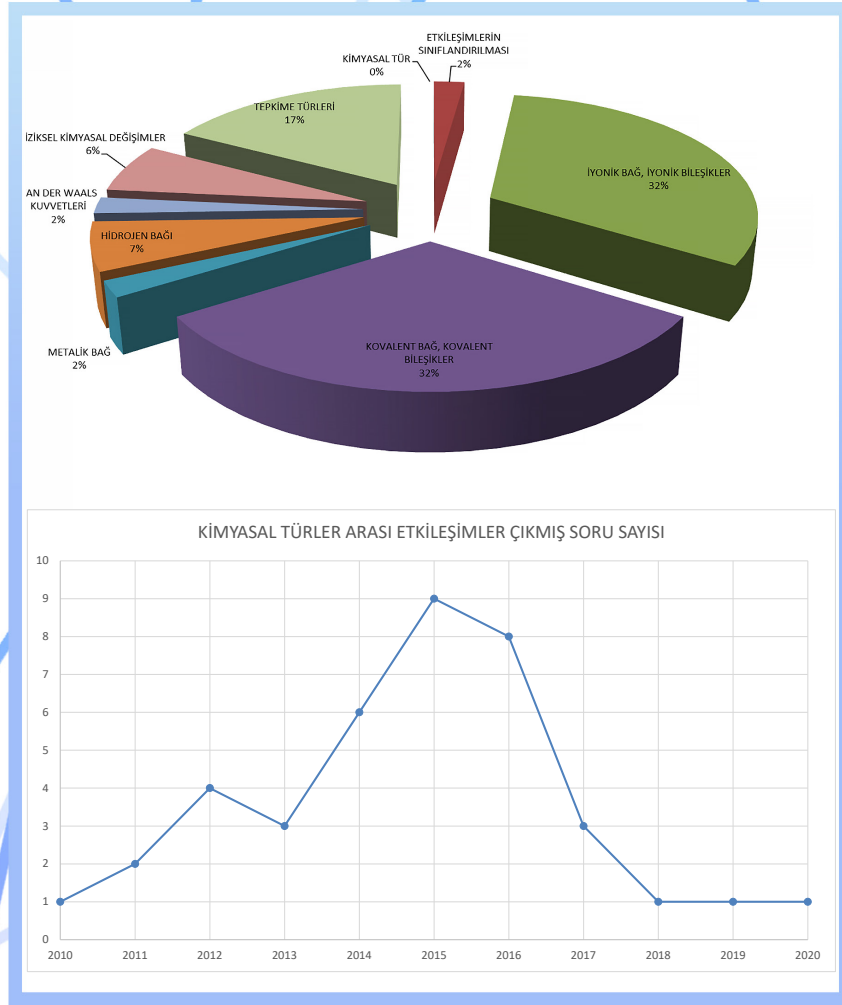


TYT

Kimyasal Türler Arası Etkileşimler-1

GÜÇLÜ ETKİLEŞİMLER

X serisi



Paraksilen Kimya
www.paraksilen.com

KİMYASAL TÜR

Atom

- Bir elementin özelliklerini taşıyan en küçük yapıtaşıdır.
- Ne, H, O, Na...

Molekül

- Birden fazla atomun kovalent bağ oluşturarak birbirine bağlanması sonucu oluşan, nötr atom gruplarına molekül denir.
- H_2O , S_4 , $C_6H_{12}O_6$...
- Bir araya gelen atomlar aynı elemente aitse bu moleküle element molekülü denir.
- Yani H_2 , S_4 , O_2 gibi moleküller element molekülüdür, elementlerin özelliklerini taşırlar, bu moleküller tek tür atom ve tek tür molekül içerirler.
- Bir araya gelen atomlar farklı elemente aitse bu molekül bileşik molekülü olur.
- Yani H_2O , H_2SO_4 , $C_6H_{12}O_6$ gibi moleküller bileşik molekülüdür. Bu moleküller farklı türde atom ancak tek tür molekül içerir. Bu moleküller için tek tür tanecik içerir diyebiliriz.

İyon

- Yüklü taneciklere iyon denir
- Na^+ , NH_4^+ , Cl^- ...
- Pozitif yüklü iyonlara katyon, negatif yüklü iyonlara anyon denir.
- İyonlar tek tür atomdan oluşabileceği gibi farklı türde atomlar da içerebilir.
- Farklı türde atomların birleşmesi sonucu oluşan iyonlara kök adı verilir;
- OH^- , SO_4^{2-} , PO_4^{3-} , H_3O^+ iyonları birer köktür.

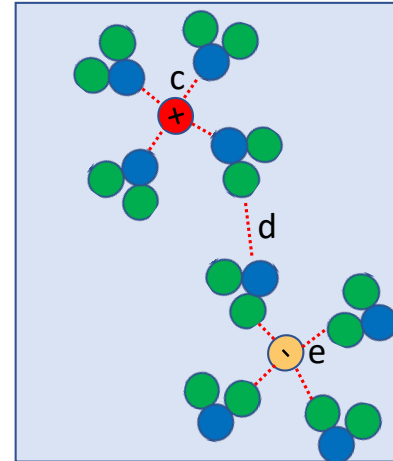
KİMYASAL TÜRLER ARASI ETKİLEŞİMLER

ÖSYM
2013

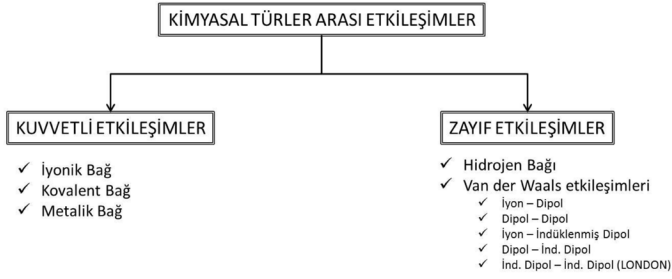
- Atom, molekül veya iyonların farklı yüklü tanecikleri birbirini çekerken aynı yüklü tanecikleri birbirini iter.
- Çekme kuvveti, itme kuvvetinden fazla olduğu anda tanecikler birbirine bağlanır.
- Bu bağın oluşumu sırasında çekme ile itme kuvvetleri arasındaki fark çok büyükse oluşan etkileşim kuvvetli etkileşimdir.
- Kuvvetli etkileşimler genellikle kimyasal bağlardır ve maddenin kimyasal özelliklerini etkilerler.
- Kuvvetli etkileşimler atomlar veya iyonlar arasında oluşur.



- Bu bağın oluşumu sırasında çekme ile itme kuvvetleri arasındaki fark az ise oluşan etkileşim zayıf etkileşimdir.
- Zayıf etkileşimler fiziksel bağdır, maddenin fiziksel özelliklerini belirler.
- Zayıf etkileşimler genellikle moleküller arasında oluşur.



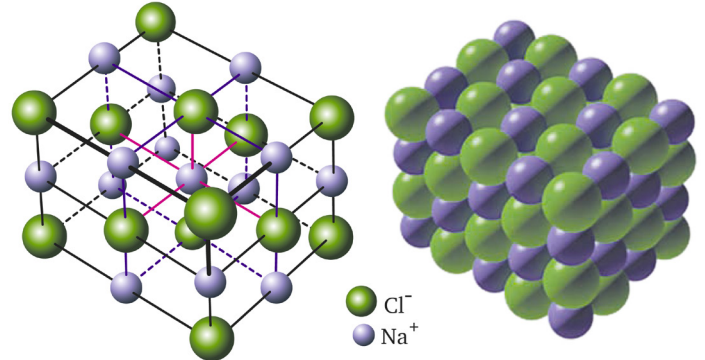
- Bir bağ koparabilmek için verilmesi gereken minimum enerjiye bağ enerjisi denir. Bağ enerjisi 40kJ/mol'den büyük olan etkileşimler kuvvetli, küçük olanlar ise zayıf etkileşimdir.



LEWİS YAPISI

- Lewis yapısı, bir elementin sembolünün üzerine son katman (değerlik) elektronlarını gösteren noktalardan oluşur.
- Lewis yapısı yazılırken element sembolünün çevresine değerlik elektronları yazılır, bu yazımda her elektron bir nokta ile gösterilir.
- Bu noktalar sembolün dört tarafına önce teker teker, dörtten fazla elektronu varsa sekize (oktete) ulaşıncaya kadar noktalar ikiyeşerli olacak şekilde eşleştirilir.
- Bir element Lewis nokta yapısında tek kalan elektronlar ile bağ yapabilirken çift noktalar bağ oluşumunda kullanılamaz.

- İyonik bileşiklerde en küçük birim molekül değil, birim hücredir.
- İyonik bileşikler düzenli bir kristal örgü yapısı oluşturur.
- Kristal örgü yapısında her iyon, belirli sayıda zıt yüklü iyon tarafından çekilmektedir



- Sodyum klorürde her Na^+ iyonu 6 Cl^- iyonu tarafından ve her Cl^- iyonu da 6 Na^+ iyonu tarafından çekilerek iyonik kristal yapısını oluşturur.
- İyonik kristalde tekrarlayan birimlere birim hücre adı verilir.

İYONİK BAĞ



- Metal ile ametal atomları arasında elektron alışverişi ile oluşan bağa iyonik bağ denir.
- İyonik bağ metalin elektron verip ametalin elektron alması sonucu oluşur

OLUŞUMU VE LEWİS YAPISI

- İyonik bileşikler örgü yapısı sayesinde:
 - * Oda koşullarında katı hâlde bulunurlar.
 - * Erime ve kaynama noktaları yüksektir.
 - * Katı hâlde elektriği iletmezler fakat sulu çözeltilerinde ve erimiş hâlde iyonlarına ayrıştırdıklarından elektrik akımını iletirler.
 - * Sert ve kırılgandırlar, herhangi bir zorlamada kırılırlar.
 - * İyonik bağlar güçlü etkileşimler olduğundan ancak kimyasal yöntemlerle (elektroliz) ayrıştırılabilirler.
- özelliklerine sahiptirler.

- İyonik bağ bir elektrostatik çekim kuvveti olduğu için iyonik bağ kuvveti genel olarak:

Metal ve ametalin yükleriyle doğru orantılı
 Metal ve ametalin çaplarıyla ters orantılıdır.

İYONİK BİLEŞİKLERİN ADLANDIRILMASI

SABİT DEĞERLİKLİ METALLER

DEĞİŞKEN DEĞERLİKLİ METALLER
 Cu, Hg, Fe, Sn, Pb, Cr, Mn

İYONİK BİLEŞİKLERİN ADLANDIRILMASI

+1 yüklü		+2 yüklü		+3 yüklü	
H ⁺	Hidrojen	Be ²⁺	Berilyum	Al ³⁺	Alüminyum
Li ⁺	Lityum	Mg ²⁺	Magnezyum		
Na ⁺	Sodyum	Ca ²⁺	Kalsiyum		
K ⁺	Potasyum	Ba ²⁺	Baryum		
Ag ⁺	Gümüş	Zn ²⁺	Çinko		
NH ₄ ⁺	Amonyum				

-1 yüklü		-2 yüklü		-3 yüklü	
F ⁻	Florür	O ²⁻	Oksit	N ³⁻	Nitrür
Cl ⁻	Klorür	S ²⁻	Sülfür	P ³⁻	Fosfür
Br ⁻	Bromür	CO ₃ ²⁻	Karbonat	PO ₄ ³⁻	Fosfat
I ⁻	İyodür	SO ₄ ²⁻	Sülfat		
OH ⁻	Hidroksit				
CN ⁻	Siyanür				
NO ₃ ⁻	Nitrat				
CH ₃ COO ⁻	Asetat				

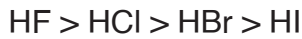
KOVALENT BAĞ



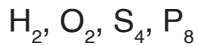
- İki ametalin elektronlarını ortak kullanmaları sonucu oluşan bağ kovalent bağdır.
- Kovalent bağ elektron ortaklaşması olsa da bağ elektronları iki atom tarafından tamamen ortaklaşa kullanılıyor olması bu iki elementin elektronegatifliğine bağlıdır.
- Elektronegatiflik bağ elektronlarına sahip çıkma isteği idi bu nedenle elektronegatifliği farklı atomların yaptığı bağda elektronlar tamamen ortaklaşa kullanılamaz, bir atom elektronları daha çok kullanır, bu tür bağa polar kovalent bağ denir.
- Yani farklı iki ametal arasında oluşan bağ polar kovalent bağdır.



- İki element arasındaki elektronegativite farkı ne kadar büyükse bağın polarlığı da o ölçüde büyük olur.

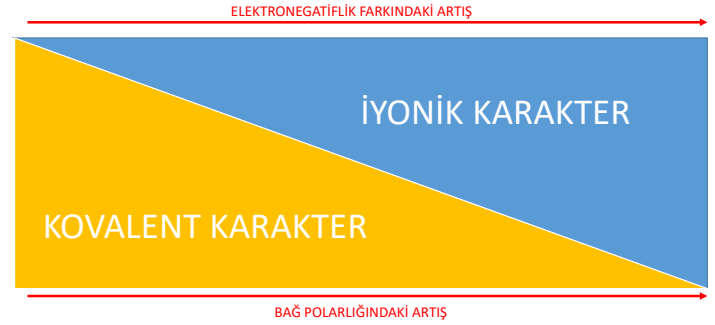


- Bağ yapan ametaller arasında elektronegatiflik farkı yoksa yani aynı ametaller birbirleri ile bağ yapıyorsa bu bağa apolar kovalent bağ denir.



- Bir bileşikte tüm bağlar polar veya apolar olmak zorunda değildir, bir bileşik aynı anda hem polar hem de apolar bağ taşıyabilir.

- Polar kovalent bağlarda elementler arasında elektronegatiflik farkı arttıkça aynı zamanda bağın iyonik karakteri de artar.

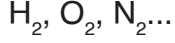


MOLEKÜLLERİN LEWİS YAPISI

- Kovalent bağlı moleküllerin lewis yapısı yazılırken bağı yapan elementlerin lewis yapısı yazılır, daha sonra her elementte hiç tek nokta kalmayacak şekilde tek elektronlar ortaklaşa kullanılır.
- Lewis yapısında ortaklaşa kullanılan elektronlara bağlayıcı elektron, atomun üzerinde kalan, bağ oluşumuna katılmayan elektronlara ise ortaklaşmamış elektron denir.

MOLEKÜLLERİN POLARLIĞI

- Kovalent bağlı moleküllerde bağlar apolar ise molekülün yapısı da apolardır.



- Ancak bağların polar olması molekülün polar olmasını sağlamayabilir.
- Bazı moleküllerde elementlerin elektron dağılımı 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:

- Molekülde polar kovalent bağ yoksa molekül apolardır. (H_2, O_2 gibi element molekülleri)
- Molekülde polar kovalent bağ varsa:
 - Molekül iki atomlu (X_1Y_1) ise molekül polardır. (HCl, CO, NO...)
 - Molekül tür olarak ikiden fazla atom içeriyorsa ($X_aY_bZ_c$ gibi) genel olarak polardır. (C_2H_5OH , $C_6H_{12}O_6...$)
 - 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.

KOVALENT BİLEŞİKLERİN SİSTEMATİK ADLANDIRMASI

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

- Elmas, Kömür, Grafit, SiC ve SiO₂ maddelerinde erime kaynama noktasını belirleyen kuvvet ağ örgüsü (veya kovalent bağ örgüsü) dür. Bu maddelerin erime kaynama noktaları çok yüksektir.
- Yukarıda bahsettiğimiz dışındaki kovalent moleküllerde erime kaynama noktasını zayıf etkileşimler belirler.

METALİK BAĞ



- Metallerin değerlik elektronları kendi boş orbitalleri ve komşu atomların boş orbitallerinde serbestçe dolaşarak bir elektron denizi yaratır.
- Bu dolaşım sonucu oluşan çekim kuvvetine metalik bağ denir.
- Metallerin iletkenlik, parlaklık, dövülebilme, işlenebilme gibi özelliklerinin tamamını sağlayan metalik bağdır.
- Metalik Bağ kuvveti;

Metalin çapıyla ters orantılıdır: Çap arttıkça elektron hızı azalır.

Değerlik elektron sayısıyla doğru orantılıdır: Değerlik elektron sayısı arttıkça elektron denizine giren elektron sayısı artar.

B grubu metallerinde A grubu metallerine göre daha sağlamdır; B grubu metalleri A grubu metallerine göre daha fazla değerlik elektronu içerirler.

