

## 9.Sınıf Kimya Kimyasal Türler Arası Etkileşim Konu Anlatımı

### Kimyasal Tür

Maddelerin özelliklerini taşıyan en küçük yapı taşları atomlar, iyonlar ve moleküllere kimyasal tür denir.

#### Atom

- Bir elementin tüm özelliklerini taşıyan en küçük tanecik atomdur.
- Doğada çok az element atomik halde bulunur.  
He, Ne, Ar gibi asal gazlar  
Fe, Hg, Au, Cu, Pt gibi metaller

atomik yapıda bulunabilir.

- Elementlerin çoğu kararsızlıklarını gidermek için birbirleri ya da başka elementlerle etkileşerek atomik yapılarını kaybeder.

Metal : Na, K, Mg, Ca, Al, Cu

Ametal : O, H, S, N, F

Soy gaz : He, Ne, Ar, Kr

#### Molekül

- Atomların birbiri ile ya da başka element atomları ile etkileşmesi sonucu oluşan iki ya da daha çok atomlu kimyasal türlere molekül denir.
- Aynı tür atomların etkileşmesi ile element molekülü oluşur.
- H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, P<sub>4</sub>, S<sub>8</sub> gibi türler element molekülüdür.
- F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, H<sub>2</sub> gibi moleküllere diatomik yapı denir.
- Farklı tür atomların birbiri ile etkileşmesi ile bileşik molekülü oluşur.
- H<sub>2</sub>O, NH<sub>3</sub>, HCl, CH<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub> gibi türler bileşik molekülüdür.

Element Molekülü : H<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, F<sub>2</sub>, Cl<sub>2</sub>, Br<sub>2</sub>, I<sub>2</sub>, S<sub>4</sub>, S<sub>8</sub>, P<sub>4</sub>

Bileşik Molekülü : C<sub>6</sub>H<sub>12</sub>O<sub>6</sub>, CO<sub>2</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, H<sub>2</sub>S, HI

#### İyon

- Taneciklerin elektron alarak veya elektron vererek oluşturduğu yüklü atom veya atom gruplarına iyon denir.
- Elektron vererek oluşan pozitif yüklü iyon **katyon** denir.
- Elektron alarak oluşan negatif yüklü iyon **anyon** denir.

Katyon ve anyon tanecikleri yapılarında her zaman tek atom içermezler. Birden fazla element türünün bir araya gelmesi sonucunda oluşan bazı katyon ve anyonlar vardır.

Bu şekilde yapısında iki ya da daha fazla atom içeren iyonlara kök denir.

Bu tür iyonlar iyonik bağlı bir bileşik oluşumuna katıldıklarında bir bütün olarak hareket ederler. Yani iyonik bileşiğin oluşması sırasında kökün yapısı ve formülü değişmez. Bileşiğin formülü yazılırken kök tek bir atom gibi düşünülür. Bileşik formülündeki sayısı 1 den büyük olursa kökün tümü bir parantez içine alınarak sayı

parantezin dışına alt indisi olarak yazılır.

İyonik bileşiklerin adlandırılması genel kuralları itibarı ile aynıdır. Adlandırma yapılırken öncelikle katyonun adı, sonra da anyonun adı söylenir.

### Lewis Yapısı

- Son katmandaki elektronların (değerlik elektron sayısı) element sembolü etrafında noktalar halinde gösterilmesine Lewis elektron nokta yapısı denir.
- Sembol etrafındaki noktalar en dış katmandaki toplam elektron sayısı kadardır..
- Noktalar element sembolünün dört tarafına teker teker yerleştirilir.
- Dörtten fazla elektronu olması durumunda oktete ulaşınca kadar noktalar ikişerli olacak şekilde yerleştirilir.
- Lewis yapısı iyonlar için de kullanılır.
- Bir element verdiği elektron sayısı kadar pozitif yük alırken etrafından o kadar nokta azalır.
- Lewis yapısı moleküller içinde kullanılır.
- Ametaller kararlı yapıya ulaşabilmek için birbirleriyle ya da başka kimyasal türler ile elektron ortaklığı yapar.

Atomlar arasındaki bağları göstermek için, 1916 yılında Lewis elektron nokta yapısını kullanmıştır. Bu aynı zamanda **Lewis yapısı** olarak da bilinir. Bir atomun Lewis yapısı değerlik elektronlarının atomun sembolü etrafına noktalar hâlinde yerleştirilmesi ile oluşur. Buna göre bir elementin son katmanındaki elektronların ya da değerlik elektronlarının atomun sembolü çevresinde noktalar ile gösterilişine **Lewis Elektron Nokta Yapısı** denir.

Atom	$_1\text{H}$	$_2\text{He}$	$_3\text{Li}$	$_4\text{Be}$	$_5\text{B}$
Lewis nokta yapısı	$\text{H}\cdot$	$\cdot\text{He}\cdot$	$\text{Li}\cdot$	$\cdot\text{Be}\cdot$	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{B}}}\cdot$
Atom	$_6\text{C}$	$_7\text{N}$	$_8\text{O}$	$_9\text{F}$	$_{10}\text{Ne}$
Lewis nokta yapısı	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{C}}}}\cdot$	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{N}}}}\cdot$	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{O}}}}\cdot$	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{F}}}}\cdot$	$\cdot\overset{\cdot}{\underset{\cdot}{\underset{\cdot}{\text{Ne}}}}\cdot$

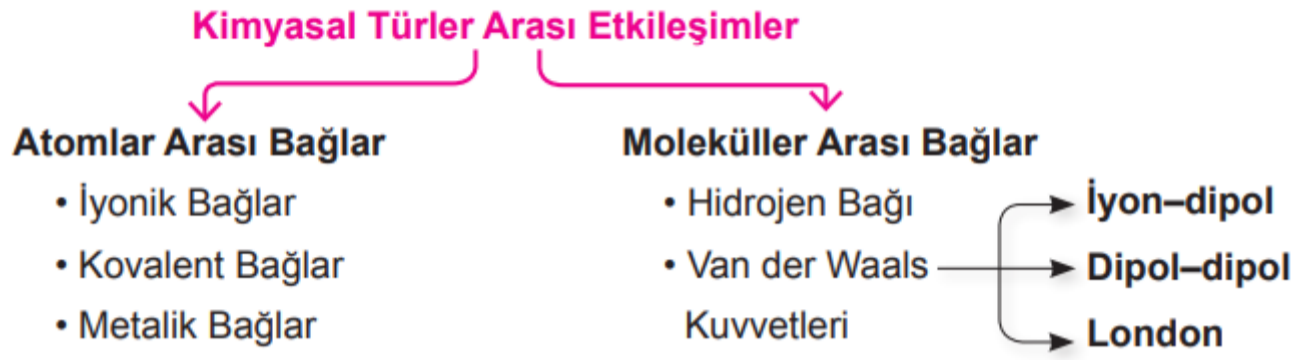
İlk 10 atomun Lewis sembolleri yukarıdaki tabloda verilmiştir.

Atomlar arasında bileşikler oluştuğunda elektron dizilimlerinde son katman elektron sayılarında değişimler olur. Kovalent bağlı bileşikler oluşurken, ortaklaşa kullanılan elektronlar ya karşılıklı olarak gösterilir, ya da bu iki elektron bir çizgi ile gösterilir.

### Bağ Oluşumu

- Kimyasal türler birbirine yaklaştıkça tanecikler arasındaki çekim kuvveti artar, uzaklaştıkça tanecikler arasındaki çekim kuvveti azalır.
- Komşu taneciklerdeki;
  - proton-proton arasında ve elektron-elektron arasında itme kuvvetleri varken
  - proton-elektron arasında çekme kuvvetleri vardır.
- Çekme ve itme kuvvetleri arasındaki yarışta çekme kuvvetleri aşırı derecede büyük olursa güçlü etkileşimler oluşur.
- Çekme ve itme kuvvetleri arasındaki yarışta farkın küçük olması durumunda zayıf etkileşimler oluşur.

- Güçlü etkileşimler kimyasal bağ adını alırken, zayıf etkileşimler fiziksel bağ adını alır.
- Güçlü etkileşimler, atomlar arasında oluşur.
- Güçlü etkileşimler genellikle kimyasal değişimlerden sorumludur.
- Güçlü bağla gerçekleşen değişimde büyük enerji değişimleri gözlenir.
- Genellikle bu enerji değişimi 40 kJ / mol'den büyüktür.
- Zayıf etkileşimler genellikle moleküller arasında oluşur.
- Zayıf etkileşimler fiziksel değişimlerden sorumludur.
- Zayıf etkileşimler genellikle 40 kJ / mol'den daha az enerji değişimleri ile gerçekleşir.
- Türler arasında bağlar oluşurken dışarı enerji verilir. (Ekzotermik) Bağlar kırılırken enerji alır. (Endotermik)



Soy gaz atomlarının dışındaki diğer elementler, soy gaz kararlılığına ulaşabilmek için başka atomlarla ya da kendi atomları ile bağ oluştururlar. Atomlar arasında bağ oluşumu iki şekilde gerçekleşir. Ya metaller ile ametaller arasında elektron alışverişi olur, ya da ametal atomları kendi aralarında ortaklaşa elektron kullanırlar.

### Güçlü Etkileşimler

#### İyonik Bağlar

Elementlerin bileşik oluşturmasında elektronlar rol oynar. Elementler kendi aralarında elektron alışverişi yaparak veya elektronlarını ortaklaşa kullanarak bileşik oluştururlar. Atomların elektron alışverişi ile oluşan bileşikler iyonik bileşikler olarak tanımlanır. Elektronlar yüklü parçacıklar olduklarından, elektron alan atom yüklü hâle, elektron veren atom ise “ + ” yüklü hâle geçer. Atomların elektron alışverişi sonucunda kazandıkları yüke **iyon yükü** denir. Bu şekilde elektron alan veya veren atom veya atom gruplarına iyon denir. yüklü iyonlara anyon, “ + ” yüklü iyonlara ise katyon denir. Bir metal, atomunun elektron vermesi sonucunda katyon iyonu, bir ametal atomunun elektron alması sonucunda da anyon iyonu oluşur. Buna göre iyonik bileşikler katyon ve anyon arasında oluşan bileşikler olarak da tanımlanmaktadır.

- Metal ve ametal iyonlar arasındaki elektron alışverişi şeklinde gerçekleşen bağlara **iyonik bağ** adı verilir.
- Elektron alışverişinde atomlar elektrostatik çekim kuvveti sebebiyle bir arada tutulur.
- Metaller kolayca elektron verip soy gaz düzenine geçebilirler.
- Ametallerin ise elektron ilgisi yüksektir ve kolaylıkla metalden elektron koparabilirler. Ametal elektron alarak anyona, metal elektron vererek katyona dönüşür.
- Atomların soy gaz elektron dizilimine sahip olmasının yolu değerlik elektronları sayısına bağlı olarak elektron vermeleri ya da elektron almalarıdır.
- Atomlar elektron alışverişi ile yüklü taneciklere dönüşür.
- Yüklü taneciklere **iyon** denir.
- Elektron veren atomun proton sayısı elektron sayısından fazla olduğu için pozitif yüklü iyon yani **katyon** oluşur.
- Elektron alan atomun proton sayısı elektron sayısından az olduğu için negatif yüklü iyon yani **anyon** oluşur.
- İyonik bağa en güzel örnek yemek tuzudur. Yemek tuzu bir metal olan sodyum (Na) ve bir ametal olan klorun (Cl) bağ yapmasıyla oluşmuştur.
- Klor (Cl) 17 elektrona sahiptir ve 1 elektron alarak 18 elektronlu argona (Ar) benzer.
- Sodyum (Na) 11 elektrondur ve 1 elektron vererek 10 elektronlu neona (Ne) benzer. Böylece her iki element atomu da kararlı yapıya ulaşır.

## İyonların Oluşumu

- Periyodik sistemdeki her metal farklı aktifliktedir.
- Metallerin aktifliği elektron verme kolaylıkları ile ölçüldüğünden 1A grubundaki metaller en aktif metalleri oluşturur.
- Bileşikteki elementler arasında elektronegatiflik farkı arttıkça iyonik bağ karakteri artar. Ancak farkın 4 olma durumunda bağ %100 iyonik karakter taşır. Ancak bu sağlanamadığı ve bileşikteki metal atomlarının birbirleri ile etkileşmesi sonucu bağa **kovalent** özellik kazandırır.
- Metallerin değerlik elektron sayılarının az olması onların elektron vermesini kolaylaştırır.
- Periyodik sistemin daha çok sağ tarafında bulunan ametaller ise soy gaz dizilimine benzemek için elektron alırlar.
- Periyodik sistemin 7A grubunda bulunan elementler 1 elektron alarak soy gaz dizilimine benzerken, 6A grubundaki ametal atomlarının 2 elektron alması, 5A grubundaki ametal atomlarının 3 elektron alması gerekir.
- Bileşik oluşurken oluşan iyonların yüklerine dokunmadan değerleri, çapraz olarak taneciklerin altına yazılır.
- Bazı bileşikler yazıldıktan sonra sadeleştirme yapılabilir.
- Bir iyonik bileşikteki katyonların ve anyonların değeri daima iyonik bileşiği yüksüz yapacak şekildedir.

## İyonik Örgü Yapısı

- İyonik bileşikte iyonlar arasındaki çekim kuvvetleri tek bir katyon ve tek bir anyonla sınırlı değildir.
- Her katyon etrafındaki birden fazla anyonu çekerken her anyonda etrafındaki birden fazla katyonu çeker.
- Birbirini çeken anyon ve katyonlar sıkı bir şekilde istiflenerek kristal yapı oluşturur.
- Tuz kristalindeki iyonlar, tekrarlanan bir düzende katmanlar oluşturacak şekilde düzenlenmiştir.
- Her katmanda zıt yüklü iyonlar yan yana bulunur.
- Bir katmanda bulunan katyon diğer katmanda bulunan anyonla yan yana gelir.
- Katmanların konumu değişmediği sürece zıt yüklü iyonlar arasındaki çekim kuvveti iyonların hareketini kısıtlar.

## İyonik Bileşiklerin Özellikleri

- Tüm iyonlar arasında iyonik bağ bulundurlar.
- Güçlü etkileşimlerden dolayı iyonik bağlı bileşiklerin erime ve kaynama noktaları yüksektir.
- İyonik bileşikler erirken iyonlar arasındaki çekim kuvvetleri yenilir ve iyonlar daha serbest hareket eder.
- Erime ve kaynama noktalarının çok yüksek olması dolayısıyla iyonik bileşiklerin tümü oda koşullarında katıdır.
- İyonik bileşiklerde iyon çapı küçüldükçe iyonik bağ kuvveti artar.
- Katı bir iyonik bileşikte iyonların konumu sabittir ve yalnızca titreşim hareketi yapabilirler. Bu nedenle katı haldeki iyonik bileşikler elektriği iletmez.
- Katı halde elektriği iletmeyen iyonik bileşikler sıvı haldeyken veya suda çözüldüklerinde elektrik akımını iletirler.
- İyonik bileşikler sert ve kırılmandır.
- İyonik çekim kuvvetinin iyon hareketini kısıtlaması iyonik bileşiklerin sert olmasını sağlar.
- İyonik katmanları hafifçe hareket ettirecek kadar kuvvet uygulanırsa aynı yüklü iyonlar yan yana gelir. Aynı yükler birbirini iteceğinden katmanlar birbirinden ayrılır.
- Böylece iyonik bileşik yapısını bozar ve kırılır.

## İyonik Bileşiklerin Suda Çözünmesi

- İyonik bileşikler suda çözüldüğünde iyonlar daha serbest hareket eder.
- Zıt yüklü iyonların etrafı suyun zıt yüklü uçları ile çevrilir.

## İyonik Bileşiklerde Sistemik Adlandırma

- Formül belirtilirken pozitif ve negatif yükler toplamı eşit olmalıdır. Bu nedenle katyon ve anyonun yükleri çapraz olarak aşağıya indirilir.
- Katyon adı genellikle element adıyla aynı iken, anyon adı element adına "ür" eki getirilerek adlandırılır

## Kovalent ve Metalik Bağ

Ametallerin kendi aralarında elektronlarını ortaklaşa kullanması sonucu oluşan bağlara **kovalent bağ** denir.

Ametal atomlarının elektron alma istekleri birbirlerine benzediğinden aralarında elektron alışverişi olmaz. Bunun yerine ametal atomları kararlı yapıya ulaşabilmek ve bileşik oluşturmak için değerlik elektronlarından bazılarını ortaklaşa kullanır. Her bir kovalent bağda karşılıklı olarak iki elektron vardır. Yani bir kovalent bağ bir elektron çiftinden, iki kovalent bağ iki elektron çiftinden oluşur. Kısacası ortaklaşa kullanılan elektron çifti **kovalent bağ sayısını** belirler.

- Atomlar arasında elektronların ortak kullanımıyla oluşan bağa kovalent bağ denir.
- Kovalent bağ ile oluşan bileşiklere **kovalent bileşik** denir.
- Birer elektron aynı ya da farklı ametal atomları arasında ortak kullanıldığında 1 tane kovalent bağ oluşur.
- Bağı oluşturan elektron çiftindeki her bir elektron her iki atom çekirdeği tarafından çekilir.
- Aynı elektronegatifliğe sahip atom çekirdekleri (aynı atomlar) ortaklaşan elektron çiftlerini aynı kuvvetle çektiğinden oluşan kovalent bağa **apolar kovalent bağ** denir.
- Her bir atomun pozitif yüklü çekirdeği diğer atomun elektronunu da çeker. Böylece atomlar arasında güçlü bir etkileşim oluşur.
- Hidrojen atomları arasında 1'er elektron ortaklaşa kullanılır.
- Apolar kovalent bağlar % 100 kovalent karakter taşır.
- Her kovalent bağın iki elektronla oluştuğu unutulmamalıdır.
- Molekülde bağ yapmamış elektronlar da bulunabilirler. Bu elektronların her ikili grubuna ortaklanmamış elektron çifti denir.
- Farklı elektronegatifliğe sahip atom çekirdekleri (farklı atomlar) ortaklaşan elektron çiftlerini farklı kuvvetle çektiğinden oluşan kovalent bağa **polar kovalent bağ** denir.
- Farklı atomlar arasında 1 ve 1'den fazla elektron ortaklığı oluşturulabilir.

## Molekül Polarlığı

- İki atom arasında paylaşılan elektronlar atomlardan biri tarafından daha çok çekildiğinde ortaklanan elektronlar bu atoma doğru yaklaşır. Böylece daha az çeken diğer atomdan uzaklaşırlar.
- Ortaklanan elektronların yakınlığı atom kısmen negatif yükü yüklenirken uzaklaştıkları atom kısmen pozitif yüklenmiş olur.
- Oluşan tanecik üzerindeki yüklenme molekül üzerine eşit dağılmazsa **polar molekül** oluşur.
- Bir ucu kısmi negatif yüklü, diğer ucu kısmi pozitif yüklü olan moleküle **dipol molekül** de denir.
- Moleküllerin polarlığı molekül geometrileri ile incelenir.
- Molekül üzerinde kısmi negatif ve kısmi pozitif yük merkezleri aynı doğru üzerinde ve dengede ise apolar molekül oluşur.

## Kovalent Bileşiklerde Adlandırma



Ametal - ametal bileşiklerinin adlandırılmasında, birinci ametalin kaç tane olduğu ve adı belirtildikten sonra ikinci ametalin kaç tane olduğu ve adı belirtilir. Burada atom sayısını belirtmek için mono, di, tri, tetra, penta gibi Latince sayılar kullanılır. İlk ametal bir tane ise atom sayısı belirtilmez. Ancak, ikinci ametal bir tane olursa belirtilir. Bileşikteki element sayısı iki ise formüldeki atomların sayısı Latince okunarak belirtilir. Latince sayı adları aşağıdaki gibidir.

Sayıların Lâtinçe Karşılıkları	
Bir	Mono
İki	Di
Üç	Tri
Dört	Tetra
Beş	Penta
Altı	Heksa
Yedi	Hepta
Sekiz	Okta
Dokuz	Nona
On	Deka

**İlk element tekse mono sayısı söylenmez.**

**Bileşik adlandırılırken;**

- 1. ametalin sayısı Latince olarak belirtilir.
- 1. ametalin adı belirtilir.
- 2. ametalin sayısı Latince olarak belirtilir.
- 2. ametalin adı belirtilir.

1. Ametalın sayısı (Lâtinçe) + 1. Ametalın adı + 2. Ametalın sayısı (Lâtinçe) + 2. Ametal iyonunun adı

Bazı ametal – ametal bileşiklerinin adları aşağıda verilmiştir.

<i>Bileşiğin formülü</i>	<i>Bileşiğin adlandırılması</i>
CO	Karbon monoksit
CO <sub>2</sub>	Karbon dioksit
N <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Diazot pentaoksit
SO <sub>3</sub>	Kükürt trioksit
PCl <sub>5</sub>	Fosfor pentaklorür
N <sub>2</sub> O	Diazot monoksit
N <sub>2</sub> O <sub>3</sub>	Diazot trioksit
CF <sub>4</sub>	Karbon tetraflorür

### Özel Adlandırmalar

Bazı kovalent ve iyonik bileşikler ise özel adlarıyla bilinirler. Örneğin H<sub>2</sub>O formülü ile ifade edilen bileşik her zaman su olarak adlandırılır, dihidrojen monoksit adı genellikle kullanılmaz. Bazı bileşiklerin özel adları aşağıda verilmiştir.

<i>Bileşğin formülü</i>	<i>Bileşğin özel adı</i>
H <sub>2</sub> O	Su
NaHCO <sub>3</sub>	Yemek sodası
NH <sub>3</sub>	Amonyak
CaCO <sub>3</sub>	Kireç taşı ya da mermer
NaCl	Yemek tuzu
C <sub>2</sub> H <sub>2</sub>	Asetilen
HNO <sub>3</sub>	Kezzap
H <sub>2</sub> SO <sub>4</sub>	Zaçyağı
CaO	Kireç
Ca(OH) <sub>2</sub>	Sönmüş kireç
N <sub>2</sub> O	Güldürücü gaz
KNO <sub>3</sub>	Güherçille
CuSO <sub>4</sub>	Göztaşı
NaOH	Kostik

ÖRNEK :

	<i>Bileşğin formülü</i>	<i>Bileşğin adlandırılması</i>
I	SO <sub>3</sub>	Kükürt trioksit
II	CS <sub>2</sub>	Karbon dikükürt
III	P <sub>2</sub> O <sub>5</sub>	Potasyum (V) oksit

Yukarıdaki bileşiklerden hangilerinin adlandırılması yanlıştır?

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

**Çözüm**

Verilen bileşiklerin doğru adlandırılmaları aşağıdaki gibidir.

- I. Kükürt trioksit
- II. Karbon disülfür
- III. Difosfor pentaoksit

Buna göre I. adlandırma doğru, II ve III. adlandırmalar yanlıştır.

**Cevap C**

ÖRNEK :

- I. Diazot monoksit
- II. Karbon tetraklorür
- III. Bakır (II) sülfat

Yukarıda adlandırması verilen bileşiklerin formülleri aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

	I	II	III
A)	$N_2O$	$CCl_4$	$Cu_2SO_4$
B)	$N_2O_3$	$CCl_4$	$Cu(SO_4)_2$
C)	$NO_2$	$C_4Cl$	$Al(OH)_3$
D)	$N_2O$	$CCl_4$	$CuSO_4$
E)	$N_2O$	$C_4Cl$	$CuSO_4$

### Çözüm

I ve II. bileşikler **kovalent**, III. bileşik ise iyonik bağlı bileşiktir.

Buna göre, verilen bileşiklerin doğru bir şekilde formüllerini yazalım.

I. Diazot monoksit :  $N_2O$

II. Karbon tetraklorür :  $CCl_4$

III. Bakır (II) sülfat :  $CuSO_4$

Bu formüller D seçeneğinde verilmiştir.

**Cevap D**

### Metalik Bağ

- Metal atomlarını bir arada tutan güçlü etkileşime metalik bağ denir.
- Metal atomlarının değerlik elektronları çekirdek tarafından kuvvetle çekilmez.
- Serbest dolaşan hareketli değerlik elektronları bir atomun çekim gücünden komşu atomun çekim gücüne geçebilir.
- Her metal atomu pozitif yüklü bir katyon gibi davranarak serbest elektronların oluşturduğu bir elektron denizi ortaya çıkar.
- Değerlik elektronlarının oluşturduğu negatif yüklü elektron denizi metal katyonlarını bir arada tutar.
- Pozitif yüklü metal katyonları ile elektron denizi arasındaki bu elektrostatik çekime metalik bağ denir.
- Metal atomunun çapı küçüldükçe genel olarak metalik bağ kuvveti artar.
- Metalik bağ kuvveti arttıkça metallerin erime ve kaynama noktaları artar.

### Metalik Bağdan Kaynaklanan Özellikler

#### 1. Isı ve Elektrik İletkenliği

- Hareketli değerlik elektronları tüm yapıya dağılarak ısı ve elektriğin iletilmesini sağlar.

#### 2. Metalik Parlaklık

- Işık demeti metal yüzeyine çarptığında metaldeki elektronları ileri ve geri hareket ettirir.



- Titreşim hareketi artan elektronlar gelen ışınla aynı frekansta ışın yayımlar ve gelen ışın yansımış olur. Böylece metal yüzeyi parlak görünür.

### 3. İşlenebilme,

- Metal katyonlarının sarılı olduğu elektron denizine çekiçle darbe uygulandığında yani bazı katyonların yeri değiştirildiğinde hareketli elektronlar da katyonlarla birlikte kayar.
- Atomlar dağılmayıp elektron denizi içinde yeni yerlerinde kalır.
- Böylece metaller dövüldüğünde parçalanmadan şekillerini değiştirebilir, tel ve levha haline getirilebilir.

### 4. Sertlik

- Metalik bağın sağlamlığı arttıkça metal sertliği artar.
- B grubu metallerinin alkali ve toprak alkali metallere göre sertlikleri fazladır.

### Zayıf Etkileşimler

- Kimyasal türlerin birbirine yaklaşması ile türler arasındaki etkileşimler artar, türler arasında boşluklar azalır ve tanecik sıvı ya da katı hale geçer.
- Kovalent moleküllerin polar ya da **apolar** olması moleküller arasında farklı etkileşimlere sebep olur.
- Asal gazların fiziksel hallerini de zayıf etkileşimler belirler.
- Moleküller arası çekim kuvvetleri arasındaki farklılıklar **kovalent** bağlı moleküllerin katı, sıvı ve gaz gibi farklı fiziksel hallerde bulunmasına sebep olur.
- Moleküllerin yaklaşması ile etkinlikleri artarken, uzaklaştıklarında etkinlikleri giderek azalır.
- Bu nedenle maddenin yoğun fazlarında (sıvı, katı) zayıf etkileşimlerin etkinlikleri fazladır.
- Zayıf etkileşimler genel olarak 40 kJ/mol'dan daha düşük enerji değişimleri ile gerçekleşir.
- Maddelerin kaynama ve erime noktaları ile moleküller arası etkileşimler yakından ilişkilidir.
- Moleküller arası etkileşimler güçlü ise molekülleri birbirinden koparmak daha çok enerji gerektirir ve kaynama noktası yüksek olur.
- Hidrojen bağı genel olarak **van der waals** bağlarından daha kuvvetlidir.

### 1. Van der waals Etkileşimleri

Van der Waals kuvveti veya Van der Waals etkileşimi, fiziksel kimyada kovalent bağlar, hidrojen bağları ve iyonların birbiriyle, nötr moleküllerle veya elektrik yüklü moleküllerle elektrostatik etkileşimi hariç olmak üzere, moleküller arasındaki (veya aynı molekül parçalarının arasındaki) çekici veya itici güçlerin toplamıdır. Hollandalı bilim adamı Johannes Diderik van der Waals'ın adını taşımaktadır. Bu terim aşağıdakileri kapsamaktadır:

- İki daimi dipoller arasındaki kuvvet (Keesom kuvveti)
- Bir daimi dipol ve buna karşılık gelen bir indüklenmiş dipol (Debye kuvveti)
- Aynı anda indüklenmiş iki dipol arasındaki kuvvet (London dağılım kuvveti).

Ayrıca moleküller arasındaki kuvvetlerin bütünü için de bazen eşanlamlı olarak kullanılmaktadır. Van der Waals kuvvetleri, kovalent bağlar ile karşılaştırıldığında nispeten daha zayıf olmalarına rağmen supramoleküler kimya, yapısal biyoloji, polimer bilimi, nanoteknoloji, yüzey bilimi ve yoğun madde fiziği gibi çok farklı alanda temel rol oynarlar. Van der Waals kuvvetleri, organik bileşiklerin kutupsal ve kutupsal olmayan ortamlarda çözünürlükleri dahil olmak üzere birçok özelliğini tanımlarlar.

Kutupsal hidroksil grubunun hidrojen bağlama özellikleri, düşük moleküler ağırlıklı alkollerin içinde zayıf van der Waals etkileşimlerine hakim olurlar. Daha yüksek moleküler ağırlıklı alkollerde, kutupsal olmayan hidrokarbon zincir(ler)inin özellikleri hakim olur ve çözünürlüğü tanımlar. Van der Waals kuvvetleri, etkileşen moleküller arasında daha uzun mesafelerde hızla kaybolurlar.

Van der Waals bağları moleküller arasında olup fiziksel bir etkileşimdir. Bu nedenle moleküller arası olduğu için zayıf etkileşim olarak adlandırılmaktadır. Dipol - dipol , iyon - dipol ve indüklenmiş dipol (geçici) olmak üzere üçe ayrılır. Aynı zamanda indüklenmiş dipol (geçici) de kendi arasında; iyon - indüklenmiş dipol , dipol - indüklenmiş dipol ve indüklenmiş dipol - indüklenmiş dipol (London) olmak üzere üçe ayrılır.

2012 yılında, atomik kuvvet mikroskobu ile metal yüzeye bağlı tek bir organik molekülde, Van der Waals kuvvetlerinin doğrudan ilk ölçümleri gerçekleştirildi ve yoğunluk fonksiyonel hesaplamaları ile doğrulandı

#### a) Dipol-dipol Etkileşimleri

- Kalıcı dipole sahip iki molekül birbirine yaklaştığında kısmi yüklenmiş zıt kutuplar arasında elektrostatik etkileşim oluşur. Bu çekim kuvvetine dipol-dipol kuvvet (etkileşim) denir.
- Elektronegatiflikleri farklı olan atomların molekül üzerinde eşit olmayan kısmi negatif ve kısmi pozitif yüklenmesi ile polar moleküller (dipoller) oluşur.
- Bir ucu kısmi pozitif yüklü, diğer ucu kısmi negatif yüklü iki dipol molekül birbirine yaklaştığında aralarındaki etkileşim artar.
- Polar moleküllerin birbirine yaklaşması ile zıt uçlar birbirini çekerken, aynı yüklü kısımlar birbirini iter.
- Polar moleküllerin zıt yüklü uçları arasında oluşan elektrostatik çekim kuvvetine dipol-dipol kuvvetleri denir.
- Molekülün polarlığı arttıkça dipol-dipol etkileşimlerin kuvveti de artar.
- Dipol-dipol kuvvetleri arttıkça moleküllerin erime ve kaynama noktası artar.
- Polar yapıya sahip tüm kovalent bağlı moleküllerde dipol-dipol etkileşimi bulunur.

#### b) İyon - Dipol Etkileşimleri

- İyon ve polar bir molekül bir araya geldiğinde iyon ile polar molekülün kısmi yüklenmiş kutupları arasında etkileşim olur. Buna iyon-dipol etkileşimi denir.
- Polar molekül, kalıcı dipoldür. İyon-dipol etkileşiminde katyonlar polar molekülün negatif yüklü kutbu ile, anyonlar ise pozitif yüklü kutbu ile etkileşime girer.
- İyonik katıların su gibi polar çözücülerde çözünmesini sağlayan etkileşim iyon-dipol çekim kuvvetleridir.
- İyon ile polar molekülün zıt yüklü uçları arasındaki elektrostatik çekim kuvvetine iyon-dipol etkileşimleri denir.
  - Dipolun pozitif ucu ile anyon
  - Dipolun negatif ucu ile katyonarasında çekim kuvveti oluşur.
- Tüm iyonik bağlı bileşiklerin polar moleküller ile etkileşiminde iyon-dipol kuvvetleri bulunur.

#### c) London Kuvvetleri

- Apolar moleküller ve asal gaz atomları arasında oluşan çekim kuvvetleridir.
- Asal gaz ve apolar moleküller arasında herhangi bir çekim kuvveti olmasaydı bu taneciklerin sıvılaşması mümkün olmazdı.
- Apolar moleküllerdeki tanecikler üzerinde sürekli pozitif veya sürekli negatif olan belirli bir kısım yoktur.
- Atomların hareketli elektronları bir anda molekülün bir tarafında elektron yoğunluğunu artırabilirler. Bu durumda atom veya molekülün bir tarafı anlık negatif yük olurken diğer tarafı anlık pozitif yüklü olur.
- Atom ya da molekülün üzerindeki elektronların simetrik dağılımının bozularak anlık (geçici) polarlık kazanan tanecik başka bir atom ya da moleküle yaklaştığında onunda polarlanmasını sağlar.
- Bir polarlanmış molekülün diğer molekülü de anlık polarlaştırmasına indüklenmiş dipol denir.
- İndüklenmiş dipoller arasında oluşan geçici dipollenmeyle London kuvvetleri oluşur.
- London kuvvetleri indüklenmiş dipol-indüklenmiş dipol kuvvetleridir.

- London kuvvetleri polar ya da apolar tüm moleküllerde bulunur. Ancak apolar molekül ve soy gazlarda bulunan tek etkileşim olduğu için etkin olduğu tanecikler bunlardır.
- Atom veya moleküldeki elektron sayısı arttıkça elektron hareketi sırasında elektron dağılımının anlık olarak bir tarafta yığılma (polarlanma) gücü artar. Böylece London kuvvetleri artar.
- London kuvvetleri, apolar olsun ya da olmasın bütün kimyasal türler için geçerlidir. Fakat anlık oluşan geçici dipoller elektronların sürekli hareket halinde olması nedeniyle devamlı yön değiştirir.
- London kuvvetleri
  - Elektron sayısı arttıkça
  - molekül / atom kütlesi arttıkça
  - molekül üzerindeki temas yüzeyi arttıkça artar.
- Örneğin soy gazlarda 2He, 10Ne, 18Ar, 36Kr, 54Xe, 86Rn atom numarası yeni elektron sayısı arttıkça anlık polarlanma artacağından grupta aşağı doğru inerken atomun erime ve kaynama noktası artar.
- Halojen (7A) grubunda aşağıya doğru inerken elektron sayısı arttığından erime ve kaynama noktası artar.
- Organik bileşiklerde karbon atomları birbirine uzun zincirlerle bağlı olabileceği gibi zincir dışına dal olarak da bağlanabilir.
- Molekülde dal artıp molekül zinciri daraldıkça London kuvvetleri etkinliğini kaybeder. Böylece erime ve kaynama noktası azalır.

### Hidrojen Bağı

- Elektronegatifliği çok yüksek olan atomlara hidrojen bağlandığında oluşan moleküller arasındaki çekim kuvvetleri çok fazla artar.
- Hidrojen atomunun elektronegatifliği çok yüksek olan F, O veya N atomuna kovalent bağla bağlanmasıyla oluşan moleküller arasındaki çekim kuvvetine hidrojen bağı denir.
- F, O veya N atomuna bağlanan hidrojen atomu büyük bir kısmi pozitif uç oluşturur.
- Moleküldeki kısmi pozitif uç diğer moleküllerdeki elektronegatifliği yüksek olan F, O ve N atomunun ortaklanmamış elektron çiftleri ile çekim kuvveti oluşturur.
- Bir hidrojen atomunun çapı çok küçük olduğundan sahip olduğu bir elektron kovalent bağla ortaklaşıp, çok çekildiğinde hidrojeni tek bir protonmuş gibi bırakır. Bu da hidrojen protonunun komşu ortaklanmamış elektronları tarafından güçlü şekilde çekilmesine neden olur.
- Hidrojen bağı zayıf etkileşimler arasında daha güçlü olanıdır.
- Hidrojen bağı aynı tür moleküller arasında oluşabileceği gibi farklı tür moleküller arasında da oluşur.

### Fiziksel ve Kimyasal Değişimler

Evrende durmaksızın bir hareket ve değişim vardır. Bunlardan bazılarıyla gündelik hayatımız içerisinde karşılaşırız. Örneğin, buzun eriyerek suya dönüşmesi, kar ve yağmurun yağması, meyvelerin ağaçlarda olgunlaşması, bir yüzeye sürülen boyanın kurumması, inşaat harcının donması, suya atılan şekerin çözünmesi, yanabilecek maddelerin yanması ve demirin paslanması gibi olayların her biri bir değişimdir.

### Fiziksel Değişimler

Değişimler maddelerin bazı özelliklerinde meydana gelen değişimler sonucu ortaya çıkar. Örneğin, bir bardak sert bir zemine düştüğünde kırılır. Bu olayda bardağın şekli ve bardak camının büyüklüğü gibi özellikleri değişir. Bardak camının kırılmasında olduğu gibi maddelerin kütle, hacim, öz kütle, şekil, renk ve fiziksel hâl gibi özelliklerinde (fiziksel özelliklerinde) meydana gelen değişimleri içeren olaylar fiziksel değişim olarak adlandırılır. Fiziksel olaylarda cismin yapıldığı maddenin kimliğinde değişim gözlenmez. Örneğin, bir buz parçası eritildiğine katı hâlden sıvı hâle geçer. Bu olayda su kendi özelliğini korur.

- Maddenin dış görünüşü ile ilgili özelliklere fiziksel özellikler denir.
- Fiziksel özellikler beş duyu organı ile algılanabilen, maddenin görünüşü ile ilgili özelliklerdir.

- Bu özellikler boyut, sertlik, parlaklık, fiziksel hal (katı - sıvı - gaz halleri), akışkan olma özelliği, erime noktası, kaynama noktası, çözünürlük gibi özellikler olarak sıralanabilir.
- Maddelerin fiziksel hallerini değiştirmesi ya da boyutlarında olan değişimler maddenin atom, molekül gibi kimyasal türlerinde bir değişim gerçekleştirmez. Sadece dış görünüşlerinde değişimler gerçekleştirir.
- Bir olayda sadece fiziksel özellikler değişiyorsa bu olay fiziksel değişim ya da fiziksel olay adını alır.
- Fiziksel değişimler zayıf etkileşimler ile ilgilidir.
- Fiziksel olaylarda ve moleküler düzeyde sadece zayıf etkileşimler ortadan kalkar ve/veya yenileri ortaya çıkar.
- Fiziksel değişimler sonucunda yeni tür maddeler oluşmaz.
- Maddenin özü ve bileşimi değişmez.
- Maddenin fiziksel halindeki değişim sırasında maddenin formülü değişmeyip tanecikler arasındaki uzaklıklar ve zayıf etkileşimler etkilenir.
- Maddenin fiziksel halleri taneciklerin sağ altında katı (k), sıvı (s), gaz (g) olarak belirtilir.
- Taneciklerin suda çözünmesi gerçekleşiyorsa sağ alta suda (suda) ya da aqua (aq) olarak belirtilir.

Sonuç olarak fiziksel olaylarda maddenin dış özelliklerinde değişimler olurken, maddeye kimlik kazandıran iç özelliklerinde değişim olmaz.

### Kimyasal Değişimler

Çevremizde gözlemlediğimiz bazı olaylarda maddelerin kimliklerinde değişim meydana gelir. Örneğin, bir odun parçası yakıldığında kül ve duman oluşur. Bu olayda odun kimliğini kaybetmiş ve yeni kimliklere sahip yeni maddeler oluşmuştur. Benzer şekilde yumurtanın pişmesi, sütün bozulması, elmanın çürümesi ve demirin paslanması olaylarında da maddeler kimliklerini kaybeder ve yeni maddeler oluşur.

Yukarıdaki örneklerde olduğu gibi maddelerin kimliğini kaybettiği ve yeni maddelerin oluştuğu olaylar kimyasal değişim olarak adlandırılır. Kimyasal değişimlere kimyasal tepkime adı verilir.

John Dalton kimyasal tepkimelerde atomların dizilişlerinin ve düzenlerinin değiştiğini ve bunun sonucu olarak da maddelerin kimliklerinde değişimin meydana geldiğini belirtmiştir. Günümüz bilgilerine göre de Daltonun bu yaklaşımı doğrudur. Ancak yetersizdir. Çünkü Dalton atomların kimyasal tepkimelerdeki düzen değişikliğinin nedeni konusunda doğru bir yaklaşım sergileyememiştir.

Modern yaklaşım kimyasal tepkimelerde atomların elektronlarını kullanarak aralarında yeni bağlar oluşturduğunu ve bunun sonucunda atomların yeniden düzenlenerek yeni kimlikte maddeler meydana getirdiğini söylemektedir. Hidrojen ve oksijenden su oluşumu olayında atomların kimyasal olaylarda nasıl yeniden düzenlendiğini inceleyelim.

Hidrojen ve oksijen gazları iki atomlu moleküllerden oluşur. Bu gazlar su oluşturmak için tepkimeye girdiğinde hidrojen molekülündeki hidrojen atomları arasındaki bağ kopar. Aynı şekilde oksijen molekülündeki oksijen atomları arasındaki bağ da kopar. Bu arada iki hidrojen atomu ve bir oksijen atomu aralarında yeni bağ yaparak farklı düzende yeni bir molekül oluşturur. Bu molekül su molekülüdür.

Kimyasal tepkimelerin gerçekleşme hızları farklıdır. Bazıları çok yavaş bazıları ise çok hızlı gerçekleşir. Örneğin birer kimyasal tepkime olan demirin paslanması uzun zaman alırken, havai fişegın patlaması çok kısa sürede gerçekleşir.

- Maddenin iç yapısı ile ilgili özelliklere kimyasal özellikler denir.
- Maddenin,
  - Kimyasal tepkimelere girme yatkınlığı
  - Elektron düzenleri
  - Kimyasal bağ yapısı
  - Yanıcı ya da yakıcı olması

- Asit - baz ile etkileşime girme
  - Asit - baz özelliği gösterebilme
- özelliklerine kimyasal özellikler denir.
- Kimyasal özellikler maddenin atom/molekül gibi kimyasal türleri ile ilgilidir.
  - Kimyasal özellikler maddelerin kimlik özellikleridir.
  - Maddenin farklı maddelere ayrılması veya farklı maddelerle etkileşerek yeni özellikte maddeler oluşturması ile meydana gelen değişmelere kimyasal değişmeler denir.
  - Kimyasal değişimler sonucunda maddenin türü değişir.
  - Kimyasal değişimler güçlü etkileşimlerin oluşması ya da kırılması ile gerçekleşir.
  - Kimyasal değişimler atomlar arasında oluşan etkileşimler ile gerçekleşir.
  - Kimyasal olaylarda maddenin kimlik özellikleri değişir.
  - Bir kimyasal tepkimenin gerçekleşmesi sırasında
    - Renk değişimi
    - Gaz çıkışı
    - Çökelek oluşumu
    - Koku değişimigibi değişimler genellikle gözlenir
  - Fiziksel ve kimyasal değişimlere mutlaka ısı değişimleri eşlik eder.
  - Fiziksel değişimlerde eşlik eden ısı alışverişi kimyasal değişimlere göre daha düşük olur.
  - Çünkü zayıf etkileşimleri değiştirmek güçlü etkileşimlerden daha az enerji değişimi ile gerçekleşir.
  - Kimyasal olaylarda/değişimlerde meydana gelen ısı değişimi genel olarak 40 kJ/mol üzerinde gerçekleşir.