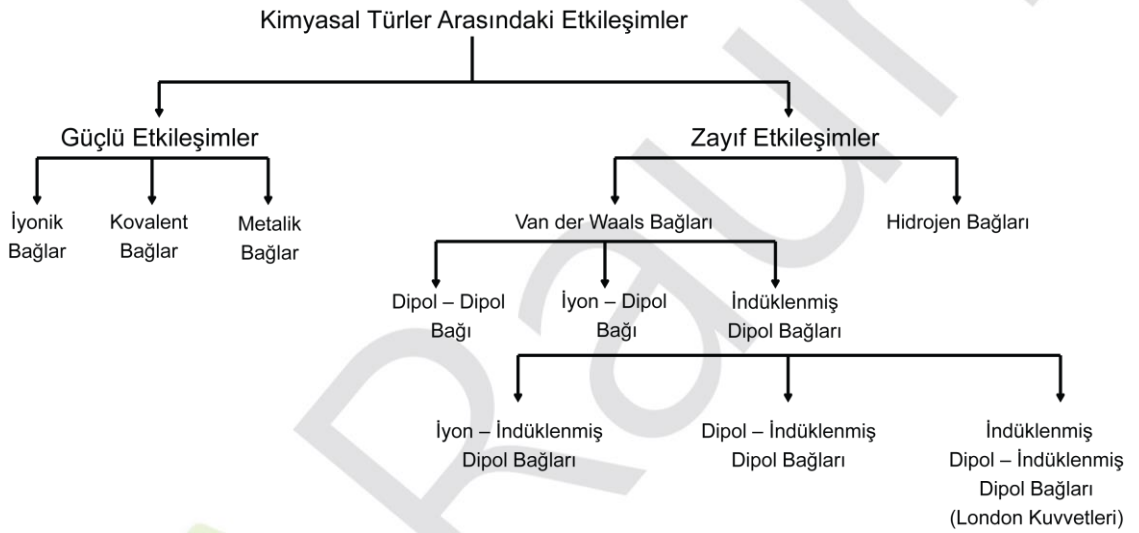


Özet

1. Kalıcı ve İndüklenmiş Dipoller

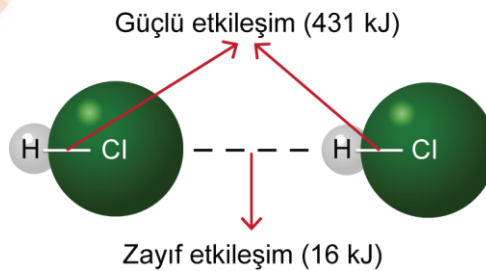
Kimyasal türler arasındaki etkileşimler güçlü ve zayıf olmak üzere ikiye ayrılır. Güçlü etkileşimler, genellikle molekül içi bağlar ya da atomları bir arada tutan bağlar, zayıf etkileşimler ise fiziksel bağlar ya da moleküller arası bağlardır. Zayıf etkileşimler, maddenin katı ya da sıvı hâlde olmasını belirleyen temel etkileşimlerdir.

Maddelerin erime ve kaynama noktası gibi özellikleri de zayıf etkileşimlerden kaynaklanır. Gaz hâldeki maddelerin molekülleri arasında zayıf etkileşimlerin olmadığı kabul edilir.



HCl molekülünde H^+ ile Cl^- iyonlarını bir arada tutan etkileşim güçlü etkileşimdir. H^+ ile Cl^- iyonları arasındaki bağı kırmak için 431 kJ kadar enerjiye gereksinim vardır.

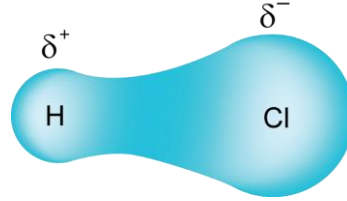
HCl molekülleri arasındaki etkileşimler ise zayıf etkileşimlerdir ve aralarındaki bağı kırmak için 16 kJ kadar enerjiye gereksinim vardır.



Özet

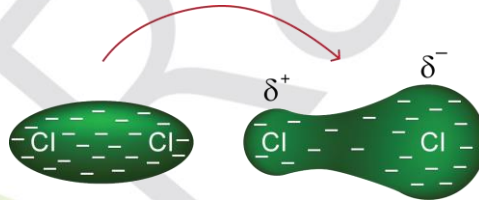
Kalıcı Dipol

Polar moleküllerde oluşan kutuplaşmadır. Kalıcı dipolde (+) ve (-) uçlar vardır. Kovalent bağı oluşturan atomlar arasında paylaşılan elektronlar daha elektronegatif atoma doğru yönelir ve bu taraf kısmi negatif (δ^-) yüklü olur. Bu sırada elektron yoğunluğunun daha az olduğu taraf ise kısmi pozitif (δ^+) yüklü olur.



İndüklenmiş Dipol

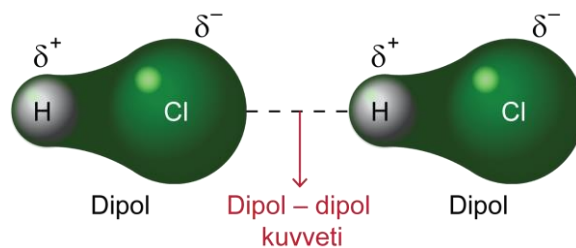
Apolar moleküllerde ya da soy gazlarda oluşan anlık kutuplaşmadır. Herhangi bir anda elektronların, ait olduğu atomun ya da molekülün bir bölgesinde yığılmalar olabilir. Elektronların bir bölgede yığılma olasılığı, komşu taneciklerin yükleri nedeniyle ya da taneciklerin çarpışması sonucunda ortaya çıkabilir. Bu nedenle, apolar olan tanecikler polar yapı kazanabilir. Bu durumda indüklenmiş (geçici ya da anlık) dipol oluşur.



2. Van der Waals Bağları

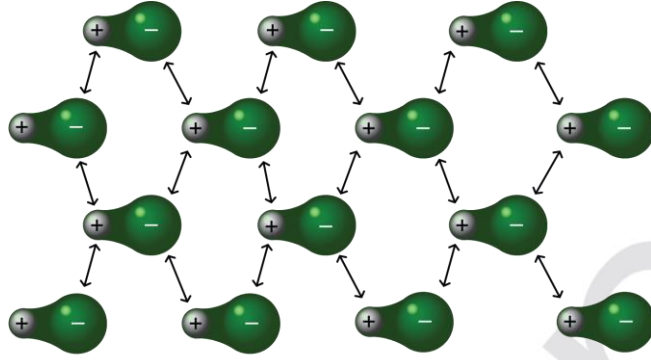
Dipol – Dipol Kuvvetleri

Birbirine yaklaşan iki polar molekülden birinin kısmi pozitif (δ^+), diğerinin kısmi negatif (δ^-) uçları arasındaki elektrostatik çekim kuvvetidir. İki polar molekül arasındaki kutuplaşma, iyonik bileşikteki kutuplaşma kadar güçlü değildir.

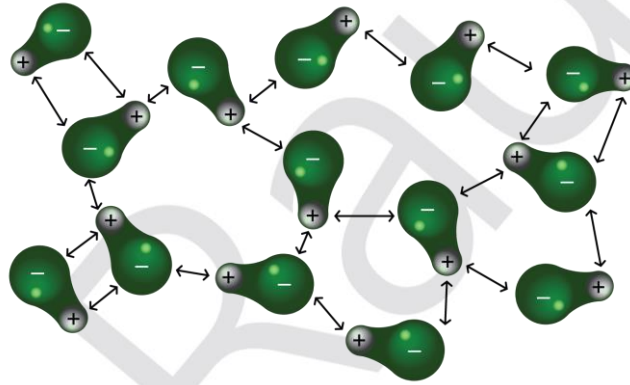


Özet

Polar moleküllerin katı ve sıvı hâlerinde moleküller, itme ve çekme kuvvetleri dengeli olacak şekilde dizilirler.



Katı hâl

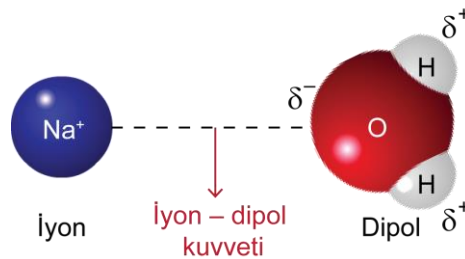


Sıvı hâl

İyon – Kalıcı Dipol Etkileşimleri

Bir iyon ile bir polar molekül arasındaki çekim kuvvetidir. Tuzun suda çözünmesi sırasında oluşan Na^+ ve Cl^- iyonları ile su arasındaki etkileşimler iyon – kalıcı dipol etkileşimlerine örnek olarak verilebilir.

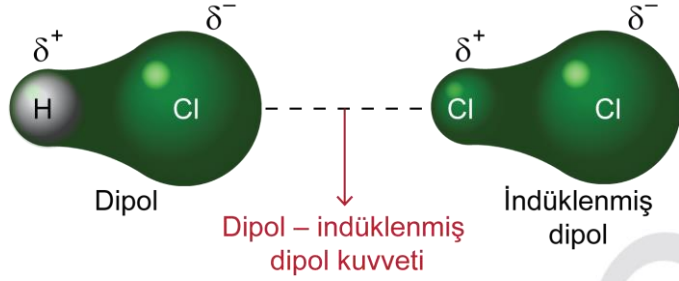
Su, polar bir moleküldür. Suyun negatif kısmı, sodyum iyonlarının etrafını sararken, suyun pozitif kısmı ise klor iyonlarının etrafını sararak NaCl 'nin suda çözünmesini sağlar.



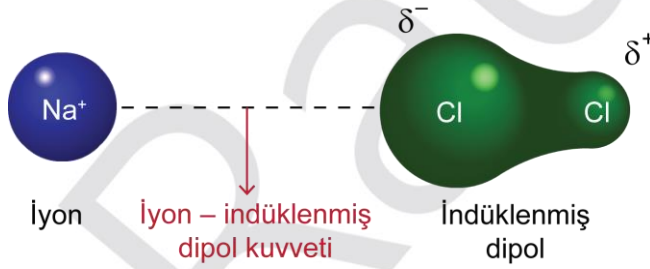
Özet

Dipol – İndüklenmiş Dipol Kuvvetleri

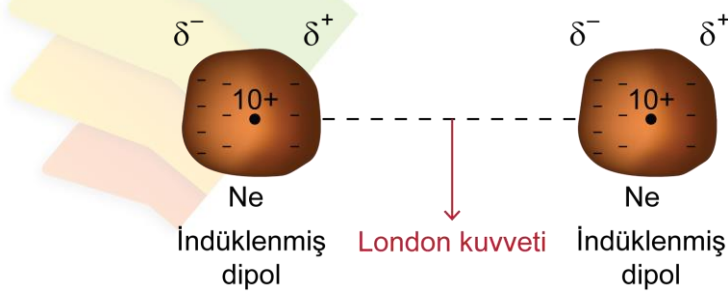
Polar bir molekül ile apolar bir molekül arasındaki çekim kuvvetidir.

**İyon – İndüklenmiş Dipol Kuvvetleri**

Bir iyon ile apolar bir molekül arasındaki çekim kuvvetidir. Zayıf bir kuvvet olduğu için, aralarında iyon – indüklenmiş dipol kuvvetleri olan çözücü ve çözünen molekülleri arasında çözünme gerçekleşmez.

**İndüklenmiş Dipol – İndüklenmiş Dipol Kuvvetleri (London Kuvvetleri)**

İki apolar molekül ya da iki soy gaz atomu arasındaki çekim kuvvetidir.



London kuvvetleri elektron hareketliliğine bağlı olduğu için, elektron sayısı ve tanecik büyüklüğü arttıkça daha kolay polarlanma gerçekleşir ve bağın kuvveti artar. Bağın kuvveti arttıkça maddenin erime ve kaynama noktası da artar.

Özet

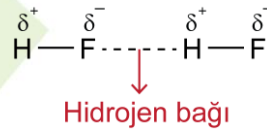
Halojen	KN (°K)	Soy gaz	KN (°K)
F ₂	85.1	He	4.6
Cl ₂	238.6	Ne	27.3
Br ₂	332.0	Ar	87.5
I ₂	457.6	Kr	120.9

Moleküllerin yüzey alanı arttıkça London kuvvetlerinin gücü artar. Bu durum, moleküle dallanma azaldıkça London kuvvetlerinin gücünün artması şeklinde de ifade edilebilir. Örneğin, düz zincirli pentan molekülünün kaynama noktası, dallanmış zincirli pentan molekülünün kaynama noktasından daha yüksektir.

Kısa süreli olduğu için, moleküller arası etkileşimlerin en zayıfıdır. Tüm molekül, atom ve iyonlar arasında bulunur.

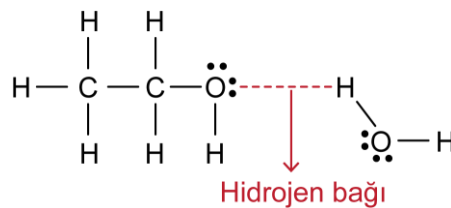
3. Hidrojen Bağı

Elektronegatiflikleri çok yüksek ve atom çapları küçük olan F, O ve N atomlarının H ile oluşturdukları moleküllerde, bir moleküldeki H atomu ile diğer moleküldeki ortaklanmamış elektronlar arasındaki çekim kuvvetidir. Van der Waals bağlarından çok daha kuvvetlidir.



4A, 5A, 6A ve 7A elementlerinin hidrojenli bileşiklerinden bazılarının, periyodik cetvelde erime ve kaynama noktalarının artış eğilimlerine uymaması hidrojen bağı ile açıklanır.

Hidrojen bağı, aynı tür moleküller arasında olabileceği gibi, farklı tür moleküller arasında da oluşabilir.



Özet

Hidrojen Bağının Maddenin Fiziksel Özelliklerine Etkisi

Su molekülleri arasında bulunan hidrojen bağları sayesinde buz su üzerinde yüzer. Ayrıca kılcal borularda suyun yapraklara doğru iletilmesinde hidrojen bağının da etkisi vardır.