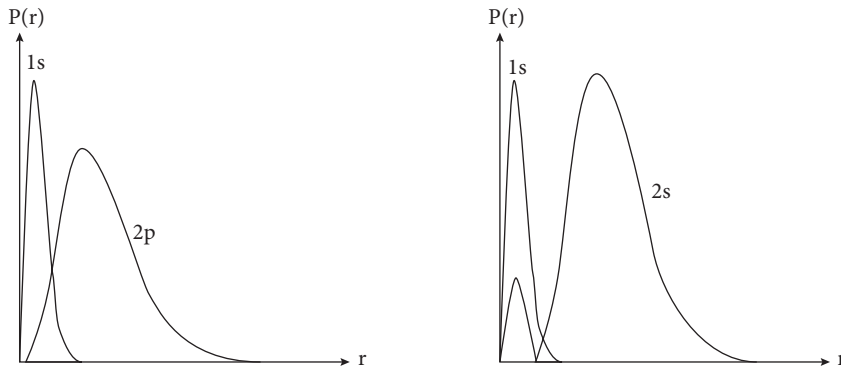


3.7. Perdeleme

Atom çekirdeği tarafından elektronlara çekim kuvveti uygulanır. Ancak dış yörüngede bulunan elektronlar çekirdeğin çekim gücünü tam olarak hissedemezler.

İç elektronlar, çekirdeğin çekim gücünü perdelerler. Girginlik arttıkça, perdeleme gücü artar.

2s orbitali, 2p orbitaline göre daha girgindir, 2s elektronları çekirdeğe daha yakındır, 2s elektronlarının enerjisi daha düşüktür. 2s elektronları, 1s orbitali tarafından 2p elektronlarına göre daha az perdelenir.





3d alt kabuğundaki orbitallerin n , ℓ ve m_ℓ değerlerini bulunuz.

Çözüm:

Bir altkabuğun belirtilmesinde kullanılan sayı, baş kuantum sayısıdır. Örnekte bu sayı $n = 3$ tür ve sağındaki harf, orbitalin türünü belirtmektedir. d orbitali için $\ell = 2$ olup, m_ℓ değerleri $-\ell$ ile $+\ell$ arasındadır. Bu nedenle m_ℓ değerleri, $-2, -1, 0, 1, 2$ olabilir.



$n = 3$ 'e karşılık gelen toplam orbital sayısı kaçtır?

Çözüm:

$n = 3$ için ℓ nin olası değerleri 0, 1 ve 2 dir. Buna göre $n = 3$ kabuğunda,
1 adet 3s orbitali ($n = 3, \ell = 0$ ve $m_\ell = 0$); üç adet 3p orbitali ($n = 3, \ell = 1, m_\ell = -1, 0, 1$); Beş adet 3d orbitali ($n = 3, \ell = 2$ ve $m_\ell = -2, -1, 0, 1, 2$) olmak üzere toplam $1 + 3 + 5 = 9$ orbital bulunur.

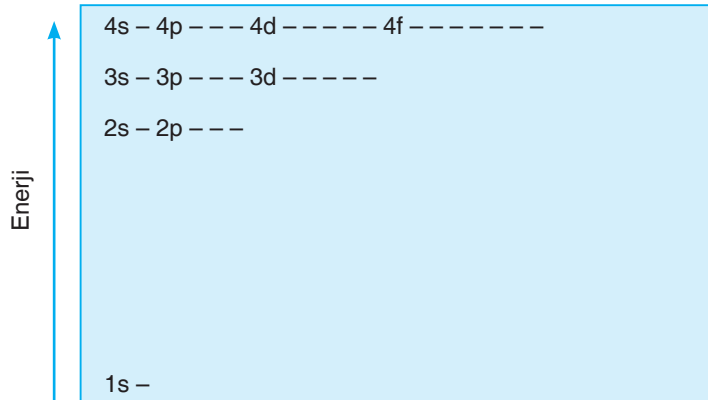
3.8. Elektron Dağılımı

3.8.1. Aufbau İlkesi

Elektronlar orbitallere yerleşirken önce en düşük enerjili orbitali tercih ederler. Daha sonra yüksek enerjili orbitale yerleşirler.

Ancak tek elektronlu sistemlerde ($_1\text{H}$, $_2\text{H}^{1+}$, $_3\text{Li}^{2+}$ gibi) başkuantum sayısı aynı olan orbitallerin enerjileri eşittir. Elektron sayısı 1 olduğunda, başkuantum sayısı aynı olan orbitaller arasında enerji farkı oluşmaz.

Hidrojen atomundaki bir elektronun enerjisi sadece baş kuantum sayısına bağlıdır. Buna göre hidrojen orbitallerine ilişkin enerjilerin artması şu şekilde olur.



$$1s < 2s = 2p < 3s = 3p < 3d < 4s = 4p = 4d = 4f < \dots$$

Çok elektronlu (1'den fazla sayıda elektron içeren) sistemlerde elektronlar arası itme kuvvetlerinden dolayı, baş kuantum sayısı aynı olan orbitaller farklı enerji düzeylerine yarılacaktır.

Çok elektronlu atomlarda orbitallerin enerjileri baş kuantum sayısının yanısıra, açısal momentum kuantum sayısına da bağlıdır.

Aufbau ilkesi: Temel hal için geçerli olan bir kuraldır. Atomların temel haldeki elektron dizilişleri yazılırken en düşük enerjili orbitalden başlayarak elektronlar orbitallere yerleştirilir. Bu gösterim atomun en kararlı yapısının göstergesidir.

1. Orbitallerin enerjileri $(n + \ell)$ değerinin artmasıyla yükselir. (Kletchkowski–Madelung ilkesi)

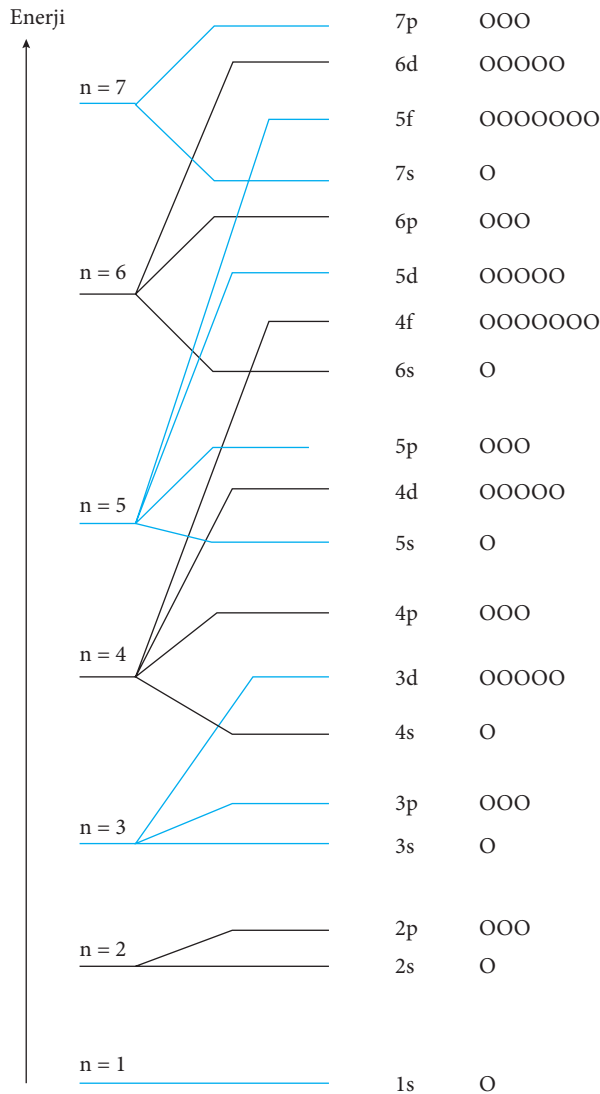
$$\begin{array}{ccccccc} 1s < 2s < 3s < 4s & 3s < 3p < 3d & 4p < 5d & 6s < 4f \\ n + \ell = & 1 & 2 & 3 & 4 & 3 & 4 & 5 & 5 & 7 & 6 & 7 \end{array}$$

2. $(n + \ell)$ değerlerinin aynı olması durumunda; n sayısı büyük olan orbitalin enerjisi de yüksek olur.

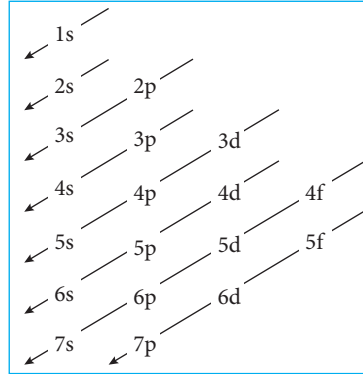
$$\begin{array}{ccccccc} 3d < 4p < 5s & 4d < 5p < 6s \\ n + \ell = & 5 & 5 & 5 & 6 & 6 & 6 \end{array}$$

Orbitallerin enerji sıralaması aşağıdaki şekildedir.

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s$$



Aşağıdaki şekilde çok elektronlu atomlarda, atom orbitallerinin doldurulma sırası gösterilmektedir.



n	ℓ	m_ℓ	Orbitalin Adı	Orbital Sayısı
1	0	0	1s	1
2	0	0	2s	1
2	1	-1, 0, 1	2p	3
3	0	0	3s	1
3	1	-1, 0, 1	3p	3
3	2	-2, -1, 0, 1, 2	3d	5
4	0	0	4s	1
4	1	-1, 0, 1	4p	3
4	2	-2, -1, 0, 1, 2	4d	5
4	3	-3, -2, -1, 0, 1, 2, 3	4f	7



Bir element atomunun, baş kuantum sayısı $n = 3$, açısal momentum kuantum sayısı $\ell = 2$ olan orbitalinin türü ve manyetik kuantum sayısı (m_ℓ) aşağıdakilerin hangisinde doğru olarak verilmiştir?

	Orbital türü	m_ℓ
A)	s	0
B)	p	0
C)	p	-1, 0, +1
D)	d	-2, -1, 0, +1, +2
E)	f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

Çözüm:

$n = 3$, $\ell = 2$. Enerji düzeyi, $\ell = 2$, d orbitaline karşılık gelir. d orbitalinin manyetik kuantum sayısı m_ℓ , -2 ile +2 arasında değerler alır.

Cevap D

n = Temel enerji düzeyi

n^2 = Bir enerji düzeyinde bulunabilecek maksimum orbital sayısıdır.

$2n^2$ = Bir enerji düzeyinde bulunabilecek maksimum elektron sayısıdır.

$n = 1$. Enerji Düzeyi

$2.n^2 = 2.1^2 = 2$ elektron

$n = 2$. Enerji Düzeyi

$2.n^2 = 2.2^2 = 8$ elektron

$n = 3$. Enerji Düzeyi

$2.n^2 = 2.3^2 = 18$ elektron



Atom kuramına göre, baş kuantum sayısı (n) ile ilgili aşağıdaki ifadelerden hangisi yanlıştır?

- A) n^2 nin sayısal değeri, n enerji düzeyindeki toplam orbital sayısını verir.
- B) $2n^2$ nin sayısal değeri, n enerji düzeyinde bulunabilecek maksimum elektron sayısını verir.
- C) $n = 1$ enerji düzeyinde en fazla 2 elektron bulunur.
- D) Baş kuantum sayısı, temel enerji düzeyini belirtir ve sıfırdan büyük tam sayıdır.
- E) $n = 3$ enerji düzeyinde toplam elektron sayısı en fazla 22'dir.

Çözüm:

A, B, C ve D seçeneklerinde bilgiler doğrudur. E seçeneği incelendiğinde:

$n = 1$ de $2e^-$

$n = 2$ de $8e^-$

$n = 3$ de $18e^-$

$n = 4$ de $32e^-$

$\vdots$

bulunmakta olup,

$n = 3$ seviyesinde $22e^-$ bulunması söz konusu değildir.

Cevap E

Atomlardaki orbitaller, kare, daire ya da yatay bir çizgi ile gösterilebilir.

Elektronlar ise çift çengelli okla gösterilirler.



Orbital gösterimleri



Elektron gösterimi

Boş orbitaller,



şekilleri ile gösterilir.

Bir orbitalde 1 tane elektron olduğunda; (yarı dolu orbital)



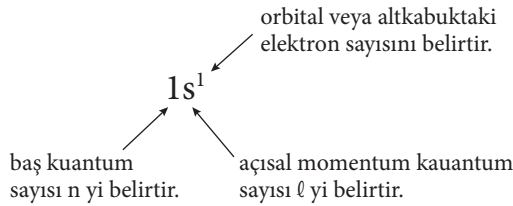
Yukarıdaki şekillerden biri ile gösterilir.

Bir orbitalde 2 tane elektron olduğunda; (tam dolu orbital)



Yukarıdaki şekillerden biri ile gösterilir.

Hidrojen atomunun elektron dağılımı $1s^1$ dir.



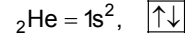
Elektron dağılımı, elektronun spinini de gösteren orbital diyagramı yardımıyla da gösterilebilir.



Yukarı doğru ok, elektronun iki olası spininden birini belirtir. Kutu bir atom orbitalini göstermektedir.

3.8.2. Pauli Dışlama İlkesi

Bu ilkeye göre aynı alt orbitalde bulunan iki elektronun en fazla 3 kuantum sayısı (n , ℓ , m_ℓ) aynı olabilir. 4. kuantum sayısı (m_s) farklı olmak zorundadır. Yani aynı alt orbitalde bulunan iki elektronun spin kuantum sayıları farklı olmalıdır.



Bir orbitalde en çok iki elektron bulunabilir. Bu elektronların spinleri birbirine zıttır.

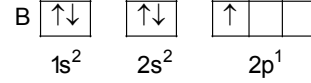
		n	ℓ	m_ℓ	m_s
${}_2\text{He}:$	$\boxed{\uparrow\downarrow}$				
$1s^2$	$\uparrow$	1	0	0	+1/2
	$\downarrow$	1	0	0	-1/2

He atomunun 1s alt kabuğunda bulunan iki elektronun n , ℓ ve m_ℓ değerleri aynı m_s değerleri birbirinden farklıdır.

Berilyum atomunun temel haldeki elektron dağılımı $1s^2 2s^2$ dir.



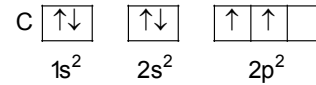
Borun elektron dağılımı ($Z = 5$) ise, $1s^2 2s^2 2p^1$ dir.



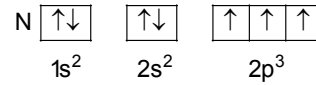
Eşleşmemiş elektron $2p_x$, $2p_y$ ya da $2p_z$ orbitallerinden herhangi birinde olabilir.

Hund Kuralı: Elektronlar eş enerjili orbitallere birer birer yerleştirildikten sonra kalan elektronlar yarı dolu orbitalleri tam dolu orbitallere dönüştürecek şekilde yerleştirilir.

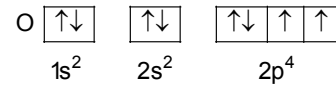
Buna göre karbona ilişkin orbital diyagramı aşağıdaki gibidir.



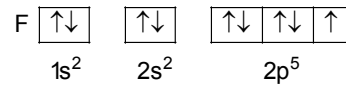
Azotun elektron dağılımı ($Z = 7$) ise $1s^2 2s^2 2p^3$ tür.



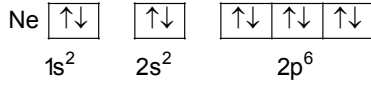
Oksijenin elektron dağılımı ($Z = 8$) ise $1s^2 2s^2 2p^4$ tür.



Florun elektron dağılımı ($Z = 9$) ise $1s^2 2s^2 2p^5$ dir.



Neonda ($Z = 10$) 2p kabuğu tamamen dolmuştur. Neonun elektron dağılımı $1s^2 2s^2 2p^6$ dir.



$Z = 19$ ve $Z = 20$

$Z = 19$, Potasyum: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 = [_{18}\text{Ar}] 4s^1$ soygazlara göre elektron dizilimi

$Z = 20$, Kalsiyum: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 = [_{18}\text{Ar}] 4s^2$

Atom Numarası 21–30 arasında olan elementlerde 4s den sonra 3d orbitali dolar

$Z = 21$, Skandiyum: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^1 = [\text{Ar}] 4s^2 3d^1$

$Z = 24$, Krom: $[\text{Ar}] 4s^1 3d^5$ (Küresel Simetri)

$Z = 30$, Çinko: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} = [\text{Ar}] 4s^2 3d^{10}$

Atom numarası 30'dan büyük olan elementlerde 4s den sonra 3d, daha sonra 4p, orbitalleri dolar.

$_{32}\text{Ge}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^2$

$_{35}\text{Br}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^5$



$_{20}\text{Ca}$ element atomunun $m_l = 0$, $m_s = +1/2$ değerlerine sahip kaç tane elektronu vardır?

A) 5 B) 6 C) 7 D) 8 E) 10

Çözüm:

$_{20}\text{Ca}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2$

1s orbitalinde bulunan iki elektron için;

$n = 1$, $\ell = 0$, $m_l = 0$, $m_s = +1/2, -1/2$

(1 tane elektronun $m_l = 0$, $m_s = +1/2$ 'dir)

2s orbitalinde bulunan iki elektron için;

$n = 2$, $\ell = 0$, $m_l = 0$, $m_s = +1/2, -1/2$

(1 tane elektronun $m_l = 0$, $m_s = +1/2$ 'dir)

2p orbitalinde bulunan 6 elektron için;

$n = 2$, $\ell = 1$, $m_l = -1$, $m_s = +1/2, -1/2$

$m_l = 0$, $m_s = +1/2, -1/2$

$m_l = +1$, $m_s = +1/2, -1/2$

(1 tane elektronun $m_l = 0$, $m_s = +1/2$ 'dir)

3s orbitalinde bulunan iki elektron için;

$n = 3$, $\ell = 0$, $m_l = 0$, $m_s = +1/2, -1/2$ (1 tane elektronun $m_l = 0$, $m_s = +1/2$ 'dir)

3p orbitalinde bulunan 6 elektron için;

$n = 3$, $\ell = 1$, $m_l = -1$, $m_s = +1/2, -1/2$

$m_l = 0$, $m_s = +1/2, -1/2$

$m_l = +1$, $m_s = +1/2, -1/2$

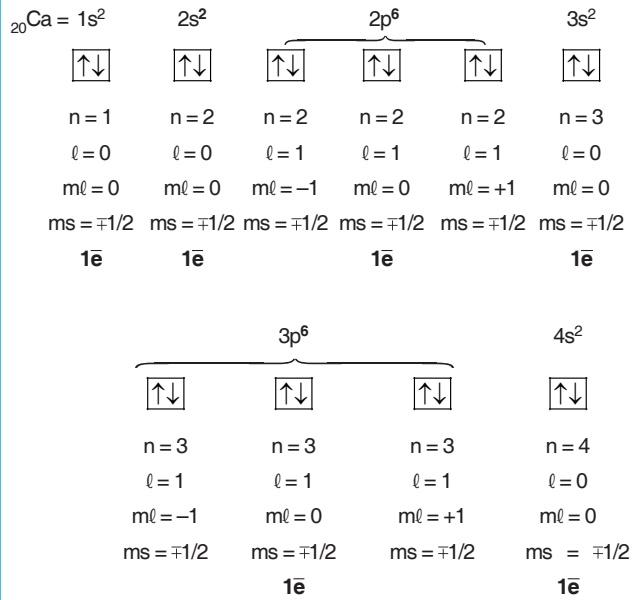
(1 tane elektronun $m_l = 0$, $m_s = +1/2$ 'dir)

4s orbitalinde bulunan iki elektron için;

$n = 4$, $\ell = 0$, $m_l = 0$, $m_s = +1/2, -1/2$ (1 tane elektronun $m_l = 0$, $m_s = +1/2$ 'dir)

$_{20}\text{Ca}$ element atomunun $m_l = 0$, $m_s = +1/2$ değerlerine sahip toplam 6 tane elektron vardır.

Başka bir çözüm yöntemi ise aşağıdaki gibidir.



Cevap B



$n = 3, \ell = 2, m_\ell = 0$ koşulunu sağlayan en fazla kaç tane elektron vardır?

- A) 2 B) 4 C) 6 D) 8 E) 10

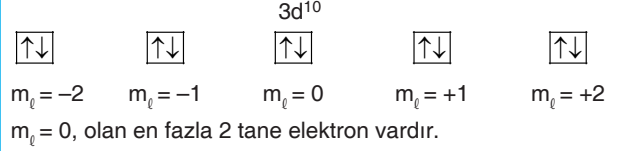
Çözüm:

$n = 3, 3$. Enerji düzeyi

$\ell = 2$, d orbitali

$m_\ell = 0$, alt orbitali ifade etmektedir.

3d orbitalinde toplam 10 tane elektron vardır. Bu elektronların orbitallere dağılımı ise aşağıdaki gibidir.



Cevap A



Açısal momentum kuantum sayısı 2 olan bir alt kabuğun, baş kuantum sayısı aşağıdakilerden hangisi olamaz?

- A) 6 B) 5 C) 4 D) 3 E) 2

Çözüm:

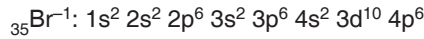
Açısal momentum kuantum sayısı 2, d alt kabuğuna karşılık gelmektedir. d alt kabuğunun baş kuantum sayısı 2 olamaz. Yani 2. Enerji düzeyinde d alt kabuğu yoktur.

Cevap E

Anyon Elektron Dizilişi

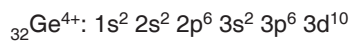
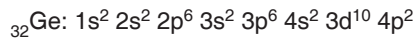
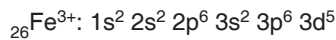
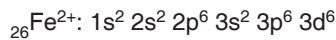
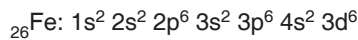
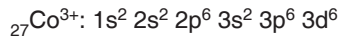
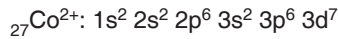
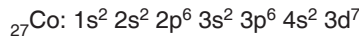
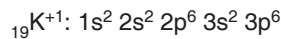
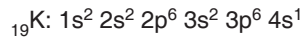
N ($Z = 7$)	7 elektron	$1s^2 2s^2 2p^3$
N^{3-}	10 elektron	$1s^2 2s^2 2p^6$
S ($Z = 16$)	16 elektron	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^4$
S^{2-} ($Z = 16$)	18 elektron	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6$
Se ($Z: 34$)	34 elektron	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^4$
Se^{2-}	36 elektron	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6$

Anyonlarda, elektronların orbitallere yerleşmesi nötr atomlarla benzerdir.



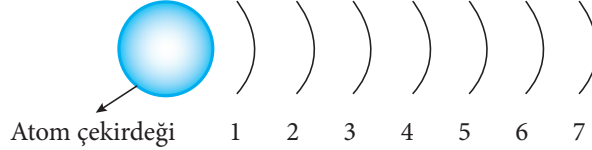
Kasyon Elektron Dizilişi

Elektronlar en büyük n ve en büyük ℓ değerine sahip orbitallerden kopar.



Pauli'ye göre; n yörünge numarası olmak üzere yörüngelerdeki maksimum elektron sayısı $2n^2$, orbital sayısı n^2 formülü ile bulunur.

- > $n = 1$ katmanında en fazla 2 elektron
- > $n = 2$ katmanında en fazla 8 elektron
- > $n = 3$ katmanında en fazla 18 elektron
- > $n = 4$ katmanında en fazla 32 elektron bulunur.
- > Son katmanda en fazla 8 elektron bulunur.



NOT

Cr elementinin katman elektron dağılımı:

2) 8) 13) 1) şeklindedir.

Katman Elektron Dağılımı

Atomların birinci enerji katmanında en fazla 2, ikinci enerji katmanında ise en fazla 8 elektron bulunabilir. Atom numarası 10–18 arasında olan elementlerde üçüncü katmandaki elektron sayısı en fazla 8 olana kadar elektron yerleştirilebilir.

${}^5\text{B}$: 2) 3)

${}^8\text{O}$: 2) 6)

${}^{10}\text{Ne}$: 2) 8)

${}^{13}\text{Al}$: 2) 8) 3)

${}^{18}\text{Ar}$: 2) 8) 8)

Atom numarası 19 ve 20 arasında olan elementlerde dördüncü katmana en fazla 2 elektron yerleştirilebilir.

${}^{19}\text{K}$: 2) 8) 8) 1)

${}^{20}\text{Ca}$: 2) 8) 8) 2)

Atom numarası 20 ile 30 arasında olan elementlerde üçüncü katmandaki elektron sayısı en fazla 18 olana kadar elektron yerleştirilebilir. Dördüncü katmanda ise en fazla 2 elektron bulunabilir.

${}^{21}\text{Sc}$: 2) 8) 9) 2)

Pratik Bilgi: Elementin atom numarasından 20 rakamı çıkarılır. Aradaki fark 3 yörüngedeki 8 elektronun üzerine eklenir.

NOT

Cu elementinin katman elektron dağılımı:

2) 8) 18) 1) şeklindedir.

Örnek

Sc nin Atom numarası 21

$$21 - 20 = 1$$

$$8 + 1 = 9$$

${}^{21}\text{Sc}$: 2) 8) 9) 2)

Örnek Sonu

${}^{26}\text{Fe}$ elementini katman elektron dağılımı nasıldır?

Çözüm:

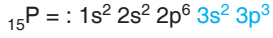
$$26 - 20 : 6$$

$$8 + 6 = 14$$

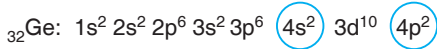
${}^{26}\text{Fe}$: 2) 8) 14) 2)

Değerlik (Valens) Elektron Sayısı:

Bir atomun en yüksek enerji seviyesinde bulunan elektronlarına değerlik elektronu (valens elektron) denir.



Son enerji düzeyinde $3+2=5$ e^- bulunduğundan değerlik elektron sayısı 5' dir.



Almanya elementinin değerlik elektron sayısı 4'dür.



Aşağıda elektron dizilişleri verilen element atomlarından hangisinin değerlik elektron sayısı yanlıştır?

Element atomu	Elektron dizilişi	Değerlik elektron sayısı
A) ${}_1\text{H}$	$1s^1$	1
B) ${}_3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	3
C) ${}_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	4
D) ${}_7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	5
E) ${}_{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	8

Çözüm:

Li elementinin değerlik elektron sayısı: 1'dir, 3 değildir.

Cevap B

Bir elementin (maddenin) bütün elektronları eşleşmişse, o element (madde) diamanyetik özellik gösterir. Diamanyetik maddeler, manyetik alan tarafından zayıf bir kuvvetle itilirler.



Mg ve Ca atomları, diamanyetik özellik gösterip, manyetik alan tarafından zayıf bir kuvvetle itilirler.



NOT

Katyonlarda proton sayısı (p^+) elektron sayısından (e^-) büyüktür.

> Katyonlarda $p^+ > e^-$ dir.

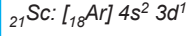
Anyonlarda proton sayısı (p^+) elektron sayısından (e^-) küçüktür.

> Anyonlarda $p^+ < e^-$ dur.

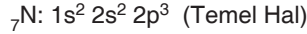
Bazı maddeler de manyetik alan tarafından kuvvetle itilirler. Bu tür maddelere, ferromanyetik maddeler denir. Fe, Co ve Ni, bu özelliğe sahip maddelerdir.

NOT

Elementlerin elektron dağılımları soy gazlardan yararlanarak yazılabilir.

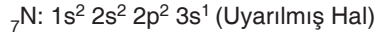
**Temel Hal, Uyarılmış Hal**

Enerji düzeyleri, elektronların atom içinde bulunabilecekleri enerji katmanlarıdır. Atomlar, minimum enerji düzeyinde bulunur. Bu enerji düzeyine temel hal denir. Temel haldeki elektronlar ısı ya da ışık etkisiyle bir miktar enerji kazanır ve üst enerji seviyelerine çıkabilir. Bu duruma atomun uyarılması denir. Uyarılmış durumdayken fazla enerjisi olan atom, 10^{-8} saniye gibi çok kısa bir süre içinde fazla enerjisini atarak temel hale döner. Atomun ışıması denen bu olay, atomdan “foton salınması” ile gerçekleştirilir. Yani atomun uyarılması ve ışıması birbirini takip eden olaylardır.

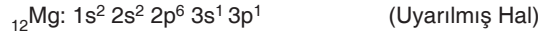


Temel Hal daha düşük enerjili ve daha karardır.

N atomuna dışarıdan enerji verilerek elektron uyarılabilir.



Uyarılmış hal, temel hale göre yüksek enerjili ve kararsızdır. Uyarılmış haldeki bir atomu iyonlaştırmak (atomdan elektron koparmak), temel hale göre daha kolaydır.

**4. Atomla İlgili Temel Kavramlar**

Atomlar elektron, proton ve nötron olarak bilinen üç temel parçacığın bir araya gelmesiyle oluşmuş, birimlerdir.

Her atom bir çekirdek ve bir veya daha fazla sayıda elektronlardan oluşmuştur. Proton ve nötronlar çekirdeğin içinde bulunurlar. Dolayısıyla, çekirdek atomun aşağı yukarı bütün kütlesini oluşturur.

NOT

Bir atom elektron aldığı anda ya da verdiği anda çekirdeğin çekim gücü değişmez, elektron başına düşen çekim kuvveti değişir.

Yüksüz bir atom elektron verdiği anda katyon haline dönüşür, elektron başına düşen çekim kuvveti artar, yarıçapı, çapı, hacmi azalır.

Yüksüz bir atom elektron aldığı anda anyon haline dönüşür, elektron başına düşen çekim kuvveti azalır, yarıçapı, çapı, hacmi artar.

Atomdaki Parçacık	Kütle (gram)	Kütle (akb)	Yük (kulon)
Elektron e^-	$9,1096 \times 10^{-28}$	0,00054859	$-1,6022 \times 10^{-19}$
Proton p^+	$1,6726 \times 10^{-24}$	1,007277	$+1,6022 \times 10^{-19}$
Nötron n^0	$1,6749 \times 10^{-24}$	1,008665	0

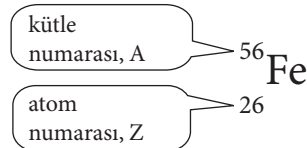
Çekirdekteki proton sayısına **atom numarası** denir ve **Z** ile sembolize edilir.

$$Z = \text{Proton sayısı} = \text{Atom No} = \text{Çekirdek Yükü} = \text{Nötr haldeki elektron sayısı}$$

Proton ve nötronların her birine “çekirdeği yapan”lar anlamına **nükleon** adı verilir.

Çekirdekteki proton ve nötron sayıları toplamına **kütle numarası** (toplam nükleon sayısı) denir ve **A** ile sembolize edilir.

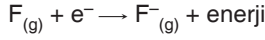
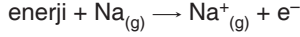
$$\text{Kütle No (A)} = \text{Proton Sayısı} + \text{Nötron Sayısı}$$



Bir elementin kimyasal özelliğini belirleyen çekirdekteki proton sayısıdır.

Nötr (yüksüz) bir atomda proton sayısı elektron sayısına eşittir. Bir elementin elektron sayısı değişirse kimyasal özelliği değişir.

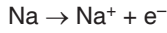
Aşağıdaki örnekte Na ve F elementlerinin hem fiziksel hem de kimyasal özellikleri değişmiştir.



4.1. İyon

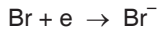
Bir veya daha çok sayıda elektron kazanmış ya da kaybetmiş bir atomdan (veya bir atom grubundan) oluşmuş yüklü taneciklere denir.

Katyon = Pozitif (+) elektrik yüklü iyonlara katyon denir. Yüksüz bir atom ya da atom grubu elektron verirse katyon oluşur.



Na^{+} ve NH_4^{+} iyonları katyonlara örnek verilebilir.

Anyon = Negatif (–) elektrik yüklü iyonlara anyon denir. Yüksüz bir atom ya da atom grubu elektron alırsa anyon oluşur.



Br^{-} , NO_3^{-} , SO_4^{2-} iyonları anyonlara örnek olarak verilebilir.

Yük (Değerlik) = Proton Sayısı – Elektron Sayısı

Kütle No: 56 3+ (Yük)
Fe

Atom No: 26 23: Elektron sayısı

Yük terimi yerine, değerlik ya da yükseltgenme basamağı terimleri de kullanılmaktadır.



18 nötronu ve 17 protonu olan bir X taneciğinin katman elektron dizilimi sırasıyla 2, 8, 8 şeklindedir.

Bu X taneciği için aşağıdakilerden hangisi doğrudur?

- A) 17 elektronu vardır.
- B) Negatif yüklüdür.
- C) Katyondur.
- D) Elektron vermiştir.
- E) 2. ve 3. katmanlarında toplam 10 elektronu vardır.

Çözüm:

17 proton var ise ve eğer element nötr ise 17 elektronu olması gerekir. Çünkü nötr atomlarda $p = e$ 'dir. Katman elektron dağılımından 18 elektron olduğu anlaşıyor. X taneciği –1 yüklü bir iyondur.

Cevap B



Atom, İyon	Atom numarası	Elektron sayısı	Kütle numarası
X^+	11		23
Y^{3-}		18	30
Z	12		24
Q^{2+}		18	40

Yukarıdaki tabloda verilen atom ve iyonlardan hangilerinin nötron sayısı aynıdır?

- A) Y^{3-} ve Q^{2+} B) Z ve Q^{2+} C) X^+ ve Z
D) Y^{3-} ve Z E) X^+ ve Y^{3-}

Çözüm:

${}^{23}_{11}X^{+1}$, X'in nötron sayısı; $23 - 11 = 12$ 'dir.

${}^{30}_{15}Y^{3-}$, Y'nin nötron sayısı; $30 - 15 = 15$ 'dir.

${}^{24}_{12}Z$, Z'nin nötron sayısı; $24 - 12 = 12$ 'dir. X^{+1} ve Z taneciklerinin nötron sayıları aynıdır.

Cevap C



Tabloda, X, Y, Z, Q element atomlarıyla ilgili bazı bilgiler verilmiştir.

Element atomu	Proton sayısı	Nötron sayısı	Elektron sayısı	Kütle numarası
X	9	9		
Y		14		27
Z		15	15	
Q	17		17	35

Buna göre, element atomlarıyla ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) X'in elektron sayısı 9'dur.
B) X'in kütle numarası 18'dir.
C) Y'nin atom numarası 13'tür.
D) Z'nin proton sayısı 15'tir.
E) Q'nun nötron sayısı 17'dir.

Çözüm:

A) Nötr X elementinde $p_s = e_s$, $e_s = 9$ 'dur.

B) $KN = p_s + n_s$ 'dir. $9 + 9 = 18$

C) Y elementinin atom numarası;
 $KN = p_s + n_s$
 $p_s = KN - n_s$
 $p_s = 27 - 14 = 13$ 'tür.

D) Z de 15 elektron 15 proton var demektir.

E) Q elementinin nötron sayısı;
 $KN = p_s + n_s$
 $35 = 17 + n_s$
 $n_s = 18$ 'dir.

Cevap E



Atomun yapısıyla ilgili aşağıdaki ifadelerden hangisi yanlıştır?

- A) Nötr bir atomun elektron sayısı, proton sayısına eşittir.
B) Elektronlar eksi yüklüdür ve çekirdeğin etrafında hareket halindedir.
C) Proton artı yüklü, nötron ise yüksüzdür.
D) Proton ve nötron sayılarının toplamı kütle numarasına eşittir.
E) Elektron alması veya vermesi durumunda atom çapı değişmez.

Çözüm:

Nötr atomlarda $p_s = e_s$ 'dir. Elektronun yükü eksidir ve çekirdeğin etrafında hareket halindedir, proton ve nötron çekirdekte bulunur. Proton (+) yüklü, nötron ise yüksüzdür.

Proton ve nötronun toplamı kütle numarasına eşittir.

Atomdan elektron kopması atomun çapının küçülmesine elektron alması ise atomun çapının büyümesine neden olur. E seçeneği yanlıştır.

Cevap E



Aşağıdaki iyonların hangisinde toplam elektron sayısı diğerlerinden farklıdır?

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

A) NH_4^+ B) CN^- C) OH^- D) N^{3-} E) O^{2-}

Çözüm:

$$(\text{NH}_4)^+ = (7 + 4) - 1 = 10e^-$$

$$(\text{CN})^- = (6 + 7) + 1 = 14e^-$$

$$(\text{OH})^- = (8 + 1) + 1 = 10e^-$$

$$\text{N}^{3-} = 7 + 3 = 10e^-$$

$$\text{O}^{2-} = 8 + 2 = 10e^-$$

Cevap B

4.2. İzoelektronik Tanecikler

Elektron sayıları ve dizilimleri aynı olan atom ya da iyonlara denir.

$_{12}\text{Mg}^{2+}$ ve $_7\text{N}^{3-}$ iyonlarının elektron sayıları eşittir. Bu iki iyonun elektron dizilimleri de aynıdır, bu nedenle birbirinin izoelektroniklerdir.

$$_{12}\text{Mg}^{2+} = 1s^2 2s^2 2p^6$$

$$_7\text{N}^{3-} = 1s^2 2s^2 2p^6$$

Ancak iki tanecikğin izoelektronik olup olmadıklarını kontrol ederken hem elektron sayılarının eşitliğine hem de elektron dizilimlerinin aynı olmasına dikkat etmek gerekir.

NOT

İzoelektronik olan taneciklerin kimyasal özellikleri birbirine benzeyebilir.



$$_{30}\text{Zn}^{2+}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$$

$$_{28}\text{Ni}: 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^8$$

$_{30}\text{Zn}^{2+}$ ve $_{28}\text{Ni}$ taneciklerinin elektron sayıları eşit olmasına rağmen elektron dizilişleri farklı olduğundan izoelektronik değildir.

NOT

Bileşiklerin toplam yükü sıfırdır. Yani proton sayıları toplamı elektron sayıları toplamına eşittir.

4.3. İzotop Atomlar

Atom numaraları aynı kütle numaraları farklı ya da proton sayıları aynı nötron sayıları farklı olan atomlar bir birinin izotopudur. Nötr izotop atomların kimyasal özellikleri aynı olduğu halde fiziksel özellikleri birbirinden farklıdır.

Aşağıda Mg elementinin izotoplarına örnekler verilmiştir.

$$_{12}^{24}\text{Mg}, \text{ }_{12}^{25}\text{Mg}, \text{ }_{12}^{26}\text{Mg}$$

	$_{12}^{12}\text{C}$ (Karbon-12) İzotopu	$_{12}^{14}\text{C}$ (Karbon-14) İzotopu
Proton	6	6
Nötron	6	8
Elektron	6	6

NOT

Kimyasal köklerde ise; kök (+) yüklü ise elektron sayısı o kadar azalmış, (-) yüklü ise o kadar artmıştır.

$(\text{NH}_4)^{+1}$ için es şöyle bulunur;

$$(\text{toplam ps}) - 1 = \text{es}$$

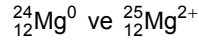
$$\text{SO}_4^{2-} \text{ için ise es} =$$

$$(\text{Toplam ps}) + 2 \text{ 'dir.}$$

Hidrojen'in üç doğal izotopu bulunur, bunlar ^1H , ^2H , ve ^3H . Diğerleri ise doğada gözlemlenemeyen ancak yapay olan ^4H , ^5H , ^6H ve ^7H dir.

^2H izotopuna döteryum, ^3H trityum olarak adlandırılır. Trityum radyoaktiftir. Döteryum D ile, Trityum T ile sembolize edilebilir.

Elektron sayıları birbirinden farklı olan izotopların hem fiziksel hem de kimyasal özellikleri birbirinden farklıdır.



Taneciklerinin hem fiziksel hem de kimyasal özellikleri birbirinden farklıdır.



- I. ^2_1H ve ^2_1D
 II. $^{40}_{19}\text{K}$ ve $^{40}_{20}\text{Ca}$
 III. $^{63}_{29}\text{Cu}^{+1}$ ve $^{65}_{29}\text{Cu}^{+2}$

Yukarıdakilerin hangilerinde verilen iki taneciğin kimyasal özellikleri birbirinin aynıdır?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
 D) I ve II E) II ve III

Çözüm:

İki taneciğin kimyasal özelliklerinin aynı olması için hem proton hem de elektron sayılarının eşit olması gerekir.

Cevap A



Atom numarası 1 olan hidrojen elementinin üç izotopu

^1H , $^2\text{H}(\text{D})$ ve $^3\text{H}(\text{T})$ dir.

Bunlarla ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) Döteryum izotopunun çekirdeğinde bir nötron vardır.
 B) Trityum izotopunun çekirdeğinde 3 nötron vardır.
 C) Trityum izotopu radyoaktiftir.
 D) Hidrojen izotopunun çekirdeğinde nötron yoktur.
 E) Döteryum izotopunun oksit bileşiği olan döteryum oksit ağır su olarak bilinir.

Çözüm:

Hidrojen, Döteryum ve Trityum birbirinin izotopudur. Atom numaraları aynı, kütle numaraları (nötron sayıları) birbirinden farklıdır.

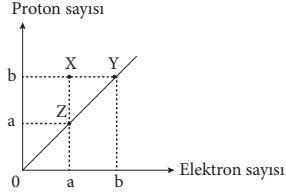
Kütle no = Proton sayısı = Nötron sayısı

Trityum için $3 = 1 + n$ $n = 2$

Cevap B



Tek atomlu olduğu bilinen X, Y, Z taneciklerinin elektron ve proton sayıları grafikteki gibidir.



Buna göre, bu taneciklerle ilgili aşağıdaki yargılardan hangisi doğrudur?

- A) X bir anyondur.
- B) Z pozitif yüklü bir iyondur.
- C) Y ile Z birbirinin izotopudur.
- D) X ile Y aynı elementtir.
- E) Z nin atom numarası Y ninkinden fazladır.

Çözüm:

X ve Y nin proton sayıları aynıdır o halde aynı elementlerdir.

Cevap D



Bir elementin $^{60}\text{X}^{+2}$ iyonunda 25 elektron vardır.

Aynı elementin, ^{58}X izotopunun atomundaki proton (p), nötron (n) ve elektron (e) sayıları kaçtır?

	p	n	e
A)	23	35	23
B)	25	31	27
C)	25	33	25
D)	27	31	27
E)	27	33	25

Çözüm:

X elementinin $25 + 2 = 27$ protonu vardır. ^{58}X izotopunda proton sayısı 27'dir. Nötronu $58 - 27 = 31$ dir. Nötr halde $p = e$ 'dir ve 27 dir.

Cevap D

Ortalama Atom Kütlesi

Doğada izotopları olan bir elementin atom kütlesi, izotoplarının doğada bulunma yüzdeleri ile orantılıdır.

Ortalama Atom Kütlesi = 1. İzotopun Kütle Numarası x Doğada Bulunma Yüzdesi +
2. İzotopun Kütle Numarası x Doğada Bulunma Yüzdesi
formülüyle hesaplanır.



Cl elementinin doğada iki tane izotopu bulunmaktadır.

$^{35}_{17}\text{Cl}$ izotopunun doğada bulunma yüzdesi %75, $^{37}_{17}\text{Cl}$ izotopunun doğada bulunma yüzdesi %25'tir.

$^{35}_{17}\text{Cl}$ ve $^{37}_{17}\text{Cl}$

Ortalama Atom Kütlesi = $35 \times 75/100 + 37 \times 25/100 = 35,5 \text{ g/mol}$

NOT

^1H elementi çekirdeğinde nötronu olmayan tek elementtir. Protium olarak da adlandırılabilir.

NOT

Döteryumdan (^2H) oluşan suya $^2\text{H}_2\text{O}$, ağır su (Dötero Su) denir, D_2O şeklinde de gösterilebilir.

NOT

Birbirinin izotonu veya izobarı olan taneciklerin fiziksel ve kimyasal özellikleri birbirinden farklıdır.

4.4. İzoton

Nötron sayıları eşit, proton sayıları farklı olan elementlere denir.

Fe ve Mn elementleri izoton atomlara örnek olarak verilebilir.

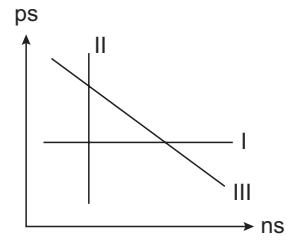
$^{56}_{26}\text{Fe}$, $^{55}_{25}\text{Mn}$

4.5. İzobar

Toplam nükleon sayıları aynı, proton sayıları birbirinden farklı olan elementlere denir.

$^{40}_{19}\text{K}$ $^{40}_{20}\text{Ca}$

K ve Ca elementleri izobar atomlara örnek olarak verilebilir.

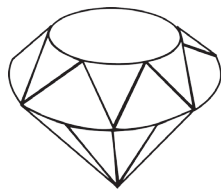
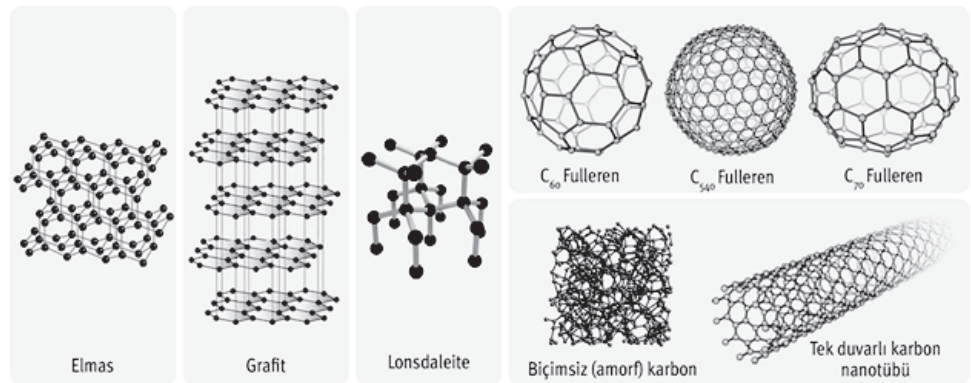


I = izotop
II = izoton
III = izobar

4.6. Allotrop

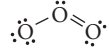
Aynı elementin atomlarının birbirlerine farklı şekillerde bağlanmasıyla oluşan yapılara denir.

Elmas, Grafit, Grafen, Fulleren, Karbon Nanotüp, Lonsdaleite, Karbonun (C) allotrop-larıdır.

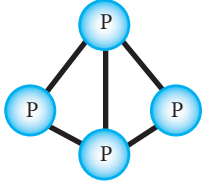


Elmas

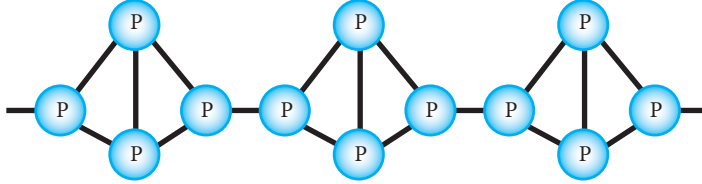
O₂ (oksijen gazı) ile O₃ (ozon gazı) birbirinin allotropudur.



Beyaz Fosfor ile Kırmızı Fosfor birbirinin allotropudur.



P₄: (Beyaz Fosfor)



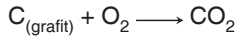
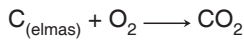
P₁₀: (Kırmızı Fosfor)

Rombik Kükürt (S₈) ile Monoklin Kükürt (S₈) birbirinin allotropudur.

Allotrop Maddelerin;

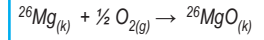
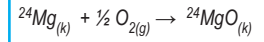
1. Özkütleri
2. Herhangi bir çözücüdeki çözünürlükleri
3. Erime ve kaynama noktaları
4. Kristal yapıları
5. Bağ yapıları (bağlanma şekilleri, molekül geometrileri, bağ kuvvetleri, bağ enerjileri)
6. İletkenlikleri
7. Kimyasal tepkimelere girme hızları (aktiflikleri) birbirinden farklıdır.

Ancak aynı elementle verdikleri kimyasal bir tepkime sonucunda oluşturdukları bileşik ve bileşiklerin formülleri aynıdır.



NOT

İzotop atomlar aynı elementle tepkime verdiklerinde aynı bileşikler oluştururlar.



²⁴MgO_(k) ve ²⁶MgO_(k) bileşiklerinin kimyasal özellikleri aynı, fiziksel özellikleri, mol kütleleri, sabit oranları birbirinden farklıdır.



Bir elementin atomları ile ilgili,

- I. Nötron sayıları farklı ise birbirinin izotopudur.
- II. Elektron sayıları farklı ise en az biri iyonudur.
- III. Kütleleri farklı ise birbirinin allotropudur.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) II ve III

Çözüm:

Aynı elementin atomlarının proton sayıları mutlaka aynı olmalıdır. Nötron sayıları farklı olabilir. Proton sayıları aynı, nötron sayıları farklı olan tanecikler birbirinin izotopudur. Eğer elektron sayıları farklı ise birisi iyon durumundadır. Allotropların uzaydaki dizilişleri farklıdır. I. ve II. öncül doğru, III. öncül yanlıştır.

Cevap D

Konu Kavrama Testleri

- X^{+3} iyonunda 21 elektron bulunmaktadır. X atomunun nötron sayısı 28 olduğuna göre, X'in kütle numarası kaçtır?
A) 49 B) 50 C) 51 D) 52 E) 53
- X^{+2} iyonunun 36 elektronu vardır. X atomunun nötron sayısı proton sayısından 12 fazladır. Buna göre X'in toplam nükleon sayısı kaçtır?
A) 70 B) 76 C) 80 D) 88 E) 90
- X^{+3} ve Y^{-3} iyonları izoelektronik olduklarına göre, proton sayıları arasındaki fark kaçtır?
A) 6 B) 5 C) 4 D) 3 E) 2
- $(SO_4)^{2-}$ iyonundaki toplam proton, nötron elektron sayıları arasındaki ilişki hangi seçenekte doğru olarak verilmiştir?
 $\left({}^{33}_{16}S, {}^{16}_8O \right)$
A) $p > n > e$ B) $n = e > p$ C) $e > n > p$
D) $n > p > e$ E) $e > p > n$
- X^{+3} iyonunun toplam elektron sayısı 18'dir. Buna göre nötr X atomunun hangi katmanında bulunan elektron sayısı en fazladır?
A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5
- Bir hidrojen atomunda $n = 2$ enerji düzeyinde bulunan elektron 400 nm'lik bir ışımayı absorbladığında hangi enerji düzeyine çıkar? ($h = 6.10^{-34}$)
A) 3 B) 4 C) 5 D) 6 E) 7

7. Kütlesi 1650 kg olan bir otomobilin hızı 144 km/saat ise bu araca eşlik eden dalga boyu de Broglie dalga boyu kaç nm'dir? ($h = 6,6 \times 10^{-34}$ j.s)
- A) 1.10^{-19} B) 1.10^{-20} C) 1.10^{-21}
D) 1.10^{-22} E) 1.10^{-29}
8. Kütlesi 3,3 gram ve hızı 200 m/s olan bir mermiye eşlik eden dalga boyu kaç Å'dür? ($h = 6,6 \times 10^{-34}$ j.s)
- A) 1.10^{-21} B) 1.10^{-23} C) 1.10^{-24}
D) 1.10^{-20} E) 1.10^{-33}
9. Hızı ışık hızına eşit olan bir elektrona eşlik eden dalga boyu kaç nm'dir? ($m_e = 2,2 \times 10^{-31}$ kg, $h = 6,6.10^{-34}$ j.s)
- A) 0,01 B) 48 C) 56 D) 64 E) 100
10. He atomu 600 nm dalga boyuna sahip bir foton absorplarak uyarılmış hale (He^*) geçer. He atomunun Bohr atom modeline uyduğu kabul edilirse, uyarılmış haldeki He atomunun 1. iyonlaşma enerjisi kaç Joule'dür? ($h = 6.10^{-34}$ J.s, $R_H = 2.10^{-18}$ J)
- A) $7,7.10^{-18}$ B) $0,7.10^{-18}$ C) 5.10^{-18}
D) 22.10^{-18} E) 22.10^{-19}
11. Bir atomda aşağıdaki kuantum setlerinden hangisi en fazla iki elektrona ait olabilir?
- A) $n = 3, \ell = 2$
B) $n = 3, m_\ell = -1$
C) $\ell = 2, m_\ell = 1, m_s = +1/2$
D) $n = 3, m_s = +1/2$
E) $n = 2, m_\ell = -1$
12. $n = 4, \ell = 3$ olan elektron aşağıdaki orbitallerden hangisinde bulunabilir?
- A) 5f B) 4s C) 4d D) 4p E) 4f
13. $[Ar]3d^{10}$ elektron dizilişi aşağıdaki taneciklerden hangisine aittir?
- A) $_{30}Zn$ B) $_{29}Cu$ C) $_{29}Cu^+$ D) $_{28}Ni$ E) $_{31}Ga$
14. $_{19}K$ elementinde değerlik elektronuna ait kuantum seti aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?
- | | n | ℓ | m_ℓ | m_s |
|----|-----|--------|----------|-------|
| A) | 4 | 3 | 2 | +1/2 |
| B) | 4 | 2 | 1 | -1/2 |
| C) | 4 | 3 | 0 | +1/2 |
| D) | 4 | 0 | 0 | +1/2 |
| E) | 4 | 1 | 1 | -1/2 |

15. $^{56}_{26}\text{Fe}^{3+}$ iyonunun proton sayısı (ps), elektron sayısı (es) ve nötron sayısı (ns) arasındaki ilişki hangi seçenekte doğru olarak verilmiştir?

A) $ps > ns = es$
 B) $ns > ps > es$
 C) $es > ps > ns$
 D) $ns > es > ps$
 E) $ps > ns > es$

16. Frekansı 4.10^{14} s^{-1} olan bir elektromanyetik dalganın dalga boyu kaç nanometredir? ($c = 3.10^8 \text{ m/s}$)

A) 250 B) 300 C) 500 D) 750 E) 900

17. O_2 ve O_3 gazlarının aynı koşullarda eşit kütleli örnekleri için;

I. Özküteleri
 II. Molekül geometrileri
 III. Aktivlikleri

yukarıdaki özelliklerden hangileri farklıdır?

A) Yalnız I B) I ve II C) I ve III
 D) II ve III E) I, II ve III

18. Katot ışınlarıyla ilgili olarak aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

A) Katotdan anoda doğru hareket ederler.
 B) Katodu oluşturan metalin türüne bağlı değildir.
 C) Elektrik ve manyetik alanda saparlar.
 D) $(-)$ yüklü elektron demetidir.
 E) Tüpün içindeki gazın cinsine bağlıdır.

19. Kanal ışınlarıyla ilgili;

I. Pozitif yüklü ışınlardır.
 II. Özellikleri tüpün içindeki gazın türüne bağlıdır.
 III. Manyetik alanda sapmaya uğramazlar.

yargılarından hangileri yanlıştır?

A) Yalnız II B) II ve III C) Yalnız III
 D) I ve II E) I ve III

20. Elektronun yük/kütle oranını $\left(\frac{e}{m}\right)$ deneysel olarak ilk defa bulan bilim insanı aşağıdakilerden hangisidir?

A) George Stoney
 B) Michael Faraday
 C) William Crookes
 D) Robert Millikan
 E) John Thomson

21. Aşağıda bilim insanları ve karşılarında yaptıkları keşifler eşleştirilmiştir.

Hangi eşleştirme yanlıştır?

Bilim İnsanı	Yaptığı Keşif
A) James Chadwick	Nötron
B) Ernst Rutherford	Proton
C) John Thomson	Elektron
D) Eugen Goldstein	Elektronun Kütlesi
E) Henry Moseley	Atom Numarası

22. Aşağıdaki olaylardan hangileri ışığın dalga modeliyle açıklanamaz?

- A) Kırınım
B) Girişim
C) Siyah cisim ışıması
D) Saçılma
E) Yansıma

23. Gökhan Öğretmen Ankara'da kimya öğretmeni olarak görev yapmaktadır. Gökhan Öğretmen dersler bittikten sonra radyo dinlemektedir. dinlediği radyodan yayılan dalgaların, dalga boyu 3 metredir.

Gökhan Öğretmenin dinlediği radyonun frekansı kaç mHz'dir? ($c = 3 \cdot 10^8$ m/s, $1 \text{ mHz} = 10^6$ Hz)

- A) 30 B) 60 C) 90 D) 100 E) 120

24. Millikan yaptığı yağ damlası deneyiyle;

- I. Elektronun kütlesini
II. Elektronun yükünü
III. Nötronun $\frac{e}{m}$ oranını

yukarıdakilerden hangilerini bulmuştur?

- A) I ve III B) I ve II C) Yalnız II
D) Yalnız I E) I, II ve III

- 25.

- I. Katot ışını – elektron
II. Kanal ışını – proton
III. α ışını – nötron

Yukarıda ışımlar ve atomlardaki temel parçacıklar verilmiştir.

Hangilerinde ışın ile parçacığın yükleri birbiriyle aynıdır?

- A) I, II ve III B) II ve III C) I ve II
D) I ve III E) Yalnız III

26. 7 tane tam dolu orbitali olan X elementinin nötron sayısı 15'tir. Bu elementle ilgili;

- I. Atom numarası 14'tür.
II. Kütle numarası 31'dir.
III. Paramanyetik özellik gösterir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) I ve II C) II ve III
D) I ve III E) I, II ve III

Konu Kavrama Çözümleri

1. X elementinin proton sayısı 24'dür.

$$\begin{array}{rcl} 52 & \swarrow & 3+ \\ 28 & & \\ 24 & \nwarrow & 21 \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{Yük} = ps - es \\ +3 = ps - 21 \\ ps = 24 \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{Kütle No} = ps + ns \\ \text{Kütle No} = 24 + 28 \\ KN = 52 \end{array}$$

Cevap D

2. X elementinin proton sayısı 24'dür.

$$\begin{array}{rcl} 88 & \swarrow & 2+ \\ 38 & & \\ 36 & \nwarrow & 36 \end{array} \quad \begin{array}{l} \text{Yük} = ps - es \\ +2 = ps - 36 \\ ps = 38 \end{array} \quad \begin{array}{l} ns = ps + 12 \\ ns = 38 + 12 \\ ns = 50 \end{array} \quad \begin{array}{l} KN = ps + ns \\ KN = 38 + 50 \\ KN = 88 \end{array}$$

Cevap D

3. $ps_X^{+3} \quad ps_Y^{-3}$
 $ps_X - 3 \quad ps_Y + 3$
 $es = ps_X - 3 \quad es_X = ps_Y + 3$
 X = Y izoelektronik; elektron sayıları birbirine eşittir.
 $es_X = es_Y$
 $ps_X - 3 = ps_Y + 3$
 $ps_X - ps_Y = 6$

Cevap A

4. Toplam proton sayısı = $16 + 4 \times 8 = 48$
 Toplam elektron sayısı = $(16 + 4 \times 8) + 2 = 50$
 Toplam nötron sayısı = $17 + 4 \times 8 = 49$

Cevap C

5. ${}_{21}^{X+3}_{18} \Rightarrow {}_{21}^{X=28}(9)2)$

Cevap C

6. $400 \text{ nm} = 400 \cdot 10^{-7} \text{ metre}$

$$E = h \cdot \frac{c}{\lambda}$$

$$E = 6.10^{-34} \cdot \frac{3.10^8}{40.10^{-7}}, \quad E = 4.10^{-19} \text{ J}$$

$$E = 2.10^{-18} \cdot \left(\frac{1}{2^2} - \frac{1}{n_s^2} \right) \cdot 1^2, \quad 4.10^{-19} = 2.10^{-18} \cdot \left(\frac{1}{4} - \frac{1}{n_s^2} \right)$$

$$2 \cdot 10^{-1} = \frac{1}{4} - \frac{1}{n_s^2}, \quad -0,040 = -\frac{1}{n_s^2}$$

$$n_s^2 = \frac{1}{0,040} = 25, \quad n = 5$$

Cevap C

7. 1 saat = 3600 saniye 144 km = 144.000 metre

$$\frac{144.000}{3600} = 40 \text{ m/s (Otomobilin Hızı)}$$

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \quad \lambda = \frac{6,6 \cdot 10^{-34}}{1650 \cdot 40} \quad \lambda = 1 \cdot 10^{-38} \text{ metre}$$

$$\frac{1 \text{ metre}}{10^9 \text{ nm}} = \frac{1 \cdot 10^{-38} \text{ metre}}{x \text{ nm}}$$

$$x = 1 \cdot 10^{-29} \text{ nm}$$

Cevap E

8. $\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,6 \cdot 10^{-34}}{3,3 \cdot 10^{-3} \cdot 200} = 1 \cdot 10^{-33} \text{ m}$

$$\frac{1 \text{ metre}}{10^{10} \text{ A}^0} = \frac{1 \cdot 10^{-33} \text{ metre}}{x \text{ A}^0}$$

$$x = 1 \cdot 10^{-23} \text{ A}^0$$

Cevap B

9. $\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,6 \cdot 10^{-34}}{2,2 \cdot 10^{-31} \cdot 3 \cdot 10^8} = 1 \cdot 10^{-11} \text{ metre}$

$$\frac{1 \text{ metre}}{10^9 \text{ nm}} = \frac{1 \cdot 10^{-11} \text{ metre}}{x \text{ nm}}$$

$$x = 0,01 \text{ nm}$$

Cevap A

10. $1 \text{ nm} = 1 \cdot 10^{-9} \text{ m}$

$$600 \text{ nm} = 6 \cdot 10^{-7} \text{ m}$$

$$E = h \cdot \frac{c}{\lambda} = 6.10^{-34} \cdot \frac{3.10^8}{6.10^{-7}} = 3.10^{-19} \text{ J}$$

$$E = 2.10^{-18} \cdot \frac{Z^2}{n^2} \quad (\text{Elektronun enerjisi})$$

$$E = 2.10^{-18} \cdot \frac{2^2}{1^2} = 8.10^{-18} \text{ J}$$

$$\text{İyonlaşma enerjisi} = 8.10^{-18} - 3.10^{-19} = 7,7.10^{-18} \text{ J}$$

Cevap A

11. A) $n = 3$, 3. enerji düzeyi, $\ell = 2$, d orbitalidir. d orbitalinde toplam 10 tane elektron vardır.

B) 3. enerji düzeyinde $m_\ell = -1$ olan 3p ve 3d orbitalleri vardır.

$$3p \text{ için } \ell = 1, \quad m_\ell = \begin{matrix} -1, \\ 0, \\ +1 \end{matrix} \quad 2e^-$$

$$3d \text{ için } \ell = 2, \quad m_\ell = -2, \begin{matrix} -1, \\ 0, \\ +1, \\ +2 \end{matrix} \quad 4 \text{ elektron olabilir.}$$

C) $\ell = 2$, d orbitalidir. m_ℓ 'si +1 olan $2e^-$ vardır.

$$m_\ell = -2, -1, 0, +1, +2$$

$$2e^-$$

Ancak bu elektronlardan birisinin spin kuantum sayısı $+1/2$ 'dir.

D) 3. enerji düzeyinde 3s, 3p ve 3d orbitalleri vardır.

$$\left. \begin{array}{l} 3s\text{'de } m_s = +1/2 \text{ olan } 1e^- \text{ vardır.} \\ 3p\text{'de } m_s = +1/2 \text{ olan } 3e^- \text{ vardır.} \\ 3d\text{'de } m_s = +1/2 \text{ olan } 5e^- \text{ vardır.} \end{array} \right\} \begin{array}{l} \text{Toplam} \\ 9e^- \text{ oldu.} \end{array}$$

E) $n = 2$, 2. enerji düzeyinde m_ℓ 'si -1 olan sadece 2p orbitali vardır.

$$2p \Rightarrow \ell = 1, \quad m_\ell = -1, \quad 0, \quad +1$$

$$2e^- \quad 2e^- \quad 2e^-$$

m_ℓ 'si -1 olan en fazla 2 elektron vardır.

Cevap E

12. $n = 4$, 4. enerji düzeyini $\ell = 3$, f orbitalini verir.

Elektron 4f orbitalinde bulunabilir.

Cevap E

13. Ar elementinin atom numarası 18'dir.

Elektron dizilişi

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10} \text{ şeklindedir.}$$

$${}_{29}\text{Cu} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$$

$${}_{29}\text{Cu}^+ = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 3d^{10}$$

Soruda verilen elektron dizilişi ${}_{29}\text{Cu}^{+1}$ 'e aittir.

Cevap C

14. ${}_{19}\text{K}$ elementinin elektron dağılımı

$$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \text{ dir.}$$

Değerlik elektronu $4s^1$ 'dir.

Değerlik elektronunun kuantum sayıları:

$$n = 4, \quad \ell = 0, \quad m_\ell = 0, \quad m_s = +1/2 \text{ dir.}$$

Cevap D

15. ${}^{56}_{26}\text{Fe}^{3+}$ $ps = 26, \quad ns = 30, \quad es = 23$

Tanecik sayıları arasındaki ilişki $ns > ps > es$ 'dir.

Cevap B

$$16. \quad v = \frac{c}{\lambda}, \quad 4 \cdot 10^{14} = \frac{3 \cdot 10^8}{\lambda}, \quad \lambda = \frac{3 \cdot 10^8}{4 \cdot 10^{14}}$$

$$\lambda = 0,75 \cdot 10^{-6} = 75 \cdot 10^{-8} \text{ m} = 750 \text{ nm}$$

Cevap D

17. O_2 ve O_3 birbirinin allotropudur.

Allotropların

I. Özkütleleri

II. Molekül geometrileri

III. Aktiflikleri (tepkimeye girme istekleri birbirinden farklıdır.)

Cevap E

18. Katot ışınları elektrondan oluşmaktadır. Elektron; atomdan atoma değişmez.

Cevap E

19. Kanal ışınları hızlı hareket eden (+) yüklü iyonlardır. Tüpün içerisinde hidrojen gazı kullanılırsa proton (H^+) elde edilir. Başka bir gaz kullanılırsa, örneğin He, He^+ elde edilir. Özellikleri tüpün içindeki gazın türüne bağlıdır. Manyetik alanda saparlar.

Cevap C

20. Elektronun yük/kütle oranını deneysel olarak iki defa bulan bilim insanı John Thomson'dır.

Cevap E

21. Eugen Goldstein kanal ışınlarını keşfetmiştir. Elektronun kütlesi Robert Millikan tarafından keşfedilmiştir.

Cevap D

22. Siyah cisim ışıması, ışığın dalga modeliyle açıklanamaz, tanecik modeliyle açıklanabilir.

Cevap C

23.
$$v = \frac{c}{\lambda} = \frac{3 \cdot 10^8}{3} = 1 \cdot 10^8 s^{-1} (\text{Hertz})$$

1 mHz	10^6 Hz
x mHz	10^8 Hz

$x = 100 \text{ mHz}$

Cevap D

24. Millikan yaptığı deneyle elektronun yükünü ve kütlesini bulmuştur.

Cevap B

25. Katot ışınları hızlı hareket eden elektronlardır. Yükü (-)'dir. Elektron da (-) yüklüdür. Kanal ışınları (+) yüklü ışımadır. Proton da (+) yüklüdür.

α ışınları +2 yüklü He atomlarıdır (${}^4_2\text{He}^{2+}$). Nötron yüksüzdür.

Cevap C

26. X: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^4$

⊗ ⊗ ⊗⊗⊗ ⊗ ⊗⊗⊗

X elementinin 7 tam dolu, 2 yarı dolu orbitali vardır. Atom numarası 16'dır. Kütle numarası 31'dir. Eşleşmemiş elektronu olduğu için paramanyetiktir.

UYARI: X elementinin orbital diyagramı aşağıdaki gibi olamaz.

X: $1s^2$ $2s^2$ $2p^6$ $3s^2$ $3p^2$

⊗ ⊗ ⊗⊗⊗ ⊗ ⊗○○

Yanlıştır (Hund Kuralı)

Cevap C

ANORGANİK KİMYA - 2

✓ Periyodik Çizelgenin Tarihçesi

- ↗ Triadlar Kuralı
- ↗ Tellür Sarmalı (Spirali)
- ↗ Oktavlar Kuralı
- ↗ Dimitri Mendeleyev ve Lothar Mayer

✓ Periyodik Çizelge

✓ Grupların Özel Adları

- ↗ 1A Grubu (Alkali Metaller)
- ↗ 2A Grubu Toprak Alkali Metaller
- ↗ 3A Grubu (Toprak Metalleri)
- ↗ 7A Grubu (Halojenler)
- ↗ 8A Grubu Soygazlar (Asalgazlar)

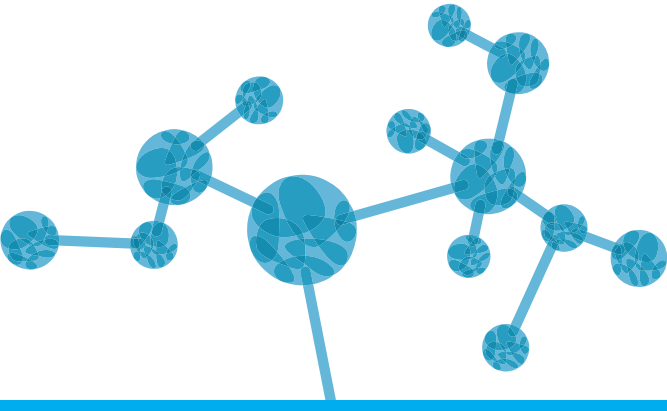
✓ Atom Yarıçapı

- ↗ Kovalent Yarıçap
- ↗ Metalik Yarıçap
- ↗ Van Der Waals Yarıçapı
- ↗ İyonik Yarıçap
- ↗ Periyodik Cetvelde Atom Yarıçapının Değişmesi

✓ İyonlaşma Enerjisi

✓ Elektron İlgisi

✓ Elektronegatiflik (χ)



PERİYODİK ÇİZELGE

1. Periyodik Çizelgenin Tarihçesi

1.1. Triadlar Kuralı

J. Döbereiner yaşadığı dönemde (1829 yılında) bilinen elementlerden kimyasal özellikleri birbirine benzeyenleri üçerli gruplara ayırmıştır. Bu sınıflandırma yöntemine Triadlar kuralı denir.

Bu gruplandırma yönteminin bir başka özelliği ise üçerli gruplarda yer alan elementlerden ortadaki atom ağırlığı, birinci ve üçüncü elementin atom ağırlıklarının yaklaşık ortalaması olmasıdır. Örnek verilecek olursa; 1. Triad da yer alan Na elementinin atom kütlesi şöyle bulunur.

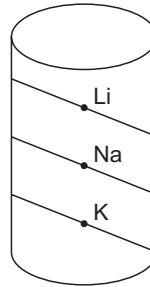
Triad 1
${}^7\text{Li}$
Na
${}^{39}\text{K}$

$$\text{Sodyumun Atom Kütlesi} = \frac{\text{Lityumun Atom Kütlesi} + \text{Potasyumun Atom Kütlesi}}{2}$$

$$\text{Sodyumun Atom Kütlesi} = \frac{7 + 39}{2} = 23$$

1.2. Tellür Sarmalı (Spirali)

Alexandre de Chancourtois, 1862 yılında o güne kadar bilinen elementleri sınıflandırdı. Bu sınıflandırma yöntemine Tellür elementinden esinlenerek Tellür Sarmalı adını verdi. Tellür sarmalı yönteminde elementler, bir silindirin çevresine sırayla yerleştirilir. Benzer özellik gösteren elementler alt alta gelmektedir (düşey bir sütun oluşturmaktadır). De Chancourtois daha sonra bu tabloya iyon ve bileşikler de eklemiştir



1.3. Oktavlar Kuralı

John Newlands 1864 yılına kadar keşfedilen elementleri sınıflandırmıştır. Bu sınıflandırmayı yaparken elementlerin fiziksel özelliklerini dikkate almıştır. Elementlerin sıralaması atom ağırlıklarına göre yapılmıştır. Bu sınıflandırmada John Newlands'ın dikkatini çeken nokta 1. element ile 8. elementin özelliklerinin birbirine benzemesidir.

Li	Be	B	C	N	O	F	Na
1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.
							Element

Newlands bu durumu müzikteki notalara benzeterek oktavlar kuralı adını vermiştir.

John Newlands'ın teorisi soygazların keşfedilmesiyle geçerliliğini kaybetmiştir. Çünkü yukarıdaki sıralamaya soygazlar dahil edildiğinde 1. elementle, 9. elementin özellikleri birbirine benzemektedir.

Li	Be	B	C	N	O	F	Ne	Na
1.	2.	3.	4.	5.	6.	7.	8.	9.
								Element

1.4. Dimitri Mendeleev ve Lothar Mayer

Mendeleev 1869 yılında, Mayer ise 1870 yılında birbirlerinden habersiz olarak, o güne kadar keşfedilmiş bütün elementlerin (63 element) yer aldığı periyodik cetveli oluşturmuşlardır. Ancak günümüzde Mendeleev ismi daha çok bilinmektedir.

Mendeleev periyodik cetveli oluştururken elementlerin atom kütlelerini (ağırlıklarını) dikkate almıştır.

Kimyasal özellikleri birbirine benzeyen elementleri biraraya getirmiştir (Alt alta sıralamıştır). Henüz keşfedilmemiş bazı elementlerin yerlerini (Sc, Ga ve Ge) boş bırakmıştır. Bu elementlerin fiziksel ve kimyasal özellikleriyle ilgili doğru çıkarımlarda bulunmuştur.

Henry Moseley yaptığı çalışmalarla, elementlerin kimyasal özelliklerini belirleyen temel etkenin atom ağırlığı değil de atom numarası olduğunu ispatlamıştır. Bu keşiften sonra periyodik cetvel oluşturulurken atom ağırlığı yerine atom numarası kullanılmıştır.

Periyodik cetvele son hali Glenn Seaborg tarafından verilmiştir. Seaborg önce radyoaktif bir element olan plutonyumu keşfetmiş, daha sonra atom numarası 94 ile 102 arasında olan elementleri keşfetmiştir.

2015 yılında Japon bilim adamları tarafından keşfedilen elementle birlikte, periyodik cetveldeki element sayısı 118'e ulaşmıştır.

2. Periyodik Çizelge

Günümüze kadar keşfedilmiş elementlerin fiziksel ve kimyasal özelliklerine göre sınıflandırıldığı çizelgeye periyodik çizelge denir.

Fiziksel ve kimyasal özellikleri birbirine benzeyen elementler biraraya getirilmiştir. Periyodik çizelge oluşturulurken elementlerin atom numarası dikkate alınmıştır.

Elementler atom numarası artışına göre sıralanmıştır, benzer özellik gösteren elementlerin aynı grupta olmasına dikkat edilmiştir.

Periyot: Elementlerin atom numaralarına göre yerleştirildiği yatay çizgilere denir. 7 tane periyot vardır.

Grup: Periyodik cetveldeki dikey sıralara denir. Periyodik cetvelde aynı grupta yeralan elementlerin genelde kimyasal özellikleri birbirine benzerdir.

Periyodik cetvelde 8 tane A, 8 tane B grubu vardır. Toplam 16 tane grup (18 tane düşey sütun) vardır.

Elektron dağılımı s veya p ile bitenler A grubunda, d veya f ile bitenler B grubunda yer alırlar.

Periyodik çizelge 4 bloğa ayrılmıştır.

Elektron dağılımı s ile bitenler s bloğunda (1A, 2A gruplarını içerir)

p ile bitenler p bloğunda (3A, 4A, 5A, 6A, 7A, 8A gruplarını içerir)

d ile bitenler d bloğunda (3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B, 1B, 2B gruplarını içerir)

f ile bitenler f bloğunda (Lantanitler, Aktinitler, 3B grubu) yer alırlar.

Hidrojen elementi 1A grubunda yer almasına rağmen ametaldir. Çekirdeğinde nötron yoktur. ${}^1_1\text{H}$

A grubu elementlerine baş grup elementleri, B grubu elementlerine ise yan grup elementleri de denilmektedir.

Aynı zamanda B grubu elementleri geçiş metalleri, f bloğu elementleri iç geçiş metalleri şeklinde adlandırılmaktadır.

1. Periyot	1s									1s
2. Periyot	2s								2p	
3. Periyot	3s								3p	
4. Periyot	4s			3d					4p	
5. Periyot	5s			4d					5p	
6. Periyot	6s			5d					6p	
7. Periyot	7s									

6. Periyot	4f
7. Periyot	5f

NOT

Bir elementin periyodik cetveldeki yerini belirlerken o elementin proton sayısına (atom numarasına), çekirdek yüküne, nötr haldeki elektron sayısına) bakılır.

Grupların adlandırılmasında üç sistem yaygın olarak kullanılmaktadır. Bu sistemler aşağıda gösterilmiştir:

Amerikan Sistemi:

IA IIA IIIB IVB VB VIB VIIIB IB IIB IIIA IVA VA VIA VIIA VIIIA

Avrupa Sistemi

IA IIA IIIA IVA VA VIA VIIA VIIIA IB IIB IIIB IVB VB VIB VIIIB VIIIB

IUPAC Sistemi

1 2 3 4 5 6 7 8, 9, 10 11 12 13 14 15 16 17 18

Periyodik Çizelgede Yer Bulma

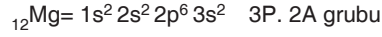
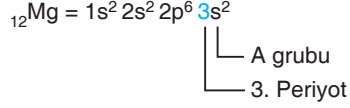
Elektron dağılımındaki en büyük baş kuantum sayısı (n), elementin periyodik çizelgedeki periyodunu verir.

Değerlik elektron sayısı ise grup numarasını verir.

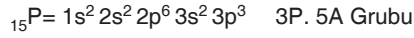


^{12}Mg ve ^{15}P elementlerinin periyodik çizelgedeki yerleri neresidir?

Çözüm:



Elektron dağılımındaki en büyük baş kuantum sayısı 3 olduğu için Mg elementi 3. Periyotta yer alır. Elektron dağılımı s ile bittiği için A grubunda, değerlik elektron sayısı 2 olduğu için 2A grubundadır.

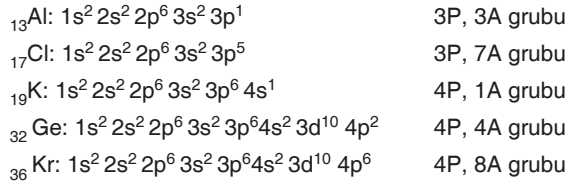


Elektron dağılımındaki en büyük baş kuantum sayısı 3 olduğu için P elementi 3. Periyotta yer alır. Elektron dağılımı p ile bittiği için A grubunda, değerlik elektron sayısı $2+3=5$ olduğu için 5A grubundadır.



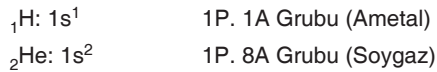
^{13}Al , ^{17}Cl , ^{19}K , ^{32}Ge , ^{36}Kr elementlerinin periyodik cetveldeki yerlerini belirleyiniz.

Çözüm:



H ve He elementlerinin periyodik cetveldeki yerlerini bulunuz.

Çözüm:



⚡ B grubu elementlerinin periyot numarası en büyük başkuantum sayısına göre belirlenir. Ancak grup numarası belirlenirken s ve d orbitallerindeki elektronlar aşağıdaki tabloya göre toplanır.

	Değerlik orbitalleri	Grup numarası
4 Periyot	...4s ² 3d ¹	3B
	...4s ² 3d ²	4B
	...4s ² 3d ³	5B
	...4s ¹ 3d ⁵	6B
	...4s ² 3d ⁵	7B
	...4s ² 3d ⁶	8B
	...4s ² 3d ⁷	8B
	...4s ² 3d ⁸	8B
	...4s ¹ 3d ¹⁰	1B
	...4s ² 3d ¹⁰	2B

Örnek

²² Ti: 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ²	4P. 4B Grubu
²⁵ Mn: 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁵	4P. 7B Grubu
²⁷ Co: 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁷	4P. 8B Grubu
²⁸ Ni: 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ⁸	4P. 8B Grubu
³⁰ Zn: 1s ² 2s ² 2p ⁶ 3s ² 3p ⁶ 4s ² 3d ¹⁰	4P. 2B Grubu

Bir atom elektron aldığı veya verdiğinde periyodik cetveldeki yeri değişmez. Yüksüz bir atomun periyodik cetveldeki yeri belirlenirken proton sayısına ya da elektron sayısına bakılabilir.

İyon halindeki bir tanecik (anyon ya da katyon) periyodik cetveldeki yeri belirlenirken proton sayısı dikkate alınarak elektron dizilişi yapılmalıdır (nötr olduğu varsayılmalıdır).



¹⁹K¹⁺ iyonunun periyodik cetveldeki yerini bulunuz.

Çözüm:

Şayet elektron dağılımı 18 elektrona göre yapılırsa ¹⁹K¹⁺ iyonunun periyodik cetveldeki yeri yanlış bulunmuş olur.

¹⁹K¹⁺: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 3P, 8A Grubu (Yanlış Çözüm)

¹⁹K¹⁺: 1s² 2s² 2p⁶ 3s² 3p⁶ 4s¹ 4P, 1A Grubu (Doğru Çözüm)

3. Grupların Özel Adları:

1A grubu	Alkali metaller denir. Hidrojen hariç hepsi metaldir.
2A grubu	Toprak alkali metalleri denir. Hepsi metaldir.
3A grubu	Toprak metalleri olarak adlandırılır.
4A grubu	Karbon grubu olarak adlandırılır.
5A grubu	Azot ya da Nitrojen grubu olarak adlandırılır.
6A grubu	Oksijen grubu (Kalkojen) olarak adlandırılır.
7A grubu	Halojenler olarak adlandırılır.
8A grubu	Soygazlar bu grupta yer alır.

NOT

B grubu elementlerinin tamamı metaldir. B grubu elementlerine geçiş metalleri de denir.

1A	2A	B GRUBU										3A	4A	5A	6A	7A	8A
Alkali metaller	Toprak alkali metalleri	3B 4B 5B 6B 7B 8B 8B 8B 1B 2B										Toprak metalleri	Karbon grubu	Azot grubu	Oksijen grubu	Halojenler	Soygazlar
		Geçiş metalleri															

İç geçiş metalleri	LANTANİTLER
	AKTİNİTLER

Metal	Ametal	Yarı metal	Soy gaz

1A	2A	8B										3A	4A	5A	6A	7A	8A
		3B	4B	5B	6B	7B	1B	2B									

Metal	Yarımetal	Ametal

1	2											13	14	15	16	17	18
¹ H												⁵ B	⁶ C	⁷ N	⁸ O	⁹ F	¹⁰ Ne
³ Li	⁴ Be											¹³ Al	¹⁴ Si	¹⁵ P	¹⁶ S	¹⁷ Cl	¹⁸ Ar
¹¹ Na	¹² Mg	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	³¹ Ga	³² Ge	³³ As	³⁴ Se	³⁵ Br	³⁶ Kr
¹⁹ K	²⁰ Ca	²¹ Sc	²² Ti	²³ V	²⁴ Cr	²⁵ Mn	²⁶ Fe	²⁷ Co	²⁸ Ni	²⁹ Cu	³⁰ Zn	⁴⁹ In	⁵⁰ Sn	⁵¹ Sb	⁵² Te	⁵³ I	⁵⁴ Xe
³⁷ Rb	³⁸ Sr	³⁹ Y	⁴⁰ Zr	⁴¹ Nb	⁴² Mo	⁴³ Tc	⁴⁴ Ru	⁴⁵ Rh	⁴⁶ Pd	⁴⁷ Ag	⁴⁸ Cd	⁸¹ Tl	⁸² Pb	⁸³ Bi	⁸⁴ Po	⁸⁵ At	⁸⁶ Rn
⁵⁵ Cs	⁵⁶ Ba	⁵⁷⁻⁷¹	⁷² Hf	⁷³ Ta	⁷⁴ W	⁷⁵ Re	⁷⁶ Os	⁷⁷ Ir	⁷⁸ Pt	⁷⁹ Au	⁸⁰ Hg	¹¹³ Uut	¹¹⁴ Fl	¹¹⁵ Uup	¹¹⁶ Lv	¹¹⁷ Uus	¹¹⁸ Uuo
⁸⁷ Fr	⁸⁸ Ra	⁸⁹⁻¹⁰³	¹⁰⁴ Rf	¹⁰⁵ Db	¹⁰⁶ Sg	¹⁰⁷ Bh	¹⁰⁸ Hs	¹⁰⁹ Mt	¹¹⁰ Ds	¹¹¹ Rg	¹¹² Cn						

⁵⁷ La	⁵⁸ Ce	⁵⁹ Pr	⁶⁰ Nd	⁶¹ Pm	⁶² Sm	⁶³ Eu	⁶⁴ Gd	⁶⁵ Tb	⁶⁶ Dy	⁶⁷ Ho	⁶⁸ Er	⁶⁹ Tm	⁷⁰ Yb	⁷¹ Lu
⁸⁹ Ac	⁹⁰ Th	⁹¹ Pa	⁹² U	⁹³ Np	⁹⁴ Pu	⁹⁵ Am	⁹⁶ Cm	⁹⁷ Bk	⁹⁸ Cf	⁹⁹ Es	¹⁰⁰ Fm	¹⁰¹ Md	¹⁰² No	¹⁰³ Lr

Şekil: Periyodik Çizelge



Periyodik çizelgeyle ilgili aşağıdaki ifadelerden hangisi yanlıştır?

- A) d bloku elementleri IIA ile IIIA grupları arasında yer alır.
- B) VIA grubu elementlerinin elektron dağılımı s^2p^5 ile biter.
- C) IA grubu elementlerinin elektron dağılımındaki son orbital s orbitalidir.
- D) VA grubu elementlerinin elektron dağılımı s^2p^3 ile biter.
- E) VIIIA grubu elementlerinin elektron dağılımında son orbitalleri tam doludur.

Çözüm:

6A grubu elementlerinin elektron dağılımları s^2p^6 ile biter. Bu nedenle B seçeneği yanlıştır.

Cevap B

3.1. 1A Grubu (Alkali Metaller)

H, Li, Na, K, Rb, Cs, Fr

Periyodik çizelgenin IA grubunda yer alan elementlerdir. Bu elementler; Hidrojen (H), Lityum (Li), Sodyum (Na), Potasyum (K), Rubidyum (Rb), Sezyum (Cs) ve Fransiyum (Fr)'dur. Fransiyum radyoaktif bir elementtir.

Alkali Metallerin Genel Özellikleri

1. Grubun ilk üyesi H hariç (Ametal) hepsi metaldir.
2. Son yörüngelerindeki elektron sayıları 1 dir.
3. Periyodik cetvelin en aktif metal grubudurlar.
4. Isı ve elektriği iyi iletirler.
5. Doğada serbest hal de (elementel, saf) halde bulunmayıp bileşikleri halinde bulunurlar (NaCl gibi).
6. Bileşiklerinde yükseltgenme basamakları +1'dir. (H bileşiklerinde bazen +1, bazende -1 değerlik alabilir)
7. Elektron dağılımları s^1 ile biter.
8. Grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe sertlikleri, erime ve kaynama noktaları azalır.
9. Havanın oksijeni ile hızlı tepkime verirler. Bu yüzden açık havada saklanamazlar. Ksilen, gazyağı, toluen gibi alkali metallerle tepkime vermeyen organik sıvılar içinde saklanırlar.
10. Su ile şiddetli tepkime verirler. Tepkime sonucunda H_2 gazı ve baz oluşur. (Tepkime ekzotermiktir.)

$$Li_{(k)} + H_2O_{(sıvı)} \rightarrow LiOH_{(suda)} + 1/2H_{2(g)}$$
11. Oksitleri ve hidroksitleri baz özelliği gösterir.

3.2. 2A Grubu Toprak Alkali Metaller

Be, Mg, Ca, Sr, Ba, Ra

Periyodik çizelgenin 2A grubunda yer alan Berilyum (Be), Magnezyum (Mg), Kalsiyum (Ca), Stronsiyum (Sr), Baryum (Ba), Radyum (Ra) elementleri toprak alkali metallerdir.

Toprak Alkali Metallerin Genel Özellikleri

1. Elektron dağılımları s^2 ile biter.
2. Aktiflikleri alkali metallerden daha azdır.
3. Yükseltgenme basamakları +2'dir.
4. Değerlik elektron sayıları 2 dir.
5. Oksitleri ve hidroksitleri baz özelliği gösterir.

3.3. 3A Grubu (Toprak Metalleri)

Periyodik çizelgenin 3A grubunda yer alan Bor (B), Alüminyum (Al), Galyum (Ga), İndiyum (In), ve Talyum (Tl) elementleri toprak metallerdir.

Bor yarı metal özelliği göstermektedir gruptaki diğer elementler metaldir.

1. Elektron dağılımları s^2p^1 ile biter.
2. Yükseltgenme basamakları +3'dür.
3. Değerlik elektron sayıları 3 dür.

NOT

I_2 oda sıcaklığında katıdır. Süblimleşme özelliğine sahiptir.

3.4. 7A Grubu (Halojenler)

Periyodik çizelgenin 7A grubunda yer alan elementlere halojenler adı verilir.

7A grubunda; Flor (F), Klor (Cl), Brom (Br), Iyot (I) ve Astatin (At) elementleri bulunur.

Halojenlerin Genel Özellikleri

1. Elektron dağılımları $s^2 p^5$ ile biter.
2. En aktif ametal grubudur.
3. Bileşiklerinde değişken değerlikler alabilirler.
4. Kararlı hallerinde -1, bazı bileşiklerinde -1 ile +7 arasında değerlik alırlar. Flor elementi (F) bileşiklerinde sadece -1 değerlik alır.
5. Doğada moleküler halde bulunurlar. (F_2 , Cl_2 , Br_2 ve I_2)
6. Oda koşullarında katı, sıvı veya gaz fazda olabilirler. Oda sıcaklığında F_2 ve Cl_2 gaz, Br_2 sıvı, I_2 katı haldedir.
7. Birden fazla oksijen içeren oksitleri asidik özellik gösterir. (Cl_2O ve Br_2O 'da asidik oksittir.)
8. Değerlik elektron sayıları 7 dir.
9. Hidrojenli bileşiklerinin sulu çözeltisi asit özelliği gösterir.
10. Grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe (HF , HCl , HBr , HI) hidrojenli bileşiklerinin sulu çözeltilerinin asitlik kuvveti artar.
11. Zehirlidirler.
12. Erime ve kaynama noktaları, grupta yukarıdan aşağıya doğru artar.

3.5. 8A Grubu Soygazlar (Asalgazlar)

Periyodik çizelgenin 8A grubunda yeralan elementlere Soygazlar denir.

8A grubunda; Helyum (He), Neon (Ne), Argon (Ar), Kripton (Kr), Ksenon (Xe), ve radyoaktif Radon (Rn) elementleri bulunur.

1. Oda koşullarında hepsi tek atomlu gaz halinde bulunurlar.
2. Helyumun değerlik elektron sayısı 2, diğer soygazların değerlik elektron sayıları 8 dir.
3. Genelde standart koşullarda elektron alma, verme veya ortaklaşmaya yatkın değildir. Tepkimeye girme istekleri minimumdur.
4. Kimyasal aktiflikleri olmadığından soygaz veya asal gaz diye adlandırılırlar.
5. Erime ve kaynama noktaları çok düşüktür.
6. Xe ve Kr elementlerinin bazı bileşikleri sentezlenmiştir. Ksenon diflorür (XeF_2), Ksenon tetraflorür (XeF_4), Ksenon heksaflorür (XeF_6), Ksenon tetroksit (XeO_4), Kripton diflorür (KrF_2).

Elementlerin Sınıflandırılması

Periyodik çizelgede bulunan elementler

- ☞ Metaller,
- ☞ Yarımetaller
- ☞ Ametaller şeklinde sınıflandırılabilir.

a. Metallerin Genel Özellikleri

Periyodik tabloda; 1A grubu elementleri (H hariç), 2A grubu elementleri, B grubu elementlerinin tamamı, 3A grubu elementleri (B Hariç), 4A grubunda Sn ve Pb elementleri, 5A grubunda Bi elementi metaller sınıfında yer alır.

1. Oda sıcaklığında katıdırlar (Civa = Hg hariç)
2. Yeni kesilmiş yüzeyleri parlaktır
3. Isı ve elektriği iyi iletirler
4. Tel ve levha haline gelebilirler
5. Serbest haldeyken (bileşik oluşturmamışken) tek atomludurlar (atomik yapıdırlar)
6. Kendi aralarında alaşım oluştururlar.
7. Elektron vermeye yatkınlardır.
8. Ametallerle iyonik bağlı bileşik oluştururlar.
9. Erime –kaynama noktaları genelde yüksektir.
10. Metallerin iletkenliği, sıcaklık arttıkça azalır.

b. Ametaller

Periyodik tabloda; 1A grubunda H, 4A grubunda C, 5A grubunda N ve P, 6A grubunda O, S ve Se, 7A grubunda F, Cl, Br, I ve 8A grubu elementleri (Soygazlar) ametaller sınıfında yer alırlar.

1. Oda sıcaklığında katı, sıvı, gaz fazında bulunabilirler.
2. Yüzeyleri mattır.
3. Isı ve elektriği iyi iletmezler (Grafit, Fulleren, Grafen hariç).

4. Tel ve levha haline gelemesler.
5. İki ve daha fazla atomludurlar (molekül yapılı)
6. Kendi aralarında kovalent bağlı bileşik yaparlar
7. Elektron almaya yatkındırlar. Ancak hem elektron verebilir hem de alabilirler.
8. Bileşiklerinde hem pozitif hem de negatif değerlikte olabilirler.
9. Erime, kaynama noktaları ve yoğunlukları genelde düşüktür.

c. Metaloidler (Yarı Metaller)

Bor (B), Silisyum (Si), Germanyum (Ge), Arsenik (As), Antimon (Sb), Tellur (Te), Astatin (At) ve Polonyum (Po) elementleri yarı metaldir. Bazı durumlarda hem metalik hem de ametalik allotroplara sahiptirler. Silisyum ve germanyum yarı iletkenler, az miktarda fosfor ve bizmut eklenerek iletkenlikleri artırılabilir. Polonyum elementi radyoaktiftir.

Yarı metallerin kimyasal özellikleri ametallere, fiziksel özellikleri metallere benzer. İletkenlikleri metallerden az, ametallerden fazladır. Yüzeyleri parlak ya da mat olabilir. Metaller gibi işlenebilme özellikleri vardır. Tel ve levha haline getirilebilirler. Kuvvet uygulandığında kırılmazlar. İletkenlikleri, sıcaklıkla doğru orantılıdır. Oda sıcaklığında fiziksel halleri katıdır.



Tabloda X, Y, Z, Q element atomlarının tüm elektronlarıyla ilgili bilgiler verilmiştir.

Element atomu	Baş kuantum sayılarındaki (n lerdeki) toplam elektron sayısı	
	n = 1	n = 2
X	1	0
Y	2	4
Z	2	6
Q	2	7

Buna göre X, Y, Z, Q ile ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) X element atomunun bir elektronu vardır ve 1s orbitalindedir.
- B) Y, Z, Q element atomlarının s ve p olmak üzere iki tür orbitali vardır.
- C) Y, Z, Q element atomlarının baş kuantum sayısı 1 olan orbitalleri tam doludur.
- D) Q element atomu bir elektron vererek soygaz elektron düzenine ulaşır.
- E) X ve Y elementleri YX_4 bileşiğini yapar.

Çözüm:

Q elementinin değerlik elektron sayısı 7 dir, Halojendir. 7A grubu elementleri 1 elektron aldıklarında soygaza benzerler.

Cevap D



Aşağıda bazı element atomlarının son orbitalinin cinsi ve bu orbitaldeki elektron sayısı ile ilgili bilgiler ve bu elementlerle ilgili yargılar verilmiştir.

Verilen bilgilerden hangisinin karşısında belirtilen yargı yanlıştır?

Element atomunun son orbitalinin cinsi ve bu orbitaldeki elektron sayısı	Elementle ilgili yargı
A) d ; 6	Geçiş elementidir.
B) p ; 2	Bileşiklerinde yalnız +2 değerlikli olur.
C) p ; 5	Halojendir.
D) 2p ; 6	Atom numarası 10 dur.
E) s ; 1	IA grubundadır.

Çözüm:

B seçeneğindeki elementin elektron dağılımı ; $1s^2 2s^2 2p^2$ şeklindedir. Yani 4A grubundadır. Alabileceği değerlikler -4 ile $+4$ arasındadır. B seçeneği yanlıştır.

Cevap B



^{12}X , ^{15}Y elementleriyle ilgili aşağıdaki ifadelerden hangisi yanlıştır?

- A) X, metaldir.
- B) Y, ametaldir.
- C) X element atomu 2 elektron verdiğinde elektron dizilişi soy gazinkine benzer.
- D) X ve Y periyodik cetvelin aynı grubundadır.
- E) Y element atomu 3 elektron verdiğinde X'in izoelektroniği olur.

Çözüm:

$^{12}\text{X} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ 3P. 2A Grubu

$^{15}\text{Y} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ 3P.5A Grubu

X ve Y elementleri aynı grupta değildir.

Cevap D

4. Atom Yarıçapı

Atomlar, küresel yapıdaki taneciklerdir.

Atom yarıçapı, çekirdeğin merkezi ile en son katman arasındaki uzaklıktır.

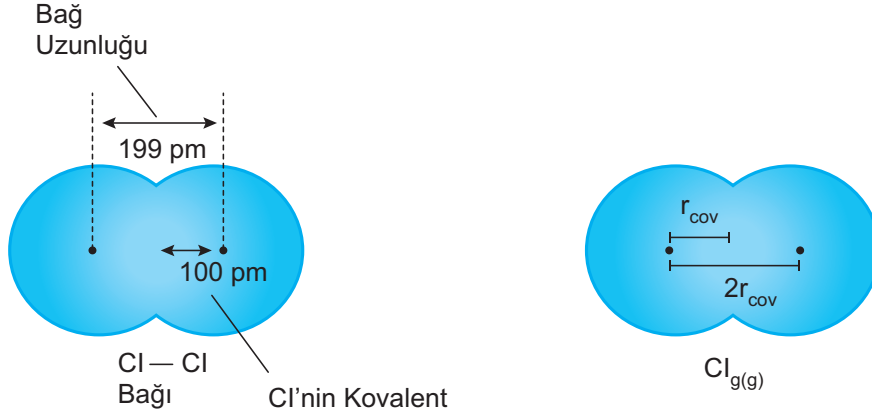
Atomları tek tek incelemek mümkün olmadığı için yarıçapları doğrudan ölçülemez.

Atomların Yarıçapları

1. Kovalent Yarıçap
 2. Metalik Yarıçap
 3. Van der Waals Yarıçapı
 4. İyonik Yarıçap
- şeklinde sınıflandırılabilir.

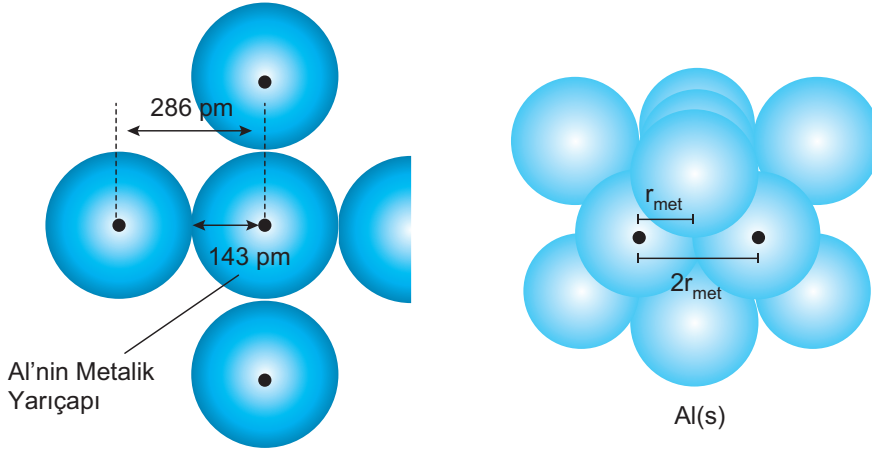
4.1. Kovalent Yarıçap

Kovalent yarıçap, birbirine kovalent bağla bağlanmış olan iki atomun çekirdek merkezleri arasındaki uzaklığın yarısıdır.



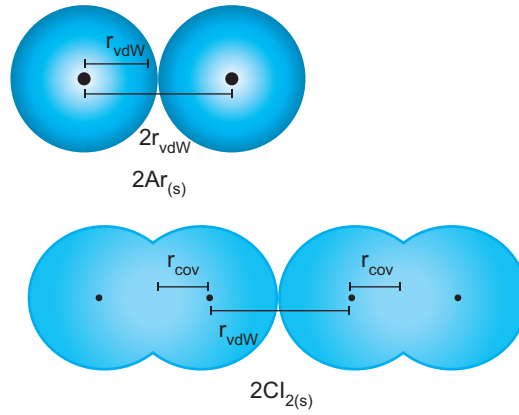
4.2. Metalik Yarıçap

Metaller için "Metalik yarıçap", kristal haldeki (katı haldeki) metalde yan yana bulunan iki atomun çekirdekleri arasındaki uzaklığın yarısı olarak belirlenir.



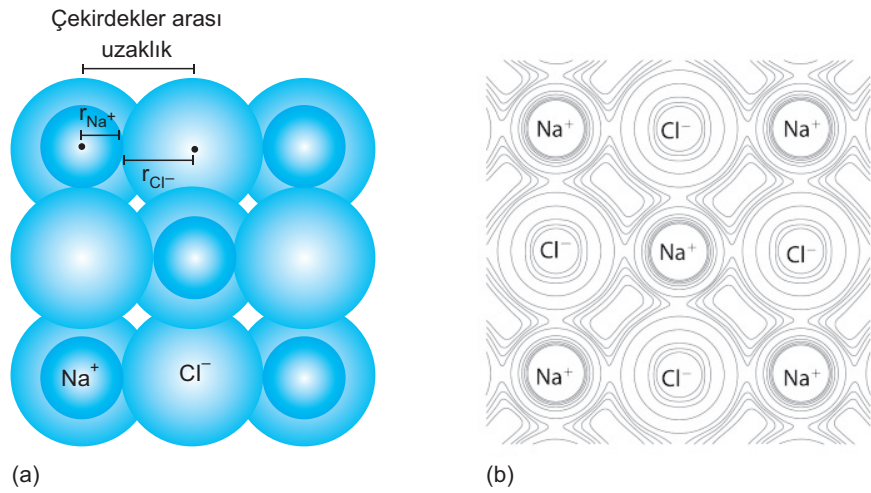
4.3. Van Der Waals Yarıçapı

Katı fazda birbiriyle temas halinde olan soygaz atomları ya da apolar kovalent bağlı moleküller arasındaki uzaklık van der waals yarıçapıdır. Çekirdek merkezleri arasındaki uzaklık ile van der waals yarıçapı karşılaştırılarak bağ oluşup oluşmadığına karar verilir. Uzaklık VDW yarıçapları toplamından büyükse bağ oluşmadığı kabul edilir.



4.4. İyonik Yarıçap

İyonların çekirdek merkezleri arasındaki uzaklığın, katyon ve anyon arasında uygun bir şekilde paylaşılmasıyla bulunur.



4.5. Periyodik Cetvelde Atom Yarıçapının Değişmesi

Periyodik cetvelde aynı yatay sırada (aynı periyotta) soldan sağa doğru gidildikçe atom yarıçapı azalır.

Soldan sağa doğru hem proton sayısı hem de elektron sayısı artmakta ancak yörünge sayısı değişmemektedir. Bu durum perdeleme etkisi ve etkin çekirdek yüküyle açıklanabilir.

Perdeleme Etkisi: Dış yörüngede bulunan elektronlara çekirdek tarafından uygulanan çekim gücünün iç yörüngedeki elektronlar tarafından engellenmesidir. 2s orbitalinde bulunan elektronlar, 2p ve 3s orbitallerinde bulunan elektronları perdelemektedir.

Etkin Çekirdek Yükü (Z^*)

Z^* , Perdeleme etkisi nedeniyle değerlik elektronlarının hissettiği etkin çekirdek yüküdür.

$$Z^* = Z - \sigma$$

Z^* : Etkin çekirdek yükü

Z : Atom numarası

σ : Perdeleme sabiti

Slater Kuralları

Slater kuralları ile perdeleme sabiti (σ) yaklaşık olarak hesaplanabilir:

1. Atomun elektron dizilişi, aşağıdaki gibi gruplandırılır:
(1s) (2s, 2p) (3s, 3p) (3d) (4s, 4p) (4d) (4f) (5s, 5p)
2. Dış yörüngede bulunan elektronlar, iç yörüngede bulunan elektronları perdelemezler.
Örnek: 2s'deki elektron, 1s'deki elektronu perdelemez.
3. Aynı enerji düzeyindeki s ve p orbitalinde bulunan elektronlar için;
 - a) Başkuantum sayısı aynı olan s ve p'de yer alan her bir elektronun perdelemeye katkısı 0,35 dir.
 - b) $n - 1$, grubundaki her bir elektronun perdelemeye katkısı 0,85 dir.
 - c) $n - 2$ ve daha düşük gruplardaki her bir elektronun perdelemeye katkısı 1,00 dir.
4. Baş kuantum sayısı aynı olan d ve f değerlik elektronları için;
 - a) (nd) ya da (nf) grubundaki her bir elektronun perdelemeye katkısı 0,35 dir.
 - b) Solda kalan gruplardaki her bir elektronun perdelemeye katkısı 1,00 dir.



Florun ($Z = 9$) değerlik elektronlarına etki eden etkin çekirdek yükünü hesaplayınız.

Çözüm:

Flor elementinin

elektron dizilişi: $1s^2 2s^2 2p^5$, şeklindedir.

($1s^2$) ($2s^2 2p^5$)

$$\sigma = (2 \times 0.85) + (6 \times 0.35) = 3.80$$

1s 2s, 2p

$$Z^* = Z - \sigma$$

$$Z^* = 9 - 3.80 = 5,2$$

Bu elektron, gerçekte, çekirdeğin çekim kuvvetinin % 58'ini hisseder.

Flor elementinin 7 tane değerlik elektronu vardır. Bunlardan 1 tanesine etki eden etkin çekirdek yükü bulunmak isteniyor. O yüzden 2. yörüngede bulunan 6 elektron dikkate alınır. ($6 \times 0,35$) burdan gelmektedir.

Aynı periyotta soldan sağa doğru etkin çekirdek yükü artar, atom yarıçapı azalır.

H 1.00							He 1.65
Li 1.30	Be 1.95						
Na 2.20	Mg 2.85	B 2.60	C 3.25	N 3.90	O 4.55	F 5.20	Ne 5.85
K 2.20	Ca 2.85	Al 3.50	SL 4.15	P 4.80	S 5.45	Cl 6.10	Ar 6.75
Rb 2.20	Sr 2.85	Ga 5.00	Ge 5.65	As 6.30	Se 6.95	Br 7.60	Kr 8.25
Cs 2.20	Ba 2.85	In 5.00	Sn 5.65	Sb 6.30	Te 6.95	I 7.60	Xe 8.25
		Ti 5.00	Pb 5.65	Bi 6.30	Po 6.95	At 7.60	Rh 8.25

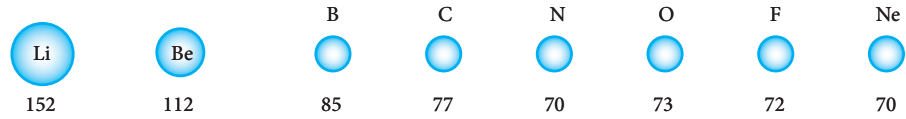
Periyodik Cetveldeki Bazı Elementlerin Etkin Çekirdek Yükleri

Periyodik cetvelde aynı periyotta soldan sağa doğru artan çekirdek yükü nedeniyle çekirdeğe eklenen elektronlar aynı yörüngede olduklarından birbirlerini etkin bir şekilde perdelemezler, bu nedenle yükü artar, atom yarıçapı azalır.

Örnek

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
${}^3\text{Li}: 1s^2 2s^1$	${}^4\text{Be}: 1s^2 2s^2$	${}^5\text{B}: 1s^2 2s^2 2p^1$	${}^6\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^2$	${}^7\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$	${}^8\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$	${}^9\text{F}: 1s^2 2s^2 2p^5$	${}^{10}\text{Ne}: 1s^2 2s^2 2p^6$

Atom Yarıçapı Azalır



Demir (${}_{26}\text{Fe}$) elementinin 3d orbitalinde bulunan bir elektron ve 4s orbitalinde bulunan bir elektron için etkin çekirdek yükünü bulunuz.

Çözüm:

Demir: Fe, Z = 26

Elektron dizilişi: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$
 $(1s^2) (2s^2 2p^6) (3s^2 3p^6) (3d^6) (4s^2)$

3d elektronu için:

$$\sigma = (18 \times 1.00) + (5 \times 0.35) = 19.75$$

1s, 2s, 2p, 3s, 3p 3d

$$Z^* = Z - \sigma \quad Z^* = 26 - 19.75 = 6.25$$

4s elektronu için:

$$\sigma = (10 \times 1.00) + (14 \times 0.85) + (1 \times 0.35) = 22.25$$

1s, 2s, 2p 3s, 3p, 3d 4s

$$Z^* = Z - \sigma \quad Z^* = 26 - 22.25 = 3.75$$

Fe elementi için 1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 3d, 4s, elektronlarına etki eden etkin çekirdek yükleri aşağıdaki gibidir.

$$4s : 0.35 \times 1 + 0.85 \times 14 + 1.00 \times 10 = 22.25 \Rightarrow Z_{\text{etkin}}(4s) = 3.75$$

$$3d : 0.35 \times 5 + 1.00 \times 18 = 19.75 \Rightarrow Z_{\text{etkin}}(3d) = 6.25$$

$$3s, 3p: 0.35 \times 7 + 0.85 \times 8 + 1.00 \times 2 = 11.25 \Rightarrow Z_{\text{etkin}}(3s, 3p) = 14.75$$

$$2s, 2p: 0.35 \times 7 + 0.85 \times 2 = 4.15 \Rightarrow Z_{\text{etkin}}(2s, 2p) = 21.85$$

$$1s : 0.30 \times 1 = 0.30 \Rightarrow Z_{\text{etkin}}(1s) = 25.70$$



Silisyum ($_{14}\text{Si}$) elementinin değerlik elektronlarının etkin çekirdek yükünü bulunuz.

Çözüm:

Elektron dizilişi: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$

$(1s^2) (2s^2, 2p^6) (3s^2, 3p^2)$

$$\sigma = (2 \times 1) + (8 \times 0.85) + (3 \times 0.35) = 9.85$$

$$Z^* = Z - \sigma = 14 - 9.85 = 4.15$$

Periyodik Cetvelde Aynı Grupta Yukarıdan Aşağıya Doğru İnilidikçe Atom Yarıçapı Artar.

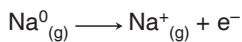
Periyodik cetvelde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru, yörünge (kabuk) sayısı arttığı için atom yarıçapı artar. Atom yarıçaplarının uzunluğu pm (pikometre) türünden verilir.

		Atom Yarıçapı Azalır →					
1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
H 37							H 32
Li 152	Be 113	B 88	C 77	N 70	O 66	F 64	Ne 69
Na 186	Mg 160	Al 143	Si 117	P 110	S 104	Cl 99	Ar 97
K 227	Ca 197	Ga 122	Ge 122	As 121	Se 117	Br 114	Kr 110
Rb 247	Sr 215	In 163	Sn 140	Sb 141	Te 143	I 133	Xe 130
Cs 227	Ba 197	Tl 170	Pb 175	Bi 155	Po 167	At 140	Rn 145

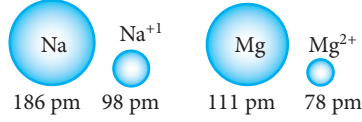
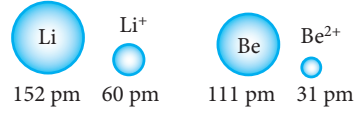
İyon Yarıçapı

Nötr bir atom elektron aldığında ya da verdiğiinde yarıçapı değişir.

Nötr bir atom elektron verirse (katyona dönüşürse) yarıçapı azalır. Elektron sayısı azaldıkça perdeleme etkisi azalır, etkin çekirdek yükü artar. Elektron başına düşen çekim kuvveti artar.

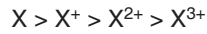


Aşağıda bu duruma bazı örnekler verilmiştir.

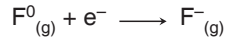


Bir atom elektron verdikçe çapı da azalmaya devam eder. X bir elementi sembolize etsin;

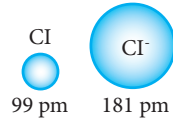
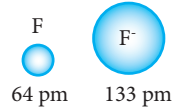
Yarıçaplar arasındaki ilişki;



Nötr bir atom elektron alırsa (Anyona dönüşürse) yarıçapı artar. Artan elektron sayısı ile perdeleme etkisi artar, etkin çekirdek yükü azalır.

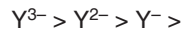


Aşağıda bu duruma bazı örnekler verilmiştir.

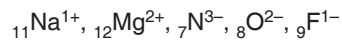


Bir atom elektron almaya devam ettikçe, çapı da artmaya devam eder. Y bir elementi sembolize etsin;

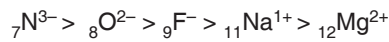
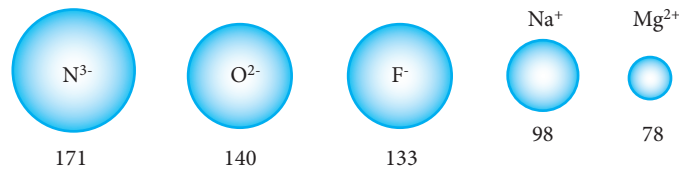
Yarıçaplar arasındaki ilişki;



Birbirinin izoelektronliği olan taneciklerde, proton sayısı büyük olanın, yarıçapı küçüktür. **Aşağıda verilen iyonlar birbirinin izoelektronliğidir.**



iyonlarının elektron dağılımları; $1s^2 2s^2 2p^6$ şeklindedir. Yarıçapları arasındaki ilişki ise aşağıdaki gibidir.



yarıçap azalmaktadır.



Periyodik cetvelin IA ve IIA grubu elementleriyle ilgili,

- I. IIA grubunda olanlar, elektron dizilişindeki en son s orbitalinden elektron vererek bileşik oluştururlar.
- II. IA grubunda, grupta yukarıdan aşağı doğru inildikçe atom yarıçapı azalır.
- III. Her iki gruptaki elementlerin çoğunluğu iyonik bağlı bileşik oluştururlar.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) I ve II C) I ve III
D) II ve III E) I, II ve III

Çözüm:

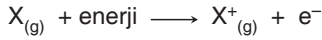
IA ve IIA grubu elementleri metaldir. Elektron dizilişleri s orbitali ile biter. Bu orbitaldeki elektronları kolaylıkla vererek ametallerle iyonik yapılı bileşikler oluştururlar. I. ve III. öncüller doğrudur. Periyodik cetvelde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe atomun yörüngeleri artacağından atom çapı da artacaktır. II yargı yanlıştır. Periyodik cetvelde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe atom yarıçapı artar.

Cevap C

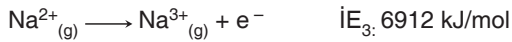
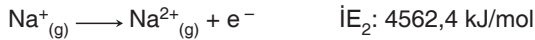
5. İyonlaşma Enerjisi

Birinci iyonlaşma enerjisi $İE_1$, izole bir atomdan (gaz fazındaki yüksüz bir atomdan) bir elektron kopartmak için verilmesi gereken enerjiye denir.

İyonlaşma enerjisi endotermiktir.



İyonlaşma enerjisi deneysel olarak; vakum altında gaz fazında bulunan atomların katot ışınlarıyla etkileştirilmesi yöntemiyle ölçülür. Aşağıda Na elementine ait 1., 2. ve 3. İyonlaşma enerji değerleri verilmiştir.



$İE_1$ (1. İyonlaşma Enerjisi): Yüksüz bir atomdan bir elektron koparmak için gerekli olan enerji.

$İE_2$ (2. İyonlaşma Enerjisi): +1 yüklü bir iyondan bir elektron koparmak için gerekli olan enerji.

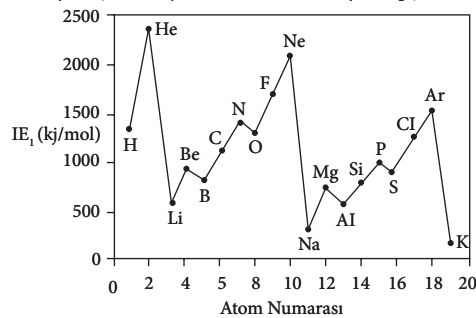
$İE_3$ (3. İyonlaşma Enerjisi): +2 yüklü bir iyondan bir elektron koparmak için gerekli olan enerji.

Dikkat edilirse iyonlaşma enerjisi değeri sürekli artmaktadır. Nedeni ise elektron sayısı azaldıkça, elektron başına düşen çekim kuvveti artmaktadır (etkin çekirdek yükü artmakta, perdeleme etkisi azalmaktadır).

Bir atomda n tane elektron varsa iyonlaşma enerjileri ($İE$) $1.İE < 2.İE < 3.İE < 4.İE < \dots < n.İE$ sırasında olur.

Periyodik çizelgede aynı periyotta soldan sağa doğru gidildikçe etkin çekirdek yükü artar, atom yarıçapı azalır, İyonlaşma enerjisi artar. Yalnız iyonlaşma enerjisindeki artış düzenli değildir. Bunun nedeni ise küresel simetridir.

1. İyonlaşma Enerjisinin Atom Numarasıyla Değişim Grafiği



Örnek olarak; grafikteki 2. Periyot elementleri incelendiğinde, Be (2A grubu) elementinin 1.İE değerinin, atom numarası kendisinden büyük olan B (3A grubu) elementinden daha büyük olduğu görülmektedir.

Be ve B elementlerinin elektron dağılımları;



Be elementi küresel simetrik özellik gösterirken, B elementi küresel simetrik özellik göstermez. Bu nedenle Berilyumun 1. İyonlaşma enerjisi, B elementinden büyüktür.

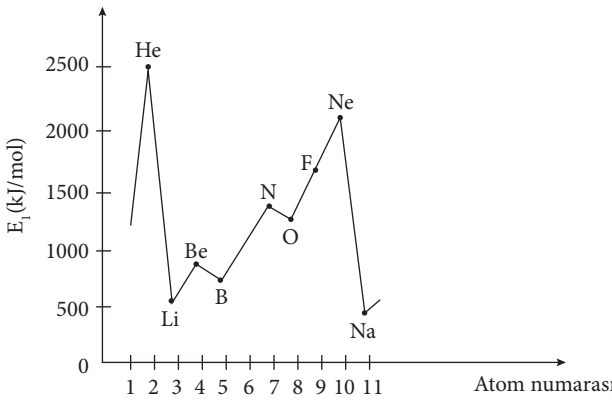
Aynı durum N (5A grubu) ve O (6A grubu) elementleri içinde geçerlidir.



N elementi küresel simetrik özellik gösterirken, O elementi küresel simetrik özellik göstermez. Bu nedenle Azotun 1. İyonlaşma enerjisi, O elementinden büyüktür.

NOT

Periyodik Çizelgede 1.İyonlaşma enerjisi en büyük olan element Heliumdur (He).



Çözüm:

Be'nin 1. iyonlaşma enerjisinin B'den yüksek olmasının nedeni küresel simetridir. (I doğru)

N'nin 1. iyonlaşma enerjisinin O'nunkinden yüksek olmasının nedeni küresel simetridir: (II doğru)

Ne'nin 1. iyonlaşma enerjisinin F'ninkinden yüksek olmasının nedeni Ne'nin soygaz olup tüm orbitallerinin tam dolu olmasıdır. (III doğru)

Bütün öncüller doğrudur.

Cevap E

Yukarıdaki grafiğe göre;

- Be'nin birinci iyonlaşma enerjisinin B'ninkinden yüksek olmasının nedeni Be'nin son orbitalinin tam dolu olmasıdır.
- N'nin birinci iyonlaşma enerjisinin O'nunkinden yüksek olmasının nedeni N'nin son orbitalinin yarı dolu olmasıdır.
- Ne'nin birinci iyonlaşma enerjisinin F'ninkinden yüksek olmasının nedeni Ne'nin son orbitalinin tam dolu olmasıdır.

yargılarından hangileri doğrudur?

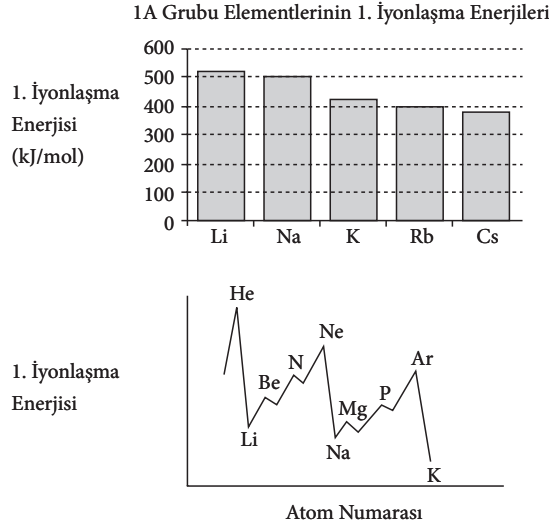
- A) Yalnız III B) I ve III C) II ve III
D) Yalnız II E) I, II ve III

Aynı periyotta 1. iyonlaşma enerjisi,

$1A < 3A < 2A < 4A < 6A < 5A < 7A < 8A$ sırasında olur.

↓	↓	↓
küresel simetri (...s ²)	küresel simetri (...p ³)	küresel simetri (...p ⁶)

1.İE değeri periyodik cetvelde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe azalmaktadır. Nedeni ise atom yarıçapının artmasıdır.



NOT

Atom yarıçapı ile İyonlaşma enerjisi ters orantılıdır

Grafik dikkatle incelenirse;

8A grubunda bulunan He, Ne ve Ar elementlerinin yukarıdan aşağıya doğru

8A
He
Ne
Ar

ya da 1A grubunda bulunan Li, Na ve K elementlerinin 1:iyonlaşma enerjilerinin yukarıdan aşağıya doğru azaldığı görülebilir.

1A
Li
Na
K

1. İyonlaşma enerjilerine bakılarak bir elementin periyodik cetvelde kaçınıcı A grubunda olduğu anlaşılabilir.

	İE1	İE2	İE3	İE4
X	495,8	4562,4	6912	9543
Y	737,7	1450,6	7732,6	10540
Z	577,6	1816,6	2744,7	11577

Yukarıdaki tabloya göre X elementi 1A, Y elementi 2A, Z elementi ise 3A grubundadır.

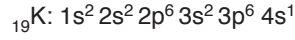
Bir atomun iki iyonlaşma enerjisi arasında genelde 1,5 – 3,5 kat fark vardır. İki iyonlaşma enerji değeri arasındaki fark 3,5 kattan fazla ise o atoma ait değerlik elektronlarının tamamı koparılmış demektir.

X elementinin 2. İyonlaşma enerjisinin 1. İyonlaşma enerjisine oranı;

$$\frac{İE_2}{İE_1} = \frac{4562,4}{495,8} = 9,2$$

Bu durumda X elementinin değerlik elektron sayısı 1 dir. Son yörüngesindeki 1 elektron kolay koparılmıştır (İE1: 495,8), element soygaz elektron düzenine ve kararlı hale geçtiği için 2. Elektron zor koparılmıştır (İE2: 4562,4)

X elementinin K elementi olduğu düşünülürse;



4s orbitalinde bulunan 1 elektronu koparmak için verilmesi gereken enerji (İE1) 495,8 kJ'dür.

K elementinden 1 elektron koparıldığında elektron dizilişi aşağıdaki gibi olur.



K^{+1} iyonunun elektron dağılımı ${}_{18}\text{Ar}$ 'a (soygaz elektron düzeni) benzemiş ve kararlı hale geçmiştir. K^{+1} iyonundan bir elektron koparmak için daha fazla enerji verilmesi gerekir (İE2: 4562,4 kJ/mol).

NOT

Periyodik çizelgedeki elementler içerisinde elektron ilgisi en yüksek olan Klordur (Cl).

İyonlaşma Enerjilerinin Hesaplanması

Etkin çekirdek yükü (Z^*) elementlerin iyonlaşma enerjilerinin hesaplanmasında kullanılabilir.

$$\Delta H_{\text{IE}} = 13,6 \left(\frac{Z^{*2}}{n^2} \right)$$

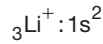
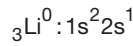
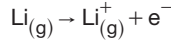
Z^* = Etkin çekirdek yükü

x = İyonlaşan elektronun enerji düzeyi



${}_3\text{Li}$ atomunun birinci iyonlaşma enerjisini hesaplayınız.

Çözüm:



$$Z^* = 3 - (2 \times 0.85) = 1,3 \quad (2s \text{ için})$$

$$\Delta H = 13,6 \times 1 \times \left(\frac{1,3}{2} \right)^2 = 5,75 \text{ eV}$$

↓
elektron sayısı

Deneyisel Değer: 5,4 eV



${}_2\text{He}$, ${}_3\text{Li}$, ${}_4\text{Be}$, ${}_5\text{B}$, ${}_9\text{F}$ elementlerinin 1. İyonlaşma enerjilerini büyükten küçüğe doğru sıralayınız.

Çözüm:

${}_2\text{He}$: $1s^2$ 1P. 8A

${}_3\text{Li}$: $1s^2 2s^1$ 2P. 1A

${}_4\text{Be}$: $1s^2 2s^2$ 2P. 2A

${}_5\text{B}$: $1s^2 2s^2 2p^1$ 2P. 3A

${}_9\text{F}$: $1s^2 2s^2 2p^5$ 2P. 7A

İyonlaşma enerjisi periyodik cetvelde soldan sağa doğru artar, yukarıdan aşağıya doğru azalır.

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
							${}_2\text{He}$
${}_3\text{Li}$	${}_4\text{Be}$	${}_5\text{B}$				${}_9\text{F}$	

He elementi en yukarıda ve en sağda aynı zamanda soygaz olduğu için 1. İyonlaşma enerjisi en fazladır. Li ve Be, B ve F elementleri aynı periyotta yer almaktadır.

İyonlaşma enerjisi aynı periyotta soldan sağa doğru;

$1A < 3A < 2A < 4A < 6A < 5A < 7A < 8A$ sırasında artar. Bu durumda elementlerin 1. iyonlaşma enerjileri aşağıdaki şekilde sıralanır.

$1A < 3A < 2A < 7A$

$\text{Li} < \text{B} < \text{Be} < \text{F} < \text{He}$



${}_2\text{He}$, ${}_3\text{Li}^{+1}$, ${}_4\text{Be}^{2+}$ taneciklerinden elektron koparma zorluğunu büyükten küçüğe doğru sıralayınız.

Çözüm:

Örnekte verilen tanecikler birbirinin izoelektronidir. Elektron sayıları aynıdır (2 elektron). İzoelektronik taneciklerin iyonlaşma enerjileri ya da elektron koparma zorlukları karşılaştırılırken proton sayısına bakılır. Proton sayısı büyük olanın iyonlaşma enerjisi yada elektron koparma zorluğu en fazladır. Buna göre elektron koparma zorluğu büyükten küçüğe doğru

${}_4\text{Be}^{2+} > {}_3\text{Li}^{+1} > {}_2\text{He}$ şeklinde sıralanır.



Aşağıda, bazı elementler ve karşılarında katman elektron dizilimleri verilmiştir.

Element	Katman elektron dizilimi
B	2, 3
F	2, 7
Na	2, 8, 1
P	2, 8, 5
Mg	2, 8, 2

Buna göre aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) B'nin proton sayısı beştir.
- B) F, bir elektron alarak kendisine en yakın soy gazın katman elektron dizilimine ulaşır.
- C) Na, bir elektron vererek katyonunu oluşturur.
- D) P'nin toplam elektron sayısı on beştir.
- E) Mg, bileşik oluşturmak için birinci katmanından iki elektron verir.

Çözüm:

Nötr bir atomda proton sayısı elektron sayısına eşittir. A seçeneği doğrudur.

F' nin değerlik elektron sayısı 7 dir. 1 elektron alırsa soygaza benzer. B seçeneği doğrudur.

Na metaldir, 1 elektron verirse Na^{+1} katyonunu oluşturur. C seçeneği doğrudur.

P elementinin katman elektron diziliminden elektron sayısının 15 olduğu görülmektedir. D seçeneği doğrudur.

Mg bileşik oluşturmak için 3. katmanından 2 elektron verir. E seçeneği yanlıştır.

Cevap E



Periyodik çizelgede Ca elementi IIA grubunda, Cl elementi ise VIIA grubunda bulunmaktadır.

Bu elementler ve birbirleriyle oluşturduğu bileşikle ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) Ca metalik, Cl ametalik özellik gösterir.
- B) Birbirleriyle $CaCl_2$ bileşimini oluştururlar.
- C) Birbirleriyle oluşturdukları bileşik moleküler yapıdadır.
- D) Ca element atomu 2 elektron verdiğinde katman elektron dizilimi kendisine en yakın soy gaz elektron dizilimi gibi olur.
- E) Cl elementi elektron alma, Ca elementi ise elektron verme eğilimindedir.

Çözüm:

Metal ametal bileşikler iyonik bileşiklerdir. Ca elementi 2A grubu metali, Cl elementi 7A grubu ametalidir. Oluşacak bileşik iyonik bir tuzdur.

İyonik bağlı bileşikler moleküler yapıda değildir.

Moleküler yapıli bileşikler; ametal–ametal atomları arasında oluşur.

Cevap C



Nötron sayısı 48 olan bir element atomunun temel haldeki elektron dizilişi $5s^1$ ile bitmektedir.

Buna göre aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) Element atomunun kütle numarası 85'tir.
- B) Element atomunun p orbitallerinin hepsi tam doludur.
- C) Element, periyodik cetvelin VA grubundadır.
- D) Element atomunun bileşiklerinde yükseltgenme basamağı +1'dir.
- E) Element atomunun s orbitallerinde toplam 9 elektron vardır.

Çözüm:

Elektron dizilişi: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^6 5s^1$

37 elektronu olan 5. periyot IA grubu elementidir.

Kütle No = ps + ns;

Kütle No = $37 + 48 = 85$ dir.

C seçeneğinde VA grubu elementi şeklinde belirtilmiştir.

Elektron dizilişindeki en yüksek enerji seviyesi 5 dir ve bu periyodik cetvelde periyot numarasına eşittir. En yüksek enerji seviyesindeki elektronlarda grubu verir.

Cevap C

6. Elektron İlgisi

Gaz fazındaki nötr bir atomun (ya da iyonun) elektron alması ile gerçekleşen enerji değişimidir. **Eİ şeklinde sembolize edilebilir. Elementlerin elektron ilgileri genelde ekzotermiktir. Açığa çıkan enerji ne kadar fazla ise elektron ilgisi o kadar yüksektir.**



2A grubu (Toprak Alkaliler) elementlerinin elektron ilgileri pozitifdir; nedeni ise son yörüngelerindeki orbitalin ns^2 tam dolu olması yani küresel simetrik (kararlı) yapıya sahip olmasıdır.

8A grubu (Soy gazlar) elementlerinin elektron alma istekleri yok denecek kadar azdır. Nedeni ise son yörüngelerindeki orbitalin np^6 (2He hariç: ns^2) tam dolu olmasıdır.

N elementinin elektron ilgisi de pozitifdir. Nedeni ise son yörüngelerindeki orbitalin (np^3) yarı dolu olmasıdır.

Oksijen elementinin 1. Elektron ilgisi negatif, 2. Elektron ilgisi ise pozitifdir.



Bu durum şöyle açıklanabilir. 2. Elektron ($-$) yüklü bir iyon katılmaktadır. Bu nedenle elektronlar birbirlerini iterler, bu itmeler sonucunda yeni elektronu yapıya eklemek zorlaşır. Bunun için enerji gereklidir.

Elektron ilgisi periyodik cetvelde soldan sağa doğru artar, yukardan aşağıya doğru azalır.

NOT

Elementlerin 2. ve 3. Elektron ilgileri pozitifdir.

Elektron İlgisi Artar

Elektron İlgisi Azalır		A Grubu Elementlerinin Elektron İlgileri									
		1A (1)	2A (2)	3A (13)	4A (14)	5A (15)	6A (16)	7A (17)	8A (18)		
		H -72,8							He (0,0)		
		Li -59,6	Be (+18)	B -26,7	C -122	N +7	O -141	F -328	Ne (+29)		
		Na -52,9	Mg (+21)	Al -42,5	Si -134	P -72,0	S -200	Cl -349	Ar (+35)		
		K -48,4	Ca (+186)	Ga -28,9	Ge -119	As -78,2	Se 195	Br -325	Kr (+39)		
		Rb -46,9	Sr (+146)	In -28,9	Sn -107	Sb -103	Te -190	I -295	Xe (+41)		
		Cs -45,5	Ba (+46)	Tl -19,3	Pb -35,1	Bi 91,3	Po -183	At -270	Rn (+41)		

2A grubu ve 8A grubu elementleri küresel simetri özelliği gösterdiği için elektron ilgileri pozitifdir. N elementi küresel simetri özelliği gösterir bu nedenle elektron ilgisi pozitifdir.

Periyodik Çizelgede Soldan Sağa Doğru;	Periyodik Çizelgede Yukarıdan Aşağıya Doğru;
Atom numarası artar.	Atom numarası artar.
Kütle numarası artar.	Kütle numarası artar.
Atom yarıçapı, çapı, hacmi azalır.	Atom yarıçapı, çapı, hacmi artar.
İyonlaşma enerjisi genelde artar.	İyonlaşma enerjisi azalır.
Elektron ilgisi genelde artar.	Elektron ilgisi azalır.
Elektronegatiflik genelde artar.	Elektronegatiflik azalır.
Metalik karakter azalır.	Metalik karakter artar.
Ametalik karakter artar.	Ametalik karakter azalır.
Değerlik elektron sayısı artar.	Değerlik elektron sayısı değişmez.
Oksitlerin asidik karakteri artar, bazik karakteri azalır.	Oksitlerin asidik karakteri azalır, bazik karakteri artar.
Elektron verme eğilimi (metalik aktiflik) azalır, alma eğilimi (ametalik aktiflik) artar.	Elektron verme eğilimi (metalik aktiflik) artar, alma eğilimi (ametalik aktiflik) azalır.
Yükseltgenlik artar.	İndirgenlik artar.
Enerji düzeyi sayısı değişmez.	Enerji düzeyi sayısı artar.

Pauling Elektronegatifliği

Bir elementin bağ elektronlarını kendine doğru çekme isteğine denir. Elektronegatiflik değeri bağ enerjisi üzerinden hesaplanır. X ve Y elementleri farklı tür ametaller olsun.

XY türünde bir moleküldeki bağ apolar olsaydı, XY molekülünün oluşum entalpisi, X_2 ve Y_2 tekli bağ enerjilerinin aritmetik ortalamasına eşit olurdu. Gerçekte XY bağı apolar değildir (polardır). XY'nin oluşum entalpisi, X_2 ve Y_2 tekli bağ enerjilerinin aritmetik ortalamasından büyüktür. Aradaki enerji farkına, rezonans enerjisi denir. Δ_{XY} ile gösterilir.

$$\Delta_{XY} = E_{XY} - \frac{E_{XX} + E_{YY}}{2}$$

Pauling; X ve Y elementlerinin elektronegatiflikleri arasındaki farkla, rezonans enerjisi arasındaki matematiksel ilişkiyi aşağıdaki gibi ifade etmektedir.

$$|\chi_X - \chi_Y| = K \cdot \sqrt{\Delta_{XY}}$$

K sabit bir değerdir.

Bağ enerjisi birimi, kkal/mol türünden ise $K = 0,208$ 'dir, kJ/mol türünden ise $K = 0,1017$ 'dir.



Hidrojen atomunun Pauling elektronegatifliği 2,2 dir. H_2 , Cl_2 ve HCl 'ün bağ enerjileri sırasıyla 436,0, 243,0, 432,0 kJmol⁻¹ ise Klor atomunun Pauling elektronegatifliğini hesaplayınız.

Çözüm:

$$\Delta_{H-Cl} = E_{H-Cl} - \frac{E_{H-H} + E_{Cl-Cl}}{2} = 432,0 - \frac{436,0 + 243,0}{2} = 92,5 \text{ kJ / mol}$$

$$\begin{aligned} |\chi_{Cl} - \chi_H| &= K \sqrt{\Delta_{H-Cl}} \\ |\chi_{Cl} - 2,2| &= 0,1017 \sqrt{92,5} \\ \chi_{Cl} &= 3,18 \end{aligned}$$

Mulliken Elektronegatifliği

Mullikene göre elektronegatiflik: bir elementin elektron ilgisi ile iyonlaşma enerjisi değerlerinin aritmetik ortalamasıdır. Mulliken elektronegatifliği, Pauling elektronegatifliğine dönüştürülebilir.

Pauling; elektron ilgisi ve elektronegatiflik birimi olarak kJ kullanırken, Mulliken elektron volta (eV) kullanmıştır.

$$1\text{eV} = 96,48 \text{ kJ/mol'dür.}$$

Mulliken elektronegatifliği aşağıdaki bağıntıyla, Pauling elektronegatifliğine dönüştürülebilir.

$$\chi_p = 0,34\chi_M - 0,20$$

Konu Kavrama Testleri

- $^{31}_{31}\text{Ga}$ elementinin periyodik cetveldeki yeri aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?**
 - 4P 1A
 - 4P 3B
 - 4P 3A
 - 4P 2B
 - 4P 1B
- $^{25}_{25}\text{Mn}^{2+}$ iyonunun periyodik cetveldeki yeri neresidir?**
 - 4P, 5B
 - 4P, 7B
 - 4P, 3B
 - 4P, 4B
 - 4P, 1B
- ${}_2\text{X} = 1s^2$
 ${}_4\text{Y} = 1s^2 2s^2$
 ${}_{12}\text{Z} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$
Yukarıda elektron dağılımları verilen elementlerden hangileri 2A grubundadır?
 - X, Y ve Z
 - Y ve Z
 - X ve Z
 - X ve Y
 - Yalnız Z
- $^{88}_{88}\text{Ra}$ elementinin periyodik çizelgedeki yeri aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?**
 - 6P 8A
 - 7P 2B
 - 6P 2A
 - 7P 2A
 - 6P 6A
- Aşağıdaki bilim insanlarından hangisinin periyodik çizelgeyle ilgili çalışması yoktur?**
 - J. Döbereiner
 - H. Moseley
 - C. Newlands
 - D. Mendeleyev
 - Leonardo Da Vinci

- Periyodik çizelgeyle ilgili aşağıda verilen bilgilerden hangisi yanlıştır?**

1. iyonlaşma enerjisi en büyük olan element Hel-yumdur.
- Elektron ilgisi en büyük olan element Klordur.
- Elektronegativliği en büyük olan element Flordur.
- d bloğu elementlerinin tamamı 25°C 'da katı halde-dir.
- d bloğu elementlerinin tamamı metaldir.

- | | | |
|--------|----|----|
| 1A | 7A | 8A |
| 3P . X | Y | Z |

Periyodik çizelgede yerleri verilen X, Y ve Z ele-mentleriyle ilgili;

- X bileşiklerinde 1+ değerlik alır.
- Değerlik elektron sayısı en fazla olan Y elementidir.
- Z elementi oda sıcaklığında tek atomlu gaz halde-dir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- I, II ve III
- I ve III
- II ve III
- Yalnız II
- I ve II

- $^{11}_{11}\text{Na}$, $^{17}_{17}\text{Cl}$ ve $^{19}_{19}\text{K}$ elementlerinin yarıçaplarının karşı-laştırılması hangi seçenekte doğru olarak verilmiş-tir?**

- $\text{Cl} > \text{Na} > \text{K}$
- $\text{Na} > \text{K} > \text{Cl}$
- $\text{Cl} > \text{K} > \text{Na}$
- $\text{K} > \text{Cl} > \text{Na}$
- $\text{K} > \text{Na} > \text{Cl}$

- $^{11}_{11}\text{Na}^+$, $^{12}_{12}\text{Mg}^{2+}$ ve $^{13}_{13}\text{Al}^{3+}$ iyonları için;**

- Yarıçapları eşittir.
- İzoelektroniktirler.
- Birer elektron daha koparmak için gerekli olan ener-jiler eşittir.

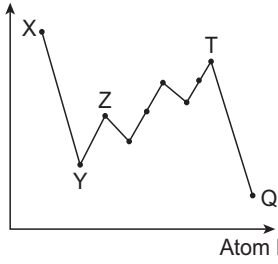
yargılarından hangileri yanlıştır?

- Yalnız I
- Yalnız II
- I ve II
- I ve III
- II ve III

- Aşağıdaki taneciklerden hangisinden bir elektron koparmak en zordur?**

- ${}_2\text{He}$
- ${}_3\text{Li}^{2+}$
- ${}_4\text{Be}^{2+}$
- ${}_5\text{B}^{3+}$
- ${}_6\text{C}^{4+}$

11. İyonlaşma Enerjisi (kkal/mol)



Periyodik çizelgede yeralan bazı elementlerin iyonlaşma enerjilerinin atom numaralarıyla değişim grafiği yukarıda verilmiştir. Y elementinin atom numarası 11 olduğuna göre;

- X ve T elementleri soygazdır.
- Y ve Q elementleri aynı gruptadır.
- Z elementi küresel simetri özelliği gösterir.
- T elementinin periyot numarası X'ten küçüktür.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) I, II ve III B) II, III ve IV C) I, II, III ve IV
D) II ve III E) I ve III

Element	Grup
$^{12}_2\text{X}$	2A
^7_3Y	5A
^8_4Z	6A

Yukarıdaki tabloda verilen elementler için;

- X ile Y arasında iyonik bağlı X_2Y_3 bileşiği oluşur.
- Y ile Z arasında kovalent bağlı Y_2Z_5 bileşiği oluşur.
- Z_2 molekülü polar kovalent bağlıdır.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve III
D) I ve II E) II ve III

13. I. Aynı periyotta soldan sağa doğru gittikçe genelde etkin çekirdek yükü artar, yarıçap azalır.
II. Bir grupta yukarıdan aşağıya doğru perdeleme etkisi artar, yarıçap artar.
III. Etkin çekirdek yükü ile perdeleme etkisi ters orantılıdır.

Periyodik cetvelle ilgili yukarıda verilen bilgilerden hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) I ve II C) I ve III
D) II ve III E) I, II ve III

14. Aşağıda verilen elementlerden hangisinin birinci elektron ilgisi negatiftir?

- A) ^4_2Be B) ^7_3N C) ^8_6O D) $^{10}_{10}\text{Ne}$ E) $^{12}_{12}\text{Mg}$

15. $\text{O}_{(g)} + e^- \longrightarrow \text{O}^-_{(g)} \quad \Delta H = -142 \text{ kJ/mol}$
 $\text{O}^-_{(g)} + e^- \longrightarrow \text{O}^{2-}_{(g)} \quad \Delta H = +844 \text{ kJ/mol}$

Yukarıda Oksijen (O) elementinin 1. ve 2. elektron ilgileri verilmiştir. Buna göre;

- Oksijen elementinin 1. elektron ilgisi ekzotermiktir.
- Elektronların birbirlerini itmeleri nedeniyle 2. elektron ilgisi endotermiktir.
- Oksijen elementi elektron almaya yatkındır.

yargılarından hangileri doğrudur?

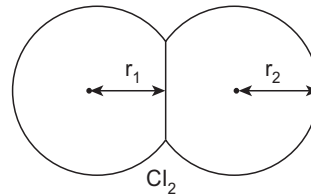
- A) I ve II B) I, II ve III C) II ve III
D) I ve III E) Yalnız III

16. Klor (Cl_2) molekülünde kovalent bağ uzunluğu 198 pm'dir.

Klor molekülünün van der waals yarıçapı kaç pm'dir?

- A) 90 B) 99 C) 100 D) 180 E) 225

- 17.



Yukarıda Cl_2 molekülü verilmiştir. Buna göre;

- r_1 Kovalent yarıçaptır.
- r_2 Van der waals yarıçapıdır.
- r_1 değeri r_2 'den büyüktür.

yargılarından hangileri yanlıştır?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) II ve III

18. $i.E_1$ $i.E_2$ $i.E_3$ $i.E_4$ (mj/mol)

X:	0,52	7,30	11,81	–
Y:	0,90	1,76	14,85	21,01
Z:	0,80	2,43	3,66	25,02
T:	0,50	4,56	6,91	9,54

Periyodik cetvelde bulunan X, Y, Z ve T elementlerinin iyonlaşma enerjileri verilmiştir.

Buna göre aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) Y, 2A grubu elementidir.
- B) X ve T aynı gruptadır.
- C) T'nin atom yarıçapı, X'ten küçüktür.
- D) X'in atom numarası 3'tür.
- E) Z, 3A grubu elementidir.

19. X elementi periyodik çizelgenin 4. periyodunun 3. elementidir.

Buna göre X elementiyle ilgili,

- I. 3A grubu elementidir.
- II. 3B grubu elementidir.
- III. Geçiş metalidir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I
- B) Yalnız II
- C) Yalnız III
- D) I ve III
- E) II ve III

20. $_{12}X$ elementi ile $_7Y$ elementleri arasında oluşan bileşikte toplam kaç tane elektron vardır?

- A) 19
- B) 26
- C) 43
- D) 50
- E) 56

21. $_{23}V$ elementiyle ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) 4 periyot 5B grubu elementidir.
- B) Geçiş metalidir.
- C) Atom yarıçapı, $_{20}Ca$ elementinden büyüktür.
- D) 1. iyonlaşma enerjisi $_{36}Kr$ elementinden küçüktür.
- E) Elektron ilgisi $_{35}Br$ elementinden küçüktür.

22. **Halojenlerle ilgili;**

- I. Hidrojenli bileşiklerin sulu çözeltisi asit özelliği gösterir.
- II. Erime ve kaynama noktaları grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe artar.
- III. Moleküler halde bulunurlar.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I
- B) I ve III
- C) II ve III
- D) I ve II
- E) I, II ve III

23. $_9X$ elementiyle ilgili;

- I. 2P.7A grubu elementidir.
- II. Halojendir.
- III. Hidrojenli bileşiğinin sulu çözeltisi asit özelliği gösterir.
- IV. Bileşiklerinde 1– ile 7+ arasında değerlikler alır.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) I, II, III ve IV
- B) I, II ve III
- C) II, III ve IV
- D) I, III ve IV
- E) I ve II

24.

- I. $X_{(g)} + e^- \longrightarrow X_{(g)}^-$
- II. $Y_{(g)} \longrightarrow Y_{(g)}^{+1} + e^-$
- III. $X_{(g)}^- + e^- \longrightarrow X_{(g)}^{2-}$

Yukarıda verilen olaylardan hangileri kesinlikle endotermiktir?

- A) Yalnız II
- B) I ve II
- C) II ve III
- D) I ve III
- E) Yalnız III

25. $_1X$, $_2Y$, $_3Z$ elementleriyle ilgili;

- I. Aynı periyotta yer alırlar.
- II. X ve Z aynı gruptadırlar.
- III. Y elementi soygazdır.
- IV. X ve Z elementleri alkali metaldir.

yargılarından hangileri yanlıştır?

- A) II ve III
- B) I ve IV
- C) I, II ve III
- D) II, III ve IV
- E) I, III ve IV

Konu Kavrama Çözümleri

1. $_{31}\text{Ga}$ elementinin elektron dizilişi aşağıdaki gibidir.
 $_{31}\text{Ga} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^{10} 4p^1$ 4P, 3A

Cevap C

2. Bir elementin periyodik cetveldeki yerini belirleyen temel faktör proton sayısıdır.

Element nötr halde ise proton sayısı ya da elektron sayısına göre periyodik cetveldeki yeri bulunabilir.

İyon halinde ise sadece proton sayısına bakılır.

Buna göre $_{25}\text{Mn}^{2+}$ taneciğinin nötr haldeki elektron dizilişi şeklindedir. Mn elementi periyodik cetvelde 4P, 7B grubunda yer alır.



↓ ↓
4P . 7B grubu

Cevap B

3. $_{2}\text{X} = 1s^2$ 1P.8A
 $_{4}\text{Y} = 1s^2 2s^2$ 2P.2A
 $_{12}\text{Z} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ 3P.2A

Cevap B

4. Atom numarası 36'dan büyük olan elementlerin periyodik çizelgedeki yerini bulurken elektron dizilişi yöntemini kullanmak zaman alıcıdır. Bunun yerine soygazların atom numaralarına bakılarak periyodik çizelgede yer bulmak daha kolaydır.

Bu yöntemde soygazların atom numaraları ezberlenir. Elementin atom numarası soygazdan küçükse soygazla aynı periyotta soldadır, büyükse bir alt periyotta bulunmaktadır. $_{86}\text{Rn}$ elementi bir soygazdır, 6. Periyotta bulunur. $_{88}\text{Ra}$ elementinin atom numarası $_{86}\text{Rn}$ 'dan büyük olduğu için bir alt periyotta (7. periyotta) 2. elementtir.

1A	2A	8A
		$_{2}\text{He}$ 1P
		$_{10}\text{Ne}$ 2P
		$_{18}\text{Ar}$ 3P
		$_{36}\text{Kr}$ 4P
		$_{54}\text{Xe}$ 5P
		$_{86}\text{Rn}$ 6P
87	88	7P

$_{88}\text{Ra}$ elementi periyodik cetvelde 7P.2A grubunda yer alır.

Cevap D

5. Leonardo Da Vinci ünlü bir italyan ressamdır. Periyodik çizelgeyle ilgili araştırma ya da çalışması yoktur.

Cevap E

6. Hg; 6P.2B grubu elementidir. Oda sıcaklığında sıvı halindedir.

Cevap D

7. X elementi 1A grubunda yer aldığı için değerliği 1+'dır. Değerlik elektron sayısı en fazla olan Z'dir (8A). Z elementi soygazdır. Oda sıcaklığında tek atomlu gaz halindedir.

Cevap B

8. $_{11}\text{Na} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$ 3P.1A
 $_{17}\text{Cl} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$ 3P.7A
 $_{19}\text{K} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$ 4P.1A

Atom yarıçapı periyodik çizelgede soldan sağa doğru azalır, yukarıdan aşağıya doğru artar.

1A		7A
3P Na	azalır	Cl
4P K	artar	

Atom yarıçaplarının büyükten küçüğe doğru sıralanışı; $\text{K} > \text{Na} > \text{Cl}$ şeklindedir.

Cevap E

9. Soruda verilen iyonların elektron sayıları ve elektron dizilişleri aynıdır. Birbirlerinin izoelektroniklerdir.

Proton sayıları farklı olduğu için elektron başına düşen çekim kuvvetleri farklıdır. İzoelektronik taneciklerde proton sayısı büyük olanın yarıçapı küçüktür.

Yarıçap sıralaması; $_{11}\text{Na}^+ > _{12}\text{Mg}^{2+} > _{13}\text{Al}^{3+}$ şeklindedir.

Birer elektron daha koparmak için gerekli olan enerjilerin sıralaması (yarıçapla ters orantılıdır).

$_{13}\text{Al}^{3+} > _{12}\text{Mg}^{2+} > _{11}\text{Na}^+$ şeklindedir.

I. ve III. öncül yanlıştır.

Cevap D

10. İzoelektronik taneciklerde proton sayısı büyük olandan elektron koparmak zordur.

Proton sayısı en büyük olan $_{6}\text{C}^{4+}$ olduğu için, bu tanecikten elektron koparmak en zordur.

Cevap E

11. Y elementinin atom numarası 11 ise X elementinin atom numarası 10, T elementinin 18, Q elementinin 19'dur. Z elementinin ise 12'dir.

1A	2A	8A
2P		¹⁰ X
3P ₁₁ Y	12Z	¹⁸ T
4P ₁₉ Q		

İyonlaşma enerjisi periyodik çizelgede aynı periyotta soldan sağa doğru artar, aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru azalır.

Z elementi 2A grubunda olduğu için küresel simetri özelliği gösterir (s^2).

T'nin periyot numarası, X'den büyüktür.

I., II. ve III. öncüller doğrudur.

Cevap A

12. X elementi bileşiklerinde 2+, Y elementi -3, +5 arasında Z elementi ise -2, +6 arasında değerlikler alır.

X elementi metal, Y ve Z elementleri ametaldir.

X ile Y elementleri arasında, iyonik bağlı X_3Y_2 bileşiği oluşur. I. öncül yanlıştır.

Y ile Z elementleri arasında, polar kovalent bağlı Y_2Z_5 bileşiği oluşur.

Z_2 molekülü apolar kovalent bağlıdır.

II. öncül doğru; I. ve III. öncüller yanlıştır.

Cevap B

13. I., II. ve III. öncüllerde verilen bilgilerin hepsi doğrudur.

Cevap E

14. II A ve VIII A grubu elementlerinin birinci elektron ilgileri pozitifdir. Elektron dağılımları s^2 ve s^2p^6 ile bittiği için kararlıdır.

O elementinin birinci elektron ilgisi negatiftir. N elementi küresel simetri özelliği gösterdiği için birinci elektron ilgisi pozitifdir.

Cevap C

15. Öncüllerden verilen bilgilerin tamamı doğrudur.

Cevap B

16. Bir elementin van der waals yarıçapı kovalent yarıçapından büyüktür.

Kovalent yarıçap; kovalent bağ uzunluğunun yarısıdır.

Klor elementinin kovalent yarıçapı; $\frac{198}{2} = 99$ pm'dir.

Klor elementinin Van Der Waals yarıçapı, kovalent yarıçapından biraz daha büyüktür.

Cevap C

17. r_1 = Kovalent yarıçaptır. I. öncül doğru
 r_2 = Van der waals yarıçapıdır. II. öncül doğru
 r_2 değeri r_1 değerinden büyüktür. III. öncül yanlıştır.

Cevap C

18. Soygaz elektron düzenine sahip elementler kararlıdır. Bu elementlerden elektron koparmak zordur. Elektron koparılacak istenirse atoma yüksek enerji vermek gerekir.

X elementinin iyonlaşma enerjileri oranlanır. Oran 3,5'den daha büyükse soygaz elektron düzeninden elektron koparılabilmektedir.

$$\text{X elementi için; } \frac{i.E_2}{i.E_1} = \frac{7,30}{0,52} \cong 14$$

Bu durum şöyle açıklanabilir. X elementinin son yörüngesinde 1 elektron vardır. Bu elektron kolay koparılır. 2. elektron ise soygaz elektron düzeninden koparılmaktadır. Bunun için yüksek enerji gereklidir.

X elementi 1A grubu elementidir.

$$\text{Y elementi için; } \frac{i.E_2}{i.E_1} = \frac{1,76}{0,90} \cong 2$$

$$\frac{i.E_3}{i.E_2} = \frac{14,85}{1,76} \cong 8,5$$

Y elementi 2A grubundadır.

$$\text{Z elementi için; } \frac{i.E_4}{i.E_3} = \frac{25,02}{3,66} \cong 7$$

Z elementi 3A grubundadır.

$$\text{T elementi için; } \frac{i.E_2}{i.E_1} = \frac{4,56}{0,50} \cong 9$$

T elementide 1A grubundadır.

X ve T elementleri 1A grubundadır. Periyodik cetvelde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe iyonlaşma enerjisi azalır. X ve T elementlerinin 1A grubunda sıralamaları yandaki gibi. Yukarıdan aşağıya doğru inildikçe atom yarıçapı artar. T'nin atom yarıçapı, X'den büyüktür. C seçeneği yanlıştır.

1A	$i.E_1$
X	0,52
T	0,50

Cevap C

19. Periyodik çizelgede 4. periyot elementlerinin sıralanışı aşağıdaki gibidir.

1A 2A 3B

4P

X elementi 4. periyotta 3. sırada yer aldığına göre 3B grubu elementidir ve geçiş metalidir.

Cevap E

20. $_{12}X = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$ 3P.2A (Metal)

$_{7}Y = 1s^2 2s^2 2p^3$ 2P.5A (Ametal)

X bileşiklerinde 2+, Y elementi ise 3- ile 5+ arasında değerlikler alır.

X elementi metal, Y elementi ametal olduğu için bileşik iyonik bağlıdır. X elementi pozitif, Y elementi ise negatif yüklü olmalıdır.

$X^{+2}Y^{3-} \Rightarrow X_3Y_2$ bileşiğin formülüdür.

Bileşikler yüksüz tanecikler olduğu için toplam proton sayısı, toplam elektron sayısına eşit olmalıdır.

Toplam proton sayısı = $3X + 2Y = 3.12 + 2.7 = 50$

Toplam ps = Toplam es = 50

Cevap D

21. $_{23}V = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$ 4P.5B

V elementi geçiş metalidir.

1A 2A 3B 4B 5B 7A 8A
4P $_{20}Ca$ $_{23}V$ $_{35}Br$ $_{36}Kr$

Periyodik çizelgede aynı periyotta soldan sağa doğru atom yarıçapı azalır. V elementinin yarıçapı, Ca elementinden küçüktür. C seçeneği yanlıştır.

1. iyonlaşma enerjisi ve elektron ilgisi periyodik çizelgede soldan sağa doğru artar.

Cevap C

22. Halojenlerle ilgili verilen bütün bilgiler doğrudur.

Cevap E

23. $_{9}X = 1s^2 2s^2 2p^5$ 2P.7A

X elementi 7A grubunda yer aldığı için halojendir. Halojenlerin hidrojenli bileşiklerinin sulu çözeltisi asit özelliği gösterir. $_{9}X$ elementi Flordur. Flor elementi bileşiklerinde sadece -1 değerliğini alır. Bu nedenle IV. öncül yanlıştır.

Cevap B

24. I. tepkime birinci elektron ilgisidir ve ekzotermik ya da endotermik olabilir.

II. tepkime iyonlaşma enerjisidir ve endotermiktir.

III. tepkime 2. elektron ilgisidir ve endotermiktir.

Cevap C

	1A	8A
1P	$_{1}X$ ($_{1}H$)	$_{2}Y$ ($_{2}He$)
2P	$_{3}Z$ ($_{3}Li$)	

I. öncül yanlıştır.

II. öncül doğrudur.

III. öncül doğrudur.

X elementi; hidrojen, Z; elementi lityumdur.

H elementi 1A grubunda bulunmasına rağmen alkali metal değildir. IV. öncül yanlıştır.

Cevap B

ANORGANİK KİMYA - 2

✓ Elektron Nokta Yapısı (Lewis Yapısı)

✎ Oktet Kuralı

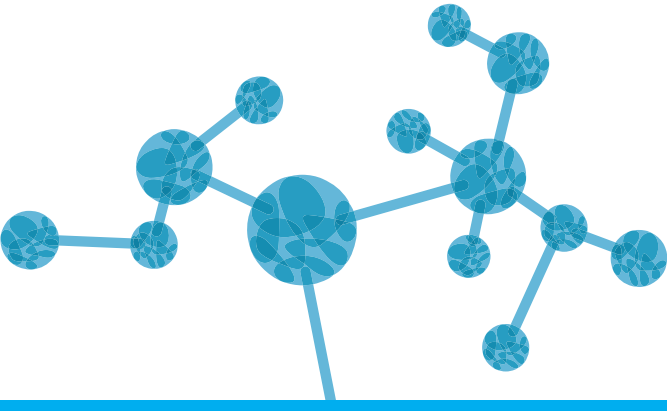
✓ Molekül Geometrisi ve Değerlik Bağı Elektron Çifti İtmesi (Vsepr) Kuralı

✎ VSEPR Kuramının uygulanması

✎ Çoklu Bağlar İçeren Yapılar

✓ Bağ Açıları, Bağ Uzunlukları, Bağ Türleri ve Bağ Enerjileri ile İlgili Bazı Önemli Noktalar

✓ Molekül Polarlığı



MOLEKÜL YAPISI

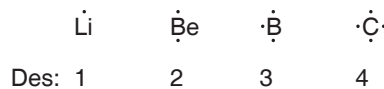
Atomlar, düşük enerjili yani daha kararlı olabilmek için bir araya gelerek molekülü, iyon köklerini veya iyonik kristalleri oluştururlar. Atomların elektronik yapıları ile oluşturdukları kimyasal bağlar arasında bir ilişki vardır. Periyodik çizelgede 8A grubunda bulunan soy gazların elektronik yapılarında son yörüngeleri tam olarak doludur. Bu durum soy gazlara bir kararlılık kazandırır ve soy gazların normal şartlar altında kimyasal tepkimeye girmesini, bağ oluşturmalarını engeller. Diğer elementlerin atomları da elektron dizilimlerini soy gaz atomlarının elektron dizilimine benzeterek kararlı yapılar oluşturma eğilimindedir. Elektron alışverişi yaparak veya ortaklaşa kullanarak kararlı olan bu elektron dizilimine ulaşmaya çalışırlar. Bu yaklaşım **Lewis kuramı** olarak tanımlanır. Lewis kuramının temel prensipleri şöyle sıralanabilir:

- ↳ Kimyasal bağ oluşumunda en dış kabukta yer alan elektronlar (değerlik elektronları) kullanılır.
- ↳ Atomların değerlik elektronlarını sekize tamamlayarak soy gazlardaki gibi kararlı elektron dizilimine ulaşmalarına **oktet kuralı** denir.
- ↳ Metal–ametal bileşiklerinde metal atomlarındaki değerlik elektronları ametal atomuna aktarılabilir. Bu durumda oluşan artı ve eksi yüke sahip iyonlar elektrostatik olarak birbirlerini çeker ve **iyonik bağ** oluşur.
- ↳ Ametal–ametal bileşiklerinde ise değerlik elektronlarından biri veya birkaçı atomlar arasında ortaklaşa kullanılır. Bu durumda oluşan bağa **kovalent bağ** denir. Elektronegatiflikleri aynı olan atomların oluşturduğu kovalent bağlara **apolar kovalent bağ** denir. Elektronegatiflikleri farklı olan atomların oluşturduğu kovalent bağlara ise **polar kovalent bağ** denir. Apolar kovalent bağlarda bağ elektronları her iki atom tarafından aynı miktarda çekilir. Polar kovalent bağlar da ise bağ elektronları, elektronegatifliği daha yüksek olan atom tarafından daha çok çekilir ve bu atoma daha yakındır.

1. Elektron Nokta Yapısı (Lewis Yapısı)

Atomların sembollerinin ve molekülün formüllerinin değerlik elektronları ile birlikte gösterimine **Lewis nokta yapısı** denir.

- ↳ Lewis simgeleri baş grup elementleri için yaygın olarak kullanılır, fakat geçiş elementleri için genellikle kullanılmaz.
- ↳ Lewis gösteriminde, değerlik elektronları birer nokta ile gösterilir ve bu noktalar element sembolünün çevresine koyulur. Elektronlar ilk olarak sembolün dört ayrı köşesine teker teker yerleştirilir. (DES: Değerlik Elektron Sayısı)



- Değerlik elektron sayısı 5 veya daha fazla ise elektronlar ilk dördünün yanına eşleştirilerek yerleştirilir.

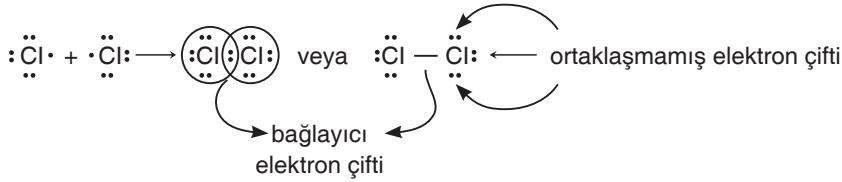


- Periyodik sistemdeki elementlerin grup numaraları aynı zamanda onların değerlik elektron sayılarını verir. Periyodik tablodaki bazı elementlerin grup numaraları ve Lewis nokta yapıları aşağıda verilmiştir.

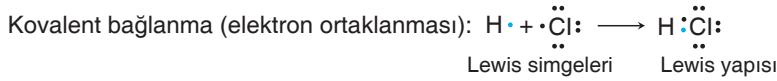
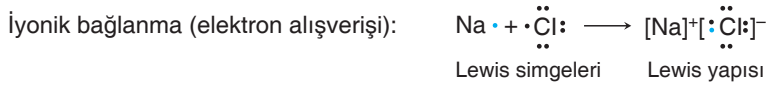
1	2	13	14	15	16	17	18
IA	IIA	IIIA	IVA	VA	VIA	VIIA	VIIIA
$\cdot\text{H}\cdot$	$\cdot\text{Be}\cdot$	$\cdot\text{B}\cdot$	$\cdot\dot{\text{C}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{N}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{O}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{F}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{He}}\cdot$
$\cdot\text{Li}\cdot$	$\cdot\text{Mg}\cdot$	$\cdot\text{Al}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{Si}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{P}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{S}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{Cl}}\cdot$	$\cdot\ddot{\text{Ar}}\cdot$

Elementler Lewis sembollerinde yer alan **tek elektron** sayısı kadar bağ yapabilir. Örneğin azot atomu üzerinde görülen üç elektron ile üç bağ yapabilir. Neon üzerinde bağ yapabilecek eşleşmemiş elektron bulunmadığı için bağ yapmaz.

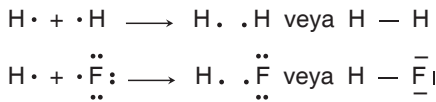
- Kovalent bağdaki ortaklaşa kullanılan elektron çiftlerine bağlayıcı (ortaklanmış) elektron çifti denir. Ayrıca bazı moleküllerde atomlar üzerinde **bağ yapmayan elektron çiftleri** (ortaklanmamış elektron çifti veya **yalın çift**) de bulunabilir. Bu elektronlar atomları bir arada tutmak için doğrudan bağ yapmazlar ancak molekülün şekline ve etkinliğine katkıda bulunurlar.



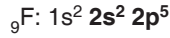
- Bileşiklerin Lewis yapısı kimyasal bağdaki elektron alış verişini ya da ortaklanmasını gösteren Lewis simgelerinin bir araya gelmesiyle oluşur.



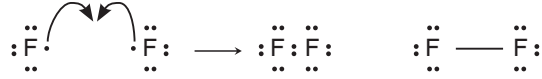
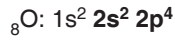
- Bir molekülün Lewis nokta yapısında, iki atom arasındaki bağlar veya ortaklanmamış elektron çiftleri birer çizgi şeklinde de gösterilebilir.



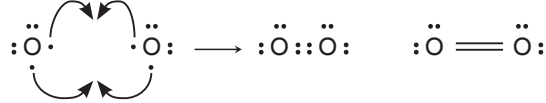
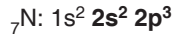
Bazı basit moleküllerin oluşumu ve Lewis formüllerinin yazılması.

F₂ molekülü

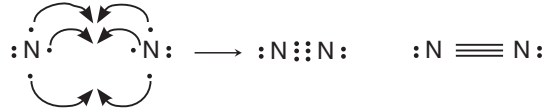
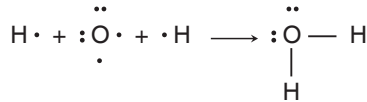
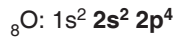
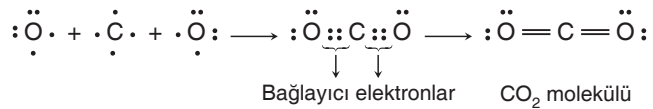
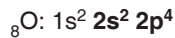
Değerlik elektron sayısı 7'dir. İki flor atomunun Lewis yapısında da birer eşleşmemiş elektron olduğu görülür. Bu elektronlar ortaklaşa kullanıldığında flor atomları arasında **bir** kovalent bağ oluşur.

**O₂ molekülü**

Değerlik elektron sayısı 6'dır. İki oksijen atomunun Lewis yapısında da ikişer eşleşmemiş elektron olduğu görülür. Bu elektronlar ortaklaşa kullanıldığında oksijen atomları arasında **iki** kovalent bağ oluşur.

**N₂ molekülü**

Değerlik elektron sayısı 5'dir. İki azot atomunun Lewis yapısında da üçer eşleşmemiş elektron olduğu görülür. Bu elektronlar ortaklaşa kullanıldığında azot atomları arasında **üç** kovalent bağ oluşur.

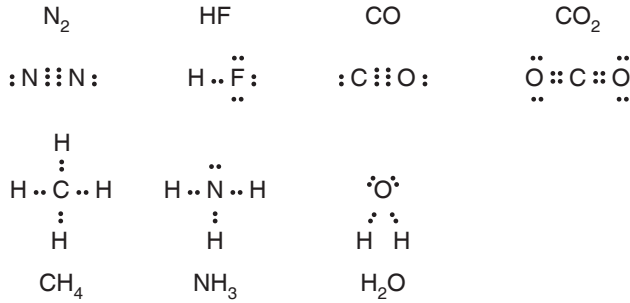
**H₂O molekülü****CO₂ molekülü****NOT**

Lewis yapıları sadece moleküldeki atomlar arasındaki bağları gösterir. Bağ açılarını, bağ uzunluklarını açıklayamaz. Ayrıca oktet kuralına uymayan yapıları açıklamakta yetersiz kalır.

1.1. Oktet Kuralı

Atomlar kimyasal tepkimeler sonucunda, son yörüngelerindeki elektron sayılarını kendilerinden sonra soy gazın kararlı yapısına benzetmek ister. Helyumun son yörüngesinde iki, diğer soy gazların son yörüngesinde ise sekiz elektron vardır. Küresel simetrik olan bu elektronlar kapalı kabuk yapısına sahiptir ve bu nedenle soy gazlar düşük enerjili kararlı yapılardır. Moleküller oluşurken hidrojen değerlik elektron sayısını ikiye, diğer atomlar ise sekize tamamlamak ister. Atomların elektron alışverişi yaparak veya elektronlarını ortaklaşa kullanarak değerlik kabuğundaki elektron sayılarını sekize tamamlamasına **oktet kuralı**, hidrojenin ikiye tamamlamasına ise **dublet kuralı** denir.

🔗 Oktet kuralına uyan bazı moleküllere örnek verilmiştir.



NOT

Bileşik oluşturan tüm atomların oktet kuralına uyması gerektiği şeklinde yanlış bir düşünce vardır. Gerçekte oktet kuralına ikinci periyot elementlerinden bazıları olan karbon, azot ve oksijen içeren bileşikler (birde bunların yanında bulunan hidrojen veya halojenler) uymak zorundadır. Diğer elementler ise oktet kuralına genellikle uymazlar.

1.1.1. Oktet Kuralına Uyan Bileşiklerin Lewis Yapılarının Belirlenmesi:

🔗 Bu kurallar yalnızca karbon, azot, oksijen ve flor içeren (bunların yanında hidrojen ve halojenlerde olabilir) bileşikler için geçerlidir.

Oktet kuralına uyan moleküllerin Lewis yapılarının bulunmasında aşağıdaki kurallar geçerlidir.

1. İlk olarak molekülün **iskelet yapısı** öngörülmalıdır. Atomların birbirlerine bağlanması ile ilgili bir diziliş verilmemiş ise en elektropozitif atom (genellikle en çok bağ yapan) merkez atomdur.
2. Moleküldeki atomların toplam değerlik elektron sayısı bulunur.
3. Moleküldeki tüm atomların oktet kuralına uyabilmesi için gerekli olan toplam elektron sayısı bulunur. Bunun için hidrojen dışındaki atomların sayısı 8 ile çarpılır, hidrojen sayısı ise 2 ile çarpılarak toplanır.
4. Molekülde bulunan bağ sayısı hesaplanır. Bunun için gerekli olan toplam elektron sayısından (3'de bulunan), toplam değerlik elektron sayısı (2'de bulunan) çıkartılır ve ikiye bölünür.

$$\text{Bağ Sayısı: (ger. olan top. e. sayısı - top. değ. e. sayısı)/2}$$

5. Atomlar bulunan bağ sayısını içerecek şekilde birbirine bağlanır.
6. Oktet kuralına uyacak şekilde tüm atomların etrafına bağ yapmayan elektronlar yerleştirilir.

NOT

Karbon atomu içeren bileşiklerde karbon her zaman merkez atomdur.



HCN molekülünün Lewis gösterimi nasıldır? (H:1A, C:4A, N:5A)

Çözüm:

Her bir adım sıra ile uygulanır.

1. Adım: Elektronegatifliği düşük olan ve en fazla bağ yapabilen karbon merkez atomdur.
2. Adım: Hidrojen değerlik elektron sayısı 1, karbonun 4 ve azotun 5'dir. Bu durumda HCN molekülünde toplam değerlik elektron sayısı = 1 + 4 + 5 = 10 olarak bulunur.
3. Adım: Hidrojenin dubleti tamamlaması için 2, diğerlerinin oktetini tamamlaması için 8'er elektrona ihtiyaç vardır. HCN molekülü için gerekli olan elektron sayısı = 2 + 8 + 8 = 18'dir.

4. Adım: Bağ sayısı bulunur. $BS = (18-10)/2=4$ bağ bulunmalıdır.

5. Adım: Merkez atom ortaya gelecek şekilde molekülün iskelet yapısı yazılır. Atomlar arasına toplam 4 bağ yerleştirilir. $H - C \equiv N$

Genellikle karbon dört, azot üç bağ yaptığı için karbon–azot arasına üçlü bağ koyulmuştur.

6. Adım: Yukarıdaki yapıda hidrojen dubletini, karbon da oktetini tamamlamıştır. Ancak azotun etrafında 6 elektron bulunur. Bu nedenle azot üzerine bir elektron çifti koyularak oktetini tamamlaması sağlanır.



HNCO molekülünde atomlar verildiği şekilde birbirine bağlı olduklarına göre Lewis yapısı nasıldır? (H:1A, C:4A, N:5A, O:6A)

Çözüm:

1. Atomların bağlanma sırası molekülde verildiği şekildedir.
2. Toplam değerlik elektron sayısı = 1+5+4+6 = 16 değerlik elektronu vardır.
3. Gerekli olan toplam elektron sayısı = 2 + 8 + 8 + 8 = 26 elektron gereklidir.
4. $BS = (26 - 16)/2 = 5$ bağ bulunur.

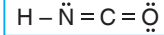
5. $H - N - C - O$

iskelet yapıda atomlar 3 bağ ile birbirine bağlanmış. İki bağ daha eklenmelidir. Azot 3, karbon 4 ve oksijen 2 bağ yapacak şekilde,



ikili bağlar çizilir.

6. Her bir atomun etrafına oktetini tamamlayacağı kadar elektron çifti yerleştirilirse, Lewis



yapısı yazılmış olur.



H₂CO₃ molekülünün Lewis gösterimi ile ilgili;

- I. Merkez atom karbondur.
- II. Atomlar arasında toplam 8 kovalent bağ bulunur.
- III. Tüm oksijen atomları oktetini tamamlamıştır.

yargılarından hangileri doğrudur? (H:1A, C:4A, O:6A)

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve III
D) II ve III E) I, II ve III

Çözüm:

En çok bağ yapan ve en elektropozitif atom olan karbon merkez atomdur. Bileşik oktet kuralına uyan hidrojen, karbon ve oksijenden oluştuğu için Lewis yapısının belirlenmesinde yukarıdaki kurallar uygulanır. Hidrojen değerlik elektron sayısı 1, karbonun 4 ve oksijenin 6 dır.

Bu durumda H₂CO₃ molekülünde toplam değerlik elektron sayısı = (2x1) + 4 + (3x6) = 24 olarak bulunur.

Hidrojenin dubleti tamamlaması için 2, diğer atomların oktetini tamamlamaları için 8'er elektrona ihtiyacı vardır.

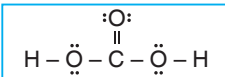
Tüm molekül için gerekli olan toplam elektron sayısı

= (2x2) + 8 + (3x8) = 36 olarak bulunur.

Bağ sayısının bulunması için gerekli olan toplam elektron sayısı ile toplam değerlik elektron sayısı arasındaki fark ikiye bölünür. Bu durumda bağ sayısı $BS = (36 - 24) / 2 = 6$ olarak bulunur.

İskelet yapıda karbon merkez atomdur ve hidrojenler oksijenlerin ucuna yerleştirilmiştir. $H - O - \overset{\overset{O}{\parallel}}{C} - O - H$ Ancak toplam 5 bağ kullanılmıştır ve 1 bağ daha yerleştirilmelidir. Bu durumda normal şartlarda karbonun 4, oksijenin iki bağ yaptığı düşünülürse C – O arasındaki bağ C = O şeklinde ikili

bağa dönüştürülür. $H - O - \overset{\overset{O}{\parallel}}{C} - O - H$ Böylece atomların dizilişleri ve bağ sayıları tamamlanmış olur. Son olarak her bir atomun etrafına oktetini tamamlayacağı kadar elektron çifti yerleştirilirse, Lewis yapısı belirlenmiş olur. I ve III. öncüller doğrudur.



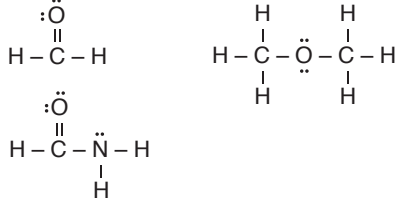
Cevap C



CH₂O, CH₃OCH₃ ve HCONH₂ organik bileşiklerinin Lewis formülleri nasıldır? (1H, 6C, 7N, 8O)

Molekül	Top. değ. e sayısı	Gerekli e sayısı	Bağ sayısı
CH ₂ O	4+2+6 = 12	8+4+8 = 20	4
CH ₃ OCH ₃	4+3+6+4+3 = 20	8+6+8+8+6 = 36	8
HCONH ₂	1+4+6+5+2 = 18	2+8+8+8+4 = 30	6

Çözüm:



İyonların Lewis Yapısı: İyonların Lewis yapıları yazılırken anyon ise yükü toplam değerlik elektron sayısına eklenir, katyon ise yükü toplam değerlik elektron sayısından çıkartılır.

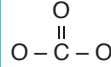


CO₃²⁻ iyonunun Lewis yapısını çiziniz. (6C, 8O)

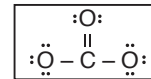
Çözüm:

1. Karbon merkez atomdur.
2. Toplam değerlik elektron sayısı = 4 + (3.6) + 2 = 24 değerlik elektronu vardır. (+2 katkısı karbonat anyonunun yükü olan 2-’den gelmektedir.)
3. Gerekli olan toplam elektron sayısı = 8+(3.8) = 32 elektron gereklidir.
4. BS = (32 – 24)/2 = 4 bağ bulunur.

5. O – C – O iskelet yapıda üç bağ vardır. Ancak 4 bağ yaptığı hesaplanmıştır. Bu nedenle herhangi bir oksijen atomu ile karbon arasına bir tane ikili bağ konur.



6. Her bir atomun etrafına oktetini tamamlayacağı kadar elektron çifti yerleştirilirse, Lewis yapısı yazılmış olur.



Formal Yük

Lewis yapısı yazılan molekülde bulunan bir atom için bağın polarlığı dikkate alınmadan elektron çiftlerinin eşit şekilde dağılması varsayımına dayanılarak hesaplanan yükür.

- Bunun yanında, formal yük ile yükseltgenme basamağı terimlerini birbirine karıştırmamak gerekir. Her ikisi de bağı oluşturan elektron çiftlerinin dağılımını ifade eder. Yükseltgenme basamağında bağın polarlığı dikkate alınmaktadır. Ancak formal yük hesaplanırken bağın polarlığı dikkate alınmadan bağı oluşturan elektronların her iki atom tarafından eşit olarak paylaşıldığı kabul edilir. Formal yükler gerçek yükler olmayıp, sadece uygun Lewis yapılarının bulunmasında kolaylık sağlayan bir elektron dağılım dengesidir.
- Bir iyonu oluşturan atomların formal yüklerinin toplamı iyonun yüküne eşittir. Nötr moleküllerde formal yüklerin toplamı sıfıra eşittir.

Formal yük hesaplanırken şu formül kullanılır.

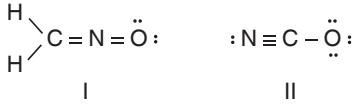
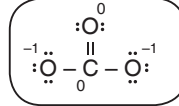
NOT

Bazen atomlar beklediğimizden daha az veya daha çok bağ yapabilirler. Bu durum o atomların belli bir formal yükünün olduğunu gösterir.

Formal yük: Grup numarası – Ortaklaşmamış elektron sayısı – Bağ sayısı

Yukarıdaki örnekte CO_3^{2-} iyonunun Lewis yapısı $\text{:}\ddot{\text{O}}\text{--}\overset{\text{O:}}{\underset{\text{||}}{\text{C}}}\text{--}\ddot{\text{O}}\text{:}$ şeklinde bulunmuştu. Buradaki her bir atomun formal yükü şöyle hesaplanır.

$$\begin{array}{l} \text{FY: } 6 - 6 - 1 = -1 \leftarrow \text{:}\ddot{\text{O}}\text{--}\overset{\text{O:}}{\underset{\text{||}}{\text{C}}}\text{--}\ddot{\text{O}}\text{:} \rightarrow \text{FY: } 6 - 4 - 2 = 0 \\ \downarrow \\ \text{FY: } 4 - 4 - 0 = 0 \end{array}$$



Yukarıdaki molekül ve iyonlardaki azot atomlarının formal yükü aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

	I	II
A)	-1	0
B)	+1	0
C)	0	+1
D)	0	-1
E)	+1	-1

Çözüm:

$$\text{FY}_{\text{N(I)}} = 5 - 4 - 0 = +1$$

$$\text{FY}_{\text{N(II)}} = 5 - 3 - 2 = 0$$

Cevap B

Rezonans

Bir molekül formülünde, bağ elektronlarının veya ortaklanmamış elektronların yerlerinin değişmesi ile oluşan farklı her bir Lewis yapısına “**rezonans sınır formülü**” denir.

NOT

Gerçekte molekül yapısı tüm rezonans yapıların bir karışımı halindedir.

- ↗ Bu yapıların rezonans olması için atomların sayıları ve dizilişlerinin aynı olması gerekir. Değişen yalnızca çoklu bağların veya bağ yapmayan elektronların yerleridir.
- ↗ Rezonans yapılar (rezonans sınır formülleri) arasında çift yönlü rezonans oku ($\leftrightarrow$) kullanılır.



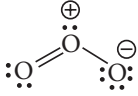
O₃ molekülüne ait Lewis formülünü yazarak rezonans yapıları gösteriniz. (8O)

Çözüm:

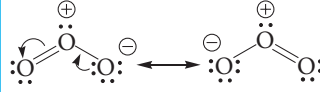
Toplam değerlik elektron sayısı: $6 \times 3 = 18$ değerlik elektronu var.

Gerekli olan toplam elektron sayısı = $3 \times 8 = 24$ elektron gereklidir.

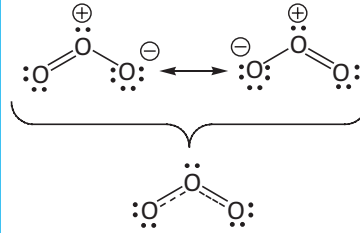
Bağ sayısı = $(24 - 18)/2 = 3$ bağ yapabilir. Oksijen atomları arasına üç bağ koyulur ve her bir atom oktetini tamamlayacak şekilde bağ yapmayan elektron çiftleri yerleştirilir.



Ozon için çizilen bu Lewis formülünde çift bağın yeri değiştirilerek bir başka yapı daha çizilebilir. Bu gerçekleşirken sağdaki oksijen atomu üzerindeki bağ yapmayan bir elektron çifti ortadaki oksijen ile bağ oluştururken ikili bağ elektronları ise soldaki oksijen atomu üzerine açılmaktadır.



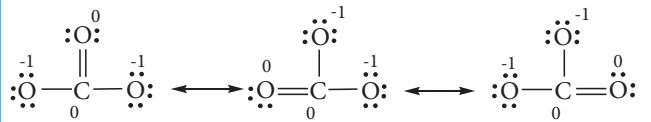
Her iki Lewis yapısında da, bir tek bağ ve bir de çift bağ bulunmaktadır. Bu durumda kuvvetli olan ikili bağ kısa ve daha zayıf olan birli bağ uzun olmalıdır. Ancak deneysel sonuçlar, yapıdaki her iki bağ uzunluğunun birbirine eşit olduğunu ve bu bağın ikili bağ ile birli bağ uzunluğu arasında bir değere sahip olduğunu göstermektedir (128 pm). O halde molekülün gerçek yapısı bu iki rezonans yapının bir karışımıdır.



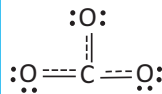
CO₃²⁻ iyonuna ait kaç rezonans yapı önerilebilir?

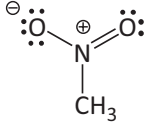
Çözüm:

CO₃²⁻ iyonuna ait üç farklı rezonans yapı önerilebilir.



Yukarıda yazılan rezonans yapılar birbiri ile özdeşdir. Bu nedenle her üç yapının gerçek yapıya katkısı eşittir.

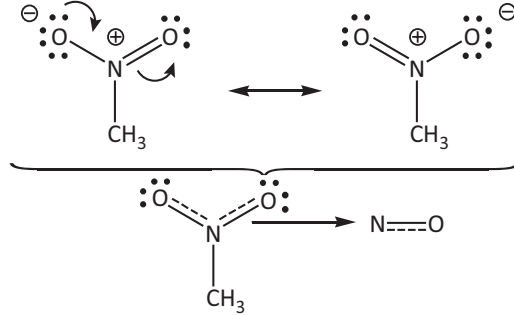




Yanda formülü verilen nitrometan bileşiğinde deneysel olarak kaç farklı N–O bağ uzunluğu ölçülmesi beklenir?

- A) 5 B) 4 C) 3 D) 2 E) 1

Çözüm:



Özdeş rezonans formüllerin gerçek yapıya katkısı eşittir. Bu nedenle N–O bağından kısa, N=O bağından uzun bir tek bağ uzunluğu ölçülür.

Cevap E

Kararlı Rezonans Yapılarının Belirlenmesi

Yukarıda verilen örneklerde rezonans yapıların gerçek yapıya katkısı eşittir. Bazı moleküllerin rezonans yapılarının gerçek yapıya katkısı birbirinden farklıdır. Bir yapının enerjisi ne kadar düşük ise o kadar kararlı bir yapıdır ve gerçek yapıya katkısı o kadar fazladır. Rezonans yapıların katkılarının (kararlılıklarının) belirlenmesinde şu kurallar dikkate alınmalıdır.

- ☞ Formal yükler mümkün olduğunca en az olmalıdır.
- ☞ Elektronegativitesi yüksek olan atomların formal yüklerinin negatif, elektronegativitesi daha düşük olan atomların ise formal yüklerinin pozitif olması gerekir.
- ☞ Komşu atomlarda aynı işaretli formal yüklerin bulunduğu yapılar olası değildir.
- ☞ Mümkünse moleküldeki aynı tür atomların aynı formal yüke sahip olmalarına dikkat edilir.



N₂O molekülü için yazılabilecek rezonans yapılar nelerdir? Hangi rezonans yapının gerçek yapıya katkısı daha fazladır? (₇N, ₈O)

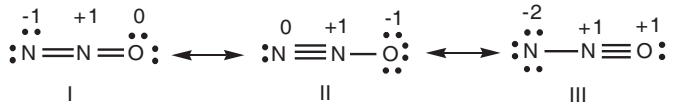
Çözüm:

Toplam değerlik elektron sayısı: (2x5) + 6 = 16 değerlik elektronu var.

Gerekli olan toplam elektron sayısı = (2x8) + 8 = 24 elektron gereklidir.

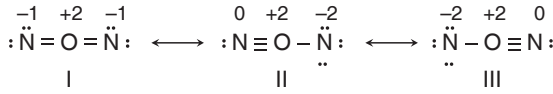
Bağ sayısı = (24 – 16)/2 = 4 bağ yapabilir.

Daha elektropozitif olan azot atomu merkez atomdur. Aşağıdaki üç rezonans yapı yazılabilir.



Gerçek yapıya katkısı en fazla olan (en kararlı olan) rezonans yapıyı bulmak için formal yüklere bakılır. En kararlı yapı mümkün olduğunca az formal yük içermelidir. Bu durumda III. yapının katkısı çok azdır. Oksijen azota göre daha elektronegatifdir. Bu nedenle negatif formal yük oksijen atomu üzerinde olduğunda yapı daha kararlı hale gelir ve II. yapı I. yapıdan daha kararlıdır. Gerçek yapıya en fazla katkı sağlayan II. rezonans sınır formülüdür.

Yukarıda ki örnekte oksijenin merkez atom olduğu rezonans formüllerinin neden yazılmadığı sorusu akla gelebilir. Oksijene göre elektronegativitesi daha düşük olan azot merkez atom olarak seçilmiştir. Rezonans yapılar yazıldığında, daha elektronegatif olan oksijen atomunun merkez atom olduğunda yapının neden kararsız olduğu görülür.



Her üç yapıda da elektronegatifliği yüksek olan oksijen atomu pozitif formal yüke sahipken azot atomu negatif formal yük kazanmıştır. Oksijen atomu bağ elektronlarını azota göre daha fazla kendine doğru çeker. Bu nedenle de negatif değerlik alma eğilimindedir. Bu rezonans formüller çok kararsızdır ve geçerli değildir.

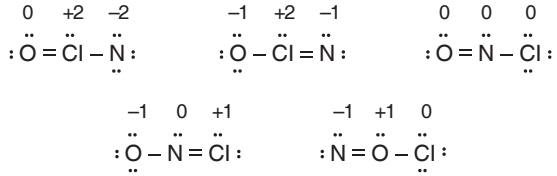


Aşağıdakilerden hangisi nitrozil klorür (NOCl) molekülü için en uygun Lewis yapısıdır?

- A) $\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{Cl}}-\ddot{\text{N}}:$ B) $\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{Cl}}=\ddot{\text{N}}:$
 C) $\ddot{\text{O}}=\ddot{\text{N}}-\ddot{\text{Cl}}:$ D) $\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{Cl}}:$
 E) $\ddot{\text{N}}=\ddot{\text{O}}-\ddot{\text{Cl}}:$

Çözüm:

En uygun yapının belirlenmesi için formal yükler bulunmalıdır.



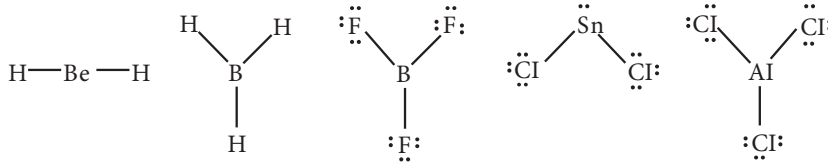
C yapısında en elektropozitif atom olan azot merkez atomdur. Ayrıca her üç atomunda formal yükü sıfırdır. Bu nedenle en kararlı yani en uygun Lewis yapısı bu formüldür.

Cevap C

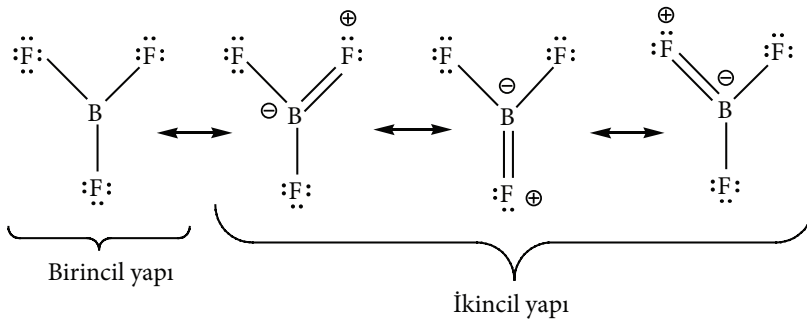
1.1.2. Oktet Kuralından Sapmalar

a. Oktet Boşluğu Bulunan Yapılar

Eksik oktetli yapılar bazı berilyum, bor, alüminyum ve kalay bileşikleriyle sınırlıdır. Bu atomların son yörüngelerinde çoğu zaman sekiz elektrondan daha az sayıda elektron bulunur. Bu tür bileşiklerde **oktet boşluğu** (eksikliği) vardır. Aşağıdaki örneklerde berilyumun etrafında dört, bor, alüminyum ve kalayın etrafında 6'şar elektron vardır.



☞ BH_3 molekülü için yalnızca yukarıdaki Lewis formülü yazılabilir. Ancak BF_3 molekülünde başka rezonans yapılar da mümkündür. Her iki molekülde de Bor atomu üzerinde oktet boşluğu bulunmaktadır. BF_3 molekülünde Flor atomu kendi üzerinde bulunan bağ yapmayan bir elektron çiftini bor atomuna verirken BH_3 molekülünde hidrojen üzerinde bağ yapmayan elektron bulunmadığı için bunu yapamaz. Böylece oluşan yeni rezonans yapıda bor oktetini tamamlamıştır.

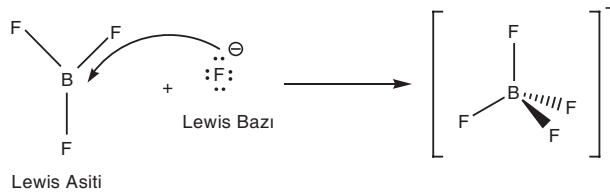


İkincil rezonans yapılarda doğadaki en elektronegatif atom olan flor üzerinde pozitif yük bulunmaktadır. Bu nedenle ikincil rezonans yapılar oldukça kararsızdır. Bu rezonans yapıların varlığı B–F bağ uzunluğunun deneysel olarak belirlenmesi ile kanıtlanabilir. Deneysel sonuçlar yapıda tek bağ uzunluğundan daha kısa bir tek B–F bağ uzunluğu olduğunu göstermektedir. Yani kararsız olmalarına rağmen bu yapıların az da olsa gerçek yapıya katkısı bulunmaktadır.

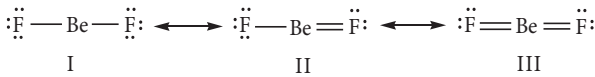
BF₃ molekülünde gerçek yapı, yukarıda yazılan rezonans yapıların bir melezidir. Oktet boşluğu olmasına rağmen birincil yapının gerçek yapıya katkısı en fazladır.

Örnek

Oktet boşluğu olan yapıların en önemli özelliği Lewis asiti olarak davranmalarındır. Merkez atomlar üzerinde bulunan bu oktet boşluklarına Lewis bazları bir elektron çifti verecek bir asit–baz tepkimesi gerçekleştirebilir.

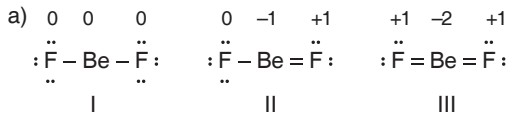


BeF₂ molekülünün aşağıda verilen rezonans sınır formülleri için



- Her bir atomun formal yükünü bulunuz.
- Oktet kuralına uyan merkez atomları belirleyiniz.
- Rezonans sınır formüllerin kararlılıklarını karşılaştırınız. Gerçek yapıya en fazla katkısı olan rezonans sınır formülü hangisidir?
- BeH₂ için benzer rezonans yapılar çizilebilir mi?

Çözüm:



- III. yapıda ise merkez atom oktet kuralına uyar.
- Kararlılıkları: I > II > III şeklindedir. Kararlılığı belirleyen atomların oktetini tamamlayıp tamamlaması değildir. Kararlı yapıyı bulmak için formal yüklere bakılır. Formal yük içermeyen I. yapısı en kararlı rezonans sınır formülüdür.
- H–Be–H yapısında Berilyum üzerinde oktet boşluğu vardır ama Hidrojen üzerinde bu boşluğu doldurabilecek ortaklanmamış elektron çifti yoktur. Bu nedenle benzer rezonans yapılar çizilemez.

b. Oktet Genişlemesi Bulunan Yapılar

- Üçüncü periyot ve sonrasında bulunan atomların temel hallerinde 3d orbitalinin enerjisi, değerlik orbitalleri olan 3s ve 3p orbitallerinin enerjilerine çok yakındır. Bu nedenle 3d orbitalide değerlik orbitali olarak davranabilir ve bu sayede sekizden fazla elektron bulundurabilir. Benzer şekilde daha sonraki periyotlarda bulunan elementlerde de benzer durum söz konusudur. Aşağıdaki örneklerde fosfor atomunda 10, ksenonda ise 12 elektron bulunur.



Oktet Kuralına Uymayan Bileşiklerin Lewis Yapılarının Belirlenmesi:

Karbon, azot, oksijen flor dışında başka atomları içeren bileşikler çoğu zaman oktet kuralına uymazlar. Bu bileşiklerde daha önce verilen kurallar ile bağ sayısı belirlemek yanlış sonuçlar verebilir. Bu nedenle bağ sayısı bulmadan yapı yazılmaya çalışılır. İlk olarak toplam değerlik elektron sayısı bulunur. İskelet yapı yazıldıktan sonra değerlik elektronları önce uç atomlara, kalan elektronlarda merkez atom üzerine bağ yapmayan elektron çifti olarak yazılır. Daha sonra farklı rezonans yapılar yazılıp yazılmayacağına bakılır. Bu yapılarda merkez atom oktet kuralına uymak zorunda değildir.

NOT

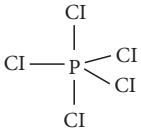
C, N, O ve F dışında başka bir tür atom içeren yapıların bağ sayısını bulmak yanlış sonuç verebilir.



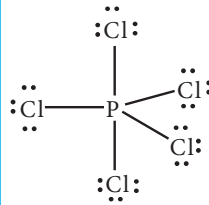
PCl₅ molekülünün Lewis yapısını yazınız. (15P, 17Cl)

Çözüm:

Bağ sayısını bulmadan işlem yapılır. Toplam değerlik elektron sayısı: $5 + (5 \times 7) = 40$ değerlik elektronu vardır. Merkeze fosfor atomu yazılır ve klorlar etrafına bağlanır.



Bu bağlarda toplam $5 \times 2 = 10$ elektron bulunur. Kalan $40 - 10 = 30$ elektron ise ilk olarak klor atomları etrafına oktetlerini tamamlayacak şekilde yerleştirilir.



Bağ yapmayan elektron çiftleri ile birlikte var olan toplam 40 değerlik elektronu da yerleştirilmiş olur. Merkez atom üzerinde toplam 10 bağ elektronu bulunmaktadır. Fosfor atomu değerlik orbitalleri olan 3s ve 3p'nin yanı sıra 3d orbitallerinde kullanarak oktet genişlemesi yapmıştır.

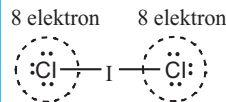
Oktet kuralına uyan yapılar için geçerli kurallar kullanıldığında 4 bağ bulunduğu sonucuna varılırdı. Fosfora 5 klor atomunun 4 bağ ile bağlanması mümkün değildir. Bu nedenle oktet kuralından sapan atomların bulunduğu yapılarda bağ sayısı bulmaya çalışmak yanlış sonuca götürebilir.



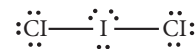
ICl₂⁻ iyonunun Lewis yapısını yazınız. (I:7A, Cl:7A)

Çözüm:

Toplam değerlik elektron sayısı: $7 + (2 \times 7) + 1 = 22$ değerlik elektronu vardır. Merkeze iyot atomu yazılır ve klorlar etrafına bağlanır. Bağ yapmayan elektronlar ise ilk olarak klor atomları etrafına oktetlerini tamamlayacak şekilde yerleştirilir.



Toplam 16 elektron kullanılmıştır. Kalan 6 elektron ise merkez atom üzerine çiftler halinde yerleştirilir.

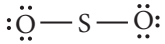




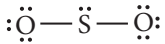
SO₂ molekülünün Lewis yapısını yazınız. (₈O, ₁₆S)

Çözüm:

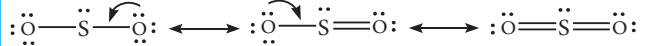
Toplam değerlik elektron sayısı: 6+(2x6)=18 değerlik elektronu bulunur. Merkezde bulunan kükürt atomuna oksijenler bağlanır. Oksijenler oktetini tamamlayacak şekilde elektronlar yerleştirilir.



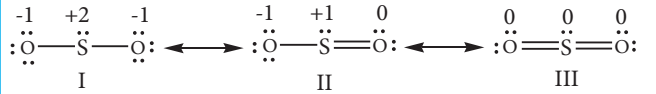
4 bağ elektronu ve 12'de bağ yapmayan elektron olmak üzere toplam 16 değerlik elektronu kullanılmıştır. Kalan iki elektron ise kükürt atomu üzerine yerleştirilir.



Bu yapı SO₂ molekülüne ait bir rezonans sınır formülüdür. Ancak gerçek yapıyı oluşturan hatta daha fazla katkı sağlayan başka rezonans yapılar da vardır. Oksijen üzerindeki bağ yapmayan ortaklaşmamış elektron çiftleri kükürt ile bağ yapacak şekilde kapanarak diğer rezonans yapılar yazılır.



İlk yapıda oktet boşluğu, üçüncü yapıda ise oktet genişlemesi vardır. Yalnız ikinci yapıdaki tüm atomlar oktet kuralına uymaktadır. Gerçek yapı, bu üç rezonans yapının bir hibritidir. Ancak herbirinin gerçek yapıya katkısı eşit değildir. Hangi yapının daha kararlı ve gerçek yapıya katkısının daha fazla olduğunun anlaşılması için formal yüklere bakmak gerekir.



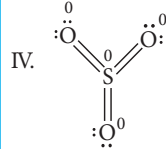
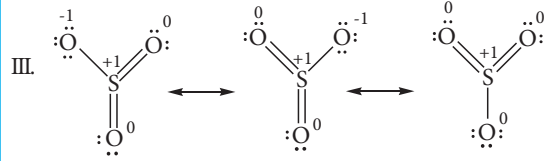
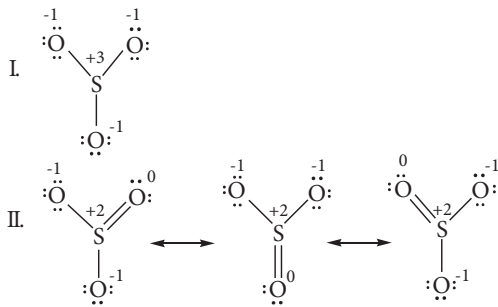
Üçüncü yapıda her üç atomun da formal yükü sıfırdır. En fazla katkısı olan yapı üçüncü yapıdır. En kararsız ise birinci yapıdır. Bu örnekte de görüldüğü gibi atomları oktet kuralına uymayan yapılar oktet kuralına uyan rezonans yapılardan daha kararlı olabilir.



SO₃ molekülünün Lewis yapısını yazınız. (₈O, ₁₆S)

Çözüm:

Toplam değerlik elektron sayısı: 6+(6x3)=24 değerlik elektronu vardır.



Bu yapılardan en kararlısı formal yük içermeyen IV. yapıdır. Deneyel olarak da bağ uzunluklarının ölçülmesi ile bu durum kanıtlanmıştır.

NOT

Merkez atom (+) ve ona bağlı olan atom (-) formal yüke sahip ise (-) yüklü atomdaki bir elektron çifti kullanılarak bir bağ oluşturulur. Bu durumda formal yükler azalır ve daha kararlı bir yapı oluşur.

Formal yüklerin en az olduğu yapılar en kararlı rezonans yapılardır. Bazı yapılarda formal yüklerin sıfır olması durumunda oktet kuralından sapmalar olabilir. Örneğin yukarıdaki örnekte IV. yapıda kükürt etrafında 12 elektron vardır ve oktetini aşmıştır. Buna rağmen tüm formal yükler sıfır olduğu için diğer rezonans yapılardan daha kararlıdır.

c. Radikalik Yapıdaki Moleküller

Bir molekülün değerlik elektronları sayısı tek ise Lewis yapısında bir eşleşmemiş elektron bulunur yani radikalik yapıdadır. Yapısında bir yada daha fazla sayıda eşleşmemiş tek elektron bulunduran bu radikalik yapılar oldukça kararsız, yüksek enerjili yapılardır. Bu nedenle çok hızlı bir şekilde tepkimeye girerler. Genellikle de dimerleşerek başka bir bileşiğe dönüşürler.

Örneğin; NO molekülünde toplam 11 değerlik elektronu vardır. Tek sayıda elektron içerdiğine göre radikalik bir yapı olmalıdır. Bağ sayısı hesaplanırsa,

$BS = (16 - 11)/2 = 2,5$ bağ bulunur. Bu tür bileşiklerde bağ sayısı hesaplandığında kesirli sayılar bulunur. Gerçekte ölçülen bağ uzunluğu da 2,5 değerini doğrulamaktadır. Ancak gösterim için virgülden sonraki kısım atılarak 2 bağ yapıyor gibi düşünülür.

Elektropozitif atom üzerine tek elektron gelecek şekilde Lewis formülü yazılır.



NOT

Tek elektronların hareketi gösterilirken yarım uçlu okların ($\rightarrow$) kullanılmasına dikkat edilir.



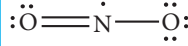
NO₂ molekülünün Lewis yapısı nasıldır?

Çözüm:

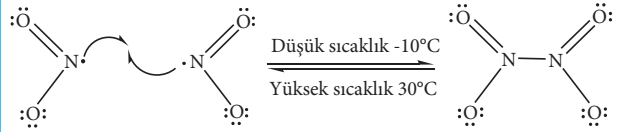
Toplam değerlik elektron sayısı: $5 + (6 \times 2) = 17$ değerlik elektronu vardır. Tek sayıda elektron içerdiği için radikalik yapıdadır.

Olmaları gereken elektron sayısı: $8 + (2 \times 8) = 24$ elektron bulunmalıdır.

Bağ sayısı: $(24 - 17)/2 = 3,5$ bağ bulunur. Bu durumda 3 bağ yaptığı düşünülür. Merkez atom olan azot etrafına iki oksijen atomu bağlanır. Değerlik elektronları uç atomlara oktet kurallarına uygun şekilde dağıtıldığında azot atomu üzerine yerleştirilecek tek elektron kalır.



Radikalik yapıdaki molekül yüksek enerjili ve kararsızdır. Bu nedenle dimerleşerek daha kararlı hale geçebilir.



2. Molekül Geometrisi ve Değerlik Bağ Elektron Çifti İtmesi (Vsepr) Kuralı

Lewis yapıları moleküller hakkında birçok bilgi verir ancak molekülün gerçek geometrisi hakkında tam bir fikir veremez. Molekül geometrisi, moleküldeki atomların üç boyutlu yapısına yani hangi atomun hangi atoma bağlandığını ve atomlar arasındaki yaklaşık bağ açılarını gösterir.

Bir molekülün şeklini (geometrisini),

- 🔗 merkez atomu üzerinde bağ yapmış veya ortaklanmamış elektron çiftleri,
- 🔗 merkez atomun etrafındaki atomların üç boyutlu yerleşme düzeni ve
- 🔗 bağlar arasındaki açılar belirler.

Moleküllerin fiziksel ve kimyasal özelliklerini etkileyen molekül şekilleri, deneysel olarak X-ışınları analizi, Infrared (IR), Raman, Nükleer Magnetik Rezonans (NMR) gibi spektroskopik yöntemler kullanılarak belirlenebilir. Teorik olarak ise molekül geometrisi Değerlik Bağ Elektron Çifti İtmesi (VSEPR) Kuramı yardımı ile tahmin edilir.

VSEPR kuramı, bir moleküldeki merkez atom üzerindeki bağ yapan veya bağ yapmayan tüm elektron çiftleri arasındaki itme kuvvetlerini dikkate alarak molekül geometrisini tahmin etmekte kullanılan kurallardır. Bu kurama göre, elektron çiftleri arasında minimum itmenin olduğu molekül geometrisi en kararlı yapıdır.

VSEPR kuramına göre,

➤ Merkez atomun etrafındaki bağ yapan elektron çiftleri (BEÇ) ve ortaklanmamış elektron çiftleri (OEÇ) aralarındaki itmeler dikkate alınır. Çünkü her ikisi de eksi yüklü elektronlardır ve elektrostatik olarak birbirini iterler. Bu durumda OEÇ ve BEÇ birbirlerinden en uzak konumda olmak ister ve molekül geometrisini oluşturur.

➤ Elektron çiftleri arasındaki itme kuvvetlerinin büyüklüğü;

➤ $OEÇ-OEÇ > OEÇ-BEÇ > BEÇ-BEÇ$ şeklindedir.

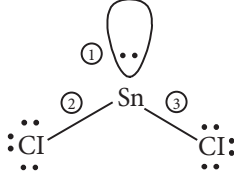
Bağ yapmayan elektron çiftleri, bağ yapan elektronlara göre merkez atoma daha yakındır. Bu nedenle bağ yapmamış elektron çiftlerinin diğer elektron çiftlerini itme gücü, bağ elektronlarının itme gücünden daha fazladır. Merkez atom üzerinde bağ yapmayan yani ortaklaşmamış elektron çiftleri sayısı arttıkça diğer bağ açıları küçülür.

➤ Birli, ikili ve üçlü bağlar arasındaki itme kuvvetleri sıralaması,

➤ üçlü bağ > ikili bağ > tekli bağ şeklindedir.



$SnCl_2$ molekülüne ait Lewis gösterimi aşağıda verilmiştir.



Bu molekül ile ilgili,

- I. 1 ile gösterilen elektronlar merkez atoma ait ortaklaşmamış elektron çiftidir.
- II. 2 ve 3 bağ elektronlarını gösterir.
- III. 1, 2 ve 3 elektronları merkez atoma eşit uzaklıktadır.
- IV. 1 ve 2 elektronları arasındaki itme kuvvetleri 2 ve 3 elektronları arasındaki itme kuvvetlerinden daha fazladır.

Yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) II ve III C) I ve IV
D) I, II ve IV E) I, II, III ve IV

Çözüm:

1, Kalayın ortaklaşmamış elektron çifti, 2 ve 3 ise bağ elektronlarıdır. Bağ elektronları klor tarafından da çekildiği için ortaklanmamış elektron çiftlerine göre kalaydan daha uzaktır.

İtme kuvvetleri $OEÇ - BEÇ > BEÇ - BEÇ$

Cevap D

Molekül geometrisinin belirlenmesinde aşağıdaki yol izlenir.

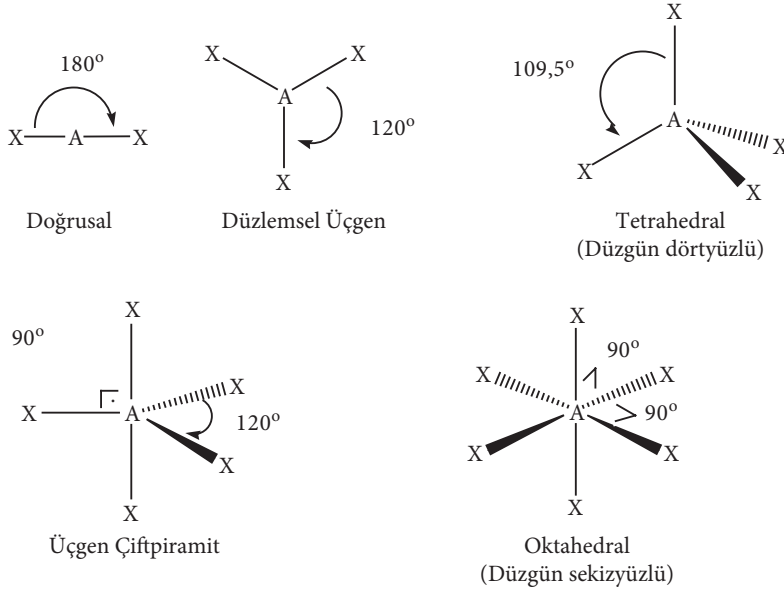
1. Molekülün Lewis yapısı çizilir.

2. Merkez atom etrafında bulunan OEÇ ve BEÇ sayısına bakılarak **elektron grubu geometrisi** belirlenir.

3. Elektron çiftleri, itmeler minimum olacak şekilde (birbirinden en uzak konumda) merkez atomu çevresine yerleştirilerek molekül geometrisi belirlenir.

➤ Merkezdeki atomu "A", bağlanan ligantları "X" ve ortaklaşmamış elektron çiftleri "E" olan bir molekül, " AX_mE_n " şeklinde ifade edilir.

- $m + n$ toplamı, elektron grubu geometrisini belirler.
- Ortaklaşmamış elektron çiftlerinin bulunmadığı ($E=0$) olduğu moleküller ideal geometridirler. İdeal molekül geometrileri aşağıdaki şekilde gösterilir.



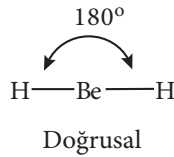
Merkez atomun etrafında ortaklanmamış elektron çiftlerinin bulunması halinde ideal geometrilerden sapmalar gözlenir. Tüm moleküllerin geometrik şekilleri bu ideal geometriler veya bunların bozulmuş halleridir.

2.1. VSEPR Kuramının uygulanması

Molekül geometrileri, merkez atomun etrafındaki elektron çiftleri göz önüne alınarak bulunur. Yani ilk olarak elektron grubu geometrisi belirlenir.

a. İki elektron çifti (AX_2)

Berilyum (Be) atomunun değerlik elektron sayısı ikidir. Hidrojenle oluşturduğu BeH_2 molekülünün Lewis yapısında, merkez atom olan Be üzerinde ortaklanmamış elektron çifti yoktur ($E=0$). Bu yüzden molekül yapısı AX_2 şeklindedir. Merkez atoma bağlı H atomları birbirine en uzak konum olan 180° 'lik açı oluşturacak şekilde yer alır. BeH_2 doğrusal (çizgisel) bir moleküldür.



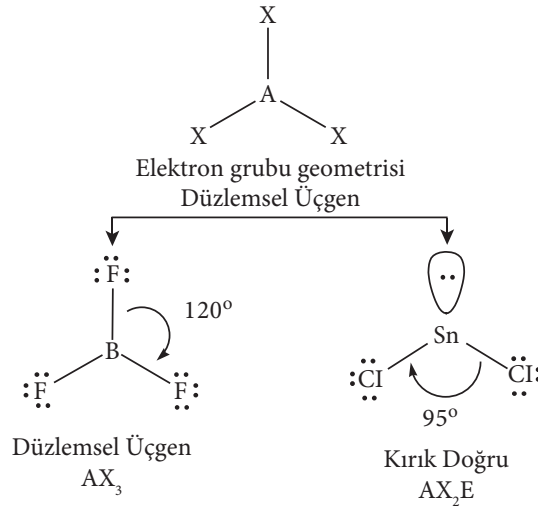
b. Üç elektron çifti (AX_3 , AX_2E)

Merkez atom üzerinde BEÇ ve OEÇ sayıları toplamı üçtür. Bu elektronların birbirlerinden en uzak noktalarda bulunması için molekülün elektron grubu geometrisi üçgen düzlemdir.

Molekül geometrisi ise üçgen düzlem veya üçgen düzlemin bozulmuş halidir.

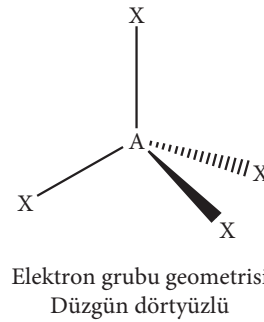
AX_3 Yapısı: BF_3 molekülünde, değerlik elektron sayısı üç olan bor atomu üç bağ yapabilir. Bu nedenle üç flor atomu bağlandığında değerlik elektronlarını kullanmıştır ve üzerinde ortaklanmamış elektron çifti kalmamıştır ($E = 0$). AX_3 yapısındadır ve molekül üçgen düzlemdir. Bağ açıları 120° dir.

AX₂E Yapısı: SnCl₂ molekülünde, merkez atom olan kalay üzerinde bir ortaklanmamış elektron çifti vardır (E = 1). Merkez atom etrafında toplam üç elektron çifti bulunur ve elektron grubu geometrisi üçgen düzlemdir. Ancak molekül geometrisi üçgen düzlemin bozulmasıyla oluşmuş kırık doğru şeklindedir. Kalay üzerindeki ortaklanmamış elektron çiftleri arasındaki itme kuvveti bağ elektronları arasındaki itme kuvvetinden daha fazladır (OEÇ–BEÇ > BEÇ – BEÇ) ve bağ açısı 120° den daha küçük olur.



c. Dört elektron çifti (AX₄, AX₃E, AX₂E₂)

Merkez atom üzerinde BEÇ ve OEÇ sayıları toplamı dördür. Bu elektronların birbirlerinden en uzak noktalarda bulunması için **molekülün elektron grubu geometrisi düzgün dörtyüzlü** olmalıdır. Dört elektron çiftinin hepsinde bağ elektronu ise molekül geometrisi düzgün dörtyüzlüdür. Merkez atom üzerinde ortaklanmamış elektron çifti varsa düzgün dörtyüzlünün bozulmuş halleridir.

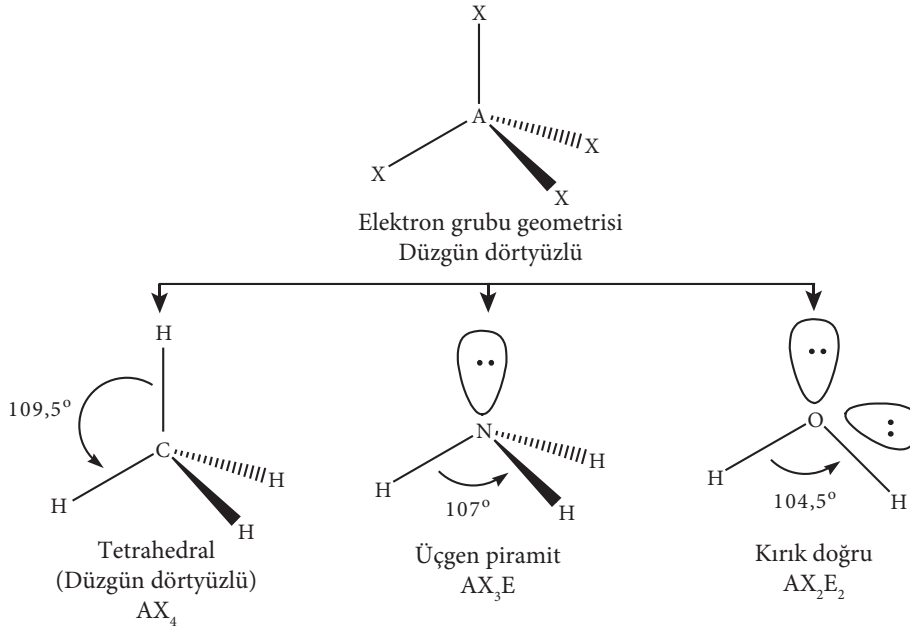


AX₄ Yapısı: CH₄ molekülünde merkez karbon atomu dört değerlik elektronu ile dört hidrojen atomuna bağlanır. Karbon üzerinde ortaklanmamış elektron çifti yoktur (E = 0). Bu nedenle molekül geometrisi düzgün dörtyüzlüdür. H – C – H bağ açıları ise 109,5° dir.

AX₃E Yapısı: NH₃ molekülünde, azot atomunun üzerinde bir ortaklanmamış elektron çifti vardır (E=1). Merkez atom olan azot üç bağ, birde bağ yapmayan elektron çifti olmak üzere dört çift elektron içerir yani elektron grubu geometrisi düzgün dörtyüzlüdür. Ancak bunlardan biri ortaklanmamış elektron çifti olduğu için molekül geometrisi düzgün dörtyüzlünün bozulmuş hallerinden biri olan üçgen piramit şeklindedir. H–N–H bağ açıları 107° dir.

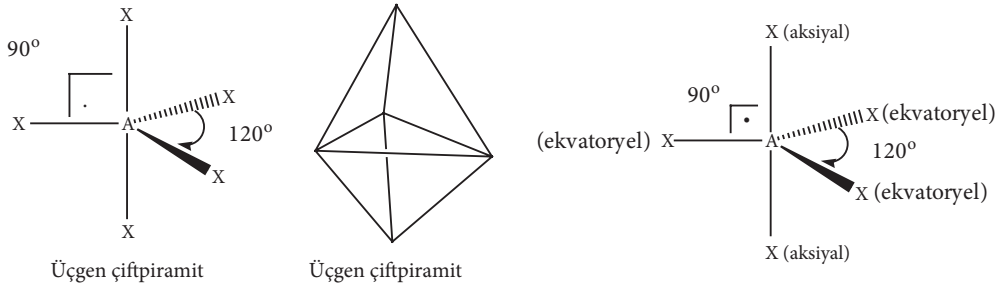
AX₂E₂ Yapısı: H₂O molekülünde, oksijen atomu üzerinde 2 elektron çifti bulunmaktadır. Suyun da elektron grubu geometrisi CH₄ ve NH₃ gibi düzgün dörtyüzlüdür. Ancak oksijen üzerindeki iki bağ yapmayan elektron çifti olduğu için molekül geometrisi kırık doğrudur (V şeklindedir). H–O–H bağ açısı ise 104,5° dir.

En ideal yapı olan CH₄ molekülünde bağ açıları 109,5° dir. Ancak NH₃ molekülünde ortaklaşmamış elektron çiftleri itmesinden dolayı bağ açısı 109,5° den 107° ye düşmüştür. Hatta H₂O'da oksijen atomu üzerinde iki bağ yapmayan elektron çifti bulunduğu için bağ açısı daha da küçülerek 104,5° ye düşmüştür.



d. Beş elektron çifti (AX₅, AX₄E, AX₃E₂, AX₂E₃)

Merkez atom üzerinde BEÇ ve OEÇ sayıları toplamı beştir. Bu nedenle merkez atom üzerinde toplam 10 elektron bulunur ve oktetini aşmıştır. Bu elektronların birbirlerinden en uzak noktalarda bulunması için molekülün elektron grubu geometrisi üçgen çiftpiramit olmalıdır. Beş elektron çiftinin hepsi de bağ elektronu ise molekül geometrisi üçgen çiftpiramit, değilse üçgen çiftpiramitin bozulmuş halleridir.

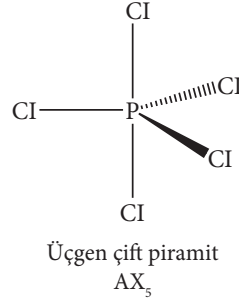


Üçgen çiftpiramitin simetrisi düzgün dörtyüzlü ve düzgün sekizyüzlü kadar yüksek değildir. Diğer tüm ideal geometrilerde tek bir bağ açısı varken, üçgen çiftpiramitte altı tane 90° ve üç tane 120° olmak üzere iki farklı bağ açısı vardır. Bağ açılarının bu şekilde farklı olması bağlarında farklı iki gruba ayrılmasına yol açar. Sonuç olarak ekvatoryel ve aksiyal olmak üzere iki tür konum vardır. Ekvatoryel–ekvatoryel konumlardaki bağlar arasında 120° ve ekvatoryel–aksiyal konumlardaki bağlar arasındaki açılar 90° dir. Daha küçük bağ açısı nedeniyle itmeler artar ve aksiyal konumundaki bağlı atomlar merkez atomdan daha uzaktır, aksiyal bağ uzunlukları daha fazladır.

AX₅ Yapısı: PCl₅ molekülünde fosfor atomunun üzerindeki tüm elektronlar bağ elektronudur ve molekül üçgen çift piramit şeklindedir.

NOT

Burada verilen tüm örneklerin Lewis yapıları daha önce anlatıldığı gibi belirlenir.



Değerlik Bağı Elektron Çifti İtmesi (VSEPR) kuramına göre PF₂Cl₃ molekülü ile ilgili,

- I. Molekül geometrisi üçgen çift piramittir.
- II. Klor atomları aksiyal konumlarda bulunur.
- III. P–Cl bağ uzunluğu, P–F bağ uzunluğundan daha fazladır.

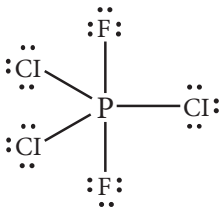
yargılarından hangileri doğrudur? (₁₅P, ₉F, ₁₇Cl)

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) II ve III

Çözüm:

Bir molekülün VSEPR yapısı bulunurken ilk olarak Lewis yapısı yazılır.

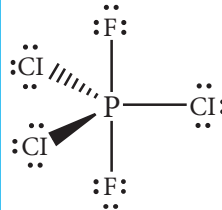
Toplam değerlik elektron sayısı: 5+(2x7)+(3x7)=40 değerlik elektronu bulunur. Merkez atom etrafına bu beş atom bağlanır ve değerlik elektronları uç atomlardan başlayarak yerleştirilir.



Tüm değerlik elektronları yani toplam 40 elektron kullanılmıştır. Bu yüzden merkez atom üzerinde ortaklaşmamış elektron bulunmaz (E=0). Merkez atom etrafında toplam 5 bağ yapan elektron çifti bulunur ve AX₅ yapısındadır. Yani üçgen çift piramit yapısındadır. Bu noktada molekülün geometrisi belirlenebilmiştir. Bu örnekte dikkat edilmesi gereken bir başka nokta da hangi atomların aksiyal hangi atomların ekvatoryel konumda yer alması gerektiğidir. Çünkü ekvatoryel ve aksiyal konumları özdeş değildir. PCl₅ molekülünde ligantların beşi de özdeş olduğu için bu sorunla karşılaşılmaz. Ancak bu örnekte olduğu gibi üçgen çift piramit yapıda farklı ligantların merkez atoma bağlanırken, hangi atomun hangi konuma yerleştirileceği iki kurala göre belirlenir.

1. Büyük hacimli gruplar, bağ açıları büyük olan ekvatoryel konumlara bağlanır.
2. Elektronegatif atomlar bağ elektronlarını kendine doğru çekerek değerlik elektronları arasındaki itmeyi azaltır. Bu nedenle kuvvetli elektron çeken gruplar aksiyal konumlara bağlanır.

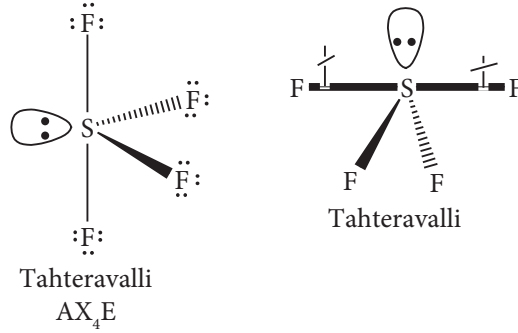
Hacmi daha büyük olan klor atomları ekvatoryel, hem hacmi daha küçük hem de daha elektronegatif olan flor atomları ise aksiyal konumlara bağlanır.



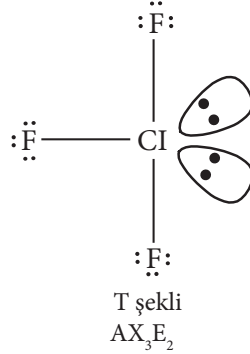
Bu molekülde iki farklı bağ uzunluğu ölçülür. Aksiyel konumlardaki P–F bağ uzunluğu, P–Cl bağ uzunluğundan daha fazladır. Çünkü aksiyal konumlardaki elektron çiftleri daha fazla itilir ve merkez atomdan uzaklaşır.

Cevap A

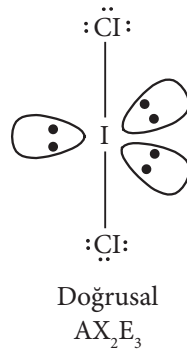
AX₄E Yapısı: SF₄ molekülünde kükürt atomu etrafında dört bağ yapan elektron çifti, birde ortaklanmamış elektron çifti bulunur ve AX₄E yapısındadır. Elektron grubu geometrisi üçgen çitpiramittir. Ortaklanmamış elektron çifti ekvatoryel konuma yerleşir. Çünkü ekvatoryel konumdaki elektron çiftleri itmesi aksiyel konumdakilerden daha azdır. Bağ elektronlarına göre merkez atoma daha yakın olan ve daha çok yer kaplayan ortaklanmamış elektron çiftleri bu itmelerin daha az olduğu yapıyı tercih eder. Bu durumda molekül geometrisi tahteravalli şeklindedir.

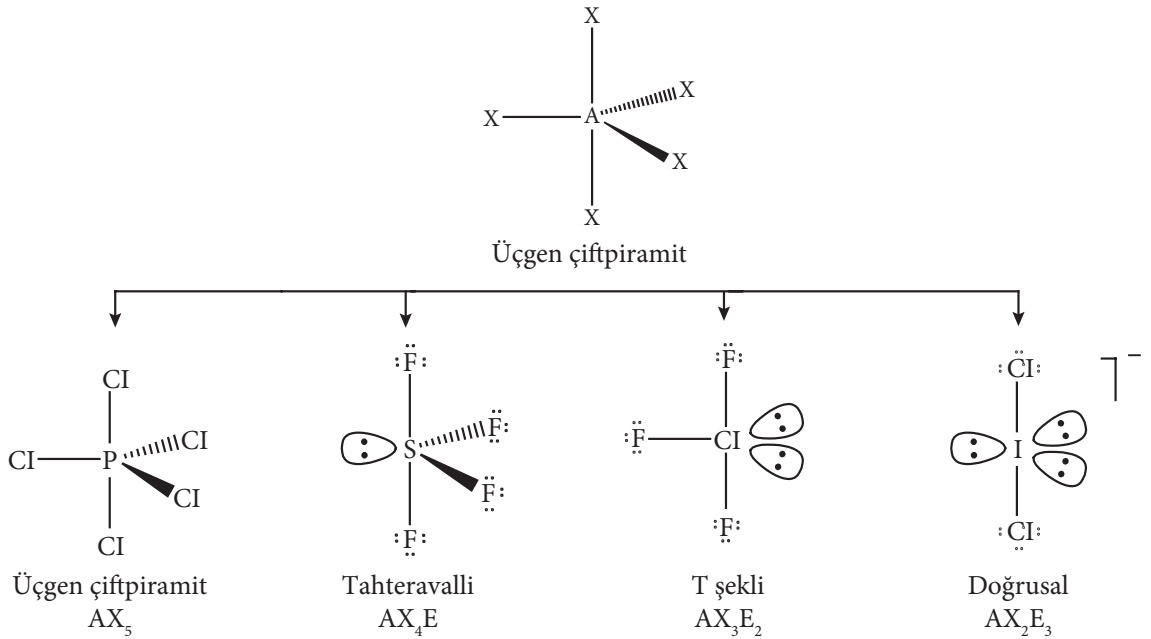


AX₃E₂ Yapısı: ClF₃ molekülünde merkez atom olan klorun etrafında üç bağ yapan elektron çifti, iki de ortaklanmamış elektron çifti bulunmaktadır. Molekül AX₃E₂ yapısındadır. Ortaklanmamış elektron çiftleri itmelerin az olduğu ekvatoryel konumları tercih eder. Molekül yapısı T şeklindedir.



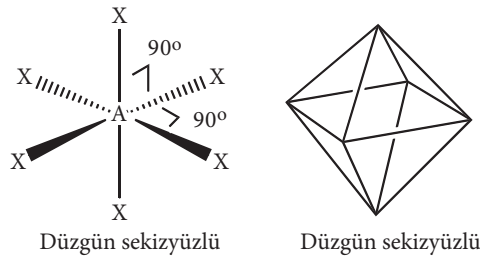
AX₂E₃ Yapısı: ICl₂⁻ iyonunda merkez atom olan iyotta iki tane bağ yapan elektron çifti, üç tane ortaklanmamış elektron çifti bulunmaktadır. Molekül AX₂E₃ yapısındadır. Bağ yapmayan elektron çiftleri ekvatoryel konumlara yerleştirildiğinde itmeler en aza iner ve molekül en kararlı halini alır. Molekül şekli doğrusaldır.



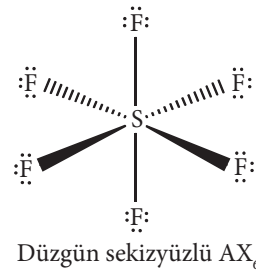


e. Altı Elektron Çifti (AX_6 , AX_5E , AX_4E_2)

Merkez atom üzerinde BEÇ ve OEÇ sayıları toplamı altıdır. Bu nedenle merkez atom üzerinde toplam 12 elektron bulunur ve merkez atom oktetini aşmıştır. Bu elektronların birbirlerinden en uzak noktalarda bulunması için molekülün elektron grubu geometrisi düzgün sekizyüzlü (oktahedral) olmalıdır. Altı elektron çiftinin hepsi de bağ elektronu ise molekül geometrisi düzgün sekizyüzlü şeklindedir. Merkez atom üzerinde ortaklaşmamış elektron çifti varsa düzgün sekizyüzlünün bozulmuş halleridir. Düzgün sekizyüzlü yapıda tüm bağlar özdeşdir ve bağ açıları tamamı 90° dir.

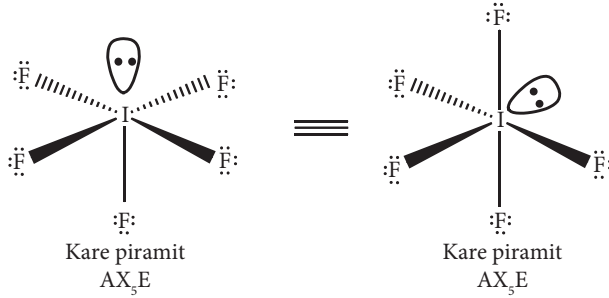


AX_6 Yapısı: SF_6 molekülünde kükürt atomunun üzerindeki tüm elektronlar bağ elektronudur ve molekül düzgün sekizyüzlü şeklindedir.

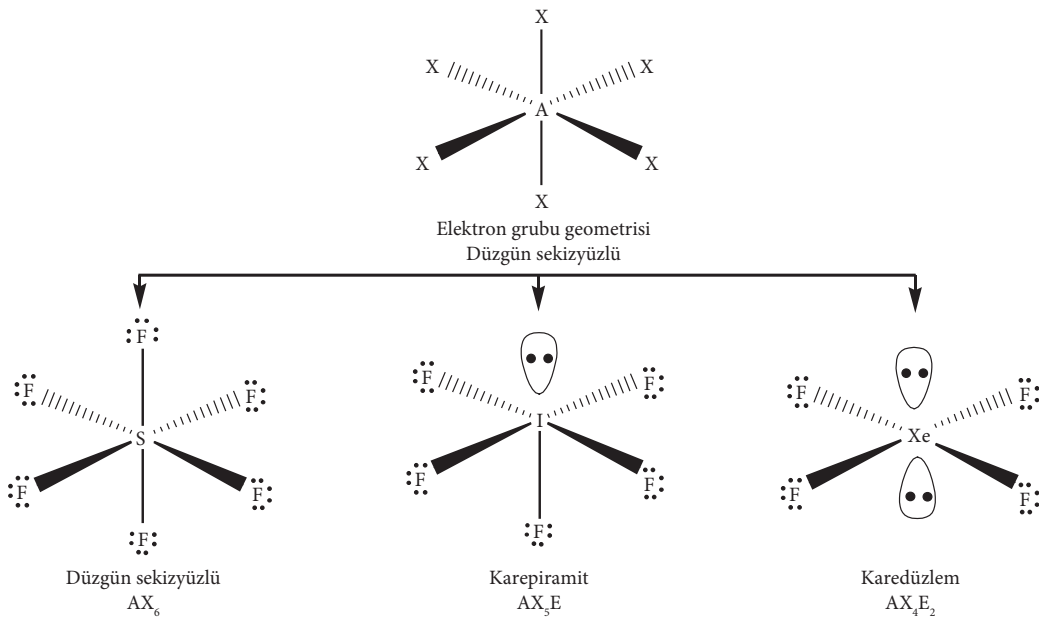
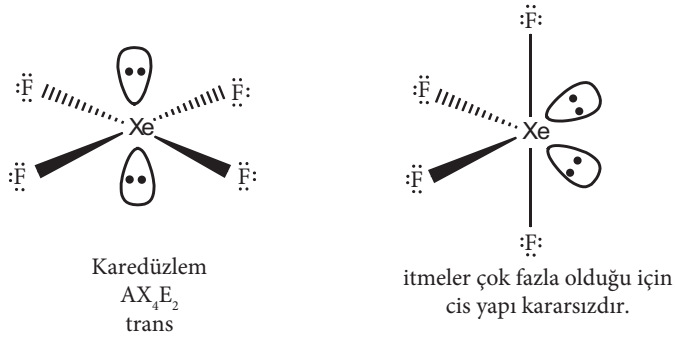


AX_5E Yapısı: IF_5 molekülünde iyot atomu üzerinde beş bağ yapan elektron çifti bir de ortaklanmamış elektron çifti bulunur. Molekül AX_5E yapısındadır. Bağ yapmayan elektron çifti molekülün herhangi bir konumuna bağlanabilir. Çünkü tüm konumlar özdeşdir.

Oktehdral yapıda aksiyel veya ekvatoryel konum ayrımı yoktur. Tüm bağlar özdeşdir. O nedenle yukarıdaki iki yapı birbiri ile tamamen özdeş olup karepiramit yapıdadır. Bunu daha iyi görmek için ikinci yapıdaki bağ yapmayan elektron çifti yukarı gelecek şekilde molekül çevrilirse birinci yapının aynısı elde edilir.



AX_4E_2 Yapısı: XeF_4 molekülünde Xe atomu üzerinde dört bağ yapan elektron çifti, ikide ortaklanmamış elektron çifti bulunur. Molekül AX_4E_2 yapısındadır. Bağ yapmayan elektron çiftlerinin birbirlerine göre iki farklı konumda oldukları düşünülebilir. Bunlardan birinde karşılıklı gelecek şekilde yerleşirler ve aralarındaki açı 180° dir. Bu elektron çiftleri bakımından trans konumdur ve kararlı olan durumdur. Bağ yapmayan elektron çiftleri yan yana geldiğinde cis izomer oluşur. Bu konumda itmeler çok fazladır ve kararsız bir yapıdır. XeF_4 molekülü kare düzlem yapıdadır.



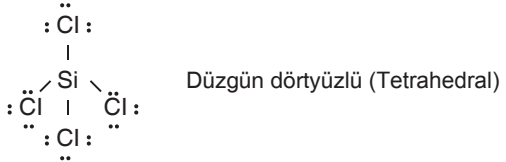


Değerlik kabuğu elektron çifti itme kuramına (VSEPR) göre SiCl_4 , H_2S , ClF_3 moleküllerinin molekül geometrileri aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir? (1H , 9F , 14Si , 16S , 17Cl)

	SiCl_4	H_2S	ClF_3
A)	Kare düzlem	Açısal	Düzlemsel Üçgen
B)	Kare piramit	Doğrusal	T-şekli
C)	Tetrahedral	Açısal	T-şekli
D)	Kare piramit	Açısal	Üçgen piramit
E)	Kare düzlem	Doğrusal	T-şekli

Çözüm:

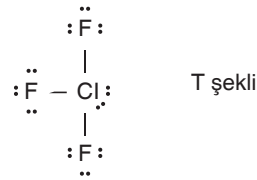
$\text{SiCl}_4 = 4 + (7.4) = 32$ değerlik e var.



$\text{H}_2\text{S} = 2 + 6 = 8$ değerlik e var.



$\text{ClF}_3 = 7 + (7.3) = 28$ değerlik e var.

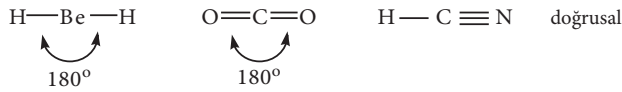


Cevap C

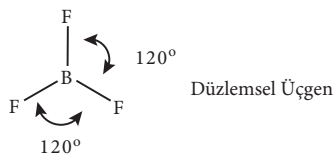
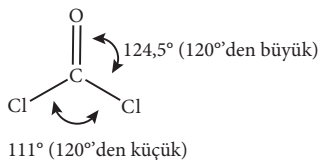
2.2. Çoklu Bağlar İçeren Yapılar

Elektron çiftlerinin birbirlerini itmesi kuramı çoklu (ikili ve üçlü) bağlar içeren yapılar için de geçerlidir. VSEPR yapısı belirlenecek molekülde çoklu bağ varsa, bu bağ tek bağ gibi düşünerek molekül geometrisi belirlenir. Ancak çoklu bağlarda elektron yoğunluğu daha fazla olduğu için bağ yapan elektronlar arasındaki itmeler tekli bağlara göre daha fazladır. Çoklu bağlar, ortaklanmamış elektron çiftlerinde olduğu gibi, diğer elektronlar ile etkileşimin en az olacağı konumları tercih eder. Genel olarak itme kuvveti için şu sıralama geçerlidir; ortaklanmamış elektron çifti > çoklu bağlar > tekli bağlar

CO_2 ve HCN molekülleri merkez atomunda bağ yapmayan elektron çifti içermez, BeH_2 gibi doğrusaldır.



COCl_2 molekülü, BF_3 e benzer ve üçgen düzlem geometriye sahiptir. Ancak BF_3 'deki üç bağ açısı da özdeş olup 120° 'dir. COCl_2 de ise $\text{C}=\text{O}$ bağ elektronları $\text{C}-\text{Cl}$ bağ elektronlarını daha fazla iteceği için Cl atomları oksijenden uzaklaşıp birbirine yaklaşmıştır. Bu nedenle $\text{O}-\text{C}-\text{Cl}$ bağ açısı 120° 'den büyük, $\text{Cl}-\text{C}-\text{Cl}$ bağ açıları 120° 'den küçük olur.





NO₂⁻ iyonu ile ilgili,

- I. Molekül geometrisi doğrusaldır.
- II. O–N–O bağ açısı 120°'den küçüktür.
- III. Deneyisel olarak iki farklı N–O bağ uzunluğu ölçülür.

yargılarından hangileri doğrudur? (7N, 8O)

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) II ve III

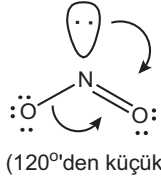
Çözüm:

NO₂⁻ iyonu azot ve oksijen içerdiği için oktet kuralına uyar ve bağ sayısı bulunabilir.

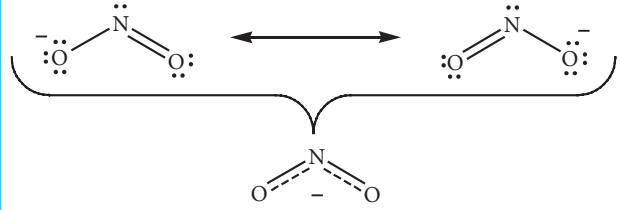
Toplam değerlik elektron sayısı: 5 + (2x6) + 1=18 değerlik elektronu vardır.

olması gereken elektron sayısı: 8+ (2x8)=24 elektron bulunmalıdır.

Bağ sayısı: (24–18)/2=3 bağ bulunur.



Azot atomu üzerinde ortaklanmamış elektron çifti bulunduğu için yapı doğrusal değil kırık doğru şeklini almıştır. Bu nedenle dipol momenti sıfırdan farklıdır ve polar bir iyonudur. Ortaklanmamış elektron çifti diğer bağ elektronlarını daha fazla iteceği için oksijen atomlarını birbirine yaklaştırır ve O–N–O bağ açısı 120°'den küçük olur.

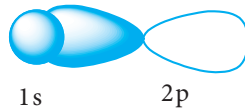


İyona ait iki rezonans yapı yazılabilir ve bu rezonans yapılar özdeşdir. Gerçek yapıda, ikili bağ elektronları atomlar arasında homojen dağılmıştır. Bu nedenle ikili bağdan kısa, birli bağdan uzun olacak şekilde tek bir bağ uzunluğu ölçülür.

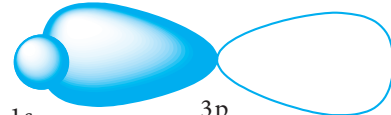
Cevap B

3. Bağ Açıları, Bağ Uzunlukları, Bağ Türleri ve Bağ Enerjileri İle İlgili Bazı Önemli Noktalar

- ✎ Bağ oluşumları ekzotermik, bağ kopması ise endotermiktir. Bir bağ oluşumu sırasında ne kadar enerji açığa çıkıyorsa kopması içinde o kadar enerjiye ihtiyaç vardır.
- ✎ Bağ enerjisi ne kadar büyükse bağ o kadar kuvvetlidir.
- ✎ Bağ kuvveti orbital örtüşme oranlarına (örtüşme integraline) bağlıdır. Yani orbitalin hacimsel olarak ne kadar büyük bir kısmı örtüşüyorsa bağ da o derece kuvvetli olur. Örneğin HF molekülünde hidrojenin 1s orbitali ile florun 2p orbitali örtüşür. HCl molekülünde ise hidrojenin 1s orbitali ile klorun 3p orbitali örtüşür. Orbital hacimlerinin birbirine daha yakın olması sebebiyle 1s–2p orbital örtüşmesi, 1s–3p orbital örtüşmesinden daha fazladır. H–F bağı, H–Cl bağından daha sağlamdır.



H-F



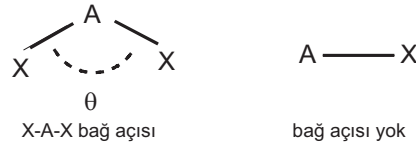
H-Cl

- ✎ Tek bağlar sigma bağıdır. İkinci ve üçüncü bağlar pi bağıdır. Sigma bağları oluşurken orbitaller kafa kafaya örtüştükleri için daha kuvvetlidir. Pi bağları oluşurken orbitaller yanal olarak zor örtüştükleri için daha zayıftır. Bu nedenle bir kimyasal tepkimede ilk olarak pi bağları kopar.

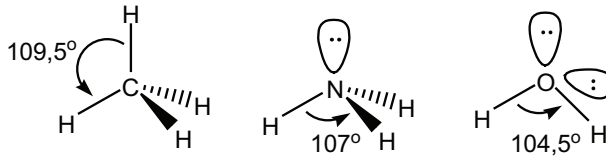
- ❧ Pi bağları sigma bağlarından zayıf olmasına karşın, ikili bağda hem sigma hem de pi bağı bulunur. Bu nedenle ikili bağlar birli bağlardan daha kuvvetlidir. Aynı şekilde bir sigma ikide pi bağından oluşan üçlü bağ ise ikili bağdan daha kuvvetlidir. Bağ enerjisi, bağ kuvvetinin bir ölçüsüdür.

Bağ türü	Bağ enerjisi (kJ.mol ⁻¹)
C – C	347
C = C	418
C ≡ C	514

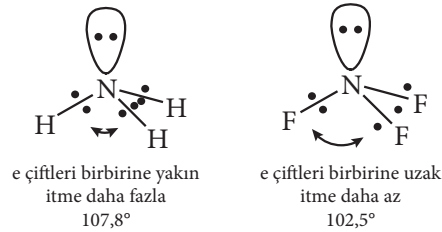
- ❧ Bağ kuvveti arttıkça bağ uzunluğu kısalır. Yani kuvvetli bağlar kısa, zayıf bağlar daha uzundur. Karbon–karbon bağ uzunlukları $C - C > C = C > C \equiv C$ şeklindedir.
- ❧ Bağ açısı üç atomun birbirine bağlanması sonucu ortaya çıkan komşu bağlarda ölçülür. İki atom arasında bulunan bağ için, bağ açısı kavramı kullanılamaz.



- ❧ Merkez atom üzerindeki ortaklanmamış elektron çifti sayısı arttıkça bağ açısı küçülür. Suda merkez atom üzerinde iki, amonyakta bir ortaklanmamış elektron çifti bulunur, metanda ise yoktur. Bağ açıları: $H_2O < NH_3 < CH_4$ şeklindedir.



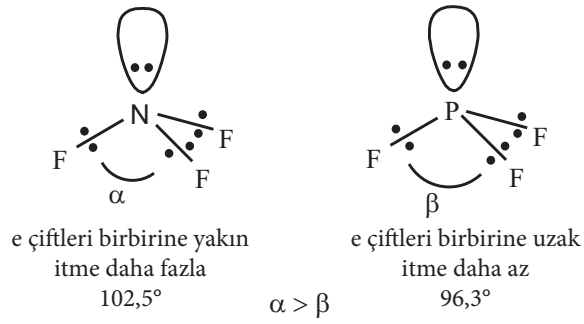
- ❧ Merkez atoma bağlı grubun elektronegatifliği arttıkça bağ açısı küçülür. Örneğin; NH_3 ve NF_3 molekülleri karşılaştırıldığında, NF_3 'ün bağ açısının daha küçük olduğu görülür. Çünkü flor atomları hidrojenlerden daha elektronegatiftir ve bağ elektronlarını kendilerine doğru daha çok çekerek merkez atomdan (azot) uzaklaştırır. Böylece N–F bağ elektronları arasındaki itmeler azalır, bağ açısı daha küçük olur.



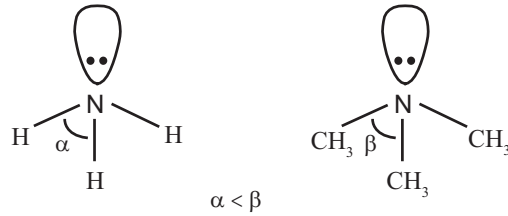
- ❧ Merkez atomun elektronegatifliği artarsa (hacmi küçülürse) bağ açısı büyür. NF_3 ve PF_3 molekülleri karşılaştırıldığında ise bu kez merkez atomların elektronegatiflikleri farklıdır. Azota göre daha az elektronegatif olan fosfor atomu bağ elektronlarını kendine doğru daha az çeker. Bağ elektronları PF_3 de flor atomlarına daha yakındır merkez atom olan fosfordan uzaklaşmıştır. Bağ elektronları arasındaki itmeler P–F bağları arasında daha azdır. PF_3 ün bağ açısı daha küçüktür.

ÖNEMLİ

AX_n yapısındaki $X-A-X$ bağ açıları merkez atom olan A'nın ve ona bağlı atomlar olan X'lerin elektronegatifliklerine de bağlıdır. Bağ elektronları merkez atoma yakınsa aralarındaki etkileşim de daha fazladır. Birbirlerini çok daha fazla iterler ve bağ açısı genişler. Merkez atomun elektronegatifliği artarsa bağ açısı artar, uç atomların elektronegatifliği artarsa bağ açısı küçülür.



🔗 Bağlı grubun hacmi artarsa bağ açısı da artar. NH_3 ve $\text{N}(\text{CH}_3)_3$ molekülleri karşılaştırıldığında $\text{N}(\text{CH}_3)_3$ 'ün bağ açılarının daha büyük olduğu görülür. Çünkü CH_3 grupları büyük hacimli olduğu için birbirini itmiş ve bağ açısı büyümüştür.



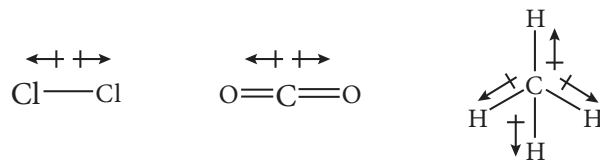
4. Molekül Polarlığı

Dipol momenti (μ): Bir kovalent bağı oluşturan atomların elektronegatiflik değerleri farkı arttıkça bağın polarlığı artar. Polarlaşma bağda veya iki atomlu moleküllerde bir dipole (iki kutba) neden olur ve dipol kısmi negatif yüke yönelmiş aşağıdaki gibi bir ok işareti ile gösterilir. Bir dipolün büyüklüğü **dipol momenti (μ)** ile ifade edilir ve birimi **debye (D)** dir.

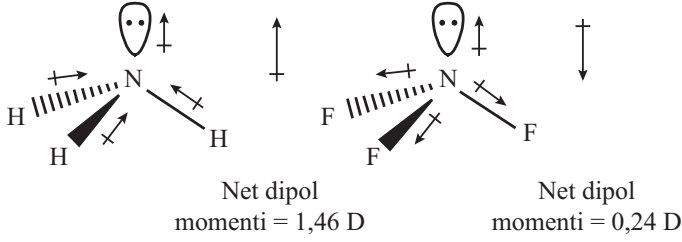


Dipol moment oku + uçtan – uca doğru gösterilir.

Kimyasal bağı oluşturan atomlar bağ elektronlarını eşit miktarda çekiyorsa (H_2 , O_2 gibi) dipol momenti sıfırdır. Bu kovalent bağa apolar kovalent bağ denir. Bunun yanı sıra bir de molekülün polarlığından bahsedilebilir. Bir molekülde molekülün dipol momenti, vektörel büyüklükler olan bağ dipol momentlerinin toplamına eşittir. Bir molekülün dipol momente sahip olabilmesi için bağların dipol momentlerinin vektörel toplamının sıfırdan farklı olması gerekir. Net bir dipole sahip olan moleküller polar yapıdadır. Moleküldeki bağların dipol momentleri toplamı sıfır ise molekül apolar yapıdadır. (Molekülün polarlığı, kovalent bağın polarlığı ile farklı şeydir!)



Yukarıda verilen örneklerde moleküllerin dipol momentleri sıfırdır ($\mu = 0$) ve bu moleküller apolar moleküllerdir.



NH_3 ve NF_3 molekülleri ise net bir dipol momente sahip olan polar moleküllerdir. Dipol momentin yönüne dikkat edilirse daha elektronegatif atom bağ elektronlarını daha çok çekeceği için dipol momentin yönü bu atomlara doğrudur. NH_3 molekülünde azot atomu hidrojenlerden daha elektronegatif olduğu için dipol momentin yönü azota doğrudur. Ancak NF_3 molekülünde flor atomları daha elektronegatif olduğu için ters yöndedir.

Bir molekülün polar olup olmadığını anlamak için aşağıdaki yol izlenebilir:

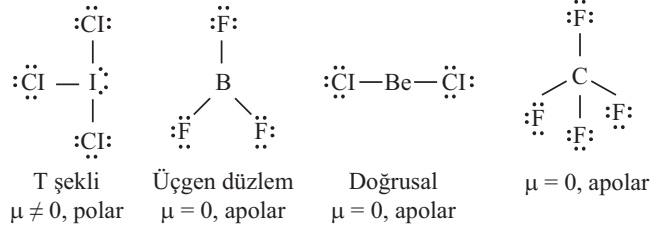


Aşağıdaki bileşiklerden hangisi polardır?

($_4\text{Be}$, $_5\text{B}$, $_6\text{C}$, $_9\text{F}$, $_{17}\text{Cl}$, $_{53}\text{I}$, $_{16}\text{S}$)

- A) ICl_3
- B) BF_3
- C) BeCl_2
- D) CF_4
- E) CS_2

Çözüm:



$\text{S} = \text{C} = \text{S}$
 $\mu = 0$, apolar

Cevap A

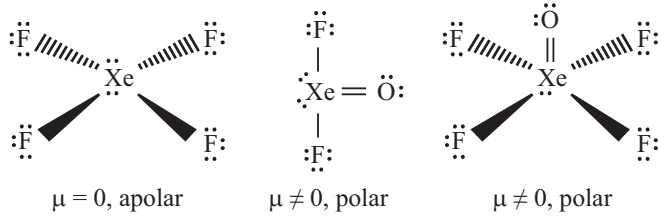


- I. XeF_4
- II. XeOF_2
- III. XeOF_4

Yukarıda verilen moleküllerden hangisi dipol momentli sıfırdır? ($_9\text{F}$, $_{54}\text{Xe}$)

- A) Yalnız I
- B) Yalnız II
- C) Yalnız III
- D) I ve II
- E) II ve III

Çözüm:



Cevap A

Konu Kavrama Testleri

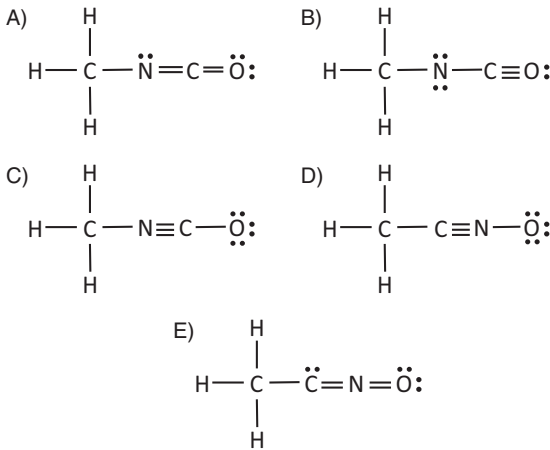
1. CNO^- iyonu için yazılabilen en kararlı Lewis yapısı ile ilgili;

- I. Merkez atom karbondur.
II. 2σ ve 3π bağı içerir.
III. Atomların formal yükleri toplamı -1 'dir.

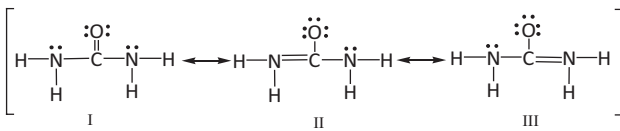
İfadelerinden hangileri doğrudur? (6C , 7N , 8O)

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve III E) I, II ve III

2. Metilizosiyanat (CH_3NCO) bileşiğinin en kararlı Lewis yapısı aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir? (6C , 1H , 7N , 8O)



3. $[(\text{NH}_2)_2\text{CO}]$ formülüne sahip üre molekülü için yazılan rezonans sınır formülleri;



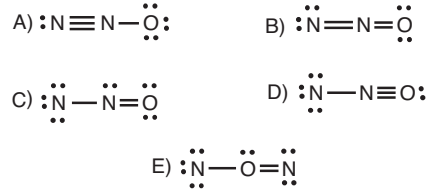
şeklinde. Buna göre verilen yapılar ile ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) En kararlı rezonans sınır formülü I yapısıdır.
B) II ve III yapılarının gerçek yapıya katkısı eşittir.
C) I yapısında tüm atomların formal yükleri sıfırdır.
D) II yapısında azotların formal yükü $+1$ ve 0 'dır.
E) III yapısında formal yüklerin toplamı -1 'dir.

4. Asetat (CH_3COO^-) anyonu için birbiri ile özdeş kaç rezonans sınır formülü yazılabilir?

- A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

5. Diazot oksit (Nitröz oksit, N_2O) molekülü için aşağıda verilen yapılardan hangisi diğerlerinin rezonansı değildir?



6. Bir çözeltideki demir(III) iyonlarının varlığının belirlenmesi için çözeltiye potasyum tiosiyanat (KSCN) ilave edilir. Kan kırmızısı bir renk oluşumu Fe(III) iyonlarının varlığını gösterir.

Bu tanıma tepkimesinde kullanılan tiosiyanat iyonu için yazılan;

- I. $\text{:}\ddot{\text{N}}=\text{C}=\ddot{\text{S}}:$
II. $\text{:}\ddot{\text{C}}=\text{N}=\ddot{\text{S}}:$
III. $\text{:}\ddot{\text{C}}=\text{S}=\ddot{\text{N}}:$

Lewis yapılarının kararlılık sıralaması aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

- A) $\text{I} > \text{II} > \text{III}$ B) $\text{I} > \text{III} > \text{II}$ C) $\text{II} > \text{III} > \text{I}$
D) $\text{III} > \text{II} > \text{I}$ E) $\text{II} > \text{I} > \text{III}$

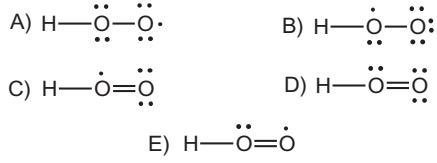
7. Ozon (O_3) molekülü için,



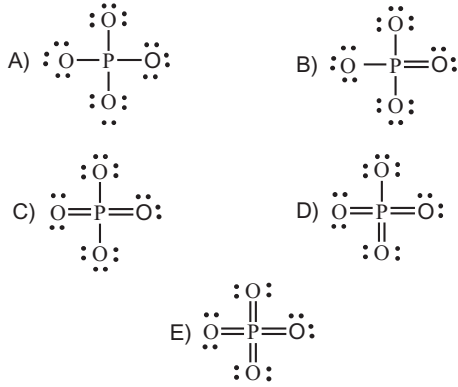
Lewis yapıları çizilebilir. Buna göre aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) İki yapı birbirinin rezonansıdır.
B) Gerçek yapı çizilen Lewis yapılarının bir melezidir.
C) Molekülde bir ikili, bir de birli bağ uzunluğu ölçülür.
D) Merkezde bulunan oksijen üzerinde elektron yoğunluğu en azdır.
E) Her iki yapıda merkez atom $+1$ formal yüke sahiptir.

8. Hidrojen peroksit ($\text{HOO}\cdot$) radikali için yazılabilecek en kararlı Lewis yapısı aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?



9. Posfat (PO_4^{3-}) anyonu için aşağıda çizilen Lewis formüllerden hangisi en olası yapıdır? ($_{15}\text{P}$, $_8\text{O}$)

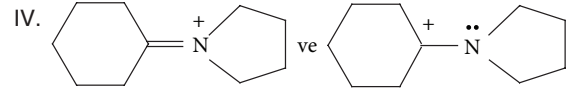
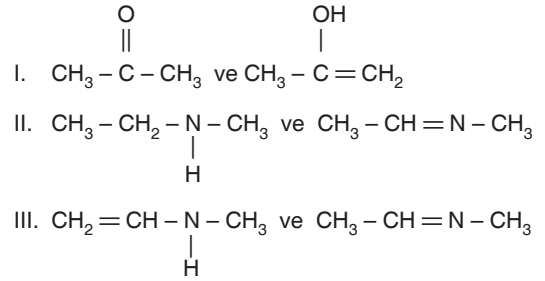


10. I. NF_3 II. NH_3 III. BF_3 IV. BH_3

Yukarıda verilen moleküllerden hangileri için rezonans yapılar yazılabilir? ($_7\text{N}$, $_9\text{F}$, $_1\text{H}$, $_5\text{B}$)

- A) Yalnız II B) Yalnız III C) I ve II
 D) III ve IV E) I, II ve III

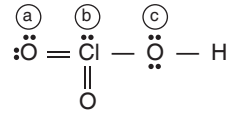
- 11.



Yukarıda verilen bileşik çiftlerinden hangileri birbirinden rezonsandır?

- A) Yalnız I B) Yalnız IV C) II ve III
 D) II, III ve IV E) I, III ve IV

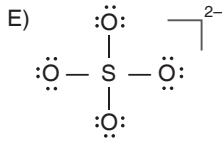
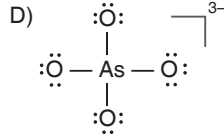
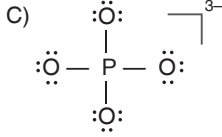
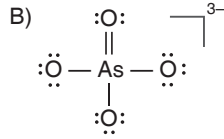
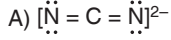
- 12.



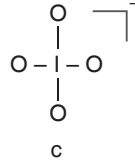
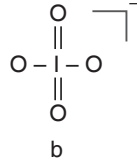
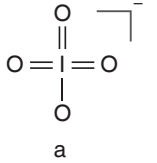
Yukarıda verilen bileşikte a, b ve c atomlarının formal yükleri aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

	a	b	c
A)	-1	0	+1
B)	0	0	0
C)	0	+2	0
D)	+1	+1	-1
E)	-1	+1	0

13. Aşağıda verilen iyonlardan hangisinde merkez atomun formal yükü +2 dir?



14. İyodat (IO_4^-) iyonu için aşağıda verilen Lewis formülleri ile ilgili,



- I. Kararlılık sıralaması $a > b > c$ dir.
 II. Merkez atomun formal yükleri $c > b > a$ dir.
 III. σ bağ sayıları $a > b > c$ dir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I
 B) Yalnız III
 C) I ve II
 D) II ve III
 E) I, II ve III

15. Aşağıda verilen kimyasal türlerden hangisi radikalik yapıdadır?

- A) NO_2^-
 B) CH_4
 C) OH^-
 D) Cl_2O
 E) BrO

16. Aşağıdaki türlerden hangisinde iyot atomu üzerinde en fazla sayıda ortaklaşmamış elektron çifti bulunur?

- A) ICl_2^-
 B) ICl_4^-
 C) ICl_3
 D) ICl_5
 E) ICl_4^+

17. I. CO
 II. CO_2
 III. CO_3^{2-}

Yukarıda verilen molekül veya iyonlarda C – O bağ uzunluklarının sıralaması aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

- A) I > II > III
 B) I > III > II
 C) III > II > I
 D) III > I > II
 E) II > I > III

18. Aşağıda verilen moleküllerden hangisi doğrusal geometriye sahip değildir?

- A) CO_2
 B) CS_2
 C) NO_2^+
 D) C_2H_2
 E) NO_2^-

19. Aşağıda verilen moleküllerden hangisinin geometrisi düzlem üçgen değildir?

- A) BF_3
 B) PH_3
 C) NO_3^-
 D) H_2CO
 E) CO_3^{2-}

20. VSEPR (Elektron kabuğu itme) kuramına göre NH_3 molekülünün elektron grubu geometrisi ve molekül geometrisi aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

	Elektron grubu geometrisi	Molekül geometrisi
A)	Düzgün dörtyüzlü	Üçgen piramit
B)	Üçgen piramit	Üçgen piramit
C)	Üçgen piramit	Düzgün dörtyüzlü
D)	Düzlem üçgen	Düzlem üçgen
E)	Düzlem üçgen	Üçgen piramit

21. Aşağıdaki molekül veya iyonlardan hangisinin geometrik şekli diğerlerinden farklıdır?

- A) O_3 B) NO_2^- C) OF_2
D) I_3^- E) H_2O

22. I. SbF_5
II. COF_2
III. $TeCl_4$

Yukarıda verilen moleküllerden hangileri polar yapıdadır? ($_{51}Sb$, $_9F$, $_6C$, $_8O$, $_{52}Te$, $_{17}Cl$)

- A) Yalnız I B) Yalnız III C) I ve III
D) II ve III E) I, II ve III

23. SF_4 ve SF_6 molekülleri ile ilgili,

- I. SF_4 molekülü AX_4E yapısındadır.
II. SF_4 molekülü tahteravalli şeklindedir.
III. SF_4 ve SF_6 apolar moleküllerdir.

ifadelerinden hangileri doğrudur? ($_{16}S$, $_9F$)

- A) Yalnız I B) Yalnız III C) I ve II
D) I ve III E) I, II ve III

24. $ONCN$ molekülünde bulunan σ ve π bağı sayısı aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

- A) $3\sigma, 3\pi$ B) $4\sigma, 2\pi$ C) $3\sigma, 4\pi$
D) $4\sigma, 3\pi$ E) $4\sigma, 4\pi$

25. VSEPR kuramına göre aşağıdaki moleküllerden hangisinin molekül geometrisi yanlış verilmiştir?

($_{16}S$, $_7F$, $_6C$, $_8O$, $_{17}Cl$, $_1H$, $_7N$, $_{53}I$)

Molekül	Molekül Geometrisi
A) SF_6	Düzgün sekizyüzlü
B) $COCl_2$	Düzlemsel üçgen
C) $BrIF^-$	Kırık Doğru
D) HCN	Doğrusal
E) ICl_4^-	Kare düzlem

26. $SOCl_2$ molekülünde bulunan bağ açıları ile ilgili,

- I. $O-S-Cl$ bağ açısı $109,5^\circ$ den büyüktür.
II. $Cl-S-Cl$ bağ açısı $109,5^\circ$ den küçüktür.
III. İki farklı $O-S-Cl$ bağ açısı vardır.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) II ve III

27. I. SiH_4
II. PH_3
III. H_2S

moleküllerindeki bağ açılarının sıralaması aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

- A) $I > II > III$ B) $I > III > II$ C) $II > I > III$
D) $III > II > I$ E) $III > I > II$

28. I. NO_2
II. NO_2^+
III. NO_2^-

molekül ve iyonlarında $O-N-O$ bağ açıları sıralaması aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

- A) $I > II > III$ B) $I > III > II$ C) $III > II > I$
D) $II > I > III$ E) $II > III > I$

29. I. NH_3
II. PH_3
III. AsH_3

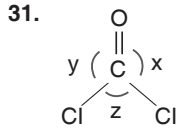
Bağ açılarının sıralaması nasıldır? ($_7N$, $_{15}P$, $_{33}As$)

- A) $I > II > III$ B) $I > III > II$ C) $II > I > III$
D) $III > II > I$ E) $III > I > II$

30. I. NH_3
II. NF_3
III. NCl_3

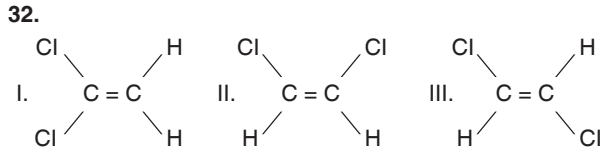
Bağ açıları sıralaması nasıldır?

- A) I > II > III B) I > III > II C) II > III > I
D) III > II > I E) III > I > II



Fosgen molekülünde gösterilen X, Y ve Z bağ açıları sıralaması aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

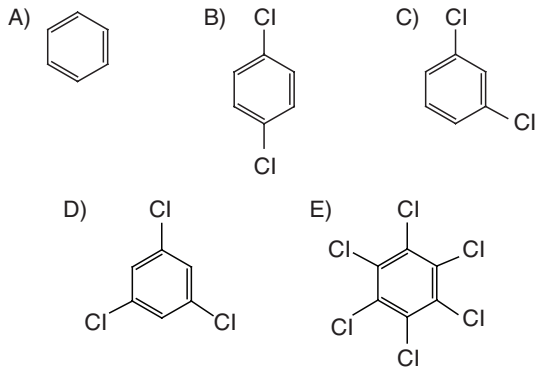
- A) $x > y > z$ B) $x = y = z$ C) $x = y > z$
D) $z > x = y$ E) $x = z > y$



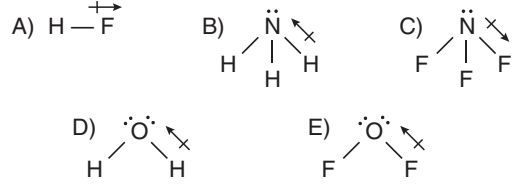
Yukarıda açık formülleri verilen dikloroeten izomerlerinden hangilerinin dipol momenti sıfırdır?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I, II ve III

33. Aşağıda verilen moleküllerden hangisi polar yapıdadır?



34. Aşağıdaki moleküllerden hangisinde dipol momentin (μ) yönü yanlış verilmiştir?



35. Aşağıdaki moleküllerden hangisinin molekül geometrisi tahteravalli şeklindedir?

- A) SF_4 B) XeF_4 C) SiH_4
D) AsCl_5 E) SF_6

36. XeF_4 molekülü ile ilgili,

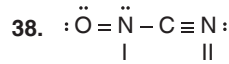
- I. Molekül geometrisi kare düzlem şeklindedir.
II. $\text{F} - \text{Xe} - \text{F}$ bağ açısı $109,5^\circ$ dir.
III. VSEPR gösterimi AX_4E_2 yapısındadır.

yargılarından hangileri doğrudur? ($_{54}\text{Xe}$, $_9\text{F}$)

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I ve III

37. ICl_2^- molekülünün VSEPR gösterimi ile ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) $\text{Cl} - \text{I} - \text{Cl}$ bağa açısı 180° dir.
B) Elektron grubu geometrisi üçgen çiftpiramittir.
C) Molekül geometrisi doğrusaldır.
D) Ortaklanmamış elektron çiftleri aksiyel konumdadır.
E) VSEPR gösterimi AX_2E_3 yapısındadır.



molekülünde I ve II ile gösterilen azot atomlarının formal yükü, aşağıdakilerin hangisinde doğru olarak verilmiştir?

- | | I | II |
|----|----|----|
| A) | 0 | 1 |
| B) | 1 | 1 |
| C) | 0 | 0 |
| D) | -1 | 1 |
| E) | 1 | -1 |

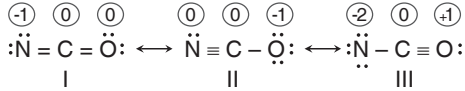
Konu Kavrama Çözümleri

1. Toplam değerlik e sayısı = 4 + 5 + 6 + 1 = 16 e var

Olması gereken e sayısı = 8 + 8 + 8 = 24 e olmalı

$$\text{Bağ sayısı} = \frac{24 - 16}{2} = 4 \text{ bağ olmalı}$$

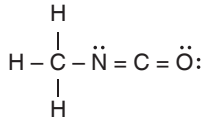
İskelet yapısı verilmemiş. En elektropozitif olan karbon atomu merkez atomdur.



II yapısı en kararlı rezonans yapıdır. Elektronegatif olan oksijen üzerinde -1 yük vardır. 2σ ve 2π bağı içerir. Formal yüklerin toplamı hepsinde -1 dir.

Cevap D

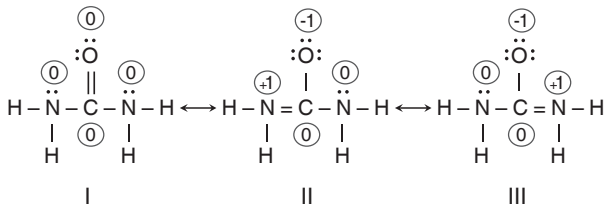
2. Formal yüklerin sıfır olduğu



yapısı en kararlı Lewis yapısıdır.

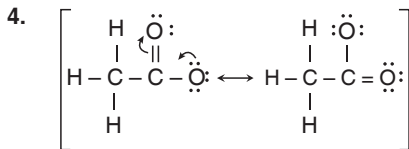
Cevap A

3. Her bir rezonans yapıdaki formal yükler bulunur.



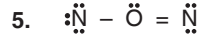
Her üç yapıda da formal yüklerin toplamı sıfırdır.

Cevap E



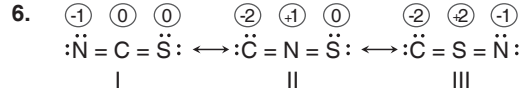
Birbiri ile özdeş iki rezonans yapı yazılabilir.

Cevap B



yapısında atomların dizilişi diğerlerinden farklıdır. Bu nedenle diğer yapıların rezonansı değildir.

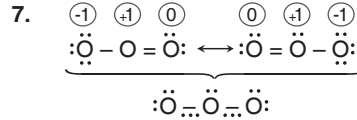
Cevap E



Kararlı yapıda formal yük sayısı ve miktarı en azdır. Bu nedenle en kararlı yapı I, en kararsız yapı III tür.

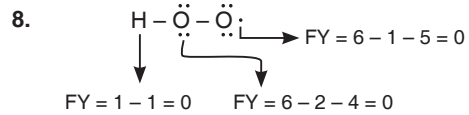
Kararlılık sıralaması: I > II > III

Cevap A



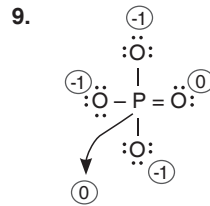
Yalnızca bir tane O - O bağı uzunluğu ölçülür.

Cevap C



Tüm formal yükler sıfır ve en kararlı yapısıdır.

Cevap A



En olası yapısıdır.

Cevap B

10. I. $\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}}\text{--}\ddot{\text{N}}\text{--}\ddot{\text{F}}\text{:} \\ | \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array}$ Azot ve flor oktetini aşamazlar. Bu yüzden rezonansı yoktur.
- II. $\begin{array}{c} \text{H--}\ddot{\text{N}}\text{--H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$ Azot ve hidrojen oktetini aşamaz. rezonansı yoktur.
- III. $\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \quad \text{:}\ddot{\text{F}}\text{:} \\ | \quad | \\ \text{:}\ddot{\text{F}}\text{--B--}\ddot{\text{F}}\text{:} \leftrightarrow \text{:}\ddot{\text{F}}\text{--B}=\ddot{\text{F}}\text{:} \end{array}$ Borun üzerinde oktet boşluğu vardır. Flor üzerindeki elektron çifti kapanarak rezonans yapı oluşturabilir.
- IV. $\begin{array}{c} \text{H--B--H} \\ | \\ \text{H} \end{array}$ Hidrojen üzerinde elektron çifti olmadığı için rezonans yapısı yoktur.

Cevap B

11. I, II ve III yapılarında atomların yerleri değişmiştir ve tautomerler oluşmuştur.
- IV.'te verilen yapılar birbirinin rezonansıdır.

Cevap B

12. $FY_a = 6 - 2 - 4 = 0$
 $FY_b = 7 - 5 - 2 = 0$
 $FY_c = 6 - 2 - 4 = 0$

Cevap B

13. $\begin{array}{c} \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ | \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{--S--}\ddot{\text{O}}\text{:} \\ | \\ \text{:}\ddot{\text{O}}\text{:} \end{array} \quad \text{FY}_s = 6 - 4 = +2$

Cevap E

14. $FY_a(I) = 7 - 7 = 0$
 $FY_b(I) = 7 - 6 = +1$
 $FY_c(I) = 7 - 4 = +3$
Kararlılık sıralaması $a > b > c$ dir.
Formal yüklerin sıralaması $c > b > a$ dır.
Her üç yapıda da dört σ bağı bulunur.

Cevap C

15. Değerlik elektron sayıları toplamı tek sayı olan bileşikler radikalik yapıdadır.

$$\text{NO}_2^- = 5 + 12 + 1 = 18$$

$$\text{CH}_4 = 4 + 4 = 8$$

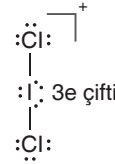
$$\text{OH}^- = 6 + 1 + 1 = 8$$

$$\text{Cl}_2\text{O} = 14 + 6 = 20$$

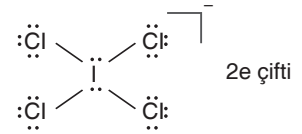
$$\text{BrO} = 7 + 6 = 13 \text{ radikalik yapıdadır.}$$

Cevap E

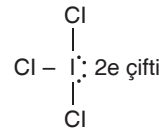
16. $\text{ICl}_2^- = 7 + (2 \times 7) + 1 = 22 \text{ e}$



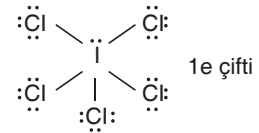
$$\text{ICl}_4^- = 7 + 28 + 1 = 36 \text{ e}$$



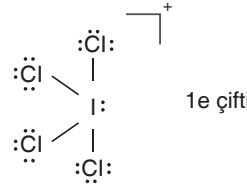
$$\text{ICl}_3 = 7 + 21 = 28 \text{ e}$$



$$\text{ICl}_5 = 7 + 35 = 42 \text{ e}$$

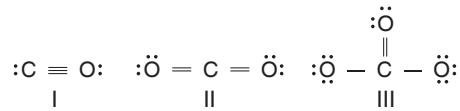


$$\text{ICl}_4^+ = 7 + 28 + 1 = 34 \text{ e}$$

**Cevap A**

- 17.

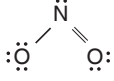
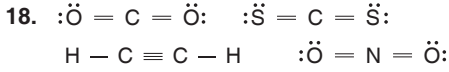
Bileşik	Değerlik elektron sayısı	Olmaması gereken e sayısı	Bağ sayısı
CO	$4 + 6 = 10$	$8 + 8 = 16$	3
CO ₂	$4 + 12 = 16$	$8 + 16 = 24$	4
CO ₃ ²⁻	$4 + 18 + 2 = 24$	$8 + 24 = 32$	4



C – O arasında bağ sayısı arttıkça bağ kuvveti artar ve bağ uzunluğu kısalır. C – O bağ uzunluğu sıralaması şöyle olur;

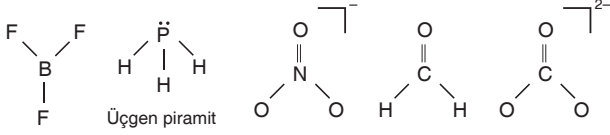
$$\text{CO}_3^{2-} > \text{CO}_2 > \text{CO}$$

Cevap C



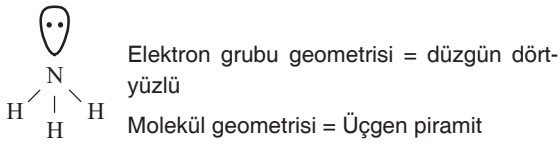
Cevap E

19.



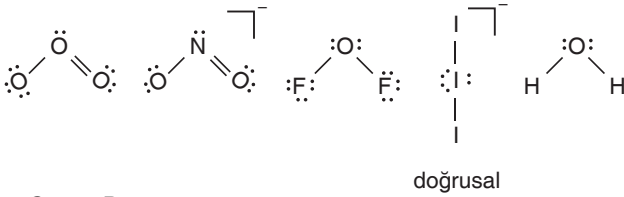
Cevap B

20.



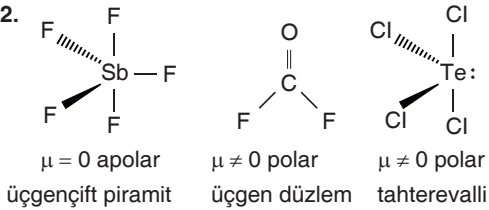
Cevap A

21.



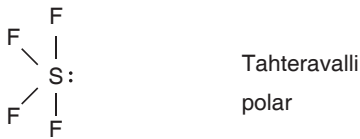
Cevap D

22.



Cevap D

23. $\text{SF}_4 = 6 + 28 = 34e$



$\text{SF}_6 = 6 + 42 = 48e$



Cevap C

24. ONCN

Toplam değerlik elektron sayısı = $6 + 5 + 4 + 5 = 20e$

Olmaması gereken elektron sayısı = $8 + 8 + 8 + 8 = 32e$

Bağ sayısı = $\frac{32 - 20}{2} = 6$ bağ

$\text{:}\ddot{\text{O}} = \ddot{\text{N}} - \text{C} \equiv \text{N}\text{:}$

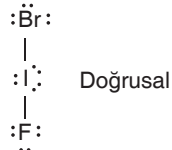
$3\sigma, 3\pi$

Not: Atomların bağlanma sıralaması ve ikili, üçlü bağların nerede olduğu σ ve π bağ sayılarını değiştirmez.

Cevap A

25. BrIF^-

Top. Des = $7 + 7 + 7 + 1 = 22e$



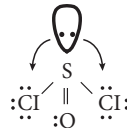
Cevap C

26. SOCl_2

$\text{TDes} = 6 + 6 + (7 \cdot 2) = 26e$

Oktet kuralı aranmaz. Bağ sayısı bulunmaz.

Elektron grubu geometrisi düzgün dört-yüzlüdür.



Kükürt üzerindeki elektron çifti bağ elektronlarını daha fazla iteceği için oksijen ve klor atomları birbirine biraz yaklaşır. Bağ açısı $109,5$ den küçük olur.

Üçgen piramit

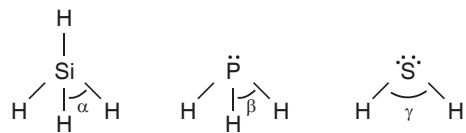
$\text{O} - \text{S} - \text{Cl}$ bağ açısı $< 109,5^\circ$

$\text{Cl} - \text{S} - \text{Cl}$ bağ açısı $< 109,5^\circ$

Bir tane $\text{O} - \text{S} - \text{Cl}$ bağ açısı ölçülür.

Cevap B

27.



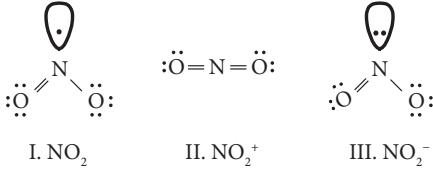
Elektron grubu geometrisi aynı olan yapılarda merkez atom üzerindeki elektron çifti sayısı arttıkça bağ açısı küçülür.

$\alpha > \beta > \gamma$

$\text{I} > \text{II} > \text{III}$

Cevap A

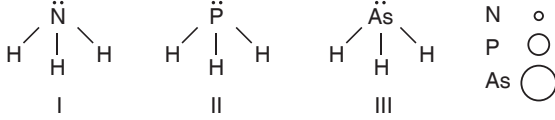
28.



Merkez atom üzerindeki elektron sayısı arttıkça O–N–O bağ açısı küçülür. Bağ elektronlarını iki elektron tek elektrondan daha fazla iter. Bağ açısı daha küçük olur. $\text{II} > \text{I} > \text{III}$

Cevap D

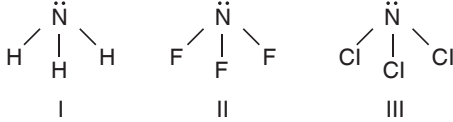
29.



Merkez atomun hacmi artarsa (elektronegatifliği azalır) bağ açısı küçülür.

 $\text{I} > \text{II} > \text{III}$ **Cevap A**

30.



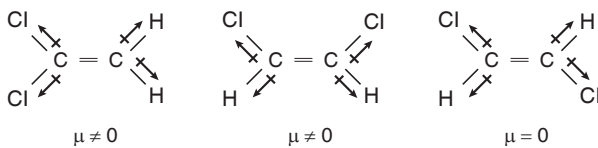
Merkez atoma bağlı atomun elektronegatifliği artarsa bağ açısı küçülür. Elektronegatiflik $\text{F} > \text{Cl} > \text{H}$ olduğu için; Bağ açıları: $\text{I} > \text{III} > \text{II}$

Cevap B

31. İki bağ – tek bağ > tek bağ – tek bağ
itmeleri itmeleri

 $\text{X} = \text{Y} > \text{Z}$ dir.**Cevap C**

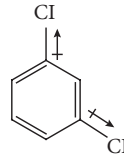
32.



Trans alkenlerin dipol momentleri sıfırdır.

Cevap C

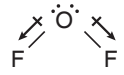
33.



Dipol momentlerin toplamı sıfır değildir. m- diklorobenzen polardır.

Cevap C

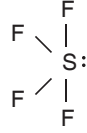
34. Dipol momentin yönü elektronegatif atoma doğrudur.



Flor, oksijenden daha elektronegatif olduğundan dipol momentin yönü oksijenden flora doğru olmalıdır.

Cevap E35. SF_4

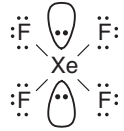
$\text{TDeS} = 6 + 28 = 34e$ (Merkez atom üzerinde bir e çifti kalır.)



Tahteravalli yapısındadır.

Cevap A36. XeF_4

$\text{TDeS} = 8 + 28 = 36e$ (Merkez atom üzerinde iki e çifti kalır.)

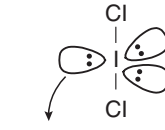


Bağ açıları 90°

Kare düzlem

Cevap E37. ICl_2^-

$\text{TDeS} = 7 + 14 + 1 = 22e$ (Merkez atom üzerinde üç e çifti kalır.)



ekvatoryel konum

Doğrusal bağ açısı 180°

AX_2E_3 elektron grubu geometrisi üçgen çift piramittir.

Cevap D38. $\text{FY}_I = 5 - 3 - 2 = 0$

$\text{FY}_{II} = 5 - 3 - 2 = 0$

Cevap C

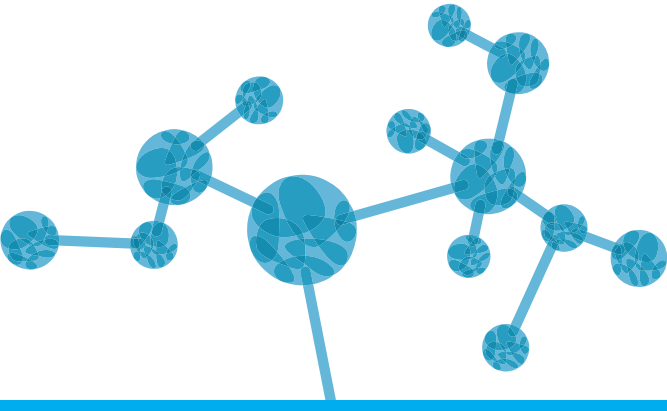
ANORGANİK KİMYA - 4

✓ Değerlik Bağ Teorisi (DBT)

- ↳ Orbital Örtüşmeleri ve Sigma, Pi ve Delta Bağ Oluşumları
- ↳ Orbital Örtüşmeleri ile Molekül Oluşumu
- ↳ Hibritleşme (Melezleşme)
- ↳ Hibritleşme Türü ve Bağ Açıları

✓ Molekül Orbital Teorisi

- ↳ Molekül Orbital Diyagramları



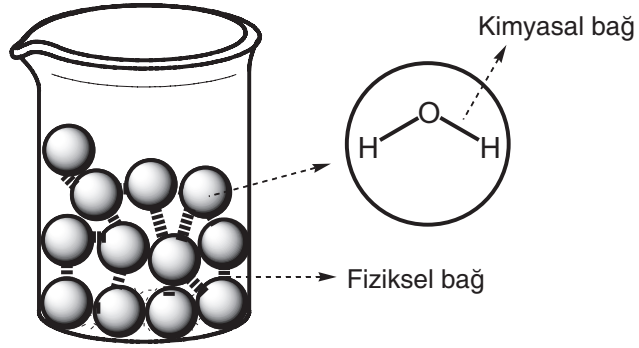
KOVALENT BAĞ

Kimyasal türlerin en temel hali atomlardır. Maddeyi oluşturan bu atomları bir arada tutan, onların fiziksel ve kimyasal özelliklerini belirleyen aralarındaki çekim güçleridir.

Molekül ve çok atomlu iyonları oluşturan atomlar arasındaki kuvvetli etkileşimlere **kimyasal bağ** adı verilir. Maddeyi oluşturan tanecikleri yoğun fazlarda (sıvı ve katı) bir arada tutan daha zayıf etkileşimlere ise **fiziksel bağlar** denir. Kimyasal bağlar kimyasal özellikleri, fiziksel bağlar ise fiziksel özellikleri belirler.

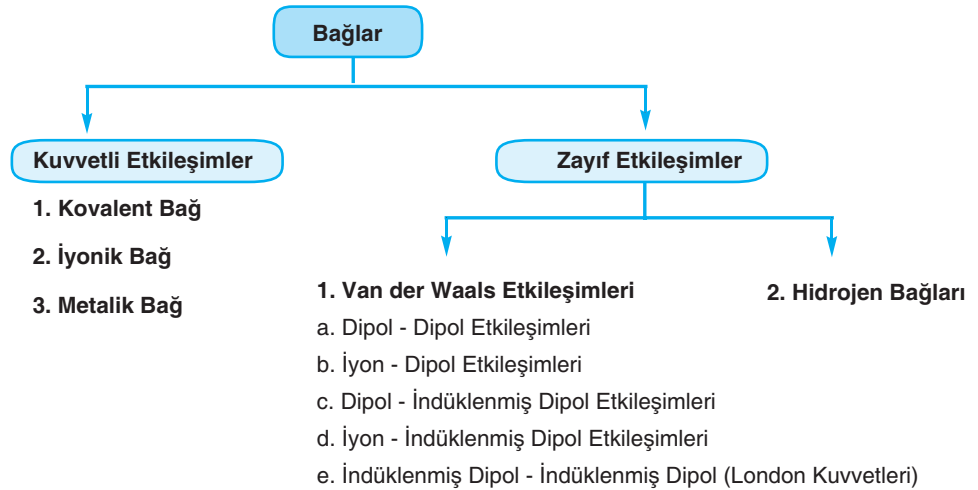
NOT

Bağ enerjisi yaklaşık 40 kJ/mol den daha fazla olan etkileşimlere **güçlü etkileşimler**, daha az olan etkileşimlere ise **zayıf etkileşimler** denir. Tüm kimyasal bağlar kuvvetli etkileşimler olarak sınıflandırılır.



NOT

Bazı moleküllerde görülen hidrojen bağları 40 kJ/mol'den daha yüksek enerjili olmasına rağmen zayıf etkileşimler sınıfına girer.



Kovalent bağlar, ametal atomlarının elektronları ortaklaşa kullanarak oluşturduğu bağlardır.

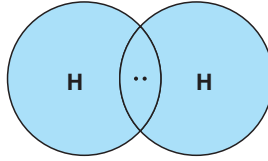
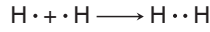
Her bir kovalent bağ iki elektrondan oluşur. Bu şekilde ametal atomlarının kovalent bağlanması sonucunda moleküller meydana gelir.

Kovalent bağ

- a. Apolar kovalent bağ
- b. Polar kovalent bağ
- c. Koordine kovalent bağ

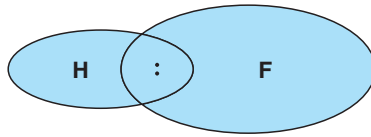
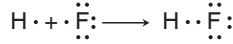
a. Apolar Kovalent Bağ:

Elektronegatiflikleri aynı olan atomların oluşturduğu kovalent bağlara **apolar kovalent bağ** denir. H_2 molekülünde her iki hidrojen atomunun elektronegatifliği aynıdır. Yani bağ elektronları her iki çekirdek tarafından eşit miktarda çekilmektedir. Bu durumda elektronlar hidrojen atomlarına eşit uzaklıkta bulunmaktadır.

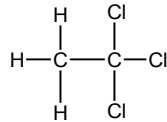


b. Polar Kovalent Bağ:

Elektronegatiflikleri farklı olan atomların oluşturduğu kovalent bağlara **polar kovalent bağ** denir. HF molekülünde olduğu gibi farklı atomların oluşturduğu bağlarda elektron paylaşımı eşit değildir. Bağ elektronları ortak olarak kullanılmasına rağmen elektronegatifliği daha büyük olan flor atomuna daha yakındır. Bu nedenle elektronegatif atom kısmi olarak negatif (-), diğer atom ise kısmi olarak pozitif (+) yük kazanır. Kısmi pozitif ve negatif yük "δ" simgesi ile gösterilir.



UYARI! "Aynı tür ametal atomları arasında oluşan bağlar apolar kovalent bağdır." şeklinde yapılan genelleme her zaman geçerli değildir. Örneğin;



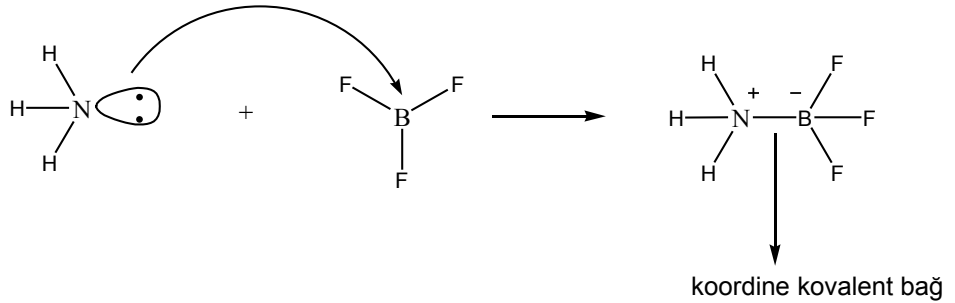
1,1,1-trikloroetan molekülünde iki karbon atomu arasındaki kovalent bağ apolar kovalent bağ değildir. Elektronegatifliği yüksek olan klor atomları bağlı oldukları karbon atomundan elektron çekerek kısmen pozitif hale getirir. Bu durumda elektron yoğunluğu azalan karbon atomu da bağ elektronlarını kendine doğru daha kuvvetli çeker. Bağ elektronları klorların bulunduğu karbona daha yakındır. Yani polar kovalent bağ yapısındadır.

NOT

Tuzlu suyun elektrik akımını iletmesi hem fiziksel hem de kimyasal yoldan gerçekleşebilir. Uygulanan elektrik akımı tuzlu suyu elektroliz ediyorsa bu durum da elektrik kimyasal yoldan iletilmiştir. Yani elektrik iletimi sırasında kimyasal bir olay (elektroliz) gerçekleşmiştir. Ancak tuzlu suyun elektrolizi için gereken potansiyelin altında bir potansiyelle sahip elektrik akımı iletilmediğinde elektroliz olayı gerçekleşemez ve bu durum da elektriğin iletimi fiziksel bir olaydır.

c. Koordine Kovalent Bağ

Kovalent bağı oluşturan her iki elektronda aynı atomdan geliyorsa oluşan bağ koordine kovalent bağ olarak adlandırılır. Örneğin koordinasyon bileşiklerinde (kompleks bileşiklerde) merkezde bulunan metal atomu ile ona bağlanan ligantlar arasında koordine kovalent bağ bulunur.



Yukarıdaki örnekte azot atomu üzerinde bulunan ortaklanmamış elektron çifti, oktet boşluğu bulunan bor atomuna aktarılır. Bağı oluşturan iki elektron da azot atomundan gelmiştir. Bu nedenle koordine kovalent bağıdır. Bu tepkime aynı zamanda bir asit-baz tepkimesidir. Elektron çiftini veren NH_3 Lewis bazı, elektron çiftini alan BF_3 ise Lewis asiti olarak davranmıştır.

Moleküllerin geometrilerini belirlemek için VSEPR kuramı kullanılabilir, ancak bağların nasıl oluştuğunu açıklamakta yetersizdir. Moleküllerin elektronik yapılarını ve kovalent bağ oluşumunu açıklamak için kuantum mekaniğine dayalı iki kuram geliştirilmiştir. Bunlardan birincisi Değerlik (Valens) Bağ Teorisi (DBT), diğeri ise Molekül Orbital Teorisi (MOT)dir.

- ↳ Değerlik bağ teorisine göre, atoma ait yalnızca değerlik orbitalleri örtüşerek kovalent bağı oluşturur. Bu teori s, p ve d atom orbitallerini ve bu orbitallerin karışımı olan hibrit orbitallerini temel alır.
- ↳ Molekül orbital teorisine göre ise bağ oluşumu sırasında atomlara ait tüm orbitaller etkileşerek molekül orbitallerine dönüşür. Bağ oluştuğunda tüm elektronların bu molekül orbitallerine yerleştiği kabul edilir.

Bu kuramların her ikisi de tek başına, kovalent bağlanmayı, molekül geometrisini ve özelliklerini tam olarak açıklayamaz. Çoğu durumda amaca uygun olarak her iki kuram da kullanılmaktadır. Ancak MO kuramı daha kapsamlı olup spektroskopik ve manyetik özelliklerin açıklanmasında daha başarılıdır.

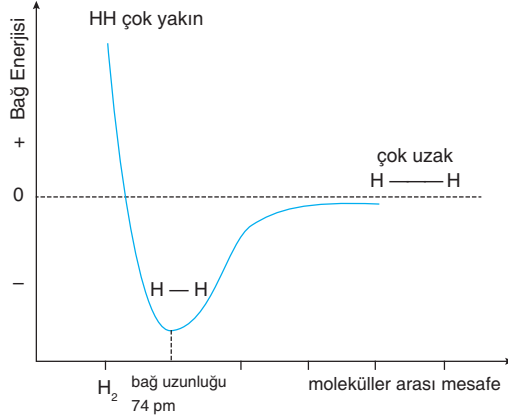
1. Değerlik Bağ Teorisi (DBT)

Değerlik Bağ Kuramı, moleküllerdeki kovalent bağlanmayı kuantum mekaniği ile açıklar. Atom çevresindeki orbitallerin yönelmeleri geometriyi belirleyen VSEPR teorisini matematiksel olarak yorumlar.

Değerlik bağ kuramına göre, iki atom bağ oluşturmak üzere birbirine yaklaştığında bağ oluşturacak uygun geometrideki atom orbitalleri örtüşmelidir. Atomlar birbirlerine yaklaştığı zaman değerlik orbitalleri örtüşür ve bu bölgede elektron yoğunluğu her iki atomunkinden daha fazla olur. Bağ oluşturan orbitaller ters spinli olmak üzere iki elektron içerir.

Kovalent bağ oluşurken; ortaklaşa kullanılacak elektronlar ile atom çekirdekleri arasında elektrostatik çekim kuvvetleri ortaya çıkar. Atom çekirdekleri ile elektron çiftleri

arasındaki çekme sonucu atomların enerjisi azalır ve daha kararlı hale gelir. Bunun yanı sıra atomların etrafındaki elektronlar arasında ve atom çekirdekleri arasında ise itme kuvvetleri vardır. Bu çekme ve itme kuvvetlerinin dengelenmesi sonucunda atomlar birbirlerinden belirli bir denge uzaklığına ulaşır.



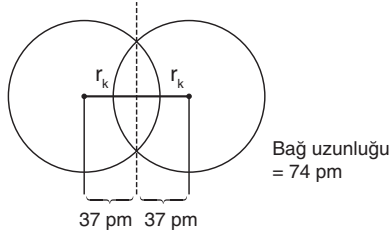
İki hidrojen atomu birbirine yaklaşarak H_2 molekülüne dönüşüyor. Hidrojen atomunun kovalent yarıçapı 37 pm olduğuna göre bu olayla ilgili,

- I. Atomlar yaklaşırken sistemin enerjisi azalır.
- II. H_2 molekülü oluştuğunda, sistem en kararlı halde bulunur.
- III. Atom çekirdekleri 74 pm'den daha fazla yaklaşırsa sistemin enerjisi artar.

Yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve III E) I, II ve III

Çözüm:



İki atom birbirine yaklaşırken sistemin enerjisi önce azalır. Sistem en düşük enerjili haline ulaştığında kovalent bağ oluşur. Sistem en kararlı haldedir. Kovalent yarıçap, bu bağ oluştuğunda çekirdekler arası mesafenin yarısıdır. Çekirdekler arası mesafe 74 pm'den daha az olursa çekirdek-çekirdek itmeleri ve elektron-elektron itmeleri artacağından sistemin enerjisi artar.

Cevap E

H_2 Molekülünün değerlik bağ kuramı ile ifade edilmesi

H_2 molekülünü oluşturan hidrojen atomları A ve B ile gösterildiğinde iki atomlu bu sistem;

$$\Psi = [\Psi_{A(1)} \Psi_{B(2)}] + [\Psi_{A(2)} \Psi_{B(1)}] + [\lambda \Psi_{A(1)} \Psi_{A(2)}] + [\lambda \Psi_{B(1)} \Psi_{B(2)}]$$

bağıntısı ile tanımlanabilir.

Ψ_A ve Ψ_B : A ve B hidrojenlerine ait temel haldeki 1s orbitallerini tanımlayan dalga fonksiyonlarıdır.

1 ve 2: Sırasıyla A ve B hidrojenlerine ait elektronları temsil eder.

Bu bağıntının nasıl ortaya çıktığı basitçe şu sıralama ile anlaşılabilir.

1. Adım: Molekül, her iki atoma ait orbitallerin doğrusal olarak örtüşmesi ile oluştuğu için bu orbitallerin toplamı molekül sistemini tanımlar. Eğer molekülü oluşturan hidrojen atomları yeterince izole edilmiş ise H_2 molekülü;

$$\Psi = \Psi_{A(1)} \Psi_{B(2)}$$

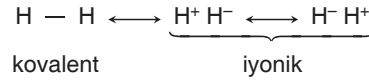
bağıntısı ile ifade edilir

2. Adım: Yukarıdaki bağıntıda 1 elektronu A hidrojenine ve 2 elektronu ise B hidrojenine ait kabul edilmiştir. Halbuki bağ elektronları 1 ve 2 lokalize (sabit) değildir ve bağı oluşturan her iki atom tarafından da çekilmektedir. Bu durumda H_2 molekülünü gösteren bağıntı;

$$\Psi = [\Psi_{A(1)} \Psi_{B(2)}] + [\Psi_{A(2)} \Psi_{B(1)}]$$

şeklini alır. Böylece her iki elektronun her iki atom tarafından ortaklaşa kullanıldığı belirtilmiştir.

3. Adım: Bağıntıyı daha iyi hale getirmek için yapılan son varsayım ise her iki elektronun da aynı anda bir çekirdek etrafında yer alması yani iyon hallerinde bulunmasıdır.



Bu durumda bağıntının son hali şöyledir.

$$\Psi = [\Psi_{A(1)} \Psi_{B(2)}] + [\Psi_{A(2)} \Psi_{B(1)}] + [\lambda \Psi_{A(1)} \Psi_{A(2)} + \lambda \Psi_{B(1)} \Psi_{B(2)}]$$

Elektronların her ikisinin de bir atom üzerinde bulunma olasılığı, ortaklaşa kullanılma olasılığından daha düşüktür. Bu nedenle dalga fonksiyonunda yer alan λ katsayısı birden küçük bir değerdir.

4. Adım: Deneysel sonuçlara yaklaşmak için yapılan diğer bir işlem atom numarası Z 'nin yerine etkin atom numarası Z^* 'nin hesaplamalarda kullanılmasıdır.

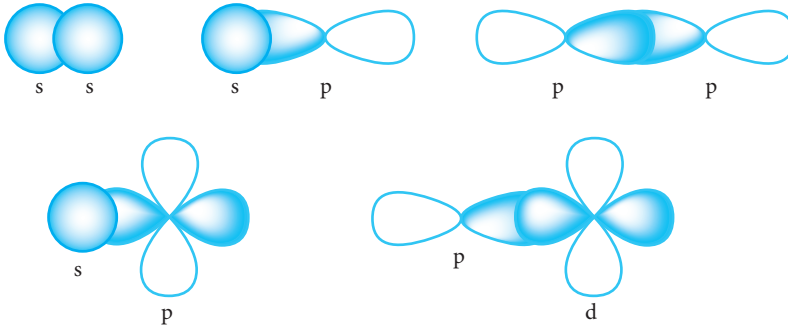
Elde edilen dalga fonksiyonunda Z^* kullanılarak yapılan kuantum mekanik hesaplamalar sonucunda; bağ enerjisi 388 kJmol^{-1} ve bağ uzunluğu $74,1 \text{ pm}$ bulunmuştur. Bu değerler deneysel verilere oldukça yakındır.

1.1. Orbital Örtüşmeleri ve Sigma, Pi ve Delta Bağ Oluşumları

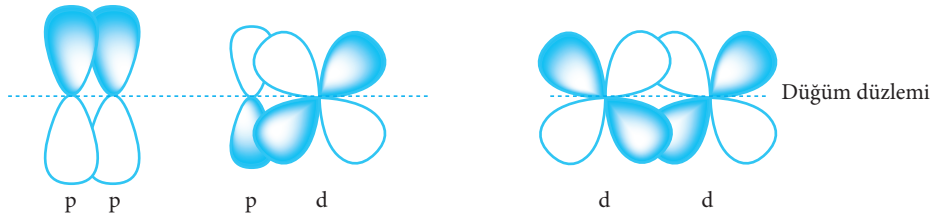
Değerlik Bağ Teorisine göre bir kovalent bağ iki elektronun ortaklaşa kullanılması sonucu oluşur. Bunun için **eşleşmemiş (tek) elektron içeren** atom orbitallerinin örtüşmesi gerekir.



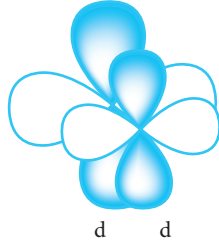
σ bağı: Orbitallerin bağ eksenı boyunca örtüşmesi sonucunda meydana gelir. **σ bağı oluşurken** orbitallerin birer lobu örtüşür.



π bağı: Orbitalerin ikişer lobunun yanal örtüşmesi sonucunda π bağı oluşur. Bağ eksenini üzerinde düğüm düzlemi mevcuttur. İki atom arasında oluşan ilk bağ her zaman σ bağıdır. Bundan sonrakiler ise pi veya delta bağıdır.



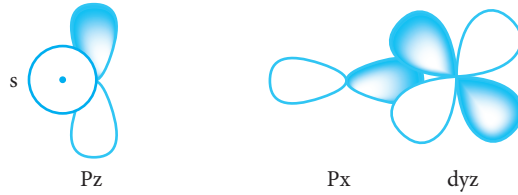
δ bağı: d orbitalerinin dörder lobunun örtüşmesi sonucunda delta (δ) bağları oluşur.



NOT

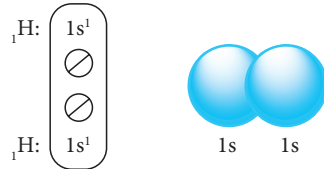
Bağ oluşumu sırasında örtüşen molekül orbitalerinin simetrilerinin uyumlu olması gerekir. Aynı fazdaki (+ ile + veya - ile -) orbital örtüşmeleri bağ oluşumu ile sonuçlanır. Burada fazlar mavi ve renksiz olarak gösterilmiştir. Aksi halde orbital örtüşmeleri bağ oluşumu ile sonuçlanmaz.

Uyarı: Bağ oluşumu sırasında örtüşen molekül orbitalerinin simetrilerinin uyumlu olması gerekir. Aynı fazdaki (+ ile + veya - ile -) orbital örtüşmeleri bağ oluşumu ile sonuçlanır. Aşağıda gösterilen orbital örtüşmeleri bağ oluşumu ile sonuçlanmaz.

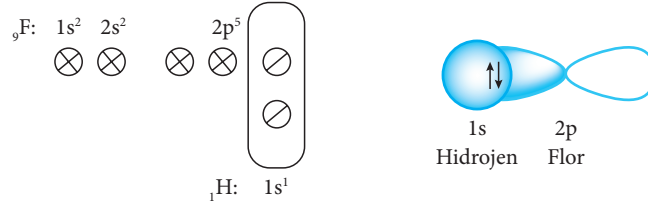


1.2. Orbital Örtüşmeleri ile Molekül Oluşumu

H_2 molekülünde, her bir hidrojen atomunun birer yarı dolu 1s orbitali örtüşür.



HF molekülünde hidrojene ait 1s orbitali ile florun ait yarı dolu 2p orbitali örtüşür ve bağ oluşturur.



F_2 molekülünde flor atomlarına ait yarı dolu 2p orbitalleri örtüşerek bağ oluşturur.



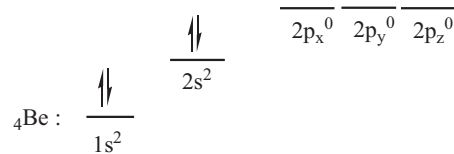
1.3. Hibritleşme (Melezleşme)

Bağ oluşturmak üzere örtüşen orbitallerin her birinde **birer** elektron bulunmalıdır. Bu durumda her bir atom yarı dolu orbital sayısı kadar bağ yapabilir. Ancak bu yaklaşım bazı kovalent bağların açıklanmasında yetersiz kalmaktadır. Bu noktada hibritleşme (melezleşme) kavramı ortaya atılmıştır. Hibritleşme atom orbitallerinin doğrusal birleşmesi sonucu şekil ve enerji bakımından yeni bir orbital karışımı oluşturmaktır. Hibritleşmeye katılan orbital sayısı kadar hibrit orbital oluşur. İki orbitalin hibritleşebilmesi için hibritleşmeye katılan orbitallerin enerjilerinin birbirine yakın olması gerekir. Bu nedenle baş kuantum sayıları eşit olan orbitaller hibritleşir. Bazı durumlarda başkuantum sayısı bir farklı olan d orbitali ile de hibritleşme olabilir.

Hibritleşme kavramı, deneysel olarak bulunmuş sonuçların molekül geometrisine uygulanmasında Değerlik Bağ Teorisinin (DBT) zayıf kalması sonucunda ortaya çıkmıştır. Gerçekte fiziksel olarak hibrit orbitallerin varlığından söz edilemez, tamamen kuramsal bir yaklaşımdır.

1.3.1. sp Hibritleşmesi

Berilyum atomu ${}_4\text{Be: } [1s^2]2s^2$ elektron dizilişine sahiptir. Bu diziliş bakıldığında değerlik elektronları 2s orbitalinde eşleşmiş olarak bulunur ve berilyum atomunun bağ yapacak tek elektronu (yarı dolu orbitali) yoktur. DBT berilyumun iki bağ yapmasını hibritleşme kavramı ile açıklar. Hibritleşme yalnızca değerlik orbitallerinde gerçekleşir. Örneğin berilyum atomunda değerlik orbitalleri olan 2s ve 2p orbitalleri arasında hibritleşme gözlenir, 1s buna katılmaz.



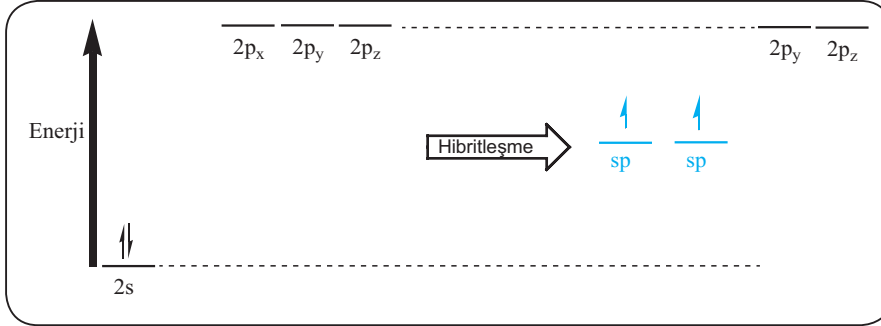
NOT

Hibritleşen orbitallerin yalnızca enerjileri bir birine yaklaşmaz, aynı zamanda orbital şekilleri de değişir.

NOT

Hibritleşme enerji gerektiren bir olaydır. Elektronun diğer orbitale geçmesi ve orbitallerin hibritleşmesi için gerekli olan enerji atomların bağ oluşumu sırasında açığa çıkan enerjiden sağlanır.

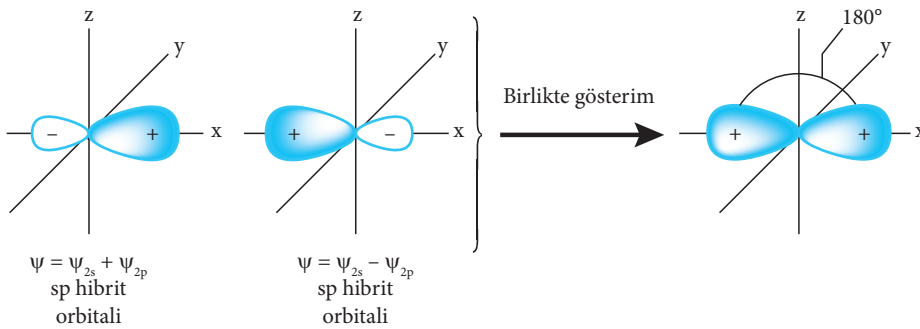
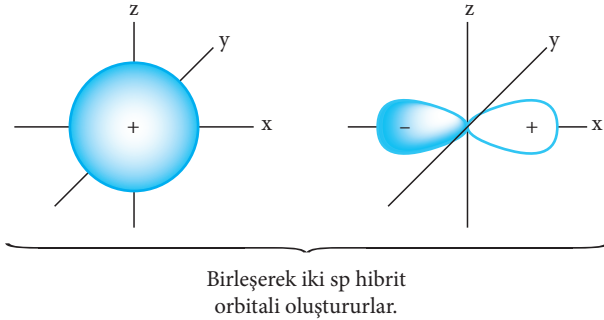
2s orbitali 2p orbitallerine göre daha düşük enerjilidir. 2s de bulunan bir elektron bağ oluşumu sırasında 2p orbitallerinden birine geçer. Üç 2p orbitali de tamamen özdeş olduğu için elektron herhangi birini tercih edebilir. Bu durumda 2s orbitalinin enerjisi bir miktar yükselirken, elektronun geçtiği 2p orbitalinin enerjisi bir miktar düşer. Enerjisi değişen bu iki orbital artık hibritleşmiş ve sp hibrit orbitallerini oluşturmuştur. sp hibrit orbitali denmesinin nedeni hibritleşmeye bir tane s ve bir tane p orbitalinin katılmış olmasıdır. Enerjisi değişmeyen iki tane 2p orbitali ise melezleşmeden kalır. Böylece berilyum atomu iki tane tek elektron içeren orbitale sahip olur ve iki bağ yapabilir.



NOT

Hibritleşmeye katılan atom orbitali sayısı kadar hibrit orbital oluşur.

Melezleşme sırasında yalnızca orbitallerin enerjileri değişmez bunun yanı sıra hibritleşmeye katılan orbitallerin şekilleri de değişir. Hibritleşmeye uğramadan önce berilyum atomuna ait 2s orbitali küresel, 2p orbitali ise fiyonk şeklindedir. sp hibritleşmesi sonucunda bu orbitaller doğrusal olarak örtüşür ve melez bir şekil ortaya çıkarırlar. Bir s ve bir p orbitali olmak üzere iki orbital hibritleşmeye katıldığı için iki sp hibrit orbitali oluşur. sp hibrit orbitalleri %50 s karakterine, %50 de p karakterine sahiptir.

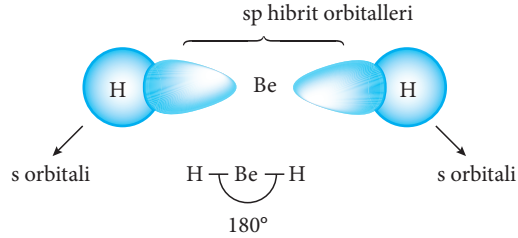


NOT

Bağ oluşumu sırasında merkez atomun hibrit orbitalleri örtüşür.

Bir hibrit orbital, iki yada daha fazla atom orbitalinin dalga fonksiyonlarının matematiksel bir kombinasyonu (toplama ve çıkarma) sonucunda oluşur. s ve p orbitallerinin dalga fonksiyonları toplandığında bir sp hibrit orbitali oluşur. Aynı fonksiyonlar birbirinden çıkarıldığında ise başka bir sp hibrit orbitali oluşur. Bu hibrit orbitaller özdeş olup yalnızca yönlenmeleri farklıdır. Aynı eksen doğrultusunda ama zıt olarak yönelmişlerdir.

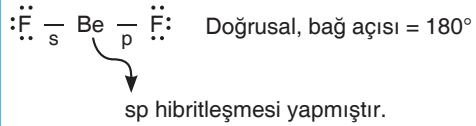
sp hibrit orbitalleri bir eksen boyunca doğrusal olarak yönelmiştir. Bağ oluştuğunda molekül doğrusal bir geometriye sahip olur.

**BeF₂ molekülü ile ilgili;**

- I. Merkez atom sp hibritleşmesi yapmıştır.
- II. Molekül geometrisi doğrusaldır.
- III. Bağ oluşumu sırasında s ve p orbitalleri örtüşür.

yargılarından hangileri doğrudur? (₄Be, ₉F)

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I, II ve III

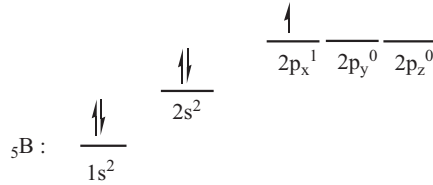
Çözüm:

Bağ oluşumu sırasında Be atomunun sp hibrit orbitalleri ile florun tek elektron içeren 2p orbitali örtüşür.

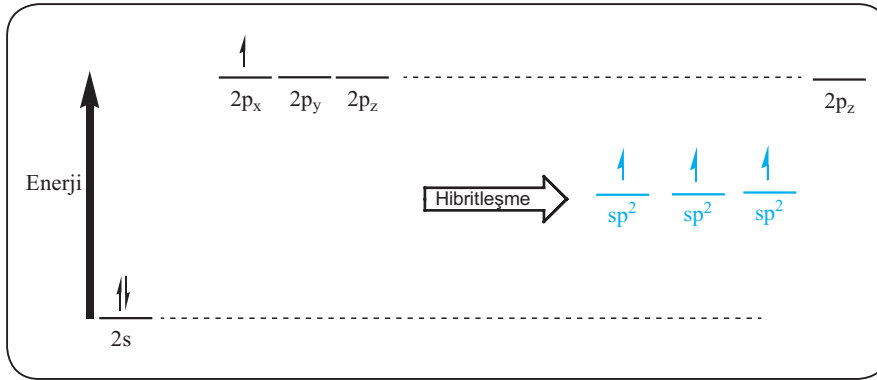
Cevap D

1.3.2. sp² Hibritleşmesi

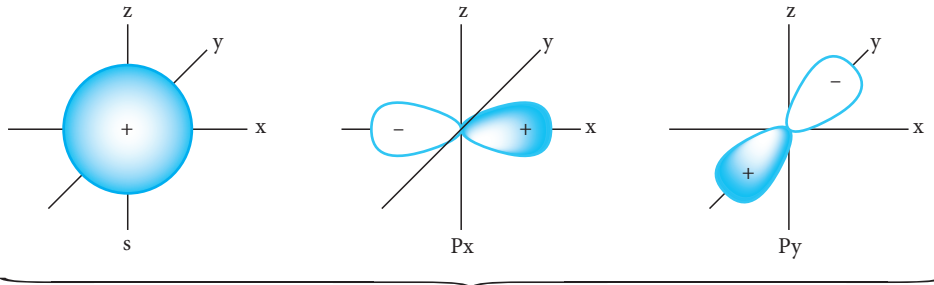
Temel halde bor atomunun elektron dizilimi ₅B: [1s²] 2s²2p¹ şeklindedir.



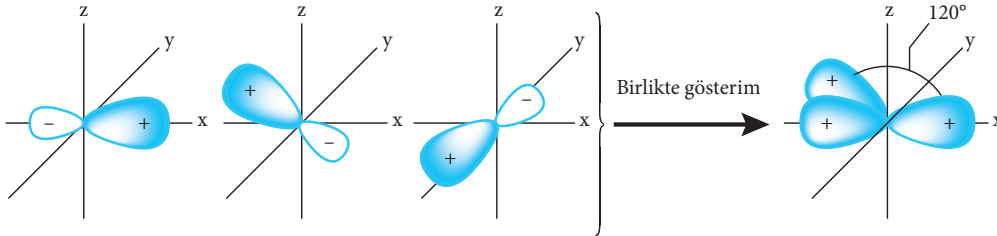
BH₃ molekülü, merkezinde bor atomu köşelerinde hidrojen atomları bulunan üçgen düzlem yapıya sahiptir. Hidrojen atomları bağ yapmak üzere yaklaştığında 2s orbitalindeki bir elektron 2p orbitaline geçer. Bir tane 2s orbitali ile iki tane 2p orbitali hibritleşerek üç adet sp² hibrit orbitali oluşturur. Hibritleşme sonucunda 2s orbitalinin enerjisi yükselirken 2p_x ve 2p_y orbitallerinin enerjileri düşer. 2p_z orbitali hibritleşmeye katılmamıştır. Burada 2p_z orbitali temsili olarak seçilmiştir. Bu orbitalin yerinde enerji ve şekil olarak tamamen özdeş olan 2p_x veya 2p_y orbitalide olabilir. Bu özdeş orbitaller arasındaki tek fark uzaysal yönelmedir. Bir tane s ve iki tane p orbitali kullanıldığı için sp² hibritleşmesi olur. Bu hibrit orbitaller %33 s karakterine, %67 p karakterine sahiptir.



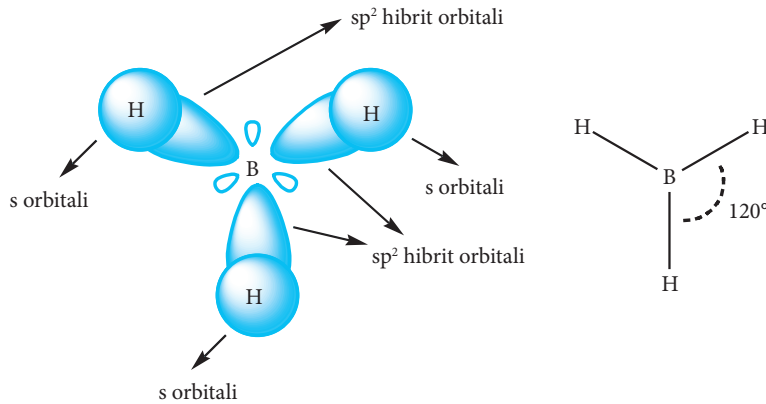
Birbiri ile özdeş olan bu hibrit orbitaller aralarında 120° 'lik açı olacak şekilde düzlemsel üçgen geometride yönelirler.



Birleşerek üç sp^2 hibrit orbitali oluştururlar.

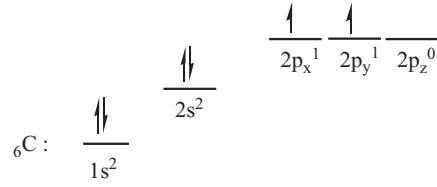


Oluşan üç sp^2 hibrit orbitalinin her biri, bir hidrojenin 1s orbitali ile örtüşerek bir B-H bağı oluşturur. Oluşan B-H bağları birbirine eşit uzaklıkta ve aralarındaki açı 120° 'dir.

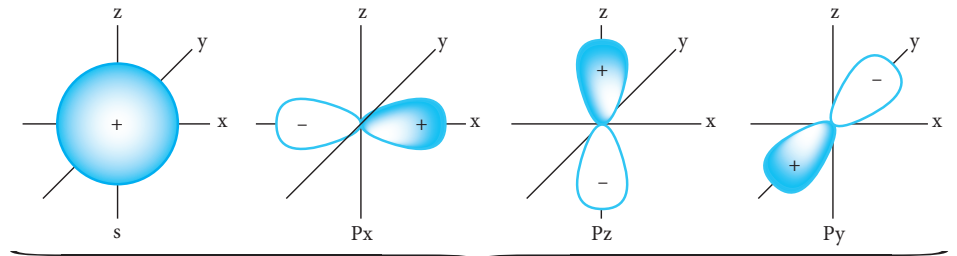
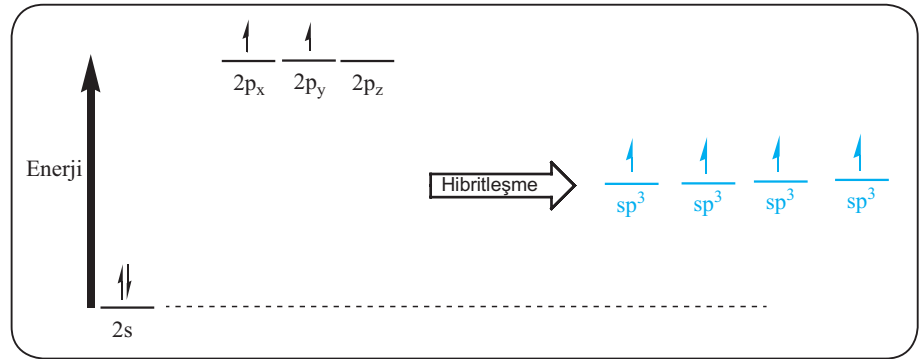


1.3.3. sp^3 Hibritleşmesi:

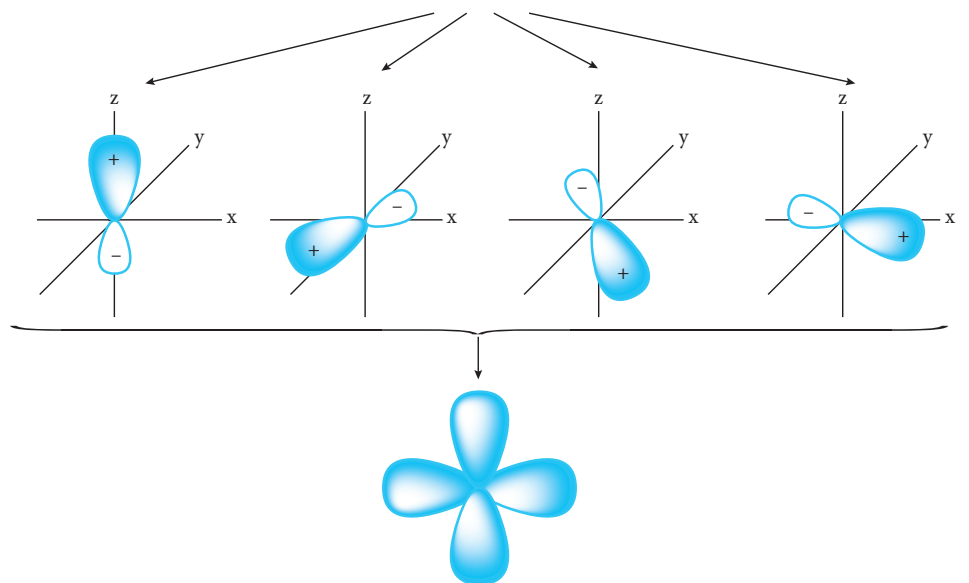
CH_4 molekülünde merkez atom olan karbonun temel halde elektron dizilimi ${}_6C: [1s^2] 2s^2 2p^2$ şeklindedir.



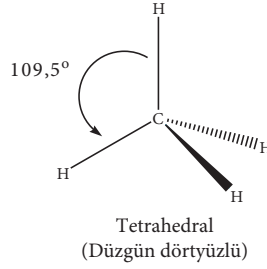
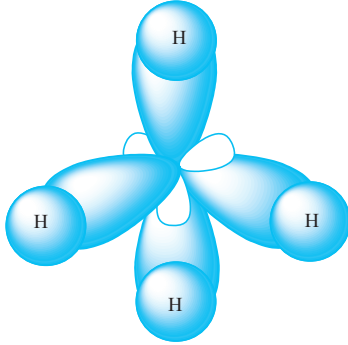
CH_4 molekülünde karbonun dört bağ yapabilmesi için dört adet yarı dolu orbitale ihtiyacı vardır. $2s$ orbitalindeki bir elektron $2p$ orbitaline geçtiğinde $2s$ orbitali ile üç tane $2p$ orbitali hibritleşerek dört adet sp^3 hibrit orbitali oluşturur. Dört yeni sp^3 hibrit orbitalinin oluşmasıyla bağ açıları $109,5^\circ$ olan düzgün dörtyüzlü (tetrahedral) geometriye sahip bir molekül yapısı elde edilir.



Birleşik dört sp^3 hibrit orbitali oluştururlar.



Metanda dört sp^3 hibrit orbitalinden herbiri bir hidrojenin 1s orbitali ile örtüşmesi sonucunda birbirine eşit dört C-H bağı oluşur. Bağlar arasındaki açılar eşit ve $109,5^\circ$ 'dir.

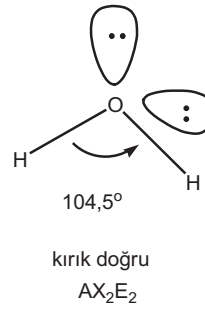
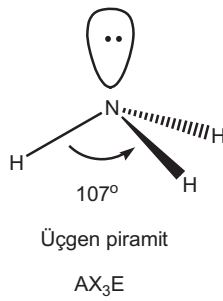
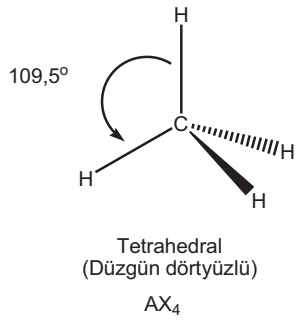
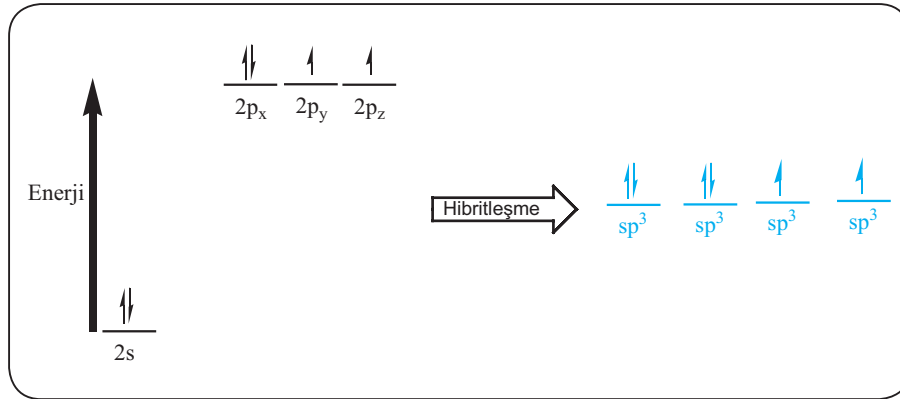


NOT

sp^3 hibritleşmesi; H_2O ve NH_3 bileşiklerindeki bağ açılarını da açıklar. Bu moleküllerde bağ açıları, düzgün dört yüzlü açısına (109°) oldukça yakındır (suda $104,5^\circ$; amonyakta 107°). Suda oksijen, amonyakta ise azot atomları sp^3 hibrit orbitalleri oluşturur.

CH_4 , NH_3 ve H_2O moleküllerinin üçünde de sp^3 hibritleşmesi görülür.

${}_8O$: $[1s^2] 2s^2 2p_x^2 2p_y^1 2p_z^1$ Oksijenin elektron dizilişinde 2s ve $2p_x$ değerlik elektronları ortaklaşmamış elektron çifti şeklinde bulunurken, yarı dolu iki orbitalle iki hidrojen atomuna bağlanabilir. Hibritleşme kavramına ihtiyaç duyulmadan da H_2O formülüne sahip bir molekülün oluşacağı tahmin edilebilir. Ancak bu durumda birbirine dik konumdaki $2p_y$ ve $2p_x$ orbitalleri nedeniyle H-O-H bağ açısının 90° 'ye yakın olması gerekirdi. Ancak bu açının düzgün dört yüzlüye uygun olarak ortaya çıkması hibritleşmeye dört orbitalinde katıldığını gösterir.



Baş Grup Elementlerini Hidrojen ile Yapabilecekleri Moleküllerin Özellikleri

Gruplar	1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A
Değerlik elektronları	s ¹	s ²	s ² p ¹	s ² p ²	s ² p ³	s ² p ⁴	s ² p ⁵
Hibrit orbitalleri	–	sp	sp ²	sp ³	sp ³	sp ³	–
Bağ sayısı	1 bağ	2 bağ	3 bağ	4 bağ	3 bağ	2 bağ	1 bağ
Örnekler	LiH	BeH ₂	BH ₃	CH ₄	NH ₃	H ₂ O	HF
Molekül biçimi	Li — H Doğrusal	H — Be — H Doğrusal	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{B} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ Düzlemsel üçgen	$\begin{array}{c} \text{H} \\ \\ \text{C} \\ / \quad \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ Düzgün dört yüzlü	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{N} \\ / \quad \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ Üçgen piramit	$\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{O} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ Kırık doğru	H — F Doğrusal
Molekülün polarlığı	İyonik	apolar	apolar	apolar	polar	polar	polar

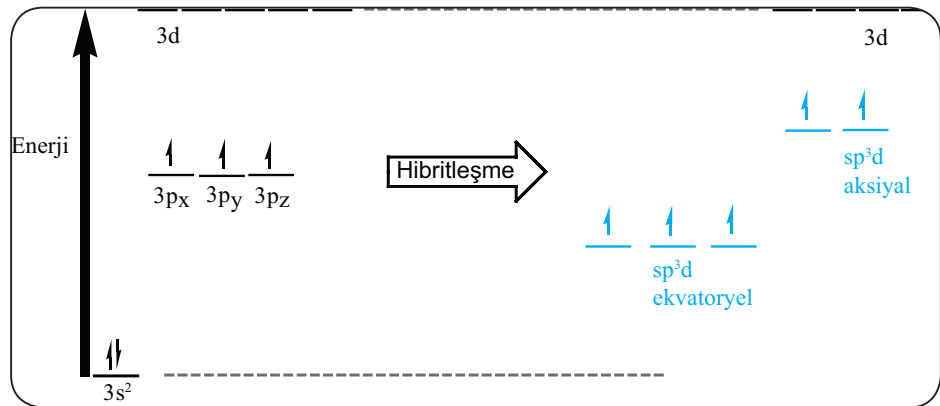
1.3.4. sp³d Hibritleşmesi:

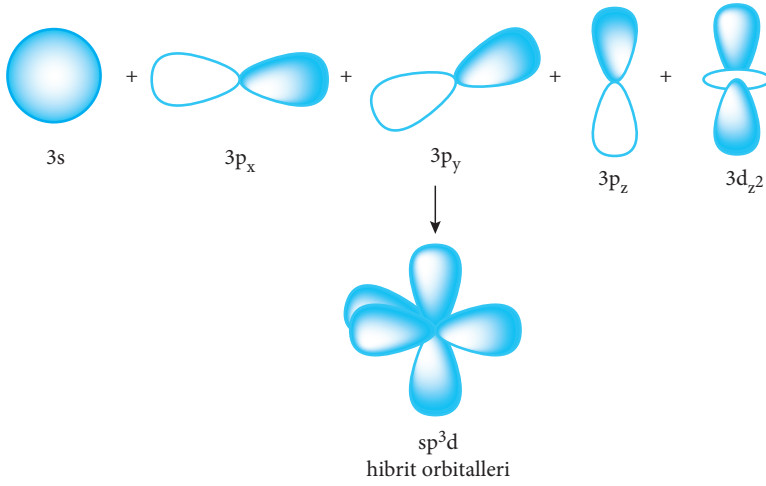
3. periyottan itibaren atomlar, hibrit orbital oluştururken 3s ve 3p orbitallerinin yanı sıra 3d orbitallerini de kullanabilirler. Bu durumda merkez atom oktet kuralından sapar ve oktet genişlemesi gerçekleşir.

PCl₅ molekülünde fosfora beş klor atomunun bağlanabilmesi için merkez atomda beş tane yarı dolu orbital olması gerekir. Fosfor temel durumda [Ne]3s²3p_x¹3p_y¹3p_z¹ elektron dizilişine sahiptir. Beş yarı dolu orbital oluşması için 3s deki bir elektron 3d orbitaline geçer. Bu durumda sp³d hibritleşmesi gerçekleşir. Ancak bu eşdeğer olmayan bir hibritleşme türüdür. PCl₅ molekülü üçgen çiftpiramit yapıya sahiptir. Üçgen çiftpiramit geometride eksen doğrultusundaki (aksiyel) bağlar ekvatoryel düzlemdeki bağlardan farklıdır. 3p ve 3d_z² orbitalleri hibritleşerek aksiyel konumdaki hibrit orbitalleri oluşturur. Aynı zamanda s, p_x ve p_y orbitalleri de hibritleşerek ekvatoryel konumdaki üç hibrit orbitali oluşturur. Bağ uzunluğu ve bağ açıları farklı olan bu iki bölgenin, sp² ve dp hibritleşmesi şeklinde meydana geldiği düşünülebilir.

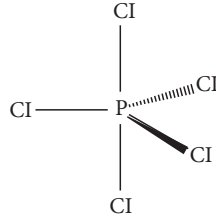
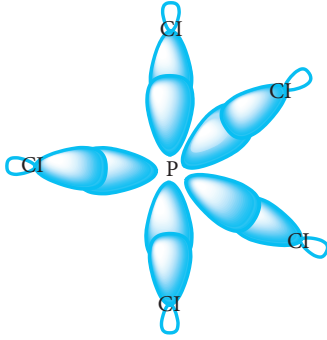
NOT

Aksiyelde oluşan hibrit orbitaller ekvatoryeldekile göre daha yüksek enerjilidir. Bunun sebebi VSEPR teorisinde de anlatıldığı gibi bağ açılardan kaynaklanmaktadır. Aksiyelde oluşan orbital ekvatoryeldekiler ile 90°'lik bir açı yaparken ekvatoryeller arasında 120°'lik açılar vardır. Bu nedenle aksiyel ekvatoryel orbitalleri yaklaştığı için enerji artmıştır.





s orbitallerinin enerjisi p ve d orbitallerinin enerjisinden daha düşüktür. Bu nedenle s orbitalinin katıldığı hibritleşmede (ekvatoryel yönlenmiş sp^2 hibrit orbitalleri) oluşan hibrit orbitallerin enerjisi daha düşüktür. Aynı zamanda s orbitalinin küresel olması sebebiyle bağ oluşumu sırasında yaptığı orbital örtüşmeleri de diğerlerinden fazladır. Bu durumda ekvatoryel konumlardan bağlanan klor atomlarında örtüşme daha fazladır, bağ daha sağlam ve daha kısadır. Sonuç olarak PCl_5 molekülünde aksiyel ve ekvatoryel konumlardaki farklı bağ uzunlukları hibritleşme teorisi ile açıklanmış olur.

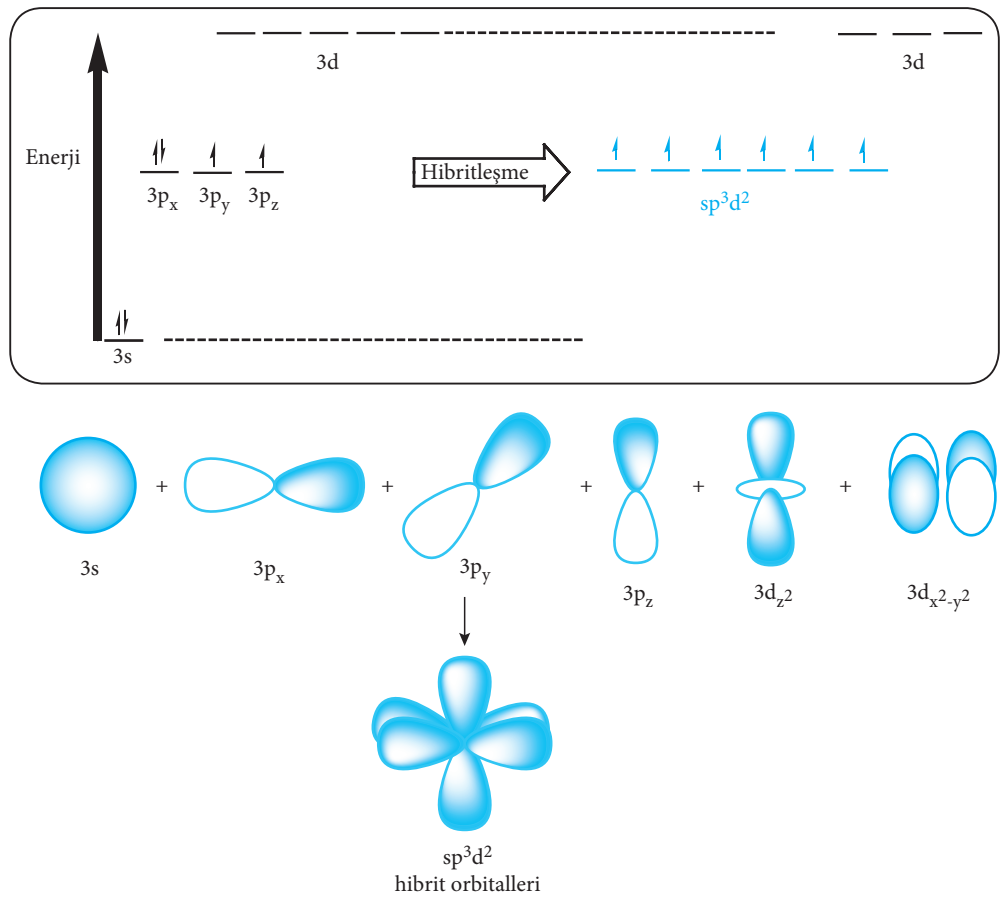


NOT

Aksiyal konumlardaki bağlar ekvatoryel konumlardaki bağlardan daha uzundur.

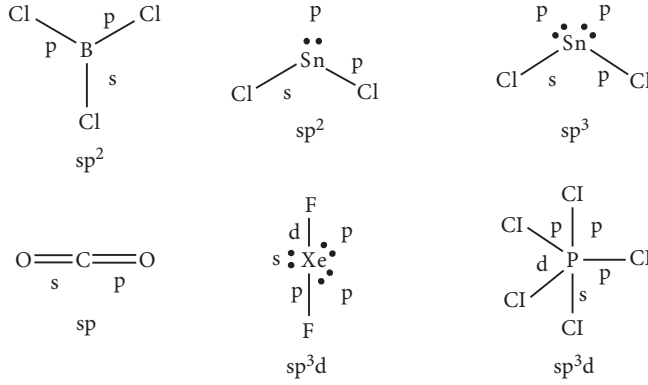
1.3.5. sp^3d^2 Hibritleşmesi:

SF_6 molekülünde merkez atom olan kükürtün elektron dizilimi $[Ne]3s^23p_x^23p_y^13p_z^1$ şeklindedir. Altı bağ yapabilmesi için 3s deki ve 3p_x deki birer elektron 3d orbitaline geçer. Bu durumda bir s, üç p ve iki d orbitalinin hibritleşmesi sonucunda sp^3d^2 hibrit orbitalleri oluşur. Deneysel sonuçlar altı S-F bağının da eşit uzunlukta olduğunu göstermiştir. Bu durumda oluşan altı hibrit orbital de özdeş olup oktahedral yapıda yönelmişlerdir.

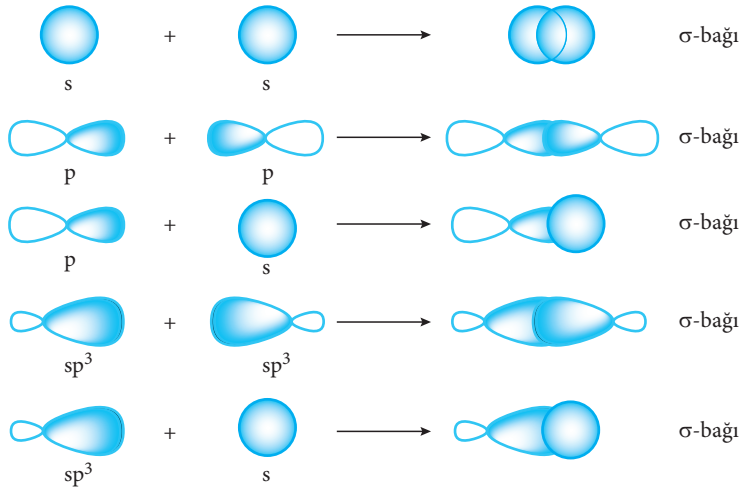


Hibritleşmeye katılan değerlik orbitallerinin sayısı	Hibritleşme türü	Hibrit orbital sayısı	Geometrileri	Örnek
2	sp	2	Doğrusal	HgCl ₂ , BeCl ₂
3	sp ² sp ²	3	Üçgen düzlem Açısal	BF ₃ , BH ₃ SnCl ₂ , NO ₂ ⁻
4	sp ³ sp ³ sp ³	4	Düzgün dörtyüzlü Üçgen piramit Açısal	BF ₄ ⁻ , CH ₄ NH ₃ , PH ₃ H ₂ O, ICl ₂ ⁺
5	sp ³ d sp ³ d sp ³ d	5	Üçgen çift piramit Bozulmuş dörtyüzlü T-şekli Doğrusal	PCl ₃ SF ₄ , TeCl ₄ ICl ₃ , BrF ₃ XeF ₂ , ICl ₂ ⁻
6	sp ³ d ² sp ³ d ² sp ³ d ²	6	Oktahedral Kare piramit Kare düzlem	SF ₆ , PF ₆ ⁻ IF ₅ , SbF ₅ ⁻ XeF ₄ , ICl ₄ ⁻

Uyarı: Hibritleşme türünü kolay yoldan tahmin etmek için şu yöntem uygulanabilir. Hibritleşme türü belirlenecek atomun etrafındaki, toplam sigma bağ sayısı ve ortaklanmamış elektron çifti sayısı bulunur. Bu sayı kadar hibrit karakteri içerir. Örneğin toplam 3 ise bir s iki p yani sp^2 olur. Toplam beş olduğunda 1 s, 3 p ve 1 d karakteri içerir yani sp^3d olur.



Uyarı: Hibrit orbital örtüşmeleri sonucu σ bağları oluşur.



1.4. Hibritleşme Türü ve Bağ Açıları

Hibritleşme türü bağ açısını etkiler. s orbitali küreseldir, p orbitali ise fiyonk şeklinde birbirine dik (90°) üç alt orbitalden oluşur. Bu nedenle s ve p orbitallerinin oluşturduğu hibrit orbitallerde s karakteri fazla ise bağ açısı büyük, p karakteri fazla ise açı daha küçüktür.

hibrit türü	s karakteri	p karakteri	ideal bağ açısı
sp	%50	%50	180°
sp^2	%33	%67	120°
sp^3	%25	%75	$109,5^\circ$

Bağ açıları ile hibrit türü arasında

$\cos\theta = s/s-1 = p-1/p$ bağıntısı vardır. Örneğin sp^2 hibritleşmesinde s karakteri $1/3$, p karakteri $2/3$ tür.

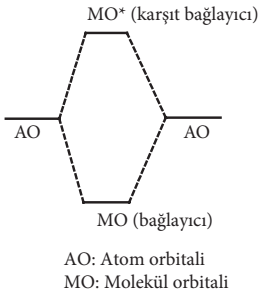
$$\cos\theta = (1/3)/(1/3-1)$$

$\cos\theta = 0,5$ çıkar. $\theta = 120^\circ$ bulunur.

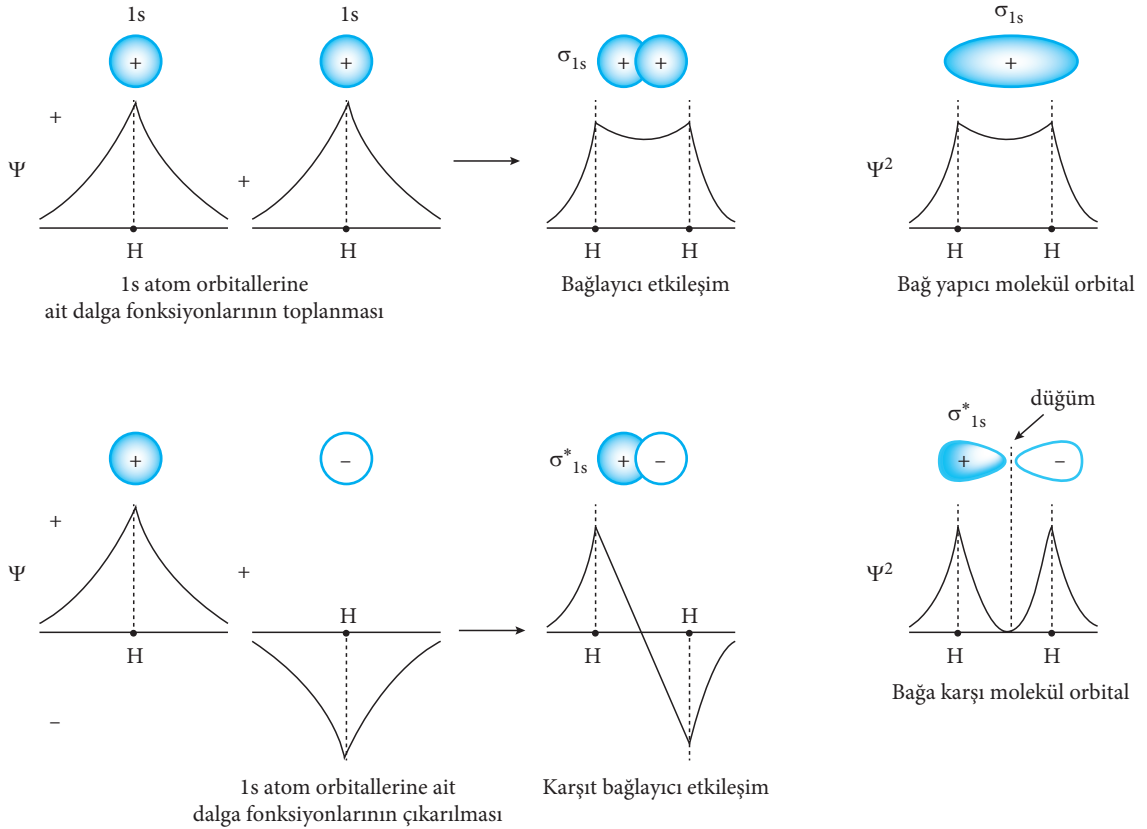
2. Molekül Orbital Teorisi

Değerlik Bağ Teorisi, moleküllere ait kararlılık, spektroskopik veya manyetik özelliklerin açıklanmasında yetersiz kalmıştır. Bu tür kavramların açıklanabilmesi için Molekül Orbital Teorisi ortaya konulmuştur.

Değerlik Bağ Teorisine göre, bağ oluşumu sırasında atomların yalnızca değerlik orbitalleri örtüşür ve değerlik elektronlarını ortaklaşa kullanır. Molekül Orbital Teorisine göre ise bağ oluşumu sırasında atomlara ait orbitallerin tamamı molekül orbitallerine dönüşür.



- ✎ Atom orbitalleri s, p, d ve f gibi harflerle tanımlanırken oluşan molekül orbitalleri σ , π ve n gibi harflerle gösterilir.
- ✎ Bir araya gelen atom orbitalleri sayısı kadar molekül orbitali oluşur.
- ✎ İki atom orbitali birleştiğinde biri düşük enerjili (bağlayıcı) diğeri ise yüksek enerjili (karşıt bağlayıcı) olmak üzere iki molekül orbitali oluşur. Oluşan yeni molekül orbitallerinin şekli, atom orbitallerine ait dalga fonksiyonlarının toplanması veya çıkarılmasıyla elde edilir.



Molekülün sahip olduğu elektron sayısı, kendini oluşturan atomların toplam elektron sayısına eşittir. Bu elektronlar molekül orbitallerine yerleşirken, daha önce atomların elektron dizilişi için kullanılan kurallar geçerlidir.

Temel halde;

- ✎ Elektronlar en düşük enerjili molekül orbitalden itibaren yerleşirler. (Aufbau Kuralı)

- ✚ Bir molekül orbitale zıt spinli olmak üzere en fazla iki elektron yerleşebilir. (Pauli Dışarlama İlkesi)
- ✚ Elektronlar eşit enerjili molekül orbitallere önce tek tek yerleşir, daha sonra eşleşirler. (Hund Kuralı)

Bağ kuvvetinin farklı bir ifade şekli de **bağ derecesidir**. Bağlayıcı orbitallerde bulunan elektronlar bağ derecesini arttırırken, karışık bağlayıcı orbitallere yerleşen elektronlar bağ derecesini azaltır.

Bağ derecesi;

$$\text{Bağ Derecesi} = \frac{\text{Bağlayıcı molekül orbitallerdeki elektron sayısı} - \text{Karışık bağlayıcı molekül orbitallerdeki elektron sayısı}}{2}$$

formülü ile bulunur.

Paramanyetik Özellik: Bir molekül veya iyonda eşlenmemiş elektronların varlığı paramanyetik özellikleri (paramanyetizmayı) belirler.

- ✚ Paramanyetik maddeler eşleşmemiş tek elektron içerirler. Manyetik alanda çekilen maddelerdir.
- ✚ Diyamanyetik maddelerde ise tüm elektronlar eşleşmiştir. Tek elektron bulunmaz. Diyamanyetik maddeler manyetik alan tarafından itilen maddelerdir.

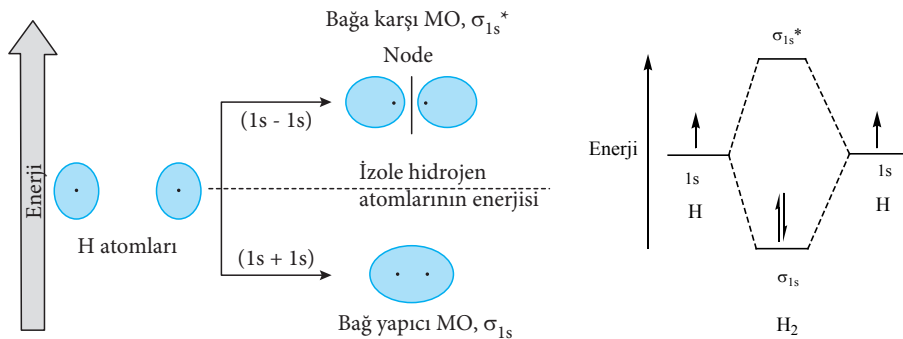
NOT

Ferromanyetik maddeler kuvvetli bir şekilde mıknatıslardan etkilenen maddelerdir. Demir, nikel, kobalt ve alaşımlarını içeren maddeler bu gruba girer. Ferromanyetik maddeler dışarıdan bir etki ile paramanyetik özellik kazanıp bunu koruyabilen metallerdir.

H₂ Molekülünün Molekül Orbital Kuramı ile ifade edilmesi

Molekül Orbital teorisine göre; H₂ molekülünde iki hidrojen atomunun 1s orbitallerinin girişimi sonucu iki molekül orbitali oluşur. Bunlardan birincisi dalga fonksiyonlarının (Ψ_{1sA} ve Ψ_{1sB}) toplamı ile oluşan **bağlayıcı** molekül orbitali σ_{1s} orbitali olarak adlandırılır ve 1s atom orbitallerinden daha düşük enerjilidir. Bağ yapıcı σ_{1s} orbitali atomlar arasındaki bölgede elektron yoğunluğunu artırır. Bu da atomlar arasındaki bağ oluşumunu sağlar.

İkincisi ise orbitallere ait dalga fonksiyonlarının çıkarılması (zıt fazların toplanması) ile oluşur. Bu karışık bağlayıcı orbitaller 1s atom orbitallerinden daha yüksek enerjilidir ve σ_{1s}^* orbitali olarak adlandırılır. Bu karışık bağlayıcı orbital çekirdekler arasında elektron yoğunluğunu azaltır. Bağ eksenı boyunca elektron yoğunluğunun sıfır olduğu bir düzleme (düğüm düzlemine) sahiptir. Bu da aynı yüklü çekirdeklerin birbirini itmesine ve bağın zayıflamasına neden olur.



İki hidrojen atomunun molekül orbital kuramına göre etkileşmesi.

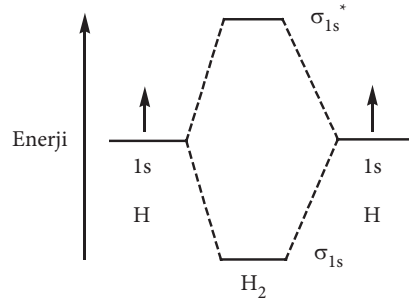
2.1. Molekül Orbital Diyagramları

Molekül orbitallerinin çizilmesi ve elektronların yerleştirilmesi sonucunda oluşan molekül orbital diyagramları sayesinde bağ derecesi, molekül kararlılığı, paramanyetizma gibi birçok bilgiye ulaşılabilir.

a. 1. Periyot elementlerinin oluşturduğu moleküllere ait MO diyagramları:

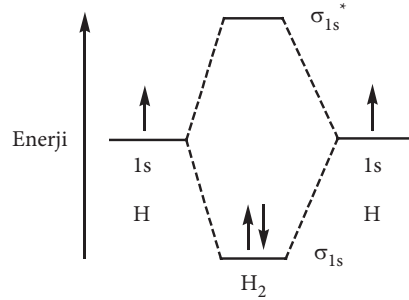
H_2 molekülü:

Hidrojen atomlarında yalnızca 1s orbitalleri vardır ve bu orbitaller eşit enerjilidir. Bu iki orbital birleştiğinde bağ yapan (σ_{1s}) ve bağa karşı (σ_{1s}^*) iki molekül orbitali oluşturur. Bağ yapan orbital daha düşük enerjili, bağa karşı olan daha yüksek enerjilidir.



1. Adım (İki atom orbitalinden iki molekül orbitali oluşur.)

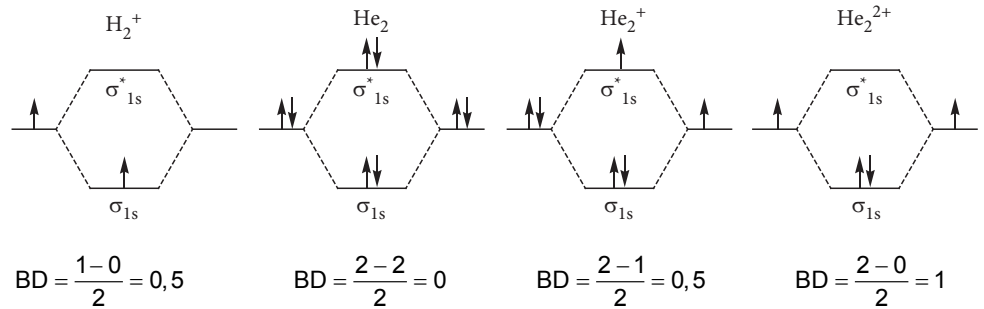
Bu orbitaller çizildikten sonra iki hidrojen gelen toplam iki elektron en düşük enerjili σ_{1s} orbitaline zıt spinli olacak şekilde yerleştirilir.



2. Adım

Karşıt bağlayıcı σ_{1s}^* orbitalinde elektron bulunmaz. Yapıda eşleşmemiş elektron bulunmadığı için diyamanyetiktir. Bağ derecesi ise $BD = (2-0)/2 = 1$ 'dir. Yani hidrojenler arasında tek bağ bulunur.

H_2^+ , He_2 , He_2^+ , He_2^{2+} molekül ve iyonlarına ait MO diyagramlarını aşağıdaki gibidir.



Molekölün kararlılığı bağ derecesine bakılarak karşılaştırılır. Bağ derecesi fazla olan molekül daha düşük enerjili ve daha karardır. H_2^+ , He_2 , He_2^+ ve He_2^{2+} molekül ve iyonlarının kararlılıkları aşağıda karşılaştırılmıştır.

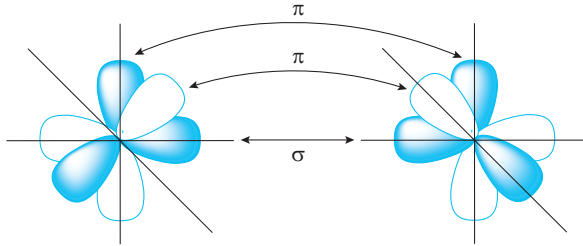
He_2 molekülünün bağ derecesi sıfırdır. Bu durumda böyle bir molekül çok kararsızdır ve oluşmaz. Ancak bir elektron kaybetmiş hali olan He_2^+ 'nın bağ derecesi 0,5 iken He_2^{2+} 'nın ise 1 dir. Kararlılık sıralaması yapılırsa $He_2^{2+} > He_2^+ > He_2$ şeklindedir.

H_2^+ ve He^+ iyonlarının bağ dereceleri eşit olduğu için kararlılıklarının aynı olması beklenir. Ancak, He^{2+} iyonunda karşı + bağ molekül orbitalinde elektron bulunduğu için yapının kararlılığı H_2^+ göre daha düşüktür. Sonuçta, bu moleküllerin kararlılık sırası büyükten küçüğe $He_2^{2+} > H_2^+ > He_2^+ > He_2$ şeklinde sıralanabilir.

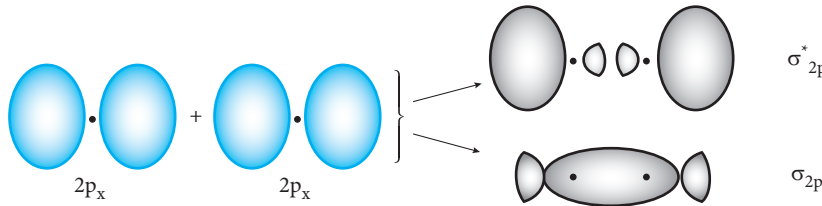
b. 2. Periyot elementlerinin oluşturduğu homonükleer (özdeş atomlardan oluşan) moleküllere ait MO diyagramları:

İkinci periyot elementlerinde 1s orbitallerinin yanı sıra 2s ve 2p orbitalleri de birleşerek molekül orbitallere dönüşür. 2s orbitallerinin örtüşmesi 1s orbitallerinin örtüşmesiyle aynıdır, yalnızca enerjileri daha fazladır.

2p orbitallerinin örtüşmesi de uç-uca ve yan-yana olmak üzere iki şekilde gerçekleşebilir. Uç-uca örtüşme sonucu sigma bağı, yan-yana örtüşme sonucu pi bağı oluşur. p orbitalleri x, y ve z eksenini boyunca yönelmiş üç alt orbitalden oluşur. İki atom birbirine herhangi bir doğrultuda yaklaştığında bu alt orbitallerden yalnızca bir tanesi uç-uca örtüşebilir. Geometrisi düşünüldüğünde diğer iki orbital yanal olarak örtüşmek zorundadır.



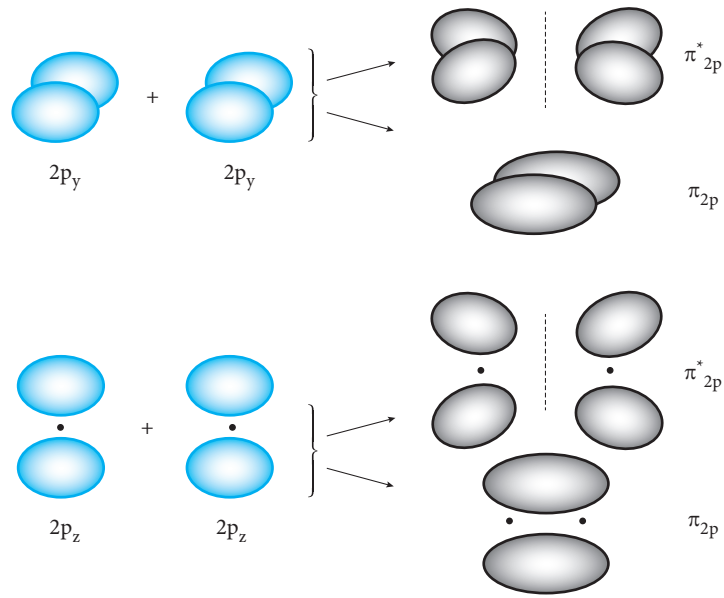
p_x orbitalleri uç-uca örtüşüyor olsun. Bu durumda aynı fazda olan p_x orbitalleri σ_{2px} bağlayıcı orbitalini oluşturur. Farklı fazlardaki p_x orbitalleri örtüştüğünde ise σ_{2px}^* karşıt bağlayıcı orbitali oluşur.



NOT

d orbitalleride benzer tür örtüşmeler ile sigma ve pi bağları oluşturabilir. Bu tür bağlar genellikle koordinasyon bileşiklerinde görülür.

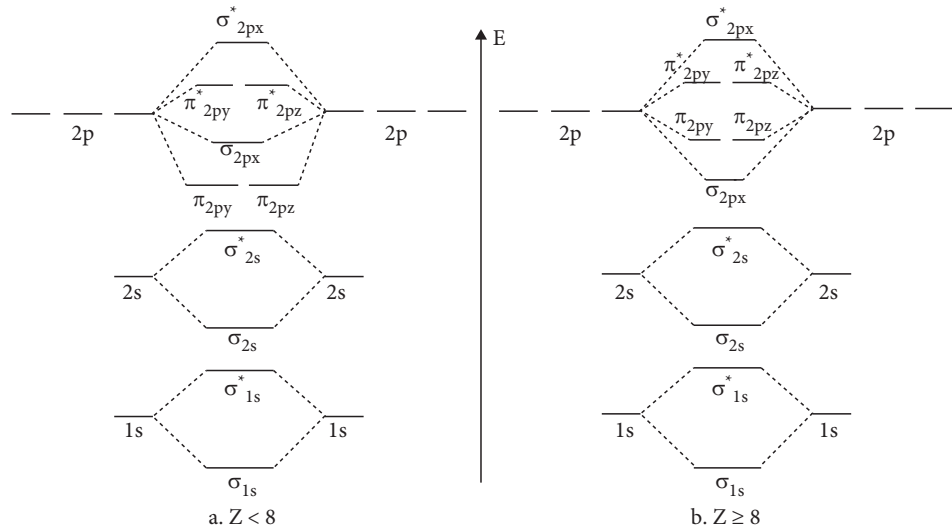
Diğer iki p orbitali yan-yana örtüşerek π_{2py} , π_{2pz}^* ve π_{2pz} , π_{2py}^* molekül orbitallerini oluştururlar.



Li_2 , Be_2 , B_2 , C_2 ve N_2 molekülleri ile O_2 , F_2 ve Ne_2 moleküllerine ait molekül orbital diyagramları birbirinden farklıdır.

Li ' dan N 'a kadar olan elementlerde $2s$ ve $2p$ atom orbitallerinin enerjileri birbirine yakındır. Bu nedenle s - p orbitalleri arasında etkileşim meydana gelir. Bu etkileşim $2s$ ve $2p$ orbitallerinden oluşan σ_{2p_x} ve $\sigma^*_{2p_x}$ molekül orbitallerinin beklenenden daha düşük enerjili (daha kararlı) olmasına neden olur.

O , F ve Ne atomlarında ise $2s$ ve $2p$ orbitalleri arasındaki enerji farkı oldukça fazladır. Bu nedenle orbital $2s$ ve $2p$ orbitalleri molekül orbital oluştururken herhangi bir etkileşime girmez.



Molekül Orbital diyagramlarında yer alan molekül orbitallerinin enerjileri şu şekilde sıralanabilir.



Atom numarası 3-7 arasındaki elementlerin oluşturduğu moleküllerde:

$$(\sigma_{1s}) < (\sigma^*_{1s}) < (\sigma_{2s}) < (\sigma^*_{2s}) < (\pi_{2p_y}) = (\pi_{2p_z}) < (\sigma_{2p_x}) < (\pi^*_{2p_y}) = (\pi^*_{2p_z}) < (\sigma^*_{2p_x})$$

Atom numarası 8-10 arasındaki elementlerin oluşturduğu moleküllerde:

$$(\sigma_{1s}) < (\sigma_{1s}^*) < (\sigma_{2s}) < (\sigma_{2s}^*) < (\sigma_{2px}) < (\pi_{2py}) = (\pi_{2pz}) < (\pi_{2py}^*) = (\pi_{2pz}^*) < (\sigma_{2pz}^*)$$

Aşağıda ikinci periyotta bulunan elementlerin homonükleer iki atomlu bileşiklerinin MO enerji dizilimi ve bazı fiziksel değerleri verilmiştir.

2s - 2p etkileşimi büyük				2s - 2p etkileşimi küçük			
	B ₂	C ₂	N ₂		O ₂	F ₂	Ne ₂
σ_{2p}^*				σ_{2p}^*			
π_{2p}^*				π_{2p}^*			
σ_{2p}				π_{2p}			
π_{2p}				σ_{2p}			
σ_{2s}^*				σ_{2s}^*			
σ_{2s}				σ_{2s}			

Bağ derecesi	1	2	3
Bağ entalpi-si (kJ/mol)	209	620	941
Bağ uzunlu-ğu (Å)	1,59	1,31	1,10
Manyetizma	P	D	D

	2	1	0
	495	155	—
	1,21	1,43	—
	P	D	—

Uyarı: Molekül orbital diyagramlarının çizilmesindeki zorluk nedeniyle kullanılan daha kolay bir gösterim şekli daha vardır. O₂ molekülü için;

$$(\sigma_{1s})^2 (\sigma_{1s}^*)^2 (\sigma_{2s})^2 (\sigma_{2s}^*)^2 (\sigma_{2px})^2 (\pi_{2py})^1 (\pi_{2pz})^1$$

şeklinde gösterilebilir.

Oksijen molekülünün Levis formülü yazıldığında ($\ddot{O} = \ddot{O}$) eşleşmemiş tek elektron olmadığı görülür. Bu da O₂ nin diyamanyetik olması gerektiği anlamına gelir. Ancak deneysel sonuçlar O₂ nin paramanyetik özelliğe sahip olduğunu göstermektedir. Değerlik bağ teorisine göre bu durum açıklanamaz. Ancak molekül orbital diyagramından da görüldüğü gibi π_{2py} ve π_{2pz} orbitallerinde birer eşleşmemiş elektron bulunur. Yani O₂ molekülünün paramanyetik özelliği molekül orbital teori ile açıklanabilmektedir.

NOT

Molekül orbital diyagramında elektron içeren en yukarıdaki orbital ile üzerindeki orbital bir çizgi ile birbirinden ayrılır. Bu çizginin altındaki orbital HOMO, üstündeki ise LUMO'dur.

Uyarı: MO diyagramında yer alan orbitallerden elektron içeren en yüksek enerjili molekül orbital HOMO (Highest Occupied Molecular Orbital) ve elektron içermeyen en düşük enerjili molekül orbital de LUMO (Lowest Unoccupied Molecular Orbital) olarak isimlendirilir. Örneğin yukarıdaki MO diyagramlarında, B₂ için π_{2p} orbitali HOMO, σ_{2p} orbitali ise LUMO'dur.



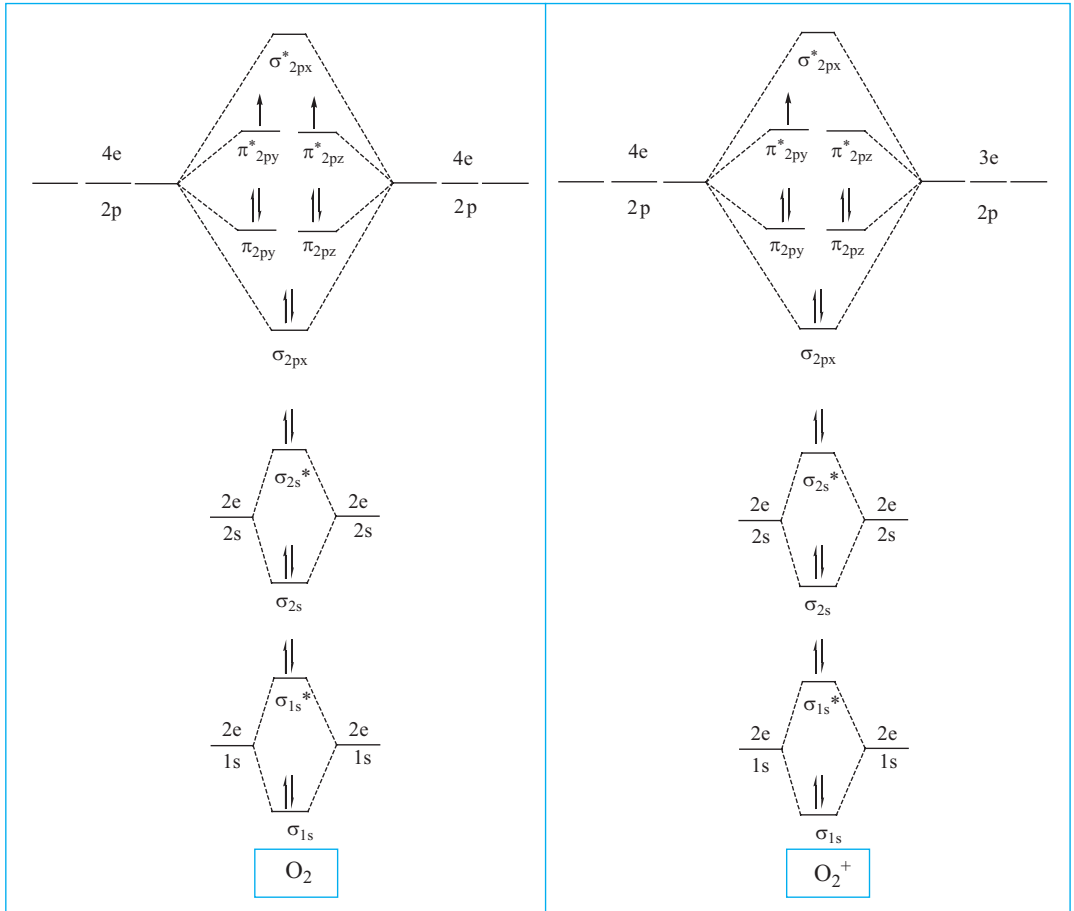
O_2 , O_2^+ , O_2^- ve O_2^{2-} molekül ve iyonları için;

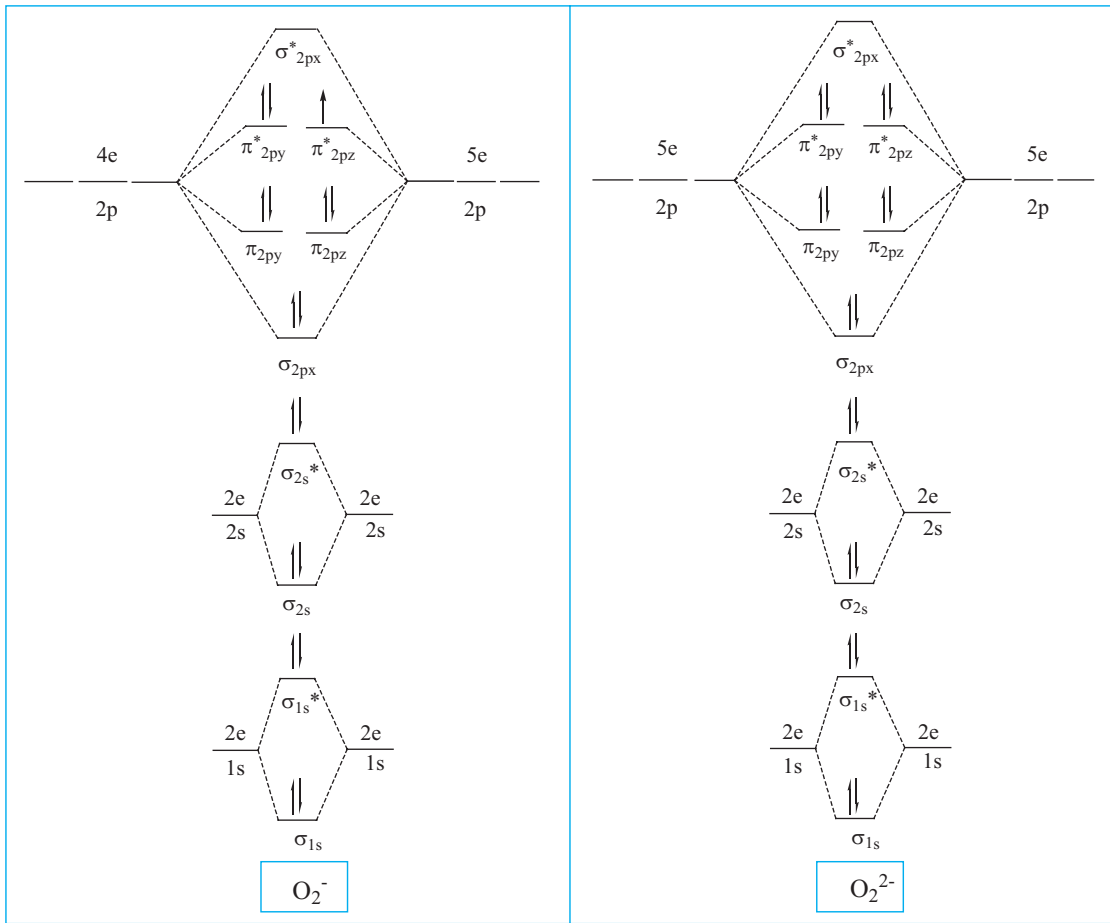
- Molekül orbital diyagramlarını çiziniz.
- Bağ derecelerini karşılaştırınız.
- Bağ kuvvetlerini karşılaştırınız.
- Bağ uzunluklarını karşılaştırınız.
- Manyetizmaları hakkında ne söylenebilir?
- HOMO ve LUMO orbitallerini belirleyiniz.
- Bağ enerjilerini karşılaştırınız.

Çözüm:

a. O_2 molekülünde;

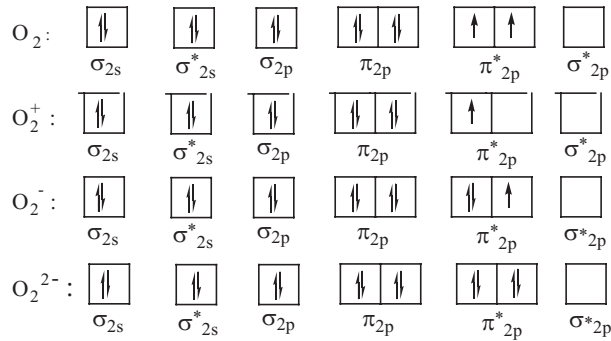
Her bir oksijen atomundan 8'er tane olmak üzere toplamda 16 elektron bulunur. İlk olarak boş orbital diyagramı seçilir. O_2 molekülünde 2s-2p atom orbitallerinin enerjileri arasında yeterince fark olduğu için, bu atom orbitallerinin oluşturduğu molekül orbitalleri karışmaz. Yani yukarıda bahsedilen b. $Z \geq 8$ için kullanılan diyagram seçilir. Boş orbital diyagramı çizildikten sonra elektronlar en düşük enerjili olan molekül orbitalinden itibaren aşağıdan yukarı doğru yerleştirilir. Her orbital zıt spinli iki elektron alabilir. Altta bulunan orbital dolduktan sonra bir üstteki boş orbitale geçilir. Eş enerjili orbitallere elektronlar ilk olarak tek tek yerleşir. Daha sonraki elektronlar zıt spinli olarak eşleştirilir.





☞ Molekül orbital diyagramları çizilirken $1s$ atom orbitallerinin oluşturduğu σ_{1s} ve σ_{1s}^* molekül orbitalleri gösterilmeyebilir. Bağ oluşumunda tüm atom orbitalleri molekül orbitallerine dönüşmüştür. Ancak değerlik orbitallerinin altında kalan bağ yapıcı ve bağa karşı orbitaller tam dolu olduğundan bağ derecesine katkıları sıfırdır. Gösterim kolaylığı açısından bu molekül orbital diyagramlarının basitleştirilmiş gösterimleri aşağıdaki gibidir.

☞

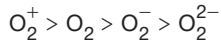


Bağlayıcı molekül orbitallerdeki elektron sayısı - Karşıt bağlayıcı molekül orbitallerdeki elektron sayısı

b. Bağ Derecesi = $\frac{\text{Bağlayıcı molekül orbitallerdeki elektron sayısı} - \text{Karşıt bağlayıcı molekül orbitallerdeki elektron sayısı}}{2}$

NOT

Elektronegatiflikleri farklı olan iki atom arasında meydana gelen moleküle ait molekül orbital diyagramı çizilirken toplam elektron sayısına bakılarak hangi tür molekül orbital diyagramı çizileceği belirlenebilir. Elektronegatif olan atoma ait orbitaller aşağıda, elektronegatifliği düşük olan daha yukarıda çizilir.



MO diyagramında üzerinde (*) bulunan orbitaller karşıt bağlayıcı molekül orbital diyagramlarıdır. (*) bulunmayanlar ise bağlayıcı molekül orbitalleridir. Bu orbitallerdeki bağ elektronları ayrı ayrı toplanarak aralarındaki fark ikiye bölünürse bağ dereceleri bulunur. Burada tüm moleküle ait bağlayıcı ve karşıt bağlayıcı elektron toplamı bu-lunarak işlem yapılabilir. Aynı zamanda yalnızca değerlik bağ elektronları ile de işlem yapılarak aynı sonuç bulunabilir. Aşağıdaki çözümde basitleştirilmiş gösterimdeki gibi yalnızca değerlik elektronları dikkate alınmıştır.

$$O_2 \text{ için Bağ Derecesi} = (8-4)/2 = 2$$

$$O_2^+ \text{ için Bağ Derecesi} = (8-3)/2 = 2,5$$

$$O_2^- \text{ için Bağ Derecesi} = (8-5)/2 = 1,5$$

$$O_2^{2-} \text{ için Bağ Derecesi} = (8-6)/2 = 1$$

Bağ dereceleri sıralaması $O_2^+ > O_2 > O_2^- > O_2^{2-}$ şeklindedir.

c. Bağ derecesinin büyük olması bağın daha kuvvetli olduğu anlamına gelir. Bağ kuvveti sıralaması da; $O_2^+ > O_2 > O_2^- > O_2^{2-}$ şeklindedir.

d. Bağ kuvveti arttıkça atomlar birbirine daha çok yaklaşır ve bağ uzunluğu azalır. Bağ derecesi büyük olan yapılarda bağ daha kısadır.

Bağ uzunluğu sıralaması, $O_2^+ < O_2 < O_2^- < O_2^{2-}$ şeklindedir. Deneyssel olarak bulunan gerçek bağ uzunlukları ise sırasıyla 112, 121, 128 ve 149 pm'dir.

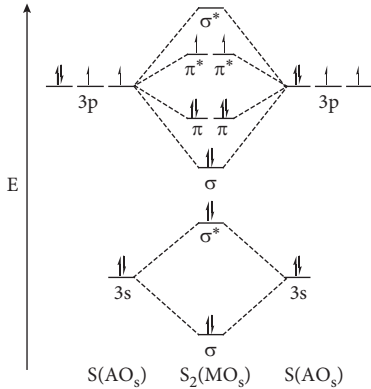
e. Eşleşmemiş tek elektron içeren O_2 , O_2^+ ve O_2^- yapıları paramanyetiktir. O_2^{2-} ise tüm elektronları eşleşmiş durumda olduğundan diyamanyetiktir.

f. Verilen tüm yapılarda en yüksek enerjili dolu orbital yani HOMO π^*_{2p} ve en düşük enerjili boş orbital yani LUMO ise σ^*_{2p} orbitalidir.

g. Bağ derecesi arttıkça, bağ enerjisi artar. Bağ enerjilerinin büyükten küçüğe doğru sıralaması; $O_2^+ > O_2 > O_2^- > O_2^{2-}$ şeklindedir.



S_2 molekülüne ait molekül orbital diyagramı aşağıda verilmiştir.



Bu molekül orbital diyagramına göre,

- I. S_2 molekülü paramanyetiktir.
- II. π^*_{3p} orbitali S_2 molekülüne ait HOMO orbitalidir..
- III. Bağ derecesi 2'dir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I, II ve III

Çözüm:

π^*_{3p} orbitali eşleşmemiş elektronlar içerdiği için molekül paramanyetiktir. Aynı zamanda bu orbital en yüksek enerjili dolu orbitaldir. Yani HOMO'dur.

$$\text{Bağ derecesi} = \frac{8-4}{2}$$

$$BD = 2 \text{ 'dir.}$$

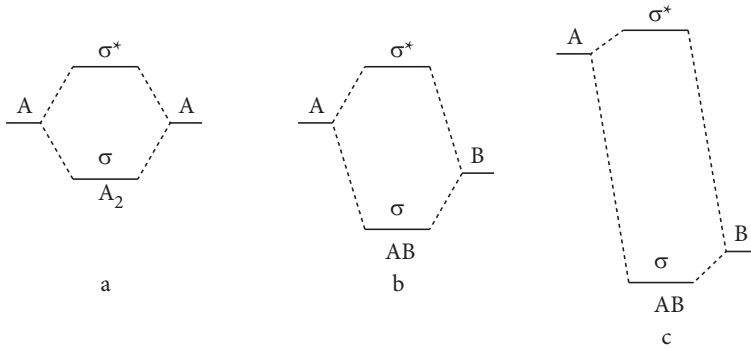
Cevap E

c. 2. Periyot elementlerinin oluşturduğu heteronükleer (farklı atomlardan oluşan) moleküllere ait MO diyagramları:

Enerjileri birbirine yakın olan ve uygun simetrideki atom orbitalleri örtüşerek molekül orbitalleri oluşturur. Homonükleer moleküllerde örtüşen atom orbitallerinin enerjileri birbirine eşittir. Bu nedenle molekül orbitaline katkıları da eşit olur.

Farklı atomlardan oluşan moleküller için de benzer şekillerde molekül orbital diyagramları çizilebilir. Ancak atomların elektronegatiflikleri farklı olduğundan örtüşen orbitallerin de enerjileri farklıdır. Örtüşen atom orbitallerin katkısı eşit değildir. Elektronegatifliği fazla olan atomun enerjisi daha düşüktür ve bağ yapıcı molekül orbitale katkısı daha fazladır. Elektronegatifliği daha az olan atomun ise enerjisi daha yüksektir ve karşıt bağlayıcı molekül orbitale katkısı daha fazladır.

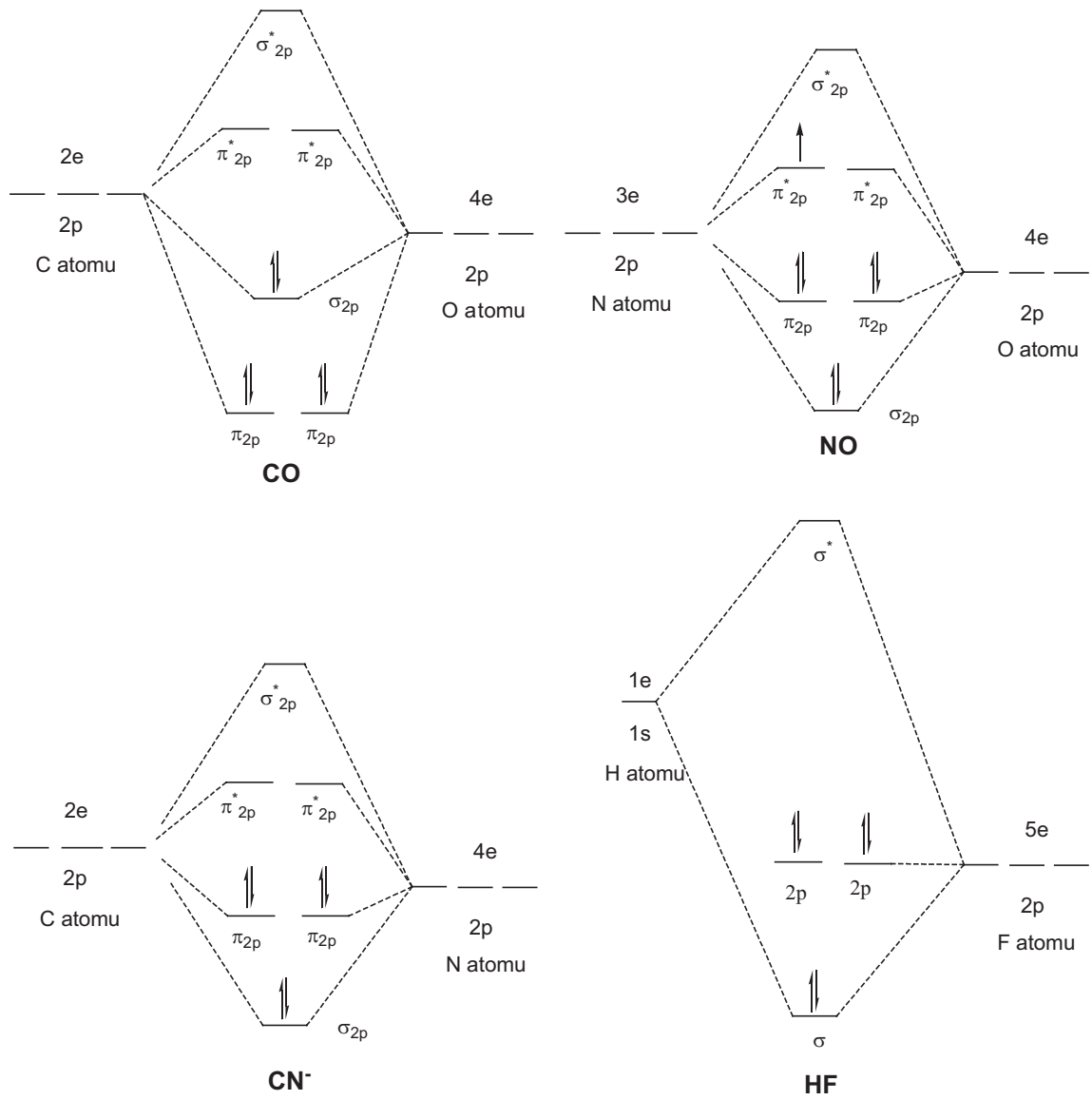
B atomunun elektronegatifliği A atomundan fazla ise oluşan AB molekülünde σ ve σ^* orbitalleri aşağıdaki gibidir.



- Aynı elektronegatifliğe sahip atomların oluşturduğu kovalent bağ
- Elektronegatiflik farkları az olan atomların oluşturduğu polar kovalent bağ
- Elektronegatiflik farkları çok olan atomların oluşturduğu kovalent karakteri az, iyonik karakteri fazla olan bağ

Karşıt bağlayıcı molekül orbital σ^* yüksek enerjili atom orbitalinden daha yüksek enerjili iken, bağ yapıcı σ orbitali düşük enerjili atom orbitalinden daha düşük enerjilidir. Bu durumda bağ elektronları daha çok düşük enerjili bağ yapıcı orbitalde yoğunlaşır. Yani elektronegatif B atomuna yaklaşır. B atomu kısmen negatif yük kazanırken A atomu kısmen pozitif yük kazanır. Polar kovalent bağ oluşur.

A ve B atomlarının elektronegatiflik farkı yeterince yüksek olursa A atomundan B atomuna elektron transfer edildiği yani iyonik bağ oluştuğu kabul edilir.



Konu Kavrama Testleri

1. Formaldehit (CH_2O) molekülünün en kararlı Lewis formülü yazıldığında karbon atomunun hibritleşme türü, σ ve π bağ sayıları aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir? (${}_6\text{C}$, ${}_1\text{H}$, ${}_8\text{O}$)

	Hibritleşme türü	σ bağ sayısı	π bağ sayısı
A)	sp^3	3	1
B)	sp^3	1	3
C)	sp^2	3	1
D)	sp^2	1	3
E)	sp	3	1

2. XeOF_2 I XeF_4 II XeOF_4 III

Yukarıda verilen bileşiklerde merkez atomun hibritleşme türü aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir? (Xe: 8A, O: 6A, F: 7A)

	I	II	III
A)	sp^3d	sp^3d^2	sp^3d^2
B)	sp^3d	sp^3d	sp^3d^2
C)	sp^3d^2	sp^3d^2	sp^3d
D)	sp^3d^2	sp^3d	sp^3d
E)	sp^3d	sp^3d	sp^3d

3. VSEPR kuramına göre CH_4 , NH_3 ve H_2O molekülleri ne ait,

- I. Molekül geometrisi
II. VSEPR gösterimi (formülü)
III. Elektron grubu geometrisi
IV. Merkez atomun hibritleşme türü

özelliklerinden hangileri her üç molekül için ortak-tır?

- A) Yalnız II B) I ve III C) II ve III
D) III ve IV E) I, II ve IV

4. PF_5 molekülünün VSEPR gösterimi, merkez atomun hibritleşme türü ve molekül geometrisi aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

(${}_{15}\text{P}$, ${}_9\text{F}$)

	VSEPR Gösterimi	Hibrit Türü	Molekül Geometrisi
A)	AX_5	sp^3d	Üçgen çift piramit
B)	AX_5E	sp^3d^2	Düzgün sekiz yüzlü
C)	AX_5E	sp^3d	Üçgen çift piramit
D)	AX_5	sp^3d^2	Düzgün sekiz yüzlü
E)	AX_5	sp^3d	Tahteravalli

5. Karbon suboksit (C_3O_2) bileşiğinin en kararlı Lewis yapısı ile ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) Doğrusal yapıdadır.
B) Her üç karbon da sp hibritleşmesi yapmıştır.
C) 4σ ve 4π bağı bulunur.
D) $\text{O} - \text{C} - \text{C}$ bağ açısı 120° dir.
E) Tüm atomlar oktetini tamamlamıştır.

6. Bir molekülde merkez atomun "elektron grubu geometrisi" doğrudan o atomun hibritleşme türü ile bağlantılıdır.

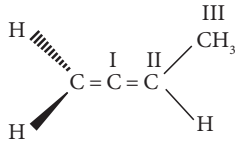
Buna göre, aşağıda verilen eşleşmelerden hangisi yanlıştır?

Elektron grubu Geometrisi	Hibritleşme Türü
A) Doğrusal	sp^2
B) Üçgen düzlem	sp^2
C) Düzgün dörtyüzlü	sp^3
D) Üçgen çift piramit	sp^3d
E) Düzgün sekizyüzlü	sp^3d^2

7. Aşağıda verilen molekül ve iyonlardan hangisinde merkez atomun hibritleşme türü yanlış verilmiştir?

- A) BeCl_2 , sp
B) BH_3 , sp^2
C) BH_4^- , sp^3
D) SiF_4 , sp^3d
E) SF_4 , sp^3d

8.



Yukarıda verilen Allen türü molekülde işaretlenen I, II ve III numaralı karbon atomlarının hibritleşme türü aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

	I	II	III
A)	sp	sp ²	sp ³
B)	sp	sp ³	sp ²
C)	sp ²	sp	sp ³
D)	sp ²	sp ³	sp
E)	sp ³	sp	sp ²

9.

- I. PCl_4^+
II. PCl_5
III. PCl_6^-

Yukarıda verilen molekül ve iyonlarda fosfor atomlarının hibritleşme türleri aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

	PCl_4^+	PCl_5	PCl_6^-
A)	sp ³ d ²	sp ³ d ²	sp ³ d ²
B)	sp ³ d	sp ³ d	sp ³ d
C)	sp ³	sp ³ d	sp ³ d ²
D)	sp ³ d ²	sp ³ d	sp ³
E)	sp ³	sp ³ d ²	sp ³ d

10.

- I. AsF_3
II. BrF_3
III. SeF_3^+

Yukarıda verilen türlerde merkez atom üzerinde bulunan ortaklaşmamış elektron çifti sayısı hangisinde doğru olarak verilmiştir? ($_{33}\text{As}$, $_{35}\text{Br}$, $_{34}\text{Se}$)

	I	II	III
A)	1	2	1
B)	1	1	2
C)	2	1	1
D)	2	2	1
E)	1	1	1

11. HCONH_2 (formamit) molekülü ile ilgili,

- I. Karbon atomu sp² hibritleşmesi yapmıştır.
II. Molekülde 5 σ ve 1 π bağı bulunur.
III. H – C – O bağ açısı 120° dir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I
B) Yalnız II
C) Yalnız III
D) I ve II
E) II ve III

12. ClF_3 molekülü ile ilgili,

- I. Klor merkez atomdur.
II. Molekül geometrisi T şeklindedir.
III. Bağ yapmayan elektron çiftleri ekvotoryal konumdadır.
IV. Merkez atom sp³d hibritleşmesi yapmıştır.

ifadelerinden hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I
B) II ve III
C) I ve IV
D) I, II ve III
E) I, II, III ve IV

13. Li_2 , Li_2^+ ve Li_2^- türlerinde bağ derecelerinin sıralaması aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

($_3\text{Li}$)

- A) $\text{Li}_2 > \text{Li}_2^+ > \text{Li}_2^-$
B) $\text{Li}_2^- = \text{Li}_2^+ > \text{Li}_2$
C) $\text{Li}_2 > \text{Li}_2^+ = \text{Li}_2^-$
D) $\text{Li}_2^- > \text{Li}_2 > \text{Li}_2^+$
E) $\text{Li}_2^+ > \text{Li}_2 > \text{Li}_2^-$

14. B_2^+ iyonu ile ilgili,

- I. Bağ derecesi 1 dir.
II. Paramanyetik özellik gösterir.
III. Elektron dizilişi $\sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^{*2} \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \sigma_{2p}^1$

yargılarından hangileri doğrudur? ($_5\text{B}$)

- A) Yalnız I
B) Yalnız II
C) I ve III
D) II ve III
E) I, II ve III

15. F_2^- iyonunun ait molekül orbital diyagramındaki elektron dizilimi aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir? (g_F)

- A) $\sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^{*2} \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \sigma_{2p}^2 \pi_{2p}^4 \pi_{2p}^{*4} \sigma_{2p}^{*1}$
 B) $\sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^{*2} \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \sigma_{2p}^2 \pi_{2p}^4 \pi_{2p}^{*4} \sigma_{2p}^{*2}$
 C) $\sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^{*2} \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \sigma_{2p}^2 \pi_{2p}^4 \pi_{2p}^{*4} \sigma_{2p}^{*3}$
 D) $\sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^{*2} \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \pi_{2p}^4 \sigma_{2p}^2 \pi_{2p}^{*4} \sigma_{2p}^{*1}$
 E) $\sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^{*2} \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \pi_{2p}^4 \sigma_{2p}^2 \pi_{2p}^{*4} \sigma_{2p}^{*2}$

16. N_2 molekülü ile ilgili,

- I. Paramanyetik özellik gösterir.
 II. En yüksek enerjili dolu orbital (HOMO) σ_{2p} orbitalidir.
 III. En düşük enerjili boş orbital (LUMO) σ_{2p}^* orbitalidir.

yukarıdaki ifadelerden hangileri doğru olur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
 D) I ve II E) I, II ve III

17. O_2^- iyonu ile ilgili,

- I. Süperoksit iyonu olarak adlandırılır.
 II. Bağ derecesi 1,5 dur.
 III. Paramanyetik özellik gösterir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
 D) I ve II E) I, II ve III

18. H_2 , He_2 ve Be_2 moleküllerinin bağ dereceleri aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

	H_2	He_2	Be_2
A)	1	1	1
B)	1	0	1
C)	0	1	0
D)	1	0	0
E)	0	0	1

19. C_2^{n-} iyonunun elektron dizilimi $\sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \pi_{2p}^4 \sigma_{2p}^2$ şeklindedir.

Buna göre,

- I. $n = 2$ dir.
 II. Bağ derecesi 1 dir.
 III. Paramanyetik bir anyondur.

yargılarından hangileri doğrudur? (g_C)

- A) Yalnız I B) Yalnız III C) I ve II
 D) II ve III E) I, II ve III

20. PCl_4F molekülü ile ilgili,

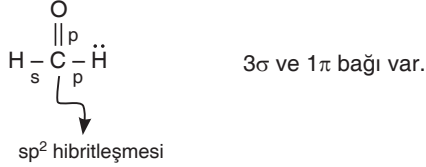
- I. İki farklı $Cl - P - Cl$ bağ açısı vardır.
 II. Flor atomu aksiyel konumda yer alır.
 III. Fosfor atomu sp^3d hibritleşmesi yapmıştır.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız III C) I ve II
 D) II ve III E) I, II ve III

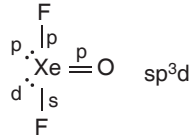
Konu Kavrama Çözümleri

1. Toplam değerlik e sayısı = $4 + 2 + 6 = 12$ e var
Olması gereken e sayısı = $8 + 4 + 8 = 20$ e olmalı
Bağ sayısı = $\frac{20 - 12}{2} = 4$ bağ

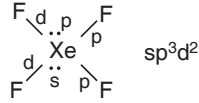


Cevap C

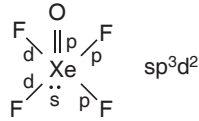
2. $XeOF_2 = 8 + 6 + 14 = 28$ e



$$XeF_4 = 8 + 28 = 36 \text{ e}$$



$$XeOF_4 = 8 + 6 + 28 = 42 \text{ e}$$



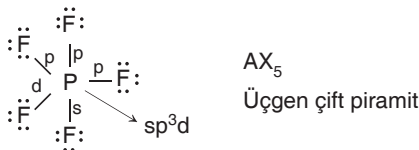
Cevap A

3. Her üç molekülünde elektron grubu geometrisi düzgün dörtüzlüdür. Merkez atomlar ise sp^3 hibritleşmesi yapmıştır.

Cevap D

4. PF_5

Top. Des = $5 + (7 \cdot 5) = 40$ e var. Oktet kuralı aranmaz.



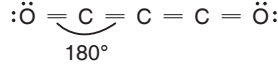
Cevap A

5. C_3O_2

$$\text{Top. Des} = (4 \cdot 3) + (6 \cdot 2) = 24e$$

$$\text{Olm. ges} = (8 \cdot 3) + (8 \cdot 2) = 40e$$

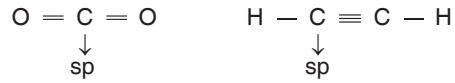
$$\text{Bağ sayısı} = \frac{40 - 24}{2} = 8 \text{ bağ}$$



O - C - C bağ açısı 180° dir.

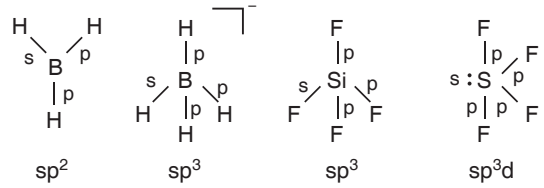
Cevap D

6. Doğrusal moleküllerde merkez atom sp hibritleşmesi yapar. Örneğin;



Cevap A

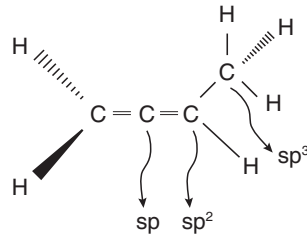
7. $Cl - Be - Cl$



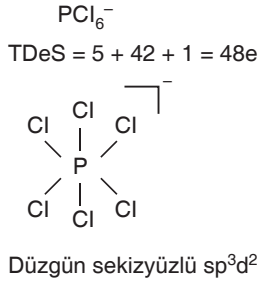
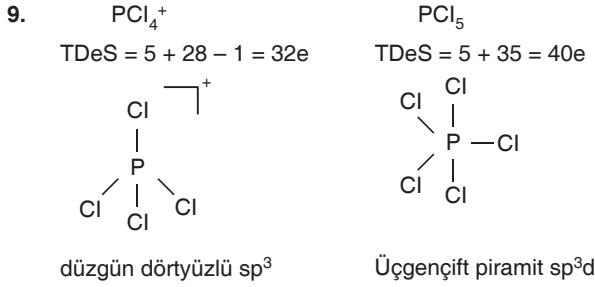
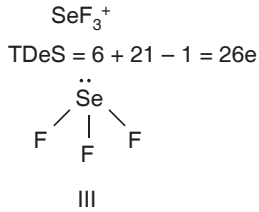
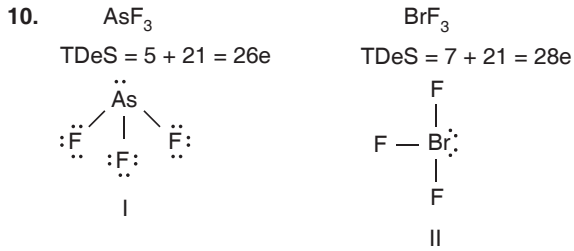
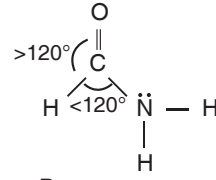
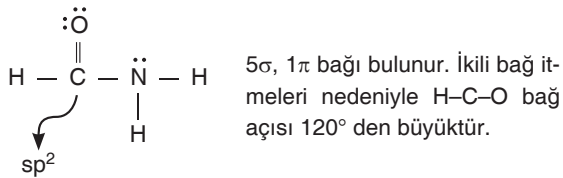
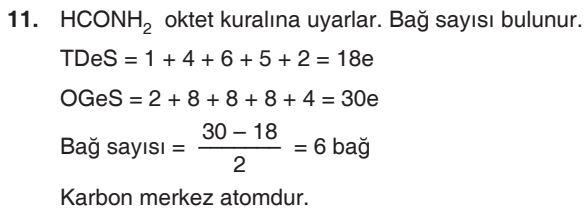
SiF_4 sp^3 hibritleşmesi yapar.

Cevap D

- 8.

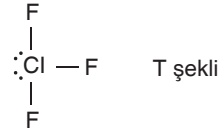


Cevap A

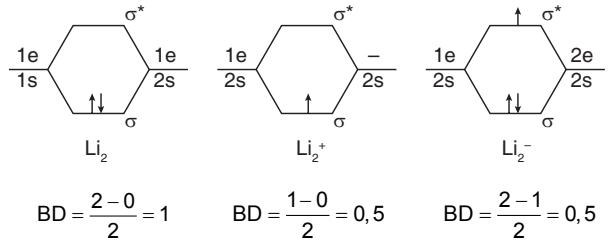
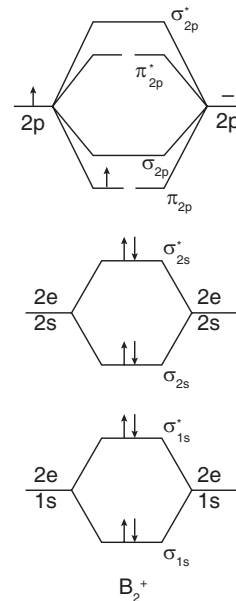
**Cevap C****Cevap A****Cevap D**

12. Daha elektropozitif olan Cl merkez atomdur.

ClF_3 $\text{TDeS} = 7 + 21 = 28e$ (Merkez atom üzerinde 2e çifti kalır.)



Bağ yapmayan elektron çiftleri itmelerin en az olacağı ekvatoryel konumlara yerleşir. Merkez atomun hibritleşmesi sp^3d 'dir.

Cevap E13. ${}_3\text{Li} : 1s^2 2s^1$ BD sıralaması $\text{Li}_2 > \text{Li}_2^+ = \text{Li}_2^-$ **Cevap C**14. ${}_5\text{B} : 1s^2 2s^2 2p^1$ 

$$\text{BD} = \frac{5-4}{2} = 0,5$$

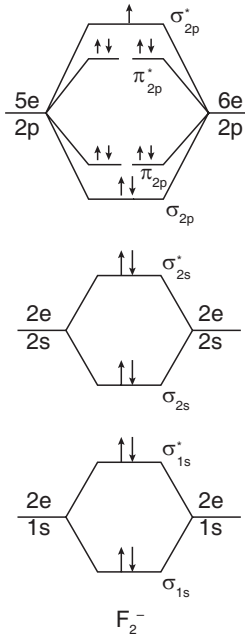
Tek elektron içerdiği için paramanyetiktir.

Elektron dizilişi:

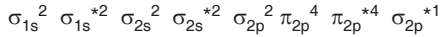
$$\sigma_{1s}^2 \sigma_{1s}^{*2} \sigma_{2s}^2 \sigma_{2s}^{*2} \pi_{2p}^1$$

Not: Elektron dizilişini görmek için alttaki 1s ve 2s orbital örtüşmeleri çizilmiştir. Bunu sormasaydı yalnızca 2p çizilerek soru cevaplanabilirdi.

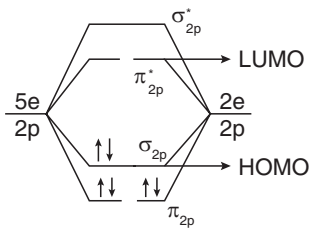
Cevap D

15. ${}_9\text{F} = 1s^2 2s^2 2p^5$ 

Molekül orbital diyagramına ait elektron dizilimi:



Cevap A

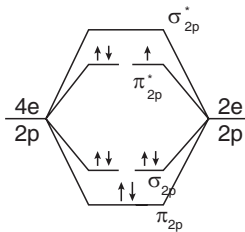
16. ${}_7\text{N} : 1s^2 2s^2 2p^3$ 

Diamanyetik özellik gösterir.

HOMO $\rightarrow \sigma_{2p}$

LUMO $\rightarrow \pi_{2p}^*$

Cevap B

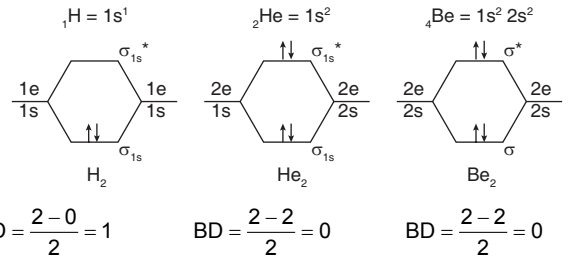
17. O_2^- iyonunda oksijen $-\frac{1}{2}$ değerlik almıştır. Yani süperoksittir.

$$\text{BD} = \frac{6-3}{2} = 1,5$$

Tek elektron bulunduğu için paramanyetik özellik gösterir.

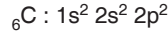
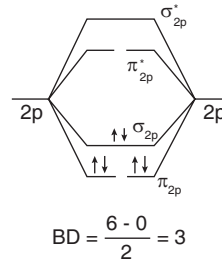
Cevap E

18.



Cevap D

19.



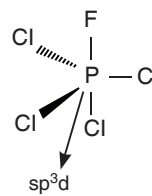
C_2 molekülünde değerlik orbitallerinde (2s ve 2p) toplam 8e bulunur.

Verilen elektron dizilişine göre C_2^{n-} de ise 10e bulunuyor.

Bu durumda $n = 2$ dir. 2e almıştır.

Diamanyetikdir.

Cevap A

20. PCl_4F 

$$\text{TDeS} = 5 + 28 + 7 = 40\text{e}$$

Büyük hacimli klor atomları ekvatorial konumlara bağlanır. F atomu aksiyel konuma bağlanır.

e - e ve e - a olmak üzere iki farklı Cl - P - Cl bağ açısı vardır.

Cevap E

ANORGANİK KİMYA - 5

✓ İyonik Bağ

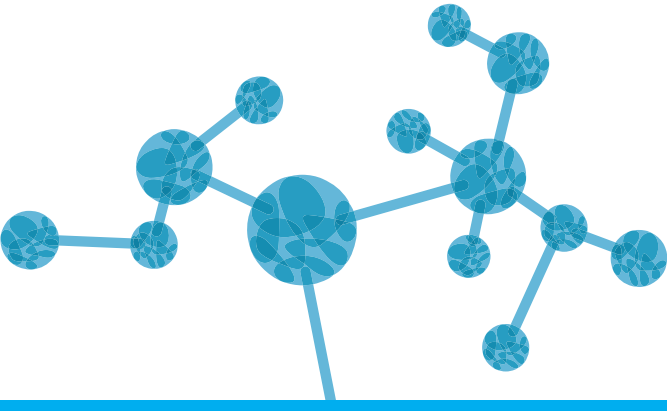
- ↳ Kimyasal Bağın İyonik Karakteri-Kovalent Karakteri
- ↳ Polarizlenme (Kutuplanma)
- ↳ İyonik Katıların Erime Noktaları

✓ Metalik Bağ

- ↳ Molekül Orbital (Band) Kuramı

✓ Zayıf Etkileşimler

- ↳ Dipol-Dipol Etkileşimleri
- ↳ İyon-Dipol Etkileşimleri
- ↳ İyon-İndüklenmiş Dipol Etkileşimleri
- ↳ Dipol-İndüklenmiş Dipol Etkileşimleri
- ↳ İndüklenmiş Dipol-İndüklenmiş Dipol Etkileşimleri (Dağılma Kuvvetleri)
- ↳ Hidrojen Bağları

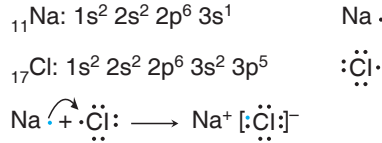


İYONİK BAĞ - METALİK BAĞ MOLEKÜLLER ARASI ETKİLEŞİMLER

1. İyonik Bağ

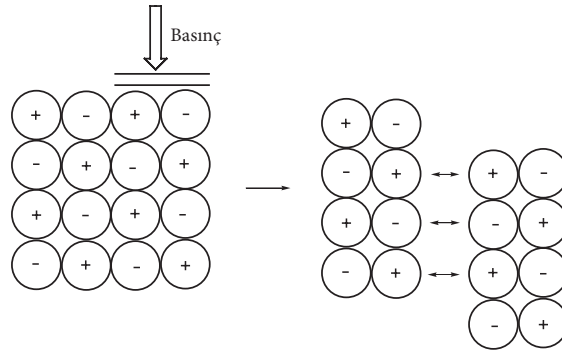
Elektron alışverişi sonucu oluşan kimyasal bağlardır. İyonik bağ oluşurken, elektronegatiflikleri farkı yeterince büyük olan metal ve ametal atomları arasında elektron transferinin tam olarak gerçekleştiği kabul edilir. Elektron veren metal artı (+) ile yüklenirken elektron alan ametal (-) ile yüklenir. Bu (+) ve (-) yüklü iyonların elektrostatik olarak birbirlerini çekmesi sonucunda iyonik bağ oluşur.

Örneğin sodyum ve klor elementleri arasında iyonik kristal yapıda NaCl bileşiği oluşur. Sodyumun değerlik elektron sayısı bir, klorun ise yedidir. Sodyum bir elektronunu klora verdiğinde her ikisi de oktetini tamamlamış olur.



İyonların oluşturduğu çekim güçleri yöne bağlı değildir, her yönde eşit etki gösterir. İyonik bileşikler çok sayıda + ve – iyonun etkileşimi sonucu oluşan sürekli kristal örgü halindedir. Kristal örgüde tekrarlanan yapısal birimlere, birim hücre denir. İyonik bileşiklerin yapı taşları moleküller değil, iyonik kristal yapıdaki birim hücrelerdir.

- İyonik bileşiklerin elektrik akımını iletebilmesi için iyonların hareket edebilmesi gerekir. Bu nedenle katı halde elektrik akımını iletmezler. Ancak ısıtılarak eritildiklerinde yani sıvı halde veya suda çözündüklerinde iyonlar hareket eder ve elektrik akımını iletirler.
- İyonik katılar kırılgandır. Üzerlerine kuvvet uygulandığında tel veya levha haline getirilemezler. Çünkü kristal katıda zıt yüklü iyonlar belli bir düzen içerisinde sıralanmışlardır. Kuvvet uygulandığında bu düzen bozulur ve aynı yükler yan yana gelerek, birbirlerini iterler. Kristal düzlemi denilen bir yüzey boyunca kırılırlar.



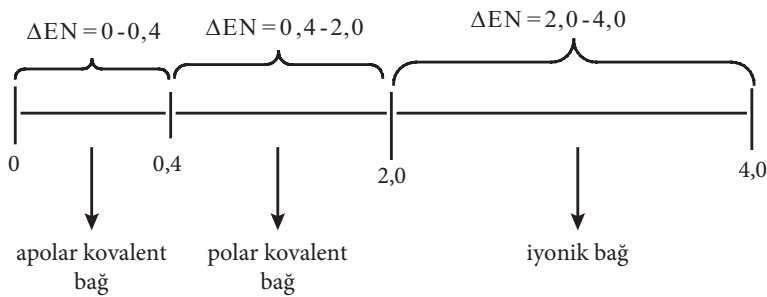
1.1. Kimyasal Bağın İyonik Karakteri-Kovalent Karakteri

Bir kimyasal bağı oluşturan elektronların ortaklaşa kullanılması kovalent karakterin, elektronların alış veriş ise iyonik karakterin bir ölçüsüdür. İyonik ve kovalent bağlar arasında kesin bir sınır yoktur.

Elektronegatiflikleri aynı olan iki atom arasındaki apolar kovalent bağı oluşturan elektron çifti, her iki atoma eşit uzaklıktadır. Elektron çiftinin iki atom tarafından eşit olarak paylaşıldığı bu bağ %100 kovalent karakter taşır. Yani atomların elektronegatiflik farkı (ΔEN) sıfır ise bağ tam olarak kovalent karakterdedir.

Ancak polar kovalent bağı oluşturan atomların elektronegatiflikleri farklı olduğundan bağ elektronları eşit olarak paylaşılmaz. Elektronlar elektronegatifliği yüksek olan atoma daha yakındır. Polar kovalent bağ aynı zamanda bir miktar iyonik karakter kazanmıştır.

- Kimyasal bağı oluşturan atomların elektronegatiflikleri farkı arttıkça bağın iyonik karakteri artar. Bağ yapan iki atom arasında elektronegatiflik farkı 2 veya daha büyükse, bağ daha çok iyonik karaktere sahiptir ve iyonik bağ olarak kabul edilir. Bu fark yaklaşık olarak 0,4-2 arasında ise polar kovalent bağ; 0,4'ten küçük ise apolar kovalent bağ olarak kabul edilir.

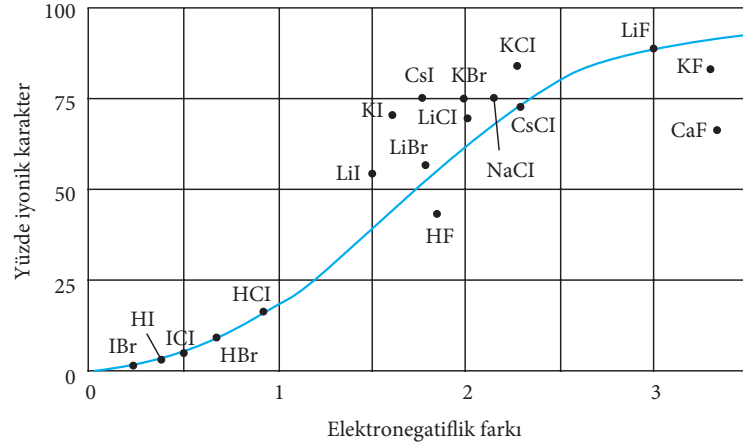


Gerçekte %100 iyonik karaktere sahip bağ yoktur. Çünkü elektron alışverişi tam olarak gerçekleşse bile elektronu veren atomun çekirdeği o elektronu hala çekmektedir. Buna karşın %100 kovalent karaktere sahip bağ olabilir. H_2 molekülünde olduğu gibi elektronegatifliği aynı olan iki atom arasındaki bağ elektronu her iki atomun çekirdeğine de aynı uzaklıktadır ve eşit şekilde paylaşılmaktadır. Bu nedenle iyonik karakter taşımaz ve %100 kovalent karakterlidir.

NOT

Bağın iyonik yada kovalent karakteri iki şekilde sorulabilir. Ya atomların sayısal olarak elektronegatiflikleri verilir. Bu durumda basitçe iki atom arasındaki elektronegatiflik farkına bakılır. Elektronegatiflik farkı büyük olanın iyonik karakteri daha fazladır. Ya da atomların periyodik cetveldeki yerleri verilir. Bu durumda da periyodik cetvelde sağa ve yukarı doğru gidildikçe elektronegatifliğin arttığı düşünülerek kıyaslama yapılmalıdır.

Elektronegatiflik farkı ile yüzde iyonik karakter arasındaki ilişkiyi gösteren grafik aşağıdaki gibidir.



NaF, NaCl, NaBr ve NaI bileşiklerinde, elementlerin elektronegatiflikleri farkı şöyledir:

Bileşik	Atomların elektronegatiflikleri		ΔEN
NaF	Na: 0,9	F:4,0	3,1
NaCl	Na: 0,9	Cl:3,0	2,1
NaBr	Na: 0,9	Br:2,8	1,9
NaI	Na:0,9	I: 2,5	1,6

Elektronegatiflik farklarına bakıldığında iyonik karakteri en fazla olan NaF, en az olan ise NaI bileşiğidir. Aynı zamanda kovalent karakteri en az olan NaF, en fazla olan ise NaI bileşiğidir.

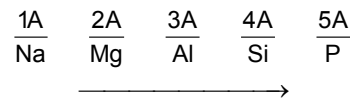


NaF, MgF_2 , AlF_3 , SiF_4 ve PF_5 bileşiklerindeki bağların % iyonik karakterlerinin sıralaması nasıldır?

($_9F$, $_{11}Na$, $_{12}Mg$, $_{13}Al$, $_{14}Si$, $_{15}P$)

Çözüm:

Anyonlar aynı olduğu için katyonlar karşılaştırılır. Herbirinin periyodik cetveldeki yerine bakılarak elektronegatiflikleri kıyaslanır.



Atom hacmi azalır, elektronegatiflik artar.

Bilinen en elektronegatif atom olan flor ile elektronegatiflik farkı en fazla olan Na, en az olan ise P'dur. İyonik karakter sıralaması $NaF > MgF_2 > AlF_3 > SiF_4 > PF_5$ şeklindedir.

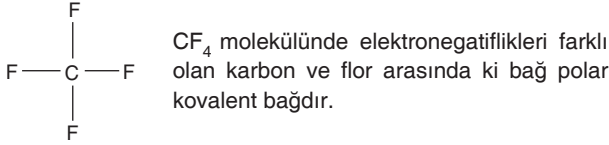


Aşağıdaki moleküllerden hangisinde %100 kovalent karakter taşıyan bir kimyasal bağ bulunur?

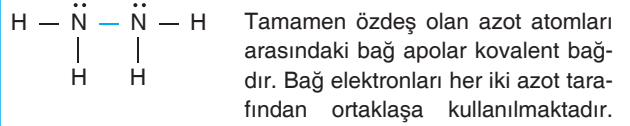
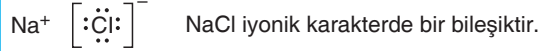
- A) CF_4 B) O_3 C) NaCl
D) NH_2NH_2 E) CH_3CCl_3

Çözüm:

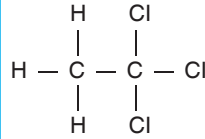
Elektronegatiflik farkı sıfır olan elementler arasındaki bağlar apolar kovalent bağdır ve %100 kovalent karakter taşır. Soruda verilen bileşiklerin Lewis formülleri şöyledir.



O_3 molekülünde O-O bağı aynı tür atomlar arasında olmasına rağmen %100 kovalent karakter taşımaz. Rezonans yapılarıdaki farklı formal yüklere sahip oksijenlerin elektronegatiflikleri aynı değildir. Merkez oksijen atomu her durumda da pozitif formal yüke sahiptir ve bağ elektronlarını diğer oksijenlere göre daha çok çekmektedir.



Azotlar arasındaki elektronegatiflik farkı sıfırdır. Bu bağ %100 kovalent karakter taşır.



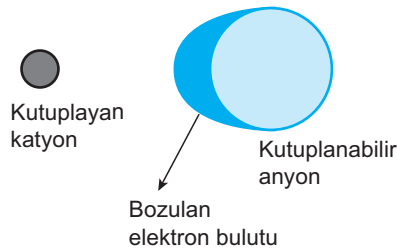
Elektronegatifliği yüksek klor atomlarının etkisi ile bağlı oldukları karbon, elektronlarının bir kısmını kaybederek kısmen artı yük kazanmıştır. Bu nedenle bu karbon atomu karbon-karbon bağ elektronlarını kendine doğru daha fazla çeker. İki karbonun elektronegatiflikleri farkı sıfır değildir. C-C bağı polar kovalent karakter kazanır.

Cevap D

1.2. Polarizlenme (Kutuplanma)

Tüm iyonik bağlar bir miktar kovalent karakter taşır. Bu durum polarizlenme (kutuplanma) ile açıklanabilir. Bir iyonik bileşikte pozitif yüklü katyon anyonun elektronlarını kendine doğru çeker.

Bu durumda anyonun elektronları katyona doğru kayar ve anyonun küresel elektron bulutunun şekli bozulur.



Elektron bulutunun iki çekirdek arasına taşınması kovalent bağ oluşturma eğilimi gibi düşünülebilir. İyonik bağlar, anyonun elektron bulutunun bozulma miktarıyla orantılı olarak kovalent karakter kazanır.

Fajans Kuralları: Kutuplanma (polarlanabilme) arttıkça iyonik bağdaki kovalent karakter artar.

1. Katyonun yarıçapı küçüldükçe (yükü büyüdükçe)

2. Anyonun yarıçapı büyüdükçe (yükü büyüdükçe) kutuplanma artar ve kovalent karakter artar.
Bir bileşikteki iyonik karakter artar, kovalent karakter azalırsa sudaki çözünürlüğü artar.



Aşağıda verilen anyonlardan hangisinin kutuplanabilirliği diğerlerinden fazladır? (${}^7\text{N}$, ${}^8\text{O}$, ${}^{17}\text{Cl}$, ${}^{35}\text{Br}$, ${}^{53}\text{I}$)

- A) Cl^- B) Br^- C) I^- D) O^{2-} E) N^{3-}

Çözüm:

Verilen anyonlar içerisinde I^- iyonu en büyük hacme sahiptir. Elektronlar diğerlerine göre daha rahat hareket eder ve diğerlerinden daha iyi kutuplanabilir.

Cevap C



Aşağıda verilen katyonlardan hangisinin bileşiklerindeki anyonları kutuplama gücü daha fazladır?

(${}^{11}\text{Na}$, ${}^{12}\text{Mg}$, ${}^{13}\text{Al}$, ${}^{19}\text{K}$, ${}^{55}\text{Cs}$)

- A) K^+ B) Na^+ C) Mg^{2+} D) Cs^+ E) Al^{3+}

Çözüm:

Katyonun hacminin küçük ve yükünün büyüklüğü olması istenir. Bu nedenle Al^{3+} 'nin kutuplama gücü diğer katyonlardan fazladır.

Cevap E

1.3. İyonik Katıların Erime Noktaları

- ↳ Bir iyonik katının kararlılığının ölçüsü örgü enerjisidir. Örgü enerjisi, katı bir iyonik bileşiğin bir molünü tamamen gaz iyonlarına ayrıştırmak için gerekli olan enerjidir. Örgü enerjisi büyük olan iyonik katıların erime noktaları yüksektir.

Bileşik	Örgü Enerjisi (kJ/mol)	Erime Noktası ($^{\circ}\text{C}$)
LiF	1017	845
LiCl	828	610
LiBr	787	550
LiI	732	450
NaCl	788	801
NaBr	736	750
NaI	680	662
KCl	699	772
KBr	689	735
KI	632	680
MgCl_2	2527	714
Na_2O	2570	Süb*
MgO	3890	2800

İyonları bir arada tutan kuvvet elektrostatik çekim güçleridir. Bu kuvvet en basit şekliyle aşağıdaki denklem ile ifade edilebilir.

$$F = k \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2}$$

F: İyonlar arasındaki çekim kuvvetleri.

Q_1 ve Q_2 : iyon yükleri

r: İyonlar arasındaki uzaklık

Burada görüldüğü gibi iyon yükünün artması çekim gücünü arttırmakta, aradaki uzaklığın artması ise çekim gücünü azaltmaktadır. Bu durumda iyonik katıların erime noktası iki niceliğe bağlıdır:

a. İyonlar arasındaki uzaklık: İyon yarıçapları küçük ise iyonlar birbirlerine daha çok yaklaşabilir ve birbirlerini daha fazla çeker. Bu durumda örgü enerjisi büyüktür ve erime noktası yüksektir.

b. İyon yükü: İyon yükleri büyük ise iyonlar arasındaki elektrostatik çekim güçleri artar. Bu durumda örgü enerjisi büyüktür ve erime noktası yüksektir.

Örneğin NaCl ve KCl bileşiklerinin örgü enerjileri ve erime noktaları kıyaslanırken ilk olarak iyon yükleri çarpımına bakılır. Her ikisinde de iyon yükü çarpımı 1'dir. Bu durumda erime noktaları farkı iyonlar arası uzaklıktan kaynaklanmaktadır. İyon yarıçapları toplanarak iyonlar arası uzaklık hesaplanır. ($r_{Na^+} = 95 \text{ pm}$; $r_{K^+} = 138 \text{ pm}$; ve $r_{Cl^-} = 181 \text{ pm}$ 'dir.)

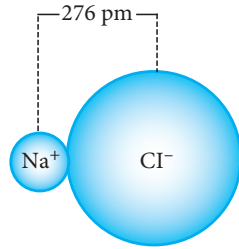
$$r_{KCl} = 138 + 181 = 319 \text{ pm}$$

$$r_{NaCl} = 95 + 181 = 276 \text{ pm}$$

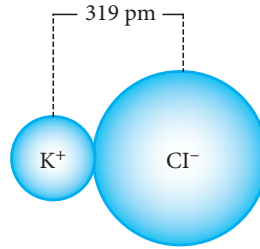
NaCl'de iyonlar arası uzaklık daha azdır. Bu nedenle NaCl'ün örgü enerjisi KCl'den daha fazladır. Erime ve kaynama noktası daha yüksektir.

NOT

Katıların sertlikleri de örgü enerjisi ile doğru orantılıdır.



EN: 801 °C
örgü enerjisi: 788 kJ/mol



EN: 772 °C
örgü enerjisi: 699 kJ/mol

NaF, NaCl, NaBr ve NaI bileşiklerinde iyonlar arası uzaklık ile erime ve kaynama noktalarının nasıl değiştiği aşağıdaki tabloda verilmiştir.

Bileşik	İyonlar arası uzaklık (pm)	Erime Noktası (°C)	Kaynama Noktası (°C)
NaF	231	933	1645
NaCl	281	898	1578
NaBr	298	845	1512
NaI	323	732	1415



NaF ve MgO bileşiklerinde iyonlar arası uzaklık sırası ile 251 pm ve 212 pm'dir. Buna göre;

- NaF bileşiğinin örgü enerjisi daha fazladır.
- Erime noktaları sıralaması NaF > MgO şeklindedir.
- MgO bileşiği daha serttir.

ifadelerinden hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I, II ve III

Çözüm:

MgO bileşiğinde iyon yüklerinin çarpımı 4, NaF'de ise 1'dir. MgO bileşiğinin hem iyon yükleri çarpımı daha fazla, hem de iyonlar arası uzaklık daha kısadır. Bu nedenle MgO bileşiğinin örgü enerjisi daha fazladır, erime noktası daha yüksektir ve daha serttir. Yalnız III doğrudur.

Cevap C

Özel Durum: İyonlar arasındaki elektronegatiflik farkının azalması bağın iyonik karakterden kovalent karaktere kaymasına neden olabilir. Bu durumda erime ve kaynama noktaları sıralaması beklenenin aksi yönünde değişebilir.

Örneğin üçüncü periyot metalleri olan Na, Mg ve Al metallerinin bromürlerinin erime noktaları NaBr (747 °C) > MgBr_2 (711 °C) > AlBr_3 (97 °C) sırasını izler. Aslında iyon yarıçapları sıralaması $\text{Al}^{3+} < \text{Mg}^{2+} < \text{Na}^+$ şeklinde olduğundan çapı en küçük olanın (Al^{3+} 'nın) oluşturduğu AlBr_3 'ün erime noktasının en büyük olması beklenir. Ancak erime noktaları beklenin tersi şeklinde sıralanır.

Bu durum üçüncü periyot boyunca soldan sağa doğru gidildikçe bağ yapan atomlar arasındaki elektronegatiflik farkının azalmasının bağın iyonik karakterinin azalmasına yol açması ile açıklanır. Kovalent karakter kazanan Al-Br bağları zayıflar ve katının erime noktası düşer.

Bu farklı durum **Fajans Kuralları** ile de açıklanabilir. Verilen iyonik bileşiklerde anyonlar aynıdır. Aradaki farkı oluşturan katyonların yükleri ve yarıçaplarıdır. Al^{3+} ün yükü büyük, yarıçapı küçüktür. Anyonu polarlama kabiliyeti yüksektir. O nedenle kutuplanma (polarlanma) en fazla AlBr_3 te olur. Kovalent karakteri en fazla olan AlBr_3 tür ve erime noktası diğerlerinden düşüktür.

İyonik Katıların Çözünürlükleri: İyonik katıyı gaz halindeki iyonlarına parçalamak için gerekli enerjiye kristal örgü enerjisi denir. Çözünme olayında bu örgü enerjisi, solvasyon enerjisi denilen iyonlar ile çözücü moleküllerinin etkileşmesi sırasında açığa çıkan enerjiden karşılanır. Çözünmenin olabilmesi için solvasyon enerjisinin örgü enerjisinden büyük olması gerekir. Kısmen de olsa yük sahibi olan polar çözücü molekülleri ile iyonlar arasındaki etkileşim kuvvetli olduğundan polar çözücülerdeki solvasyon enerjisi büyüktür.

İyonik katılar polar çözücülerde iyi çözünürler. Çözücü molekülleri iyonların birbirinden ayrılıp aralarına girdiğinde, iyonlar arası çekim güçlerini yener. Çözünme gerçekleşir.

İyonlar arasındaki Coulomb çekim kuvvetlerini gösteren formül de k sabiti yerine $1/4\pi\epsilon$ yazılabilir.

$$F = k \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2} = \frac{Q_1 \cdot Q_2}{4\pi\epsilon r^2}$$

ϵ , ortamın **dielektrik sabitini** göstermektedir. Polar çözücülerin dielektrik sabitleri yüksektir. Örneğin boşluğun dielektrik sabiti $\epsilon = 1$ kabul edildiğinde, suyun dielektrik sabiti bundan 79 kat, amonyak ise 25 kat daha fazladır.

Dielektrik sabiti ile iyonlar arasındaki çekim kuvvetleri ters orantılıdır. Yani dielektrik sabiti büyüdükçe iyonlar arasındaki çekim azalır ve birbirlerinden daha kolay uzaklaşırlar. Bu durumda dielektrik sabiti büyük olan su içerisinde zıt yüklü iyonlar birbirlerinden çok daha kolay ayrılarak çözünürler.

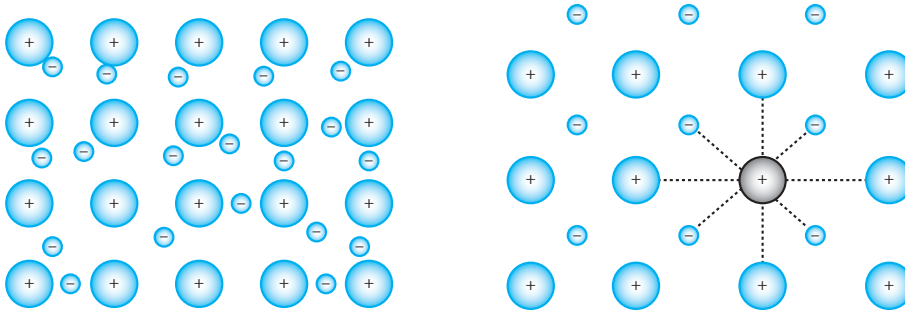
2. Metalik Bağ

Metallerin kendilerine özgü davranışlarını açıklamak üzere iki kuram ortaya atılmıştır.

1. Serbest Elektron (Elektron Denizi) Kuramı

Metal atomlarının elektronegatiflikleri düşüktür. Bu nedenle değerlik elektronları çekirdekler tarafından çok fazla çekilmezler. Ayrıca metallerin değerlik elektron sayıları az olduğundan değerlik orbitalleri büyük oranda boştur. Serbest elektron kuramına göre; çekirdek tarafından çok da iyi çekilemeyen değerlik elektronları kendisine ve etrafındaki metal atomlarına ait boş değerlik orbitallerinde sürekli hareket ederek bir elektron denizi oluşturur. Değerlik elektronlarını kaybederek katyona dönüşen metal atomları bu elektron denizi içerisinde dağılmış durumdadır.

Belli bir düzendeki bu katyonların her biri, etrafındaki tüm elektronları kendine doğru çeker. Bu çekim kuvvetleri sonucunda metal atomları aralarında metalik bağlar oluşur.



NOT

İyonik bağ kuvveti ile iyonik karakter karıştırılmamalıdır. İyonik bağ kuvveti iyon yüküne ve iyon yarıçaplarına bağlıdır. İyonik bağ kuvveti arttıkça örgü enerjisi artar, erime noktası artar, sertlik artar, çözünme zorlaşır. İyonik karakter ise atomlar arasındaki elektronegatiflik farkına bağlıdır. İyonik karakter arttıkça, sudaki çözünme kolaylaşır.

- ☞ Değerlik elektronlarının hareketli olmaları, metallerin elektrik ve ısıyı iyi iletmelerini, tel ve levha haline gelebilmelerini sağlar.
- ☞ Serbest elektronlar, üzerlerine düşen görünür ışığın tamamını absorplayarak yüksek enerjili katmana uyarılır. Bu yüksek enerjili katmandan kısa bir sürede eski enerji katmanına dönen elektron aldığı enerjiyi ışın olarak geri yayar. Bu durum metale parlaklık kazandırır.
- ☞ Isı veya ışık etkisi ile metallerden kolaylıkla elektron koparılabilir. Atom yarıçapı büyük olan metallerden elektron kopartmak daha kolaydır. Bu tür metallerden, düşük enerjili görünür bölge ışığı kullanılarak elektron koparılabilir. Metal yüzeyinden ışık etkisi ile elektron koparılması olayına **fotoelektrik olay** denir ve sezyum fotoselleri bu özellik kullanılarak yapılır. Metallerin ısıtılması sonucu elektron yayması olayına ise **termoiyonik olay** denir ve tungsten lamba yapımında bu özellikten faydalanılır.

Metalik bağ kuvveti: Metalik bağlar iyonik ve kovalent bağlardan sonra gelen en kuvvetli etkileşimlerdir. Metalik bağın kuvveti başlıca iki etkene bağlıdır:

a. Atom yarıçapı: Atom yarıçapı küçüldüğünde çekirdekler, etraflarında gezen değerlik elektronlarını daha kuvvetli çeker. Çekirdekler arasında bir anlamda yapıştırıcı görevi üstlenen değerlik elektronları daha sıkı tutulur ve metalik bağ kuvveti artar. Bu da metalin erime ve kaynama noktasının yükselmesine neden olur.

b. Değerlik elektron sayısı: Metallerde değerlik elektron sayısı arttıkça metalik bağın kuvveti artar.

Bir periyotta sağa doğru gittikçe metal yarı çapı küçülüp, değerlik elektron sayısı arttığından metalik bağ kuvveti artar, erime ve kaynama noktası yükselir. Aynı grupta aşağı doğru metal yarı çapı arttığı için erime ve kaynama noktası düşer.



$_{11}\text{Na}$, $_{12}\text{Mg}$ ve $_{19}\text{K}$ elementleri ile ilgili,

- I. Atom yarıçapları $\text{Na} > \text{Mg} > \text{K}$ şeklindedir.
 - II. Metalik bağ kuvveti sıralaması $\text{Mg} > \text{Na} > \text{K}$ 'dur.
 - III. Erime noktaları sıralaması $\text{K} > \text{Na} > \text{Mg}$ şeklindedir.
- yargılarından hangileri doğrudur?**

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I ve III

Çözüm:

Periyodik cetveldeki yerlerine bakılarak atom hacimleri kıyaslanır.

1A	2A
Na	Mg
K	

Atom hacimleri: $\text{K} > \text{Na} > \text{Mg}$ 'dur. Çap arttıkça metalik bağ kuvveti zayıflar. Erime noktası azalır. Metalik bağ kuvvetleri $\text{Mg} > \text{Na} > \text{K}$ 'dur.

Cevap B

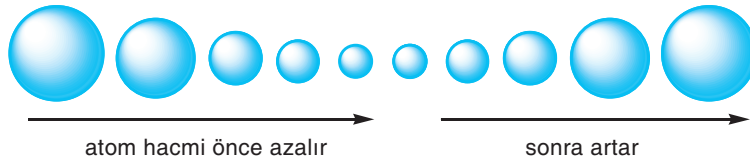
Not: Geçiş metallerinin erime ve kaynama noktaları, baş grup metallerinden genelde daha yüksektir. Geçiş metallerinde d orbitallerindeki elektronlar değerlik elektronlarıdır. Diğer metallerden farklı olarak yarı dolu d orbitalindeki elektronlar kovalent bağ yapabilirler. Oluşan kovalent bağ, metalik bağa katkı yapar ve bağ kuvvetini artırır. Bu nedenle geçiş metallerinde yarı dolu orbital sayısı çok olan d^5 elektron dizilişine yakın metallerin erime ve kaynama noktaları çok yüksektir.

Periyodik eğilim düşünüldüğünde aynı periyotta sağa doğru eşleşmemiş elektron sayısı önce artar sonra azalır. Dolayısıyla metalik bağa olan kovalent katkıyla birlikte erime ve kaynama noktaları da önce artar sonra azalır. Bu durumda atom yarıçapları ise önce azalır sonra artar.

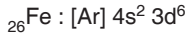
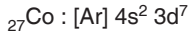
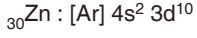
NOT

Geçiş metallerinde atom yarıçapları önce azalır, sonra artar.

3B	4B	5B	6B	7B	8B	8B	8B	1B	2B
s^2d^1	s^2d^2	s^2d^3	s^1d^5	s^2d^5	s^2d^6	s^2d^7	s^2d^8	s^1d^9	s^2d^{10}



metalik bağ kuvveti
erime ve kaynama noktası
önce artar sonra azalır



Yukarıda verilen geçiş metalleri ile ilgili,

- I. Yarı dolu orbital sayısı en fazla olan Fe'dir.
- II. Erime noktası en düşük olan Zn'dur.
- III. Metalik bağa kovalent karakter katkısı en fazla olan Co'dur.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) I ve II C) II ve III
D) I ve III E) I, II ve III

Çözüm:

Geçiş metallerinde yarı dolu orbital sayısı arttıkça kovalent katkı ve erime noktası yükselir. Zn'da yarı dolu orbital yoktur. Co'da 3, Fe'de 4 tane dir. Yarı dolu orbital sayısı en fazla olan demirin erime noktası en yüksektir.

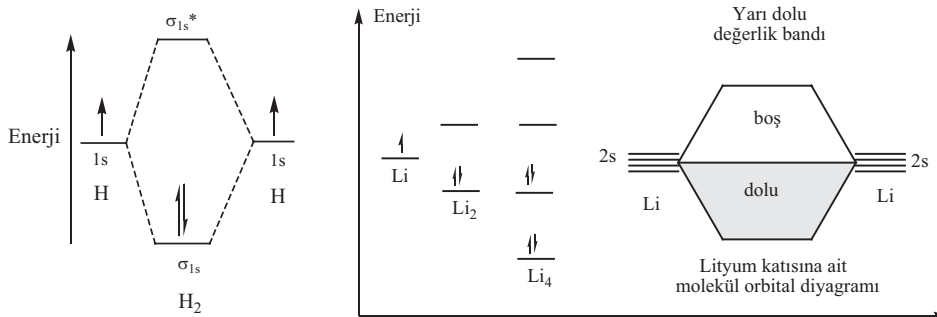
Cevap B

2.2. Molekül Orbital (Band) Kuramı

Kovalent ve iyonik bağın açıklanmasında kullanılan molekül orbital teorisi (MOT) metalik bağ kavramını açıklamak için de kullanılabilir. Burada metalik kristal yapılar bir moleküle benzetilir.

Molekül orbital teorisine göre, birleşen atom orbitali sayısı kadar molekül orbitali oluşur. Örneğin iki hidrojen atomuna ait iki tane 1s orbitali biri σ ve diğeri σ^* orbitali olmak üzere iki molekül orbitali meydana getirir. Kristal yapıda katı halde bulunan metallerde ise sonsuz sayıdaki değerlik orbitalinin örtüşmesi sonucunda bir orbital kümesi oluşur. Bu orbital kümelerine **band** adı verilir.

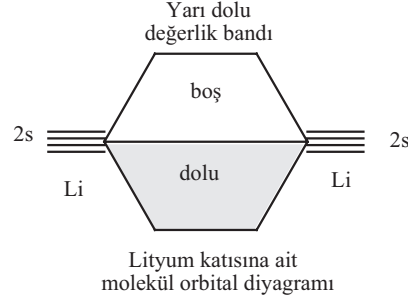
- 🔗 Oluşan bandlar bağlayıcı ve karşıt bağlayıcı olarak değil, **değerlik bandı ve iletkenlik bandı** olarak adlandırılır. Aynı zamanda s orbitallerinin girişimi ile S bandı, p orbitallerinin girişimi ile P bandı, d orbitallerinin girişimi ile D bandı oluşur.
- 🔗 Değerlik bandı daha düşük enerjilidir ve değerlik elektronları ilk olarak bu bandı doldurur. İletkenlik bandı ise boş ve daha yüksek enerjilidir. Metallerin değerlik bandı ve iletkenlik bandı bitişik haldedir.
- 🔗 H_2 molekülü ve Li katısının molekül orbital diyagramları aşağıdaki gibidir. Hidrojen molekülünde bir σ ve bir de σ^* molekül orbitali bulunur. Lityum katısında ise molekül orbitaller çizgisel değil band şeklindedir.



2.2.1. İletken Katılar

Katılarda elektrik iletkenliği elektron hareketi ile sağlanır. MOT'a göre metallerin elektrik akımını iletebilmesi için; ya yarı dolu değerlik bandının bulunması ya da tam dolu değerlik bandı ile boş iletkenlik bandının çakışması gerekmektedir. Bu durumda değerlik elektronları serbest bir şekilde hareket ederek elektrik akımını iletir.

a. Yarı dolu değerlik bandının bulunan metaller: Lityum metalinin elektron dizilimi ${}_3\text{Li}: 1s^2 2s^1 2p^0$ şeklindedir. Değerlik orbitali olan 2s orbitali yarı doludur. Bu nedenle Lityum katısına ait molekül orbital diyagramında bulunan değerlik bandı (2S) yarı doludur.

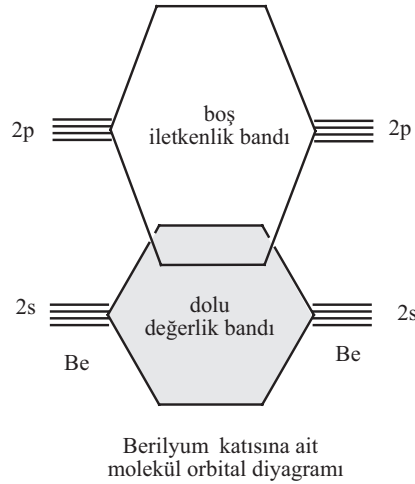


Yarı dolu değerlik bandı, birbirine bitişik değerlik bandı ve iletkenlik bandı gibi davranır ve değerlik elektronları burada hareket ederek elektrik akımını iletebilir.

b. Tam dolu değerlik bandı ile boş iletkenlik bandı çakışan metaller: Berilyum metalinin elektron dizilimi;

${}_4\text{Be}: 1s^2 2s^2 2p^0$ şeklindedir.

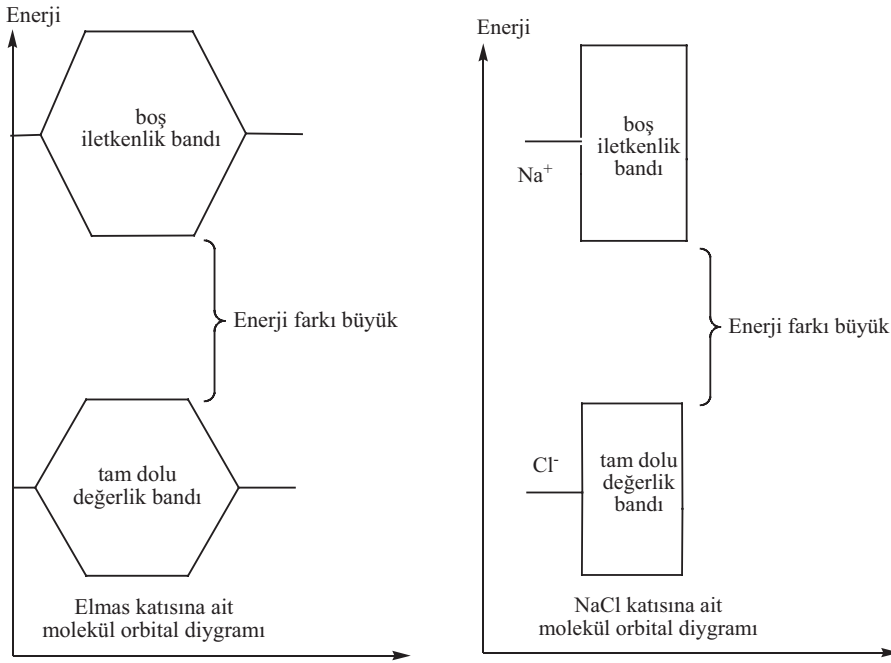
Değerlik orbitali olan 2s orbitali tam doludur. Bu nedenle berilyum katısına ait molekül orbital diyagramında bulunan değerlik bandı tam doludur. Ancak dolu 2S bandı ile boş 2P bandı çakışır. Değerlik elektronları dolu olan değerlik bandından (2S) boş olan iletkenlik bandına (2P) geçerek hareket edebilir ve elektriği iletir.



2.2.2. Yalıtkan Katılar

Bir katının tam dolu değerlik bandı ile iletkenlik bandı arasındaki enerji farkı büyük ise o katı yalıtkandır. Çünkü tam dolu değerlik bandındaki elektronlar boş iletkenlik bandına aktarılamazlar ve elektronların serbest hareketi sağlanamaz.

Elmas yalıtkan bir katıdır. Elmasta karbon atomlarının değerlik orbitallerinin etkileşimi sonucunda oluşan tam dolu değerlik bandı ile boş iletkenlik bandı arasında ki enerji farkı yüksektir. Normal sıcaklıkta ısı enerjisi, düşük enerjili değerlik bandındaki elektronları yüksek enerjili boş iletkenlik bandına uyaramaz ve elmas elektriği iletmez.



Sodyum klorürün gibi iyonik katılarında yalıtkan olmaları Band Kuramı ile açıklanabilir. NaCl de sodyuma ait 3s ve klora ait 3p orbitalleri etkileşerek bir band oluştururlar. Klor atomları sodyum atomlarına göre çok daha elektronegatif ve bu nedenle düşük enerjilidir. Sodyumun değerlik elektronu bu düşük enerjili klorun değerlik orbitaline geçer. Bu nedenle klor bandı tamamen doludur ve değerlik bandını oluşturur. Sodyum bandı ise tamamen boştur ve iletkenlik bandını oluşturur. Bu iki band arasındaki enerji farkı oldukça yüksektir. Bu bandların enerjileri arasındaki farkın bu nedenle yüksek olmasının sebebi elektronegatiflik farkıdır. Tüm iyonik katılarda elektronegatiflik farkı bu şekildedir. Oda sıcaklığındaki ısı enerjisi değerlik bandındaki elektronları iletkenlik bandına uyardırmaya yeterli değildir. Bu nedenle tüm iyonik katılar yalıtıcıdır.



Aşağıda verilenlerden hangisi elektrik akımını yarı dolu değerlik bandı sayesinde iletmektedir?

($_{12}\text{Mg}$, $_{19}\text{K}$, $_{11}\text{Na}$, $_{17}\text{Cl}$, $_{6}\text{C}$)

- A) Mg B) K C) KCl
D) Grafit E) NaCl çözeltisi

Çözüm:

$_{12}\text{Mg} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \rightarrow$ değerlik bantını oluşturan orbital tam doludur. Dolu değerlik bantı ile boş iletkenlik bantının çakışması ile elektriği iletir.

$_{19}\text{K} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 \rightarrow$ değerlik bantını oluşturan orbital yarıdolu. Yarıdolu değerlik bantı sayesinde elektriği iletir.

KCl iyonik katıdır. Değerlik bandı ile iletkenlik bandı arasında büyük bir band boşluğu olduğu için yalıtıcıdır. Grafit π elektronları sayesinde elektrik akımını iletir.

NaCl çözeltisi ise iyonların hareket ile elektriği iletir.

Cevap B

2.2.3. Yarı İletken Katılar

Silisyum, germanyum, arsenik, kalay, tellür gibi hem metal hem de ametal özelliği gösterebilen elementlere yarımetaller denir. Yarı metallerin bazı allotropların da metalik özellikler baskınken, başka bir allotropunda ametalik özellikler baskın olabilir. Yarımetaller elektrik akımını metaller kadar iyi iletmezler. Yarımetalleri, metallerden ayıran en önemli özellik elektrik iletkenliğinin sıcaklıkla değişimidir. Metallerin sıcaklığı arttığında elektrik iletkenliği azalırken, yarımetallerin sıcaklığı arttırıldığında elektrik iletkenliği artar.

Yarı iletkenlerde değerlik bandı tam doludur. Ancak değerlik bandı ile iletkenlik bandı arasındaki enerji farkı yalıtkanlardaki kadar fazla değildir. Az miktardaki ısı enerjisi ile elektronlar değerlik bandından iletim bandına geçebilir. Bu sayede elektrik akımını az da olsa iletirler. Sıcaklığın artmasıyla kinetik enerjisi artan elektronlar daha kolay iletim bandına geçer ve iletkenlik artar. Metallerde ise sıcaklık artışı, kristal örgüdeki metal iyonlarının titreşimini arttırarak elektron akışını zorlaştırmaktadır. Bu nedenle sıcaklık arttığında metallerin elektrik iletkenliği azalır.

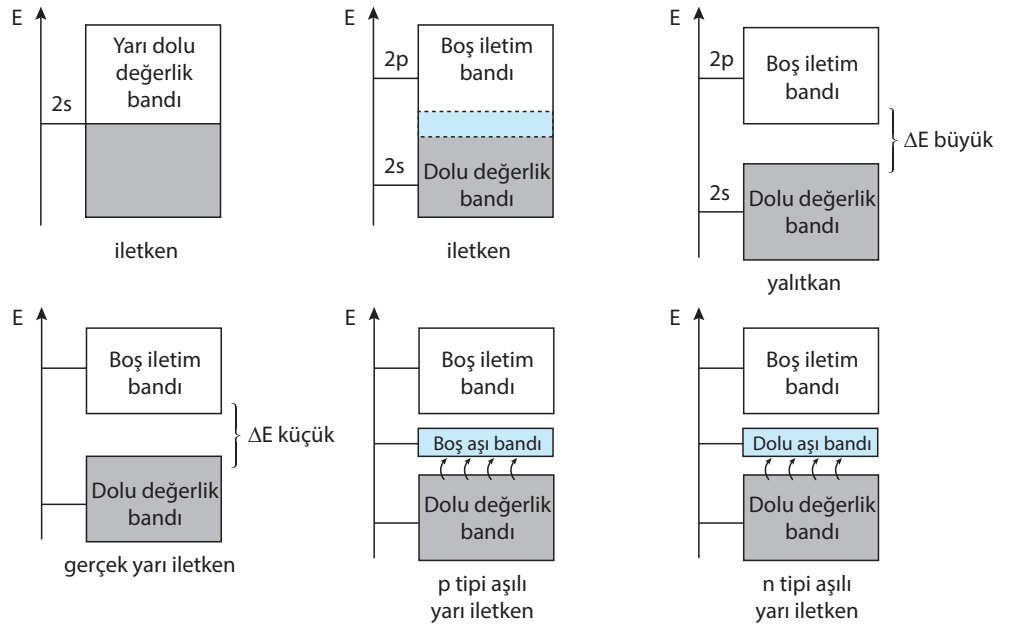
Yarı iletkenler başlıca iki grupta incelenir.

1. Gerçek yarı iletkenler
2. Safsızlık (aşılı) yarı iletkenleri
 - a. p-tipi (pozitif) yarı iletkenler
 - b. n-tipi (negatif) yarı iletkenler

1. Gerçek yarı iletkenler: Oda sıcaklığında elektronların zorda olsa iletim bandına geçmesiyle az miktarda iletim sağlayan yarımetallerdir. Gerçek yarı iletkenlere silisyum örnek verilebilir.

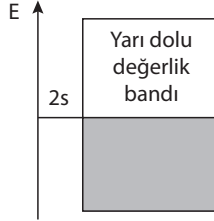
2. Safsızlık (aşılı) yarı iletkenleri: Bir katının elektriği iyi iletmesi için değerlik bandı ile iletkenlik bandının çakışık olması gerekir. Yarı iletkenler bu bandlar çakışık olmasa da elektronların geçişine izin verecek kadar yakındır. Yarımetal içerisine, az da olsa karıştırılan başka bir element yardımı ile bu iki band arasına elektron geçişini kolaylaştıran başka bir band koyulabilir. Bu şekilde hazırlanan yarı iletkenlere safsızlık yarı iletkenleri denir.

Safsızlık eklendiğinde değerlik bandı ile iletkenlik bandı arasına boş bir bant yerleşiyorsa p-tipi (pozitif) yarı iletken, dolu bir band yerleşiyorsa n-tipi (negatif) yarı iletken adını alır. Silisyuma çok az miktarda galyum ilave edilirse p-tipi yarı iletken oluşur. Silisyuma çok az miktarda arsenik eklenirse bu durumda da n-tipi yarı iletken oluşur.





Elementel bir katıya ait molekül orbital diyagramı (band diyagramı) aşağıdaki gibidir.



Buna göre bu katının elektrik iletkenliği ile ilgili aşağıda verilenlerden hangisi doğrudur?

- A) İletken bir metaldir. B) Yalıtkan bir ametaldir.
C) Gerçek yarıiletkenidir. D) p-tipi aşılı yarı iletkenidir.
E) n-tipi aşılı yarı iletkenidir.

Çözüm:

2s orbitallerinin oluşturduğu değerlik bantı yarı dolu olduğuna göre 2s orbitalide yarı dolu olmalıdır. Elektron dizilişi 2s¹ ile biten metal, iletken bir katıdır.

Cevap A

3. Zayıf Etkileşimler

Zayıf etkileşimler maddelerin fiziksel halleri, çözünürlükleri, erime noktaları, kaynama noktaları ve buhar basıncı gibi fiziksel özelliklerini belirleyen tanecikler arası çekim kuvvetleridir. Bu etkileşimler sonucunda yeni kimyasal maddeler oluşmaz. Genellikle 40 kJ mol⁻¹ den daha düşük etkileşimlerdir. Kovalent ve iyonik bağların 400 kJ.mol⁻¹ civarında oldukları kabul edilirse tanecikler arası etkileşimler bunlara göre oldukça zayıf etkileşimlerdir. Bu nedenle ikincil etkileşimler olarak da adlandırılırlar. Genellikle maddenin yoğun fazlarında (katı ve sıvı) görülürler. Gaz molekülleri arasında da zayıf etkileşimler olmakla beraber bunlar genellikle ihmal edilecek kadar küçüktür.

Zayıf etkileşimler:

1. Dipol–Dipol Etkileşimleri
2. İyon – Dipol Etkileşimleri
3. Dipol – İndüklenmiş Dipol Etkileşimleri
4. İyon – İndüklenmiş Dipol Etkileşimleri
5. İndüklenmiş Dipol – İndüklenmiş Dipol Etkileşimleri (London Kuvvetleri)
6. Hidrojen Bağları

şeklinde sıralanabilir.

Tanecikler arası etkileşimlerin anlaşılabilmesi için gerekli bazı kavramlar aşağıda açıklanmıştır.

a. İyon: Bağ oluşturulan iki atom arasındaki elektronegatiflik farkı 2 den büyük ise atomlar arasında elektron alışverişi olduğu kabul edilir. Bağı oluşturan elektron çifti elektronegatifliği büyük olan atom tarafından alınmış gibi düşünülür. Bu durumda elektron alan atom + yüklü iyonu, elektron veren atom da - yüklü iyonu oluşturur.

NOT

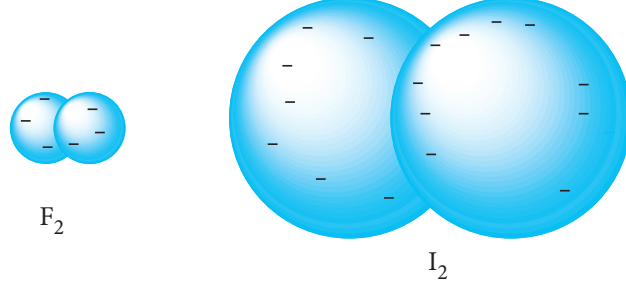
Tüm etkileşim türleri aslında elektrostatik çekim kuvvetleridir. Zıt yüklü taneciklerin birbirlerini çekmelerinden kaynaklanır. Coulomb çekim kuvvetleri de denen bu etkileşimler $F = k \cdot \frac{q_1 \cdot q_2}{r^2}$ genel formülü veya bundan türetilen eşitliklerden bulunur.

b. Dipol: Polar moleküllerde yük dağılımı simetrik değildir. Elektronlar molekülün bir tarafında daha yoğun halde bulunur. Bu durum da molekül kalıcı net bir dipol momente sahiptir ($\mu \neq 0$). Dipol momentin yönü + uçtan - uca doğrudur. Elektronun çok olduğu taraf kısmen - (δ^-), az olduğu taraf ise kısmen + (δ^+) ile yüklenir. Oluşan kısmen artı ve kısmen eksi kutuplara dipol adı verilir.

c. İndüklenmiş Dipol: Apolar moleküllerde elektron dağılımı simetrikdir. Molekül kalıcı net bir dipol momente sahip değildir ($\mu=0$). Yani kısmen de olsa + ve - kutuplar bulunmaz. Ancak moleküldeki elektronlar bir dış elektrik alanının etkisi ile bir taraftan başka bir tarafa göç ederek anlık, geçici dipoller oluşturabilir. Bu anlık dipollere indüklenmiş dipol adı verilir. İndüklenmiş dipollerin oluşmasını sağlayan elektrik alanı molekülün etkileşimde bulunduğu başka moleküller ya da iyonlar oluşturabilmektedir. İndüklenmiş dipolün büyüklüğü etkilendiği elektrik alanının büyüklüğüyle doğru orantılıdır.

Önemli: İndüklenmiş dipolün oluşumu ve büyüklüğü moleküllerin elektron dağılımının bozulabilme kolaylığına yani polarlanabilme kabiliyetine bağlıdır. Genellikle atom yada moleküldeki elektronlar kolay dağılıbiliyor ise polarlanabilme kabiliyeti yüksektir. Yani elektronegatifliği düşük, hacmi büyük olan atom yada moleküllerin polarlanabilirliği yüksektir. Elektronegatifliği yüksek atomlarda elektronlar çekirdek tarafından kuvvetli çekileceği için dağılıması zorlaşır.

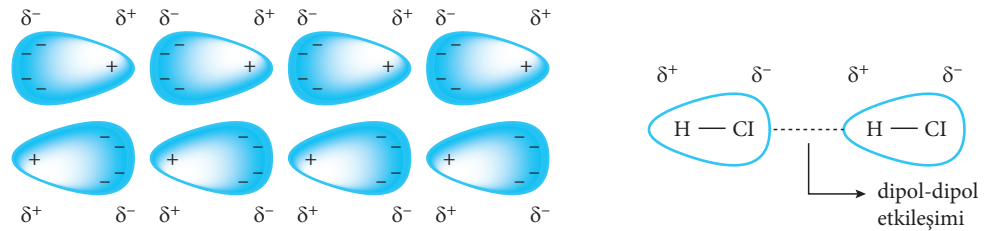
Elektronegatifliği yüksek flor atomlarının oluşturduğu F_2 moleküllerinin polarlanabilmesi oldukça düşüktür. Flora göre elektronegatifliği daha az olan ve hacmi daha büyük olan iyot atomlarının oluşturduğu I_2 moleküllerinin ise polarlanabilme kabiliyeti çok daha yüksektir.

**NOT**

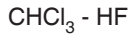
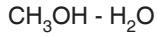
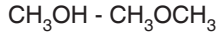
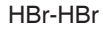
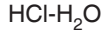
Maddenin yoğun fazlarında yani katı veya sıvı fazlarda birden fazla moleküller arası etkileşim türü aynı anda görülebilir.

3.1. Dipol-Dipol Etkileşimleri:

Dipol-dipol etkileşimleri polar moleküllerde bulunan dipollerin birbirini çekmesi sonucunda oluşurlar. Polar bir moleküldeki kısmi pozitif yüklü bölge diğer molekülün kısmi negatif yüklü bölgesini elektrostatik çekim kuvveti ile çeker. Polar moleküller kalıcı dipollere sahiptir. Dipol moment ne kadar büyükse tanecikler arası kuvvetler de o kadar büyüktür. Ancak bu kuvvetler iyonik veya kovalent bağa göre oldukça zayıftır etkileşimlerdir.



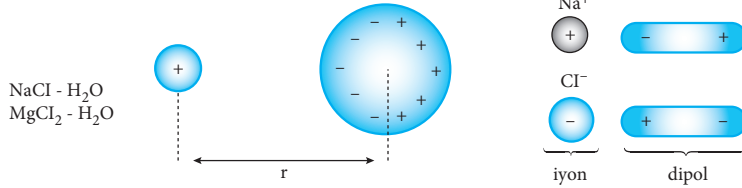
Dipol-dipol etkileşimleri sıcaklıktan etkilenir. Yüksek sıcaklıklarda moleküllerin kinetik enerjisi ve dolayısıyla hareketleri artacağından dipoller gelişigüzel yönelirler. Bu durumda zıt yükler birbirinden uzaklaşır ve dipol-dipol etkileşimleri azalır. Aşağıdaki moleküller arasında yoğun fazlarda dipol-dipol etkileşimleri görülür. Aynı tür polar moleküller arasında olduğu gibi farklı tür polar moleküller arasında da dipol-dipol etkileşimleri vardır.

**NOT**

Kalıcı dipoller polar moleküllerde oluşur.

3.2. İyon-Dipol Etkileşimleri:

Bir iyon ile polar bir molekül arasında iyon-dipol etkileşimi gözlenir. İyonik kristallerin polar çözücülerde çözünmesi buna örnek olarak verilebilir. Bu etkileşimin büyüklüğü, polar molekülün dipol momentine ve iyonun yükü ile çapına bağlıdır. İyon ve dipoller arasındaki etkileşimler de Coulomb yasası ile açıklanır. İyonun yükü fazla ve çapı küçük ise etkileşim daha kuvvetlidir. Katyonların çapı genellikle anyon çapından küçük olduğu için katyonlar dipollerle daha fazla etkileşirler. Polar molekülün ise dipol momenti arttıkça yük ayrımı artar ve iyon ile daha fazla etkileşir.



Mg²⁺ iyonunun yarıçapı 78 pm iken Na⁺ iyonunun yarıçapı 98 pm'dir. Buna göre dipol momentli 1,87 D olan su ile bu iyonlar arasındaki etkileşimler ile ilgili;

- I. İyon-dipol etkileşimleridir.
- II. Mg²⁺ iyonları su tarafından daha iyi sarılır.
- III. Na⁺ iyonlarının yarıçapı daha büyük olduğundan su molekülleri ile daha fazla etkileşir.

Yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I, II ve III

Çözüm:

Dipol momentli 1,87 D gibi büyük bir değere sahip olan su oldukça polar bir moleküldür. Bu nedenle Mg²⁺ ve Na⁺ iyonları ile arasında iyon-dipol etkileşimi görülür. Bu etkileşim katyonun yükü ile artarken, katyonun çapı arttıkça azalır. Mg²⁺ iyonunun Na⁺ iyonuna göre, hem yükü daha fazla hem de yarıçapı daha küçüktür. Bu nedenle su molekülleri Mg²⁺ iyonlarına daha fazla yaklaşarak daha iyi sarılır. Aralarında daha kuvvetli bir etkileşim oluşur. Bunun bir sonucu olarak Mg²⁺ nın hidratlaşma enerjisi -1926 kJ/mol iken Na⁺ nın hidratlaşma enerjisi -405 kJ/mol dür. Yani Mg²⁺ iyonları su ile sarılırken daha fazla enerji açığa çıkar. Mg²⁺ iyonları daha az enerjili ve kararlı hale gelir.

Cevap D

NOT

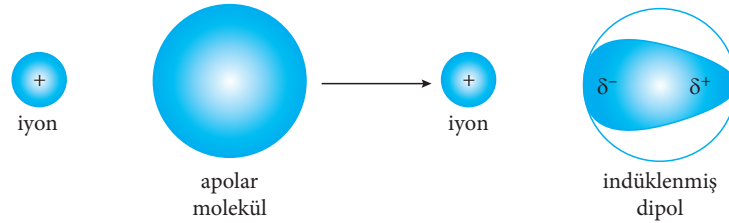
Bir molekül ister polar isterse apolar yapıda olsun elektronları sürekli hareket halindedir. Dış elektrik alan neticesinde her iki türdeki elektronlarda belirli bir tarafa yönelenerek anlık dipoller oluşturabilir. Bu nedenle indüklenmiş dipoller hem polar hem de apolar tüm moleküllerde gözlenir. Ancak apolar moleküllerin etkileşimleri yalnızca geçici indüklenmiş dipoller ile olur.

NOT

Kovalent bağlı moleküller arasında görülen dipol-dipol, dipol-indüklenmiş dipol ve indüklenmiş dipol-indüklenmiş dipol etkileşimleri Van der Waals Kuvvetleri olarak bilinir. Çok güçlü bir Dipol-dipol etkileşimi olan Hidrojen bağları da aslında bir tür van der Waals etkileşimidir. Yalnızca bir kaç tür elementin oluşturduğu moleküllerde görüldüklerinden farklı bir grupta incelenir. İyon ve moleküller arasında görülebilen iyon-dipol ve iyon indüklenmiş dipol etkileşimleri ise van der Waals etkileşimleri olarak adlandırılmaz.

3.3. İyon-İndüklenmiş Dipol Etkileşimleri:

Bir iyon ile apolar bir molekül arasında bu tür etkileşimler gözlenir. İyonik bir maddenin apolar bir çözücünde çözünmesi sonucunda iyon-indüklenmiş dipol etkileşimleri oluşur. Çok zayıf bir etkileşim türüdür. Bu nedenle iyonik maddeler apolar çözücülerde iyi çözünmez. Örneğin NaCl, benzen (C_6H_6), karbontetraklorür (CCl_4), karbondisülfür (CS_2) gibi apolar çözücülerde çok az çözünür. Bu etkileşim, iyonların apolar moleküllere yaklaştığında elektron düzenlerini bozarak anlık dipoller oluşturması ile ortaya çıkar.



3.4. Dipol-İndüklenmiş Dipol Etkileşimleri:

Polar moleküller ile apolar moleküller arasında bu tür etkileşimler görülür. Polar molekülün dipolü, apolar atom yada moleküle yaklaştığında elektron dağılımını bozar ve indüklenmiş dipoller oluşturur. Polar bir çözücü olan etil alkolün içerisinde apolar bir molekül olan iyotun çözünmesi örnek olarak verilebilir. Bu etkileşimler dipol-dipol etkileşimlerinden çok daha zayıftır.

3.5. İndüklenmiş Dipol-İndüklenmiş Dipol Etkileşimleri (Dağılma Kuvvetleri):

Bu kuvvetler ilk kez Alman fizikçi Fritz London (1900-1954) tarafından kuantum mekaniği hesaplamaları ile açıklanmıştır. Bu nedenle **London kuvvetleri** olarak adlandırılırlar. Apolar moleküller ve atomik yapıdaki soygazların sıvı veya katı fazda olabilmeleri bu etkileşimler ile açıklanır. Sürekli hareket halindeki elektronlar komşu atom yada moleküldeki elektronlar ile birbirine yaklaştığında birbirlerini iterek yük ayrımına yol açar. Bunlar geçici dipollerdir. İndüklenmiş dipolün büyüklüğü elektronların polarlanabilme kabiliyetine bağlıdır. Polarlanabilme kabiliyeti yüksek olan moleküllerde elektron göçü kolaydır ve London kuvvetleri de büyüktür.

Benzer Yapıdaki Apolar Bileşiklerin Erime Noktaları	
Bileşik	Erime Noktası (°C)
CH_4	-182,5
CF_4	-150,0
CCl_4	-23,0
CBr_4	90,0
Cl_4	171,0

Önemli 1. Molekül kütlesi arttıkça, moleküllerin hacimleri de artmakta, daha kolay polarlanabilmekte ve sonuç olarak erime ve kaynama noktaları da artmaktadır. Periyodik cetvelde yukarıdan aşağıya doğru molekül kütlesi artmaktadır. Buna bağlı olarak yalnızca London kuvvetleri ile bir arada durabilen halojen molekülleri ve soygaz atomları için yukarıdan aşağıya doğru erime ve kaynama noktaları yükselmektedir.

Madde	Atom veya Molekül Kütlesi	Kaynama Noktası °C
Soy Gazlar		
Helyum (He)	4	-269
Neon (Ne)	20	-246
Argon (Ar)	40	-186
Kripton (Kr)	84	-152
Ksenon (Xe)	131	-107
Radon (Rn)	222	-62
Halojen Molekülleri		
Flor (F ₂)	38	-188
Klor (Cl ₂)	71	-34
Brom (Br ₂)	160	59
İyod (I ₂)	254	185

Yukarıdan
aşağıya
EN ve Kn
artar.

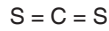
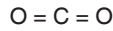


- I. CO₂
II. CS₂
III. Ne

Yukarıda verilen atom ve moleküller ile ilgili aşağıdaki-lerden hangisi yanlıştır? (C: 12, O:16, Ne: 20, S: 32 g/mol)

- A) CO₂ doğrusal geometriye sahiptir.
B) CS₂ apolar bir moleküldür.
C) Polarlanabilirlikleri CS₂ > CO₂ > Ne şeklindedir.
D) Kaynama noktaları Ne > CO₂ > CS₂ dir.
E) Her üçünde de yoğun fazda London kuvvetleri etkindir.

Çözüm:



Ne

Apolar moleküller ve soygazlarda yalnızca London kuvvetleri görülür. Molekül kütlesi büyük olan daha kolay polarlanabilir ve kaynama noktası yüksektir.

Kaynama noktası sıralama CS₂ > CO₂ > Ne şeklindedir.

Cevap D

Önemli 2. Organik moleküllerde dallanma arttıkça erime ve kaynama noktası düşer. Çünkü dallanma sonucu moleküllerin birbirlerine yaklaşmaları zorlaşır ve moleküller birbirlerini daha az çekerler.

Örneğin aşağıda verilen üç hidrokarbonunda karbon ve hidrojen sayıları eşittir, yani molekül ağırlıkları aynıdır. Ancak n-pentan molekülü düz zinciridir ve molekülleri birbirlerine kolayca yaklaşabilir. Bu nedenle diğerlerine göre daha etkin London kuvvetlerine sahiptir. Dallanmanın en çok olduğu bileşik neo-pentandır ve en az etkileşime sahip olan bileşiktir. Kaynama noktaları sıralaması;

n-pentan > izo-pentan > neo-pentan şeklindedir.

H ₃ C — CH ₂ — CH ₂ — CH ₂ — CH ₃	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C} - \text{CH} - \text{CH}_2 - \text{CH}_3 \end{array}$	$\begin{array}{c} \text{CH}_3 \\ \\ \text{H}_3\text{C} - \text{C} - \text{CH}_3 \\ \\ \text{CH}_3 \end{array}$
n-Pentan	İzopentan	Neopentan
KN = 36,4 °C	KN = 27,8 °C	KN = 9,7 °C

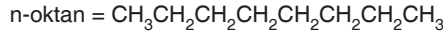
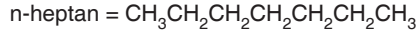
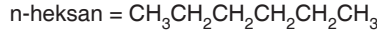
NOT

London kuvvetleri polar ve apolar moleküllerin tamamında görülür. Ancak apolar moleküllerde, yalnızca London kuvvetleri görülür.



n-heksan, n-heptan ve n-oktan sıvılarının aynı şartlar altında buhar basınçlarının sıralaması nasıldır?

Çözüm:



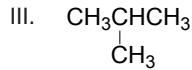
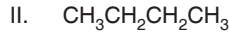
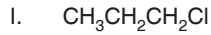
Her üç hidrokarbonunda apolar moleküllere sahiptir. Molekül kütlesi arttıkça London çekim kuvvetleri artar. Sıvının kaynama noktası yükselir, buhar basıncı düşer.

Kaynama noktası sıralaması:

n-oktan > n-heptan > n-heksan

Buhar basıncı sıralaması:

n-heksan > n-heptan > n-oktan



Yukarıda verilen bileşikler için aynı şartlar altında kaynama noktaları sıralaması nasıldır?

Çözüm:

I. Bileşik klor elementi içerdiği için polar bir moleküldür. Sıvı halde dipol-dipol etkileşimlerine sahiptir.

II ve III ise apolar moleküllerdir ve yalnızca London kuvvetleri vardır. II ve III'ün molekül kütlesi aynıdır. Düz zincirli olan II (n-bütan)'ın kaynama noktası dallanmış yapıda olan III (izo-bütan) dan daha yüksek kaynama noktasına sahiptir.

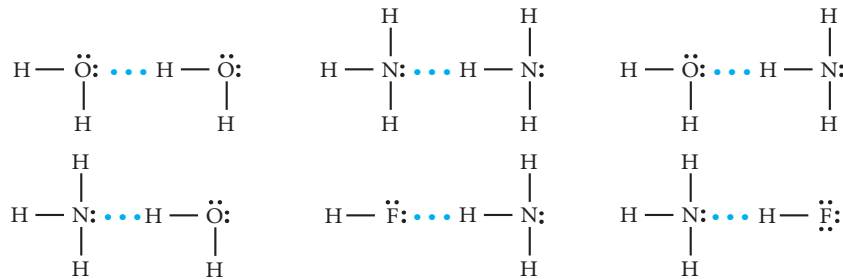
Molekül kütlesi birbirine yakın bileşiklerde dipol-dipol etkileşimleri London kuvvetlerinden daha kuvvetlidir.

KN sıralaması

I > II > III şeklindedir.

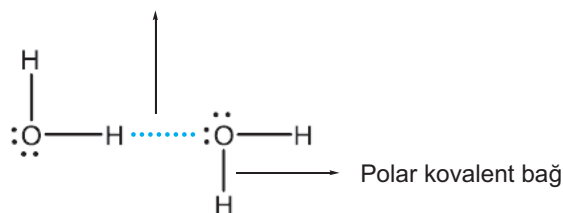
3.6. Hidrojen Bağları

Flor, oksijen ve azot en elektronegatif atomlardır. Bu atomlara bağlı olan hidrojenin, komşu moleküldeki elektronegatif bir atom üzerindeki bağ yapmayan elektron çiftleri ile elektrostatik etkileşimi sonucunda hidrojen bağları oluşur.



Elektronegatif atom ile hidrojen arasındaki kovalent bağ hidrojen bağı değildir. Moleküller arasında oluşan ikincil etkileşimler hidrojen bağlarıdır.

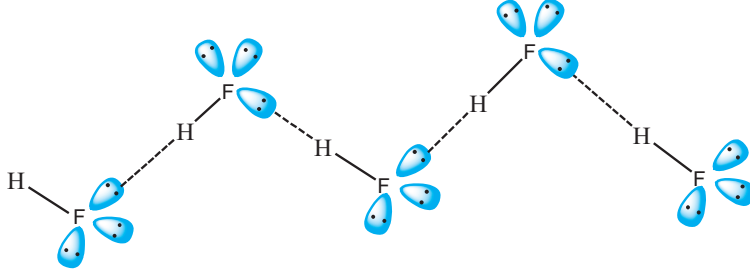
Hidrojen Bağı



NOT

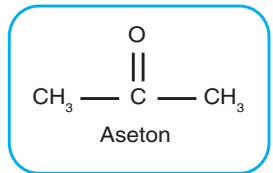
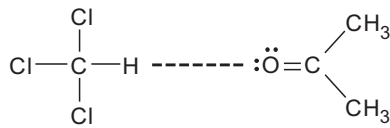
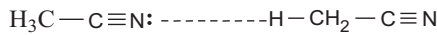
Hidrokarbonlar (yalnızca C ve H'den oluşan bileşikler) genelde apolar yapıda oldukları için molekülleri arasında yalnızca London kuvvetleri etkindir. Ancak organik bileşikte azot, oksijen ve halojen gibi heteroatomlar varsa moleküller polar yapıdadır.

HF molekülünde hidrojen ile flor arasındaki bağ polar kovalent bağdır. Oldukça elektronegatif olan flor atomu bağ elektronlarını kendine doğru çeker. Flor kısmen negatif yük kazanırken hidrojen elektronunu kaybetmiş durumdadır. Kısmen pozitif yüklenmiş bu hidrojen atomu komşu molekülün flor atomundaki bağ yapmayan elektron çifti ile etkileşerek, kendine doğru çeker. Bu çekim güçleri sonucunda hidrojen bağı oluşur.



Sonuç olarak hidrojen bağının oluşabilmesi için;

- ✎ F, O, N'a bağlı hidrojen atomu bulunmalıdır.
- ✎ Hidrojen bağı yapacak atomun elektronegatifliği büyük olmalı ve üzerinde ortaklaşmamış elektron çifti bulunmalıdır.
- ✎ Bağlı olduğu gruplar sayesinde elektronegatifliği çok fazla artmış olan karbon atomuna bağlı hidrojenlerde zayıf Hidrojen bağları yapabilir.

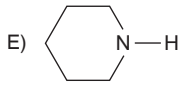
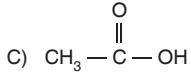
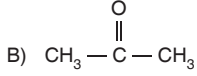


- ✎ Bir molekülde O, N ya da F atomları varsa bunlar suyun hidrojeni ile etkileşerek su ile aralarında hidrojen bağları oluşturur. Molekülde O, N veya F'a bağlı hidrojen varsa bunlarda suyun oksijen atomu ile etkileşerek hidrojen bağı oluşturur.

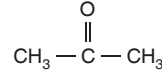
Örnek	Kendi molekülleri arasında	Su içerisinde	Aseton içerisinde
$\text{CH}_3-\text{CH}=\text{O}$	X	✓	X
$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{CH}_3$	X	✓	X
$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{OH}$	✓	✓	✓
$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{OCH}_3$	X	✓	X
$\text{CH}_3-\text{C}(=\text{O})-\text{NH}_2$	✓	✓	✓
$\text{CH}_3-\text{O}-\text{CH}_3$	X	✓	X
	✓	✓	✓
	✓	✓	✓
$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_3$	X	X	X
$\text{CH}_3\text{CH}_2-\text{SH}$	X	X	X



Aşağıdaki bileşiklerden hangisinde sıvı halde molekülleri arasında hidrojen bağı bulunmaz?

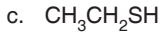
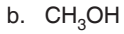
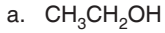


Çözüm:



aseton molekülünde oksijene bağlı hidrojen atomu olmadığı için hidrojen bağı gözlenmez.

Cevap B



sıvıları ile ilgili,

I. a ve b moleküllerinde kendi molekülleri arasında hidrojen bağı vardır.

II. c ve d moleküllerinde baskın olan moleküller arası etkileşim dipol-dipol etkileşimleridir.

III. Kaynama noktalarının sıralaması $a > b > c > d$ şeklindedir.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız I

B) Yalnız II

C) Yalnız III

D) I ve II

E) I, II ve III

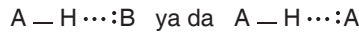
Çözüm:

a ve b de oksijene bağlı hidrojen olduğu için hidrojen bağı bulunur. Ancak c ve d de etkili olan çekim güçleri dipol-dipol etkileşimleridir. Kaynama noktası sıralamasında önce hidrojen bağı yapıp yapmamasına bakılır. Sonra molekül kütlelerine bakılır. Kaynama noktası sıralaması $a > b > c > d$ dir.

Cevap E

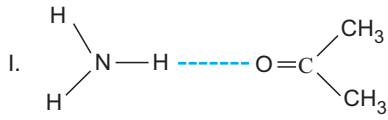
Hidrojen Bağının Kuvveti

Hidrojen bağı aynı tür moleküller arasında olabileceği gibi farklı moleküller arasında da gözlenebilir. Bağlanma şekli aşağıdaki gibi şematize edilebilir.



Hidrojen bağının kuvveti ortaklanmamış elektron çifti ile hidrojen atomu arasındaki elektrostatik etkileşimin şiddetine bağlıdır. Hidrojen bağı kuvveti arttıkça moleküllerin erime ve kaynama noktaları artmakta, birbiri içerisinde çözünmesi kolaylaşmaktadır. Bu kuvvetleri etkileyen başlıca üç etken vardır.

a. A atomunun elektronegatifliği: A atomunun elektronegatifliği arttıkça hidrojen daha fazla pozitif yüklenir ve etkileşim gücü artar. NH_3 , H_2O ve HF moleküllerinin aseton ile yaptıkları hidrojen bağları aşağıdaki gibi gösterilebilir.



Hidrojenlerin kovalent bağlı olduğu atomların elektronegatiflik sıralaması $\text{F} > \text{O} > \text{N}$ şeklindedir. Bu nedenle en kuvvetli etkileşim HF 'de en zayıf etkileşim NH_3 de gözlenir. Hidrojen bağ kuvvetleri sıralaması $\text{III} > \text{II} > \text{I}$ şeklindedir.

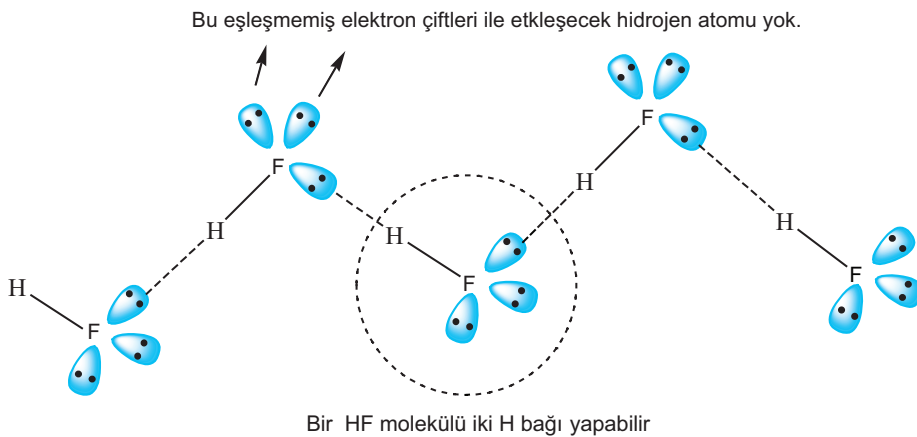
b. B atomunun hacmi: Bağ yapmayan elektron çiftini içeren B atomunun hacmi küçük ise hidrojen bu atoma daha çok yaklaşır ve etkileşimler artar. HF molekülü ile formaldehit ve metantal moleküllerinin etkileşimleri aşağıda gösterilebilir.



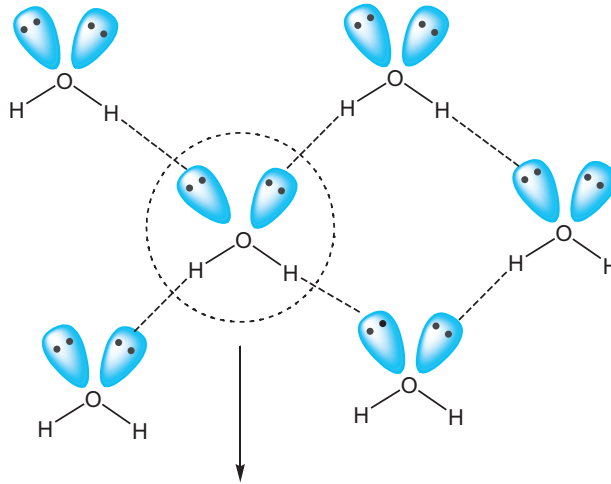
Kükürt atomunun hacmi oksijenden daha büyüktür. Bu nedenle $\text{H} \cdots \text{O}$ etkileşimi, $\text{H} \cdots \text{S}$ etkileşiminden daha güçlüdür. Hidrojen bağ kuvvetleri sıralaması $\text{I} > \text{II}$ şeklindedir.

c. Molekülün yapabileceği Hidrojen bağ sayısı: Hidrojen bağları elektronegatif atom üzerindeki eşleşmemiş elektron çifti ile başka bir moleküldeki elektronegatif atoma bağlı hidrojen arasındaki etkileşim sonucunda oluşmaktadır. Bu nedenle molekülün yapabileceği hidrojen bağ sayısı, elektronegatif atomun üzerindeki elektron çifti ve hidrojen sayısına bağlıdır.

HF molekülünde, flor atomu üç elektron çifti ve bir hidrojene sahiptir. Her HF molekülü iki hidrojen florür ile etkileşebilir ve bu nedenle iki hidrojen bağ yapabilir.



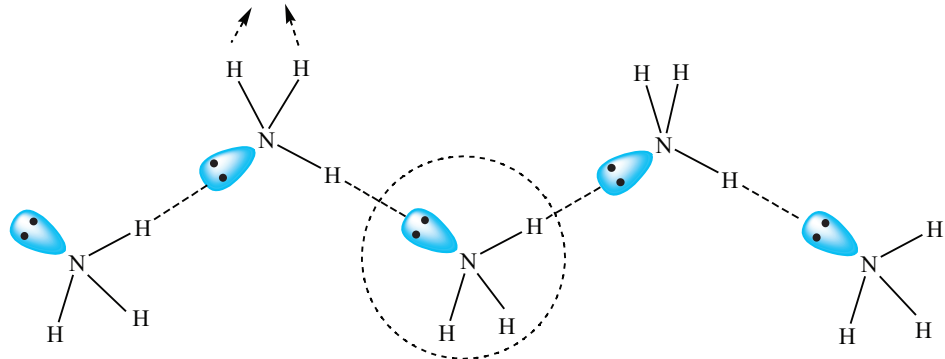
H_2O molekülünde ise oksijen üzerinde iki elektron çifti, iki de hidrojen bulunur. Bir H_2O molekülü dört su molekülü ile etkileşebilir ve her bir H_2O molekülü dört hidrojen bağında yer alabilir.



Bir H_2O molekülü 4 hidrojen bağı yapabilir

NH_3 molekülünde, azot atomu üzerinde bir bağ yapmayan elektron çifti, üç tane de hidrojen atomu bulunur. Bir NH_3 molekülü hidrojen florürde olduğu gibi iki NH_3 molekülü ile etkileşebilir ve iki hidrojen bağında yer alabilir.

H bağı yapamayan hidrojenler.

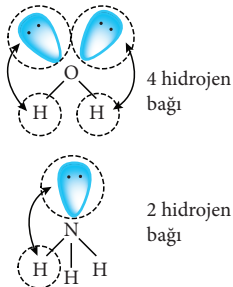


Bir NH_3 molekülü iki H bağı yapabilir.

NOT

Pratik olarak bir molekülün yapabileceği hidrojen bağ sayısı şöyle bulunabilir:

Molekülün Lewis yapısında elektronegatif atomun sahip olduğu elektron çifti ile bu atoma bağlı hidrojen atomları eşleştirilir. Eşleşebilen her bir elektron çifti ve hidrojen atomu için birer hidrojen bağı yapıldığı düşünülür.



Bileşik	Formül	H bağı sayısı	Kaynama noktası
H_2O		4	100
NH_3		2	-33
HF		2	20

Flor atomu oksijen ve azota göre daha elektronegatifdir. Bu nedenle yapacağı HF---HF hidrojen bağları, suyun ve amonyakın yapacağı hidrojen bağlarından daha kuvvetlidir. Bu durumda HF ün kaynama noktasının diğerlerinden yüksek olması beklenir. Ancak sıvı içerisinde moleküller arası etkileşimin gücü yanında sayısı da önemlidir. Su molekülleri kendi aralarında daha fazla hidrojen bağı yapabildikleri için hidrojen florüre göre daha yüksek sıcaklıkta kaynar. Sıvı halde eşit sayıda hidrojen bağı yapabilen HF ve NH₃ karşılaştırıldığında ise daha kuvvetli hidrojen bağlarına sahip, HF in kaynama noktasının daha büyük olduğu görülür. Sonuç olarak kaynama noktası sıralaması; H₂O > HF > NH₃ şeklindedir.



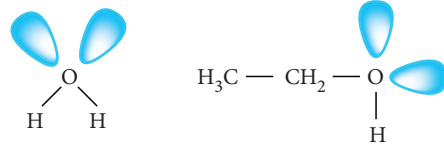
Etil alkolün normal kaynama noktası 78°C iken suyun kaynama noktası 100°C dir. **Bu durum,**

- I. Etil alkolün molekül ağırlığının daha fazla olması
- II. Etil alkol molekülleri arasındaki hidrojen bağlarının daha zayıf olması
- III. Su molekülleri arasında daha fazla sayıda hidrojen bağı yapılabilmesi

İfadelerinden hangileri ile açıklanabilir?

- A) Yalnız I B) Yalnız III C) I ve II
D) II ve III E) I, II ve III

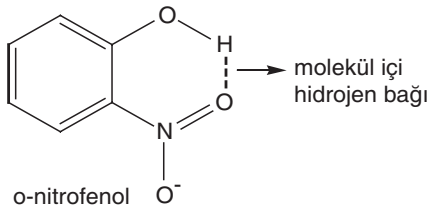
Çözüm:



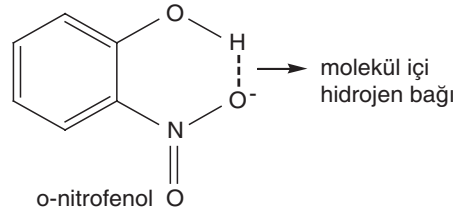
Etil alkol molekülünde etil grubu elektron sağladığı için oksijenin elektron çekme gücü azalır. Bu nedenle oksijen üzerindeki elektron çifti ile diğer moleküldeki hidrojen arasındaki etkileşim azalmıştır. Su molekülleri arasındaki hidrojen bağları daha kuvvetlidir. Ayrıca etil alkol iki, su ise dört hidrojen bağı yapabilir. Bu nedenle su molekülleri arasındaki etkileşim etil alkolden daha fazladır ve kaynama noktası daha yüksektir. Molekül ağırlığı daha fazla olan etil alkolde, London kuvvetleri daha büyüktür. Ancak London kuvvetleri hidrojen bağlarından çok daha zayıf etkileşimler olduğundan bu etki baskın değildir.

Cevap D

Molekül içi hidrojen bağı



veya



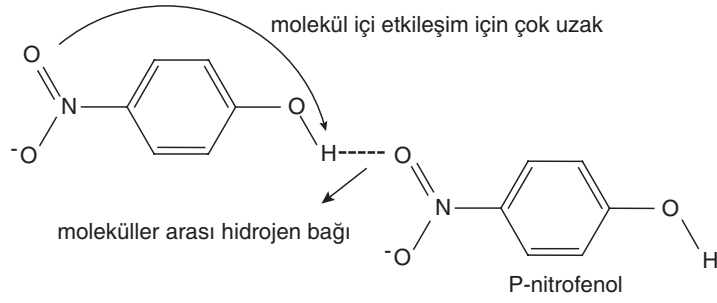
o-Nitrofenol bileşiğinde hidrojen ve oksijen atomları molekül içi hidrojen bağı oluşturabilecek şekilde birbirlerine yönelmişlerdir.

NOT

Uygun yapıdaki molekül-lerde, molekül içi hidrojen bağı oluşabilir.

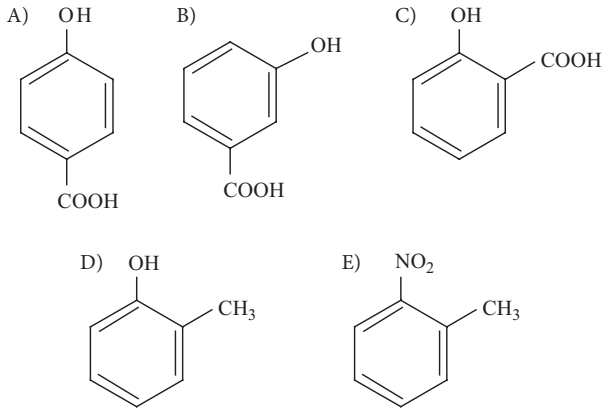
NOT

Molekül içi hidrojen bağı oluşturan bileşiklerin erime ve kaynama noktaları, moleüller arası hidrojen bağı yapan izomerlerinden daha düşüktür.

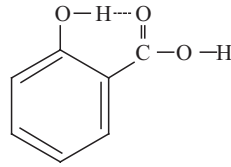


p-Nitrofenol bileşiğinde ise aynı molekül içerisindeki -OH ve -NO₂ grupları para konumda birbirleri ile etkileşemezler. Bu nedenle farklı moleüller arasında hidrojen bağı oluşur.

Aşağıda verilen bileşiklerden hangisi molekül içi hidrojen bağı yapabilir?

**Çözüm:**

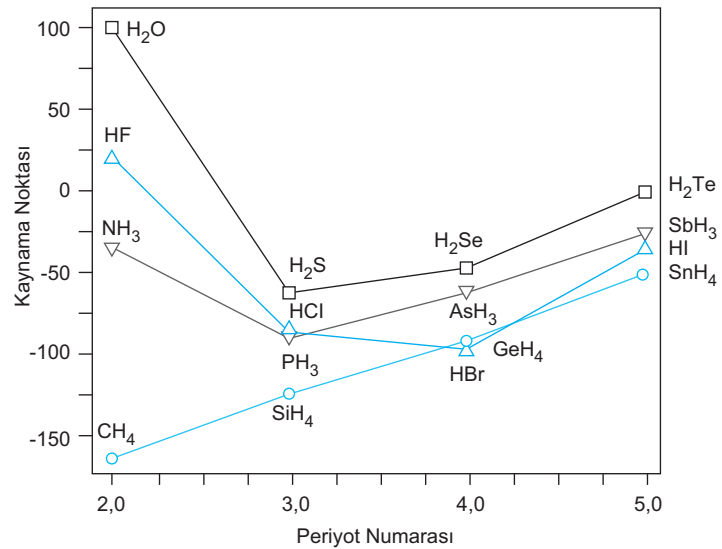
o-Hidroksibenzoik asit bileşiğinde molekül içi hidrojen bağı oluşabilir.



o- hidroksibenzoik asit

Cevap C

ÖNEMLİ: 4A, 5A, 6A ve 7A elementlerinin hidrojenli bileşiklerinin kaynama noktalarını gösteren grafik aşağıdaki gibidir.



4A grup elementlerinin hidrojenli bileşiklerinin (C, Si, Ge ve Sn) kaynama noktalarına bakılırsa, aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru molekül kütlelerinin artması ile kaynama noktasının da düzenli olarak arttığı görülür. Molekülün sahip olduğu elektron sayısı ve merkez atomun hacmi arttığı için moleküller arası London kuvvetleri de artmaktadır. Bu da kaynama noktasının giderek yükselmesine neden olur. 4A grubunda kaynama noktası sıralaması,

$\text{CH}_4 < \text{SiH}_4 < \text{GeH}_4 < \text{SnH}_4$ şeklindedir.

5A, 6A ve 7A grubu elementlerinde ise beklenenin aksine ilk üyelerinin kaynama noktaları daha yüksektir. Diğer üyeler beklenen sıralamaya uymaktadır.

Örneğin 5A grubunun ilk üyesi olan azotun yaptığı NH_3 bileşiğinin kaynama noktası diğer 5A grubu üyelerinden daha düşük olması beklenirken aksine daha yüksektir. Benzer şekilde H_2O ve HF de bulundukları grupta kaynama noktası en yüksek olan hidrojenli bileşikler oluştururlar. Bunun nedeni NH_3 , H_2O ve HF moleküllerinin hidrojen bağı yapabilmeleridir. Hidrojen bağları en kuvvetli fiziksel etkileşimlerdir.

5A grubunda kaynama noktaları; $\text{PH}_3 < \text{AsH}_3 < \text{SbH}_3 < \text{NH}_3$

6A grubunda kaynama noktaları; $\text{H}_2\text{S} < \text{H}_2\text{Se} < \text{H}_2\text{Te} < \text{H}_2\text{O}$

7A grubunda kaynama noktaları; $\text{HCl} < \text{HBr} < \text{HI} < \text{HF}$

4A	K.N.(°C)	5A	K.N. (°C)	6A	K.N. (°C)	7A	K.N. (°C)
CH_4	-161	NH_3	-33	H_2O	100	HF	20
SiH_4	-122	PH_3	-87	H_2S	-65	HCl	-85
GeH_4	-90	AsH_3	-60	H_2Se	-45	HBr	-96
SnH_4	-50	SbH_3	-25	H_2Te	-15	HI	-35



Aşağıdaki bileşiklerden hangisinin standart koşullarda kaynama noktası en yüksektir?

- A) H_2Te B) H_2Se C) H_2O D) NH_3 E) H_2S

Çözüm:

H_2O ve NH_3 'te hidrojen bağı görülür. H_2O daha fazla hidrojen bağı yaptığı için kaynama noktası diğerlerinden daha yüksektir.

Cevap C

Uyarı: Maddelerin birçoğunda birden fazla türde tanecikler arası etkileşim bulunmaktadır. Kaynama noktasını bu etkileşimlerin toplamı belirlemektedir.



HCl , NH_3 , CH_3OH , CH_3CH_3 , $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$ bileşiklerinde yoğun fazlarda hangi tür etkileşimler görülebilir?

Çözüm:

HCl : Dipol-Dipol ve London kuvvetleri

NH_3 : Hidrojen bağı, Dipol-dipol ve London kuvvetleri

CH_3OH : Hidrojen bağı, Dipol-dipol ve London kuvvetleri

CH_3CH_3 : London kuvvetleri

$\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Br}$: Dipol-dipol ve London kuvvetleri

NOT

İyonik bağlı bileşiklerin ve metallerin erime noktaları birbirleriyle genellikle karşılaştırılmaz.

Erime ve Kaynama Noktalarının Karşılaştırılması

Kovalent bağlı bileşiklerde erime ve kaynama noktası molekül içi kimyasal bağlara değil, tanecikler arası etkileşimlere bağlıdır. Bu nedenle erime ve kaynama noktası sıralaması yapılırken tanecikler arası etkileşimlerin bağlı kuvvetleri bilinmelidir. Tanecikler arası etkileşimlerin büyükten küçüğe doğru sıralaması genellikle;

Hidrojen bağı > Dipol-dipol etkileşimleri > London kuvvetleri

şeklinde dir. İyonik bileşikler ve metallerde dikkate alınır ise;

İyonik bağ veya metalik bağ > hidrojen bağı > dipol-dipol etkileşimleri > London kuvvetleri

sıralaması yapılabilir. Erime veya kaynama noktaları karşılaştırılırken ise ilk olarak bu sıralamaya dikkat edilir.

- ↳ Birden fazla sayıda İyonik bağlı bileşik var ise; iyon yükü büyük, iyon yarıçapı küçük olanın erime noktası genelde daha yüksektir.
- ↳ Birden fazla **metal** varsa; metalik yarıçapı küçük olan metalin erime noktası daha yüksektir.
- ↳ Birden fazla sayıda **polar** bileşik varsa molekül kütlesi büyük olanın erime ve kaynama noktası daha büyüktür.
- ↳ Birden fazla sayıda **apolar** bileşik varsa molekül ağırlığı büyük olanın erime ve kaynama noktası daha büyüktür. Molekül ağırlıkları eşit ise düz zincirli olanın erime ve kaynama noktası daha yüksektir.



- I. NaCl
- II. Ne
- III. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$
- IV. $\text{CH}_2 - \text{CH}_2\text{OH}$
|
OH
- V. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$

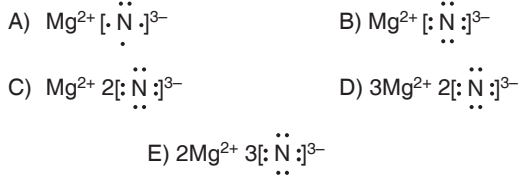
Yukarıda verilen taneciklerin kaynama noktaları büyükten küçüğe doğru nasıl sıralanır?

Çözüm:

- I. NaCl : İyonik bağlı bileşik
 - II. Ne: Atomik yapıda, London kuvvetleri
 - III. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$: Hidrojen bağı (bir tane -OH)
 - IV. $\text{CH}_2 - \text{CH}_2$: Hidrojen bağı (iki tane -OH)
|
OH
 - V. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{Cl}$: Polar bileşik: Dipol-dipol etkileşimi
- Buna göre sıralama: I > IV > III > V > II şeklinde olmalıdır.

Konu Kavrama Testleri

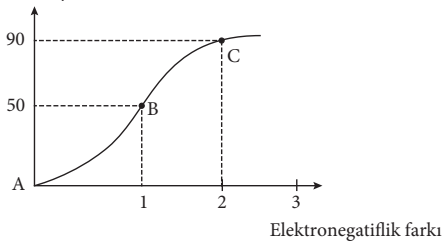
1. $^{12}_{\text{Mg}}$ ile $^{7}_{\text{N}}$ atomlarından oluşan iyonik bileşiğin Lewis yapısı aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?



2. İyonik bileşikler ve iyonik çekim güçleri ile ilgili aşağıda verilenlerden hangisi **yanlıştır**?

- A) İyonik bileşikler kristal örgü yapısındadır.
 B) İyonik çekim güçleri yöne bağlı değildir.
 C) İyonik bileşikler katı halde elektrik akımını iletmezler.
 D) İyonların yükü artarsa çekim güçleri azalır.
 E) Kırılgan yapıdadırlar.

3. Yüzde iyonik karakter



Yukarıda verilen grafiğe göre A, B ve C bileşikleriyle ilgili,

- I. A, %100 kovalent karakterlidir.
 II. B'yi oluşturan atomların elektronegatiflikleri eşittir.
 III. Sudaki çözünürlükleri $A > B > C$ dir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
 D) I ve II E) I, II ve III

- 4.

Atom	H	C	O	Cl	N	F
Elektronegatiflik	2,2	2,6	3,4	3,2	3,0	4,0

Yukarıdaki tabloda elektronegatiflikleri verilen atomlardan hangi ikisi arasında oluşan bağın iyonik karakteri en fazladır?

- A) H – C B) O – F C) Cl – O
 D) N – F E) C – N

5. Aşağıda verilen maddelerden hangisinin aynı şartlar altında erime noktası en yüksektir?

- A) $\text{Na}_{(k)}$ B) $\text{K}_{(k)}$ C) $\text{I}_{2(k)}$
 D) $\text{P}_{4(k)}$ E) $\text{CO}_{2(k)}$

6. MgO ve MgCl_2 bileşiklerinin erime noktaları sırası ile 2852°C ve 714°C dir.

Erime noktaları arasındaki bu fark,

- I. MgO 'te iyon yüklerinin çarpımının fazla olması
 II. O^{2-} iyonunun hacminin, Cl^- iyonunun hacminden küçük olması
 III. MgO bileşiğinin kristal yapısında katyona eşit sayıda anyon bulunması

verilen özelliklerden hangisi ile açıklanabilir?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
 D) I ve II E) I ve III

7.
$$F = \frac{Q_1 \cdot Q_2}{4\pi\epsilon_0 r^2}$$

İyonik bir kristal örgüde iyonlar arasındaki çekim güçleri yukarıdaki formül ile belirlenir. ϵ_0 ortamın dielektrik sabitidir.

Buna göre,

- I. ϵ_0 arttığında iyonlar arasındaki çekim güçleri azalır.
- II. Dielektrik sabiti yüksek çözücülerde iyonik bileşikler daha kolay çözünür.
- III. Molekülün net dipol momentı büyük ise ϵ_0 değeri küçüktür.

İfadelerinden hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I, II ve III

8. Aşağıdaki maddelerden hangisi yoğun fazlarda karışısındaki bağ türünü içermez?

Madde	Bağ türü
A) CCl_4	London Kuvvetleri
B) PH_3	Dipol–dipol etkileşimi
C) LiF	İyonik bağ
D) H_2S	Hidrojen bağı
E) CH_3OH	Hidrojen bağı

9. I. ${}_5\text{B}$
II. ${}_{17}\text{Cl}$
III. ${}_{14}\text{Si}$

Yukarıda verilen atomlardan hangilerinin ${}_1\text{H}$ ile yaptıkları bileşiklerde moleküller arasında yalnızca London kuvvetleri görülür?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I ve III

10. Aşağıdaki bileşiklerden hangisi katı ve sıvı halde molekülleri arasında hidrojen bağı çermez?

- A) CH_3F B) CH_3NH_2 C) N_2H_4
D) HF E) CH_3OH

11. Karbon atomunun halojenle oluşturduğu CF_4 , CCl_4 , CBr_4 ve Cl_4 moleküllerinin kutuplanabilme (polarlanabilme) kabiliyetlerinin sıralaması nasıldır?

(${}_9\text{F}$, ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_{35}\text{Br}$, ${}_{53}\text{I}$)

- A) $\text{CF}_4 > \text{CCl}_4 > \text{CBr}_4 > \text{Cl}_4$
B) $\text{Cl}_4 > \text{CBr}_4 > \text{CCl}_4 > \text{CF}_4$
C) $\text{CF}_4 > \text{CBr}_4 > \text{CCl}_4 > \text{Cl}_4$
D) $\text{Cl}_4 > \text{CCl}_4 > \text{CBr}_4 > \text{CF}_4$
E) $\text{CCl}_4 > \text{CBr}_4 > \text{CF}_4 > \text{Cl}_4$

12. Aşağıdaki bileşiklerden hangisinin aynı şartlar altında erime noktası en yüksektir?

(${}_{11}\text{Na}$, ${}_9\text{F}$, ${}_{17}\text{Cl}$, ${}_{35}\text{Br}$, ${}_{55}\text{Cs}$)

- A) NaF B) NaCl C) NaBr
D) CsF E) CsCl

13. CH_4 , SiH_4 ve GeH_4 molekülleri ile ilgili,

- I. Üçüde apolar moleküldür.
- II. GeH_4 'ün toplam elektron sayısı daha fazladır.
- III. CH_4 'ün kutuplanabilirliği en fazladır.
- IV. Kaynama noktaları sıralaması $\text{GeH}_4 > \text{SiH}_4 > \text{CH}_4$ tür.

yargılarından hangileri doğrudur? (${}_6\text{C}$, ${}_{14}\text{Si}$, ${}_{32}\text{Ge}$)

- A) Yalnız I B) II ve III C) I, III ve IV
D) I, II ve IV E) II, III ve IV

14. Aşağıdaki moleküllerden hangisinde yoğun fazlarda en fazla sayıda etkileşim türü görülür?

- A) H_2Se B) PCl_5 C) XeOCl_2
D) H_2O E) HCHO

15. Aşağıdaki türlerden hangisi su ile hidrojen bağı yapmaz?

- A) CH_3OH B) CH_4 C) F^-
D) H_2CO_3 E) NH_2NH_2

16. Değerlik bandı ile iletkenlik bandı arasında büyük bir bant boşluğu olan madde aşağıdakilerden hangisi olabilir?

- A) $\text{Cu}_{(k)}$ B) $\text{Cu}_{(s)}$ C) Grafit_(k)
D) $\text{KCl}_{(k)}$ E) $\text{Si-Ge}_{(k)}$

17. Aşağıdaki bileşiklerden hangisi moleküller arası hidrojen bağları ile dimer yapı oluşturabilir?

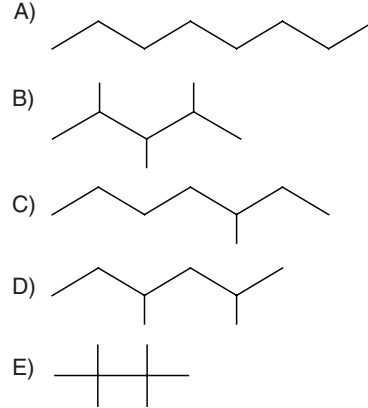
- A) $\text{CH}_3 - \text{OH}$ B) $\text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{CH}_3$
C) $\text{CH}_3 - \text{O} - \text{CH}_3$ D) $\text{CH}_3 - \overset{\text{O}}{\parallel} \text{C} - \text{OH}$
E) $\text{CH}_3 - \text{CH}_2 - \text{OH}$

18. I. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_3$
II. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
III. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$

Maddelerinin aynı koşullardaki buhar basınçlarının küçükten büyüğe doğru sıralanışı aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

- A) $\text{I} < \text{II} < \text{III}$ B) $\text{II} < \text{I} < \text{III}$ C) $\text{III} < \text{II} < \text{I}$
D) $\text{III} < \text{I} < \text{II}$ E) $\text{II} < \text{III} < \text{I}$

19. Aşağıdaki izomerlerden hangisinin kaynama noktası en yüksektir?

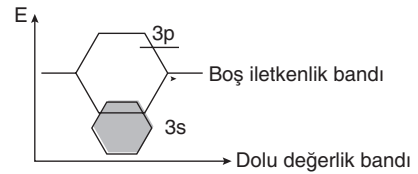


20. I. NaCl
II. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$
III. $\text{CH}_3 - \underset{\text{OH}}{\text{CH}} - \text{CH}_3$
IV. CH_3F
V. F_2

Yukarıdaki maddelerin kaynama noktası artışına göre sıralanışı aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

- A) $\text{I} > \text{II} > \text{III} > \text{IV} > \text{V}$
B) $\text{I} > \text{III} > \text{IV} > \text{II} > \text{V}$
C) $\text{II} > \text{III} > \text{I} > \text{IV} > \text{V}$
D) $\text{III} > \text{II} > \text{I} > \text{V} > \text{IV}$
E) $\text{IV} > \text{II} > \text{III} > \text{I} > \text{V}$

21. Elementel bir katıya ait molekül diyagramı (bant diyagramı)



şeklinde.

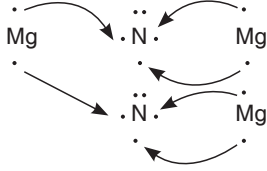
Buna göre bu elementin atom numarası aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

- A) 11 B) 12 C) 13 D) 19 E) 20

Konu Kavrama Çözümleri

1. $_{12}\text{Mg} = 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$

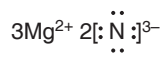
$_{7}\text{N} = 1s^2 2s^2 2p^3$



Bileşiğin formülü

Mg_3N_2 'dir.

Lewis formülü



Cevap D

2. İyonik bileşikler oluşturulan iyonlar arasındaki çekim kuvveti $F = k \cdot \frac{Q_1 Q_2}{r^2}$ formülü ile belirlenir. Çekim kuvvetleri ile yüklerin çarpımı doğru orantılıdır. İyon yükü arttıkça çekim güçleri de artar.

Cevap D

3. Grafiğe göre A bileşiğinde atomlar arasındaki elektronegatiflik farkı sıfırdır ve %100 kovalent karakterlidir. B bileşiğinde elektronegatiflik farkı sıfır değildir. Bu nedenle bileşiği oluşturan atomların elektronegatiflikleri eşit değildir. İyonik karakter sıralaması $C > B > A$ şeklindedir. Bağın iyonik karakteri arttıkça sudaki çözünürlüğü de artar. Sudaki çözünürlükleri $C > B > A$ dır.

Cevap A

4. Elektronegatiflik farklı arttıkça bağın iyonik karakteri artar. ΔEN lar bulunur.

$\Delta\text{EN}(\text{H} - \text{C}) = 2,6 - 2,2 = 0,4$

$\Delta\text{EN}(\text{O} - \text{F}) = 4,0 - 3,4 = 0,6$

$\Delta\text{EN}(\text{Cl} - \text{O}) = 4,0 - 3,2 = 0,8$

$\Delta\text{EN}(\text{N} - \text{F}) = 4,0 - 3,0 = 1,0$

$\Delta\text{EN}(\text{C} - \text{N}) = 3,0 - 2,6 = 0,4$

ΔEN en büyük olan N-F bağıdır. N-F bağı iyonik karakteri en yüksek olan bağıdır.

Cevap D

5. Metalik katıların erime noktaları moleküler katılardan daha yüksektir. Hacmi daha küçük olan Na metalinin erime noktası K'dan daha yüksektir.

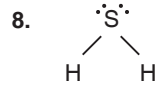
Cevap A

6. İyonik katıların erime noktalarının iyon yükleri ve iyonlar arası uzaklık ile ilgilidir. MgO bileşiğinde MgCl_2 ye göre hem iyon yükleri çarpımı daha büyük hem de iyonlar arası uzaklık daha kısadır. Bu nedenle MgO 'in erime noktası MgCl_2 den daha yüksektir.

Cevap D

7. Formülde görüldüğü gibi F ile ϵ_0 ters orantılıdır. ϵ_0 arttığında çekim güçleri azalır. Bu sayede iyonlar çözücü tarafından daha kolay sarılır ve çözülür. Çözücünün molekül yapısı ϵ_0 'ı belirler. Molekülün polaritesi arttığında (net dipol moment) dielektrik sabiti de artar. Bu nedenle su gibi polar çözücülerde iyonik bileşikler iyi çözünür.

Cevap D



Molekülü polar yapıdadır. Dipol-dipol etkileşimleri görülür. Ancak hidrojen bağı içermez.

Cevap D

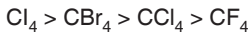
9. $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{B} \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ $\text{H} - \text{Cl}$ $\begin{array}{c} \text{H} \\ | \\ \text{Si} \\ / \quad | \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \quad \text{H} \end{array}$
 apolar polar apolar
 Apolar yapıdaki BH_3 ve SiH_4 'te yalnızca London kuvvetleri gözlenir.

Cevap E

10. CH_3F bileşiğinde F, O ve N'a bağlı hidrojen olmadığı için hidrojen bağı yapamaz.

Cevap A

11. Molekül hacmi ve kütlesi arttıkça elektron bulutu daha kolay dağılır ve kutuplanabilir. Kutuplanma sıralaması molekül ağırlıklarına göre yapılır.



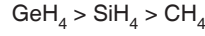
Kutuplanabilme

Cevap B

12. İyon çapları en küçük olan NaF bileşiğidir. İyonik bağ kuvveti ve örgü enerjisi diğerlerinden daha fazladır. Daha yüksek sıcaklıkta erir.

Cevap A

13. Her üç molekülünde geometrisi düzgün dörtyüzlüdür ve apolar yapıdadır. Molekül kütlesi en büyük olan GeH_4 en fazla elektronu içerir. Hacmi diğerlerinden fazladır. Daha kolay kutuplanabilir. London kuvvetleri daha etkindir. Bu nedenle GeH_4 'ün kaynama noktası diğerlerinden daha büyüktür.

**Cevap D**

14. H_2Se $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{Se} \\ \cdot\cdot \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ – Dipol-dipol
 – London
 PCl_5 $\begin{array}{c} \text{Cl} \\ | \\ \text{Cl} - \text{P} - \text{Cl} \\ / \quad \backslash \\ \text{Cl} \quad \text{Cl} \end{array}$ – London kuv.
 XeOCl_2 $\begin{array}{c} \text{Cl} \\ | \\ \text{O} = \text{Xe} : \\ | \\ \text{Cl} \end{array}$ – Dipol-dipol
 – London kuv.
 H_2O $\begin{array}{c} \cdot\cdot \\ \text{O} \\ \cdot\cdot \\ / \quad \backslash \\ \text{H} \quad \text{H} \end{array}$ – Hidrojen bağı
 – dipol-dipol
 – London kuv.
 HCHO $\begin{array}{c} \text{O} \\ || \\ \text{H} - \text{C} - \text{H} \end{array}$ – Dipol-dipol
 – London kuv.

Cevap D

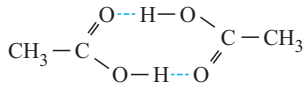
15. CH_4 molekülünde sudaki O ve H ile etkileşebilecek elektronegatif bir atom veya elektronegatif bir atom veya elektronegatif atoma bağlı bir H yoktur. Bu nedenle hem kendi molekülleri arasında hem de su molekülleri ile hidrojen bağı yapamaz.

Cevap B

16. Değerlik bandı ile iletkenlik bandı arasında büyük boşluk olan maddeler yalıtkan özellik gösterir. İyonik bileşikler bu sınıfa girer. KCl katısı elektriği iletmez.

Cevap D

17. Asetik asit gibi birden fazla sayıda elektronegatif atom (N, O, F) içeren uygun moleküller hidrojen bağı yaparak dimerleşebilir.

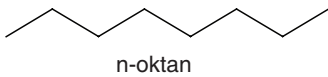


Cevap D

18. I. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OCH}_3$ Polar molekül, dipol–dipol etk.
 II. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{OH}$ Hidrojen bağı
 III. $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{CH}_2\text{CH}_3$ Apolar molekül London kuv.
 Molekül kütleleri yaklaşık aynı olan moleküllerde
 H – bağı > Dipol – dipol > London kuv.
 sıralaması vardır. Moleküller arası etkileşime en az olan
 bileşik III, en fazla olan ise II dir. Buhar basınçları ise
 II < I < III şeklindedir.

Cevap B

19. C_8H_{18} yapısındaki izomerlerin tamamının molekül kütleleri eşittir. Bu nedenle en az dallanmış olan yapı molekülleri arasında London çekim güçleri en fazladır. Kaynama noktası en yüksek olan n-oktan bileşiğidir.



Cevap A

20. I. İyonik bağ
 II. Hidrojen bağı
 III. Hidrojen bağı
 IV. Dipol–dipol etk.
 V. London kuvveti

İyonik bağ > Hidrojen bağı > Dipol–dipol > London kuv. şeklindedir. Düz zincirli olan alkol dallanmış olana göre daha zor kaynar. Bu durumda kaynama noktaları sıralaması I > II > III > IV > V şeklindedir.

Cevap A

21. 3s orbitali (değerlik bandı) tam doludur.
 $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 \Rightarrow$ Atom numarası 12'dir.

Cevap B

ANORGANİK KİMYA - 6

✓ Amorf Katılar

✓ Kristal Katılar

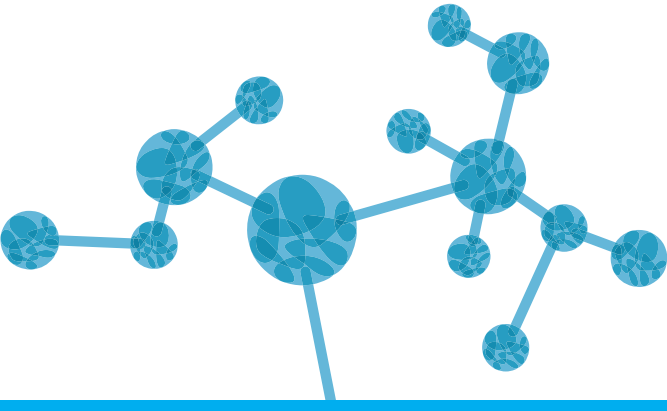
↪ Kübik Kristaller

↪ Hücrelerdeki Boşluk ve Doluluk Oranlarının Bulunması

↪ X-Işını Kırınımı Yöntemi

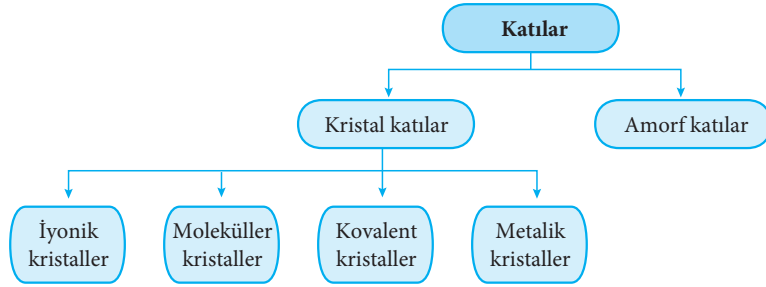
↪ Sık İstiflenme

↪ Kristal Türleri



KATILAR

Tüm maddeler, yeteri kadar soğutulduğunda katılaşır. Bir maddenin katı halinin enerjisi sıvı ve gaz halinden daha düşüktür. Ayrıca katı hal maddenin en düzenli haldir. Katıların özellikleri atom, iyon veya molekülleri bir arada tutan kuvvetlere bağlıdır. Katılar, amorf veya kristal yapıda olabilir.



1. Amorf Katılar

Amorf katılarda tanecikler, düzensiz bir şekilde gelişigüzel istiflenmiştir. Kesilmediği ve eritilmediği sürece belirli şekilleri yoktur. Cam, lastik, plastik, tereyağı amorf katılara örnek olarak verilebilir. Kristal katılarla, amorf katılar arasında gözlenen en önemli fark, kristal katıların belli bir sıcaklıkta erimesi, amorf katıların ise belli sıcaklık aralığında yumuşayarak akıcılık kazanmasıdır. Amorf katılar ısıtıldığında yumuşamanın başladığı sıcaklığa **camsı geçiş sıcaklığı** adı verilir.

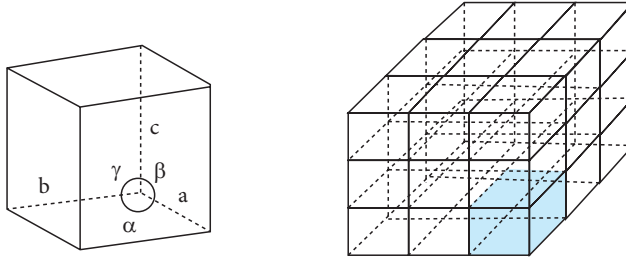
NOT

Amorf katılar belirli bir sıcaklıkta erimez. Erime-nin başladığı ve bittiği sıcaklık derecesi arasında belirli bir fark vardır. Bu nedenle, amorf bir maddenin erime noktasından bahsedilemez. Amorf maddenin sıcaklığı yükseldikçe, yumuşar ve belirsiz bir sıcaklıkta sıvı hale geçer. Bu maddelerin erime noktası yoktur.

2. Kristal Katılar

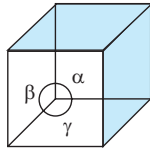
Kristal katılar, düzenli bir geometrik yapıya sahiptir. Belirli ve keskin birer erime noktaları vardır. Demir, bakır, altın gibi bütün metaller; NaCl, CsF gibi iyonik bileşikler; elmas, fosfor, kükürt gibi ametaller ve benzen, şeker gibi kovalent bileşiklerin katı halleri kristal yapıdadır.

Kristal bir katıyı oluşturan taneciklerin üç boyutta tekrarlanması sonucu oluşan yapıya **kristal örgüsü** denir. Kristal katıyı oluşturan tanecikler, kristal bir örgü içinde belirli bir düzene göre dizilmişlerdir. Kristal örgüyü tanımlayan en küçük parçaya **birim hücre** denir. Birim hücrelerin üç boyutlu düzenlenmesi ile kristal sistemi oluşur.

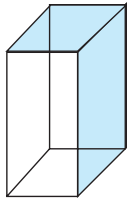


Bir kristal sistemi, bir birim hücrenin üç kenarının uzunluğu (a, b, c) ve bu üç kenar arasında oluşan üç açı (α, β, γ) ile tanımlanır. Birim hücrenin kenar uzunlukları ve bunlar arasındaki açılar göz önüne alınırsa, kristaller yedi grupta toplanır.

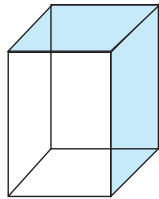
Birim Hücre	Hücre Kenarları	Hücre Açıları	Örnek
Kübik	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	NaCl, elmas
Rombedrik	$a = b = c$	$\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$	CaCO_3
Tetragonal	$a = b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	TiO_2
Hekzagonal	$a = b \neq c$	$\alpha = \beta = 90^\circ, \gamma = 120^\circ$	ZnS
Rombik	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$	KNO_3
Monoklinik	$a \neq b \neq c$	$\alpha = \beta = 90^\circ, \gamma \neq 90^\circ$	KClO_3
Triklinik	$a \neq b \neq c$	$\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$	$\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$



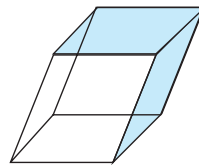
Kübik
 $a = b = c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



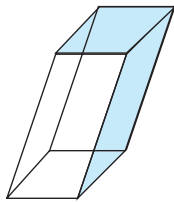
Tetragonal
 $a = b \neq c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



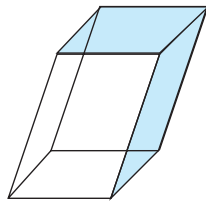
Rombik
 $a \neq b \neq c$
 $\alpha = \beta = \gamma = 90^\circ$



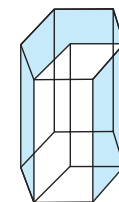
Rombedrik
 $a = b = c$
 $\alpha = \beta = \gamma \neq 90^\circ$



Monoklinik
 $a \neq b \neq c$
 $\alpha = \beta = 90^\circ$
 $\gamma \neq 90^\circ$



Triklinik
 $a \neq b \neq c$
 $\alpha \neq \beta \neq \gamma \neq 90^\circ$



Hekzagonal
 $a = b \neq c$
 $\alpha = \beta = 90^\circ$
 $\gamma = 120^\circ$

Birim hücre, tüm kristal tipleri için geçerlidir ve birim hücre boyutları atomik yarıçap ve yoğunluk gibi özelliklerin hesaplanmasında kullanılmaktadır.

Koordinasyon sayısı: Bir kristal sistem içerisinde herhangi bir atomun temasta bulunduğu atomların sayısına **koordinasyon sayısı** denir.

2.1. Kübik Kristaller

Yukarıda verilen kristal tipleri içerisinde en yaygın olanı Kübik Kristal Hücrelerdir. Kübik sistemde üç farklı örgü biçimi vardır. Bunlar;

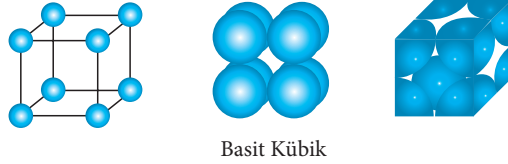
- ↗ basit küp,
- ↗ hacim merkezli küp
- ↗ yüzey merkezli küptür.

Yukarıda verilen her bir örgü biçiminde, bir birim hücre farklı sayıda atom içerir. Bir birim hücredeki atom sayısı belirlenirken atomların hücrelerde nasıl dizildiğine bakılır. Farklı konumlarda bulunan atomlar farklı sayıda birim hücre tarafından paylaşılır.

- ↗ Köşelerde bulunan her atom sekiz birim hücre tarafından paylaşılır.
- ↗ Yüzeylerde bulunan her atom iki birim hücre tarafından paylaşılır.
- ↗ Kenarlarda bulunan her atom dört birim hücre tarafından paylaşılır.
- ↗ Merkezdeki atomun tamamı içinde bulunduğu birim hücreye aittir.

Bu nedenle köşelerdeki atomların $1/8$ 'i, yüzeydeki atomların $1/2$ 'si, kenardaki atomların $1/4$ 'ü, merkezdekini ise tamamı bir birim hücreye aittir.

a. Basit küp: Basit kübik yapıda birim hücrenin her bir köşesinde birer atom bulunur.



- ↗ 8 köşede 8 atom bulunur.
- ↗ Köşedeki her atomun $1/8$ 'i birim hücreye aittir.
- ↗ Bir birim hücrede $1/8 \times 8 = 1$ tane atom bulunur.
- ↗ Basit kübik yapıdaki bir birim hücrede net olarak 1 atom bulunur.
- ↗ Her bir atom 6 farklı atom ile temas ettiği için koordinasyon sayısı 6'dır.

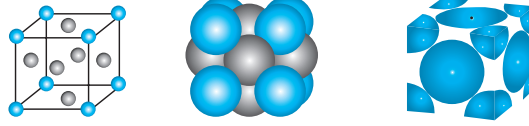
b. Hacim (iç) merkezli küp: İç merkezli kübik kristalin bir birim hücresi, merkezde ve köşelerde birer tane atom içerir.



- ↗ Merkezdeki atomun tamamı, köşedekilerin ise $1/8$ 'i bu birim hücreye aittir.
- ↗ Bir birim hücrede: $1 \cdot 1 + (1/8 \times 8) = 2$ tane atom bulunur.

merkezde
köşelerde
- ↗ İç merkezli kübik yapıdaki bir birim hücrede net olarak 2 tane atom bulunur.
- ↗ Koordinasyon sayısı 8'dir.

c. Yüzey merkezli küp: Yüzey merkezli kübik kristalin bir birim hücresi, yüzeylerde ve köşelerde birer tane atom içerir.



Yüzey Merkezli Kübik

- ☞ Yüzeydeki atomların 1/2'si, köşedekilerin ise 1/8'i bu birim hücreye aittir.
- ☞ Bir birim hücrede: $\underbrace{(1/2 \times 6)}_{\text{yüzeyde}} + \underbrace{(1/8 \times 8)}_{\text{köşelerde}} = 4$ tane atom bulunur.
- ☞ Yüzey merkezli kübik yapıdaki bir birim hücrede net olarak **4 tane atom** bulunur.
- ☞ Koordinasyon sayısı 12'dir.

Birim hücre	Tanecik Sayısı					Koordinasyon Sayısı
	Köşede	Yüzeyde	Merkezde	Toplam		
Basit kübik	$8 \cdot \frac{1}{8} = 1$	–	–	1		6
İç merkezli kübik	$8 \cdot \frac{1}{8} = 1$	–	1	2		8
Yüzey merkezli kübik	$8 \cdot \frac{1}{8} = 1$	$6 \cdot \frac{1}{2} = 3$	–	4		12

2.2. Hücrelerdeki Boşluk ve Doluluk Oranlarının Bulunması

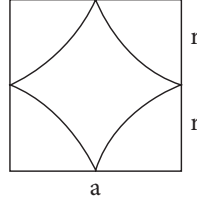
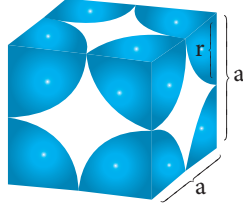
Kristal yapıyı oluşturan birim hücrelerin içi tamamen dolu değildir. Kürelerin bir araya gelmesiyle oluşan bu yapılarda atomlar arasında boşluklar bulunur. Bu boşlukların miktarı birim hücre türüne göre değişmektedir.

Temelde bir birim hücrenin doluluk oranı hesaplanırken şu basamaklar izlenir.

- ☞ Hücre içerisinde net olarak kaç tane atom bulunduğu hesaplanır.
- ☞ Birim hücrenin hacmi, bir kenar uzunluğu (a) kullanılarak $V = a^3$ formülü ile bulunur.
- ☞ Bu atomların birim hücre içerisinde kapladığı toplam hacim hesaplanır. Bir atomun (kürenin) hacmi bulunurken $V = \frac{4}{3} \pi r^3$ formülü kullanılır. Bu formüldeki r atom yarıçapıdır. Bir kürenin hesaplanan hacmi net atom sayısı ile çarpılarak bir birim hücredeki doluluk miktarı bulunur.
- ☞ Doluluk oranı (DO), birim hücreyi oluşturan toplam kürelerin hacminin küpün hacmine oranı ile hesaplanabilir. Boşluk oranı(BO) ise $\%BO = 100 - DO$ 'dan hesaplanır.

a. Basit Kübik Hücre de boşluk oranı:

Basit kübik hücre yapısı, boşluk oranı en fazla olan kübik kristal yapısıdır.



Birim hücrenin bir kenar uzunluğu, atom yarıçapının iki katına eşittir.

$$a = 2r$$

Bir birim hücrede net olarak; $1/8 \times 8 = 1$ tane atom bulunur.

$$\text{Bir atomun hacmi; } V_{\text{atom}} = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{4}{3} \cdot 3,14 \cdot r^3 = 4,24 r^3$$

$$\text{Birim hücrenin hacmi; } V_{\text{hücre}} = a^3 = (2r)^3 = 8r^3$$

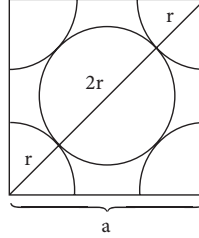
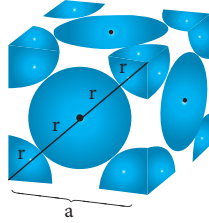
Bu durumda $8r^3$ hacmine sahip birim hücrenin $4,24 r^3$ lük kısmı atomlar tarafından doldurulmuştur.

$$\text{Doluluk oranı (DO)} = \left(\frac{4,24r^3}{8r^3} \right) \cdot 100 = \%52,3 \text{ ü doludur. Kristal yapının;}$$

$$100 - 52,3 = \%47,7 \text{ si boşluktur.}$$

b. Yüzey Merkezli Kübik Hücre de boşluk oranı:

Boşluk oranı en az, doluluk oranı en fazla olan kübik kristal yapısıdır.



Bu yapıda birim hücrenin bir kenar uzunluğu ile atom yarıçapı arasında doğrudan bir bağıntı kurulamaz. Çünkü kenarlardaki atomlar birbirine temas etmezler. Bu nedenle birim hücrenin köşegeni ile yarıçap bağlantısı kullanılır.

Köşegen uzunluğu, atom yarıçapının dört katına eşittir. Pisagor bağıntısından;

$$a^2 + a^2 = (4r)^2$$

$$2a^2 = 16r^2$$

$$a = 2\sqrt{2} \cdot r$$

Bir birim hücrede net olarak; $(1/8 \times 8) + (1/2 \times 6) = 4$ tane atom bulunur.

$$\text{Bir atomun hacmi; } V_{\text{atom}} = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{4}{3} \cdot 3,14 \cdot r^3 = 4,24 r^3$$

$$\text{Bir birim hücrede net dört atom bulunduğu için; } 4 \cdot 4,24 r^3 = 16,96 r^3$$

$$\text{Birim hücrenin hacmi; } V_{\text{hücre}} = a^3 = (2\sqrt{2} r)^3$$

Bu durumda $(2\sqrt{2}r)^3$ hacmine sahip birim hücrenin $16,96 r^3$ lük kısmı atomlar tarafından doldurulmuştur.

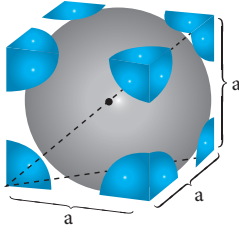
$$\text{Doluluk oranı: (DO)} = \left(\frac{16,96r^3}{(2\sqrt{2}r)^3} \right) \cdot 100 = \%74 \text{ ü doludur. Kristal yapının;}$$

$$100 - 74 = \%26 \text{ sı boşluktur.}$$

NOT

Bir atomun koordinasyon sayısı ne kadar çok ise birim hücrenin boşluk oranı o kadar azdır.

c. İç Merkezli Kübik Hücre de boşluk oranı:



Bir köşeden çaprazındaki köşeye çizilen doğru yarı-
mı ile kenar uzunluğu ve yarıçap arasında bir bağıntı
elde edilir. Pisagor bağıntısından;

$$a^2 + 2a^2 = 16r^2$$

$$3a^2 = 16r^2$$

$$a^2 = \frac{16}{3}r^2$$

$$a = \frac{4r\sqrt{3}}{3}$$

Bir birim hücrede net olarak; $(1/8 \times 8) + 1 = 2$ tane atom bulunur.

Bir atomun hacmi; $V_{\text{atom}} = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{4}{3} \cdot 3,14 \cdot r^3 = 4,24 r^3$

Bir birim hücrede net iki atom bulunduğu için; $2 \cdot 4,24 r^3 = 8,48 r^3$

Birim hücrenin hacmi; $V_{\text{hücre}} = a^3 = \left(\frac{4r\sqrt{3}}{3}\right)^3$

Bu durumda $\left(\frac{4r\sqrt{3}}{3}\right)^3$ hacmine sahip birim hücrenin $8,48 r^3$ lük kısmı atomlar tarafın-
dan doldurulmuştur.

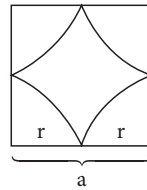
Doluluk oranı: $(DO) = \left(8,48r^3 / \left(\frac{4r\sqrt{3}}{3}\right)^3\right) \cdot 100 = \%68$ i doludur. Kristal yapının;

$100 - 68 = \%32$ 'si boşluktur.



Basit kübik yapıda kristallenen bir metal atomunun yarı-
çapı 200 pm olduğuna göre kristale ait bir birim hücrenin
hacmi kaç cm^3 'tür? ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$)

Çözüm:



$r = 200 \text{ pm}$

$$\begin{aligned} a &= 2r \\ a &= 200 \cdot 2 \\ a &= 400 \text{ pm} \\ a &= 400 \cdot 10^{-12} \text{ m} \\ a &= 4 \cdot 10^{-10} \text{ m} \\ a &= 4 \cdot 10^{-8} \text{ cm} \\ V &= a^3 \\ V &= (4 \cdot 10^{-8} \text{ cm})^3 \\ V &= 64 \cdot 10^{-24} \text{ cm}^3 \text{ tür.} \end{aligned}$$



Basit kübik yapıda kristallenen bir katıya ait birim hücre-
nin kenar uzunluğu 100 pm olduğuna göre bu atomunun
hacmi kaç cm^3 'tür? ($1 \text{ pm} = 10^{-12} \text{ m}$, $\pi=3$)

Çözüm:

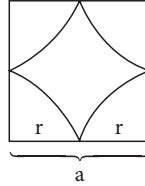
$$a = 2r \text{ ise } 100 = 2r \quad r = 50 \text{ pm} = 50 \cdot 10^{-12} \text{ m} = 5 \cdot 10^{-9} \text{ cm}$$

$$\begin{aligned} \text{Kürenin hacmi} &= V_{\text{atom}} = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{4}{3} \cdot 3 \cdot (5 \cdot 10^{-9})^3 \\ V_{\text{atom}} &= 5 \cdot 10^{-25} \text{ cm}^3 \end{aligned}$$



Basit kübik birim hücre yapısındaki bir kristal örgüye sahip X atomunun birim hücrenin % kaç boşluktur? (π sayısını 3 alınız.)

Çözüm:



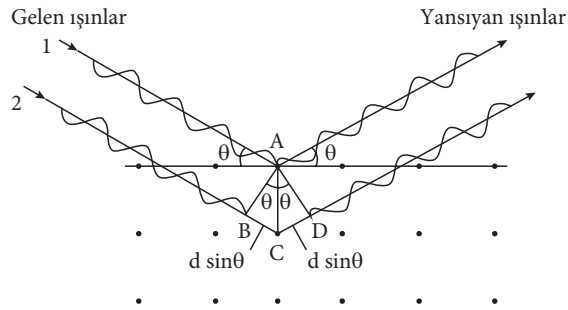
$$\text{Birim hücrenin hacmi} = a^3 = (2r)^3 = 8r^3$$

$$\text{Bir kürenin hacmi} = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{4}{3} \cdot 3 \cdot r^3 = 4r^3$$

Basit kübik yapıda bir birim hücrede bir atom bulunur. Bu durumda $8r^3$ 'ün $4r^3$ 'ü doldurur. Birim hücrenin %50'si dolu, %50'si boşluktur.

2.3. X–ışını Kırınımı Yöntemi

Kristal yapının belirlenmesinde (yani kristaldeki atom, iyon ya da moleküllerin nasıl istiflendiğini görmek için), X–ışını kırınımı yönteminden yararlanılır. Bu yöntem, X–ışınlarının kristal yapıdaki atomların elektronları ile etkileşmesi ve ışın demetinin yeniden yayılması veya saçılması temeline dayanan bir yöntemdir.



Burada tek dalga boyulu X–ışını demeti 1 ve 2 şeklinde kristalin birbirine paralel iki farklı düzleminde yansımaktadır. İkinci dalga birinciden daha fazla yol almakta olup bu fazla yol $2d \sin \theta$ 'ya eşittir. Eğer dalgalar birbirlerini güçlendirirse yani aynı fazda olursa yansıma şiddeti büyük olur. Bunun içinde fazla yol, X–ışını dalga boyunun tam katı olmalıdır.

$$2d \sin \theta = n \lambda \quad n = 1, 2, 3, \dots$$

Bu eşitlik, “**Bragg eşitliği**” olarak bilinir. X–ışınlarının dalga boyu (λ), kristale gelme açısı (θ) ölçülürse atom düzlemleri arasındaki uzaklık (d) hesaplanabilir.



Dalga boyu 0,1518 nm olan X ışınları bir alüminyum kristaline çarptığında $19,3^\circ$ lik açı ile yansımaktadır. $n = 1$ olduğunu varsayarsak Al atomları arasındaki uzaklığı pm cinsinden hesaplayınız? (1 nm = 1000 pm, $\sin 19,3 = 0,33$)

Çözüm:

$$0,1518 \text{ nm} = 151,8 \text{ pm}$$

$$2d \sin \theta = n \cdot \lambda$$

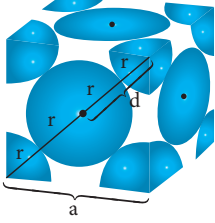
$$2 \cdot d \cdot 0,33 = 1 \cdot 151,8$$

$$d = 230 \text{ pm}$$



Nikel, yüzey merkezli kübik bir yapıda kristallenir. Birim hücrenin bir kenarı 352 pm'dir. Nikelin atom ağırlığı 58,7 yoğunluğu 8,94 g/cm³ olduğuna göre Avogadro sayısını hesaplayınız. (1 pm = 10⁻¹⁰ cm)

Çözüm:



$$d_{\text{küp}} = \frac{m_{\text{küp}}}{V_{\text{küp}}}$$

$$a = 352 \text{ pm}$$

Birim hücrede 4 atom var.

$$V_{\text{küp}} = (352 \cdot 10^{-10} \text{ cm})^3 = 4,36 \cdot 10^{-23} \text{ cm}^3$$

$$d_{\text{küp}} = \frac{m_{\text{küp}}}{V_{\text{küp}}}$$

$$8,94 = \frac{m_{\text{küp}}}{4,36 \cdot 10^{-23}}$$

$$m_{\text{küp}} = 38,88 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$4 \text{ tane Ni } 38,88 \cdot 10^{-23} \text{ g}$$

$$1 \text{ tanesi Ni } = 9,745 \cdot 10^{-23} \text{ g ve } 1 \text{ mol Ni } 58,7 \text{ g}$$

$$\frac{9,745 \cdot 10^{-23} \text{ g}}{58,7 \text{ g}} \quad 1 \text{ tane Ni} \quad ?$$

$$N = 6,02 \cdot 10^{23}$$

2.4. Sık İstiflenme

Atomlar kristal örgüyü oluşturmak üzere bir araya geldiklerinde aralarında boşluklar oluşur. Bu boşlukları en aza indirebilmek için sık istiflenmiş yapıları tercih ederler. Sık istiflenmiş yapılarda boşluk oranı en az ve komşu atom sayısı (koordinasyon sayısı) en fazladır. Küresel yapıların sık istiflenmesi başlıca iki şekilde olabilir.

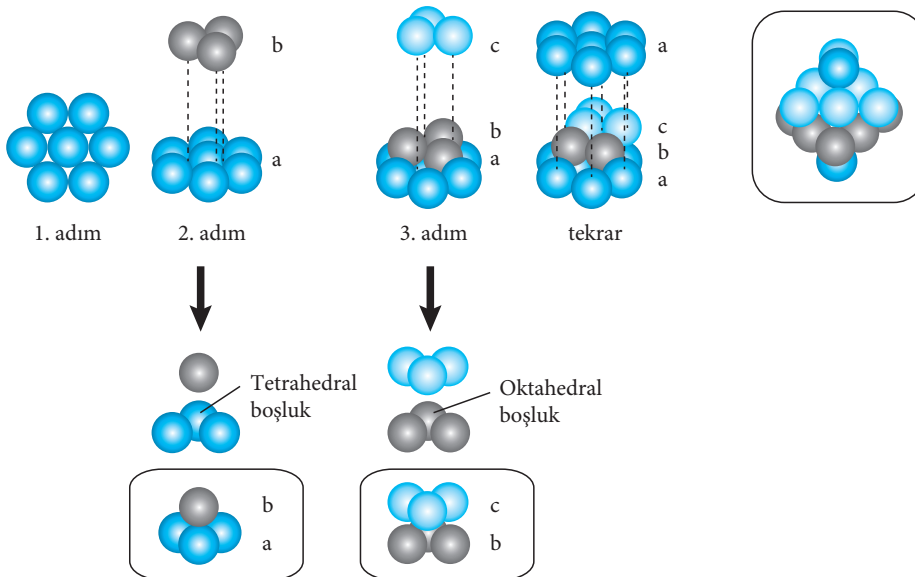
↗ kübik sık istiflenme (ksi)

↗ hekzagonal sık istiflenme (hsi)

Her iki sık istiflenmede de koordinasyon sayısı 12'dir. Özdeş küreleri koordinasyon sayısı 12 den büyük olacak şekilde istiflemek mümkün değildir. Koordinasyon sayısı arttıkça, atomlar daha sık istiflenir ve aralarındaki boşlukları azalır.

2.4.1. Kübik Sık İstiflenme (ksi)

Kübik sık istiflenme, tabakaların **a-b-c-a-b-c** şeklinde katmanların üst üste gelerek istiflenmesi ile oluşmaktadır.



NOT

Sık istiflenme sırasında, dört küre arasında tetrahedral boşluklar, altı küre arasında oktahedral boşluklar oluşur.

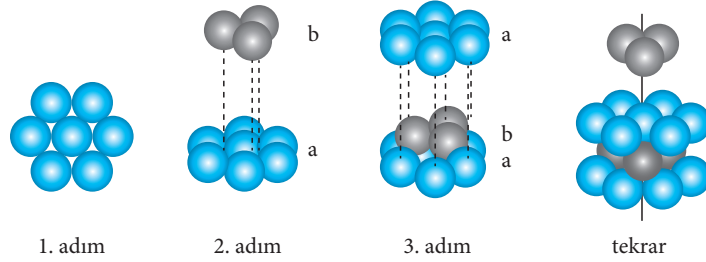
1. Adımda atomlar en sık şekilde yan yana gelerek a tabakasını oluşturur. 2. adımda ise a tabakasının üzerindeki üçer atomun teması sonucu oluşan boşluklara birer atom gelecek şekilde b tabakası yerleşir. Bu sırada atomlar arasında **tetrahedral** boşluklar oluşur. 3. Adımda ise b tabakasını oluşturan atomların etrafındaki boşlukları dolduracak şekilde c tabakası yerleşir. Bu durumda da **oktahedral** boşluklar oluşur. Sonra benzer şekilde tabakaların tekrar tekrar üst üste gelmesi ile kübik sık istiflenme oluşur. Atomlar bu şekilde kübik sık istiflenme sonucunda **yüzey merkezli kübik** (ymk) birim hücreleri oluştururlar.

2.4.2. Hekzagonal Sık İstiflenme (ksi)

Hekzagonal sık istiflenme, tabakaların **a-b-a-b** şeklinde katmanların üst üste gelerek istiflenmesi ile oluşmaktadır.

NOT

Her iki sık istiflenmede de oktahedral boşluk sayısı birim hücredeki tanecik sayısına, tetrahedral boşluk sayısı ise tanecik sayısının iki katına eşittir.



Hekzagonal sık istiflenme sırasında ilk iki adım kübik sık istiflenme ile aynıdır. Üçüncü tabaka a tabakası ile üst üste gelecek şekilde yerleşir. KSi'de olduğu gibi hsi'de de hem oktahedral hem de tetrahedral boşluklar oluşur.



Kalsiyum metali yüzey merkezli kübik yapıda kristallenir. Buna göre kristal yapı ile ilgili,

- I. Kübik sıkı istiflenmiş (ksi) yapıda kristallenmiştir.
- II. Birim hücrede 3 Ca atomu bulunur.
- III. Birim hücrede 4 oktahedral ve 8 tetrahedral boşluk bulunur.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve III E) I, II ve III

Çözüm:

Yüzey merkezli kübik yapıda koordinasyon sayısı 12'dir. Kübik sıkı istiflenme olur. Yüzey merkezli kübik yapıda birim hücrede net 4 atom bulunur. Sıkı istiflenmede atom sayısı kadar oktahedral boşluk, iki katı kadar tetrahedral boşluk bulunur. Yani birim hücrede 4 oktahedral, 8 tetrahedral boşluk yer alır.

Cevap D



Kübik sıkı istiflenme ile ilgili,

- I. Sıkı istiflenme a-b-a-b şeklindedir.
- II. Koordinasyon sayısı 12'dir.
- III. Yüzey merkezli kübik yapıda kristallenir.

ifadelerinden hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve II
D) I ve III E) II ve III

Çözüm:

Kübik sıkı istiflenmede atomlar a-b-c sırası ile yerleşir. Yüzey merkezli kübik yapı oluşur ve koordinasyon sayısı 12'dir.

Cevap E

2.5. Kristal Türleri

Kristallerin erime noktası, yoğunluk ve sertlik gibi özellikleri, tanecikleri bir arada tutan kuvvetlerin çeşitlerine bağlıdır. Bir kristal yapıda birim hücreyi oluşturan taneciklerin bulunduğu yerlere **örgü noktaları** denir. Örgü noktalarında bulunan taneciklerin türlerine göre (iyon, atom veya moleküller) katılar dört sınıfta incelenir.

2.5.1. Metalik Kristaller

Metalik kristallerin her örgü noktasında metal katyonları belirli bir düzene göre sıralanmıştır. Tüm katyonlar kristal yapı boyunca elektron bulutlarıyla çevrilmiş olarak bulunur. Metalik kristaller genellikle iç merkezli kübik, yüzey merkezli kübik ve hekzagonal sık istiflenmiş yapılarda bulunur. Bu durumda metallerin genellikle sık istiflemeyi tercih ettiği söylenebilir. Sık istiflenme sonucunda metallerin yoğunlukları ve erime noktaları çok yüksektir. Buna rağmen oda sıcaklığında sıvı olan üç metal vardır. Bunlar civa, seryum ve galyumdur.

2.5.2. İyonik Kristaller

İyonik kristaller, artı ve eksi yüklü iyonların bir araya gelmesi ile oluşurlar. Her iyon zıt yüklü olan iyonlar tarafından sarılmıştır. Anyon ve katyonların bu şekildeki düzenli dizilimi iyonik kristalleri oluşturur.

İzoelektronik yapılarda anyonların yarıçapları katyonların yarıçaplarından daha büyüktür. İyonik kristallerin örgü noktalarını bu büyük hacimli anyonların oluşturduğu düşünülür. Kristal örgü içerisinde oluşan boşluklara ise metal katyonları yerleşmiştir. İyonik kristalin hangi tür örgüye sahip olduğu ve koordinasyon sayısını katyon ve anyon yarıçapları oranı belirler. Anyonların oluşturduğu boşluklara katyonlar yerleşmelidir. Bu nedenle anyonlar, katyonların girebileceği büyüklükte boşluk oluşturacak şekilde örgü çeşidini belirler. Büyük katyonlar için büyük boşluklu (kübik boşluk) basit kübik yapı tercih edilir. Daha küçük katyonlar için daha küçük boşluklu yüzey merkezli kübik yapı tercih edilir.

$$\text{Yarıçap oranı} = r_k/r_a$$

Yarıçap oranlarına göre örgü biçimi, kristal yapısı ve koordinasyon sayısı aşağıdaki gibidir.

r_k/r_a	Örgü biçimi	Anyonun oluşturduğu Kristal yapısı	Katyonun doldurduğu boşluk tipi	Koordinasyon sayısı
1 – 0,73	Basit Kübik	CsCl tipi	Kübik boşluk	8
0,73 – 0,41	Yüzey Merkezli Kübik	NaCl tipi	Oktahedral boşluk	6
0,41 – 0,22	Yüzey Merkezli Kübik	ZnS tipi	Tetrahedral boşluk	4

a. NaCl Yapısı (r_k/r_a oranı 0,73 – 0,41)

NaCl kristali yüzey merkezli kübik yapıdadır. Kübik sıkı istiflenme olarak da bilinen bu yapıda 8 tane tetrahedral ve 4 tane oktahedral boşluk oluşur. Kristalin örgü noktaları büyük hacimli klorür iyonlarından oluşurken, oktahedral boşluklar küçük hacimli sodyum katyonları tarafından doldurulur. Oktahedral boşlukların sayısı, kristali oluşturan atom sayısına eşittir. Yani klorür anyonlarının sayısı, sodyum katyonlarının sayısına eşittir. Bu durumda bileşiğin formülü NaCl ile uyumludur.

NOT

Atomlar her zaman sık istiflenme ile kristal örgüyü oluşturmazlar. Örneğin basit kübik birim hücrelerden oluşan bir kristal örgüde atomlar üst üste gelecek şekilde (a–a–a şeklinde) istiflenir. Bir üst tabakadaki atomlar boşluklara değil alttaki atomların üzerine dizildiği için, tabakalar arasındaki boşluklar maksimum düzeydedir. Bu boşluklara **kübik boşluklar** denir.

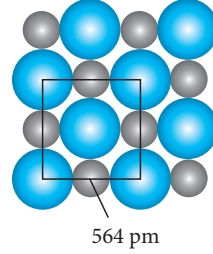
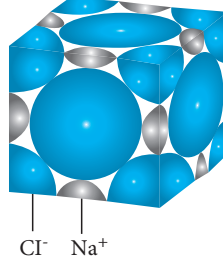
NOT

İyonik kristallerin kristal yapısını anyonlar oluşturur. Büyük hacimli anyonların oluşturduğu boşluklara küçük hacimli katyonlar yerleşir.

NOT

Bir kristal yapıda oktahedral boşluklar tetrahedral boşluklardan daha geniştir. Na^+ katyonları oktahedral boşluklara sığabilmektedir. Ancak tetrahedral boşluklara sığacak kadar küçük değildir. Bu nedenle atom sayısına eşit olan oktahedral boşluklarda sodyum katyonları bulunurken, küçük tetrahedral boşluklarda bulunmaz.

Ayrıca her klorür iyonu çevresinde altı sodyum, her sodyum iyonunun çevresinde de altı klorür iyonu bulunur. Hem Na^+ hem de Cl^- iyonunun koordinasyon sayısı altıdır.



NaCl kristali model bir yapıdır. Genellikle anyon hacmi katyon hacminden çok büyük ise benzer şekilde yüzey merkezli kübik kristal yapı oluşur. Örneğin KBr , AgCl , RbI ve CaO iyonik bileşiklerinde de anyonlar yüzey merkezli kübik yapının örgü noktalarını oluştururken oluşan oktahedral boşluklara katyonlar yerleşmiştir.



NaCl kristalinde,

- Birim hücrede kaç tane katyon ve anyon bulunur?
- Oktahedral ve tetrahedral boşluk sayıları kaçtır?

Çözüm:

a. Klorür anyonları yüzey merkezli kübik yapı oluşturur. Yani birim hücrenin köşelerinde 8 tane ve yüzeylerinde 6 tane Cl^- bulunur. Bir birim hücrede net olarak;

$(1/8 \times 8) + (1/2 \times 6) = 4$ tane Cl^- bulunur. Na^+ katyonları yüzey merkezli kübik yapıdaki oktahedral boşlukları doldurmuştur. Oktahedral boşluk sayısı atom sayısına eşittir. Yani 4 tane Na^+ katyonu bulunur.

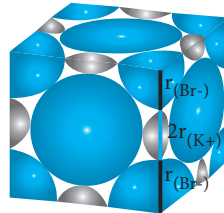
b. Atom sayısı kadar oktahedral boşluk, atom sayısının iki katı kadar tetrahedral boşluk bulunur. Birim hücreyi 4 klor anyonu oluşturduğu için 4 tane oktahedral boşluk, 8 tane tetrahedral boşluk bulunur. Bunlardan oktahedral olanları Na^+ katyonları doldurur.



K^+ ve Br^- iyonlarının yarıçapları sırasıyla 133 pm ve 195 pm'dir. Bu iyonların oluşturduğu KBr kristal katısı, NaCl benzeri yapıda olup yüzey merkezli kübik örgü oluşturur. **Buna göre, birim hücrenin bir kenar uzunluğu kaç pm'dir?**

Çözüm:

Yüzey merkezli kübik yapıyı oluşturan Br^- iyonları köşelerde ve yüzeylerde bulunur. Aralarda oluşan oktahedral boşluklarda da eşit sayıda K^+ iyonları yerleşir.



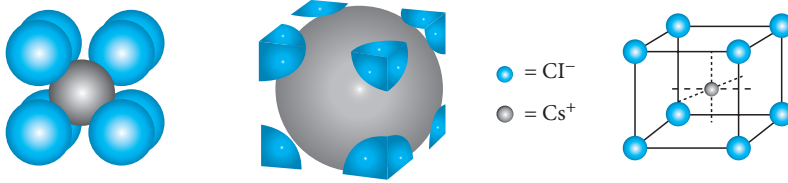
Birim hücrenin bir kenar uzunluğu;

$a = r(\text{Br}^-) + 2 \cdot r(\text{K}^+) + r(\text{Br}^-)$ şeklinde hesaplanır.

$a = 195 + 2 \cdot 133 + 195 = 656$ pm'dir.

b. CsCl Yapısı (r_k/r_a oranı 1 – 0,73)

Kasyon ve anyon hacimleri birbirine yakınsa yani büyük hacimli kasyonlar varsa genellikle anyonlar basit kübik yapıyı oluşturur. Bu sayede sık istiflenme olmaz ve hücrenin merkezinde nispeten daha büyük bir kübik boşluk oluşur. Bu boşluğa Cs^+ kasyonu yerleşir. Bu kristal örgü her yönde tekrarlandığında, benzer şekilde birim hücrenin merkezinde bir Cl^- anyonu ve köşelerde Cs^+ kasyonlarının olduğu da düşünülebilir. Her bir anyon ve kationun etrafı 8 zıt yüklü iyon ile çevrilmiştir. Hem Cs^+ 'nin hem de Cl^- 'nin koordinasyon sayısı 8 dir. CsCl yapısı, NaCl yapısına göre doğada daha az gözlenir. Ancak CsBr, CsI, CaS ve TlCl gibi iyonik kristaller benzer örgü yapısına sahiptir.



NaCl tipi ve CsCl tipi kristal katıların birim hücrelerinde bulunan anyon ve kasyon sayıları aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

	NaCl tipi	CsCl tipi
A)	4-4	1-1
B)	6-6	1-1
C)	4-4	4-4
D)	1-1	1-1
E)	1-1	4-4

Çözüm:

NaCl yüzey merkezli kübik yapıdadır. Bu yapıyı anyonlar oluşturur. Bir birim hücrede 4 anyon bulunur. Oluşan 4 oktahedral boşluğa 4 kasyon yerleşir.

CsCl ise basit kübik yapıdadır. Birim hücre bir anyondan oluşur. Ortadaki boşlukta ise bir kasyon bulunur.

Cevap A

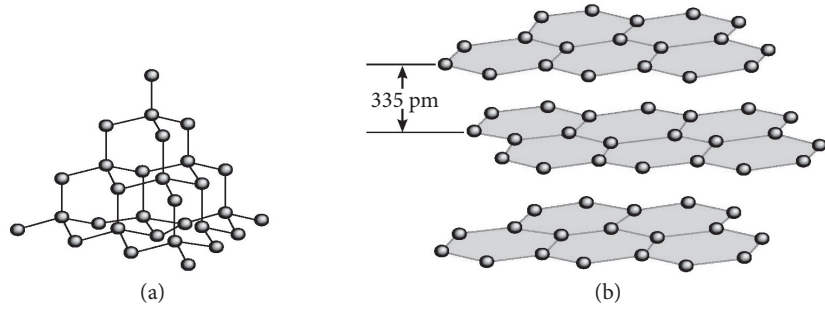
c. ZnS (Çinko Blend) Yapısı (r_k/r_a oranı 0,41 – 0,22)

Kasyon yarıçapı, anyondan oldukça küçük ise oluşan tetrahedral boşluklara kasyonlar yerleşebilir. S^{2-} anyonlarının oluşturduğu kübik sık istiflenmiş yapıda (yüzey merkezli kübik kristal) tetrahedral boşlukların yarısını Zn^{2+} iyonları doldurur. Her bir Zn^{2+} nın etrafını dört S^{2-} anyonu çevreler. Bu nedenle koordinasyon sayısı her iki iyon için de 4'tür.

	NaCl		CsCl		ZnS (Çinko Blend)	
Hücre tipi	Yüzey merkezli kübik		Basit kübik		Yüzey merkezli kübik	
	Na^+	Cl^-	Cs^+	Cl^-	Zn^{2+}	S^{2-}
Birim Hücrede bulunan İyon sayısı	4	4	1	1	4	4
İyonların Koordinasyon sayısı	6	6	8	8	4	4

d. Kovalent (Ağ yapılı) Kristaller

Kovalent katılar, kovalent bağlarla meydana gelir. Örgü noktalarındaki atomlar, elektronların ortaklaşa kullanılması ile bir arada tutulur ve bir ağ yapısı oluşturur. Üç boyutlu ve katmanlı bir yapıya sahiptirler. Grafit, elmas, SiC ve SiO₂ (kuvartz) örnek olarak verilebilir. Bu tür kristaller çok sert ve erime noktaları çok yüksektir. Kovalent kristallerin en önemli örneği karbonun iki allotropu olan elmas ve grafitir. Elmastaki her karbon atomu sp³ hibritleşmesi yaparak dört karbon atomuna bağlanır. Elmasın bilinen en sert ve erime noktası en yüksek katı olması, tetrahedral iskelet yapısının katı boyunca yayılmış olmasından kaynaklanır.



Grafit siyah, parlak, elektriği ileten kaygan bir katıdır. Grafitte, tüm karbon atomları sp² hibritleşmesi yaparak birbirlerine kovalent bağlar ile bağlanmışlardır. sp² hibritleşmesi yapan karbon atomları hekzagonal (altıgen) düz tabakalar hâlinindedir ve π bağları içerir. π bağı elektronları, σ bağı elektronlarına göre çok daha serbesttir. Grafitin elektriği iletimi bu hareketli elektronlar ile sağlanmaktadır.

e. Moleküler Kristaller

Moleküler kristallerde örgü noktalarını moleküller oluşturur. Bu moleküller, London kuvvetleri, dipol-dipol ve hidrojen bağları gibi moleküller arası kuvvetlerle bir arada tutulurlar. London kuvvetlerinin etkin olduğu kuru buz (katı CO₂) ve naftalin (C₁₀H₈) gibi polar olmayan moleküler kristallerdir; London kuvvetleri ve dipol-dipol kuvvetlerinin etkin olduğu katı SiO₂ polar yapıdaki moleküler kristallerdir. London kuvvetleri, dipol-dipol kuvvetleri ve hidrojen bağlarının etkin kuvvet olduğu H₂O (buz), NH₃ ve HF katıların kristalleri moleküler katılara örnek olarak verilebilir. Bu moleküller arası kuvvetler kovalent bağ ve iyonik bağa göre çok zayıf olduklarından, moleküler katıların erime noktaları düşüktür.

Konu Kavrama Testleri

1. Aşağıdaki katıların her birini iyonik, metalik, moleküler, kovalent (ağ örgülü) ve amorf katılar olarak sınıflandırınız.

- | | | |
|---|------------------------------------|-----------------------|
| a. SiO ₂ (kuvartz) | b. Kireç taşı (CaCO ₃) | c. Şeker |
| d. Kuru buz (CO ₂) | e. Mg | f. Fe-Ni |
| g. Polietilen | h. BN | i. NH ₄ Cl |
| j. CuSO ₄ ·5H ₂ O | k. Buz | l. S ₈ |
| m. Grafit | n. Teflon | o. I ₂ |
| p. KNO ₃ | r. Elmas | s. Naftalin |
| t. P ₄ | u. FeS | v. AlN |
| y. naylon-6.6. | z. C ₈ H ₁₈ | |

2. Aşağıdaki katı örneklerinden hangisinin türü yanlış olarak verilmiştir?

Örnek	Katı türü
A) Buz	moleküler katı
B) P ₁₀	kovalent katı
C) I ₂	moleküler katı
D) PVC	amorf katı
E) Cr	metalik katı

3. Osmiyum tetraoksit (OsO₄) bileşiğine ait iki özellik şöyledir:

- ☞ 40°C'de eriyen yumuşak kristallerdir.
- ☞ Katı halde elektriği iletmez.

Buna göre OsO₄ aşağıda verilen katı türünden hangisi olabilir?

- A) İyonik Katı
- B) Metalik katı
- C) Moleküler katı
- D) Kovalent katı
- E) Amorf katı

4. Aşağıdaki katılardan hangisinin belirli bir erime noktası yoktur?

- A) Şeker
- B) Sofra tuzu
- C) Kuvartz
- D) Cam
- E) Naftalin

5. Amorf katıların belirli bir erime noktaları yoktur ve ısıtıldıklarında belli bir sıcaklık aralığında yumuşamaya başlar.

Amorf katıların ısıtıldığında yumuşamaya başladığı bu sıcaklığa ne ad verilir?

- A) Erime noktası
- B) Yumuşama noktası
- C) Kritik nokta
- D) Camsı geçiş sıcaklığı
- E) Bozunma sıcaklığı

6. Yüzey merkezli kübik yapıda kristallenen bir bileşikte, bir birim hücrenin köşelerinde 8 X atomu ve yüzeylerinde 6 Y atomu bulunmaktadır.

Bu bileşiğin formülü aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

- A) XY
- B) XY₂
- C) XY₃
- D) X₂Y
- E) XY₄

7. Basit kübik yapıda kristallenen iyonik bileşiğin bir birim hücresinin sekiz köşesinde 8 anyon ve merkezde oluşan kübik boşlukta ise 1 katyon bulunmaktadır. Buna göre iyonik bileşik ile ilgili,

- I. Formülü XY şeklindedir.
- II. NaCl tipi kristal örgü oluşturur.
- III. Anyon ve katyon hacimleri birbirine yakındır.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I
- B) Yalnız II
- C) Yalnız III
- D) I ve II
- E) I ve III

8. X metali yüzey merkezli kübik örgüde kristallenmektedir. Buna göre kristal yapının birim hücresinde bulunan atom sayısı ve X atomlarının koordinasyon sayısı aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

	Atom Sayısı	Koordinasyon Sayısı
A)	3	8
B)	4	12
C)	4	8
D)	2	12
E)	2	8

9. Bir NaCl kristalindeki tabakalar arası uzaklık (d) 280 pm'dir. X ışınları bu tabakadan ($n = 1$) geçerken $23,6^\circ$ lik açı ile kırıldığına göre bu X ışının dalga boyu kaç nm'dir? ($\sin 23,6 = 0,4$; $1\text{pm}=10^{-12}\text{ m}$; $1\text{nm} = 10^{-9}\text{ m}$)

A) 0,112	B) 0,224	C) 0,336
D) 112	E) 224	

10. Demir metalinin α -Fe yapısı, iç merkezli kübik örgüde kristallenir. Buna göre;

- Her birim hücrede iki demir atomu bulunur.
 - Bir demir atomuna komşu sekiz demir atomu vardır.
 - Demir atomları arasında kristal boşlukları bulunur.
- yargılarından hangileri doğrudur?

A) I, II ve III	B) I ve II	C) II ve III
D) Yalnız III	E) Yalnız II	

11. NaCl, CsCl ve Çinko Blend yapıları için anyon ve katyonların koordinasyon sayıları aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

	NaCl tipi	CsCl tipi	Çinko blend
A)	8-8	4-4	6-6
B)	8-8	6-6	4-4
C)	4-4	6-6	8-8
D)	4-4	8-8	6-6
E)	6-6	8-8	4-4

12. Grafit ile ilgili aşağıdaki özelliklerden hangisi yanlış verilmiştir?

- Karbonun allotroplarından biridir.
- Karbon atomları sp^2 hibritleşmesi yapmıştır.
- Elektrik akımını π elektronları yardımı ile iletir.
- Hekzagonal düzlemsel tabakalar halindedir.
- Amorf yapıda bir katı olduğundan belli bir erime noktası yoktur.

13. Bir katı ile ilgili,

- Çok yüksek erime noktasına sahiptir.
- Katı halde elektrik akımını iletir.

bilgileri veriliyor. Buna göre, bu katı aşağıdakilerden hangisi olabilir?

A) Sofra tuzu	B) Toz şeker	C) Elmas
D) Bakır tel	E) İyot	

14. Aşağıda verilenlerden hangisi moleküler kristal yapıda bir katıdır?

- A) SiO_2 B) AlN C) SiC
D) PH_3 E) MgSO_4

15. İç merkezli kübik yapıdaki bir kristalin birim hücresinde kaç atom bulunur?

- A) 1 B) 2 C) 3 D) 4 E) 5

16. Bir katı ile ilgili;

- ☒ Çok yüksek erime noktasına sahiptir.
- ☒ Katı halde iletken değildir.
- ☒ Erimiş halde elektriği iletir.

bilgileri veriliyor. Buna göre, bu katı aşağıdakilerden hangisi olabilir?

- A) İyot B) Toz şeker C) Elmas
D) Sofra tuzu E) Kurşun metali

17. Katılar ile ilgili,

- I. Kristal katılar, düzenli bir geometrik yapıya sahiptir.
- II. Kristal örgüyü temsil eden en küçük parçaya birim hücre denir.
- III. Amorf katılar ısıtıldığında geniş bir sıcaklık aralığında yumuşayarak akışkan hale gelir.

ifadelerinden hangileri doğrudur?

- A) I, II ve III B) I ve II C) II ve III
D) Yalnız III E) Yalnız II

18. Dalga boyu 0,077 nm olan X-ışınları bir metal kristaline çarptığında $20,5^\circ$ lik açı ile yansıyor.

Yansıma düzlemi sayısı (n) 1 olduğuna göre metal atomları arasındaki uzaklık kaç pm'dir? ($1\text{nm} = 10^3\text{pm}$; $\sin 20,5 = 0,350$)

- A) 110 B) 220 C) 330
D) 440 E) 550

19. Kristal yapılarla ilgili,

- I. Birim hücre boyutları ve açılarına göre 7 farklı kristal örgü sistemi vardır.
- II. Basit kübik sistemde birim hücrede 8 köşede ve 1 merkezde toplam 9 atom yer alır.
- III. Yüzey merkezli kübik sistemde koordinasyon sayısı 4'tür.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I, II ve III

20. İç merkezli kübik yapıda kristallenen bir bileşikte, bir birim hücrenin köşelerinde 8X atomu ve merkezinde bir Y atomu bulunmaktadır.

Buna göre bu bileşiğin formülü aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

- A) XY B) XY₂ C) X₂Y
D) XY₃ E) XY₄

21. Aşağıdaki katılardan hangisi ağ örgülü kovalent kristallere örnek olarak gösterilebilir?

- A) Kuvartz (SiO₂)
B) Bakır tel
C) İyot
D) Kuru buz
E) Cam

22. Amorf katılarla ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) Belirli bir geometrik şekilleri yoktur.
B) Isıtıldıklarında sabit bir sıcaklıkta erimek yerine belirli bir sıcaklık aralığında yumuşayarak akıcı hâle gelirler.
C) Sert olmaları dışındaki özellikleri yönüyle sıvılara benzerler.
D) Tereyağ, amorf bir katıdır.
E) NaCl gibi iyonik katılarda amorf katı sınıfına girer.

23. Amorf yapıdaki katılarla ilgili,

- I. Belirli geometrik şekilleri yoktur.
II. Belirli erime sıcaklıkları vardır.
III. Tanecikler düzenli istiflenmiştir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I ve III

24. Saf bir katı ile ilgili verilen bilgiler şöyledir;

- ☞ Çok yüksek erime noktasına sahiptir.
☞ Katı ve sıvı halde elektriği iletmiyor.

Buna göre, bu katı aşağıdakilerden hangisi olabilir?

- A) Sofra tuzu B) Toz şeker C) Elmas
D) Bakır metalı E) Kükürt

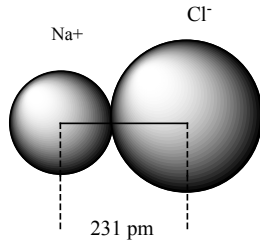
25. Kristal katılarda sık istiflenme ile ilgili;

- I. Hekzagonal sık istiflenmede tabakalar a-b-a-b şeklinde sıralanmıştır.
II. Kübik sık istiflenmede tabakalar a-b-c-a-b-c şeklinde sıralanmıştır.
III. Hekzagonal sık istiflenmiş yapılarda oktahedral, kübik sık istiflenmiş yapılarda ise tetrahedral boşluklar bulunur.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve II
D) I ve III E) I, II ve III

26.



NaF kristalinde iyonlar arası uzaklık 231 pm'dir. Buna göre Na^+ ve F^- iyon yarıçapları aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir? ($_{11}\text{Na}$, $_{9}\text{F}$)

- A) 115,5 pm ; 115,5 pm
- B) 100 pm ; 131 pm
- C) 95 pm ; 136 pm
- D) 80 pm ; 151 pm
- E) 50 pm; 181 pm

27. KCl kristallerinde iyonlar arası uzaklık ($r_{\text{K}^+} + r_{\text{Cl}^-}$) 314 pm'dir. **Buna göre K^+ katyonunun iyonik yarıçapı aşağıdakilerden hangisi olabilir?** ($_{19}\text{K}$, $_{17}\text{Cl}$)

- A) 133
- B) 157
- C) 165
- D) 181
- E) 193

28. **MgO bileşiği sodyum klorür yapısında kristaller oluşturan bir katıdır. Mg^{2+} ve O^{2-} iyonlarının yarıçapları 80 ve 130 pm olduğuna göre kristale ait bir birim hücrenin hacmi kaç cm^3 'tür? ($1\text{pm} = 10^{-10}\text{ cm}$)**

- A) $74,088 \cdot 10^{-24}$
- B) $420 \cdot 10^{-10}$
- C) $74,088 \cdot 10^{-10}$
- D) $420 \cdot 10^{-30}$
- E) $32,02 \cdot 10^{-18}$

29. LiF ve MgO aynı kristal yapısına sahiptir. Bu iki kristaldeki iyonların yarıçapları da birbirine yakındır. Ancak MgO kristali daha serttir.

Bunun nedeni aşağıdakilerden hangisi olabilir?

- A) Etkin çekirdek yüklerinin fazla olması
- B) İyon yüklerinin fazla olması
- C) İyonlar arası mesafenin uzun olması
- D) Kristal boşlukların fazla olması
- E) Florun oksijenden daha elektronegatif olması

30. X metalinin birim hücresinde net olarak bir atom bulunmaktadır. **Bu kristal yapı ile ilgili,**

- I. Yüzey merkezli kübik yapıdadır.
- II. Birim hücrenin bir kenar uzunluğu metalin atom yarıçapına eşittir.
- III. Birim hücrenin boşluk oranı %50'dir.

yargılarından hangileri doğrudur? ($\pi = 3$)

- A) Yalnız I
- B) Yalnız III
- C) I ve II
- D) I ve III
- E) I, II ve III

31. **Asetik asit (CH_3COOH) katısı ile ilgili,**

- I. Moleküler katıdır.
- II. Katı molekülleri arasındaki etkin kuvvet hidrojen bağlarıdır.
- III. Erime noktası çok yüksektir.

Yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I
- B) Yalnız II
- C) I ve II
- D) I ve III
- E) I, II ve III

Konu Kavrama Çözümleri

1. a) SiO_2 – kovalent katı
b) CaCO_3 – iyonik katı
c) Şeker – moleküler katı
d) CO_2 – moleküler katı
e) Mg – metalik katı
f) Fe–Ni – metalik katı
g) Polietilen – amorf katı
h) BN – moleküler katı
i) NH_4Cl – iyonik katı
j) $\text{CuSO}_4 \cdot 5\text{H}_2\text{O}$ – iyonik katı
k) Buz – moleküler katı
l) S_8 – moleküler katı
m) Grafit – kovalent katı
n) Teflon – amorf katı
o) I_2 –moleküler katı
p) KNO_3 – iyonik katı
r) Elmas – kovalent katı
s) Naftalin – kovalent katı
t) P_4 –moleküler katı
u) FeS – iyonik katı
v) AlN – iyonik katı
y) Naylon 66 –amorf katı
z) C_6H_{18} – moleküler katı

2. P_{10} moleküler yapıda kristaller oluşturan bir katıdır.

Cevap B

3. Erime noktası düşük, yumuşak kristaller olduğuna göre moleküler katı olmalıdır.

Cevap C

4. Amorf katıların belirli bir erime noktası yoktur. Cam amorf bir katıdır.

Cevap D

5. Amorf katıların ısıtıldığında yumuşamaya başladığı sıcaklığa camı geçiş sıcaklığı denir.

Cevap D

6. Yüzey merkezli kübik yapıda

Köşedeki her atomun $\frac{1}{8}$ i,

Yüzeydeki her atomun $\frac{1}{2}$ si birim hücreye dahildir.

Bir birim hücrede

Köşede $\frac{1}{8} \times 8 = 1$ X atomu bulunur.

Yüzeyde $\frac{1}{2} \times 6 = 3$ Y atomu bulunur.

Formül XY_3 tür.

Cevap C

7. Birim hücrede

Köşelerde $\frac{1}{8} \times 8 = 1$ atom

Kübik boşlukta 1 = atom

Formülü XY dir.

Basit kübik yapı CsCl tipi kristallerde görülür. Bu yapıda katyon hacmi anyon hacmine yakındır. Katyonun boşluğa sığması için, anyonlar merkezinde büyük hacimli kübik boşluk bulunan basit kübik yapıyı oluşturur.

Cevap E

8. Yüzey merkezli kübik yapıda

Köşede 8 tane $\Rightarrow \frac{1}{8} \times 8 = 1$ atom

Yüzeyde 6 tane $\Rightarrow \frac{1}{2} \times 6 = 3$ atom

Toplamda net olarak 4 atom bulunur. Koordinasyon sayısı ise 12 dir ve sık istiflenme oluşturur.

9. $d = 280 \text{ pm} = 280 \cdot 10^{-12} \text{ m} = 280 \cdot 10^{-3} \text{ nm}$

2 . $d \sin \theta = n \cdot \lambda$

2 . $0,280 \text{ nm} \cdot \sin 23,6 = 1 \cdot \lambda$

2 . $0,280 \cdot 0,4 = \lambda$

$\lambda = 0,224 \text{ nm}$

Cevap B

10. İç merkezli kübik yapıda,
Köşelerde 8 atom $\Rightarrow 8 \cdot \frac{1}{8} = 1$ atom
İç merkezde 1 atom
Toplam = 2 atom bulunur. Koordinasyon sayısı sekizdir.
Yani her demir atomu 8 demir atomuna komşudur.
Kristal yapıda demir atomları arasında boşluklar bulunur.

Cevap A

11. NaCl yapısında koordinasyon sayıları 6, 6
CsCl yapısında koordinasyon sayıları 8, 8
Çinko blend yapısında koordinasyon sayıları 4, 4 dür.

Cevap E

12. Grafit kovalent kristal yapıda bir katıdır. Amorf yapıda değildir.

Cevap E

13. Erime noktası yüksek olan ve katı halde elektriği ileten bakır teldir.

Cevap D

14. PH_3 moleküler yapıda kristal katılar oluşturur.

Cevap D

15. İç merkezli kübik yapıda
Köşelerde 8 atom $\Rightarrow 8 \cdot \frac{1}{8} = 1$ tane
İç merkezde 1 tane
Toplam 2 tane atom bulunur.

Cevap B

16. Sofra tuzu katı halde elektriği iletmez ama eritildiğinde elektriği iletir.

17. Verilen her üç öncülde doğrudur.

Cevap A

18. $2d \cdot \sin\theta = n \lambda$ $0,077 \text{ nm} = 77 \text{ pm}$
 $2 \cdot d \cdot 0,350 = 1 \cdot 77$
 $d = 110 \text{ pm}$

Cevap A

19. Basit kübik sistemde 8 köşede birer atom bulunur. Ancak bu atomların tamamı aynı birim hücrede değildir. II. öncül yanlıştır. Yüzey merkezli kübik sistemde koordinasyon sayısı 12 dir.

Cevap A

20. İç merkezli kübik yapıda,
Köşelerde 8 atom; $8 \times \frac{1}{8} = 1$ X atomu
Merkezde 1 Y atomu bulunur.
Formülü XY dir.

Cevap A

21. Kuvartz (SiO_2) ağ örgülü kovalent kristaldir.

Cevap A

22. NaCl gibi iyonik katılar amorf yapıda değil kristal yapıdadır.

Cevap E

23. Yalnızca birinci öncül doğrudur. İkinci ve üçüncü önüller kristal katılara ait özelliklerdir.

Cevap A

24. Elmas hem çok yüksek sıcaklıkta erir. Hem de katı ve sıvı halde elektriği iletmez.

Cevap C

25. Her iki sık istiflenmede de atom sayısı kadar oktahedral boşluk, atom sayısının iki katı kadar da tetrahedral boşluk bulunur. III. öncül yanlıştır.

Cevap C

26. İyon yarıçapları etkin çekirdek yükleri ile ters orantılıdır. Buna göre, ilk olarak Na^+ ve F^- nin etkin çekirdek yükleri bulunur.

$${}_{11}\text{Na}^+ \text{ için } Z^* = 6,85$$

$${}_{9}\text{F}^{-1} \text{ için } Z^* = 4,85$$

$$\frac{r_{\text{Na}^+}}{r_{\text{F}^-}} = \frac{Z_{\text{F}^-}^*}{Z_{\text{Na}^+}^*} \text{ ise } \frac{r_{\text{Na}^+}}{r_{\text{F}^-}} = \frac{4,85}{6,85} = 0,71$$

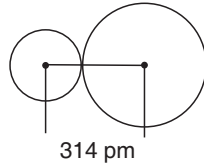
$$r_{\text{Na}^+} + r_{\text{F}^-} = 231 \text{ pm}$$

$$r_{\text{Na}^+} = 95 \text{ pm}$$

$$r_{\text{F}^-} = 136 \text{ pm' dir.}$$

Cevap C

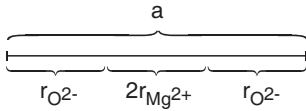
27. $\text{K}^+ = 133 \text{ pm}$
 $\text{Cl}^- = 181 \text{ pm}$



K^+ ve Cl^- izoelektronik yapılardır. İzoelektronik yapılarda katyon hacmi küçük, anyon hacmi daha büyüktür. Bu durumda katyon yarıçapı iyonlar arası mesafenin (314 pm) yarısından daha küçük olmalıdır. Seçeneklerde bu değere uyan yalnızca 133 pm vardır.

Cevap A

28. Yüzey merkezli kübik yapıda köşelerde O^{2-} anyonları ve kenarlarda bulunan oktahedral boşluklarda Mg^{2+} katyonları vardır.



$$a = 130 + (80 \cdot 2) + 130$$

$$a = 420 \text{ pm} = 420 \cdot 10^{-10} \text{ cm}$$

$$V = (420 \cdot 10^{-10})^3$$

$$V = 74,088 \cdot 10^{-24} \text{ cm}^3$$

Cevap A

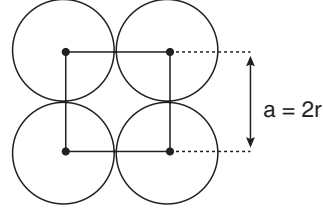
29. MgO daha sert olduğuna göre örgü enerjisi fazladır. Kristal türleri aynı ve iyon yarıçapları farklı olduğuna göre, örgü enerjisindeki bu fark iyon yüklerine bağlıdır.

$$F = k \cdot \frac{Q_1 \cdot Q_2}{r^2} \text{ formülüne göre yüklerin çarpımı artarsa}$$

çekim güçleri de artar ve kristal daha sert olur.

Cevap B

30. Yüzey merkezli kübik yapıda birim hücrede 4 atom bulunur. Basit kübik yapıda birim hücrenin 8 köşesinde birer atom bulunur. herbirinin katkısı $1/8$ dir. Bu durumda birim hücrede $1/8 \times 8 = 1$ tane atom içerir. Basit kübik yapıdadır.



Bir kenar uzunluğu atom çapına eşittir.

$$\text{Birim hücrenin hacmi } a^3 = (2r)^3 = 8r^3$$

$$\text{Bir atom hacmi} = \frac{4}{3} \pi r^3 = \frac{4}{3} \cdot 3 \cdot r^3 = 4r^3$$

$$\text{Boşluk oranı} = \frac{4r^3}{8r^3} \cdot 100 = \%50 \text{ boşluk içerir.}$$

Cevap B

31. CH_3COOH molekülünde oksijene bağlı hidrojen sayesinde moleküller arasında hidrojen bağı yapabilir. Katı halde etkin çekim kuvvetleri bu hidrojen bağlarıdır. Moleküller bir katı olduğundan erime noktası çok yüksek değildir.

Cevap C

ANORGANİK KİMYA - 7

✓ Asit ve Baz Kavramı

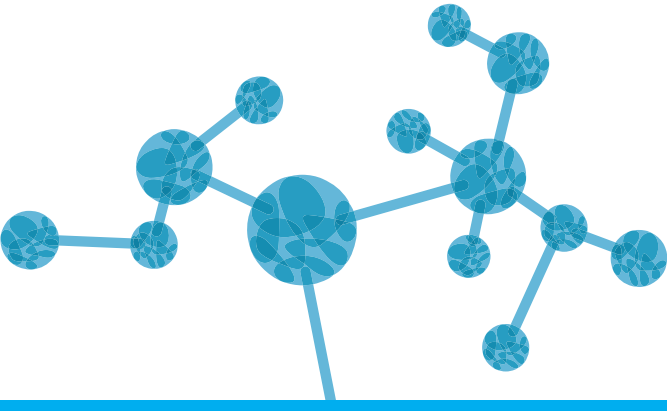
- ↗ Arrhenius Asit - Baz Tanımı
- ↗ Lowry - Bronsted Asit ve Baz Tanımı

✓ Asitlik ve Bazlık Kuvvetleri

- ↗ İyonlaşma Denge Sabiti (K_a ve K_b)
- ↗ Farklandırma ve Düzeyleme Etkisi:
- ↗ Sert - Yumuşak Asit ve Bazlar

✓ Molekül Yapısı ve Asitlik-Bazlık Kuvveti İlişkisi

- ↗ Ametal Hidrürlerin Asitliği
- ↗ Oksiasitler
- ↗ Ametal Oksitlerin Asitliği
- ↗ Metal Oksitlerin Bazlığı
- ↗ Hidroksitler
- ↗ Organik Asitler
- ↗ Aminlerin Bazlığı
- ↗ Hibritleşmenin Asitlik - Bazlık Üzerine Etkisi



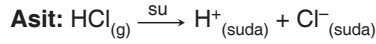
ASİTLER VE BAZLAR

1. Asit ve Baz Kavramı

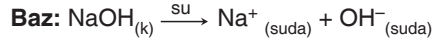
Asit ve bazlar için geçmişten günümüze kadar çeşitli tanımlar yapılmıştır. Bu tanımlardan bazıları aşağıda verilmiştir.

1.1. Arrhenius Asit–Baz Tanımı:

Arrhenius’a göre yapısında hidrojen elementi bulunan ve suda çözündüğünde hidrojen iyonu (H^+) verebilen maddelere “asit” denir. HCl , HNO_3 , H_2SO_4 gibi yapısında H elementi bulunan bileşikler suda çözündüklerinde iyonlarına ayrılarak H^+ iyonu verirler.

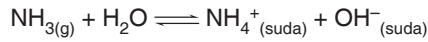


Yapısında hidroksit bulunduran ve çözündüğünde hidroksit iyonu (OH^-) verebilen maddelere ise “baz” denir. KOH , $NaOH$, NH_4OH , $Ca(OH)_2$ gibi maddeler bu tanım kapsamına girer ve suda çözündüklerinde OH^- iyonu verirler.

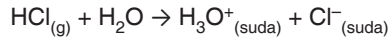
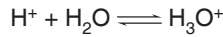


Arrhenius tanımı bazı eksiklikler içermektedir.

- ↪ Bu tanım yalnızca sulu çözeltiler ile sınırlıdır. Katı, gaz haldeki veya çözücünün su olmadığı ortamlarda bulunan asit ya da bazların davranışlarını açıklayamaz.
- ↪ Yapısında H^+ iyonu ya da OH^- iyonu bulundurmeyen asit ve bazların davranışlarını açıklayamaz. Örneğin SO_2 , CO_2 , PCl_3 hidrojen içermedikleri halde sulu çözeltide asit özelliği göstermektedir. NH_3 ve CaO gibi maddeler ise yapısında OH^- içermedikleri halde su içerisinde baz özelliği göstermektedir. Bu bileşiklerin su ile tepkimesi sonucunda H^+ veya OH^- iyonları açığa çıkmaktadır.



- ↪ Arrhenius tanımına göre asitler suda çözündüklerinde H^+ iyonu veren maddeler olarak tanımlanmıştır. Ancak H^+ iyonu suda tek başına bulunmaz. Su molekülleri H^+ iyonunu sararak bir hidrat meydana getirir. Oluşan bu hidratın en basit şekli H_3O^+ ’dır ve hidronyum veya oksonyum (H_3O^+) iyonu şeklinde adlandırılır.



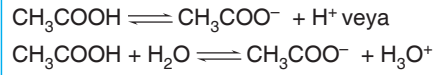


Aşağıdaki maddelerden hangisi Arrhenius tanımına göre asit özelliği gösterir?

- A) KOH B) C₂H₅OH C) CH₃COOH
D) NH₃ E) CH₄

Çözüm:

Yapısında hidrojen bulunan ve suda çözüldüğünde H⁺ iyonu verebilen maddeler Arrhenius'a göre asittir. Bu durumda yalnızca asetik asit bir Arrhenius asitidir.

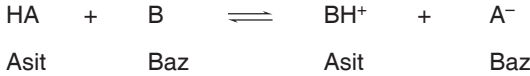


Cevap C

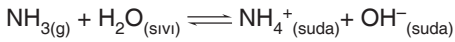
1.2. Lowry – Bronsted Asit ve Baz Tanımı:

Bu tanıma göre, hidrojen iyonu (H⁺ iyonu) verebilen maddelere asit, hidrojen iyonu alabilen maddelere ise baz denir.

Bu tanıma göre nötrleşme bir asitten bir baza proton aktarımıdır.

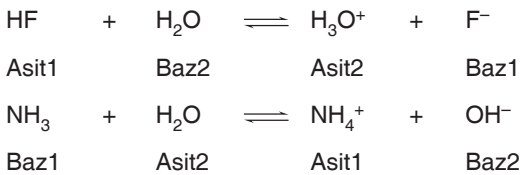


Lowry–Bronsted, asit–baz tanımı ile H₂O, NH₃ gibi maddelerin asitlik ve bazlıkları açıklanabilmektedir.



Yukarıdaki tepkimede NH₃ sudan bir hidrojen alarak NH₄⁺ iyonuna dönüşmüştür. NH₃ bir hidrojen aldığı için baz, H₂O ise bir hidrojen verdiği için asit olarak davranmıştır. Benzer şekilde geri tepkimeye bakıldığında NH₄⁺ iyonu OH⁻ iyonuna bir hidrojen vererek NH₃ 'e dönüşmüştür. Bu durumda hidrojen veren NH₄⁺ asit, hidrojen alan OH⁻ ise baz özelliği göstermiştir.

Konjuge asit–baz çifti: Bir asit ile onun hidrojenli hâli olan bazına, konjuge (eşlenik) asit–baz çifti denir. Konjuge asit baz çiftleri arasında bir hidrojen fark vardır. Bir hidrojen alarak veya vererek birbirlerine dönüşürler. Konjuge asit ve baz çiftleri, denklemde aynı rakamla gösterilirler.



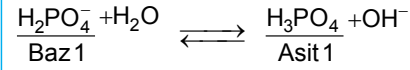
Önemli! Su ilk tepkimede Brönsted asidi, diğerinde ise Brönsted bazı olarak davranmıştır. Böyle hem asit hem de baz özelliği gösterebilen maddelere **amfoter (amfiprotik) madde** denir.



H₂PO₄⁻ iyonunun konjuge asidi ve konjuge bazı aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

	Konjuge Asiti	Konjuge Bazı
A)	H ₃ PO ₄	HPO ₄ ²⁻
B)	H ₃ PO ₄	PO ₄ ³⁻
C)	HPO ₄ ²⁻	H ₃ PO ₄
D)	HPO ₄ ²⁻	PO ₄ ³⁻
E)	PO ₄ ³⁻	HPO ₄ ²⁻

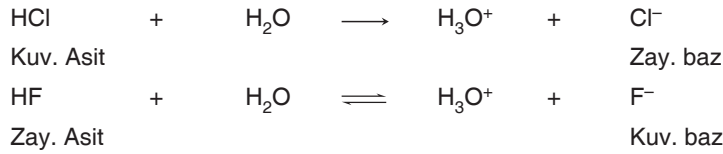
Çözüm:



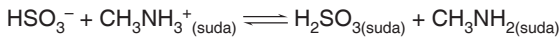
H₂PO₄⁻ nin eşlenik bazı HPO₄²⁻, eşlenik asiti H₃PO₄ 'tür.

Cevap A

Önemli! Bir baz ne kadar kuvvetli ise eşlenik asidi o kadar zayıf asit, bir asit ne kadar kuvvetli ise eşlenik bazı o kadar zayıf bir bazdır.



Herhangi bir çözücüde tepkimenin yönü kuvvetli asit ve bazdan zayıf asit ve bazın olduğu tarafa doğrudur.

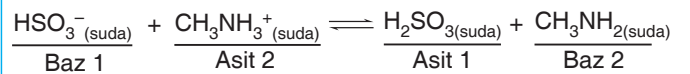


Yukarıda verilen asit – baz tepkimesi ürünler yönüne daha istemlidir.

Buna göre tepkime ile ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) Tepkimenin yönü kuvvetli asit ve bazdan zayıf olanlara doğrudur.
- B) HSO₃⁻, H₂SO₃ 'ün eşlenik bazıdır.
- C) CH₃NH₂ zayıf bir bazdır.
- D) HSO₃⁻ eşlenik asitinden daha kuvvetlidir.
- E) CH₃NH₃⁺ kuvvetli bir bazdır.

Çözüm:

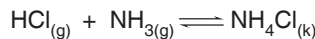


Asit ve bazın kuvveti arttıkça eşleşik türünün kuvveti azalır. Bu tepkime kuvvetli türlerden zayıf türlerin olduğu tarafa doğrudur. Tepkime ürünleri yönüne ilerlediğine göre girenler ürünlere nispeten daha kuvvetlidir.

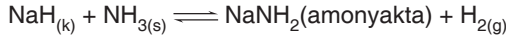
CH₃NH₃⁺ asidik bir türdür ve eşlenik bazı olan CH₃NH₂ den daha kuvvetlidir.

Cevap E

☞ Lowry–Brönsted tanımı, Arrhenius asit–baz tanımı gibi sadece sulu çözeltiler ile sınırlı değildir. Gaz,katı fazlarında veya su dışındaki çözücülerde gerçekleşen tepkimeleri de açıklar. Bu fazlardaki tepkimeler de yine hidrojen iyonu aktarımı gerçekleşir. Örneğin HCl_(g) ile NH_{3(g)} 'ün gaz–katı faz tepkimesi sonucunda NH₄Cl_(k) tuzu oluşur.

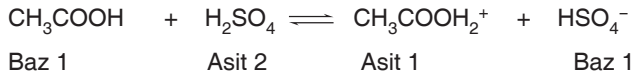
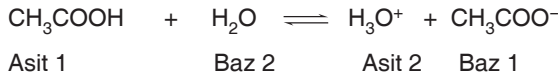


NH₃ bir hidrojen alarak NH₄⁺ iyonuna dönüşür ve Lowry–Brönsted bazıdır. HCl ise Cl⁻ 'ye dönüşürken bir proton vermiştir ve Lowry–Brönsted asitidir. NaH ve NH₃ 'ün tepkimesi ise sıvı amonyakta gerçekleşir.



Amonyak bu tepkimede hidrojen vererek asit olarak davranırken, NaH ise baz özelliği göstermiştir. Çoğu zaman baz olarak gördüğümüz NH_3 bu tepkimede asit olarak davranmıştır. Bu şekilde amonyağın yapısında bulunan hidrojeni vererek asidik özellik gösterebilmesi için ancak NaH gibi kendisinden daha kuvvetli bir baz ile etkileşmesi gerekir.

Önemli! Bir maddenin asidik veya bazik özellik göstermesi çözücüye göre değişebilir. Örneğin, asetik asit (CH_3COOH) suda çözüldüğünde asidik özellik gösterir. Ancak asetik asit, sülfürik asit içerisinde çözüldüğünde bazik özellik gösterir. Yani asetik asit suda asit, sülfürik asit içerisinde ise baz olarak davranır. Yukarıda verilen NH_3 örneğinde olduğu gibi; asetik asit kendisinden daha zayıf asit olan suya karşı asit özelliği gösterirken, kendisinden daha kuvvetli bir asit olan sülfürik asite karşı baz özelliği göstermiştir.



1.1.3. Çözücü Sistemi Asit-Baz Tanımı:

Bazı çözücüler kendi kendine iyonlaşabilir. Bu iyonlaşma olaylarına **çözücünün otoiyonlaşması** denir. Bu iyonlaşma proton alışverişi ile gerçekleşirse **otoprotoliz tepkimesi** adını alır.

Su için otoprotoliz tepkimesi;

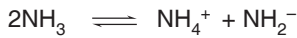


şeklinde. Bu tepkime bir denge tepkimesidir. Denge sabiti K_{su} aşağıdaki şekilde yazılır.

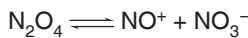
$$K_{su} = [\text{H}_3\text{O}^+] [\text{OH}^-]$$

Suyun iyonlaşma tepkimesine ait denge sabiti K_{su} 'ya **otoprotoliz sabiti** denir. 25 °C'deki değeri $1,0 \times 10^{-14}$ 'tür. Bu değer suda bulunan H_3O^+ ve OH^- iyon derişimlerinin birbirine eşit ve çok küçük ($1,0 \times 10^{-7}$ M) olduğunu göstermektedir. Yani su çok az miktarda iyonlaşmıştır.

Su gibi otoprotolizlenen çözücülere protik çözücüler denir. CH_3COOH , CH_3OH ve NH_3 gibi çözücüler de otoprotolizlenebilen maddelerdir.



Proton alış-verişi ile iyonlaşamayan çözücülere ise aprotik çözücüler denir. N_2O_4 , BrF_3 , SOCl_2 , $\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$, CS_2 , CH_3OCH_3 gibi çözücüler aprotik çözücülerdir. Aprotik çözücülerin otoiyonlaşma tepkimelerinde çözücüye özgü anyon ve katyon oluşmaktadır.



Tüm tepkimeler su içerisinde gerçekleşmez. Farklı çözücü sistemlerinde gerçekleşen tepkimeleri de kapsayacak şekilde asit baz tanımı genişletilebilir. Bu tanıma göre; asit, çözücünün karakteristik katyonunun derişimini arttıran maddelerdir. Baz ise çözücünün karakteristik anyonunun derişimini arttıran maddelerdir. Bu tanıma göre **yukarıdaki çözücüler** göz önüne alındığında;

Çözücü H_2O ise H_3O^+ derişimini arttıran asit, OH^- derişimini arttıran bazdır.

Çözücü CH_3OH ise CH_3OH_2^+ derişimini arttıran asit, CH_3O^- derişimini arttıran bazdır.

Çözücü NH_3 ise NH_4^+ derişimini arttıran asit, NH_2^- derişimini arttıran bazdır.

Çözücü N_2O_4 ise NO^+ derişimini arttıran asit, NO_3^- derişimini arttıran bazdır.

Çözücü BrF_3 ise BrF_2^+ derişimini arttıran asit, BrF_4^- derişimini arttıran bazdır.

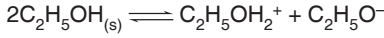
Örneğin amonyak, NH_4^+ ve NH_2^- iyonlarını vererek otoprotolizlenmektedir. Bu tanıma göre, amonyak içerisinde asetik asit (CH_3COOH) çözüldüğünde NH_4^+ derişimini artırır ve asidik özellik gösterir.



Sodyum hidrür (NaH) amonyakta çözüldüğünde ise NH_2^- derişimini artırır ve bazik özellik gösterir.



- ☞ Çözücü sistemi tanımı ile sulu ortamda gerçekleşen tepkimeler de açıklanabilir. Su çözücü olduğunda, suyun otoprotoliz tepkimesinde oluşan karakteristik katyon olan H_3O^+ derişimini arttıran maddeler asittir. Bazlar ise, suya ait karakteristik anyon olan OH^- iyonlarının derişimini arttıran maddelerdir.



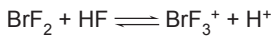
Yukarıda verilen tepkime ve bu tepkimede yer alan türler ile ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) Otoiyonlaşma tepkimesidir.
- B) Otoprotoliz tepkimesidir.
- C) $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ aprotik bir çözücüdür.
- D) Denge sabiti $K = [\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}_2^+][\text{C}_2\text{H}_5\text{O}^-]$
- E) Proton alışverişi ile yürüyen bir tepkimedir.

Çözüm:

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ molekülleri kendi aralarında bir proton alışverişi yapmıştır. Bu nedenle $\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$ protik bir çözücüdür.

Cevap C



Yukarıdaki tepkime ve bu tepkimede yer alan türler ile ilgili,

- I. Asit – baz tepkimesidir.
- II. BrF_2 çözücüsü, $2\text{BrF}_2 \rightleftharpoons \text{BrF}_3^+ + \text{BrF}^-$ şeklinde iyonlaşır.
- III. Çözücünün karakteristik katyonu olan BrF_3^+ 'nin derişimini arttıran HF asittir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I
- B) Yalnız II
- C) I ve II
- D) I ve III
- E) I, II ve III

Çözüm:

Çözücü sistemine göre açıklanabilen bir asit baz tepkimesidir. BrF_3 çözücü sistemini oluşturur. Çözücü sistemi tanımına göre BrF_3 çözücüsünün karakteristik katyonunun (BrF_4^+) derişimini arttıran maddeler asit, anyonunun (BrF_2^-) derişimini arttıran maddeler bazdır. Buna göre HF asit olarak davranmıştır.

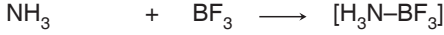
Cevap E

1.1.4. Lewis Asit–Baz Tanımı:

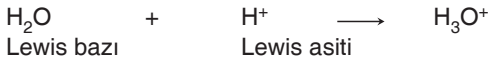
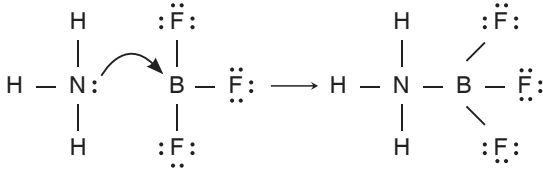
1923 yılında G.N. Lewis'in yaptığı tanıma göre, serbest elektron çifti bulunduran ve bunu başka bir maddeye verebilen türlere baz, bu serbest elektronları alabilen türlere ise asit denir.

Elektron alış-verişi esasına dayanan Lewis asit–baz tanımı, diğer asit baz tanımlarına göre daha kapsamlıdır. Proton alışverişi ile gerçekleşmeyen yani Lowry–Bronsted asit–baz tanımı ile açıklanamayan tepkimeler Lewis asit–baz tanımı ile açıklanabilmektedir.

:NH₃, üzerindeki elektron çifti sayesinde baz olarak davranabilir.

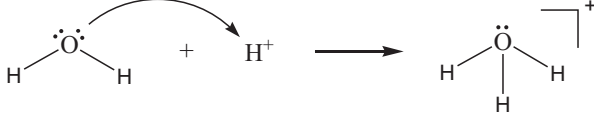


Lewis bazı Lewis asiti



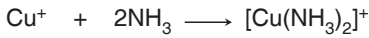
Lewis bazı

Lewis asiti



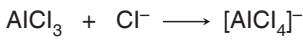
🔗 Lewis asidi olarak davranan türlerden bazıları aşağıda sıralanmıştır.

a. Elektron çifti alabildiklerinden bütün katyonlar Lewis asidi olarak davranır.



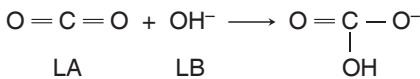
LA LB

b. Değerlik kabuğunda elektron eksikliği bulunan ve koordinasyon sayısını artırabilen merkez atomunun bulunduğu bileşikler Lewis asidi olarak davranır.



LA LB

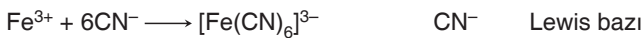
c. Elektronegatifliği farklı atomlar arasında çoklu bağ bulunan bileşikler Lewis asidi olarak davranırlar.



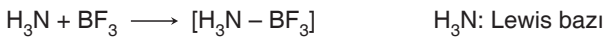
LA LB OH

🔗 Lewis bazları olarak davranan bazı türler aşağıda verilmiştir.

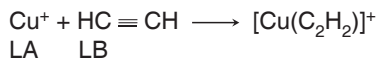
a. Anyonlar birer Lewis bazıdır.



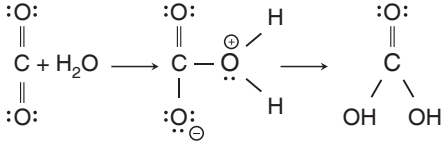
b. Amonyak gibi yapısında ortaklanmamış elektron çifti bulunduran bileşikler, Lewis Bazı olarak davranır.



🔗 Metal iyonları ile koordine kovalent bağ oluşturabilen alken ve alkinler Lewis bazı olarak davranırlar.



LA LB



Yukarıda verilen tepkimeyle ilgili,

- I. Lewis asit – baz tepkimesidir.
- II. Tepkime sonunda çözeltinin pH'si 7 olur.
- III. Katılma tepkimesidir.

yargılardan hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I ve III

Çözüm:

CO₂ bir Lewis asiti, H₂O ise bir Lewis bazıdır. H₂O: üzerindeki elektron çiftini CO₂'e vererek katılmıştır. Bir katılma tepkimesidir. Oluşan H₂CO₃ (Karbonik asit) bir asittir. Çözeltinin pH'si 7'den küçüktür.

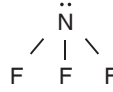
Cevap E



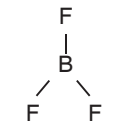
Aşağıda verilen Lewis asit-baz sınıflandırılmalarından hangisi yanlış yapılmıştır? (1H, 5B, 6C, 7N, 8O, 9F)

Madde	Lewis asit-baz
A) NF ₃	Lewis Bazı
B) BF ₃	Lewis Asiti
C) CN ⁻	Lewis Bazı
D) N ₂ H ₄	Lewis Asiti
E) H ⁺	Lewis Asiti

Çözüm:



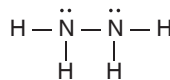
Azot üzerindeki elektron çiftini vererek baz olarak davranır.



Bor üzerindeki oktet boşluğuna elektron çifti alarak Lewis asiti olarak davranır.



Karbon ve azot üzerindeki elektron çiftlerini vererek Lewis bazı olarak davranır.



Azot üzerindeki elektron çiftini vererek Lewis bazı olarak davranır.



Bir elektron çifti alarak Lewis asiti olarak davranır.

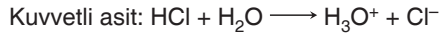
Cevap D

2. Asitlik ve Bazlık Kuvvetleri

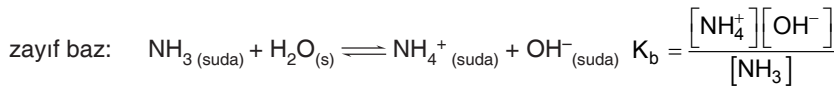
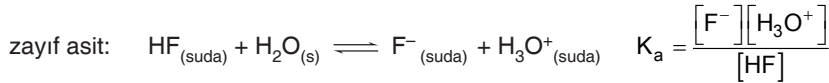
- ☞ Suda tam olarak iyonlaşabilen asitlere kuvvetli asit denir. HCl, HBr, HI, HNO₃ ve HClO₄ gibi asitler suda %100 iyonlaşarak çözündüklerinden kuvvetli asittir. Suda tamamen iyonlaşamayan asitlere ise zayıf asit denir. HNO₂, CH₃COOH, HCN ve H₃PO₄ gibi asitler su içerisinde büyük oranda moleküler halde çözünürler. %100 iyonlaşmadıkları için bunlar zayıf asitlerdir.
- ☞ Kuvvetli bazlar sulu çözeltisinde tümüyle iyonlarına ayrışabilen, NaOH, Ca(OH)₂ gibi alkali ve toprak alkali metallerin hidroksitleridir. Suda çözündüklerinde tam olarak iyonlaşamayan bazlara ise zayıf baz denir. NH₃, C₆H₅NH₂, NH₂OH gibi bazlar zayıf bazlardır.

2.1. İyonlaşma Denge Sabiti (K_a ve K_b)

Kuvvetli asitler ve bazlar suda tam olarak iyonlaştıkları için iyonlaşma denklemleri tek yönlüdür. Bu tepkimelere ait bir denge sabitinden bahsedilmez.



Zayıf asitler ve bazların iyonlaşma denklemleri ise denge tepkimesidir ve çift yönlü okla gösterilirler. Bu iyonlaşma denklemleri birer denge tepkimesi olduğundan iyonlaşma denge sabitleri (K_a , asitlik denge sabiti veya K_b , bazlık denge sabiti) vardır.



Eşlenik asit–baz çiftleri için asitlik sabiti ile bazlık sabitlerinin çarpımı sabittir ve K_{su} 'ya eşittir.

$$K_a \cdot K_b = K_{su} = 1,0 \times 10^{-14}$$

NOT

Ka'sı küçük pK_a 'sı büyük olan asitler daha zayıf asitlerdir.

UYARI

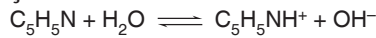
Daha ayrıntılı bilgi ve örnekler Analitik Kimya kısmında verilmiştir.



Piridin, C_5H_5N formülüne sahip K_b 'si 1.10^{-9} olan organik bir zayıf bazdır. Buna göre piridinin su içerisinde çözünmesi sırasında oluşan eşlenik asidinin formülü ve eşlenik asidine ait pK_a değeri aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir? ($K_{su} = 1.10^{-14}$)

	Eşlenik asiti	pKa
A)	$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$	9
B)	$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}^+$	5
C)	$\text{C}_5\text{H}_5\text{NH}_2^+$	5
D)	$\text{C}_5\text{H}_4\text{N}^-$	9
E)	$\text{C}_5\text{H}_4\text{N}^+$	5

Çözüm:



Baz1 Asit1
(Eşlenik Asit)

$$K_a \cdot K_b = K_{su}$$

$$K_a \cdot 1.10^{-9} = 1.10^{-14}$$

$$K_a = 1.10^{-5}$$

pKa = 5

Cevap B

Bir asidin sayısal değeri küçük olan K_a sabitinin olması onun zayıf asit olduğunu gösterir. K_a aynı zamanda asitin ne kadar zayıf olduğunun da ölçüsüdür. Bir asidin asitlik kuvveti azaldıkça o asidin asitlik sabitinin (K_a) sayısal değeri küçülür. K_a 'nın küçülmesi asidin iyonlaşma yüzdesinin azaldığını gösterir.

Asitlerin; asitlik kuvvetleri karşılaştırılırken Ka yerine genellikle pKa ifadesi kullanılır. pKa'nın sayısal değeri $pKa = -\log Ka$ denklemi ile bulunur. pKa ile Ka ters orantılıdır.

**Asit-bazlarla ilgili,**

- I. Aynı sıcaklık ve derişimdeki kuvvetli ve zayıf asitlerin sulu çözeltilerinin H^+ iyon derişimleri aynıdır.
- II. Zayıf asitler, suda tamamen iyonlaşmayan asitlerdir.
- III. Suda zayıf olan bir asit, başka bir çözücünde kuvvetli asit olarak davranabilir.

yargılarından hangileri doğrudur?

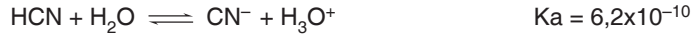
- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve II
D) II ve III E) I, II ve III

Çözüm:

Kuvvetli asitler saf suda %100 oranında iyonlaşırken, zayıf asitler saf suda %100 oranında iyonlaşamazlar. Bu nedenle aynı derişimdeki kuvvetli asitler daha fazla H^+ iyonu oluşturur. Asitlik kuvveti çözücüye göre değişir.

Cevap D**2.2. Farklandırma ve Düzeyleme Etkisi:**

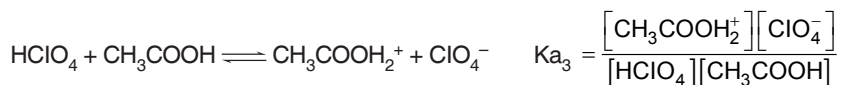
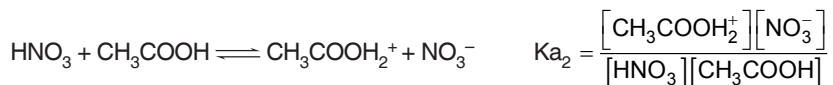
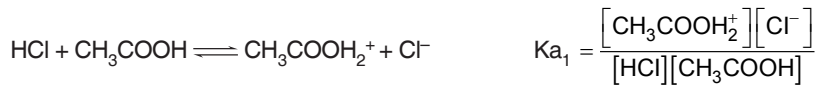
Tüm zayıf asitler H_3O^{+} dan daha zayıf olan asitlerdir ve suda %100 oranında iyonlaşamazlar. Bu asitler su içerisinde belirli bir oranda iyonlaşırlar. Her bir zayıf asitin iyonlaşma yüzdesi diğerinden farklıdır. Su içerisinde zayıf asitlerin asitlik kuvvetleri birbirinden farklıdır. Bu şekilde zayıf asitlerin su içerisinde farklı kuvvete sahip olmalarına suyun **farklandırma etkisi** denir. Suda çözülmüş HF, HCN, CH_3COOH gibi zayıf asitlerin asitlik kuvvetleri sıralaması K_a 'larına bakılarak yapılabilir.



K_a 'sı büyük olan asit daha fazla iyonlaşarak daha fazla H^+ iyonu oluşturabilir. Bu nedenle asitlik kuvvetleri: $HF > CH_3COOH > HCN$ şeklindedir.

Kuvvetli asitler suda tam olarak (%100) iyonlaşırlar. Bu durumda HCl, HNO_3 , $HClO_4$ gibi kuvvetli asitler suda aynı oranda (tam olarak) iyonlaşır ve su içerisinde asitlik kuvvetleri sıralanamaz. Hangisinin daha kuvvetli asit olduğu bilinemez. Su içerisinde %100 iyonlaşan tüm asitler aynı derecede kuvvetlidir. Bu etkiye suyun **düzeyleme etkisi** denir.

Bu asitlerin kuvvetlerinin sıralanması için su yerine başka bir çözücü kullanmak gerekir. Çözücü olarak asetik asit kullanıldığında HCl, HNO_3 ve $HClO_4$ tam olarak iyonlaşamaz ve zayıf asit gibi davranır. Bu durumda asitlik kuvvetleri kıyaslanabilir. Çözücü olarak kullanılan asetik asit farklandırma etkisi göstermiş olur. Hangi asitin daha kuvvetli olduğu ise iyonlaşma sabitleri karşılaştırılarak belirlenir.



Asetik asit içindeki denge sabitleri karşılaştırıldığında $Ka_3 > Ka_2 > Ka_1$ olduğu görülür. Bu durumda asitlik kuvvetleri $HClO_4 > HNO_3 > HCl$ şeklinde sıralanmaktadır.

- Asit ve bazların tepkimeye girerek asidik ve bazik özelliklerini tamamen veya kısmen kaybetmelerine nötrleşme denir. Arrhenius, Lowry–Bronsted, Çözücü sistemi ve Lewis asit baz tanımlarına göre Nötrleşme tepkimeleri aşağıdaki şekilde ifade edilir.

Arrhenius Tanımı:	Asit + Baz	→	Tuz + Su
Lowry–Bronsted Tanımı:	Asit1 + Baz 2	→	Asit 2 + Baz1
Çözücü Sistemi Tanımı:	Asit + Baz	→	Çözücü
Lewis Tanımı:	Asit + Baz	→	Tuz

3. Sert - Yumuşak Asit ve Bazlar

Asidik ve bazik özellikler yalnızca elektronik etkilerle açıklanamaz. Bu etkilere ek olarak Lewis asit–bazları sert ve yumuşak olmak üzere iki grupta toplanır.

- Yarıçapı küçük, yükü büyük katyonlar **sert asit** olarak; yarıçapı büyük, yükü küçük katyonlar ise **yumuşak asit** olarak sınıflandırılır.
- Yarıçapı küçük, yükü küçük anyonlar **sert baz olarak**; yarıçapı büyük yükü büyük anyonlar ise **yumuşak baz olarak** sınıflandırılır.

Not: Hem asitler de hem de bazlarda çap küçüldükçe ve elektron yoğunluğu azaldıkça sertlik artar, yumuşaklık azalır.

- 1A, 2A ve 3A grubu katyonları sert asitlerdir.
- d orbitallerinde elektron bulunmayan veya çok az elektron bulunan geçiş metali katyonları sert asitlerdir.
- d orbitalleri dolu veya doluya yakın olan geçiş metalleri yumuşak asitlerdir.
- Hacmi büyük, elektronu çok anyonlar yumuşak bazlardır.



Na⁺ ve Al³⁺ iyonları ile ilgili,

- Her ikisi de Lewis asidi olarak davranır.
 - Al³⁺ iyonunun yük/yarıçap oranı daha büyüktür.
 - Na⁺ iyonu daha sert bir asittir.
- yargılarından hangileri doğrudur? (₁₁Na, ₁₃Al)**

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve II
D) II ve III E) I, II ve III

Çözüm:

Katyonlar boş değerlik orbitallerine elektron alarak Lewis asidi olarak davranabilirler. Na⁺ ve Al³⁺ katyonları, baş grup elementi katyonları olduklarından sert asitler sınıfına girerler. Aynı periyotta yer alan sodiyumun yarıçapı, alüminyumdan daha büyüktür. Ayrıca Al üç elektron vererek çapını daha da küçültmüştür. Bu nedenle yükü büyük, çapı küçük olan Al³⁺ için yük/yarıçap oranı Na⁺ dan daha büyüktür. Asitlerde yük büyüdükçe ve çap küçüldükçe sertlik artar. Bu nedenle Al³⁺ daha sert bir asittir.

Cevap C



Sc³⁺, Mn²⁺ ve Cu⁺ geçiş metali katyonları ile ilgili,

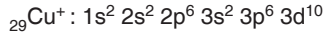
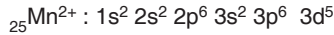
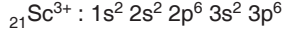
- I. Sc³⁺ iyonunun d orbitallerinde elektron bulunmaz.
- II. Mn²⁺ iyonu küresel simetri özelliği gösterir.
- III. En yumuşak asit Cu⁺ iyonudur.

yargılarından hangileri doğrudur? (₂₁Sc, ₂₅Mn, ₂₉Cu)

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve II
D) II ve III E) I, II ve III

Çözüm:

Verilen katyonların elektron dizilişleri şöyledir:



Sc³⁺ katyonunun d orbitallerinde elektron bulunmaz. Mn²⁺ katyonunun elektron dizilişi 3d⁵ ile bittiğine göre küresel simetri özelliği gösterir. Geçiş metali katyonlarının sertlik veya yumuşaklıkları karşılaştırılırken d orbitallerinde bulunan elektron sayılarına bakılır. Cu⁺ katyonunun d orbitalleri tam doludur. Bu nedenle yumuşak asittir. d orbitalleri boş olan Sc³⁺ sert asit, yarı dolu olan Mn²⁺ ise orta (ara) sertlikte bir asittir.

Cevap E



F⁻, Cl⁻, Br⁻ ve I⁻ bazları yumuşaktan sert doğru nasıl sıralanır? (₉F, ₁₇Cl, ₃₅Br, ₅₃I)

Çözüm:

Verilen anyonların yükleri eşittir. Anyon çapı büyüdükçe elektronlar daha rahat hareket eder, polarize olur ve yumuşak baz özelliği gösterir. İyon hacmi en büyük olan I⁻ en yumuşak baz, iyon hacmi en küçük olan F⁻ ise en sert bazdır. Bazların yumuşaktan sert doğru sıralaması;

I⁻ > Br⁻ > Cl⁻ > F⁻ şeklindedir.

Asit ve bazların sertlik ve yumuşaklıkları yük ve yarıçapları dışında π bağı ve indüktif etki gibi yapısal özelliklere de bağlıdır.

- 👉 **π bağı etkisi:** Yapıda bulunan π bağıının varlığı da sertlik ve yumuşaklığın üzerine etkisi vardır. Örneğin C ≡ N⁻ iyonu ve C ≡ O moleküllerinin yumuşak baz olmasının nedeni yapılarında bulunan π-bağlarıdır.
- 👉 **İndüktif etki:** Elektron yoğunluğunun azalması asit ve bazların sert özellik göstermesine yol açar. İndüktif olarak elektron çeken gruplar elektron yoğunluğunu azaltacağı için asit veya bazın sert karakter kazanmasına yol açar. Diğer taraftan indüktif olarak elektron sağlayan gruplar elektron yoğunluğunu artırır ve yumuşak karakterin artmasına yol açar.


BH₃ ve BF₃ asitleri ile ilgili;

- I. Flor atomları indüktif olarak elektron veren gruplardır.
- II. Her iki molekülde de merkez atom sp² hibritleşmesi yapmıştır.
- III. BH₃ bileşiği, BF₃'den daha sert bir asittir.

Yargılarından hangileri doğrudur? (₁H, ₅B, ₉F)

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve II
D) II ve III E) I, II ve III

Çözüm:

Flor elementi en elektronegatif atomdur. Bu nedenle bağlı olduğu atomlardan indüktif olarak elektron çeker. Her iki molekülde de bor atomu etrafında 3σ bağı vardır ve üzerinde elektron çifti yoktur. Bu nedenle bor atomları sp² hibritleşmesi yapmıştır.

BF₃'de bor üzerindeki elektronlar flor atomları tarafından çekilmektedir. Böylece bor atomu üzerindeki elektron yoğunluğu azalmakta, boş olan p orbitallerine elektron çiftini daha kolay kabul etmekte ve sert asit olarak davranmaktadır. BH₃'de ise hidrojen flor gibi elektronları çok çekemediği için bor üzerindeki elektron yoğunluğu BF₃'e göre daha fazladır. Bu nedenle, BH₃ yumuşak asit olarak davranır.

Cevap B

Önemli: Sert asitler, sert bazlarla kuvvetli bağlar oluşturur. Yumuşak asitler ise yumuşak bazlarla kuvvetli bağlar oluşturur. Yani sert asitler sert bazları, yumuşak asitler ise yumuşak bazları tercih eder.


NH₃ ve PH₃ bazları ile ilgili;

- I. Azot atomunun hacmi fosfordan daha büyüktür.
- II. NH₃ daha sert bir bazdır.
- III. Sert bir asit olan Cr³⁺ ile NH₃ daha kolay tepkime verir.

İfadelerinden hangileri doğrudur? (₇N, ₁₅P, ₁H)

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve II
D) II ve III E) I, II ve III

Çözüm:

5A grubunda yer alan atomlardan azot 2. periyot, fosfor ise 3. periyot elementidir. Fosfor atomu, azota göre daha büyüktür ve üzerinde bulunan elektron çifti daha çok dağılır (polarize olur). Yani PH₃ daha yumuşak bir bazdır. Sert asit olan Cr³⁺ ile sert baz olan NH₃ daha kolay tepkimeye girer.

Cevap D



6A grubu elementleri olan Oksijen, Kükürt, Selenyum ve Tellürün yumuşak asitlerle tepkimeye girme yatkınlıkları nasıl sıralanır? (₈O, ₁₆S, ₃₄Se, ₅₂Te)

Çözüm:

Verilen elementlerin hacimleri O < S < Se < Te şeklindedir. Yumuşak bazlık sıralaması da aynı şeklindedir. Yumuşak asitlerle yumuşak bazlar tepkimeye girmek ister. Bu nedenle en yumuşak baz olan Te, yumuşak asitlerle tepikme vermeye daha yatkındır. Sıralama Te > Se > S > O şeklindedir.



Yukarıda verilen tepkime kendiliğinden gerçekleşmektedir. Buna göre sertlik–yumuşaklık kavramı dikkate alındığında verilen tepkime ve bu tepkimede yer alan asit–bazlarla ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) Eterde $((\text{CH}_3)_2\text{O})$ bulunan oksijen atomunun hacmi, tiyoeterde $((\text{CH}_3)_2\text{S})$ bulunan kükürt atomunun hacminden daha küçüktür.
- B) $(\text{CH}_3)_2\text{O}$ bazı, $(\text{CH}_3)_2\text{S}$ bazından daha serttir.
- C) AlCl_3 sert asittir.
- D) $\text{S} - \text{Al}$ bağı, $\text{O} - \text{Al}$ bağından daha kuvvetlidir.
- E) Yer değiştirme tepkimesidir.

Çözüm:

Oksijen 2. periyot, kükürt ise 3. periyot elementidir. Oksijenin atom hacmi kükürttten daha küçüktür. Bu nedenle üzerindeki elektronu, kükürde göre daha çok çeker ve daha sert bazdır. Bu nedenle $(\text{CH}_3)_2\text{O}$: bazı, $(\text{CH}_3)_2\text{S}$: bazından daha serttir. Tepkimede $\text{S}-\text{Al}$ bağı kırılarak daha sağlam olan $\text{O}-\text{Al}$ bağı kendiliğinden oluşur. Sert asitler sert bazları tercih eder. AlCl_3 , sert baz olan oksijen ile daha sağlam bağ yaptığına göre AlCl_3 sert asittir. Verilen tepkime; bir Lewis asit baz tepkimesi olmasının yanı sıra bir yer değiştirme tepkimesidir.

Cevap D



BH_3 ve BF_3 bileşikler $(\text{CH}_3)_2\text{PNCI}_2$ ile katılma ürünü vermektedir. Bu katılma ürünlerinden birinde bor atomu azota, diğesinde bor atomu fosfora katılmaktadır.

Bu tepkimeler sert ve yumuşak kavramları ile nasıl açıklanır?

Çözüm:

Lewis Asitleri:

BF_3 : Flor elektron çektiği için sert asit

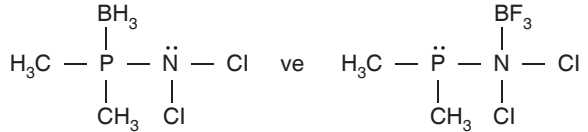
BH_3 : H elektron çekmediği için yumuşak asit

Lewis Bazları:

$\text{H}_3\text{C} - \text{P}(\text{CH}_3) - \text{N}(\text{Cl})_2$ Fosforun hacmi azottan daha büyüktür. Fosfor atomu yumuşak baz, azot atomu sert bazdır.

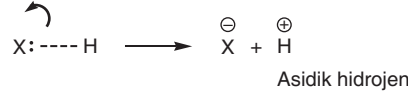
Sert asit olan BF_3 , sert baz olan azotu tercih eder.

Yumuşak asit olan BH_3 , yumuşak baz olan fosforu tercih eder. Bu durumda aşağıdaki katılma ürünleri oluşur.



4. Molekül Yapısı ve Asitlik-Bazlık Kuvveti İlişkisi

Hidrojen atomunun asidik özellik gösterebilmesi için, bağ elektronlarını bırakarak molekülden H^+ şeklinde ayrılması gerekir. Bu nedenle bir molekül, protonu (H^+) ne kadar kolay verebiliyorsa o kadar kuvvetli asittir.



4.1. Ametal Hidrürlerin Asitliği

Hidrojen atomu, H^+ şeklinde molekülden uzaklaşabilirse bileşik asidik özellik gösterir. Ametal hidrürlerin asitliğini etkileyen başlıca iki etken vardır. Bunlardan birincisi ametalin elektronegatifliği, diğeri ise ametal atomunun büyüklüğüdür. Ametalin elektronegatifliği arttığında bağ elektronlarını kendine doğru daha kuvvetli çeker ve hidrojenin elektronlarını bırakarak H^+ şeklinde ayrılması kolaylaşır. Ametal atomunun büyüklüğü arttığında ise hidrojen ile ametal arasındaki bağ zayıflar ve H^+ 'nın ayrılması kolaylaşır.

- 🔗 Aynı periyotta bulunan elementlerin hidrürlerinin asitlikleri karşılaştırılırken elektronegatiflik sıralamasına bakılır. Aynı periyotta soldan sağa doğru elektronegatiflik artar. Elektronegatifliği yüksek olan elementler, elektronları hidrojen kendine doğru daha çok çektiği için hidrojen kolaylıkla proton(H^+) şeklinde açığa çıkar. İkinci periyot elementleri olan azot, oksijen ve florun elektronegatiflik sıralaması $F > O > N$ şeklindedir. Buna paralel olarak asitlik kuvveti sıralaması da: $HF > H_2O > NH_3$ şeklinde olur. Benzer şekilde üçüncü periyotta bulunan; fosfor, kükürt ve klorun elektronegatifliği $Cl > S > P$ 'dur. Asitlik kuvveti ise, $HCl > H_2S > PH_3$ sıralamasını izler.

asitlik artar
→

5A	6A	7A
NH_3	H_2O	HF
PH_3	H_2S	HCl
AsH_3	H_2Se	HBr
	H_2Te	HI

- 🔗 Aynı grupta bulunan ametallerin büyüklüğü (atom hacmi) arttıkça hidrürlerinin asitlik kuvveti artar. Aynı grupta yukarıdan aşağı doğru ametal atomlarının katman sayısı arttığından hacmi de önemli ölçüde artar. Buna bağlı olarak da hidrojeni kolaylıkla vererek asidik özellik gösterirler. 7A grubu elementi hidrürlerinin hacimleri sıralaması $I > Br > Cl > F$ olduğu için asitlik kuvveti; $HI > HBr > HCl > HF$ şeklindedir.

Benzer sıralama 6A, 5A ve 4A grubu içinde geçerlidir.

6A ametal hidrürlerinin asitlik sıralaması: $H_2O < H_2S < H_2Se < H_2Te$

5A ametal hidrürlerinin asitlik sıralaması: $NH_3 < PH_3 < AsH_3$

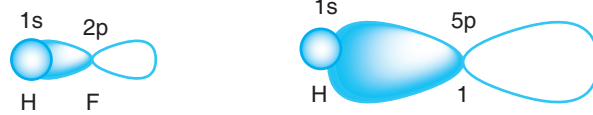
4A ametal hidrürlerinin asitlik sıralaması: $CH_4 < SiH_4 < GeH_4$

4A	5A	6A	7A
CH_4	NH_3	H_2O	HF
SiH_4	PH_3	H_2S	HCl
GeH_4	AsH_3	H_2Se	HBr
		H_2Te	HI

asitlik artar
↓

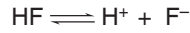
Flor bulunduğu grupta en elektronegatif atom olmasına rağmen hidrürü olan HF bulunduğu grupta ki en zayıf asittir. Burada elektronegatiflikten ziyade merkez atomun büyüklüğü önemlidir. Atom büyüklüğünün etkisi, elektronegatiflik etkisine göre daha baskındır.

HF'de hidrojene ait 1s orbitali ile florun ait 2p orbitali örtüşür. HI'de ise hidrojenin 1s orbitali ile iyota ait 5p orbitali örtüşmektedir. Hacim olarak birbirine yakın orbital örtüşmeleri (örtüşme integralleri fazla olduğundan) daha kuvvetli bağları oluşturur. Bu nedenle H-F bağı, H-I bağından daha kuvvetlidir.

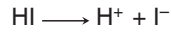


Bu durumda merkez atomu büyük olan HI'nın proton vermesi, merkez atomu küçük olan HF'nin proton vermesinden daha kolaydır. HF zayıf asit, HI ise kuvvetli asittir.

Bir molekülden proton (H^+) ayrıldıktan sonra kalan anyon ne kadar kararlı ise o kadar kuvvetli bir asittir. HI'nın HF'den daha asidik olması bu özellikle de açıklanabilir.



F^- anyonunda elektronlar çok küçük bir hacime sıkışmıştır ve kararsız bir yapıdır. Tekrar proton alarak HF'e dönüşebilir. Tersinir bir tepkime olduğu için HF zayıf asittir.



I^- anyonunda elektronlar çok rahat polarize olur (dağılır) ve kararlı bir anyondur. Tekrar bir proton alarak HI oluşturmak istemez. Tek yönlü bir tepkimedir ve HI kuvvetli bir asittir.



25°C'de su, hidrojen sülfür ve hidrojen selenür için iyonlaşma sabitleri verilmiştir.

H_2O için K_a : $1,0 \times 10^{-14}$

H_2S için K_{a1} : $1,0 \times 10^{-7}$

H_2Se için K_{a1} : $1,3 \times 10^{-4}$ tür.

Buna göre verilen bileşikler ile ilgili,

- Asitlik kuvvetlerinin sıralaması $H_2Se > H_2S > H_2O$ şeklindedir.
- pK_a larının sıralaması $H_2Se > H_2S > H_2O$ şeklindedir.
- Birer hidrojen verdikten sonra kalan anyonların kararlılık sıralaması $HSe^- > HS^- > HO^-$ şeklindedir.

İfadelerinden hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve III
D) II ve III E) I, II ve III

Çözüm:

Asitlik sabiti K_a büyüdükçe asit daha fazla iyonlaşır, daha kuvvetli asittir. Bu nedenle, K_a 'ların sıralaması asitlik kuvvetlerinin sıralamasını verir. Asitlik kuvvetleri $H_2Se > H_2S > H_2O$ şeklindedir.

K_a ile pK_a ters orantılıdır. pK_a 'larının sıralaması,

$H_2O > H_2S > H_2Se$ şeklindedir. Kuvvetli asitlerin anyonları (eşlenik bazları) daha zayıf bazdır ve daha karardır. Bu nedenle en kuvvetli asitin anyonu HSe^- en kararlı, en zayıf asitin anyonu OH^- en kararsızdır. Anyonların kararlılık sıralaması;

$HSe^- > HS^- > HO^-$ şeklindedir.

Cevap C

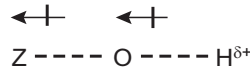
4.2. Oksiasitler

Elektronegatif bir atomda okso (=O) ve hidroksil (–OH) grubu bulunan asitlere oksiasitler denir. Oksiasitler;

$Z-O-H$ veya $O=Z-O-H$ benzeri yapıdaki bileşiklerdir. $(HO)_mZO_n$ genel formülü ile gösterilirler.

Z, elektronegatifliği yüksek bir ametaldir. Oksijene bağlı hidrojen asit karakterlidir ve H^+ şeklinde verilebilir. Oksijen atomunun hacmi tüm bileşiklerde yaklaşık olarak aynı olduğu için oksiasitin kuvveti doğrudan Z ametalinin elektronegatifliğine bağlıdır.

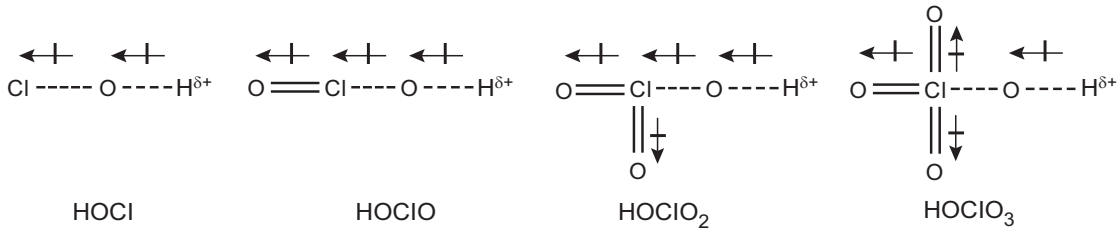
- 🔗 Z'nin elektronegatifliği arttıkça asitlik kuvveti de artar. Elektronegatif atom H–O bağı elektronlarını kendine doğru daha fazla çekeceğinden H–O bağı zayıflar ve hidrojen daha kolay iyonlaşır.



Elektronegatiflik sıralaması $I (2,5) < Br (2,8) < Cl (3,0)$ olan halojenlerin oksiasitlerinin (oksijen sayısı eşit ise) asitlik kuvveti şöyledir:



- 🔗 Z atomuna bağlı olan oksijenlerin sayısı arttıkça asitlik kuvveti artar. Z'ye bağlı oksijen atomları da elektronegatif atomlardır. O–H bağlarındaki elektronları çekerek protonun kopmasını kolaylaştırırlar.



Asitlik kuvveti sıralaması: $HOCl < HOClO < HOClO_2 < HOClO_3$

	HOCl	HOClO	HOClO ₂	HOClO ₃
Yükseltgenme Basamağı	+1	+3	+5	+7
Formal Yük	0	+1	+2	+3
n Sayısı	0	1	2	3

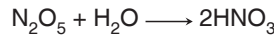
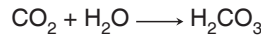
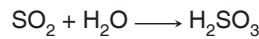
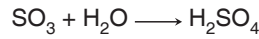
Özel durum: Oksiasitteki toplam oksijen sayısı her zaman doğru asitlik sıralamasını vermeyebilir. $(HO)_mZO_n$ genel formülündeki bir oksoasitte OH sayısının asidik kuvveti üzerine pek bir etkisi yoktur. Asitlik kuvvetini belirleyen Z atomuna bağlı hidrojen içermeyen oksijen atomlarıdır. Örneğin H_3PO_2 , H_3PO_3 ve H_3PO_4 oksiasitlerinin hepsi de zayıf asittir ve asitlik kuvvetleri yaklaşık olarak aynıdır. Lewis yapılarına bakılarak bu durum açıklanabilir.

	H_3PO_2	H_3PO_3	H_3PO_4
Lewis yapısı	$\begin{array}{c} :\ddot{O}: \\ \\ H\ddot{O}-P^+-H \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} :\ddot{O}: \\ \\ H\ddot{O}-P^+-\ddot{O}H \\ \\ H \end{array}$	$\begin{array}{c} :\ddot{O}: \\ \\ H\ddot{O}-P^+-\ddot{O}H \\ \\ :\ddot{O}H \end{array}$
P'a bağlı hidrojen içermeyen oksijen sayısı	1	1	1
P'un formal yükü	1+	1+	1+
P'un yükseltgenme basamağı	1+	3+	5+

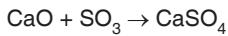
Her üç yapıda da merkez atom olan fosforu birer tane hidrojen içermeyen oksijen atomu bağlıdır. Bu nedenle asitlik kuvvetleri yaklaşık olarak aynıdır. Tablodan da görülebileceği gibi bu durum fosfor atomlarının formal yüklerinin aynı olmasıyla da açıklanabilir. Yükseltgenme basamakları ise her zaman doğru sonuç vermeyebilir.

4.3. Ametal Oksitlerin Asitliği

Ametal oksitlere susuz asit anlamına gelen **asit anhidrit** de denir. Ametallerin oksijenle zengin bileşiklerinin sulu çözeltileri asidik özellik gösterir.



Yukarıdaki tepkimelerde görüldüğü gibi, ametal oksitler su ile birleşerek oksiasitleri meydana getirirler. Bu reaksiyonlarda SO_3 , SO_2 , CO_2 ve N_2O_5 Lewis asiti, H_2O ise Lewis bazı olarak davranmaktadır.



Yukarıda verilen tepkimesiyle ilgili;

- I. Asit – baz tepkimesidir.
- II. CaO Lewis asitidir.
- III. SO_3 Lewis bazıdır.

yargılarından hangileri yanlıştır?

- A) Yalnız I
- B) II ve III
- C) I ve II
- D) I ve III
- E) I, II ve III

Çözüm:

CaO Lewis bazı, SO_3 ise Lewis asitidir. Bu nedenle tepkime bir asit-baz tepkimesidir.

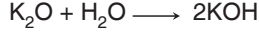
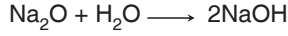
Cevap B

4.4. Metal Oksitlerin Bazlığı

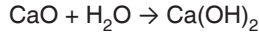
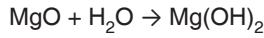
Genellikle metallerin oksijenli bileşikleri suda çözüldüğünde bazik özellik gösterir. Bazik oksitlerin suyla reaksiyonundan bazlar meydana gelir.

Periyodik cetvelde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe metalik karakter artar, ametalik karakter azalır. Metal oksitleri bazik karakterlidir ve metalik özelliğin arttığı yönde bazlık kuvvetleri de artar.

- Alkali metal (1A) oksitlerin hepsi sulu çözeltilerinde kuvvetli baz özelliği gösterir. Suda oluşan bazlar tam olarak iyonlaştığı için bazlık kuvvetleri kıyaslanamaz. Bunun nedeni, suyun düzeyeleme (seviyeleme) etkisidir.



- Toprak alkali metallerin (2A) oksitlerinden berilyum oksit (BeO) amfoter özellik gösterirken magnezyum oksit (MgO), kalsiyum oksit (CaO), stronsiyum oksit (SrO) ve baryum oksit (BaO) baziktir. Katyon yükleri aynı olmasına rağmen BeO'nin özelliğinin farklı olmasının nedeni berilyum atomunun yarıçapının diğerlerine göre daha küçük olmasıdır. Bu da kovalent karakter özelliğini artırır. Kovalent karakterin artması da asitliğin artması, bazlığın azalması anlamına gelmektedir.



- Toprak metallerinden (3A grubu) borun oluşturduğu B_2O_3 asit, alüminyumun oluşturduğu Al_2O_3 ise amfoter ve Ga_2O_3 bazdır.

3A grubu oksitleri		↓ bazlık artar
B_2O_3	Asidik	
Al_2O_3	Amfoter	
Ga_2O_3	Baz	



Al_2O_3 bileşiği ile ilgili;

- Amfoter oksittir.
- NaOH 'ın sulu çözeltisi ile tepkime vermez.
- Suda çok iyi çözünür.
- HCl 'nin sulu çözeltisiyle tepkime verir.

yargılarından hangileri yanlıştır?

- A) II ve III B) I ve III C) I, II ve III
D) II, III ve IV E) II ve IV

Çözüm:

Amfoter bir metal olan alüminyumun oksiti de amfoter özellik gösterir. Bu nedenle su ile tepkimeye girmez ve suda çözünmez. Ancak asit ve bazlarla tepkime verir.

Cevap A

4.5. Hidroksitler

- Periyodik cetvelde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe elementlerin hidroksitli bileşiklerinin genelde bazlık kuvveti artar. Çünkü elementlerin atom hacimleri büyür, OH^- iyonunun bağlanma gücü azalır.



- Aynı periyotta yer alan elementlerin oluşturdukları hidroksitli bileşiklerinde, soldan sağa doğru gidildikçe bazlık kuvveti genellikle azalır. Çünkü aynı periyotta soldan sağa doğru gidildikçe hacim küçülür, kovalent karakter artar OH^- iyonunun ayrılması zorlaşır.



4.6. Organik Asitler

Organik bileşiklerin asitliklerini etkileyen başlıca iki faktör vardır.

- ↳ İndüktif etki
- ↳ Rezonans (Mezomerik) etki

İndüktif etki protonun ayrılma kolaylığını, rezonans etki ise proton ayrıldıktan sonra kalan anyonun kararlı olup olmadığını belirler.

a. İndüktif etki:

İndüktif etki, atom veya grupların bağ eksenini boyunca elektronları kendine doğru çekmesi sonucu ortaya çıkar. Örneğin 2-kloroasetik asit bileşiğinde klor elektronegatifliği yüksek (elektron çekici) bir atom olduğundan C-Cl bağ elektronlarını kendine doğru çeker ve karbon atomunun elektron yoğunluğu azalır, kısmen pozitif yük kazanır. Karbon atomu bu elektron eksikliğini gidermek için komşusunda bulunan elektronları daha çok kendine çeker ve -COOH grubundaki karbon atomunun kısmi pozitif yükünü artırır. Daha yüksek oranda kısmi pozitif yük kazanan hidrojen atomu oksijen atomundan daha kolay kopar. Birbirini izleyen atomlarda giderek zayıflayan bu etkiye **indüktif etki** denir.

- ↳ -F, -Cl, -Br, -CF₃, C=O, -NO₂, -SO₃H gibi gruplar bağlı oldukları karbon atomlarından indüktif olarak elektron çekerek asitlik kuvvetini artırır. -CH₃, -C₂H₅ gibi alkil grupları ise indüktif olarak elektron vererek asitlik kuvvetini azaltırlar.



- I. CH₃COOH
- II. ClCH₂COOH
- III. Cl₂CHCOOH
- IV. Cl₃COOH

Yukarıda verilen asetik asit ve türevlerinin asitlik kuvvetlerinin sıralaması nasıldır?

- A) I > II > III > IV B) I > IV > III > II
C) IV > III > II > I D) IV > III > I > II
E) II > III > IV > I

Çözüm:

Klor elektronegatif bir atomdur. İndüktif olarak elektron çekerek protonun ayrılmasını kolaylaştırır ve asitliği artırır. Klor atomunun sayısının artması asitliği daha da artırır. Asitlik sıralaması, IV > III > II > I olur.

Cevap C



- I. CH₃COOH
- II. CH₃CH₂COOH
- III. ClCH₂COOH
- IV. FCH₂COOH

Yukarıda verilen bileşiklerin asitlik kuvvetlerinin sıralaması nasıldır?

- A) IV > III > II > I B) I > II > III > IV
C) III > IV > II > I D) IV > III > I > II
E) II > III > IV > I

Çözüm:

Verilen organik bileşikler

H - CH₂COOH

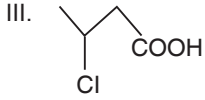
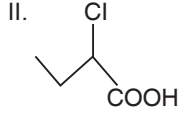
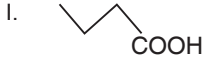
CH₃ - CH₂COOH

Cl - CH₂COOH

F - CH₂COOH şeklinde gösterilebilir.

CH₃ indüktif olarak elektron sağlar ve asitliği azaltır. Cl ve F ise indüktif olarak elektron çeker ve asitliği artırır. Flor, klor-dan daha elektronegatifdir ve asitliği daha çok artırır. Asitlik sıralaması, IV > III > I > II'dir.

Cevap D



Çözüm:

Elektronegatif klor atomu $-\text{COOH}$ 'a yakın olduğunda indüktif etki ile daha fazla elektron çeker ve asitliği artırır. Klor COOH 'dan uzaklaştıkça etkisi de azalır. Asitlik sıralaması $\text{II} > \text{III} > \text{IV} > \text{I}$ ' dir.

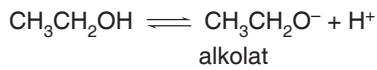
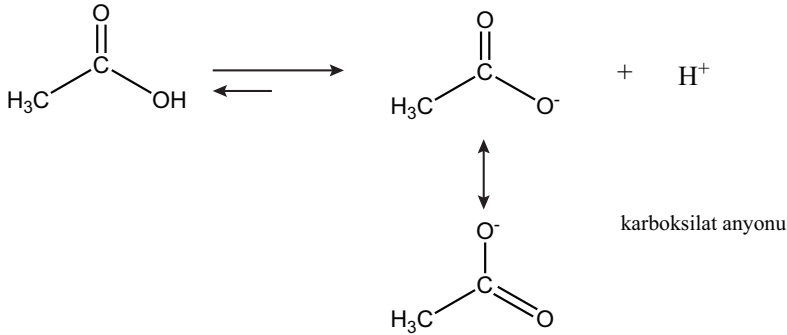
Cevap E

Yukarıda verilen bileşiklerinin asitlik kuvvetlerini sıralaması nasıldır?

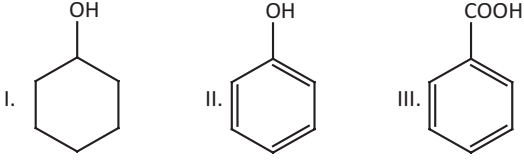
- A) $\text{IV} > \text{III} > \text{I} > \text{II}$ B) $\text{I} > \text{II} > \text{III} > \text{IV}$
 C) $\text{I} > \text{IV} > \text{III} > \text{II}$ D) $\text{IV} > \text{III} > \text{II} > \text{I}$
 E) $\text{II} > \text{III} > \text{IV} > \text{I}$

b. Rezonans (Mezomerik) etki:

Rezonans bir molekülün veya iyonun birden fazla Lewis nokta yapısı ile gösterilmesidir. Organik asitlerin kuvvetlerinin indüktif etki dışında bir diğer açıklaması rezonans etkidir. Hidrojen verdikten sonra geride kalan anyon rezonans ile kararlı hale geliyorsa asitlik kuvveti fazladır.



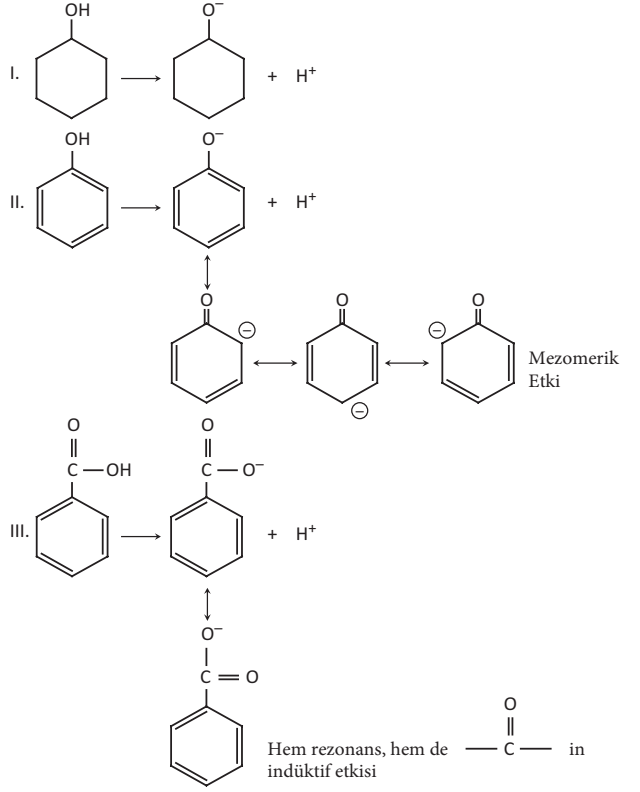
Karboksilat anyonu rezonans ile kararlı hale gelmiştir. Negatif yük iki oksijen atomu arasında paylaşılmış durumdadır. Eşlenik baz bu şekilde kararlı olduğu için denge sağa kaymış durumdadır. Ancak alkolat anyonu rezonans etki olmadığı için o kadar kararlı değildir.



Yukarıdaki bileşiklerin asitlik kuvvetlerinin sıralaması nasıldır?

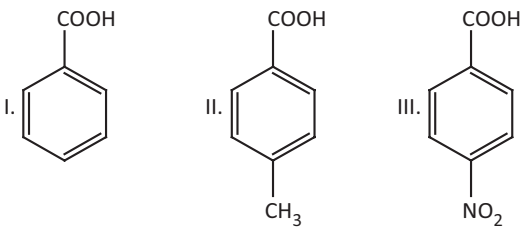
- A) I > II > III B) I > III > II C) III > II > I
D) III > I > II E) II > I > III

Çözüm:



Asitlik sıralaması III > II > I'dir.

Cevap C



Yukarıdaki bileşiklerin asitlik kuvvetlerinin sıralaması nasıldır?

- A) I > III > II B) I > II > III C) II > I > III
D) III > I > II E) III > II > I

Çözüm:

– NO_2 grubu indüktif olarak elektron çeker, CH_3 ise indüktif olarak elektron sağlar. Bu nedenle – NO_2 asitliği artırırken CH_3 azaltır.

Asitlik sıralaması III > I > II'dir.

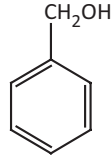
Cevap D



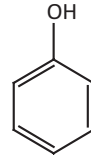
Aşağıdaki bileşiklerin asitlik derecesine göre büyükten küçüğe doğru sıralanışı hangisinde doğru olarak verilmiştir?

- A) Benzil alkol > benzoik asit > fenol
- B) Fenol > benzoik asit > benzil alkol
- C) Fenol > benzil alkol > benzoik asit
- D) Benzoik asit > benzil alkol > fenol
- E) Benzoik asit > fenol > benzil alkol

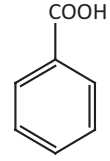
Çözüm:



Benzil alkol



Fenol

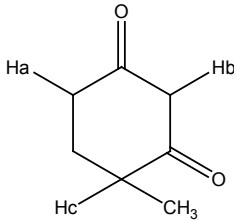


Benzoik asit

Benzoik asit diğerlerinden daha asidiktir. Hidrojen ayrıldıktan sonra rezonans ile çok kararlı hale gelen karboksilat anyonu oluşturur. Fenolde de hidrojen ayrıldıktan sonra rezonans yapılar yazılabilir. Ancak bu rezonans yapılar aromatiklik bozulduğu için kararlılık çok fazla artmamıştır. Benzil alkolde ise hidrojen ayrıldıktan sonra oluşan alkolat rezonansla kararlı hale gelemmez.

Asitlik sıralaması, benzoikasit > fenol > benzil alkol şeklindedir.

Cevap E



Formülü verilen bileşikte Ha, Hb ve Hc olarak işaretlenmiş protonların asitliklerinin sıralaması aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

- A) Ha > Hb > Hc
- B) Ha > Hc > Hb
- C) Hb > Ha > Hc
- D) Hb > Hc > Ha
- E) Hc > Hb > Ha

Çözüm:

Karbonile (C = O) komşu olan karbonlarda (α - karbonları) bulunan hidrojenler asidik özellik gösterir. Çünkü karbonil grubu hem indüktif olarak elektron çeker, hem de hidrojen ayrıldıktan sonra kalan anyonu rezonansla kararlı hale getirir. Hb iki karbonile komşu olduğundan en asidik olan protonudur. Hc'nin bağlı olduğu karbondaki $-CH_3$ grubu elektron sağladığı için asitliğini Ha'ya göre azaltmıştır.

Sıralama Hb > Ha > Hc

Cevap C

4.7. Aminlerin Bazlığı

Amonyakın bazlığı yapısında bulunan ortaklaşmamış elektron çiftinden ileri gelir. Bu elektronları kolayca vererek Lewis bazı olarak davranır.

Amonyak molekülünde, elektron çiftlerinin verilmesindeki kolaylık azot atomuna bağlı gruplara göre değişir. Azot üzerindeki elektron çiftini çeken gruplar bu elektronların verilmesini zorlaştırdığı için bazlığı azaltır.

NH_3 ve NF_3 'ün bazlıkları kıyaslandığında sulu ortamda NH_3 'ün baz özelliği NF_3 'in baz özelliğinden fazla olduğunu görülür. Elektron çekici flor atomları hidrojen atomlarının yerini aldığı azot atomu üzerindeki elektron yoğunluğu azalır. Buda bazlık karakterinin azalmasına sebep olur. Sonuçta NH_3 molekülündeki azot atomu üzerinde elektron yoğunluğu NF_3 molekülüne göre daha fazla olduğundan ortaklanmamış elektron çiftini daha kolay verir, daha kuvvetli baz özelliği gösterir.

- Amonyak molekülünde hidrojenin yerine geçen gruplar hidrojenden daha çok azot atomuna elektron verici atom ya da grup olursa bazik özelliği artar. Örneğin hidrojenden daha çok elektron verici grup olan alkil grupları bağlanırsa bazlık kuvveti artar.

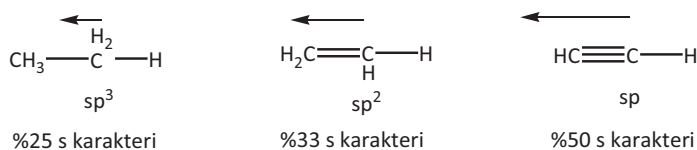
Amin bileşikler	pK_b
NH_3	4,74
NH_2OH	7,97
NH_2NH_2	5,77
CH_3NH_2	3,36
$(\text{CH}_3)_2\text{NH}$	3,29
$(\text{CH}_3)_3\text{N}$	4,28

Not: $(\text{CH}_3)_3\text{N}$ beklendiği gibi $(\text{CH}_3)_2\text{NH}$ dan daha kuvvetli değildir. Üç metil grubunun azota bağlanması sonucunda sterik bir engel oluşur. Bu azot üzerindeki elektron çiftlerinin verilmesini zorlaştırır ve bazik kuvvet beklenenden daha az olur.

4.8. Hibritleşmenin Asitlik–Bazlık Üzerine Etkisi

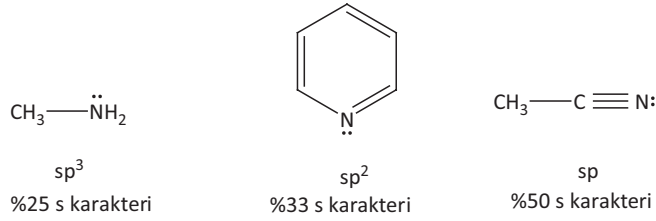
Asidik hidrojenin bağlı olduğu atomdaki hibritleşme türü asitlik kuvvetini etkiler. Bir hibrit orbitaldeki s karakteri (s orbitalinin yüzdesi) arttıkça o atomun elektronegatifliği artar. Çünkü s orbitalleri çekirdeğe diğer orbitallerden daha fazla yaklaşabilir ve buradaki elektronlar çekirdek tarafından daha fazla çekilir. Bağ elektronları daha fazla çekilen hidrojen atomu daha kolay ayrılır ve asitlik kuvveti artar.

Etan, etilen ve asetilen moleküllerinin asitlik sıralaması hibritleşme ile açıklanabilir. Karbon atomları etanda (C_2H_6) sp^3 , etilende (C_2H_4) sp^2 ve asetilende (C_2H_2) sp hibritleşmesi yapmıştır. Bu hibrit orbitallerdeki s karakteri; sp^3 de % 25, sp^2 de % 33, sp de % 50 dir.

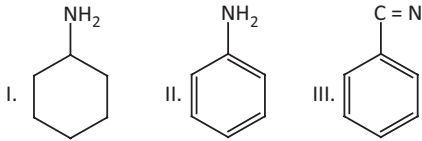


Asetilen s karakterinin en fazla olduğu, sp hibritleşmesine sahiptir. Bu da asetilendeki hidrojen üzerinde en yüksek kısmi pozitif yük meydana geldiğini gösterir. Bu durumda, asitlik sırası $\text{C}_2\text{H}_2 > \text{C}_2\text{H}_4 > \text{C}_2\text{H}_6$ şeklinde olmalıdır.

Benzer şekilde bazlık kuvvetleri kıyaslanırken hibritleşmenin s karakteri oranına bakılabilir. Asitliğin tersine s karakteri arttıkça bazlık azalır. Metilamin, piridin ve asetonitril bileşiklerinin bazik kuvvetleri azot atomlarının yaptığı hibritleşme türü ile açıklanabilir.



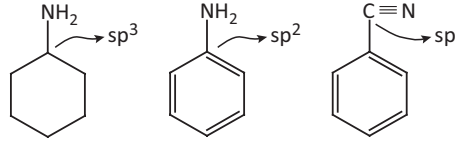
Azot atomları metil aminde (CH_3NH_2) sp^3 hibritleşmesi (s karakteri % 25), piridinde ($\text{C}_5\text{H}_5\text{N}$) sp^2 hibritleşmesi (s karakteri % 33) ve asetonyitrilde (CH_3CN) ise sp hibritleşmesi (karakter % 50) yapmıştır. Elektronegatifliği en yüksek olan Asetonyitrildeki (CH_3CN) azot atomudur. Üzerindeki elektron çiftini diğer azotlara göre daha fazla çeker. Bu nedenle bu elektronları vermesi zorlaşır ve bazlık kuvveti azalır. Bu üç bileşiğin bazlık sıralaması asetonyitril < piridin < metilamin şeklindedir.



Yukarıda verilen bileşiklerin bazlık kuvvetlerinin sıralaması nasıldır?

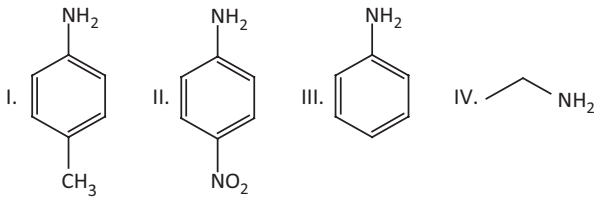
- A) I > II > III B) I > III > II C) III > II > I
D) III > I > II E) II > III > I

Çözüm:



s karakteri $\text{sp} > \text{sp}^2 > \text{sp}^3$ yönünde artar. s karakteri arttıkça bazlık azalır. Bazlık kuvvet sıralaması I > II > III şeklindedir.

Cevap A



Yukarıda verilen bileşiklerin bazlık kuvvetlerinin sıralaması nasıldır?

- A) I > II > III > IV B) I > III > II > IV
C) IV > I > III > II D) IV > III > II > I
E) II > III > I > IV

Çözüm:

Alifatik amin olan etilamin en kuvvetli bazdır. Çünkü N sp^3 hibritleşmesi yapan bir karbona bağlıdır. $-\text{NO}_2$ grubu elektron çekerek bazlık kuvvetini azaltırken, $-\text{CH}_3$ grubu elektron sağlayarak bazlık kuvvetini artırır. Sıralama IV > I > III > II'dir.

Cevap C

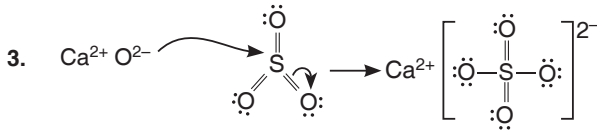
Konu Kavrama Testleri

1. Aşağıda verilen maddelerden hangisi Arrhenius'a göre asit özelliği gösterir?

A) C_2H_5OH B) $SnCl_2$ C) CH_3NH_2
D) $HCOOH$ E) BeH_2

2. Aşağıdaki kimyasal türlerden hangisi Lewis bazı olarak davranır?

A) SO_3 B) PCl_3 C) PCl_5
D) BH_3 E) Cr^{3+}



Yukarıda verilen tepkime ile ilgili,

- I. Asit – baz tepkimesidir.
II. O^{2-} iyonu baz olarak davranmıştır.
III. SO_3 molekülü katlı bağları sayesinde asit olarak davranmıştır.

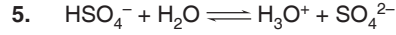
yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I, II ve III

4. Hipoklorik asit ($HOCl$) sıvı HI içerisinde,
 $HI + HOCl \rightleftharpoons H_2OCl^+ + I^-$
tepkimesine göre çözünür. Buna göre,
I. $HOCl$ baz olarak davranmıştır.
II. HI , $HOCl$ 'den daha kuvvetli asittir.
III. Çözücünün karakteristik katyonu artmıştır.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) II ve III



Yukarıdaki tepkimede asit olarak davranan türler aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

A) HSO_4^- , H_2O
B) HSO_4^- , H_3O^+
C) HSO_4^- , SO_4^{2-}
D) H_2O , H_3O^+
E) H_2O , SO_4^{2-}

6. I. $CO_2 + MgO \rightarrow MgCO_3$
II. $NH_3 + H_2SO_4 \rightarrow (NH_4)_2SO_4$
III. $HS^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + S^{2-}$

Yukarıda verilen tepkimelerden hangileri asit – baz tepkimesidir?

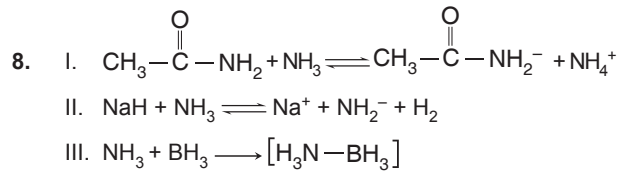
A) Yalnız I B) Yalnız III C) I ve II
D) II ve III E) I, II ve III

7. Hidrojen florür (HF) ile ilgili;

- I. Kuvvetli bir asittir.
II. Cama etki eder ve aşındırır.
III. Sıvı halde molekülleri arasında hidrojen bağı bulunur.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız II B) Yalnız III C) I ve II
D) II ve III E) I, II ve III



Yukarıda verilen tepkimelerden hangilerinde amonyak (NH_3) baz olarak davranmıştır?

A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve III E) II ve III

9. Asitlik kuvvetleri ile ilgili,

- I. $\text{HBr} > \text{HCl}$
 II. $\text{HBrO}_4 > \text{HBrO}_3$
 III. $\text{H}_2\text{O} > \text{H}_2\text{S}$

verilen karşılaştırmalardan hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
 D) I ve II E) I, II ve III

10. I. HClO_2

- II. HBrO_2
 III. HIO_2

Yukarıdaki bileşiklerin aynı koşullarda eşit derişimli sulu çözeltilerinin asitlik kuvvetleri büyükten küçüğe doğru nasıl sıralanır?

- A) $\text{I} > \text{II} > \text{III}$
 B) $\text{I} > \text{III} > \text{II}$
 C) $\text{III} > \text{II} > \text{I}$
 D) $\text{III} > \text{I} > \text{II}$
 E) $\text{II} > \text{I} > \text{III}$

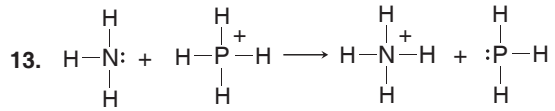
11. HClO , HBrO ve HIO asitlerinin konjuge bazları ClO^- , BrO^- ve IO^- 'dir.

Asitlerinin kuvveti arttıkça konjuge bazının kuvveti azaldığına göre ClO^- , BrO^- ve IO^- 'nin bazlık kuvvetlerinin sıralaması nasıldır?

- A) $\text{ClO}^- > \text{BrO}^- > \text{IO}^-$
 B) $\text{ClO}^- > \text{IO}^- > \text{BrO}^-$
 C) $\text{IO}^- > \text{BrO}^- > \text{ClO}^-$
 D) $\text{IO}^- > \text{ClO}^- > \text{BrO}^-$
 E) $\text{BrO}^- > \text{ClO}^- > \text{IO}^-$

12. Aşağıdaki bileşiklerden hangisi diğerlerinden daha kuvvetli asit özelliği gösterir? (${}_{7}\text{N}$, ${}_{8}\text{O}$, ${}_{16}\text{O}$, ${}_{34}\text{Se}$, ${}_{52}\text{Te}$)

- A) H_2O B) H_2S C) H_2Se
 D) H_2Te E) NH_3



Yukarıdaki tepkime kendiliğinden gerçekleştiğine göre,

- I. H^+ sert asittir.
 II. PH_3 , NH_3 'ten daha sert bazdır.
 III. Lewis asit – baz tepkimesidir.

yargılarından hangileri doğrudur? (${}_{7}\text{N}$, ${}_{15}\text{P}$)

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve III
 D) II ve III E) I, II ve III

14. Aşağıdaki ifadelerden hangisi hem asit hem de baz davranışı gösterebilen maddeleri tanımlamakta kullanılır?

- A) Konjuge
 B) Aprotik
 C) Amfiprotik
 D) Kuvvetli asit
 E) Monoprotik

15. Hidrür (H^-) iyonu hidroksit iyonundan (OH^-) daha kuvvetli bir baz olduğuna göre, hidrür iyonu ile suyun tepkimesi sonucunda açığa çıkan ürün aşağıdakilerden hangisidir?

- A) H_2O_2
 B) $\text{H}^+ + \text{H}_2\text{O}_2$
 C) H_3O^+
 D) $\text{OH}^- + \text{H}_2$
 E) $\text{OH}^- + \text{H}_2\text{O}$

16. Aşağıda bazı bazların iyonlaşma sabitleri verilmiştir.

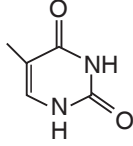
Buna göre bu bazlardan hangisinin konjuge asiti en zayıftır?

	Baz	K_b
A)	NH_3	$1,8 \cdot 10^{-5}$
B)	NaNO_2	$1,4 \cdot 10^{-11}$
C)	NH_2NH_2	$8,5 \cdot 10^{-7}$
D)	NH_2OH	$9,1 \cdot 10^{-9}$
E)	$\text{C}_6\text{H}_5\text{NH}_2$	$7,4 \cdot 10^{-10}$

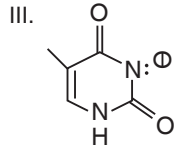
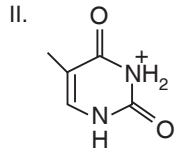
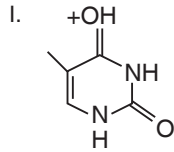
17. Aşağıda verilen asitlerin hangisinin eşit derişimli sulu çözeltisinin asitliği en azdır?

- A) HCl B) HClO C) HClO₂
D) HClO₃ E) HClO₄

18. DNA bazlarından biri olan Timin,



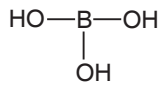
bileşğinin eşlenik asiti,



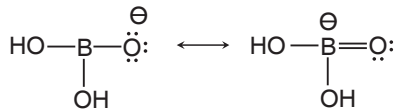
yukarıda verilen türlerden hangileri olabilir?

- A) Yalnız I B) Yalnız III C) I ve II
D) I ve III E) I, II ve III

19. Borik asit, B(OH)₃, bileşğii ile ilgili,



- I. Üçgen düzlem yapıdadır.
II. Bor atomu sp² hibritleşmesi yapmıştır.
III. Proton verdikten sonra



rezonans yapıları sayesinde kararlı bir anyon oluşturur.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I, II ve III

20. I. H₃PO₄ için pK_{a1} = 2,12
II. H₂SeO₃ için pK_{a1} = 2,46
III. HIO₃ için pK_a = 0,77

yukarıda pK_a'ları verilen asitlerin asitlik kuvvetlerinin sıralaması aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

- A) I > III > II B) I > II > III C) III > II > I
D) III > I > II E) II > I > III

21. Aşağıda verilen bileşiklerden hangisinin pK_b değeri en küçüktür?

- A) CH₃NH₂ B) NH₃ C) NH₂NH₂
D) CH₃CONH₂ E) C₆H₅NH₂

22. N₂O₄ ⇌ NO₃⁻ + NO⁺

Yukarıda verilen tepkime ve kimyasal türlerle ilgili,

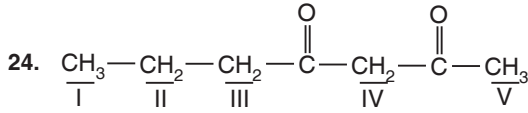
- I. Otoprotoliz tepkimesidir.
II. Otoiyonlaşma tepkimesidir.
III. N₂O₄ aprotik bir çözücüdür.
IV. N₂O₄, içerisinde bir asit çözüldüğünde NO⁺ derişimi artar.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) I ve II B) I ve III C) II ve IV
D) II, III ve IV E) I, III ve IV

23. HSeO_4^- iyonu için $\text{pK}_a = 1,92$ olduğuna göre HSeO_4^- nin eşlenik bazı ve bu baza ait pK_b değeri aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

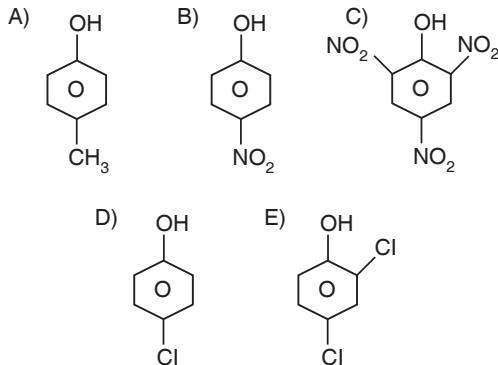
	Eşlenik bazı	pK_b
A)	SeO_4^{2-}	12,08
B)	HSeO_4^{2-}	12,08
C)	SeO_4^{2-}	1,92
D)	HSeO_4^{2-}	1,92
E)	H_2SeO_4	12,08



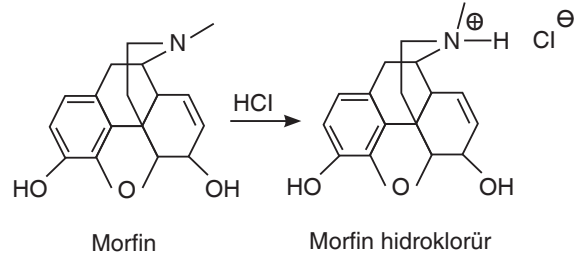
Yukarıda verilen 2,4 – heptandion bileşiği $\text{C}_2\text{H}_5\text{ONa}$ (sodyum etoksit) bazı ile etkileştirildiğinde hangi hidrojeni koparması beklenir?

- A) I B) II C) III D) IV E) V

25. Aşağıda verilen fenol türevlerinden hangisinin iyonlaşma sabiti (K_a) en büyüktür?



26. Bir haşhaş alkaloiti alan morfin HCl ile etkileştirildiğinde,



tepkimesi ile morfin hidroklorürü oluşturur. Bu tepkime ve türlerle ilgili,

- I. Asit – baz tepkimesidir.
II. Morfin Lewis bazıdır.
III. Morfin hidroklorür suda daha iyi çözünür.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve III
D) II ve III E) I, II ve III

27. I. CF_3COOH
II. CH_3COOH
III. HCOOH

Yukarıda verilen organik asitlerin asitlik kuvvetlerinin sıralaması aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

- A) I > II > III B) I > III > II C) II > III > I
D) III > II > I E) III > I > II

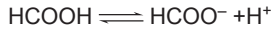
28. OH^- iyonunun eşlenik asiti ve eşlenik bazı aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

	Eşlenik Asiti	Eşlenik Bazı
A)	H_2O	H_3O^+
B)	H_2O	O^{2-}
C)	O_2^-	H_2O
D)	H_3O^+	H_2O
E)	H_3O^+	O^{2-}

Konu Kavrama Çözümleri

1. Arrheniusa göre yapısında H bulunan ve suda çözündüğünde H^+ iyonu veren maddeler asittir.

Bu tanıma göre formik asit



H^+ iyonu verebilir ve bir asittir.

Cevap D

2. Lewis bazı üzerinde bulunan ortaklanmamış elektron çiftini verebilen maddelerdir. Buna göre



Fosfor üzerinde elektron çifti bulunur ve bu elektron çiftini vererek baz olarak davranır.

Cevap B

3. O^{2-} anyonu üzerindeki elektron çiftini SO_3 'ün kükürt atomuna (merkez atom) vermiştir. Elektron çifti veren O^{2-} Lewis bazı, elektron çifti alan SO_3 ise Lewis asitidir. Bir asit – baz tepkimesi gerçekleşmiştir. SO_3 gibi ikili, üçlü bağ içeren yapılar Lewis asiti olarak davranırken bu bağlar açılır. Her üç öncülde doğrudur.

Cevap E

4. $HI + HOCl \rightleftharpoons H_2OCl^+ + I^-$
Asit 1 Baz 2 Asit 2 Baz 1

HI ve I^- konjuge asit baz çiftidir. H_2OCl^+ ve HOCl konjuge asit baz çiftidir. HOCl baz olarak davranmış ve bir proton almıştır. HI, HOCl'den daha kuvvetli asit olduğu için HI proton vermiş ve HOCl'de almıştır. Su içerisinde her ikiside asit olarak davranan bu türlerden HOCl daha zayıf olduğu için HI'e karşı baz olarak davranmıştır. Soru kökünde de belirtildiği gibi çözücü sıvı HI'dür. HI'ün anyonu yani I^- oluştuğuna göre HOCl baz olarak davranmıştır. (Çözücü sistemi tanımına göre)

Cevap D

5. $HSO_4^- + H_2O \rightleftharpoons H_3O^+ + SO_4^{2-}$
Asit 1 Baz 2 Asit 2 Baz 1

HSO_4^- ve H_3O^+ proton verebilen türlerdir. Brønsted asiti olarak davranmışlardır.

Cevap B

6. I. tepkimde CO_2 asit; MgO baz
II. tepkimde NH_3 baz, H_2SO_4 asit
III. tepkimde HS^- asit, H_2O baz

olarak davranmıştır. Her üç tepkimde asit – baz tepkimesidir.

Cevap E

7. HF suda tam olarak iyonlaşmaz. Bu nedenle zayıf asittir. HF, camın yapısındaki silisyum ile etkileşerek tepkime verir. Elektronegatif atom olan florla bağlı hidrojen içerdiği için sıvı halde molekülleri arasında hidrojen bağı bulunur.

Cevap D

8. I. tepkimde NH_3 , proton alarak NH_4^+ 'ya dönüşmüştür. Baz olarak davranmıştır.
II. tepkimde NH_3 , proton vererek NH_2^- 'ye dönüşmüştür. Asit olarak davranmıştır.
III. tepkimde NH_3 , elektron çifti vererek baz olarak davranmıştır.

Cevap D

9. I. Halojen hacmi büyüdükçe asitlik artar. HBr, HCl'den daha kuvvetlidir.
II. Oksiasitlerde oksijen sayısı arttıkça asitlik artar. $HBrO_4$, $HBrO_3$ 'ten daha kuvvetlidir.
III. Aynı grupta bulunan kükürdün hacmi, oksijenden daha büyük olduğu için H_2S , H_2O 'den daha asidiktir.

Cevap D

10. Oksi asitlerde merkez atomun elektronegatifliği arttığında asitlik kuvveti artar.

Elektronegatiflik sıralaması $Cl > Br > I$ olduğu için asitlik kuvveti $HClO_2 > HBrO_2 > HIO_2$ şeklindedir.

Cevap A

11. Asitlik sıralaması $\text{HClO} > \text{HBrO} > \text{HIO}$ şeklindedir. Kuvvetli asitin konjuge bazı zayıftır. Bu durumda konjuge bazların kuvvetleri,

$\text{IO}^- > \text{BrO}^- > \text{ClO}^-$ şeklindedir.

Cevap C

12. Periyodik cetvelde soldan sağa ve yukarıdan aşağıya doğru ametal hidrürlerin asitliği artar.

5A	6A
NH_3	H_2O
	H_2S
	H_2Se
	H_2Te

Cevap D

13. Azot, fosfordan daha küçük hacimlidir. Bu nedenle daha sert bazdır. (Üzerinde e çifti olduğuna göre baz olarak davranmıştır.)

Sert bazlar sert asitlerle kuvvetli bağ oluşturur. Sert baz olan NH_3 , H^+ aldığına göre H^+ sert bir asittir.

Tepkime bir elektron transferiyle yürüdüğü için Lewis asit – baz tepkimesidir.

Cevap C

14. Hem asit hem de baz özelliği gösteren maddelere amfiprotik madde veya amfoter madde denir.

Cevap C

15. $\text{H}^- + \text{H}_2\text{O} \longrightarrow \text{OH}^- + \text{H}_2$

Kuvvetli baz olan H^- , sudan bir proton kopararak H_2 gazına dönüşürken açığa OH^- çıkar.

Cevap D

16. Kb 'si büyük olan NH_3 en kuvvetli bazdır. Bazın kuvveti arttıkça konjuge asitin kuvveti azalır. En zayıf asit NH_3 ün konjuge asiti olan NH_4^+ 'dır.

Cevap A

17. Oksi asitlerde bulunan oksijen sayısı arttıkça asitlik artar. Oksiasitler arasında en zayıf olanı HClO 'dur. HCl , HClO 'dan daha kuvvetli asittir. Bu nedenle en zayıf asit HClO 'dur.

Cevap B

18. Timin bazı bir proton aldığında eşlenik asidine dönüşür. Buna göre proton alan I ve II Timinin eşlenik asiti, III ise eşlenik bazıdır.

Cevap C

19. Bor üzerinde elektron çifti olmadığından bağ elektronları birbirinden en uzak konumda olacak şekilde yani üçgen düzlem yapıdadır. Bor atomu 3σ bağı yapmış, sp^2 hibritleşmesi yapmıştır. Verilen rezonans yapı anyonun kararlılığını arttırmıştır.

Cevap E

20. pKa değeri küçük olan daha kuvvetli asittir. Bu nedenle asitlik kuvvetleri sıralaması, III > I > II dir.

Cevap D

ANORGANİK KİMYA - 8

✓ Koordinasyon Bileşikleri ile İlgili Bazı Kavramlar

✓ Koordinasyon Bileşiklerinin Yazılması

✓ Koordinasyon Bileşiklerinin Adlandırılması

✓ Koordinasyon Bileşiklerinde İzomeri

↳ Yapısal izomerlik

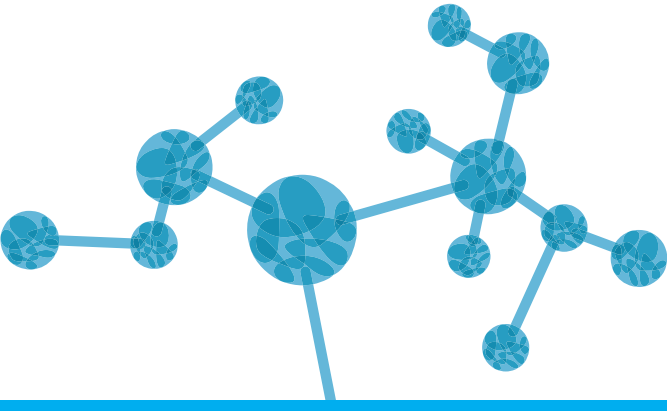
↳ Stereoizomerlik

✓ Koordinasyon Bileşiklerinde Bağlanma Teorileri

↳ Değerlik Bağ Teorisi (DBT)

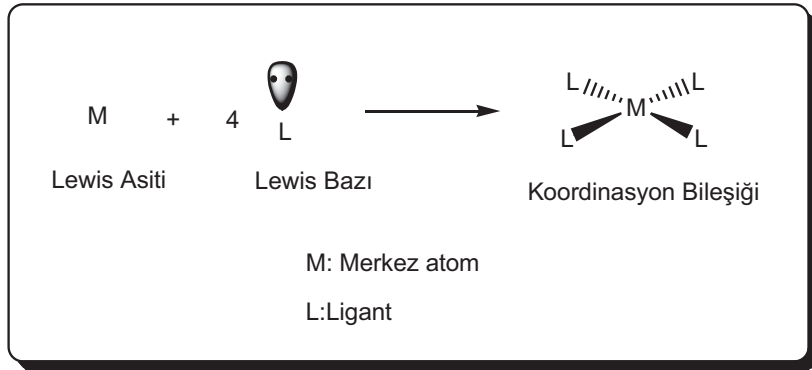
↳ Kristal Alan Teorisi (KAT)

↳ Molekül Orbital Teorisi



KOORDİNASYON KİMYASI

Koordinasyon bileşikleri (kompleks bileşikler), genellikle bir metal katyonunun organik veya inorganik türler ile verdiği katılma ürünleridir. Koordinasyon bileşiği oluşurken bir merkez atom ile ligant arasında koordine kovalent bağ oluşur. Merkez atom genellikle pozitif yüklü bir geçiş metalidir. Ligantlar ise üzerinde ortaklanmamış elektron çifti bulunan nötr veya anyonik yapılarıdır.



Koordinasyon bileşiği oluşurken ligantlar, üzerinde bulunan elektron çiftlerini merkez atomun boş değerlik orbitallerine verir. Bu nedenle elektron çifti vericisi olan ligantlar Lewis bazı olarak davranırken, elektron çiftlerini alan merkez atom ise Lewis asiti olarak davranır. Koordinasyon bileşiğinin oluşumu bir Lewis asit–baz tepkimesidir. Kovalent bağı oluşturan her iki elektron da liganttan geldiği için oluşan bağlar koordine kovalent bağıdır.



Koordinasyon bileşikleri ve oluşumları ile ilgili;

- I. Merkez atom genellikle bir geçiş metalidir.
- II. Ligantlar Lewis asiti olarak davranmıştır.
- III. Merkez atom ile ligant arasında koordine kovalent bağ oluşur.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız III C) I ve II
D) I ve III E) I, II ve III

Çözüm:

Merkez atom genellikle oktet boşluğu bulunan geçiş metali katyonlarıdır. Bu boşluğa ligant tarafından elektronlar verilir. Elektron veren ligantlar Lewis bazlarıdır. Her iki elektron da liganttan geldiği için koordine kovalent bağ oluşur.

Cevap D

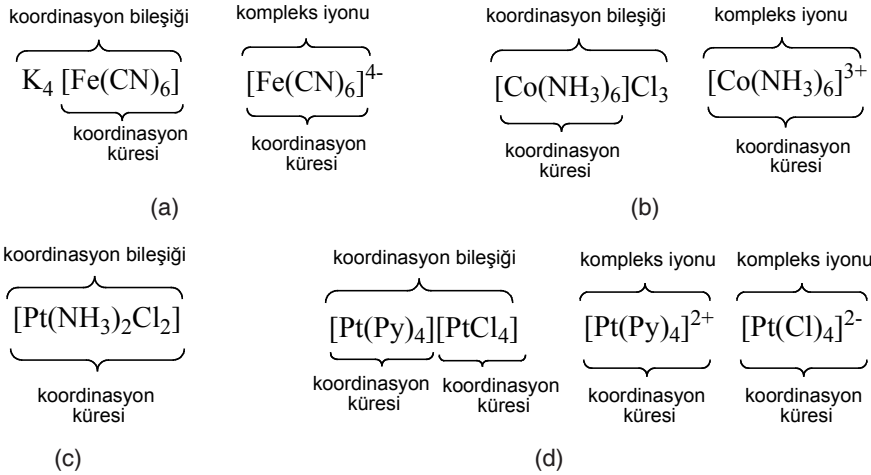
1. Koordinasyon Bileşikleri İle İlgili Bazı Kavramlar

Merkez atom: Koordinasyon küresinin merkezinde yer alan geçiş metali katyonlarına merkez atom denir. Merkez atom bazı komplekslerde nötr bir geçiş metali olabilir ancak bir anyon olamaz. $K_4[Fe(CN)_6]$ bileşiğinde Fe^{2+} merkez atomdur.

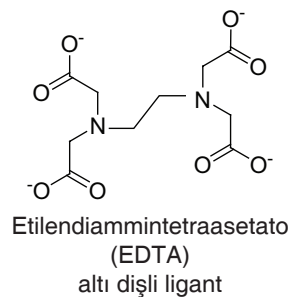
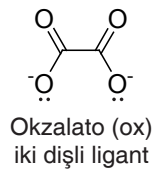
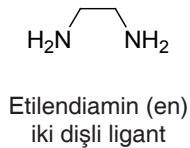
Ligant: Koordinasyon bileşiklerinde merkez atoma elektron vererek bağlanan yüklü veya yüksüz gruplara ligant denir. $K_4[Fe(CN)_6]$ bileşiğinde CN^- iyonları liganttır.

Koordinasyon sayısı: Merkez atoma bağlı ligant sayısına koordinasyon sayısı denir. $K_4[Fe(CN)_6]$ bileşiğinde merkez atoma, altı tane ligant bağlandığı için koordinasyon sayısı 6'dır.

Koordinasyon küresi: Merkez atoma ligantların katılmasıyla birlikte bir koordinasyon küresi oluşur. Koordinasyon bileşiklerinin formülleri yazılırken koordinasyon küresini oluşturan atom ve gruplar köşeli parantez içerisine alınır. Koordinasyon küresi nötr olabileceği gibi anyon yada katyon da olabilir. $K_4[Fe(CN)_6]$ bileşiğinde anyon, $[Co(NH_3)_6]Cl_3$ bileşiğinde katyon, $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ bileşiğinde bileşiğin tümü ve $[Pt(Py)_4]$ $[PtCl_4]$ bileşiğinde hem anyon hem de katyon koordinasyon bileşiği olma özelliğini belirler.



Tek dişli ve çok dişli ligantlar: Metal atomuna sadece bir atom ile bağlanan molekül veya anyonlara tek dişli (monodendat) ligantlar denir. H_2O , NH_3 , CN^- , OH^- gibi anyon ve nötr moleküller tek dişli ligantlar olabilir. Etilendiamin, $H_2NCH_2CH_2NH_2$ ligantında iki tane donör atom (azot) bulunur. Bu ligant aynı anda iki uçtan merkez atoma bağlanabilir. Bu şekilde bağlanan ligantlara iki dişli (bidendat) ligantlar denir. İki veya daha fazla sayıda donör atoma sahip olan ligantlara genel olarak çok dişli (polidendat) ligantlar denir.



NOT

Koordinasyon bileşiği yerine kompleks bileşik terimi de kullanılabilir.

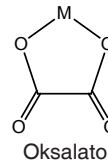
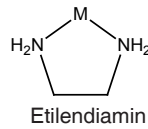
NOT

"Elektron verici" terimi yerine donör, "elektron alıcı" terimi yerine "ise akseptör" terimleri kullanılabilir.

NOT

İki dişli ligantların koordinasyon sayısına katkısı ikidir.

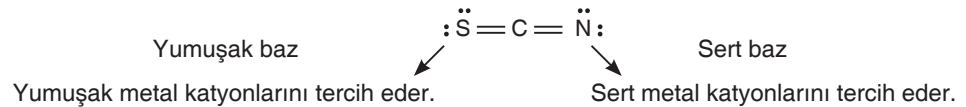
Şelat: Çok dişli ligantların oluşturdukları halkalı komplekslere şelat denir. Örneğin, iki dişli ligant olan etilendiamin ve oksalato bir metal katyonuna bağlandığında beş üyeli bir halka yani şelat oluşturmaktadır.



Ambidentat ligant: Birden fazla verici atoma sahip olmalarına rağmen koordinasyon bileşiği oluştururken bu verici atomlardan sadece birini kullanan ligantlardır. Tiyosiyanat iyonu (SCN^-) N veya S atomu üzerinden merkez atomuna bağlanabilir. Merkez atoma S atomundan bağlandığında tiyosiyanat, N atomundan bağlandığında ise izotiyosiyanat kompleksleri oluşmaktadır.



Ambidentat ligantlarda bağlanmanın hangi atom üzerinden olacağı sert-yumuşak karakterine uygun olarak gerçekleşir. SCN^- ligandı genel olarak; Pd^{2+} ve Hg^{2+} gibi yumuşak metal iyonları ile S atomundan bağlanarak tiyosiyanat komplekslerini oluşturur. Cr^{3+} ve Fe^{2+} gibi nispeten sert metal iyonları ise N atomu üzerinden bağlanarak izotiyosiyanat komplekslerini oluşturur.



Kompleks bileşiklerde bir metal katyonunun birincil ve ikincil olmak üzere iki değerliği vardır.

a. Birincil değerlik: Kompleks iyonun yüküne eşittir. Koordinasyon küresinin üzerinde gösterilen yüküdür. Bu yük sayesinde anyonlar ile iyonik bileşik oluşturur. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ bileşiğinde koordinasyon küresi $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ şeklinde birincil değerlik (3+)'dır. CO^{3+} klor ligantları ile iyonik bağ yapmıştır.

b. İkincil değerlik: Merkez atoma bağlanan ligant atomların sayısını ifade eder yani koordinasyon sayısıdır. $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]\text{Cl}_3$ bileşiğinde merkez atoma altı tane ligant bağlandığı için ikincil değerlik 6'dır.

İkincil değerlik ile bağlanan ligantlar sulu çözeltide merkez atomdan ayrılarak iyonlaşmaz. Yani koordinasyon küresi bozulmaz. Ancak birincil değerlik ile bağlanan iyonlar sulu çözeltide iyonlaşarak ayrılır.





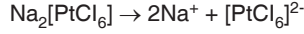
Na₂[PtCl₆] kompleks bileşiği ile ilgili;

- I. Platin Lewis asiti olarak davranmıştır.
- II. Koordinasyon küresi -2 değerliklidir.
- III. Merkez atomun ikincil değeri 6'dır.
- IV. Na⁺ karşıt iyonudur.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) I ve II C) III ve IV
D) II, III ve IV E) I, II, III ve IV

Çözüm:



Merkez atom olan platin elektron almıştır ve Lewis asitidir. Koordinasyon küresinin yükü -2'dir. İkincil değeri koordinasyon sayısıdır. Koordinasyon sayısı 6'dır. Kompleks iyonun yanında oluşan Na⁺ karşıt iyonudur.

Cevap E



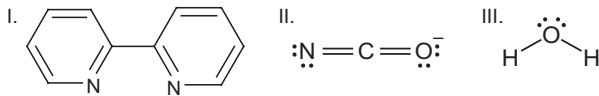
Li[AlH₄] kompleks bileşiği ile ilgili aşağıdaki ifadelerden hangisi yanlıştır?

- A) Alüminyum merkez atomdur.
- B) Koordinasyon sayısı dördür.
- C) Merkez atomun yükseltgenme basamağı 3+' dır.
- D) Suda çözüldüğünde Li⁺ ve AlH₄⁻ iyonları oluşur.
- E) H⁻ Lewis asitidir.

Çözüm:

Bu kompleksteki hidrojen + yüklü H⁺ değildir. Ligant olarak davranabilen, üzerinde elektron çifti bulunduran hidrür (H⁻) iyonudur. Hidrür iyonu elektron verdiği için, Lewis asiti değil bazıdır.

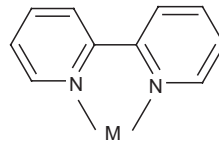
Cevap E



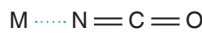
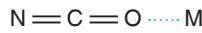
Yukarıda verilen ligantların monodentat, şelat yapıcı ve ambident ligant olarak sınıflandırılması aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

	Monodentat	Şelat Yapıcı	Ambident
A)	I	II	III
B)	III	I	II
C)	II	III	I
D)	I	III	II
E)	III	II	I

Çözüm:



bipiridin
şelat yapıcı



siyanat

izosiyonat

} ambident



Sadece bir elektron çifti verebilir. Monodentat liganttır.

Cevap B

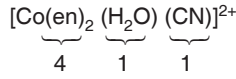


[Co(en)₂(H₂O)(CN)]²⁺ kompleks iyonu ile ilgili aşağıda verilen yargılardan hangisi yanlıştır?

- A) Kobalt merkez atomdur.
- B) H₂O donör olarak davranmıştır.
- C) Koordinasyon sayısı dördür.
- D) Kobaltın yükseltgenme basamağı 3+'dır.
- E) Katyonik yapıda bir kompleks iyonudur.

Çözüm:

Etilendiamin (en) iki dişli bir liganttır. Bir en molekülü merkez atoma iki uçtan bağlanır. Bu nedenle bir en ligantının koordinasyon sayısına katkısı 2'dir.



Koordinasyon sayısı: 4 + 1 + 1 = 6'dır.

Cevap C

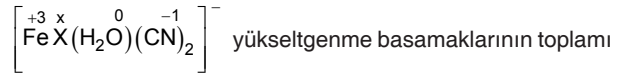


[FeX(H₂O)(CN)₂]⁻ formülüne sahip kompleks iyonunun koordinasyon sayısı beş ve merkez atomun yükseltgenme basamağı 3+ olduğuna göre X ligantı aşağıdakilerden hangisi olabilir?

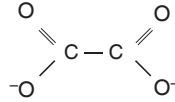
- A) Cl⁻ B) H₂O C) en D) ox E) EDTA

Çözüm:

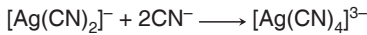
Koordinasyon sayısı 5 olduğuna göre X'in iki dişli bir ligant olması gerekir.



yükseltgenme basamaklarının toplamı kompleksin yüküne eşit olmalıdır. 3 + x + 0 + (-2) = -1 ise x = -2'dir. X ligantı, iki dişli ve -2 yüklü bir ligant olmalıdır. Buna uyan okzalata (ox) ligantıdır.



Cevap B



Koordinasyon sayısı iki olan kompleksler ligant ilavesine karşı dayanıklı değildir. Yukarıdaki tepkimede olduğu gibi koordinasyon sayısını artırarak yeni kompleksler oluşturabilirler.

Buna göre yukarıdaki tepkime ve komplekslerle ilgili,

- I. Kompleksin geometrisi değişmiştir.
- II. Merkez atomun yükseltgenme basamağı +1'den +2'ye yükselmiştir.
- III. [Ag(CN)₄]³⁻ kompleksi daha karardır.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
- D) I ve II E) I, II ve III

Çözüm:

Koordinasyon sayısı farklı olan kompleksler aynı geometride olamazlar. Koordinasyon sayısı iki olan [Ag(CN)₂]⁻ doğrusal, dört olan [Ag(CN)₄]³⁻ ise ya düzgün dörtyüzlü ya da karedüz-

lem yapısıdır. 1. komplekste $\left[\overset{x}{\text{Ag}} (\overset{-1}{\text{CN}})_2 \right]^{-}$ $x - 2 = -1$
 $x = +1$

2. komplekste, $\left[\overset{x}{\text{Ag}} (\overset{-1}{\text{CN}})_4 \right]^{3-}$ $x - 4 = -3$ $x = +1$

Merkez atom olan gümüşün yükseltgenme basamağı değişmemiştir. [Ag(CN)₄]³⁻ kendiliğinden oluştuğuna göre daha kararlı bir kompleksdir.

Cevap D

2. Koordinasyon Bileşiklerinin Yazılması

1. Koordinasyon bileşiklerinin formülleri yazılırken, koordinasyon küresi köşeli parantez içerisine alınır.
2. Koordinasyon küresinin dışındaki karşıt iyon katyon ise köşeli parantezin soluna, anyon ise köşeli parantezin sağına yazılır.
3. Koordinasyon küresinde, önce merkez atom sonra ligantların formülleri yazılır. Önce eksi, sonra nötr, sonra da pozitif yüklü ligantlar sırası ile yazılır. Aynı gruptakiler alfabetik sıraya göre dizilir.

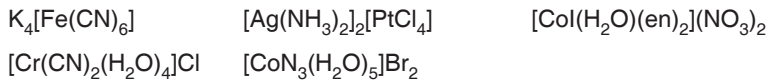
Fomül	Ligant Adı	Fomül	Ligant Adı
H ₂ O	Akua	F ⁻	Floro
NH ₃	Ammin	Cl ⁻	Kloro
CO	Karbonil	Br ⁻	Bromo
NO	Nitrozil	I ⁻	İyodo
CH ₃ NH ₂	Metilamin	O ₂ ⁻	Okso
C ₆ H ₅ N	Piridin	OH ⁻	Hidroksi
CN ⁻	Siyano	SO ₄ ²⁻	Sülfato
SCN ⁻	Tiyosiyano	NCS	İzotiyosiyano

4. Çok atomlu ligantlar parantez içerisine alınır. Büyük molekülü ligantlar için genellikle le kısaltılmış simgeler kullanılır.

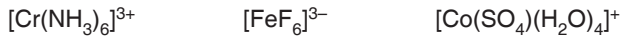
Ligant İsmi	Diş sayısı	Ligantın Kısaltması
Asetilasetonat	2	acac
Benzen	6	bz
Etilendiamin	2	en
Siklopentadienil	5	cp
Bipiridin	2	bpy
Etilendiamintetraasetat	6	edta
Oksalato	2	ox
Dietilentriamin	3	dine

NOT

Ligantları okumada (adlandırmada) yalnızca alfabetik sıralama önemlidir. Ligantın anyon, katyon yada nötr olması önemli değildir. Ligantın yüküne, bileşiğin formülü yazılırken dikkat edilir.



5. Birincil koordinasyon küresinin yükü varsa köşeli parantezin sağ üst köşesine yazılır.



3. Koordinasyon Bileşiklerinin Adlandırılması

1. Kompleks bileşikte önce katyon sonra anyon okunur.
2. Koordinasyon bileşiklerinde sırasıyla önce ligantların daha sonra merkez atomun isimleri okunur. Ligantlar okunurken sayılarını belirten ön eklerine bakılmaksızın alfabetik sıra izlenir ve son olarak merkez atomun değeri belirtilir.
3. Birincil koordinasyon küresi artı yüklü veya nötr ise metalin ismi olduğu gibi okunur. Eksi yüklü ise metalin isminin ardına “-at” eki getirilir.

Merkez Atom			Merkez Atom		
Cr	Krom	Kromat	Ag	Gümüş	Arjantat
Zn	Çinko	Çinkat	Fe	Demir	Ferrat
Au	Altın	Aurat	Sb	Antimon	Stibat
Sn	Kalay	Stannat	Pb	Kurşun	Plumbat
Mn	Mangan	Manganat	Al	Alüminyum	Alüminat
Pt	Platin	Platinat	Co	Kobalt	Kobaltat
Ni	Nikel	Nikelat	Hg	Civa	Merkürat

4. Ligantlar isimlendirilirken nötral molekül ve katyonların ismi aynen yazılır. Anyonların isimlerinin sonuna “-o” eki alır.

Ligant Formülü	Ligant İsmi	Ligant Formülü	Ligant İsmi	Ligant Formülü	Ligant İsmi
F ⁻	Floro	Cl ⁻	Kloro	Br ⁻	Bromo
OH ⁻	Hidroksö	O ₂ ²⁻	Peroksö	O ²⁻	Okso
CN ⁻	Siyano	OCN ⁻	Siyanato	SCN ⁻	Tiyosiyanato
CO ₃ ²⁻	Karbonato	CO	Karbonil	SO ₄ ²⁻	Sülfato
NO	Nitrozil	NH ₃	Amin	H ₂ O	Agua
NO ₂ ⁻	Nitro	ONO ⁻	Nitrito	N ₃ ⁻	Azido
NH ₂ ⁻	Amido	NH ⁻	İmido	H ⁻	Hidrido
SO ₃ ²⁻	Sülfito	ClO ₃ ⁻	Klorato	S ₂ O ₃ ²⁻	Tiyosülfato
CH ₃	Metil	C ₆ H ₅	Fenil	(C ₆ H ₅) ₃ P	Trifenilfosfin

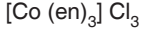
5. Ligant sayılarını belirtmek için di, tri, tetra gibi ön ekler kullanılır. Ancak Ligantların kendi isimleri içinde bu ekler geçiyorsa (etilendiamin) veya çok dişli ligantların merkez atoma bağlandığı durumlarda bis, tris, tetrakis gibi ekler kullanılır.

Ligant Sayısı	I. Ön Ek	II. Ön Ek	Ligant Sayısı	I. Ön Ek	II. Ön Ek
2	Di	Bis	6	Hekza	Hekzakis
3	Tri	Tris	7	Hepta	Heptakis
4	Tetra	Tetrakis	8	Okta	Oktakis
5	Penta	Pentakis	9	Nona	Nonakis

6. Köprülü komplekslerde iki metal atomunun arasındaki köprü, ligantlarının isminden önce “μ” ön eki getirilir.

Na ₂ [NiCl ₄]	Sodyum tetrakloronikelat(II)
[Ag(NH ₃) ₂][Ag(CN) ₂]	Diamingümüş(I)disiyanoarjantat(I)
Na ₃ [Fe(CN) ₅ (NO)]	Sodyum nitrozilpentasiyanoferat (II)
[RuCl ₂ (en) ₂]	Diklorobis(etilendiamin)rutenyum(II)
[Pt(py) ₄][PtCl ₄]	Tetrakis(piridin)platin(II) tetrakloroplatinat(II)
[Cr(NCS) ₄ (NH ₃) ₂] ⁻	Diamintetrakis(izotiyosiyanato)kromat(III) iyonu
[Co(en) ₂ Br(H ₂ O)](NO ₃) ₂	Aquabromobis(etilendiamin) kobalt(III) nitrat
[Ag(NH ₃) ₂] ₂ [PtCl ₄]	Diamingümüş(I)tetrakloroplatinat(II)

$[\text{RuCl}(\text{cp})(\text{PPh}_3)_2]$	Klorosiklopentadienilbis(trifenilfosfin)rutenyum(I)
$\text{K}_2[\text{PtBrCl}(\text{CN})_2]$	Potasyum bromoklorodisiyano platinat(II)
$[\text{Fe}(\text{CN})_5\text{CO}]^{3-}$	Karbonilpentasiyanoferrat(II) iyonu



Kompleks bileşiğinin adı aşağıdaki seçeneklerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

- A) Kobalt (III) klorür
- B) Tris etilen kobalt (III)klorür
- C) Tris etilendiamin kobalt (III) klorür
- D) Etilendiamin kobalt (III) klorür
- E) Etilendiamin kobalt klorür

Çözüm:

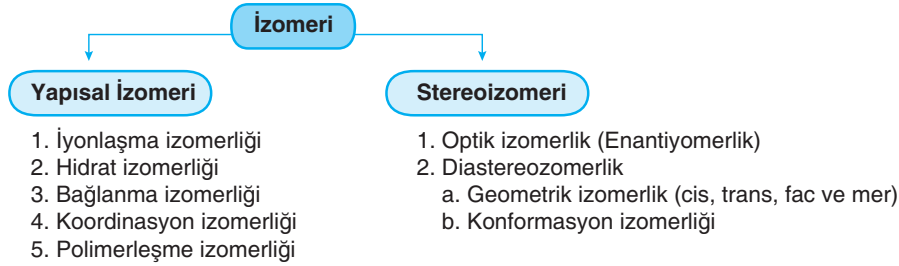
Kompleks bileşiğin ismi;

Trisetilendiamin kobalt (III) klorür'dür.

Cevap C

4. Koordinasyon Bileşiklerinde İzomeri

Aynı tür ve sayıdaki atomun farklı şekillerde düzenlenmesi ile oluşan yapılara izomer denir. İzomerlerin molekül formülleri aynıdır. Koordinasyon bileşiklerindeki izomeri “yapısal izomeri” ve “stereoizomeri” olmak üzere iki ana gruba ayrılır.



4.1. Yapısal İzomerlik

Aynı molekül formülüne sahip bileşiklerde atomların veya grupların birbirlerine farklı şekillerde bağlanmasıyla ortaya çıkan izomeridir.

Koordinasyon bileşiklerinde başlıca 5 farklı yapısal izomerlik görülür.

4.1.1. İyonlaşma İzomerliği:

Koordinasyon küresi içindeki ligantların koordinasyon küresi dışındaki iyonlarla yer değiştirilmesi ile ortaya çıkan izomeridir. İyonlaşma izomerleri suda çözündüklerinde farklı iyonlar oluştururlar.



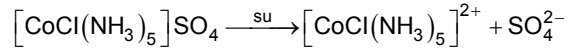


$[\text{CoCl}(\text{NH}_3)_5]\text{SO}_4$ ve $[\text{Co}(\text{NH}_3)_5\text{SO}_4]\text{Cl}$ komplekslerinin bulunduğu sulu çözeltilere sırasıyla $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ ve AgNO_3 çözeltileri eklendiğinde her bir kapta hangi bileşikler çöker?

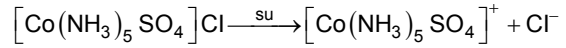
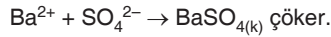
- A) BaSO_4 , AgCl
- B) BaCl_2 , AgCl
- C) BaSO_4 , Ag_2SO_4
- D) CoSO_4 , $\text{Co}(\text{NO}_3)_2$
- E) CoCl_2 , CaSO_4

Çözüm:

İyonlaşma izomerlerinde koordinasyon küresi dışında kalan iyonlar farklıdır. Bu nedenle suda çözüldüklerinde farklı iyonlar oluştururlar.



Bu çözeltiye $\text{Ba}(\text{NO}_3)_2$ eklendiğinde,



Bu çözeltiye AgNO_3 ilave edilirse, $\text{Ag}^+ + \text{Cl}^- \rightarrow \text{AgCl}_{(\text{k})}$ çöker.

Cevap A

4.1.2. Hidrat izomerliği:

Aynı mol sayıda su molekülü içeren koordinasyon bileşiklerinde su molekülleri birincil koordinasyon küresinin içinde veya dışında olabilir. Bu bileşiklere birbirinin **hidrat izomeri** denir.

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$	mor
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Cl}]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$	mavimsi yeşil
$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Cl}_2]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$	yeşil



$\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ formülüne sahip bir bileşiğin 21,32 gramı ile sulu çözeltisi hazırlanmıştır. Bu çözeltiye aşırı miktarda AgNO_3 ilave edildiğinde 11,48 g çökelek oluştuğu belirlenmiştir.

Kromun koordinasyon sayısı altı olduğuna göre, kompleksin formülünü belirleyiniz. (Cr: 52; Cl: 35,5; H: 1; O: 16; Ag: 108 g/mol)

- A) $[\text{CrCl}_3(\text{H}_2\text{O})_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$
- B) $[\text{CrCl}_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$
- C) $[\text{CrCl}(\text{H}_2\text{O})_5]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$
- D) $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$
- E) $[\text{CrCl}_3] \cdot 6\text{H}_2\text{O}$

Çözüm:

Kompleksin koordinasyon sayısı 6 olduğuna göre koordinasyon küresinin içinde 6 ligant olmalıdır. Molekülde 3 klor ve 6 su ligantı bulunmaktadır. Bunlardan hangisinin koordinasyon küresinin dışında kaldığı, çöken kompleksin miktarından bulunur.

AgCl çöktüğüne göre, kompleksin formülü aşağıdakilerden birisi olabilir.

$[\text{CrCl}_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ (1 mol komplekste 1 mol Cl dışarda)

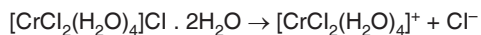
$[\text{CrCl}(\text{H}_2\text{O})_5]\text{Cl}_2 \cdot \text{H}_2\text{O}$ (1 mol komplekste 2 mol Cl dışarda)

$[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_6]\text{Cl}_3$ (1 mol komplekste 3 mol Cl dışarda)

$$\text{Kompleksin mol sayısı} = n_{\text{komp}} = \frac{21,32 \text{ g}}{266,5 \text{ g/mol}} = 0,08 \text{ mol AgCl}$$

$$\text{AgCl'nin mol sayısı} = n_{\text{AgCl}} = \frac{11,48 \text{ g}}{143,5 \text{ g/mol}} = 0,08 \text{ mol AgCl}$$

0,08 mol komplekste 0,08 mol Cl^- çöktüğüne göre 1 mol komplekste 1 mol Cl dışarda kalmıştır.



Kompleksin formülü yukarıdaki gibidir.

Cevap B

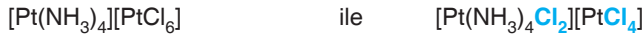
4.1.3. Bağlanma izomerliği:

NO_2^- , NCS^- veya NCO^- gibi ambidentat ligantlar merkez atoma farklı uçlarından bağlanarak farklı bileşikler oluşturabilir. Bu bileşikler birbirinin bağlanma izomeridir.



4.1.4. Koordinasyon izomerliği:

Hem katyonu hem de anyonu kompleks iyon olan koordinasyon bileşiklerinde ligantların kompleks katyon ile kompleks anyon arasında farklı şekillerde dağılması sonucu ortaya çıkan izomerlerdir.



4.1.5. Polimerleşme izomerliği:

Yüzde bileşim olarak aynı olan ancak molekül ağırlıkları birbirlerinden farklı olan kompleksler polimerleşme izomerleridir.



- $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4(\text{OH})_2]\text{SO}_4$
 $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{SO}_4](\text{OH})_2$
- $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_6][\text{Cr}(\text{C}_2\text{O}_4)_3]$
 $[\text{Cr}(\text{NH}_3)_4(\text{C}_2\text{O}_4)][\text{Cr}(\text{NH}_3)_2(\text{C}_2\text{O}_4)_2]$
- $\text{Cis}-[\text{Pt}(\text{SCN})_2(\text{NH}_3)_2]$
 $\text{Cis}-[\text{Pt}(\text{NCS})_2(\text{NH}_3)_2]$
- $[\text{Co}(\text{en})_2(\text{NO}_2)\text{Cl}]\text{SCN}$
 $[\text{Co}(\text{en})_2(\text{NO}_2)\text{SCN}]\text{Cl}-[\text{Co}(\text{en})_2(\text{SCN})\text{Cl}]\text{NO}_2$

Yukarıda verilen kompleks çiftleri arasında hangi tür izomerlikler görülür?

Çözüm:

- Birinci izomerde SO_4^{2-} iyonu, ikinci izomerde OH^- iyonu koordinasyon küresi dışında bulunuyor. İyonlaşma izomerleridir.
- NH_3 ve $\text{C}_2\text{O}_4^{2-}$ ligantları kompleks katyon ve kompleks anyon arasında farklı şekilde dağılmıştır. Koordinasyon izomerleridir.
- Birinci izomerde ambident ligant kükürt atomundan, ikinci izomerde ise azot atomundan platine bağlanmıştır. Bağlanma izomerleridir.
- Yüzde birleşimleri aynı ancak molekül ağırlıkları farklıdır. Polimerleşme izomerleridir.

4.2. STEREOİZOMERLİK

Kapalı formülleri ve dizilişleri aynı olan ancak atomların uzaysal yönelmeleri farklı olan bileşikler birbirinin stereoizomeridir.

4.2.1. Diastereoizomerlik

Birbirlerinin ayna görüntüsü olmayan stereoizomerler, diastereoizomerler olarak tanımlanır. Diastereoizomerlik, “geometrik izomerlik” ve “konformasyon izomerliği” olarak ikiye ayrılır. Konformasyon izomerliği koordinasyon bileşiklerinde pek fazla görülmez.

Geometrik izomerlik, merkez atom veya iyonla bağlı ligantların farklı konumlara yerleşmesinden ileri gelmektedir. Koordinasyon bileşiklerinde görülen iki tür geometrik izomerlik vardır. Bunlardan biri “cis–trans izomerisi” diğeri ise “fac–mer izomerisi” dir.

NOT

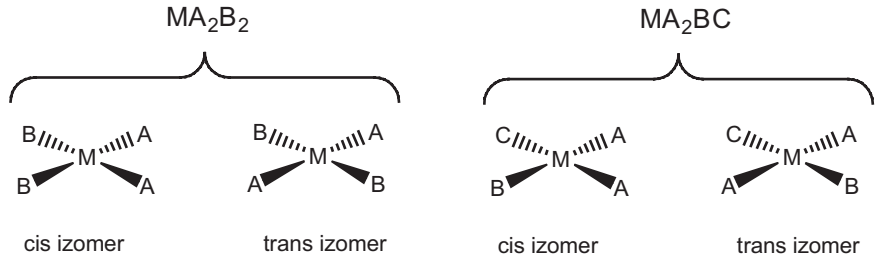
Geometrik izomerlerin yoğunluk, erime ve kaynama noktası gibi fiziksel özellikleri birbirinden farklıdır.

a. cis-trans izomerliği

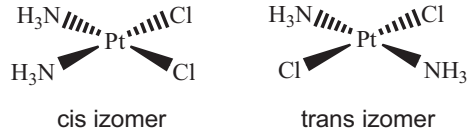
Aynı tür iki ligantın komşu olduğu yapılar –cis izomer, birbirine göre karşı konumlarda olanlar ise –trans izomer olarak sınıflandırılır.

Koordinasyon sayısı dört olan MA_2B_2 ve MA_2BC türü **kare düzlem** komplekslerde ve MA_2B_4 benzeri oktahedral komplekslerde cis-trans izomerliği gözlenir. Bunların dışındaki kompleks yapılarda cis-trans izomerisi gözlenmez. Örneğin doğrusal, üçgen düzlem ve düzgün dörtyüzlü komplekslerde ligantların yerleşebileceği komşu ve karşıt konumlar bulunmadığından, bu moleküllerde geometrik izomerlikten söz edilemez.

kare düzlem yapılarda cis-trans izomerliği.

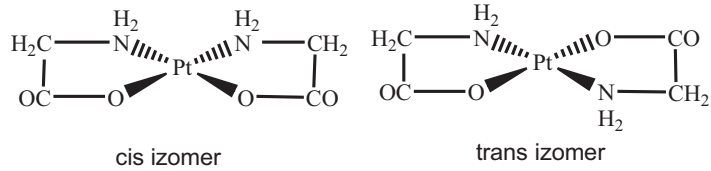


Kare düzlem yapıdaki MA_2B_2 türü bir kompleks olan $[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ kompleksinde cis ve trans izomerler aşağıdaki gibidir.

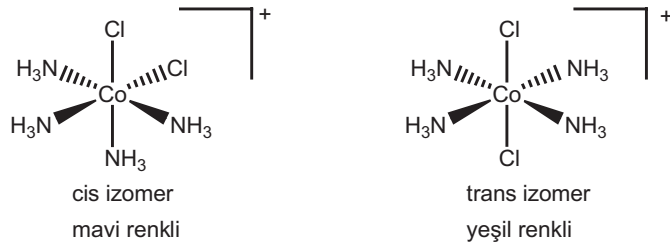


$[Pt(NH_3)_2Cl_2]$ bileşiğinde, cis- izomerin dipol momenti vardır. Trans izomerin ise dipol momenti sıfırdır. Bu durum izomerlerin moleküller arası çekim kuvveti, yoğunluk, erime noktası vb. özelliklerinin farklı olmasına sebep olur. Bu özelliklerinden faydalanarak cis-trans izomerler birbirinden fiziksel yöntemlerle ayrılabilir.

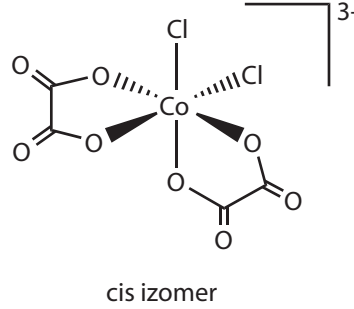
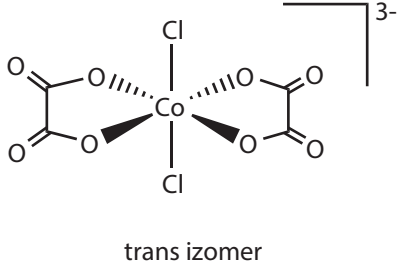
Şelat oluşturan ligantlarda merkez atoma bağlanan gruplar aynı değilse kare düzlem komplekslerde cis-trans izomeri gözlenebilir. $[Pt(gly)_2]$ kompleksinin cis ve trans izomerleri aşağıdaki gibidir.



Koordinasyon sayısı altı olan MA_4B_2 yapısındaki düzgün sekizyüzlü geometriye sahip bileşiklerde cis-trans izomerisi gözlenir.

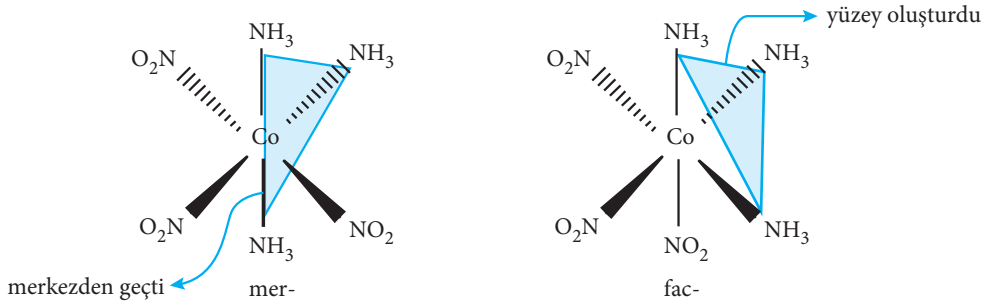


Bidentat (iki dişli) ligantlar içeren komplekslerde de geometrik izomerlik görülmektedir. $[\text{CrCl}_2(\text{ox})_2]^{3-}$ bileşiğinin cis–trans izomerleri aşağıdaki gibidir.

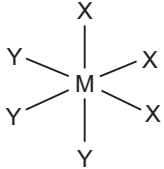


b. fac–mer İzomerliği

MA_3B_3 yapısında düzgün sekizyüzlü geometriye sahip bileşiklerde fac–mer izomerliği gözlenir. Üç özdeş ligant merkez atomundan geçmeyen ve düzgün sekizyüzlünün bir yüzeyi olan bir düzlemde bulunuyorsa fac– izomerdir. Özdeş üç ligant merkez atomundan geçen bir düzlem üzerinde ise mer– izomer olarak nitelendirilir.



Düzgün sekizyüzlü MX_3Y_3 kompleksinin açık yapısı;

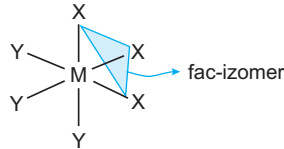


şeklinde.

Bu kompleks isimlendirilirken, aşağıdaki ön eklerden hangisinin kullanılması gerekir?

- A) fac– B) mer– C) cis–
D) trans– E) d, l

Çözüm:



MX_3Y_3 yapısında, üç ligant birlikte bir yüzey oluşturuyor. Bu yapı fac-izomer olarak adlandırılır.

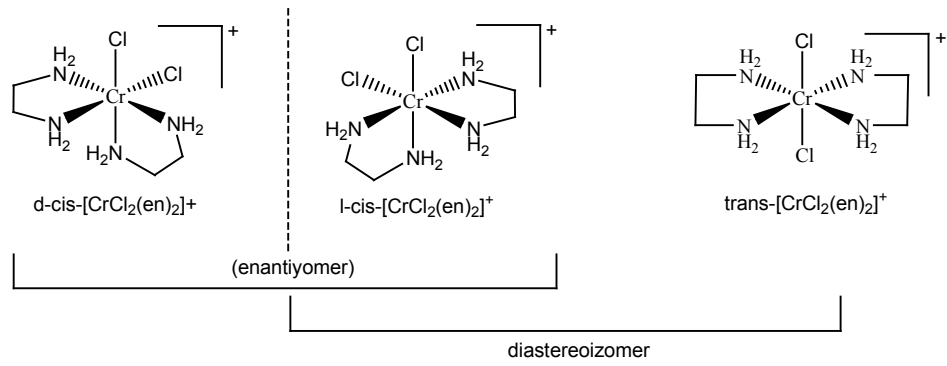
Cevap A

4.2.2. Optik İzomerler (Enantiyomerler)

Düzlem polarize ışığı farklı yönlerde çeviren izomere optik izomer (enantiyomer) denir. Üzerlerine düşürülen polarize ışığı enantiyomerlerden biri sağa çevirirken diğeri eşit derecede sola çevirir. Enantiyomerlerin düzlem polarize ışığı farklı yöne çevirmeleri dışında tüm fiziksel ve kimyasal özellikleri aynıdır. Bu nedenle enantiyomerler fiziksel yöntemlerle birbirlerinden ayrılamazlar. Optikçe aktif bileşikler simetri düzlemi içermezler. Simetri düzlemi içeren tüm moleküller **optikçe inaktif** moleküllerdir.

Yalnızca uygun geometrideki düzgünsekizyüzlü kompleksler optikçe aktiftir. Örnek olarak Cr^{3+} 'ün $[\text{CrCl}_2(\text{en})_2]^+$ oktahedral kompleksi verilebilir.

Etilendiamin yanında iki klor ligandı içeren cis- izomer optikçe aktiftir. Trans- izomer ise optikçe aktif değildir.



5. Koordinasyon Bileşiklerinde Bağlanma Teorileri

Etkin Atom Numarası (18 Elektron Kuralı)

A grubu elementlerine uygulanan oktet kuralına benzer şekilde kararlı koordinasyon bileşiklerinde merkez atomun etrafında toplam 18 elektron bulunur.

Koordinasyon bileşiklerinde yer alan merkez atom genellikle bir geçiş metalidir. Geçiş metallerinde bir s, üç p ve beş tane d olmak üzere dokuz değerlik orbitali bulunur.

Bu dokuz orbitalin tamamen dolması halinde toplam 18 elektron sayısına ulaşılır. Bu nedenle bu teoriye aynı zamanda 18 elektron kuralı da denir. Başka bir ifade ile geçiş metali aynı periyottaki soygaz elektron dizilişine yani $_{36}\text{Kr}$, $_{54}\text{Xe}$, $_{86}\text{Rn}$ elektron sayılarına ulaşmış olur. Kararlı komplekslerin çoğunda merkez atomun toplam 18, 36, 54 veya 86 elektrona sahip olduğu görülür.

Etkin atom numarası kuralının uygulaması şöyledir;

Merkez atomda bulunan değerlik elektronları ve her bir liganın metale verdiği elektron sayısı toplanır. Toplam 18 olursa “18 elektron kuralı” na uyar ve kompleks kararlıdır.

Aksi belirtilmediği sürece her bir liganın merkez atoma iki elektron vererek bağlandığı kabul edilir.



Aşağıda verilen kompleks bileşik ve iyonlarından hangileri etkin atom numarası (18 elektron) kuralına uymaz?

($_{24}\text{Cr}$, $_{26}\text{Fe}$, $_{27}\text{Co}$, $_{30}\text{Zn}$, $_{78}\text{Pt}$)

- A) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ B) $[\text{Cr}(\text{CO})_6]$ C) $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$
D) $[\text{Zn}(\text{en})_3]^{2+}$ E) $[\text{PtCl}_6]^{2-}$

Çözüm:

$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$

$_{27}\text{Co}^{3+} = [\text{Ar}]3d^6 \rightarrow 6e$

6 tane $\text{NH}_3 \rightarrow 2e \times 6 = 12e$

Toplam = 18e

$[\text{Cr}(\text{CO})_6]$

$_{24}\text{Cr} = [\text{Ar}] 4s^1 3d^5 \rightarrow 6e$

6 tane $\text{CO} \rightarrow 2e \times 6 = 12e$

Toplam 18e

$[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{4-}$

$_{26}\text{Fe}^{2+} = [\text{Ar}] 3d^6 \rightarrow 6e$

6 tane $\text{CN}^- \rightarrow 2e \times 6 = 12e$

Toplam = 18e

$[\text{Zn}(\text{en})_3]^{2+}$

$_{30}\text{Zn}^{2+} = [\text{Ar}]3d^{10} \rightarrow 10e$

3 en (en çift dişli) $\rightarrow 4e \times 3 = 12e$

Toplam = 22e

18 e kuralına uymaz

$[\text{PtCl}_6]^{2-}$

$_{78}\text{Pt}^{4+} = [\text{Kr}]5d^6 \rightarrow 6e$

6 tane $\text{Cl}^- \rightarrow 2e \times 6 = 12e$

Toplam = 18e

Cevap D



$[\text{Fe}(\text{CO})_5]$ kompleksi 18 elektron kuralına uymaktadır. Bu kompleks ile ilgili;

- I. Koordinasyon sayısı 5'tir.
- II. Üçgen çiftpiramit yapısındadır.
- III. Kompleks içerisindeki demir atomu $_{36}\text{Kr}$ ile izoelektroiktir.

yargılarından hangileri doğrudur? ($_{26}\text{Fe}$)

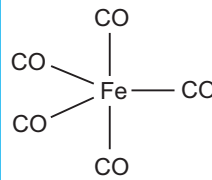
- A) Yalnız I B) Yalnız III C) I ve II
D) II ve III E) I, II ve III

Çözüm:

CO yüksüz bir liganttır. Koordinasyon küresinin de yükü olmadığına göre merkez atomun değerliği sıfırdır.

$_{26}\text{Fe} = [\text{Ar}] 4s^2 3d^6 \rightarrow 8e$ merkez atomdan gelir.

18e kuralına uyduğuna göre $18 - 8 = 10e$ ligantlardan gelmelidir. 5 tane CO ligantından toplam 10e gelir. Koordinasyon sayısı $x = 5$ tir. Koordinasyon sayısı 5 olan yapı üçgen çift piramittir.



26 elektronu bulunan demir atomu 10 elektronda ligantlardan alarak 36 e'a sahip olur.

Cevap E

5.1. Değerlik Bağ Teorisi (DBT)

Değerlik Bağ Teoremi (DBT) koordinasyon bileşiklerinde görülen koordine kovalent bağlanmanın bazı özelliklerini açıklayabilmektedir.

- ✎ Bu teori ile koordinasyon bileşiklerinin geometrisi yanında hibritleşmesi, stereokimyası ve manyetik özellikleri de bir noktaya kadar açıklanmıştır.
- ✎ Koordinasyon bileşiklerinin spektroskopik özelliklerini, renkleri ve diğer bazı yapısal özelliklerini açıklamada DBT yetersiz kalmıştır.

Koordinasyon bileşikleri, metallerle ligatların koordine kovalent bağ yapmaları sonucu oluşan yapılardır. Bu bağları oluşturan merkez atomun değerlik orbitallerinin türü, oluşan kompleksin geometrisini belirler.

Ligantların metal atomuna bağlanması sırasında merkez atomunun enerjileri birbirine yakın olan s, p ve d orbitalleri düzenlenerek yeni hibrit orbitaller oluştururlar. Bu hibritleşmelere göre molekül geometrisi belirlenir. En sık rastlanan hibritleşme ve molekül şekilleri şöyledir.

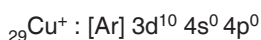
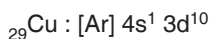
Koordinasyon sayısı: 2	sp	çizgisel
Koordinasyon sayısı: 3	sp ²	üçgen düzlem
Koordinasyon sayısı: 4	sp ³	tetrahedral
Koordinasyon sayısı: 4	dsp ²	kare düzlem
Koordinasyon sayısı: 5	dsp ³	üçgen çift piramit
Koordinasyon sayısı: 6	d ² sp ³	oktahedral

5.1.1. Koordinasyon sayısı 2 olan kompleksler

[Cu(NH₃)₂]⁺, [Ag(NH₃)₂]⁺, [Au(CN)₂]⁻ ve [Hg(CN)₂] gibi kompleksler merkez atoma iki ligant bağlanması ile oluşmuş komplekslerdir. Bu komplekslerde merkez atom sp hibritleşmesi yapmıştır ve koordinasyon sayısı iki olan çizgisel bileşikler oluşur.

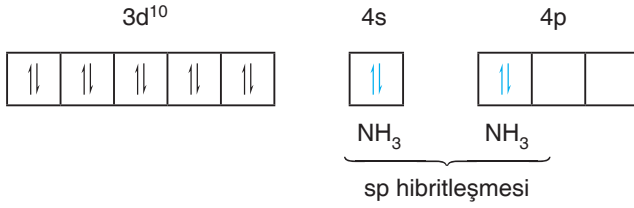
[Cu(NH₃)₂]⁺ kompleks iyonunun oluşumu DBT'e göre şöyle açıklanır (₂₉Cu);

İlk olarak merkez atom olan bakırın yükseltgenme basamağı bulunur. Amonyak yüksüz bir ligant olduğu için koordinasyon küresinin yükü olan +1 bakırın yüküne eşittir. +1 yüklü bakırın elektron dizilişi yazılarak değerlik elektronları bulunur.

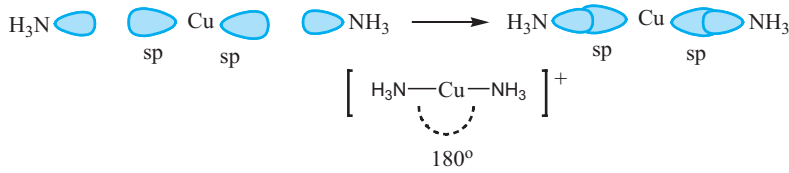


3d ¹⁰	4s	4p
↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓ ↑↓		

Her bir NH₃ ligantında azot üzerindeki elektron çifti merkez atomun boş orbitallerine yerleşir. 3d orbitali tam dolu olduğu için ligantlardan biri 4s'e diğeri ise 4p orbitaline ikişer elektron vererek bağlanır.



Hibritleşmeye bir tane s ve bir tane p orbitali katıldığı için sp hibritleşmesi olmuştur. Bakırın zıt yönde doğrusal olarak yönelmiş olan sp hibrit orbitalleri ile amonyakın azot atomunun bağ yapmayan elektron çifti içeren sp³ hibrit orbitalleri örtüşerek doğrusal [Cu(NH₃)₂]⁺ kompleksi oluşur.



5.1.2. Koordinasyon sayısı 4 olan kompleksler

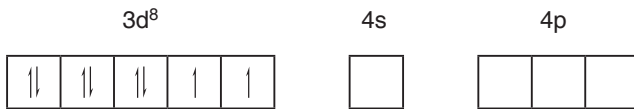
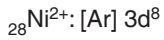
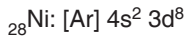
Koordinasyon sayısı dört olan komplekslerde merkez atom ile ligantların etkileşmesi sonucunda ya tetrahedral yada kare düzlem kompleks oluşur. Hangisinin oluşacağı hem ligant hem de merkez atomunun yapısına bağlıdır.



²⁸Ni²⁺ iyonu ile Cl⁻ ve CN⁻ ligantlarının yaptığı [NiCl₄]²⁻ ve [Ni(CN)₄]²⁻ komplekslerinin her ikisinde de Ni²⁺ iyonunun koordinasyon sayısı dördür. Ancak bu iki kompleksin geometrileri ve manyetizmaları farklıdır. Bu durum DBT'ne göre açıklanabilir.

a. Tetrahedral yapı: [NiCl₄]²⁻ kompleksi

Kompleksteki merkez atom olan nikel +2 yüklüdür. Bu nedenle Ni²⁺ nin elektron dizilişi yazılarak değerlik elektronlarının orbital diyagramı belirlenir.



Ni²⁺ iyonunun 3d orbitalinde ortaklaşmamış iki elektronu bulunmaktadır. Klor zayıf alan ligantıdır ve bu elektronları eşleşmeye zorlayacak güçte olmadığı için nikelin boş değerlik orbitallerine ikişer elektron vererek bağlanır. Dört klor ligantından biri 4s orbitali ile, üç tanesi ise 4p orbitaline ikişer elektron vererek bağlanır.

NOT

Klor zayıf alan ligantı olduğundan 3d orbitalinde bulunan eşleşmemiş iki elektronu sıkıştırarak eşleştiremez.

NOT

Merkez atom sp³ hibritleşmesi yaparsa kompleks tetrahedral yapıdadır. Merkez atom dsp² hibritleşmesi yaparsa kompleks kare düzlem yapıdadır.

NOT

Koordinasyon sayısı dört olan kompleksler tetrahedral veya kare düzlem yapıda bulunabilirler.

NOT

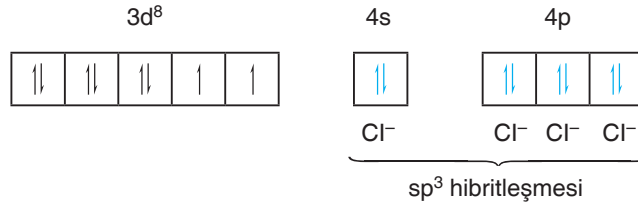
Ligantların kuvvetli alan ligantı mı yoksa zayıf alan ligantı mı olduğunu ezberlemek gerekmez. Soru içerisinde ya doğrudan verilmekte ya da bilgiye gerek kalmadan çözülebilecek farklı ipuçları içeren sorular sorulmaktadır.

NOT

$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ kompleksinde olduğu gibi orbitallerinde tüm elektronları eşleşmiş olan kompleksler diyamanyetik, $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ kompleksindeki gibi eşleşmemiş elektron içeren kompleksler paramanyetik özellik gösterir.

NOT

Genellikle kuvvetli alan ligantları kare düzlem yapıyı, zayıf alan ligantları düzgün dörtyüzlü yapıyı oluşturur.

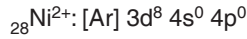
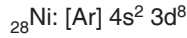


hibritleşmeye katılan bir tane s ve üç tane p orbitali vardır.

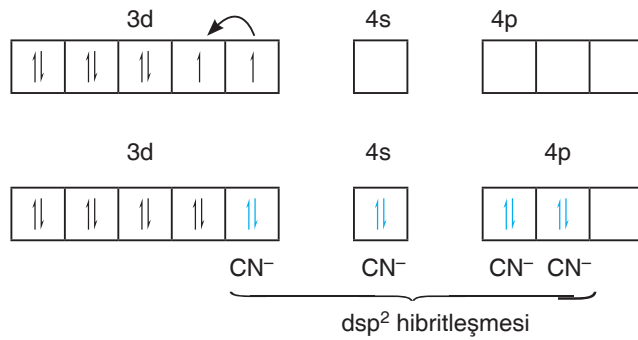
- ✎ Bir tane s ve üç tane p orbitali hibritleşmeye katılmış ve düzgün dörtyüzlü yapıdaki sp^3 hibrit orbitallerini oluşturmuştur.
- ✎ Bu nedenle kompleks iyonu düzgün dörtyüzlü yapıdadır.
- ✎ Ayrıca kompleks, 3d orbitallerinde eşleşmemiş iki elektron içerir ve paramanyetik özellik gösterir.

b. Kare düzlem yapı: $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ kompleksi

$[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ kompleksinde merkez atom olan nikel +2 yüklüdür. Bu nedenle Ni^{2+} nın elektron dizilişi yazılarak değerlik elektronları orbitallere yerleştirilir.



CN^- kuvvetli alan ligantıdır ve Ni^{2+} 'in d orbitallerinde bulunan eşleşmemiş elektronları eşleşmeye zorlayacak kuvvette bir ligandır. Bu eşleşme ile birlikte Ni^{2+} 'nin bir tane d orbitali boşalır. Dört tane CN^- ligantından bir tanesi boşalan 3d'ye, bir tanesi 4s'ye iki tanesi de 4p'ye ikiyeşer elektron vererek bağlanır.



hibritleşmeye katılan bir tane d, bir tane s ve iki tane p orbitali vardır.

- ✎ Bir tane d, bir tane s ve iki tane p orbitali hibritleşmeye katılmış ve kare düzlem yapıdaki dsp^2 hibrit orbitallerini oluşturmuştur.
- ✎ Bu nedenle kompleks iyonu kare düzlem yapıdadır.
- ✎ Ayrıca kompleks, eşleşmemiş elektron içermediği için diyamanyetik özellik gösterir.



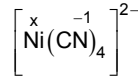
Değerlik bağ kuramına (DBT) göre, diyamanyetik $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ iyonu ile ilgili olarak;

- I. Merkez atomunun elektron dizilimi $3d^{10}$ ile sonlanır.
- II. sp^3 hibriti yapar.
- III. Kare düzlem geometridir.
- IV. Merkez atomundaki hibritleşmeye 3d orbitalleri katılır.

yargılarından hangileri doğrudur? ($_{28}\text{Ni}$)

- A) Yalnız II B) I ve II C) III ve IV
D) I, II ve III E) I, III ve IV

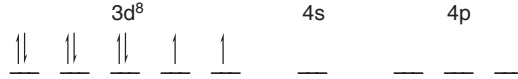
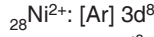
Çözüm:



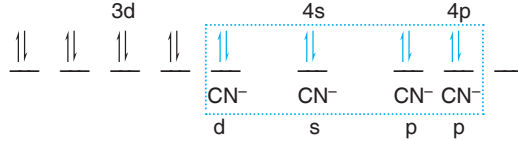
$$x - 4 = -2$$

$$x = +2$$

Nikel, +2 yükseltgenme basamağına sahiptir.



Kompleksin diyamanyetik olduğu soruda verilmiştir. Bu durumda CN^- ligandı yapıya katılırken Nikelin 3d'deki iki elektronu eşleşir.

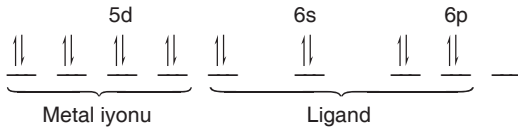


dsp^2 hibritleşmesi yapılmıştır. Kare düzlem geometriye sahiptir. Hibritleşmede merkez atoma ait bir tane d orbitali kullanılmıştır.

Cevap C



Değerlik bağ teorisine göre, $[\text{PtCl}_4]^{2-}$ iyonunda elektronların yerleştirilmesi;



şeklinde gösterilebilir.

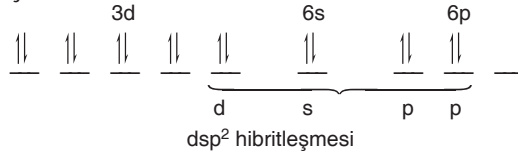
Buna göre,

- I. Kompleks iyonun geometrisi, kare düzlemdir.
- II. Merkez atomunun hibriti sp^3 'tür.
- III. Kompleks diyamanyettir.
- IV. Merkez atomun yükseltgenme basamağı +2'tür.

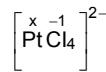
ifadelerinden hangileri doğrudur? ($_{78}\text{Pt}$)

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) III ve IV
D) II ve III E) I, III ve IV

Çözüm:



dsp^2 hibritleşmesi yapan kompleksler kare düzlem geometriye sahiptir. Eşleşmemiş elektron bulunmadığı için diyamanyettir.



$$x - 4 = -2$$

$x = +2$, merkez atom +2 yükseltgenme basamağına sahiptir.

Cevap E



[Ni(CO)₄] kompleks bileşiği düzgün dörtyüzlü yapıda bulunmaktadır. Buna göre,

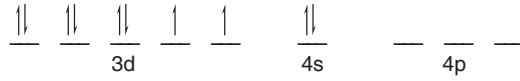
- I. Paramanyetik özellik gösterir.
- II. Karbonil (CO) kuvvetli alan ligantıdır.
- III. 18 elektron kuralına uyar.

yargılarından hangileri doğrudur? (₂₈Ni)

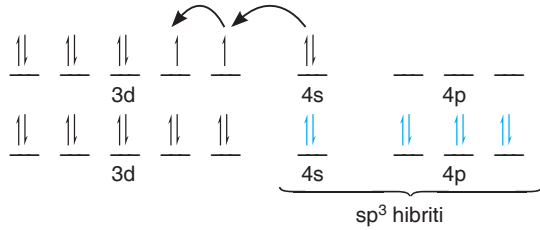
- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve II
D) II ve III E) I, II ve III

Çözüm:

Düzgün dörtyüzlü yapıda bulunan kompleksler sp^3 hibritleşmesi yapmıştır. Komplekste nikel atomunun yükü sıfırdır. (Karbonil yüksüz bir liganttır.)



sp^3 hibritleşmesi için ligantlardan gelen elektronların 4s ve 4p'ye yerleşmesi gerekir. Bunun için CO kuvvetli alan ligantı olmalıdır ve nikel atomuna ait 4s deki iki elektronu ve 3d'deki eşleşmemiş iki elektronu sıkıştırması gerekir.



Eşleşmemiş elektron bulunmadığı için diyamanyetiktir. Merkez atom nikel atomundan 10e, ligantlardan 8e gelir ve 18 elektron kuralına uyar.

Cevap D

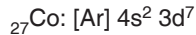
5.1.3. Koordinasyon sayısı 6 olan kompleksler

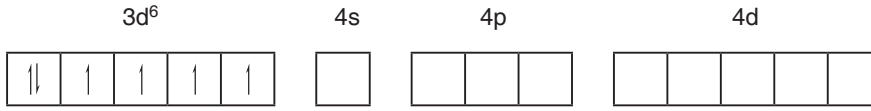
Koordinasyon sayısı 6 olan komplekslerin tamamı oktahedral geometriye sahiptir. Bu tür bileşiklerde merkez atom ve ligantların etkileşimi sonucunda geometride herhangi bir farklılık gözlenmez. Komplekslerde gözlenen farklılık iç orbital kompleksi veya dış orbital kompleksi olmalarıdır.

Co^{3+} iyonunun F^- ve NH_3 ligantlarıyla yaptığı $[\text{CoF}_6]^{3-}$ ve $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ komplekslerinin geometrileri aynıdır. Ancak manyetik özellikleri, iç veya dış orbital kompleksi olmaları ve iyonik karakterleri birbirlerinden farklıdır. Bu durum DBT ile açıklanabilir.

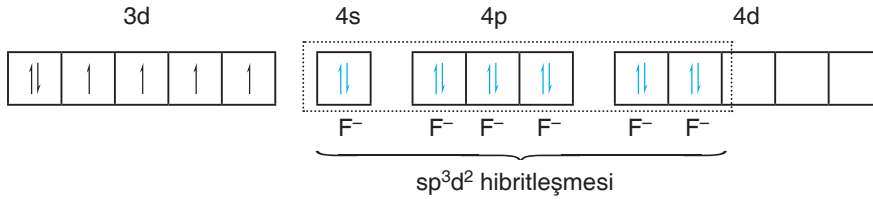
a. Dış orbital kompleksi: $[\text{CoF}_6]^{3-}$

$[\text{CoF}_6]^{3-}$ kompleksinde merkez atom olan kobaltın yükseltgenme basamağı 3+'dır. ${}_{27}\text{Co}^{3+}$ nın elektron dizilimi yapılarak değerlik elektronlarına ait orbital şeması çizilir.





Flor ligantı bağlanırken kobaltın eşleşmemiş değerlik elektronlarını sıkıştırarak eşleşmelerini sağlayacak kadar güçlü bir ligant değildir. Bu nedenle 3d'de bulunan eşleşmemiş dört elektron olduğu gibi kalır. Altı tane flor ligantı boş değerlik orbitallerine yerleşir. Bağlanma için 6 tane boş orbital gerektiğinden 4. enerji düzeyindeki 4d orbitalleri de hibritleşmeye katılır. Klor ligantlarının bir tanesi 4s orbitaline, üç tanesi 4p orbitallerine ve iki tanesi 4d orbitallerine elektron çiftleri ile katılarak koordine olur.

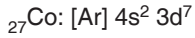


hibritleşmeye katılan bir tane s, üç tane p ve iki tane d orbitali vardır.

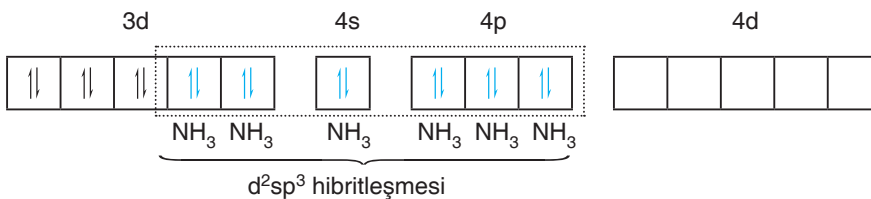
- 🔗 Hibritleşmeye bir s, üç p ve iki d orbitali katıldığı için sp³d² hibritleşmesi gerçekleşir.
- 🔗 Hibritleşmede içerde bulunan 3d orbitalleri dolu veya yarı dolu olduğu için kullanılamamıştır. Ligantlar daha dışta bulunan 4d orbitallerini kullanmıştır. Bu şekilde dıştaki yüksek enerjili 4d orbitalleri kullanıldığından kompleks **dış orbital kompleksi** olarak adlandırılır.
- 🔗 3d orbitallerinde dört tane eşleşmemiş elektron bulunduğundan kompleks paramanyetik özellik gösterir.

b. İç orbital kompleksi: [Co(NH₃)₆]³⁺

[Co(NH₃)₆]³⁺ kompleksinde merkez atom olan kobaltın yükseltgenme basamağı 3+'dır. ²⁷Co³⁺ nın elektron dizilimi yapılarak orbital diyagramı çizilir.



Amonyak (NH₃) orta kuvvette bir liganttır. Ancak, Co³⁺ metaline bağlandığında kuvvetli ligant olarak davranır. Co³⁺ ün 3d orbitallerindeki eşleşmemiş elektronları eşleşmeye zorlar ve böylelikle 3d orbitallerinden ikisi boşalır. NH₃ ligantlarından iki tanesi boşalan bu 3d orbitaline, bir tanesi 4s orbitaline ve üç tanesi de 4p orbitaline yerleşir.



hibritleşmeye katılan bir tane s, üç tane p ve iki tane d orbitali vardır.

- ✎ Kompleks oluşumu sırasında hibritleşmeye iki d, bir s ve üç p orbitali katıldığı için d^2sp^3 hibritleşmesi olmuştur.
- ✎ $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ kompleksinde amonyak ligantları merkez atomun düşük enerjili içteki 3d orbitallerini kullanıldığı için **iç orbital kompleksi** adını alır.
- ✎ Değerlik orbitallerinde bulunan tüm elektronlar eşleştiği için kompleks diamanyetik özellik gösterir.

İç orbital ve dış orbital komplekslerinin karşılaştırılması

$[\text{CoF}_6]^{3-}$ kompleksinde dıştaki yüksek enerjili 4d orbitalleri kullanıldığından dış orbital kompleksi; $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ kompleksinde ise içteki düşük enerjili 3d orbitalleri kullanıldığı için iç orbital kompleksi olarak adlandırılır. Her iki komplekste oktahedral yapıdadır.

Dış orbital komplekslerinde eşleşmemiş elektron sayısı daha fazladır. Bu nedenle spin kuantum sayısı da daha fazladır ve yüksek spin kompleksidir. Yüksek spinli komplekslerdeki bağlanmanın iyonik karakteri daha fazladır. Bu nedenle dış orbital komplekslerine iyonik kompleksler de denir.

İç orbital komplekslerinde ise eşleşmemiş elektron sayısı ve toplam spin kuantum sayısı düşüktür. Bu komplekslere düşük spin kompleksleri denir. Bu komplekslerdeki bağlanmanın kovalent karakteri daha fazladır. Bu nedenle iç orbital komplekslerine kovalent kompleksler de denir.

Dış orbital kompleksi	İç orbital kompleksi
$[\text{CoF}_6]^{3+}$	$[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$
sp^3d^2 hibritleşmesi	d^2sp^3 hibritleşmesi
Oktahedral	Oktahedral
Yüksek spin kompleksi	Düşük spin kompleksi
İyonik karakterli	Kovalent karakterli



$[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_6]^{3+}$ kompleksi yüksek spinli bir kompleksir. Buna göre;

- I. Eşleşmemiş elektron sayısı 5'tir.
- II. Oktahedral yapıdadır.
- III. Merkez atom sp^3d^2 hibritleşmesi yapmıştır.
- IV. İç orbital kompleksidir.

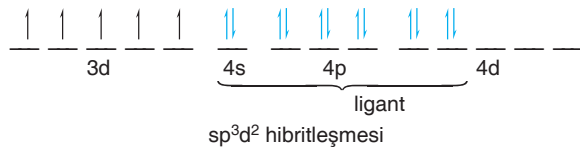
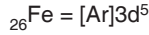
yargılarından hangileri doğrudur? ($_{26}\text{Fe}$)

- A) Yalnız I B) II ve III C) I ve IV
D) I, II ve III E) I, II ve IV

Çözüm:

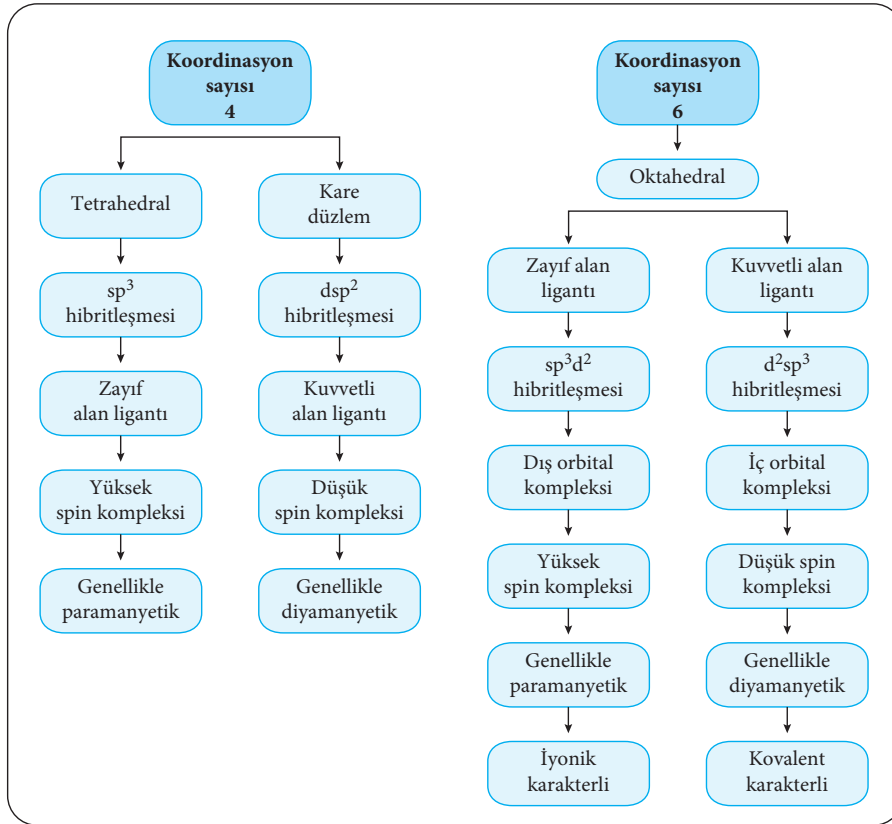
Yüksek spinli bir kompleks olduğuna göre ligant, geçiş metalinin değerlik elektronları sıkıştırarak eşleştirememiştir. Bu nedenle dıştaki orbitalleri doldurmuştur. Dış orbital kompleksidir.

Kompleks için demir +3 değerliklidir.



3d orbitalinde 5 tane eşleşmemiş elektron bulundurulur. Koordinasyon sayısı 6 olduğu için oktahedral yapıdadır.

Cevap D

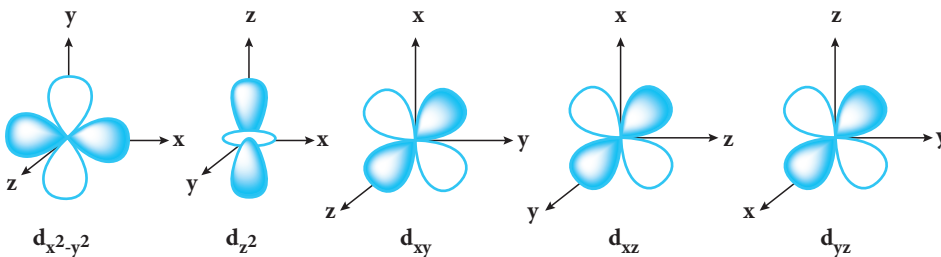


5.2. Kristal Alan Teorisi (KAT)

DBT komplekslerin renklerini, manyetik özelliklerini ve spektrokimyasal özelliklerini tam olarak açıklayamaz. Kristal Alan Teorisi (KAT) ise bu özellikleri açıklamayı başarmıştır.

Kristal alan teorisine göre, bir kompleksteki bağlanma pozitif yüklü merkez atom ile ligantlar arasındaki elektrostatik çekimlerden meydana gelen iyonik bir bağlanmadır. KAT'e göre; ligantlar birer noktasal eksi yüküdür. Ligantların iç yapıları dikkate alınmaz. Bu noktasal eksi yükler ile pozitif yüklü metal atomu arasında elektrostatik bir çekim kuvveti vardır. Bu nedenle merkez atom ligantları kendine doğru çeker. Ligantlar merkez atoma yaklaşırken, merkez atomun d orbitallerinde bulunan elektronlar ile karşılaşır. Noktasal eksi yük olarak kabul edilen ligantlar ve d orbitalindeki elektronlar birbirleri ile etkileşir. Bu etkileşimler sonucunda d orbitallerinin bağıl enerjileri değişir. Ancak uzaydaki yönelimleri farklı olduğundan tüm d orbitalleri bundan aynı şekilde etkilenmez.

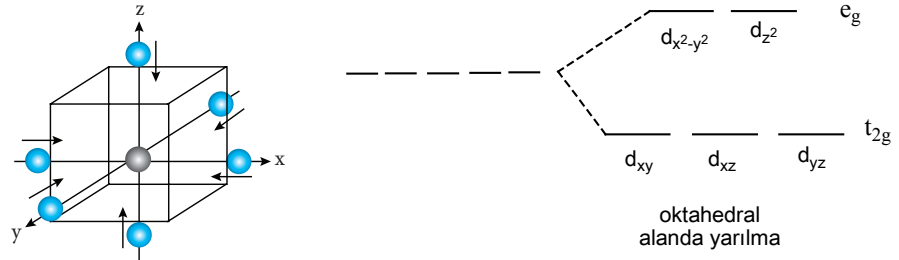
Metal atomunda dxy, dyz, dxz, dx²-y² ve dz² olmak üzere beş d orbitali vardır. Bu orbitallerinin uzaydaki yönelimleri aynı olmasa da enerjileri eşittir. d orbitallerinin koordinat eksenlerinde yönelimleri şöyledir.



dx_y , dy_z ve dx_z orbitallerinin dilimleri koordinat eksenlerinin açıortayları üzerinde, dx^2-y^2 ve dz^2 orbitallerinin dilimleri ise koordinat eksenlerinin üzerinde bulunur. Serbest halde bulunan bir metal atomunda beş d orbitali eşit enerjilidir. Ligantlar merkez atoma yaklaştığında bu orbitallerin enerjileri birbirinden ayrılır. Geometrik şekli farklı olan oktahedral, tetrahedral ve kare düzlem komplekslerde d orbitalleri farklı şekillerde yarılr.

5.2.1. Oktahedral Komplekslerde Kristal Alan Teorisi

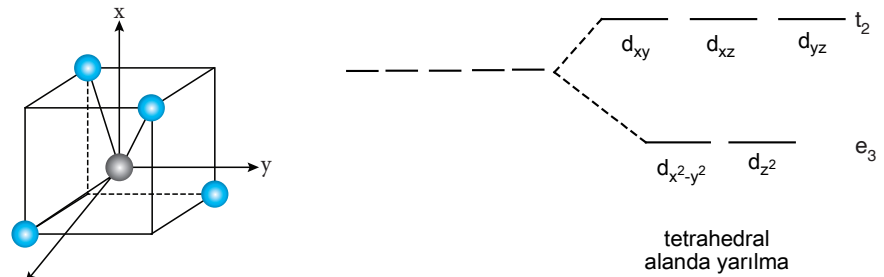
Oktahedral yapıda merkez atoma negatif yük olarak kabul edilen altı ligant bağlanır. Bu ligantlar küpün x, y ve z eksenleri doğrultusunda yaklaşması halinde oktahedral bir alan oluşur.



Metalin d orbitalleri bu ligantlardan farklı şekillerde etkilenir. Metal atomunun koordinat eksenleri üzerinde bulunan dx^2-y^2 ve dz^2 orbitalleri eksen doğrultusunda yaklaşan ligantlardan daha çok etkilenir. Bu iki orbitalin enerjileri aynı miktarda artar. Eksenlerin açıortayları üzerinde bulunan dx_y , dy_z ve dx_z orbitalleri ise ligantlardan daha az etkilenir ve üçünün enerjisi de aynı miktarda düşer. Oktahedral alanda metalin d orbitallerinin enerjileri üçü aşağıda ikisi yukarıda olacak şekilde yarılr.

5.2.2. Tetrahedral Komplekslerde Kristal Alan Teorisi

Tetrahedral yapıda merkez atoma negatif yük olarak kabul edilen dört ligant bağlanır. Bu ligantların küpün dört köşesinden yaklaşması sonucunda tetrahedral bir alan oluşur.



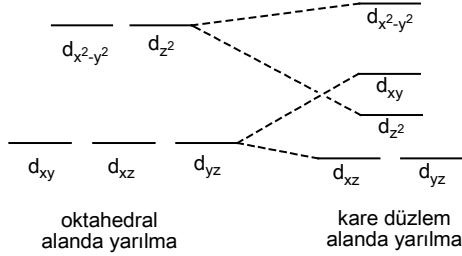
NOT

dx^2-y^2 ve dz^2 orbitallerinin simetrisi e_g ; dx_y , dx_z ve dy_z orbitalinin ise t_{2g} dir. e , ikili eş enerjili orbitalleri; t , üçlü eşenerjili orbitalleri gösteren simgelerdir.

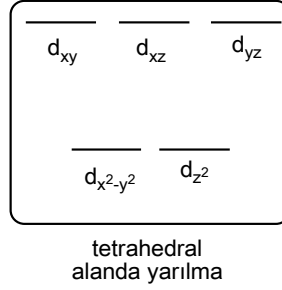
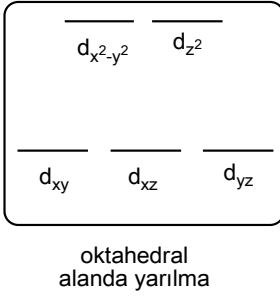
Merkezde bulunan metal atomunun dx^2-y^2 ve dz^2 orbitalleri küpün yüzeylerine, dx_y , dx_z ve dy_z ise küpün kenar ortalarına doğru yönlenmiştir. Tetrahedral komplekslerde ligantlar metal orbitallerine doğrudan yaklaşmaz. Yani merkez atomunun hiçbir orbitalini direkt olarak etkileyemezler. Ancak, küpün köşelerinden metale yaklaşan dört ligant en fazla t_2 simetrlili dx_y , dx_z ve dy_z orbitallerini etkiler ve bu orbitallerin enerjilerinde artışa neden olurlar. e_g simetrlili dx^2-y^2 ve dz^2 orbitallerinin enerjileri ise düşer. Sonuç olarak tetrahedral alanda metalin d orbitallerinin enerjileri; ikisi aşağıda, üçü yukarıda olacak şekilde yarılr.

5.2.3. Kare Düzlem Komplekslerde Kristal Alan Teorisi

Kare düzlem komplekslerde d orbitallerinin yarılması oktahedral kompleksler ile ilişkilendirilir. Kare düzlem komplekslerde merkez atoma z eksenine boyunca bir ligant yaklaşmadığından d_{z^2} orbitalinin enerjisi düşmüştür. Bu arada z eksenine ile bağlantılı d_{xz} ve d_{yz} orbitallerinin de enerjisi az da olsa düşmüştür. Buna karşın dört ligantında yaklaşma doğrultusunda bulunan $d_{x^2-y^2}$ ve d_{xy} orbitalinin enerjisi de bir miktar artmıştır.

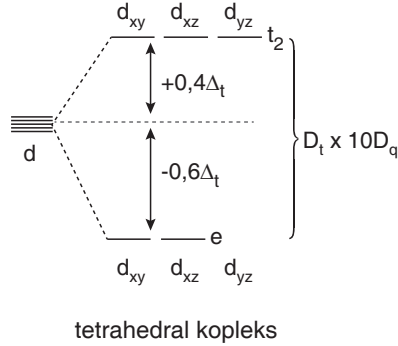
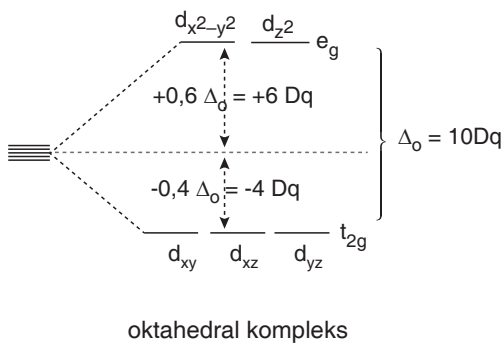


Sonuç olarak oktahedral, tetrahedral ve kare düzlem yapılar da; d orbitalleri aşağıdaki şekillerde yarılr.



5.2.4. Kristal Alan Yarılma Enerjisi (KAYE)

Oktahedral alan etkisiyle yarılmaya uğrasa da d orbitallerinin toplam enerjisi küresel alandaki ile aynıdır. Enerjideki azalma $-0,4 \Delta_o$ ($-4Dq$), artış ise $+0,6 \Delta_o$ ($+6Dq$) kadardır. Oktahedral alanda meydana gelen bu düzenlenme ile e_g ve t_{2g} enerji seviyeleri arasında Δ_o veya $10Dq$ ile gösterilen enerji farkı meydana gelir. Bu enerji farkına **Kristal Alan Yarılma Enerjisi** (KAYE) denir. KAYE hesaplamalarında UV-GB spektroskopisi kullanılabilir.



5.2.5. KAYE'ni Etkileyen Faktörler

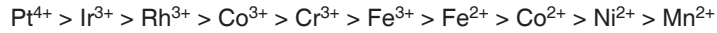
Komplekslerin bir çok özelliğini Kristal Alan Teorisi (KAT) ile açıklarken Kristal Alan Yarılma Enerjisi (KAYE) değerleri kullanılır.

Kristal alan teorisinde d orbitallerinin yarılmaları sonucu oluşan KAYE koordinasyon sayısına, kompleksin geometrisine, aynı zamanda metal iyonunun doğasına, yüküne ve çevresinde bulunan ligant türüne bağlıdır.

Merkez atom türü: geometri ve ligant türü sabit tutulduğunda metal atomuna bağlı olarak d orbitallerinin yarılmaları aşağıda verilen sırada azaldığı belirlenmiştir.

Kuvvetli alan iyonları

Zayıf alan iyonları



Bu sıralamanın solundaki metal iyonlarının yarattığı kristal alan yarılmaları büyük olduğundan **bunlar kuvvetli alan iyonları**, sağda kalan metal iyonları ise **zayıf alan iyonları** olarak adlandırılır.

Ligant türü: Geometri ve metal atomları aynı olan ancak ligantları farklı kompleksler üzerinde yapılan çalışmalarda d orbitallerindeki yarılmaların aynı olmadığı ve KAYE büyüklüğünün aşağıda verilen sırada arttığı saptanmıştır.

Zayıf alan ligantları

Kuvvetli alan ligantları



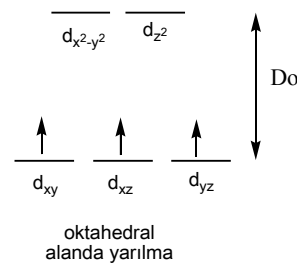
Geçiş metal komplekslerinin absorpsiyon spektrumları alınarak belirlenen sonuçlara göre oluşturulan yukarıdaki sıralamaya **spektrokimyasal seri** denir. Yarılmış olan d orbitallerinin enerjileri arasındaki farkın yüksek olmasını sağlayan yani büyük yarılmaya neden olan ligantlara **kuvvetli alan ligantları**, düşük yarılmaya neden olanlara ise **zayıf alan ligantları** denir.

Spektrokimyasal seri KAT ile tam olarak açıklanamaz. KAT' a göre metal ile ligant arasında yalnızca elektrostatik çekim olduğu düşünülür. Ligantlar ile merkez atomun orbital örtüşmelerinin oluşturduğu kovalent bağlanmayı hesaba katmadığı için spektrokimyasal seriyi tam olarak açıklayamamıştır.

5.2.6. Oktahedral Komplekslerde KAT'ın uygulanması

Oktahedral komplekslerde d orbitalleri üçü aşağıda ikisi yukarıda olmak üzere iki enerji seviyesine yarılır. KAT'a göre ligantlar noktasal eksi yüklerdir. Bu nedenle yalnızca merkez atomun d orbitallerinde bulunan değerlik elektronları, yarılmış olan d orbitallerine yerleştirilir.

Kompleks oluşumu sırasında yarılmış olan d orbitallerine elektronlar Aufbau ilkesi, Hund kuralı ve Pauli dışarlama ilkelerine uygun olarak yerleşir. Buna göre; değerlik kabuğundaki d orbitallerinin her birine elektronlar paralel spinleri en fazla olacak şekilde tek tek yerleşirler.



Tek elektron bulunduran bir orbitale ikinci elektronun girmesi, enerji gerektiren bir olaydır. Bir orbitalde bulunan iki elektron arasında elektron–elektron itmesi söz konusudur. Elektronları eşleştirmek için gerekli bu enerjiye eşleşme enerjisi denir ve P ile gösterilir. Bir metal iyonunun eşleşme enerjisi (P) değeri sabittir. P, elektron eşleşme enerjisidir.

NOT

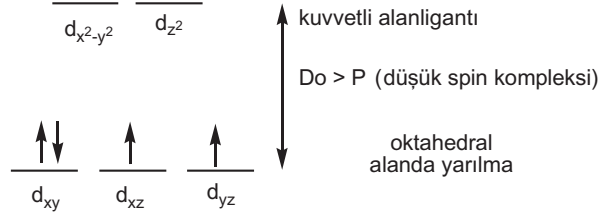
KAT'a göre ligantlar noktasal eksi yüklerdir. Merkez atomun orbitalleri ile ligant orbitalleri arasında bir girişim olmadığını, yani kovalent bağ bulunmadığını kabul eder.

NOT

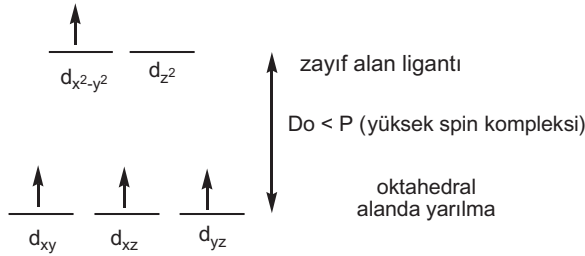
Tetrahedral kristal alanda gözlenen düzenlenme oktahedral kristal alanda kinin tam tersi olur.

Yukarıdaki elektron dizilimide dördüncü ve daha sonraki elektronların nereye gireceği Do ve P değerlerinin birbirleri ile karşılaştırılması sonucunda belirlenir.

- 👉 Kristal alan yarıлма enerjisinin (Do) elektronların eşleşme enerjisinden (P) büyük olması durumunda ($Do > P$) elektronlar üst enerji düzeyine çıkamaz, alt enerji düzeyinde bulunan elektronlardan biri ile ters spinli olarak eşleşir. Bu elektronlar yerleştikten sonra ikinci elektronlar zıt spinli olarak orbitallere yerleşir.



- 👉 Eğer Do değeri P den küçük ise ($Do < P$) bu durumda dördüncü elektron üst enerji seviyesindeki orbitallere paralel spinli olarak yerleşir.



Metalin eşleşme enerjisi (P) sabit bir değerdir. Ancak Do ligantın türüne göre değişmektedir. Kuvvetli alan ligantları ile metal etkileştiğinde Do değeri büyük olur. Elektronlar yukarı çıkmak yerine alt seviyede eşleşmeyi tercih eder. Kompleks düşük spinli olur. Örneğin spektrokimyasal serideki CO, CN⁻, NH₃ gibi kuvvetli alan ligantlarının etkisinde kalan d orbitalleri daha fazla yarılarak büyük KAYE'ye (Do) sahip kompleksler oluştururlar. Bu komplekslere kuvvetli alan veya düşük spin kompleksleri adı verilir. Ancak Cl⁻, H₂O gibi zayıf alan ligantları metal atomunun d orbitallerinin daha az yarılmasına neden olduğu için bu ligantların oluşturduğu KAYE küçüktür. Bu ligantların oluşturduğu komplekslere zayıf alan veya yüksek spin kompleksleri denir.

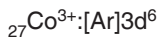
KAT koordinasyon bileşiklerinin manyetizması hakkında da bilgi verir. Tüm elektronların eşleştiği bileşikler **diyamanyetik**, bir veya daha fazla eşleşmemiş elektron içeren bileşikler ise **paramanyetik** özellik göstermektedir.

[CoF₆]³⁻ kompleks iyonu paramanyetik ve yüksek spinli olmasına rağmen [Co(NH₃)₆]³⁺ iyonu diyamanyetik ve düşük spinlidir. Bu durum KAT ile açıklanabilir.

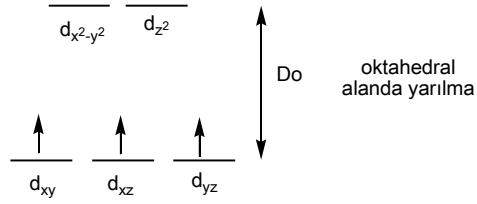
a. Yüksek spinli kompleks: [CoF₆]³⁻

KAT'a göre [CoF₆]³⁻ kompleks iyonunun yüksek spinli olması şu şekilde açıklanır:

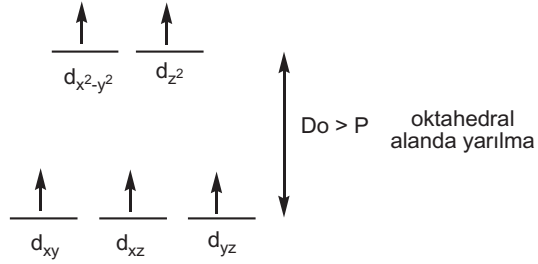
Merkez atom olan kobalt 3+ yükseltgenme basamağına sahiptir. Bu nedenle ²⁷Co³⁺ nın elektron dizilişi yazılarak d orbitallerinde bulunan elektron sayısı belirlenir.



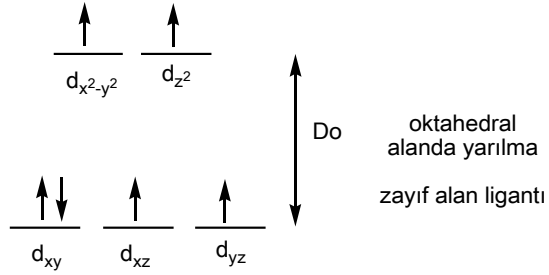
Koordinasyon sayısı altı olduğuna göre kompleks oktahedral yapıda olmalıdır. Oktahedral komplekslerde d orbitalleri altta üç üstte iki tane olacak şekilde yarıılır. Daha sonra altı tane değerlik elektronu bu orbitallere yerleştirilir. İlk üç elektron alt enerji seviyesine aynı spinli olacak şekilde tek tek yerleştirilir.



Daha sonraki elektronların ilk üçünün yanına mı yoksa, yukarıyı yerleştirileceğine ligantın türüne bakarak karar verilir. F^- zayıf alan ligantı olduğu için enerji seviyeleri farkı düşüktür. Yani Do değeri P 'den küçüktür. Bu nedenle sonraki elektronlar diğerlerinin yanına girmektense, yukarı çıkmayı tercih ederler.



Yukarısı da dolduktan sonra son elektron alt enerji seviyesinde bulunanlardan herhangi birinin yanına zıt spinli olarak yerleşir.

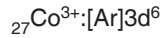


Son durumda kompleks dört tane eşleşmemiş elektron içerir. Yüksek spin kompleksidir ve eşleşmemiş elektronlardan dolayı paramanyetik özellik gösterir.

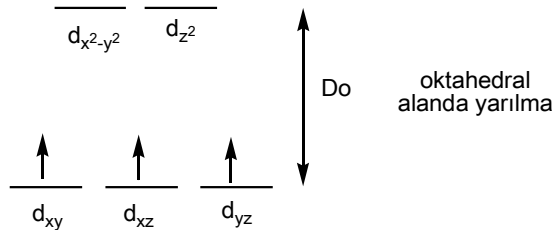
b. Düşük spinli kompleks: $[Co(NH_3)_6]^{3+}$

KAT'a göre $[Co(NH_3)_6]^{3+}$ kompleks iyonunun düşük spinli bir kompleks olması şu şekilde açıklanır:

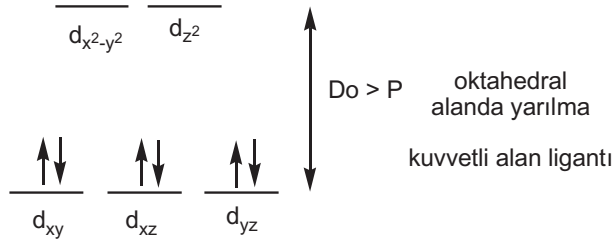
Merkez atom kobalt 3+ yükseltgenme basamağına sahiptir. Bu nedenle $_{27}Co^{3+}$ nın elektron dizilişi yazılarak d orbitallerinde bulunan elektron sayısı belirlenir.



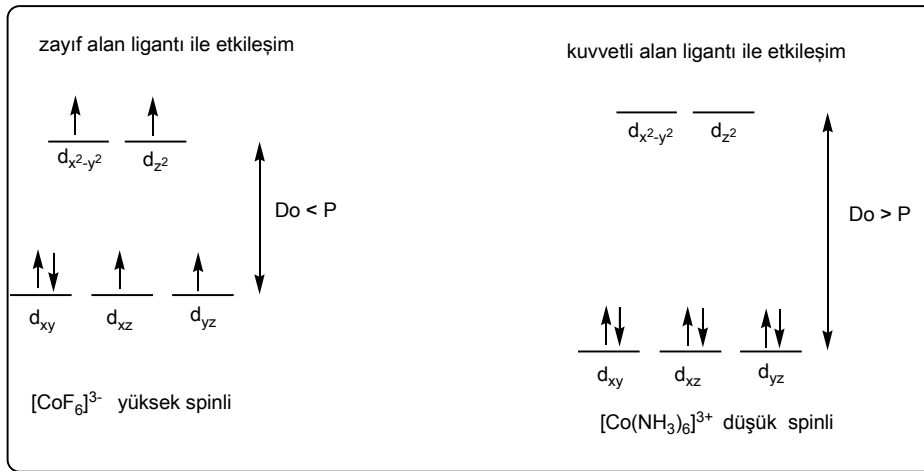
Koordinasyon sayısı altı olduğuna göre kompleks oktahedral yapıda olmalıdır. Oktahedral komplekslerde d orbitalleri altta üç üstte iki tane olacak şekilde yarıılır. Daha sonra altı tane değerlik elektronu bu orbitallere yerleştirilir. İlk üç elektron alt enerji seviyesine aynı spinli olacak şekilde tek tek yerleştirilir.



NH_3 kuvvetli alan ligandı olduğundan enerji seviyeleri farkı büyüktür. Yani Δ_o değeri P 'den büyüktür. Bu nedenle sonraki elektronlar yukarı çıkmaktansa diğerlerinin yanına girmeyi tercih ederler.



Kompleks eşleşmemiş elektron içermez. Düşük spin kompleksidir ve tüm elektronları eşleştiği için diamanyetik özellik gösterir.



5.2.7. Tetrahedral Komplekslerde KAT'ın uygulanması

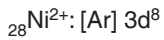
$^{28}\text{Ni}^{2+}$ iyonu ile Cl^- ve CN^- ligantlarının yaptığı $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ ve $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ komplekslerinin her ikisinde de Ni^{2+} iyonunun koordinasyon sayısı dördür. Ancak bu iki kompleksin geometrileri ve manyetizmaları farklıdır. $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ kompleksi tetrahedral yapıda ve paramanyetiktir. $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ kompleksi ise karedüzlem yapıda ve diamanyetiktir. Bu durum KAT ile açıklanabilir.

a. Paramanyetik yapı: $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ kompleksi ve

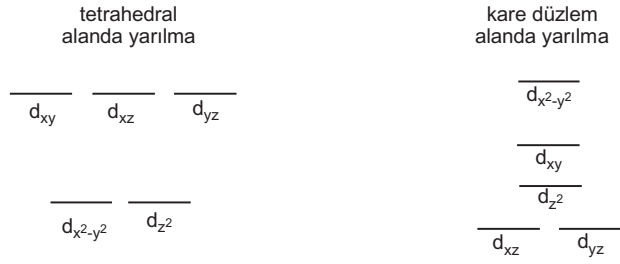
Diamanyetik yapı: $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ kompleksi

Komplekslerin hangi geometride olacağı, paramanyetik veya diamanyetik olmalarından yola çıkarak bulunabilir.

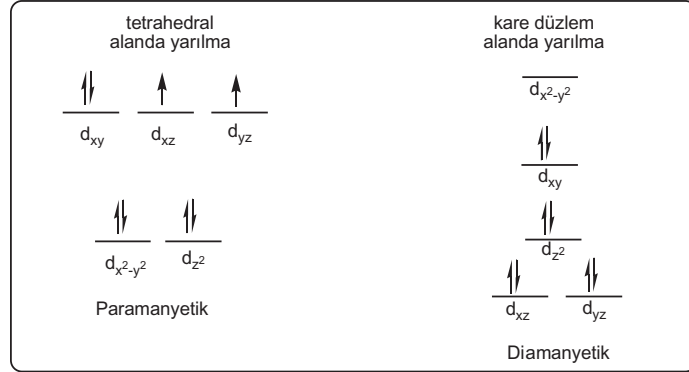
Her iki komplekste de merkez atom olan nikel +2 yüklüdür. Bu nedenle Ni^{2+} nin elektron dizilişi yazılarak d orbitallerindeki elektron sayısı bulunur.



Komplekslerin koordinasyon sayıları dört olduğu için ya tetrahedral yapıda ya da kare düzlem yapıdadırlar. Tetrahedral yapıda ise d orbitalleri ikisi altta üçü üstte olacak şekilde yarılmış olmalıdır. Eğer kare düzlem yapıda ise d orbitalleri iki-bir-bir-bir şeklinde yarılmış olmalıdır.



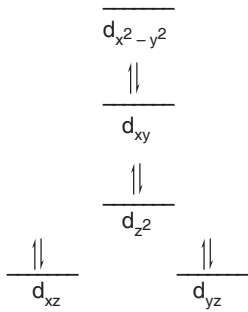
Merkez atomun d orbitallerinde bulunan 8 elektron her iki yapıya ayrı ayrı yerleştirilir.



Bu durumda tetrahedral yapıda eşleşmemiş elektronlar bulunur ve paramanyetik özellik gösterir. Buradan $[\text{NiCl}_4]^{2-}$ kompleksinin tetrahedral yapıda olduğu anlaşılır. Diamanyetik olan $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$ kompleksi ise tüm elektronların eşleşebilmesi için kare düzlem yapıda olmalıdır.



Bir koordinasyon bileşiğine ait d orbitalleri kristal alanda yarıldığında,



merkez atomun değerlik elektronları yukarıdaki şekilde yerleşmiştir. Buna göre kompleks ile ilgili,

- I. Kare düzlem yapıdadır.
- II. Diamanyetik özellik gösterir.
- III. Merkez atom kuvvetli alan ligandı ile etkileşmiştir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I, II ve III

Çözüm:

d orbitallerin kristal alanda yarıлма şekli (2-1-1-1) kare düzlem yapıda olduğu göstermektedir. tüm elektronlar eşleşmiştir ve diamanyettir. Kuvvetli alan ligantları kare düzlem geometriyi tercih eder.

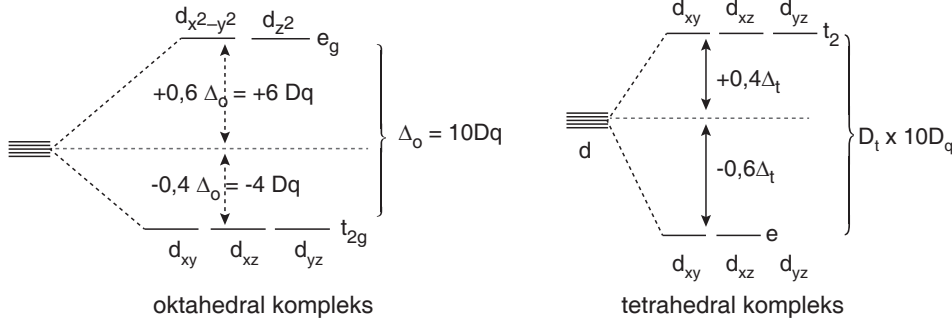
Cevap E

5.2.8. Kristal Alan Kararlılık Enerjisi (KAKE)

Kompleks oluşumu sonucunda eşit enerjili olan d orbitalleri yarılarak enerji seviyelerine (t_{2g} ve e_g) ayrılır. Eş enerjili d orbitallerinde bulunan elektronların bu yarılmış enerji seviyelerine geçmesi sonucunda açığa çıkan enerjiye Kristal Alan Kararlılık Enerjisi (KAKE) denir. Bu enerji ne kadar büyükse kompleks o kadar kararlıdır.

KAKE'nin Hesaplanması

KAKE hesaplanırken kompleksin geometrisine uygun olarak d enerji seviyelerine yarılmış orbitaller çizilir. Elektronlar uygun şekilde bu orbitallere yerleştirilir.



NOT

Oktahedral ve tetrahedral komplekslerde KAT ile açıklanan yukarıdaki özellikler daha pratik yoldan DBT ile de açıklanabilir.

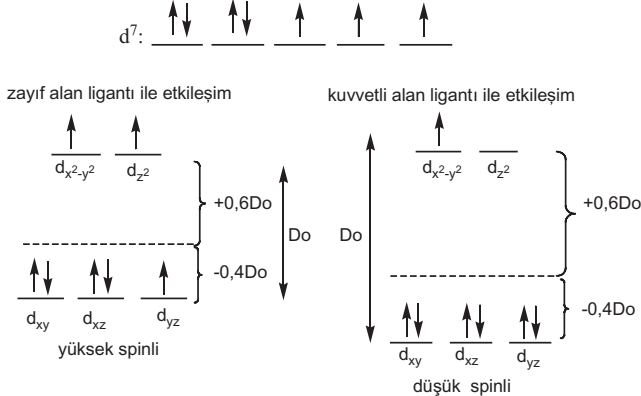
- ❖ Oktahedral komplekslerde; alt enerji seviyesinde (t_{2g}) bulunan elektronlar $-0,4D_o$ ile; üst enerji seviyesinde (e_g) bulunanlar ise $+0,6D_o$ ile çarpılarak toplanır.
- ❖ Tetrahedral komplekslerde ise; alt enerji seviyesinde (e) bulunan elektronlar $-0,6D_t$ ile üst enerji seviyesinde bulunanlar ise $+0,4$ ile çarpılarak toplanır.
- ❖ KAKE hesaplanırken, eş enerjili d orbital dizilimi (yalın hali) ile enerjileri yarılmış d orbital dizilimi (kompleks hali) arasındaki elektron çifti sayısı farkı kadar P eklenmelidir.



d⁷ elektron dizilişine sahip bir metal atomunun oktahedral yapıda düşük spinli ve yüksek spinli durumları için KAKE değerlerini hesaplayınız.

Çözüm:

Oktahedral yapı için elektron dizilişleri yapılır.



Yüksek spinli durum için KAKE: Alt enerji seviyesinde 5 tane elektron bulunmaktadır. Üst enerji seviyesinde ise 2 elektron vardır.

$$\text{KAKE: } [5 \times (-0,4D_o)] + [2 \times (0,6D_o)] = -0,8 D_o$$

d⁷ konfigürasyonunda eş enerjili d orbitallerine elektronların diziliminde iki eşleşmiş elektron çifti bulunur. Yüksek spinli alanda da aynı sayıda eşleşmiş elektron çifti vardır. Bu nedenle eşleşme enerjisi (P) eklemek gerekmez.

Düşük spinli durum için KAKE: Alt enerji seviyesinde 6 tane elektron bulunmaktadır. Üst enerji seviyesinde ise 1 elektron vardır.

$$\text{KAKE: } [6 \times (-0,4D_o)] + [1 \times (0,6D_o)] = -1,8 D_o$$

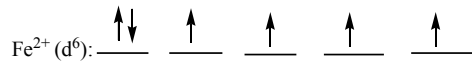
d⁷ konfigürasyonunda eş enerjili d orbitallerine elektronların diziliminde iki eşleşmiş elektron çifti bulunur. Düşük spinli alanda ise üç eşleşmiş elektron çifti vardır. Bu nedenle aradaki fark kadar yani $(3P - 2P = P)$ eşleşme enerjisi (P) eklemek gerekir.

$$\text{KAKE: } -1,8 D_o + P$$

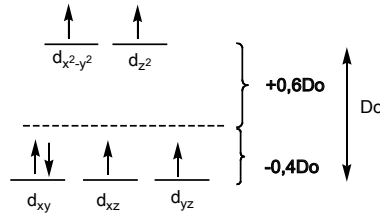


[Fe(H₂O)₆]²⁺ ve [Fe(CN)₆]⁴⁻ komplekslerine ait KAKE değerlerini hesaplayınız. (₂₆Fe)

Her iki komplekste de metal atomu (Fe²⁺) d⁶ konfigürasyonuna sahiptir. [Fe(H₂O)₆]²⁺'de elektronlar düşük enerjili orbitalinden başlayarak diyagrama yerleştirilir. H₂O zayıf alan ligandı olduğu için Do değeri küçüktür; dolayısıyla üçüncü elektrondan sonra dördüncü ve beşinci elektronlar yüksek enerjili orbitale yerleşir. Altıncı elektron ise tüm orbitaller yarı dolu olduğu için düşük enerjili olan bir orbitale yerleşir. [Fe(CN)₆]⁴⁻ kompleksindeki CN⁻ ise güçlü alan ligandı olduğundan Do değeri büyüktür. Alt enerji düzeyi dolmadan üst seviyeye çıkamaz.

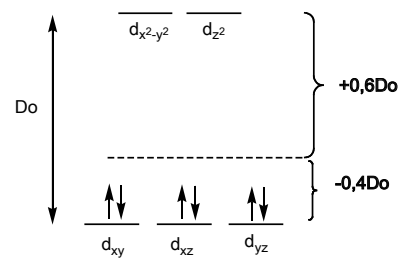


zayıf alan ligandı ile etkileşim



Yüksek spinli kompleks: [Fe(H₂O)₆]²⁺

kuvvetli alan ligandı ile etkileşim



Düşük spinli kompleks: [Fe(CN)₆]⁴⁻

[Fe(H₂O)₆]²⁺ için KAKE: [4 x (-0,4Do)] + [2 x (+0,6Do)]: -0,4Do

[Fe(CN)₆]⁴⁻ için KAKE: [6 x (-0,4Do)] + 2P : -2,4Do +2P



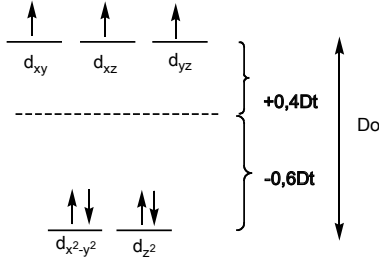
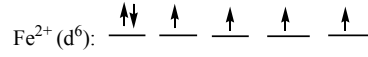
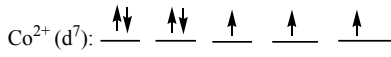
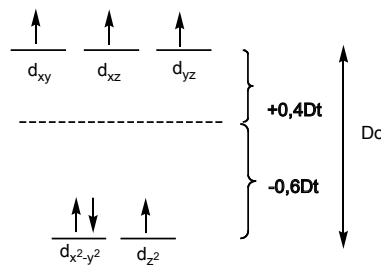
KAT'a göre tetrahedral geometrideki [CoCl₄]²⁻ ve [FeCl₄]²⁻ komplekslerinin kristal alan kararlılık enerjilerini hesaplayınız. Kararlılıklarını kıyaslayınız. (₂₆Fe, ₂₇Co)

[CoCl₄]²⁻ kompleksinde merkez atom 2+ yükseltgenme basamağına sahiptir. ₂₇Co²⁺: [Ar]3d⁷

[FeCl₄]²⁻ kompleksinde de merkez atom 2+ yükseltgenme basamağına sahiptir.

₂₆Fe²⁺: [Ar]3d⁶

Co²⁺ ve Fe²⁺ iyonları zayıf alan ligandı olan Cl⁻ ile tetrahedral geometride kompleksler oluşturmuştur. Bu komplekslerde Do değeri düşüktür. Klor zayıf alan ligandı olduğu için enerji seviyeleri farkı küçüktür. Bu nedenle önce alt enerji düzeyindeki orbitallere birer tane daha sonra üst enerji seviyesine elektronlar yerleştirilir. Daha sonra elde edilen diyagramda KAKE değerleri hesaplanır.

Yüksek spinli kompleks: $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ Yüksek spinli kompleks: $[\text{FeCl}_4]^{2-}$

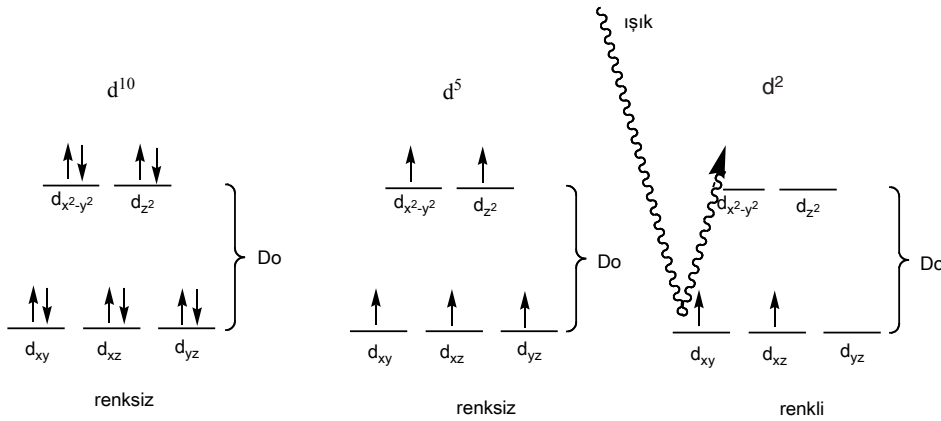
$[\text{CoCl}_4]^{2-}$ için KAKE: $[4 \times (-0,6Dt)] + [3 \times (+0,4Dt)] : -1,2 Dt$

$[\text{FeCl}_4]^{2-}$ için KAKE: $[3 \times (-0,6Dt)] + [3 \times (+0,4Dt)] : -0,6 Dt$

Bu iki kompleksin KAKE değerleri karşılaştırılarak hangisinin daha kararlı olduğu söylenebilir. $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ için KAKE değeri daha düşük olduğundan bu kompleks daha kararlıdır. Aslında hesaplanan değerler önündeki (-) işareti bu kadar enerjinin dışarı verildiğini gösterir. Yani $[\text{CoCl}_4]^{2-}$ kompleksi oluşurken dışarıya daha fazla (1,2 Do kadar) enerji verilmiş, bu kompleksin enerjisi azalmış ve daha kararlı hale gelmiştir.

5.2.9. Geçiş metal komplekslerinin renkleri

Geçiş metal komplekslerinin kristal alan etkisiyle d orbitallerinin enerji seviyeleri yarılr ve aralarında Do veya Dt (10Dq) kadar bir enerji farkı oluşur. Bu enerji farkı görünür bölgedeki ışığın dalga boyuna karşılık gelir. Yani görünür bölge ışınları kompleksin elektronlarının alt enerji seviyesinden üst enerji seviyesine çıkmasını sağlar. Bu nedenle geçiş metal kompleksleri renklidir.



Eğer kompleks küresel simetri özelliği gösteriyorsa (d^5 ve d^{10}) yada d orbitalinde elektron yoksa (d^0) bu elektron geçişi olmaz ve kompleks renksizdir.


Oktahedral geometriye sahip,

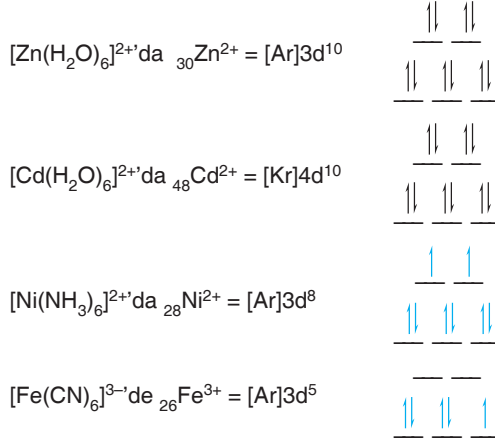
- I. $[\text{Zn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$
- II. $[\text{Cd}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$
- III. $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_6]^{2+}$
- IV. $[\text{Fe}(\text{CN})_6]^{3-}$

Yukarıda verilen koordinasyon bileşiklerinden hangilerinin renkli olması beklenir? ($_{26}\text{Fe}$, $_{28}\text{Ni}$, $_{30}\text{Zn}$, $_{48}\text{Cd}$, CN^- ve NH_3 kuvvetli alan ligantıdır.)

- A) Yalnız II B) I ve IV C) II ve III
D) III ve IV E) I, II, III ve IV

Çözüm:

KAT'a göre; ligant etkisi ile yarılmış d orbitallerine metalin değerlik elektronları yerleştirildiğinde tüm orbitaller tam dolu veya yarı dolu ise kompleks renksizdir.



NH_3 ve CN^- kuvvetli alan ligantı Do > P olduğundan elektronlar önce alt enerji düzeyini doldurur.

Cevap D

5.3. Molekül Orbital Teorisi

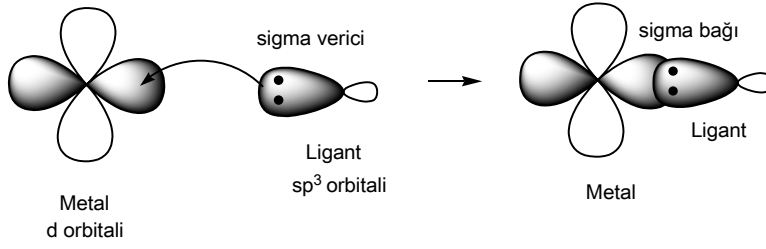
Değerlik bağ ve kristal alan teorileri geçiş metal kompleksleri ile ilgili bazı kavramları açıklamalarına rağmen komplekslere ait bazı özelliklerini açıklayamazlar.

Üçüncü bir model olan molekül orbital teorisi bu özellikleri açıklamada oldukça başarılıdır. Molekül orbital kuramında, simetrileri uygun metal atom orbitalleri ile ligant atom orbitallerinin örtüşmesi sonucu molekül orbitallerinin oluştuğu kabul edilir. Metal ile ligant arasında σ -bağı oluşturmak üzere metalden ve ligantan gelen elektronlar molekül orbitallerine düşük enerjili orbitalden başlayarak yerleşirler.

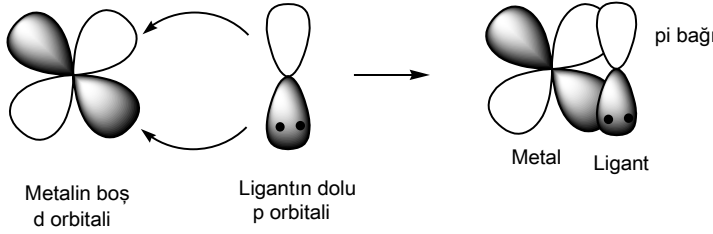
Molekül orbital teoremi diğer teorilerin açıkladığı özelliklerin yanı sıra özellikle spektrokimyasal seri, metal-ligant arasında σ ve π bağ oluşumlarının açıklanmasında da oldukça başarılıdır.

Metal - Ligant Etkileşim Türleri

a. Sigma verici Ligantlar: Ligantlar merkez metal atomunun d orbitali ile bir eksen doğrultusunda örtüşerek bir elektron çiftini metalin boş değerlik orbitaline verirler. Bu durumda metal-ligant arasında sigma bağları oluşur. Bağ oluşumunda ligantın verdiği elektronlar kullanıldığı için sigma verici ligantlar olarak adlandırılır. Metal-ligant arasındaki ilk bağ her zaman sigma bağıdır ve metale bağlanan tüm ligantlar sigma verici ligantlardır.

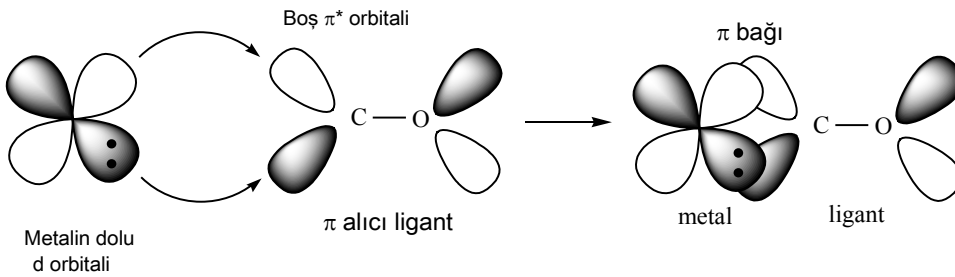


b. Pi verici Ligantlar: Kompleks bileşiklerde bazı ligantlar metal ile sigma bağı yaptıktan sonra π etkileşimine de girebilirler. Metalin dxz , dxy , d_{yz} orbitalleri π -bağı oluşturma eğiliminde olan orbitallerdir. Dolu p orbitallerine sahip ligantlar yani spektrokimyasal serinin solunda bulunan F^- , Cl^- , O^{2-} , OH^- , CO_3^{2-} gibi zayıf alan ligantları π -verici ligantlar olarak isimlendirilirler. Bu ligantların dolu p orbitalleri ile metalin π -simetrikli (dxz , dxy , d_{yz}) orbitallerinden biri örtüşür. Oluşan molekül orbitallerine ligantın dolu p orbitallerindeki elektronlar π bağı oluşturmak üzere aktarılır. Bu tür ligantlar üzerinde en az iki elektron çifti bulundurulmalıdır. Bir elektron çiftini metalin d orbitallerine vererek σ bağı yaptıktan sonra kalan diğer elektron çifti ile metalin boş d orbitaline π bağı ile bağlanır.

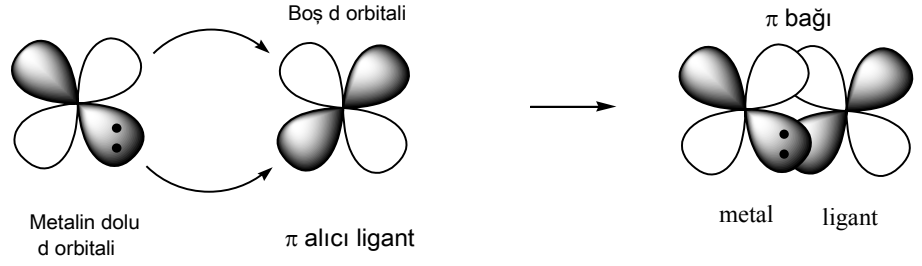


c. Pi (π) alıcı Ligantlar: İki tür pi alıcı ligant vardır.

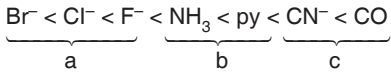
π^* orbitallerine sahip ligantlar: Spektrokimyasal serinin sağında bulunan CO ($C=O$), CN^- ($C \equiv N^-$), NO^+ ($N=O^+$) gibi kuvvetli alan ligantları π -alıcı ligantlar olarak adlandırılır. Bu ligantlarda atomlar arasında ikili veya üçlü bağ vardır. Bu sayede ligantlar π orbitallerinin yanı sıra boş π^* (karşı bağ) orbitallerine sahiptir. π^* ligant orbitalleri ile metalin uygun simetrikli orbitalleri örtüşür. Ligantın boş orbitallerine metalin dolu d orbitallerinden elektron aktarılması ile π -bağı oluşur.



Boş d orbitallerine sahip ligantlar: Bu ligantlarda π -simetrikli boş d orbitalleri bulunur. Ligantın d orbitalleri ile metalin dolu d orbitalleri örtüşerek π -bağı oluşturabilir. Ligant π bağı oluşumunda d orbitallerine elektron aldığı için π -alıcı ligant olarak adlandırılır. Trialkilfosfinler (PR_3) bu tür ligantlara örnek olarak verilebilir.



Aşağıda verilen spektrokimyasal seri üç bölgeye ayrılmıştır.



Buna göre,

- I. a ligantları π -alıcı ligantlardır.
- II. b ligantları yalnızca σ verici ligantlardır.
- III. c ligantları π -verici ligantlardır.
- IV. Spektrokimyasal seri ile ilgili bu sıralama yalnızca MOT ile açıklanabilir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) I ve II C) II ve IV
D) III ve IV E) I, II, III ve IV

Çözüm:

a grubu ligantlar üzerlerinde birden fazla çift elektron içerir. Bu yüzden π verici ligantlardır. c, grubu ligantlar ise ikili, üçlü bağlar yani π bağları içerdikleri için π alıcı ligantlardır. b grubu ligantlar ise yalnızca σ vericidir. Bu seri DBT ve KAT ile açıklanamamıştır. Yalnızca MOT ile açıklanabilir.

Cevap C

Konu Kavrama Testleri

1. $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Br}]\text{Cl}_2$ koordinasyon bileşiği ile ilgili aşağıda verilenlerden hangisi yanlıştır?

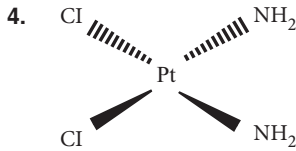
A) Merkez atomunun yükseltgenme basamağı +3'tür.
 B) Koordinasyon sayısı 6'dır.
 C) Suda çözündüğünde Br^- iyonları oluşturur.
 D) Koordinasyon küresi +2 yüklüdür.
 E) H_2O nötr bir ligandır.

2. Aşağıda verilen ligantlardan hangisi şelat yapıcı ligandır?

A) Cl^- B) H_2O C) NCS^-
 D) en E) py

3. Aşağıda verilen koordinasyon bileşiklerinden hangisi yanlış adlandırılmıştır?

A) $[\text{Ag}(\text{NH}_3)_2]\text{Cl}$ diamin gümüş (I) klorür
 B) $\text{K}_3[\text{Fe}(\text{CN})_6]$ potasyumhekzasiyanoferrat (III)
 C) $[\text{Co}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_3$ tetraamminkobalt (III) klorür
 D) $[\text{Co}(\text{en})_2]\text{Cl}_2$ diklorobis (etilendiamin) kobalt (III) klorür
 E) $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ tetraamminplatinyum (III) klorür



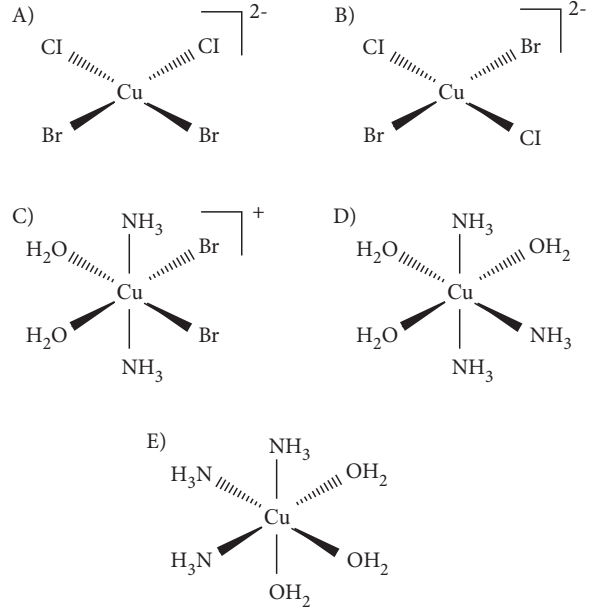
Yukarıda yapı formülü verilen $\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2$ kompleksi ile ilgili,

- I. Su da iyonlaşmayan bir komplekstir.
 II. Transdiammindikloroplatin (II) olarak adlandırılır.
 III. Merkez atom sp^3 hibritleşmesi yapmıştır.
 IV. Kare düzlem yapıdadır.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) I ve II B) I ve IV C) II ve III
 D) III ve IV E) I, III ve IV

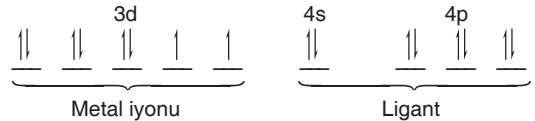
5. Aşağıdaki komplekslerden hangisi fac- izomerdir?



6. Aşağıdaki bileşik çiftlerinden hangisinde iki kompleks arasında "bağlanma izomeri" ilişkisi vardır?

A) $[\text{CaCl}(\text{H}_2\text{O})(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$ ve $[\text{CaCl}_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl} \cdot \text{H}_2\text{O}$
 B) $[\text{Co}(\text{NO}_2)(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$ ve $[\text{Co}(\text{ONO})(\text{NH}_3)_5]\text{Cl}_2$
 C) $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_4]\text{Br}_2$ ve $[\text{PtBr}_2(\text{NH}_3)_4]\text{Cl}_2$
 D) $[\text{Cr}(\text{CN})(\text{NH}_3)_5][\text{Co}(\text{CN})_5(\text{NH}_3)]$ ve $[\text{Cr}(\text{CN})_2(\text{NH}_3)_4][\text{Co}(\text{CN})_4(\text{NH}_3)_2]$
 E) Cis - $[\text{PtCl}_2(\text{en})_2]^{2+}$ ve trans - $[\text{PtCl}_2(\text{en})_2]^{2+}$

7. Değerlik bağ teorisine göre, $[\text{Ni}(\text{NH}_3)_4]^{2+}$ iyonunda elektronların yerleştirilmesi,



şeklinde gösterilebilir. Buna göre,

- I. Kompleks iyonun geometrisi düzgün dörtyüzlüdür.
 II. Merkez atomun hibriti sp^3 tür.
 III. Kompleks paramanyetiktir.

yargılarından hangileri doğrudur? ($_{28}\text{Ni}$)

A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
 D) I ve II E) I, II ve III

8. Elektron spin rezanans (ESR) spektroskopisi ile yapılan ölçümler sonucunda $[\text{FeCl}_4]^{2-}$ kompleks iyonunda 4 tane eşleşmemiş elektron olduğu belirlenmiştir.

Buna göre,

- Merkez atom dsp^2 hibritleşmesi yapmıştır.
- Kompleks düzgün dörtyüzlü geometriye sahiptir.
- Merkez atomun yükseltgenme basamağı +2'dir.

yargılarından hangileri doğrudur? ($_{26}\text{Fe}$)

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) II ve III

9. $[\text{Pt}(\text{CN})_4]^{2-}$ kompleks iyonunda merkez atomun hibritleşme türü ve kompleks iyonun manyetik özelliği aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

(CN^- kuvvetli alan ligandır. $_{78}\text{Pt}$)

Hibritleşme türü	Manyetik özellik
A) sp^3	Paramanyetik
B) sp^3	Diamanyetik
C) dsp^2	Paramanyetik
D) dsp^2	Diamanyetik
E) d^2sp^3	Diamanyetik

10.

- $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$
- $[\text{Ni}(\text{CN})_4]^{2-}$
- $[\text{Mn}(\text{en})_2(\text{H}_2\text{O})_2]^{2+}$

Yukarıda verilen komplekslerden hangileri oktahedral geometriye sahiptir?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I, II ve III

11. Kristal alan teorisine (KAT) göre d orbitallerinin yarılması sonucu oluşan kristal alan yarılma enerjisinin (KAYE) miktarı

- Koordinasyon sayısına
- Kompleksin geometrisine
- Metal iyonuna
- Ligantın türüne

niceliklerinden hangilerine bağlıdır?

- A) Yalnız II B) I ve II C) III ve IV
D) I, II ve IV E) I, II, III ve IV

12. Spektrokimyasal seride bulunan kuvvetli alan ligantları ile ilgili,

- Düşük spin kompleksleri oluştururlar.
- Küçük kristal alan yarılmasına neden olurlar.
- d orbitallerinde bulunan tek elektronların eşleşmesine yol açarlar.

yargılarından hangileri genellikle doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve II E) I ve III

13. $[\text{Mn}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ kompleksi 5 tane eşleşmemiş elektrona sahiptir.

Buna göre merkez atomun hibritleşme türü aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir? ($_{25}\text{Mn}$)

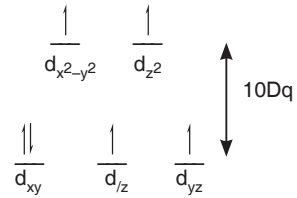
- A) sp^3 B) dsp^2 C) sp^3d
D) sp^3d^2 E) d^2sp^3

14. $[\text{Cu}(\text{H}_2\text{O})_6]^{2+}$ kompleksinde merkez atom sp^3d^2 hibritleşmesi yapmıştır.

Buna göre kompleks ile ilgili aşağıdaki ifadelerden hangisi yanlıştır? ($_{29}\text{Cu}$)

- Oktahedral geometriyle sahiptir.
- Diamanyetik özellik gösterir.
- Dış orbital kompleksidir.
- Metal iyonu d^9 konfigürasyonuna sahiptir.
- Beş tane eşleşmemiş elektron içerir.

15. Bir koordinasyon bileşiğine ait merkez atomuna orbitallerinde bulunan elektronlar



şeklinde dizilmiştir. **Buna göre;**

- Oktahedral geometriye sahiptir.
- Yüksek spin kompleksidir.
- Diamanyetik özellik gösterir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve II
D) I ve III E) II ve III

16. Tetrahedral geometriye sahip $[\text{RuCl}_4]^{2-}$ kompleksine ait Kristal Alan Kararlılık Enerjisi (KAKE) değeri aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir? ($_{45}\text{Ru}$, Cl^- zayıf alan ligantıdır.)

A) $-4\Delta_q$ B) $-12\Delta_q$ C) $-4\Delta_q + p$
D) $+12\Delta_q + 2p$ E) $-12\Delta_q + 2p$

17. $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2]\text{CN}$ kompleks bileşiği suda çözündüğünde,

I. Fe^{2+}
II. Fe^{3+}
III. Br^-
IV. CN^-

yukarıda verilen iyonlarından hangileri çözeltide bulunur?

A) Yalnız II B) Yalnız IV C) I ve II
D) III ve IV E) I, III ve IV

18. CN^- , NH_3 ve OH^- ligantların π -alıcı, π -verici ve σ -verici olarak sınıflandırılması aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

π -alıcı	π -verici	Yalnızca σ -verici
A) CN^-	OH^-	NH_3
B) CN^-	NH_3	OH^-
C) OH^-	CN^-	NH_3
D) OH^-	NH_3	CN^-
E) NH_3	CN^-	OH^-

19. $[\text{ZnCl}_2(\text{NH}_3)_2]$ formülüne sahip tek madde olmasına karşın $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$ formülüne sahip iki madde vardır.

Buna göre aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

($_{30}\text{Zn}$, $_{78}\text{Pt}$)

- A) $[\text{ZnCl}_2(\text{NH}_3)_2]$ kompleksi düzgün dört yüzlü yapıdadır.
B) $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$ kompleksi kare düzlem yapıdadır.
C) $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$ kompleksinde cis-trans izomerisi görülür.
D) $[\text{ZnCl}_2(\text{NH}_3)_2]$ kompleksi paramanyetik özellik gösterir.
E) Her iki kompleksin de koordinasyon sayısı 4'tür.

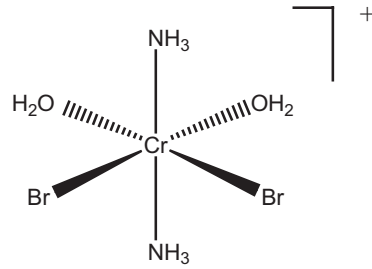
20. Aşağıda verilen yapılarda bulunan komplekslerden hangisinde geometrik izomeri görülebilir?

A) MA_2 B) MAB_2 C) MA_3B
D) MA_3B_3 E) MA_5B

21. Düşük spin kompleksi olan $[\text{Co}(\text{NH}_3)_6]^{3+}$ iyonunda Değerlik Bağ Teoremine (DBT) göre merkez atom ile ligantlar arasında hangi orbitallerin örtüşmeleri sonucunda sigma (σ) bağı oluşur? ($_{27}\text{Co}$)

A) $d - p$ B) $d - sp^3$ C) $d^2sp^3 - sp^3$
D) $d^2sp^3 - p$ E) $sp^3d^2 - p$

- 22.



Yukarıda verilen oktahedral $\text{MA}_2\text{B}_2\text{C}_2$ yapısındaki kompleksin adı aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

- A) Trans-diamin-cis-diakua-trans-dibromokrom (III) iyonu
B) Trans-diamin-trans-diakua-trans-dibromokrom (III) iyonu
C) Trans-diamin-cis-diakua-cis-dibromokrom (III) iyonu
D) Cis-diamin-cis-diakua-trans-dibromokrom (III) iyonu
E) Cis-diamin-trans-diakua-cis-dibromokrom (III) iyonu

23. Kapalı formülü $\text{CrCl}_3 \cdot 6\text{H}_2\text{O}$ ve koordinasyon sayısı 6 olan bir kompleksin 0,533 gramının suda çözülmesi ile hazırlanmış bir çözeltiye yeterince AgNO_3 ilave edildiğinde 0,287 gram çökelek oluşuyor. Buna göre,

- I. Kompleksin formülü $[\text{CrCl}_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 'dir.
II. Çöken katının iki geometrik izomeri vardır.
III. Çöken katı, $[\text{CrCl}_3(\text{H}_2\text{O})_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ bileşiği ile hidrat izomeridir.

Yargılarından hangileri doğrudur?

(AgCl : 143,5 g/mol; $\text{MA}_{\text{kompleks}}$: 266,5 g/mol)

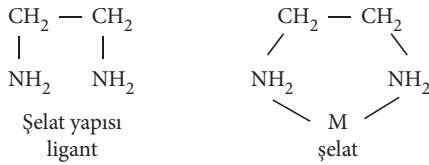
- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve III E) I, II ve III

Konu Kavrama Çözümleri

1. $[\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Br}]\text{Cl}_2 \xrightarrow{\text{suda}} [\text{Cr}(\text{H}_2\text{O})_5\text{Br}]^{2+} + 2\text{Cl}^-$
Kompleks bileşikler suda çözüldüğünde koordinasyon küresi bozulmaz. Bu nedenle Br^- iyonu oluşmaz.

Cevap C

2. İki ya da daha fazla noktadan merkez atoma bağlanan ve halkalı yapılar oluşturabilen ligantlar şelat yapıcıdır. Etilendiamin (en) iki azot ucundan merkez atoma bağlanabilir.



Cevap D

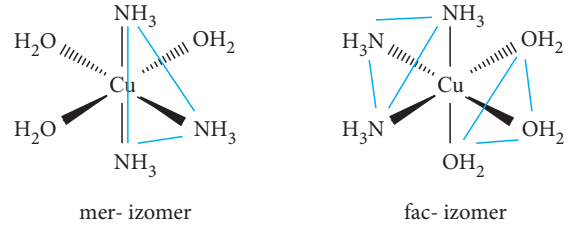
3. Koordinasyon küresi adlandırılırken önce ligantlar, sonra merkez atom adı şöyledir. Arkasından merkez atomun yükseltgenme basamağı parantez içerisinde yazılır. $[\text{Pt}(\text{NH}_3)_4\text{Cl}_2]$ kompleksinde Pt +2 yükseltgenme basamağına sahiptir. Bu nedenle yanlış adlandırılmıştır.

Cevap E

4. $\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2$ gibi yüksüz koordinasyon küresine sahip kompleks bileşikler suda iyonlaşmazlar ve köşeli parantez içerisine alınmadan gösterilebilirler. Verilen bileşikte benzer atomlar yan yana durduğu için cis izomeridir. Kare düzlem yapıda bir kompleksdir ve kare düzlem komplekslerde merkez atom dsp^2 hibritleşmesi yapar.

Cevap B

5. fac- ve mer- izomerler MA_3B_3 yapısındaki oktahedral komplekslerde görülür. Üç ligant bir çizgiyle birleştirildiğinde merkez atomdan geçmeyen bir yüzey oluşursa fac- izomerdir. Eğer merkezden geçen bir çizgi oluşursa mer- izomerdir.



Cevap E

6. Bağlanma izomerlerinde ambident ligantlar merkez atoma farklı uçlarından bağlanır.

NO_2 ligantı azot ucundan bağlanırsa NO_2 -nitro izomeri oksijen ucundan bağlanırsa ONO -nitrito izomeri oluşur. Bu kompleksler birbirinin bağlanma izomeridir. A'da hidrat izomeri, C'de iyonlaşma izomeri, D'de polimerizasyon izomeri, E'de geometrik izomeri vardır.

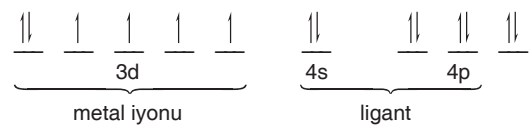
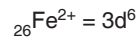
Cevap B

7. NH_3 ligantı metal iyonuna ait eşleşmemiş elektronları sıkıştıramamıştır. (Zayıf olan ligantıdır.) 4s ve 4p orbitallerine elektronlar yerleşmiştir. Bu nedenle merkez atom sp^3 hibritleşmesi yapmıştır. sp^3 hibritleşmesi yapan bileşikler düzgün dörtyüzlü geometriye sahiptir. Yarıda eşleşmemiş elektronlar bulunduğu için paramanyettir. Üç öncülde doğrudur.

Cevap E

8. $\left[\begin{matrix} x & -1 \\ \text{Fe} & \text{Cl}_4 \end{matrix} \right]^{-2}$ $x + (-4) = -2$
 $x = +2$

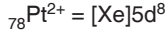
Merkez atom demir +2 yükseltgenme basamağına sahiptir.



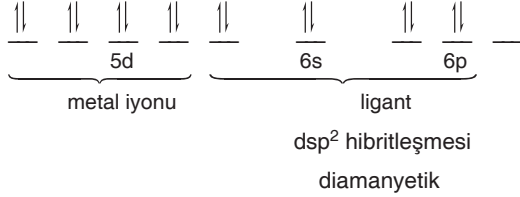
4 eşleşmemiş elektron bulunduğu göre klor ligantı demirin tek elektronlarını sıkıştıramamıştır. sp^3 hibritleşmesi yapmıştır ve düzgün dörtyüzlü yapıdadır.

Cevap E

9. Merkez atom olan Pt, +2 yükseltgenme basamağına sahiptir.



CN⁻; kuvvetli alan ligantı olduğu için platinin d orbitalindeki eşleşmemiş elektronları sıkıştırır.



Cevap A

10. Koordinasyon sayısı 6 olan tüm kompleksler oktahedral geometriye sahiptir. I. ve III. komplekslerin koordinasyon sayısı 6'dır. III. komplekste en (etilendiamin) kompleksi iki dişli bir liganttır. Bir en ligantının koordinasyon sayısına katkısı ikidir.

Cevap D

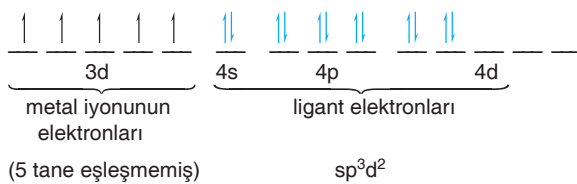
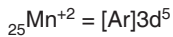
11. Kristal alan yarılma enerjisi (KAYE) verilen tüm niceliklere bağlıdır.

Cevap E

12. Kuvvetli alan ligantları genellikle d orbitallerinde bulunan tek elektronları sıkıştırarak eşleştirir. Bu nedenle ya eşleşmemiş elektron içermez ya da çok az sayıda eşleşmemiş elektron bulundurlar. Bu tür kompleksler düşük spin kompleksleridir. Ayrıca büyük KAYE değerlerine yol açarlar.

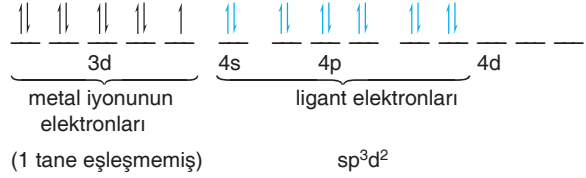
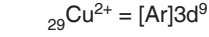
Cevap E

13. Kompleksteki mangan +2 değerliklidir.



Cevap D

14. Merkez atom bakır +2 değerliklidir.



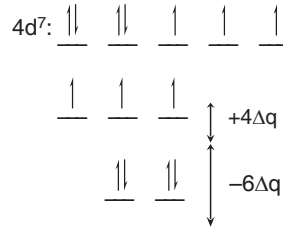
Eşleşmemiş elektron içerdiği için paramanyetik özellik gösterir, diamanyetik değildir. Yüksek spin kompleksidir.

Cevap B

15. d orbitalleri oktahedral alanda üç orbital (d_{xy} , d_{xz} , d_{yz}) düşük enerjili, iki orbital ($d_{x^2-y^2}$, d_{z^2}) yüksek enerjili olacak şekilde ikiye yarılr. Bu nedenle kompleks oktahedral geometriye sahiptir. Alt enerji seviyesindeki elektronlar eşleşmeden üst enerji seviyelerine yerleştiğinden eşleşmemiş elektron sayısı fazladır ve yüksek spin kompleksidir. Eşleşmemiş elektronlar bulunduğu için diamanyetik değil paramanyetiktir.

Cevap C

16. ${}_{45}\text{Ru}^{2+}$: $[\text{Kr}]4d^7$ Tetrahedral geometride olduğu için d orbitalleri iki altta ve üç üstte olmak üzere ikiye yarılr. Klor zayıf alan liganttır ve küçük KAYE değerine neden olur. Elektronlar d orbitallerine yerleşirken eşleşmek yerine üst enerji seviyesine geçmeyi tercih eder.



$$\text{KAYE} = [4 \times (-6\Delta q)] + [3 \times (+4\Delta q)]$$

$$\text{KAYE} = -12\Delta q$$

Yarılan ve yarılmayan d orbitalleri eşit sayıda eşleşmiş elektron çifti içerdiklerinden P değeri eklenmez.

Cevap B

17. $[\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2]\text{CN} \longrightarrow [\text{Fe}(\text{H}_2\text{O})_4\text{Br}_2]^+ + \text{CN}^-$

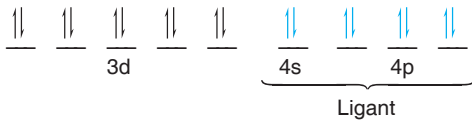
Çözeltide yalnızca kompleks katyonu ve CN⁻ iyonu bulunur.

Cevap B

18. CN^- : $\text{C} \equiv \text{N}$: π bağı içerdiği için π alıcı liganttır.
 NH_3 : NH_3 Yalnızca 1 tane eşleşmemiş elektron çifti içerdiği için yalnızca σ verici liganttır.
 OH^- : $\ddot{\text{O}} - \text{H}$ Üzerinde birden fazla eşleşmemiş elektron çifti içerdiği için π verici liganttır.

Cevap A

19. Her iki kompleksin de koordinasyon sayısı 4 tür. Bu durumda ya düzgün dörtyüzlü yapıda ya da karedüzlem yapıda olmaları gerekir. Düzgün dörtyüzlü yapıda geometrik izomeri gözlenmezken kare düzlem yapıda cis-trans izomeri görülür. Bu durumda tek madde olan $[\text{ZnCl}_2(\text{NH}_3)_2]$ düzgün dörtyüzlü yapıdadır. $[\text{PtCl}_2(\text{NH}_3)_2]$ ise cis-trans olmak üzere iki madde olabilir.
 $[\text{ZnCl}_2(\text{NH}_3)_2]$ kompleksinde Zn +2 değerliklidir. Düzgün dörtyüzlü yapıda olduğu için sp^3 hibritleşmesi yapmıştır.
 $_{30}\text{Zn}^{2+} = [\text{Ar}]3\text{d}^{10}$



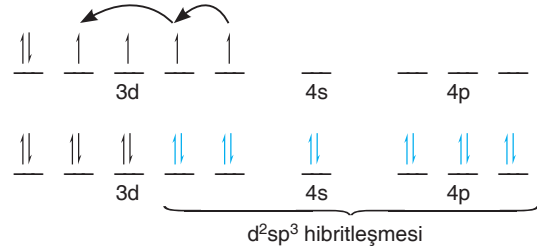
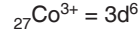
Tüm elektronlar eşleşmiştir ve diamanyetik bir kompleksdir.

Cevap D

20. MA_3B_3 tipi yapılarda bir tür geometrik izomerlik olan fac-mer izomeri görülür.

Cevap D

21. Düşük spin kompleksi olduğuna göre NH_3 ligantı kobaltın değerlik elektronlarını sıkıştırarak bağlanır.



Kobaltın d^2sp^3 hibrit orbitalleri ile NH_3 'ün sp^3 hibrit orbitali örtüşerek σ bağı oluşturur.

Cevap C

22. Aynı ligantlar birbirlerine göze zıt konumlarda ise trans izomerdir. Yan yana olduğunda ise cis izomerdir.
 NH_3 'ler birbirine göre trans,
 H_2O 'lar birbirine göre cis,
 Br 'lar birbirine göre cis konumda bulunuyor. Kompleksin adı,
Trans-diamin-cis-diakua-cis-dibromo krom (III) iyonudur.

Cevap C

23. Kompleksin mol sayısı,

$$n_{\text{kamp}} = \frac{0,533}{266,5} = 0,002 \text{ mol}$$

çöken AgCl 'nin mol sayısı koordinasyon küresinin dışında kalan klorun mol sayısına eşittir.

$$n_{\text{Cl}} = \frac{0,287}{14,5} = 0,002 \text{ mol}$$

0,002 mol komplekte, 0,002 mol Cl bulunmaktadır.

1 mol komplekte, 1 mol Cl koordinasyon küresinin dışında kalır. Kompleksin koordinasyon sayısı 6 olduğu için parantez içinde toplam 6 ligant bulunmalıdır. 2 klor içeride 1 klor dışardadır. Formüller $[\text{CrCl}_2(\text{H}_2\text{O})_4]\text{Cl} \cdot 2\text{H}_2\text{O}$ 'dur. Koordinasyon küresinin içinde bulunan iki klor cis ve trans konumda bulunabilir. İki geometrik izomeri vardır. Kompleks $[\text{CrCl}_3(\text{H}_2\text{O})_3] \cdot 3\text{H}_2\text{O}$ ile hidrat izomeridir.

Cevap E