

1.ÜNİTE

1. Bölüm Özeti

(Modern Atom Teorisi)

Bilim insanları tarihsel süreç içinde atomun yapısı hakkında çeşitli çalışmalar yapmışlardır. Atomun yapısı hakkındaki bazı bilimsel çalışmalar aşağıda özetlenmiştir.

- 1873 yılında James Clerk Maxwell ışığın elektromanyetik dalgalarından oluştuğunu ve elektromanyetik ışımayı açıklamıştır.
- Katılar ısıtıldığında geniş dalga boyu aralığında elektromanyetik ışıma yayar. Bu, ışımının enerjisinin dalga boyuna bağlı olduğunu gösterir.
- 1900 yılında Max Planck atomların ve moleküllerin enerjiyi küçük paketler (kuant) hâlinde yayınlayıp soğurabildiğini (atomların yayılma spektrumları) açıklamıştır.
- 1905 yılında Albert Einstein metal yüzeyine belli frekansta ışık düşürüldüğünde metal yüzeyden elektron fırlamasını (fotoelektrik olayı) açıklamıştır.
- 1913 yılında Bohr ve Maxwell'in çalışmaları ışığın dalga, Planck ve Einstein'ın çalışmaları ise ışığın parçacık özelliği gösterdiğini ortaya koymuştur.

Bohr atom modeli, hidrojen atomunun spektrumunu ve hidrojen atomu gibi tek elektrona (2He^+ , 3Li^{2+}) sahip iyonların spektrumlarını açıklarken çok elektronlu atomların spektrumunu açıklamada yetersiz kalmıştır. Hidrojenin ışıma spektrumu, manyetik alanda incelendiğinde oluşan spektrumda bazı farklar gözlemlenir. Tek renge ait bir çizgi gibi görünen dalga boylarının yanında birbirine yakın alt çizgiler ve bazı parlak çizgiler vardır. Bohr modeli bu alt çizgileri ve bazı çizgilerin neden daha parlak olduğunu açıklayamamıştır.



Bohr atom modelinde dairesel yörüngelerde bulunan elektronlar çekirdek çevresinde belli bir hızla dönerken sarmal hareket ederek hızla çekirdeğe yaklaşıp çekirdeğe düşmelidir. Fakat elektronlar çekirdeğe düşmemektedir. Bohr, elektronun çekirdeğe düşmeme nedenini elektronun yalnızca belli bir enerjiye sahip olan belirli yörüngede bulunabileceği görüşü ile açıklamaktadır. Fakat elektronun bu yörüngenin dışına neden bulunamayacağını açıklayamamıştır. Bohr atom modeli deney ve gözlemlerden elde edilen bulguları açıklamadaki sınırlılıkları nedeniyle modern atom teorisi ortaya atılmıştır.

1924 yılında Louis De Broglie, 1927 yılında Werner Heisenberg'in yaptığı çalışmaların ışığında elektronun hızının ve konumunun aynı anda belirlenemeyeceği ortaya atılmıştır. Bu durum Heisenberg Belirsizlik İlkesi olarak bilinir.

Heisenberg Belirsizlik İlkesi'ne göre bir parçacığın belirli bir konum aralığına sahip olduğu söylenebilir. Bu nedenle Bohr atom modelinde olduğu gibi elektronların çekirdek etrafında dairesel yörüngeleri izlediği ispatlanamaz ancak elektronların çekirdek etrafında bulunma olasılığının olduğu bölgelerden bahsedilebilir. Modern atom modelinde, elektronların atomda bulunma ihtimalinin yüksek olduğu bölgelere orbital (elektron bulutu) denir.

1926 yılında Erwin Schrödinger, elektron gibi küçük taneciklerin enerjilerini ve genel davranışını açıklayan denklem geliştirmiştir (Schrödinger dalga denklemi).

Elektronların bulunma olasılıklarının yüksek olduğu bölgeler yani orbitaller Schödinger dalga denkleminin çözümlenmesi sonucunda ortaya çıkar. Orbital atom içindeki elektronun dalga fonksiyonu olarak düşünülebilir. Dalga fonksiyonları da kuantum sayıları ile gösterilir.

Kuantum sayıları

- Baş (Birincil) kuantum sayısı (n)
- Açısal momentum kuantum sayısı (ℓ) = İkincil kuantum sayısı = Yan kuantum sayısı
- Manyetik kuantum sayısı (m_ℓ) şeklindedir.

Baş kuantum sayısı n ile gösterilir. Elektronun enerji düzeyine ve elektronun çekirdeğe olan ortalama uzaklığına bağlı olarak değişen kuantum sayısıdır.

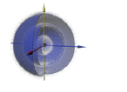
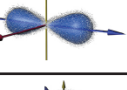
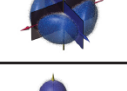
Katman (Kabuk, Enerji Düzeyi)	K	L	M	N	O	...
Baş Kuantum Sayısı (n)	1	2	3	4	5	...

Açısal momentum kuantum sayısı ℓ ile gösterilir. Orbitalin şeklini ve bir enerji düzeyinde kaç tane alt enerji düzeyi olduğunu veren kuantum sayısıdır. ℓ sıfırdan $n-1$ 'e kadar olan tüm değerleri alır.

$$\ell=0, 1, 2, \dots, (n-1)$$

Açısal Momentum Kuantum Sayısı (ℓ)	0	1	2	3	...
Orbital Türü	s	p	d	f	...

Manyetik kuantum sayısı m_ℓ ile gösterilir. Alt enerji düzeyinde kaç tane orbital olduğunu gösteren kuantum sayısıdır. m_ℓ sıfır da dâhil olmak üzere $-\ell$ ile $+\ell$ arasındaki bütün tam sayı değerlerini alabilir (Tablo 1.1.4). Verilen ℓ değeri için $m_\ell=2\ell+1$ alt orbital sayısını verir.

Orbital türü	ℓ	$m_\ell (-\ell, 0, +\ell)$	Açıklama
 s	0	0	1. enerji düzeyinden başlayarak her bir enerji düzeyinde 1 tane s orbitali vardır.
 p	1	-1, 0, +1	2. enerji düzeyinden başlayarak her bir enerji düzeyinde 3 tane p orbitali vardır.
 d	2	-2, -1, 0, +1, +2	3. enerji düzeyinden başlayarak 7. enerji düzeyine kadar her bir enerji düzeyinde 5 tane d orbitali vardır.
 f	3	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3	4 ve 5. enerji düzeylerinin her birinde 7 tane f orbitali vardır.

Elektronun kendi eksenini etrafında dönme hareketi **spin** olarak adlandırılır ve elektron 2 spine sahiptir. Elektronun saat yönünde ($+1/2$) veya ters yönde ($-1/2$) hareketi ile belirli bir hızda döndüğü düşünülebilir. Bu durum spin kuantum sayısı ile ifade edilir ve m_s ile gösterilir. Elektron dönme yönüne göre $m_s = (+1/2 \uparrow)$ veya ($-1/2 \downarrow$) değerlerini alabilir.

Orbitaller:

s orbitali küreseldir, en fazla 2 elektron alabilir ve baş kuantum sayısı büyüdükçe yani elektron çekirdekten uzaklaştıkça s orbitalinin de büyüklüğü ve enerjisi de artar.

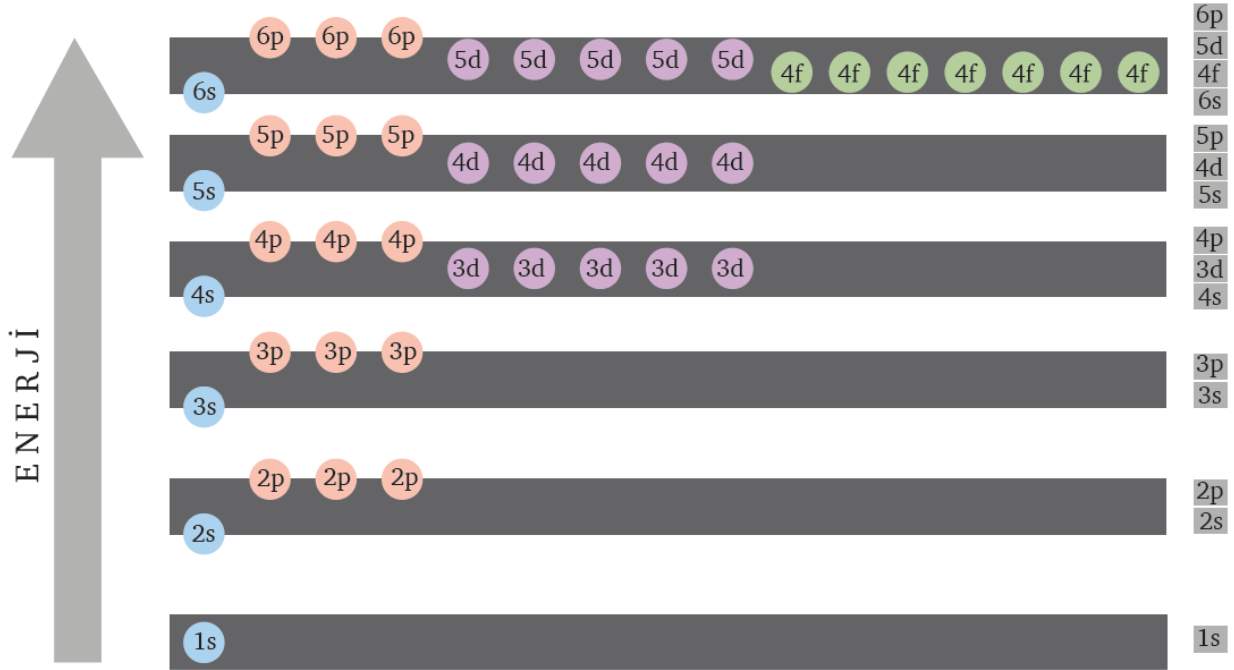
p orbitali çekirdeğin iki tarafında zıt yönelmiş iki ayrı lobdan oluşan elektron bulutudur. Aynı enerji değerine karşılık gelen 3 tane p orbitali bulunur. Fakat bu p orbitallerinin uzaydaki yönelişleri farklıdır. Elektron bulutlarındaki lobutlar birbirine dik x, y, z eksenleri üzerindeki p_x , p_y , p_z orbitalleri olarak belirtilir. Her orbital en fazla 2 elektron alabileceğinde p orbitallerinde toplam 6 elektron bulunur.

d orbitalleri kompleks şekillere sahiptir. Aynı enerji değerine karşılık gelen 5 tane d orbitali bulunur. Fakat d orbitallerinin uzaydaki yönelişleri farklıdır. d orbitalleri uzaydaki yönelişlerine göre d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , $d_{x^2-y^2}$ ve d_{z^2}

şeklinde gösterilir. Her bir orbital en fazla 2 elektron alabileceği için d orbitali en fazla 10 elektron alabilir. d orbitalleri 3. enerji düzeyinden itibaren üst enerji düzeylerinde bulunur.

f orbitalleri d orbitallerine göre daha da kompleks şekillere sahiptir. Aynı enerji değerine karşılık gelen ve uzaydaki yönelişleri farklı olan 7 tane f orbitali bulunur. f orbitallerinde toplam 14 elektron yer alabilir. f orbitalleri 4. enerji düzeyinden itibaren üst enerji düzeylerinde bulunur.

Orbitallerin enerjileri arasındaki ilişki $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < \dots$ şeklindedir.



1.ÜNİTE

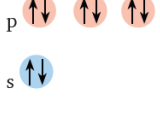
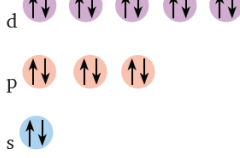
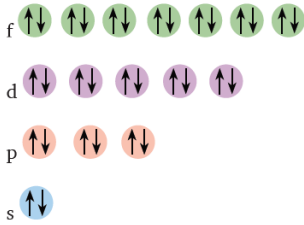
2. Bölüm Özeti

(Periyodik Sistem ve Elektron Dizilimleri)

Maddelerin kimyasal, elektriksel ve manyetik davranışlarını açıklamaya yardımcı olduğu için atomların elektron dizilimi oldukça önemlidir. Atomun elektron dizilimi bilinirse o elementin periyodik sistemdeki yeri, metal, ametal veya soy gaz mı olduğu tahmin edilebilir. Ayrıca iki maddenin etkileşip etkileşmeyeceği, etkileşmenin ve aralarındaki tepkimenin türü atomların elektron diziliminden belirlenebilir. Bir atomun elektron dizilimi, elektronların atom çekirdeği etrafında uzaydaki düzenlenişini açıklar.

Elektronlar çekirdeğin etrafında farklı enerji düzeylerinde bulunur ve her enerji düzeyi farklı sayıda elektron bulundurur. Elektronların enerji düzeyleri alt enerji düzeylerine ayrılmıştır. Bu alt enerji düzeylerinde elektronların bulunma ihtimalinin yüksek olduğu bölgelere orbital denir.

Enerji düzeyi aynı zamanda baş kuantum (n) sayısına eşittir. Temel enerji düzeyindeki orbital sayısı n^2 ile bulunur. Enerji Düzeylerindeki Orbital Türü ve sayısı ve orbitallerin şematik gösterimi aşağıdaki gibidir.

Baş Kuantum Sayısı (n)	Enerji Düzeyindeki Orbital Türü	Enerji Düzeyindeki Orbital Sayısı (n^2)	Enerji Düzeyindeki Orbital Türü ve Sayısının Şematik Gösterimi
n=1	Tek tür orbital s	$1^2=1$	s 
n=2	İki tür orbital s, p	$2^2=4$	p 
n=3	Üç tür orbital s, p, d	$3^2=9$	d 
n=4	Dört tür orbital s, p, d, f	$4^2=16$	f 

Her orbitalin alabileceği en fazla elektron sayısı ise $2(2\ell+1)$ formülü ile hesaplanır. Orbitalin enerji düzeyi, türü, yan kuantum sayısı, en fazla alacağı elektron sayısı ve tam dolu orbitalin şematik gösterimi aşağıdaki gibidir.

Enerji Düzeyi	Orbital	Yan Kuantum Sayısı (ℓ)	Orbitalin En Fazla Alacağı Elektron Sayısı $2(2\ell+1)$	Tam Dolu Orbital Şeması
1	s	0	$2(2.0+1)=2$	
2	p	1	$2(2.1+1)=6$	
3	d	2	$2(2.2+1)=10$	
4	f	3	$2(2.3+1)=14$	

Atomların elektron diziliminin yazılması ve elektronların orbitallere doldurulmasında Hund Kuralı, Aufbau Kuralı ve Pauli İlkesi dikkate alınır.

Hund Kuralı: Elektronlar eş enerjili orbitallere doldurulurken önce boş orbitallere aynı spinli olacak şekilde birer birer yerleştirilir. Daha sonra elektron sayısı zıt spinli olacak şekilde ikiye tamamlanır.

Aufbau Kuralı: Orbitallere elektronların doğru şekilde yerleştirilmesi düşük enerjili orbitalden yüksek enerjili orbitale doğru olur.

Pauli İlkesi: bir atomda bulunan iki elektronun da 4 kuantum sayısının aynı olamayacağını belirtir. Çünkü 4 kuantum sayısının aynı olması tek bir elektronu ifade eder. Başka bir ifadeyle n , ℓ , m_ℓ değerleri aynı olsa bile m_s değeri farklı olmalıdır.

Orbitallerin enerji sıralaması $1s, 2s, 2p, 3s, 3p, 4s, 3d, 4p, 5s, 4d, 5p, 6s, 4f, 5d, 6p, 7s, 5f, 6d, 7p$ şeklindedir. Aşağıdaki örnekleri inceleyiniz.

Elementin Sembolü	Atom Numarası	Elektron Dizilimi	En Yakın Soygazdan Yararlanarak Yazılan Elektron Dizilimi
H	1	$1s^1$	-
He	2	$1s^2$	-
Li	3	$1s^2 2s^1$	$[\text{He}] 2s^1$
Be	4	$1s^2 2s^2$	$[\text{He}] 2s^2$
B	5	$1s^2 2s^2 2p^1$	$[\text{He}] 2s^2 2p^1$
C	6	$1s^2 2s^2 2p^2$	$[\text{He}] 2s^2 2p^2$
N	7	$1s^2 2s^2 2p^3$	$[\text{He}] 2s^2 2p^3$
O	8	$1s^2 2s^2 2p^4$	$[\text{He}] 2s^2 2p^4$
F	9	$1s^2 2s^2 2p^5$	$[\text{He}] 2s^2 2p^5$
Ne	10	$1s^2 2s^2 2p^6$	$[\text{He}] 2s^2 2p^6$
Na	11	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$	$[\text{Ne}] 3s^1$
Mg	12	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2$	$[\text{Ne}] 3s^2$
Al	13	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^1$	$[\text{Ne}] 3s^2 3p^1$
Ti	22	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^2$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^2$
V	23	$1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^3$	$[\text{Ar}] 4s^2 3d^3$

Atomun en yüksek enerji düzeyindeki orbitallerine **değerlik orbitalleri**, değerlik orbitallerindeki elektronlara **değerlik elektronları** denir. Atomun en yüksek enerji düzeyindeki orbitallerine **değerlik orbitalleri**, değerlik orbitallerindeki elektronlara **değerlik elektronları** denir.

Bir elementin periyodik sistemdeki yerini belirlemek için aşağıdaki basamaklar uygulanır:

1. Elementin temel hâldeki elektron dizilimi yazılır.
2. En yüksek enerji düzeyi (baş kuantum sayısı) belirlenir. Bu sayı elementin periyot numarasıdır.
3. Değerlik elektronlarının toplam sayısı bulunur. Toplam sayı 10'dan büyükse 10 çıkarılır. Bu sayı elementin grup numarasıdır.
4. Elektron dizilimindeki en son orbital türü belirlenir.
s: s blok, p: p blok, d: d blok, f: f blok

1.ÜNİTE

3. Bölüm Özeti (Periyodik Özellikler)

Atom yarıçapı genellikle atom çekirdeğinden en dış katmandaki elektrona olan uzaklık olarak tanımlanabilir. En dıştaki elektronun yeri tam olarak belirlenemediği için atom çekirdeği ile en dış katmandaki elektron arasındaki uzaklığın saptanması mümkün değildir. Bu nedenle atom yarıçapı, bağlı iki atom çekirdeği arasındaki mesafeden yararlanılarak ölçülür. Atomları yarıçapı atomların yaptıkları bağlarla ilişkilidir. Bir atom için atom yarıçapı, kovalent yarıçap, van der Waals yarıçapı, iyonik yarıçaptan söz etmek mümkündür.

Kovalent yarıçap: İki atom arasında kovalent bağ oluşuyorsa kovalent yarıçap belirlenebilir. Kovalent yarıçap (aynı iki atom bağlı ise) iki atom çekirdeği arasındaki mesafenin yarısıdır.

Van der Waals yarıçapı: birbirine bağlı olmayan iki atomun en yakın çekirdekleri arasındaki uzaklığın yarısıdır.

İyonik yarıçap, iyonik bağlı bileşikteki bir iyonun yarıçapıdır.

İyonik bir bağdaki her atomun yarıçapı, kovalent bir bağdaki yarıçaptan, iyonik bağdaki atomların farklı boyutlara sahip olmalarından dolayı farklıdır.

Periyodik sistemde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru atomun elektron diziliminde baş kuantum sayısı ve katman sayısı artacağı için atom yarıçapı artar. Aynı periyotta soldan sağa doğru baş kuantum sayısı değişmez. Atom yarıçapı genellikle küçülür. Fakat soy gazların atom yarıçapı bu azalma eğilimine uymaz.

Geçiş elementlerinde ve iç geçiş elementlerinde elektronlar son katmana değil, daha önceki alt katmana yerleştiği için atom yarıçapı fazla değişmez. Ancak lantanitlerde ise Lantanit büzülmesi adı verilen, atom yarıçapında belirgin fakat yavaş bir azalma söz konusudur.

Atom, elektron vererek katyon hâline geldiğinde en dıştaki elektronlar çekirdekten uzaklaşacağı için atomun katman sayısı azalacağından katyonun yarıçapı nötr atomun yarıçapından küçük olur. Atom elektron alarak anyon hâline geldiğinde ise elektron başına düşen çekim gücü azalacağı için anyonun yarıçapı nötr atomun yarıçapından büyük olur.

Katyonun iyon yarıçapı < Nötr atomun yarıçapı < Anyonun iyon yarıçapı

Metaller, elektron verme eğilimi yüksek olan elementlerdir. Atom yarıçapı büyüdükçe değerlik elektronları çekirdekten uzaklaşır. Elektron çekirdekten uzaklaştıkça elektron başına düşen çekim kuvveti azalacağından elektron vermek kolaylaşır ve metalik aktiflik artar. Periyodik sistemde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru atom çapı arttığı için metalik aktiflik de artar. Ametalik aktiflik ise azalır.

Ametaller, son enerji düzeyinde genellikle 4, 5, 6 ya da 7 elektron bulunduran ve elektron alma eğilimi yüksek olan elementlerdir. Elektron alma eğilimi atom yarıçapı küçüldükçe artar. Periyodik sistemde aynı periyotta soldan sağa doğru atom yarıçapı azaldığı için ametallik özellik artar, metalik özellik ise azalır.

İyonlaşma Enerjisi

Temel hâldeki nötr bir gaz atomundan bir elektronun uzaklaştırılması için gerekli olan minimum enerjiye **iyonlaşma enerjisi** denir.

- Nötr bir atomdan bir elektron uzaklaştırmak için gerekli olan enerjiye **1. iyonlaşma enerjisi** denir.
- +1 yüklü iyondan bir elektron koparmak için gerekli olan enerjiye **2. iyonlaşma enerjisi** denir.

Nötr bir atomdan art arda elektron uzaklaştırılması işleminde ilk elektronun uzaklaştırılması için gereken enerji diğer iyonlaşma enerjilerinden her zaman küçüktür. Çünkü uzaklaştırılan her elektrondan sonra kalan elektron başına düşen çekim gücünün daha fazla olacaktır.

$$I.E1 < I.E2 < I.E3 < I.E4 < \dots$$

İyonlaşma enerjisi ile atom yarıçapı ters orantılıdır. Atomun yarıçapı arttıkça (elektron çekirdekten uzaklaştığı için) iyonlaşma enerjisi küçülür. Periyodik sistemde aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe atom yarıçapı

artarken iyonlaşma enerjisi azalır. Aynı periyotta sağa doğru gidildiğinde atom yarıçapı küçülür. Bu nedenle iyonlaşma enerjisi genellikle artar.

Periyodik cetvelde aynı periyotta soldan sağa doğru giderken 1. iyonlaşma enerjisi değişimi;

$1A < 3A < 2A < 4A < 6A < 5A < 7A < 8A$ şeklindedir.

Elektron ilgisi: Gaz hâldeki nötr bir atomun bir elektron alması sırasında oluşan enerji değişimine elektron ilgisi denir. Elektron ilgisi ne kadar büyükse elektron alma isteği o kadar büyüktür. Ametallerin elektron ilgisi genellikle metallerin elektron ilgisinden daha büyüktür. Ametallerde genellikle aynı periyotta grubu büyük olanın, çapı ise küçük olanın elektron ilgisi daha büyüktür. Periyodik sistemde aynı periyotta soldan sağa doğru gidildikçe (8A hariç) elektron ilgisi genellikle artar. Aynı grupta yukarıdan aşağıya inildikçe elektron ilgisi genellikle azalır.

Elektronegatiflik: Bir atomun kimyasal bağdaki elektronları kendine doğru çekme yeteneğinin bir ölçüsüdür.

Periyodik sistemde aynı periyotta soldan sağa doğru gidildikçe elektronegatiflik artar. Aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe elektronegatiflik azalır.

Oksit ve Hidroksit Bileşiklerinin Asit ve Bazlık Özelliği

Elementlerin oksijenle yaptıkları bileşikler bazik oksit, asidik oksit, amfoter oksit ve nötr oksit olarak sınıflandırılabilir.

Amfoter metaller hariç, metallerin oksitlerinin sulu çözeltisi bazik karakter gösterir. Bu nedenle metal oksitlere bazik oksit de denir. Metal oksitler su ile tepkimeye girdiklerinde hidroksit oluşturur. Oluşan hidroksit bileşiği suda ne kadar çok iyonlaşıyorsa bileşiğin bazik özelliği o kadar büyük olur. Periyodik tabloda aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe metal atomunun çapı artacağı için oluşan hidroksit bileşiği suda daha çok iyonlaşacağından gruplarda yukarıdan aşağıya doğru inildikçe hidroksit bileşiklerinin bazlık karakteri artar.

Ametal oksitlerinin genellikle oksijence zengin olanlarına (CO_2 , N_2O_5 vb.) **asidik oksit** denir. Asidik oksitlerin su ile tepkimelerinde H^+ iyonu oluştuğu için sulu çözeltileri asidik özellik gösterir.

Ametal oksitlerinin genellikle oksijence fakir olanlarına (CO , NO , N_2O vb.) **nötr oksit** de denir. Periyodik sistemde metallerin oksijenle tepkimelerinden oluşan metal oksitler bazik oksit, ametallerin oksijenle tepkimesinden oluşan ametal oksitler asidik oksittir. Metal oksitlerin sulu çözeltileri bazik, ametal oksitlerin sulu çözeltileri asidik özellik gösterir.

1.ÜNİTE

4. Bölüm Özeti

(Elementleri Tanıyalım)

Periyodik sistem s, p, d ve f olmak üzere dört bloktan oluşur. Elektron dizilimi s ile biten elementler **s bloku**, p ile bitenler **p bloku**, d ile bitenler **d bloku** ve f ile bitenler **f bloku** elementidir. s ve p blok elementleri **A grubu** elementleridir. A grubu elementlerine baş grup (ana grup veya temsilci) elementleri de denir.

d bloku elementleri **B grubu** elementleridir. B grubu elementleri yan grup elementleri olarak da bilinir. f bloku elementlerini **lantanit** ve **aktinitler** oluşturur.

Elektron Dizilimi	Bloku	Blokta Bulunan Elementlerin Grupları
s ile biterse	s bloku	1A ve 2A grubu (baş grup elementleri)
p ile biterse	p bloku	3A, 4A, 5A, 6A, 7A, 8A grupları (baş grup elementleri)
d ile biterse	d bloku	B grupları (geçiş metalleri)
f ile biterse	f bloku	Lantanit ve aktinitler (iç geçiş elementleri)

S Bloku Elementleri ve Özellikleri

Periyodik sistemin en solunda bulunan 1A ve 2A grubu elementleri s blokundadır. Elementlerin elektron dizilişi s orbitaliyle sonlandığı için s orbitali yarı dolu ya da tam doludur, bu nedenle hepsi küresel simetrik yapıya sahiptir. s blok elementleri aynı periyotta bulunan diğer blok elementlerine göre daha büyük atom hacmine sahip oldukları için yoğunlukları oldukça düşük olup hafif metaller sınıfına girerler. s blok elementlerinin tepkimeye girme istekleri fazla olduğu için aktif metaller olarak da adlandırılırlar.

Elektron dizilişi s orbitali ile biten elementlerden hidrojen ametal, helyum soy gaz, diğer elementler metaldir. Aynı periyotta 1A grubu elementlerinin metal karakteri 2A grubundan daha fazladır. Aynı grupta ise yukarıdan aşağıya doğru elementlerin metalik karakteri artış gösterir.

s blokunda elektron dizilimleri s^1 ile sonlanan elementler (hidrojen hariç) bileşiklerinde 1 elektron vererek yalnızca +1 yüklü iyon oluşturur. Elektron dizilimleri s^2 ile sonlanan elementler (helyum hariç) bileşiklerinde 2 elektron vererek yalnızca +2 yüklü iyon oluşturur.

Metallerin aktifliğinin ölçüsü elektron verme, ametallerin aktifliğinin ölçüsü ise elektron alma eğilimidir. Aynı periyotta metal atomunun son katmanındaki elektron sayısı azaldıkça metalik aktiflik artar. Dolayısı ile 1A grubu elementleri, 2A grubu elementlerine göre daha aktiftir.

Suyla tepkimeleri sonucunda oluşan metal hidroksitler baz olduğu için s blok metallerinden 1A grubuna alkali metaller, 2A grubuna toprak alkali metaller de denir.

s bloku elementlerinden He kimyasal bağ oluşturmeyen bir soy gazdır. s bloku metalleri ametallerle iyonik bağ yapabilir, ametal olan hidrojen ise iyonik ve kovalent bağ oluşturabilir. Hidrojen ise metallerle iyonik, ametallerle kovalent bağ oluşturur.

p BLOKU ELEMENTLERİ VE ÖZELLİKLERİ

p blokunda metaller, ametallar, yarı metaller ve soy gazlar bulunur. p blokunda (soy gazlar hariç) aynı periyotta soldan sağa doğru metalik karakter azalır, ametalik karakter artar. Aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru gidildikçe metalik karakter artar, ametalik karakter azalır.

p bloku elementlerinin alabileceği iyon yükleri bulundukları gruba ve metal-ametal karakterlerine göre değişmektedir. Elektron dizilimi $ns^2 np^1$ ile sonlanan 3 A grubu elementleri genellikle +3 yüklü iyon oluştururlar. Elektron dizilimi $ns^2 np^2$ ile sonlanan 4 A grubu elementleri genellikle +2 veya +4 iyon yüküne sahip olabilirler.

Elektron dizilimi $ns^2 np^3$ ile sonlanan 5 A grubu elementleri genellikle +3 veya +5 iyon yüküne sahip olabilirler. Elektron dizilimi $ns^2 np^4$ ile sonlanan 6 A grubu elementleri genellikle -2 iyon yüküne sahip olabilirler. Aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe -4 iyon yükü de yaygın olarak görülebilir. Elektron dizilimi $ns^2 np^5$ ile sonlanan 7 A grubu elementleri genellikle -1 iyon yüküne sahip olabilirler.

7A grubu elementleri p blokunun en aktif ametalleridir ve aktiflikleri grupta yukarı doğru artar. 7A grubundaki halojenler en aktif ametalleri oluşturur. p bloku metallerinin aktifliği 3A grubunda aşağıya doğru artar. s bloku metallerine göre aktiflikleri daha azdır. p blokunda bir periyotta soldan sağa doğru gidildikçe elementlerin metalik aktifliği azalır, ametalik aktifliği artar.

p bloku elementlerinden soy gazlar özel koşullar dışında kimyasal bağ oluşturmaz. p bloku metalleri iyonik bağ yapabilir. p blok ametalleri metallerle iyonik, kendi aralarında veya diğer ametallerle kovalent bağ oluştururlar.

d BLOKU ELEMENTLERİ VE ÖZELLİKLERİ

d bloku periyodik sistemde s bloku ile p bloku (2A ve 3A grupları) arasında yer alan ve 10 sütundan oluşan, elektron dizilişleri d orbitaliyle sonlanan elementleri içeren bloktur. d bloku elementleri geçiş elementleri veya geçiş metalleri olarak adlandırılır. d bloku elementlerinin tamamı metalik karakterdedir. blokunda aynı periyotta soldan sağa doğru ve aynı grupta yukarıdan aşağıya doğru metalik karakter genellikle artar.

B grubu elementleri genellikle bileşiklerinde birden çok iyon yükü alabilir (Cu^{1+} , Cu^{2+} ; Hg^{1+} , Hg^{2+} ; Fe^{2+} , Fe^{3+} ; Sn^{2+} , Sn^{4+} ; Pb^{2+} , Pb^{4+}).

Geçiş metallerinin aktiflikleri değişkendir. Geçiş metallerinin kimyasal tepkimelere ilgisi aktifliklerine göre değişir.

Geçiş metallerinin çoğu, asitlerdeki hidrojen iyonu (H^+) ile yer değiştirerek hidrojen gazı (H_2) çıkaracak kadar aktiftir.

d bloku elementlerinin tamamı metaldir ve iyonik bağ yapabilir. d bloku metallerini bir arada tutan güçlü etkileşim metalik bağdır. Fakat yarı dolu d orbitallerinin örtüşmesi sonucunda bazı elementler metalik karakter dışında kovalent karakter de gösterebilir.

f BLOKU ELEMENTLERİ VE ÖZELLİKLERİ

f bloku elementlerine **iç geçiş elementleri** ya da **iç geçiş metalleri** de denir. f bloku metallerinin 1. yatay sırasına **lantanitler**, 2. yatay sırasına **aktinitler** adı verilir. f bloku elementlerinin atom hacimleri birbirine yakındır ve bileşiklerinde genellikle +3 iyon yüküne sahiptir.

ASAL GAZ ÖZELLİKLERİ VE ELEKTRON DİZİLİMİ

Periyodik sistemin 8A grubunda bulunan elementlerdir. Orbitalleri tam dolu olduğu için 8A grubu elementleri elektron almaz. Ancak özel şartlar altında Kr, Xe ve Rn'un bileşikleri sentezlenmiş, He ve Ne'un bileşikleri henüz sentezlenememiştir. Asal gazlarda atomlar arasında zayıf London kuvvetleri (indüklenmiş dipol-indüklenmiş dipol etkileşimi) bulunduğu için erime-kaynama noktaları çok düşüktür ve standart şartlar altında ideal gazı çok yakındır.

1.ÜNİTE

5. Bölüm Özeti

(Yükseltgenme Basamakları)

Bir atomun moleküldeki veya iyonik bileşikteki yük sayısına **yükseltgenme basamağı** (yükseltgenme sayısı) denir. İyon yükü sadece iyonik bileşikte bulunan iyonların yükü için kullanılabilir. Yükseltgenme basamağı ise tüm elementlerin, iyonik bileşiklerdeki iyonların ve moleküler yapıdaki atomların yükleri için kullanılabilen daha geniş bir kavramdır. Atomların bileşiklerinde alabileceği yükseltgenme basamakları elektron dizilimi ile ilgilidir.

Aşağıdaki tablolarda sık kullanılan katyon ve anyonların yükleri ile d bloku elementlerinin yükseltgenme basamakları özetlenmiştir.

1+ Yüklü		2+ Yüklü		3+ Yüklü	
H ⁺	Hidrojen	Be ²⁺	Berilyum	Al ³⁺	Alüminyum
Li ⁺	Lityum	Mg ²⁺	Magnezyum	Fe ³⁺	Demir
Na ⁺	Sodyum	Ca ²⁺	Kalsiyum		
K ⁺	Potasyum	Ba ²⁺	Baryum		
Ag ⁺	Gümüş	Zn ²⁺	Çinko		
NH ₄ ⁺	Amonyum	Cu ²⁺	Bakır		
Cu ⁺	Bakır	Fe ²⁺	Demir		

1- Yüklü		2- Yüklü		3- Yüklü	
H ⁻	Hidrür	O ²⁻	Oksit	N ³⁻	Nitrür
F ⁻	Florür	S ²⁻	Sülfür	P ³⁻	Fosfür
Cl ⁻	Klorür	CO ₃ ²⁻	Karbonat	PO ₄ ³⁻	Fosfat
Br ⁻	Bromür	SO ₄ ²⁻	Sülfat		
I ⁻	İyodür				
OH ⁻	Hidroksit				
CN ⁻	Siyanür				
NO ₃ ⁻	Nitrat				
CH ₃ COO ⁻	Asetat				

Elektron Dizilimi	Periyodik Sistemde Grubu	Beklenen Yükseltgenme Basamağı
$ns^2 (n-1)d^1$	3B	s orbitalindeki 2 elektronu vererek 2+ yük beklenirken 3B grubu elementleri 2+ yükseltgenme basamağında bulunmaz. 3+
$ns^2 (n-1)d^2$	4B	(s orbitalindeki 2 elektronu vererek) 2+, (s ve d orbitalindeki 4 elektronu vererek) 4+
$ns^2 (n-1)d^3$	5B	2+, 5+
$ns^2 (n-1)d^4$	6B	2+, 6+
$ns^2 (n-1)d^5$	7B	2+, 7+
$ns^2 (n-1)d^6$	8B	2+, 3+ (d^5 küresel simetrik yapı), 8+ (Grupta aşağıdaki elementlerde görülür.)
$ns^2 (n-1)d^7$	8B	2+, 3+, 4+
$ns^2 (n-1)d^8$	8B	2+, 3+
$ns^2 (n-1)d^9$	1B	1+, 2+, 3+
$ns^2 (n-1)d^{10}$	2B	2+