

1. ÜNİTE ÖZETİ

MODERN ATOM TEORİSİ

1. BÖLÜM

ATOMUN KUANTUM MODELİ

İlk atom modeli Dalton atom modelidir. John Dalton'a (Con Daltın) göre atomlar içi dolu, bölünemez kürelerdir. Joseph John Thomson'a (Cozif Con Tamsın) göre küre içerisinde (+) ve (-) yükler homojen olarak dağılmıştır. Ernest Rutherford (Örnist Radırfort) atom çekirdeğini keşfetmiş ve çekirdeğin atomun merkezinde küçük bir hacimde toplandığını belirtmiştir. Bohr atom modeline göre elektronlar çekirdek etrafında belirli enerjili dairesel yörüngelerde yer almaktadır. Modern atom modeline göre elektronlar belirli yarıçaplı yörüngelerde dolanmamaktadır. Böyle bir sonuca varılmasının nedeni elektron gibi çok küçük parçacıkların davranışlarının açıklanmasında karşılaşılan güçlülüdür.

Bohr Atom Modeli ve Modern Atom Teorisi (Bulut Modeli)

Danimarkalı fizikçi Niels Bohr, 1913 yılında hidrojen atomundaki yayınma spektrumlarını açıklayabilmek için kuramsal bir çalışma yapmıştır. Bohr, Rutherford büyük boşluklarda bulunan elektronların çekirdek tarafından çekilerek çekirdeğe neden yapışmadığını açıklayabilmek için yörünge kavramını ileriye sürmüştür.

Bohr atom modeline göre:

- Elektronlar çekirdekten belirli uzaklıkta ve belirli enerjiye sahip dairesel yörüngelerde hareket eder. Bu yörüngelerin çekirdeğe göre belirli bir enerjisi vardır. Yörüngeler $n = 1, 2, 3, 4, 5...$ gibi rakamlarla veya K, L, M, N, O ... gibi harflerle gösterilir.
- Bir atomun elektronları en düşük enerji düzeyinde bulunmak ister. Bu düzeye **temel hâl** adı verilir. Temel hâlde bulunan atom karardır. Madde ısıtılırsa atomlardaki elektronlar daha yüksek enerji düzeylerine geçer. Bu duruma **uyarılmış hâl** denir. Uyarılmış hâlde atom kararsızdır.
- Yörüngelerin enerjisi çekirdekten uzaklaştıkça artar ancak yörüngeler arasındaki enerji farkı azalır.
- Yüksek enerji düzeyinde ($E_{dış}$) bulunan bir elektron düşük enerji düzeyine ($E_{iç}$) inerse aradaki enerji farkına ($E_{dış} - E_{iç}$) eşit miktarda ışın (foton) yayar. Bu yayınlanan ışın, çizgi spektrumunda bir çizgiye (renge) karşılık gelir.

Bohr atom modeli; ${}_1H$, ${}_2He^+$, ${}_3Li^{2+}$ vb. gibi tek elektronlu atom ve iyonların çizgi spektrumlarını başarıyla açıkladığı hâlde çok elektronlu atomların çizgi spektrumlarını açıklamada yetersiz kalmıştır.

1924 yılında Fransız fizikçi Louis de Broglie elektron ve diğer küçük parçacıkların hem tanecik hem de dalga özelliğine sahip olduğunu önermiştir (dalga-tanecik ikiliği).

1926 yılında Alman fizikçi Werner Heisenberg, çok küçük olan ve süratli hareket eden elektronun hızının ve konumunun aynı anda tam olarak belirlenemeyeceğini hesaplamalarla kanıtlamıştır (Heisenberg Belirsizlik İlkesi). Böylece Heisenberg, Bohr'un elektronların belirli yarıçaplı dairesel yörüngelerde döndüğü kuramını çürütmüştür.

1926 yılında Erwin Schrödinger (Örvin Şirödinger) elektronların enerjilerini ve genel davranışlarını tanımlayan bir denklem geliştirmiştir ve bir dalga mekaniği oluşturmuştur. Geliştirdiği bu denkleme **Schrödinger dalga denklemi** denir. Bu denklem sayesinde orbital kavramı oluşmuştur.

Modern Atom Teorisi, Bohr atom modelindeki belirli enerji seviyesindeki yörüngeler yerine, belirli enerji seviyesindeki enerji kabukları ifadesini kullanır. Bu kabuklar alt kabuklara ayrılır, alt kabuklarda da elektronların işgal ettiği orbitaller bulunur. Modern atom modeline elektron bulut modeli de denir.

Kuantum Sayıları ve Orbitaller

Baş Kuantum Sayısı: Elektronun ait olduğu kabuğu veya enerji düzeyini belirtir ve "n" ile gösterilir. Baş kuantum sayısı (n) 1, 2, 3, 4... gibi tam sayılar alır.

Açısal Momentum Kuantum Sayısı: Açısal momentum kuantum sayısı orbitalin türünü ve şeklini açıklar ve "ℓ" ile gösterilir. Herhangi bir n değeri için, ℓ'nin alabileceği değerler 0 ile n-1 arasındaki tam sayılardır. ℓ = 0, 1, 2, 3 ... (n-1) değerlerini alabilir.

ℓ	0	1	2	3
Orbitalin Türü	s	p	d	f

Manyetik Kuantum Sayısı: Manyetik kuantum sayısı orbitalin uzaydaki yönelimini ve sayılarını gösterir ve "mℓ" ile gösterilir. Manyetik kuantum sayısı (mℓ) ℓ bağlı olarak çeşitli değerler alır. Bu değerler -ℓ ..., 0, ..., +ℓ ye kadardır.

$\ell=0$ (s orbitali) için $m\ell=0$ dır. Bir tane orbital belirtir.

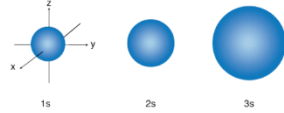
$\ell=1$ (p orbitali) için $m\ell=-1,0,+1$ dir. Üç tane orbital belirtir.

$\ell=2$ (d orbitali) için $m\ell=-2,-1,0,+1,+2$ dir. Beş tane orbital belirtir.

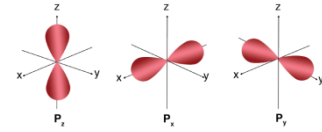
Spin Kuantum Sayısı: Spin kuantum sayısı elektronun dönme yönünü belirtir ve “ms” ile gösterilir. (ms); $+1/2$ ile $-1/2$ değerlerini alabilir.

Orbital Çeşitleri

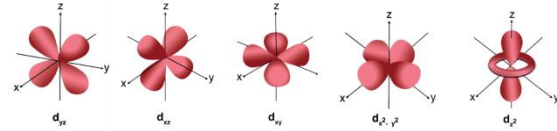
s Orbitaleri: s orbitaleri atom çekirdeğinin çevresinde küresel yapıda bulunan uzay bölgesidir. $n=1$ den itibaren bulunurlar. $\ell=0, m\ell=0$ dır.



p Orbitaleri: Eş enerjili üç tane orbitalden oluşurlar. $n=2$ den itibaren başlar. $\ell=1, m\ell=-1,0,+1$ dir.



d Orbitaleri: Eş enerjili beş tane orbitalden oluşurlar. $n=3$ ten itibaren başlar. $\ell=2, m\ell=-2,-1,0,+1,+2$ dir.



f Orbitaleri: Eş enerjili yedi tane orbitalden oluşurlar. $n=4$ ten itibaren başlar. $\ell=3, m\ell=-3,-2,-1,0,+1,+2,+3$ tür.

2. BÖLÜM

PERİYODİK SİSTEM VE ELEKTRON DİZİLİMLERİ

Bir atomdaki elektronların orbitallere yerleşim sırasına **elektron dizilişi** denir.

a) Atomlardaki Elektronların Orbitallere Yerleşme Kuralları

Atomlardaki elektronlar orbitallere belli kurallara göre yerleşir. Bu kurallar Pauli İlkesi, Madelung Kuralı, Aufbau Prensi ve Hund Kuralı'dır.

Pauli İlkesi: Bir atomda herhangi iki elektronun dört kuantum sayısı aynı olamaz. İki elektronun dört kuantum sayısından en az biri farklıdır.

Madelung Kuralı: Orbitallerin enerjilerini açıklamıştır. Orbitallerin enerjileri $(n+\ell)$ değerinin artmasıyla artar. Orbitallerin $n+\ell$ değerleri aynı ise n sayısı büyük olan orbitalin enerjisi daha yüksektir.

Aufbau Prensi: Atomların elektron diziliminde elektronlar en düşük enerjili orbitallerden başlayarak yerleşir. Aufbau Prensi'ne göre aynı enerji seviyesindeki alt kabuklardaki düşük enerjili orbitale elektronlar öncelikle dolar. Bu orbitaller dolduktan sonra elektronlar yüksek enerjili orbitallere birer birer yerleşmeye devam eder.

Hund Kuralı: Elektronlar, aynı enerji seviyesinde alt kabuklardaki eşit enerjili orbitallere önce aynı spinle birer birer yerleşir. Sonra yarı dolu bu orbitallere zıt spinli ikinci elektronlar yerleşir.

b) Atomların ve İyonların Elektron Dizilimleri

Atomların elektron dağılımları Pauli İlkesi, Aufbau Prensi, Madelung ve Hund Kuralları göz önüne alınarak yapılır.

Elektron diziliminde elektronların orbitallere Hund Kuralı'na göre dizilişi orbital şemasıyla (orbital diyagramı) gösterilir.

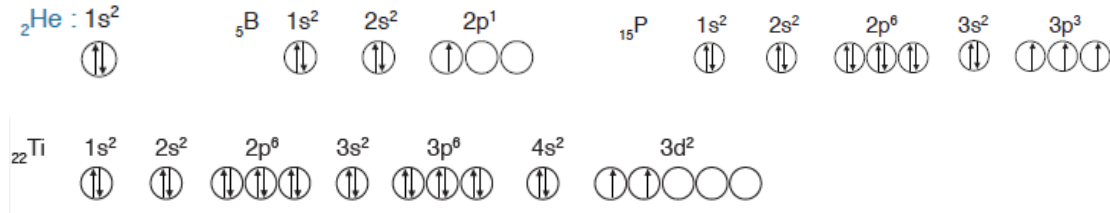
Orbital şemasında boş bir orbital

Yarı dolu bir orbital  veya 

Tam dolu bir orbital  şeklinde gösterilir.

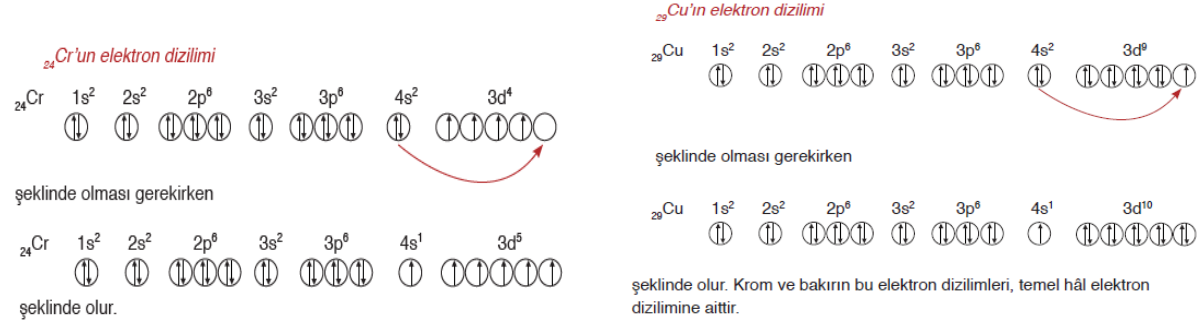
Yukarı yönlü oklar elektronun saat yönünde +1/2 spini gösterirse aşağı yönlü oklar saat yönünün tersi -1/2 spini gösterir.

Aşağıda bazı atomların elektron dizilişi verilmiştir.



Küresel Simetrik Elektron Dizilimi

Bir atomun elektron dağılımındaki en son orbital türünün yarı dolu ya da tam dolu olması hâline **küresel simetrik elektron dizilimi** denir. Elektron diziliminde en son orbital için s^1 , s^2 , p^3 , p^6 , d^5 , d^{10} , f^7 , f^{14} elektron dizilimleri küresel simetri özelliği gösterir. Küresel simetrik atomlar nispeten daha kararlıdır. Bundan dolayı Krom ve Bakır elementlerinin elektron dizilişleri aşağıdaki gibi olmaktadır.



Uyarılmış Atom

Bir atomun elektron diziliminin en kararlı hâline **temel hâl** denir. Temel hâldeki bir atom enerji alırsa atomun temel hâldeki elektronları üst enerji katmanlarına çıkar. Bu duruma **uyarılmış atom** ya da **uyarılmış elektron** denir.

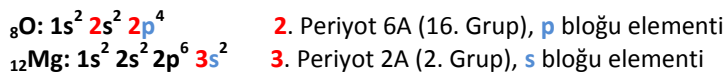
c) Değerlik Orbitali ve Değerlik Elektronu

Bir atomun genellikle en dış enerji kabuğunda bulunan elektronlara **değerlik elektronlar** ve bu elektronların bulundukları orbitallerde **değerlik orbitaller** denir.

Element	Elektron Dizilimi	Değerlik Orbitalleri	Değerlik Elektron Sayısı
${}^3\text{Li}$	$[\text{He}] 2s^1$	2s	1
${}^7\text{N}$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$	2s, 2p	5
${}^{12}\text{Mg}$	$[\text{Ne}] 3s^2$	3s	2
${}^{22}\text{Ti}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$	4s, 3d	4
${}^{34}\text{Se}$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^{10} 4p^4$	4s, 4p	6

ç) Elementlerin Periyodik Cetvelde Grup, Periyot ve Bloğunun Elektron Dizilimi ile Belirlenmesi

Nötr atomun elektron diziliminde en büyük baş kuantum sayısı periyot numarasını, değerlik elektron sayıları grup numarasını belirler. Değerlik orbitaller s veya p ise A grubu, d ise B grubu olur. Ayrıca son orbitalin türü elementin hangi blokta olduğunu gösterir. Örneğin;



3. BÖLÜM PERİYODİK ÖZELLİKLER

Periyodik Özelliklerdeki Değişim Eğilimleri

a) Kovalent, Van der Waals ve İyonik Yarıçap

Kovalent Yarıçap: Tek bir kovalent bağla bağlanmış eşdeğer iki atomun çekirdekleri arasındaki uzaklığın yarısına **kovalent yarıçap** denir.

Van der Waals Yarıçapı: Soy gazlar için katı hâlde hesaplanan yarıçapa **van der Waals yarıçapı** denir.

İyonik Yarıçap: İyonik bağla bağlanmış iyonların çekirdekleri arasındaki uzaklığa göre belirlenen yarıçapa **iyonik yarıçap** denir.

b) Periyodik Özellikler ve Değişimi

Metalik/Ametalik Özellik: Metallerin elektron verme eğilimine **metalik aktiflik** denir. Ametallerin elektron alma isteğine **ametalik aktiflik** denir. Aynı periyotta soldan sağa doğru metalik aktiflik azalırken, ametalik aktiflik artar. Aynı grupta yukardan aşağı metalik aktiflik artarken, ametalik aktiflik azalır.

Atom / İyon Yarıçapı: Atom yarıçapı atomların çekirdekleri arasındaki uzaklığın yarısıdır. Periyodik sistemde atom yarıçapları sağdan sola ve yukarıdan aşağıya doğru artar.

İyonlaşma Enerjisi: Gaz hâldeki nötr bir atomdan bir elektron koparmak için gerekli olan enerjiye **iyonlaşma enerjisi** denir. Nötr bir atomdan bir elektron koparmak için gerekli olan enerjiye birinci iyonlaşma enerjisi, +1 yüklü iyonlardan bir elektron koparmak için gerekli olan enerjiye ikinci iyonlaşma enerjisi, +2 yüklü bir iyonlardan bir elektron koparmak için gerekli olan enerjiye üçüncü iyonlaşma enerjisi denir. Bir atomdaki iyonlaşma enerjisi sayısı nötr hâldeki elektron sayısı kadardır.

İyonlaşma enerjisi IE , E veya I şeklinde gösterilir. Aynı atom için bir sonraki iyonlaşma enerjisi daima bir önceki iyonlaşma enerjisinden büyüktür. $IE_1 < IE_2 < IE_3 < \dots < IE_n$ (n : nötr hâldeki toplam elektron sayısı)

Periyodik sistemde soldan sağa ve aşağıdan yukarıya doğru genellikle iyonlaşma enerjisi artar. 2. ve 3. periyotlarda küresel simetriden dolayı $2A$ 'nın iyonlaşma enerjisi $3A$ dan, $5A$ 'nın da $6A$ dan daha büyüktür.

($1A < 3A < 2A < 4A < 6A < 5A < 7A < 8A$)

Elektron İlgisi: Gaz hâlindeki nötr bir atomun bir elektron alması sırasındaki enerji değişimine **elektron ilgisi** denir. Elektron ilgisi E_i ile gösterilir. Atomların elektron ilgileri, periyotlarda soldan sağa doğru gidildikçe genellikle artarken gruplarda yukarıdan aşağı doğru inildikçe genellikle azalır.

Elektron ilgisi en büyük olan element klordur (Cl).

Elektronegatiflik: Bir atomun bağ yapan elektronlarını kendine çekme yeteneğine (atomun bağ elektronlarına sahip çıkma isteğine) **elektronegatiflik** denir. Periyodik sistemde periyotlarda soldan sağa doğru gidildikçe elektronegatiflik genellikle artarken gruplarda yukarıdan aşağı doğru inildikçe genellikle azalır. Elektronegatiflik değeri en büyük olan element florudur (F).

Oksit ve Hidroksit Bileşiklerinin Asitlik/Bazlık Eğilimleri: Ametallerin oksit ve hidroksit bileşikleri genellikle asidik özellik gösterirken metallerin oksit ve hidroksit bileşikleri genellikle bazik özellik gösterir. Periyodik sistemde yukarıdan aşağı bazlık kuvveti artarken asitlik kuvveti azalır. Soldan sağa doğru ise asitlik kuvveti artarken bazlık kuvveti azalır.

c) Ardışık İyonlaşma Enerjilerinin Grup Numarasıyla İlişkisi

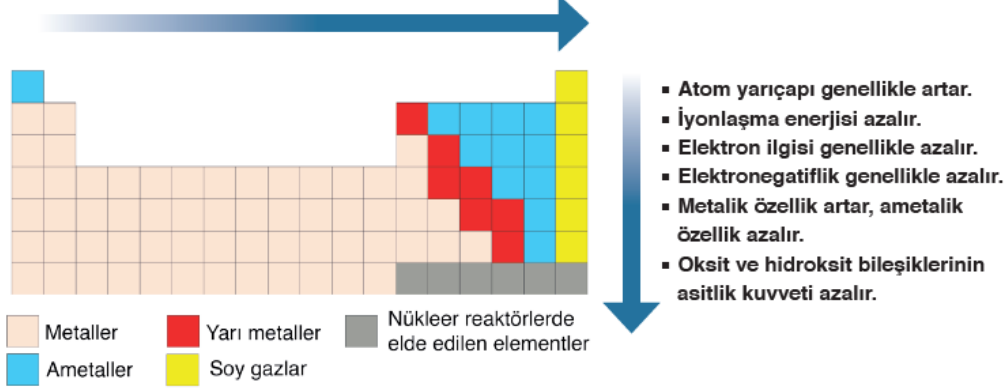
A grubu elementleri için ardışık iyonlaşma enerjileri arasındaki aşırı farktan yararlanarak elementin;

■ Değerlik elektron sayısı, ■ Değerliği, ■ Grup numarası belirlenebilir.

Element	Elektron dizilimi	IE_1 (kJ/mol)	IE_2 (kJ/mol)	IE_3 (kJ/mol)	IE_4 (kJ/mol)	Değerlik Elektron Sayısı	Grup Numarası
$_{11}\text{Na}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	496	4560	6900	9540	1	1A
$_{12}\text{Mg}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	738	1450	7730	10500	2	2A
$_{13}\text{Al}$	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	578	1820	2750	11600	3	3A

d) Periyodik Özelliklerin Değişim Eğilimlerini Bilişim Teknolojileri İle Açıklanması

- Atom yarıçapı genellikle azalır.
- İyonlaşma enerjisi genellikle artar.
- Elektron ilgisi genellikle artar.
- Elektronegatiflik genellikle artar.
- Metalik özellik azalır, ametalik özellik artar.
- Oksit ve hidroksit bileşiklerinin asitlik kuvveti artar.



4. BÖLÜM ELEMENTLERİ TANIYALIM

Elementlerin Periyodik Sistemdeki Konumu ile Özellikleri

a) s, p, d Blok Elementlerinin Özellikleri

s Blok Elementleri: 1A ve 2A grubu elementleridir.

1A Grubu Elementleri (Alkali Metaller): Hidrojen dışındaki elementlere alkali metaller denir. Elektron dizilimleri ns^1 şeklindedir. Bileşiklerinde +1 değerlik alırlar. (Hidrojen -1 veya +1 alabilir.) En aktif metal grubudur. 1A grubu metalleri çok aktif olduklarından sıcak ve soğuk suyla tepkimeye girerek hidrojen gazı açığa çıkarırlar ve havanın oksijeniyle oksit bileşikleri oluştururlar.

2A Grubu Elementleri (Toprak Alkali Metaller): Hepsi metaldir ve elektron dizilişleri ns^2 şeklindedir. Bileşiklerinde +2 değerlik alırlar. 1A dan sonra en aktif metal grubudur. Aktif olanları (Ca, Sr, Ba) su ile tepkimeye girerek hidroksit bileşiklerini oluştururlar.

p Blok Elementleri: 3A, 4A, 5A, 6A, 7A ve 8A grubu elementleridir.

3A Grubu Elementleri (Toprak Metalleri): Bu grupta sırasıyla B, Al, Ga, In, Tl, Nh elementleri bulunur. Elektron dizilimleri $ns^2 np^1$ ile biter. B yarımetal, Al anfoter metal diğerleri metaldir. En pasif metal grubudur.

Bileşiklerinde +3 değerlik alırlar.

4A Grubu Elementleri: 4A grubunda (14. grup) sırasıyla C, Si, Ge, Sn, Pb, Fl elementleri bulunur. C ametal, Si ve Ge yarımetal ve Sn ile Pb metaldir.

5A Grubu Elementleri: 5A grubunda (15. grup) sırasıyla N, P, As, Sb, Bi, Mc elementleri bulunur. Gruptaki azot ve fosfor elementleri ametal, arsenik ve antimon elementleri yarı metal, bizmut elementi metaldir.

6A Grubu Elementleri (Kalkojenler): 6A grubunda (16. grup) sırasıyla O, S, Se, Te, Po, Lv elementleri bulunur. Gruptaki oksijen, kükürt ve selenyum elementi ametal, tellür ve polonyum elementi yarı metal, polonyum ve livermorium elementleri radyoaktiftir.

7A Grubu Elementleri (Halojenler): 7A grubunda (17. grup) sırasıyla F, Cl, Br, I, At, Ts elementleri bulunur. Bu gruptaki elementlerin hepsi ametaldir. Gruptaki astatin, tennesine elementleri radyoaktiftir.

Elektron dizilişleri np^5 ile biter. Bileşiklerinde -1 den +7 e kadar değerlik alabilirler (Flor sadece -1 alır). En aktif ametal grubudur. Hidrojenli bileşikleri asittir (HF, HCl, HBr).

8A Grubu (Asal Gazlar, Soy Gazlar): Bu grupta sırasıyla He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn, Og elementleri bulunur. Gruptaki radon ve oganesson elementleri radyoaktif olup oganesson elementi yapay elementtir. Kararlı yapıya sahip olup bileşik oluşturmaya yatkın değiller. Doğada oda koşullarında tek atomlu gaz halinde bulunurlar. Elektron dizilişleri np^6 ile biter. (${}_2\text{He} : 1s^2$ şeklindedir)

d Blok Elementleri

Nötr ve temel hâl elektron dizilimleri d orbitali ile sonlanan elementlerin oluşturduğu bloktur. 3, 4, 5, 6, 7, 8, 9, 10, 11 ve 12. grup elementleri d bloğunda yer alır. Bu elementler 3B, 4B, 5B, 6B, 7B, 8B, 1B ve 2B grubu elementleridir. d bloğu elementlerine **geçiş metalleri** denir. Bu metallerin özelliklerinden biri de genellikle birden fazla pozitif yükseltgenme sayısı almasıdır (Fe²⁺, Fe³⁺ vb.).

f Bloğu Elementleri

Nötr ve temel hâl elektron dizilimleri f orbitali ile sonlanan elementlerin oluşturduğu bloktur. Elektron dizilimi 4f ile sonlanırsa lantanit, 5f ile sonlanırsa aktinit sınıfına girer. f bloğu elementlerine **iç geçiş elementleri** denir. Lantanit ve aktinitlerin hepsi aktif metaldir. Lantanitlerden sadece prometyum (Pm) radyoaktif olup aktinitlerin hepsi radyoaktiftir. Bu elementlerin kimyasal özellikleri birbirine çok benzer.

5. BÖLÜM

YÜKSELTGENME BASAMAKLARI

Yükseltgenme Basamakları ve Elektron Dizilimleri

İyonik bağlı bileşiklerdeki iyon yüküne ve kovalent bağlı bileşiklerdeki kısmi yüklere yüklenme basamağı denir. Tüm iyonik ve kovalent moleküllerdeki atomların sahip olduğu yük değerleri yükseltgenme basamağı olarak belirtilir.

Elementlerin Yükseltgenme basamaklarıyla elektron dizilişleri arasında direk bir ilişki vardır. Elementler kararlı olmak için bağ oluştururken değerlik elektronlarını kullanırlar. Dolayısıyla elektron dizilişlerine bağlı olarak yükseltgenme basamağı kazanmış olurlar. Örneğin 1A grubu metalleri elektron dizilişleri ns¹ ile bittiği ve soygazlardan 1 elektron fazlalıkları olduğu için bu elektronu vererek +1 yükseltgenme basamağını alırlar. B grubu elementlerinin çoğu küresel simetri durumunu tercih ettikleri için bileşiklerinde birden fazla yükseltgenme basamağı alabilmektedirler. Ametaller ise elektron alarak veya elektronları ortaklaşa kullanarak kararlı olmaktadır. Bu durumda hem pozitif hem de negatif yükseltgenme basamağını alabilmektedirler. Ancak Flor elementi elektronegatifliği en yüksek olan element olduğu için bileşiklerinde sadece -1 yükseltgenme basamağını almaktadır.

Elementlerin Yükseltgenme Basamaklarının Hesaplanması

Bileşiklerde ve bazı yaygın kök iyonlarda bulunan elementlerin yükseltgenme basamağının hesaplanması ile ilgili kurallar aşağıda belirtilmiştir.

- Serbest hâldeki atom ve moleküllerin yükseltgenme basamakları sıfırdır. (Cu⁰, O₂⁰, P₄⁰, vb.)
- Bileşiklerdeki atomların yükseltgenme basamakları toplamı sıfırdır.
- Bir atomlu iyonlarda iyonun yükü, atomun yükseltgenme basamağına eşittir. (Na⁺, Al³⁺, F⁻ vb.)
- Kök iyonlardaki atomların yükseltgenme basamakları toplamı kökün yüküne eşittir.
- Hidrojen metal bileşiklerinde -1, ametal bileşiklerinde +1 yükseltgenme basamağına sahiptir.
- Oksijen oksitlerinde -2, peroksitlerde -1, süper oksitlerde -1/2 ve florla yaptığı OF₂ bileşiğinde +2 yükseltgenme basamağına sahiptir.
- Alkali metaller bileşiklerinde sadece +1, toprak alkali metaller bileşiklerinde sadece +2 yükseltgenme basamağına sahiptir.
- Halojenler kararlı bileşiklerinde -1 yükseltgenme basamağına sahiptir.
- Bileşiklerinde gümüş (Ag) +1, çinko (Zn) +2, nikel (Ni) +2, alüminyum (Al) +3 yükseltgenme basamağına sahiptir.

Örneğin;

$$\text{H}_2\text{SO}_4 : 2.\text{H} + \text{S} + 4.\text{O} = 0 \Rightarrow 2.(+1) + 1.(a) + 4.(-2) = 0 \Rightarrow a = +6$$

$$\text{PO}_4^{3-} : \text{P} + 4.\text{O} = -3 \Rightarrow (a) + 4.(-2) = -3 \Rightarrow a = +5$$