

1. tabakadaki elektron bulunu. 2. tabakayı pozitif ve negatif yükünü düzünü. ^{dalayısıyla} 2. tabakadan 1. den daha ^{elektrik} az yük.

Moskelleme Etkisi: Elektronun çekirdeğin pozitif yükünü ataktı cisme maskelenme veya perdelene etkisi denir. Her e^- bir birim çekir. (Perdelene etkisi)

Çekirdek e^- kaç pozitif yükle yarıyorsa çekirdek yükü Etkin çekirdek yükü: Çekirdeğin bir e^- üzerinde etkili olan e^- tıy çekirdek yükü denir. Önemli olan etkin çekirdek yükü

$Z^* \rightarrow$ etkin çekirdek yükü

$$Z - Z^* = P$$

Perdelene sabiti

~~Z^*~~

$$Z^* = Z$$

Çekirdeğin atılan yük miktarı

Perdelene sabiti ve dalayısıyla etkin çekirdek yükünün ile ilgili yaklaşımlar ~~1930 yılında~~ ^{1930 yılında} ~~Stoner~~ ^{Stoner} tarafından ~~verilmiştir.~~ ^{olmuştur.}

Plater kurallarna göre:

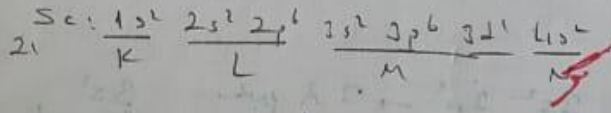
1) Orbitaler azğıdaki gibi gruplandırılır.

$$A = \underline{(1s)}, \underline{(2s, 2p)}, \underline{(3s, 3p)}, \underline{(3d)}, \underline{(4s, 4p)}, \underline{(4d)}$$

bulurken 2/3-6 kuralları aynen uygulanır.

Araç K. (13)

Sc'da ise sıradaki e^- 3d orbitaline girer.



Elementlerin inisiye ve ~~inisiye~~ **Hund** Kuralı

1) Temel halde bulunan atomlarda elektronlar, mümkün olan en düşük enerji seviyesinde yer alır. En kararlı hal, en düşük enerjili haldir. Elektronlar en kararlı düzeylerden itibaren dolarak, elementlerin inisiye edilmesi prensibine, "Aufbau Prensibi" denir.

2) Pauli Dışlama Prensibi: e'lerin tanımlanabilmesi için aynı atomda iki e'nin dört kuantum sayısı birbirinden aynı olamaz, en az biri farklı olmalı ki e' tanımlanabilir.

Orbital enerjisi manyetik kuantum sayısına bağlı değildir. Ür tane 2p orbitaline enerjisi birbirine eşittir. Bunlara e2 enerjili orbitaller denir. e' bu orbitallerden herhangi birine girer. e' orbitalleri \uparrow şeklinde girebileceği gibi \downarrow şeklinde de girebilir.

3) Hund Kuralı: E2 enerjili orbitallere e' önce paralel spinli sonra ise ters spinli olarak yerleşirler. Bunun anlamı e2 enerjili orbitallerde paralel spinli elektronların sayısı maksimum olacaktır. Bu Hund kuralı olarak bilinir. O halde, $\uparrow \uparrow$ — halde daha düşük enerjili haldir. Çünkü iki e' paralel spinli olarak bir orbitale girerse, sonra ikisi de (—) yönünde girer, bir bitermiş olur.

Atom kuralları aşağıki nedenlerden dolayı yeterli kalmıştır.

a) Hesaplarda s ve p orbitallerinin çekirdek gücünden eni miktar da etkilediği belirtilmektedir. Gerçekten s ve p orbitallerinin elektron dağılımı farklıdır.

b) s, p ve f elektronlarının diğer elektronları aynı şekilde perdelediği kabul edilmektedir. Oysaki farklı orbitallerdeki elektronların perdelene etkisi de farklı olacaktır.

c) Orbitallerin s, p, d, f etkileri (özellikle s orbitalleri) tamamen ihmal edilmektedir.

Değerlik tabakası ns elektronları, çekirdeğe np elektronlarından daha kuvvetli bağlıdır. Bu etkiye s, p, d, f etkisi eklenir. ns elektronları ns tabakadaki elektronlar tarafından np elektronlarına oranla daha az perdelir ve daha etkin çekirdek gücü tarafından yönlendirilir.

Orbital sızma sırası: $s > p > d > f$

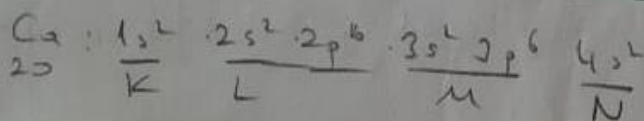
Perdelene sırası: $s < p < d < f$

f orbitalleri yön çekirdek gücü en aittir. Bu nedenle f orbitalleri çekirdeğe çok fazla sızmayacaklardır.

Bu nedenlerden dolayı çok e⁻ sistemlerde orbital enerji sırası başkuantum sayısının yanı sıra yan kuantum sayısına da bağlıdır.

$$1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p \dots$$

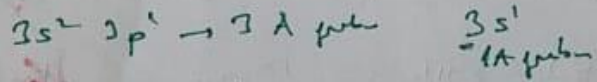
- K ve Ca atomlarında orbital sırası, özellikle 4s orbitalinin enerjisi 3d orbitali enerjisinden daha küçüktür.



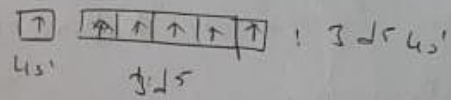
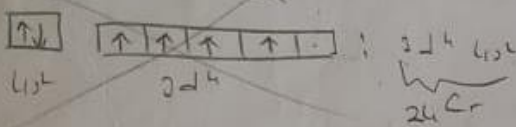
* Periyot numarası toplam e- tabaka sayısını gösterir.

2. periyotta toplam 3 e- tabakası vardır.

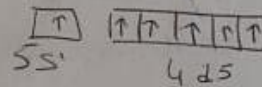
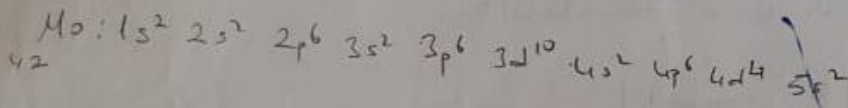
* Grup numarası son tabakadaki toplam e- sayısını gösterir (2s 3p için)



4) Aynı d- ve p- orbitalleri küresel simetrik orbitaller olduklarından eademdeye daha yakın ve daha düşük enerjili orbitallerdir. (P orbiti) (s orbiti) (f orbiti)

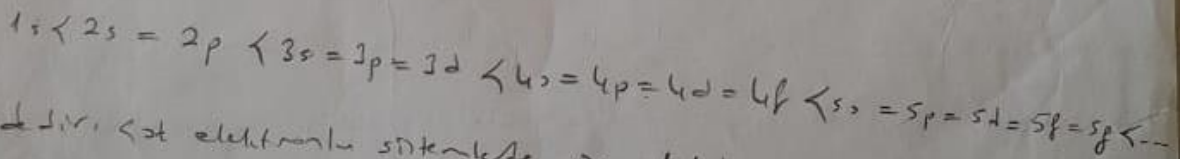


Küresel simetriden dolayı Cr için bu şekilde yazılır.



Enerji Düzeyi Sırası

Hidrojen atomunun orbital enerjileri sadece baş kuantum sayısına bağlı olduğundan, orbital enerji sırası;



Elektronlar, aynı elektronlu sistemlerde de, elektronlar arası etkileşimler, zayıf ve parçalanma etkisi nedeniyle, aynı baş kuantum sayılı orbitallerin eşenerjili hali bozulur. Bu gibi sistemler için (n+l) kuralı (Madelung Kuralı) ile, orbital enerjisi ve dolayısıyla elektron dolumu sırası bulunabilir.

Skandiyumdan bakıra ($_{23}\text{Cu}$) kadar olan elementlere, özellikle f₇ düzeyinde iki elektron bulunur ve 3d orbitalleri kimer doludur. Bu yüzden bu elementlerin tümü better kimyasal özelliklere sahiptir.

Bu bir seri, f₇ serisi olarak bilinir.

İkinci f₇ serisine, stronsiyumdan $_{38}\text{Sr}$: $[\text{Kr}]5s^2$ sonra f₇ ve itiyunda ($_{39}\text{Y}$) 4d düzeyi dolmaya başlar. Üçüncü f₇ serisine lantanla başlar ($_{57}\text{La}$), 6s düzeyinde sonra 5d düzeyine girer. Ancak burada bir karışıklık daha çıkar. Lantanda bir elektron 5d düzeyine girdikten sonra 4f düzeyi dolmaya başlar ve böylece seriyum'dan ($_{58}\text{Ce}$) luteçyum'a ($_{71}\text{Lu}$) kadar 14 element, f₇ serisi olarak birer üçe kadar elektron bulundurmaz. Bu elementler 11 f₇ elementleri veya yajın adı ile lantanitler denir (nadir toprak elementleri). Better şekilde is f₇ elementleri denir. Aktinidlerin de aktinyum ($_{89}\text{Ac}$) atomunda bir elektron 6d orbitallerine girdikten sonra 5f düzeyi dolmaya başlar ve lavyensiyunda ($_{103}\text{Lr}$) 6d'5f¹⁴ elektron yapısına ulaşır. Ancak 6d ve 5f orbitalleri arasındaki enerji farkları az olduğundan 6d orbitallerinde de elektron bulunabilir.

Atomlardan elektron utoklastırma sırası ise Aufbau prensibi ile açıklanabilir. Çünkü iyonlaşımada e^- utoklastırma atomun proton sayısını belirler. Genel olarak, öncelikle en zayıf yani en yüksek orbitallerden elektron koparılabilir. Örneğin, birinci sıra f₇ elementleri birer üçe kadar 4s elektronları utoklastır, sonra sıra 3d elektronlarına gelir. Çünkü atom numarası 21 ve daha büyük olan birinci f₇ elementlerinde, 4s orbitallerinin enerjisi 3d orbitallerinden daha düşüktür.

(14) Aray. K.

Bu kurala göre $(n+l)$ değeri arttıkça orbital enerjisi de artar, aynı $(n+l)$ değerine sahip olan orbitallerden, n değeri daha büyük olan daha yüksek enerjilidir. Bu kuralın geneliği aşağıdaki örneklerde görülmektedir.

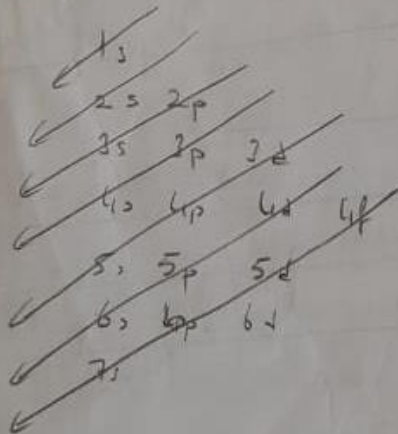
	$1s$	$2s$	$3s$	$4s$	$3s$	$3p$	$3d$	$4p$	$5d$	$6s$	$5f$
$(n+l)$	1	2	3	4	3	4	5	5	7	6	8
n	1	2	3	4	3	3	3	4	5	6	5

	$3d$	$4p$	$5s$	$4d$	$5p$	$6s$
$(n+l)$	5	5	5	6	6	6
n	3	4	5	4	5	6

$(n+l)$ kuralı uygulanarak çok elektronlu sistemlerde orbital enerjisi artışı sırasıyla orbital doluş sırası aşağıdaki gibi yapılabilir.

1 $1s < 2s < 2p < 3s < 3p < 4s < 3d < 4p < 5s < 4d < 5p < 6s < 4f < 5d < 6p < 7s < 5f < 6d < 7p$

2 Bu sıra kullanılarak daha kolay bulunabilir.



1s 2s 2p 3s 3p 4s 3d 4p 5s 4d 5p 6s 4f 5d 6p 7s