**KİM 201 TEMEL KİMYA 1**

KİM 201 dersi “Temel Üniversite Kimyası; E. Erdik ve Y. Sarıkaya, Gazi Kitabevi, 2014.(21. Baskı)” kitabından bire bir anlatılmaktadır.

Uygulama dersleri ise “Temel Üniversite Kimyası Soruların Çözümleri ve Yeni Sorular”; E. Erdik ve Y. Sarıkaya, Gazi Kitabevi, 2014.(10. Baskı)” kitabındaki sorulardan hazırlanmaktadır.

Sınav soruları kitabın içindeki çözümlü sorular ve her konu sonundaki bulunan çözümleri yapılmış sorular esas alınarak hazırlanmaktadır.

**4 PERİYOTLU DİZGE**

4.1 Periyotlu Yasa. Atomda Enerji Düzeyleri

4.2 Elementlerin Elektron Dizilişleri

4.3 Periyotlu Dizgenin Bölümleri ve Elementlerin Türleri

4.4 Periyotlu Dizge ve Atomların Özellikleri

**4 PERİYOTLU DİZGE**

Periyodik tabloda artan atom numaralarına göre yapılmıştır. Periyodik tabloda yatay sıralara **periyot** denir. Benzer özelliklere göre dizilmiş düşey sıralar ise **grup** adını alır. Periyodik tabloda **lantanitler**, gerçekte dizge içinde lantandan sonra yer alırlar. Benzer durum **aktinitler** için de geçerlidir

**ELEKTRONUN DALGA ÖZELLİĞİ; KUANTUM MEKANİĞİ**

DeBroglie atomu oluşturan parçacıkların ışık gibi hem dalga hem de tanecik özelliği gösterebileceğini önermiştir.

**Elektronların dalga özellikleri nedeniyle atomdaki davranışları dalga eşitlikleri ile açıklanabilir**. Dalga özellikleri ile uğraşan fizik bilim dalına “dalga mekaniği”veya “kuantum mekaniği”adı verilir.

**Dalga Mekaniği**

1.Elektronlar çekirdek etrafında enerjice belli bir yörüngede bulunur.

2.Atomlarınenerji düzeyleri belirlisayıda elektron içerir.

3.Elektronların dağılımıbulunduklarıenerji düzeylerinin türüve sayısıile belirlenir.

O halde, elektronların atomda çekirdek etrafında dizilişlerini bulmak için atomdaki enerji düzeylerini bilmek ve bunları belirtmek için kullanılan kuantum sayıların öğrenmek gerekir.

**KUANTUM SAYILARI**

1. **BaşKuantum Sayısı(n) :**Bir atomda enerji düzeyleri baş kuantum sayısı“n”ile gösterilir. Başkuantum sayısı, n : 1 2 3 4 5 …..∞ gibi sayılarla veya K, L, M, N, O, ….. gibi harflerle gösterilebilir.
2. **Yan Kuantum Sayısı(l) :** Enerji düzeyleri daha alt enerji düzeyleri içerir. Yani tabakalar alt tabakalara ayrılır ve bunların her biri yan kuantum sayısı“**l**”ile belirtilir (**l)**: 0, 1, 2, 3 ve (n-1)’e kadar bütün değerleri alabilir. Yan kuantum sayısı(**l**) : 0, 1, 2, 3, 4, 5, ……(n-1) gibi sayılarla veya s, p, d, f, g, h, …… harflerle gösterilebilir.
3. **MagnetikKuantum Sayısı(ml) :**Her alt tabaka, bir veya daha fazla orbitalden oluşmuştur ve bunların her biri magnetik kuantum sayısı“ml”ile gösterilir.ml : -l’den +l ’ye kadar bütün değerleri alabilir.
4. **Spin Kuantum Sayısı(ms) :**Üç kuantum sayısına ek olarak elektronun ekseni etrafında dönmesi sonucu ortaya çıkar ve dönme hareketinin iki yönde olabilmesi sonucu iki değer alabilir ve “s”ile gösterilir.

Spin kuantum sayısı(s) : +1/2 ve -1/2

**Bir atomdaki her bir elektron dört kuantum sayısı ile gösterilir.**n, l, ml ve ms ile gösterilir.

**Pauli İlkesi:**Bir atomda, dört kuantum sayısı aynı olan iki elektron bulunamaz.

**ELEMENTLERİN ELEKTRON DİZİLİŞLERİ**

Elementlerin elektron dizilişleri (elektron konfigürasyonları) artan enerji düzeylerine göre yapılır.

**HundKuralı:**Elektronlar eş enerjili orbitallere öncelikle paralel spinli olarak yerleşir.



1s2, 2s2, 2p6, 3s2, 3p6, 4s2, 3d10, 4p6, 5s2, 4d10, 5p6, 6s2, 4f14, 5d10, 6p6, 7s2, 5f14, 6d10, 7p6

**PERİYOTLU DİZGE VE ATOMLARIN ÖZELLİKLERİ**

Periyodik tabloda, bir periyotta soldan sağa doğru gidildikçe ve bir grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe elementlerin özellikleri oldukça düzgün bir şekilde değişir. Bu özellikler şunlardır:

1. **Atom Büyüklüğü**

Atom büyüklüğü atom çapı (yarıçapı) ile verilir. Bir grupta yukarıdan aşağıya doğru inildikçe atom yarıçapı artar. Çünkü yukarıdan aşağıya doğru n sayısı ve elektron tabakalarının sayısı artmakta ve atom büyümektedir. Bir periyotta soldan sağa doğru atom yarıçapı azalır. Çünkü aynı periyotta n sayısı değişmemekle beraber (yeni elektronlar hep aynı tabakaya girmektedir) atom numarası arttığından en dış tabaka elektronları daha fazla çekilmekte ve atom küçülmektedir.

1. **İyonlaşma Enerjisi**

**İyonlaşma enerjisi**, nötral ve gaz halindeki bir atomdan bir elektronu uzaklaştırmak için verilmesi gerekenen az enerji miktarıdır.

**X(g) + Enerji →X++e-**

Birinci elektron koparılırken verilen enerjiye 1. iyonlaşma enerjisi denir. İkinci elektron için 2. iyonlaşma enerjisi ismi kullanılır.

İyonlaşma Enerjisi, periyodik tabloda, soldan sağa doğru genellikle artar, yukarıdan aşağı doğru ise azalır.

1. **Elektron İlgisi (Elektron Affinitesi)**

Nötral ve gaz halindeki bir atomun bir elektron alması ile açığa çıkan enerjiye o atomun elektron ilgisi denir.

**X(g) + e-→X-+ Enerji**

Genel olarak iyonlaşma enerjisi yüksek olan elementlerin elektron ilgileri de yüksektir. Bu nedenle elektron ilgisi periyodik cetvelde iyonlaşma enerjisindeki değişmeye paralel bir değişim gösterir. Soy gazların elektron ilgileri yoktur.

1. **Elektronegatiflik**

**Elektronegatiflik**, bir bağı oluşturan atomların her birinin bağ elektronlarını kendilerine çekebilme gücünü ifade eder. Elektronları çekme gücü en fazla olan atom Flor’dur. Yani en elektronegatif atom flordur. Periyodik tabloda soldan sağa doğru gidildikçe artar, yukarıdan aşağıya gidildikçe ise azalır.