

## 5.111 Ders Özeti #9

**Bugün için okuma:** Bölüm 1.14 (3.Baskıda, 1.13) – Elektronik Yapı ve Periyodik Çizelge, Bölüm 1.15, 1.16, 1.17, 1.18, ve 1.20 (3.Baskıda, 1.14, 1.15, 1.16, 1.17, ve 1.19) – Atom Özelliklerinde Periyodiklik

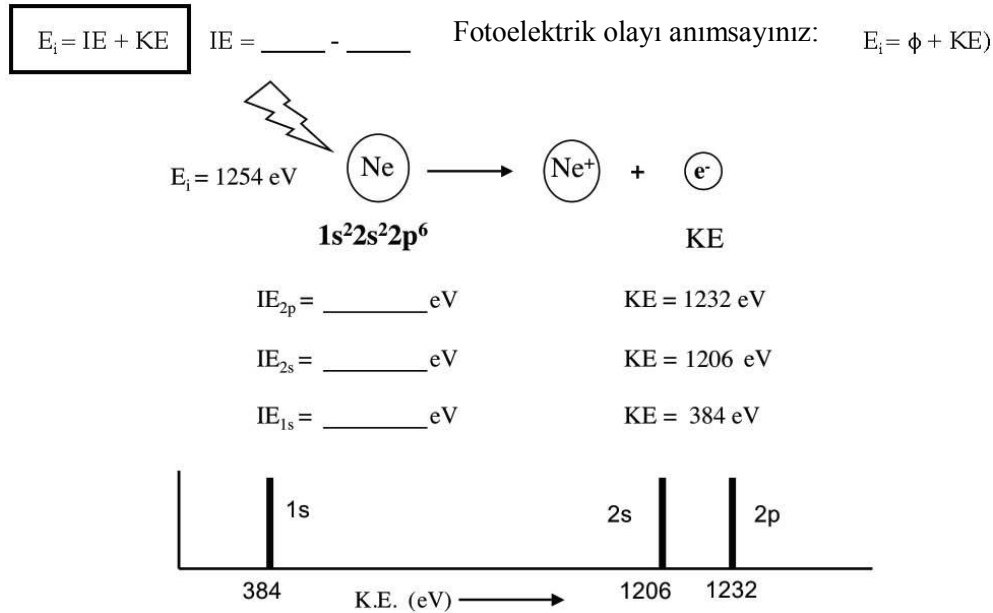
**Ders #10 için okuma:** Bölüm 2.14-2.16 (3.Baskıda, 2.15-2.17) – Kovalent Bağ Uzunlukları ve Kuvvetleri, Bölüm 2.5 (3.Baskıda 2.6) – Lewis Yapıları, Bölüm 2.6 (3.Baskıda 2.7) – Çok Atomlu Türler için Lewis Yapıları.

**Sınav 1: Tüm sınav bilgileri Ders 10 da verilecektir.**

- Konular:**
- I. Fotoelektron spektroskopisi
  - II. Periyodik çizelge / periyodik eğilimler
    - A. İyonlaşma enerjisi (İE)
    - B. Elektron ilgisi (Eİ)
    - C. Elektronegatiflik
    - D. Atom yarıçapı
  - III. İzoelektronik atomlar ve iyonlar

## I. FOTOELEKTRON SPEKTROSKOPİSİ (PES)

PES orbital enerjilerini doğrudan tayin edebilir. (Fotoelektrik etkisine benzer!)



Spektrum üzerindeki her hat, elektronların koparıldığı farklı orbital enerjilerine karşılık gelir.

Çok-elektronlu atomlarda orbital enerjisi iki kuantum numarasına bağlıdır: \_\_\_\_ ve \_\_\_\_.

**PES Örneği:** X-ışını fotoelektron spektroskopisi ile bir elementin emisyon spektrumunda 5 farklı kinetik enerji gözlenmektedir. Bu spektrumu verebilecek elementler hangileri olabilir?

• Önce, spektral hatları oluşturabilecek orbitalleri belirleyin :

\_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_, ve \_\_\_\_\_.

• Elektronları sadece bu orbitallerde bulunan elementler şunlardır:

\_\_\_\_\_.

## II. PERİYODİK ÇİZELGE / PERİYODİK EĞİLİMLER

**1869 Dimitri Mendeleev** (Rus, 1834-1907) elementleri fiziksel ve kimyasal özelliklerine göre sıralayan bir periyodik çizelge teklif etti. Bilinmeyen elementler için boşluk bıraktı (o zamanlar doğal elementlerin 1/3 ü bilinmiyordu!). Özelliklerine göre gruplanmış elementlere ait bazı örnekler:

- Li, Na, ve K , bir sütunda gruplandırılmıştır, çünkü hepsi yumuşak, dövülebilir ve reaktif metallerdir.
- He, Ne, ve Ar, inertliklerine göre gruplandırılmışlardır.

Aynı sütundaki elementlerin değerlik elektron dizilişleri benzerlik gösterir:

- Li, Na, ve K s-orbitalinde \_\_\_\_\_ tane değerlik elektronuna sahiptir.
- He, Ne, ve Ar \_\_\_\_\_ kabuğa sahiptir.

## PERİYODİK EĞİLİMLER

### A. İYONLAŞMA ENERJİSİ (İE)

İE; gaz halindeki bir atomdan bir elektron koparmak için gereken enerjidir. Aksi bir durum belirtilmedikçe İE birinci iyonlaşma enerjisini ifade eder.

İE = \_\_\_\_\_ en zayıf bağlı elektronun enerjisi (bağlanma enerjisi)

İyonlaşma enerjisi tanımları:



İE  $\equiv$  birinci İE: HOAO (en yüksek dolu atomik orbital) dan bir e koparma enerjisi.

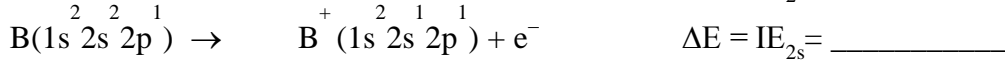
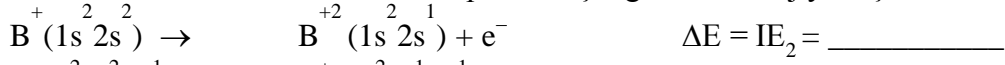


$\text{IE}_2 \equiv$  ikinci iyonlaşma enerjisi.  $\text{IE}_2$  daima birinci  $\text{IE}$ ' den büyüktür.



$\text{IE}_3 \equiv$  üçüncü iyonlaşma enerjisi

$B^+$  ve  $B$ ' nin 2s orbitalinden bir elektron koparmak için gereken enerjiyi düşünelim:



Bu iki  $\Delta E$  değeri eşit midir? \_\_\_\_\_

$B^+$  iyonundaki bir 2s elektronu daha az perdelenir.

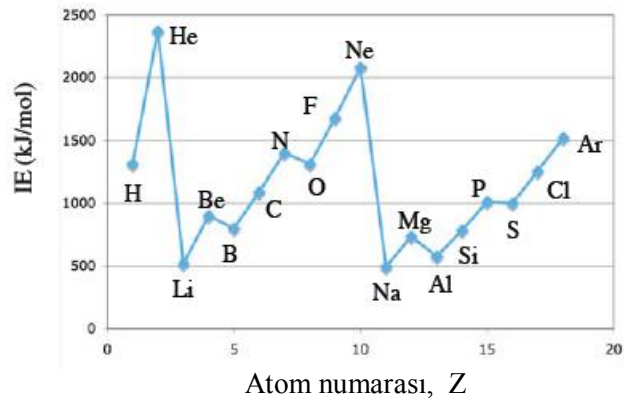
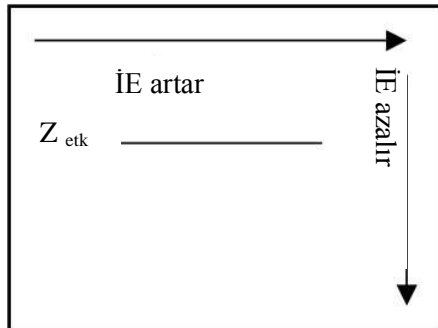
- Bu nedenle,  $Z_{\text{etk}}$  'i daha \_\_\_\_\_ hisseder.
- Çekirdekten uzaklaştırmak için daha \_\_\_\_\_ enerji vermek gerekir.

İyonlaşma enerjisinde periyodik eğilimler:

**Periyot boyunca**,  $\text{IE}$  \_\_\_\_\_.  $Z$  artar, fakat  $n$  (kabuk) sabit kalır. En dış  $e^-$  çekirdeğe daha sıkı bağlanır ve koparmak için daha fazla enerji gerekir.

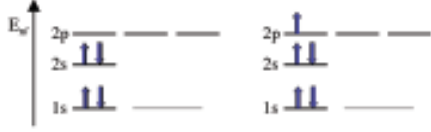
**Grup boyunca**,  $\text{IE}$  \_\_\_\_\_. Grup boyunca  $Z$  artarken  $n$ ' de artar. Kabuklar uzayda birbirinden belirgin bir şekilde ayrılmıştır, bu nedenle daha büyük  $n$ ' deki elektronlar çekirdekten daha uzaktır. Çekirdekten daha uzak mesafe  $Z$  artışından daha baskındır. Elektronlar daha az kuvvetle çekilir ve bu nedenle  $\text{IE}$  azalır.

Genel eğilimler



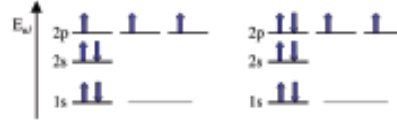
Genel eğilimde, alt kabuk yapısından kaynaklanan bazı "sapmalar" mevcuttur.

Örneğin  $IE_B < IE_{Be}$



B' da Z' nin artması ile kazanılmış BE, elektron p orbitaline girerken gereken ilave enerjiyi karşılayamaz, bu nedenle B nin IE si, Be dan daha düşüktür.

$IE_O < IE_N$



O' de Z' nin artması ile kazanılmış BE aynı orbitalde  $2e^-$  arasındaki itmeyi karşılayamaz.

## B. ELEKTRON İLGİSİ (Eİ veya $E_{ei}$ )

Atom (veya iyon) nun elektron kazanma yeteneği:  $\text{_____} + e^- \Rightarrow \text{_____}$



Enerji açığa çıkar —iyon, atomdan daha \_\_\_\_\_ karardır.

Elektron ilgisi, Eİ şöyle tanımlanır

$$E\dot{I} = -\Delta E$$

Bu nedenle, Cl için Eİ değeri

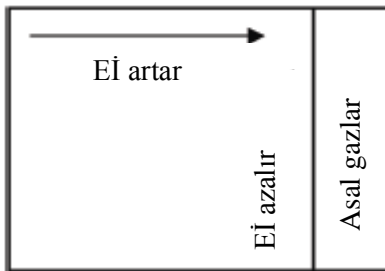
$$E\dot{I} = \text{_____} \text{ kJ/mol}$$

IE' nin (daima pozitifdir) aksine, Eİ negatif veya pozitif olabilir.



Bu nedenle N için  $E\dot{I} = -7 \text{ kJ/mol}$  ;  $-1$  yüklü iyon, atomdan daha \_\_\_\_\_ karardır.

Eİ de genel eğilim:



- Asal gazlar (grup VIII) \_\_\_\_\_ Eİ' ye sahiptir. Çünkü elektron katılması yeni bir kabuğun ilavesini gerektirir.
- Halojenler (grup VII) en büyük Eİ' ye sahiptir. Çünkü p- alt kabuğundaki "boşluğu" ilave bir elektronun doldurması ile tam dolu kabuk oluşur.

## C. ELEKTRONEGATİFLİK ( $\chi$ )

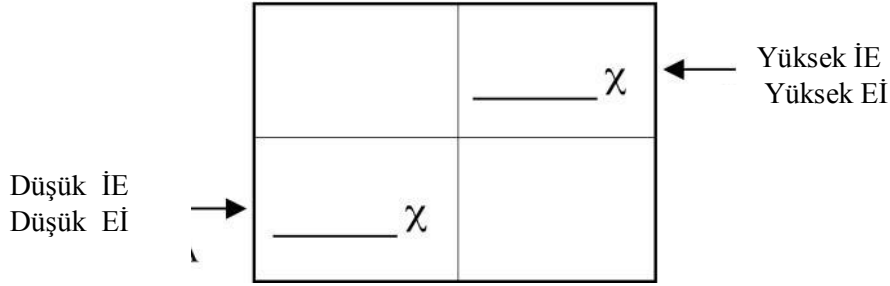
Elektronegatiflik bir atomun diğer atomdan elektron çekme yeteneğidir. Linus Pauling bu fikri ilk defa 1932' de önerdi. Onun elektronegatiflik tablosu bugün hâlâ kullanılmaktadır.

2 yıl sonra geliştirilen Mulliken'in elektronegatiflik tanımı, daha kolay anlaşılır.

elektronegatiflik ( $\chi$ )  $\propto$  \_\_\_\_\_ ( \_\_\_\_\_ + \_\_\_\_\_ )

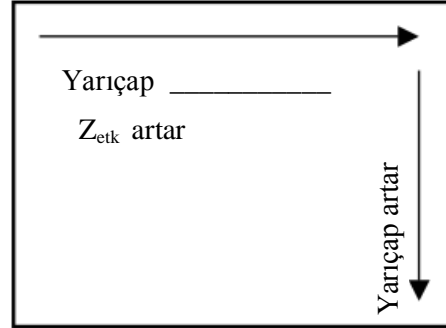
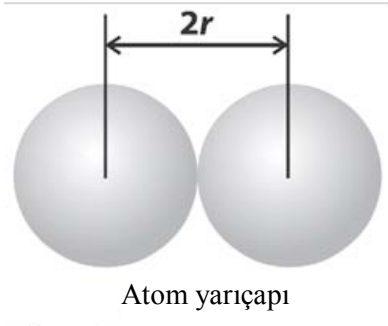
Yüksek elektronegatifliği olan bir atom, \_\_\_\_\_ elektrondur.  
Düşük elektronegatifliği olan bir atom, \_\_\_\_\_ elektrondur.

Elektronegatiflik için genel eğilim:



#### D. ATOM YARIÇAPI

Atom yarıçapı, elektron yoğunluğunun % 90 olduğu r değeri olarak tanımlanır.



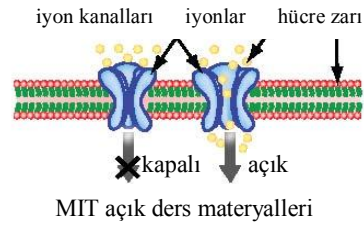
**Atom yarıçapının iyon kanal seçiliğindeki rolü :**

#### İyon kanalları

- \* hücre içindeki iyon akımını düzenler.
- \* nöronlarda hızlı elektrik sinyalleri oluşturur.

**Düzenleme ve seçililik temel unsurlardır.**

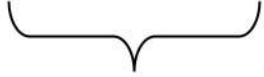
Sodyum iyon kanalları,  $K^+$  da dahil diğer iyonların varlığında  $Na^+$  için seçicidir. Sodyum kanalları ufak gözenekler (~0.4 nm genişliğinde) içerir. Bu genişlik sodyum iyonu ve ona bağlı su molekülleri için yeterlidir. Buna karşılık potasyum için çok dardır!



### III. İZOELEKTRONİK –aynı elektron dizilişine sahip olma.

Örneğin, bütün  $1s^2 2s^2 2p^6$  iyonları, Ne ile izoelektroniktir.

\_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_, Ne, \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_, \_\_\_\_\_



nötral atomdan daha  
büyük yarıçaplı



nötral atomdan daha  
küçük yarıçaplı