

Katod ışınlarının özellikleri;

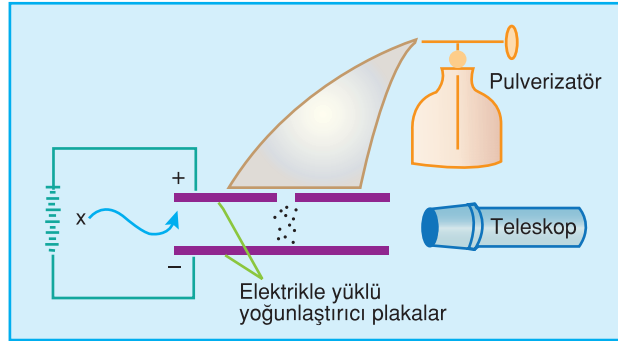
1. Negatif yüklüdürler.
2. Hızlı akan elektronlardır.
3. Elektriksel ve manyetik alanda saparlar.
4. Kullanılan elektrodun ve tüpteki gazın cinsine bağlı değildirler.
5. Gözle görülmezler.
6. Çarptıkları yerde floresans oluştururlar.
7. Katottan anota doğru giderler.

Elektronun Yük / Kütle Oranının (e/m) Bulunması

İngiliz bilim insanı J.J. Thomson geliştirilmiş bir katod ışını tüpü kullanarak elektronların yük/kütle oranını belirlemiştir.

Millikan'ın Yağ Damlası Deneyi - Elektron Yükünün Belirlenmesi

Elektronların varlığı bulunduğundan sonra Robert Millikan bir dizi yağ damlası deneyi yaparak elektronun yükünü $-1,6022 \cdot 10^{-19}$ coulomb olarak bulmuştur.

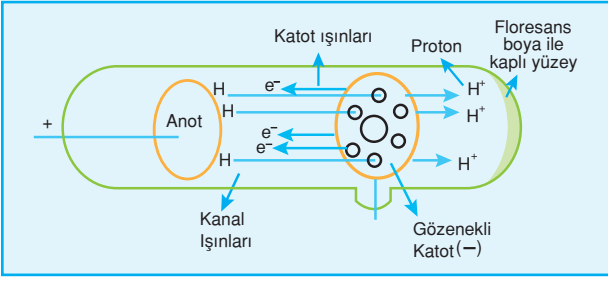


Millikan, daha sonra Thomson'un hesapladığı $e/m = -1,76 \cdot 10^8$ coulomb/gram değerini kullanarak elektronun kütlelerini $9,11 \cdot 10^{-28}$ gram olarak hesaplamıştır.

Kanal Işınları ve Proton'un Keşfi

Eugen Goldstein (Öjen Goldştayn), katod ışınlarının özelliklerini, üzerinde delikler bulunan bir katod ışınları tüpü ile incelemiş ve pozitif yüklü ışınların varlığını göstermiştir.

Bu pozitif yüklü ışınlara **kanal ışınları** denir.



Kanal ışınlarının özellikleri:

1. Katoda doğru giderler.
2. Pozitif yüklüdürler.
3. Elektriksel ve manyetik alanda saparlar.
4. Tüpteki gazın cinsine bağlıdır.
5. Gözle görülmezler.

Bilgi Kutusu

Elektronun kütlesi hidrojenin en hafif izotopundan türeyen pozitif iyonun kütlesinin 1836'da biridir.

Atom Numaralarının Belirlenmesi

Moseley X - ışınlarını kullanarak değişik elementlerin farklı X - ışınları spektrumunu elde etmiştir. Her elementin sadece birkaç karakteristik spektral çizgi (Fraunhofer çizgileri) içeren X - ışınları spektrumu vardır.

Moseley, elementin atom numarası ile X - ışınları frekansının kare kökü arasında doğrusal bir ilişki olduğunu bulmuş ve elementlerin atom numaralarını doğru bir şekilde belirlemiştir.

Bilgi Kutusu

1932 yılında atom çekirdeğinde protonlardan başka kütlesi protonun kütlesine yaklaşık olarak eşit bir başka tanecığın daha olduğu James Chadwick tarafından bulunmuş ve bunlara yüksüz anlamındaki **nötron** adı verilmiştir. Protonlar ve nötronlar için ortak isim olarak **nükleon** da kullanılır.

ATOM MODELLERİNİN TARİHSEL GELİŞİMİ

Maddenin taneciklerden oluştuğu düşüncesi ilk defa M.Ö. 400'lü yıllarda **Demokritos** tarafından ortaya atılmıştır.

Dalton Atom Modeli

Bilgi Kutusu

Dalton'a göre bütün maddeler bilardo topları gibi küçük, yoğun ve bölünemez taneciklerden oluşmuştur.

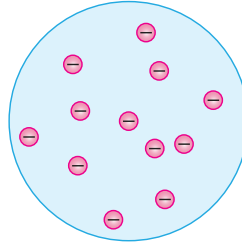
Dalton Modelinin varsayımları:

1. Madde, çok küçük, yoğun, küre şeklinde, bölünemez ve yok edilemez atomlardan oluşmuştur.
2. Bir elementin bütün atomları şekil, büyüklük, kütle ve özellik bakımından birbirinin aynıdır. Fakat başka bir elementin atomlarından farklıdır.
3. Bir elementin bütün kimyasal tepkimelere katılabilen en küçük parçası atomdur. Atomlar parçalanamaz veya oluşturulamaz. Tepkimelerde atomlar sadece yer değiştirir. Bu nedenle tepkimelerde atomların sayıları, cinsleri ve kütleleri korunur.
4. Farklı element atomlarının belirli oranlarda birleşmesiyle moleküller oluşur. Bir bileşiğin molekülleri birbirinin aynıdır.

Dalton Atom modeli, sabit oranlar ve katlı oranlar yasalarını başarıyla açıklamış, ancak zamanla atomla ilgili elde edilen yeni bilgileri açıklamakta yetersiz kalmıştır.

Dalton Atom Modelinin Hatalı Yönleri

Günümüzde atom parçalanabilmekte, bir elementin değişik kütleli atomlara (izotoplara) sahip olduğu ve atomun içinde boşluklar olduğu bilinmektedir. Ayrıca bu modelde atomdan daha küçük tanecikler olan proton, nötron ve elektronların varlığından söz edilmemiştir.

Thomson Atom Modeli**Bilgi Kutusu**

Thomson oluşturduğu atom modelini üzümlü keke benzeterek modellemiştir.

Thomson Modelinin varsayımları

1. Proton ve elektron yük bakımından eşit, işaretçe zıttır.
2. Nötr atomda proton ve elektron sayısı birbirine eşit olduğundan yükler toplamı sıfırdır.
3. Atomlar küre şeklinde olup yarıçapları yaklaşık 10^{-8} cm'dir.
4. Atom hacmi hemen hemen tümüyle (+) yüklü protonlar tarafından doldurulmuştur. Yük dengesini korumak için elektronlar, protonlar arasına homojen şekilde dağılmışlardır.
5. Elektronların kütlesi, protonların kütesine göre çok küçüktür. Bu nedenle atom kütesinin büyük çoğunluğunu protonlar oluşturur.

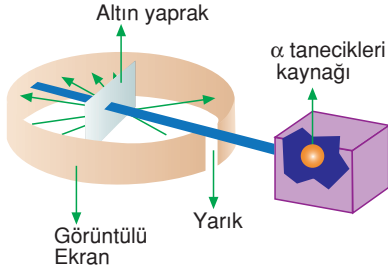
Thomson Atom Modelinin Hatalı Yönleri

Bu modelde nötronlardan söz edilmemiş, protonların ve elektronların atomda gelişigüzel yerlerde bulunduğu düşünülmüştür.

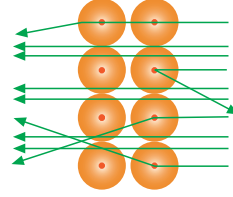
Protonların atom hacminin büyük bir kısmını doldurduğu ileri sürülmüş ve atom çekirdeğinden söz edilmemiştir.

Rutherford Atom Modeli**Bilgi Kutusu**

Rutherford, yaptığı α – ışını saçılma deneyleri sonrasında bir atom modeli ileri sürmüştür.



α taneciklerinin bir altın yaprak tarafından saçılmasını ölçmek için Rutherford'un tasarladığı deney düzeneği



Altın yaprağın içinden geçen ve çekirdek tarafından sapıtılan α taneciklerinin büyütülmüş görüntüsü.

Rutherford yaptığı deneyde aşağıdaki sonuçlara ulaşmıştır:

1. α taneciklerinin çoğunluğu hiçbir sapmaya uğramadan levhayı geçmiştir.
2. Çok az sayıda (yaklaşık 1/20000) tanecik levhayı geçerken sapmaya uğramıştır.
3. Yine çok az sayıda α taneciği levhayı geçmeden geriye yansımıştır.

Rutherford Atom Modeli'nin varsayımları şunlardır;

1. Atomun (+) yükünün tümü atomun merkezinde, çok küçük hacimsel bir bölgede toplanmıştır. Bu kısma atomun çekirdeği denir.
2. Atomun yarıçapı 10^{-8} cm, çekirdeğin yarıçapı 10^{-13} cm civarındadır.
3. (-) yüklü elektronlar çekirdeğin etrafında dönerler.
4. Elektronların bulunduğu hacim, çekirdeğin hacminden çok büyüktür. Atom hacminin büyük bir bölümü çok hızlı hareket eden elektronlar tarafından doldurulur.
5. Çekirdekteki (+) yük miktarı, bir elementin tüm atomlarında aynı, farklı elementin atomlarında farklıdır.
6. (+) yük sayısı atom kütlelerinin yaklaşık yarısına eşittir.
7. Bir atomda çekirdekteki yük sayısı, elektron sayısına eşittir.

Rutherford Atom Modelinin Hatalı Yönleri

Rutherford tarafından önerilen çekirdekli atom modeli; α ışınlarının saçılma deneyinin sonuçlarını açıklamada başarılıydı. Ancak atomdaki elektronların yeri ve hareketleri için bir açıklama getirmiyordu. Ayrıca atomlar ısıtıldıklarında kendilerine özgü ışın yayarlar. Yayılan ışığın rengi ve diğer özellikleri atomun cinsine göre değişir. Rutherford modeli bu ışınların oluşumunu da açıklamada yetersiz kalmaktadır.

Yeni modeli açıklamadan önce atom ve ışık arasındaki ilişkiyi inceleyelim.

ELEKTROMANYETİK IŞINLARIN DALGA MODELİ

Oluşturulan bir sarsıntının veya titreşim hareketinin bir ortam aracılığı ile bir noktadan diğerine iletilmesine “**dalga hareketi**” denir. Kısaca dalga bir ortamda enerji taşıyan bir uyarıcıdır. Taşıdığı enerjiye göre mekanik ve elektromanyetik dalga şeklinde ikiye ayrılır.

Enerjinin, elektromanyetik dalgalar halinde yayılması ve ilerlemesi **elektromanyetik ışımaya** olarak adlandırılır.

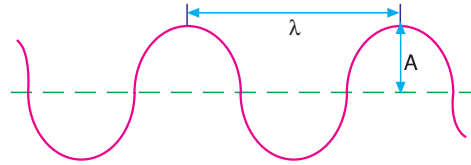
NOT

Elektromanyetik dalgaların iletilmesi için esnek bir ortam gerekmez. Elektromanyetik dalgalar boşlukta da yayılır.

Örneğin; Görünür ışık, X - ışınları, radyo dalgaları, kızıl ötesi ışınlar.

Bilgi Kutusu

Işığın cisimlerden yansımaları, farklı ortamlara geçişte kırılması, beyaz ışığın renklere ayrılması, girişim ve kırınım olayları ışığın dalga modeli ile açıklanabilir.



Bir dalganın, dalga boyu (λ) ve genliği (A)

Dalga boyu (λ , lamda): Ardi ardına gelen iki dalga üzerinde benzer noktalar arasındaki uzaklıktır (iki maksimum veya iki minimum nokta arasındaki uzaklık). Dalganın enerjisi dalga boyu ile ters orantılıdır.

Genlik (A): Bir dalgada maksimum yüksekliğe veya minimum derinliğe **genlik** denir. Dalganın şiddeti, genliğin karesi (A^2) ile doğru orantılıdır.

Frekans (ν)

Belli bir noktadan birim zamanda geçen dalga sayısına **frekans** denir ve ν (nü) ile gösterilir. Birimi 1/zaman dır. Zaman birimi olarak genellikle saniye alınır.

$$\frac{1}{\text{Saniye}} = 1 \text{ Hertz}$$

Dalga Hızı

- ★ Bir dalganın frekansı (ν) ile dalga boyunun (λ) çarpımı, dalganın birim zamanda aldığı yolu verir. Bu değere **dalga hızı** denir ve

Dalga hızı = $\lambda \cdot \nu$ bağıntısı ile gösterilir.

Bilgi Kutusu

Vakumda (boşlukta) bütün dalgalar dalga boyuna bağlı olmaksızın, aynı hızla hareket ederler. $2,99 \cdot 10^8$ m/s ya da yaklaşık $3 \cdot 10^8$ m/s değerinde olan bu hız **ışık hızı** denir ve **c** sembolüyle gösterilir.

- ★ Belli bir ışığa için dalga boyu ile frekansın çarpımı, elektromanyetik dalgalarda ışık hızına eşittir ve

$c = \lambda \cdot \nu$ bağıntısı ile gösterilir.

BİRİMLER

1 santimetre (cm) = $1 \cdot 10^{-2}$ m

1 mikrometre (μ m) = $1 \cdot 10^{-6}$ m

1 nanometre (nm) = $1 \cdot 10^{-9}$ m = 10Å

1 pikometre (pm) = $1 \cdot 10^{-12}$ m = 10^{-2}Å

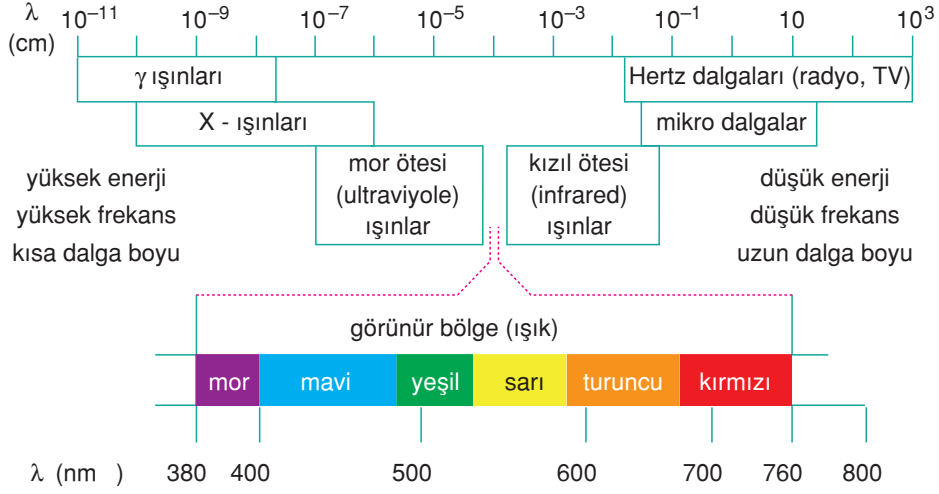
1 angstrom (Å) = $1 \cdot 10^{-10}$ m = 10^{-8} cm = 100 pm

Elektromanyetik Dalga Spektrumu

Bütün frekansları kapsayan elektromanyetik ışın dizisine **elektromanyetik dalga spektrumu** denir.

Bilgi Kutusu

Elektromanyetik ışımının dalga boyu kısa ise frekansı yüksek, dalga boyu uzun ise frekansı düşüktür. Işımanın enerjisi ile frekansı doğru orantılıdır. Frekansı yüksek olan ışınların enerjisi daha fazladır.



Kırınım

Işığın, cisimlerin kenarları çevresinde bükülmesi olayına **kırınım** denir.

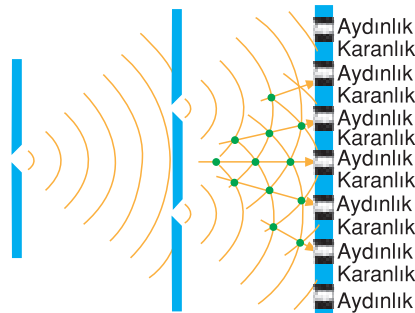
NOT

Kırınım yalnızca dalga özelliği ile açıklanabilen bir olaydır.

Girişim

İki veya daha çok dalganın birbiri içinden geçerken birbirini söndürmesi veya güçlendirmesi olayına **girişim** (interferans) denir. Bu olay dalgaların genel bir özelliğidir.

Çift Yarıktaki Girişim (Young Deneyi)



Thomas Young tarafından gerçekleştirilen ve kendi adıyla anılan Young deneyi ışığın dalgalı özellikte olduğunu ortaya çıkaran ilk deneydir.

Young'ın çift yarıklı girişim deneyinde ekranda aydınlık ve karanlık bölgeler oluşur.

NOT

Bu deneyde ışık dalgalar gibi girişime uğradığından Young ışığın dalga karakterinde olduğunu ortaya koymuş ve ışığın dalga boyunu ölçmüştür.

ELEKTROMANYETİK IŞINLARIN TANECİK KARAKTERİ

Fotoelektrik olay ve siyah cisimlerce yayılan ışınların dalga boyu - ışıma şiddeti grafikleri ışığın dalga modeli ile açıklanamaz. Bu olaylar ancak ışığın tanecik modeli ile açıklanabilir.

O halde elektromanyetik ışınların, hem dalga hem de tanecik özelliği vardır.

Siyah Cismin Işınması**Bilgi Kutusu**

Üzerine düşen tüm ışınları soğuran (yutan-absorbe eden) cisimlere **siyah cisim** denir. Isıtılan siyah cismin yaptığı ışıma maddenin cinsine bağlı olmayıp sadece sıcaklığına bağlıdır.

Fotoelektrik Olay**Bilgi Kutusu**

Metallerin yüzeylerine çarpan ışık ile metallere elektron fırlaması olayına **fotoelektrik olay** denir.

Planck Kuantum Kuramı

Işığın bir kaynaktan yayınlanan çok sayıda tanecikler tarafından taşındığı düşüncesi ilk defa Newton tarafından belirtildi. Daha sonra Max Planck (Maks Plank) ışık enerjisinin belirli büyüklüklerdeki paketler (kuantumlar) hâlinde alınıp verileceği sonucuna vararak kuantum teorisini geliştirdi. Albert Enistein (Albert Aynştayn) ise ışık hızı ile hareket eden bu kuantumları **foton** olarak adlandırdı.

Fotonlar, atomlar gibi maddesel değildir. Kütleli enerji üniteleri olarak düşünülebilir.

Bu durum şöyle açıklanabilir;

Enerji yayılması dalga hareketi ile birlikte gerçekleşir. Bir başka deyişle, her fotona bir dalga eşlik eder. Dalgaların taşıdığı fotonun enerjisi dalga hareketinin frekansına bağlıdır.

Planck'a göre, bir fotonun enerjisi ile frekansı arasındaki ilişki;

$$E = h\nu \text{ şeklindedir.}$$

E = Fotonun enerjisi (J)

ν = Işığın frekansı (1/s)

h = Planck sabiti ($6,63 \cdot 10^{-34}$ J.s = $6,63 \cdot 10^{-34}$ kg.m²/s)

Bir ışık dalgasının, dalga boyu (λ) ile frekansı arasındaki ilişki $c = \lambda \cdot \nu$ olduğundan

$$E = \frac{c \cdot h}{\lambda} \text{ yazılabilir.}$$

ATOM SPEKTRUMLARI

Kimyasal maddelerin buharları bir elektrik arkı veya bek alevi ile ısıtıldığında ışık yayarlar. Bu ışığın ince bir demeti bir prizmadan geçirildiğinde bir çizgi (kesikli) spektrumu elde edilir. Bu spektrum sadece birkaç tane renkli çizgi içerir ve her çizgi dalga boyları farklı olan ışınlar karşılık gelir. Her elementin kendine özgü bir çizgi spektrumu vardır ve bu element için ayırt edici özelliktir.

Bilgi Kutusu

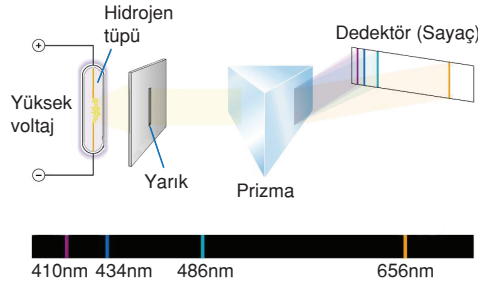
Her element atomunun kendine özgü bir ışımaya (emisyon) spektrumu olduğu gibi bir de soğurma (absorbsiyon) spektrumu vardır.

NOT

Elementler hangi dalga boyunda ışımaya yapıyorsa o dalga boyundaki ışınları soğurabilir.

Hidrojenin Işıma (Emisyon) Spektrumu

Hidrojen gazının yüksek sıcaklığa kadar ısıtılmasıyla oluşturulan ışık, prizmadan geçirilip bir ekran üzerine düşürülürse ekran üzerinde değişik renkte çizgiler görülür.



Hidrojenin, görünür bölgedeki spektrumu dört çizgiden oluşur. En parlak çizgi (656,3 nm) kırmızıdır. 486 nm'de yeşilimsi - mavimsi, 434 nm'de menekşe ve 410 nm'de mor renk görülür.

Hidrojenin Soğurma (Absorpsiyon) Spektrumu

Beyaz ışık hidrojen gazı içinden geçirilip prizmaya gönderilirse oluşan kesiksiz spektrumda hidrojen gazının ışımaya spektrumundaki renk çizgilerine karşı gelen dalga boylarında siyah çizgi görünür. Bundan da hidrojen gazının o dalga boyundaki ışığı soğurduğu anlaşılır.

- ★ Güneş ışığının kesiksiz spektrumunda, soğurma dalga boyları siyah çizgiler şeklinde görülür. Bunlara **Fraunhofer çizgileri** denir. Bu çizgiler, güneş yüzeyindeki gaz elementlerin ışığın bazı dalga boylarını soğurmaları nedeniyle oluşur.

Bohr Atom Modeli

Niels Bohr; Planck'ın Kuantum kuramını ve hidrojenin emisyon spektrumunu göz önüne alarak kendi adıyla anılan atom kuramını ortaya atmıştır.

Bohr atom modelinin varsayımları;

1. Bir atomda bulunan her elektron çekirdekten ancak belirli uzaklıklarda küresel yörüngelerde bulunabilir. Bu yörüngelere **enerji düzeyi** ya da **kabukları** denir. Yörüngelerin ortak merkezi çekirdek olup yörüngeler K, L, M, N, O ... gibi harflerle ya da 1, 2, 3, ... n gibi sayılarla (baş kuant sayısı) gösterilir.
 2. Her yörüngenin belli bir enerjisi vardır. Çekirdekten uzaklaştıkça yörüngelerin enerjisi de artar. Elektronlar yörüngede kaldıkları sürece enerjileri değişmez.
 3. Yörüngelerde hareket eden elektronların açısal momentumlarının alabileceği değerleri $\frac{nh}{2\pi}$ dir. n bir tam sayıdır.
 1. yörünge için n = 1
 2. yörünge için n = 2
 3. yörünge için n = 3 değerlerini alır.
 Bu tam sayılara **kuantum sayıları** denir.
 4. Atomlar temel halde iken elektronlar en az enerjili (çekirdeğe en yakın) enerji düzeylerinde bulunur. Elektronlar temel haldeki enerji düzeylerinde buldukları sürece enerji yaymazlar. Madde ısıtıldığında atomlardaki elektronlar daha yüksek enerji düzeyine geçer. Buna atomun **uyarılmış hali** denir.
 5. Bir elektron yüksek enerji düzeyinden daha düşük bir enerji düzeyine geçtiğinde aradaki enerji farkı ışık kuantumu şeklinde yayınlanır. Bu ışık kuantumunun kendine özgü bir frekansı ve dalga boyu olup karakteristik bir spektrum çizgisi vardır.
- ★ Elektronlar tarafından yayınlanan ya da soğurulan ışığın enerjisi ile frekansı arasında aşağıdaki bağıntı vardır.

$$\Delta E = E_{\text{dış}} - E_{\text{iç}} = h \cdot \nu$$

Tek Elektronlu Sistemlerde Elektronun Toplam Enerjisi ve Hidrojenin İyonlaşma Enerjisi

Bohr; H, He⁺, Li²⁺ gibi tek elektronlu sistemlerde değişik yörüngelerdeki elektronların enerjisini belirleyen bir eşitlik türetmiştir.

Herhangi bir enerji düzeyinin enerjisi:

$$E_n = \frac{-2,18 \cdot 10^{-18} Z^2}{n^2}$$

bağıntısı ile hesaplanır.

E_n = n enerji düzeyindeki elektronun enerjisi

Z = Atom numarası

n = Enerji seviyesi

Temel halde hidrojen atomundaki elektron çekirdeğe en yakın yörüngede ($n = 1$) bulunur. Elektron bir enerji kuantumu kazandığında daha yüksek enerji düzeyine geçer ve hidrojen atomu uyarılmış hale gelir. Uyarılmış atom aldığı enerjiyi geri verirse elektron tekrar çekirdeğe yakın yörüngesine döner. Bu sırada iki enerji düzeyi arasındaki fark kadar enerji yayınlanır.

Yayınlanan bu enerji

$$\Delta E = (E_{\text{dış}} - E_{\text{iç}}) = 2,18 \cdot 10^{-18} \cdot Z^2 \left(\frac{1}{n_{\text{iç}}^2} - \frac{1}{n_{\text{dış}}^2} \right)$$
 formülü ile hesaplanır.

Bilgi Kutusu

Elektron yüksek enerjili bir katmandan $n = 1$ katmanına inerse, mor ötesi (UV) ışık şeklinde enerji yayınlanır. **Lyman serisi** adı verilen spektral seri oluşur. $n = 2$ katmanına olan elektron geçişleri görünür bölgede gerçekleşir ve **Balmer serisi** adı verilir. Lyman serisindeki çizgilerin dalga boyları Balmer serisindekilerden daha kısadır. Lyman serisinde daha çok enerji açığa çıkar. Yüksek enerjili bir katmandan $n = 3$ katmanına elektron geçişleri kırmızı ötesi (IR) bölgede spektrum çizgileri oluşturarak **Paschen serisi** adını alır. Balmer serisindeki çizgilere göre daha uzun dalga boylarında oluşur. Yüksek enerjili katmanlardan $n = 4$ katmanına olan elektron geçişlerine **Brackett serisi**, $n = 5$ katmanına olan elektron geçişlerine ise **Pfund serisi** adı verilir.

- ★ Bohr Kuramı, katyonların oluşumunu anlamada da önemli bir katkı sağlar. Temel haldeki ($n = 1$) bir elektronu atomdan uzaklaştırmaya yetecek enerjiye sahip bir foton, hidrojen atomu ile etkileştiğinde, elektron $n = \infty$ seviyesine çıkarak serbest hale geçer. Bu durumda H atomu iyonlaşır (H^+) ve serbest hale geçen elektronun enerjisi sıfır olur.

$$\Delta E = E_{\infty} - E_1 \Rightarrow \Delta E = 2,18 \cdot 10^{-18} \left(\frac{1}{n_i^2} - \frac{1}{n_d^2} \right)$$

olduğuna göre; hidrojen atomunun iyonlaşma enerjisi;

$$\Delta E = E_{\infty} - E_1 = 2,18 \cdot 10^{-18} \left(\frac{1}{1_i^2} - \frac{1}{\infty^2} \right)$$

$$\frac{1}{\infty} = 0 \text{ olduğundan}$$

$$\Delta E = 2,18 \cdot 10^{-18} \text{ Joule olur.}$$

ELEKTRONUN DALGA - TANECİK İKİLİĞİ

Louis de Broglie; ışık ve maddenin doğasını dikkate alarak elektron, proton vb atom altı taneciklerin de dalga özelliğine sahip olduğunu ileri sürmüştür.

De Broglie; bir fotonun enerjisini hesaplamak için Planck bağıntısını ($h\nu$) ve Einstein enerji eşitliğini (mc^2) birlikte kullanmıştır.

Işının frekansına bağlı olarak bir fotonun enerjisi (Planck eşitliği);

$$E = h\nu \text{ d\u00fcr.}$$

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \text{ oldu\u011fundan}$$

$$E = h \cdot \frac{c}{\lambda} \text{ yazılabilir.}$$

h = Planck sabiti

ν = Fotona eşlik eden ışının frekansı

c = Işık hızı

λ = Işının dalga boyu

Fotonun kütlesine bağlı olarak bir fotonun enerjisi (Einstein eşitliği);

$$E = mc^2$$

m = Fotonun kütlesi

c = Işık hızı

Planck ve Einstein eşitliklerinden;

$$E = h \frac{c}{\lambda} = m \cdot c^2 \text{ yazılabilir ve form\u00fcl d\u00fczenlendi\u011finde bir fotonun dalga boyu i\u00e7in;}$$

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot c}$$

eşitliği elde edilir.

Fotonun dalga boyunun hesaplanması için kullanılan yukarıdaki eşitlik maddesel bir taneciğin (örneğin elektron, proton) dalga boyunun hesaplanması için de kullanılabilir. Eşitlik, taneciğin kütlesi m , hızı v alındığında;

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} \text{ şeklinde yazılır.}$$

Bu eşitlik **De Broglie eşitliği** olarak bilinir.

Bilgi Kutusu

Bütün maddeler dalga davranışını gösterir. Büyük cisimlerin sahip olduğu dalgaboyu çok kısa olduğundan farke dileyemez. Dalga – tanecik ikiliği atom veya atom altı (proton, nötron, elektron v.b.) tanecikler için önemlidir.

Elektronun Dalga Özelliğinin Kanıtlanması

Davisson ve Germer düşük enerjili bir elektron demetinin nikel bir kristal tarafından aynı X – ışınları gibi kırınımına uğradığını göstermiş ve elektronların dalga boylarını ölçmüşlerdir. **G. P. Thomson** da bir elektron demetini ince bir metal levhadan geçirerek kırınım ve girişim desenlerini gözlemlemiştir. Bu olayda girişimin niteliğine bağlı olarak karanlık ve aydınlık bölgeler oluşur. Buradan da elektronun dalga özelliği kanıtlanmış olur.

Heisenberg Belirsizlik İlkesi

Heisenberg göre "Ölçüm yapmak için kullanılan araçlar, ölçülen şeyin özelliklerini değiştirebilir. Bu durum da bir belirsizliğe neden olur."

Bilgi Kutusu

Heisenberg belirsizlik ilkesine göre; bir elektronun aynı zamanda hem yeri hem de hızı belirlenemez.

Bohr Atom Modelinin Yetersizliği

1. Bohr atom modeli, hidrojen gibi tek elektronlu türlerin (H, He⁺¹, Li⁺²...) davranışlarının açıklanmasında başarılı olmuş, ancak çok elektronlu atomların davranışlarını açıklamada yetersiz kalmıştır.
 2. Hidrojenin emisyon spektrumu manyetik alanda incelendiğinde, tek bir çizgi gibi görünen bir renge ait çizginin, dalga boyu birbirine yakın birkaç çizgiden oluştuğu gözlenir. Bohr modeli bu çizgilerin oluşumunu da açıklayamaz.
 3. Fizikte, dairesel bir yörüngede hızla dönen elektrik yüklü bir taneciğin enerji yaydığı ve giderek enerjisinin azaldığı bilinen bir gerçektir. O halde; çekirdek etrafında dönen elektronların enerji kaybederek çekirdeğe yaklaşmaları ve sonunda çekirdeğe çarparak atomun yok olması gerekir. Ancak böyle bir olay gözlenmez.
 4. Çok nadir olarak gerçekleşen atom çekirdeğinin 1.enerji düzeyindeki elektronunu yakalayarak başka çekirdeğe dönüşmesini açıklayamaz.
- ★ Bohr teorisi elektronun ikili karakterini (dalga–tanecik) hesaba katmamıştır. Atomda belirli yörüngelerden değil, elektronların bulunma olasılığının yüksek olduğu bölgelerden (elektron bulutlarından – orbitallerinden) söz edilebilir.
 - ★ Dalga – tanecik ikiliğinin sonucunun belirsizlik ilkesi olduğu kavrandığında, Bohr modelindeki temel hatanın, atom üç boyutlu olduğu halde, bir elektronun tek boyutlu bir yörüngede bulunduğu kabul edilmesi olduğu anlaşılır.

ATOMUN KUANTUM MODELİ

Elektronun muhtemel konumu, dalgayı temsil eden fonksiyondan bulunabilir. **Schrödinger** hidrojen atomu ve benzeri iyonlar için matematiksel yöntemlerle dalga fonksiyonları bulmuştur. Her sistem için birden çok fonksiyon elde etmiş ve bu fonksiyonlar kuantum sayıları ile karakterize etmiştir. Dalga fonksiyonlarının birden çok olması aynı sistemdeki tek elektronun çok sayıda enerji düzeyinde bulunabileceği anlamına gelir.

Orbital Kavramı

Orbital, elektronun açısal momentum ve manyetik kuantum sayıları ile belirlenen dalga fonksiyonudur. Orbital bir matematik fonksiyon olup bu fonksiyondan elektronun yerini kesin olarak hesaplamak mümkün değildir. Ancak belirli bir uzay bölgesinde bulunma olasılığı hesaplanabilir.

Bilgi Kutusu

Orbitaller elektronların çekirdek etrafında bulunma olasılığının yüksek olduğu bölgelerdir.

KUANTUM SAYILARI

Çekirdek etrafındaki herhangi bir elektronun durumu dört kuantum sayısı ile belirtilir.

1. Baş Kuantum Sayısı (n)

Baş kuantum sayısı, elektron bulutunun çekirdeğe olan uzaklığı ile ilgilidir. Bunlar, atomun enerji seviyelerini ifade eder. Bu enerji seviyelerine elektron kabukları veya katman da denir.

Bilgi Kutusu

Baş kuantum sayısı, “n” ile sembolize edilir, 1, 2, 3, 4 gibi sıfırdan büyük pozitif tam sayılarla gösterildiği gibi, katmanlarını (kabuklarını) ifade etmek üzere K, L, M, N, O gibi harflerle de gösterilir.

- ★ Baş kuantum sayısı (n) : 1, 2, 3, 4, 5 ...
- Katmanları gösteren harfler : K, L, M, N, O ...

NOT

Baş kuantum sayısı, ne kadar büyükse elektron bulutu çekirdekten o kadar uzaktadır. Elektronun potansiyel enerjisi de o kadar büyüktür.

2. Açısız Momentum Kuantum Sayısı (l)

Elektron bulutlarının şekillerini ve şekil farkı nedeni ile enerji seviyelerinde ne şekilde ayrılımların olabileceğini belirtmek üzere açısız momentum kuantum sayısı kullanılır. “l” ile gösterilir. Baş kuantum sayısına bağlı olarak sıfırdan (n – 1)’e kadar pozitif tam sayılarla ifade edildiği gibi s, p, d, f, g ... gibi harflerle (orbital sembolleriyle) de belirtilebilir.

Bilgi Kutusu

Açısız momentum kuantum sayısı (l): 0,1,2,3,4 ...
İkincil (alt) katmanları gösteren harfler: s,p,d,f,g ...

Bilgi Kutusu

Aynı katmanda bulunan ikincil katmanların enerji seviyeleri $s < p < d < f$ şeklinde sıralanır.

Bilgi Kutusu

Aynı enerji düzeyi üzerindeki, aynı tür orbitallerin enerjileri birbirine eşittir.
Farklı enerji düzeyleri üzerindeki, aynı tür orbitallerin enerjileri, enerji düzeyi sayısı arttıkça artar.

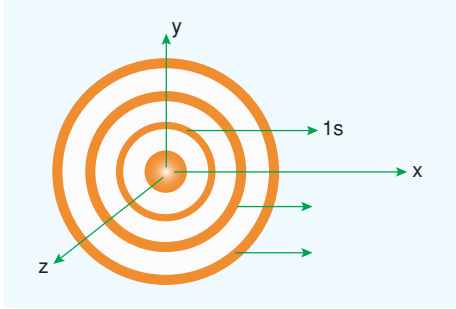
Her temel enerji düzeyinin içerdiği orbitallerin sayısı (alt enerji düzeyi) n^2 ile belirlenir. Her temel enerji düzeyi, baş kuantum sayısı (n) kadar türde orbital içerir. Her temel enerji düzeyinde bulunabilecek maksimum elektron sayısı $2n^2$ ile belirlenir.

Baş kuantum sayısı (n)	Maksimum elektron sayısı ($2n^2$)
n = 1	2
n = 2	8
n = 3	18
n = 4	32

Şimdi de s, p, d ve f ikincil (alt) katmanlarına ait orbitalleri inceleyelim.

s - Orbitali

Her enerji düzeyinde 1 tanedir. $\ell = 0$ değerine sahip tüm orbitaller s orbitalleridir. Eğer s orbitali birinci katmanda (n = 1) ise 1s orbitali, ikinci katmanda (n = 2) ise 2s orbitali, üçüncü katmanda (n = 3) ise 3s orbitalidir.



1s, 2s ve 3s orbitallerinin şekilleri

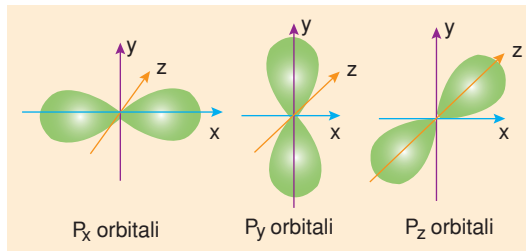
s türü orbitallerde elektronların dağılımı küresel simetrik. Elektronun çekirdekte belirli bir uzaklıkta bulunma olasılığı bütün yönler için aynıdır. Yani s orbitalleri uzayda herhangi bir yönelme gösteremez. Geometrik şekilleri merkezde çekirdeğin bulunduğu, yoğunluğu merkezden dışa doğru azalan bir küre biçimindedir. En fazla 2 elektron alabilirler.

p - Orbitali

$\ell = 1$ değerine sahip bütün orbitaller p orbitalidir. p orbitallerinde yük yoğunluğu simetrik değildir.

NOT

Her enerji seviyesinde (n=1 hariç) 3 tane p orbitali bulunur. Bu 3 orbital enerji olarak birbirine özdeştir. p orbitallerinin boyutları baş kuantum sayısı ile doğru orantılıdır. En fazla 6 elektron alabilirler.



p orbitallerinin şekilleri

Damla şeklinde iki kısımdan oluşmuştur. p orbitallerinde elektron dağılımı x, y ve z eksenlerine göre simetrik. p_x , p_y ve p_z şeklinde gösterilirler.

d - orbitali

$\ell = 2$ değerine sahip tüm orbitaller d orbitalleridir. d_{xy} , d_{xz} , d_{yz} , $d_{x^2-y^2}$, d_{z^2} orbitalleri olmak üzere beş tanedir. Bu orbitallerin ilk üçü koordinat eksenleri üzerinde, son ikisi simetri eksenleri üzerinde bulunur.

NOT

($n = 1$ ve $n = 2$ seviyelerinde d orbitali yoktur.) En fazla 10 elektron alabilirler.

f - orbitali

$\ell = 3$ değerine sahip tüm orbitaller f orbitalidir. f orbitalleri 7 tanedir.

NOT

($n = 1$, $n = 2$ ve $n = 3$ seviyelerinde f orbitali yoktur.) En fazla 14 elektron alabilirler.

Temel Enerji Düzeyi (Baş Kuantum Sayısı)	Orbital Sayısı (n^2)	Orbital Türü	Maksimum Elektron Sayısı ($2n^2$)
$n = 1$	$1^2 = 1$	s	$2 \cdot 1^2 = 2e^-$
$n = 2$	$2^2 = 4$	s,p	$2 \cdot 2^2 = 8e^-$
$n = 3$	$3^2 = 9$	s,p,d	$2 \cdot 3^2 = 18e^-$
$n = 4$	$4^2 = 16$	s,p,d,f	$2 \cdot 4^2 = 32e^-$

3. Manyetik Kuantum Sayısı (m_ℓ):

Orbitalin uzaydaki yönelmesini gösterir. Değeri, açısal momentum kuantum sayısının (ℓ) değerine bağlıdır.

$m_\ell = 2\ell + 1$ formülüne göre;

$\ell = 0$ ise m_ℓ 'nin tek değeri vardır $m_\ell = 0$ dir.

$\ell = 1$ ise m_ℓ 'nin 3 değeri vardır.

$m_\ell = -1, 0, +1$ dir.

$\ell = 2$ ise m_ℓ 'nin 5 değeri vardır.

$m_\ell = -2, -1, 0, +1, +2$ dir.

İlk dört enerji seviyelerine ait açısıl momentum kuantum sayıları ve manyetik kuantum sayıları aşağıda verilmiştir.

Baş kuantum sayısı (n)		Açısıl momentum kuantum sayısı (ℓ)		Manyetik kuantum sayısı (m_ℓ)
1	K	0	s	0
2	L	0	s	0
		1	p	-1 0 +1
3	M	0	s	0
		1	p	-1 0 +1
		2	d	-2 -1 0 +1 +2
4	N	0	s	0
		1	p	-1 0 +1
		2	d	-2 -1 0 +1 +2
		3	f	-3 -2 -1 0 +1 +2 +3

4. Spin Kuantum Sayısı (m_s)

Elektronlar hem çekirdek hem de kendi eksenleri etrafında dönerler. Elektronun spin denilen kendi eksen etrafındaki bu dönmesi **Spin Kuantum Sayısı (m_s)** ile tanımlanır. Elektronun saat yönünde veya tersi yönde döndüğü düşünüldüğünde bu durum 2 okla $\uparrow(m_s = +\frac{1}{2})$ ve $\downarrow(m_s = -\frac{1}{2})$ olarak gösterilir.

Bilgi Kutusu

Bir enerji düzeyinde bulunan orbital türü sayısı, baş kuantum sayısına eşittir.

n = 1 için 1 tür orbital (s)

n = 2 için 2 tür orbital (s,p)

n = 3 için 3 tür orbital (s,p,d)

n = 4 için 4 tür orbital (s,p,d,f) vardır.

NOT

n, ℓ , m_ℓ sayıları orbitali tanımlamak için Schrödinger denkleminin çözümünden çıkar. Spin kuantum sayısının ise orbital tanımı ile bir ilgisi yoktur.

ATOMLARIN ELEKTRON DİZİLİŞLERİ

Elektronların orbitalleri doldurmasında belirli kurallar vardır.

1. Aufbau Kuralı

"Bir atomda elektronlar öncelikle enerjisi en düşük olan orbitali doldururlar. Eğer bir orbital dolmuş ise, ondan sonraki en düşük enerjili orbital doldurulur."

Bilgi Kutusu

Bir orbitalin enerjisi çekirdeğe yaklaştıkça azalır. Buna göre enerjisi en az olan orbital 1s'dir.

2. Kletchkowski - Madelung Kuralı

Bilgi Kutusu

“Çok elektronlu atomlar için orbitallere yerleşen elektronun enerjisi $(n + \ell)$ toplamı arttıkça artar. Eğer $(n + \ell)$ değeri aynı olan iki orbital varsa n sayısı küçük olan orbitalin enerjisi düşüktür.”

Çok elektronlu atomlarda elektronların doldurulmasında enerji düzeylerine göre orbital sıralaması için aşağıdaki tablodan yararlanırılır.

Orbital türleri Temel enerji düzeyleri	s	p	d	f
1	s			
2	s	p		
3	s	p	d	
4	s	p	d	f
5	s	p	d	f
6	s	p	d	
7	s	p		

Orbitallerin enerji düzeylerine göre sıralanışı

Bilgi Kutusu

Orbitallerin enerji düzeylerine göre sıralanışı:

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

Bilgi Kutusu

Bir orbitalin hangi enerji düzeyinde olduğunu gösteren sayı orbital türünün önüne, orbitalin içerdiği elektron sayısı ise orbital türünün üzerine yazılır.

2 p³ → Elektron sayısı
 → Orbital türü
 → Temel enerji düzeyi sayısı (baş kuantum sayısı)







Örneğin: ${}_{26}\text{Fe}$ atomunun elektron dizilimi ${}_{26}\text{Fe}:1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^2 3d^6$ şeklindedir.

3. Pauli Dışlama İlkesi

Bir orbital en fazla iki elektron taşıyabilir. Bu elektronların dönme yönleri (spinleri) farklıdır.

“Pauli dışlama ilkesine göre; bir atomda herhangi iki elektronun bütün kuantum sayıları birbiriyle aynı olamaz. Bir atomun iki elektronu da aynı n , l , m_l değerlerine sahip olsalar bile m_s değeri farklıdır.”

Bilgi Kutusu

Bir boş orbital  veya  şeklinde gösterilir. Bir elektron içeren orbital (yarı dolu)  veya  şeklinde gösterilebilir. Tam dolu orbital  veya  şeklinde gösterilir. Ok yönlerinin zıt yönlü oluşu orbitaldeki elektronların dönme yönlerinin farklı olduğunu belirtir. Yukarı doğru çizilmiş ok (\uparrow) spinin $+\frac{1}{2}$, aşağı doğru çizilmiş ok (\downarrow) spinin $-\frac{1}{2}$ olduğunu belirtir.

4. Hund Kuralı

Aynı enerjiye sahip farklı orbitallere **eş enerjili orbitaller** denir.

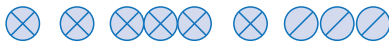
Örneğin; bir atomun $2p_x$, $2p_y$, $2p_z$ orbitalleri eş enerjilidir.

Bütün elektronlar aynı elektrik yüküne sahip olduklarından birbirinden uzakta olmak isterler. Bunun için “elektronlar eş enerjili orbitallere önce birer birer yerleşirler, eş enerjili orbitallerin tamamı birer elektron aldıktan sonra ikinci elektronu (ters spinli) almaya başlarlar.” Buna **Hund kuralı** denir.

Bilgi Kutusu

Orbitallere teker teker yerleşmiş elektronlar paralel spinli olup oklar aynı yönde çizilir.

Örneğin:

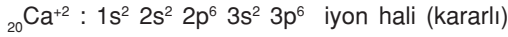
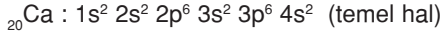


Bilgi Kutusu

En düşük enerjili elektron dizilişine sahip olan atom temel haldedir.

Bilgi Kutusu

Temel haldeki bir atoma enerji verildiğinde, elektronlardan biri daha üst enerji seviyelerinden birine geçebilir. Buna **uyarılmış hal** denir. Atomun uyarılmış hali temel haline göre daha yüksek enerjilidir ve daha kararsızdır. Uyarılmış atom, temel hale dönerken enerji açığa çıkar. Uyarılmış atomdan elektron koparmak daha kolaydır.

Örneğin:**NOT**

Çekirdeğe en yakın olan katmanın enerjisi en azdır. Çekirdekten uzaklaştıkça katmanların enerjisi artar.

Bilgi Kutusu

Elementlerin fiziksel ve kimyasal özellikleri elektron dizilimleri ile ilgilidir. Bu nedenle atomların elektron alma, verme ya da elektronlarını ortak kullanma eğilimleri elektron dizilimlerine bakılarak belirlenir.

Atomun çekirdek yapısı ve en dış katmanındaki elektron sayısı elementlerin kimyasal özelliklerini belirler.

İyonların Elektron Dizilişi

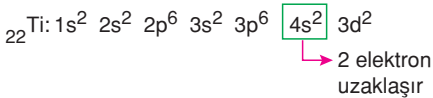
- ★ Bir atom elektron aldığı anda, elektronlar en düşük enerjili boş orbitallere yerleşir. Bu orbitaller en dış enerji düzeyindeki boş orbitallerdir.

Örneğin: ${}_{9}\text{F}^{-1}$ iyonunun 10 elektronu olduğundan, elektron dizilişi; $1s^2 2s^2 2p^6$ şeklindedir.

- ★ Bir atom elektron verdiği anda, elektronlar en dış enerji düzeyinden başlayarak uzaklaşır.

Örneğin: ${}_{12}\text{Mg}^{+2}$ iyonunun 10 elektronu olduğundan, elektron dizilişi; $1s^2 2s^2 2p^6$ şeklindedir.

Örneğin: ${}_{22}\text{Ti}$ atomu +2 yüklü iyonuna dönüşürken, vereceği 2 elektronu en dış enerji düzeyindeki 4s orbitalinden verir.

**Küresel Simetri**

Bir atomun elektron dizilişindeki son orbital türü yarı dolu (s^1 , p^3 , d^5 , f^7) ya da tam dolu (s^2 , p^6 , d^{10} , f^{14}) olarak biterse, atomun elektron dizilişi küresel simetri özelliği gösterir.

Örneğin: ${}_{15}\text{P} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$



(Küresel simetri özelliği gösterir.)

Örneğin: ${}_{17}\text{Cl} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^5$



(Küresel simetri özelliği göstermez.)

Bilgi Kutusu

Elektron dizilişi küresel simetri özelliği gösteren atomlar diğerlerine göre daha karardır. Bu nedenle, küresel simetrik olan atomdan elektron koparmak daha zordur.

Bilgi Kutusu

Elektron dizilişi d^4 ve d^9 ile bitmesi gereken atomların temel haldeki elektron dizilişleri genel yazım kurallarından biraz farklıdır. Elektron dizilişi d^4 ve d^9 ile bitmesi gereken atomların elektron dağılımındaki bu farklılık, bu atomların küresel simetriye ulaşma isteğiyle, s orbitalindeki 1 elektronu d orbitallerine aktarmasından kaynaklanır. Bu olay uyarılma değildir. Atomun temel halidir.

Örneğin: ${}_{24}\text{Cr} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^5$
(Temel hal)

${}_{29}\text{Cu} : 1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$
(Temel hal)

- ★ Tek katmanlı atomlarda bu katman 2 elektron, daha fazla katmana sahip atomlarda ise son katman 8 elektron içerdiğinde atom karardır.
Soygazlardan tek katmana sahip olan helyum (He) atomu bu katmanında 2 elektron içerdiği için, daha fazla katmana sahip olan diğer soygazlar da son katmanlarında 8'er elektron içerdiği için kararlı atomlardır. Bu durumda tek katmana sahip olup bu katmanında 2, daha fazla katmana sahip olup son katmanında 8 elektron içermeyen tüm element atomları kararsızdır.
- ★ Kararsız element atomları, soygaz kararlılığına ulaşabilmek için başka atomlarla ya da kendi atomlarıyla bağ oluştururlar.
- ★ Metal ve ametal atomları bağ oluştururken aralarında elektron alışverişi yaparlar. Ametaller kendi aralarında bağ oluştururken elektronlarını ortak kullanırlar.

Değerlik Elektron Sayısı

- ★ Atomların temel haldeki elektron dağılımlarında, en yüksek temel enerji düzeyindeki orbitallere **değerlik orbitalleri** denir. Değerlik orbitallerinde bulunan elektronlara da **değerlik elektronları** adı verilir.

Örneğin: ${}_{8}\text{O} = 1s^2 2s^2 2p^4$ atomu için;
değerlik e^- sayısı = 6

- ★ Değerlik elektron sayısı; atomun periyodik cetveldeki grubunu, metal ya da ametal karakterini, bileşiklerinde alabileceği değeri (yükü) belirler.

1. Dalga boyu 6000 \AA olan ışığın frekansı kaç Hz dir? ($c = 3 \cdot 10^{10} \text{ cm/s}$)

- A) $5 \cdot 10^{14}$ B) $5 \cdot 10^{15}$ C) $1 \cdot 10^{16}$
D) $5 \cdot 10^{16}$ E) $1 \cdot 10^{18}$

2. Dalga boyu $0,7 \text{ m}$ ve frekansı 4 s^{-1} olan bir dalganın hızı kaç m/s 'dir?

- A) 0,028 B) 0,014 C) 0,56
D) 0,28 E) 2,8

3. Frekansı $6 \cdot 10^{10}$ Hertz olan bir fotonun dalga boyu kaç nanometredir? ($c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$)

- A) $5 \cdot 10^{-3}$ B) $1 \cdot 10^4$ C) $5 \cdot 10^5$
D) $5 \cdot 10^6$ E) $1 \cdot 10^7$

4. Dalga boyu $1 \cdot 10^6 \text{ nm}$ olan bir fotonun enerjisi kaç jouledür? ($c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$, $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ J.s}$)

- A) $19,89 \cdot 10^{-23}$ B) $1,989 \cdot 10^{-23}$
C) $19,89 \cdot 10^{-45}$ D) $9,945 \cdot 10^{-23}$
E) $3 \cdot 10^{11}$

5. Bir elektronun hidrojen atomunun 3. enerji düzeyinde bulunması için sahip olması gereken enerji kaç jouledir? (h)

- A) $1,21 \cdot 10^{-19}$ B) $2,42 \cdot 10^{-19}$
C) $1,21 \cdot 10^{-18}$ D) $2,42 \cdot 10^{-18}$
E) $7,26 \cdot 10^{-18}$

6. Hidrojen spektrumunda $n = 3$ ten $n = 1$ 'e olan elektron geçişini temsil eden çizginin dalga boyunu ve frekansını belirleyiniz.

($h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ kg.m}^2/\text{s}$, $c = 3 \cdot 10^8 \text{ m/s}$)

- A) $1,02 \cdot 10^{-23}$ B) $5,1 \cdot 10^{-7}$
C) $1,02 \cdot 10^{-7}$ D) $5,1 \cdot 10^{-6}$
E) $1,02 \cdot 10^{-6}$

7. Li^{2+} iyonunda 1. enerji düzeyinde bulunan elektronun iyonlaşması için soğurması gereken fotonun minimum enerjisi kaç joule olmalıdır? (${}_3\text{Li}$)

- A) $1,96 \cdot 10^{-18}$ B) $2,18 \cdot 10^{-18}$
 C) $4,36 \cdot 10^{-18}$ D) $1,962 \cdot 10^{-17}$
 E) $2,18 \cdot 10^{-17}$

8. Frekansı $6 \cdot 10^{16} \text{ s}^{-1}$ olan bir fotonun etkisi ile temel haldeki Be^{3+} iyonundan iyonlaşarak ayrılan elektronun kinetik enerjisi kaç joule dir?

(${}_4\text{Be}$, $h = 6,626 \cdot 10^{-34} \text{ J.s.}$)

- A) $3,975 \cdot 10^{-17}$ B) $3,488 \cdot 10^{-17}$
 C) $3,975 \cdot 10^{-16}$ D) $4,87 \cdot 10^{-19}$
 E) $4,87 \cdot 10^{-18}$

9. Hızı $2 \cdot 10^6 \text{ m/s}$ olan bir elektronun frekansı kaç s^{-1} dir? ($m_e = 9 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$, $h = 6 \cdot 10^{-34} \text{ kg.m}^2/\text{s}$)

- A) $6 \cdot 10^{10}$ B) $2 \cdot 10^{12}$ C) $6 \cdot 10^{14}$
 D) $2 \cdot 10^{15}$ E) $6 \cdot 10^{15}$

10. Bir elektrona eşlik eden dalganın frekansı $1,5 \cdot 10^{17} \text{ s}^{-1}$ olduğuna göre bu elektron dalgasının hızı kaç m/s dir?

($m_e = 9 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$, $h = 6,63 \cdot 10^{-34} \text{ kg.m}^2/\text{s}$)

- A) $7 \cdot 10^{-11}$ B) $1,05 \cdot 10^3$ C) $1,05 \cdot 10^7$
 D) $7 \cdot 10^{11}$ E) $1,05 \cdot 10^{12}$

11. ${}_{29}\text{Cu}$ atomunun temel haldeki elektron dağılımı ile ilgili;

- I. Küresel simetrik.
 II. Son enerji düzeyinde 1 elektronu vardır.
 III. Son orbitalinde 9 elektronu vardır.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız III B) I ve II C) I ve III
 D) II ve III E) I, II ve III

12. X : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^1$

Y : $1s^2 2s^2 2p^6 4s^1$

Z : $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1$

Yukarıda elektron dağılımları verilen X, Y ve Z elementleri ile ilgili;

- I. Değerlik elektron sayıları eşittir.
 II. Z'den bir elektron koparmak için verilmesi gereken enerji, X inkinden azdır.
 III. Y uyarılmış haldedir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) I ve II C) I ve III
 D) II ve III E) I, II ve III

1. Dalga boyunun birimi (λ) santimetreye çevrilir.

$$1 \text{ \AA} = 1 \cdot 10^{-8} \text{ cm}$$

$$6000 \text{ \AA} = 6000 \cdot 10^{-8} = 6 \cdot 10^{-5} \text{ cm}$$

$$c = \lambda \cdot \nu$$

eşitliğinde değerler yerine konulursa frekans;

$$3 \cdot 10^{10} \text{ cm/s} = 6 \cdot 10^{-5} \text{ cm} \cdot \nu$$

$$\nu = \frac{3 \cdot 10^{10} \text{ cm/s}}{6 \cdot 10^{-5} \text{ cm}}$$

$$\nu = 5 \cdot 10^{14} \text{ s}^{-1} = 5 \cdot 10^{14} \text{ Hz} \text{ olarak bulunur.}$$

YANIT A

2. Dalga hızı, dalga boyu (λ) ile frekansın (ν) çarpımına denktir. Buna göre dalganın hızı:

$$\text{Dalga hızı} = \lambda \cdot \nu$$

$$\text{Dalga hızı} = 0,74$$

$$\text{Dalga hızı} = 2,8 \text{ m/s'dir.}$$

YANIT E

3. $c = \lambda \cdot \nu$

eşitliğinde verilenler yerine konulursa dalga boyu;

$$3 \cdot 10^8 = \lambda \cdot 6 \cdot 10^{10}$$

$$\lambda = \frac{3 \cdot 10^8}{6 \cdot 10^{10}} = 5 \cdot 10^{-3} \text{ m olarak hesaplanır.}$$

$$\frac{1 \text{ m}}{5 \cdot 10^{-3} \text{ m}} = \frac{10^9 \text{ nm}}{x}$$

$$x = 5 \cdot 10^{-3} \cdot 10^9 = 5 \cdot 10^6 \text{ nm bulunur.}$$

YANIT D

4. Birimlerin aynı türden olması için dalga boyunun birimi metreye çevrilir.

$$1 \text{ nm} = 10^{-9} \text{ m}$$

$$1 \cdot 10^6 \text{ nm} = X$$

$$X = 1 \cdot 10^6 \cdot 10^{-9} = 10^{-3} \text{ m}$$

$$\text{Daha sonra } \nu = \frac{c}{\lambda}$$

eşitliğinden frekans hesaplanır.

$$\nu = \frac{3 \cdot 10^8 \text{ m/s}}{10^{-3} \text{ m}} = 3 \cdot 10^{11} \text{ s}^{-1}$$

fotonun enerjisi;

$$E = h\nu \text{ formülünden bulunur.}$$

$$E = 6,63 \cdot 10^{-34} \cdot 3 \cdot 10^{11}$$

$$E = 19,89 \cdot 10^{-23} \text{ joule olarak hesaplanır.}$$

YANIT A

5. Enerji düzeylerindeki elektronların enerjisini veren formül kullanılır.

$$E_n = \frac{-2,18 \cdot 10^{-18} \cdot Z^2}{n^2}$$

$Z = 1$ ve $n = 3$ olarak alındığında

$$E_3 = \frac{-2,18 \cdot 10^{-18} \cdot 1}{(3)^2} = 2,42 \cdot 10^{-19} \text{ joule olarak}$$

hesaplanır.

YANIT B

6. Önce yüksek enerji düzeyinden daha düşük enerji düzeyine geçen elektronun yayınladığı ışının enerjisi bulunur.

$$\Delta E = 2,18 \cdot 10^{-18} \left(\frac{1}{n_1^2} - \frac{1}{n_2^2} \right)$$

$$\Delta E = 2,18 \cdot 10^{-18} \left(\frac{1}{1^2} - \frac{1}{3^2} \right)$$

$$\Delta E = 2,18 \cdot 10^{-18} \left(\frac{1}{1} - \frac{1}{9} \right)$$

$$\Delta E = 2,18 \cdot 10^{-18} \cdot \frac{8}{9} = 1,94 \cdot 10^{-18} \text{ joule bulunur.}$$

$E = h\nu$ formülünden yararlanılarak

$$1,94 \cdot 10^{-18} = 6,63 \cdot 10^{-34} \cdot \nu$$

$$\nu = \frac{1,94 \cdot 10^{-18}}{6,63 \cdot 10^{-34}}$$

$\nu = 2,92 \cdot 10^{15} \text{ Hz}$ olarak frekans hesaplanır.

$$\nu = \frac{c}{\lambda} \text{ formülünden}$$

$$2,92 \cdot 10^{15} = \frac{3 \cdot 10^8}{\lambda}$$

$$\lambda = \frac{3 \cdot 10^8}{2,92 \cdot 10^{15}}$$

$\lambda = 1,02 \cdot 10^{-7} \text{ m}$ olarak dalga boyu bulunur.

YANIT C

7. İyonlaşmada elektron atomdan kopar. Bu durumda enerji düzeyi sonsuz ($n_d = \infty$) olur.

O hâlde;

$$E_n = \frac{-2,18 \cdot 10^{-18} \cdot Z^2}{n^2} \text{ formülünden yararlanılır.}$$

$$\Delta E_\infty = \frac{-2,18 \cdot 10^{-18} \cdot (3)^2}{\infty^2} = 0$$

$$\Delta E_1 = \frac{-2,18 \cdot 10^{-18} \cdot (3)^2}{(1)^2} = -1,962 \cdot 10^{-17} \text{ joule}$$

$$\Delta E = \Delta E_\infty - \Delta E_1 \text{ olduğundan}$$

$$\Delta E = 0 - (-1,962 \cdot 10^{-17}) = 1,967 \cdot 10^{-17} \text{ joule bulunur.}$$

YANIT D

8. Önce elektronun kopması için gereken enerjiyi hesaplayalım.

$$\Delta E = \Delta E_\infty - \Delta E_1$$

Bunun için;

$$E_n = \frac{-2,18 \cdot 10^{-18} \cdot Z^2}{n^2} \text{ formülünden yararlanılır.}$$

$$\Delta E_\infty = \frac{-2,18 \cdot 10^{-18} \cdot (4)^2}{\infty^2} = 0$$

$$\Delta E_1 = \frac{-2,18 \cdot 10^{-18} \cdot (4)^2}{(1)^2} = -3,488 \cdot 10^{-17} \text{ joule}$$

O hâlde elektronun kopması için gereken enerji:

$$\Delta E = \Delta E_\infty - \Delta E_1 = 0 - (-3,488 \cdot 10^{-17}) = 3,488 \cdot 10^{-17} \text{ jouledir.}$$

Fotonun enerjisi ise $E = hv$ formülünden hesaplanır.

$$E = 6,626 \cdot 10^{-34} \cdot 6 \cdot 10^{16} = 3,975 \cdot 10^{-17} \text{ joule}$$

Buna göre, fotondan elektrona aktarılan enerjinin fazlası kinetik enerjiye dönüşür.

$$E_k = 3,975 \cdot 10^{-17} - 3,488 \cdot 10^{-17} = 4,87 \cdot 10^{-18} \text{ jouledir.}$$

YANIT E

9. $v = 2 \cdot 10^6 \text{ m/s}$
 $m = 9 \cdot 10^{-31} \text{ kg}$
 $h = 6 \cdot 10^{-34} \text{ kg} \cdot \text{m}^2/\text{s}$ } verilen değerler
 De Broglie eşitliğinde yerine yazılıp λ hesaplanır.

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6 \cdot 10^{-34} \text{ kg} \cdot \text{m}^2 \text{ s}^{-1}}{9 \cdot 10^{-31} \text{ kg} \cdot 2 \cdot 10^6 \text{ ms}^{-1}}$$

$$\lambda = \frac{1}{3} \cdot 10^{-9} \text{ m bulunur.}$$

$$v = \frac{c}{\lambda} \text{ formülünde c yerine elektronun hızı alınırsa}$$

$$v = \frac{2 \cdot 10^6 \text{ ms}^{-1}}{\frac{1}{3} \cdot 10^{-9} \text{ m}}$$

$$v = 6 \cdot 10^{15} \text{ s}^{-1} \text{ (Hz)}$$

YANIT E

10. Elektronun frekansı bilindiğinden buna karşı gelen dalga boyu;

$v = \frac{c}{\lambda}$ eşitliğinden bulunur. Ancak c yerine elektronun hızı alınmalıdır.

$$v = \frac{v}{\lambda}$$

$$1,5 \cdot 10^{17} \text{ s}^{-1} = \frac{v}{\lambda}$$

$$v = 1,5 \cdot 10^{17} \lambda$$

Bulunan v değeri De Broglie eşitliğinde yerine yazılırsa

$$\lambda = \frac{h}{m \cdot v} = \frac{6,63 \cdot 10^{-34}}{9 \cdot 10^{-31} \cdot 1,5 \cdot 10^{17} \lambda}$$

$$\lambda^2 = \frac{6,63 \cdot 10^{-34}}{9 \cdot 10^{-31} \cdot 1,5 \cdot 10^{17}}$$

$\lambda \cong 7 \cdot 10^{-11} \text{ m}$ olarak dalga boyu hesaplanır.

$v = 1,5 \cdot 10^{17} \cdot \lambda$ olarak bulunmuştu λ yerine yukarıda bulunan değeri yazılır.

$$v = 1,5 \cdot 10^{17} \cdot 7 \cdot 10^{-11}$$

$v \cong 1,05 \cdot 10^7 \text{ m/s}$ olarak hız hesaplanır.

YANIT C

11. • ${}_{29}\text{Cu}$ atomunun temel haldeki elektron dağılımı; $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^6 4s^1 3d^{10}$ şeklindedir. Son orbitali tam dolu olduğundan küresel simetriktrik.
- Son enerji düzeyinde (4. enerji düzeyi) 1 elektron bulunur.
 - Son orbitalinde 10 elektron vardır.

YANIT B

12. • Bir atomun değerlik elektron sayısı en dış enerji düzeyindeki toplam elektron sayısıdır. X, Y ve Z elementlerinin en dış enerji düzeyindeki elektron sayıları 1 e eşit olduğundan, değerlik elektron sayıları eşittir.
- Çapı büyük olan atomdan bir elektron koparmak daha kolaydır. Z'nin yörünge sayısı, X'inkinden fazla olduğundan Z'nin çapı X'inkinden büyüktür. Dolayısıyla Z'den bir elektron koparmak daha kolaydır ve bir elektron koparmak için Z'ye daha az enerji verilmesi gerekir.
 - Uyarılmış hal, nötr bir atomun en dış enerji seviyesindeki elektronlarından birinin daha yüksek bir enerji seviyesine taşınmış halidir. Dolayısıyla Y uyarılmış haldedir.

YANIT E

1. Aşağıdaki ifadelerden hangisi yanlıştır?

- A) Aynı elektrikte yüklü cisimler birbirini iter.
- B) Farklı elektrikte yüklü cisimler birbirini çeker.
- C) Elektrikle yüklü iki cisim arasındaki itme veya çekme kuvveti yükün miktarına bağlı değildir.
- D) Elektrik yükleri parçacıklar halinde taşınır.
- E) Bir cisimdeki pozitif ve negatif elektrik yükleri birbirine eşitse cisim nötr olur.

2. Elektrik yükü ile ilgili;

- I. Yünlü kumaşa sürtülen ebonit çubuk (-) elektrikle, ipek kumaşa sürtülen cam çubuk (+) elektrikle yüklenir.
- II. Atomda hem (+) hem de (-) yüklü tanecikler vardır.
- III. Aynı yüklü tanecikler birbirini çeker farklı yüklü tanecikler birbirini iter.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I
- B) Yalnız II
- C) Yalnız III
- D) I ve II
- E) I, II ve III

3. Katot ışınları ile ilgili;

- I. Negatif yüklüdür.
- II. Tüpteki gazın cinsine bağlı değildir.
- III. Elektriksel ve manyetik alanda sapar.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I
- B) I ve II
- C) I ve III
- D) II ve III
- E) I, II ve III

4. Kanal ışınları ile ilgili;

- I. Pozitif yüklüdür.
- II. Özellikleri tüpteki gazın cinsine bağlı değildir.
- III. Elektriksel ve manyetik alanda sapar.

ifadelerinden hangileri yanlıştır?

- A) Yalnız I
- B) Yalnız II
- C) I ve III
- D) II ve III
- E) I, II ve III

5. I. Dalton

II. Rutherford

III. Bohr

Yukarıdaki atom modellerinden hangilerinde orbital kavramı yoktur?

- A) Yalnız I
- B) Yalnız III
- C) I ve II
- D) I ve III
- E) I, II ve III

- 6. I. Bir atomun kütesinin çok büyük bir kısmı ve pozitif yükün tamamı çekirdek adı verilen çok küçük bir bölgede yoğunlaşır.
- II. Atomun büyük bir kısmı boşluktan ibarettir.
- III. Çekirdeğin dışında, çekirdek yüküne eşit sayıda elektron bulunur.

Yukarıda verilen yargılar hangi bilim adamının atom modeline aittir?

- A) Dalton
- B) Thomson
- C) Rutherford
- D) Bohr
- E) Heisenberg

7. Aşağıdakilerden hangisi Bohr atom modelinin varsayımlarından biri değildir?

- A) Elektronlar sadece belli küresel yörüngelerde bulunabilir.
- B) Her yörüngenin belli bir enerjisi vardır.
- C) Elektronlar çekirdek etrafındaki yörüngelerde dairesel olarak hareket eder.
- D) Bir elektron yüksek enerji düzeyinden daha düşük bir enerji düzeyine geçtiğinde belli miktarda enerji yayar.
- E) Çekirdeğe en yakın olan yörüngenin enerjisi en yüksektir.

8. Millikan yağ damlası deneyinde,

- I. Elektronun yükü
- II. Elektronun kütlesi
- III. Protonun kütlesi

niceliklerinden hangilerini bulmuştur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve II
D) I ve III E) I, II ve III

9. Aşağıdaki ifadelerden hangisi yanlıştır?

- A) Enerjinin, elektromanyetik dalgalar halinde yayılması ve ilerlemesi elektromanyetik ışınım olarak adlandırılır.
- B) Elektromanyetik dalgaların boşluktaki hızı ışık hızına eşittir.
- C) X – ışınları, radyo dalgaları, görünür ışık, elektromanyetik ışımalarıdır.
- D) Bir dalganın genliği, belirli bir noktadan bir saniyede geçen dalga sayısıdır.
- E) Dalgalar boşlukta doğrusal olarak yayılırlar.

10. Dalga boyu 600 nm olan turuncu ışığın, frekansı kaç s^{-1} dir?

($c = 3.10^{10}$ cm/s)

- A) 2.10^{12} B) 5.10^{12} C) 2.10^{14}
D) 5.10^{14} E) 5.10^{16}

11. Dalga boyu 180 nm olan bir fotonun enerjisi kaç joule'dur?

($c = 3.10^8$ m/s, $h = 6.10^{-34}$ J.s)

- A) 1.10^{14} B) 2.10^{12} C) 2.10^{-12}
D) 1.10^{-18} E) 3.10^{-21}

12. Hızı $2,21.10^6$ m.s⁻¹ olan bir elektronun oluşturduğu dalganın dalga boyu kaç nanometredir?

($m_e \cong 9.10^{-31}$ kg, $h = 6,63.10^{-34}$ kg.m²s⁻¹)

- A) $\frac{1}{9}$ B) $\frac{1}{3}$ C) $\frac{10}{3}$ D) $\frac{10^2}{9}$ E) $\frac{10^2}{3}$

13. 4s orbitalindeki bir elektronun kuantum sayıları aşağıdakilerden hangisi olabilir?

	n	ℓ	m_ℓ
A)	4	0	0
B)	3	0	0
C)	4	0	1
D)	4	1	0
E)	3	1	1

14. Açıl momentum kuantum sayısı $\ell = 0$ olan orbital türü aşağıdakilerden hangisidir?

- A) s orbitali B) p orbitali
C) d orbitali D) f orbitali
E) g orbitali

15. Hızı $2,21.10^7$ m/s olan bir elektrona ait dalganın frekansı kaç Hz dir?

($h = 6,63.10^{-34}$ kg m²/s, $m_e = 9.10^{-31}$ kg)

- A) $6,63.10^{16}$ B) $2,21.10^{17}$
C) $6,63.10^{17}$ D) $2,21.10^{18}$
E) $6,63.10^{18}$

1. Elektromanyetik spektrumda yer alan görünür bölge ışınları ile ilgili,

- Dalga boyları 380nm – 760nm arasındadır.
- Beyaz ışık prizmadan geçirilirse renklere ayrılır.
- Kırmızı ışık en uzun dalga boyuna ve en düşük frekansa sahiptir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız II B) I ve II C) I ve III
D) II ve III E) I, II ve III

2. Fotoelektrik olay ile ilgili;

- Bir metal yüzeyine düşürülen ışın ile, metalden elektronların fırlatılması olayıdır.
- Fotoelektrik olay dalga modeli ile açıklanamaz.
- Işığın tanecikli yapıda olduğunu gösteren bir olaydır.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve III
D) II ve III E) I, II ve III

3. Rutherford atom modeline göre,

- Pozitif yükler çekirdekte toplanmıştır.
- Elektronlar çekirdek çevresinde dolanırlar.
- Atomlar içi dolu yüksüz mikroskopik kürelerdir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) I ve II C) I ve III
D) II ve III E) I, II ve III

4. Hızı v, kütlesi m olan bir taneciğe eşlik eden

De Broglie dalgasının boyu $\lambda = \frac{5h}{3mc}$ olduğuna göre, v hızı aşağıdakilerden hangisine eşittir?

(c; ışık hızıdır.)

- A) $\frac{1}{5}c$ B) $\frac{1}{3}c$ C) $\frac{3}{5}c$ D) $\frac{2}{3}c$ E) $\frac{4}{5}c$

5. 300 m/s hızla hareket eden 100 gramlık bir topun yaptığı De Broglie dalga boyu kaç metredir?

($h = 6.10^{-34} \text{ kg.m}^2/\text{s}$)

- A) 1.10^{-36} B) 2.10^{-36} C) 2.10^{-35}
D) 3.10^{-35} E) 2.10^{-34}

6. 3p alt katmanındaki orbitallere karşılık gelen kuantum sayıları aşağıdakilerden hangisidir?

- A) +2, 0, -2 B) +1, 0, -1 C) 0, +1, +2
D) +3, 0, -3 E) +1, +2, +3

7. Elektronların orbitallere dağılımı ile ilgili;

- Önce yüksek enerjili orbitallere yerleşirler.
- Aynı enerji düzeyindeki p_x , p_y ve p_z orbitallerinden her zaman öncelikle p_x orbitaline yerleşirler.
- Aynı enerji düzeyindeki p_x , p_y ve p_z orbitallerinden biri boşken diğeri tam dolu olamaz.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız III C) I ve II
D) I ve III E) II ve III

8. Hidrojenin Balmer serisinde $n = 4$ 'ten $n = 2$ 'ye olan elektron geçişini temsil eden spektrum çizgisinin dalga boyu kaç metredir?

($c = 3.10^8 \text{ m/s}$, $h = 6.10^{-34} \text{ kg m}^2/\text{s}$, $A = 2.10^{-18}$)

- A) $2,18.10^{-10}$ B) $4,8.10^{-10}$
C) $2,18.10^{-9}$ D) $4,8.10^{-8}$
E) $4,8.10^{-7}$

9. $\ell = 1$ değerine sahip orbitaller için;
- p orbitalleridir.
 - Her enerji seviyesinde 3 tanedir.
 - Orbitaldeki elektronların dağılımı her zaman küresel simetrik.
- yargılarından hangileri doğrudur?
- A) Yalnız I B) Yalnız III C) I ve II
D) II ve III E) I, II ve III

10. Aşağıda verilen kuantum takımlarından hangisinin aynı atoma ait olması mümkün değildir?

	n	ℓ	m_ℓ
A)	1	0	0
B)	2	0	-1
C)	3	2	+1
D)	3	2	+2
E)	4	3	-2

11. $n = 3$ olan temel enerji düzeyinde magnetik kuantum sayısı (m) değeri 0 olan en fazla kaç elektron bulunabilir?

A) 4 B) 6 C) 8 D) 10 E) 14

12. Değerlik elektronlarından birinin kuantum sayıları $n = 3$, $\ell = 1$, $m_\ell = 0$, $m_s = +\frac{1}{2}$ olan atomun atom numarası aşağıdakilerden hangisi olamaz?

A) 11 B) 13 C) 14 D) 16 E) 17

13. +2 yüklü iyonunun elektron düzeni $3d^6$ ile sonlanan X atomunun s, p ve d orbitallerindeki toplam elektron sayısı aşağıdakilerden hangisinde doğru olarak verilmiştir?

	s	p	d
A)	8	14	4
B)	6	12	6
C)	7	12	4
D)	8	14	2
E)	8	12	6

14. Mn^{2+} iyonunda 23 elektron, 30 nötron vardır.

Buna göre, Mn^{7+} deki proton (p), elektron (e) ve nötron (n) sayısı için aşağıdakilerden hangisi doğrudur?

	p	e	n
A)	25	14	30
B)	21	16	28
C)	18	25	30
D)	23	18	25
E)	25	18	30

15. 9 tam, 6 yarı dolu orbitali bulunan X elementi ile ilgili;

- Uyarılmış atomdur.
- Elektron dağılımı küresel simetri özelliği göstermez.
- Aynı elementle farklı formüllere sahip bileşikler oluşturabilir.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) Yalnız III B) I ve II C) I ve III
D) II ve III E) I, II ve III

KONU TESTİ - 3 (ÇIKMIŞ SORULAR)

YKS - AYT

1. Bir atomda baş kuantum sayısı (n) 3 ve açıl momentum kuantum sayısı (l) 2 olan orbitallerde en çok kaç tane elektron bulunabilir?

A) 10 B) 8 C) 6 D) 4 E) 2

(2017-LYS-2)

2. $3,01 \times 10^{22}$ tane izotopuyla ilgili,

I. Aynı sayıda proton ve nötron içerir.
II. 0,05 mol atomdur.
III. 0,60 gramdır.

yargılarından hangileri doğrudur?

(Avogadro sabiti : $6,02 \times 10^{23}$)

A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve II
D) II ve III E) I, II ve III

(2016-LYS-2)

3. ${}_{7}\text{N}$ element atomunun elektron dizilimi ve elektronların orbitallere dağılımıyla ilgili,

I. 1s ve 2s orbitallerinde ikişer elektron bulunur.
II. 2px, 2py ve 2pz orbitallerinde birer elektron bulunur.
III. 2s ve 2p orbitallerinin enerji düzeyleri aynıdır.
IV. Enerji düzeyi en düşük olan orbital 1s orbitalidir.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) I ve III B) II ve III C) III ve IV
D) I, II ve III E) I, II ve IV

(2016-LYS-2)

4. Kuantum sayılarıyla ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

A) Baş kuantum sayısı (n) sıfırdan büyük tam sayılardır.
B) Açıl momentum kuantum sayısının (l) alabileceği en küçük sayısal değer 1'dir.
C) Açıl momentum kuantum sayısı (l) orbital tipini verir.
D) Manyetik kuantum sayısı m_l açıl momentum kuantum sayısına (l) bağlı olup orbital sayısını verir.
E) Spin kuantum sayısı (m_s) $+1/2$ ve $-1/2$ değerlerini alır.

(2015-LYS-2)

5. Kuantum kuramının gelişmesinde katkısı olan bazı bilim insanları ve yaptıkları çalışmalar aşağıda eşleştirilmiştir.

Bilim insanı	Yaptığı çalışma
I. Niels Bohr	Fotoelektrik olay
II. Luis de Broglie	Dalga-tanecik ikiliği
III. Werner Heisenberg	Belirsizlik ilkesi
IV. Ernest Rutherford	Alfa taneciği saçılması

Buna göre, yukarıdaki eşleştirmelerden hangileri doğrudur?

A) I ve III B) II ve III C) I, II ve IV
D) I, III ve IV E) II, III ve IV

(2014-LYS)

6. Aşağıda elektron dağılımı verilen atomlardan hangisi uyarılmış hâdedir?

A) ${}_{4}\text{Be}: 1s^2 2s^1 2p^1$ B) ${}_{6}\text{C}: 1s^2 2s^2 2p^2$
C) ${}_{7}\text{N}: 1s^2 2s^2 2p^3$ D) ${}_{8}\text{O}: 1s^2 2s^2 2p^4$
E) ${}_{9}\text{F}: 1s^2 2s^2 2p^5$

(2014-LYS)

7. $n = 4$ ve $m_l = -2$ kuantum sayılarına sahip bir elektronla ilgili,

I. Elektronun baş kuantum sayısı 4'tür.
II. Elektron d orbitalinde bulunabilir.
III. Elektron p orbitalinde bulunabilir.
IV. Elektron için $m_s = +\frac{1}{2}$ veya $-\frac{1}{2}$ olabilir.

yargılarından hangileri doğrudur?

A) I ve II B) II ve III C) III ve IV
D) I, II ve III E) I, II ve IV

(2013-LYS)

8. Verilen bir molekülün bozunmasını sağlayan en uzun dalga boylu ışımının dalga boyu 221 nm'dir.

Bu ışığın bir fotonunun enerjisi kaç jouledür?

$$\left(\text{Plack sabiti } (h) = 6,63 \times 10^{-34} \text{ j.s,} \right. \\ \left. \text{Işık hızı } (c) = 3,0 \cdot 10^8 \text{ m/s, } 1 \text{ nm} = 1,0 \times 10^{-9} \text{ m} \right)$$

- A) $3,0 \times 10^{-25}$ B) $9,0 \times 10^{-19}$
C) $1,0 \times 10^{-17}$ D) $1,0 \times 10^{17}$
E) $9,0 \times 10^{19}$

(2012-LYS)

9. Bir element atomunun, baş kuantum sayısı $n = 3$ açıl momentum kuantum sayısı $\ell = 2$ olan orbitalinin türü ve manyetik kuantum sayısı (m_ℓ) aşağıdakilerin hangisinde doğru olarak verilmiştir?

	Orbital türü	m_ℓ
A)	s	0
B)	p	0
C)	p	-1, 0, +1
D)	d	-2, -1, 0, +1, +2
E)	f	-3, -2, -1, 0, +1, +2, +3

(2012-LYS)

10. Atom kuramına göre, baş kuantum sayısı (n) ile ilgili aşağıdaki ifadelerden hangisi yanlıştır?

- A) n^2 nin sayısal değeri, n enerji düzeyindeki toplam orbital sayısını verir.
B) $2n^2$ nin sayısal değeri, n enerji düzeyinde bulunabilecek en fazla elektron sayısını verir.
C) $n = 1$ enerji düzeyinde en fazla 2 elektron bulunur.
D) Baş kuantum sayısı, temel enerji düzeyini belirtir ve sıfırdan büyük tam sayıdır.
E) $n = 3$ enerji düzeyinde toplam elektron sayısı en fazla 22'dir.

(2011-LYS)

11. Tabloda, X, Y, Z, Q element atomlarının tüm elektronlarıyla ilgili bilgiler verilmiştir.

Element atomu	Baş kuantum sayılarındaki (n lerdeki) toplam elektron sayısı	
	n = 1	n = 2
X	1	0
Y	2	4
Z	2	6
Q	2	7

Buna göre X, Y, Z, Q ile ilgili aşağıdakilerden hangisi yanlıştır?

- A) X element atomunun bir elektronu vardır ve 1s orbitalindedir.
B) Y, Z, Q element atomlarının s ve p olmak üzere iki tür orbitali vardır.
C) Y, Z, Q element atomlarının baş kuantum sayısı 1 olan orbitalleri tam doludur.
D) Q element atomu bir elektron vererek soygaz elektron düzenine ulaşır.
E) X ve Y elementleri YX_4 bileşiğini yapar.

(2009 - ÖSS Fen-1)

12. Aşağıda elektron dizilişleri verilen element atomlarından hangisinin değerlik elektron sayısı yanlıştır?

Element atomu	Elektron dizilişi	Değerlik elektron sayısı
A) ${}_1\text{H}$	$1s^1$	1
B) ${}_3\text{Li}$	$1s^2 2s^1$	3
C) ${}_6\text{C}$	$1s^2 2s^2 2p^2$	4
D) ${}_7\text{N}$	$1s^2 2s^2 2p^3$	5
E) ${}_{10}\text{Ne}$	$1s^2 2s^2 2p^6$	8

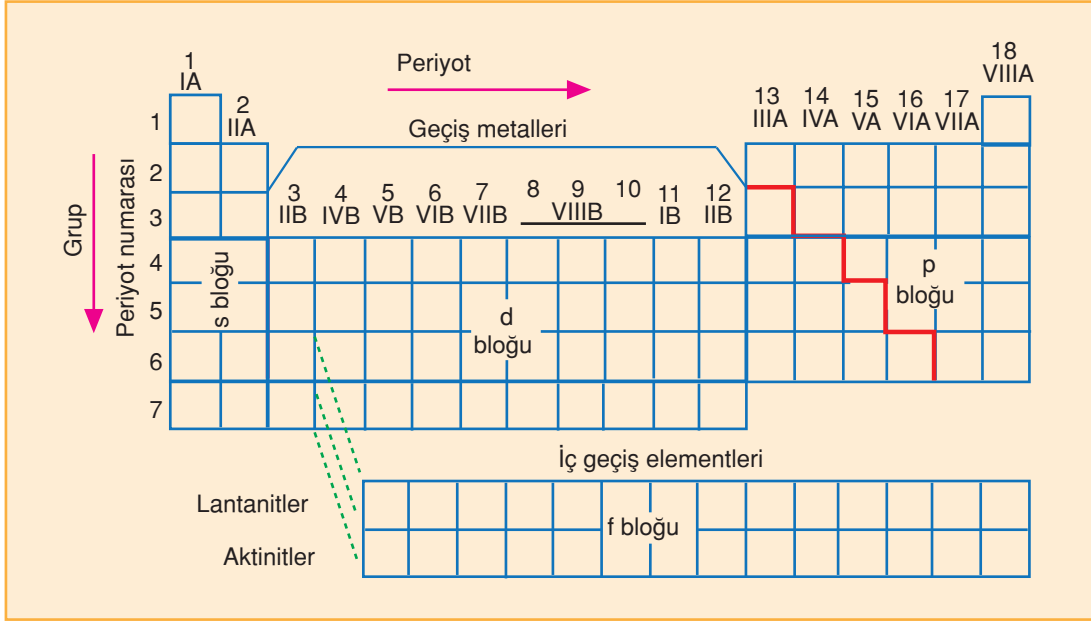
(2008 - ÖSS Fen-1)

PERİYODİK SİSTEM

Elementler atom numaralarının artışına göre art arda sıralanırken benzer özellikte olanların alt alta getirilmesiyle oluşturulan tabloya (periyodik tablo) **periyodik sistem** denir.

Bilgi Kutusu

Elektronların orbitalleri doldurma sırası ile periyodik çizelgede elementlerin periyotları doldurma sıraları aynıdır.

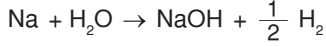


Periyodik cetvelde periyot ve gruplar

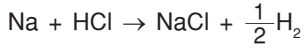
PERİYODİK CETVELDEKİ BAZI GRUPLARIN ÖZELLİKLERİ**Alkali Metaller**

- ★ 1A grubu elementleridir (H hariç). 1A grubunun 1. periyotunda bulunan hidrojen, bir metal değil ametaldir. Ancak sadece 1 elektrona sahip olduğu için periyodik çizelgenin 1A grubunda yer alır.
- ★ Li, Na, K, Rb, Cs ve Fr elementlerinden oluşur.
- ★ Metal özelliği gösterirler.
- ★ s bloku elementleridir. Elektron dizilişinde son orbitalleri s^1 ile sonlanır.
- ★ Değerlik elektron sayıları 1 dir.
- ★ Bileşiklerinde sadece (+1) değerlik alır.
- ★ Ametallerle iyonik bileşik oluştururlar.
- ★ En aktif metallerdir. Bu nedenle bileşik oluşturma ve tepkimeye girme eğilimleri oldukça fazladır.

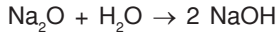
- ★ Küresel simetrikler.
- ★ Doğada bileşikleri halinde bulunurlar. Serbest halde bulunmazlar.
- ★ Bütün bileşikleri suda iyi çözünür.
- ★ Su ile tepkimelerinden hidrojen gazı (H₂) açığa çıkarırlar.

Örneğin;

- ★ Asitlerle tepkimelerinden hidrojen gazı (H₂) açığa çıkarırlar.

Örneğin;

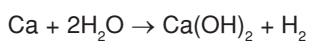
- ★ Elementel halde atomik yapıdadırlar.
- ★ Oksitlerinin sulu çözeltileri bazik özellik gösterir ve su ile baz oluştururlar.

Örneğin;

- ★ Grupta yukarıdan aşağıya inildikçe erime noktaları düşer.
- ★ Hidroksitleri kuvvetli bazdır ve bazlık kuvveti gruplarda yukarıdan aşağıya gidildikçe artar.
- ★ Buldukları periyotta atom hacmi en büyük, iyonlaşma enerjisi en küçük olan elementlerdir.

Toprak Alkali Metaller

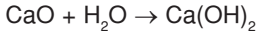
- ★ 2. periyottan başlar.
- ★ 2A grubu elementleridir.
- ★ Be, Mg, Ca, Sr, Ba ve Ra elementlerinden oluşur.
- ★ Metal özelliği gösterirler.
- ★ Değerlik elektron sayıları 2 dir.
- ★ Bileşiklerinde sadece (+2) değerlik alırlar.
- ★ s bloku elementleridir. Elektron dağılımları s² orbitali ile sonlanır ve küresel simetri gösterirler.
- ★ Ametallerle iyonik bileşik oluştururlar.
- ★ Aktif metallerdir. Bu nedenle doğada bileşikleri halinde bulunurlar.
- ★ Su ile tepkimelerinden hidrojen gazı (H₂) açığa çıkarırlar. Berilyum bu tepkimeyi vermez.

Örneğin;

- ★ Asitlerle tepkimelerinden hidrojen gazı (H₂) açığa çıkarırlar.

Örneğin;

- ★ Oksitlerinin sulu çözeltileri bazik özellik gösterir. Çünkü su ile baz oluştururlar.

Örneğin;

- ★ Elementel halde atomik yapıdırlar.

Toprak Metalleri

- ★ 3A grubu elementleridir.
- ★ B, Al, Ge, In, Tl elementlerinden oluşur.
- ★ 2. periyottan başlarlar.
- ★ İlk elementi olan bor (B) yarı metal, diğerleri metaldir.
- ★ Değerlik elektron sayıları 3'tür.
- ★ Bileşiklerinde (+3) değerlik alırlar.
- ★ Ametallerle iyonik bileşik oluştururlar (Bor genellikle kovalent yapıda bileşik oluşturur.)
- ★ Elektron dağılımları p¹ orbitali ile sonlanır. p bloku elementleridir.
- ★ Oksitleri genellikle suda çözünmez.
- ★ Al elementi amfoter özellik gösterir. Hem asitlerle hem de bazlarla tepkime verip H₂ gazı açığa çıkarır.
- ★ Asitlerle tepkimelerinden hidrojen gazı (H₂) açığa çıkarırlar.

Halojenler

- ★ 2. periyottan başlar.
- ★ 7A grubu elementleridirler.
- ★ F, Cl, Br, I ve At elementlerinden oluşurlar.
- ★ Ametal özelliği gösterirler.
- ★ Değerlik elektron sayıları 7 dir.
- ★ Bileşiklerinde (-1) ile (+7) arasında değişen değerlikleri alabilirler. Flor (F) elementi ise sadece (-1) değerlik alır.
- ★ Hem iyonik hem de kovalent bağlı bileşik oluştururlar.
- ★ Elektron dizilişinde son orbitali p⁵ ile sonlanır.
- ★ p bloku elementleridir.

- ★ En aktif ametallerdir. Aktiflikleri $F > Cl > Br > I$ şeklindedir.
- ★ Oda koşullarında flor (F) ve klor (Cl) gaz, brom (Br) sıvı, iyot (I) ise katı haldedir.
- ★ Oda koşullarında iki atomlu (diatomik) moleküller halinde ($F_2, Cl_2, Br_2 \dots$) veya bileşikleri halinde bulunurlar.
- ★ Hidrojenli bileşikleri asit özelliği gösterir. (HCl, HBr ...) Asitlik özelliği grupta yukarıdan aşağıya inildikçe artar.
- ★ Grupta yukarıdan aşağıya inildikçe erime ve kaynama noktaları yükselir.
- ★ Aynı periyodun elektron ilgisi ve elektronegatifliği en fazla olan grubudur.

Soy Gazlar (Asal Gazlar)

- ★ 8A grubu elementleridir.
- ★ He, Ne, Ar, Kr, Xe ve Rn elementlerinden oluşur.
- ★ Helyum (He) hariç değerlik elektron sayıları 8 dir. Helyumun değerlik elektron sayısı ise 2 dir.
- ★ Elektron dizilişinde son orbitalleri He için $1s^2$, diğerleri için p^6 dir.
- ★ Kararlı yapıdadırlar.
- ★ Kimyasal tepkimelere karşı isteksizdirler. Bu nedenle bileşik oluşturmazlar. Ancak son yıllarda özel koşullarda ksenonun florlu ve oksijenli bileşikleri oluşturulmuştur. Fakat doğada hiç bileşikleri yoktur.
- ★ Oda koşullarında tek atomlu (monoatomik) gaz halinde bulunurlar.
- ★ Erime ve kaynama sıcaklıkları çok düşüktür. Grup içinde yukarıdan aşağıya artar.
- ★ Aynı periyodun iyonlaşma enerjisi en fazla olan grubudur.

Geçiş Elementleri

- ★ B grubu elementleridir. (Cu, Fe, Ni, Zn, Ag...)
- ★ Hepsi metaldir.
- ★ Bileşik oluştururken elektron vererek pozitif yüke sahip iyonlar oluştururlar.
- ★ Periyodik cetvelde 4, 5, 6 ve 7. periyotlarda, 2A ile 3A grupları (s ve p blokları) arasında bulunur.
- ★ Elektron dizilişinde son orbitalleri d ile sonlanır. d bloğu elementleridir.
- ★ Elementel halde atomal yapıdadırlar.
- ★ A grubu metallerinden farklı olarak geçiş metalleri bileşiklerinde birden fazla (+) değerlik alabilir.

Örneğin;

Fe elementi hem (+2), hem de (+3) değerlik alabilir.

Aşağıdaki tabloda bazı geçiş elementlerinin sembolleri ve bileşiklerinde alabilecekleri yükler verilmiştir.

Geçiş Metalinin Adı	Geçiş Metalinin Sembolü	Geçiş Metalinin Bileşiklerinde Alabildiği Yükler
Krom	Cr	2+; 3+; 6+
Mangan	Mn	2+; 4+; 6+; 7+
Demir	Fe	2+; 3+
Kobalt	Co	2+; 3+
Bakır	Cu	1+; 2+
Cıva	Hg	1+; 2+

Elektron Dizilimleriyle Periyodik Sisteme Yerleşim

1. Nötr atomun elektron dağılımı yapılır.
2. En yüksek temel enerji düzeyini gösteren baş kuantum sayısı, o elementin bulunduğu periyodu belirtir.
3. En yüksek enerji düzeyindeki toplam elektron sayısı o elementin grubunu belirtir.
4. Elektron dizilimindeki son orbital türü, elementin bulunduğu bloku belirler. Elektron dizilimi s ile bitenler s blokta, p ile bitenler p blokta, d ile bitenler d blokta. Lantanit ve aktinidler f blokta yer alırlar. s ve p blok elementleri A gruplarını, d ve f blok elementleri de B gruplarını oluşturur.
5. B gruplarının grup numaralarını bulurken s ve d orbitallerindeki elektronların toplamı dikkate alınır. Bu elektronların toplamı 8'den küçükse toplam sayı grup numarasına eşittir. Toplam elektron sayısı 8, 9, 10 ise element 8B grubundadır. Toplam elektron sayısı 11 ise element 1B, 12 ise 2B grubundadır.

Örneğin;

$_{15}\text{P}$: $1s^2 2s^2 2p^6 3s^2 3p^3$ 3. periyot 5A

Bilgi Kutusu

Gruplar iki şekilde adlandırılır. Birincisi harf (A, B) ve rakam ile adlandırma, diğeri ise IUPAC'ın önerdiği yalnızca rakamlardan (1-18) oluşan adlandırmadır.

PERİYODİK ÖZELLİKLER

Aşağıda, belirtilen oklar yönünde periyodik tabloda değişen özellikler sıralanmıştır.

Atom Numarası

- ★ Periyodik cetvel, elementlerin artan atom numaralarına göre düzenlenmiştir. Aynı periyotta soldan sağa, aynı grupta ise yukarıdan aşağıya elementlerin atom numaraları artar.

NOT

Genellikle elementlerin atom numaraları arttıkça, kütle numaraları da artar.

Metalik Aktiflik

Bir atomun kimyasal tepkimelerde elektron verme eğilimidir.

- ★ Periyodik cetvelde metalik aktiflik, aynı periyotta sağdan sola, aynı grupta ise yukarıdan aşağıya artar.

NOT

Metalik aktiflik arttıkça, metal oksitlerinin bazik karakteri de artar.

Ametalik Aktiflik

Bir atomun kimyasal tepkimelerde elektron alma eğilimidir.

- ★ Periyodik cetvelde ametalik aktiflik, aynı periyotta soldan sağa, aynı grupta ise aşağıdan yukarıya doğru artar.

NOT

Ametalik aktiflik arttıkça, ametal oksitlerinin asidik karakteri de artar.

Bilgi Kutusu

Son katmanlarında 1, 2, 3 elektron bulunduran atomlar metaldir (Hidrojen ve Helyum hariç).

Son katmanlarında 5, 6, 7 elektron bulunduran atomlar ametaldir.

Elektron İlgisi

Gaz haldeki nötr bir atomun 1 elektron alarak (-1) yüklü anyon oluştururken açığa çıkardığı enerjiye **elektron ilgisi** (E.İ) denir.



- ★ Elektron ilgisi, atomun elektron alma eğiliminin bir ölçüsüdür. Periyodik cetvelde elektron ilgisi, aynı periyotta soldan sağa, aynı grupta ise aşağıdan yukarıya genellikle artar.

Elektronegatiflik

Bir moleküldeki atomların bağ elektronlarını çekme gücüne **elektronegatiflik** denir.

- ★ Periyodik cetvelde elektronegatiflik, aynı periyotta soldan sağa, aynı grupta ise aşağıdan yukarıya artar.

NOT

8A grubunda bulunan elementlerin elektronegatifliği ve elektron ilgisi yoktur.

Atom Yarıçapı

En dış enerji düzeyinde bulunan elektronun atom çekirdeğine olan uzaklığına **atom yarıçapı** denir. Atom yarıçapı arttıkça atom hacmi de artar. Atom yarıçapı atom hacminin bir ölçüsüdür.

a) Kovalent Yarıçap

Kovalent bağla bağlanmış, özdeş iki atomun çekirdekleri arasındaki uzaklığın yarısıdır.

b) İyon Yarıçapı

İyonik bağla bağlanmış iyonların çekirdekleri arasındaki uzaklık ölçülür. İyonlar eşdeğer büyüklükte olmadığından aralarındaki uzaklık katyon ve anyon arasında uygun olarak bölüştürülür.

Bir atom elektron alarak (-) yüklü iyonuna (X^{-n}) dönüştüğünde elektron sayısı artar ve tanecik çapı büyür ($X^{-n} > X$), hacmi artar.

Bir atom elektron vererek (+) yüklü iyonuna (X^{+n}) dönüştüğünde, elektron sayısı azalır ve tanecik çapı küçülür ($X > X^{+n}$), hacmi küçülür.

★ Elektron sayıları aynı, proton sayıları farklı olan taneciklerden; proton sayısı büyük olanın çapı küçük, proton sayısı küçük olanın çapı büyüktür.

c) Metal Yarıçapı

Kristal hallerdeki katı metalde yan yana bulunan iki atomun çekirdekleri arasındaki uzaklığın yarısı olarak belirlenir.

d) Van der Waals Yarıçapı

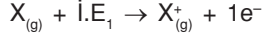
Soy gazlar yüksek basınç ve düşük sıcaklıkta katı hale gelir. Bunları katı halde bir arada tutan kuvvetler Van der Waals kuvvetleridir. Soy gazlar için katı halde hesaplanan yarıçapa **Van der Waals yarıçapı** denir.

Genel olarak;

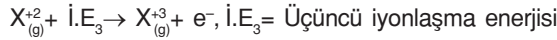
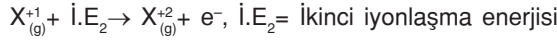
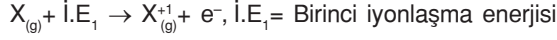
- ★ Aynı periyotta soldan sağa gidildikçe atom numarası ve elektron sayısı artar, ancak enerji düzeyi değişmez. Bu durumda elektron başına düşen çekim kuvveti artar, atom çapı küçülür.
- ★ Aynı grupta ise yukarıdan aşağıya atom numarası, elektron sayısı ve enerji düzeyi sayısı artar. Bu durumda elektron başına düşen çekim kuvveti azalır, atom çapı büyür.
- ★ Atom çapı arttıkça elektron verme kolaylaşır. Atomdan elektron koparmak için gereken enerji (iyonlaşma enerjisi) azalır.

İyonlaşma Enerjisi

Gaz haldeki nötr bir atomdan bir elektron koparmak için verilmesi gereken enerjiye **birinci iyonlaşma enerjisi** denir. ($I.E_1$) ile gösterilir.



- ★ Bir atom için elektron sayısı kadar iyonlaşma enerjisinden söz edilir.



- ★ Elektron sayısı azaldıkça; bir tanecikten elektron koparmak zorlaşacağından, bir sonraki iyonlaşma enerjisi her zaman bir öncekinden büyük olur.

$$I.E_3 > I.E_2 > I.E_1$$

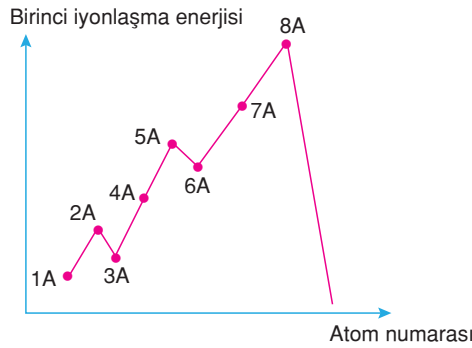
- ★ Atomun çapı arttıkça elektron vermesi kolaylaşır, iyonlaşma enerjisi azalır. Atom çapı ile iyonlaşma enerjisi ters orantılıdır. Ancak aynı periyotta küresel simetriden dolayı bazı değişimler vardır.

- ★ Aynı grupta yukarıdan aşağıya atom çapı artar, iyonlaşma enerjisi azalır.

- ★ Aynı periyotta soldan sağa gidildikçe atom çapı azalır, iyonlaşma enerjisi genellikle artar. Ancak aynı periyotta bulunan 2A ve 5A grupları, küresel simetri özelliğinden dolayı kendilerinden bir sonra gelen 3A ve 6A gruplarından daha büyük iyonlaşma enerjisi isterler.

- ★ İyonlaşma enerjileri aynı periyotta soldan sağa;

$$1A < \underline{3A} < \underline{2A} < 4A < \underline{6A} < \underline{5A} < 7A < 8A \text{ şeklinde artar.}$$



Aynı periyotta bulunan elementlerin atom numaraları ile birinci iyonlaşma enerjileri arasındaki ilişki yukarıdaki gibidir.

- ★ A gruplarında bulunan bir element için birden fazla iyonlaşma enerjisi değeri verildiğinde, hangi iyonlaşma enerjisi değerleri arasında büyük bir artış olmuşsa, bu artışa kadar olan iyonlaşma enerjilerinin sayısı, elementin grup numarasını belirler.

1. Atom numarası 25 olan Mangan (Mn) atomunun periyodik çizelgedeki yeri aşağıdakilerden hangisinde doğru verilmiştir?

- A) 3. periyot 5A B) 4. periyot 5A
C) 4. periyot 3B D) 4. periyot 5B
E) 4. periyot 7B

2. ${}_8\text{O}$, ${}_{13}\text{Al}$, ${}_{16}\text{S}$, ${}_{21}\text{Sc}$ elementlerinden hangileri benzer kimyasal özellik gösterir?

- A) O ve Al B) Al ve S C) S ve Sc
D) O ve S E) Al ve Sc

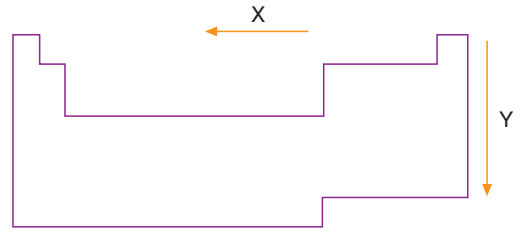
3. ${}_{11}\text{X}$, ${}_{17}\text{Y}$ ve ${}_{20}\text{Z}$ atomları ile ilgili;

- I. Enerji seviyeleri aynıdır.
II. Çapları arasındaki ilişki $Z > X > Y$ dir.
III. X ve Z metal, Y ametaldir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve II
D) II ve III E) I, II ve III

4.



Yukarıdaki periyodik cetvelde belirtilen X ve Y yönünde;

- I. Atom çapı
II. Ametallik aktiflik
III. Atom numarası
niceliklerinden hangileri artar?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) Yalnız III
D) I ve III E) II ve III

5. A grubunda olduğu bilinen X elementinin ilk dört iyonlaşma enerjisi;

$\dot{I}.E_1$	$\dot{I}.E_2$	$\dot{I}.E_3$	$\dot{I}.E_4$
119	1091	1650	2280

şeklindedir.

Buna göre, X elementi hangi gruptadır?

- A) 1A B) 2A C) 3A D) 4A E) 5A

6. ${}_{11}\text{X}$, ${}_{15}\text{Y}$ ve ${}_{18}\text{Z}$ atomları ile ilgili;

- I. Enerji seviyeleri aynıdır.
II. Çapları $X > Y > Z$ dir.
III. İyonlaşma enerjileri $Z > Y > X$ tir.

yargılarından hangileri doğrudur?

- A) Yalnız I B) Yalnız II C) I ve II
D) II ve III E) I, II ve III