

Atomlar arası bağlar

Atomlar biraraya geldiklerinde birbirleriyle farklı şekillerde etkileşebiliyorlar. Bu etkileşimin doğası atomların sahip olduğu elektron sayısı ile belirleniyor.

Atomlar arası bağlar konusunun temelinde gayet basit bir fikir yatıyor. Periyodik cetvelin en sağ sütunundaki elementleri biliyorsunuz. Soygaz adı verilen, neon ve argon benzeri bu elementler, kimyasal açıdan son derece düşük reaktifliğe sahipler. Başka bir elementle, hatta kendi aralarında bile etkileşime girmek istemiyorlar. Bu yüzden de daima gaz fazında bulunuyorlar. Bu kadar kendi hallerinden memnun olmalarının nedeni, en dış yörüngelerinin tamamen elektronla dolu olması; yani sekiz elektron bulunması. Dolayısıyla ne bir elektron alma, ne de verme eğilimindedirler.

Buradaki anahtar nokta, bir atomun en dış yörüngesi tamamen elektronla dolu olduğunda diğer atomlara ilgisini kaybediyor olması. Bunun nedeni, atomların birbirlerine en dış yörüngelerindeki elektronlar vasıtasıyla bağlanıyor olmasından kaynaklanıyor. İki atomun birbirine bağlanabilmesi için en dış yörüngelerindeki elektron sayısının sekizden az olması gerekiyor. Eğer bir atomun en dış yörüngesi tamamen elektronla doluysa, yani sekiz elektron bulunuyorsa, diğer atomlarla etkileşebilmesi, yani elektron paylaşarak bağ kurabilmesi mümkün olmuyor.

Atomlar biraraya geldiklerinde, her atom en dış yörüngesini tamamen elektronla doldurabileceği şekilde diğer atomlarla etkileşmek istiyor. Bir anlamda soygaz konfigürasyonuna ulaşmaya çalışıyor da diyebiliriz. Bu da atomların en dış yörüngelerindeki elektronlarını paylaşmalarıyla sağlanıyor.

Bu elektron paylaşımı üç farklı şekilde gerçekleşebiliyor:

1. İyonik bağ:

İyonik bağın temelinde, zıt elektrik yüküne sahip iyonlar arasındaki elektrostatik çekim kuvveti yatıyor.

Bu bağıın doğasını anlamak için iki element düşünelim. Birinin en dış yörüngesinde bir elektron (mesela sodyum, Na, gibi), diğzerinin de yedi elektron olsun (mesela klor, Cl, gibi). Eğer Na atomu en dış yörüngesindeki tek elektronu Cl atomuna verebilirse, her iki atom da en dış yörüngesinde sekiz elektrona sahip olabiliyor. Böylece her iki element de soygaz niteliğı kazanarak kararlı duruma geçebiliyor.

Bu paylaşım sonrasında sodyum bir elektronunu kaybettiğı için +1 elektrik yükü kazanırken, klor da aldığı fazladan elektron sebebiyle -1 elektrik yüküne sahip oluyor. Böylece her ikisi de nötr yüklü birer atom olmaktan çıkarak zıt elektrik yüklerine sahip iyonlara dönüşüyorlar. Bu dönüşüm sonucunda iki iyon arasında ortaya çıkan elektrostatik çekim kuvveti iki atomu birbirine bağlayarak sofrta tuzu olarak kullandığımız NaCl bileşiminin oluşmasını sağlıyor. Farklı elektrik yüküne sahip iki iyon arasındaki elektrostatik çekimden kaynaklanan bu tür etkileşimlere *iyonik bağ* adını veriyoruz.

2. Kovalent bağ:

Kovalent bağ, iki elementin iyonik bağda olduğu gibi tek bir elektron değil de, bir ya da birkaç *çift* elektron paylaşmasıyla meydana geliyor. Bu yüzden dış yörüngesini doldurmak için farklı sayıda elektron alma ya da verme ihtiyacındaki elementlerden ziyade benzer eğilimde olan, yani benzer elektronegatifliğe sahip elementler arasında gerçekleşiyor.

Burada bir noktanın altını çizmekte fayda var. Elektron yörüngelerinden bahsederken, her ne kadar Bohr modelinde öyle kabul ediyor olsak da, elektronları güneş çevresinde dönen gezegenler gibi düşünmemeliyiz. Elektronlar gezegenler gibi eliptik ya da dairesel yörüngelerde değil, çekirdeğin çevresinde belli bölgelerde, fakat son derece hızlı ve yönü tahmin edilemez bir şekilde hareket ediyorlar. Bu yüzden bir elektronun herhangi bir anda atom çekirdeğinin çevresinde tam olarak nerede bulunacağını kestirebilmemiz mümkün değil. Fakat hangi bölgelerde olabileceğini söylememiz mümkün. Yörünge dediğimiz zaman, elektronların bulunma olasılığının olduğu bu bölgelerden bahsediyoruz.

Örneğın iki oksijen atomu kovalent bağ oluşturacak şekilde biraraya geldiğinde, her ikisinin de en dış yörüngelerinde sahip oldukları altı elektronun yanında diğzerinden gelecek iki

elektronun da bulunabilme olasılığı doğuyor. Elektronlar iki oksijen atomunun etrafında hareket halindeyken birkaç fotoğraf çekip elektronların konumlarına bakma gibi bir şansımız olsa, bir oksijen atomunun çevresinde sekiz elektron varken diğerinde dört elektron bulunduğu, ya da bir başka fotoğrafta her ikisinde de altışar elektronun bulunduğu sürekli değişim halindeki farklı düzenleri görebilirdik. Her ne kadar ufak bir an diliminde bir atomun çevresinde tam olarak sekiz elektron bulunmuyor olabilse de, diğer atomdan gelecek bir ya da birkaç çift elektronla bu olasılığın doğmuş olması kovalent bağın kurulduğu anlamına geliyor.

3. Metalik bağ:

Bir atomun en dış yörüngesinde dörtten daha az sayıda elektron bulunuyorsa, diğer atomlarla bir ya da birkaç çift elektron paylaşarak soygaz niteliği kazanması, yani en dış yörüngesine sekiz elektron alabilmesi mümkün olmuyor. Çünkü sekiz elektrona ulaşabilmesi için o kadar çok atomla bağ kurması gerekiyor ki, o kadar çok sayıda atomu çevresine sığdıramıyor.

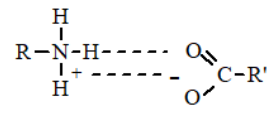
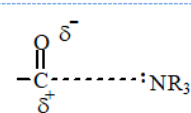
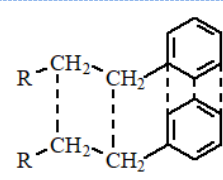
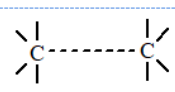
Bu durumda atomlar biraraya geldiklerinde sahip oldukları bütün dış yörünge elektronlarını ortak bir elektron bulutuna bırakarak soygaz niteliği kazanmaya çalışıyorlar. Bu elektron bulutuna geçen elektronlar artık herhangi bir atoma ait olmaktan çıkıp, aynı anda bütün atomlara ait olan ve bütün atomları saran bir bulutun parçası konumuna geçiyor. Elektronların serbestçe hareket edebildiği bu bağ türü kovalent ve iyonik bağa kıyasla daha zayıf bir etkileşim ortaya çıkmasına neden olurken, metalik malzemelerin diğer malzemelere kıyasla daha kolay şekil kazanabilmelerine de olanak sağlıyor.

Van der Waals bağı:

Yukarıda tarif edilen bağlardan farklı olarak Van der Waals bağı elektron paylaşımıyla sağlanmıyor.

Bu bağ türünün kökeninde atom çekirdeği etrafında gezinen elektronların çekirdek çevresinde düzensiz ve rastgele dağılıyor olmaları yatıyor. Eğer herhangi bir an diliminde elektronların atom çekirdeğinin belli bir tarafında toplandıklarını farz edersek, bu ufak an dilimi için atomun bir tarafının eksi, diğer tarafınınsa artı yüke sahipmiş gibi davranacağını, yani bir anlamda kutuplaşacağını düşünebiliriz. Bu şekilde kutuplaşan atomlar benzer şekilde kutuplaşan diğer atomlarla anlık elektrostatik etkileşimlere girerek kısa süreli bir çekim kuvveti ortaya çıkmasını sağlayabiliyorlar.

Bu etkileşim her ne kadar ufak bir an için var olup ardından yok olsa da, birçok atomun varolduğu bir ortamda atomları birarada tutmak için yeterli oluyor. Atomlar arasındaki bu tür anlık kutuplaşmalardan kaynaklanan elektrostatik etkileşimlere Van der Waals bağı adını veriyoruz. Bu bağ türünün niteliğinden tahmin edebileceğiniz üzere Van der Waals bağının yarattığı çekim kuvveti iyonik, kovalent ya da metalik bağlara kıyasla son derece zayıf kalıyor.

<u>Bağ Tipi</u>	<u>Örnek</u>	<u>Etkileşme enerjisi (kcal/mol)</u>
<u>Kovalan bağ</u>	CH_3-OH	40-110
<u>Kuvvetlendirilmiş iyonik bağ</u>		10
<u>İyonik bağ</u>	$\text{R}_4\text{N}^+ \cdots \text{I}^-$	5
<u>Hidrojen bağı</u>	$-\text{OH} \cdots \text{O}=\overset{\text{I}}{\text{C}}-$	1-7
<u>İyon-dipol bağı</u>	$\text{R}_4\text{N}^+ \cdots \text{:NR}_3$	1-7
<u>Dipol-dipol bağı</u>		1-7
<u>Yük transfer etkileşmeleri</u>	$-\text{OH} \cdots \begin{array}{c} \diagup \text{C} \diagdown \\ \\ \diagdown \text{C} \diagup \end{array}$	1-7
<u>Hidrofobik etkileşmeler</u>		1
<i>Van der Waals</i> etkileşmeleri		0.5-1