

22 koltuklarınıza otururken, tıklatıcı soru için ilave 10 saniye daha veriyorum. Problem-setinizde gördüğünüz sorulardan biridir. Soru şu: *Bir atomda 2p orbitalinde kaç tane  $\epsilon$  bulunur?* Ne yaptınız bir bakalım. Altı doğru cevap  $6\epsilon$  olacaktı. Çoğunuz %75 iniz doğru yapmış, bazılarınız yanlış cevap vermiş, hatanın nereden kaynaklandığına bir bakalım, veya, gerçekten, daha önemlisi, doğru cevabı nasıl bulacağımız görelim. Eğer 2p orbitaline sahipsek, bu şu anlama gelir, n değeri 2, ve p değeri 1 dir. Burada kaç tane dolu orbital vardır? 3 tane. 2px, 2py ve 2pz orbitalleri vardır. Her bir orbitalde 2  $\epsilon$  bulunur. Böylece 2,2,2 toplam 6  $\epsilon$ . Sonuçta, 2p orbitalinde toplam 6 $\epsilon$  bulunur

147 benzer bir soru soracak olursak başarı oranı %100 olacaktır. Çünkü bunu problem setinizde şimdi gördünüz. Benzerlerini de göreceksiniz. Bu soru ile ilgili anlaşılmayan bir durum varsa uygulama saatine getirebilirsiniz. 203 Bunun arkasındaki fikir şu; şüphesiz, bildiğimiz gibi, her elektronun dört farklı kuantum sayısı olmalıdır, eğer üç orbitalimiz varsa bu orbitalleri doldurmak için en fazla 6  $\epsilon$  koyabiliriz.

216 Bugünkü dersimizde tamamen çok  $\epsilon$  lu atomlar üzerinde odaklaşacağız. Bunlar hakkında konuşmaya çarşamba günü başlamıştık, özel olarak, çok  $\epsilon$  atomların dalga fonksiyonları incelemiştik -*Lazer pointer çalışmıyor gibi görünüyor*- çok  $\epsilon$  atomların dalga fonksiyonları. Sonra, bağlanma enerjisini konuşmaya devam ettik, özellikle, H atomunda gördüğümüz bağlanma enerjisi ile arasındaki farkın nasıl olduğunu tartıştık, bazı farklar vardı, bunu derinlemesine konuştuk, bir atomda 1 den çok  $\epsilon$  bulunduğunda, bazı farklar oluşur.

Sonra,  $\epsilon$  dizilişinin yazılması ve  $\epsilon$  dizilişi hakkındaki konuşmalarla ilgili olarak epey tecrübe edinmişsinizdir. Bunları gözden geçireceğiz ve bu konudaki istisnaları konuşacağız,  $\epsilon$  dizilişini, artı yüklü iyonlara nasıl uygulayacağımızı konuşacağız, bu biraz farklı olacak, eğer zamanımız kalırsa fotoelektron spektroskopisine değineceğiz, aksi takdirde çarşamba günü başlayacağız.

321 Çarşamba günü, özellikle, H atomunun SE ni tartıştık. Bu eşitlik, H atomunun yapısını ve H atomunun çeşitli orbitallerinin enerjileri hakkında doğru bir öngöründe bulunmak için kullanılabilir. Gözlemlerle uyum içindedir, mesela H atomunun emisyon spektrumu ile uyumludur. 343 H atomu için yaptıklarımızın bir benzerini uygulayarak, diğer atomlar için de doğru öngörülerde bulunmak için SE kullanabiliriz, bunu periyodik çizelgedeki diğer bütün atomlar için uygulayabiliriz.

Tek problem şudur: çizelgedeki daha büyük atomlara doğru giderken, her defasında bir  $\epsilon$  ilave ettiğimiz için SE da gittikçe karmaşılaşmaya başlar. 403 burada H atomunun SE nin en basit şeklini yazdım. Hamiltonian operatörünün açık şeklini yazmadım, fakat hatırlayın, bunlar bir seri ikinci türevidir, böylece çözmemiz gerek diferensiyel eşitliklerimiz olur.

H den He a gittiğimizde ne olacağını bir düşünecek olursak, SE de bir  $\epsilon$  için üç değişken yerine, iki  $\epsilon$  için 6 değişken koymamız gerekecektir. 433 benzer şekilde, çizelgede bir atom daha ileri gidersek, atom sayısı 3 olan Li atomu için değişken sayısı 6 dan 9 a çıkacaktır.

Gördüğümüz gibi eşitlik oldukça karmaşık olmaya başladı, elektron sayısı artıkça SE ni tam olarak çözmek matematiksel olarak imkansız hale geldi.

457 Bu durumda ne yapacağız? İhtiyacımız olan şey, geri dönüp bir yaklaşım uygulamaktır, bu

uygulama, SE kullanarak bize düşünme fırsatı verir. Burada konuştuğumuz 1 é lu H atomu değil, çok é lu atomlardır.

Bunu uygulamak çok basittir, kullanacağımız bu yaklaşıma “tek elektron orbital yaklaşımı” adı verilir. Bu yaklaşımı uyguladığımızda elde ettiğimiz orbitallere de Hartree orbitalleri denir. Dalga fonksiyonunu bir fonksiyonu olarak düşünerek bunun ne anlama geldiğini görelim, mesela, He atomunda, toplam 6 tane değişken vardır. Bunları her bir elektron için ayrı ayrı dalga fonksiyonlarına ayırabiliriz. Bu yaklaşımda bir atomun toplam dalga fonksiyonu her bir elektronun dalga fonksiyonlarının çarpımına eşittir.

Örneğin He atomunda bunu iki dalga fonksiyonuna ayırabiliriz. 1s orbitalindeki bir elektronun dalgafonksiyonu ( r, teta, fi değeri) çarpı 1s orbitalindeki ikinci elektronun dalgafonksiyonu ( r, teta, fi değeri). Söylemek istediğimiz şey şudur: bir elektronun dalga fonksiyonu ( $\Psi_1$ ) çarpı diğer elektronun dalga fonksiyonu ( $\Psi_2$ )

Bunların hal sayılarına göre nasıl yazılacağını biliyoruz, bu 1,0,0 olmalıdır, çünkü temel halden bahsediyoruz. Uyarılmış hal olduğu belirtilmedikçe daima temel hali konuşuruz. spin quantum sayılarına gelince, birinci elektron için +1/2 ikinci é için -1/2 olarak alırız. Bu seçim tamamen keyfidir. Tam tersini de alabilirdik. Bir é nu tanımlamak için dört kuantum sayısı gerektiğinden her biri için manyetik spin kuantum sayısını ilave ettik. Çünkü sadece üç kuantum sayısının yeterli olmadığını biliyoruz, bir é nu tam olarak tanımlamak için dördüncü kuantum sayısına ihtiyaç vardır.

Bunu kimya terminolojisine göre ifade edelim. Birinci é için 1s(1) çarpı ikinci é için 1s(2). Çünkü burada birinci elektronu konuşuyoruz ve ikinci é için dalga fonksiyonu ile çarpıyoruz.

Li için konuşacak olursak aynı şeyi yaparız. Bunu iki dalga fonksiyonuna ayırmak yerine üç dalga fonksiyonuna ayırırız. Çünkü üç é vardır.

Tekrar edersek, 1s(1) elektronu çarpı 1s(2) elektronu..üçüncüsü ne olacak? 2s (1) elektronu. Bunu istediğimiz her atoma uygulayabiliriz, daha çok elektron oldukça daha çok dalga fonksiyonuna ayırırız ve sonra, bunları birbiri ile çarpırız.

Bunu daha basit bir şekilde yazabiliriz, buna é dizilişi adı verilir. Elektron dizilişi, elektronların dalga fonksiyonlarının kısa gösterimidir. 745 Mesela, ekranda H atomunu görüyoruz 1s<sup>1</sup>, Helyum 1s<sup>2</sup>, (1s<sup>1</sup>1s<sup>1</sup> yazmak yerine toplayıp 1s<sup>2</sup> yazıyoruz) Lityum 1s<sup>2</sup>2s<sup>1</sup> dir.

800 é dizilişinin yazılışı ile ilgili olarak çoğunuzun, lisedeb epeyce tecrübeli olduğunuzu düşünüyorum, özellikle de küçük atomların é dizilişini kolayca yazabilirsiniz. Aslında bunun ne anlama geldiğini düşünmemiz gerekir. Lisede size “Li atomunun é dizilişini yazınız “diye sorulmuştur. Şimdi bu soruyu çok daha etkileyici bir şekilde cevaplayabilirsiniz, aslında bu oldukça karmaşık bir sorudur.Buna” Li atomunu SE göre çözmek için kullanacağımız “tek é yaklaşımının” kısa gösterimidir, diye cevap verebiliriz.

836 Aslında bu aynı şeydir. Li atomunun é dizilişi , Li atomunun SE için, tek é yaklaşımına göre kısa gösterimidir. Lisedeki sorunuz gözünüzün önünde duruyorsa, bunu biraz daha etkileyici bir

biçimde cevaplayabilirsiniz. Soruyu sadece tekrar yazacaksınız, aslında aynı şeyi cevaplandırıyorsunuz. Ama şimdi, nereden geldiğini anladınız , bunun ne olduğunu biliyorsunuz, kısa gösterimi niçin yazdığımızı biliyorsunuz.

Şimdi tek elektron yaklaşımını Be için yazalım. Sanki karmaşık bir soruymuş gibi görünüyor, aslında öyle olmadığını biliyoruz, kısaca  $1s^22s^2$ . böylece periyodik çizelgeye devam edebilirsiniz, mesela bor için  $1s^22s^2$  dolduğu için p orbitali ile devam ederiz  $2p^1$ ...

921 e- dizilişine biraz giriş yapmış olduk. Bu derste, Daha sonra, biraz daha karmaşık, biraz daha hileli olan bazı noktalara değineceğiz. e- dizilişini konuşurken, bunun gerçekten ne anlama geldiğini öğrenmiş olduk.

933 Şimdi bunu yapabilirsiniz, mukayese edebilirsiniz ve düşünebilirsiniz, ÇEA larda tek elektron yaklaşımına göre veya Hartree orbitallerini kullanarak, her bir atomun dalga fonksiyonunu nasıl düşüneceğimizi biliyoruz. Şimdi, üzerinde epeyce durduğumuz Hidrojen atom orbitalleri ile ÇEA lardaki tek elektron yaklaşımı arasındaki benzerlikleri ve farklılıkları mukayese edebiliriz.

1000 Örnek olarak argon atomunu alalım, elektron dizilişini yazalım, argonun dalga fonksiyonu ile hidrojenin dalga fonksiyonu arasındaki benzerliklerin neler olabileceğini düşünelim. Öncelikle, orbitallerin şekli benzerdir. mesela H atomunda s orbitalini nasıl çizeceğinizi bilerseniz, Ar atomundaki s orbitalinin veya p orbitalinin şeklini nasıl çizeceğinizi bilirsiniz.

1027 Benzer şekilde radyal olasılık dağılımına bakacak olursak, düğüm yapılarının da özdeş olduğunu görürsünüz, mesela Ar un 2s orbitalindeki düğüm sayısı ve tipi ile , H atomunun 2s orbitalindeki düğüm sayısı ve tipi aynıdır. 1045 H atomunun 2s orbitalinde kaç tane düğüm vardır? Tek düğüm vardır. çünkü düğümleri konuşacak olursak, toplam düğüm  $n-1$  di. Buna göre  $2-1 = 1$  düğüm vardır. 2s orbitalindeki açılal düğüm sayısı kaç tır? Sıfır, çünkü  $l=0$  dır. O halde sıfır açılal düğüme sahibiz, diğer bir deyişle hepsi radyal düğümdür, sonuçta H atomunda 2s orbitali için 1 tane radyal düğüm vardır. Bunu Ar atomuna ve diğer ÇEA a uygulayabiliriz, Ar atomunun 2s orbitalinde 1 tane radyal düğüm vardır.

1127 Fakat bazı farklılıkların olduğunu da unutmamalıyız, bugünkü dersimizde daha çok bu noktaya odaklanacağız. Bu farklılardan biri şudur: ÇEA lardaki orbitaller ona karşılık gelen H atomundaki orbitallerden daha küçüktür.

Bunun niçin olduğunu düşünelim. Argonun s orbitalini yine düşünelim. Ar nun 1s orbitaline bakınca ne gördüğümüzü söyleyelim. Argonun çekirdeğinin çekim gücü neye eşit olabilir? Argonun çekirdeğindeki yük nedir? 1158 Aranızda bilen var mı? evet 18, Z eşittir 18. Ar atomundaki 1s orbitallerini veya 1s elektronları için konuşuyorsak, çekirdek bu elektronları +18 yüke karşılık gelen Coulomb kuvveti ile çeker. Şimdi PERDELEME kavramını göreceğiz. Argondaki 1s elektronları için perdeleme kavramını düşünecek olursak 1s elektronları 18 yükü hissetmezler, hissedecekleri yük daha azdır, ama yine de yükü 1 olan H atomundan daha fazladır.

**1227 Çekirdekten gelen çekim kuvveti daha büyük olacağından, elektronlar çekirdeğe daha çok yaklaşacaktır, elektronun bulunma olasılığı daha küçük bir yapıçapta olacaktır. H atomu ile mukayese edilirse, çok elektronlu orbitallerin boyutu daha küçük olacaktır, çünkü çekirdek**

tarafından daha çok çekilmektedirler, çünkü ÇEA larda çekim kuvvetli daha fazladır, çünkü ÇEA larda çekirdeğin yük daha fazladır.

1257 Bugün inceleyeceğimiz diğer önemli bir fark şudur; ÇEA larda, orbital enerjisi sadece kabuğa değil- bunu daha önce görmüştük-sadece n değerine değil, aynı zamanda açısal momentum kuantum sayısına da bağlıdır, yani alt kabuğa da bağlıdır, yani  $l$  değerine de bağlıdır. Bunu resimlerde göreceğiz, bugün tekrar tekrar söyleyeceğim, çünkü bunların hepimizin aklınızda sınımsız kalmasını gerçekten istiyorum.

Hadi şimdi bir de enerjilerine bakalım. Dalga fonksiyonlarına bakmıştık, SE nin diğer kısmını çözenin,  $\epsilon$  ların çekirdeğe bağlanma enerjilerini çözmek demek olduğunu biliyoruz. Bunlara bir bakalım. H atomu ile ÇEA arasında tekrar başka bir fark göreceğiz. ÇEA ları konuştuğumuzda gerçekten H atomundan daha düşük enerjilidirler. Enerjileri daha düşüktür demek, şüphesiz, enerjileri daha çok negatiftir anlamına gelir. Enerji grafiklerine bakacak olursak, buradaki en düşük nokta, en düşük bağlanma enerjisine sahip olacaktır veya en negatif değer olacaktır.

Enerji diyagramına bir bakalım. Sol tarafta H atomunun enerji diyagramı, sağ tarafta ÇEA ların enerji diyagramları görülmektedir. Bu örnek bir diyagramdır, bu nedenle üzerine sayısal değerleri koymadım, buradaki eğilime bakmanızı istiyorum. mesela 1s orbitaline bakarsanız, ÇEA larda H atomuna göre enerjisinin çok düştüğünü görürsünüz.

Hangi orbitale bakarsak bakalım hep aynı şeyi görüyorsunuz, mesela 2s, ÇE atomlardaki 2s orbitalinin enerjisi H atomundaki 2s orbitalinin enerjisinden çok daha düşüktür, 2p için de benzer şey görülür. ÇEA lardaki 2p orbitalinin enerjisi daha düşüktür.

1448 Fakat, not etmenizi istediğim bir şey var, bunu tekrar tekrar söyleyeceğim, 2s ve 2p orbitallerinin enerjilerini mukayese edersek, H atomuna baktığımızda,  $n=2$  orbitallerinin enerjisi birbirine eşittir. H atomunda 2s ve 2p orbitallerinin enerjileri birbirine eşittir, bunlar dejenere orbitallerdir. ÇEA lara baktığımızda, 2p orbitalinin enerjisi 2s den daha yüksektir. 1514 2s orbitallerinin enerjisinin niçin daha düşük olduğunu ilerde göreceğiz, bunu tartışacağız. Tekrar altını çizmek istiyorum. H atomunda orbitallerin enerjileri sadece  $n$  kuantum sayısına bağlıdır. Halbuki ÇEA larda orbitallerin enerjileri hem  $n$  hem de  $l$  kuantum sayılarına bağlıdır.  $n$  artık tek başına enerjiyi tanımlayan faktör değildir. Enerji hem  $n$  hem de  $l$  değerlerine bağlıdır.

H atomunun enerji seviyelerinin eşitliği ile ÇEA ların enerji seviyelerinin eşitliğine bakarsak niçin farklı olduğunu anlarız 1547 H atomu eşitliği bütün tek  $\epsilon$  lu atomlar için geçerlidir, bu enerjiyi veya bağlanma enerjisini verir. SE çözümlerinden elde edilmiştir, bu formülü önceden çeşitli kereler gördük, enerji eşittir  $-Z^2 R_H / n^2$  burada  $Z$ , atom numarasıdır, aynı zamanda çekirdeğin yüküdür, bütün tek  $\epsilon$  lu atomlara uygulayabiliriz. Bunun fiziksel anlamının ne olduğunu bilmek gerçekten çok önemlidir. Fiziksel olarak bağlanma enerjisi iyonlaşma enerjisinin eksi işaretlidir. Bağlanma enerjisini hesaplarsak, aynı zamanda bir atomdan bir  $\epsilon$  nu uzaklaştırmak veya iyonlaştırmak için gereken enerjiyi de bulmuş oluruz

1633 Şimdi ÇEA ların enerji eşitliğine bakalım. En önemli fark buradaki  $Z$  terimindedir, çekirdek yükünün karesi yerine, etkin çekirdek yükünün karesi gelmiştir. enerji eşittir  $-Z_{\text{etkin}}^2 R_H / n^2$

1650 Z yerine, çekirdek üzerindeki yük yerine , artık etkin çekirdek yükünden bahsedeceğiz. Mesela, çekirdeğin yükü 7 olsa dahi, bizim ilgilendiğimiz elektronun hissettiği yük 5 gibi olabilir, bu durumda  $e$  için, çekirdeğin etkin çekirdek yükü 5 dir deriz. Bunu daha çok konuşacağız, bu tamamen sezgisel değildir, niçin böyle olduğunu bir kaç saniye sonra göreceğiz.

1716 buradaki ana fikir şudur: EÇY ile Z aynı değildir, birini diğèrinin yerine koymayın, tek  $e$  lu atomları konuşmadığımız sürece, her durumda nicelikleri tamamen farklıdır. Niçin farklı olduklarını göstermek istiyorum. Perdeleme adı verilen kavram nedeniyle, EÇY, çekirdek üzerindeki toplam yükten gerçekten farklıdır. Perdeleme bir atomda birden fazla  $e$  olduğu zaman meydana gelir, bunun nedeni çekirdek üzerindeki pozitif yükünün kısmen etkisiz hale gelmesidir veya çekim kuvvetinin, elektronlar arasındaki itme kuvvetleri tarafından etkisiz hale getirilmesidir. 1756 çekirdek üzerinde bir miktar yük varsa, aynı zamanda elektronlar arasında itme kuvvetleri bulunuyorsa, net çekim gücü, yani bir elektronun hissettiği yük çekirdek üzerindeki yükten daha az olacaktır.

Perdeleme bir bakıma yanlış adlandırmadır, çünkü aslında bir  $e$  nun çekirdek yükünü, diğèr  $e$  için, bloklaması değildir, daha çok pozitif çekim gücünün negatif itme kuvvetleri tarafından etkisiz hale getirilmesidir. Perdeleme, kavramını düşünmenin iyi bir yolu, Bir atomda çok  $e$  olduğunda ve bunlar birbirlerini perdelediğinde ne olduğunu gözümüzde canlandırmaktır, sınıfta bunu yapacağız 1832 Perdeleme kullanılan bir kavramdır, orada ne olduğunu tam olarak bilmesek bile aklımızda bazı görüntüler uyandırabilir, gözümüzde canlandırmak en iyi yoldur, burada ne olduğunu düşünmeye çalışacağız.

1840 Mesela, He atomunu veya He çekirdeğini konuşacak olursak perdelemenin iki ekstrem durumdan bahsedebiliriz. He çekirdeğinin üzerindeki yük nedir? Z nedir? Evet + 2. Z gerçekten 2 ye eşittir. Bunun için +2 veya +2 $e$  yazabiliriz, buradaki  $e$ , elektron üzerindeki yükün mutlak değerine anlamına gelir. Bunu eşitliğe koyduğumuzda, sadece sayının mutlak değerini kullanırız.

1911 Ne olacağını bir düşünelim. He atomunda iki elektron varsa, iki ekstrem şekilde perdelenebilir. Birinci ekstem durumda, ilk elektronun çekirdekten çok uzak olduğunu düşünelim. Buna elektron(1) diyelim. İkinci elektron ise çekirdeğe çok çok yakın olsun. Burada perdelemeyi klasik anlamda düşünelim, çekirdeğin pozitif yükünün bir kısmını bloklayalım, eğer tam bir bloklama yaparsak, çekirdek yükünün tamamı etkisiz hale gelir. Hatırlayın, Elimizde +2 çekirdek yükü ve -1  $e$  yükü var. Bloklama tam olursa, bu durumda etkin çekirdek yükü +1 olur. İlk durumda, ilk ekstrem durumda, elektron(1) in hissedeceği etkin çekirdek yükü +1 e eşit olur.

Şimdi yapacağımız şey, bu perdeleme olduğunda  $e$  nun bağlanma enerjisini hesaplamaktır. Tekrar hatırlatıyorum, bağlanma enerjisi, Fiziksel olarak, negatif iyonlaşma enerjisidir. bunun doğruluğunu deneysel olarak böyle kontrol edebiliriz. bağlanma enerjisi eşittir eksi etkin çekirdek yükünün karesi çarpı  $R_H$  (redbörg sabiti) bölü n kare dir.

Elimizdeki değerleri bu formülde yerine koyarsak,enerji için beklenen değer şu olur. Bağlanma enerjisi eşittir eksi birin karesi çarpı  $R_H$  bölü birin karesi, burada etkin çekirdek yükü 1 dir, n yine 1 e eşittir, çünkü 1s orbitalidir.

Cevap çok bildik bir değerdir. Bağlanma enerjisi  $-2.18 \times 10^{-18}$  J olacaktır. Bu değer H atomunun bağlanma enerjisine eşittir. Bu çok mantıklıdır, çünkü birinci ekstrem durumda, ikinci e nun tam bir perdeleme yaptığını düşündüğümüzden, birinci e nun hissedeceği çekirdek yükü H atomunda ki yüke eşit olmalıydı.

Şimdi ikinci ekstrem duruma bir göz atalım. Bakalım He için ekstrem durum B nedir. Çekirdek yükü yine +2 dir. Bu defa elektron(1) çekirdeğe çok yakındır, elektron(2) çekirdeğe oldukça uzaktır ve çekirdek yükünü perdelemesi mümkün değildir. Bu durumda şunu söyleyebiliriz: elektron (1) in hissedeceği çekirdek yükü +2 olacaktır.

Bu değerleri yukarıdaki eşitlikte yerine koyarsak, sayıları tekrar yazalım, eksi artı ikinin karesi çarpı RH bölü 1 in karesi- buradaki hala 1s orbitalidir. Hesaplamayı yaparsak, bağlanma enerjisi  $-8.72 \times 10^{-18}$  J olacaktır.

Şimdi bu iki ekstrem durumda gördüklerimizi mukayese edelim. Birinci ekstrem durumda EÇY=1 idi, Tam bir perdeleme vardı. elektron (2) çekirdeği tamamen perdeliyordu, elektron (1) hissettiği çekirdek yükü +1 di. İkinci ekstrem durumda elektron (2) çekirdeği hiç perdelemiyordu, çünkü çekirdekten çok uzaktı, elektron (1) hissettiği çekirdek yükü +2 idi.

Şimdi gerçekten düşünelim. İki ekstrem durumu biliyoruz, fakat gerçek nedir? Gerçek değer olarak iyonlaşma enerjisini düşünürsek, bunu deneysel olarak ölçebiliriz. He atomunun iyonlaşma enerjisinin deneysel değeri  $3.94 \times 10^{-18}$  J dür. Deneysel değer hesapladığımız bu iki ekstrem iyonlaşma enerjisinin arasına düşmektedir. Deneysel sonuç, buradaki akıl yürütmelerin geçerli olduğunu gösterir. perdeleme bu iki ekstrem durum arasında bir yerdedir. Ne tam bir perdeleme olmaktadır ne de hiç. Gerçek perdeleme bunların arasında bir yerdedir.

23.26. İyonlaşma enerjisinin deneysel değerinin ne olduğunu bilirsek, EÇY nün neye eşit olacağını bir şekilde bulabiliriz. Hesaplama için buradaki eşitliği kullanırız. EKTRAN iyonlaşma enerjisi bağlanma enerjisinin eksi işaretlisidir. Yani, iyonlaşma enerjisi eşittir  $(EÇK)^2 R_H / n^2$

2348 İyonlaşma enerjisini konuşmak yerine, çünkü bildiğimiz değerlerden biridir, EÇY nü hesaplamak isteriz. Bunun için elimizdeki eşitliği yeniden düzenlersek, TAHTA  $Z_{ef} = [n^2 \times (IE/RH)_2]^{1/2}$  olur.

Buradaki n nin değeri nedir?  $n=1$ , doğru, iyonlaşma enerjisinin değeri nedir? İyonlaşma enerjisinin deneysel değeri  $3.94 \times 10^{-18}$  J , Bu değerlerin hepsini RH redbörk sabitine,  $2.18 \times 10^{-18}$  J, böleriz, hepsinin karekökünü alırız , Sonuç olarak EÇY eşittir + 1.34

2506 bulduğumuz bu değer, He atomunun gerçek EÇY dür. Bu sizin için makul bir sayı mıdır? Makul bulanlar el kaldırsın, bunun makul olmadığını düşünen var mı? OK. Bu değeri nasıl kontrol edeceğiz? İster makul olsun ister olmasın. İki ekstrem durumun arasında olup olmadığına bakarak kontrol ederiz. Bildiğimiz gibi bu değer 1 den büyük olmalıdır, çünkü tam bir perdeleme olduğunda en küçük EÇY 1 olur. Diğer taraftan 2 den küçük olmalıdır çünkü, hiç perdeleme olmasaydı en büyük EYÇ 2 olurdu, bulduğumuz değer bu ikisinin arasında olduğu için makul yani anlamlı bir sayıdır.

2552 Diğer bir örneğe bakalım ve bulduğumuz sonucun anlamlı olup olmadığına karar verelim. deneysel iyonlaşma enerjisini bildiğimiz sürece her atomun EÇY nü hesaplayabiliriz. Sizden burada hesaplamanızı bekleyemem, çünkü hesap makinesi ve bir miktar kağıtın olması gerekiyor. yapacağınız şey cevap listesine bakarak EÇY nün ne olabileceğini kontrol etmeniz. Hangisi mümkündür hangisi değildir karar vermeniz. *Lityum atomunun 2s orbitalinin EÇY için ekranda verilen değerlere bakınız ve hangisinin mümkün olabileceğini söyleyiniz. Z=3 dır. 10 saniye süre.*

2702 OK. çoğunuz doğru cevaplamış, Bazıları biraz karıştırmış, hadi bunu düşünelim. Burada Z eşittir 3, mesela, Çekirdek, diğer 2 elektron tarafından tamamen perdelenseydi, çekirdekteki +2 yük tamamen etkisiz hale gelirdi, bunun sonunda  $3-2=+1$  değer arasındaki farkı alırsak, geri kalan EÇY +1 olurdu. Bu en düşük EÇY değeridir. Cevaplardaki 0.39 ve 0.87 değerleri bu nedenle mümkün değildir. Çünkü tam perdeleme ile bulunacak değerden küçüktürler. Çoğunuzun 4. Şıkkın olmayacağını anlamıştır sanıyorum. Hiç perdeleme olmasa bulunacak maksimum değer 3 olmalıdır, buradaki 3.19 anlamsız bir sayıdır. Bu iki ekstrem durum arasına düşen değer 1.42 dir. Bu nu kontrol ettiğimizde, görmek istediğimiz şey, EÇY nün iki ekstrem durum arasına düşmesidir.

2814 geri dönün, bu soruya bakın ve üzerinde düşünün, bu iki ekstrem örneğe baktıktan sonra bu size mantıklı gelebilir. 10 saniye içinde yapmadıysanız, clicker sorusuna şimdi cevap verebilirsiniz, Bu hafta sonu konuyu tekrar gözden geçiriniz ve cevap şıklarını içinde tahminde bulununuz veya problem setindeki cevabı hesaplayabilirsiniz, bundan sonraki problemlerde doğru mu yanlış mı yoksa veya makul mü değil mi olduğunu tahmin edebilirsiniz.

Perdeleme kavramını tartışmanın genel bir amacı vardı. Şimdi geri dönelim ve bu orbitallerin niçin böyle sıralandığını düşünelim. 2851 Bildiğimiz gibi ÇEA larda orbitallerin enerjileri hem n hem de l değerine bağlıdır. Fakat şu soruların cevaplarını hala henüz veremedik. Mesela, 2s orbitalinin enerjisi 2p orbitalinden niçin daha düşüktür? veya 3s orbitalinin enerjisi niçin 3p den o da 3d den düşüktür?

2912 Bu sorulara cevap vermek için perdeleme kavramını düşünelim. 2s orbitalinin niçin daha düşük enerjili olduğunu açıklamaya çalışalım. Bu mukayeseyi yaparken, işaret etmek istediğim bir şey var, baş kuantum sayısını sabit tutmamız gerekir. Belli bir kuantum sayısı için, mesela  $n=2$  veya  $n=3$  kabuklarındaki orbitallerin enerjileri için konuşabiliriz. Aynı kabuktaki orbitaller hakkında konuştuğumuzda, daha düşük l değerine sahip orbital çekirdeğe daha çok yaklaşabilir.

Bu Çarşamba günü tanıttığımız girginlik kavramıdır; s orbitali, p orbitali ve d orbitalinin radyal olasılık dağılımını incelediğimizde bahsi geçmişti. Fakat şimdi, çok daha anlamlı olacaktır, çünkü o zaman, sadece tek  $\epsilon$  lu atomları konuşmuştuk, şimdi perdelemenin bulunduğu durumlarda konuşacağız. Burada esas mesele, elektronların çekirdeğe ne kadar nüfus edebileceğidir, çekirdeğe nüfus etmek şu anlama gelir,  $\epsilon$  ların olasılık yoğunluğu çekirdeğe çok daha yakındır.

Bunları üst üste bindirirsek, mesela, 2s orbitalinin radyal olasık dağılımını 2p nin üzerine koyarsak, şunu görürüz. 2s orbitalinin çekirdeğe yakın, ufak bir olasılık yoğunluğu vardır, fakat bu çok önemlidir, bu olasılık yoğunluğu çekirdeğe 2p den daha yakındır. Hatırlayın, bu orbitallerin

boyutları ile tam ters bir durumdur, çünkü 2p nin daha küçük bir orbital olduğunu biliyoruz. Mesela, radyal olasılık dağılımı hakkında konuşurken, en olası yarıçapın 2p orbitalinde çekirdeğe daha yakın olduğunu söylemiştik.

Onların hissettiği EÇY nü konuşurken, önemli olan en olası yarıçapın nerede olduğu değildir, önemli olan e ların çekirdeğe ne kadar yaklaşabildiğidir. 2s elektronları çekirdeğe daha çok nüfus edebilir, göreceğimiz şey şudur, gerçekten 2s elektronları 2p elektronlarından daha az perdelenir. 2s e ları daha az perdelenir, çünkü çekirdeğe daha çok yaklaşabilirler, daha fazla EÇY hissederler.

3115 p elektronları ile d elektronlarını, veya p ve d orbitallerini karşılaştırırsak aynı şeyleri görebiliriz. Burada 3p ve 3d orbitalleri görülmektedir. Tekrar edersek, burada göreceğimiz şey şudur. p elektronlarının girginliği daha büyüktür, çekirdeğe daha çok nüfus eder, Çünkü 3p elektronlarının ufak bir olasılık yoğunluğu çekirdeğe 3d orbitallerinden daha yakındır.

Devam edelim, 3s ve 3p orbitallerinin radyal olasılık yoğunluklarını üst üste koyalım. 3s orbitalinin küçük bir olasılık yoğunluğunun, çekirdeğe 3p den daha yakın olduğunu görürsünüz. Burada bir eğilim ortaya çıkar. s orbitalinin enerjisi p orbitalinden daha düşüktür o da d orbitalinden daha düşüktür.

Şimdi elimizde perdeleme kavramı var ve bunun radyal olasılık dağılımdan farkını konuşacağız. Nedenini daha ayrıntılı bir şekilde düşünebiliriz. Mesela, Lityum atomunu konuşacak olursak, Lityumun e dizilişini  $1s^2 2s^1$  şeklinde yazarız. bunun yerine  $2s^1$  orbitalini atlayarak  $1s^2 2p^1$  şeklinde yazmayız. Niçin? En basit cevap, 2s orbitalinin, 2p orbitalinden niçin daha düşük enerjili olduğunu açıklayamaz, fakat şimdi daha kapsamlı bir cevabımız var, bunun neden olduğunu açıklayabiliriz. Tekrar konuşmamız gereken şey EÇY dür. 2p elektronlarının hissettiği EYÇ, 2s elektronlarından daha küçüktür.

3245 Bunu söylemenin diğer bir yolu, sanırım en kolay yolu şuradakine bakmaktır, çekirdeğe yakın bir yerde küçük bir olasılık yoğunluğu mevcuttur, yapacağımız şey bütün radyal olasılık dağılımının üzerindeki EÇY nü bulmaktır. 2p nin Ortalama EÇY, 2s in ortalama EÇY den daha küçüktür.

Her bir orbitalin gerçek enerji seviyeleri ile EÇY lerinin ilişkili olduğunu biliyoruz. bunu şu eşitliği kullanarak yapabiliriz.  $E_{nl} = - (Zef)^2 R_H / n^2$ . Bu formülü tekrar tekrar görüyoruz. Mesela, 2s orbitalinin EÇY çok büyüktür, veya EÇY 2p obitalinden daha büyüktür, bu değerleri formülde yerine koyarsak daha büyük negatif değer elde ederiz, başka bir deyişle, daha düşük enerji elde ederiz --2s orbitalinin enerjisi 2p orbitalinin enerjisinden daha küçük olacaktır.

Diğer bir deyişle, 2s orbitalinin enerjisi 2p orbitalinden daha düşük olacaktır, Şunu karıştırmayalım, EÇY nü paya koyuyoruz, daha büyük değer elde ederiz ama formülün önünde eksi var, bu nedenle elde edilen enerji daha düşük olur. Payın değeri arttıkça, negatif sayı büyür ve orbitalin enerjisi azalır.

3402 şimdi elektron dizilişine geri dönelim. Şimdi, orbitallerin enerjilerinin niçin böyle sıralandığı konusunda bir fikrimiz var. Mesela 2s in niçin 2p den düşük olduğunu biliyoruz. Geri dönelim ve herhangi bir atom için e dizilişini dolduralım.



Bu katyapı veya Aufbau kuralına aşına olduğunuzu biliyorum. Lisede biraz görmüş olmalısınız, Bu orbitallerin enerjilerine göre doldurulması ile ilgili bir düşüncedir, hem  $n$  hem de  $l$  kuantum sayılarına bağlıdır, en düşük enerjili orbitalden başlanır, sonra gittikçe daha yüksek enerjili orbitaller doldurulur.

É dizilişini yazabilmek için Aufbau ilkesini takip ederiz. Ayrıca iki kural daha var, bunlardan biri Pauli Dışarlama ilkesi dir ve Perşembe günü görmüştük. Bu ilkeye göre bir orbitalde en fazla iki elektron bulunur. Bu mantıklıdır, çünkü her elektronun dört kuantum numarasından en az birinin farklı olması gerekir. Bunu sağlamanın tek yolu aynı orbitalde bulunacak iki elektronun spinlerinin farkı olmasıdır, veya her orbitalde en fazla 2 é bulunmasıdır.

3511 İkincisi Hund kuralı dır. Hund kuralın göre, eş enerjili orbitallerde elektronlar, her bir orbitale önce tek tek girer, sonra eşleşmeye başlarlar. Mesela, p orbitallerinde, é lar önce  $p_x$ ,  $p_y$ , ve  $p_z$  orbitaline girer. Bundan sonraki é lar orbitallere zıt spinli olarak yerleşerek ikinci sırayı oluştururlar. Bu sezgisel olarak mantıklı bir durumdur. Çünkü orbital enerjisini en aza indirmek için elektron itme terimlerini minimumda tutmak gerekir. bu nedenle, her bir orbitale önce tek é koymak sonra eşleştirmek mantıklıdır.

Aklımızda tutmamız geren üçüncü şey, eş enerjili orbitallerde elektronların paralel spinli olmalarıdır. Paralel spinle şunu demek isteriz. Hepsi yukarı spinli veya hepsi aşağı spinli olmalıdır. Buradaki spin, dördüncü spin kuantum sayısıdır. Bunun nedeni SE nin relativistik çözümünden kaynaklanır. Bunu sezgisel olarak bilmek kolay değildir. Eş enerjili orbitallerde ikinci sıra dolmadan önce hepsinin spinleri aynı olmalıdır. Bunu aklımızda tutmamız gerekir. Dejenere orbitallere é lar maksimum paralel spin verecek şekilde yerleşirler.

Bu kuralların nasıl uygulandığına bakalım. Örnek olarak oksijen atomunu é dizilişini yazalım. Oksijen atomunun 8 tane elektronu vardır. Bu 8é nu Aufbau kurallarına uygun olarak dolduralım. İlk é 1s orbitaline girer, başka bir seçeneğimiz yoktur, ikinci é da aynı orbitale girer. Sonra 2s orbitaline geçeriz ve iki elektron daha yerleştiririz. Sıra 2p orbitallerine gelir, unutmayın önce 2p<sub>x</sub>, sonra 2p<sub>y</sub> ve daha sonra 2p<sub>z</sub> orbitaline paralel spinli toplam 3é koyarız.

Bu noktada ikinci sırayı koymaya başlamaktan başka bir seçeneğimiz yoktur, Son é nu 2p<sub>x</sub> orbitaline zıt spinli olacak şekilde yerleştiririz. Aslında 2p<sub>y</sub> veya 2p<sub>z</sub> orbitaline de koyabilirdik, hangisine koyacağımızın bir önemi yoktur, çünkü hepsi eş enerjilidir.

Elektron dizilişinin nasıl yazılacağını düşünürsek, burada gördüğümüz enerji seviyelerini veya tek é orbital yaklaşımını yazmamız gerekir. Oksijen atomu için şu é dizilişini yazarız.  $1s^2 2s^2 2p^4$

Bu doğrudur ama çok ayrıntılı değildir. Bir şeye işaret etmek istiyorum. Size özel olarak **m** değerleri sorulmadıkça, é ların hangi p orbitallerine girdiklerinin bir önemi yoktur. Bazen bunları açık olarak yazmanız istenebilir, ama istenmedikçe yazmanıza gerek yoktur. İstendiğinde daha ayrıntılı olarak şöyle yazarız.  $1s^2 2s^2 2p_x^2 2p_z^1 2p_y^1$

Tekrar ediyorum, genel olarak üstteki gibi yazılır. Ama bunu açık olarak yazmanız istenirse nasıl yazılacağını bilmeniz gerekir, 3 tane p orbitali ayrı ayrı yazılmalı ve alt kabuklar belirtilmelidir.

3838 Şimdi tıklatici sorusu yapalım, Aufbau kuralını kullanarak  $\epsilon$  dizilişinin yazılmasını soracağım. *Karbon atomunun doğru  $\epsilon$  dizilişini belirleyin. Burada Z nin değeri 6 dır.* Ev ödevinizle ilgili olarak bir şeyden bahsetmek istiyorum. Ders notlarınızın arkasına periyodik çizelge iliştirdim, üzerinde  $\epsilon$  dizilişleri yok. en iyisi  $\epsilon$  dizilişleri için pratik yapmak, çünkü  $\epsilon$  dizilişlerini göremiyorsunuz. Size sınavda aynı periyodik çizelge verilecek. Problem setinizi yapmak size pratiklik kazandıracaktır. Problem için son 10 saniye.

3939 Bu başarı oranı en yüksek soru oldu, çoğunuz doğru  $\epsilon$  dizilişini işaretlemiş. İkinci en popüler cevapta oran % 5, bu oldukça düşük bir sayı. İki elektron 2px orbitaline konmuştu. Hatırlayın, Eşleştirmeden önce, eş enerjili orbitallerde, her bir orbitale paralel spinli  $\epsilon$  koymalıyız. Hepiniz  $\epsilon$  dizilişi konusunda uzman gibisiniz..

4012 Daha karmaşık  $\epsilon$  dizilişlerine geçelim. Mesela bundan sonraki periyoda geçelim. Her bir periyot, yeni bir baş kuantum numarası ile başlar. 2. Periyot dediğimizde, 2s orbitali ile başlamamız gerekir. 3. Periyotu doldurmaya 3s orbitalinden başlanır. 3. Periyotu konuşacak olursak, ilk atomu Na ve son atomu Ar dur.

4040 Na un  $\epsilon$  dizilişini yazacak olursak, sonra deneyin, hepimizin doğru yazacağından eminim. Burada Na atomunun  $\epsilon$  dizilişini görüyorsunuz. 1s<sup>2</sup> 2s<sup>2</sup> 2p<sup>6</sup> dan sonra 3. kabuk başlar ve 3s<sup>1</sup> orbitali dolar.

Burada iç (veya kor) elektronlar ile değerlik  $\epsilon$  ları arasındaki farkı göstermek istiyorum. Na atomunun  $\epsilon$  dizilişine bakarsak, iç kabuktaki  $\epsilon$  ların hepsine kor  $\epsilon$  deriz, kimyada iç  $\epsilon$  lardan çok söz edlmez, çünkü çoğunlukla, bağ yapımına veya tepkimelere katılmazlar. Çok derindedir ler ve çekirdek tarafından çok sıkı tutulurlar. Bu nedenle, ayrı ayrı yazmaktansa hepsini bir araya getiririz. İç  $\epsilon$  larla aynı  $\epsilon$  dizilişindeki asal gaz adını yazarız. Mesela Na da iç  $\epsilon$  lar için Ne yazılır. Na = [Ne]3s<sup>1</sup>

Buradaki 3s<sup>1</sup> elektronu veya diğer atomlarda dış kabuktaki  $\epsilon$  lara değerlik  $\epsilon$  ları adı verilir, bunlar kolayca uyarılabilir ve bağ oluşturabilir, bu mantıklıdır. çünkü çekirdekten en uzak  $\epsilon$  lar bunlardır. Mesela, bağ yapabilirler, tepkimelere katılırlar, diğer atomlardan  $\epsilon$  alabilirler veya bu  $\epsilon$  ları verebilirler. Değerlik  $\epsilon$  ları bu nedenlerle çok ilginçtir. doğru belirlediğinizden emin olmalısınız.

İç  $\epsilon$  ları veya asal gaz  $\epsilon$  dizilişini açık şekilde yazıp yazmamanız önemli değil. Daima değerlik  $\epsilon$  larını yazarız. Mesela Na için, önce [Ne] -asal gaz köşeli parantez içine alınır- sonra 3s<sup>1</sup> yazılır. aşağı doğru inebiliriz, mg al la devam ederiz. hepsinde asal gaz ne dur. son atom argon 3s<sup>2</sup> 3p<sup>6</sup> dizilişindedir.

Şimdi 4. Periyoda bakalım. Bu periyotta bazı istisnalar vardır. Bu nedenle biraz daha karmaşıktır. Fakat, istisnaları hatırlamak zorundasınız. Sonrası kolay. Ne sorulursa sorulsun yazarsınız. 4. Periyot 4s<sup>1</sup> ve Potasyum ile başlar, 4. Periyotta dikkat edeceğimiz şey üçüncü elementtir. 4s<sup>2</sup> ile devam ederiz sonra 3d ye geri döneriz.

Enerji diyagramına bakarsanız şunu görürsünüz. 4s orbitali gerçekten 3d orbitalinden biraz daha düşük enerjilidir.- Periyodik çizelgeye bakarsanız, 4s orbitalinin biraz daha düşük enerjili olduğunu görürsünüz, bu açıktır. Bu enerji sıralaması her zaman aklınızda bulunsun, bunu

aklınızda tutmanız için birazdan bir yol önereceğim. 4s orbitaline geri dönelim, 4s orbitalinin enerjisi 3d orbitalinden düşüktür. Çünkü 3d orbitali üçüncü kabuktaki en yüksek enerjili orbitaldir. 4s ise dördüncü kabuktaki en düşük enerjili orbitaldir ve öyle bir hale gelir ki 4s orbitalini 3d den önce doldurmamız gerekir.

4s den sonra, 3d1, 3d2 3d3.. şeklinde doldururuz. Cr atomuna geldiğimizde bir problem ortaya çıkar, Cr atomunda é dizilişinin  $4s^23d^4$  olmasını bekleriz, ama onun yerine  $4s1 3d5$  şeklinde dolar. Bu Aufbau serisindeki ilk istisnadır. Bunun nedeni, yarıdolu d orbitalinin varlığından kaynaklanır. Çünkü yarıdolu d orbitali öngörümüzden daha kararlıdır. Bunun olacağını öngörebilmemiz mümkün değildir, çünkü burada kullandığımız basit bir teori ile bu durumu tahmin edemeyiz. Fakat bunu deneysel olarak gözledik. Yarıdolu d orbitali,  $4s23d4$  den daha kararlıydı.

4433 bunu hatırlamamız gerekir, bu bir istisnadır, bunu unutmayınız. 4. Periyotta bilmeniz gereken diğer bir istisna bakır da gözlenir. Buraya tekrar bakalım.  $4s2$  yerine yine  $4s1$  geçmiş. Sonuç  $4s^13d^{10}$  dur. Halbuki beklentimiz  $4s^23d^{10}$  du. Bu istisna da deneysel gözlemlerden elde edilmiştir. Dolu d orbitalinin enerjisi daha düşüktür. Basit bir hesaplama ile bu durumu teorik olarak öngörebiliriz.

Tekrar ediyorum. Bu iki istisnayı hatırlamanız gerekecek. Deneysel olarak bulunan bu istisnaları genelleştirebiliriz. Dolu  $d^{10}$  ve yarıdolu  $d^5$  orbitallerinin enerjisi beklentilerimizden daha düşüktür. S orbitalinden sadece bir é alarak, yarı dolu veya tam dolu d orbitali elde ediyorsak, bu bu durumda bir é takla attırırız.

4524 Periyodik çizelgenin 5. Periyodunda da aynı şey gözlenir. Burada da yarıdolu ve tam dolu kararlılığı mevcuttur. Buradaki istisnalar Molibden ve gümüş atomlarında gözlenir, Cr ve Cu nın bir altındaki elementlerdir. Mo de yarıdolu Ag de tam dolu kararlılığı vardır.

Elektron dizilişini yazarken, hatırlamaya yardımcı olacak bir şeyden söz edeceğim demiştim. Orbitallerin enerji sıralamasını doğru olarak yazabilmek için çaprazlama kuralı mevcuttur. Ekranda görüldüğü gibi okları izlerseniz doğru sıralamayı elde edersiniz . Çaprazlama kuralında 1s orbitalinden başlanır. Sonra 2p 3s 3p 4s ....böylece devam eder.

Sınavda isterseniz, başlangıçta bu şemayı hızlıca yazabilirsiniz sonra elektron dizilişlerinde bunu referans alırsınız. fakat aslına periyodik çizelgeye bakarsanız oradaki döngünün bu sıralamayı verdiğini kolayca görürsünüz. É dizilişini doğru yazmak için hangisini isterseniz kullanabilirsiniz.

Bugün bahsetmek istediğim son şey, iyonların elektron dizilişini nasıl yazacağımızı göstermektir. Artı yüklü iyonlardan bahsettiğimizde biraz farklı olacaktır. Burada kuralları biraz değiştirmemiz gerekecek. Bildiğimiz gibi 3d orbitalinin enerjisi 4s orbitalinden biraz daha yüksektir. Potasyum ve kalsiyum için orbitallerin enerjilerini burada görmektesiniz. Söylediğim gibi 4s ve 3d orbitallerinin enerjisi birbirine çok yakındır, fakat d orbitali dolmaya başladığında enerjisi hızla 4s orbitalinin altına düşer. önce 4s orbitalini doldururuz, sonra 3d orbitallerini doldurmaya başlarız, bu durumda 3d orbitalinin enerjisi hızla düşer.

Bu durum nötral atomlarda bir fark yaratmaz, önce 4s orbitali doldurulur, çünkü daha düşük enerjilidir. Sonra d orbitallerine geçeriz. Mesela, Ti atomunun elektron dizilişine bir bakalım.

$[Ar]4s^23d^2$ . Nötral olduğu sürece endişelenecek bir durum yoktur. Problem iyonlarda ortaya çıkar. Burada işaret etmek istediğim şudur. Artık atomdaki 3d2 elektronlarının enerjisi 4s2 den düşüktür. é dizilişini gerçek enerji sıralamasına göre 3d24s2 şeklinde yazmamız gerekir.

É dizilişini yazarken hangisini tercih etmemizin daha iyi olacağını sorabilirsiniz. Nötral atom için yazacak olursanız her iki é dizilişi de kabul edilir. Her ikisi de doğrudur. Bazı durumlarda doldurma sırasına göre, bazı durumlarda enerji sırasına göre yazmayı tercih edebilirsiniz. Sınavlarda veya problemlerde hangisini yazdığınızın bir önemi yoktur. Burada önemli olan 3d nin dolduktan sonra enerji seviyesinin 4s orbitalinin altına düştüğünü biliyor olmanızdır. Ti katyonunun é dizilişini yazmanız için bu bilgiye ihtiyacınız vardır. Mesela Ti +2 iyonunun é dizilişinin soruduğunu düşünelim. +2 yüklü iyon nötr atomdan iki é nun uzaklaşmış olduğu anlamına gelir. Bu iki é nu en yüksek enerjili orbitalden uzaklaştırmanız gerekir. Bunun için, é dizilişini enerji sıralamasına göre yazmak daha uygun olur. Çünkü bu yazılış 4s orbitalinin daha yüksek enerjili olduğunu ve 2 é nun bu orbitalden atılması gerektiğini gösterir. Ti(II) iyonu için doğru cevap  $[Ar]3d^2$  dir. Eğer bu é dizilişini orbital sıralamasına göre yazmış olmasaydık belki de  $[Ar]4s^2$  şeklinde yazardık.: Geçiş elementlerinin katyonlarını yazarken bu gerçeği aklımızdan çıkartmayalım. Çarşamba günü fotoelektron spektroskopisini göreceğiz. İyi haftasonları.