

12. Hafta KİMYASAL BAĞLAR-3

DEĞERLİK TABAKASI ELEKTRON ÇİFTLERİ İTMESİ KURAMI VE MOLEKÜL ŞEKİLLERİ

Molekül şekillerinin daha kolay bulunmasını sağlayan bir kuram ise değerlik tabakası elektron çiftleri itmesi (İng. Valence Shell Elektron Pair Repulsion sözcüklerinin kısaltması olarak VSEPR) kuramı olarak bilinir ve hibritleşme türünün bilinmesini de gerektirmediğinden çok yararlıdır. Bu kuramın uygulanmasıyla, moleküllerin Lewis formülleri yazılarak, şekilleri bulunabilir.

Kuramı uygularken merkez atomunun ortaklanmış (bağ yapmış) ve ortaklanmamış bütün elektron çiftleri gözönüne alınır. Elektron çiftlerinin hepsinin ortaklanmış elektron çiftleri olması durumunda elde edilen molekül geometrileridir. Elektron çiftlerinin bir kısmı ortaklanmamışsa, molekül şekli biraz değişir.

Doğru formül yazıldıktan sonra merkez atomunda —ortaklanmış ve ortaklanmamış— toplam elektron çiftleri sayısı bulunur, yani X ve E sayıları belirlenerek molekülün veya iyonun AX_nEm grubu ve sonra molekülün veya iyonun şekli bulunur.

Gerekli şekil ve formüller tahtada gösterilmiştir

DİĞER BAĞLAR. MOLEKÜLLER ARASI ETKİLEŞMELER

Moleküller arası çekim kuvvetleri, bir maddenin gaz, sıvı ve ya katı halde oluşunu belirlediği gibi kimyasal reaksiyonlarda da önemli rol oynarlar.

Molekül içi etkileşmeler yani iyonik bağ ve kovalent bağ çok güçlü olduğu halde, moleküller arası ve atomlar arası etkileşmeler oldukça zayıftır.

Dipol—Dipol Kuvvetleri

Dipol—dipol etkileşmeleri, polar moleküller arasında görülür. Bu moleküller kalıcı dipol özelliğindedirler ve elektrik alanında yönlendirilir.

İki polar molekül birbirine yanaşırken öyle yönlendirilir ki, birinin pozitif kutbu, diğerinin negatif kutbuna yanaşır, bu yolla dipoller arasında oluşan elektrostatik çekmeler dipol—dipol kuvvetleri olarak bilinir.

Gerekli şekil ve formüller tahtada gösterilmiştir

Hidrojen Bağı

Bazı moleküller arasındaki çekim kuvvetleri, dipol-dipol etkileşmelerinden beklenenden daha yüksektir. Bu tür etkileşmeler, diğer kovalent bağlı hidrojenli bileşikler ile karşılaştırıldığında zaman erime ve kaynama noktaları çok daha yüksek olan NH₃, H₂O ve HF'de görülebilir.

Bu moleküller aynı gruptaki diğer hidrojenli bileşiklerden daha polardır, çünkü N, O ve F en elektronegatif elementlerdir. Bununla beraber NH₃, H₂O ve HF'ün aynı gruptaki diğer hidrojenli bileşiklerden çok daha yüksek erime ve kaynama noktalarına sahip oluşları, moleküller arasında dipol-dipol kuvvetlerinden daha güçlü bir kuvvet olduğunu gösterir.

NH₃, H₂O ve HF moleküllerinin ortak özellikleri, yapılarında en az bir tane ortaklanmamış elektron çifti içeren ve elektronegatifliği yüksek bir atoma bağlı en az bir tane H atomu içermeleridir.

Gerekli şekil ve formüller tahtada gösterilmiştir

London Kuvvetleri (Dispersiyon kuvvetleri)

London kuvvetleri, van der Waals kuvvetleri olarak bilinir. London kuvvetlerinin bir atom veya molekülde elektronların serbest hareketleri sonucu ortaya çıktığı düşünülür. Atom içinde elektron yoğunluğu, ortalama olarak küresel simetrik olduğu halde, herhangi bir anda atomda yük dağılımı değişebilir.

Gerekli şekil ve formüller tahtada gösterilmiştir