

(32) Aray K.

\*

### Yükseltme Basamağı:

Yükseltme basamağı, bir atomun molekül içinde sahip olduğu dışarıya elektrik yüküdür. Sıfır, pozitif, negatif, tam sayı kesirli olabilir.

Yükseltme sayıları bulunurken, başta  $\frac{1}{2}$  100 yonit kavaklı olduğu kabul edilerek, atomların değerlik elektronları sayısından, molekülde sahip oldukları varolan elektron sayısını çıkarılır. Örneğin; bir kavaklı bileşik olan  $H_2O$ 'da 6. grup elementi olduğu, hidrojenin daha elektronegatif (3.5 ve 2.1) olduğundan bağ elektronlarının oksijene ait olduğu ve oksijenin son tabakasında  $8e^-$  bulunduğu düşünülür ve yükseltme basamağı;  $6 - 8 = -2$  olarak alınır. H'nin yük basamağı da  $1 - 0 = +1$ 'dir. Benzer şekilde,  $H_2S$ 'de S(-2);  $FeO$ 'da O(+2), Fe(-1);  $SF_4$ 'te S(+4),  $SF_6$ 'de S(+6) yükseltme basamaklıdır.

Birleşme kapasitesi olan "değerlik" yükseltme basamağı ile karıştırılmamalıdır. Değerlik, bir atomun birleşebildiği hidrojen atomları sayısı veya veritliliği tek kavaklı bağ sayısını olarak alınabilir. Bu sayı mutlak bir tam sayıdır, pozitif, negatif veya kesirli bir sayı değildir.

Örnek olarak,  $H_2O$  da oksijenin değeri 2 ile yükseltme basamağı (-2) dir. Halbuki  $H_2O_2$ 'de oksijen (-1) yükseltme basamaklıdır. Değeri 2 bağ verdiğinden 2'dir.

Elementlerin değeri, değerlik tabakasında bulunan elektron tarafından belirlenir. 6. grup elementlerinde, grup numarası veya (8-grup numarası) değeri ve ilk dört grupta bulunan elementlerin değeri sırası 1-2-3-4 ile, beşinci grupta bulunan

yaşanmasında oldukça yararlıdır.

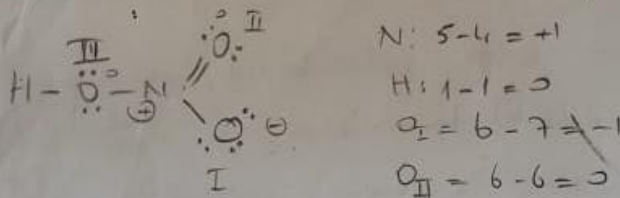
Atom. K. (34)

### Formal yük:

Formal yük de, yükseltgenme basamağı gibi, bazı durumlarda elektron sayısının atomlar arasındaki paylaşımına dayanır. Formal yük, elektron nokta yapısı esas alınarak, yapıdaki kabullere göre, bir molekül içindeki her bir atomun sahip olduğu gözlenen elektron sayısını gösterir. Formal yük bulunurken, tüm bağların, kovalent karakterli olduğu, bağ elektronlarının atomlar tarafından eşit olarak paylaşıldığı ve her bağdan her iki atoma da birer elektron pay ayrıldığı varsayılır kabul edilerek, atomun değerlik elektron sayısından, molekülde sahip olduğu gözlenen elektron sayısını çıkartılır. Gerektiğinde bağlar eşit olarak %100 kovalent karakterlidir. Yani formal yük de, yükseltgenme basamağı gibi bir formalite ile işlenir.

Formal yük =  $\frac{\text{Grup numarası} - \text{Bağ sayısı} - \text{Orbitalsındaki } e^- \text{ sayısı}}{2}$   
Formal yük =  $\frac{[\text{serbest atomdaki değerlik } e^- \text{ sayısı}]}{2} - [\text{molekül veya iyon içindeki atomun sahip olduğu değerlik elektronları sayısını}]$

ÖRNEK  $\text{HNO}_3$  molekülünde atomların formal yüklerini bulun.



\* Not bir molekülde formal yüklerin toplamı sıfır iyonlarda iyon yüküne eşittir.

Formal yükler en küçük yapılar ile daha elektronegatif elementlerde negatif formal yüklerin bulunduğu yapılar daha karlıdır.

Moleküllerde aynı atomların formal yükleri aynı, ancak farklı atomların formal yükleri farklı olabilir.

Formal yükler, Lewis formüllerinin ve rezonans yapılarının doğru olarak yazılmasında, özellikle elektronların konumlandırılmasında yararlıdır.

### Lewis Formülleri

Değerlik tabakası elektronları, element sembollerinin etrafına noktalar şeklinde gösterilir ve elektron çifti bağlar diye de anılarak yazılan formüller Lewis formülleri denir.

Bu formüller doğru olarak yazılacak için aşağıdaki kurallar uygulanmalıdır.

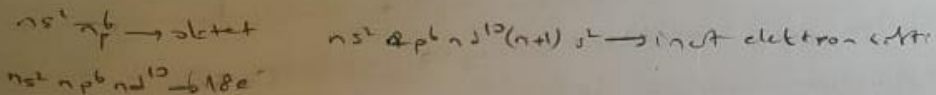
- 1- Formülü oluşturan nötr atomların değerlik elektronları toplamı olarak molekülün toplam değerlik elektron sayısı bulunur. Molekülün katyonik ise yeterli kadar elektron çıkarılır, anyonik ise eklenir.
- 2- Atom sembolleri, bilinen molekül geometrisine uygun şekilde yazılarak gösterilir.
- 3- Birbirine bağlanan atomlar arasında, elektron çiftini gösteren çizgiler çizilir.
- 4- Kalan  $e^-$ 'ler, elektron çifti şeklinde diğer atomlara dağıtılarak oktetler (hidrojen için dublet) tamamlanır.
- 5- Kalan  $e^-$  varsa, merkez atomuna yerleştirilir.
- 6- Merkez atomunda 8'den az sayıda elektron varsa, oktet bağ yapacak şekilde, diğer atomların (halojen hariç) elektron çiftleri merkez atomuna yönlendirilir. Merkez atomunun en fazla 8 elektron bulunmalıdır.



daher:  $\delta - 5 = 3$  bzw.  $(NH_3) \cdot \ddot{O}$  in  $\delta - 6 = 2 (H_2O)$  (bzw.  $2 \cdot 1$ )  
 in  $\delta - 7 = 1 (H_2O)$  bzw.

Periyotlar cetveli ve yükseltgenme durumları

Atomların büyük bir kısmı aslında atom yapısına ulanmış  
iken  $e^-$  dir veya veritir. Bu takdirde atomlar ise inert elektron  
yapısına ulanmış iken  $e^-$  dir veya verir.



~~xxx~~ İyonlarda iyon yükü yükseltgenine bazanlığı olarak alınır.  $CrCl_3$  de  $Cr$  atom  $(+3)$ ,  $Cl$  atom  $(-1)$  yükseltgenine bazanatlidir.  $Cr^{+3}$  ve  $Cl^{-1}$  iyonların ifade ederler.

Elektriksel güc işareti karakteri temsil eder. Kuvvetli karakteri

Sekilde yaygın yitirilebilir besinler ve elektrolitler

<u>IA</u>	<u>IIA</u>	<u>IIIA</u>	<u>IVA</u>	<u>VA</u>	<u>VIA</u>	<u>VIIA</u>
H <sup>+</sup>	Be <sup>2+</sup>			N <sup>3-</sup>	O <sup>2-</sup>	F <sup>-</sup>
Li <sup>+</sup>	B <sup>3+</sup>			P <sup>3-</sup>	S <sup>2-</sup>	Cl <sup>-</sup>
Na <sup>+</sup>	Mg <sup>2+</sup>			As <sup>3+</sup>	Se <sup>2-</sup>	Br <sup>-</sup>
K <sup>+</sup>	Ca <sup>2+</sup>			Sb <sup>3+</sup>	Te <sup>2-</sup>	I <sup>-</sup>
Rb <sup>+</sup>	Sr <sup>2+</sup>			B <sup>3+</sup>		
Cs <sup>+</sup>	Ba <sup>2+</sup>					

↓  
Korunma d<sup>10</sup>

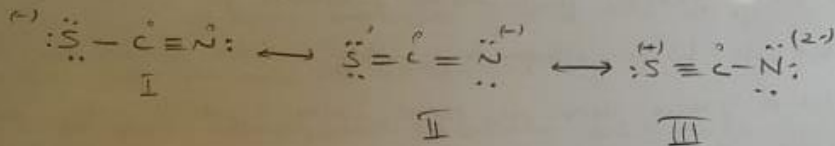
gapsine ulamot iem e<sup>-</sup> torbed

Yüksektirime basamaklarının toplamı bir onlukta sıfır, yani  
ine yön yüksektirime sıfır olmaktadır. Yüksektirime basamakları, indirgenime  
yükseltirime olaylarının açıklanmasında kimsesiz etkilere sahiptir.  
indirgenime ve yükseltirime basamakları

formler

Anay. K. (36)

Başağıdaki şekildeki  $SCN^-$  iyonuna iyon yolları ile netleşme yapıdan II nolu yapı bu iyonun yapısına en yakın olanıdır:

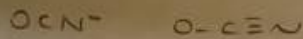


formal yük = grup sayısı - bağ sayısı - ortak e<sup>-</sup> çifti

ben

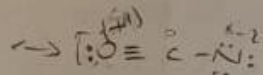
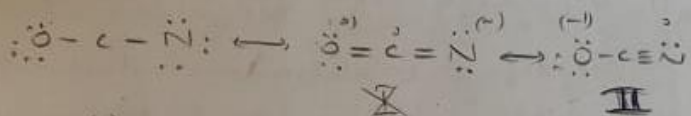
**ÖRNEK:**

Siyanat ( $OCN^-$ ) ve fulminat ( $CNO^-$ ) iyonlarının rezonans yapılarını vererek kararsızlıklarını tartışınız.

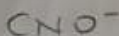
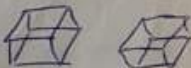
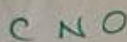


TDES =  $6+4+5+1=16$

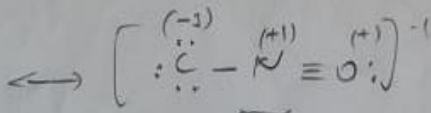
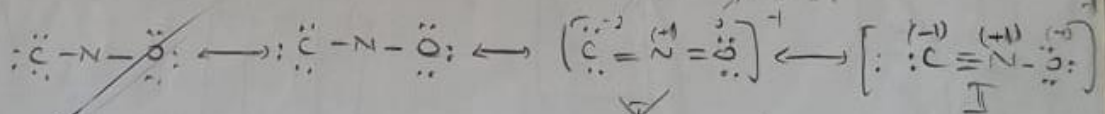
$16-4=12$



N, O'dan daha fazla elektronu almaz  
formal yük sahip



TDES =  $4+5+6+1=16e^-$



- Formal yük büyük
- Oksijen daha elektronegatif
- Karbonun formal yükü azdır

3 olumsuzluk

$OCN^-$ ,  $CNO^-$  den daha kararsızdır.

## METALİK BAĞ

KO:

- Metallerde, dögörle elektronlarının oluşturdugu elektron jati (bulutu) iserrimide, pozitif yüklü metal iyonları yer alır. Metallerin erime ve kaynama enerjileri çok düşük olduğundan, her bir metal atomu diğer atomlarla ortak elektron jatinı verir ve jenge kalır. pozitif yüklü metal iyonları da juel olarak in alır, kristal örgü meydana getirir ve sekirte Ho istiflenir.

anıl (ok 1) Sık istiflenir, kübik yapı (yığıl merkezli kübik), 12 koordinasyona ka sayılı.

2) Sık istiflenir, hegzagonal yapı, 12 koordinasyalı.

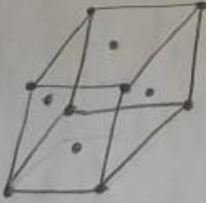
3) İr merkezli kübik yapı, 8 koordinasya sayılı.

C:

Yedi ele Negatif yüklü elektronların oluşturdugu elektron bulutu pozitif yüklü iyonları bir arada tutar. Pozitif ve negatif güçler birbirine tutar olarak etkiler. Bu elektron bulutu ile pozitif metal iyonları arası H) elektiriksel çekime metalik bağ denir.

Metallerin en önemli özelliği, önemli derecede ısı ve elektiriksel iletkenliğe sahip olmalarıdır. Bu iletkenliği sebebi, tüm kristal örgüsüne dağılır hareketli elektronlardır.

4. örnek



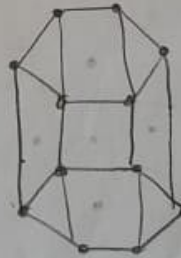
Yığıl merkezli kübik

$KS: 12$



İr merkezli kübik

$KS = 8$

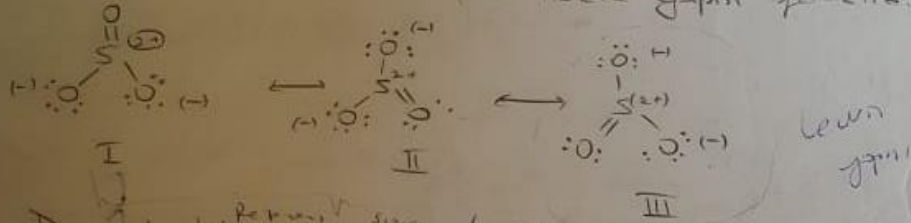


hegzagonal yapı

$KS: 12$

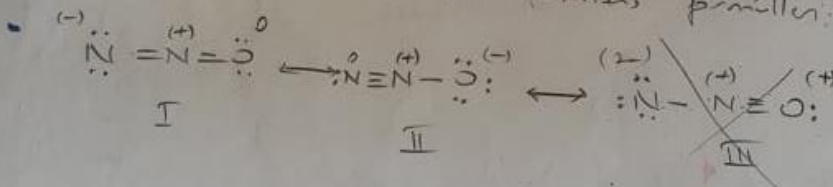


Rezonans: Bir molekülde oktet prensibinden ve diğer kurallardan dolayı, bir molekülün bir veya daha fazla Lewis nokta yapısıyla gösterilmesi, bu moleküllerin bir elektron çifti, birden çok atoma birbirine bağlanarak bir bağ için ortak elektronlar, çift bağ veya üçlü bağ olarak atomlar arasında yerleştirilir. Örneğin  $SO_2$  molekülünde S-O bağlarındaki çift bağın göstermek için üç tane nokta yapısı farklıdır:



Diyebiliriz ki, bu moleküldeki bütün S-O bağlarının aynı olduğu ve tek bir bağ ve çift bağ arasında bir utkuluşa sahip olduklarını göstermektedir. Her bir Lewis yapısı, rezonans yapıları olarak bilinir. Molekülün gerçek yapısı ise bu rezonans yapıların bir karışımıdır. Ne kadar mümkün rezonans yapı varsa, molekül o derece kararlı demektir.

$N_2O$  için, atomların birimlik rezonans yapıları: (Diazotmonoksit)



Her üç yapı da oktet prensibine sahiptir. Ancak III. yapı, karbonyl atomları üzerinde aynı tür formal yükler bulunması nedeniyle, nezdere gelecek elektrostatik itme sonucu N-O bağı kopacağından  $N_2O$  için bir rezonans yapı değildir. Yükütlü formal yükler daha elektronegatif atom üzerinde bulunmasına dikkat edilmelidir. II nolu rezonans yapı, I nolu yapıya tercih edilir.

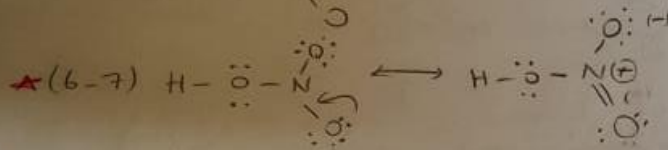
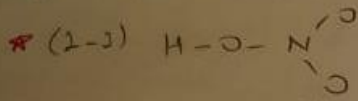
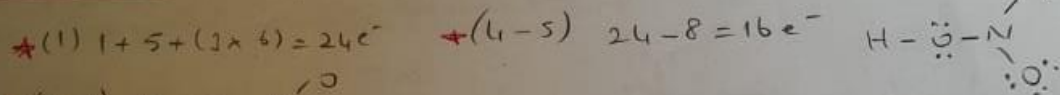
## Anorganik K.

(35)

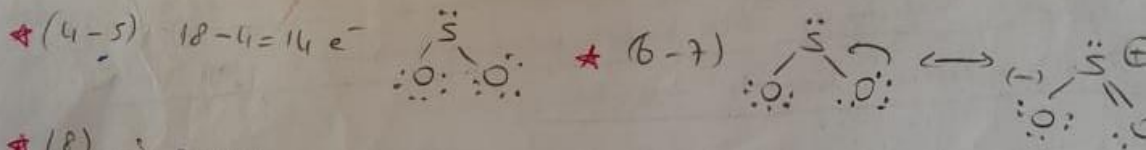
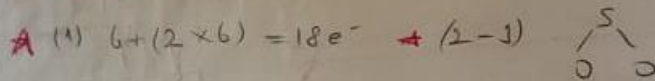
7) Atomların formal yükleri bulunur.

8) Önce periyot ve daha sonra atomlar nereden atomun dış nereden atomun formal yüküne bir veya sıfır yapacak şekilde dış atomların elektron siffleri nereden atomun ile ortaklaşmaları.

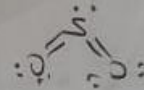
ÖRNEK:  $\text{HNO}_3$



ÖRNEK:  $\text{SO}_2$



★ (8)  $\rightarrow$  önce periyot element olduğundan



ÖRNEK:  $\text{NO}_2$

