**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 ve çözümleri yapılmış sorular esas alınarak hazırlanmaktadır.

**6 KİMYASAL BAĞLAR**

6.1 Atomlar ve Tek Atomlu İyonlar İçin Lewis Simgeleri

6.2 İyonik Bağ (Elektrovalent Bağ)

6.3 Kovalent Bağ

6.4 Moleküller ve Çok Atomlu İyonlar İçin Lewis Formülleri

6.5 Rezonans

6.6 Formal Yük ve Yükseltgenme Sayısı

6.7 Bağın Polarlığı, Dipol Moment

6.8 Bağ Entalpisi. Bağ Uzunluğu

6.9 Kimyasal Bağlanma Kuramları

6.10 Değerlik Bağı Kuramı

6.11 Hibrit Orbitaller (Hibritleşmiş Atom Orbitalleri) Kuramı

6.12 Değerlik Bölgesi Elektron Çiftleri İtmesi Kuramı ve Molekül Şekilleri

6.13 Molekül Orbitalleri Kuramı

6.14 Diğer Bağlar. Moleküller Arası Etkileşmeler

**KİMYASAL BAĞLAR**

Molekül İçi

1. İyonik Bağ

2. KovalentBağ

Moleküller Arası

1. Hidrojen Bağları

2. Dipol-Dipol Kuvvetleri

4. Dipol-İndüklenmişDipol

**İYONİK BAĞ (ELEKTROVALENT BAĞ)** İyonik Bağlar: Bir atomun değerlik tabakasından bir veya birkaç elektronun, diğer atomun değerlik tabakasına geçmesi ile oluşur. Elektron kaybeden atom pozitif iyon (katyon) ve elektron alan atom negatif iyon (anyon) haline geçer. Pozitif ve negatif yüklü tanecikler arasındaki elektrostatik çekim kuvveti sonucu iyonik bağ oluşur. İyonik bağlı bileşiklerde bir atomdan diğerine elektron aktarımı söz konusudur.

**KOVALENT BAĞ** Kovalent bağ; bir elektron çiftinin atomlar arasında ortaklaşa kullanılması ile oluşur. Bağ, ortaklaşa kullanılan elektronlar ile pozitif atom çekirdekleri arasındaki çekme kuvvetinden kaynaklanır.

Kovalent bağı oluşturan elektronların her ikisi de aynı atom tarafından sağlanmışsa oluşan **Koordine Kovalent** bağdır.

REZONANS

Molekül veya iyon yapılarının birden fazla Lewis formülü ile gösterilebilmesi özelliğine rezonans denir. Rezonas yapılarını göstermek için çift yönlü ok kullanılır.

**BAĞIN POLARLIĞI, DİPOL MOMENT**

Bağlarda, bağı oluşturan atomlardan birisi diğerine göre daha fazla elektronegatif ise genellikle elektronlar daha elektronegatif atom tarafından daha kuvvetle çekilirler ve bağdaki elektron yoğunluğu atomlardan biri tarafına kayar (δ-). Diğer atom ise biraz pozitif yük (δ+ ) kazanır. Bu özellik bağın kısmi iyonik karakteri veya bağın polarlığı olarak tanımlanır.

**KİMYASAL BAĞLANMA KURAMLARI**

**DEĞERLİK BAĞI KURAMI**

Değerlik bağı kuramı, iki atomun bağ oluşturmak üzere bir araya geldiği zaman uygun simetrideki atom orbitallerinin üst üste çakıştığını ve spinleri zıt bir çift elektronun bu yörüngeleri doldurarak bir kovalent bağ oluşturduğunu var sayar.

Hibritleşme : Atom orbitallerinin karışıp kaynaşarak yeni melez orbitaller oluşturmasıdır.

|  |  |  |
| --- | --- | --- |
| **Koordinasyon Sayısı** | **Hibritleşme** | **Yapı** |
| 2 | sp | Çizgisel |
| 3 | sp2 | Üçgen düzlem |
| 4 | sp3 | Tetrahedral (Düzgün dört yüzlü) |
| 4 | dsp2 | Kare düzlem |
| 5 | dsp3 veya sp3d | Trigonal bipiramit |
| 6 | d2sp3 veya sp3 d2 | Oktahedral (Düzgün sekiz yüzlü) |

**DEĞERLİK TABAKASI ELEKTRON ÇİFTLERİİTMESİ KURAMI VE MOLEKÜL ŞEKİLLERİ**

Değerlik tabakası elektron çiftleri itmesi (Valence Shell Electron Pair Repulsion) yani VSEPR kuramı molekül şekillerinin daha kolay bulmamızı sağlar. Bu kuramda, hibritleşme türünün bilinmesine gerek yoktur ve moleküllerin Lewis formülleri yazılarak molekül şekilleri bulunabilir. VSEPR Kurama göre; moleküllerde elektron çiftlerinin aralarında çekme en az olacak şekilde düzenlenir ve değerlik tabakası elektron çiftlerinin sayısına bağlı olarak molekül şekilleri ve geometrileri belirlenir. Bu kurama göre molekül geometrisinin belirlenmesinde ortaklanmış ve ortaklanmamış elektron çiftleri dikkate alınır. Çünkü yüksek elektron yoğunluğuna sahip bölgelerdeki elektronlar birbirini iter. Bu nedenle molekülde bağ yapan elektronlar ile eşleşmemiş elektron çiftleri birbirinden olabildiğince uzakta yer alır. Böylece elektronların birbirini itmesi en az düzeye iner ve bu durumdaki atomların konumu molekülün geometrisini belirler.

 **MOLEKÜL ORBİTAL TEORİSİ**

Elektronun bulunma olasılığının en fazla olduğu hacimsel bölgelere orbital denir.
Molekül orbital teorisi, Atomik orbitallerin birbirleri ile etkileşimlerini ve bunun sonucu olarak molekül orbitalleri oluşumu üzerine kurulan ve özellikle kovalent bağları açıklamada oldukça başarılı olan bir teoridir. Bu teori aynı zamanda orbitallerin hangi durumlarda bağ oluşturacaklarını veya oluşturamayacaklarını açıklamaya çalışır.

Molekül Orbital teorisine göre moleküller meydana gelirken, atomlar gerekli bağ mesafesinde birbirlerine yaklaştıklarında molekül oluşmadan önce atomlarda bulunan atomik orbitaller karışarak moleküle ait orbitalleri olusturular. Molekül bir kez oluştuktan sonra atomik orbitallerden bahsedemeyiz. Atomik orbitallerin karışması molekül orbital teorisinin temelidir. Uygun simetri ve enerjide ancak molekül orbitallerini olusturabilirler. Molekül Orbital diyagramları ise Atomik orbitallerin Molekül orbitallerini oluşturmak üzere nasıl birleştikleri gösteren diyagramlardır.

**DİĞER BAĞLAR, MOLEKÜLLER ARASI ETKİLEŞİMLER**

Moleküller Arası bağları 3 grupta inceyebiliriz. Bunlar:

1. Hidrojen Bağları

2. Dipol-Dipol Kuvvetleri

4. Dipol-İndüklenmiş Dipol

Molekül içi etkileşimler yani iyonik ve kovalent bağlar oldukça güçlü etkileşimler olduğu halde moleküller arası etkileşimler oldukça zayıftır. Moleküller arası çekim kuvvetleri, bir maddenin gaz, sıvı veya katı halde oluşunu belirlediği gibi kimyasal reaksiyonlarda da önemli rol oynarlar.