

# Kendisi Zayıf, Etkisi Büyük: Moleküller Arası Etkileşimler

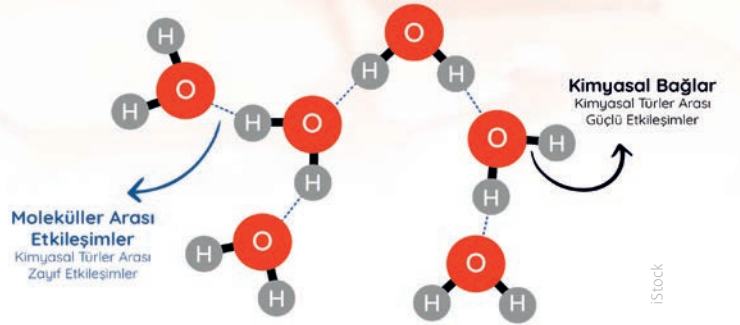
Dr. Tuba Sarıgül [ TÜBİTAK Bilim Genç

**Üç milyar nükleotidden oluşan DNA, mikro ölçekteki hücre çekirdeğinin içine nasıl sığabiliyor? Kertenkeleler nasıl düz duvarda yürüyebiliyor? Su donarken neden genişliyor? Bu soruların cevaplarının hepsi bir kavramla ilişkili: moleküller arası zayıf etkileşimler.**



kimyasal türler arası zayıf etkileşimler olarak sınıflandırabiliriz. Kimyasal türler arası güçlü etkileşimler zıt yüklü iyonları (örneğin iyonik bileşikler) veya aynı ya da farklı cins atomları (örneğin elementler ve moleküler bileşikler) bir arada tutan kuvvetlerdir. Kimyasal türler arası zayıf etkileşimler ise moleküller arasında ortaya çıkan kuvvetlerdir.

## Kimyasal Türler Arası Etkileşimler



Moleküller arası etkileşimler lise eğitimi sırasında kimya derslerinde karşılaştığımız bir konu. Bu etkileşimlerin sayısal büyüklüğü çok yüksek olmasa da etkilerini çevremizde belirgin bir şekilde hissediyoruz. Peki moleküler ölçekteki bu etkileşimlerin nasıl ortaya çıktığını ve fark edebileceğimiz ölçekte hangi etkileri olduğunu öğrenmek ister misiniz?

İlk olarak atom ölçeğinde kimyasal türler arasında ne tür etkileşimler olduğunu açıklayalım. Çünkü moleküller arası etkileşimler bu konunun bir alt dalı olarak kabul edilebilir.

Atom ölçeğinde farklı türdeki tanecikler (örneğin atom, iyon, molekül, radikal) arasında farklı etkileşimler ortaya çıkabilir. Bu etkileşimleri kimyasal türler arası güçlü etkileşimler ve

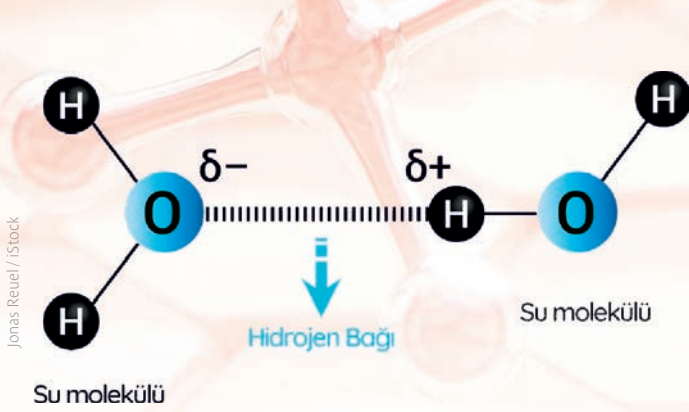
## Kimyasal Türler Arası Zayıf Etkileşimler

Kimyasal türler arası zayıf etkileşimler moleküller arasında ortaya çıkar. Kimyasal türler arasında ortaya çıkan zayıf etkileşimleri temel olarak hidrojen bağı ve Van der Waals kuvvetleri olarak iki başlıkta ele alabiliriz.

## Hidrojen Bağı

Hidrojen bağı; hidrojenin oksijen, azot, flor gibi elektronegatifliği yüksek elementlerle oluşturduğu moleküller arasında ortaya çıkar.

Hidrojen elektronegatifliği yüksek bir elementle kovalent bağ kurduğunda, bağ oluşumunda yer alan elektronlar elektronegatifliği yüksek elementin atomları tarafından daha fazla çekilir. Bu nedenle elektronegatifliği yüksek atomun üzerinde eksi yük yoğunluğu hidrojene kıyasla daha yüksektir. Sonuçta elektronegatifliği yüksek atom kısmen eksi yükü yüklenirken, hidrojen kısmen artı yüke sahiptir. Bu durum molekülün polar yani kutuplu olmasına yol açar. Polar moleküldeki kısmen artı yüklü hidrojen atomu ile komşu moleküldeki kısmen eksi yüklü atom arasında elektrostatik bir çekim kuvveti ortaya çıkar. Bu etkileşim hidrojen bağı olarak isimlendirilir.



Suyun ilginç ve kendine özgü birçok özelliğinin temelinde hidrojen bağı yer alır. Örneğin kaynama noktasının yüksek olması, ısı kapasitesinin -yani sıcaklığını 1 °C yükseltmek için gerekli olan ısı miktarının- yüksek olmasının nedeni suyun hidrojen bağı oluşturabilmesidir.

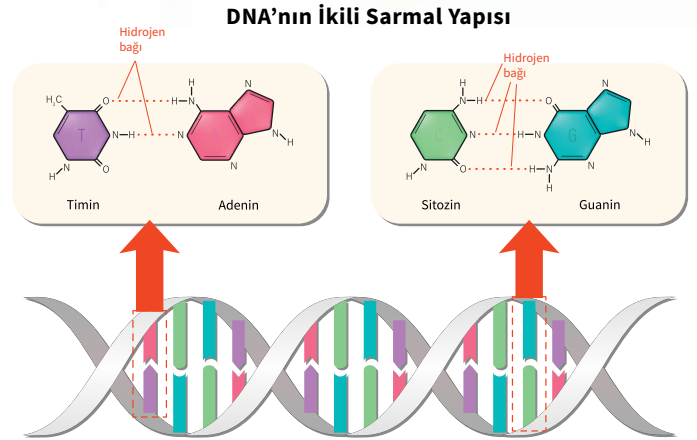


Ayrıca hidrojen bağı, suyun yüzey geriliminin yüksek olmasına neden olur. Bu da su damlacıklarının küresel şekle sahip olmasına yol açar ve bazı canlıların suyun yüzeyinde yürüebilmesini mümkün kılar.



Yüzey gerilimi, sıvıların yüzeyinde oluşan ve yüzeyin esnek bir zar gibi davranmasını sağlayan kuvvettir. Suyun yüzey gerilimi, su molekülleri arasında ortaya çıkan hidrojen bağları nedeniyle yüksektir.

Hidrojen bağlarının canlı yaşamın devam edebilmesinde birçok rolü var. Hidrojen bağı, proteinlerin kendilerine özgü üç boyutlu yapılar oluşturmalarını ve bu şekillerini korumalarını sağlar. Örneğin canlılarda genetik bilgiyi taşıyan molekül olan DNA'nın yapısında birbirine sarmal şekilde bağlı iki zincir bulunur. Hidrojen bağları iki DNA zincirinin birbirine tutunmasını sağlar. Hidrojen bağları en güçlü moleküller arası zayıf etkileşim türüdür.



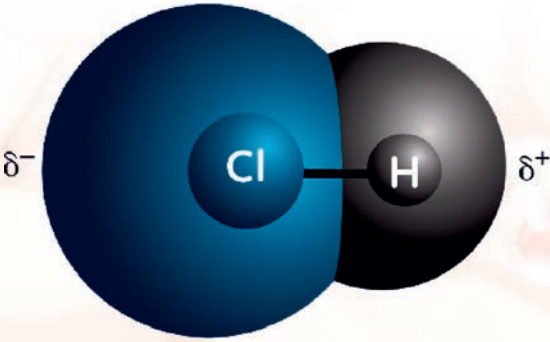
İki DNA zincirindeki azotlu bazlar arasında oluşan hidrojen bağları, DNA'nın ikili sarmal yapıda bulunmasını sağlar.

## Van Der Waals Kuvvetleri

Moleküller arası etkileşimler ilk defa Hollandalı fizikçi Johannes van der Waals tarafından 1873 yılında tamamladığı doktora tezinde kuramsal olarak ortaya kondu. Bu nedenle moleküller arasındaki etkileşimler van der Waals kuvvetleri olarak bilinir.

Van der Waals kuvvetlerinin farklı türleri vardır. Dipol-dipol etkileşimleri olarak isimlendirilen moleküller arası etkileşim türü, polar bir molekül ile başka bir polar molekül arasında oluşur.

Örneğin hidrojen klorür polar bir moleküldür. Çünkü



Polar moleküllerde elektron yük dağılımı dengeli değildir. Bu nedenle molekülün bir bölümü kısmen artı, bir bölümü ise kısmen eski yüküdür.

klor elementinin elektronegatifliği hidrojeninkinden büyüktür. Dolayısıyla hidrojen klorür molekülünde, klor atomları bağ oluşumunda kullanılan elektronları hidrojen atomlarına kıyasla daha fazla çeker. Bu nedenle hidrojen klorür molekülünde hidrojen atomları kısmen artı (+), klor atomları ise kısmen eksi (-) yüküdür. Sonuçta farklı hidrojen klorür molekülleri bir araya geldiğinde zıt kutuplu atomlar arasında elektriksel bir çekim kuvveti ortaya çıkar. Buna dipol-dipol etkileşimi adı verilir.

Kertenkelelerin düz duvarda yürüebilmesinin nedeni van der Waals kuvvetleridir. Kertenkelelerin ayaklarında temel olarak keratin proteininden meydana gelen ve setae adı verilen mikro ölçekte çok ince tüyler vardır. Bu ince tüylerin uçları duvara temas ettiğinde duvarla tüyler arasında van der



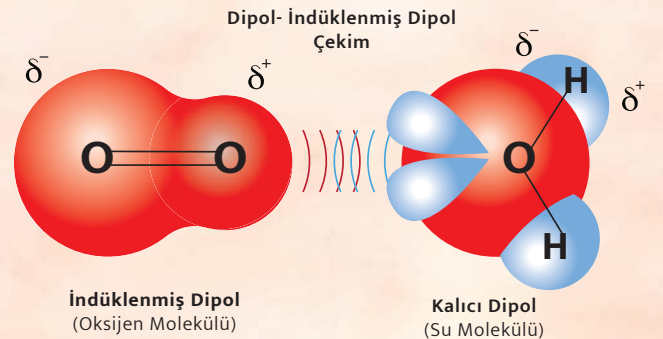
Waals kuvvetleri oluşur. Bu sayede kertenkeleler kendi ağırlıklarını taşıyabilir.

## Dipol-İndüklenmiş Dipol Etkileşimleri

Dipol-İndüklenmiş dipol etkileşimleri ise polar bir molekül ile apolar yani polar olmayan bir molekül arasında ortaya çıkar.

Polar bir molekül, apolar bir moleküle yeterince yaklaşırsa geçici olarak apolar moleküldeki elektriksel yüklerin dengeli dağılmasını engelleyebilir. Örneğin apolar moleküldeki eksi yükler polar molekülün kısmen artı bölgesine yakın olan kısımlarında yoğunlaşabilir ve kısmen eksi yüklenir. Apolar molekülün, polar molekülün kısmen eksi olan bölgesine yakın kısımları ise kısmen artı yüklü hâle geçer. Bu durum İndüklenmiş polar olarak isimlendirilir.

Polar molekül ile İndüklenme sonucu geçici olarak kutuplu hâle gelen apolar molekülün zıt kutupları arasında ortaya çıkan elektriksel çekim kuvveti dipol-İndüklenmiş dipol etkileşimleri olarak isimlendirilir.

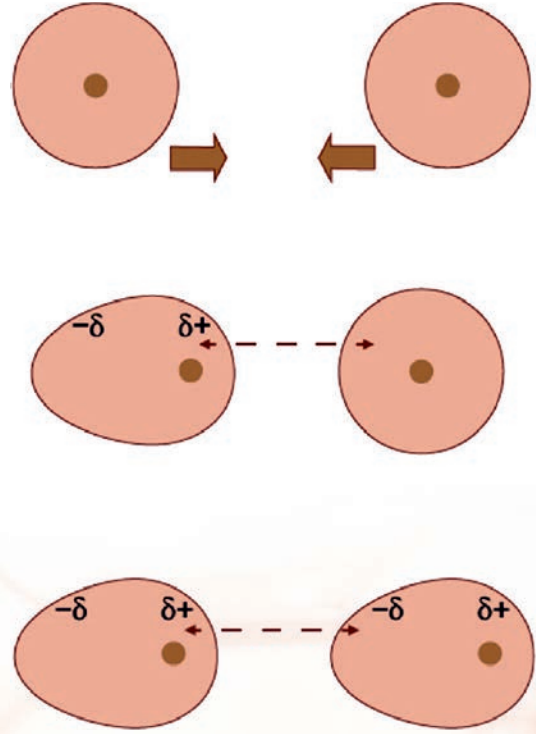


## London Kuvvetleri

London kuvvetleri, moleküller arası etkileşimlerin en zayıf olanıdır. Polar ya da apolar olsun, tüm moleküller arasında ortaya çıkabilir.

Çekirdek etrafındaki elektronlar sürekli hareket hâlinindedir. Bunun sonucu olarak zaman zaman atom ya da molekülün etrafında belirli bölgelerde yoğunlaşabilirler. Bu durumda elektronların yoğunlaştığı bölge kısmen eksi, diğer bölümler ise kısmen artı yüklenir. Elektriksel yük dağılımının dengesiz olduğu bu durumda, molekül başka bir moleküle yeterince yakınsa diğer molekülün yük dağılımının da geçici olarak dengesizleşmesine neden olabilir. Geçici olarak kutuplu hâle geçen iki molekülün zıt kutupları arasında oluşan elektriksel çekim kuvveti London kuvvetleri (London dispersiyon kuvvetleri olarak da bilinir.) olarak isimlendirilir.

London kuvvetleri, molekülleri oluşturan atomların elektron sayısı arttıkça büyür. ■



### Kaynak

<https://www.science.org/content/article/how-geckos-stick-der-waals>

<https://edu.rsc.org/education-research/enhance-explanations-of-intermolecular-forces/4010443.article>

<https://www.khanacademy.org/science/class-11-chemistry-india/xfbb6cb8fc2bd00c8:in-in-states-of-matter/xfbb6cb8fc2bd00c8:in-in-intermolecular-forces/a/intramolecular-and-intermolecular-forces>

<https://ogmmateryal.eba.govtr/panel/panel/EKitapUniteOnizle.aspx?Id=171&sayfa=122>

[https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Introductory\\_Chemistry/Introduction\\_to\\_General\\_Chemistry\\_\(Malik\)/03:\\_Compounds/3.09:\\_Intramolecular\\_forces\\_and\\_intermolecular\\_forces](https://chem.libretexts.org/Bookshelves/Introductory_Chemistry/Introduction_to_General_Chemistry_(Malik)/03:_Compounds/3.09:_Intramolecular_forces_and_intermolecular_forces)

<https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.2c00300>

<https://doi.org/10.1021/acs.jchemed.9b00455>

[https://chemcenter.ucmerced.edu/sites/chemcenter.ucmerced.edu/files/page/documents/chm\\_002\\_workshop\\_imf.pdf](https://chemcenter.ucmerced.edu/sites/chemcenter.ucmerced.edu/files/page/documents/chm_002_workshop_imf.pdf)