**KİM 202 TEMEL KİMYA 1**

KİM 202 dersi “Temel Üniversite Kimyası; E. Erdik ve Y. Sarıkaya, Gazi Kitabevi, 2014.(21. Baskı)” kitabından bire bir anlatılmaktadır.

Uygulama dersleri ise “Temel Üniversite Kimyası Soruların Çözümleri ve Yeni Sorular”; E. Erdik ve Y. Sarıkaya, Gazi Kitabevi, 2014.(10. Baskı)” kitabındaki sorulardan hazırlanmaktadır.

 Sınav soruları kitabın içindeki çözümlü sorular ve her konu sonundaki bulunan çözümleri yapılmış sorular esas alınarak hazırlanmaktadır.

**8. SIVILAR VE HAL DEĞİŞMELERİ**

8.1 Sıvı Hal

8.2 Buharlaşma

8.3 Sıvıların Buhar Basıncı

8.4 Kaynama Noktası

8.5 Buharlaşma Entalpisi

8.6 Donma Noktası (Erime Noktası)

**8.1 SIVI HAL**

Gazların soğutulup yoğunlaştırılmasıyla elde edilen sıvılar, molekülleri tümüyle gelişigüzel Brown hareketleri yapan gaz hali ile, en düzenli biçimde istiflenmiş katı hal arasında kalan bir özelliğe sahiptir. Özellikle yüksek sıcaklıklarda moleküllerin kinetik enerjileri moleküller arasındaki çekme kuvvetlerine üstün geldiğinden moleküller birbiri üzerinden hızla kayarak ötelenirler. Böylece, belli hacimleri olmayan sıvılar içinde bulundukları kabın şeklini alırlar.

Herhangi bir sıvınını akmaya karşı gösterdiği dirence **viskozluk**, viskozluğun tersine ise **akıcılık** adı verilir. Sıvıların akmaya karşı gösterdikleri direnç moleküllerin arasındaki çekim kuvvetinin, başka bir deyişle, temasta olan sıvı tabakaları arasındaki iç sürtünmenin bir ölçüsüdür. Mol kütlesi vee moleküllerin geometrik şekilleri de viskozluk üzerine önemli ölçüde etkir. Diğer taraftan basıncı yükselen bir sıvının vikozluğu da yükselir. Sıvı molekülleri arasında çekim kuvvetleri **kohezyon kuvvetleri**, sıvı molekülleri ile kap çeperleri arasındaki çekim kuvvetleri **adhezyon kuvvetleri** olarak bilinir.

Moleküllerarası çekim kuvvetlerinden kaynaklanan sıvıların diğer bir özelliği de **yüzey gerilimidir**. Sıvının ortasındaki molekül her yönden eşit ölçüde diğer moleküller tarafından çekilerek bir mekanik kuvvetler dengesi altında kalır. Sıvı yüzeyindeki moleküller ise, yalnızca sıvının içine doğru çekilerek sıvının yüzey alanını genişletmek isteyen kuvvetlere yenilir ve sıvı yüzeyi en küçük değerini almaya zorlanarak gerilir. Sıvıların yüzey gerilimi, kohezyon kuvvetleri azalacağından dolayı sıcaklık yükseldikçe düşer.

Gazlar **bastırılabilen akışkanlar** olduğu halde, sıvılar **bastırılamayan akışkanlardır.**

Sıvıların kimyadaki en önemli işlevleri çözücü olmalarıdır.

**8.2 BUHARLAŞMA**

Sıcaklık yükseldikçe yüksek kinetik enerjiye sahip sıvı moleküllerinden bazıları çevresindeki çekim kuvvetlerini yenerek sıvı fazdan buhar fazına geçerler. Verilen bir sıcaklıkta sıvının bir molünü buharlaştırmak için gerekli toplam enerji miktarına o sıvının **molar buharlaşma entalpisi (**veya **ısısı)** adı verilir ve ΔHb ile simgelenir. Örneğin su için

H2O(s) ⇔ H2O(g) ΔHb = +10,36 kcal mol-1 = +43,3 kj mol-1

olarak ölçülmüştür. Sisteme dışardan verilen ısının artı olarak işaretlenmesi kabul edilmiştir.

Sıvının sıcaklığı yükseltildiğinde buharlaşma hızı da yükselir. Çünkü moleküllerin ortalama kinetik enerjisi ve buhar fazına geçecek kadar ortama kinetik enerjiye sahip moleküllerin tolam moleküller içindeki kesri de artar.

**8.3 SIVILARIN BUHAR BASINCI**

Eğer buharlaştırma kapalı bir kapta yapılırsa , buharlaşan moleküller sıvıdan çok uzaklara gidemezler ve gelişigüzel yaptıkları Brown hareketleri sırasında bazıları sıvı faza geri dönerler. Bu geri dönme olayına yoğunlaşma denir. Böylece buharlaşma ve yoğunlaşma sırasında

H2O(s) ⇔ H2O(g)

dinamik dengesi kurulur. Dinamik dengenin koşulu, buharlaşma hızı ile yoğunlaşma hızının birbirine eşit olmasıdır. Denge konumunda , buhar fazının derişimi ve sıvı fazın miktarı da sabittir. Çünkü buharlrşrn moleküllerin sayısı yoğunlaşan moleküllerin sayısına eşittir.

Verilen bir sıcaklıkta sıvısı ile dengede olan buharın basıcına o sıvının **buhar basıncı** adı verilir. Buhar basıncı , moleküllerin sıcaklıkla artan kinetik enerjisine bağlıdır. Aynı koşullarda bulunan sistemlerin kütlelerinden bağımsız olan buhar basıncı şiddet özelliği taşımaktadır. Buhar basıncı yalnızca sıcaklıkla değişir. Bu değişimin doğrusal olduğunu göstermek için 1828 yılında August ampirik olarak

log p = - A/T + C

bağıntısı bulunmuştur.

**8.4 KAYNAMA NOKTASI**

 Bir sıvının buhar basıncının atmosfer basıncına eşit olduğu sıcaklığa o sınının **kaynama noktası (sıcaklığı),** **Tk** veya **Tb** adı verilir. Sabit basınç altında kaynayan bir sıvının sıcaklığı tüm sıvı buharlaşana dek sabit kalır. Açık bir kapta en büyük buhar basıcı atmosfer basıucına eşit olur. Bir sıvının 1 atm basınç altındaki kaynama noktasına **normal kaynama nokyası (sıcaklığı),** Tk veya Tb denir. Örneğin 0,950 atm’de 98,6oC’da kaynayan su, 1,05 atm’de 101,4oC da ve 0,695 atm de ise 90,1oC’da kaynar.

Sıvıların ısıtılarak buharlaştırılması ve buharın tekrar yoğunlaştırılması işlemine **damıtma (destilasyon)** denir ve sıvılar bu yolla saflaştırılırlar. Adi damıtma, vakum damıtması gibi damıtma yöntemleri vardır.

**8.5 BUHARLAŞMA ENTALPİSİ**

Verilen bir sıcaklıkta sıvının bir molünü buharlaştırmak için gerekli toplam enerji miktarına o sıvının **molar buharlaşma entalpisi (**veya **ısısı)** adı verilir.

Dengede bulunan buhar ve sıvı fazların sıcaklıkları aynı olduğundan bu fazlardaki moleküllerin ortalama kinetik enerjileri de aynıdır. Sıvı fazdaki moleküller aralarındaki çekme kuvvetleri ile birbirini tutarken, buhar fazındaki moleküller daha serbesttir. Bir sıvı buharlaştığı zaman moleküller arası bu çekme kuvvetlerini yenmek için bir miktar enerji gerekir. Verilen bu enerjiden dolayı buhar fazın enerjisi sıvı fazın enerjisinden daha büyüktür.

Genellikle, buharlrşma entalpileri büyük olan sıvıların molekülleri arasındaki çekme kuvvetleri de büyüktür. Frederick Trouton 1884 yılımda çok sayıda sıvının buharlaşma entalpisini normal kaynama sıcaklıklarına bölerek

ΔHb/Tb = 88 J K-1 mol-1 (= 21 cal K-1 mol-1)

Şeklinde kendi adıyla anılan Trouton kuralını bulmuştur. Apolar sıvılar için geçerli olan bu kural özellikle hidrojen bağlarının oluştuğu sıvılar için geçerli değildir.

Trouton kuralı ile ortaya çıkan, tersinir bir buharlaşmada ΔHb molar buharlaşma entalpinin Tb tersinir buharlaşma sıcaklığına oranı Molar buharlaşma entropisi olaral tanımlanır:

ΔHb/Tb = ΔSb

Sıcaklıkla moleküller arası çekme kuvvetleri azalacağından sıcaklık yükseldikçe buharlaşma entalpisi azalır. Diğer tarftan sıcaklıkla sıvı fazın düzensizliği de artarak gigide buhar fazına yaklaşır. Sıvı ile buhar arasındaki farkın ortadan kalktığı sıcaklık **kritik nokta** olarak tanımlanır: bu noktada buharlaşma entalpisi ΔHb = 0 ve buharlaşma entropisi ΔSb = 0 olur.

**8.6 DONMA NOKTASI (ERİME NOKTASI)**

Sıvı soğutulduğu zaman sıvı ve katının atmosfer basıncı altında dengede bulunduğu sıcaklığa **donma noktası (sıcaklığı), Td**  adı verilir. Sıvı ve katının 1 atm basınç altında dengede bulunduğu sıcaklığa ise **normal donma noktası (sıcaklığı), Td** denir. Donma sıcaklığı tüm sıvı donana kadar sabit kalır. Donma noktasındaki 1 mol sıvıyı katı hale getirmek için sistemden uzaklaştırılması gereken ısıya, **molar donma entalpisi (ısısı)** adı verilir ve ΔHd ile simgelenir. Kristal halindeki katılar ısıtıldığı zaman 1 atm basınç altında katı ve sıvının dengede bulunduğu sıcaklığa **normal erime noktası (sıcaklığı), Te** denir ki, bu sıcaklık normal donma sıcaklığı ile aynıdır. Erime noktasında 1 mol katıyı sıvı hale getirmek için sisteme verilmesi gereken ısıya **molar erime entalpisi (ısısı)** denir ve ΔHe ile simgelenir. ΔHe molar erime entalpisinin Te erime sıcaklığına oranı, **molar erime entropisi,** ΔSe olarak adlandırılır.

ΔSe = ΔHe/Te

ΔHd molar donma entalpisinin Td donma sıcaklığına oranı molar **donma entropisi,** ΔSd olarak tanımlanır.

ΔSd = ΔHd/Td

Erime sırasında moleküller daha gelişigüzel dağılarak birbirine yaklaşır ve hem hacim küçülür, hem de erime sırasında entropi artar.

**8.7 SORULAR VE YANITLARI**

**Soru:** Bir bileşiğin normal kaynama noktası 53oC ve bu noktadaki buharlaşma entalpisi 308 J g-1 dir. Trouton kuralını kullanarak bileşiğin mol kütlesini bulunuz.

Lb: gram başına buharlaşma entalpisi = Buh.ental./Molekül küt. (lb=ΔHb/M)

ΔHb /Tb = Mlb/Tb = 88 J mol-1 K-1

M = (308 J g-1)/326 K = 88 J mol-1 K-1

M = 93 g mol-1