

Bölüm 13: Sıvılar, Katılar ve Moleküller Arası Kuvvetler

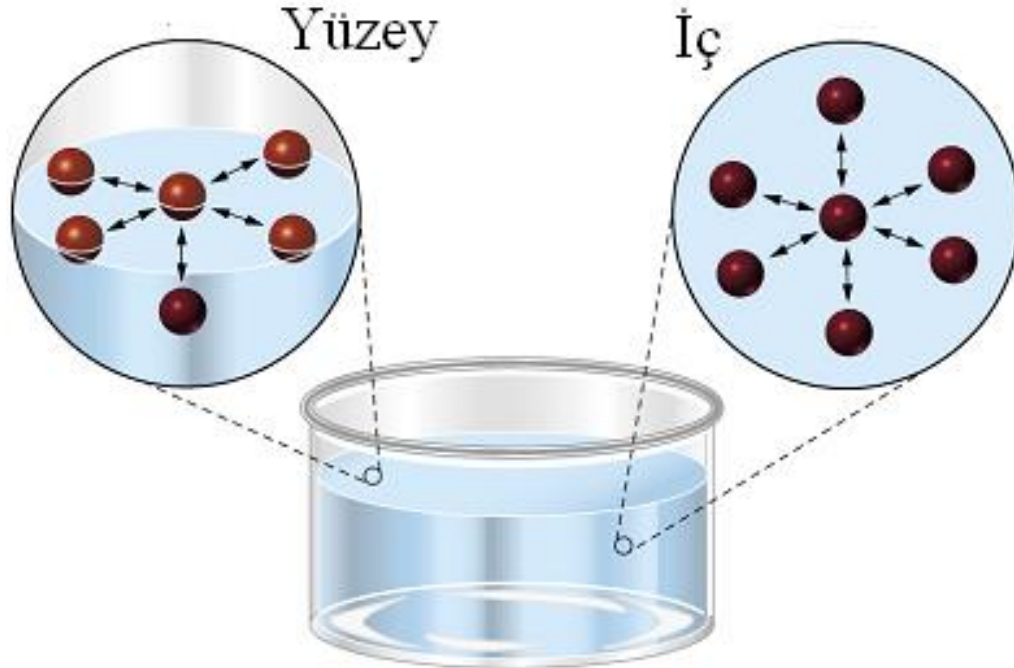
İçindekiler

- 13-1 Moleküller Arası Kuvvetler ve Sıvıların Bazı Özellikleri
- 13-2 Sıvıların Buharlaşması: **Buhar Basıncı**
- 13-3 Katıların Bazı Özellikleri
- 13-4 Faz Diyagramları
- 13-5 Van der Waals Kuvvetleri
- 13-6 Hidrojen Bağı
- 13-7 Moleküller Arası Kuvvetler Olarak Kimyasal Bağlar

13-1 Moleküller Arası Kuvvetler ve Sıvıların Bazı Özellikleri

- **Yüzey Gerilimi**

- Bir sıvının yüzey alanını arttırmak için gereken enerji ya da iştir.



Moleküller Arası Kuvvetler

•Kohezyon Kuvvetleri

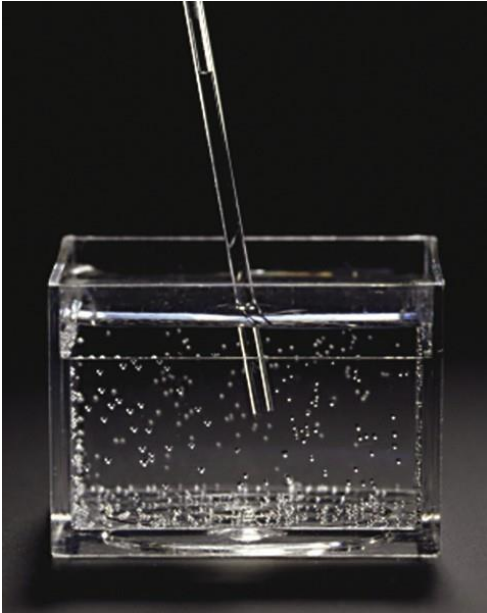
–Benzer moleküller arasındaki moleküller arası kuvvetlerdir.

•Adhezyon Kuvvetleri

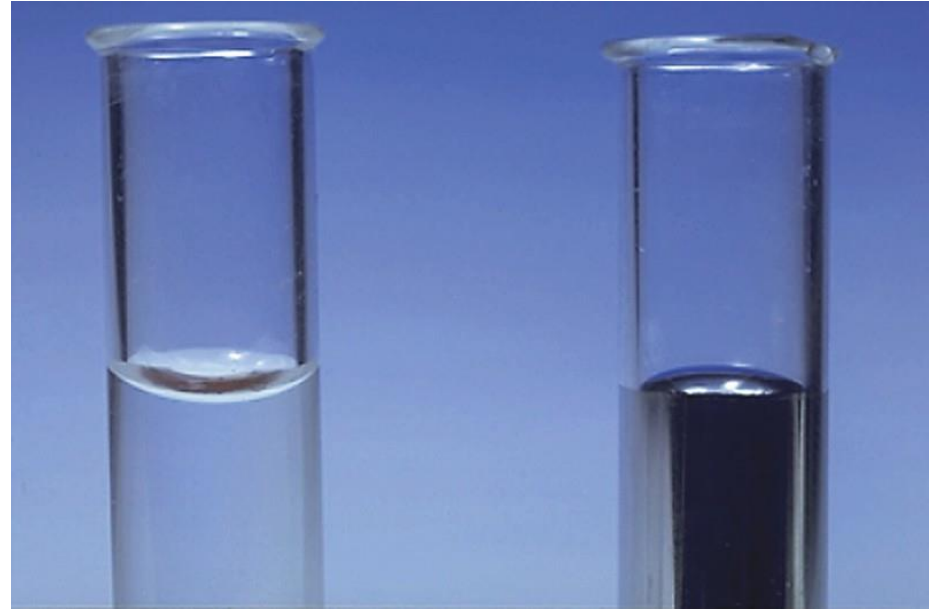
–Farklı moleküller arasındaki moleküller arası kuvvetlerdir.



Bir yüzeyin ıslanması



Kılcallık etkisi



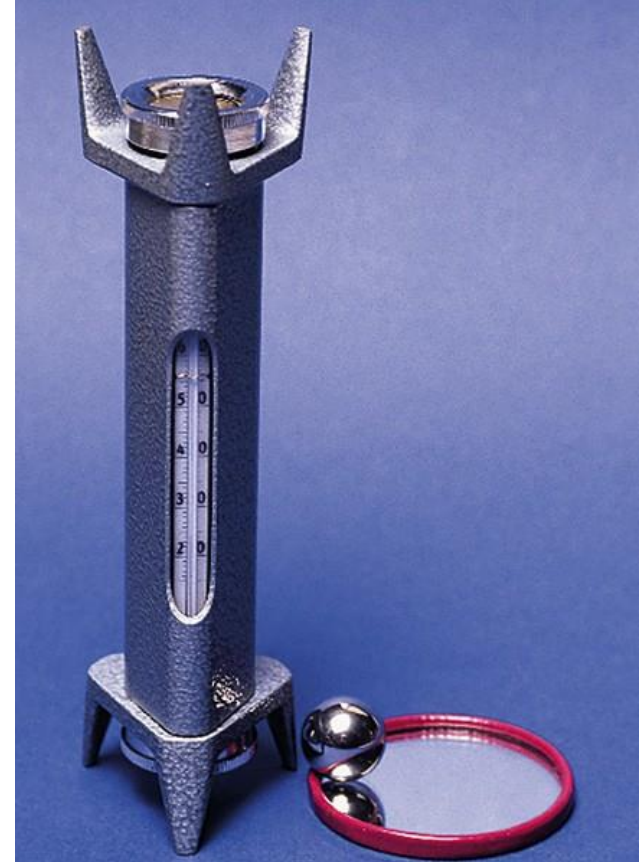
Yüzey sınırı oluşumu

Moleküller Arası Kuvvetler

•Viskozite

–Bir sıvının akmaya karşı gösterdiği dirençtir.

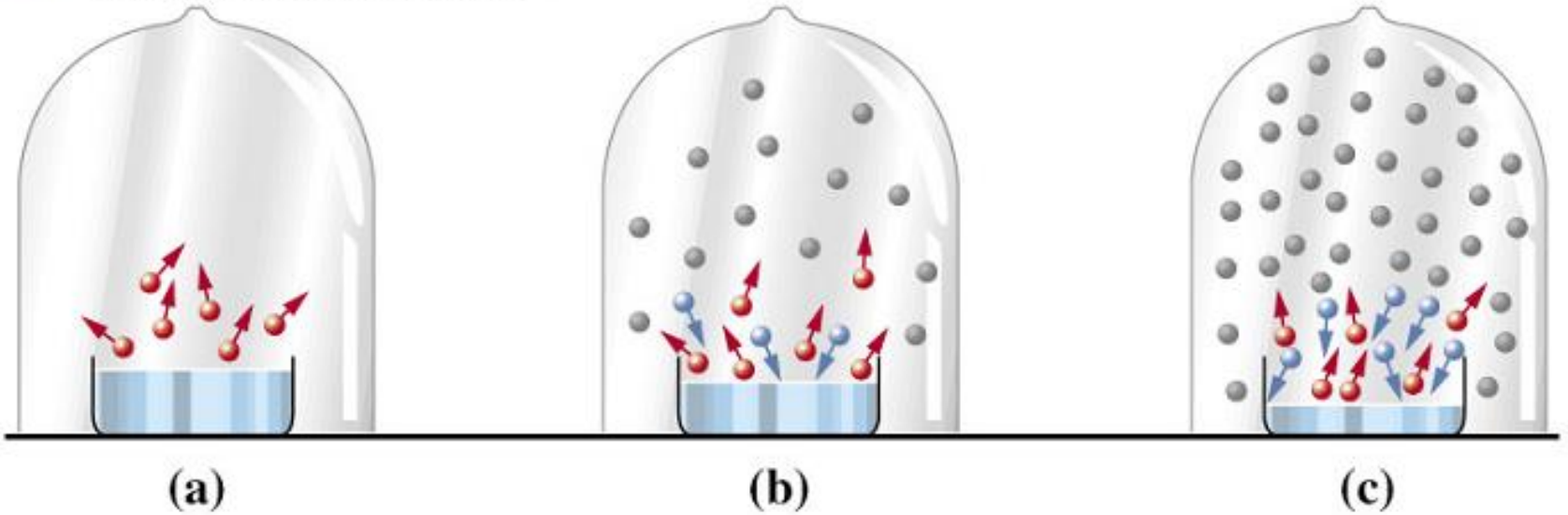
– Moleküller arası çekim kuvvetleri arttıkça viskozite büyür.



Viskozitenin ölçülmesi

13-2 Sıvıların Buharlaşması: Buhar Basıncı

- Buhar fazındaki moleküller
- Buharlaşan moleküller
- ← Yoğunlaşan moleküller



(a) Kapalı bir kaba önce sıvı konur. Önce sadece buharlaşma olur.

(b) Yoğunlaşma başlar. buharlaşma hızı yoğunlaşma hızından büyüktür ve buhar haldeki moleküllerin sayısı artmaya devam eder.

(c) Yoğunlaşma hızı buharlaşma hızına eşit olur. Buhar halindeki moleküllerin sayısı ve buharın yaptığı basınç sabit kalır.

Buharlaşma Entalpisi

$$\Delta H_{\text{buh}} = H_{\text{buhar}} - H_{\text{sıvı}} = - \Delta H_{\text{yoğ}}$$

TABLO 13.1 298 K'de Bazı Buharlaşma Entalpileri

Sıvı	ΔH_b , kJ/mol
Dietileter, $(\text{C}_2\text{H}_5)_2\text{O}$	29.1
Metil alkol, CH_3OH	38.0
Etil alkol, $\text{CH}_3\text{CH}_2\text{OH}$	42.6
Su, H_2O	44.0

Kaynama Noktası

- Bir sıvı atmosfere açık bir kaptaki ısıtıldığında belli bir sıcaklıkta yalnız yüzeyde değil tüm sıvı kütlesinde buharlaşma görülür. Sıvı içindeki buhar kabarcıkları yüzeye çıkar ve uzaklaşır. Uzaklaşan bu moleküllerin oluşturduğu basınç atmosfer moleküllerinin oluşturduğu basınca eşittir. İşte bu olaya **kaynama** denir.
- Kaynama sırasında ısı şeklinde alınan enerji yalnızca sıvı haldeki molekülleri buhar haline getirmek için kullanılır. Tüm sıvı kaynayıp tükeninceye kadar sıcaklık sabit kalır.
- Buhar basıncının standart atmosfer basıncına (1 atm) eşit olduğu sıcaklığa **normal kaynama noktası** denir.
- Yüksek rakımlarda dış basın 1 atm den düşüktür.

Kritik Nokta



10 °C civarında
 T_c nin altında



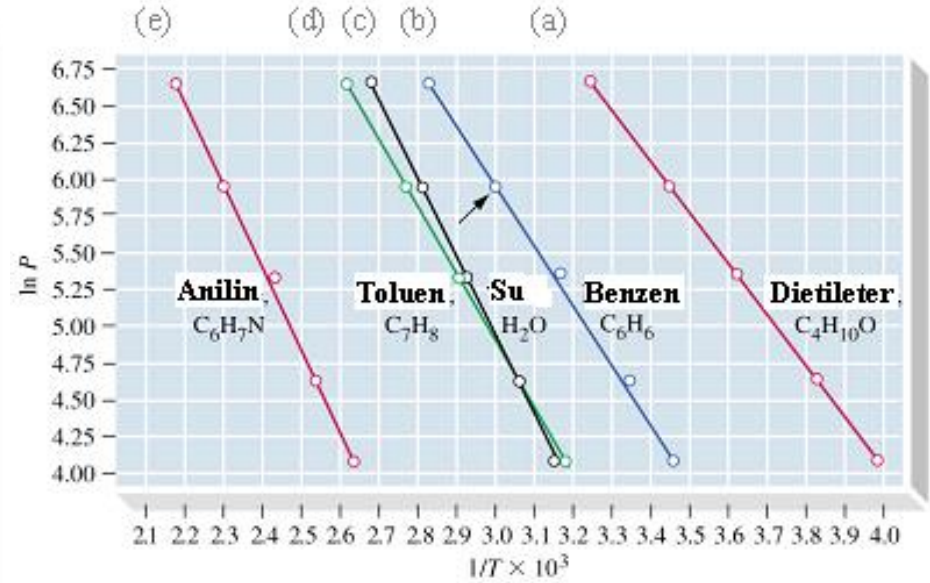
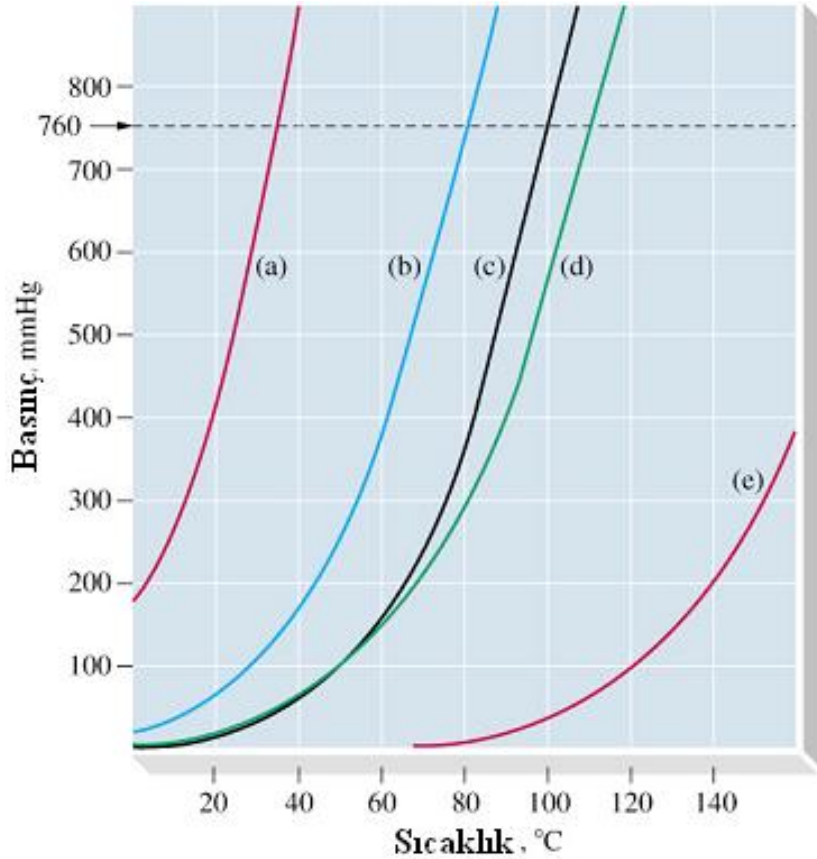
1 °C civarında
 T_c nin altında



Kritik
sıcaklık T_c

Kritik Nokta: Buhar basıncı eğrisinin en yüksek noktasıdır ve sıvının bulunabileceği en yüksek sıcaklığı gösterir.

Buhar Basıncı ve Kaynama Noktası



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

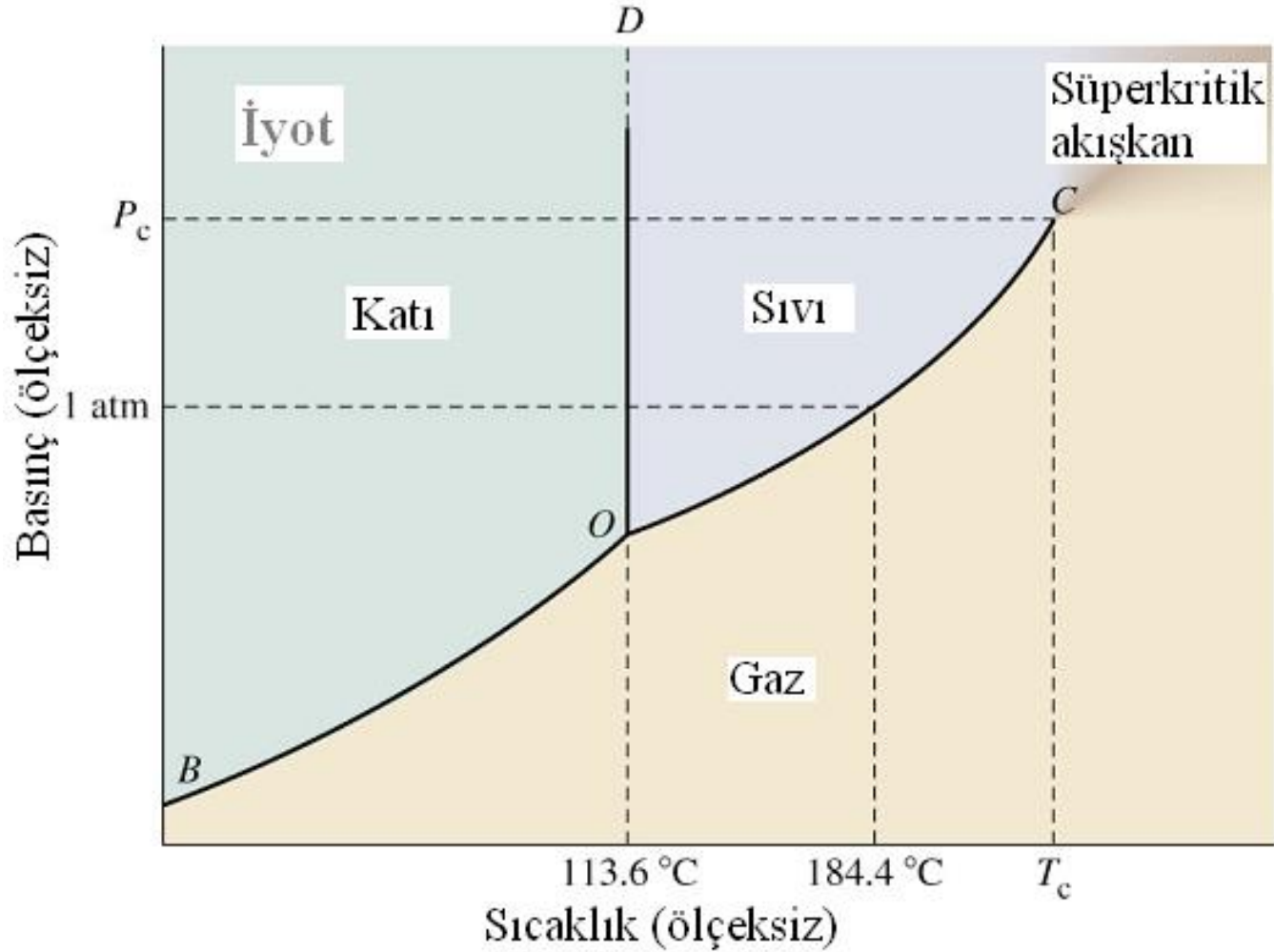
$$A = \frac{\Delta H_{\text{buh}}}{R}$$

Clausius-Clapeyron Denklemi

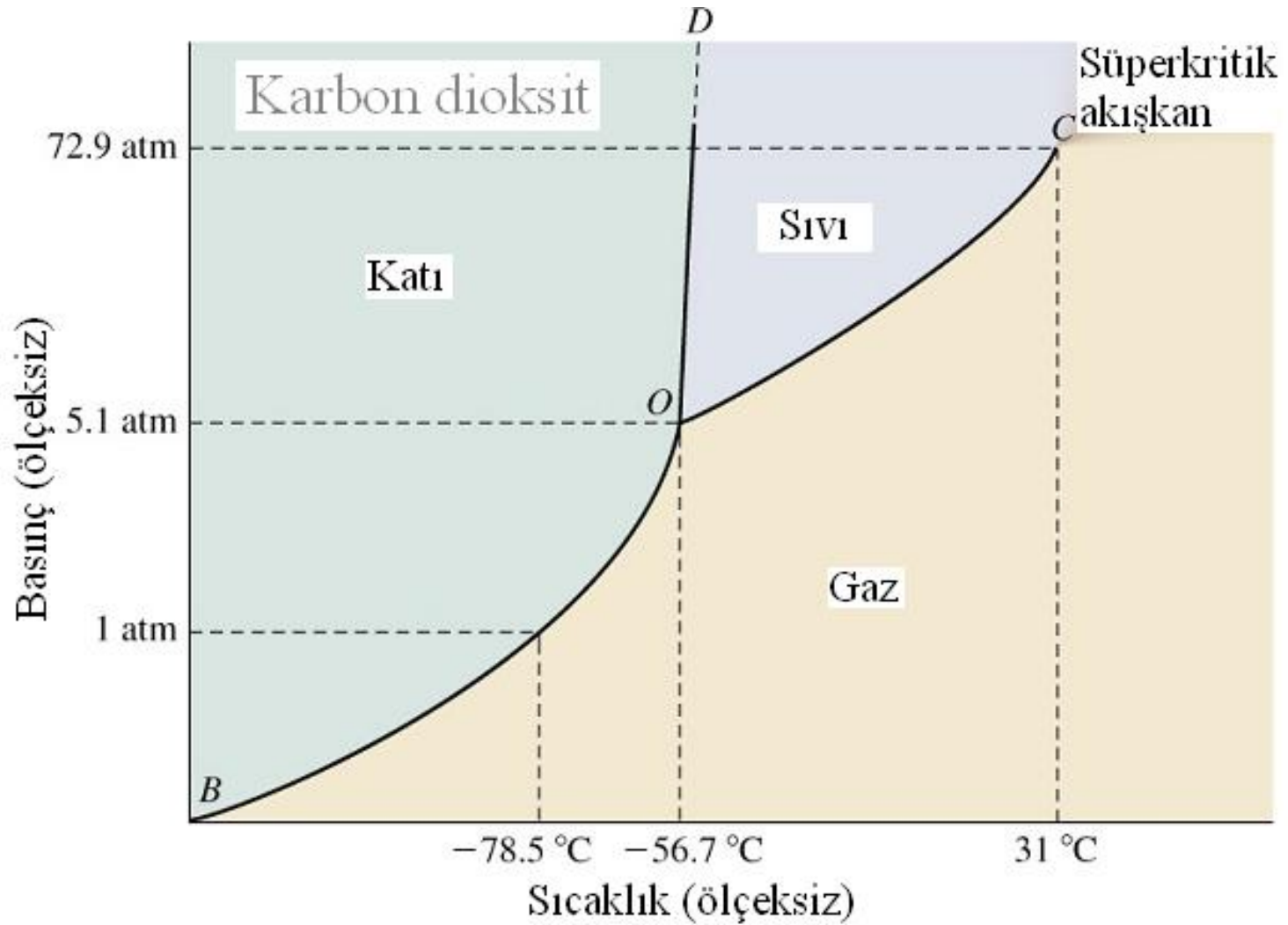
$$\ln P = -A \left(\frac{1}{T} \right) + B$$

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

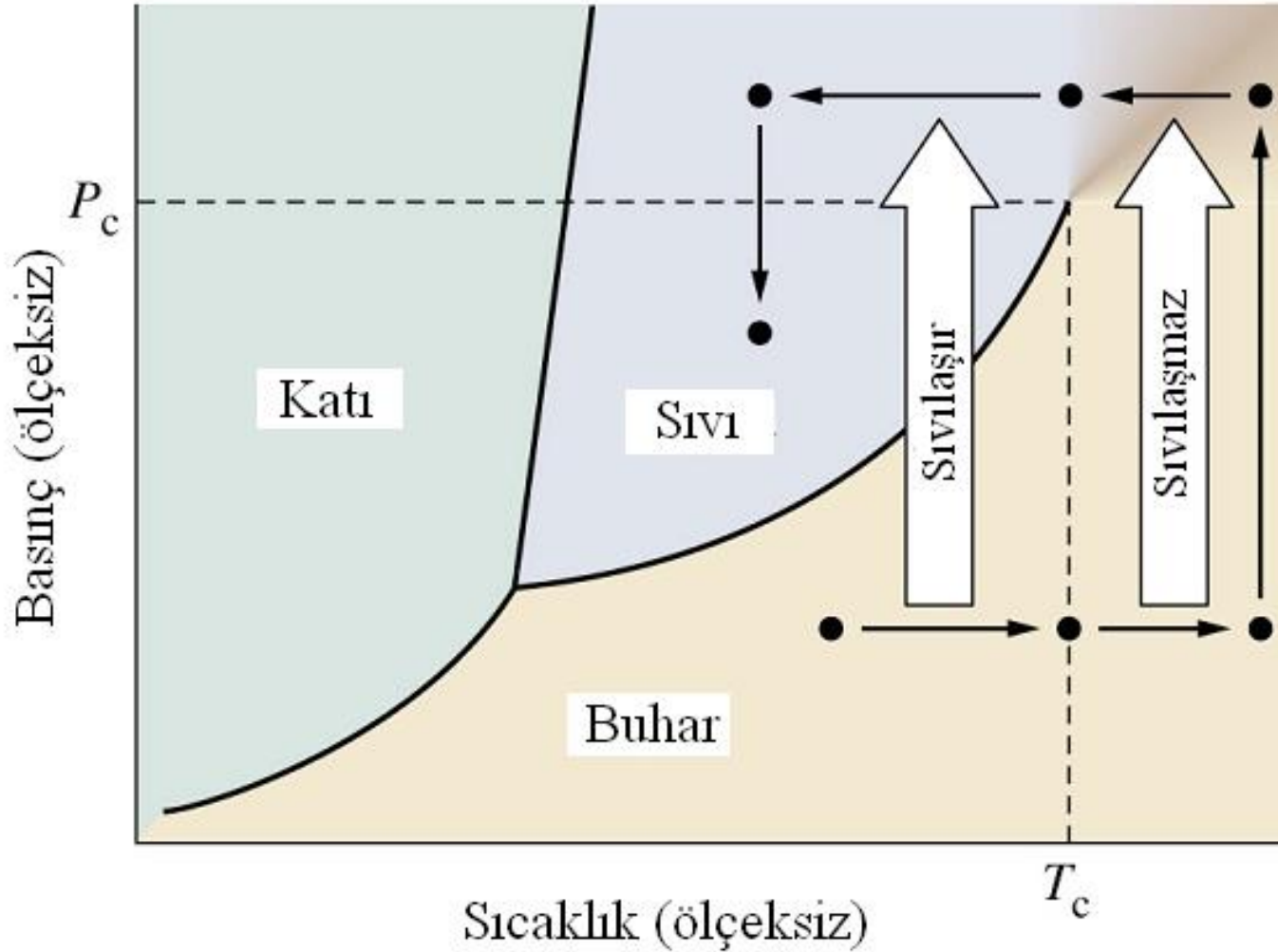
13-4 Faz Diyagramları



Faz Diyagramları



Süperkritik Akışkanlar

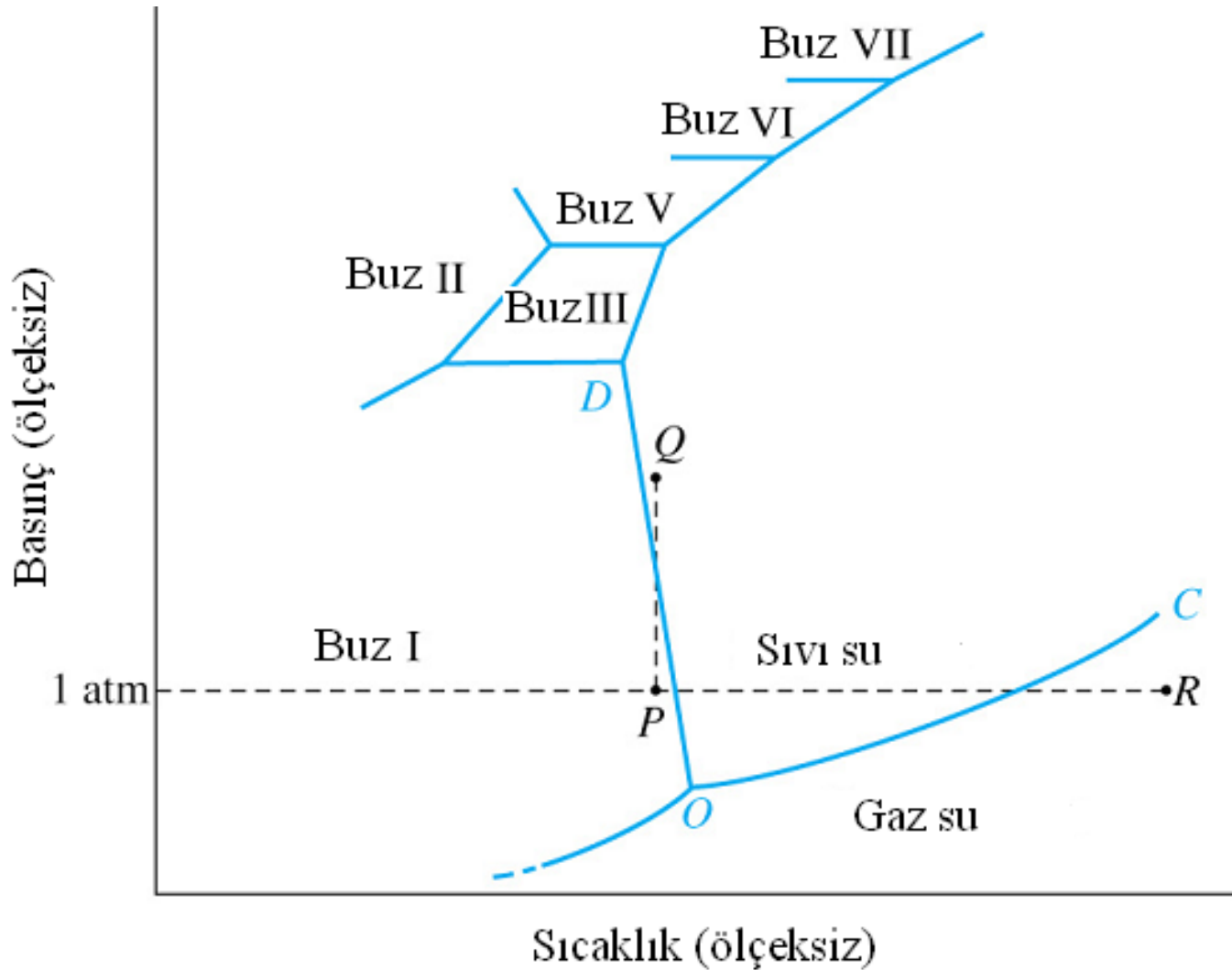


Kritik Sıcaklıklar ve Basınçlar

TABLO 13.3 Bazı Kritik Sıcaklıklar
ve Kritik Basınçlar

Madde	T_c , K	P_c , atm
"Kalıcı gazlar"		
H ₂	33.3	12.8
N ₂	126.2	33.5
O ₂	154.8	50.1
CH ₄	191.1	45.8
"Kalıcı olmayan" gazlar		
CO ₂	304.2	72.9
HCl	324.6	82.1
NH ₃	405.7	112.5
SO ₂	431.0	77.7
H ₂ O	647.3	218.3

Suyun Faz Diyagramı



13-5 Van der Waals Kuvvetleri

- **Anlık Dipoller**

- Belli bir anda elektronların bir atomun veya molekülün bir bölgesine yığılması olasılığı vardır. Elektronların böyle hareket etmesi, normal olarak apolar olan bir molekülün polarlaşmasına yol açar. Bir anlık dipol oluşur. Yani molekül geçici bir dipol momentine sahiptir.

- **İndüklenmiş Dipoller**

- Bu olaydan sonra komşu atom ya da moleküldeki elektronlar da yer değiştirerek dipol oluşturur. Bu bir indüklenme olayıdır ve oluşan yeni dipole *indüklenmiş dipol* denir.

13-5 Van der Waals Kuvvetleri

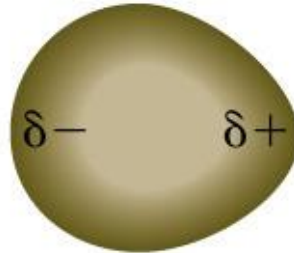
- **Dağılma veya London Kuvvetleri**
 - **Anlık ve indüklenmiş dipoller**, moleküller arası çekim kuvvetleri oluşmasına yol açar. Buna biz anlık dipol-indüklenmiş dipol çekimi diyebiliriz, fakat yaygın olarak kullanılan adlar “*dağılma kuvveti*” ya da “*London kuvveti*”dir (1928’de Fritze London bu kuvvetleri açıklamak için bir kuram önermiştir).
 - **Kutuplanabilirlik**: Bir molekülün bir dipol tarafından indüklenme kolaylığına “*kutuplanabilirlik (polarlanabilirlik)*” denir. Kutuplanabilirlik elektron sayısı ile artar; elektron sayısı da molekül kütlesi ile artar.
 - Kutuplanabilirlik arttıkça dağılma kuvvetleri arttığından, kovalent bileşiklerin erime ve kaynama noktaları molekül kütlesiyle artar.

Anlık ve İndüklenmiş Dipoller



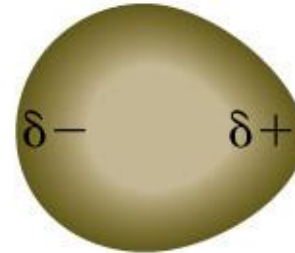
(a)

Normal durum



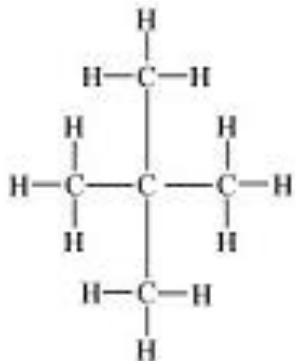
(b)

Anlık durum

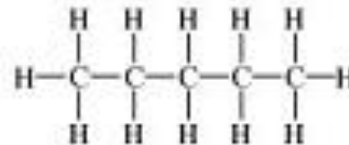


(c)

İndüklenmiş dipol

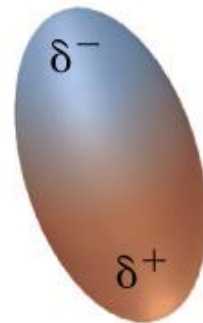
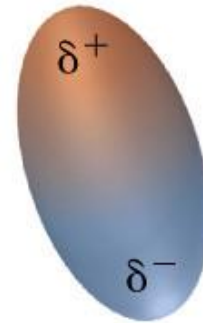
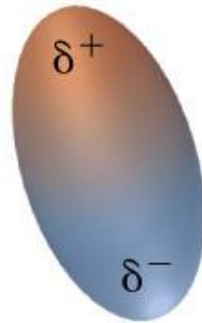
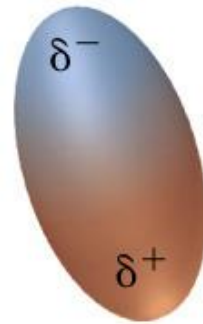


(a) Neopentan
k.n. 9.5°C

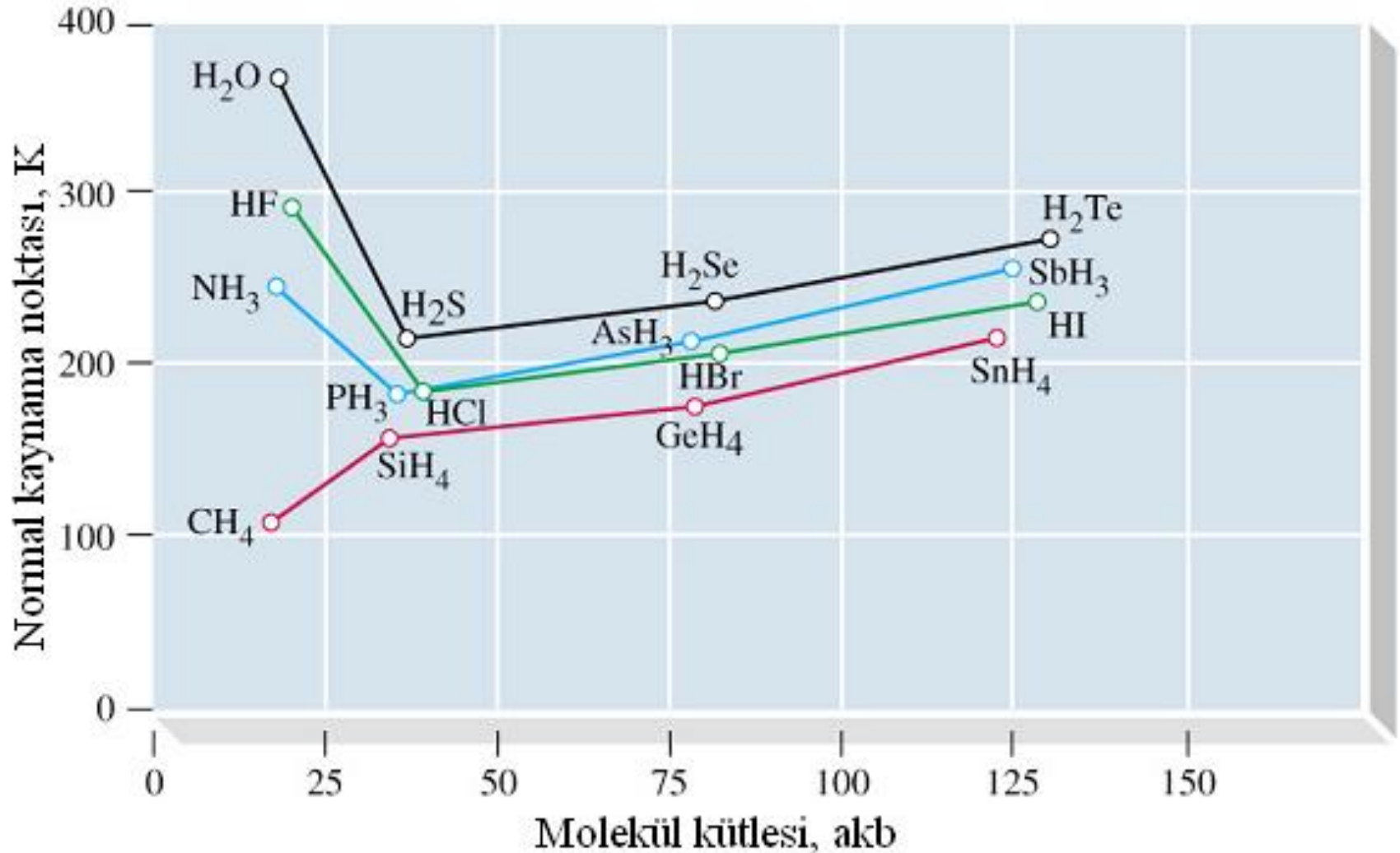


(b) Pentan
k.n. 36.1°C

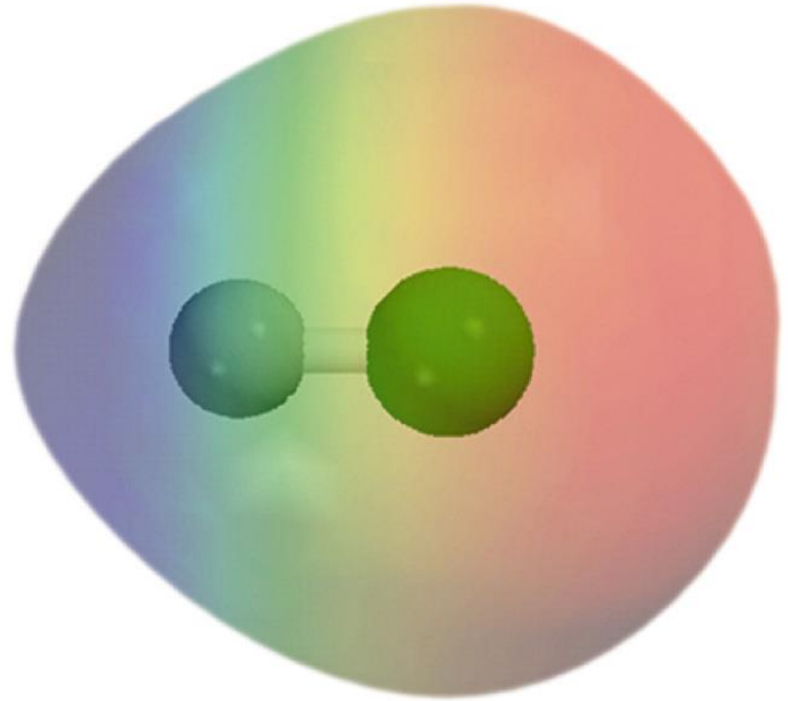
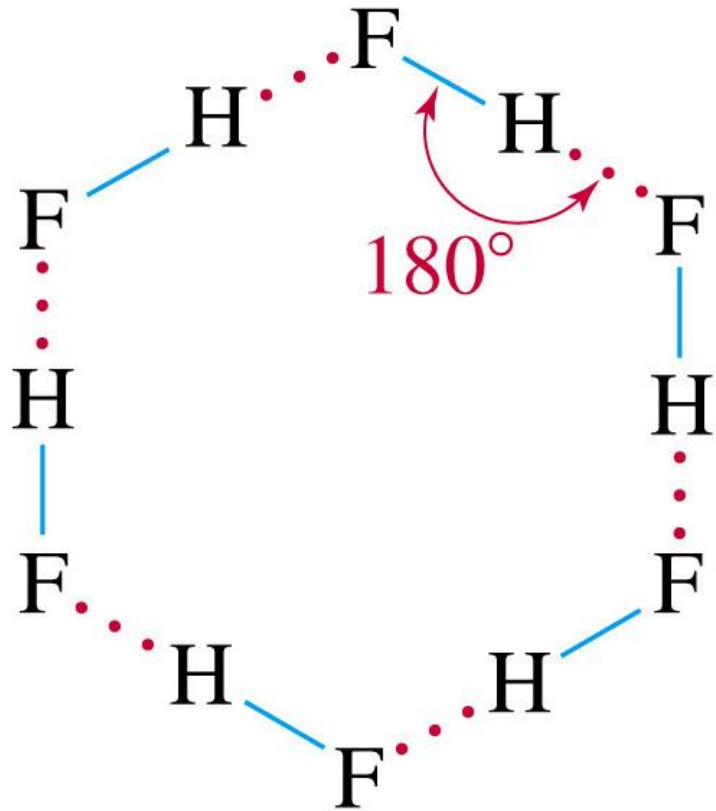
Dipol Dipol Etkileşimleri



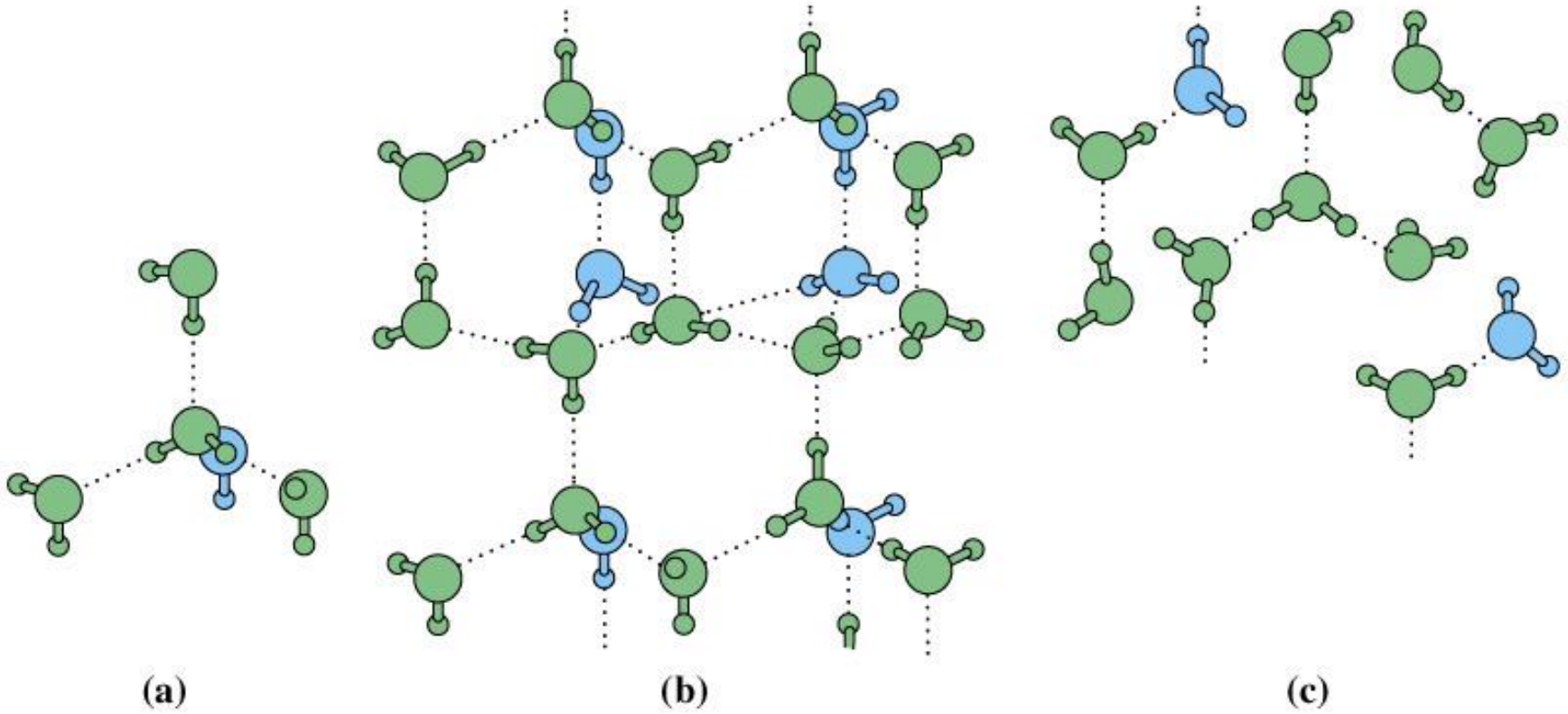
13-6 Hidrojen Bağı



HF(g)'de Hidrojen Bağları



Su'da Hidrojen Bağları



moleköl çevresinde

buzun kristal yapısı

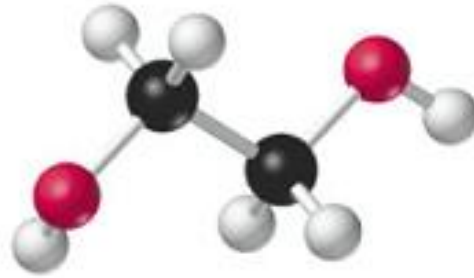
sıvı su

H-Bağının Etkilediği Diğer Özellikler



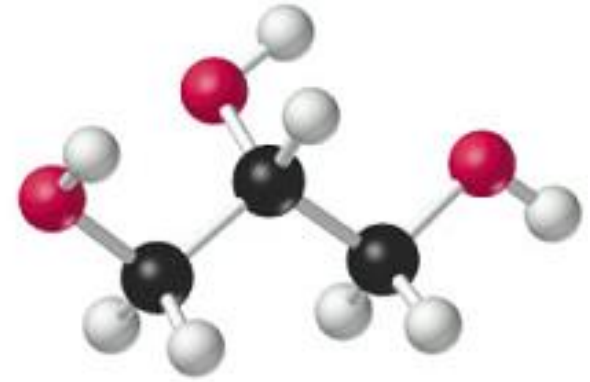
Etil alkol
(etanol)

20 °C de : 1.20 cP



Etilen glikol
(1,2-etandiol)

20 °C de : 19.9 cP



Gliserin
(1,2,3-propantriol)

20 °C de : 1490 cP