



MODERN ATOM TEORİSİ

Periyodik Özellikler

ATOM YARIÇAPI

TANIM

Bir atomun çekirdeğinden en dıştaki katmanına kadar olan uzaklığa **atom yarıçapı** denir.

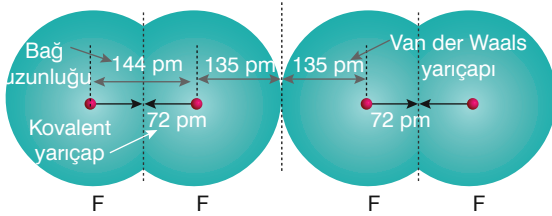
1- KOVALENT YARIÇAP

- Aralarında kovalent bağ bulunan aynı iki ametal atomunun çekirdekleri arasındaki uzaklığın yarısına **kovalent yarıçap** denir.
- H_2 , F_2 , Cl_2 , vb. moleküllerde kovalent yarıçaptan söz edilebilir.

2- VAN DER WAALS YARIÇAPI

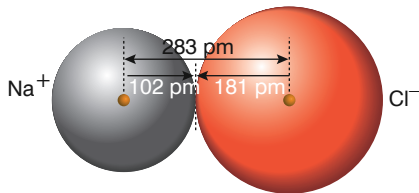
- Apolar moleküller ve soy gazların katı hâlde birbirine bağlı olmayan iki atomunun (komşu iki atomun) çekirdekleri arasındaki uzaklığın yarısına **Van der Waals yarıçapı** denir.

Örneğin; F_2 molekülünde flor atomlarının çekirdekleri arasındaki uzaklık (bağ uzunluğu) 144 pm dir. Bu değer ikiye bölündüğünde flor atomunun kovalent yarıçapı 72 pm bulunur. 2 tane flor molekülünün çekirdekleri arasındaki uzaklık da (135 pm) van der Waals yarıçapıdır.



3- İYONİK YARIÇAP

- İyonik bağlı bileşiği oluşturan her bir iyonun yarıçapına **iyonik yarıçap** denir.
- İyonik bağlı bileşiklerin yapısındaki iyonlar aynı büyüklükte olmadığından, çekirdekler arasındaki uzaklık katyon ve anyon arasında uygun şekilde paylaştırılarak ayrı ayrı hesaplanır.
- Örneğin; NaCl bileşiğinde Na^+ ve Cl^- çekirdekleri arasındaki uzaklık 283 pm dir. Cl^- nin yarıçapı 181 pm olduğundan Na^+ nın yarıçapı $283 - 181 = 102$ pm dir.



- Bir atom elektron aldığında birim elektron başına düşen çekim gücü ($\frac{p}{e}$) azalacağı için yarıçap artar.

$${}_9F : 1s^2 2s^2 2p^5 \quad \frac{p}{e} = \frac{9}{9} = 1 \quad {}_9F^- : 1s^2 2s^2 2p^6 \quad \frac{p}{e} = \frac{9}{10} = 0,9$$

Yarıçap $F^- > F$

- Bir atom elektron verdiğiğinde birim elektron başına düşen çekim gücü ($\frac{p}{e}$) artacağı için yarıçap azalır.

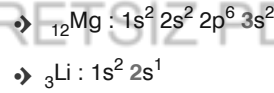
$${}_3Li : 1s^2 2s^1 \quad \frac{p}{e} = \frac{3}{3} = 1 \quad {}_3Li^+ : 1s^2 \quad \frac{p}{e} = \frac{3}{2} = 1,5$$

Yarıçap $Li > Li^+$

- Taneciklerin atom yarıçapları kıyaslanırken, sırasıyla aşağıdaki durumlar dikkate alınır.

I. Önce elektron bulunduran katman sayılarına bakılır. Katman sayısı fazla olanın yarıçapı daha büyüktür.

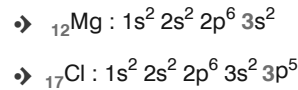
Örneğin: ${}_{12}Mg$ ve ${}_{13}Li$ atomları için;



Mg nin katman sayısı fazla olduğundan yarıçapları $Mg > Li$ dir.

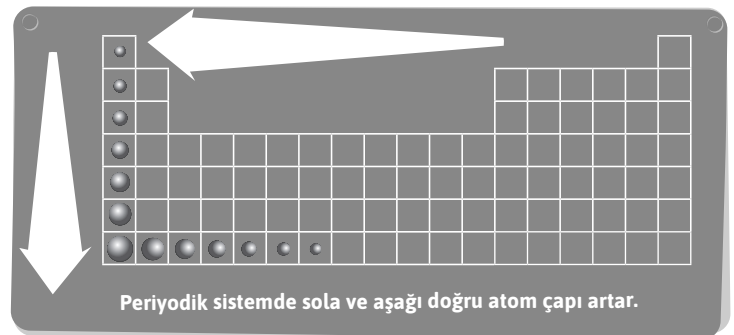
II. Katman sayıları eşit ise, proton sayısı küçük olanın yarıçapı daha büyüktür.

Örneğin: ${}_{12}Mg$ ve ${}_{17}Cl$ atomlarının yarıçapları kıyaslanırken;



Cl nin proton sayısı fazla olduğundan yarıçapları $Mg > Cl$ dir.

- Periyodik sistemde sağdan sola ve yukarıdan aşağı doğru atom çapı artarken, tam tersi yönde de çap küçülür.



Periyodik sistemde sola ve aşağı doğru atom çapı artar.

**Örnek**

- I. $1s^2 2s^2 2p^5$
 II. $1s^2 2s^2$
 III. $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Yukarıdaki element atomlarının hacimlerinin karşılaştırılması aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

- A) III > II = I B) III > II > I C) II > III > I
 D) I > III > II E) II > I > III

Çözüm..**Örnek**

$8O^{2-}$, $15P^{3-}$, $20Ca^{2+}$ tanecikleri ile ilgili;

- I. P^{3-} ve Ca^{2+} nın yarıçapları eşittir.
 II. Atom çapı en küçük olan O^{2-} dir.
 III. Ca^{2+} nın çekirdeğinin birim elektron başına uyguladığı çekim kuvveti, P^{3-} ninkinden büyüktür.

İfadelerinden hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) I ve II C) I ve III D) II ve III E) I, II ve III

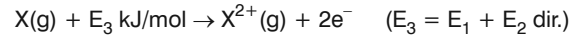
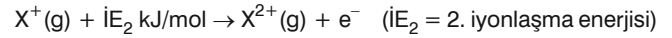
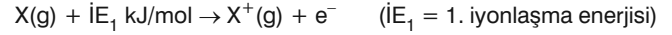
Çözüm..**İYONLAŞMA ENERJİSİ****TANIM**

Temel hâldeki nötr bir gaz atomundan bir elektronun koparılması için gerekli olan minimum enerji **iyonlaşma enerjisi** olarak tanımlanır.

BİLGİ

Bir element gaz hâlde iken, atomlarının değerlik elektronları etrafındaki komşu atom ve moleküller arası kuvvetlerden en az etkilendiği durumdadır. Bundan dolayı İE değerleri ölçülürken madenin gaz hâlde olması gerekir.

- ☛ Gaz hâlindeki nötr bir atomdan bir elektron uzaklaştırmak için gerekli olan enerjiye **1. iyonlaşma enerjisi** denir.



- ☛ Bir atomda kaç tane elektron varsa o kadar İE değerine sahiptir.
 ☛ İyonlaşma enerjisi her zaman endotermik (enerji alan) bir olaydır.



İyonlaşma enerjileri arasındaki ilişki aşağıdaki gibidir.

$$I E_1 < I E_2 < I E_3 < I E_4 < I E_5 < I E_6 \dots\dots\dots$$

- ☛ İyonlaşma enerjileri kıyaslanırken aşağıdaki durumlar dikkate alınır.

- I. Önce değerlik elektron sayısına bakılır. Değerlik elektron sayısı fazla olanın 1. iyonlaşma enerjisi genellikle daha büyüktür.

Örneğin; $_{17}Cl$ ve $_{11}Na$ atomlarının 1. iyonlaşma enerjileri kıyaslanırken;

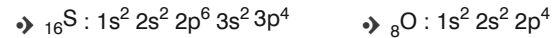


Cl nin değerlik elektron sayısı daha fazla olduğundan 1. iyonlaşma enerjileri $Cl > Na$ dir.

- ☛ Periyodik sistemde bir periyotta soldan sağa doğru değerlik elektron sayısı arttığından 1.İE **soldan sağa doğru genellikle artar.**

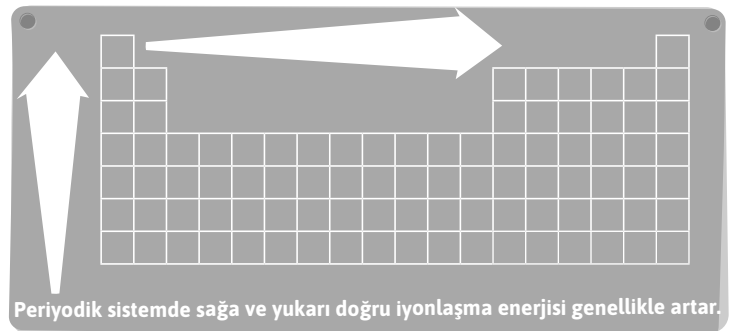
- II. Değerlik elektron sayıları eşit ise, yörünge sayısına bakılır. Yörünge sayısı az olanın 1. iyonlaşma enerjisi daha büyüktür.

Örneğin; $8O$ ve $_{16}S$ atomlarının 1. iyonlaşma enerjileri kıyaslanırken;



O nun yörünge sayısı daha az olduğundan 1. iyonlaşma enerjileri $O > S$ dir.

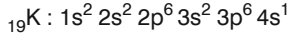
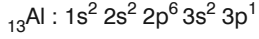
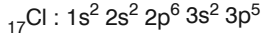
- ☛ Periyodik sistemde bir grupta aşağıdan yukarıya doğru yarıçap küçüldüğünden 1.İE **aşağıdan yukarıya doğru genellikle artar.**





Periyodik Özellikler

Örnek



Yukarıda temel hâl elektron dizilimi verilen elementlerle ilgili;

- Atom yarıçapı en büyük olan K dir.
1. iyonlaşma enerjileri arasındaki ilişki $\text{Cl} > \text{Al} > \text{K}$ dir.
2. iyonlaşma enerjisi en büyük olan K dir.

İfadelerinden hangileri doğrudur?

- A) Yalnız II B) I ve II C) I ve III
D) II ve III E) I, II ve III

Çözüm..

	İE_1	İE_2	İE_3	İE_4	İE_5	İE_6
${}_4\text{Be}$	900	1757	14840	21000	-	-
${}_5\text{B}$	800	2430	3659	25020	32810	-
${}_8\text{O}$	1314	3391	5301	7468	10980	13320
${}_{11}\text{Na}$	496	4560	6900	9540	13400	16600
${}_{13}\text{Al}$	577	1816	2744	11577	15030	18370

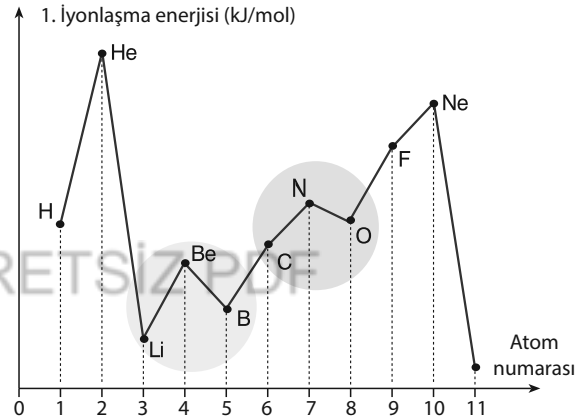
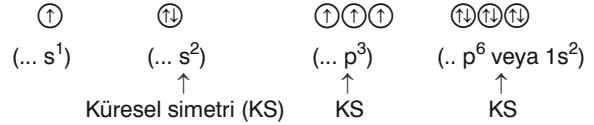
- Bazı elementlerin kJ/mol cinsinden yukarıdaki iyonlaşma enerjisi değerleri incelendiğinde kırmızı çizgilerden önceki ve sonraki iyonlaşma enerjileri arasında en az 3,5 katlık artış olduğu görülür. Bu fark bir atomun değerlik elektronlarının tamamının koparılması durumunda görülür. Bu yüksek artıştan yararlanarak elementlerin grupları belirlenebilir.
- Düşük enerjilerle kolay koparılan elektronlar, değerlik elektronlarıdır. Baş grup elementleri için, değerlik elektronları grup numarasını verir. Bu durumda Be elementi 2A, B elementi 3A, Na elementi 1A, Al elementi 3A grubundadır. Ancak O elementinin iyonlaşma enerjileri arasında 3,5 kat ve daha fazla artış olmadığından bu elementin grubu, verilen iyonlaşma enerjisi değerlerinden anlaşılamaz.
- Yukarıdaki tablodan ayrıca, Be nin 4 tane, B nin 5 tane iyonlaşma enerjisi değeri olmasından bu elementlerin sırasıyla atom numaralarının (proton sayılarının) 4 ve 5 olduğu da anlaşılır.

İyonlaşma Enerjisi ve Küresel Simetri İlişkisi

- Elementlerin elektron dağılımlarının küresel simetrik olması, elementlere kararlılık kazandırır. Bu durumdaki elementlerin 1. iyonlaşma enerjileri beklenenden daha yüksek çıkar.
- Periyodik sistemde aynı periyotta soldan sağa giderken, 1. iyonlaşma enerjisi ilişkisi aşağıdaki gibidir.

Beklenen : $1A < 2A < 3A < 4A < 5A < 6A < 7A < 8A$

Gerçek : $1A < 3A < 2A < 4A < 6A < 5A < 7A < 8A$



Örnek

Element atomu	İE_1	İE_2	İE_3	İE_4
X	1312	-	-	-
Y	900	1757	14840	21000
Z	737	1450	7732	10550
T	1086	2352	4619	6221

İyonlaşma enerjileri kJ/mol cinsinden yukarıdaki tabloda verilen baş grup elementler ile ilgili;

- X in çekirdek yükü 1 dir.
- Y ve Z aynı periyotta olamaz.
- T nin elektron dizilimi p^2 ile sonlanabilir.

İfadelerinden hangileri doğrudur?

Çözüm..



ELEKTRON İLGİSİ

TANIM

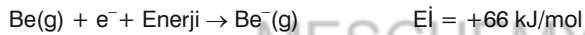
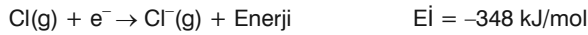
Gaz hâlindeki bir atomun elektron alarak negatif yüklü iyon oluşturma sırasındaki enerji değişimine **elektron ilgisi** denir.

- Elektron ilgisi $Eİ$ şeklinde gösterilir.



- Elektron ilgisi bir elementin elektron alma veya alamama eğiliminin ölçüsüdür. Bir atom elektron aldığı anda açığa çıkan enerji ne kadar fazla ise elektron ilgisi o kadar büyüktür.
- Nötr hâldeki bir atomun elektron ilgisi ekzotermik (negatif) veya endotermik (pozitif) olabilir. Ancak 1 elektron aldıktan sonra 2. bir elektronu almak yani 2. ve daha sonraki elektron ilgileri tüm atomlar için endotermiktir.

Örneğin; Cl atomunun elektron ilgisi ekzotermik, Be atomunun elektron ilgisi endotermiktir.



- Elektron ilgisi kıyaslanırken aşağıdaki durumlar dikkate alınır.

I. Önce değerlik elektron sayısına bakılır. Değerlik elektron sayısı fazla olanın elektron ilgisi genellikle daha büyüktür.

Örneğin; $_{16}S$ ve $_{17}Cl$ atomları için;

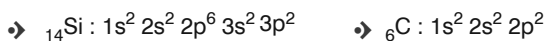


değerlik elektron sayısı fazla olan Cl atomunun elektron ilgisi daha büyük olup, elektron ilgileri $Cl > S$ dir.

- Periyodik sistemde bir periyotta soldan sağa doğru gidildikçe değerlik elektron sayısı arttığından elektron ilgisi **soldan sağa doğru genellikle artar**.

II. Atomların değerlik elektron sayısı aynı ise bu durumda yarıçapa bakılır. Yarıçap küçüldükçe elektron ilgisi genellikle **artar**.

Örneğin; $_{14}Si$ ve $_{6}C$ atomları için;



Elektron ilgileri arasındaki ilişki; $C > Si$ dir.

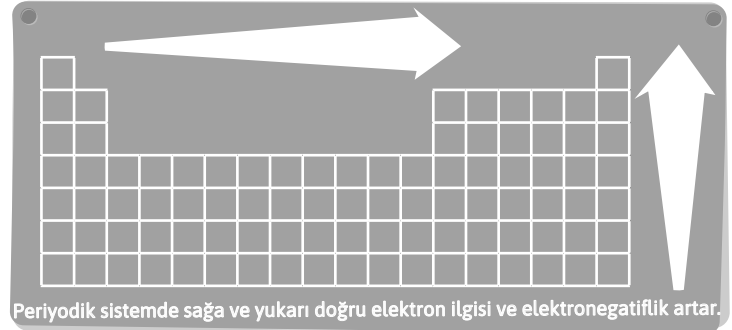
- Periyodik sistemde bir grupta aşağıdan yukarıya doğru atom çapı azaldığından elektron ilgisi **aşağıdan yukarıya doğru genellikle artar**.

ELEKTRONEGATİVİTE

TANIM

Herhangi iki atom arasında kimyasal bağ oluşurken, atomlardan birinin bağ elektronlarını kendine doğru çekme yeteneğinin ölçüsüne **elektronegatiflik (elektronegativite)** denir.

- Taneciklerin elektronegativiteleri kıyaslanırken, elektron ilgisindeki kurallar geçerlidir.



BİLGİ

Elektronegatifliği en yüksek olan element **flor**, elektron ilgisi en yüksek olan element ise **klordur**.

Elektronegatiflik : $F > Cl$

Elektron ilgisi : $Cl > F$

Örnek

$_9F$, $_{12}Mg$, $_{17}Cl$, element atomları ile ilgili;

- Mg nin elektron ilgisi yoktur.
- Cl nin bağ elektronlarına sahip çıkma eğilimi, F ninkinden küçüktür.
- 1 er elektron almaları sırasında açığa çıkan enerji Cl de en fazladır.

ifadelerinden hangileri doğrudur?

- A) Yalnız II B) I ve II C) I ve III
D) II ve III E) I, II ve III

Çözüm..



Periyodik Özellikler

METALİK - AMETALİK ÖZELLİKLER

- Elektron verme eğilimi yüksek olan ve son yörüngelerinde genel olarak 1, 2 ve 3 elektron bulunduran elementler metaldir.

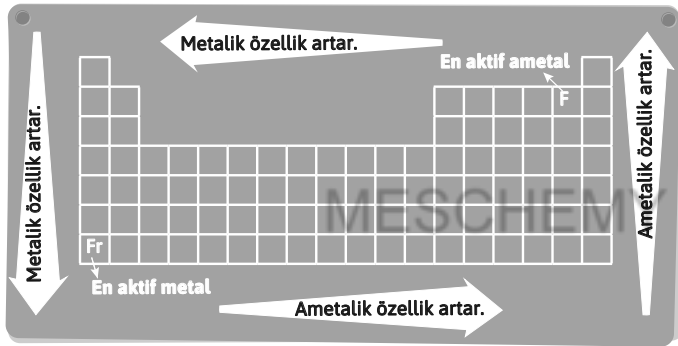


Değerlik elektron sayısı **azaldıkça** ve atom yarıçapı **arttıkça** metallerin elektron verme eğilimi (metalik aktiflik) artar.

- Elektron alma eğilimi yüksek olan ve son yörüngelerinde genellikle 4, 5, 6 ve 7 elektron bulunduran elementler ametaldir.



Değerlik elektron sayısı **arttıkça** ve atom yarıçapı **küçüldükçe** ametallerin elektron alma eğilimleri (ametalik aktiflik) artar.



Örnek

Baş grup elementi olan X, Y ve Z elementlerinden X ve Y aynı gruptaki metaller, Z ise Y ile aynı periyotta bulunan bir ametaldir.

Elementlerden atom numarası en küçük olan X olduğuna göre,

- I. Elementlerin tamamı p bloktadır.
II. Y nin metalik aktifliği, X inkinden büyüktür.
III. Z, periyodik sistemde elektronegatifliği en yüksek olan elementtir.

İfadelerinden hangileri doğru olabilir?

- A) Yalnız II B) I ve II C) I ve III D) II ve III E) I, II ve III

Çözüm.

OKSİT VE HİDROKSİT BİLEŞİKLERİNİN ASİT VE BAZLIK ÖZELLİĞİ

TANIM

Elementlerin oksijen ile yaptıkları bileşiklere **oksit** denir.

BAZIK OKSİT

- Metallerin oksijenli bileşikleridir. CaO, MgO, Na₂O vb.
➤ Su ile tepkimelerinden hidroksit bileşikler oluşur.
 $K_2O(k) + H_2O(s) \rightarrow 2KOH(aq) \rightarrow K^+(aq) + OH^-(aq)$
➤ Periyodik sistemde oksitlerin bazik karakteri sağdan sola ve yukarıdan aşağıya doğru artar.

ASİDİK OKSİT

- Ametallerin SO₃, N₂O₅, CO₂ gibi bol oksijenli bileşikleridir.
➤ Su ile tepkimelerinden asidik çözeltiler oluşur.
 $SO_3(g) + H_2O(s) \rightarrow 2H^+(aq) + SO_4^{2-}(aq)$
 $CO_2(g) + H_2O(s) \rightarrow 2H^+(suda) + CO_3^{2-}(suda)$
➤ HF, HCl, HBr, HI bileşikler de asittir.
➤ Periyodik sistemde oksitlerin asidik karakteri soldan sağa ve aşağıdan yukarıya doğru artar.

AMFOTER OKSİT

- Amfoter metallerin (Zn, Cr, Pb, Al, Sn, Be) oksijenli bileşikleridir. PbO, SnO, Cr₂O₃, ZnO, Al₂O₃, BeO gibi
➤ Hem asit hem bazlarla tepkime verirler.
 $Al_2O_3 + 6HCl \rightarrow 2AlCl_3 + 3H_2O$
 $Al_2O_3 + 6NaOH \rightarrow 2Na_3AlO_3 + 3H_2O$

NÖTR OKSİT

- Ametallerin NO, CO, N₂O gibi oksijen bakımından fakir bileşikleridir.
➤ Sadece yanma tepkimesi verirler.
 $CO(g) + 1/2O_2(g) \rightarrow CO_2(g)$

Örnek

Aşağıdakilerden hangisinin yakılması sonucunda oluşan maddenin sulu çözeltisi kırmızı turnusol kağıdının rengini değiştirir?

- A) CO(g) B) K(k) C) C(k)
D) S(k) E) N₂O(g)

Çözüm..