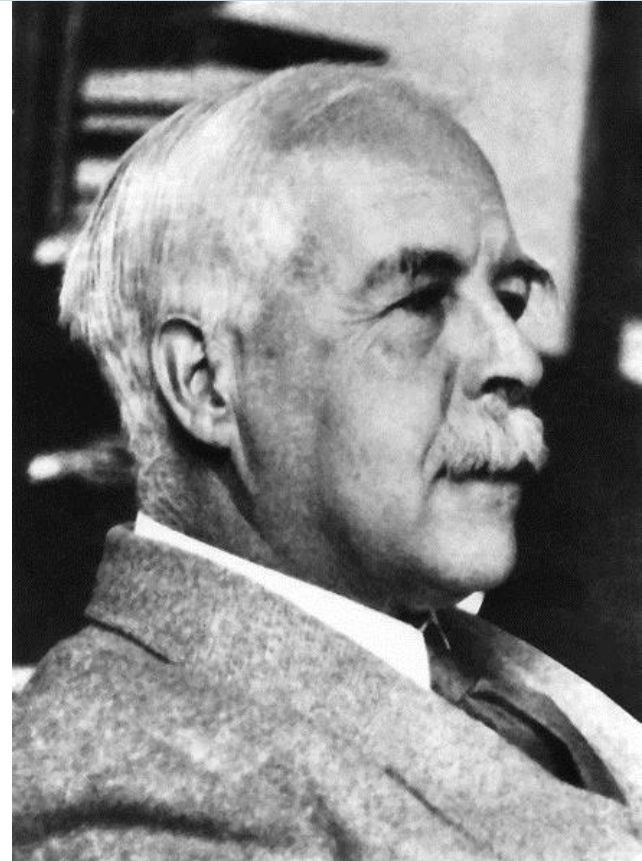


Kimyasal Bağlar

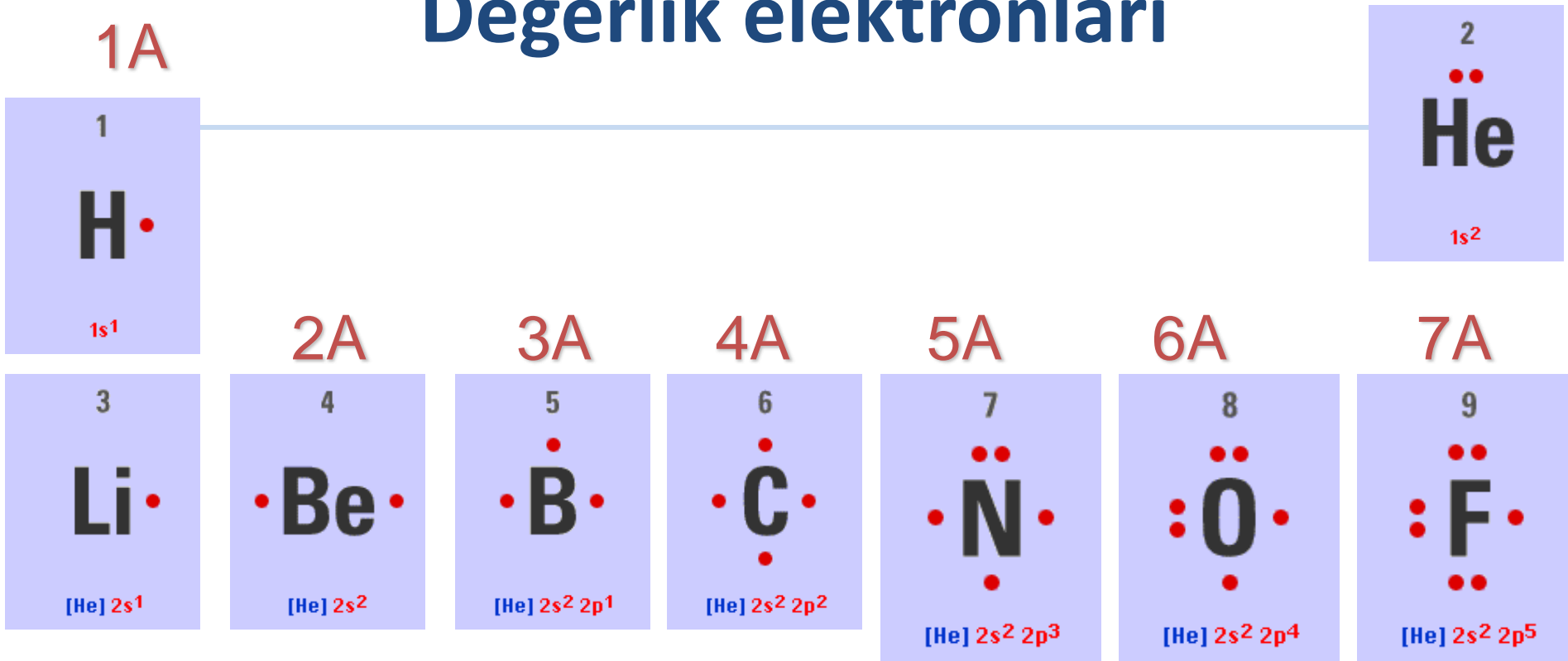
- **Kimyasal bağ:** iki ya da daha fazla atomu bir arada tutan kuvvet.
- **İyonik bağ** metal – ametal arasında elektron transferiyle oluşur
- **Kovalent bağ** atomlar arasında elektronların ortaklaşa kullanılmasıyla oluşur. Genellikle ametaller arasında görülür.
- **Metalik bağ:** saf metal atomlarının bir arada tutan kuvvettir.

Lewis Teorisi

- Kimyasal bağlarda değerlik elektronları rol alır.
- e^- transferi – iyonik bağ.
- e^- ortaklaşması – kovalent bağ
- e^- transferi ya da ortaklaşması ile atom soygaz konfigürasyonuna sahip olur
 - *OKTET*



Değerlik elektronları



Değerlik elektronları sayısı grup numarasına eşittir

Lewis gösterimleri

- Lewis simgesi, element simgesi ve dış kabuk (değerlik) elektronlarını gösteren noktalardan oluşur.
- Ör: Si: $1s^2 2s^2 2p^6$ $3s^2 3p^2$

Si

N

P

As

Sb

Bi

Al

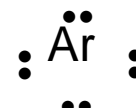
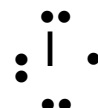
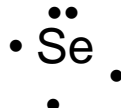
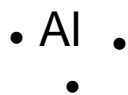
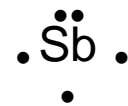
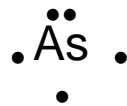
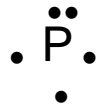
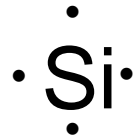
Se

I

Ar

Lewis gösterimleri

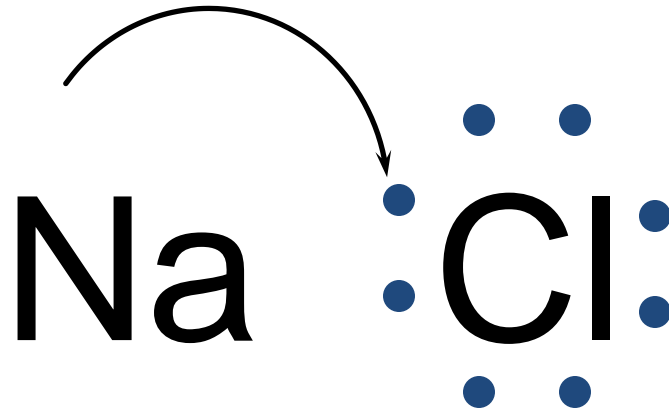
- Lewis simgesi, element simgesi ve dış kabuk (değerlik) elektronlarını gösteren noktalardan oluşur.
- Ör: Si: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^2$



İyonik Bağ

- Anyonlar (- yükler) ve katyonlar (+ yükler) zıt yükler sayesinde bir arada tutunurlar
- İyonik bileşikler –TUZLAR
- İyonik bağ elektron transferi ile meydana gelir (elektron kaybı ya da kazanımı)
- Elektron transferi ile soy gaz düzenine geçilir

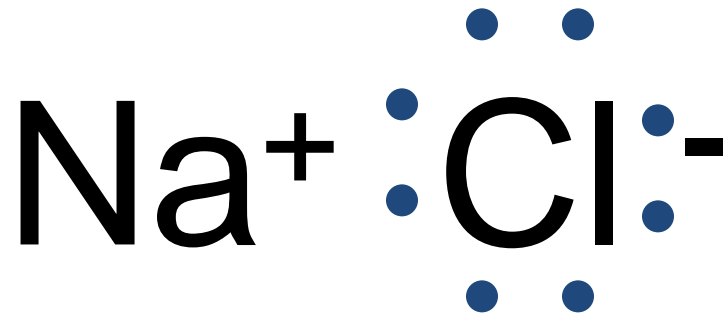
İyonik bağ



Sodyum metali en dış yörüngesindeki bir elektronu vermek ister

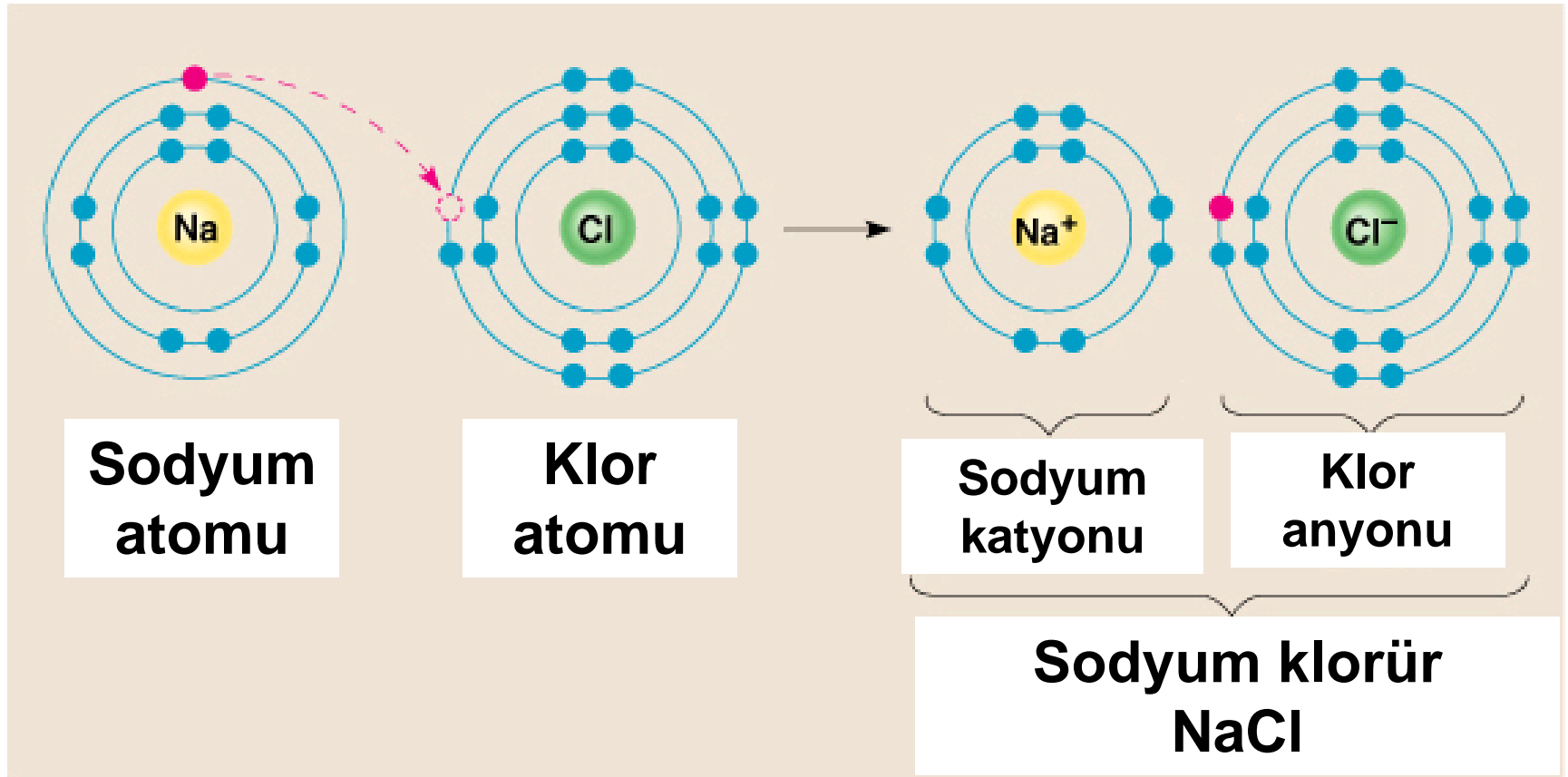
Klor ametali dış yörüngesindeki orbitalini tam dolu yapmak için sodyumdan bir elektron alır

İyonik bağ

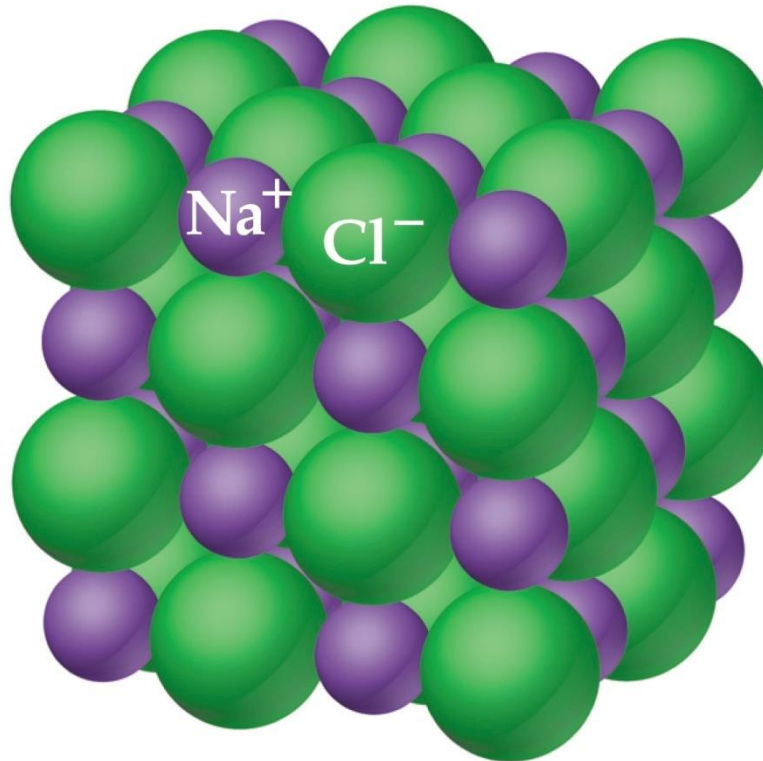


Not: Sodyum katyonu üzerinde nokta kalmadı

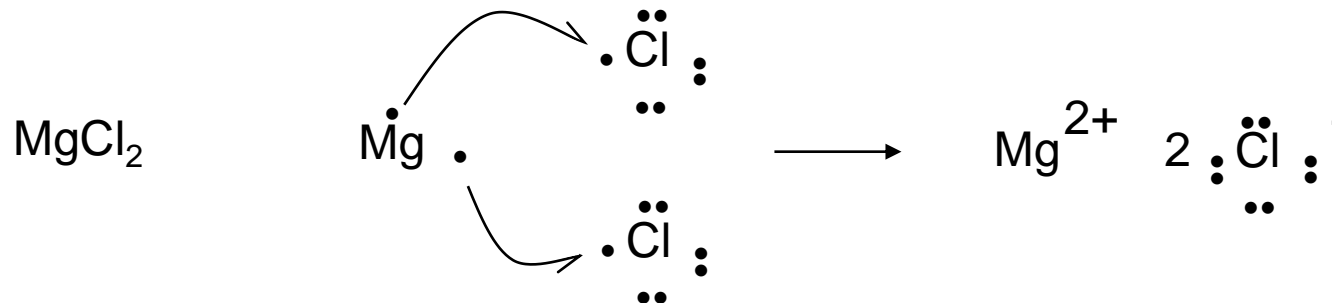
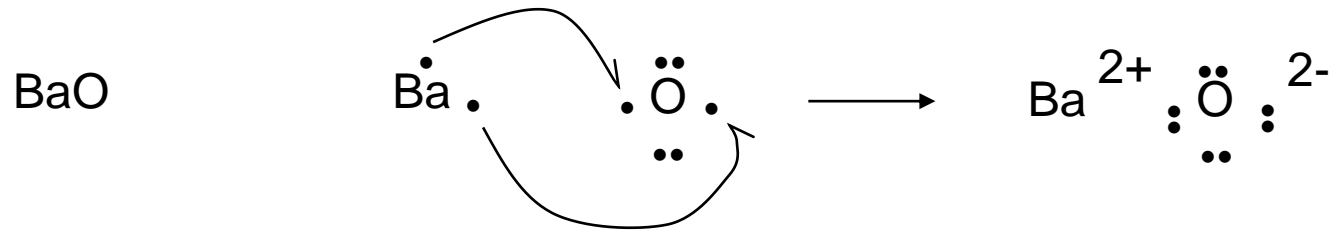
İyonik bağ: NaCl



İyonik bağ: NaCl

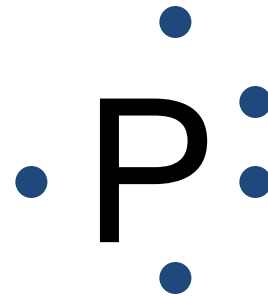


İyonik bileşiklerin Lewis yapıları



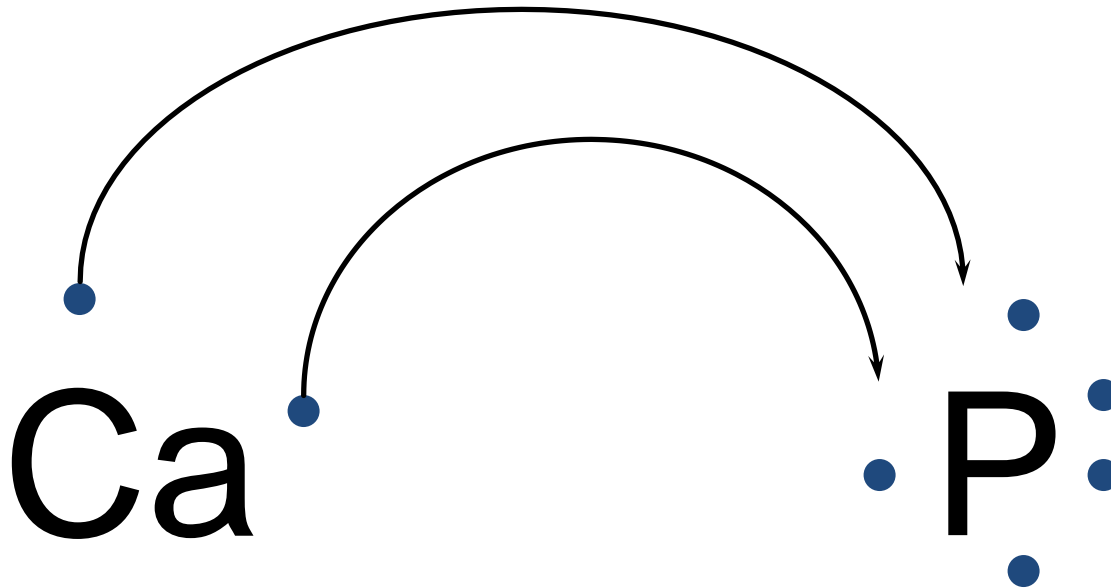
İyonik bağ

Kalsiyum ve Fosfor arasında iyonik bileşiğin oluşumuna bakalım:

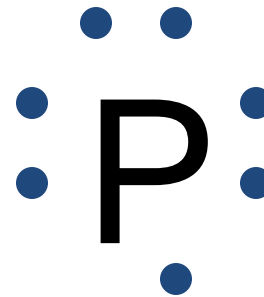


- İyonik bağ oluşurken her atom soygaz düzenine geçer (kararlı hale geçerler)

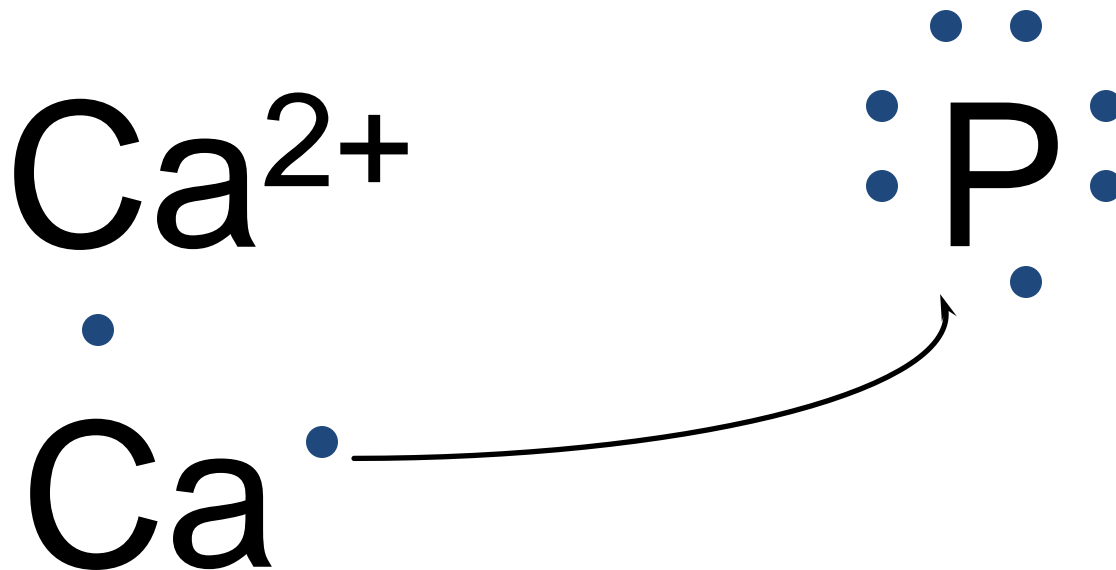
İyonik bağ



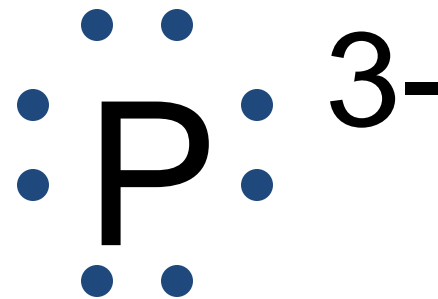
İyonik bağ



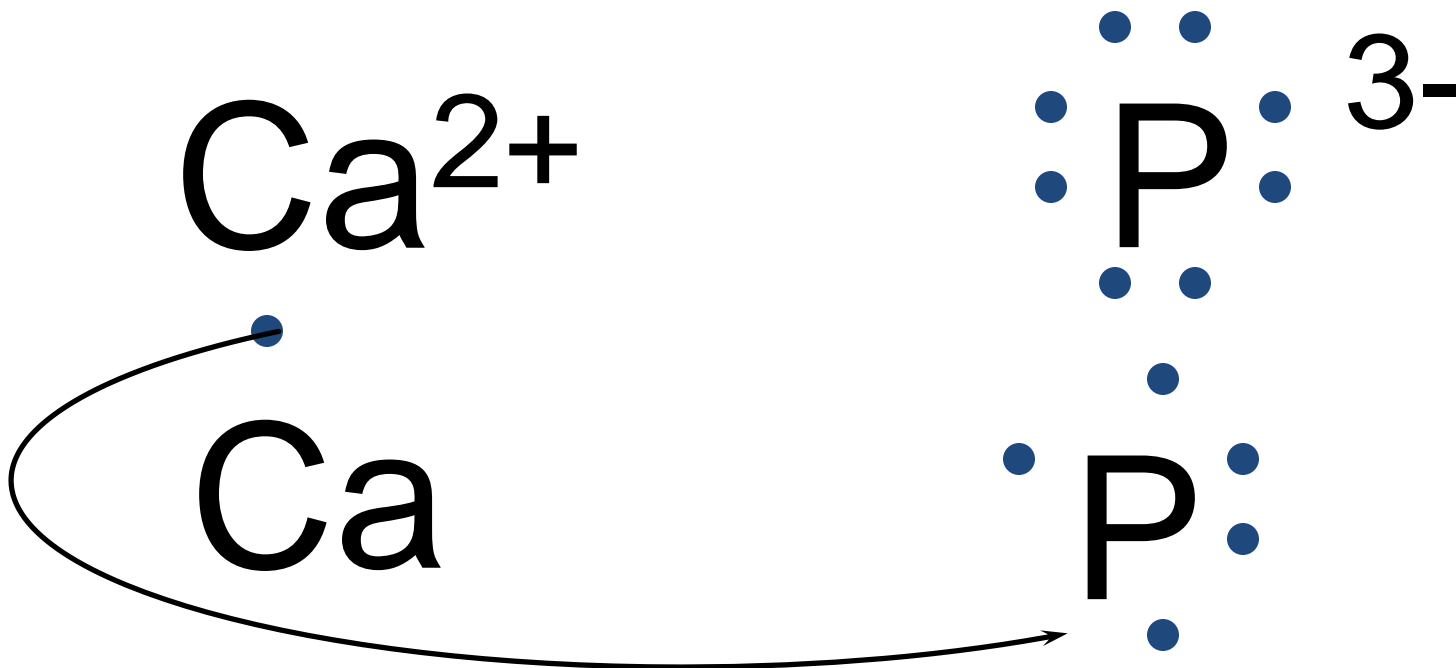
İyonik bağ



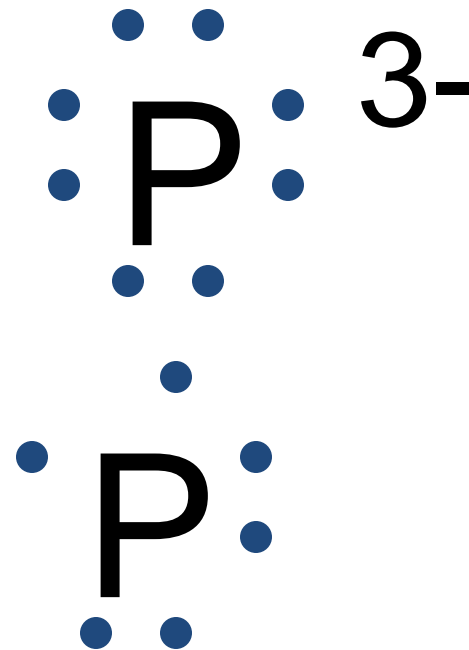
İyonik bağ



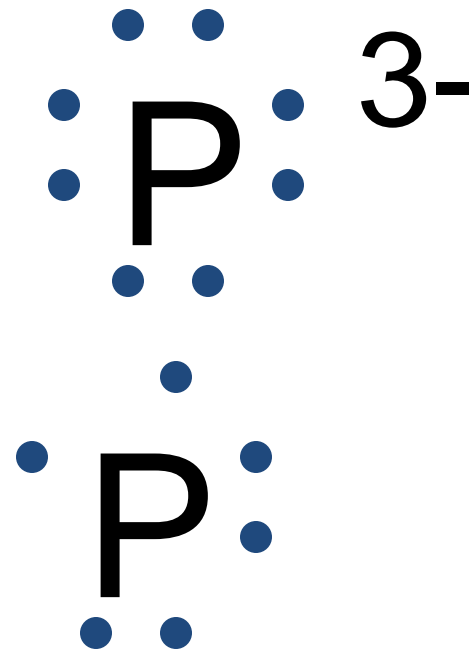
İyonik bağ



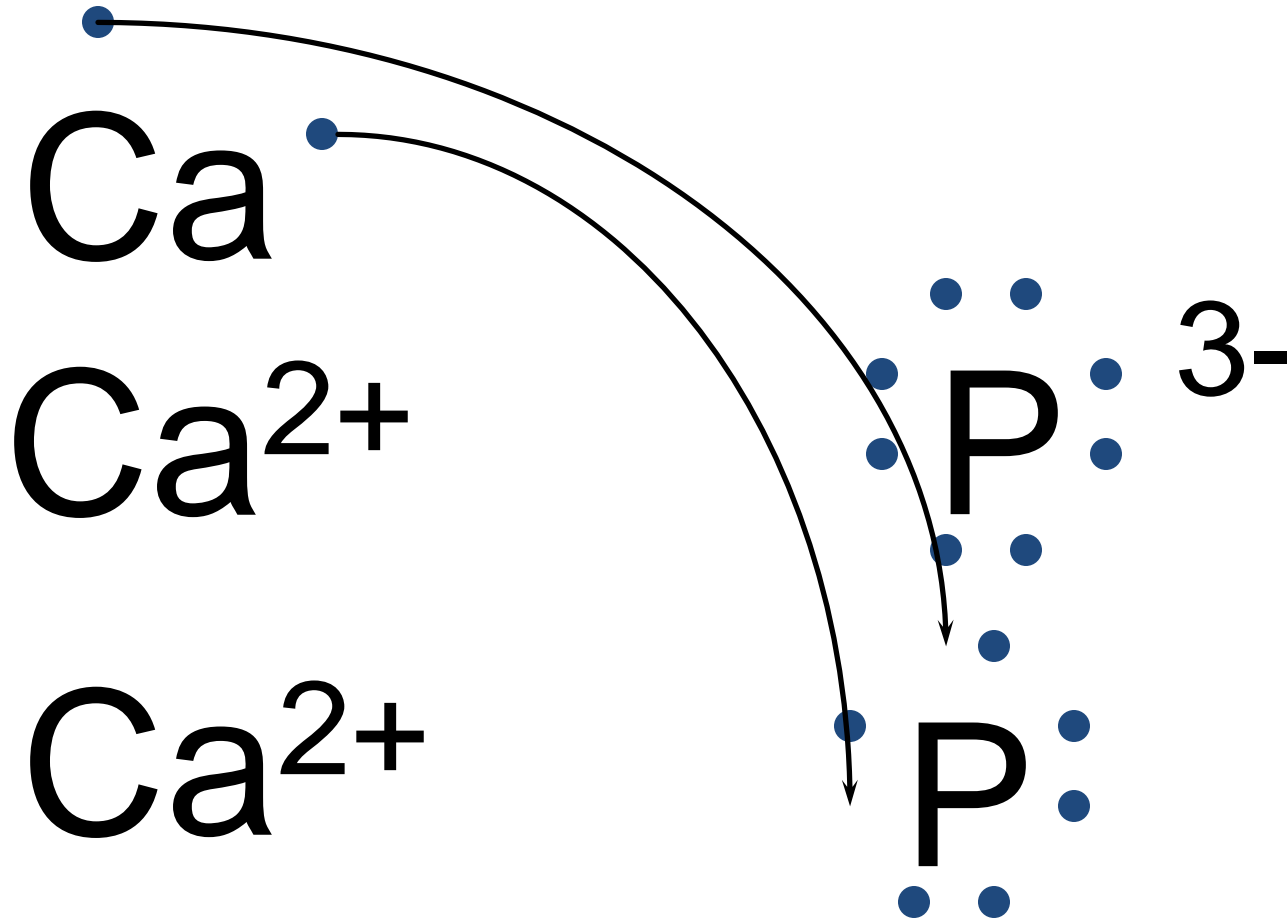
İyonik bağ



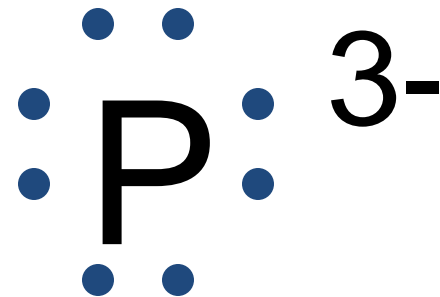
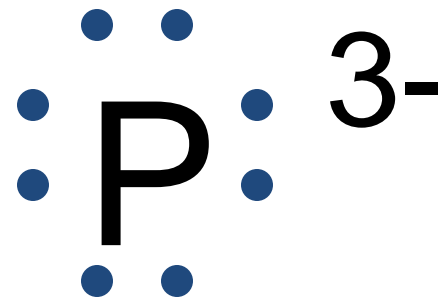
İyonik bağ



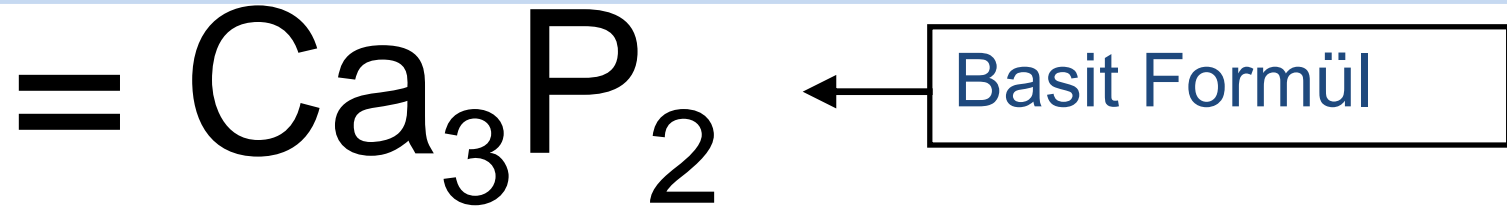
İyonik bağ



İyonik bağ



İyonik bileşik

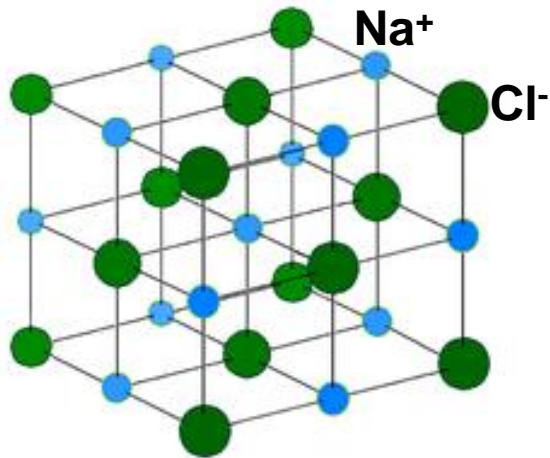


Bu, bileşiği oluşturan en temel birimi ve bu birimdeki atomların sayılarını gösteren KİMYASAL FORMÜLÜ ifade eder

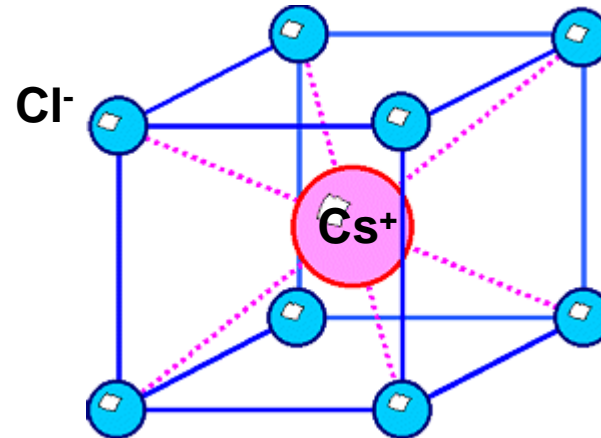
İyonik bileşiklerin özellikleri

1. Kristal katılar - iyonların düzenli yapılar halinde bulundukları katılar
 - İyonlar birbirlerine çok sıkı bağlanırlar
 - Sert katı formlar
2. Kaynama noktaları yüksek
 - **Koordinasyon sayısı** - bir iyonu çevreleyen zıt yüklü iyon sayısı

iyonik kristaller



Sodyum klorür (NaCl)



Sezyum klorür (CsCl)

İyonik bileşikler: Elektrik iletkenliği

- Elektrik iletkenliği iyon hareketliliğine bağlıdır
 - Katılarda iyonlar hareketsizdirler
 - İyonik katılar yalıtkandırlar
 - Eritildiklerinde iyonlar hareket edebilirler
3. Ergimiş iyonik bileşikler elektriği iletirler
- NaCl: yaklaşık 800 °C'de erir.
 - Suda çözündüklerinde de elektriği iletirler(suda iyonlar serbest dolaşırlar!)

Kovalent Bağ

- Ametaller arasındaki bağlardır
- Elektron ortaklaşmasıyla oluşur
- İyonlaşmayan kararlı yapılar oluşur, hiçbir durumda elektrik iletkenliği yoktur
- Ör; O_2 , CO_2 , C_2H_6 , H_2O , SiC

Kovalent Bağ

- **Ametaller** değerlik elektronlarını kaybetmezler.
- Bağ yapmak için elektron vermezler
 - Yine de soygaz konfigürasyonuna sahip olmak isterler
- Bunu da elektronları aralarında ortaklaşa kullanarak başarırlar= kovalent bağ
- Ortaklaşa kullanımla, **her iki atom** son yörüngelerini soygaz düzenine getirmiş olur

Kimyasal Bağlar

Bağ türü	tekli	ikili	üçlü
e sayısı	2	4	6
Gösterim	—	=	≡
Bağ derecesi	1	2	3
Bağ gücü	Tekliden üçlüye doğru artar		
Bağ uzunluğu	Tekliden üçlüye doğru azalır		

Kimyasal Bağlar

Bağ	Bağ uzunluğu (Å)	Bağ	Bağ uzunluğu (Å)
C—C	1.54	N—N	1.47
C=C	1.34	N=N	1.24
C≡C	1.20	N≡N	1.10
C—N	1.43	N—O	1.36
C=N	1.38	N=O	1.22
C≡N	1.16		
		O—O	1.48
C—O	1.43	O=O	1.21
C=O	1.23		
C≡O	1.13		

Moleküler Bileşikler

- Kovalent bağlı bileşikler(Su, veya Karbondioksit)
- Moleküler bileşikler iyonik bileşiklere göre daha düşük erime ve kaynama noktalarına sahiptirler – kovalent bağ iyonik bağ kadar kuvvetli değildir!

Moleküler Bileşikler

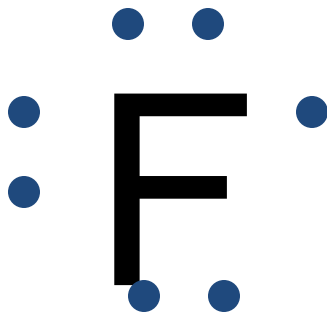
- Moleküler bileşikler oda sıcaklığında gaz ya da sıvı halde bulunmak isterler
- Moleküler bileşikler molekül formülleri ile gösterilirler
- Molekül formülü, molekülün her element atomundan kaç tane içerdiğini gösterir

Moleküler Bileşikler

- Suyun molekül formülü: H_2O
 - Hidrojenin altındaki 2 formülde 2 H atomu olduğunu gösterir; eğer bir atom varsa herhangi bir sayı yazılmaz
 - Molekül formülü yapı hakkında (atomların düzeni) bilgi vermez

Kovalent bağ oluşumu

- Florün 7 tane değerlik elektronu vardır (ancak 8 tane olmasını ister)



Kovalent bağ oluşumu

- Florün 7 tane değerlik elektronu vardır
- İkinci atomunda 7 elektronu var



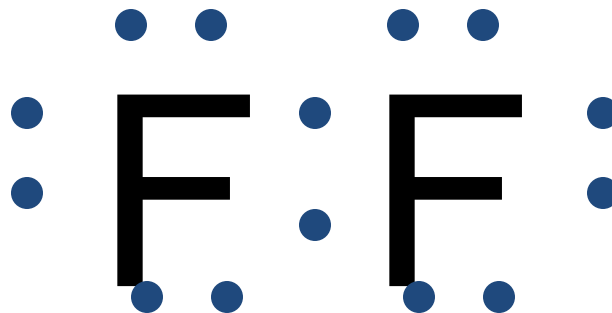
Kovalent bağ oluşumu

- Florün 7 tane değerlik elektronu vardır
- İkinci atomunda 7 elektronu var
- Elektronları paylaşarak....



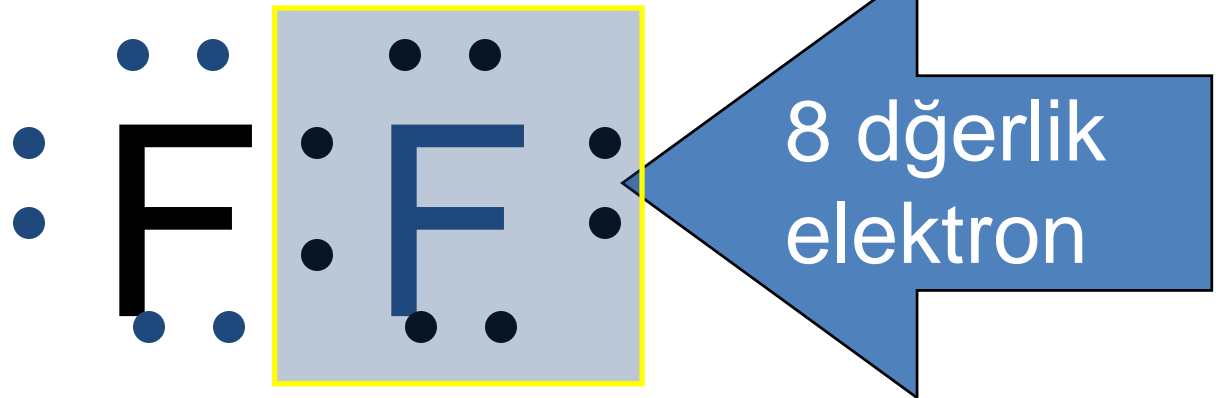
Kovalent bağ oluşumu

- Florün 7 tane değerlik elektronu vardır
- İkinci atomunda 7 elektronu var
- Elektronları paylaşarak....
- **Son yörüngelerinde 8'er elektron görünür!**



Kovalent bağ oluşumu

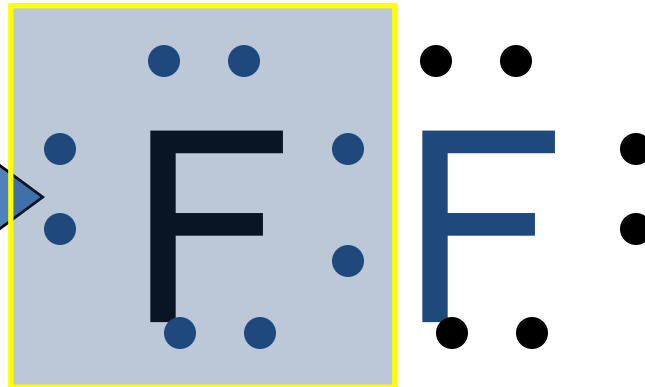
- Florün 7 tane değerlik elektronu vardır
- İkinci atomunda 7 elektronu var
- Elektronları paylaşarak....
- Her iki tarafta da 8 elektron



Kovalent bağ oluşumu

- Florün 7 tane değerlik elektronu vardır
- İkinci atomunda 7 elektronu var
- Elektronları paylaşarak....
- Her iki tarafta da 8 elektron

8 değerlik
elektron



Lewis yapısının çizimi

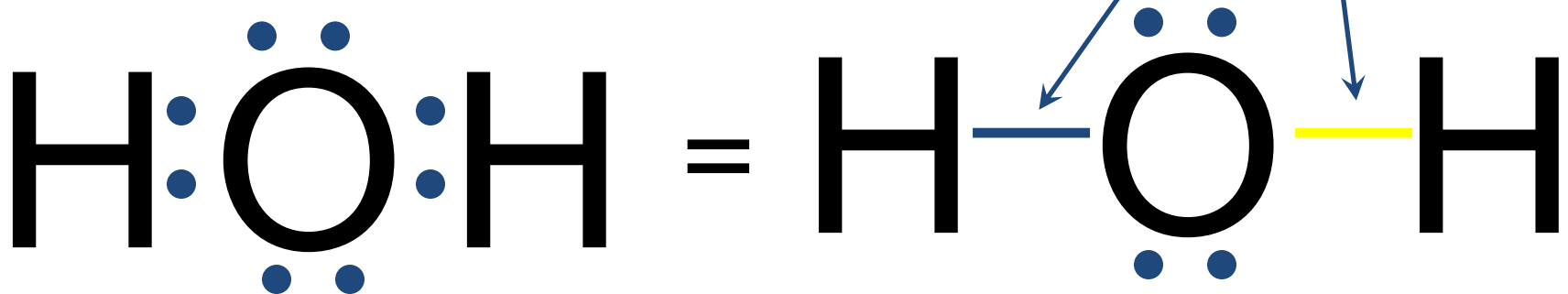
Adım adım takip edilecek metod

1. Merkez atomu tespit et (C varsa her zaman merkez atom; H asla merkez atom olamaz)
2. Toplam değerlik elektronu sayısı [Yükü varsa onu da düşün]
3. İskelet yapıyı tayin et; atomları birer bağ (1 bağ= 2 e) ile birleştir
4. Çevre atomların değerlik elektronlarını 8'e tamamla
5. Kalan elektronları merkez atom üzerine yerleştir.
6. Eğer merkez atom oktete ulaşmamışsa, bağ yapmamış elektron çiftlerini kullanarak oktete ulaşana dek çoklu bağ oluşturun.

Su, H₂O

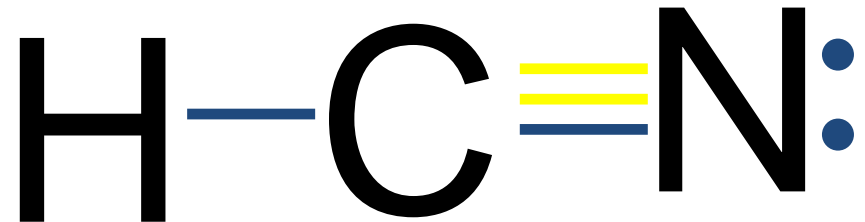
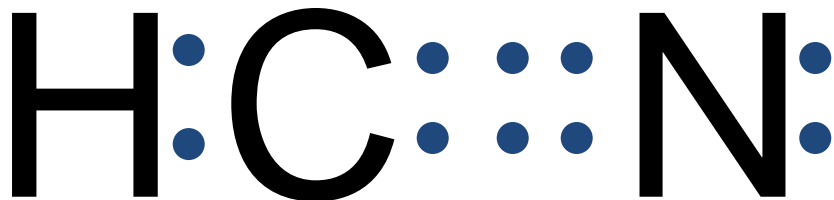
- Merkez atom O
- Toplam 8 değerlik elektronu (= DE)
- Hidrojenin son yörüngesini 2 elektrona tamamla
- Kalan değerlik elektronlarını O üzerinde bağ yapmamış elektron çiftleri olarak koy
- Bütün atomların oktetini kontrol et (Hidrojen için oktet 2 elektron demek)

Sigma bağı



Hidrojen siyanür, HCN

- Merkez atom C
- toplam 10 DE
- Atomları birer sigma bağı ile birleştirelim
- Kalan DE'leri önce çevre atomların oktetini için kullanalım
- Kalan DE'leri merkez atom üzerinde bağ yapmamış çiftler olarak göster
- Her atom için oktetini kontrol et; eksik oktet varsa, oktetini tamamlayıncaya dek bağ yapmamış e çiftlerini kullanarak çoklu bağ oluşturun.



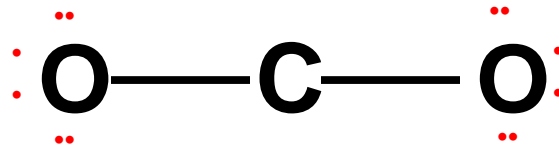
Karbondioksit, CO₂

1. Merkez atom = C
2. DE = 16
3. Sigma bağları ile bağlayalım



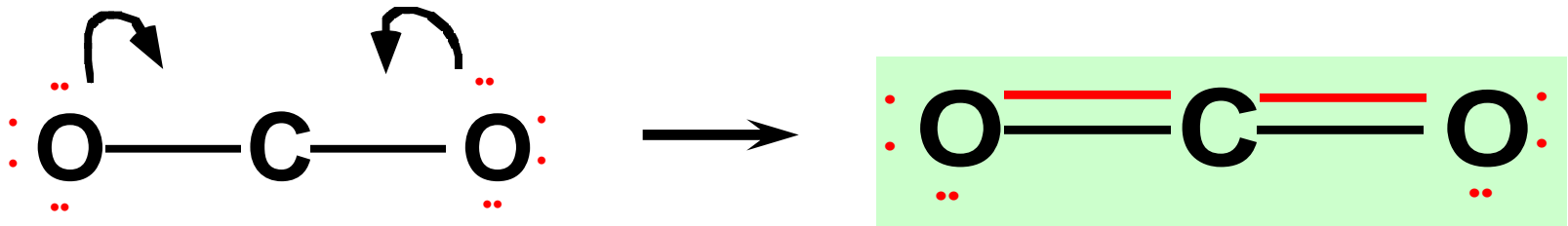
geriye 6 elektron çifti (12 e) kaldı

4. Çevre atomların okteti tamamlanır



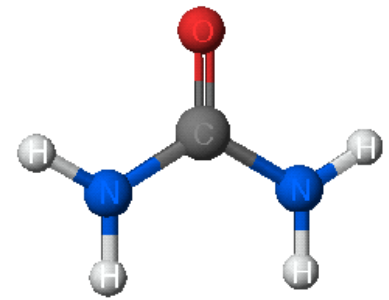
Karbondioksit, CO₂

5. Karbonun oktetini tamamlamak için C ve O arasında çift bağ oluştururuz



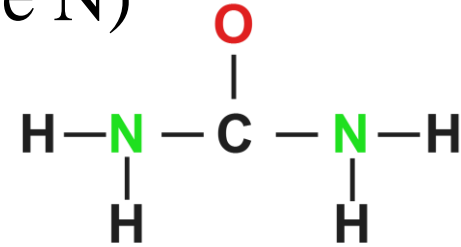
İkinci bağlar (kırmızı ile gösterilen) **pi** (π) bağları olarak adlandırılır.

Üre, $(\text{NH}_2)_2\text{CO}$

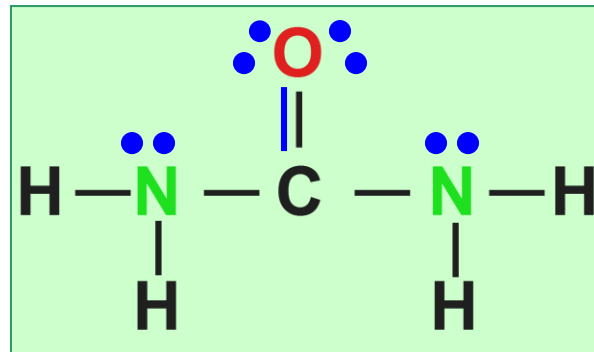


1. DE sayısı = 24 e⁻ (merkez atom C ve N)
2. Sigma bağlarını göster.

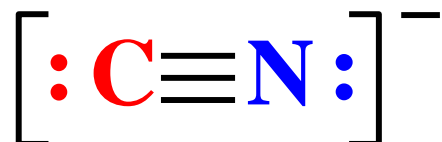
Kalan DE = 24 - 14 = 10 e⁻



3. DE'leri çevre atomların üzerinde yerleştir
4. Atomların oktetlerini kontrol et; karbonun oktetini tamamlamak çoklu bağ yap

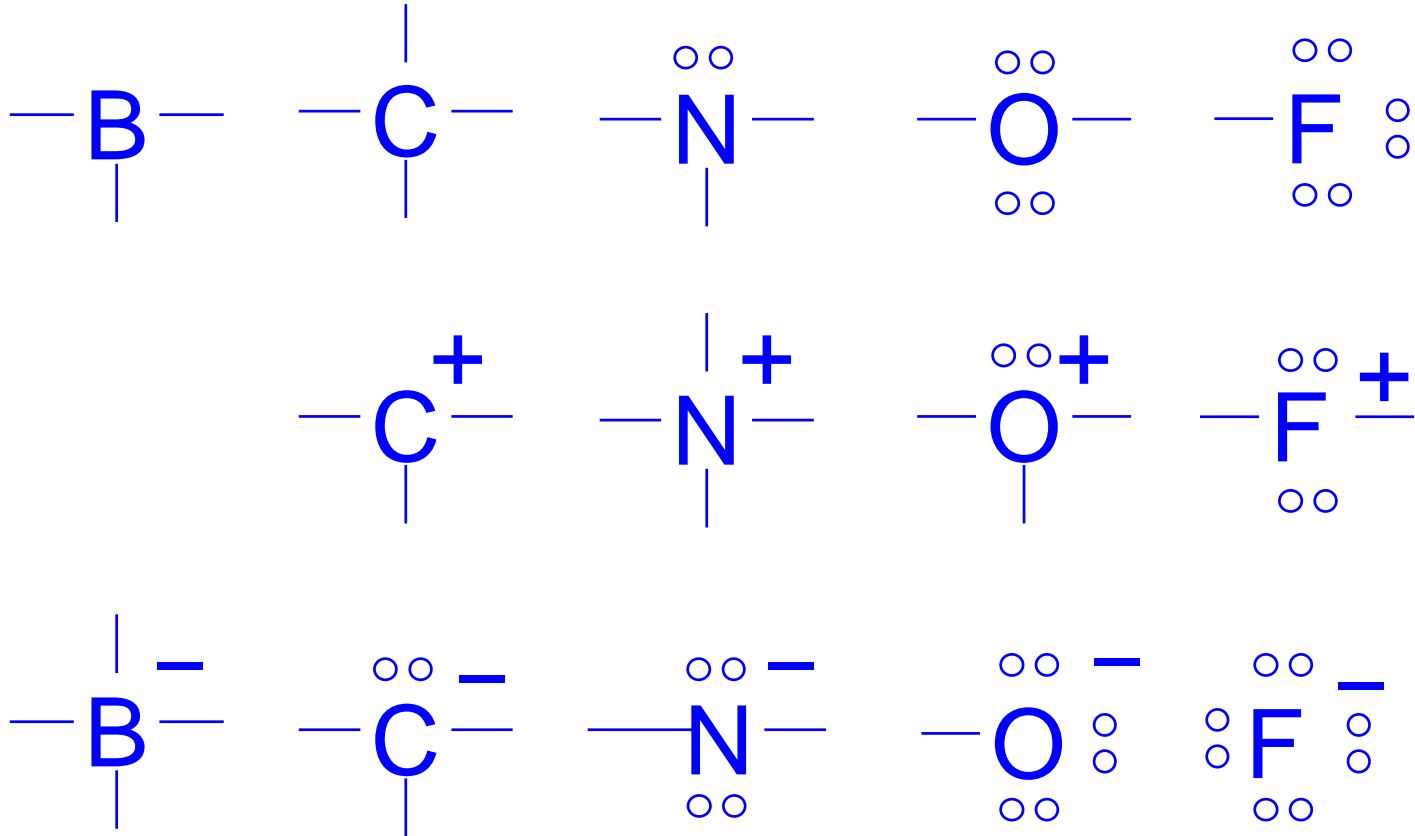


Formal yük



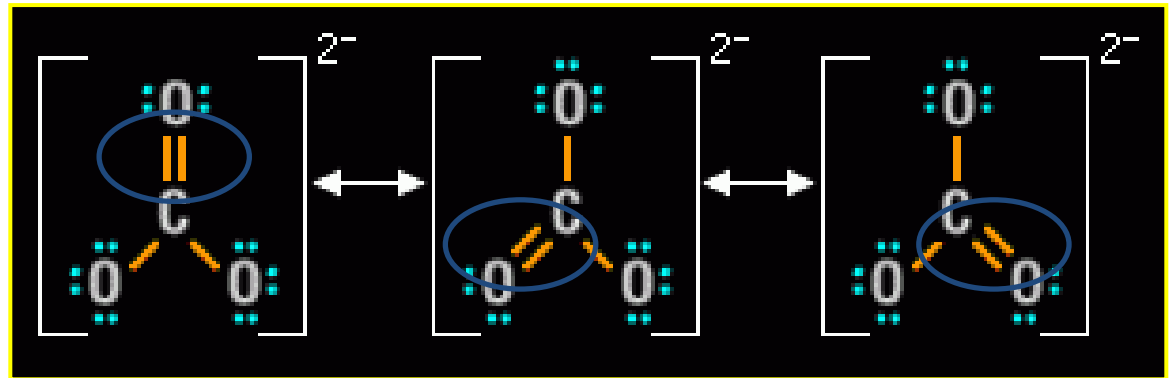
- **Formal yük** = Grup numarası – (Ortaklanmamış elektron sayısı + Bağ sayısı)
- **C için:**
 - Değerlik elektron sayısı 4; (periyodik cetvelde 4A grubunda).
 - Lewis yapısında C üzerinde 3 tane üçlü bağdan ve 2 tane bağ yapmamış elektron olmak üzere toplam 5 elektron bulunmaktadır.
 - Formal yük: $4 - 5 = -1$.

Formal yük

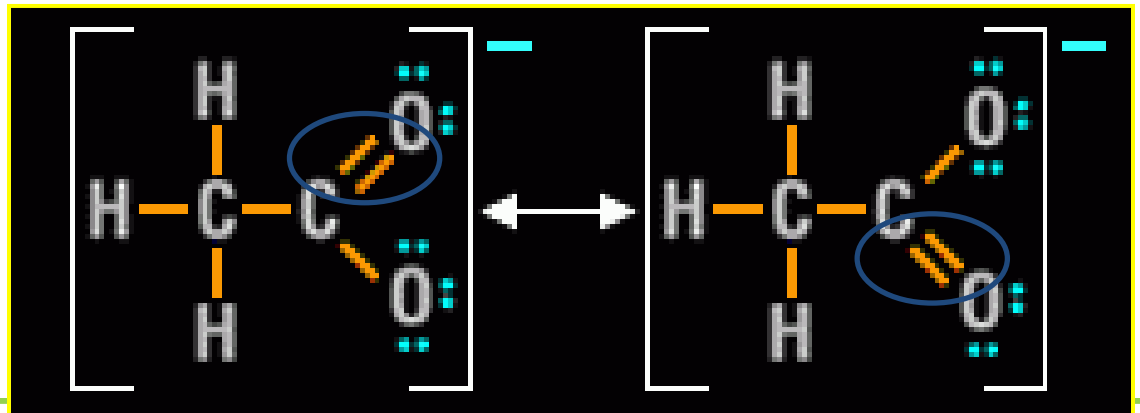


Rezonans

Karbonat
iyonunda
(CO_3^{2-})
rezonans:



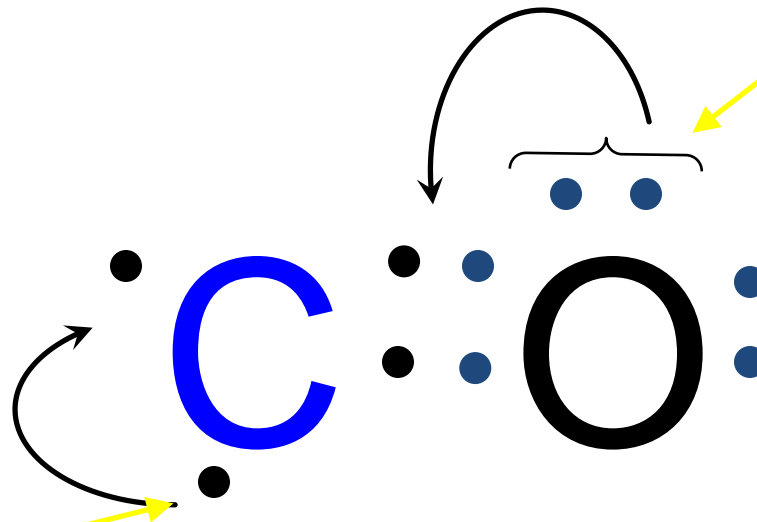
Asetat($\text{C}_2\text{H}_3\text{O}_2^{1-}$)
iyonunda
rezonans:



Koordine kovalent bağ

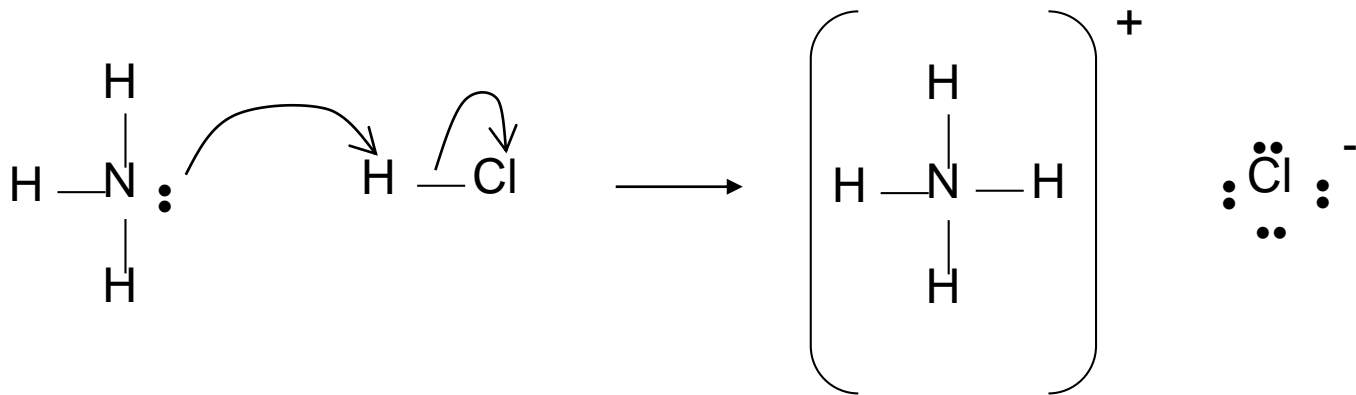
- Bir atom kovalent bağa 2 elektron verdiği zaman
- Karbonmonoksit:

Tek C elektronları bir araya gelerek bağ yapmamış elektron çifti oluşturur



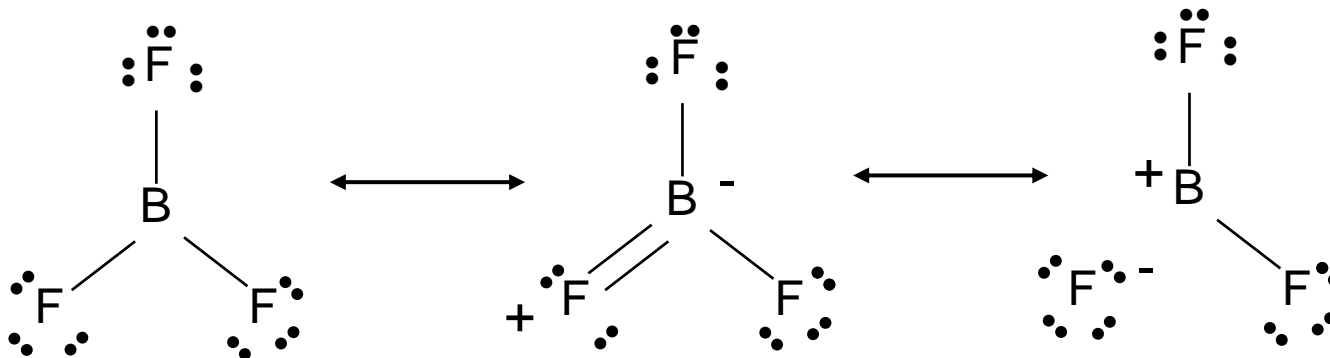
Oksijen bu elektronların ikisini de vererek kovalent bağ oluşturur

Koordine kovalent bağ



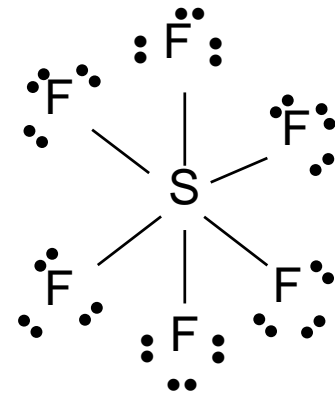
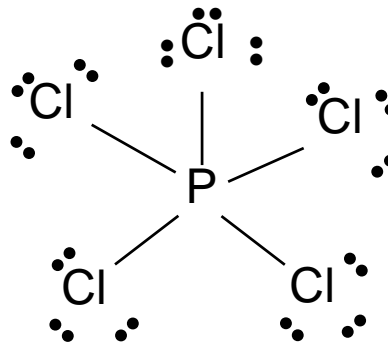
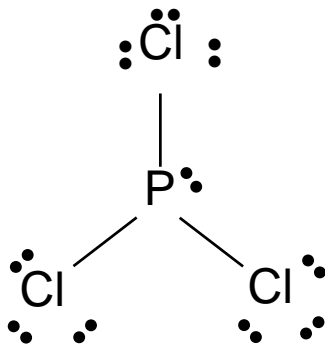
Oktet kuralından sapmalar

- Eksik oktet



Oktet kuralından sapmalar

- Genişlemiş oktet



Valens bağ teorisi (VSEPR)

- Molekülün 3 boyutlu şeklini tespit etmek için
 - Valens elektronları = dış yörünge elektronları = değerlik elektronları
 - Elektron çifti itmesi = elektron çiftleri bir birinden mümkün olduğunca uzak duracak şekilde bir birlerini iterler
- Bağ açıları bulunabilir

VSEPR teorisi

- Hem bağ yapmış ve hem de bağ yapmamış valens elektron çiftlerinin sayısına dayanmaktadır
- Bağ yapmamış elektron çiftine ***yalın çift*** denir

VSEPR teorisi

■ VSEPR Teorisi

- Elektron çiftleri ister bağ elektronları olsun; ister yalın elektron çiftleri olsun bir bir birlerini iterler

Elektron çiftlerinin itme kuvveti büyüklükleri;

Yalın çift – yalın çift > yalın çift – bağ çifti > bağ çifti – bağ çifti

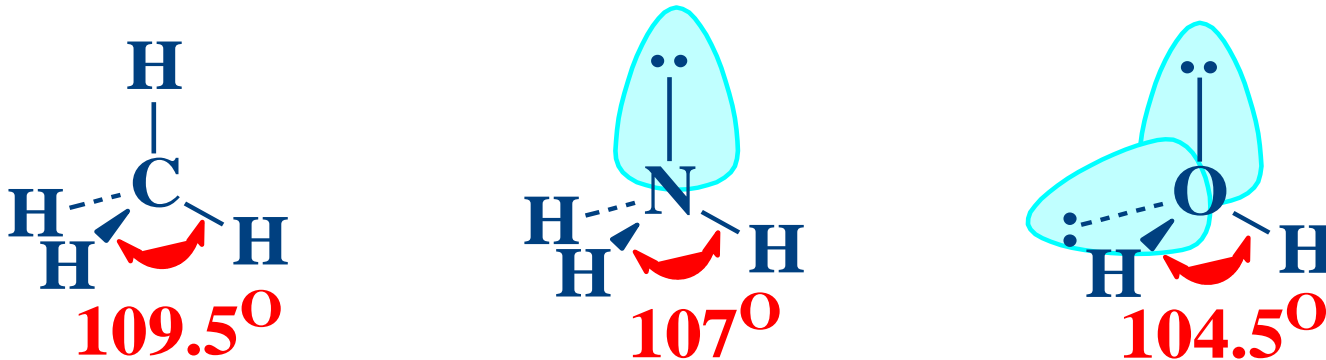
- Elektron çiftleri atom üzerindeki itme kuvvetlerini minimuma indirecek şekilde düzen sağlarlar
- Elektron grup geometrisi – e^- çiftlerinin dağılımı.
- Moleküler geometri – molekülün 3 boyutlu şekli

VSEPR teorisinin uygulanması

- Uygun Lewis yapısı çizilir
- **Bağ elektron çiftleri** ve yalın **elektron çiftleri** tespit edilir
- Elektron grup geometrisi tespit edilir
- Molekül geometrisi tespit edilir

VSEPR teorisinin uygulanması

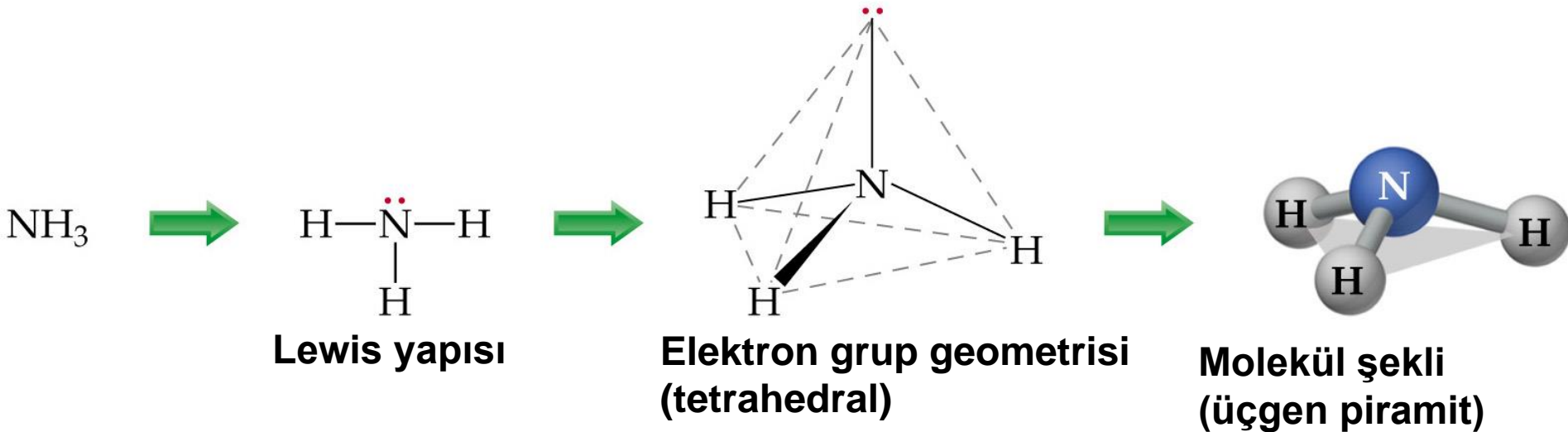
Yalın elektron çiftlerinin bağ açısına etkisi



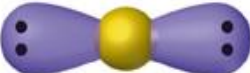

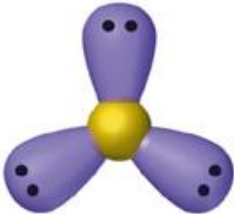
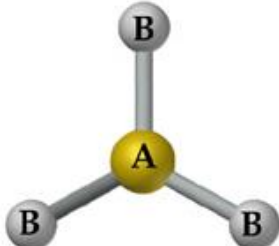
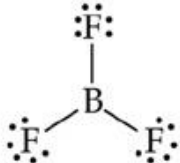
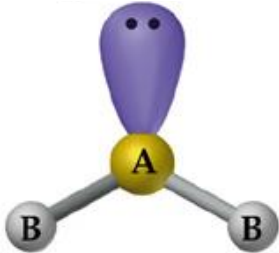
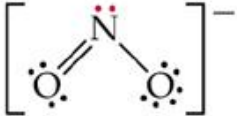
- Merkez atom üzerinde bağ yapmamış elektron çifti sayısı arttıkça bağ açısı azalır

VSEPR teorisinin uygulanması

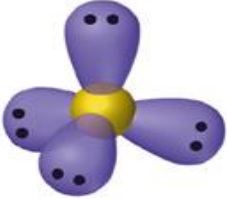
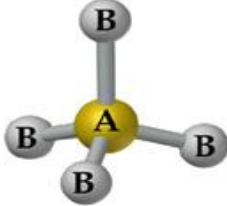
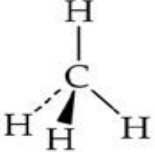
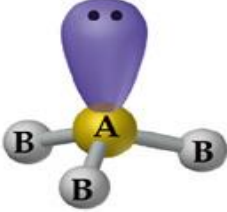

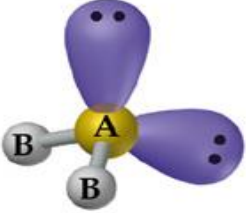

- Elektron grup geometrisini bulmak için:
 - Lewis yapısı çizilir,
 - Merkez atom etrafındaki elektron çifti (hem bağ çiftleri; hem de bağ yapmamış yalın elektron çiftleri) sayısı tespit edilir,
 - Elektron çiftleri e^-e^- itme kuvvetlerini minimize edecek uygun geometri tespit edilir. Dikkat: Çoklu bağlar tek bağ gibi düşünülür!



VSEPR modelleri

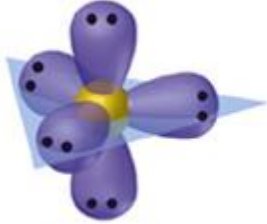
Elektron Çifti sayısı	Elektron grup geometrisi	Bağ elektronları çifti	Yalın elektron çifti	Molekül geometrisi	Lewis Yapısı
2	 Lineer	2	0	 Lineer	$\ddot{\text{O}}=\text{C}=\ddot{\text{O}}$
3	 Düzlemsel üçgen	3	0	 Düzlemsel üçgen	
		2	1	 Kırık doğru	

VSEPR modelleri

Elektron Çifti sayısı	Elektron grup geometrisi	Bağ elektronları çifti	Yalın elektron çifti	Molekül geometrisi	Lewis Yapısı
4	 Düzgün dörtyüzlü	4	0	 Düzgün dörtyüzlü	
		3	1	 Üçgen piramit	
		2	2	 Kırık doğru	

VSEPR modelleri

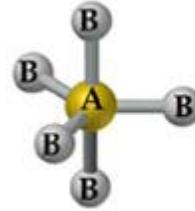
5



Üçgen bipiramit

5

0

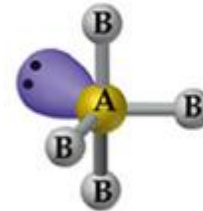


PCl_5

Üçgen bipiramit

4

1

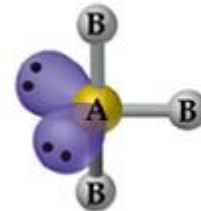


SF_4

Tahtarevalli

3

2

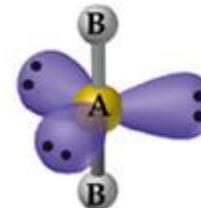


ClF_3

T- şekli

2

3



XeF_2

Lineer

VSEPR modelleri

6



Sekiz yüzlü

6

0

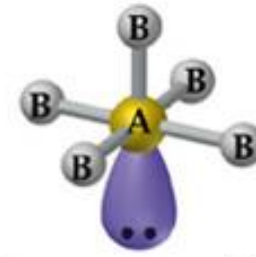


Sekiz yüzlü

SF_6

5

1

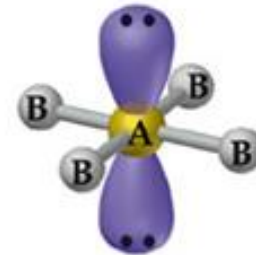


Kare piramit

BrF_5

4

2



Kare düzlem

XeF_4

Polarite

- Bağ polaritesi aşağıdaki gibi gösterilir:

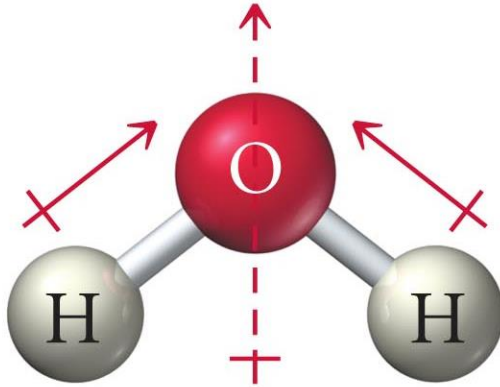


- Kırmızı ok elektronegatifliği yüksek atoma doğrudur

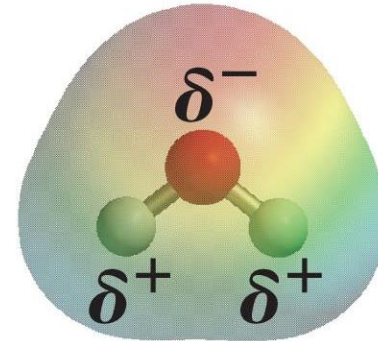
Polar moleküller

- Bağların polarlığının molekülün polarlığına etkisi **molekülün şekline** bağlıdır
 - Suyun yapısında 2 tane polar bağ vardır ve molekül şekli kırık doğrudur. Oksijen daha elektronegatif olduğundan bağ elektronlarını kendine doğru çeker ve bu sayede bağ üzerinde **dipol hareketi** olur. **Eğer molekül üzerinde net dipol varsa molekül Polardır**

Net dipol yönü



© 2011 Pearson Education, Inc.



Polar molekül!

Molekül polaritesi

