

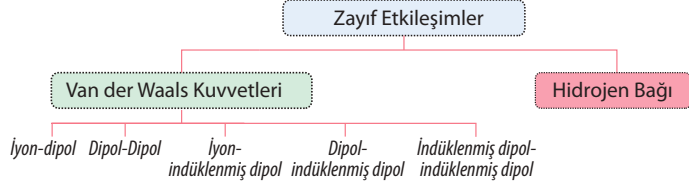
## 4. BÖLÜM: ZAYIF ETKİLEŞİMLER

## BAĞ ENERJİSİNE GÖRE GÜÇLÜ VE ZAYIF ETKİLEŞİMLER

**Bağ Enerjisi:** Bağ oluşumu sırasında açığa çıkan ya da bağı kırmak için gerekli olan enerjiye denir.

Bağ enerjisi yaklaşık **40kJ/mol** değerinden büyüğe etkileşim genellikle güçlü (kimyasal), 40 kJ/mol değerinden küçüğe etkileşim genellikle zayıf (fiziksel) etkileşim olarak adlandırılır.

Zayıf etkileşimler maddenin fiziksel halini ve karışımlarda çözünücü çözünen etkileşimlerini belirler.



## MOLEKÜLLERİN POLARLIĞI VE APOLARLIĞI

**Apolar molekül:** Merkez atoma (en çok bağ yapan atom) uygulanan itme-çekme kuvvetleri birbirine eşit olduğunda molekül apolardır. Apolar molekülde yük dağılımı her yönde aynıdır (simetriktrik).

**Merkez atomda genellikle bağ yapmayan elektron çifti bulunmaz.**

H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, P<sub>4</sub>, CO<sub>2</sub>, CCl<sub>4</sub>, CH<sub>4</sub>, C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>, BH<sub>3</sub>, BeH<sub>2</sub> ve tüm hidrokarbonlar apolar molekül yapılıdır.

**Polar Molekül:** Merkez atoma uygulanan itme-çekme kuvvetleri eşit olmayan molekül polarıdır. Polar molekülde yük eşit dağılmamıştır (simetrik değildir).

**Merkez atom genellikle bağ yapmayan elektron çifti içerir.**

NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O, CHCl<sub>3</sub>, CH<sub>3</sub>Cl, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH, CH<sub>3</sub>COOH, HCl, HBr ve tüm asitler.

**NOT:** Aynı atomlardan oluşmuş çok atomlu moleküller daima apolardır (N<sub>2</sub>, P<sub>4</sub>) Merkez atoma bağlı tüm atomlar aynı ise molekül yine apolardır (CH<sub>4</sub>, CCl<sub>4</sub>)

Molekül	Lewis Yapısı	Bağ çizgi yapısı	Polarlık
HCl			Polar
H <sub>2</sub> S			Polar
NH <sub>3</sub>			Polar
N <sub>2</sub>			Apolar
CH <sub>4</sub>			Apolar
CO <sub>2</sub>			Apolar

## VAN DER WAALS ETKİLEŞİMLERİ

## Dipol-Dipol Etkileşimleri

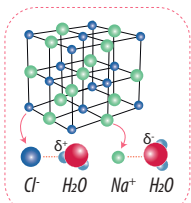
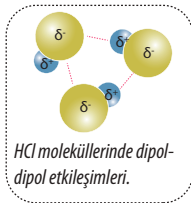
**Polar moleküller arasında gerçekleşir.** Molekülün kısmi pozitif ucu ile kısmi negatif ucu etkileşir ve kalıcı dipoller oluşur.

HCl - HCl, CHCl<sub>3</sub> - CHCl<sub>3</sub>, CHCl<sub>3</sub> - HCl arasında dipol-dipol etkileşimleri vardır.

## İyon-Dipol Etkileşimleri

**İyon ile polar molekül arasında gerçekleşir.**

NaCl'nin suda çözünmesi örnek verilebilir. NaCl suda çözüldüğünde Na<sup>+</sup> iyonları H<sub>2</sub>O'nun kısmi negatif ucu ile, Cl<sup>-</sup> iyonları kısmi pozitif ucu ile etkileşerek iyon-dipol etkileşimi oluşturur.



## Dipol-İndüklenmiş Dipol Etkileşimleri

**Polar ve apolar moleküller arasında veya polar molekül ile soygaz atomları arasında gerçekleşir.** Polar moleküllerin apolar molekül içinde heterojen dağılımı ile oluşur.

H<sub>2</sub>O - CO<sub>2</sub>, NH<sub>3</sub> - CCl<sub>4</sub>, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH - I<sub>2</sub>, H<sub>2</sub>O-He arasındaki etkileşimler örnek verilebilir.

## İyon-İndüklenmiş Dipol Etkileşimleri

**İyonik bileşiklerle apolar moleküller veya iyonik bileşiklerle soygazlar arasında gerçekleşir.**

**ÖR:** NaCl - CCl<sub>4</sub>, KF-C<sub>6</sub>H<sub>6</sub>, NaNO<sub>3</sub>-Ne arasındaki etkileşimler örnek verilebilir.

## London Kuvvetleri

**Apolar moleküller arasında veya soygaz atomları arasında gerçekleşir.** En zayıf etkileşim türüdür.

Apolar moleküllerin çarpışması ile geçici kutuplanma meydana gelir. Bu durumda molekülde geçici dipol yapı oluşur. Geçici dipollere **indüklenmiş dipol** de denir.

Molekülün elektron sayısı arttıkça polarlanabilirliği artar. Bunun neticesinde London kuvvetleri de artacağından molekülün kaynama noktası yükselir.

London kuvvetleri polar moleküller arasında da vardır fakat dipol-dipol yanında çok küçük olduğundan ihmal edilir.

**ÖR:** He, Ne, Ar gibi soygazlar, H<sub>2</sub>, N<sub>2</sub>, O<sub>2</sub>, katı CO<sub>2</sub> molekülünde London kuvvetleri etkindir.

## Hidrojen Bağı

**H** atomu ile elektronegatifliği yüksek olan **F, O, N** atomlarının bağlanması ile oluşan moleküller arasında görülen etkileşimdir. Hidrojen bağı diğer zayıf etkileşimler içinde en güçlüsüdür. Hidrojen bağı içeren moleküller görece daha yüksek kaynama noktasına sahiptir.

**ÖR:** HF, NH<sub>3</sub>, H<sub>2</sub>O, C<sub>2</sub>H<sub>5</sub>OH gibi moleküller arasında hidrojen bağı bulunur.

## Hidrojen Bağının Kaynama Noktasına Etkisi

Moleküller arası etkileşimler (zayıf etkileşim) bir maddenin fiziksel özelliklerini belirler.

Moleküller arası etkileşimler ne kadar büyükse maddenin hal değişim sıcaklığı da o kadar fazla olur.

**Hidrojen bağı** zayıf etkileşimler arasında en güçlü etkileşim olarak bilinir. Bu nedenle molekülleri arasında hidrojen bağı bulunduran maddelerin kaynama noktası diğer maddelere göre yüksek olur.

Periyodik sistemin 5A, 6A ve 7A gruplarında yer alan elementlerin hidrojenli bileşiklerinin kaynama noktaları incelendiğinde H<sub>2</sub>O, HF ve NH<sub>3</sub> bileşiklerinin alt alt periyotlardaki elementlerin bileşiklerine göre daha yüksek kaynama noktasına sahip olduğu görülür. Bunun nedeni H<sub>2</sub>O, HF ve NH<sub>3</sub> moleküllerinde **hidrojen bağı** bulunmasıdır.

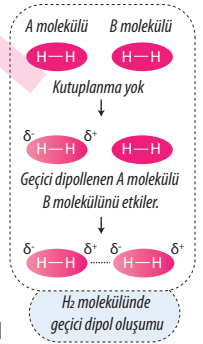
## 5. BÖLÜM: FİZİKSEL VE KİMYASAL DEĞİŞİMLER

**Fiziksel değişim:** Maddenin boyut, şekil, hacim gibi özelliklerinin değiştiği, kimlik özelliğinin değişmediği olaylardır. Kopan veya oluşan bağıın enerjisi genellikle 40kJ/mol'den küçüktür.

**Hal değişimleri, parçalanma, kırılma, tuz ve şekerin suda çözünmesi, metallerin elektriği iletmesi** fiziksel değişimlere örnektir.

**Kimyasal değişim:** Maddenin kimlik özelliğinin değişmesiyle yeni özellikte maddelerin meydana geldiği olaylardır. Kopan veya oluşan bağıın enerjisi 40kJ/mol'den büyüktür.

**Paslanma, küflenme, çürüme, çözeltilerin elektriği iletmesi, fotosentez, sindirim, betonun donması, yağlı boyanın kuruması** örnek verilebilir.



Molekül	e sayısı	K.N.(°C)
F <sub>2</sub>	18	-188
Cl <sub>2</sub>	34	-34
Br <sub>2</sub>	70	59
I <sub>2</sub>	106	184

7A grubu moleküllerinin elektron sayısı ve kaynama noktası (K.N.) ilişkisi

