

Sıvılar Katılar ve Moleküller Arası Kuvvetler

Moleküller arası kuvvetler ve sıvıların bazı özellikleri

Yüksek basınç ve düşük sıcaklıklarda moleküller arası kuvvetler güçlü, ideallikten saptırıcıdır. Bu kuvvetler yeterli bir düzeyde güçlüyse gaz sıvı hale geçer. Yani moleküller arası kuvvetler bu molekülleri belli bir hacimde tutacak şekilde tutarlar. Moleküller arası kuvvetler sıvıların yoğun geçişini ve süzülmesinin anlaşılmasında önemlidir.

Yüzey Gerilimi:

Sıvı içindeki moleküller yüzeyde iken arada kendilerini çekerek daha sıkı kapsuya sahiptirler. Aynı moleküllerin çekiminin bu şekilde artması, sıvıdaki moleküllerin yüzeyde iken daha düşük bir enerji düzeyinde tutulmasını sağlar. Yani moleküller yüzeyde iken az molekül yüzeyde kalır. Bu nedenle sıvıların yüzey alanlarını minimumda tutma eğilimindedirler. Yüzey gerilimi, bir sıvının yüzey alanını arttırmak için gereken enerji ya da iştir. γ ile gösterilir. SI ünitesi J/m^2 dir. Sıcaklık arttıkça yüzey gerilim düşer yani bir sıvının yüzeyini genişletmek için gereken iş azalır.

Bir sıvı damlası bir yüzey boyunca bir film halinde yayılırsa, sıvının bu yüzeyi kapladığı söylenir. Sıvı damlasının bir yüzeyi oluşturması ya da yüzeyde küresel damla halinde kalması, bu iki moleküller arası kuvvetle bağlıdır. Kohesyon kuvvetleri benzer adhezyon kuvvetleri ise farklı moleküller arasında iken moleküller arası kuvvetlerdir. Eğer Kohesyon kuvvetleri adhezyon kuvvetlerinden büyükse damla bütünlüğünü korur.

Sıvının yüzey gerilimini düşüren ve onun çok kolay yayılmasını sağlayan maddelere iletken maddeleri denir. Bunkur katıktan tutmadan tuturda endüstriyel süreçlere kadar pek çok uygulamada kullanılır.

Viskozite:

Moleküller arası kuvvetlerle az çok ilgili olan bir diğer özellik viskozitedir. (Bir sıvının akmaya karşı gösterdiği iş direnci) Moleküller arası çekim kuvvetleri arttıkça viskozite büyür. Bir sıvı akarken bu sıvının bir bölümü katmanlı bölümler göre daha hareketlidir. Bu sıvının içinde kohesyon kuvvetleri, akış hızını düşürür bir iş sürünme yaratır. Su ve etil alkol gibi viskozitesi düşük sıvılarda bu etki zayıftır. Bunkur kolayca akarlar. Bal ve ağır motor yağları gibi sıvılar çok daha ağır akar. Bunkura viskoz sıvılar denir. Moleküllerin kinetik enerjileri arttıkça moleküller arası çekim kuvvetleri azalacağından, genel olarak sıcaklık arttıkça viskozite düşer.

Sivilerin Buharlaşması, Buhar Basıncı

Moleküller arası çekim kuvvetlerine ilişkin gelebilecek ortalaması değerin üstünde kinetik enerjiye sahip moleküller sıvı yüzeyinden kurtulurak gaz haline geçebilirler. Moleküllerin sıvı yüzeyinden gaz ya da buhar haline geçişine buharlaşma denir. Yüksek sıcaklıkta ve sıvı yüzey alanının artmasında ve aynı zamanda moleküller arası kuvvetlerin azlığında buharlaşma daha hızlı olur.

Buharlaşma Entalpisi:

Buharlaşma sırasında enerjisi ortalama enerjiden daha büyük olan moleküller uzaklaştığından, kalan moleküllerin ortalama kinetik enerjisi azalır. Buharlaşma sıvının sıcaklığı düşer. Etil alkol gibi uçucu bir sıvının buharlaşığı cilt üzerinde serinlik yaratmasının nedeni budur. Buharlaşan bir sıvının sıcaklığını sabit tutmak için buharlaşan moleküllerin alıp götürdüğü kinetik enerjiyi bu sıvıya ısı olarak vermek gerekir. Buharlaşma entalpisi belirli bir miktar sıvının sabit sıcaklıkta buharlaşabilmesi için alınması gereken ısı miktarıdır.

$$\Delta H_{\text{buharlaşma}} = H_{\text{buhar}} - H_{\text{sıvı}}$$

Buharlaşma endotermik bir olay olduğundan $\Delta H_{\text{buharlaşma}}$ her zaman pozitiftir. Genellikle buharlaşma entalpileri bir mol sıvının buharlaşması için gerekli ısı miktarı olarak tanımlanmıştır.

$$\Delta H_b \rightarrow \frac{\text{kJ}}{\text{mol}}, \frac{\text{J}}{\text{mol}}, \frac{\text{cal}}{\text{mol}}$$

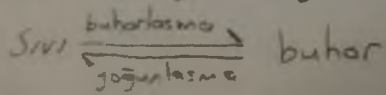
Bir gaz ya da buharın sıvıya dönüşmesine yoğunlaşma denir. Termodinamik açıdan yoğunlaşma, buharlaşmanın tersidir.

$$\Delta H_{\text{yoğunlaşma}} = H_{\text{sıvı}} - H_{\text{buhar}} = -\Delta H_b$$

$\Delta H_{\text{yoğunlaşma}}$ ve ΔH_b aynı büyüklüktedir. Her zaman negatiftir. Yoğunlaşma ekzotermik bir olaydır.

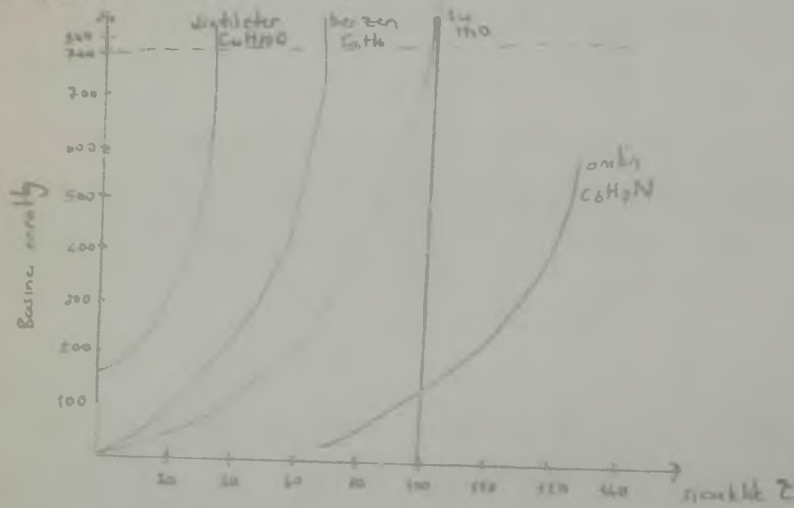
Buhar Basıncı:

Açık bir kapta bırakılan su tümüyle buharlaşır. Eğer buharlaşma kapalı bir kapta olursa farklı bir durum ortaya çıkar. Sıvı ve buhar bir arada bulunduğu kapalı bir kapta buharlaşma ve yoğunlaşma aynı zamanda olur. Eğer yeterince sıvı varsa sonunda buhar miktarının sabit kaldığı bir duruma ulaşır. Bu bir dinamik denge halidir. Dinamik denge her zaman iki zıt yönlü olayın eş zamanlı eşit hızda olduğunun belirtir. Sonuç olarak denge bir kez kurulduktan sonra artık net bir değişim olmaz. Bu sıvı-buhar dengesi singesel olarak aşağıda verildiği gibi gösterilir.



Sıvı dinamik dengede bulunan bir buharın oluşturduğu basınca buhar basıncı denir. Oda sıcaklığında yüksek buhar basıncına sahip sıvılara ucu, çok düşük buhar basıncına sahip olanlarda ucu olmayan sıvılar denir. Diethyl eter ve aseton ucu sıvılardır. 25 °C'ta buhar basıncı sırasıyla 534 ve 231 mmHg'dir. Su orta ucuculukta bir sıvıdır; 25 °C'de buhar basıncı 238 mmHg'dir. Ucu olmayan sıvının 25 °C buhar basıncı 0,0018 mmHg'dir.

Bir sıvının buhar basıncı yaklaşı olarak sıvının türüne ve sıcaklığına bağlıdır. Sıcaklıkla buhar basıncının değişimini gösteren grafiğe buhar basıncı eğrisi denir. Buhar basıncı sıcaklıkla artar.



Bazı sıvıların buhar basıncı eğrileri

Kaynama ve Kaynama Noktası:

Bir sıvı atmosfere açık bir kapta ısıtıldığında belli bir sıcaklıkta yavaş yavaş değişim tüm sıvı kütlelerinde buharlaşmaya görülür. Sıvı kütlesi içindeki buhar kabarcıkları yavaş yavaş artar ve uzaktalar. Sonuçta bu moleküllerin oluşturduğu basınç atmosfer moleküllerinin oluşturduğu basınca eşittir. İşte bu olayı kaynama denir. Kaynama sırasında ısı şeklinde alınan enerji yalnızca sıvı kütlesindeki molekülleri buhar haline getirmek için kullanılır. Tüm sıvı kaynayıp tükenmeye dek sıcaklık sabit kalır. Buhar basıncının standart atmosfer basıncına (1 atm = 760 mmHg) eşit olduğu sıcaklığa normal kaynama noktası denir. Yüksek rakımlarda ısı basıncı 1 atm den düşüktür 1609 m rakımında ısı basıncı 630 mmHg'dir. Bu basınçta suyun kaynama noktası 95 °C'dir.

Kritik Nokta:

Eğer bir sıvı kapalı bir kapta ısıtılırsa kaynama olmaz. Bunun yerine basınç ve sıcaklık sürekli olarak yükselir. Basıncı atmosfer basıncının bir katına çıkabilir. Eğer kapalı bir tüpe uygun bir miktar sıvı koyup ısıtırsak sıvıların gazlaşma 1) Sıvının yoğunluğuna gittikçe azalır, buharın yoğunluğuna gittikçe artar. Sonuçta sıvı

2) Sıvının yüzey gerilimi sıfıra yaklaşıyor. Sıvı ile buhar arasındaki sıvır belir-4
sizleşir ve giderek yok olur.

Sıvı ile buharın ayırt edilemez olduğu noktaya kritik nokta denir.
Kritik noktadaki sıcaklığa kritik sıcaklık, T_c ve basınca kritik basınç, P_c denir.
Kritik nokta buhar basıncı eğrisinin en yüksek noktasıdır ve sıvının bulunabileceği
en yüksek sıcaklığı gösterir.

Örnek

1360 °C ta 113 L He gases aynı sıcaklıktaki eritilmiş gümüş içinden
geçirilmistir. Gaz, gümüş buharı ile dayanırken, sıvı gümüşün kütlesi 0,120g
azalmıştır. 1360 °C ta sıvı gümüşün buhar basıncı nedir?

$$P \cdot V = n \cdot R \cdot T$$

$$P \cdot V = \frac{m}{M_A} \cdot R \cdot T \Rightarrow P \cdot 113 = \frac{0,120}{107,9} \cdot 0,082 (1360 + 273,2)$$

$$P = 1,32 \cdot 10^{-3} \text{ atm}$$

Örnek

Bir kimyasal tepkime sonucunda 50 °C taki 525 mL hacimli bir balonda
olusan 0,132g su yalnız sıvı haldemi? yalnız buhar haldemi? yoksa sıvı-buhar
dengesi halinde mi bulunur?

a) $d = 1 \text{ g/mL}$ $m = 0,132 \text{ g}$ $V = 0,13 \text{ mL}$

Bu örneğin 525 mL lik bir balonu tümiyle doldurma olasılığı yoktur.

b) $P = \frac{nRT}{V} = \frac{0,132/18 \cdot 0,082 \cdot 323,2}{0,525} = 0,370 \text{ atm} = 281 \text{ mmHg}$

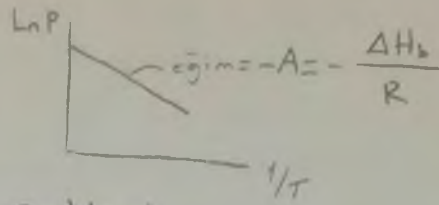
50 °C de suyun buhar basıncı : 92,5 mmHg

Bu durumda basınç 92,5 mmHg değerine düşene kadar önce buhar yoğunlaşır,
bu basınçta 50 °C de sıvı ve buhar dengededir. Yalnız buhar hali donuk-
sıvıdır.

c) Sıvı ve buhar: Balondaki son durum için tek olasılık budur. Sıvı su
ve su buharı 50 °C de ve 92,5 mmHg basınçta bir arada bulunur.

$$\ln P = -A \left(\frac{1}{T} \right) + B$$

$$y = mx + n$$



Clausius - Clapeyron Denklemi

$$\ln \frac{P_2}{P_1} = \frac{\Delta H_b}{R} \left(\frac{1}{T_1} - \frac{1}{T_2} \right)$$

ΔH_b J/g ise J/mol'e çevrilir.
Çünkü R cal/mol.K

Örnek.

Suyun buharlaşma entalpisi 44 kJ/mol , 40°C deki buhar basıncı $55,3 \text{ mmHg}$ ise 35°C deki buhar basıncı nedir?

$$\Delta H_b = 44 \text{ kJ/mol}$$

$$P_2 = 55,3 \text{ mmHg}$$

$$P_1 = ?$$

$$T_2 = 40 + 273,2$$

$$T_1 = 35 + 273,2 = 308,2 \text{ K}$$

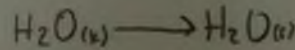
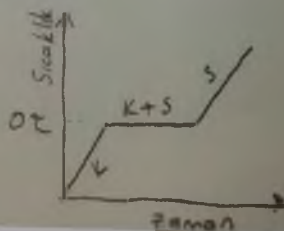
$$\ln \frac{55,3}{P_1} = \frac{44 \cdot 10^3 \text{ J/mol}}{8,314 \text{ J/mol}\cdot\text{K}} \left(\frac{1}{308,2} - \frac{1}{313,2} \right)$$

$$P_1 = 41,9 \text{ mmHg}$$

Katıların Bazı Özellikleri

Erime, Erime Noktası ve Erime Isısı:

Kristal bir katı ısıldıkça bir katının yapısında atomlar, iyonlar ya da moleküller daha ziddetli titreşirler. Sonunda, bu titreşimlerin kristal yapısını bozacağı bir sıcaklığa ulaşır; atomlar ya da moleküller birbirinin üzerinden kayar; katı belli bir miktarda kaybeder ve sıvıya dönüşür. Bu olaya erime ve erimenin olduğu sıcaklığa erime noktası denir. Erimenin tersine, bir sıvının katıya dönüşmesine donma (ya da katılaşma), donmanın olduğu sıcaklığa da donma noktası denir. Bir katının erime noktası ile donma noktası aynıdır. Eğer dengedeki katı-sıvı karışımına düzenli biçimde ısı vermeyi sürdürürsek, bir yandan katı erirken sıcaklık sabit kalır. Ancak tüm katı eridikten sonra sıcaklık yükselmeye başlar. Bir katının erimesi için gerekli ısı miktarına erime entalpisi denir.



$$\Delta H_f = 6,01 \text{ kJ/mol}$$

Sublimleşme:

Sıvılar gibi katılarda buharlaşır. Ancak katılarda moleküller arası kuvvetler çok büyük olduğundan belli bir sıcaklıkta sıvılaşma kabarı vucur değildirler. Moleküllerin katı halden doğrudan buhar hale geçmesine sublimleşme denir. Sublimleşmenin tersine, molekülün buhar halden katı hale geçmesine kiralığasma adı verilir. Sublimleşme ve kiralığasma esit hızda olduğu zaman katı ve buhar arasında dinamik denge vardır. Dengedeki buharın gösterdiği basınca sublimleşme basıncı denir.

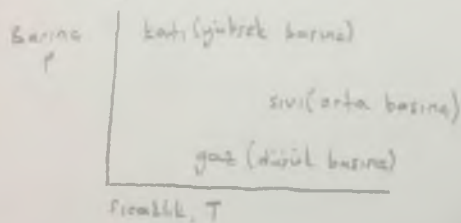
Sublimleşme entalpisini, katıyı buhar haline geçirmek için gereken ısı miktarıdır.

$$\Delta H_s = \Delta H_c + \Delta H_b$$

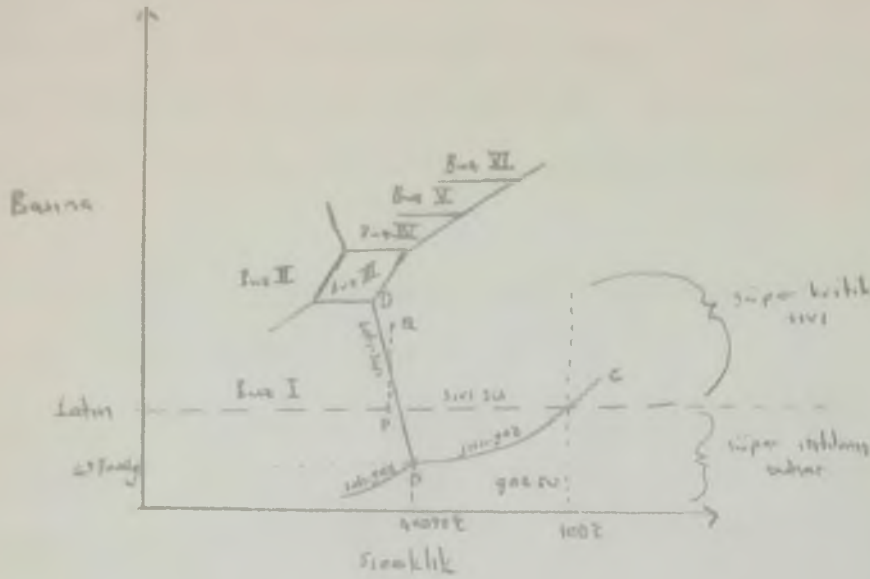
Not: Eğer soğuk bir iklimde yaşıyorsanız sıcaklık 0°C 'in üzerine çıkmasınca karın erime, zerdaki karların kaybolduğunu gözlemleyebilirsiniz. Bu koşullarda kar erimez, sublimleşir. Buzun sublimleşme basıncı 0°C da $4,58\text{ mmHg}$ dir. Yani katı buza 0°C ta $4,58\text{ mmHg}$ buhar basıncına sahiptir. Eğer hava hali buhar da su buharıyla doygunsa buza sublimleşecektir.

Faz Diyagramları:

Katı, sıvı ve gazların (buhar) tek faz ya da birbirleriyle dengede birden çok fazda bulunduğu basınç ve sıcaklıkların grafikte gösterimine faz diyagramı denir.



Su: Suyun faz diyagramı birkaç ilginç özellik gösterir. Bunlardan biri OD erime eğrisinin negatif eğimli olmasıdır. Basınç arttıkça buzun erime noktası düşer. Suyun faz diyagramında gösterilen diğer bir özellik, bir katı madde için birden fazla biçimde bulunduğu polimorfizmidir. Normalde oluşan basınçlardaki buza buz I denir. Diğer formlar yalnız yüksek basınçlarda vardır.



O: 0,0098 °C ve 4,58 mmHg
 basınçlı üçlü nokta
 C: 371,1 °C ve 218,2 atm
 D: -22 °C ve 2065 atm

Fazlar ve Faz Geçisi:

Bir faz diyagramında iki fazı ayıran eğrinin geçilmesine faz geçisi denir.

erime ($k \rightarrow s$)	donma ($s \rightarrow k$)
buharlaşma ($s \rightarrow g$)	yoğurtasma ($g \rightarrow k$)
sublimleşme ($k \rightarrow g$)	kırağılaşma ($g \rightarrow k$)

Van Der Waals Kuvvetleri:

Bu kuvvetler, ideal olmayan gazlar için türetilen van der Waals denkleminde $n^2 a/V^2$ terimine katkıda bulunan kuvvetlerdir.

Anlık ve İndüktif Dipoller:

Belli bir anda elektronların bir atomun ya da molekülün bir bölgesine yayılması olasılığı vardır. Elektronların böyle hareket etmesi normal olarak apolar olan bir molekülün polarlaşmasına yol açar. Bir anlık dipol oluşur. Bu olaydan sonra komşu atom ya da moleküldeki elektronlarda yer değiştirilerek dipol oluşturur. Bu bir indükleme olayıdır ve oluşan yeni dipole indüklenmiş dipol denir.

Bu iki olay, moleküller arası çekim kuvvetleri oluşmasına yol açar. Buna biz anlık dipol-indüklenmiş dipol çekimi diyebiliriz. Fakat yaygın olarak kullanılan adlar dağılma kuvveti ya da London kuvvetidir.

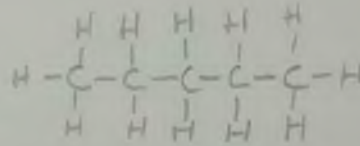
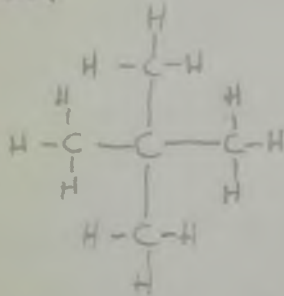
Bir molekülün bir dipol tarafından indüklenme kolaylığını kutuplanabilirlik (polarlanabilirlik) denir. Kutuplanabilirlik elektron sayısı ile artar, elektron sayısında molekül kütlesi ile artar. Kutuplanabilirlik arttıkça dağılma kuvvetleri arttığından, kovalent bileşiklerin erime ve kaynama noktaları molekül kütlesiyle artar.

Örnek:

4 atömlük molekül kütlesine sahip helyumun kaynama noktası 4 K iken radonunki (atom kütlesi 222 atömlük) 211 K dir.

Dağılma kuvvetlerinin şiddeti molekül biçiminde bağlıdır. Zincir şeklinde bir moleküldeki elektronlar, küçük siki ve simetrik bir moleküldeki elektronlardan daha kolay hareket eder; zincir molekül daha çok kutuplanabilir.

Örnek:



Pentan ($k_n = 36,1 \text{ } ^\circ\text{C}$)

Neopentan ($k_n = 9,5 \text{ } ^\circ\text{C}$)

Zincir pentan neopentandan daha kolay kutuplanabilir. Pentanda moleküller arası kuvvetler neopentandan daha kuvvetlidir. Bu yüzden pentan neopentandan daha yüksek sıcaklıkta kaynar.

* Dallanmış yapı daha düşük k_n verir.

Dipol-dipol Etkileşimleri:

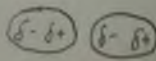
Polar bir bileşikte moleküller, bir dipolün pozitif ucu kısmı dipollerin negatif ucuna yönelecek biçimde istiflenmek isterler. Moleküllerin bu ek düzenliliği, bir maddenin beklenenden daha yüksek sıcaklıklarda sıvı ve katı halde kalmasına yol açar.



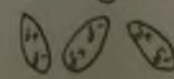
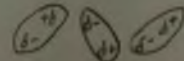
(a)
Normal Durum



(b)
Anlık Durum



(c)
İndüklenmiş durum
(sıvı dipol-dipol etkileşimidir)



dipol-dipol etkileşimleri

N_2	NO	O_2
$\mu = 0$ (apolar)	$\mu = 0,153 D$ (polar)	$\mu = 0$ (apolar)
$M = 28$ akb	$M = 30$ akb	$M = 32$ akb
$k_n = 77,34$	$k_n = 121,39 K$	$k_n = 90,19$

Örnek: Aşağıdakilerden hangisinin k_n daha yüksektir?

C_4H_{10} (butan)	$[(CH_3)_2CO]$ (aseton)
$M = 58$ g/mol	$M = 58$ g/mol

Önce molekül ağırlığına bakılır. Molekül ağırlığı ikisinde de aynı. O zaman polar mı apolar mı? ona bakılır. Butan apolar, aseton polardır. Asetonun k_n büyüktür. Eerschte butan: $-0,5^\circ C$ aseton: $56,2^\circ C$

Örnek: Su moleküllerinden hangisi en yüksek k_n 'a sahiptir?

C_2H_6	CO_2	CH_3CN
$M: 44$ g/mol	$M: 44$ g/mol	$M: 41$ g/mol

Van der Waals kuvvetlerinin en zayıfı London kuvvetleridir. Molekül kütlelerine (ve yüzey alanına) bağlıdır. Üç bileşimin molekül kütleleri yakın olduğu için London kuvvetlerinde yaklaşıklık esittir. İkinci düşünülmesi gereken dipol-dipol kuvvetleridir. C_2H_6 ve CO_2 apolardır. CH_3CN polardır. Buna göre en güçlü moleküller arası kuvvetlere sahip olup, kaynama noktası en yüksek olacaktır.

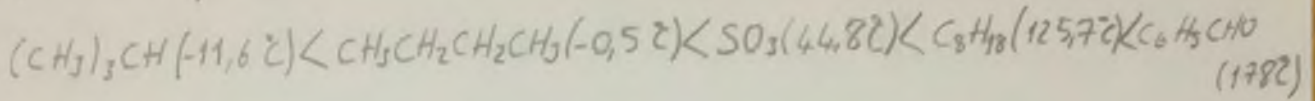
C_2H_6	CO_2	CH_3CN
$k_n = -42,1^\circ C$	$k_n = -78,44^\circ C$	$k_n = 81,6^\circ C$

Örnek: Aşağıdaki maddeleri beklenen k_n artışına göre sıralayınız?

C_8H_{18}	$CH_3CH_2CH_2CH_3$	$(CH_3)_3CH$	C_6H_5CHO	SO_3
(oktan)	(butan)	(izobutan)	(benzaldehid)	(kükürt trioksit)
$M: 114,2$ g/mol	$M: 58,1$ g/mol	$M: 58,1$ g/mol	$M: 106,1$ g/mol	$M: 80,1$ g/mol

$(CH_3)_3CH$ molekülünün en düşük kaynama noktasına sahip olmasını bekleriz çünkü molekül ağırlığı en düşüktür ve butan ile aynı molekül ağırlığına sahip olmasına karşın dallanmış yapıya sahiptir. Diğer zincir yapıdaki molekül için moleküller arası etkileşim sansi daha saktır ve ikinci molekül bitandır. Sonra polar SO_3 gelir. C_6H_5CHO ise molekül kütlesi daha büyük olan C_8H_{18} 'den

daha yüksek kaynama noktasına sahip olmalıdır, çünkü benzaldehit 10 polar, oktan apolardır.



Van der Waals Kuvvetlerinin Özellikleri:

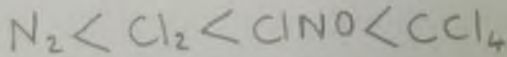
Van der Waals kuvvetleri aşağıdaki dayardan iteri gelir ve belirtilen etkileri gösterir.

- 1) Dağılma (London) kuvvetleri bütün moleküller arasında vardır. Moleküllerdeki bütün elektronların hareketlerinin sonucudur. Bu kuvvetlerin büyüklüğü molekül kütlesiyle artar ve aynı zamanda molekül biçimine de bağlıdır.
- 2) Kalıcı dipol momentler moleküldeki tüm elektronlardan ziyade bağlarda ki elektron çiftlerinin hareketlerinin sonucudur. Kalıcı dipoller yalnızca bileşik dipol momentine sahip (polar) moleküllerde bulunur. Bunların varlığı mevcut dağılma kuvvetlerini artırır.
- 3) Molekül kütleleri birbirine yakın bileşikler karşılaştırıldığında dipol momentinin, erime noktası, kaynama noktası ve buharlaşma entalpisi gibi özelliklerde önemli farklar yarattığı görülmüştür.
- 4) Çok farklı molekül kütlelerine sahip bileşiklerde dağılma kuvvetleri çoğu kez dipol kuvvetlerinden daha önemlidir.

Örnek:

Aşağıdaki maddeleri beklenen kaynama noktaları artısına göre sıralayınız?

CCl_4	Cl_2	$CINO$	N_2
M: 154 g/mol	M: 71 g/mol	M: 65,5 g/mol	M: 28 g/mol
apolar	apolar	Polar	apolar

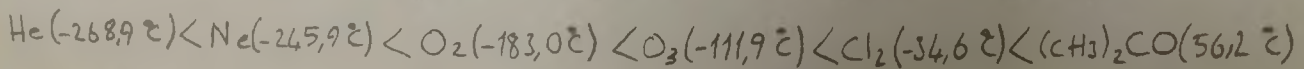


Molekül kütleleri arasındaki fark çok büyük olduğundan CCl_4 en büyük kaynama noktasına sahiptir.

Örnek:

Aşağıdaki maddeleri beklenen kaynama noktaları artısına göre sıralayınız?

Ne	He	Cl_2	$(CH_3)_2CO$	O_2	O_3
M: 20,2 g/mol	M: 4 g/mol	M: 71 g/mol	M: 58 g/mol	M: 32 g/mol	M: 48 g/mol
		apolar	polar	apolar	düşük polar



(O_3 : düşük olmayan elektron dağılımı var)

Hidrojen, azot, oksijen, flor ile hidrojen bağlarını oluşturur. Bir molekülün hidrojen atomu ile komsu molekülün Cl ya da S atomu arasında zayıf hidrojen bağı nadiren oluşur.

Hidrojen bağı, yüksek elektronegatiflikte bir atoma bağlı bir hidrojen atomunun komsu molekülün yüksek elektronegatiflikte bir atomu tarafından eş zamanlı olarak çekildiği zaman oluşur. Hidrojen bağı oluşumunda, H atomunun kovalent olarak bağlı bulunduğu yüksek elektronegatiflikteki atom, bağ elektronlarını kendine doğru çekerek, hidrojen çekirdeğini (proton) çıplak bırakır. Elektronlar kalan bu proton komsu moleküldeki elektronegatif atomun ortaklaşmış bir elektron çiftini çeker.

Diğer moleküller arası kuvvetlerle kıyaslandığında hidrojen bağı daha kuvvetlidir. Hidrojen bağı enerjileri 15-40 kJ/mol düzeyindedir. Oysa tıbbi kovalent bağlar hidrojen bağından çok daha güçlüdür (150 kJ/mol'den daha yüksek bağ enerjisine sahiptir).

Suda Hidrojen Bağı:

Su hidrojen bağının oluşturduğu başka ve en tanınmış bileşiktir. Her su molekülü diğer dört moleküle hidrojen bağıyla bağlıdır. Bu düzenlenme bir düzgin dört yüzlü oluşturur. Burada hidrojen bağı, su moleküllerini esnek olmayan ama oldukça seyrek bir yapıda tutarlar. Buz eridikçe bu hidrojen bağlarının yalnızca bir bölümü kırılır. Bunun bir göstergesi buzun göreceli düşük erime ısısıdır (6,01 kJ/mol). Bu enerji erime sırasında tüm hidrojen bağlarını kırmak için gerekenden çok azdır. Buzun kristal yapısında oksijen atomları bir altıgen halka oluşturacak şekilde düzenlenir. Hidrojen atomları iki oksijen atomundan birine daha yakındır. Buz eridiğinde bu hidrojen bağlarının bazıları kırılır. Bu olay buz eridiğinde bu hidrojen bağlarının bazıları kırılır. Bu olay buz eridiğinde moleküllerin daha sık istiflenmesine olanak sağlayarak yoğunluğunun artmasını sağlar. Yani sıvı halde birim hacimdeki H_2O molekülleri katı haldekine göre artar. Sıvı suda moleküller yalnızca bazı komşularıyla hidrojen bağı oluştururlar. Sıvı erime noktasının üstünde ısıtıldığından hidrojen bağı kırılmaya devam eder. Moleküller daha sık yerleşir ve sıvı suyun yoğunluğu artar. Sıvı su $3,98^\circ C$ de maksimum yoğunluğa ulaşır. Bu sıcaklığın üstünde su "normal" davranışa döner yoğunluk sıcaklıkla düşer.

Not: Tıbbi su göllerinin üstten aşağıya doğru donmasının nedeni budur. Suyun sıcaklığı $4^\circ C$ 'nin altına düştüğünde bu çok yoğun su gölün altına batar ve

güçlüğü daha soğuk su donar. Bu durumda gölün üstündeki buz altındaki suyu daha fazla ısı kaybına karşı korumuş olmaktadır. Bu kışın donan bir gölde balıkların yaşamlarını sürdürebilmelerini sağlar. Hidrojen bağları olmasa tüm göller dipten yukarı doğru donar, balık, kuşuk dip canlıları ve su bitkileri kışın yaşamlarını sürdüremezlerdi.

Hidrojen Bağlarının Etkilediği Diğer Özellikler:

Özellikleri hidrojen bağı tarafından etkilenen maddelerin en çok bilineni sudur. Sayısız başka örnekte de vardır. Asetik asitte CH_3COOH hidrojen bağı hem sıvı hemde buhar halinde olma (molekül çifti) olmasına yol açar. Asetik asit buharlaştığında moleküller arasındaki hidrojen bağlarının hepsi kopmaz. Bunun sonucu olarak da asetik asidin buharlaşma ısısı beklenmedik biçimde düşüktür.

Valozerinin bazı eğilimlerinde hidrojen bağları yardımıyla açıklanabilir. Bir moleküle daha çok $-\text{OH}$ grubunun bulunması daha çok hidrojen bağı olasılığı demektir. OH grubu sayısı arttıkça viskozitede artar (6ışki moleküller arası kuvvetlere sahip olan polialkollerin daha yavaş akması beklenir, yani monoalkollerden daha yüksek viskoziteye sahiptirler).

$\text{C}_2\text{H}_5\text{OH}$	$\text{C}_2\text{H}_6\text{O}_2$	$\text{C}_3\text{H}_7\text{O}_3$
Etil alkol	Etilen glikol	Gliserin
($-\text{OH}$)	($2-\text{OH}$)	($3-\text{OH}$)
20°C 1,20 cp	20°C 19,9 cp	20°C 1490 cp

Moleküller Arası ve Molekül İçi Hidrojen Bağı:

Buraya kadar ele alınan tüm hidrojen bağı örnekleri iki molekül arasındaki kuvvetleri kapsadığından bunlara moleküller arası hidrojen bağı diyoruz. Bir diğer olasılık, elektronegatifliği yüksek bir atomla (örnek: O ya da N) kovalent bağlı bir hidrojen atomunun, aynı moleküldeki elektronegatifliği yüksek yakın bir diğer atomla hidrojen bağı oluşturmastır. Bu tür hidrojen bağı molekülün içerisinde olduğundan, molekül içi hidrojen bağı denir.

Not: Molekül içi hidrojen bağı için grupların birbirine yakın olması gerekir.



Canlılarda Hidrojen Bağı:

13

Canlılarda bazı kimyasal tepkimeler, protein ve DNA gibi karmaşık yapıları kapsar. Bu tepkimelerde belli bağlar kolayca kopar ve yeniden oluşur. Bu tür tepkimeler için enerji uygunluğu açısından hidrojen bağı uygundur.

Hidrojen bağı, bazı ağaçların nasıl çok yüksek boylara eriştiğinde açıklanmaktadır. İnce su sütunları (odunsu dokuda) kökten ağacın tepesindeki yapraklara uzanmaktadır. Bu sütunlarda su molekülleri birbirlerine hidrojen bağlarıyla bağlıdır ve her su molekülü, köklerin zirvesinde bir halka gibi. Yapraktan bir su molekülü buharlaştığında, diğer molekül onun yerine almak üzere hareket eder ve zincirdeki moleküller tümüyle yukarı çekilir. Bu süreçte kökten yeni bir su molekülü zincire katılır.