



9. SINIF 2. TEMA

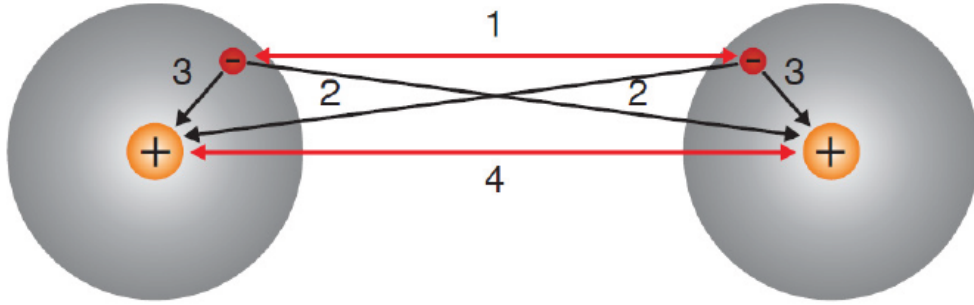
2.1. ETKİLEŞİMLER

A. METALİK BAĞ



METALİK BAĞ

- ⇒ Maddeyi oluşturan taneciklerin tamamı (atomlar, moleküller, iyonlar vs...) yapılarında + ve - yükler taşır.
- ⇒ Bu taneciklerdeki zıt yükler birbirini çekerken, aynı yükler birbirini iter.



- ⇒ İki tanecik arasında oluşan çekme kuvveti itme kuvvetinden baskınsa bu tanecikler birbirine bağlanır.

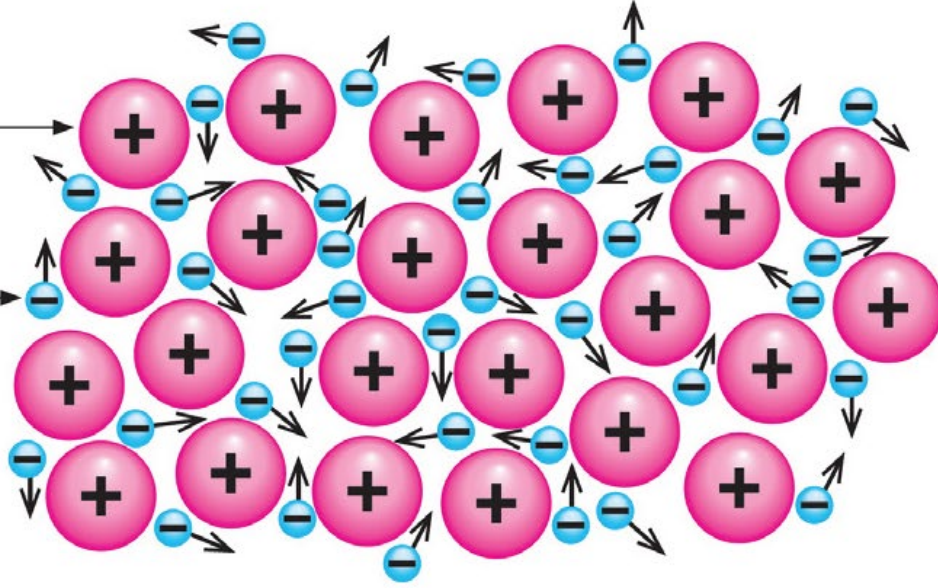


- ⇒ Metallerde elektrik iletkenliği, parlaklık, dövülebilme, işlenebilme gibi özelliklerinin tamamını metal atomları arasında oluşan bu bağlar sağlar.
- ⇒ Periyodik sisteme dikkat edildiğinde metaller çapı büyük, iyonlaşma enerjisi ve elektronegatifliği küçük taneciklerdir.
- ⇒ Bu sebeple metaller valans elektronlarını çok sıkı tutmazlar.
- ⇒ Çok fazla çekilmeyen valans elektronları komşu atomların valans orbitallerinde serbestçe hareket ederek bir elektron denizi oluşturur.
- ⇒ Elektronunu kaybeden metal ise katyona dönüşür, böylece katyon haline gelmiş metaller ile serbest dolaşan valans elektronları arasında bir elektrostatik çekim oluşur. Bu çekime **METALİK BAĞ** denir.



Pozitif yüklü metal iyonları

Serbest dolaşan valans elektronlar





- ⇒ Metalik bağ elementel halde metallerde ve metal metal karışımları olan alaşımlarda etkilidir.
- ⇒ Metallerin bileşiklerinde metalik bağ yoktur.
- ⇒ Metal katyonunun yükü yani valans elektron sayısı arttıkça metalik bağ kuvveti artarken, çap arttıkça metalik bağ kuvveti azalır.
- ⇒ Bu nedenle metalik bağ bir periyotta sağa doğru artarken bir grupta aşağı doğru azalır.



9. SINIF 2. TEMA

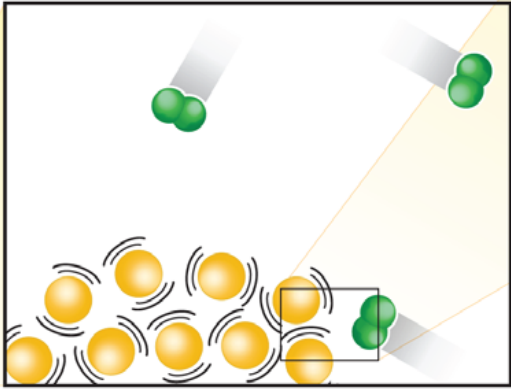
2.1. ETKİLEŞİMLER

B. İYONİK BAĞ

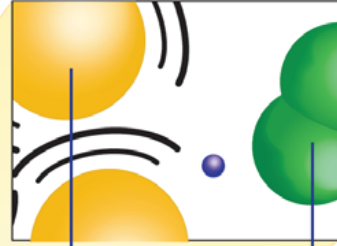


İYONİK BAĞ

- ⇒ Metallerin son enerji seviyelerindeki elektronları az çektiğini ve bu nedenle elektronegatifliklerinin düşük olduğunu söylemiştik, ametaller ise tam tersi elektronegatiflikleri yüksek elementlerdir.
- ⇒ İşte elektronları az çeken bir metal elementi, elektronları çok seven bir ametal elementine uygun şartlar sağlandığında elektron verir.
- ⇒ Metal elektron verdiği için katyona ametal elektron aldığı için anyona dönüşür, yeni oluşan bu katyon ile anyon arasındaki elektrostatik çekime ise iyonik bağ adını veririz.
- ⇒ Bir bağa iyonik diyebilmemiz için bağı yapan elementler arasındaki elektronegatiflik farkının en az 1,7 olması gereklidir.
- ⇒ İyonik bağ iyonlar arasında oluştuğu için bu ismi almıştır.

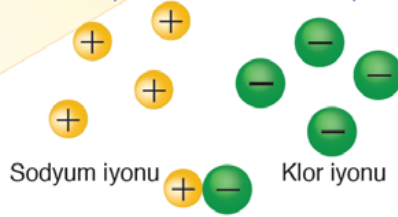


Sodyum elementi ve klor gazı



Her sodyum atomu
bir elektron kaybeder.

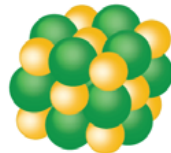
Her klor atomu
bir elektron kazanır.



Sodyum iyonu

Klor iyonu

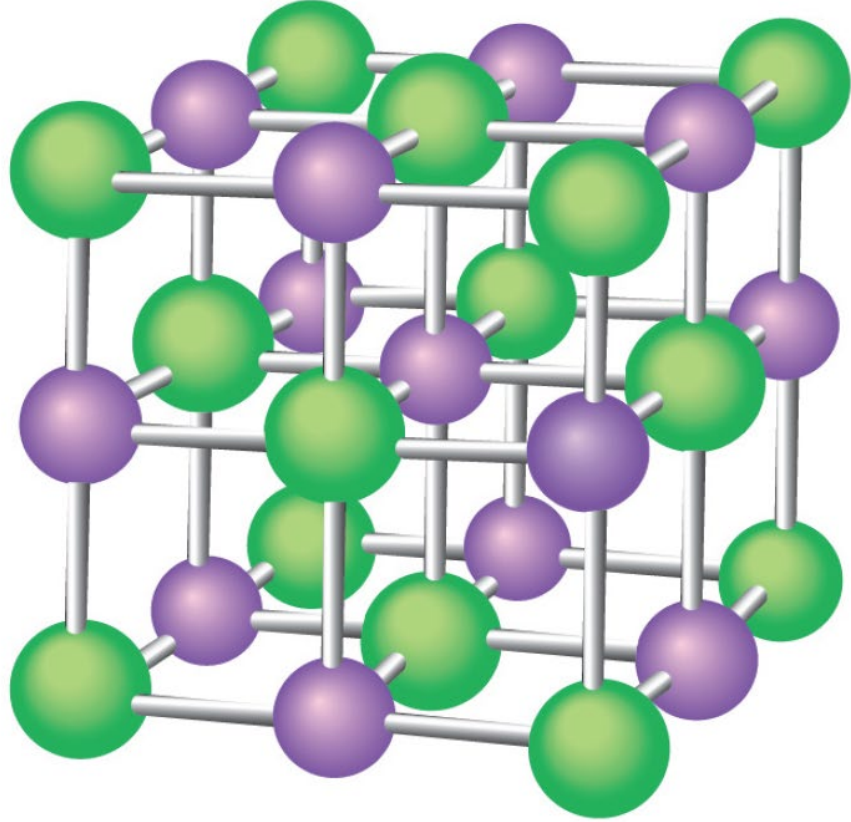
Anyon ve katyon arasında
elektrostatik etkileşim oluşur.



NaCl kristali



- ⇒ İyonik bağ oluşurken birbirine bağlanan iyonlar sadece birbiri ile elektron alışverişi yapanlar değildir. Ortamdaki tüm iyonlar bir örgü yapısında birbirini çekerler.

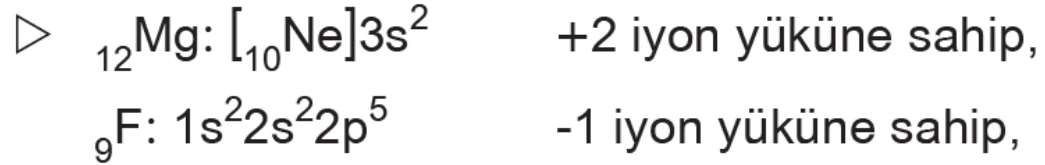




- ⇒ İyonik bağda her iyon belirli sayıda zıt yüklü iyon tarafından çekilir, örneğin NaCl bileşiğinde her Na⁺ iyonunu 6 tane Cl⁻ iyonu çekerken her Cl⁻ iyonunu da 6 tane Na⁺ iyonu çeker.
- ⇒ İyonik bağlı bileşiklerin bu yapısına kristal örgü yapısı, kristal örgü yapısının en küçük birimine ise birim hücre denir.
- ⇒ İyonik bağ yapan tanecikler bu örgü yapısı sayesinde çok sıkı bağlanırlar, bu örgü yapısı sayesinde iyonik bileşikler:
 - ▷ Genellikle sert ve erime noktası yüksektir.
 - ▷ Oda şartlarında katı haldelerdir.
 - ▷ Kırılgan yapıya sahiplerdir.
 - ▷ Birbirine sıkı sıkıya bağlı olan iyonlar hareket edemediği için bileşik katı halde elektriği iletmez, eritilirse veya suda çözülürse iyonlar serbest hareket etmeye başlayacağı için sıvı hali ve sulu çözeltileri elektriği iletir.



- ⇒ İyonik bileşiklerin oluşumu sırasında oluşan tüm anyon ve katyonların iyon yükleri toplamı sıfır olmalıdır.
- ⇒ Bileşikteki katyon ve anyon sayısı yani bileşiğin formülü bu mantıkla belirlenir.



Mg ve F arasında oluşacak bir bileşikte iyon yüklerinin eşit olabilmesi için 1 tane Mg^{2+} iyonuna karşılık 2 tane F^- iyonu almamız gerekir: MgF_2



▷ $_{13}\text{Al}: [_{10}\text{Ne}]3s^23p^1$ +3 iyon yüküne sahip,

$_{16}\text{S}: [_{10}\text{Ne}]3s^23p^4$ -2 iyon yüküne sahip,

Al ve S arasında oluşacak bir bileşikte iyon yüklerinin eşit olabilmesi için 2 tane Al^{3+} iyonuna karşılık 3 tane S^{2-} iyonu almamız gerekir: Al_2S_3

⇒ Bileşik oluşurken çok atomlu bir iyon kullanılıyorsa iyonun önüne sayı getirilirken iyon parantez içine alınır:

▷ Ca^{2+} ile OH^- arasında oluşacak bileşikte iyon yüklerinin eşit olması için 1 tane Ca^{2+} 2 tane OH^- iyonu gerekir. OH^- çok atomlu bir iyon olduğu için önüne getirilmesi gereken 2 sayısı OH^- parantez içine alındıktan sonra getirilir: $\text{Ca}(\text{OH})_2$



9. SINIF 2. TEMA

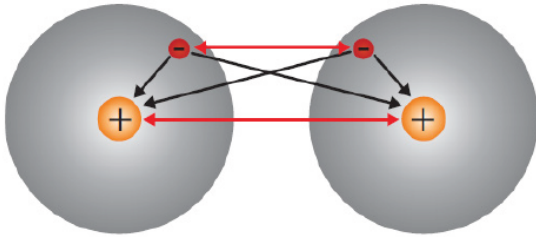
2.1. ETKİLEŞİMLER

C. KOVALENT BAĞ



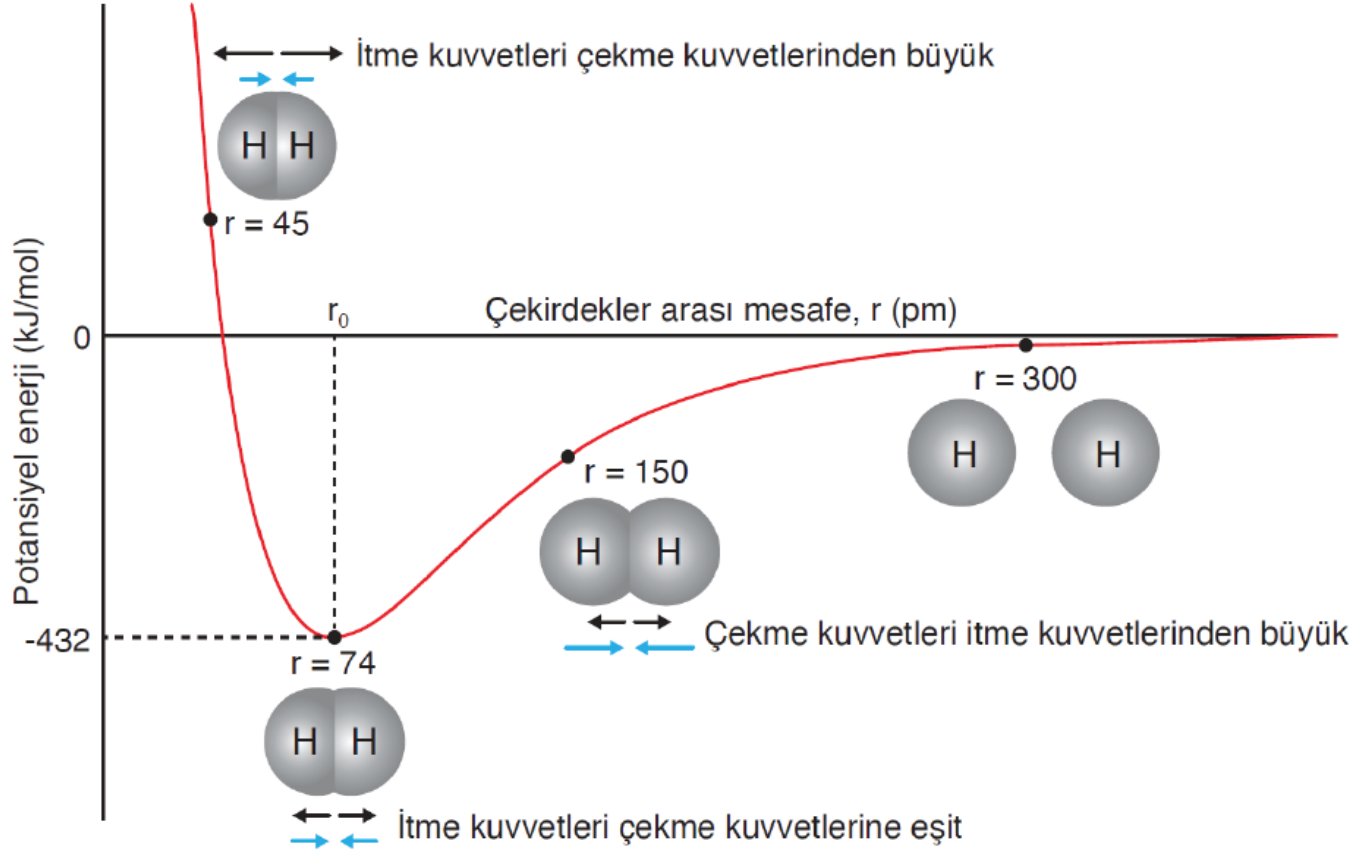
KOVALENT BAĞ

- ⇒ Ametallerin elektronegatiflik ve iyonlaşma enerjisi değerleri yüksektir bu nedenle iki ametal bir araya geldiği zaman birbirlerinden elektron koparamazlar.
- ⇒ Bu ametal atomları bir araya geldiklerinde dış katmalarında bulunan elektronlar birbirini iter, çekirdekler birbirini iterken bir atomun çekirdeği diğer atomun elektronlarını çeker.





- ⇒ Burada atomlar çok uzakta iken herhangi bir etkileşim yoktur. Atomlar yaklaştıkça elektron bulutları üst üste örtüşür, itme çekme kuvvetleri birbiri ile dengelenmeye başlar ve bu denge oluştuğunda yapının potansiyel enerjisi azalır.
- ⇒ İtme ve çekme kuvvetinin birbirine eşit olduğu ideal konuma geldiğinde tanecikler mümkün olan en düşük enerjili konumda bulunurlar.
- ⇒ Tanecikler bu konumdan daha fazla yaklaşırlarsa kuvvet dengesi bozulur ve taneciğin potansiyel enerjisi yine artmaya başlar.





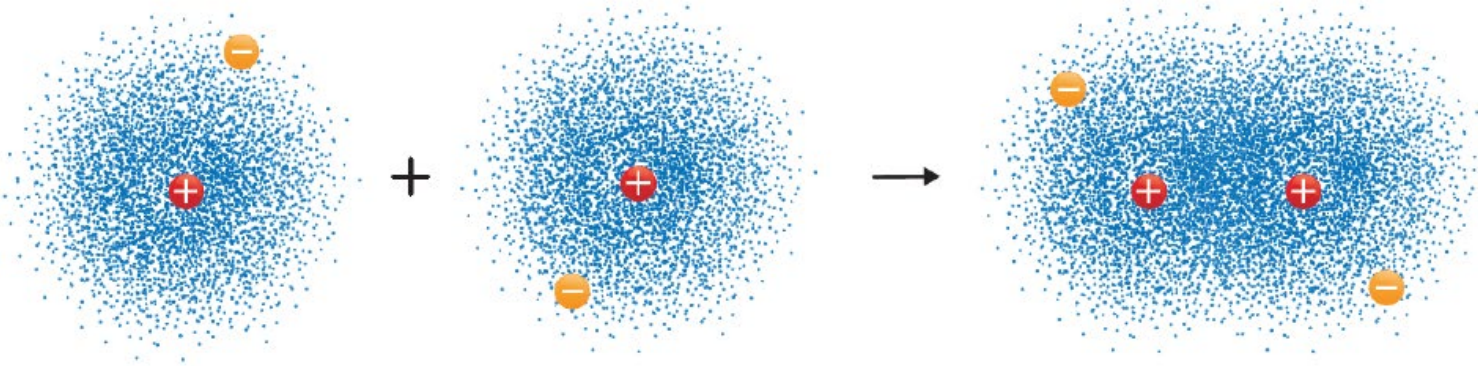
- ⇒ İşte itme ve çekme kuvvetinin dengede olduğu bu en düşük enerjili konumda tanecikler elektronlarını ortaklaşa kullanmaya başlar.
- ⇒ Artık her iki atomun da valans elektron sayısı 2 olduğu için her iki atom da elementel duruma göre daha kararlı yapıdadır.



Atomlar ve Aralarındaki Etkileşimler	Süreçte Gerçekleşen Olaylar
	Birbirinden uzak iki hidrojen atomu arasında elektrostatik etkileşimler oluşmaz.
	İki hidrojen atomu birbirine yaklaşırken her bir hidrojen atomundaki elektron, diğer atomun çekirdeğindeki proton tarafından çekilir. Aynı zamanda atomların hem çekirdekleri hem de elektronları arasında itme kuvvetleri oluşur.
	Hidrojen atomları birbirine yeterince yaklaştığında her iki atom arasındaki itme ve çekme kuvvetleri dengelenir. Bu denge durumunda atomların valans elektronları ortaklaşa kullanılabilir.
	Ortaklaşa kullanılan bu elektronlar çoğunlukla atom çekirdekleri arasında sürekli hareket hâlinde olduğundan sabit bir noktada bulunmaz. Dengelenmiş elektrostatik etkileşimler atomların bir arada durmasını sağlar.



- ⇒ İşte elektron koparmanın nispeten zor olduğu ametal atomlarının yukarıda anlattığımız şekilde elektronlarını ortaklaşa kullanarak oluşturduğu bağa **kovalent bağ** denir.





- ⇒ Kovalent bağı oluşturan elektron çiftine **bağ elektron çifti** (veya bağlayıcı elektron çifti), bağ oluşturan atomların çekirdekleri arasındaki uzaklığa ise **bağ uzunluğu** denir.
- ⇒ Kovalent bağ ile bağlanmış atom grubuna **molekül** denir. Aynı elementlerden oluşan moleküllere **element molekülü** (H_2 , O_2 gibi) farklı elementlerden oluşan moleküllere ise **bileşik molekülü** (H_2O , CO_2 gibi) denir.
- ⇒ Kısaca molekül kovalent bağ ile bağlı bir atom grubunun en küçük yapı taşıdır.

**DİKKAT**

- ⇒ İyonik bağılı bileşiklerde en küçük yapı taşı molekül değil birim hücredir.
- ⇒ Bu nedenle NaCl molekülü gibi bir ifade kullanamayız.



Aşağıdaki tabloda verilen elementler arasında oluşacak bağı iyonik ve kovalent olarak sınıflandırınız.

	${}^9\text{F}$	${}^{16}\text{S}$	${}^{17}\text{Cl}$	${}^7\text{N}$
${}^{11}\text{Na}$				
${}^8\text{O}$				
${}^1\text{H}$				
${}^{20}\text{Ca}$				



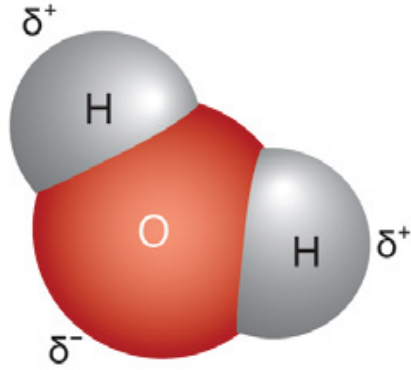
- ⇒ Kovalent bağ **polar kovalent bağ** ve **apolar kovalent bağ** olmak üzere ikiye ayrılır.
- ⇒ Polar kutuplu, apolar kutupsuz anlamındadır.
- ⇒ Bağ yapan atomlar biraz önce anlattığımız gibi aynı elemente aitse elektronegatiflik değerleri de aynı olduğu için valans elektronları her iki atom tarafından eşit kuvvetle çekilir.
- ⇒ Bu nedenle **aynı atomlar** arasında oluşan bağın elektronları eşit ve dengeli olarak dağılır, bu durumda bağda hiçbir kutuplanma oluşmaz yani bağ **APOLAR KOVALENT BAĞ** olur.
- ⇒ H_2 , N_2 , O_2 gibi moleküllerde yer alan bağlar apolar kovalent bağdır.



⇒ Bağ yapan atomlar **farklı elemente** aitse bağ oluşumu sırasında ortak kullanılan elektronları bir atom daha fazla çeker. Bu durumda o atomun üzerinde elektron yani negatif yük yoğunluğu olacağı için bağda bir kutuplanma meydana gelir. Bu bağlara da **POLAR KOVALENT BAĞ** denir.



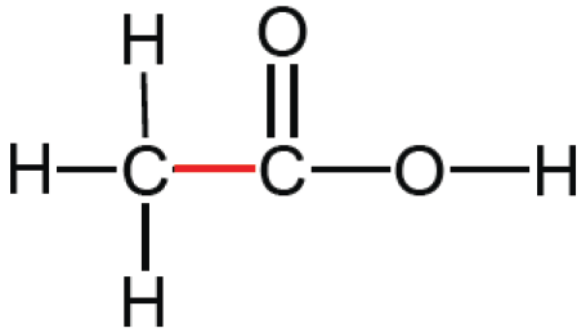
- ⇒ Örneğin su molekülünde oksijenin elektronegatiflik değeri hidrojenden fazladır bu nedenle oksijen ile hidrojen arasında oluşan bağda oksijen kısmen negatif yüke sahip iken hidrojen kısmen pozitif yüke sahiptir.





⇒ Kısacası:

- ▷ Aynı ametal arasında oluşan bağ apolar kovalent bağdır.
 - ▷ Farklı ametal arasında oluşan bağ polar kovalent bağdır.
 - ▷ Polar kovalent bağda elektronegatifliği fazla atom kısmen negatif olur.
- ⇒ Bir molekülde tüm bağlar polar veya apolar olmak zorunda değildir, molekül aynı anda hem polar hem apolar kovalent bağ taşıyabilir.





9. SINIF 2. TEMA

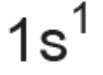
2.1. ETKİLEŞİMLER

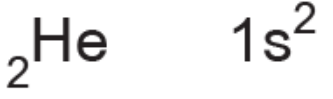
D. LEWİS YAPISI



Lewis Yapısı

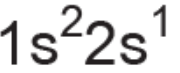
- ⇒ Bir elementin sembolünün etrafına, son katman (değerlik) elektronlarını yerleştirdiğimiz gösterime Lewis gösterimi denir.
- ⇒ Lewis yapısında her bir elektron bir nokta ile gösterilir.
- ⇒ Bu noktalar sembolün dört tarafına (sağ, sol, üst, alt) önce teker teker yerleştirilir. Dörtten fazla elektronu varsa her bir elektronun yanına ikinci elektron eklenir.
- ⇒ Lewis nokta yapısında tek kalan elektronlar bağ oluşumunda kullanılırken çift elektronlar bağ yapımında kullanılamaz.







${}_{3}\text{Li}$





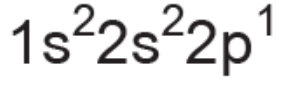
9.SINIF
KİMYA



PARAKSİLEN
KİMYA

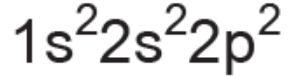


${}_5\text{B}$



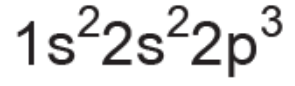


${}_6\text{C}$



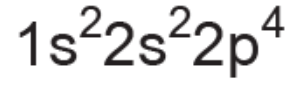


${}_{7}\text{N}$

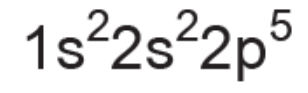




${}_{8}\text{O}$



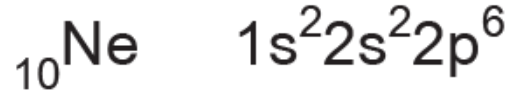
${}_{9}\text{F}$



9.SINIF
KİMYA



PARAKSİLEN
KİMYA





- ⇒ Kovalent bağı moleküllerin Lewis yapısı yazılırken öncelikle bağı yapan elementlerin Lewis yapıları yazılır. Daha sonra bu yapıdaki tek noktalar ortaklaşa kullanılır.
- ⇒ Ortaklaşa kullanılacak elektronlar her bir element tarafından eşit olarak verilmelidir yani A elementi 2 elektron ortaklaşa kullanıyorsa B elementi de 2 elektron ortaklaşa kullanmalıdır.
- ⇒ Lewis yapısında ortaklaşa kullanılan elektronlara bağlayıcı elektron, atomun üzerinde kalan, bağ oluşumuna katılmayan elektronlara ise ortaklanmamış elektron denir.



⇒ Atomlar bileşik yaptıklarında genellikle bir soy gaz atomuna benzerler. Bileşik yapmış bir atom bileşikte bir soy gaz olan $_2\text{He}$ atomuna benzemişse “dublet kuralına uymuştur” helyum dışındaki soygazlara benzemişse “oktek kuralına uymuştur” denir.



⇒ Örneğin şekildeki HCl molekülünde H atomu dublete uymuşken Cl atomu oktete uymuştur.



Bileşik	Atomların Elektron Dizilimi	Lewis Nokta Yapısı
BH ₃		
CCl ₄		
CO ₂		



Bileşik	Atomların Elektron Dizilimi	Lewis Nokta Yapısı
NBr ₃		
CH ₄		
H ₂ S		

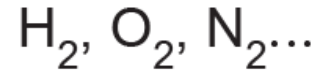


	Lewis Yapısı	BES	OES
CS_2			
NH_3			
N_2			
PF_3			

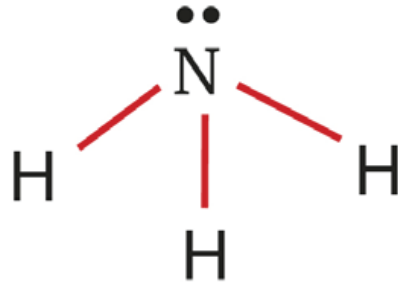
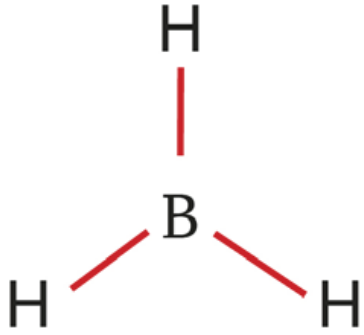


Moleküllerin Polarlığı

- ⇒ Kovalent bağı bir molekülde bağı polarlığı dışında molekülün toplamda polar olup olmadığı bize sıklıkla lazım olur.
- ⇒ Kovalent bağı bir molekülde bağlar apolar ise molekülün yapısı da apolardır.



- ⇒ Ancak bağların polar olması molekülün polar olmasını sağlamayabilir.
- ⇒ Bazı moleküllerde bağların dağılımı geometrik olarak dengeli olduğu için tüm bağların polarlığı birbirini dengeler ve molekül apolar hale gelir.





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

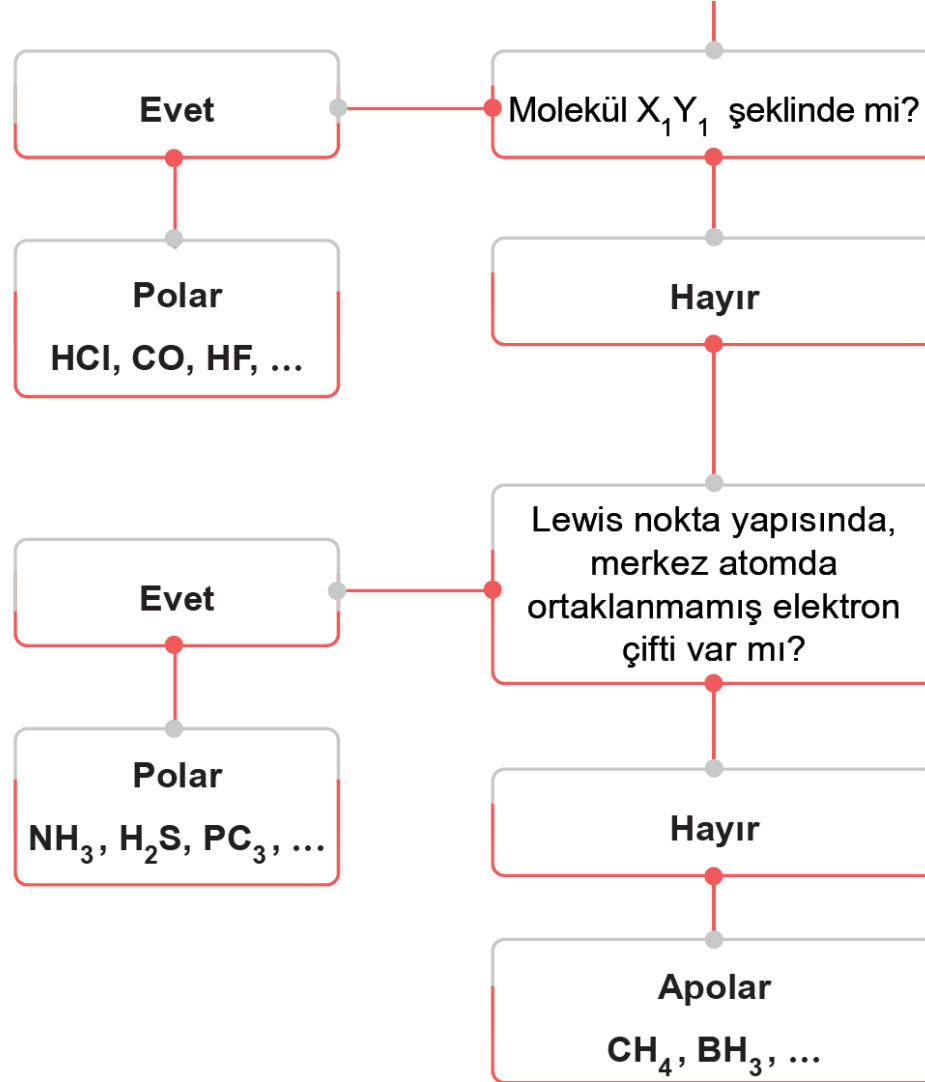
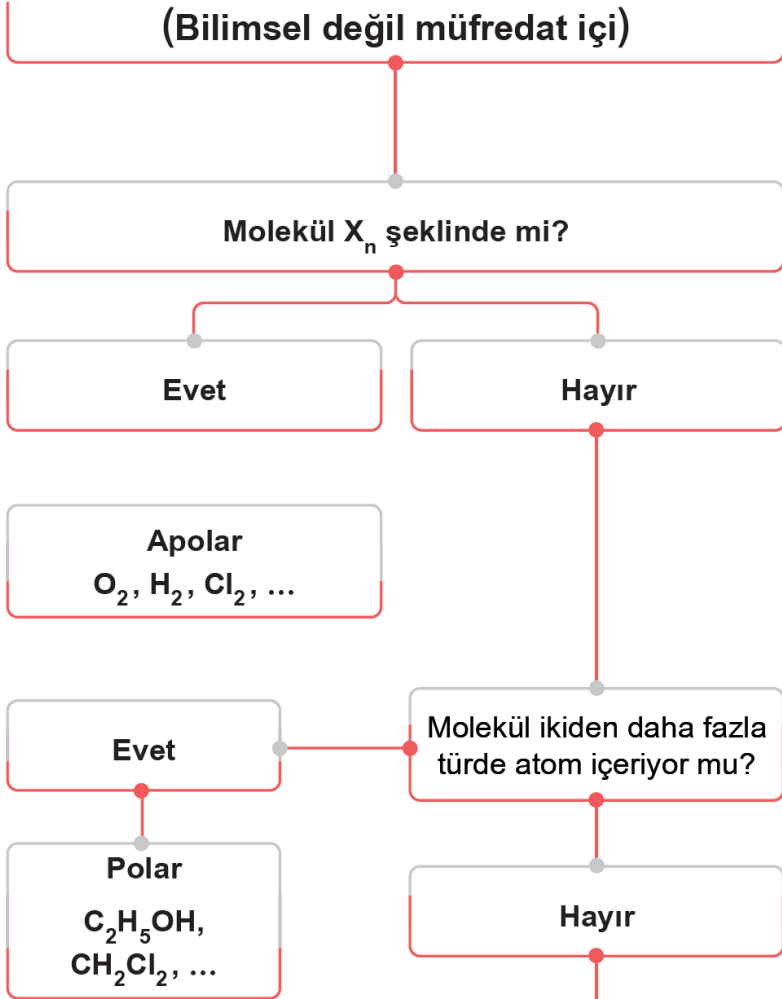
1. Molekülde polar kovalent bağ yoksa molekül apolardır.
(H_2 , O_2 gibi element molekülleri)
2. Molekülde polar kovalent bağ varsa:
 - a) Molekül iki atomlu (X_1Y_1) ise molekül polardır. (HCl, CO, NO...)
 - b) Molekül tür olarak ikiden fazla atom içeriyorsa ($X_aY_bZ_c$ gibi) genel olarak polardır.
(C_2H_5OH , $C_6H_{12}O_6$...)
 - c) Molekül iki tür atom içeriyorsa (X_aY_b gibi) Lewis nokta yapısı çizilir, Lewis nokta yapısında merkez atomun (bileşiğin merkezinde bulunan, sayısı az olan) üzerinde ortaklanmamış elektron çifti varsa bileşik polardır, yoksa apolardır.

**DİKKAT**

⇒ C_nH_m yapısında ve CX_4 yapısında olan tüm bileşikler apolardır.



Molekülün Polarlığı Şeması
(Bilimsel değil müfredat içi)





MOLEKÜL	POLARLIK	SEBEBİ
H ₂		
CO ₂		
HCl		
CHCl ₃		
NH ₃		

CCl ₄		
N ₂		
H ₂ S		
NF ₃		
CH ₃ OH		



9. SINIF 2. TEMA

2.1. ETKİLEŞİMLER

E. BİLEŞİK ADLANDIRMASI



BİLEŞİKLERİN ADLANDIRILMASI

⇒ Konunun bu kısmı için aşağıdaki tablolarda yer alan eleman ve köklerin isimlerini ezberlemek zorundayız.

Tablo 2.1: Bazı Katyon Adları

KATYONLAR	
Sembolü	Adı
Li ⁺	Lityum
Na ⁺	Sodyum
K ⁺	Potasyum
Rb ⁺	Rubidyum
Cs ⁺	Sezyum
Mg ²⁺	Magnezyum
Ca ²⁺	Kalsiyum
Sr ²⁺	Stronsiyum
Ba ²⁺	Baryum
Al ³⁺	Alüminyum
Zn ²⁺	Çinko
NH ₄ ⁺	Amonyum

Tablo 2.2: Bazı Anyon Adları

ANYONLAR	
Sembolü	Adı
F ⁻	Florür
Cl ⁻	Klorür
Br ⁻	Bromür
I ⁻	İyodür
S ²⁻	Sülfür
N ³⁻	Nitrür
C ⁴⁻	Karbür
H ⁻	Hidrür
O ²⁻	Oksit
SO ₄ ²⁻	Sülfat
NO ₃ ⁻	Nitrat
CO ₃ ²⁻	Karbonat
PO ₄ ³⁻	Fosfat
OH ⁻	Hidroksit
CN ⁻	Siyanür
HCO ₃ ⁻	Bikarbonat
CH ₃ COO ⁻	Asetat



Tablo 2.3: Birden Fazla Katyonu Olan Bazı Metallerin Sembolleri, Adları ve Olası Yükseltgenme Basamakları

Sembolü	Adı	Yükseltgenme Basamakları
Cr	Krom	+2, +3, +6
Mn	Mangan	+2, +3, +4, +6, +7
Cu	Bakır	+1, +2
Pb	Kurşun	+2, +4
Sn	Kalay	+2, +4
Fe	Demir	+2, +3, +4, +6
Co	Kobalt	+2, +3
Ag	Gümüş	+1, +2

Tablodaki her elementin yaygın yükseltgenme basamağı kırmızı renkle belirtilmiştir.



1. SABİT DEĞERLİKLİ METALLERİN YAPTIĞI İYONİK BİLEŞİKLERİN OKUNMASI



2. DEĞİŞKEN DEĞERLİKLİ METALLERİN YAPTIĞI İYONİK BİLEŞİKLERİN OKUNMASI



Be_3N_2	
FeCl_2	
	Amonyum nitrat
	Sodyum fosfat
CaO	
	Sodyum karbonat
	Bakır (II) Florür
	Kalsiyum hidroksit
Ca_3N_2	



FeSO_4	
	Civa(I)karbonat
K_2O	
NH_4Cl	
	Alüminyum sülfat
$\text{Zn}_3(\text{PO}_4)_2$	
	Krom(II)Sülfür
CuO	
$\text{Pb}(\text{SO}_4)_2$	
	Magnezyum Nitrür



3. Kovalent Bileşiklerin Sistematik Adlandırması

Sayı	Latince Adı	Sayı	Latince Adı
1	Mono	6	Hekza
2	Di	7	Hepta
3	Tri	8	Okta
4	Tetra	9	Nona
5	Penta	10	Deka

**NOT**

⇒ Bazı bileşiklerin halk arasında çok yaygın isimleri olduğu için sistematik adları kullanılmaz:

H_2O : Su (dihidrojen monoksit)

NH_3 : Amonyak (trihidrojen mononitrür*)



9. SINIF 2. TEMA

2.2. MOLEKÜLLER ARASI ETKİLEŞİMLER



MOLEKÜLLER ARASI ETKİLEŞİMLER

- ⇒ Maddeleri oluşturan temel türlerin atom molekül veya iyon olduklarını söylemiştik.
- ⇒ Bu maddeler kendi türleri ve birbirleri ile de etkileşim içindedirler, bir su molekülü katı veya sıvı halde iken diğer su moleküllerini de çeker veya suda bir miktar tuz çözdüğümüzde tuzun iyonları ile su molekülleri arasında da çekim oluşur.
- ⇒ Bu çekimler genellikle zıt elektrik yüklerinin birbirini çekmesi benzeri elektrostatik çekimlerdir.
- ⇒ Moleküllerin arasında oluşan veya moleküller ile iyonların arasında oluşan bu etkileşimler iyonik kovalent veya metalik bağlardan çok daha zayıf etkileşimlerdir.



⇒ Maddelerin arasında oluşan bu etkileşimleri etkileşimi oluşturan taneciğin türüne göre isimlendiririz:

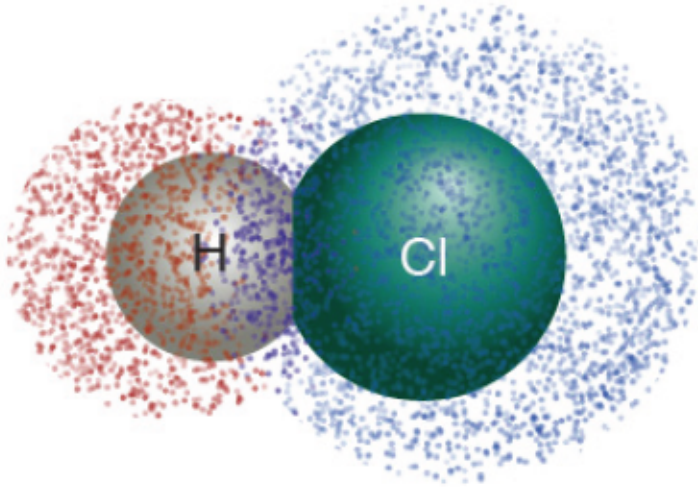
Apolar moleküller ve soygazlara: **indüklenmiş dipol**,
polar moleküllere **dipol**,
iyonik bileşiklere de **iyon** deriz.

He He <i>İndüklenmiş dipol-indüklenmiş dipol etkileşimi</i>	O ₂ O ₂	H ₂ S H ₂ S
CH ₄ HF	Mg ²⁺ CO ₂	C ₂ H ₆ C ₃ H ₈
Na ⁺ H ₂ O	He Ne	Cl ⁻ H ₂ O
N ₂ O ₂	CO BH ₃	NH ₃ HF



Dipol - Kalıcı Dipol:

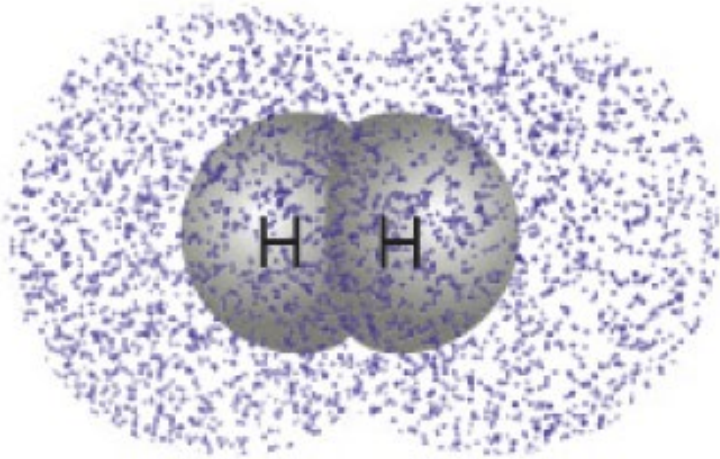
- ⇒ Polar moleküllerde elektronlar bileşiğin üzerinde dengeli olarak dağılmazlar. Bu durumda bileşikte bir yük dengesizliği oluşur.
- ⇒ Bu tip bileşikler kendi yapıları nedeni ile kalıcı olarak kutup taşır, bu nedenle bileşiğe kalıcı dipol taşıyan bileşik deriz.





İndüklenmiş Dipol - Geçici Dipol

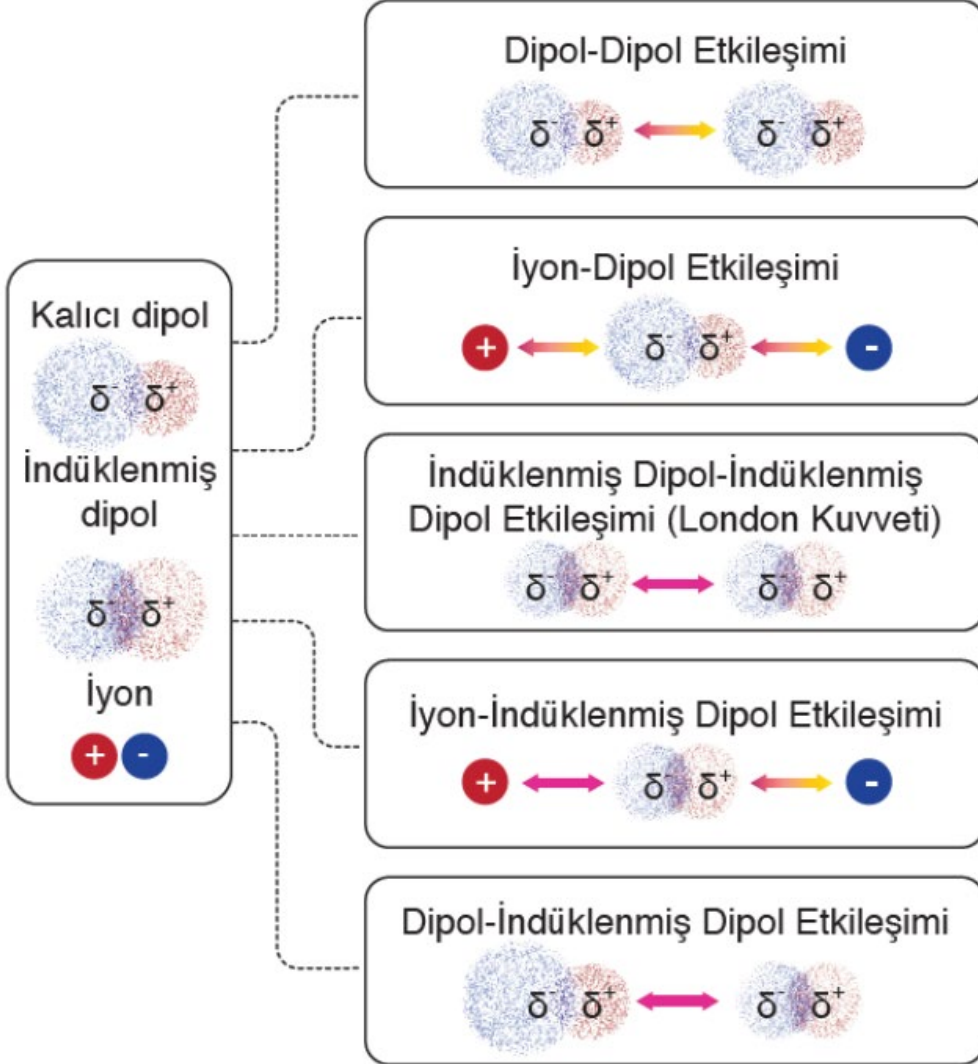
⇒ Apolar moleküllerde ve soygazlarda elektronlar tanecik üzerinde dengeli olarak dağılmıştır.





- ⇒ Yani bu molekül üzerinde kutuplaşmayı sağlayacak hiçbir dengesizlik söz konusu değildir.
- ⇒ Bu molekül başka bir tanecik ile yan yana gelirse tanecikler birbirini etkiler ve elektron dağılımı dengesiz hale gelir.
- ⇒ Bu durumdaki molekül geçici yani anlık olarak kutuplaşmış olur. Bu nedenle moleküle “geçici dipol” veya “anlık dipol” taşıyan molekül deriz.







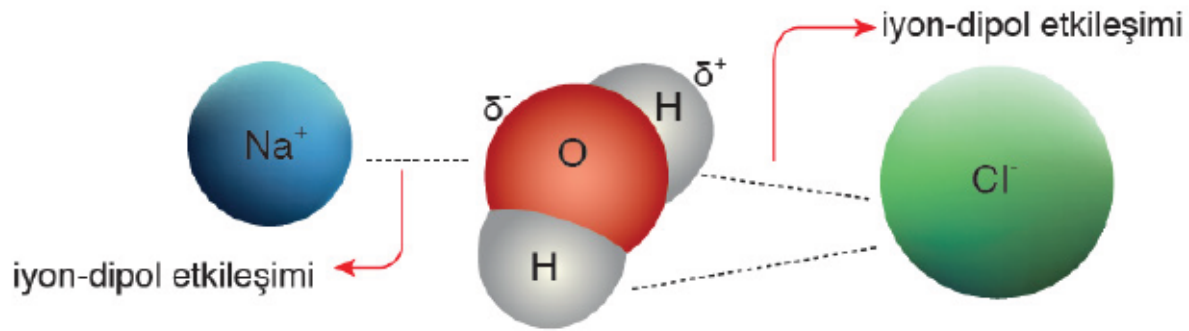
Dipol-Dipol Etkileşimi

- ⇒ İki polar bileşik yan yana geldiğinde bir molekülün (+) kutbu ile diğer molekülün (-) kutbu arasında çekim oluşur.
- ⇒ Oluşan bu çekime dipol - dipol etkileşimi denir.
- ⇒ Saf maddelerde oluşan bu etkileşim maddenin erime kaynama noktası üzerinde etkilidir.
- ⇒ Farklı tür polar moleküller arasında görülen dipol dipol etkileşimi ise bu maddelerin birbirini çözmesini sağlar.



İyon-Dipol Etkileşimi

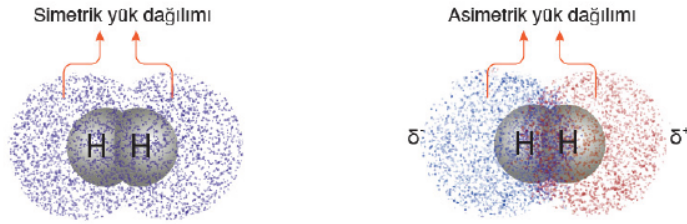
- ⇒ İyonlar ve polar yapılı bileşiklerin birbiri içerisinde çözünmesi sırasında oluşur.
- ⇒ Tuz suda çözününce tuzun iyonları ile su molekülleri arasında iyon - dipol etkileşimi oluşur.
- ⇒ Bu çözünme sırasında tuz iyonlarına ayrışır, tuzun (+) kutbu ile suyun (-) kutbu etkileşirken, tuzun (-) kutbu ile suyun (+) kutbu etkileşir.



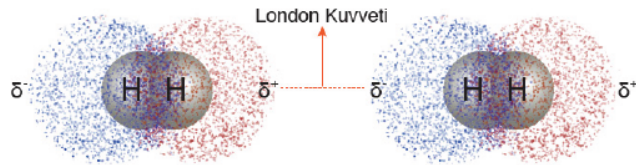


İndüklenmiş Dipol - İndüklenmiş Dipol Etkileşimi (London Kuvvetleri veya Dağılıma Kuvveti)

- ⇒ Apolar moleküllerin başka bir molekül etkisi ile anlık olarak elektron dengesini bozduklarını anlatmıştık.
- ⇒ Elektronların anlık olarak asimetrik dağılması bir çekim oluşturur. Bu çekime London kuvvetleri denir.



H₂ molekülünde yük dağılımının bozularak geçici dipol oluşumu



H₂ molekülünde London kuvveti

- ⇒ London kuvvetleri elektronların anlık yığılması sonucu olduğundan apolar moleküldeki toplam elektron sayısı arttıkça molekülün kutuplanabilirliği ve dolayısıyla erime - kaynama noktası artar.
- ⇒ London kuvvetleri elektronların anlık olarak yığılması sonucu olduğu için tüm molekül ve atomlar arasında vardır ancak sadece apolar moleküllerde ve soygazlarda etkilidir.



İyon-İndüklenmiş Dipol Etkileşimi

- ⇒ İyonik bileşikler ile apolar yapılı moleküller arasında oluşan çekim kuvvetidir.
- ⇒ Çok zayıf bir etkileşim olduğu için bu iki taneciğin birbiri içinde çözünmesi beklenen bir durum değildir.

Dipol-İndüklenmiş Dipol Etkileşimi

- ⇒ Polar yapılı bir molekül ile apolar yapılı moleküller arasında oluşan çekim kuvvetidir.
- ⇒ Çok zayıf bir etkileşim olduğu için bu iki taneciğin birbiri içinde çözünmesi beklenen bir durum değildir.



Hidrojen Bağı

- ⇒ Periyodik sistemin elektronegatifliği en düşük ametallerinden biri olan hidrojenin elektronegatifliği en yüksek F,O,N elementlerinden herhangi biri ile yaptığı bağ çok fazla polardır.
- ⇒ Bu moleküllerde oluşan aşırı polarlık tanecikler arasındaki çekimin de normalden güçlü olmasına sebep olur.
- ⇒ F,O ve N atomlarına bağlı olan aşırı pozitif Hidrojen atomu ile, F, O ve N atomlarında yer alan ortaklanmamış elektron çifti arasında oluşan çekim kuvvetine hidrojen bağı denir.
- ⇒ Kısacası hidrojen bağı oluşabilmesi için F, O veya N ye bağlı bir hidrojen atomuna ihtiyacımız var.
- ⇒ Hidrojen bağı taşıyan moleküller aynı zamanda polar molekül oldukları için moleküller arasında dipol - dipol etkileşimi de taşır.

Etkileşim Türü	Görüldüğü Yer	Kuvveti (kJ/mol)
London	Bütün molekül ve atomlar arasında	0.05-20
Dipol-Dipol	Polar moleküller arasında	3-20
Hidrojen Bağı	Flor (F), oksijen (O) veya azota (N) bağlı hidrojen (H) içeren moleküller arasında	10-40



9. SINIF

2. TEMA

2.3.

Katılar Ve Özellikleri



KATILAR VE ÖZELLİKLERİ

- ⇒ Maddenin en düşük enerjili ve en düzenli halidir.
- ⇒ Tanecikler arası çekim kuvvetleri çok güçlüdür.
- ⇒ Sadece titreşim hareketi yaparlar.
- ⇒ Belirli bir şekli ve hacmi vardır.
- ⇒ Tanecikler arası boşluk yok denecek kadar azdır.
- ⇒ Pratik olarak sıkıştırılamazlar.



KATILAR

AMORF KATILAR

- Tanecikleri belirli bir dizilime sahip değildir.
- Sabit bir erime noktası yoktur.
- Yumuşama veya camsı geçiş sıcaklığı vardır.
Cam, tereyağı, polimerler, çikolata.

KRİSTAL KATILAR

- Taneciklerin sabit bir düzeni vardır.
- Sabit bir erime noktası vardır.
- Eriyinceye dek yumuşamazlar.

İYONİK KRİSTAL

- İyonik bağ taşıyan katılardır.
- Erime noktaları yüksektir.
- Sert ve kırılgan yapılıdır.
- Katı hâlde elektriği iletmezler, sıvı hâlde veya sulu çözeltilisinde iletirler.
NaCl, KF, MgCl₂

METALİK KRİSTAL

- Metaller ve alaşımlardır.
- Metalik bağ taşırlar.
- Erime noktası düşük veya yüksek olabilir.
- Elektriği iletir.
- Parlak görünümüdür.
Zn, Au, Ag, Fe

KOVALENT KRİSTALLER

- Elmas, grafit, kuartz ve silisyumun bileşikleridir.
- Bu katılarda kovalent bağ örgüsü yer alır.
- Erime noktaları yüksektir.

MOLEKÜLER KRİSTALLER

- Elmas, grafit ve silisyumun dışındaki kovalent bağlı katılardır.
- Bu katılarda tanecikler arasında zayıf etkileşimler bulunur.
- Erime noktaları genellikle düşüktür
- Elektriği iletmezler.
H₂O, CO₂, I₂, C₆H₁₂O₆



İYONİK KRİSTAL

- İyonik bağ taşıyan katılardır.
- Erime noktaları yüksektir.
- Sert ve kırılgan yapılıdır.
- Katı hâlde elektriği iletmezler, sıvı hâlde veya sulu çözeltisinde iletirler.

NaCl, KF, MgCl₂



METALİK KRİSTAL

- Metaller ve alaşımlardır.
- Metalik bağ taşırlar.
- Erime noktası düşük veya yüksek olabilir.
- Elektriği iletir.
- Parlak görünümündür.

Zn, Au, Ag, Fe



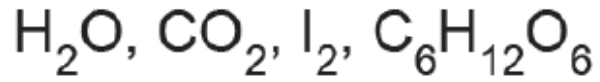
KOVALENT KRİSTALLER

- Elmas, grafit, kuartz ve silisyumun bileşikleridir.
- Bu katılarda kovalent bağ örgüsü yer alır.
- Erime noktaları yüksektir.

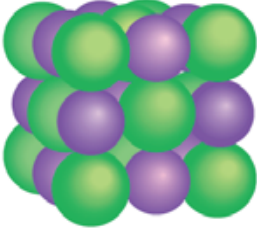
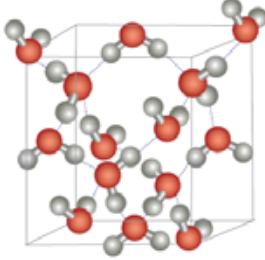
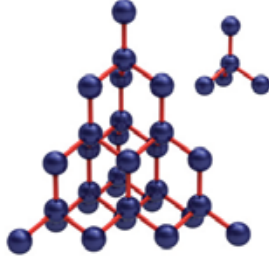
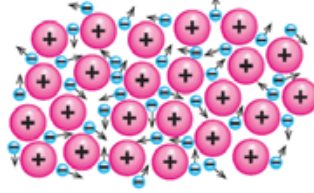


MOLEKÜLER KRİSTALLER

- Elmas, grafit ve silisyumun dışındaki kovalent bağlı katılardır.
- Bu katılarda tanecikler arasında zayıf etkileşimler bulunur.
- Erime noktaları genellikle düşüktür
- Elektriği iletmezler.





Katı Türü	İyonik Katı	Moleküler Katı	Kovalent Katı	Metalik Katı
Taneciklerin Düzeni				
Tanecikleri Bir Arada Tutan Kuvvetler	Zıt yükler arasındaki elektrostatik çekim	Dipol-dipol, Hidrojen bağı, London etkileşimleri	Kovalent bağ	Metalik bağ
Katının Fiziksel Özellikleri	Yüksek erime noktalı, sert, kırılgen, iletken olmayan katı	Düşük erime noktalı, yumuşak, iletken olmayan katı	Yüksek erime noktalı, çoğu sert, iletken olmayan katı	Düşük veya yüksek erime noktalı, yumuşak veya sert, parlak, iletken katı
Örnekler	NaCl, KF, MgCl ₂ , CaO	I ₂ , P ₄ , S ₈ , CO ₂ , SO ₂ , H ₂ O, C ₆ H ₁₂ O ₆ , parafin, naftalin	Elmas, grafit, kuartz	Zn, Au, Ag, Fe, Cu

ÖRNEK YAZILI SORUSU - 1

Aşağıda bazı elementlerin elektron dizilimi verilmiştir.

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

W: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

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

Buna göre, aşağıdaki soruları cevaplayınız.

a. Q ve W elementlerinin metalik bağ kuvvetini atom yarıçapı ile gerekçelendirerek açıklayınız.

Çözüm

b. Q ve K elementlerinin metalik bağ kuvvetini atom yarıçapı ve valans elektron sayısı ile gerekçelendirerek açıklayınız.

Çözüm



9.SINIF
KİMYA



PARAKSİLEN
KİMYA



2. Aşağıda iyonik bileşiklerin formüllerinin yazılması ile ilgili bir etkinlik verilmiştir.

Katyon \ Anyon	Cl ⁻	OH ⁻	CO ₃ ²⁻	PO ₄ ³⁻
Na ⁺				
Fe ³⁺		Fe(OH) ₃		
Ca ²⁺				
NH ₄ ⁺			(NH ₄) ₂ CO ₃	
Sn ²⁺				
Al ³⁺				AlPO ₄

Etkinliği örnekleri dikkate alarak tamamlayınız.

ÖRNEK YAZILI SORUSU - 4

Aşağıda verilen moleküler yapıllı maddelerin Lewis formülünü yazınız. ($_1\text{H}$, $_6\text{C}$, $_7\text{N}$, $_9\text{F}$, $_{16}\text{S}$)

a. HF

Çözüm

b. H_2S

Çözüm

c. NH_3

Çözüm

d. CH_4

Çözüm



9.SINIF
KİMYA



PARAKSİLEN
KİMYA

ÖRNEK YAZILI SORUSU - 5

Aşağıdaki tablo, iyonik bileşiklerin yapısındaki iyonlar, formülleri ve adları ile ilgili oluşturulmuştur.

Yapıdaki İyonlar		Bileşik formülü	Bileşik adı
Katyon	Anyon		
Na ⁺	SO ₄ ²⁻		
		KOH	
			Alüminyum karbonat
		FeS	
Cu ⁺	O ²⁻		
		NH ₄ Cl	
			Kurşun (IV) fosfat
		Mg(CN) ₂	

Buna göre, tabloda boş bırakılan kısımları uygun şekilde doldurunuz.



9.SINIF
KİMYA



PARAKSİLEN
KİMYA

ÖRNEK YAZILI SORUSU - 6

Aşağıda bazı bileşiklerin adı verilmiştir.

1. Karbon monoksit
2. Azot trihidrür
3. Diazot monoksit
4. Diazot pentaoksit
5. Karbon tetraklorür

Bu bileşikler ile ilgili aşağıdaki soruları cevaplayınız.

a. Moleküllerinde en az sayıda atom içeren hangisidir?

Çözüm

b. Moleküllerinde en fazla sayıda atom içeren hangisidir?

Çözüm

c. Moleküllerinde oksijen atomu sayısı aynı olanlar hangileridir?

Çözüm

d. 5. bileşiğin formülü nedir?

Çözüm



9.SINIF
KİMYA



PARAKSİLEN
KİMYA

ÖRNEK YAZILI SORUSU - 7

Aşağıda bazı bileşiklerin adı verilmiştir.

1. Karbon monoksit
2. Azot trihidrür
3. Diazot monoksit
4. Diazot pentaoksit
5. Karbon tetraklorür

Bu bileşikler ile ilgili aşağıdaki soruları cevaplayınız.

a. Moleküllerinde en az sayıda atom içeren hangisidir?

Çözüm

b. Moleküllerinde en fazla sayıda atom içeren hangisidir?

Çözüm

c. Moleküllerinde oksijen atomu sayısı aynı olanlar hangileridir?

Çözüm

d. 5. bileşiğin formülü nedir?

Çözüm



9.SINIF
KİMYA



PARAKSİLEN
KİMYA

MADDE	TANECİKLER ARASI ETKİLEŞİM TÜRÜ
HCl – H ₂ O	
NaCl – H ₂ O	
HF – H ₂ O	
CCl ₄ – H ₂	
O ₂ – H ₂ O	



9.SINIF
KİMYA



PARAKSİLEN
KİMYA

ÖRNEK YAZILI SORUSU - 9

Aşağıda bazı katılar verilmiştir.

1. Buz
2. Kuvars
3. KBr
4. Plastik

Buna göre, bu katılar ile ilgili aşağıdaki soruları cevaplayınız.

a. Belirli bir erime sıcaklığı olmayan hangisidir?

Çözüm

b. Tanecikleri arasında hidrojen bağı içeren hangisidir?

Çözüm

c. Kovalent katı hangisidir?

Çözüm

d. Tanecikleri arasında elektrostatik çekim olan hangisidir?

Çözüm



9.SINIF
KİMYA



PARAKSİLEN
KİMYA