

KİMYASAL TÜRLERARASI ETKİLEŞİMLER

❖ Kimyasal Tür

Kimyasal türler maddeyi oluşturan yapı taşlarıdır. Bunlardan atom, iyon ve molekül kavramlarını inceleyelim.

- **Atom:** maddenin tüm özelliklerini gösteren en küçük parçasıdır. Na, H, S,...
- **iyon:** atomların elektron almış ya da vermiş haline iyon denir. Na^+ , S^{2-}

iyonlar iki gruba ayrılır; anyon ve katyon.

Anyon: elektron alarak negatif yüklene iyonlardır.

Katyon: elektron vererek pozitif yüklenen iyonlardır.

iyonlar tek atomlu (monoatomik) ya da çok atomlu (poliatomik) yapıda olabilirler.

Na^+ , S^{2-} , Ca^{2+} tek atomlu

SO_4^{2-} , OH^- , NH_4^+ çok atomlu

- **Molekül:** iki ya da daha fazla atomun kimyasal tepkimeye girerek oluşturduğu saf maddelerdir. Element molekülü ve bileşik molekülü olarak iki gruba ayrılır.

Element molekülü: aynı tür atomların oluşturduğu moleküllerdir. H_2 , F_2 , N_2

Bileşik molekülü: farklı tür atomların oluşturduğu bileşiklerdir. $C_6H_{12}O_6$, C_3H_8 , HNO_3

UYARI: iyonik bileşikler molekül değildir.

❖ Kimyasal Türler Arası Etkileşimlerin Sınıflandırılması

➤ Bağlanan Türlere Göre Sınıflandırma

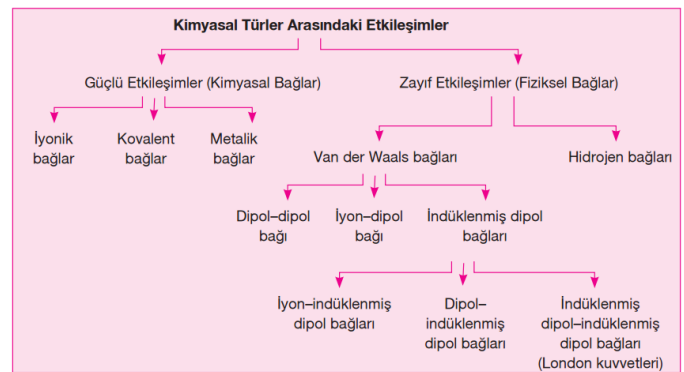
Kimyasal türleri sınıflandırırken iki ayrı pencereden bakmamız gerekmektedir. Bunlardan ilki bağlanan türe göre sınıflandırmadır. Atomlar arası etkileşimler olabileceği gibi atom ve molekül arasında veya moleküller arasında da etkileşimler olabilmektedir. Ancak bu etkileşim sınıflandırılması bize etkileşimlerin gücü vb. konularda fazla bir bilgi sağlamamaktadır.

➤ Bağın Sağlamlığına Göre Sınıflandırma

Kimyasal türler arası etkileşimlerin bağ sağlamlığı konusu bu ünitenin en geniş bölümü olarak karşımıza çıkmaktadır. Bağların sağlamlığından önce bağın nasıl oluştuğunu inceleyelim.

Kimyasal türler birbirleriyle etkileşime girdiklerinde atom merkezindeki protonlar diğer atomdaki protonları iter, atomlardaki elektron bulutları birbirini iter, atom çekirdeğindeki protonlar ve elektron bulutları birbirini çeker. Bu itme ve çekme kuvvetleri türler arasında bağ oluşumunu sağlar. itme kuvvetleri çekme kuvvetlerinden büyük olursa bağ oluşumu gerçekleşir.

Bağdaki çekme kuvvetleri itme kuvvetlerine göre çok büyük ise güçlü yani kimyasal bağlar, aradaki fark az ise zayıf yani fiziksel bağlar oluşmaktadır.



❖ Güçlü Etkileşimler

Kimyasal bağlar iyonik bağ, kovalent bağ ve metalik bağ olmak üzere üç gruba ayrılmaktadır. Bağ türlerini



ÜNİTE 3 KİMYASAL TÜRLER ARASI ETKİLEŞİMLER

incelemeden önce bağ oluşumunun nasıl gerçekleştiğini inceleyelim.

Atomlar bağ yaparken soy gazların yapılarına benzemeye çalışırlar.

Atomların kararlı yapıda olmaları son yörüngelerindeki elektron sayıları ile ilgilidir. Son yörüngesindeki elektron sayısı 2 ve 8 olan elementler kararlı yapıdadır. Soy gazlar son yörüngelerinde $2e^-$ ya da $8e^-$ olacak şekilde kararlı yapıdadırlar. Atomlar kimyasal tepkimeye girdiklerinde son yörüngelerini dublete (ikileme) ya da oktete (sekizleme) tamamlarlar.

❖ İyonik Bağ

Metal atomları ile ametal atomları arasında elektron alışverişi yoluyla oluşan bağ türüdür.

Metal atomları bağ yapmak için elektron verirken, ametal atomları elektron alırlar.

UYARI: Bağ oluşumlarının anlaşılabilmesi için Lewis nokta yapılarının öğrenilmesi gerekmektedir.

❖ Elementlerin Lewis Nokta Gösterimleri

Lewis nokta gösterimi atomların son yörüngelerindeki değerlik elektronlarının (değerlik elektronları bağ yapımına katılan elektronlardır) element sembolü etrafında belirli kurallara göre gösterimidir. Değerlik elektronlar sembolün dört bir yanına önce birer tane yerleştirilir dördüncü elektrondan sonra ikinci elektronlar yerleştirilmeye başlanır.

➤ İlk 20 elementin Lewis nokta yapıları aşağıdaki gibidir.

1 H·									2 He:
3 Li·	4 Be·	5 ·B·	6 ·C·	7 ·N:	8 ·O:	9 :F:	10 :Ne:		
11 Na·	12 Mg·	13 ·Al·	14 ·Si·	15 ·P:	16 ·S:	17 :Cl:	18 :Ar:		
19 K·	20 Ca·								

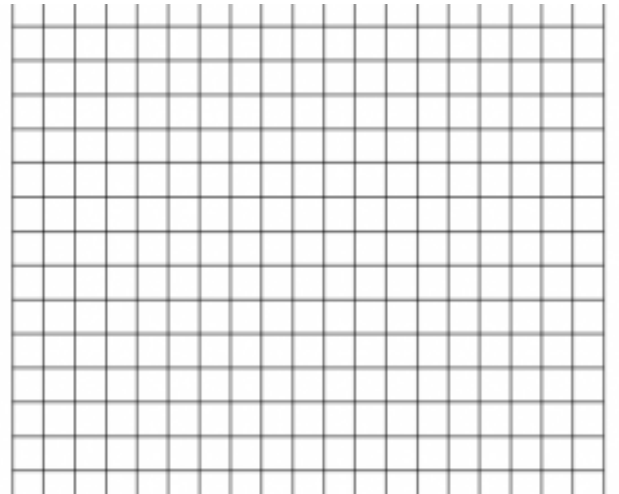
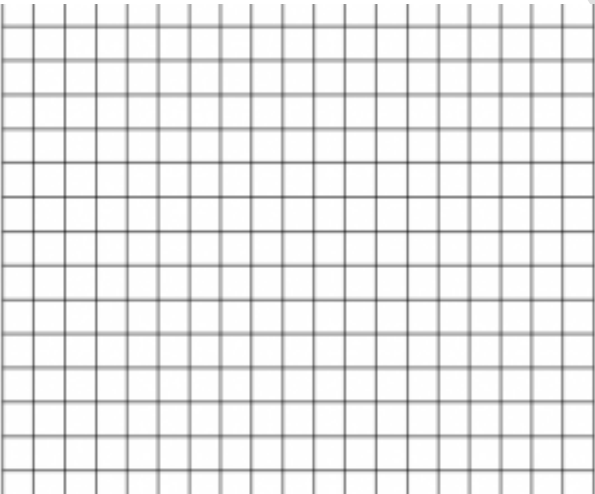
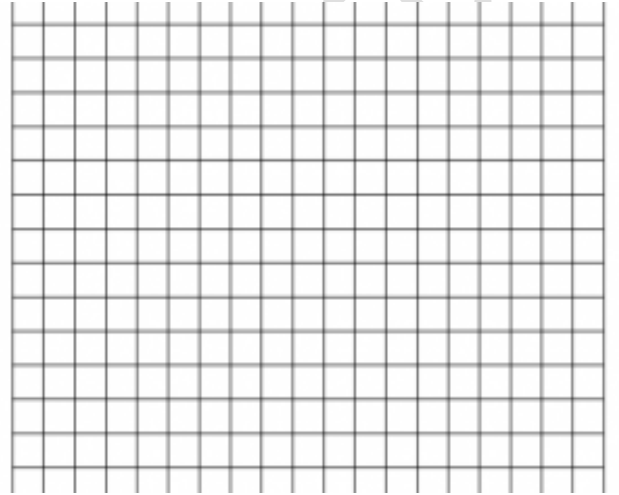
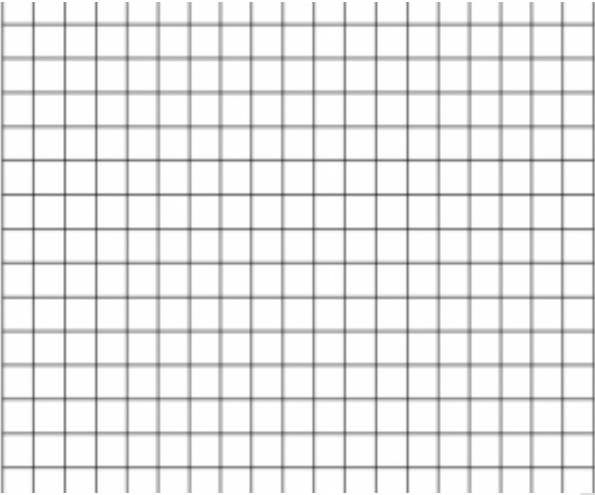
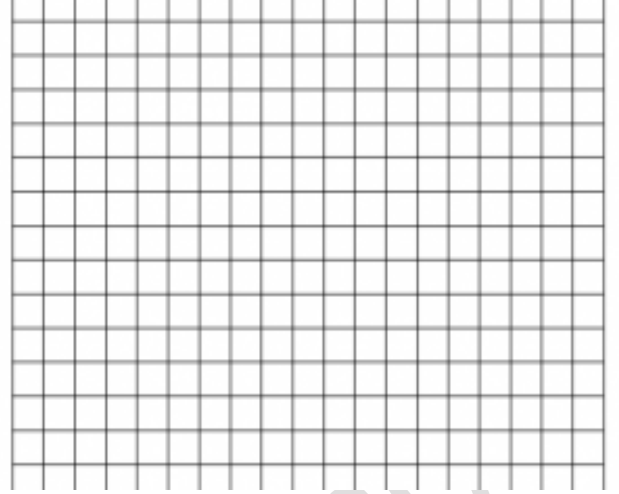
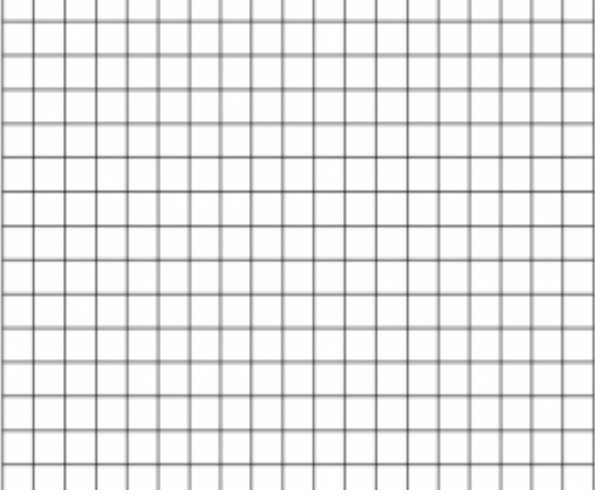
ÖRNEK:

➤ İyonik Bileşiklerin Lewis Nokta Yapısı

İyonik bileşiklerin Lewis yapıları yazılırken aşağıdaki adımlar uygulanmalıdır.

- Metal atomu ve ametal atomunun değerlik elektron sayıları bulunur
- Her iki atomunda Lewis gösterimleri yazılır
- Metal atomu değerlik elektronlarını ametal atomuna verir
- Ametal atomu metal atomunun elektronlarını alır
- Her iki atomda soy gaz elektron düzenine geçer
- Son olarak bileşiğin yapısı yazılır





❖ İyonik Bileşiklerin Kristal Yapıları

İyonik bileşikler pozitif ve negatif yüklü taneciklerin birbirini çekmesi ile oluşmuştur. İyonik bileşiklerin en küçük birimi iyonlardır. İyonlar tekrar eden düzenli bir yapı oluşturmaktadır. Tekrar eden bu yapıya birim hücre denir. Birim hücrelerin oluşturduğu düzenli yapıya ise iyonik kristal denir.

• İyonik Bileşiklerin Özellikleri

- Katı halde elektriği iletmezler fakat sulu çözeltilerinde ve eriyik halde iyonlarına ayrıştıkları için elektrik akımını iletirler.
- Sert ve kırılğandır, tel ve levha haline getirilemezler.
- Elektroliz edilebilirler.
- İyonik bileşikler oda sıcaklığında genellikle katı halde ve kristal yapıda bulunur.
- Erime noktaları çok yüksektir.
- Suda çözündüklerinde iyonlarına ayrışırlar.

UYARI: İyonik bileşikler moleküler yapıda değildir.

❖ İyonik Bileşiklerin Sistemik Adlandırılması

İyonik bileşiklerin adlandırılması basit kurallar çerçevesinde yapılmaktadır. Kuralların uygulanabilmesi için bazı anyon ve katyonların isim ve yüklerinin bilinmesi gerekmektedir.

Anyonlar ve Katyonlar

-1 Yüklü	-2 Yüklü	-3 Yüklü
F ⁻ Florür	O ⁻² Oksit	N ⁻³ Nitrür
Cl ⁻ Klorür	S ⁻² Sülfür	P ⁻³ Fosfür
Br ⁻ Bromür	SO ₃ ⁻² Sülfat	PO ₄ ⁻³ Fosfat
ClO ₄ ⁻ Perklorat	SO ₄ ⁻² Sülfat	PO ₃ ⁻³ Fosfit
ClO ₃ ⁻ Klorat	CO ₃ ⁻² Karbonat	+2 Yüklü
ClO ₂ ⁻ Klorit	CrO ₄ ⁻² Kromat	Be ⁺² Berilyum
ClO ⁻ Hipoklorit	CrO ₇ ⁻² Dikromat	Mg ⁺² Magnezyum
BrO ₃ ⁻ Bromat	MnO ₄ ⁻² Manganat	Ca ⁺² Kalsiyum
IO ₃ ⁻ İyodat	C ₂ O ₄ ⁻² Okzalrat	Zn ⁺² Çinko
NO ₂ ⁻ Nitrit	SiO ₃ ⁻² Silikat	Cu ⁺² Bakır (II)
NO ₃ ⁻ Nitrat	+1 Yüklü	Fe ⁺² Demir (II)
OH ⁻ Hidroksit	H ⁺ Hidrojen	Hg ⁺² Cıva(II)
MnO ₄ ⁻ Permanganat	Li ⁺ Lityum	Cd ⁺² Kadmiyum
HSO ₄ ⁻ Bisülfat	Na ⁺ Sodyum	Ni ⁺² Nikel
HSO ₃ ⁻ Bisülfat	K ⁺ Potasyum	+3 Yüklü
HCO ₃ ⁻ Bikarbonat	Cu ⁺ Bakır (I)	Al ⁺³ Alüminyum
SCN ⁻ Tiyasiyanat	Ag ⁺ Gümüş	Cr ⁺³ Krom (III)
CN ⁻ Siyanür	NH ₄ ⁺ Amonyum	As ⁺³ Arsenik (III)
CH ₃ COO ⁻ Asetat	Hg ⁺ Cıva (I)	Sb ⁺³ Antimon(III)
H ₂ PO ₄ ⁻ Dihidrojenfosfat	H ₃ O ⁺ Hidronyum	Bi ⁺³ Bizmut (III)
	+4 Yüklü	Fe ⁺³ Demir (III)
	Sn ⁺⁴ Kalay (IV)	
	Pb ⁺⁴ Kurşun (IV)	

Tabloda görüldüğü üzere bazı metaller farklı değerlikler alabilmektedir. Bu yüzden sabit değerlikli metallerin adlandırılması ile değişken değerlikli metallerin adlandırılması farklı kurallara göre yapılmaktadır.

➤ Sabit değerlikli metallerin adlandırılması

Kural: metal ismi + ametal ismi + ür eki

ÖRNEK:

NaF : sodyum florür

KI : potasyum iyodür

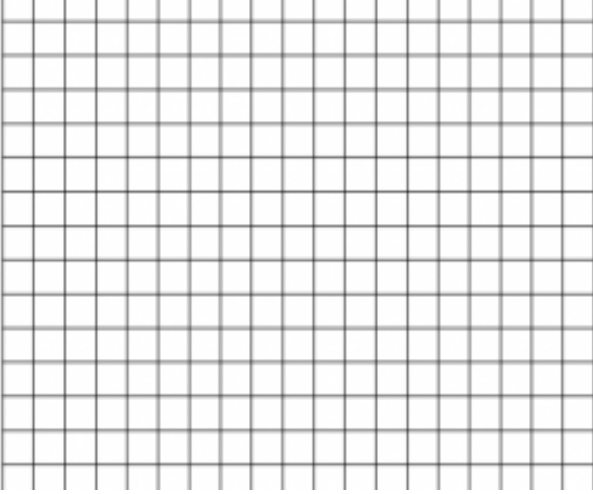
UYARI: Oksijen elementi isimlendirmede oksijenür olarak değil oksit olarak okunmaktadır.

ÖRNEK:

CaO : kalsiyum oksijenür (yanlış)

CaO : kalsiyum oksit (doğru)





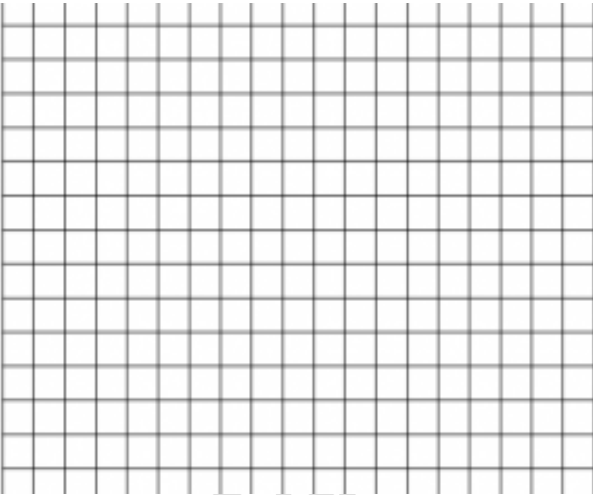
➤ *Değişken değerlikli metallerin adlandırılması*

Kural: metal ismi + (metal değerliği) + ametal adı + ü

ÖRNEK:

Fe_2O_3 : demir (3) oksit

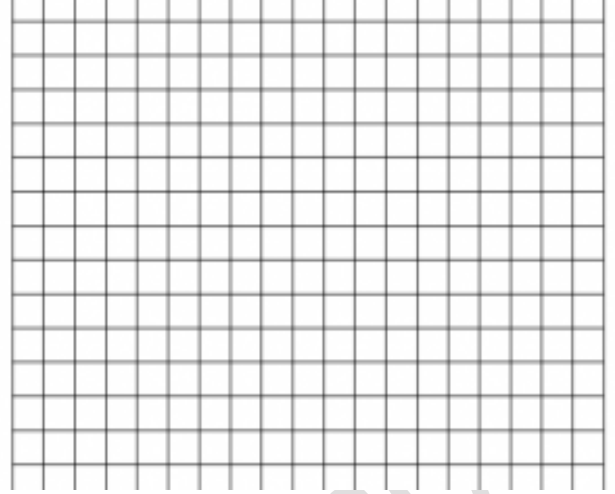
FeO : demir (2) oksit



➤ *Sabit değerlikli metal - kök bileşiklerinin adlandırılması*

Kural: metal ismi + kök ismi

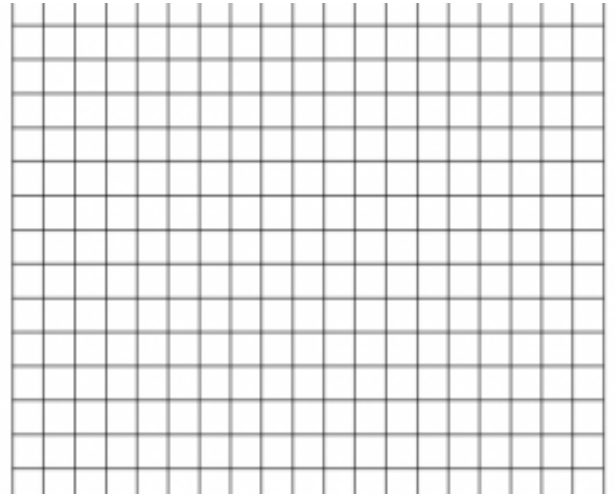
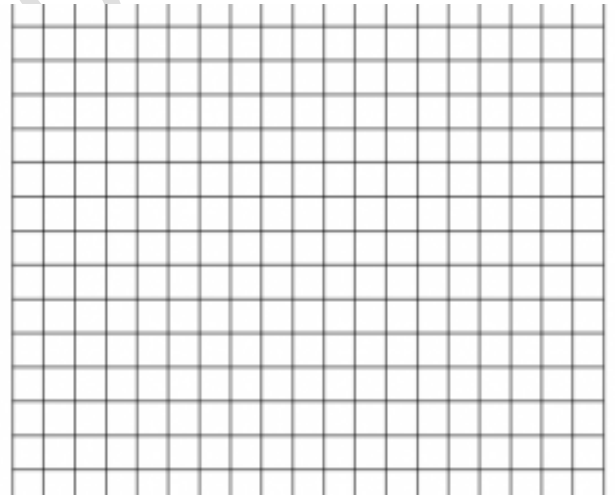
ÖRNEK: $Al(CN)_3$: alüminyum siyanür

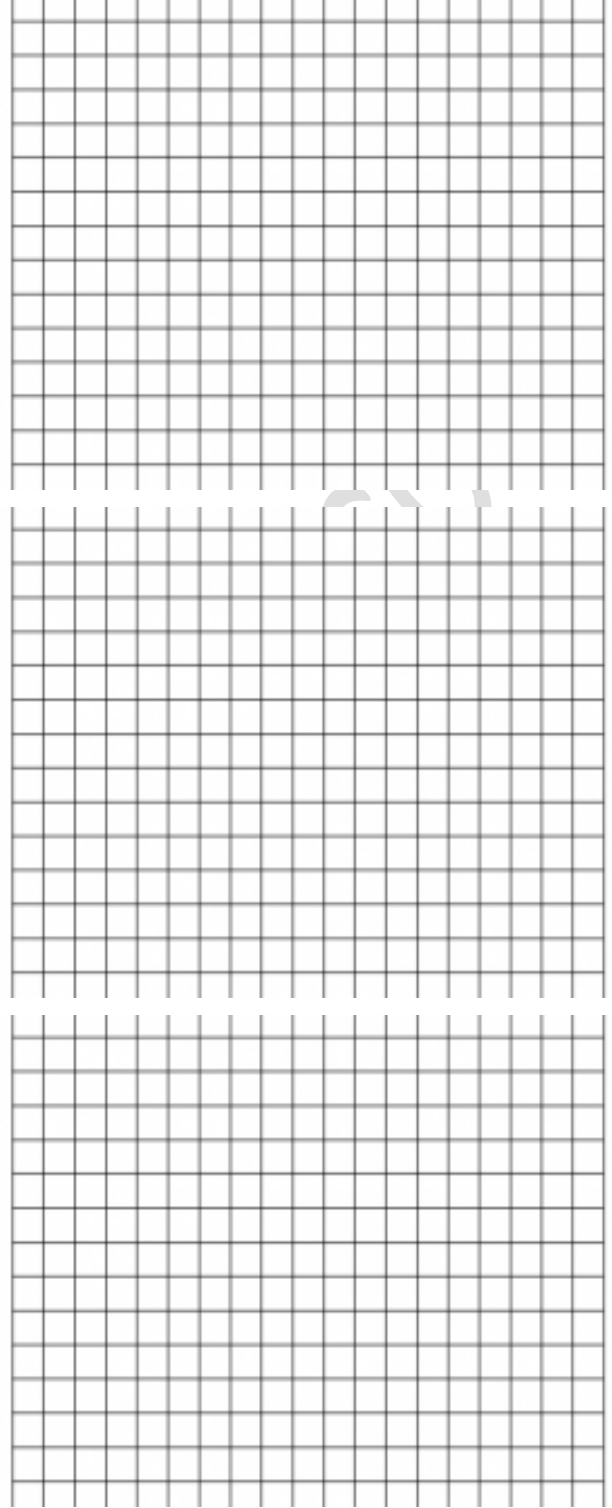
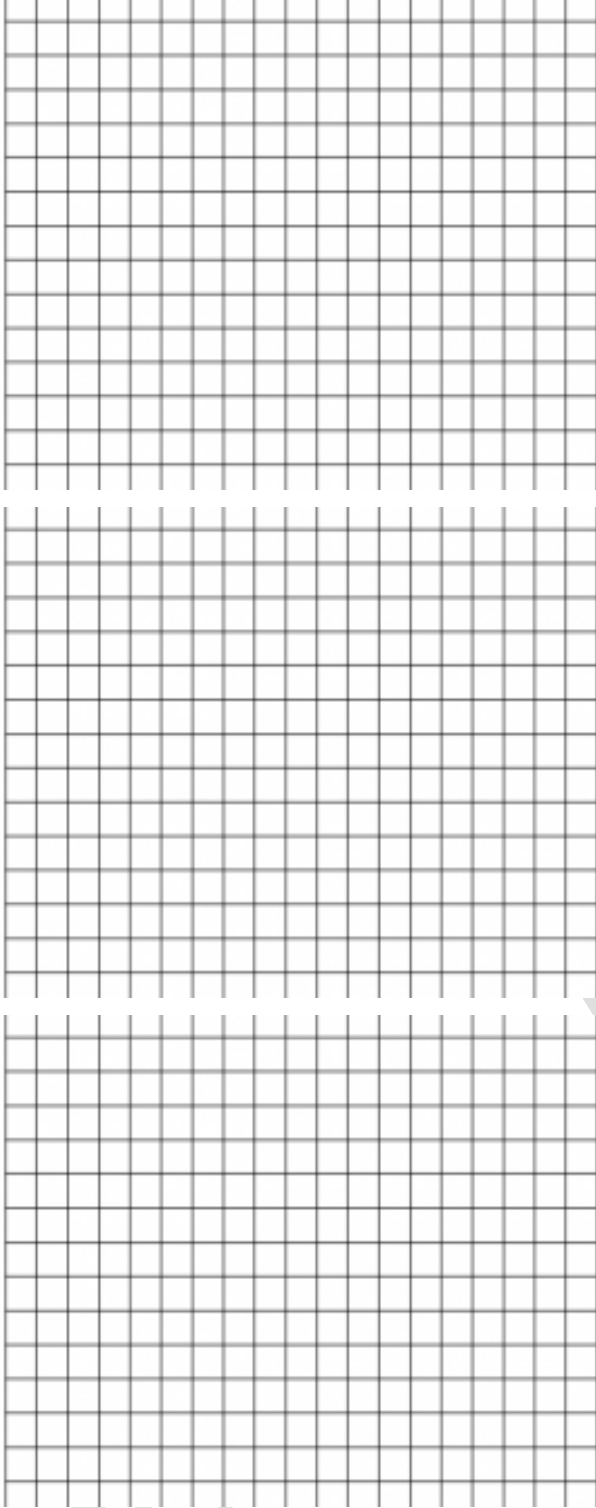


❖ *Kovalent Bağlar*

Ametal atomlarının kendi aralarında elektronları ortaklaşma yoluyla yaptıkları bağ türüdür. Elektron ortaklaşmasının amacı atomların oktete ulaşma isteğidir.

ÖRNEK:





➤ **Polar ve Apolar Kovalent Bağ**

Farklı elementlerin elektronegatiflikleri birbirlerinden farklıdır. Dolayısıyla elektronlar eşit olarak paylaşılmayacaktır. Bağın kısmi negatif ve kısmi pozitif iki kısmı olacaktır. Bu durum bağın polarlığını göstermektedir. İki farklı element atomu bağ yapmışsa bu bağ mutlaka polar yani kutupsal olacaktır.



ÜNİTE 3 KİMYASAL TÜRLER ARASI ETKİLEŞİMLER

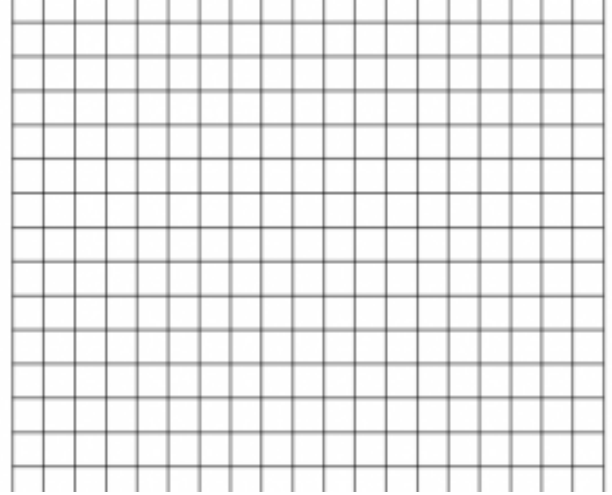
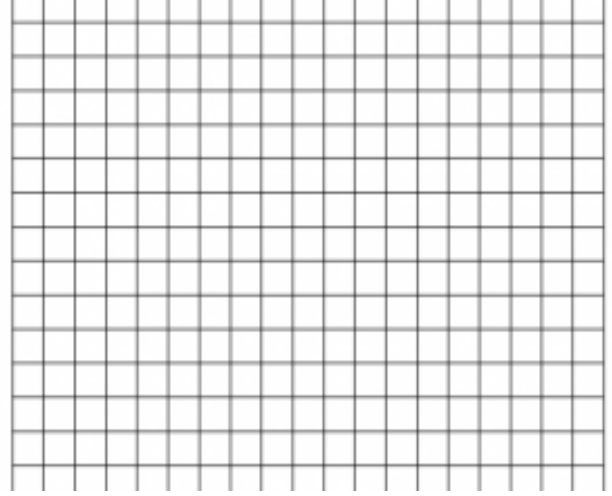
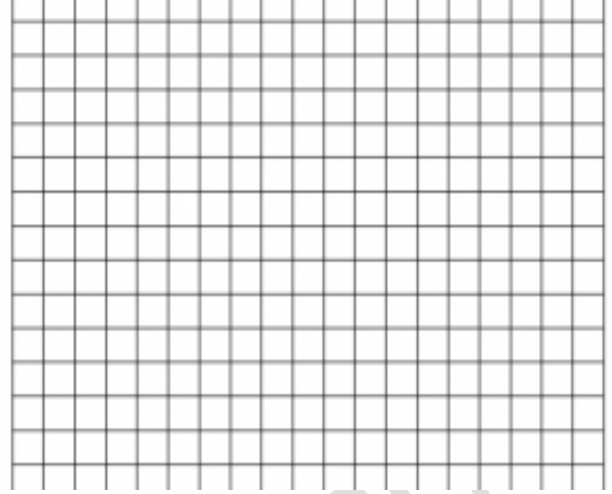
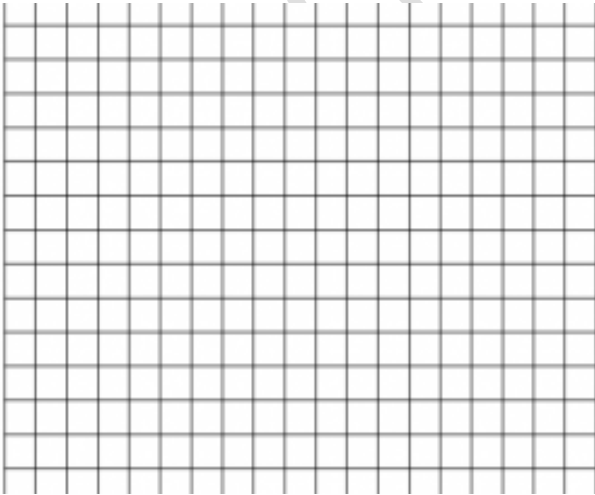
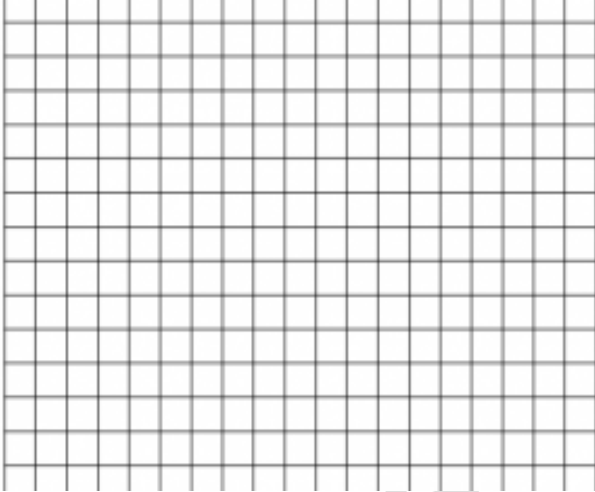
Bağ polarlığının dışında moleküllerin de polar mı apolar mı olduklarını inceleyebiliriz.

Merkezdeki atomun etrafına bağlanan atomlar ve sayıları bir molekülün polar mı apolar mı olduğunu belirleyecek olan etmenlerdir.

UYARI: Bir molekülün polar mı apolar mı olduğunu anlamanın en kolay yollarından biri, fizikteki vektör konusunda olduğu gibi toplam momentin sıfır olup olmadığına bakmaktır. Tabii molekülü incelemek için kapalı formülü yeterli değildir, yarı açık formülünü yazmağı da bilmek gerekir.

UYARI: Hidrokarbon bileşikleri apolardır. Sadece C ve H atomlarından oluşan bileşiklerin yapılarını incelemeyen apolar olduklarını söyleyebiliriz.

ÖRNEK:



❖ Kovalent Bileşiklerin Sistemik Adlandırılması

Kovalent bağlı bileşiklerin adlandırılması iyonik bileşiklerde olduğu gibi basit kurallar çerçevesinde yapılır. Kovalent bileşiklerdeki adlandırma kuralı iyonik bileşiklerden daha kolay ve sadedir.

Kural: sayı + isim + sayı + isim

UYARI: İsimlendirme yapılırken Latince sayılar kullanılır.



ÜNİTE 3 KİMYASAL TÜRLER ARASI ETKİLEŞİMLER

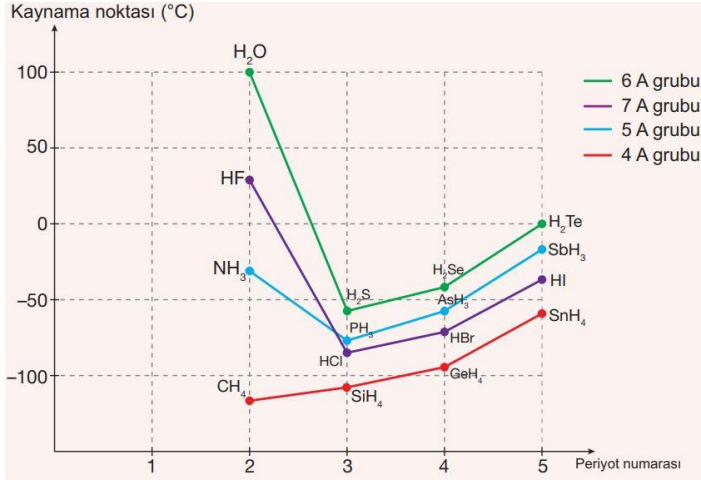
Sayı	Lâtince adı	Sayı	Lâtince adı
1	mono	6	heksa
2	di	7	hepta
3	tri	8	okta
4	tetra	9	nona
5	penta	10	deka

ÖRNEK:



ÜNİTE 3 KİMYASAL TÜRLER ARASI ETKİLEŞİMLER

molekülün büyümesi ve London kuvvetlerinin artmasıdır. (London kuvvetleri bir sonraki başlıkta anlatılacaktır) Ancak grafiğin solundaki bazı bileşiklere bakılırsa, kendi gruplarının en yüksek kaynama noktalarına sahip oldukları görülür. Bunun nedeni hidrojen bağının etkisidir.



❖ Van der Waals Etkileşimleri

Van der Waals etkileşimleri kendi içinde alt gruplara ayrılır, tek bir etkileşim türünü göstermezler.

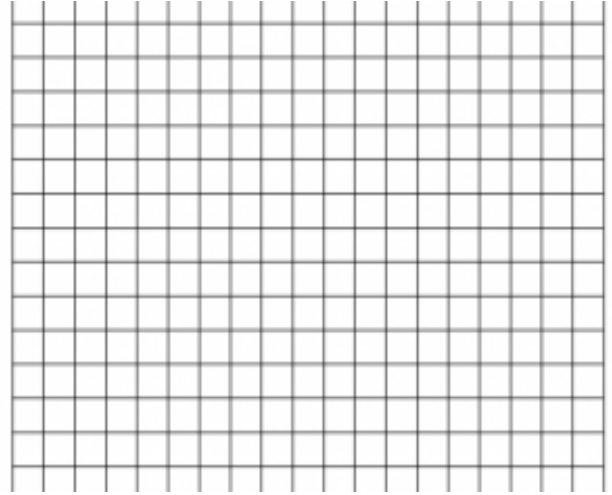
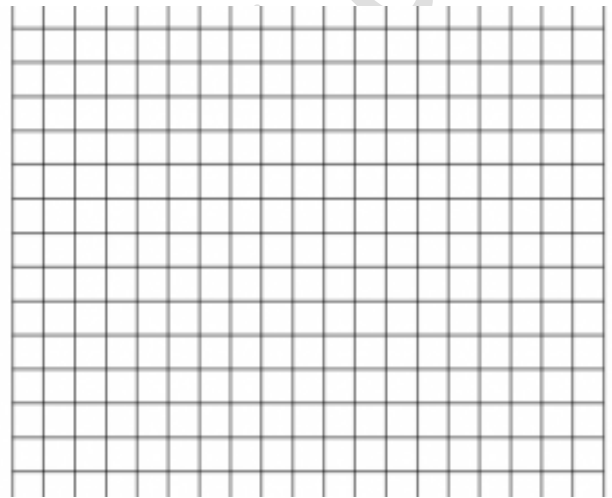
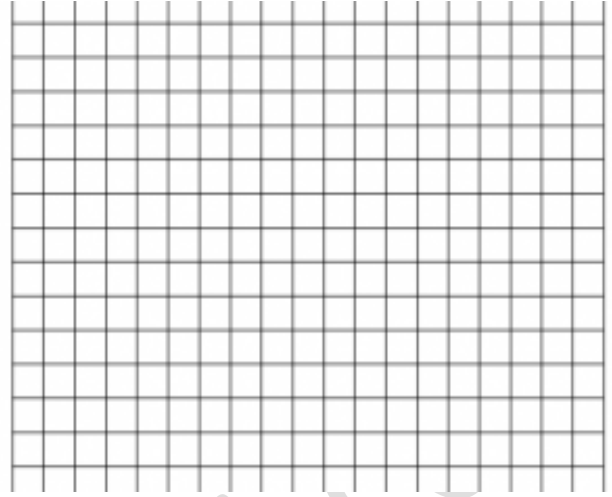
Van der Waals etkileşimlerini öğrenebilmek için üç kavramın iyi bilinmesi gerekir. Bunlar dipol, indüklenmiş dipol ve iyon kavramlarıdır. Bu kavramları inceleyelim.

❖ Dipol Etkileşimleri (Kalıcı Dipol)

Dipol kavramı kovalent bileşikteki polar kavramı ile benzerdir. Bir bileşiğin polar yapıda olması aynı zamanda dipol etkileşime gireceğini gösterir.

Moleküllerin açık yapılarının nasıl yazılacağını, polar olup olmadıklarının nasıl anlaşılacağını örnekler üzerinde öğrenebiliriz.

ÖRNEK:



❖ İndüklenmiş Dipol (Geçici Dipol)

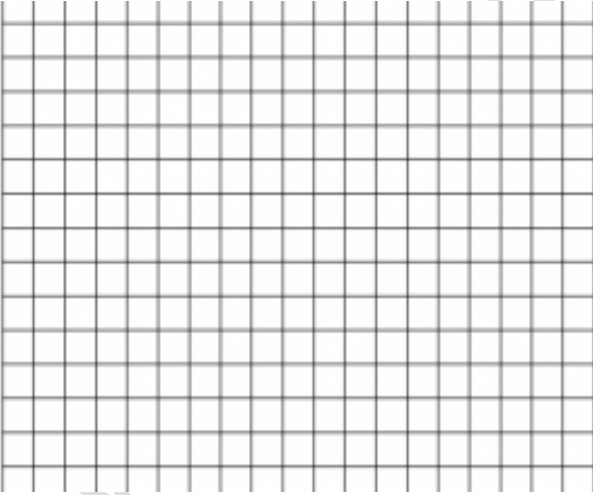
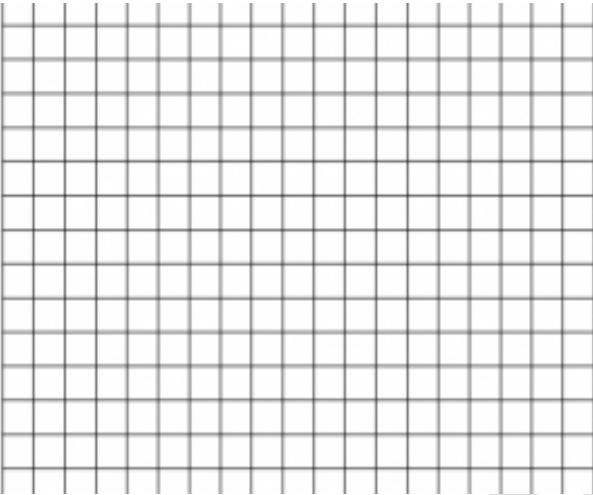
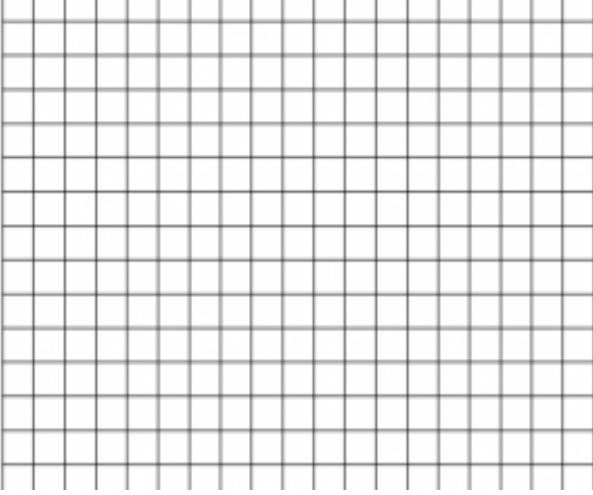
İndüklenmiş dipol kavramı kovalent bağdaki apolar kavramı ile benzerdir. Apolar moleküller aynı zamanda indüklenmiş dipol etkileşime girecektir.

Moleküllerin yapılarını ve indüklenmiş dipol etkileşiminin nasıl anlaşılacağını örnekler üzerinde öğrenebiliriz.



ÜNİTE 3 KİMYASAL TÜRLER ARASI ETKİLEŞİMLER

ÖRNEK:



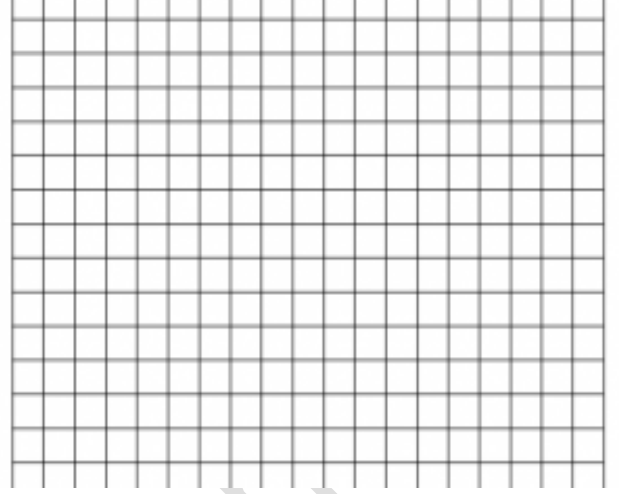
UYARI: İndüklenmiş dipol – indüklemiş dipol etkileşimlerine London Kuvvetleri de denir.

❖ İyon

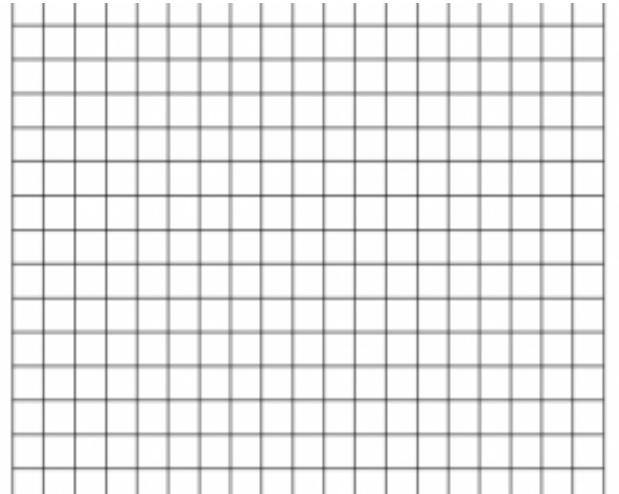
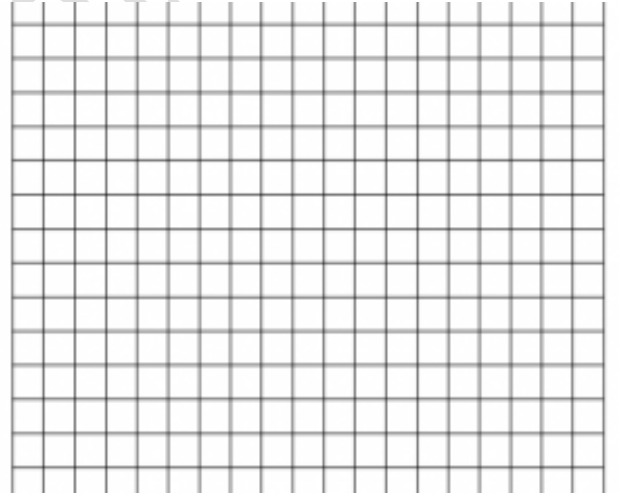
Metal atomları ile ametal atomları arasında elektron alışverişi yoluyla oluşan bileşiklerin iyonik bileşik

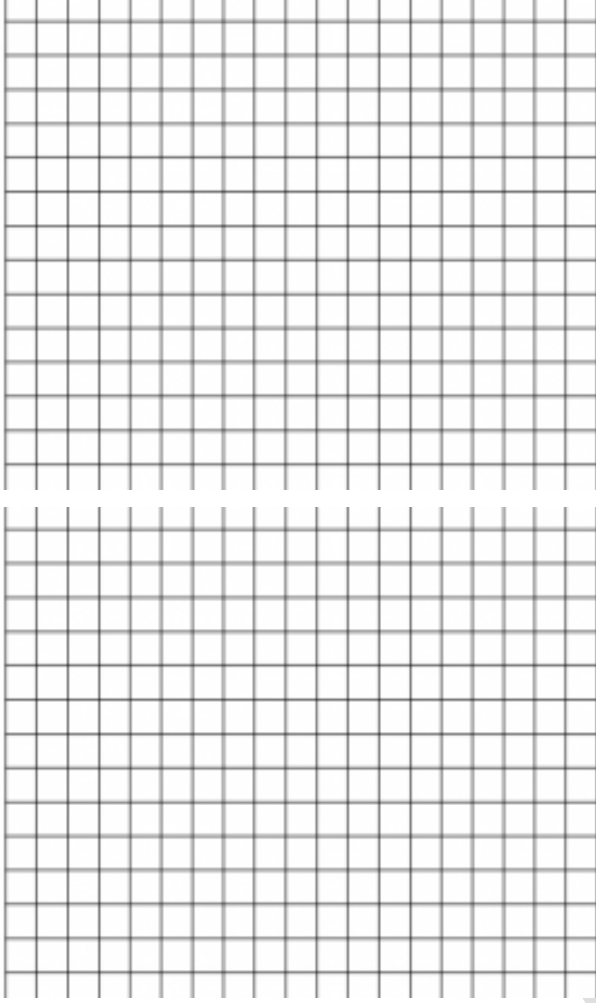
olduğunu öğrenmiştik. Hem iyonik bileşikler hem de iyonlar bu sınıfta kabul edilmektedir.

ÖRNEK:



➤ Van der Waals etkileşim örnekleri





- Van der Waals etkileşimlerinin güçleri arasındaki kıyaslama aşağıdaki gibidir.

London kuvvetleri <indüklenmiş dipol-dipol <iyon-dipol <dipol-dipol <hidrojen bağları

❖ Fiziksel ve Kimyasal Değişimler

Fiziksel ve kimyasal değişimleri en sade haliyle açıklarsak; bir tepkime sonunda maddenin kimlik yapısı değişiyorsa kimyasal değişim, maddenin kimliğinde bir değişiklik olmuyorsa sadece renk, şekil gibi özellikleri değişiyorsa değişimi fiziksel olarak sınıflandırabiliriz.

Başka bir yorumda bulunursak, gerçekleşen tepkimenin geri dönüşümü kolay ise fiziksel değişim, geri dönüşümü yok ya da zor ise kimyasal değişim olmuştur.

Fiziksel ve kimyasal değişim örnekleri aşağıdaki gibidir.

- **Fiziksel değişim örnekleri**
 - Tüm hal değişimleri

- Suyun donması
- Buzun erimesi
- Tuzların suda çözünmesi
- Kalemın kırılması
- Yoğurttan ayran yapılması
- Camın kırılması
- Gökkuşuğu oluşumu
- Metallerin elektriği iletmesi
- Mumun erimesi
- Camın buğulanması
- Küp şekerin toz haline getirilmesi

➤ Kimyasal değişim örnekleri

- Tüm yanma tepkimeleri
- Çözeltilerin elektriği iletmesi
- Yaprığın sararması
- Sindirim
- Fotosentez
- Solunum
- Mayalanma
- Çürüme, ekşime
- Metallerin oksitlenmesi (paslanma)
- Asit baz tepkimeleri
- Küflenme
- Betonun kuruması
- Yağlı boyanın kuruması
- Çökelti oluşumu
- Hava yastıklarının açılması
- Elektroliz
- Yemeklerin pişmesi
- Sütten yoğurt yapımı

Yukarıdaki örnekler arttırılabilir. Size verilen örnekler sorularda çokça sorulan değişimlerdir. Bunlar dışında karşılaştığımız örnekleri öğrendiğiniz bilgilerle yorumlayarak fiziksel mi kimyasal mı olduğunu anlayabilirsiniz.

