

1. ÜNİTE ÖZETİ

1. BÖLÜM KİMYASAL TÜR

KİMYASAL TÜRLER

ATOM: Bir elementin fiziksel ve kimyasal özelliklerini gösteren en küçük birimine **atom** denir. Metaller (K, Fe, Cu, Au, Na....) ve soy gazlar (He, Ne, Ar, Kr) doğada tek atomlu hâlde bulunur.

MOLEKÜL: Aynı veya farklı atomların birbiri ile etkileşmesi sonucunda oluşan kimyasal türlere **molekül** denir. Moleküller en az iki atomun birleşmesiyle oluşur. Aynı atomlar birleşirse **element molekülünü** oluşturur. H₂, N₂, O₂, O₃, P₄, S₈ gibi. Farklı atomlar birleşirse **bileşik molekülünü** oluşturur. CO₂, H₂O, CH₄, N₂O, CH₃COOH, H₂SO₄ gibi.

İYON: Elektron vermiş veya almış atom ya da atom gruplarına **iyon** denir. Pozitif yüklü iyonlara **kation**, negatif yüklü iyonlara **anyon** denir. Birden fazla atomun tek bir atom gibi davrandığı yüklü atom gruplarına **kök** adı verilir. Na⁺, Mg²⁺, Al³⁺, NH₄⁺, H₃O⁺ kationa; Cl⁻, O²⁻, N³⁻, OH⁻, SO₄²⁻ anyona örnek verilebilir.

2. BÖLÜM KİMYASAL TÜRLER ARASI ETKİLEŞİMLERİN SINIFLANDIRILMASI

Kimyasal Türler Arasındaki Etkileşimlerin Sınıflandırılması

Kimyasal türler arasındaki etkileşimler,

- 1) Bağlanan türlere göre
- 2) Bağın sağlamlığına göre sınıflandırılabilir.

1) Bağlanan Türlerle Göre Sınıflandırma

Atomlar arası ve moleküller arası bağlar olarak sınıflandırılır.

a) Atomlar arası bağlar: Aynı veya farklı tür atomlar arasındaki etkileşimler sonucunda atomlar arası bağlar oluşur. Örneğin hidroklorik asitteki H-Cl, sudaki O-H ve flor gazındaki F-F, demir elementindeki Fe-Fe, helyum gazındaki He-He gibi. Örneklerin tamamı atomlar arası bağ olmasına rağmen bu bağların hepsi güçlü veya hepsi zayıftır denilemez. Örneğin Fe-Fe atomları güçlü ancak He-He atomları arasındaki bağlar ise zayıftır.

	Bağın Türü	Fiziksel Hâli (Standart Koşullarda)	Kaynama Noktası
Fe-Fe	Atomlar arası	Katı	2861 °C
He-He	Atomlar arası	Gaz	-268,9 °C

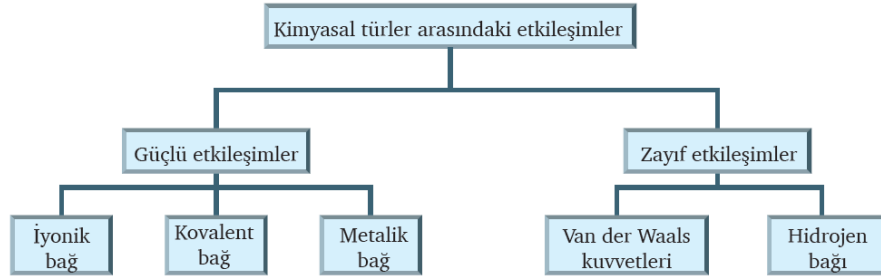
b) Moleküller arası bağlar: Aynı veya farklı tür moleküller arasındaki etkileşimler sonucunda moleküller arası bağlar oluşur. Bu durum; CO₂-CO₂ ve H₂O-H₂O gibi örneklenebilir. Moleküller arası bağların hepsi zayıf etkileşim olmasına rağmen etkileşim türlerinde ve çekim güçlerinde farklılıklar vardır.

	Bağın Türü	Fiziksel Hâli (Oda Koşulunda)	Kaynama Noktası
H ₂ O-H ₂ O	Moleküller arası	Sıvı	100 °C
CO ₂ -CO ₂	Moleküller arası	Gaz	-57 °C

Kimyasal türler arasındaki etkileşimleri bağlanan türlere göre sınıflandırmak yukarıda saydığımız güçlülere neden olduğundan bağın sağlamlığına göre sınıflandırma yapmak daha doğru olur.

2) Bağın Sağlamlığına Göre Sınıflandırma

Kimyasal türler birbirine yaklaştığında elektron bulutları ve çekirdekler arasında elektrostatik itme ve çekme kuvvetleri meydana gelir. Çekme kuvvetleri itme kuvvetlerinden büyükse **güçlü etkileşimler** yani **kimyasal bağ** oluşur. Çekme-itme kuvvetlerinin birbirine yakın olduğu durumlarda ise **zayıf etkileşimler** meydana gelir. Zayıf etkileşimlere de **fiziksel bağ** denir. Güçlü ve zayıf etkileşimler aşağıdaki gibi sınıflandırılabilir.



3. BÖLÜM GÜÇLÜ ETKİLEŞİMLER

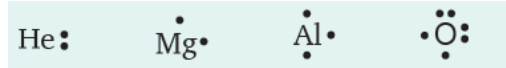
Atomlar bileşik oluştururken güçlü etkileşimler meydana gelir. Güçlü etkileşimlerde atomların son katmanındaki elektronları etkileşir. Bu nedenle bağ oluşumunu göstermek için yalnızca değerlik elektronlarının gösterildiği yapılar kullanılır. Bu yapılar Lewis yapısı olarak adlandırılır. **Lewis yapısı**, bir element sembolü ile son katman (değerlik) elektronlarının sayısını gösteren noktalardan oluşur.

${}^2\text{He}$, ${}^{12}\text{Mg}$, ${}^{13}\text{Al}$ ve ${}^8\text{O}$ elementlerinin Lewis yapılarını yazalım.

Önce elektron dizilişleri yazılır.

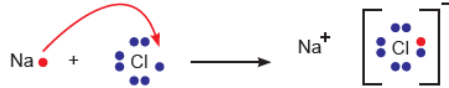
${}^2\text{He}$)	${}^{12}\text{Mg}$)))	${}^{13}\text{Al}$)))	${}^8\text{O}$))
2	2 8 2	2 8 3	2 6

Sonra son katmandaki elektronlar sembolün üzerine nokta şeklinde yerleştirilir.



İYONİK BAĞLARIN OLUŞUMU

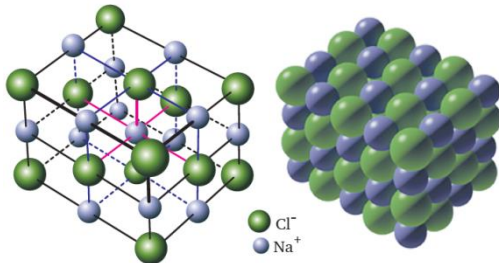
İyonik bağ, zıt yüklü iyonların birbirini elektrostatik çekim kuvveti ile çekmesi sonucunda oluşur. Sodyum (${}^{11}\text{Na}$) ve klor (${}^{17}\text{Cl}$) elementlerinin Lewis yapılarını ve oluşan NaCl bileşiğinin Lewis yapısını aşağıdaki şekilde gösterebiliriz.



İYONİK BİLEŞİKLERİN ÖRGÜ YAPISI

İyonik bileşiklerde en küçük birim molekül değil, birim hücredir. İyonik bileşiklerde zıt yüklü iyonlar itme ve çekme kuvvetlerini dengeleyecek şekilde bir araya gelerek düzenli bir kristal örgü yapı oluşturur. Kristal örgü yapısında her iyon, belirli sayıda zıt yüklü iyon tarafından çekilmektedir.

Örneğin sodyum klorürde her Na^+ iyonu 6 Cl^- iyonu tarafından ve her Cl^- iyonu da 6 Na^+ iyonu tarafından çekilerek sodyum klorür iyonik kristal yapısını oluşturur. İyonik kristalde tekrarlayan bu yapısal birimlere **birim hücre** adı verilir.



İyonik bileşiklerin örgü yapısı onlara bazı özellikler kazandırır. Bu özellikler şu şekilde sıralanabilir.

- Oda koşullarında katı hâlde bulunurlar.
- Erime ve kaynama noktaları yüksektir.
- Katı hâlde elektriği iletmezler fakat sulu çözeltilerinde ve erimiş hâlde iyonlarına ayrıştıklarından elektrik akımını iletirler.
- Sert ve kırılgandırlar, herhangi bir zorlamada kırılırlar.
- İyonik bağlar güçlü etkileşimler olduğundan ancak kimyasal yön-temlerle (elektroliz) ayrıştırılabilirler.

İYONİK BİLEŞİKLERİN SİSTEMATİK ADLANDIRILMASI

İYONİK BİLEŞİKLERİN FORMÜLLERİNİN YAZILMASI

İyonik bileşiklerin formülleri yazılırken aşağıdaki sıra izlenir:

1. Önce pozitif yüklü iyon (katyon), sonra negatif yüklü iyon (anyon) yazılır.
2. İyonik bileşiklerde alınan elektron sayısı, verilen elektron sayısına eşittir ve toplam yük sıfırdır. Bileşik formülü yazılırken yükler toplamının sıfır olmasını sağlamak için anyon ve katyonlar en küçük sayı ile çarpılır. Bu işlemde pratik yöntem, iyon yüklerinin mutlak değerlerini element sembollerinin sağ alt köşelerine çapraz olarak yazmaktır. Yükler eşitse çaprazlama yapılmaz. Çaprazlamadan sonra formül en sade şekilde yazılır. Kök varsa kökler parantez içine alınır.

Al^{3+} O^{2-} den oluşacak bileşikte yükler toplamının sıfır olması için yükler çaprazlandığında Al_2O_3 bileşiği oluşur. Ca^{2+} O^{2-} den oluşacak bileşik CaO şeklinde yazılır. Ca_2O_2 şeklinde yazılmaz.

Sn^{4+} O^{2-} iyonlarından oluşan bileşik SnO_2 şeklinde yazılır, Sn_2O_4 şeklinde yazılmaz.

Cr^{3+} SO_4^{2-} iyonlarından oluşan bileşik $Cr_2(SO_4)_3$ şeklinden yazılır.

İYONİK BİLEŞİKLERİN ADLANDIRILMASI

İyonik bileşikler adlandırılırken önce katyon (metal veya kök) adı sonra anyon (ametal veya kök) adı yazılır ve okunur.

Katyonun adı + anyonun adı → Bileşik (Bileşik adı)

Ca^{2+} O^{2-} → CaO
kalsiyum oksit kalsiyum oksit

Mg^{2+} PO_4^{3-} → $Mg_3(PO_4)_2$
magnezyum fosfat magnezyum fosfat

Değişken değerlikli katyon adı + anyon adı → Bileşik (Bileşik adı)

Cu^{2+} Cl^- → $CuCl_2$
bakır (II) klorür bakır(II) klorür

Fe^{3+} SO_4^{2-} → $Fe_2(SO_4)_3$
demir(III) sülfat demir(III) sülfat

KOVALENT BAĞLARIN OLUŞUMU

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.

O_2 molekülü ($8O$)

O_2 molekülündeki bağlar apolar kovalent bağdır. O_2 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.

H_2O molekülünde ($1H, 8O$)



Oksijen ve hidrojen atomları arasındaki bağ polar kovalent bağdır. H₂O molekülünde bağ yapan elektron çifti iki tane olduğu için oksijen ve hidrojen atomları arasında iki tane tekli bağ oluşur. 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 oluştuğu 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

N₂O: Diazot monoksit

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. • Esnektirler, 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) oluştuğu 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 CCl₄ molekülleri arasındaki etkileşim örnek verilebilir.

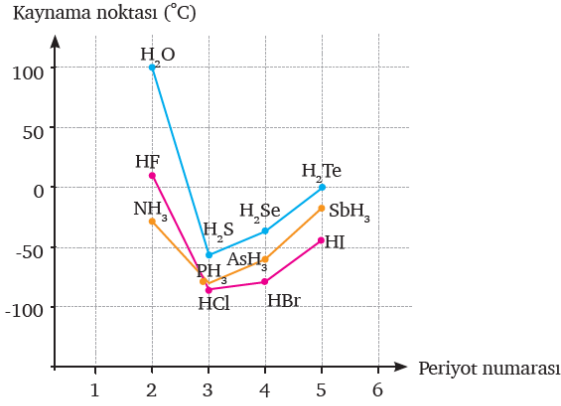
LONDON KUVVETLERİ: Apolar moleküllerin sahip olduğu elektronlar herhangi bir anda molekülün bir bölgesinde anlık olarak yoğunlaşabilir. Elektronların yoğunlaştığı bölge geçici olarak negatif, diğer bölge ise geçici olarak pozitif yükle yüklenir. Bu durumda molekülde geçici dipol yapı oluşur. Geçici dipollere indüklen-miş 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.

HİDROJEN BAĞININ KAYNAMA NOKTASINA ETKİSİ



Grafik 3.4.2: 5A, 6A, 7A elementlerinin hidrojenli bileşiklerinin kaynama noktalarının karşılaştırılması

5A da NH_3 ün, 6A da H_2O nun ve 7A da HF nin kaynama noktasının diğer gruplarından daha yüksek olmasının nedeni hidrojen bağlarının dipol-dipol ve London kuvvetlerinden daha güçlü olmasıyla açıklanır. H_2O , NH_3 ve HF'nin kaynama noktasının yüksek olmasının nedeni molekülleri arasındaki hidrojen bağıdır. Moleküller arası etkileşimler içinde dipol-dipol ve London kuvvetlerine göre en güçlü olan bağ hidrojen bağıdır.

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, kırılganlaşma),
- 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 kuruması

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