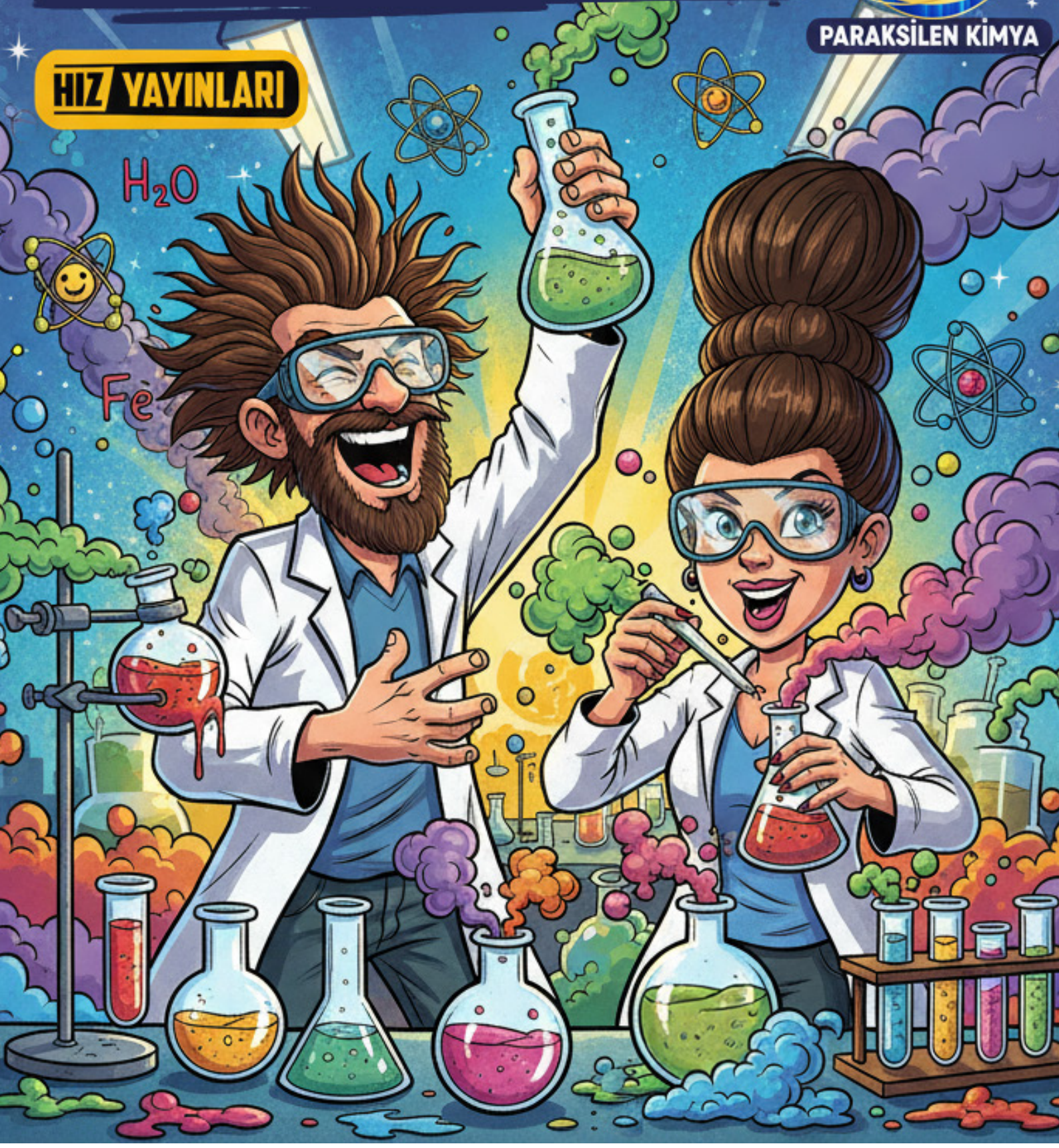


11. SINIF 1. YAZILISI



PARAKSİLEN KİMYA

HIZ YAYINLARI

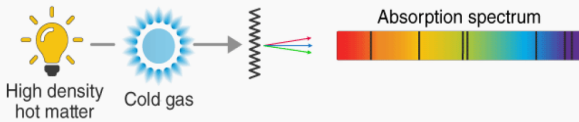


SPEKTRUM

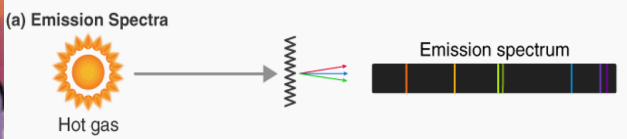
- Bir delikten giren güneş ışığı (beyaz ışık) prizmadan geçip fotoğraf filmine düşürüldüğünde kırmızıdan mora kadar bir dizi renge ayrılır. İlk olarak Newton'un keşfettiği bu renk dizisine spektrum denir.
- Bu spektrum sürekli spektrumdur yani tüm görünür bölge renkleri vardır.



- Güneş ışığı prizmadan geçirilmeden önce bir gazın içerisinden geçirilirse gaz ışık enerjisinin bir bölümünü gaz absorblar (emer, absorpsiyon;emme).
- Bu durumda spektrumda gazın emdiği bölgelerde siyah çizgiler oluşur. Bu tip spektruma absorpsiyon spektrumu denir.

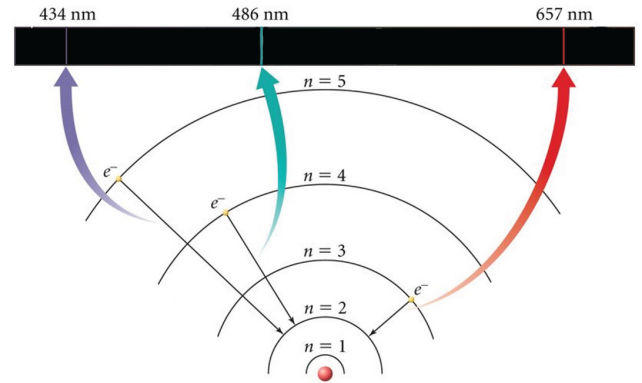


- Isıtılan bir gazdan çıkan ışınlar fotoğraf filmine düşürülürse siyah bir film üzerinde yer yer renkli çizgiler oluşur. Bu spektruma emisyon (yayma) spektrumu denir.



- Absorpsiyon spektrumu ve emisyon spektrumundaki çizgiler atom için karakteristiktir ve hep aynı yerde çıkar. Bir atomun absorpsiyon spektrumu ile emisyon spektrumunu üst üste çakıştırılırsa sürekli spektrum elde edilir.

BOHR ATOM MODELİNE AİT EMİSYON SPEKTRUMU



BOHR ATOM MODELİ

Bohr atom modeli ilk defa yörüngelerden bahseden modeldir, bu modele göre:

- Elektronlar çekirdekten belirli uzaklıkta ve belirli enerjiye sahip yörüngelerde bulunur. Bu yörüngelere enerji düzeyi (seviyesi), katman veya kabuk denir
- Enerji düzeyi bir tam sayı ile belirtilir. Çekirdeğe en yakın enerji düzeyi 1 olmak üzere sayı ($n = 1, 2, 3, 4...$) veya harflerle ($n=K, L, M, N...$) ifade edilir.
- Çekirdeğe en yakın kabuk minimum, en uzaktaki kabuk maksimum enerjiye sahiptir.
- Temel hâlde atom kararlıdır ve ışın yaymaz.
- Elektronun dışarıdan enerji alarak daha yüksek enerji düzeyine geçmesine atomun uyarılmış hâli denir.
- Atom uyarılmış hâlde kararsızdır. Kararlı olmak için düşük enerjili temel hâle geçer. Temel hâle geçerken aldığı enerjiyi ışıma olarak geri verir.
- Yayılan ışığın enerjisi, iki enerji düzeyi arasındaki enerji farkına eşittir.

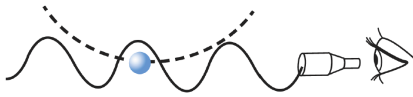
SINIF: _____
NO: _____
TARİH: _____/_____/____

BOHR ATOM MODELİ'NİN SINIRLILIKLARI

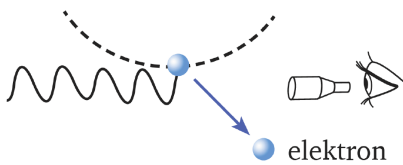
- ▶ Bohr atom modeli yalnızca ^1H , $^2\text{He}^+$, $^3\text{Li}^{2+}$ gibi tek elektronlu taneciklerin spektrumlarını açıklayabilmiştir.
- ▶ Atom spektrumlarında bazı çizgilerin parlak, bazı çizgilerin daha soluk olduğunu açıklayamamıştır.
- ▶ Fizik kurallarına göre çekirdek çevresindeki dairesel yörüngede belirli hızla dönen elektronların çekirdeğe düşmesi gereklidir, Bohr bunun sebebini açıklayamamıştır.
- ▶ Bohr elektronların neden belirli enerjiye sahip yörüngelerde bulunması gerektiğini, yörüngelere arasında neden bulunamayacağını açıklayamamıştır.

MODERN ATOM MODELİNİN GELİŞİMİNE KATKIDA BULUNAN BİLİM İNSANLARI.

- ▶ James Clerk Maxwell → elektromanyetik ışınma
- ▶ Max Planck → Enerjini kuantlı oluşu
- ▶ Albert Einsetin → Fotoelektrik olay
- ▶ Louis De Broglie → Elektronun dalga özelliği
- ▶ Werner Heisenberg → Belirsizlik ilkesi
- ▶ Erwin Schrödinger → Schrödinger denklemi



Elektronu gözlemlemek için uzun dalga boylu ışın kullandığında elektronun konumundaki belirsizlik yüksek olur.



Elektronu gözlemlemek için kısa dalga boylu ışın kullanıldığında fotonun enerjisi elektrona aktarılır, hızı ve yönü değişebilir.

YÖRÜNGE	ORBITAL
Elektronun izlediği varsayılan dairesel yoldur.	Elektronun bulunma olasılığının yüksek olduğu bölgedir.
Elektronun düzlemsel hareketini temsil eder.	Elektronun üç boyutlu hareketini temsil eder.
Şekli daireseldir.	Farklı şekillere sahiptir.
Her yörünge bir enerji düzeyi ile temsil edilir.	Her enerji düzeyinde farklı orbitaller bulunabilir.
Her yörünge belirli bir kapasiteye sahiptir ve her yörüngede yalnızca belli sayıda elektron bulunur.	Her orbitalde en fazla 2 elektron bulunur.

KUANTUM SAYILARI

1. Baş Kuantum Sayısı;

- ▶ n ile gösterilir ve orbitalin çekirdeğe olan ortalama uzaklığını belirler.
- ▶ Orbitalin temel enerji seviyesini belirler.
- ▶ Enerji düzeyi veya kabuk olarak da adlandırılır
- ▶ 1,2,3,4,5,... gibi tamsayılarla veya K,L,M,N,O,... gibi harflerle gösterilir.

2. Açısal Momentum Kuantum Sayısı;

(Yan Kuantum Sayısı, İkincil Kuantum Sayısı)

- ▶ ℓ ile gösterilir
- ▶ Orbitalin sınır yüzeylerini (şeklini) belirler.
- ▶ Bir temel enerji seviyesinde kaç tane alt enerji seviyesi olduğunu belirler.
- ▶ Başkuantum sayısı ile beraber orbitalin enerjisini belirler.
- ▶ n. enerji düzeyinde açısal momentum kuantum sayısı en fazla (n-1) olabilir.

Yani:

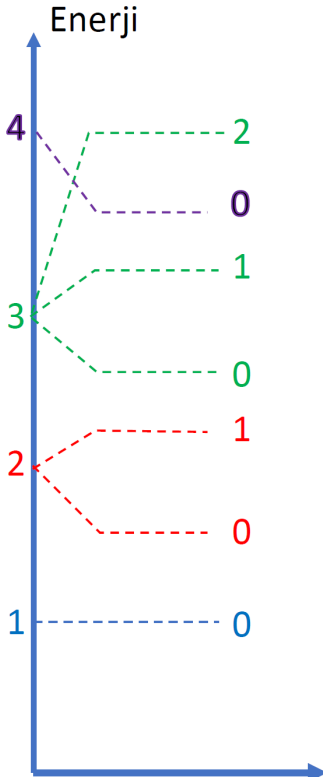
n=1. enerji düzeyinde $\ell = 0$ olur

n=2. enerji düzeyinde $\ell = 0$ ve 1 olur.

n=3. enerji düzeyinde $\ell = 0,1$ ve 2 olur.

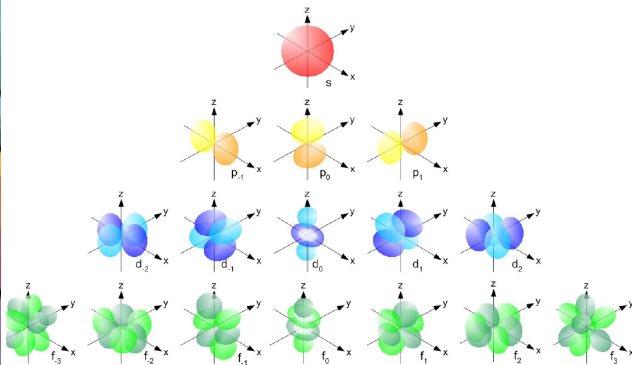
n=4. enerji düzeyinde $\ell = 0,1,2$ ve 3 olur.

SINIF: _____
NO: _____
TARİH: _____ / _____ / _____



► Açısal momentum kuantum sayısı genellikle rakam ile değil harf ile gösterilir:

- 0 yerine s (sharp)
- 1 yerine p (principal)
- 2 yerine d (diffuse)
- 3 yerine f (fundamental)



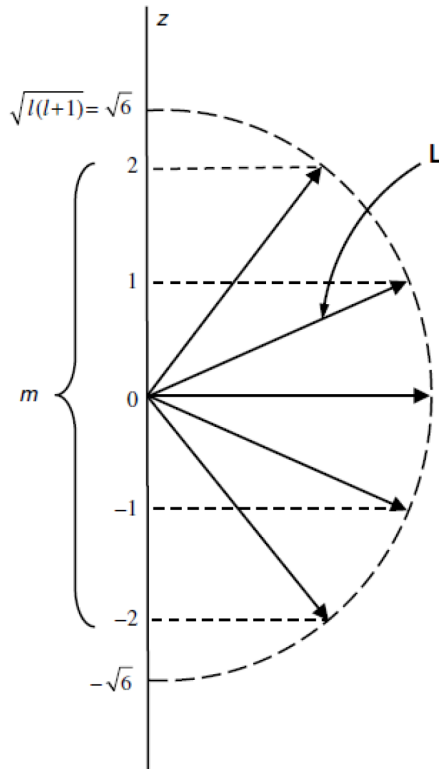
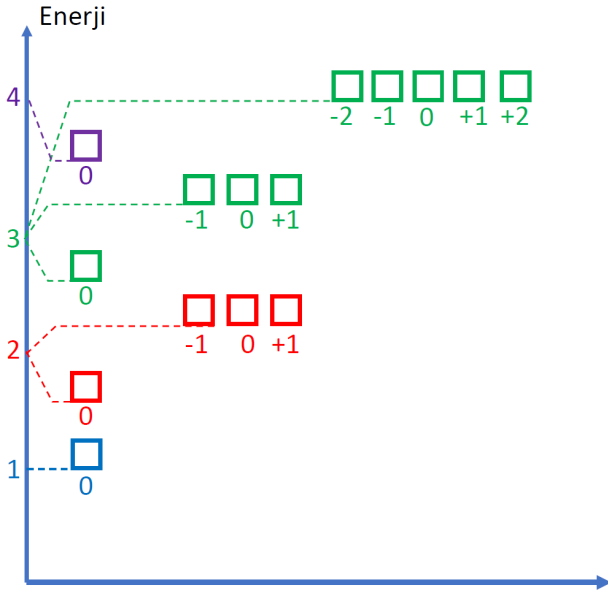
- Orbitallerin şekli her yörüngede aynıdır yani $\ell=0$ değerinde olan s orbitali her yörüngede küreseldir.
- Orbitallerin büyüklüğü ise her yörüngede farklıdır. Çekirdeğe en yakın enerji düzeyindeki ($n=1$) orbitaller çekirdek tarafından çok çekildiği için hacimce küçüktür, enerji düzeyi arttıkça orbital büyür.
- Yani 2. enerji seviyesindeki s orbitali 1. enerji seviyesindeki s orbitalinden hacimce daha büyüktür.
- Orbitalin hacimce daha büyük olması daha çok elektron almasını sağlamaz, s orbitali tüm enerji seviyelerinde aynı sayıda elektron alır.

3. Manyetik Kuantum Sayısı;

- m_ℓ ile gösterilir.
- Bir alt enerji düzeyinde kaç tane orbital olduğunu belirler.
- Orbitallerin manyetik alandaki yönelimini belirler.
- m_ℓ - ℓ ile + ℓ arasındaki tam sayı değerlerini alır.

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

SINIF: _____
 NO: _____
 TARİH: _____ / _____ / _____



- Her bir manyetik kuantum sayısı bir orbitale karşılık gelir, yani:
s alt enerji düzeyi 1 orbitalden,
p alt enerji düzeyi 3 orbitalden,
d alt enerji düzeyi 5 orbitalden
f alt enerji düzeyi 7 orbitalden oluşur.
- Her bir orbital bir çember veya kare ile gösterilir.

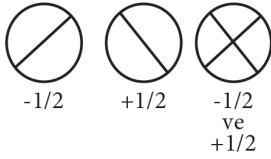


- Bir orbital birbirine zıt yönde dönmek şartı ile en fazla iki elektron alabilir.
- Bu nedenle yarı dolu orbital veya şeklinde gösterilir.
- Tam dolu orbital ise veya şeklinde gösterilir.

Orbital Türü	Tam Dolu Orbitalleri Manyetik Kuantum Sayıları
s^2 ($\ell = 0$)	 0
p^6 ($\ell = 1$)	 -1 0 +1
d^{10} ($\ell = 2$)	 -2 -1 0 +1 +2
f^{14} ($\ell = 3$)	 -3 -2 -1 0 +1 +2 +3

4. Spin Kuantum Sayısı;

- m_s ile gösterilir.
- Elektronun dönüş yönünü belirtir.
- Her orbitale giren iki elektrondan birinin spini $+1/2$ değerinin ise $-1/2$ dir.



ELEKTRON DİZİLİMİ



- AUFBAU kuralına göre elektronlar düşük enerjili orbitalden başlayarak yerleşir, düşük enerjili orbitali doldurmadan yüksek enerjili orbitale geçmezler.
- Bir orbitalin enerjisi $(n+l)$ değeri ile doğru orantılıdır.
- $(n+l)$ değeri aynı olan orbitallerin enerjisi n değeri ile doğru orantılı olarak artar.

1s	2s	2p	3s	3p	4s	3d	4p	5s	4d	5p	6s	4f	5d	6p	7s	5f	6d	7p
1+0	2+0	2+1	3+0	3+1	4+0	3+2	4+1	5+0	4+2	5+1	6+0	4+3	5+2	6+1	7+0	5+3	6+2	7+1
1	2	3	4	5	6	7	8	9	10	11	12	13	14	15	16	17	18	19

- Yani aufbau kuralına göre elektronlar yukarıdaki sıra ile dolmalıdır, yukarıdaki sıra aynı zamanda orbitallerin enerji sıralamasıdır.

- **HUND** kuralına eş enerjili orbitallere elektron yerleşirken öncelikle her bir orbitale aynı spinli bir elektron yerleştirilir.
- Eş enerjili orbitallerin tamamı yarı dolu hale geldikten sonra zıt spinli ikinci elektronlar yerleştirilir.

Örneğin p^1 'in olası elektron yerleşimleri:



şekillerinden herhangi biri gibi olabilir.

p^2 'nin elektron yerleşimi ise:



şekillerinden herhangi biri gibi olabilir ancak p^2 yerleşimi:



şeklinde olamaz.

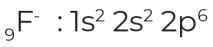
DİKKAT

- **Pauli** ilkesine göre bir atomda herhangi iki elektronun 4 kuantum sayısının 4ü de aynı olamaz!
- Bu nedenle aynı orbitale giren iki elektronun baş kuantum sayısı, açısal momentum kuantum sayısı, manyetik kuantum sayısı aynı olduğu için spin kuantum sayısı farklı olmak zorunadır.

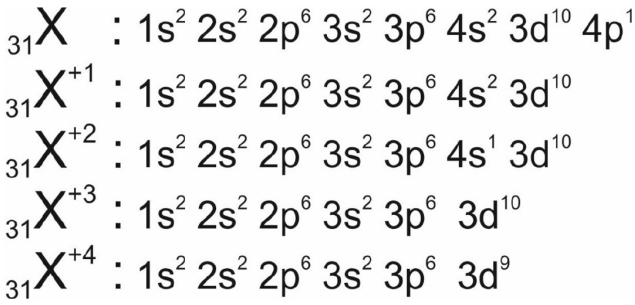
SINIF: _____
NO: _____
TARİH: _____ / _____ / _____

İYONLARIN ELEKTRON DİZİLİMİ

- ▶ Elementlerin periyodik tablodaki yerleri bulunurken iyon dizilimi yapılmaz, nötr dizilim yapılır
- ▶ Negatif iyonların elektron dizilimi sorulduğunda doğrudan elektron sayısı dizilir.

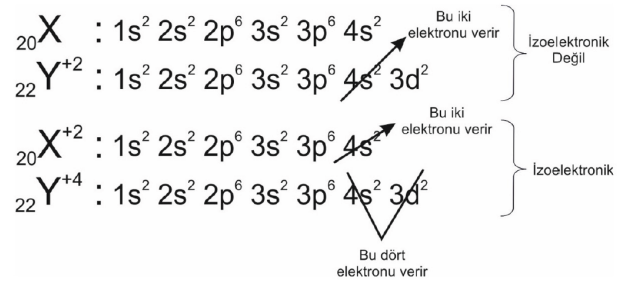


- ▶ Pozitif yüklü iyonlarda (özellikle atom numarası 20'den büyükse) nötr haldeki elektron dizilimi yapıp, element kaç elektron vermişse o kadar elektron silinir.
- ▶ Bir element elektron verirken **en dıştaki (çekirdeğe en uzak olduğundan dolayı) yörüngeden verir**;



İZOELEKTRONİK TANECİKLER

- ▶ Elektron sayısı ve **dizilimi aynı**, proton sayısı farklı taneciklerdir
- ▶ Proton sayısı farklı olduğu için farklı elemente aittirler ve kimyasal özellikleri farklıdır.
- ▶ Aynı dizilime sahip oldukları için kimyasal özellikleri birbirine benzer ancak aynı değil farklıdır.
- ▶ Katyonların izoelektronik olma durumunda yanda belirttiğimiz dizilim kurallarına dikkat edilmelidir;



KÜRESEL SİMETRİ

- ▶ Orbitalerin uzayda eşdeğer kullanımıdır.
- ▶ Bir atomun son orbitali tam dolu veya yarı dolu ise o atom küresel simetriktir.
- ▶ Küresel simetrik atom, küresel simetrik olmayana göre daha karardır ve elektronunu daha sıkı çeker.
- ▶ Küresel simetri iki yerde elektron diziliminde istisna oluşmasına sebep olur;

S^2d^4 ile biten atom s^1d^5 olarak

S^2d^9 ile biten atom s^1d^{10} olarak dizilir.

Dikkat edilmesi gereken aynı durum s ile p arasında olmaz. Yani s^1p^6 diye bir dizilim söz konusu değildir, doğru olanı s^2p^5 'tir.

SINIF: _____
NO: _____
TARİH: _____ / _____ / _____

UYARILMA

- ▶ Elektronun bulunduğu konumdan daha üst enerjili konuma geçmesine uyarılma denir.
- ▶ Temel haldeki atom uyarılırken enerji alır bu nedenle uyarılmış atomun enerjisi temel halden daha fazladır.
- ▶ Uyarılmış atom temel hale dönerken aldığı enerjiyi dışarıya foton yayarak (emisyon spektrumu) geri verir.
- ▶ Uyarılmış atom;
 - Kararsızdır
 - Yüksek enerjilidir
 - Elektronunu daha kolay verir
 - Fiziksel özelliği değişmiştir

PERİYODİK SİSTEMDE YER BULMA

PERİYODİK ÖZELLİKLERİN DEĞİŞİMİ



ATOM YARIÇAPI

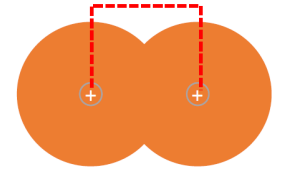
- Bir elementin yörünge sayısı onun periyot numarasını verir. Bu nedenle periyodu büyük olanın yörünge sayısı dolayısıyla atomun çapı da büyüktür.
- Aynı periyottaki elementlerden proton sayısı fazla olan (yani sağda olan) elektronlara daha fazla çekim uygulayacağı için proton sayısı fazla olan elementin çapı küçüktür.
- Farklı periyottaki elementlerde sol veya sağda olmasına bakılmaz periyodu büyük olan elementin çapı da büyük olur.



KOVALENT YARIÇAP

- Birbiri ile kovalent bağ yapmış aynı iki atom çekirdeği arasındaki mesafenin yarısıdır
- Hidrojenin kovalent yarıçapı 0,37 Å dır.

Kovalent Bağ Uzunluğu
0,74 H



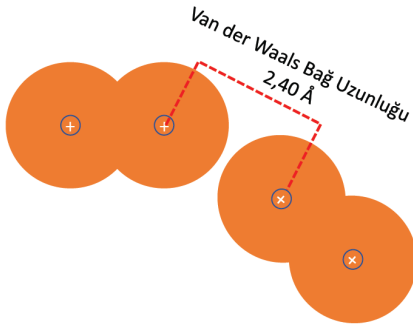
YER BULMADA İSTİSNALAR

- ▶ ${}^2\text{He}$: $1s^2$ Helyum gazı soygaz olduğu için **değerlik elektron sayısı 2** olmasına rağmen 8A grubundadır.
- ▶ Periyodik sistemde 3 tane 8B grubu vardır, bunların elektron dizilimleri s^2d^6 , s^2d^7 ve s^2d^8 ile sonlanır.
- ▶ Küresel simetriden dolayı s^1d^{10} ile sonlanan elementler 1B grubundadır.
- ▶ s^2d^{10} ile biten elementler 2B grubundadır.

SINIF: _____
NO: _____
TARİH: _____ / _____ / _____

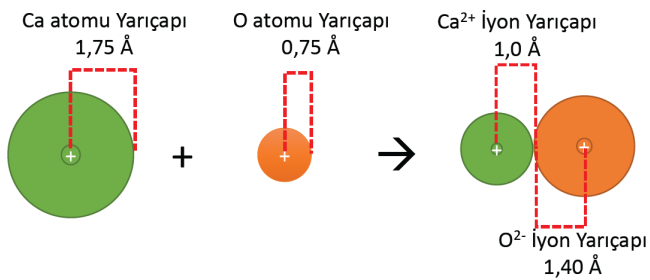
VAN DER WAALS YARIÇAPI

- Birbirine bağlı olmayan iki atomun en yakın çekirdekleri arasındaki uzaklığın yarısıdır.
- Hidrojen atomunun Van der Waals yarıçapı 1,20 Å'dır.



İYONİK YARIÇAP

- İyonik yarıçap, iyonik bağlı bileşikteki bir iyonun yarıçapıdır.
- İyonik bağlı bileşiklerde iyonlar aynı büyüklükte değildir. Bu nedenle iyon yarıçapı iyonlar arasındaki uzaklığın yarısı değildir.



METALİK ÖZELLİK

- Metaller elektron verme eğilimi yüksek olan elementlerdir.
- Bir elementin kolay elektron verebilmesi için çapının büyük olması gereklidir.



AMETALİK ÖZELLİK

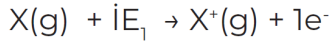
- Ametaller elektron alma eğilimi yüksek olan elementlerdir.
- Bir elementin kolay elektron alabilmesi için çapının küçük olması gereklidir.



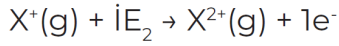
SINIF: _____
 NO: _____
 TARİH: _____/_____/_____

İYONLAŞMA ENERJİSİ

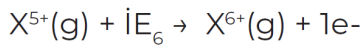
- Gaz haldeki bir elementin son yörünge-
sindeki 1 elektronu koparabilmek için, ele-
mente verilmesi gereken enerjiye iyonlaş-
ma enerjisi denir.



- Bir elementten 1 elektron kopardıktan
sonra ikinci elektronu (iki elektronu değil)
koparmak için verilmesi gereken enerji 2.
İyonlaşma enerjisidir;



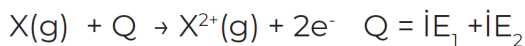
- Aynı mantıkla 6. İyonlaşma enerjisi 5
elektron kopardıktan sonra altıncı elekt-
ronu koparmak için verilmesi gereken
enerjidir.



- Bir element elektron verdikçe geri kalan
elektronlarına uyguladığı elektron başına
çekim arttığı için geri kalan elektronları
koparmak güçleşir.
- Yani ardışık gelen iyonlaşma enerjileri da-
ima artar;



- Bir elementten 2 elektron koparmak isti-
yorsak birinci iyonlaşma enerjisi ve ikinci
iyonlaşma enerjisinin toplamı kadar ener-
ji vermemiz gerekir. Aynı şekilde 6 elekt-
ron koparmak istiyosak ilk 6 iyonlaşma
enerjisinin toplamı kadar enerji vermemiz
gerekir.



- Bir elemente enerji vererek tüm elektron-
larını koparabiliriz bu nedenle bir elemen-
tin nötr haldeki elektron sayısı yani atom
numarası kadar iyonlaşma enerjisi vardır

- Bir elemente enerji vererek tüm elektron-
larını koparabiliriz bu nedenle bir elemen-
tin nötr haldeki elektron sayısı yani atom
numarası kadar iyonlaşma enerjisi vardır

Element	$\dot{I}E_1$	$\dot{I}E_2$	$\dot{I}E_3$
${}_1\text{H}$	1312	-	-
${}_2\text{He}$	2372	5250	-

- Element son yörüngesindeki elektronları
verince soygaza benzeyeceği için elekt-
ron vermesi güçleşir. Bu nedenle element
soygaza benzediği anda iyonlaşma ener-
jisinde aşırı artış gözlenir;

Element	$\dot{I}E_1$	$\dot{I}E_2$	$\dot{I}E_3$	$\dot{I}E_4$
Na	495	4562	6910	9543
Al	577	1816	2744	11577
S	1000	2252	3357	4556

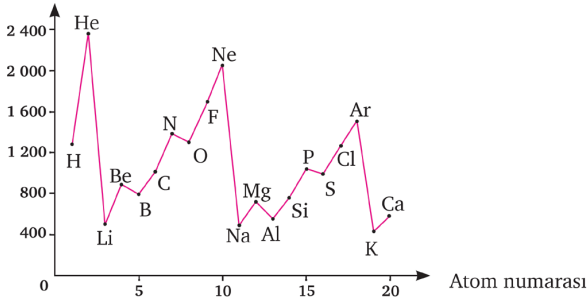
- Tablodaki elementler incelendiğinde sod-
yumun 1. ile 2. İyonlaşma enerjileri arasın-
da yaklaşık 9-10 kat artış vardır. Bu sodyu-
mun 1A grubunda olması nedeniyledir. İlk
elektronunu verince soygaza benzeyen
sodyum 2. Elektronu soygaz düzenine
ulaştığı için çok zor vermiştir.
- Aynı şekilde alüminyumun 3. İyonlaşma
enerjisi ile 4 iyonlaşma enerjisi arasında
aşırı bir artış vardır. Bunun sebebi alümin-
yumun 3A grubunda olmasıdır. 3 elektron
verince soygaza benzediği için 4. İyonlaş-
ma enerjisi 3. den çok büyüktür.
- Kükürtün iyonlaşma enerjileri incelendi-
ğinde ise aşırı artış yoktur. Bunun sebebi
kükürtün 6A grubunda olmasıdır, kükürt-
teki aşırı artış 6 ile 7. İyonlaşma enerjileri
arasında olacaktır.
- Böyle bir tablo verildiğinde artışların en
büyüğünü değil 3,5 - 4 kattan daha fazla
artmış olması şartını arıyoruz.

SINIF: _____
NO: _____
TARİH: _____ / _____ / _____

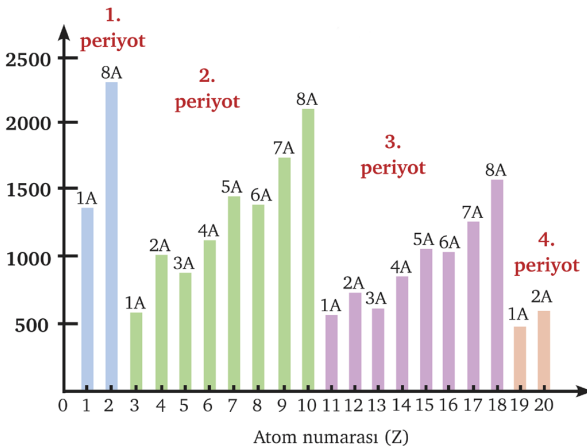


- İyonlaşma enerjisinin periyodik tabloda değişimine baktığımızda ise çekirdek kendine yakın olan elektronu daha fazla çekeceği için atomun çapı büyüdükçe elektron koparmak kolaylaşır.
- Bu nedenle periyodik tabloda iyonlaşma enerjisi çap ile ters orantılıdır.
- Soldan sağa artış sırasında 2A ve 5A (küresel simetriden dolayı) elektronlarını beklenenden daha çok çekerler, bu grupların iyonlaşma enerjileri kendilerinden bir sonra gelen 3A ve 6A'dan daha yüksektir;
- $1A < 3A < 2A < 4A < 6A < 5A < 7A < 8A$

1. İyonlaşma enerjisi (kJ/mol)



1. iyonlaşma enerjisi (kJ/mol)



ELEKTRON İLGİSİ

- Gaz halindeki nötr bir atomun bir elektron alması sırasında gerçekleşen enerji değişimine elektron ilgisi denir.
- Elektron ilgisi genellikle ekzotermiktir
- $X(g) + e^- \rightarrow X^-(g) + E_i$
- Bir element elektronu ne kadar çok çekiyorsa o kadar çok almak isteyeceği için elektron ilgisi çap ile ters orantılı olarak artar.
- Soygazların elektron ilgisi yoktur.
- İstisna olarak klorun elektron ilgisi florundan fazladır.



ELEKTRONEGATİFLİK

- Bir atomun bağ elektronlarını kendine çekme yeteneğinin ölçüsüdür
- Elektronegatifliği en yüksek olan element florudur.
- Elektronegatifliği en düşük element 1A grubundaki fransiyumdur.
- Soy gazların elektronegatifliği yoktur.
- Çapı küçük olan atom elektronlara daha fazla sahip çıkacağı için çap ile ters orantılıdır.



SINIF: _____
NO: _____
TARİH: _____ / _____ / _____

OKSİT VE HİDROKSİTLERİN BAZLIĞI

- Metallerin (Al, Cr, Zn, Sn, Pb, Be hariç) oksitleri bazik özelliktedir.
- Bazik oksitler su ile tepkimeye girerek bazlara dönüşürler.
- Metal oksitler bazik olduğu için metalik özellik arttıkça oksitin bazlık kuvveti artar.



OKSİTLERİN VE HİDROJENLİ BİLEŞİKLERİN ASİTLİĞİ

- Ametallerin oksijence zengin (CO_2 , N_2O_5 gibi) oksitleri asidik oksit, oksijence fakir (CO , N_2O gibi) oksitleri ise nötr oksittir.
- Asidik oksitlerin suda çözünmesi sonucu asitler oluşur.
- Ametallik oksitlerde asidik karakter sağa ve yukarıya doğru artar.
- Oksitler dışında halojenlerin hidrojenli bileşikleri de (HF , HCl , HBr , HI) asittir.
- Halojenlerin hidrojenli bileşiklerinde yukarıdan aşağıya doğru asitlik kuvveti artar.**



ATOM ÇAPI BÜYÜR
ELEKTRON VERMEK
KOLAYLAŞIR

Metallik Aktiflik

Metal Oksitlerin Bazlığı

Yükseltgenme isteği



İYONLAŞMA ENERJİSİ BÜYÜR
ELEKTRON ALMAK
KOLAYLAŞIR

Ametallik Oksitlerin Asitliği

İndirgenme isteği

Elektron ilgisi ($\text{Cl} > \text{F}$)

Elektronegatiflik

Ametallik Aktiflik

ELEMENTLERİN ÖZELLİKLERİ

ÖSYM	ÖSYM	ÖSYM	ÖSYM
2012	2013	2015	2016
2012	2015	2016	2017

1A	2A	3A	4A	5A	6A	7A	8A
1H	2He						
3Li	4Be	5B	6C	7N	8O	9F	10Ne
11Na	12Mg	13Al	14Si	15P	16S	17Cl	18Ar
19K	20Ca	21Sc	22Ti	23V	24Cr	25Mn	26Fe
27Co	28Ni	29Cu	30Zn	31Ga	32Ge	33As	34Se
36Kr	37Rb	38Sr	39Y	40Zr	41Nb	42Mo	43Tc
45Rh	46Pd	47Ag	48Cd	49In	50Sn	51Sb	52Te
53Xe	54Cs	55Ba	56La	57Ce	58Pr	59Nd	60Pm
61Sm	62Eu	63Gd	64Tb	65Dy	66Ho	67Er	68Tm
69Yb	70Lu	71Hf	72Ta	73W	74Re	75Os	76Ir
77Pt	78Au	79Hg	80Tl	81Pb	82Bi	83Po	84At
85Rn	86Fr	87Ra	88Ac	89Th	90Pa	91U	92Np
94Pu	95Am	96Cm	97Bk	98Cf	99Es	100Fm	101Md
102No	103Lr	104Rf	105Db	106Sg	107Bh	108Hs	109Mt
110Dg	111Rg	112Cn	113Nh	114Fl	115Mc	116Lv	117Ts
118Og							

s Bloku Elementleri

- 1A, 2A grubu elementleri ve He'yi içerir.
- Tamamı küresel simetriktir.
- Bulunduğu periyotta çapı en büyük elementleri içerir
- 1A daima +1 (hidrojen -1de alabilir.) 2A ise daima +2 değerlidir.
- Bloktaki metaller çok aktif oldukları için mineral yağ içinde veya vakumlu kaplarda saklanırlar.

p Bloku Elementleri

- 3A, 4A, 5A, 6A, 7A ve He hariç 8A grubu elementlerini içerir.
- Bloktaki metal, ametal, yarımetal ve soygazlar mevcuttur.
- 3A grubu genelde +3 değerlidir ancak aşağı inildikçe p'deki 1 elektronu verip +1 olma eğilimi artar.
- 4A'nın ilk üyesi olan C -4 ile +4 arasında değerlik alabilir, grubun diğer üyeleri +2 veya +4 değerlik alır.
- 5A grubunun ilk iki elementi olan N ve P -3 ile +5 arasında değişen değerlik alırken grubun diğer üyeleri +3 veya +5 alırlar.
- 6A grubunun ilk elementi olan oksijen flor ile yaptığı OF_2 bileşiğinde +2 değerliğe sahipken diğer bileşiklerinde genellikle -2 değerlidir.
- 7A grubunun ilk elementi olan flor tüm bileşiklerinde -1 değerlik alırken diğer halojen grubu elementleri -1 ile +7 arasında değişen değerlikler alabilirler.

SINIF: _____
NO: _____
TARİH: _____/_____/_____

d Bloku Elementleri

- 4. periyottan itibaren başlar
- 2A'dan sonra 3B ile başlar 2B grubu ile birer.
- 3 tane 8B grubu olduğu için blok 10 sütün dan oluşur.
- En kalabalık bloktur.
- d bloku metalleri diğer metallere göre daha sert ve erime noktası diğer metallerden daha yüksektir.
- B grubu elementleri bileşiklerinde birden fazla pozitif iyon yüküne sahip olabirler.

f Bloku Elementleri

- 6. ve 7. periyotta bulunur.
- f bloku elementlerine iç geçiş elementleri veya iç geçiş metalleri de denir.
- 1. yatay sırasına Lantanitler, 2. yatay sırasına aktinitler denir.
- Isı ve elektriği iyi iletirler, erime ve kaynam noktaları yüksektir.
- Genellikle +3 iyon yüküne sahiplerdir.

DEĞERLİK BULMA

- Bir atomun bir bileşikte veya bir iyondaki elektriksel yüküne yükseltgenme basamağı denir.
- İyonik bileşiklerde yer alan elementlerin yükseltgenme basamağına iyon yükü de denir.
- Bir bileşikte elementlerin yükseltgenme basamakları toplamı sıfıra eşittir.
- Bir iyonda yer alan elementlerin yükseltgenme basamakları toplamı ise iyon yüküne eşittir.

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				

SINIF: _____
 NO: _____
 TARİH: _____ / _____ / _____

