

ÜNİTE ÖZETİ

1. BÖLÜM KİMYASAL TÜR

Kimyasal Türler ve Bu Türleri Bir Arada Tutan Çekim Kuvvetleri

Evrendeki atomlar, moleküller, iyonlar ve serbest radikaller **kimyasal tür** olarak adlandırılır.

Atom: Elementlerin özelliğini gösteren en küçük yapı birimlerine atom denir. Na, Fe, Cu, He, Ne gibi kimyasal türler atoma örnektir.

Molekül: Kovalent bağlarla birbirine bağlı olan atomların oluşturduğu türlere molekül denir. Molekül; moleküler element ve moleküler bileşik şeklinde iki türe ayrılır.

a) Moleküler element: Aynı element atomlarının kovalent bağlarla bağlanması sonucu oluşan türlere denir. Örnek: H_2 , O_2 , N_2 , Cl_2

b) Moleküler bileşik: Farklı element atomlarının kovalent bağlarla oluşturduğu türlere denir. Örnek: H_2O , CO_2 , NH_3

İyon: Pozitif (+) veya negatif (-) elektriksel yükle yüklü atom ya da atom gruplarına iyon denir. Pozitif olanlara katyon, negatif olanlara ise anyon denir. Örnek: Na^+ , Mg^{2+} , Cl^- , O^{2-} , N^{3-}
Atom gruplarından oluşmuş iyonlara ise kök adı verilir. NH_4^+ ve CO_3^{2-}

Radikal: Üzerinde ortaklanmamış elektronu olan yüksek enerjili, kararsız kimyasal türlere **radikal** denir.

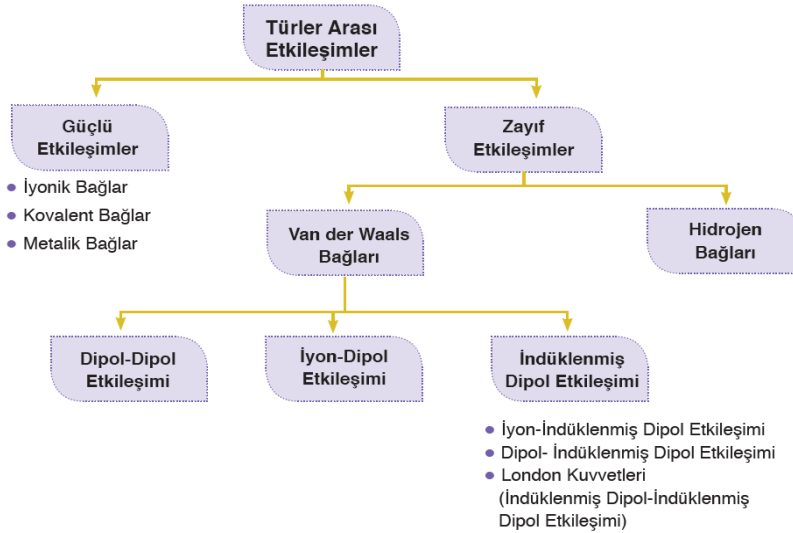
$H\cdot$, $\cdot O\cdot$, $Cl\cdot$ gibi kimyasal türler atomik radikale; $\cdot NO$, $\cdot OH$, $\cdot NO_2$, $\cdot CH_3$ gibi kimyasal türler moleküler radikallere örnektir

2. BÖLÜM KİMYASAL TÜRLER ARASI ETKİLEŞİMLERİN SINIFLANDIRILMASI

Kimyasal Türler Arasındaki Etkileşimlerin Gücüne Göre Sınıflandırılması

Kimyasal türler arasındaki etkileşimler, etkileşimlerin gücüne ve bağlanan kimyasal türlere göre sınıflandırılır. Bağlanan türler arası sınıflandırma atomlar arası ve moleküller arası bağlar olarak yapılır.

İyonik, kovalent ve metalik bağlar atomlar arasında oluşur ve güçlü etkileşimler olarak kabul edilir. Van der Waals bağları ve hidrojen bağları zayıf etkileşimler olarak kabul edilir.



3. BÖLÜM GÜÇLÜ ETKİLEŞİMLER

Güçlü etkileşimler atomlar arasında kurulur. Güçlü etkileşim kurulduğunda moleküller, iyonik bileşikler ve metalik kristaller oluşur. Güçlü etkileşimler iyonik, kovalent ve metalik bağ olarak üç sınıfa ayrılır.

İyonik Bağın Oluşumu ve İyonlar Arası Elektrostatik Etkileşimler

İyonik bağ güçlü bir etkileşim türüdür. Metal ile ametal atomları arasında elektron alışverişi sonucu oluşan elektrostatik çekim kuvveti ile iyonik bağ oluşur. Metal ile ametal arasında iyonik bağ oluşurken metaller

elektron vererek pozitif (+) yüklü katyon oluşturur. Ametaller ise elektron alarak negatif (-) yüklü anyon oluşturur. Pozitif (+) ve negatif (-) yüklü iyonlar arasında oluşan bu elektrostatik çekim kuvvetlerine **iyonik bağ** denir.

a) Atomların ve İyonların Lewis Elektron Nokta Yapıları

Atomun değerlik elektronlarının atomun sembolü etrafında noktalarla gösterilmesine **Lewis elektron nokta yapısı** denir. Elektron nokta yapısı Gilbert Newton Lewis (Cilbirt Nivtın Luis) tarafından geliştirilmiştir

Elektron nokta yapısı gösterilirken şunlara dikkat edilir

- Katman elektron dağılımı yapılır. ● Değerlik elektron sayısı tespit edilir. ● Atomun sembolü etrafına değerlik elektron sayısınca nokta yerleştirilir. ● Bu noktalar atomun sembolü etrafına sırayla birer birer yerleştirilir.

Bazı atomların Lewis elektron - nokta yapısı aşağıda belirtilmiştir.

Li: 2) 1) değerlik elektron sayısı 1

Lewis formülü: Li•

Lewis elektron yapıları

$_{11}\text{Na}$	•Na	$_{15}\text{P}$	•P•
$_{12}\text{Mg}$	•Mg•	$_{16}\text{S}$	•S•
$_{13}\text{Al}$	•Al	$_{17}\text{Cl}$	•Cl•
$_{14}\text{Si}$	•Si•	$_{18}\text{Ar}$	•Ar•

İyonların Lewis Elektron Nokta Yapıları

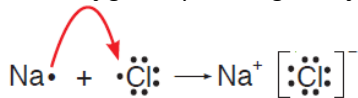
Atomlar kararlı hâle gelmek için kendilerine en yakın soy gaz elektron düzenine ya da kararlı elektron dağılımına ulaşmak ister. Atomların bağ yaparken son katmanını 2 elektrona tamamlamasına **dublet** kuralı, son katmanını 8 elektrona tamamlamasına **oktet** kuralı denir. Metaller oktet ya da dublete ulaşırken son katman elektronlarını verdiği için, metal iyonlarının Lewis elektron-nokta yapısında atomun sembolü etrafında noktalar yer almaz. Ametal iyonlarının Lewis elektron-nokta yapısı yazılırken son katman elektronları noktalarla gösterilir. Aldığı elektron sayısına eşit (-) elektrikselsel yük sembolünün üst köşesine yazılır.



İyonik Bağın Oluşumu ve Lewis Elektron Nokta Yapıları

İyonların Lewis elektron nokta yapısından yararlanarak iyonik bağın oluşumu açıklanabilir.

NaCl bileşiğinde iyonik bağın oluşumunu ve bu oluşumu Lewis elektron nokta yapısı ile açıklayalım.



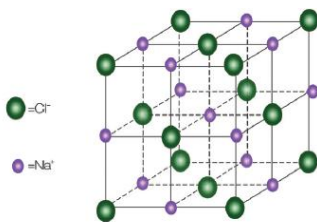
Na^+ ile Cl^- iyonları arasında elektrostatik çekim kuvvetleriyle iyonik bağ oluşur.

b) İyonik Bileşiklerin Kristal Örgü Yapısı

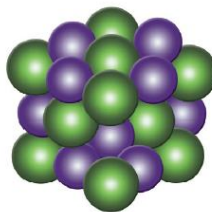
İyonik kristallerde bir anyon etrafında belirli sayıda katyon, bir katyon etrafında belirli sayıda anyon bulunur.

İyonik bileşiklerin en küçük birimini oluşturan bu yapılara **birim hücre** denir.

Örneğin günlük hayatta en çok kullanılan iyonik ağ örgülü kristal yapısı olan NaCl bileşiğinin gerçek formülü Na_6Cl_6 'dır. NaCl bileşiğinde bir tane Na^+ iyonu etrafında 6 tane Cl^- iyonu; bir tane Cl^- iyonu etrafında 6 tane Na^+ iyonu bulunur. Bu durum Şekil 3.5'te gösterilmiştir.



Şekil 3.5: a) NaCl'in birim hücre yapısı



b) NaCl'in kristal örgü yapısı

c) İyonik Bileşiklerin Genel Özellikleri

● Katı hâlde elektriği iletmez, sıvı hâlleri ve sulu çözeltileri elektriği iletir. İyonik katıların büyük bir kısmı suda çözünür. İyon yükleri ve iyon yarıçapları küçük olan iyonik bileşikler suda çok az çözünür. ● İyonik bileşikler oda koşullarında katı hâlde bulunur. ● İyonik bileşiklerin çoğu tuzdur. ● İyonik katılar sert ve kırılmandır. İyonik kristaller sıkıştırıldığında aynı yüklü iyonlar birbirini iter bu itme sonucunda kristal yapı bozulur. ● İyonik bağı güçlü olan iyonik katıların erime noktaları yüksektir.

İyonik bağı sağlamlığı:

- a) İyon yüklerinin büyüklüğü ile doğru orantılıdır.
b) İyonlar arası uzaklık (iyon yarıçapıyla) ters orantılıdır.

İyonik Bağlı Bileşiklerin Sistematiik Adlandırılması

a) Tek ve Çok Atomlu İyonlardan Oluşan İyonik Bileşiklerin Adlandırılması : İyonik bağılı bileşikler; metal–ametal, metal–kök, kök–kök, kök–ametal arasında oluşur. İyonik bileşikler adlandırılırken sayı ön ekleri kullanılmaz.

İyonik bileşiklerin adlandırılmasında genel kural:

Katyonun adı + anyonun adı şeklindedir.

Metal–Ametal bileşiklerinin adlandırılması:

Metalin adı + ametalin adı + ü
Örnek: NaBr Sodyum bromür

Metal–Kök bileşiklerinin adlandırılması:

Metalin adı + kökün adı
Örnek: KNO₃ Potasyum nitrat

Kök–Kök bileşiklerinin adlandırılması:

Kökün adı + kökün adı
Örnek: NH₄NO₃ Amonyum nitrat

Kök–Ametal bileşiklerinin adlandırılması:

Kökün adı + Ametalın adı + ü
Örnek: NH₄Cl Amonyum klorür

b) Değişken Değerlikli Metallerin Oluşturduğu İyonik Bileşiklerin Adlandırılması

Metalin adı + (Roma rakamı ile metalin değeriği) + anyonun adı

Cu₂O : Bakır(I) oksit CuO : Bakır(II) oksit FeS : Demir(II) sülfür Fe₂S₃ : Demir(III) sülfür

Kovalent Bağ

Ametal–ametal atomları arasında iki veya daha fazla elektronunun ortaklaşa kullanılması ile **kovalent bağ** oluşur. Kovalent bağ oluşumu Lewis yapısı ile gösterilebilir. Lewis yapısında ortaklaşa kullanılan elektron çiftlerine **bağlayıcı elektron çifti**, bağ oluşumuna katılmayan elektron çiftlerine ise **ortaklanmamış elektron çifti** denir.

Aynı atomlar arasında gerçekleşen kovalent bağa **apolar kovalent bağ**, farklı atomlar arasında gerçekleşirse **polar kovalent bağ** olarak sınıflandırılabilir.

MOLEKÜLLERİN LEWİS YAPISI POLARLIK VE APOLARLIK

Bir molekülün polar mı, apolar mı olduğunu anlamak için aşağıdaki basamaklar takip edilebilir:

1. Atom numaralarından yararlanarak molekülün Lewis yapısı çizilir.
2. Lewis yapısına bakılarak molekül içi bağlar polar mı, apolar mı belirlenir.
3. Molekülde polar kovalent bağ yoksa molekül apolardır.
4. Molekülde polar kovalent bağ varsa moleküldeki elektron yoğunluğunun dengeli dağılıp dağılmadığına bakılır. Elektron yoğunluğu dengeli dağılmış ise molekül apolar, dengeli dağılmamış ise molekül polardır.

O₂ molekülü (8O)



O₂ molekülündeki bağlar apolar kovalent bağdır. O₂ molekülünde bağ yapan elektron çifti 2 tane olduğu için oksijen atomları arasında ikili apolar kovalent bağ oluşur. Molekülde polar kovalent bağ olmadığı için molekül apolardır.

H₂O molekülünde (1H, 8O)



Oksijen ve hidrojen atomları arasındaki bağ polar kovalent bağdır. Molekülde polar kovalent bağ vardır. Elektron yoğunluğunun fazla olduğu oksijen tarafı kalıcı negatif, elektron yoğunluğunun daha az olduğu hidrojen tarafı da kalıcı pozitif yükle yüklenir. Molekülde kutup olduğu ve elektron yoğunluğu dengeli dağılmadığı için molekül polardır.

CO₂ molekülünde (6C, 8O)



Karbon ve oksijen atomları arasındaki bağ, polar kovalent bağdır. CO₂ molekülünde bağ yapan elektron çifti dört tane olduğu için oksijen ve karbon atomları arasında iki tane ikili bağ oluşur. Molekülde polar kovalent bağ vardır. Moleküldeki elektron yoğunluğu dengeli dağıldığı için molekül apolardır.

KOVALENT BİLEŞİKLERİN SİSTEMATİK ADLANDIRILMASI

1. Ametalin Latince sayısı + 1. Ametalın adı + 2. Ametalın Latince sayısı + 2. Ametalın anyon adı = Bileşik adı

NBr₃: Azot tribromür

P₂O₃: Difosfor trioksit

CO: Karbon monoksit

BH₃: Bor trihidrür

METALİK BAĞ

Metal atomları bir araya gel-diğinde değerlik elektronunu vermiş gibi davranan metal katyonu ve ortamda serbest dolaşan değerlik elektronları bulunur. Serbest dolaşan elektronlar adeta bir elektron denizi oluşturur. Elektronların oluşturduğu elektron denizi ile pozitif metal iyonları arasındaki elektrostatik çekime **metalik bağ** denir.

Metalik bağın metallere kazandırdığı bazı özellikler aşağıda ve-rilmiştir. • Isı ve elektriği iletirler. • Yüzeyleri parlaktır. • Tel ve levha hâline getirilebilirler. • Esnektiler, dövülebilir ve şekillendirilebilirler.

4. BÖLÜM

ZAYIF ETKİLEŞİMLER

BAĞ ENERJİSİNE GÖRE ZAYIF VE GÜÇLÜ ETKİLEŞİMLER

Bağ oluşurken açığa çıkan veya bu bağı kırmak için verilmesi gereken enerjiye **bağ enerjisi** denir. Kimyasal türleri birbirinden ayırmak için gereken bağ enerjisi yaklaşık olarak 40 kJ/mol veya daha yük-sek ise türler arasında güçlü etkileşim (kimyasal bağ) olduğu kabul edilir. Zayıf etkileşimleri yenmek için gereken bağ enerjisi ise yaklaşık 40 kJ/mol'den daha azdır.

Zayıf Etkileşimler Van der Waals ve Hidrojen bağları şeklinde sınıflandırılırlar.

1)VAN DER WAALS KUVVETLERİ

DİPOL-DİPOL ETKİLEŞİMLERİ: Polar molekülde kalıcı pozitif ve kalıcı negatif yüklerin oluşmasına **kalıcı dipol** denir. Polar moleküllerin kalıcı dipolleri arasında oluşan etkileşimlere **dipol-dipol kuvvetleri** denir. HCl, SO₂, H₂O, C₂H₅OH gibi polar moleküller arasında dipol-dipol etkileşimleri vardır.

İYON-DİPOL ETKİLEŞİMLERİ: İyonik katının iyonları ile polar molekülün dipolleri arasında gerçekleşen etkileşimlere **iyon-dipol etkileşimleri** denir.

DİPOL-İNDÜKLENMİŞ DİPOL ETKİLEŞİMLERİ: Polar moleküllerle apolar moleküller arasın-da gerçekleşen etkileşime **dipol-indüklenmiş dipol etkileşimleri** denir. Bu etkileşime H₂O ve CCl₄ arasındaki etkileşim örnek verilebilir.

İYON-İNDÜKLENMİŞ DİPOL ETKİLEŞİMLERİ: İyonik bileşiklerle apolar moleküller arasında gerçekleşen etkileşimlere **iyon-indüklenmiş dipol etkileşimleri** denir. Na^+ iyonları ile CCl_4 molekülleri arasındaki etkileşim örnek verilebilir.

LONDON KUVVETLERİ: Apolar moleküllerin sahip olduğu elektronlar herhangi bir anda molekülün bir bölgesinde anlık olarak yoğunlaşabilir. Elektronların yoğunlaştığı bölge geçici olarak negatif, diğer bölge ise geçici olarak pozitif yükü yüklenir. Bu durumda molekülde geçici dipol yapı oluşur. Geçici dipollere indüklenmiş dipol de denir. İndüklenmiş dipoller arasında olan etkileşime **indüklenmiş dipol-indüklenmiş dipol** veya **London kuvvetleri** denir.

London kuvvetleri elektronların, molekülün bir bölgesinde yoğunlaşmasından kaynaklandığı için elektron sayısı arttıkça molekülün kutuplanabilirliği (polarlanabilirliği) artar ve molekülün kaynama noktası artar.

2)HİDROJEN BAĞI

Bir molekülün pozitif yüklü hidrojeni ile diğer molekülün negatif yüklü atomu arasında moleküller arası elektrostatik çekim kuvveti ile oluşan etkileşime **hidrojen bağı** denir. Hidrojen bağı H atomunun elektronegatifliği yüksek F, O, ve N atomlarıyla oluşturduğu moleküllerde bulunur (NH_3 , H_2O , HF, CH_3OH gibi.). Örneğin HF molekülleri arasındaki hidrojen bağı $\text{H}-\text{F}\cdots\text{H}-\text{F}$ şeklindedir. Hidrojen bağları zayıf etkileşimler arasında en kuvvetlisidir.

5. BÖLÜM

FİZİKSEL VE KİMYASAL DEĞİŞİMLER

Fiziksel Değişim: Maddenin kimlik özelliği değişmeden boyutu, şekli, fiziksel hâli (katı, sıvı, gaz) ve fiziksel özelliklerinin değişmesidir. Fiziksel değişimde maddenin kimyasal yapısı değişmediği için formülü de değişmez. Fiziksel değişimler gerçekleşirken zayıf etkileşimler kopar veya oluşur, bu nedenle fiziksel değişimlerin gerçekleşmesi için daha az enerji gerekir.

• Parçalanma, kırılma, yırtılma olayları (buğdayın öğütülmesi, camın kırılması, kâğıdın yırtılması), • Hâl değişim olayları (erime, donma, buharlaşma, yoğunlaşma, süblimleşme, kırağılaşma), • Tuzun, şekerin suda çözünmesi, • Elektron hareketiyle iletkenlik (bakır tel gibi metallerin elektriği iletmesi) fiziksel değişim örneklerinden bazılarıdır.

Kimyasal Değişim: Maddenin kimlik özelliğinin değişerek, farklı maddelere ayrışması veya farklı maddelerle etkileşerek yeni maddeleri oluşturmasıdır. Bu olaylar sırasında hem kimyasal hem de fiziksel özellikler değiştiği için maddenin kimyasal formülü de değişir. Kimyasal değişimler gerçekleşirken güçlü ve zayıf etkileşimler kopar veya oluşur.

Aşağıda kimyasal değişimlere bazı örnekler verilmiştir.

• paslanma, metallerin kararması, yanma, meyvenin kararması, solunum • metallerin asitle tepkimesi • iyon hareketi ile iletkenlik (çözeltilerin elektriği iletmesi) • mayalanma olayları (sütten yoğurt eldesi, üzümünden sirke eldesi) • elektroliz • asit-baz tepkimeleri • küflenme, çürüme, besinlerin ekşimesi • besinlerin pişirilmesi • fotosentez • sindirim • betonun donması (sertleşmesi) • yağlı boyanın kurumması

Kimyasal değişimlere kimyasal tepkime (reaksiyon) adı verilir. Kimyasal tepkimelerde gaz çıkışı, çökelek oluşumu, renk, koku, iletkenlik, pH, sıcaklık ve enerji değişimi görülebilir.