

DENEY 1

BİR GAZIN HACMİ ÜZERİNE SICAKLIĞIN ETKİSİ

Teori

Boyle-Mariotte Kanunu

Robert Boyle ve Mariotte ideal gazlarla ilgili olarak yaptıkları çalışmalarda, sabit sıcaklıkta, belli bir miktar gazın basıncı ile hacminin ters orantılı olarak değiştiğini ispatlamıştır. Gazın basıncı P, hacmi de V ile gösterilirse, Boyle-Mariotte kanunu şu şekilde yazılabilir:

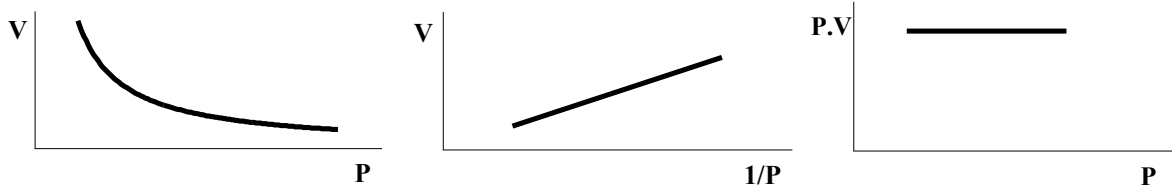
$$P.V = \text{sabit} \quad (\text{sabit sıcaklık}) \quad (1)$$

Gazın türü, miktarı ve deney sıcaklığı değişmeksizin hacim ve basıncı üzerinde gerçekleştirilen iki farklı durum için,

$$P_1.V_1 = P_2.V_2 = \text{sabit} \quad (2)$$

eşitliği yazılabilir.

Hacim apsise, basınç da ordinata yerleştirilirse, her bir sıcaklık için elde edilen eğri bir hiperbol olup buna bir *izoterm* (sabit sıcaklığa göre çizilen eğri) denir (Şekil 1).



Şekil 1. İdeal bir gazın izotermi

Charles-Gay-Lussac Kanunu

Charles yaptığı çalışmalarda sıcaklığın bir gazın hacmi üzerine etkisini incelemiş, daha sonra da Gay Lussac gazların ısıtıldıklarında genişlemelerinin kalitatif olarak incelemesini yapmıştır. Kısaca Charles kanunu, bütün gazların termik genişleme ve sıkışma katsayılarının $\alpha = 1 / 273.15$ olduğunu söyler. Yani, sabit basınçta bir gazın sıcaklığının $1\text{ }^{\circ}\text{C}$ artırılması gazın hacminde $1 / 273.15$ oranında bir artışa neden olur.

Gazın $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ 'deki hacmi V_0 , bir $t\text{ }^{\circ}\text{C}$ 'deki de V ise,

$$V = V_0 + \frac{1}{273.15} V_0 = V_0 \left(\frac{273.15 + t}{273.15} \right) \quad (3)$$

ya da genel olarak,

$$V = V_0 (1 + \alpha t) \quad (4)$$

şeklinde yazılabilir. Aynı şekilde gazın $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ 'deki basıncı P_0 , bir $t\text{ }^{\circ}\text{C}$ 'de P ise,

$$P = P_0 + \frac{1}{273.15} P_0 = P_0 \left(\frac{273.15 + t}{273.15} \right) \quad (5)$$

ve genel olarak,

$$P = P_0 (1 + \alpha t) \quad (6)$$

şeklinde yazılabilir.

$t = -273.15$ alınırsa $P = 0$ olur. Negatif basınç olmadığından, varılabilen en düşük sıcaklık $-273.15\text{ }^{\circ}\text{C}$ 'dir ve buna *mutlak sıfır* denir.

$T = (273.15 + t)\text{ }^{\circ}\text{K}$ ve $T_0 = 273.15\text{ }^{\circ}\text{K}$ büyüklüğünde olup, mutlak sıcaklık olarak alındığında son eşitlik:

$$\frac{V}{V_0} = \frac{T}{T_0} \quad (7)$$

ya da herhangi bir sıcaklık için,

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1} \quad (8)$$

olur. Bu eşitliklere göre sabit basınçta belirli bir miktar gaz hacminin sıcaklıkla doğru orantılı olarak değiştiği görülebilir. Bu genel eşitlik,

$$V = k.T \quad (\text{sabit basınç}) \quad (9)$$

olarak verilir ve *Charles-Gay-Lussac kanunu* olarak bilinir.

Belirli bir hacim gaz için her basınca k sabitinin ayrı bir değeri karşılık geldiğinden her basınç için ayrı bir doğru elde edilir ve bunlara *izobar* denir.

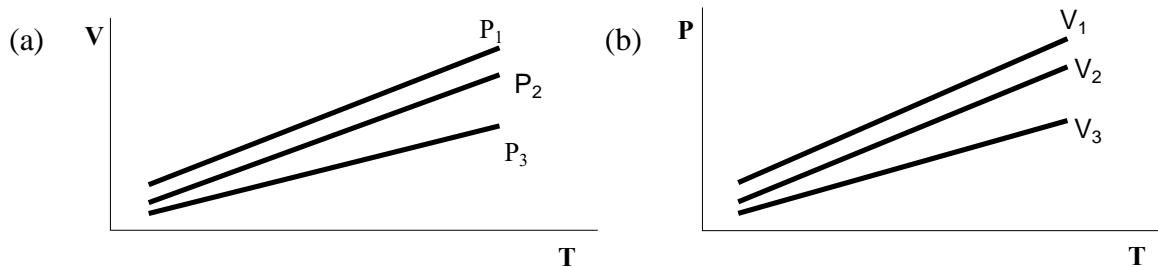
Aynı şekilde, sabit hacimde belli kütledeki bir gazın basıncı mutlak sıcaklıkla doğru orantılıdır.

$$P = k.T \quad (\text{sabit hacim}) \quad (10)$$

Bu şekilde elde edilen doğrulara da *izokor* denir.

$$P = P_0 + P_0 . \alpha . t \quad (11)$$

şeklinde yazılabilir ve bu doğrunun sıcaklığı kestiği nokta -273.15 değerini verir.



Şekil 2. İdeal bir gazın (a) izobarları, (b) izokorları

Deneyin yapılışı

Gerekli Alet ve Kimyasal Maddeler

Bir ucu kapalı ve içinde makine yağı bulunan tüp, cetvel, termometre.

Yöntem

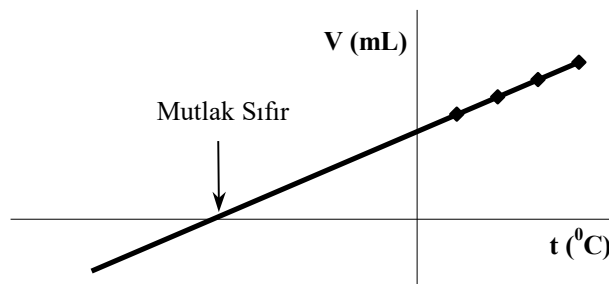
1. İnce cam borudan makine yağı konularak ucu kapalı dereceli bir tüp içerisine bir miktar hava alınır (Şekil 3).

2. Kalın cam boruya değişik sıcaklıklarda su konularak yağ seviyesindeki değişimler cetvelle kaydedilir ve gazın V hacmi ölçülür. A sıvı seviyesi B tüpü içindeki ile aynı hizaya getirildikten sonra hacim okunur.

3. Okunan hacim değerleri ile mutlak sıcaklık arasındaki oranlar altı değişik sıcaklık için hesaplanır.

Sonuç

1. Sıcaklıklar ile okunan hacimler arasında bir grafik çizilir ve elde edilen doğrunun sıcaklık eksenini kestiği nokta bulunur. Bu nokta mutlak sıfır noktasıdır.



2. Elde edilen değerlere göre (12) denklemini kullanılarak herhangi iki sıcaklık için hacimdeki yüzde değişme hesaplanır.

$$\% \text{ Değişme} = \frac{\text{Gazın hacmindeki fark}}{\text{İlk hacim}} \times 100 \quad (12)$$

3. Deney sonuçlarına göre aşağıdaki tablo doldurulur.

Gözlem numaraları	1	2	3	4	5	6
Hava kolonunun uzunluğu (V)						
Sıcaklık (° C)						
V / T						

DENEY 2

SIVILARIN YÜZEY GERİLİMİNİN ÖLÇÜLMESİ

Teori

Sıvıları gazlardan ayıran en önemli özellik yüzey gerilimidir. Bir gazla bir sıvının ya da birbirleriyle karışmayan iki sıvının temas yüzeyleri gerilmiş esnek bir yaya benzer. Bu gerilim sıvının serbest yüzeyine ait ise buna *yüzey gerilimi*; iki sıvının sınır yüzeyine ait ise *arayüzey (yüzeyler arası) gerilimi* denir.

Sıvı içerisinde bulunan bir molekül kendini çevreleyen diğer moleküllerin etkisinde bulunduğundan bu moleküle uygulanan kuvvetlerin bileşkesi simetriden dolayı sıfırdır. Ama sıvının yüzeyindeki bir molekül için, buhar fazında olan birim hacmindeki molekül sayısı sıvı fazdakinden çok daha az olduğundan sıvı yüzeyinde denklemlenmiş kuvvet alanları bulunur. Böylece molekül sıvının içine doğru çekilir ve sıvının yüzeyi en küçük değerini alacak şekilde gergin bir zar halini alır. Sıvı yüzeyi küçük yüzeyli (küresel) bir biçim almaya çalışır. İşte bu özelliğe *yüzey gerilimi* denir. Yüzey gerilimi γ ile gösterilir ve yüzeyi 1 cm uzatmak için gerekli olan dyn cinsinden kuvvet veya yüzeyi 1 cm² genişletmek için gerekli olan erg cinsinden enerji olarak tanımlanır. Suyun 20 °C'deki yüzey gerilimi 72.9 dyn.cm⁻¹ veya 72.9 x 10⁻³ N.m⁻¹'dir.

Yüzey geriliminin birimi CGS birim sisteminde dyn.cm⁻¹ ve SI birim sisteminde newton.m⁻¹ (N.m⁻¹)'dir. Yüzey enerjisi boyut bakımından 1 cm uzunluğa düşen kuvvet ile gösterilen gerilime eşdeğerdir.

$$\text{erg.cm}^{-2} = \frac{\text{dyn} \times \text{cm}}{\text{cm}^2} = \text{dyn.cm}^{-1}$$

İki Sıvı Arasındaki Yüzey Gerilimi

Birbiriyle karışmayan veya tamamen karışan iki sıvının temas yüzeyindeki gerilime *arayüzey (yüzeyler arası) gerilim* denir. Teorik olarak yüzey gerilimini tayin etmek için kullanılan yöntemler arayüzey gerilimini tayin etmek için de kullanılabilir. Fakat pratikte

bu yöntemlerin tümü sıvıların gazlara göre çok daha yüksek olan viskoziteleri ve diğer bazı faktörler nedeniyle arayüzey gerilimini ölçmeye pek uygun değildir.

Saf halde bulunan iki sıvının birbirlerine temasıyla ölçülen arayüzey gerilimi zamanla, sıvıların birbiri içinde çözünmesi nedeniyle değişir. Bu değişme, sıvılar karşılıklı olarak birbirleriyle doyuncaya kadar devam eder. Eğer kararlı bir arayüzey gerilimi ölçülmesi istenirse ölçme yapılmadan önce sıvıların karıştırılıp uzun süre bekletilmesiyle doymanın sağlanması gerekir.

A ve B gibi iki saf sıvının karıştırılmasıyla elde edilen arayüzey gerilimi γ_{AB} , her iki sıvının yüzey gerilimi değerlerinin (γ_A ve γ_B) arasındadır. Bazen her iki sıvınınkinden de daha küçüktür. Her iki sıvı birbiri içinde doymuş ise bunların arayüzey gerilimi, her iki sıvının ölçülen yüzey gerilimleri arasındaki farka eşittir.

$$\gamma_{AB} = \gamma_A - \gamma_B \quad (13)$$

Halka Yöntemi ile Yüzey Geriliminin Ölçülmesi

Bu yöntem ile yüzey ve arayüzey gerilimi ölçülebilir. Yöntem Noüy Tansiyometresi ile yapılır. Sabit temas açısının korunması için sıvıya daldırılan platin halkalar ya alevde tutularak ya da kuvvetli bir aside daldırılarak temizlenir. Şekil 4'den görüldüğü gibi platin halkalar üzerinde oluşan kuvvet fiziksel niteliği bilinen bir metalik telin gerilmesi ya da bükülmesi izlenerek ölçülebilir. Koparma kuvveti ile yüzey ya da iki farklı sıvı arasında ortaya çıkan arayüzey gerilim kuvveti arasındaki ilişki (14) eşitliğiyle verilir:

$$\gamma = \frac{\beta \cdot F}{4 \cdot \pi \cdot R} \quad (14)$$

Eşitlikte, F; halkayı koparma kuvveti, R; sıvı halkanın ortalama yarıçapı, β ise düzeltme faktörüdür. Bu faktörün değeri halkanın büyüklüğüne ve sıvının yoğunluğuna bağlıdır.

Şekil 4. Halka yöntemiyle yüzey ve arayüzey geriliminin ölçülmesi

Eğer bu yöntem Şekil 4'deki gibi iki sıvı fazına uygulanırsa saptanan γ değeri arayüzey gerilimidir. Aksi durumda tek sıvıda ölçüm yapılıyorsa γ yüzey gerilimidir.

Damla Sayımı Yöntemi ile Yüzey Geriliminin Ölçülmesi

Burada esas, belli bir hacme karşılık olan sıvının damla sayısını saymaktır. İki işaret noktası ile işaretlenmiş bir tüpün (stalagmometre) (Şekil 5) bu iki işaret noktası arasındaki V hacmine karşılık olan suyun damla sayısı n_0 , sıvının n ; suyun yoğunluğu ve yüzey gerilimi d_0 ve γ_0 ; sıvının d ve γ ; su ve likid damlalarının kütleleri m ve m_0 ; yerçekimi ivmesi de g ise şu eşitlikler yazılabilir:

$$m_0 \cdot g = \frac{V}{n_0} d_0 g = 2 \pi r \gamma_0 \quad (15)$$

$$m \cdot g = \frac{V}{n} d g = 2 \pi r \gamma \quad (16)$$

Bu iki bağıttan (17) ve (18) eşitlikleri elde edilir. k , tüp için bir sabittir.

$$\gamma = \gamma_0 \frac{n_0}{d_0} \frac{d}{n}$$

$$\gamma = k \frac{d}{n} \quad \text{ve} \quad k = \gamma_0 \frac{n_0}{d_0} \quad (18)$$

Şekil 5. Bir stalagmometre

Denevin yapılışı

A. Halka Koparma Yöntemi ile Bir Sıvının Yüzey Geriliminin Ölçülmesi

Gerekli Alet ve Kimyasal Maddeler

Noüy Tansiyometresi, termostat, benzen, saf su.

Yöntem

Ölçmeye başlamadan önce dikkat edilecek hususlar şunlardır:

1. Yapılan ölçmelerin doğru olabilmesi için platin halka ve numune kabı son derece temiz olmalıdır. Bunun için halka her ölçmeden önce mavi bunsen alevinde kızdırılır. Numune kabı kromik asitle temizlenir, destile su ile uzun süre kaynatılır ve kullanılmadan önce etüvde kurutulur.

2. Halkanın her ölçmeden önce yapılması gereken temizliği yanında geometrik şeklinin bozulmamasına ve ölçme sırasında bütün kısımlarının sıvı yüzeyine aynı anda ve eşit kuvvetlerle temas etmesine dikkat edilmelidir. Bunun için halka tamamen yatay olmalıdır, cihaz buna göre ayarlanmalıdır.

3. Cihazın ayarı uzun zaman kullanıldıktan sonra değişebilir. Tekrar ayarlamak için taze hazırlanmış bidistile (iki defa destillenmiş) su kullanılır. Bidistile suyun 18 °C'deki yüzey gerilimi 72.9 dyn.cm⁻¹'dir. Eğer ölçülen değer teorik değerinin altında ise kullanılan su veya cihazın su ile temas eden kısımları yeteri kadar temiz değil demektir. Eğer böyle bir durum yoksa cihaz ayar vidası yardımıyla doğru değere göre ayarlanır veya teorik değer ile ölçülen değer arasındaki oran düzeltme faktörü olarak kullanılır.

Ölçmenin Yapılışı

1. Numune kabına benzen konulur ve sabit sıcaklık banyosuna yerleştirilir. Daha sonra, sabit sıcaklık banyosu devirli termostata bağlanır ve çevresinden 20 °C'de su geçirilir.

2. Numune termal dengeye varıncaya kadar yandaki vida yardımıyla halka, yüzeyin yaklaşık 5 mm altında bulununcaya kadar yukarı kaldırılır. Üst yüzeyin oluşması için sıvı bir süre hareketsiz bırakılır. Sonra halka sıvının tam üst yüzeyinde bulunana kadar, yani ışıklı çizgi aletin sol tarafında bulunan skala üzerinde sıfır durumunu gösterinceye kadar numune kabı yavaşça aşağı indirilir.

3. Ölçme yapılması için vida hafifçe döndürülerek platin halkanın yukarı doğru kalkması sağlanır. Fakat yüzey gerilim kuvvetleri halkanın yüzeyden ayrılmasına engel olacağından halka çevresinde bir sıvı film meydana gelir. Bu sırada ışıklı çizgi sıfır durumundan yukarı doğru hareket etmiştir.

4. Bu çizgi tekrar sıfır durumuna gelene kadar numune kabı aşağı indirilir. Vida yardımıyla halkanın yukarı kaldırılmasına ve ışıklı çizgi tekrar sıfır durumuna gelineye kadar numune kabının indirilmesine, halka üzerinde oluşan sıvı filmi kopuncaya kadar devam edilir.

5. Filmin koptuğu, ışıklı çizginin sıfır durumunda yukarı doğru sıçramasından kolayca fark edilebilir.

6. Film koptuğu anda halka üzerine etki eden kuvvet, yüzey gerilim kuvvetine eşittir ve cihazın skalasından doğrudan doğruya dyn.cm^{-1} olarak okunur. Bulunan değerler kaydedilir ve ölçme iki kere daha tekrarlanır.

7. Bundan sonra yüzey gerilimi, 30 °C ve 40 °C'deki benzen için aynı şekilde ölçülür.

Sonuç

1. Benzenin 20 °C, 30 °C ve 40 °C'deki yoğunlukları çizelgelerden bulunarak $\gamma (M / d)^{2/3}$ değerleri hesaplanır.

2. Bu değerler ile sıcaklık arasında grafik çizilir ve elde edilen doğrunun eğiminden (k) Eötvös sabiti bulunur.

B. Halka Koparma Yöntemi ile Arayüzey Geriliminin Ölçülmesi

Gerekli Alet ve Kimyasal Maddeler

Noüy Tansiyometresi, benzen, kloroform, hekzan.

Yöntem

1. Bu denemede su ile benzen, su ile hekzan ve su ile kloroform arasındaki iç yüzey gerilimleri tansiyometre ile ölçülecektir. Tansiyometre ile iç yüzey geriliminin ölçülmesi üst yüzey geriliminin ölçülmesinde olduğu gibi yapılır.

2. Numune kabı ve platin halka iyice temizlendikten sonra yoğunluğu fazla olan sıvı numune kabına konulur.

3. Numune kabı sabit sıcaklık banyosuna yerleştirilir ve devirli termostata bağlanır. Termostat 20°C'ye ayarlanır.

4. Sistem 20 °C'lik termal dengeye varınca platin halka sıvı yüzeyinin 5 mm kadar altında olacak şekilde numune kabı yukarıya kaldırılır.

5. Yoğunluğu az olan ikinci sıvı birinci sıvının üzerine katılır ve iç yüzeyin meydana gelebilmesi için bir süre beklenir. Daha sonra vida hafifçe döndürülerek platin halka yukarı kaldırılır ve ışıklı çizgi tekrar sıfır durumuna gelene kadar numune kabı aşağıya indirilir. Bu işleme ışıklı çizgi sıfır durumundan yukarı sıçrayana kadar devam edilir. Bu anda skala üzerinde okunan değer dyn.cm^{-1} cinsinden iç yüzey gerilimini verir.

6. Ölçmeden sonra halka iki sıvı arasındaki iç yüzeyi delerek ikinci sıvıya geçmişse ölçümü tekrarlamak için numune kabını boşaltmak ve halka ile beraber yeniden temizlemek gerekir. Fakat halkanın üst kısmına konan engel, halka üzerine etki eden kuvvet yüzey gerilim kuvvetini yendikten sonra, onun ikinci sıvı ile temas etmesini önlediğinden bu uzun işlemler tekrarlanmaz . O zaman ölçmeyi tekrarlamak için numune kabının biraz yukarı kaldırılması ve vidanın bir miktar geriye doğru çevrilmesi yetecektir.

Sonuç

Su-benzen, su-hekzan ve su-kloroform arasındaki yüzey gerilimleri ölçüldükten sonra; suyun, benzenin, hekzanın ve kloroformun üst yüzey gerilimleri cetvellerden bulunur. Daha sonra, (13) eşitliği ile iç yüzey gerilimleri hesaplanır. Bulunan değerler deney sonuçlarıyla karşılaştırılır.

C. Damla Sayımı Yöntemi ile Bir Sıvının Yüzey Geriliminin Ölçülmesi

Gerekli Alet ve Kimyasal Maddeler

Pipet, erlen, etil alkol, saf su.

Yöntem

1. Bir pipete belli bir miktar saf su alınır. Damla damla akmaya bırakılır. Suyun damla sayısı (n_0) sayılır.
2. Pipete bu sefer de aynı miktarda % 96'lık etil alkol alınır. Damla sayısı (n) sayılır.

Sonuç

Bulunan değerler, (17) eşitliğinde yerine konularak alkolün yüzey gerilimi hesaplanır. Saf su için $\gamma_0 = 72.9 \text{ dyn.cm}^{-1}$ 'dir.

DENEY 3

SEYRELME VE NÖTRALLEŞME ISILARININ TAYİNİ

Teori

Seyrelme Isısının Tayini

Bir maddenin diğer bir madde içerisinde çözünmesi sonucu çözelti sistemi ısı absorplar ya da yayar. Bir mol maddenin, konsantrasyonu belli bir çözelti vermek için yeteri miktarda çözücüde çözünmesiyle açığa çıkan ısıya *integral çözünme ısı* denir. Çözünen maddenin bir molünün integral ısı, verilen belirli sıcaklık ve basınçta çözeltideki çözücünün miktarına bağımlı olarak değişim göstermektedir.

Eğer bir çözeltide, n_A ile n_B ; A ve B maddelerinin mol sayısı, H_A^0 ile H_B^0 ; saf A ve B maddelerinin ısı içeriği ve H; karışımın toplam ısı içeriği ise aynı sıcaklık ve basınçta bu iki madde karıştırıldığında artan ısı içeriği ΔH şöyle verilir:

$$\Delta H = H - (n_A \cdot H_A^0) - (n_B \cdot H_B^0) \quad (19)$$

Bu integral çözünme ısıdır. Buna göre,

$$\overline{\Delta H}_A = H_A - H_A^0 \quad (20)$$

$$\overline{\Delta H}_B = H_B - H_B^0 \quad (21)$$

H_A^0 ve H_B^0 iki saf maddenin molar entalpileridir. Sonuç olarak, (19), (20) ve (21) denklemlerinden yararlanılarak aşağıdaki bağıntı elde edilir:

$$\Delta H = n_A \cdot \overline{\Delta H}_A + n_B \cdot \overline{\Delta H}_B \quad (22)$$

ΔH_A ve ΔH_B ; diferansiyel molar çözünme ısılarıdır. Herhangi bir çözeltinin ilk ve son hali arasındaki integral ısıları farkı, seyrelmesindeki ısı içeriğini verir. Bu o maddenin *integral seyrelme ısıdır*. *Diferansiyel seyrelme ısı* ise, iki farklı konsantrasyon arasındaki ΔH farkıdır. Eğer daha fazla çözücü ilavesi bir ısı değişmesine neden olmazsa seyreltik çözelti elde edilmiş olur ve (aq) sembolü kullanılır. Kısaca iki çözünme ısıları arasındaki ısı farkı integral seyrelme ısını verir.

Nötralleşme Isısının Tayini

Bir mol asidin bir mol bazla nötralleşmesinde açığa çıkan ısıya *nötralleşme ısı* denir. Kuvvetli asitlerle kuvvetli bazların seyreltik çözeltileri oda sıcaklığında nötralleştiğinde, 1 mol suyun oluşumuna neden olan nötralleşme ısı temel olarak sabit olup kuvvetli asit ile kuvvetli bazın türüne bağlı değildir. Nötralleşme ısı diğer bir tanımla 25 °C sıcaklıkta seyreltik ortamda aşağıdaki reaksiyon uyarınca 1 mol suyun oluşum entalpi olarak da verilebilir.



Nötralleşme ısının sabitliği kuvvetli asit + zayıf baz, kuvvetli baz + zayıf asit veya zayıf asit + zayıf baz durumunda geçerli değildir. Örneğin; HCN'nin kuvvetli bir bazla nötralleşmesini inceleyelim:



Bu işlem iki aşamada olur:



$$x + (-13\,360) = -2\,460 \quad \Delta H_1^0 = +10\,900 \text{ cal}$$

ΔH_1^0 ; HCN'in iyonlaşma ısısıdır. Bunun sonucunda suda çözülmüş zayıf asit olan HCN moleküllerinin iyonlarına ayrılabilmesi için çevreden sisteme 10.9 kcal/mol büyüklüğünde enerji vermesi gerektiği söylenebilir. İyonlaşma enerjisi her zayıf asidin iyonlaşma denge sabitine, diğer bir anlatımla zayıf asidin asitlik sabitinin büyüklüğüne bağlı olarak değişir. Asitlik sabitinin büyüklüğü arttıkça, zayıf asidin iyonlaşma denge sabiti de artacağından suda iyonlaşması için gerekli olan ΔH_1^0 'de küçülecek ve bunun sonucu olarak da nötralleşme entalpisi artacaktır. Benzer durum kuvvetli asitler ile zayıf bazların nötralleşmesinde de geçerlidir. Zayıf asitler ile zayıf bazların nötralleşme entalpileri çok daha düşük değerlere sahiptir. Çünkü, su moleküllerinin oluşumuyla sonuçlanacak nötralleşme reaksiyonunun sistemden çevreye verilen (-) işaretli entalpisinin büyük kısmı bir taraftan zayıf asidin diğer taraftan ise zayıf bazın iyonlaşmasına harcanacaktır.

Nötralleşme ısıları *kalorimetre* veya *dewar kabı* kullanılarak tayin edilir. Kalorimetreler dıştan iyice izole edilmiş kaplar olup, belli miktarda su, bir termometre ve bir karıştırıcı içerirler.

Bir kalorimetre kullanılarak nötralleşme ısısının tayin edilebilmesi için kalorimetrenin su cinsinden değerinin belirlenmesi gerekir. Bu işlem ise dolaylı ve dolaysız yöntem olmak üzere iki şekilde yapılır.

Dolaysız yöntemde, bütün parçalar ayrı ayrı tartılır, bulunan ağırlıklar spesifik ısıları ile çarpılıp toplam alınır. Bu yöntem pek hassas değildir.

Dolaylı yöntem ise birçok şekilde yapılabilir. Örneğin; t_1 sıcaklığında m gram su içeren kalorimetreye t_3 sıcaklığında m_1 gram su ilave edildiğinde ve denge sıcaklığı t_2 alındığında, ısı alışveriş prensibine göre kalorimetrenin su cinsinden değeri hesaplanabilir.

Denevin yapılışı

A. Seyrelme Isısının Tayini

Gerekli Alet ve Kimyasal Maddeler

Beher, termometre, deney tüpü, tahta maşa, kronometre, pipet, H₂SO₄.

Yöntem

Beherin su cinsinden değerinin bulunması

1. Behere bir ölçü kabından 25 mL su konur. 5 dakika süre ile her dakikada bir sıcaklığı ölçülür.
2. Bir deney tüpüne 10 mL su konur ve yaklaşık 50 °C'ye kadar ısıtılır. Sıcaklığı tam olarak kaydedilir.
3. Altıncı dakikada tüp içerisindeki sıcak su behere dökülerek karıştırılır. Yedinci dakikadan itibaren 5 dakika boyunca her dakikada bir sıcaklık okunur.
4. Elde edilen sonuçlar grafiğe geçirilerek iki sıvının karışma anındaki sıcaklık değişimleri bulunur.

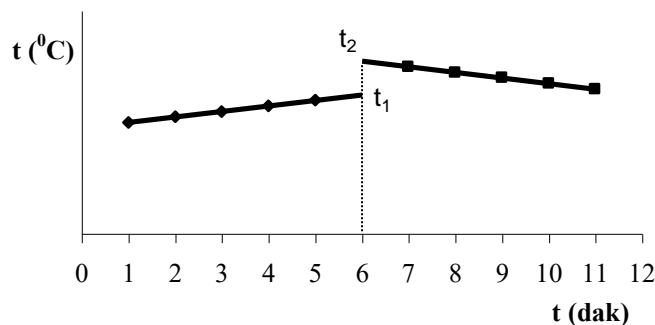
Sülfat asidinin seyrelme ısısının bulunması

1. Su cinsinden değeri tayin edilen behere 25 mL su konur. 5 dakika boyunca her dakikada bir sıcaklığı okunur.
2. Altıncı dakikada behere yoğunluğu 1.84 g/mL olan % 98.5'lük H₂SO₄'den 0.5 mL ilave edilir ve karıştırılır.
3. Yedinci dakikadan itibaren 5 dakika boyunca her dakikada bir sıcaklık okunur.
4. Onikinci dakikada tekrar behere 0.5 mL H₂SO₄ ilave edilir ve karıştırılır.
5. Onüçüncü dakikadan itibaren 5 dakika boyunca dakikada bir sıcaklıklar okunur.

Sonuç

Beherin su cinsinden değerinin bulunması

1. Deney yapılarak elde edilen sıcaklık değerleri çizilen sıcaklık-zaman grafiğinde yerine konularak karışma anındaki (6. dakika) sıcaklık değişimleri bulunur.



2. İlk beş ve son beş dakika için elde edilen iki doğru uzatılarak 6. dakikayı kestiği noktalar bulunur. Bu değerler bize t_1 ve t_2 değerlerini verir.

3. Bu değerler (23) eşitliği ile verilen formülde yerine konularak beherin su cinsinden değeri bulunur.

$$w = \frac{m_2 (t_3 - t_2)}{t_2 - t_1} - m_1 \quad (23)$$

w : Beherin su cinsinden değeri (g)

m_1 : Beherdeki suyun ağırlığı (g)

m_2 : Deney tüpü içerisindeki sıcak suyun ağırlığı (g)

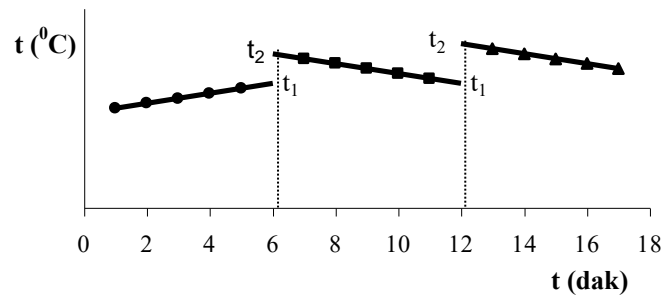
t_1 : Karışma anındaki (6. dakika) suyun ilk sıcaklığı ($^{\circ}\text{C}$)

t_2 : Karışma anındaki (6. dakika) suyun son sıcaklığı ($^{\circ}\text{C}$)

t_3 : Deney tüpü içerisindeki sıcak suyun sıcaklığı ($^{\circ}\text{C}$)

Sülfat asidinin seyrelme ısısının bulunması

1. Deney tamamlandıktan sonra elde edilen sıcaklık değerleri çizilen sıcaklık-zaman grafiğinde yerine konularak karışma anındaki (6. ve 12. dakika) sıcaklık değişimleri bulunur. Her beş dakika için elde edilen doğrular uzatılarak 6.ve 12. dakikayı kestiği noktalar bulunur. Böylece hem 6. hem de 12. dakika için ayrı ayrı t_1 ve t_2 değerleri elde edilir.



2. Bulunan bu t_1 ve t_2 değerleri aşağıda verilen (24) nolu eşitlikte yerine konularak hem 6. hem de 12. dakika için ayrı ayrı sülfat asidinin seyrelme ısıları hesaplanır.

$$(w + m_1)(t_2 - t_1) = \frac{q \cdot v \cdot d \cdot (0.985)}{M} \quad (24)$$

w : Beherin su cinsinden değeri (g)

t_1 : Karışma anındaki ilk sıcaklık ($^{\circ}\text{C}$)

t_2 : Karışma anındaki son sıcaklık ($^{\circ}\text{C}$)

q : Seyrelme ısısı (cal / g . mol)

v : İlave edilen H_2SO_4 'ün hacmi (mL)

d : H_2SO_4 'ün yoğunluğu (g / mL)

M : H_2SO_4 'ün molekül ağırlığı (g / mol)

$$(w + 25)(t_2 - t_1) = \frac{(q)(0.5)(1.84)(0.985)}{98}$$

$$q = \frac{(w + 25) \cdot (t_2 - t_1) \cdot 98}{0.5 \cdot 1.84 \cdot 0.985}$$

$$q = 108.14 (w + 25) (t_2 - t_1)$$

İlave edilen her 0.5 mL H_2SO_4 için seyrelme ısısı hesaplanır.

B. Nötralleşme Isısının Tayini

Gerekli Alet ve Kimyasal Maddeler

Kalorimetre kabı veya beher (kalorimetre kabı yoksa), mezür, termometre, kronometre, NaOH, HCl.

Yöntem

Beherin su cinsinden değerinin bulunması

Sülfat asidinin seyrelme ısısının tayini deneyinde olduğu gibi yapılarak bulunur ve hesaplanır.

Nötralleşme ısısının bulunması

1. Beherlerden birine normalitesi bilinmeyen 25 mL HCl, diğerine ise normalitesi bilinmeyen 25 mL NaOH konur.

2. Her biri için aynı anda 5 dakika boyunca her dakikada bir sıcaklık ölçülür. (Termometre bir çözülden diğerine batırılırken yıkanıp kurulmalıdır.)

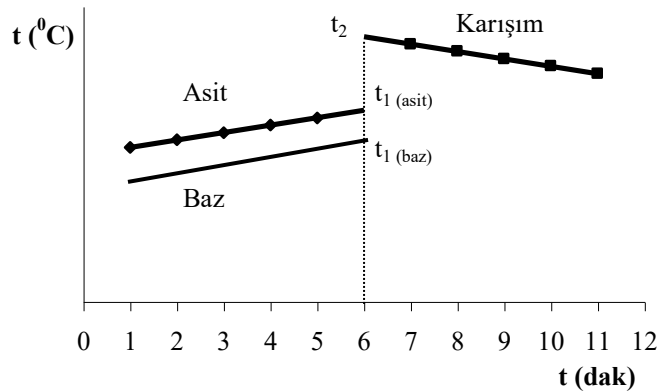
3. Altıncı dakikada iki çözelti birbiriyle karıştırılır. (Karıştırma su cinsinden değeri bulunmuş beherde yapılmalıdır.)

4. Yedinci dakikadan itibaren tekrar 5 dakika için her dakikada bir sıcaklıklar okunur.

Sonuç

1. Deney sonunda elde edilen sıcaklık değerleri, çizilen sıcaklık-zaman grafiğinde yerine konur.

2. İlk ve son 5 dakika için çizilen doğrular karışma anına (6. dakika) uzatılarak bu anı kestiği noktalar (t_1 ve t_2 değerleri) bulunur.



3. Bu değerler (25), (26) ve (27) denklemlerinde yerlerine konularak nötralleşme ısı hesaplanır.

$$\Delta t_A = t_2 - t_1(\text{asit}) \quad (25)$$

$$\Delta t_B = t_2 - t_1(\text{baz}) \quad (26)$$

$$50 \Delta t_A + (50 + w) \Delta t_B = q \quad (27)$$

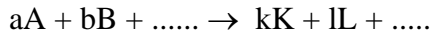
Burada bulunan ısı 50 mL çözelti içindir. Bir litre çözelti için ısı miktarı hesaplanır. Kuvvetli asit ve bazların nötralleşme ısıları $Q = -13\,360$ cal olduğuna göre elimizdeki asit ve bazın normaliteleri (28) denkleminde hesaplanabilir.

$$q \frac{1000}{50 \cdot n} = Q \quad (28)$$

DENEY 4

REAKSİYON ISISININ TAYİNİ

Teori



şeklindeki bir reaksiyon düşünürsek, burada ilk sistemin son sisteme dönüşmesi ısı alışverişi ile olur. Buna *reaksiyon ısı* denir. Isı farklı sıcaklıklardaki sistemler veya maddeler arasında iletilen enerjidir. Birbirleriyle temas eden farklı sıcaklıklardaki sistem veya maddeler arasındaki enerji farkına *ısı* denir. Eğer sistemden çevreye ısı yayılıyorsa böyle bir işleme *ekzotermik işlem* denir. Ekzotermik bir reaksiyonda reaksiyona giren maddelerin sıcaklığı yükselir. Reaksiyon ısısının işareti (-)'dir. Çevreden ısı alan işlemlere ise *endotermik işlemler* denir. Endotermik bir reaksiyon için reaksiyona giren, daha yüksek sıcaklıkta olan bir çevreden ısı almalıdır. Aksi halde reaksiyon gerçekleşmez. Endotermik bir reaksiyonun ısı (+) işareti ile verilir.

Reaksiyon ısıları sabit basınçta ya da sabit hacimde alınır. Sabit basınçtaki reaksiyon ısı ΔH ; sabit hacimdeki de ΔE ile gösterilir. Ekzotermik reaksiyonlarda ΔH (veya ΔE) negatif, endotermik reaksiyonlarda ise pozitiftir.

Reaksiyon ısılarından elde edilen sonuçlar daima 1 mol grama göre alınır. Isı miktarı kilo kalori (kcal), kalori (cal) veya joule (j) olarak belirtilir. Reaksiyona katılan maddelerin halinin (katı, sıvı, gaz, ...) bilinmesi ve reaksiyonda sembollerinin yanına yazılması gerekir. Buna göre, örneğin sıvı veya katılardan ibaret olan reaksiyonlarda hacim değişimleri ihmal edilir.

Reaksiyona giren ve çıkan maddelerin standart halde bulunmaları halinde hal değişimine *standart hal değişimi* ya da *standart reaksiyon ısı* denir. Standart halde sıcaklık 25 °C (298 °K) ve basınç 1 atm'dir.

Sabit sıcaklıkta, sıcaklık değişimi olmadan yürüyen olaylara *izoterm*, sonsuz küçük etkilerle yön değiştirebilen olaylara *tersinir olaylar* denir. Gerçek olaylar geriye dönüşüzdür, yani *tersinmez*'dir. Sabit sıcaklıktaki bir ortamda yürüyen olaylar ise *monoterm*'dir.

Deneyin yapılışı

Gerekli Alet ve Kimyasal Maddeler

Erlen, mezür, termometre, NaOH, 0.25 M HCl, 0.5 M HCl, 0.5 M NaOH.

Yöntem

1. Reaksiyonun reaksiyon ısısının tayini

a) 250 mL'lik bir erlen temizlenir, kurutulur ve tartılır.

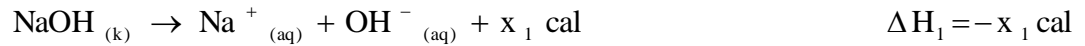
b) Erlene 100 mL soğuk musluk suyu konur. Bir termometre ile sabit sıcaklığa (oda sıcaklığına) erişinceye kadar karıştırılır. Bu sıcaklık okunur.

c) 1 g NaOH, 0.01 g hassasiyetle tartılır. NaOH açık havada hemen nemleneceğinden tartma işlemi dikkatli yapılmalı ve tartımdan hemen sonra NaOH bekletilmeden kullanılmalıdır.

d) Tartılmış 1 g NaOH erlendeki suyun içerisine boşaltılır ve tamamen çözünene kadar karıştırılır. Termometre ile erişilen son sıcaklık okunur.

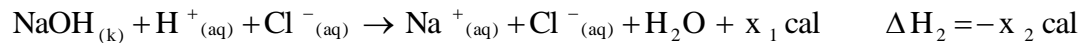
e) Erlen boşaltılıp iyice yıkanır.

Burada katı NaOH suda, iyonlarına ayrışarak çözünür.



2. Reaksiyonun reaksiyon ısısının tayini

Birinci deneyin a, b, c, d, e basamakları aynen tekrarlanır. Fakat b adımındaki 100 mL musluk suyu yerine 100 mL 0.25 M HCl çözeltisi kullanılır. Burada katı NaOH, HCl'in sulu çözeltisi ile reaksiyona girer, su ve sulu sodyum klorür çözeltileri oluşur.



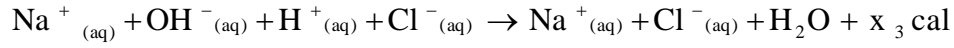
3. Reaksiyonun reaksiyon ısısının tayini

a) 250 mL'lik erlene 50 mL 0.5 M HCl ve 250 mL'lik diğer bir erlene de 50 mL 0.5 M NaOH çözeltileri konur. Her iki çözeltinin sıcaklıkları bir termometre yardımıyla

termal dengeye varana kadar okunur. Termometre bir çözeltilerden çıkarılıp diğerine daldırılmadan önce yıkanarak kurutulmalıdır. Sıcaklıklar okunduktan sonra kaydedilir.

b) NaOH çözeltisi diğer erlenindeki HCl çözeltisine ilave edilir. Hızlıca karıştırılıp erişilen en yüksek sıcaklık kaydedilir.

Burada NaOH'in sulu çözeltisi HCl'ün sulu çözeltisi ile reaksiyona girer; su ve NaCl'ün sulu çözeltisi meydana gelir.



$$\Delta H_3 = -x_3 \text{ cal}$$

Sonuç

1. Her bir reaksiyon için aşağıdakiler hesaplanır.

a- Sıcaklıktaki değişme (Δt)

b- Çözeltinin absorpladığı ısı miktarı

$$q_{\text{çözelti}} = m_{\text{çözelti}} \cdot c_{\text{çözelti}} \cdot \Delta t \quad (29)$$

$d_{\text{su}} = 1 \text{ g/mL}$ ve $c_{\text{çözelti}} = 1 \text{ cal}$ olarak alınacaktır.

c- Erlenin absorpladığı ısı miktarı

$$q_{\text{cam}} = m_{\text{cam}} \cdot c_{\text{cam}} \cdot \Delta t \quad (30)$$

$$c_{\text{cam}} = 0.2 \text{ cal}$$

d) Absorplanan toplam ısı miktarı

$$q_{\text{toplam}} = q_{\text{çözelti}} + q_{\text{cam}} \quad (31)$$

e) Her bir reaksiyonda kullanılan NaOH'in mol sayıları

İlk iki reaksiyon için; $n = m / M_A$ denkleminde bulunur.

Üçüncü reaksiyon için; $M_1 \cdot V_1 + M_2 \cdot V_2 = M_3 \cdot V_3$ denkleminde karışımın molaritesi bulunur. Daha sonra $M = n / V$ formülünden mol sayısı hesaplanır.

f) NaOH'in her molü başına yayılan toplam ısı miktarı

2. Bulunan sonuçlar ΔH_1 , ΔH_2 ve ΔH_3 reaksiyon ısıları olarak ifade edilir.

3. ΔH_2 'nin doğru olduğu kabul edilerek, $\Delta H_1 + \Delta H_3$ 'ün ΔH_2 'den % kaç farklı olduğu hesaplanır.

$$\% \text{Hata} = \frac{(\Delta H_1 + \Delta H_3) - \Delta H_2}{\Delta H_2} \times 100 \quad (32)$$

DENEY 5

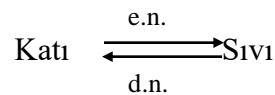
RAST YÖNTEMİ İLE MOLEKÜL AĞIRLIĞI TAYİNİ

Teori

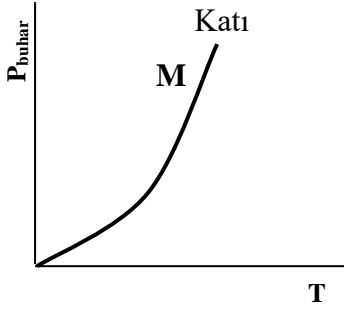
Erime, bir maddenin katı halden sıvı hale dönüşümü olarak bilinir. Katı bir maddenin erime noktası (e.n.) ise, bir atmosfer basınç altında katının sıvı hale dönüşmeye başladığı sıcaklık olarak tanımlanır.

Bir katı kristalde moleküller düzenli bir şekilde dizilmişlerdir ve elektrostatik çekim kuvvetleri ile bir arada tutulurlar. Kristal ısıtıldığı zaman moleküllerin kinetik enerjisi artar ve daha büyük frekansta titreşirler. Sonuçta belirli bir sıcaklıkta, molekülleri bir arada tutan kuvvetler yenilir ve kristal bozulur, yani katı erir. Kristalin eridiği bu sıcaklık o katı için karakteristiktir. Ancak, erime noktası bir bileşiği tanımda tek başına yeterli değildir. Çünkü aynı erime noktasına sahip birden çok madde bulunabilir. Kristal örgüsü içinde bir yabancı molekülün bulunması kristalin düzgün yapısını bozar ve örgüsünü zayıflatır. Bu nedenle, saf olmayan bir bileşiğin erime noktası daima saf bileşiğin erime noktasından daha düşüktür. Aynı zamanda, kesin bir erime sıcaklığı yerine bir erime sıcaklığı aralığı gösterirler. Safsızlık artıkça erime noktası düşer ve erime aralığı genişler.

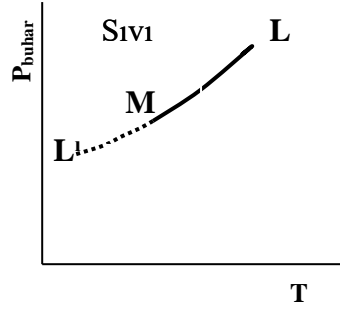
Erime olayının tersi, yani bir sıvının katı hale dönüşümü *donma* olarak bilinir. Donma noktası (d.n.) bir atmosfer basınç altında sıvı ve katının bir arada bulunabildiği sıcaklık olarak tanımlanabilir. Saf maddeler için erime ve donma noktaları birbirinin aynıdır ve bu durum aşağıdaki şekilde gösterilebilir.



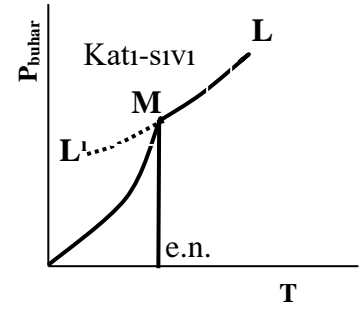
Erime noktasının sabit ve kesin olmasının nedeni aşağıdaki grafiklerden kolaylıkla anlaşılabilir. Şekil 6, bir katının buhar basıncı eğrisini, Şekil 7 ise aynı maddenin sıvı haldeki buhar basıncı eğrisini göstermektedir. Belirli bir sıcaklıkta hangi olayın vuku bulacağını saptayabilmek için Şekil 6 ve Şekil 7'deki eğriler, Şekil 8'deki eğriyi verecek



Şekil 6



Şekil 7



Şekil 8

şekilde birbirlerinin üzerine yerleştirilirler. Sıcaklık arttıkça buhar basıncının artış hızı, katılarda sıvılara göre daha büyük olduğundan iki eğri kesişecektir. Kesişme noktasında (M noktası) ve sadece bu sıcaklıkta katı ve sıvı bir arada bulunacaktır ki bu da saf maddelerin erime ve donma noktalarının aynı olduğunu gösterir.

Deneysel olarak gözlenen erime noktası bazı etkenlere bağlı olarak değişiklik gösterir. Bunlar; örnek büyüklüğü, örneğin kapilere doldurulması ve ısıtma hızıdır. Bu üç etken erime noktasının gerçek değerlerden farklı gözlenmesine neden olur. Çünkü, ısıtma banyosundan örneğe ısı transferinde farklılık olur. Erime noktasına yaklaşıldığında ısıtma çok hızlı olursa örnek ile ısıtma banyosu arasında termal denge kurulamaz ve erime noktası gerçek değerinden çok daha yüksek bir değer alır. Isıtma hızı, özellikle erime noktası yakınlarında dakikada 1-2 °C artacak şekilde ayarlanmalıdır. Erime noktasına bakılacak örnek kuru olmalı ve iyice toz haline getirilmelidir. Kapiler içine konulacak örnek de termometrenin civa haznesinin yüksekliğini geçmemelidir.

Isıtma banyosu olarak kullanılan sıvılar, kaynama noktası yüksek ve kararlı olan sıvılardır. Örneğin; gliserol, parafin yağı, silikon gibi.

Erime noktası tayin cihazlarında kullanılabilen bazı banyo sıvılarının önemlileri şunlardır:

1- *Derişik Sülfürik Asit*: Der. H₂SO₄, banyo sıvısı olarak erime noktası tayininde çok kullanılan bir maddedir ve genellikle 250 - 280 °C'ye kadar kullanılabilir.

2- *Parafin*: Yaklaşık 220 °C'ye kadar kullanılabilen sıvı parafin, yanıcı ve aşındırıcı olmaması nedeni ile uygun bir banyo sıvısıdır. Ancak 220 °C üzerinde bozunmaya başlar.

3- *Pamuk Yağı ve Hint Yağı Karışımı*: Eşit miktarlarda pamuk yağı ve Hint yağı içeren bir karışıma oksitlenmeyi önlemek amacı ile % 1 oranında hidrokinon katılarak kullanılabilir. Bu karışım 250 °C'ye kadar kullanılabilir.

4- *Silikon Yağı*: En iyi banyo sıvısı silikon yağlarıdır. Bozunmaksızın uzun süre kullanılabilen ancak oldukça pahalı olan bu yağlar genellikle elektrikle ısıtılan erime noktası tayin cihazlarında kullanılır.

Saf bir katı, bir çözücüde çözüldüğünde, çözünen ve çözücünün miktar ve ilişkilerine bağlı olarak çözeltideki birçok fiziksel özellik değişir. Bu özelliklere *koligatif özellikler* denir. Koligatif özellikler; buhar basıncı düşmesi, donma noktası alçalması (Kriyoskopi), kaynama noktası yükselmesi (Ebülyoskopi) ve osmotik basınçtır.

Rast yöntemiyle molekül ağırlığı tayininin esası kriyoskopik yöntemeye dayanır. Çözücü olarak katılar kullanılır. İdeal olarak, tüm uçucu ve elektrolit olmayan maddelerin bir molü aynı koligatif etkiyi yapar. Elektrolit olmayan seyreltik bir çözeltinin donma noktası alçalması, çözeltinin konsantrasyonu ve çözünenin mol tartısı ile doğru orantılıdır.

$$\Delta T_d = K_d \cdot m \quad (33)$$

$$\Delta T_d = T_0 - T \quad (34)$$

$$\Delta T_d = 1000 \cdot K_d \cdot \frac{g}{G} \cdot \frac{1}{M} \quad (35)$$

$$K_d = \frac{R \cdot T_0^2}{1000 \cdot \lambda_e} \quad (36)$$

ΔT_d : Donma noktası alçalması (°C)

K_d : Molal donma noktası alçalması sabiti (kg .mol⁻¹. derece)

T_0 : Saf çözücünün donma alçalması (°C)

T : Çözeltinin donma noktası (°C)

m : Molalite (mol / çözücü . kg)

g : Madde miktarı (g)

G : Çözücü miktarı (g)

M : Molekül ağırlığı (g / mol)

λ_e : Gizli erime ısısı (cal / gr)

R : 1,987 cal / K . mol

Tablo 1. Bazı çözücülerin molal donma noktası sabitleri

Çözücü	Donma Noktası (°C)	K_d (kg.mol ⁻¹ .derece)
Su	0.0	1.86
Benzen	5.5	5.12
Asetik asit	16.7	3.90
Fenol	43.0	7.27
Sikloheksanol	25.0	3.77
Naftalin	30.2	6.90
Kafur	178.0	37.70

Deneyin Yapılışı

Gerekli Alet ve Kimyasal Maddeler

Erime noktası tayin cihazı (Thiele aygıtı), naftalin, benzoik asit.

Yöntem

İnce toz haline getirilmiş naftalin kapiler boruya doldurulur. Kapiler boru, termometrenin civa haznesine bir lastik yardımıyla bağlanır. Lastiğin ısıtma banyosunun içine girmemesine dikkat edilmelidir. Termometre Şekil 9'daki ısıtma banyosuna daldırılır. Isıtma erime sıcaklığının 30 °C altına kadar hızlı yapılabilir. Sonra sıcaklık dakikada 2 °C'yi geçmeyecek şekilde yan kolon altından yavaş yavaş ısıtılır. Maddenin erimeye başladığı ve tamamının eridiği sıcaklıklar kaydedilip bunların ortalaması alınır. Bu işlem birbirine yakın en az üç sonuç alınmaya kadar tekrarlanır. Aynı işlem; aşağıda verilen naftalin ve benzoik asitten oluşan karışımlar için tekrarlanır.

- a-) 10 g naftalinde 1 g benzoik asit
- b-) 10 g naftalinde 2 g benzoik asit
- c-) 10 g naftalinde 4 g benzoik asit

Şekil 10. Kapilerlerin yerleştirilmesi

Şekil 9. Thiele aygıtı

Sonuç

Bulunan sonuçların her biri naftalinin erime noktasından çıkartılır ve bulunan Δt değerleri apsise yerleştirilir. Her bir numune için molalite (m) hesaplanır ve ordinata yerleştirilerek bir grafik çizilir.

Bütün noktalardan eşit uzaklıkta geçecek şekilde bir doğru çizilir. Çizilen doğrunun eğimi ($\text{tg } \theta$) naftalinin molal donma noktası alçalması ile çarpılarak benzoik asidin molekül ağırlığı bulunur. Bulunan bu değer benzoik asidin teorik molekül ağırlığı ile karşılaştırılarak % Hata hesaplanır.

$$\boxed{(\text{tg } \theta) = \text{Eğim} = \frac{M}{K_d}} \quad (37)$$

$$\% \text{ Hata} = \frac{\text{Deneysel Hesaplanan}}{\text{Teorik Hesaplanan}} \times 100 \quad (38)$$

DENEY 6

SAF BİR MADDENİN ERİME-DONMA NOKTASININ VE GİZLİ ERİME ISISININ TAYİNİ

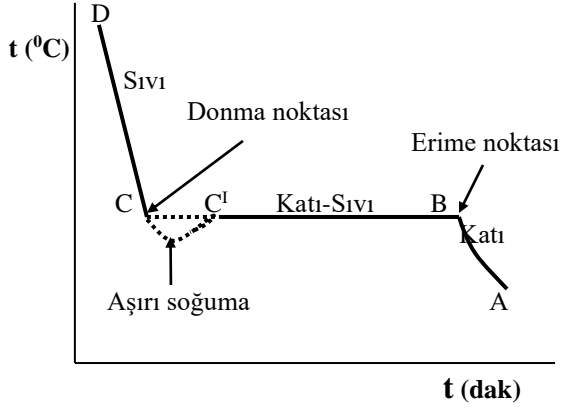
Teori

Katı bir maddenin sıcaklığı arttırıldığında, moleküller arasındaki kohezyon kuvvetleri yavaş yavaş azalır. Bir sıcaklıktan sonra termik hareket çekme kuvvetini yener ve maddede fiziksel bir değişim görülür. Bu fizik hal değişmesi maddenin amorf ya da kristalin oluşuna göre değişik hal gösterir. Amorf hallerde maddenin katı halden sıvı hale geçişi belli bir sıcaklıkta olmaz. Sıcaklık arttıkça madde giderek yumuşar ve belirsiz bir sıcaklıkta sıvı hale geçer. Oysa kristalin saf bir maddenin sıcaklığı arttırılacak olursa, belirli bir sıcaklıkta madde erimeye başlar. Bu sıcaklığa *erime noktası* denir. Bütün saf madde eriyinceye kadar katı ve sıvı fazlar beraber bulunurlar ve bu süre içinde sıcaklık sabit kalır. Ancak bundan sonra sıcaklık yükselmeye başlar. O halde kristalin maddelerin belli basınçta erime noktaları vardır.

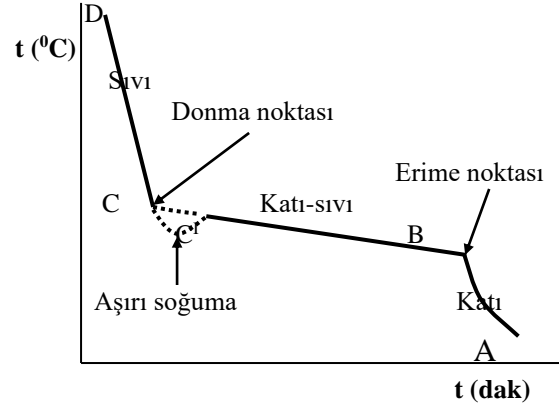
Sıvı hale getirilmiş saf bir madde yavaş yavaş soğutulduğu zaman, belli bir basınç altında, belli bir sıcaklıkta katılaşmaya başlar. Bu noktaya *donma noktası* denir. Bu nokta katı ve sıvı fazların dengede bulunduğu sıcaklıktır. Katı ve sıvı fazların buhar basınçları birbirine eşittir. Dış basıncın bir atmosfere eşit olduğu durumdaki donma noktasına *normal donma noktası* denir.

Bazı hallerde, donma noktasının altına düşüldüğü halde donma başlamayabilir. Buna *donmada gecikme veya aşırı soğuma* denir. Bu aşırı soğuma hali kararsız bir haldir. Küçük bir kristalin katılması birden kararlı hale dönüşü sağlar. Bu aşırılık hali sadece sıvı halden katı hale geçerken görülebilir.

Şekil 11'de saf bir maddenin soğuma yada ısınma eğrisi verilmiştir. Zaman ile sıcaklık arasında çizilen soğuma eğrisi; saf bir madde için uzun ve tamamen yatay bir bükülme gösterir. Pratikte en saf maddelerde bile eser miktarda yabancı madde bulunduğundan, sıvının katı hale geçmeye başladığı sıcaklık birbirinden biraz farklıdır ve aradaki fark maddenin saflığı hakkında bir fikir verebilir. Eğer, madde saf olmayıp yabancı madde içerirse, her zaman başlangıç noktasından sonra, sıvı - katı fazlar beraber bulunduğu



Şekil 11. Saf bir maddenin soğuma ya da ısınma eğrisi



Şekil 12. Saf olmayan bir maddenin soğuma ya da ısınma eğrisi

sırada saf maddeninkinin tersine sıcaklık düşmeye devam eder (Şekil 12). O zaman erime ve donma sıcaklıklarını grafikten bulmak için, sıvının soğuma eğrisi üzerinde, cetvelle alçak ve yüksek sıcaklıklardan çizilen doğrular yatay bükülmeyi kesinceye dek uzatılır. Erime ve donma noktaları, yatay doğrultu ile bu iki doğrunun kesim noktaları olan sıcaklıklardır.

Bir gram katının erimesi için gerekli olan ısı miktarına *erime ısısı* denir. Erime ısısı maddeye ve sıcaklığa bağlıdır. Bir gram sıvı donduğunda da erime ısısı kadar ısı verir. Katı bir maddenin *gizli erime ısısı*, o maddenin belirli sıcaklık ve miktardaki eriyiğinin belirli hacimdeki suya vermiş olduğu ısı ölçülerek hesaplanır.

Deneyin Yapılışı

Gerekli Alet ve Kimyasal Maddeler

Nikel kroze, termometre, kronometre, beher, deney tüpü, naftalin, mantar (amyant)

Yöntem

1. Beherin su cinsinden değerinin bulunması

Behere bir ölçü kabından 25 mL su konularak karıştırılır. 5 dakika için her dakikada bir sıcaklığı ölçülüp kaydedilir. Bir deney tüpü içine 10 mL su konur ve yaklaşık 50 °C'ye kadar ısıtılır. Sıcaklığı hassas olarak kaydedilir. 6. dakikada tüp içerisindeki sıcak

su behere dökülür ve 7. dakikadan itibaren 5 dakika için tekrar her dakikada bir sıcaklık okunur. Grafik yöntemiyle iki sıvının karışma anındaki sıcaklık yükselmesi bulunur.

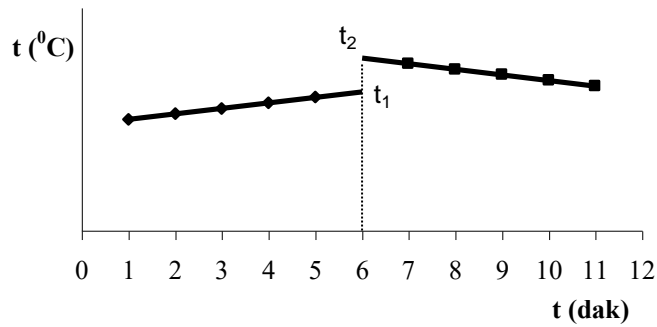
2. Bir miktar naftalin (5 g) nikel kroze içinde yavaş yavaş eritilir. Kroze yalıtkan bir yüzey (amyant, mantar vb.) üzerine konur ve her dakikada bir sıcaklığı okunur. Madde sürekli olarak karıştırılır. Sıcaklık 40 °C'ye düşünceye dek sıcaklığı okumaya devam edilir. Zamanla krozenin kenarından içeriye doğru billurlaşma başlar. Çok az sıvı kaldığı zaman bile, bütün kütle katılaşıncaya kadar karıştırılmaya devam edilir. Ancak bundan sonra, termometre krozenin ortasında meydana gelen delikte bırakılabilir.

3. Gizli erime ısısının bulunması

Behere bir ölçü kabından 50 mL su konularak karıştırılır ve 5 dakika için her dakikada bir sıcaklığı ölçülüp kaydedilir. 6. dakikada, erime noktasının biraz üzerindeki bir sıcaklığa kadar (85-88 °C) ısıtılmış 5 g naftalin su içine dökülür. Termometre ile kuvvetlice karıştırılır. Katı naftalinin su yüzeyi üzerinde bir tabaka meydana getirmemesi gerekir. Sürekli olarak karıştırılarak 7. dakikadan itibaren 10 dakika için her dakikada bir sıcaklık okunur. Kroze içinde kalan naftalin tartılarak beher içine dökülen madde miktarı hesaplanır.

Sonuç

1. Zaman yatay eksene, sıcaklıkları düşey eksene yerleştirerek bir grafik çizilir. Grafik üzerinde, 6. dakikada y eksenine çizilen paralelin yatay doğruları kestiği noktalardan düzeltilmiş t_2 ve t_1 sıcaklıkları bulunur.



Grafikten okunan değerler aşağıdaki formülde yerine konur ve beherin su cinsinden değeri bulunur.

$$(w + m_1)(t_2 - t_1) = m_2(t_3 - t_2) \quad (23)$$

w : Beherin su cinsinden değeri (g)

m₁ : Beherdeki suyun ağırlığı (g)

m₂ : Deney tüpü içindeki sıcak suyun ağırlığı (g)

t₁ : Karışma anındaki ilk sıcaklık (°C)

t₂ : Karışma anındaki son sıcaklık (°C)

t₃ : Deney tüpü içindeki sıcak suyun sıcaklığı (°C)

2. Beherin su cinsinden değerinin hesaplanmasında olduğu gibi zaman apsise, sıcaklık ordinata yerleştirilerek grafik çizilir. Grafikten düzeltilmiş t₅ ve t₄ sıcaklıkları bulunduktan sonra (39) eşitliğinden yararlanarak naftalinin gizli erime ısısı hesaplanır.

$$\lambda_e = \frac{(m_3 + w)(t_5 - t_4) - m_4 S(t - t_5)}{m_4} \quad (39)$$

m₃ : Beherdeki suyun ağırlığı (g)

m₄ : Saf maddenin ağırlığı (g)

w : Beherin su cinsinden değeri (g)

t : Sıvı haldeki saf maddenin sıcaklığı (°C)

t₄ : Suyun ilk sıcaklığı (°C)

t₅ : Suyun son sıcaklığı (°C)

λ_e : Saf maddenin gizli erime ısısı (cal / g)

S : Öz (spesifik) ısısı (cal / g °C)(naftalin için 0,30'dur.)

DENEY 7

SUBUHARI DESTİLASYONU İLE MOLEKÜL AĞIRLIĞI TAYİNİ

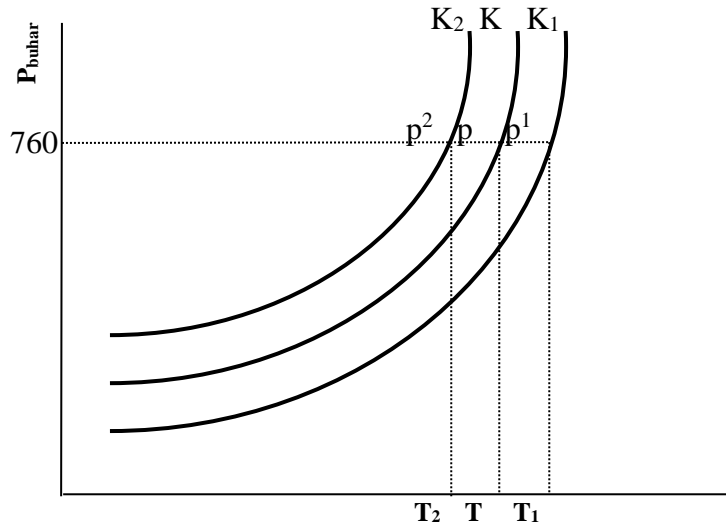
Teori

Subuhari destilasyonu, az uçucu ve suda çözünmeyen ya da çok az çözünen maddelerin uçucu olmayan maddelerden ayrılmasında veya saflaştırılmasında kullanılan bir tekniktir. Bu yöntem ile yüksek kaynama noktasına sahip birçok madde nispeten daha düşük sıcaklıklarda destillenebilir. Subuhari ile reaksiyon vermeyen, kaynama noktaları 100 °C'nin yukarısında olan ve kaynama noktasında veya daha düşük sıcaklıklarda bozulan maddeler için subuhari destilasyonu yöntemi özellikle önemlidir. Subuhari destilasyonuna genellikle,

1. Bazı reaksiyonlarda oluşan vizkoz, koyu renkli ve reçinemsî ürünlerden asıl reaksiyon ürününü ayırmak için,
2. Bir maddeyi bazı anorganik tuzların çözünmüş halde bulunduğu sulu karışımlardan ayırmak için,
3. Diğer yöntemlerle (örneğin; ekstraksiyon gibi) yapılan ayırmalarda zorluklarla karşılaşıldığı bazı durumlar için,
4. Bir madde karışımında subuhari ile destillenemeyen diğer maddelerden, subuhari ile destillenebilen bir maddeyi ayırmak için,
5. Subuhari ile destillenebilen bazı yan ürünlerin ve reaksiyona girmeyen reaktiflerin uzaklaştırılarak reaksiyon ürününün temizlenmesi için başvurulur.

Saf Sıvıların Kaynama Noktaları

Saf bir sıvı, havası boşaltılmış kapalı bir kap içine konduğu zaman belli bir basınca erişinceye dek buharlaşır. Buharlaşma miktarı sadece sıcaklığa bağlıdır. Bu basınç, o sıcaklıkta sıvı ile dengede olan buhar tarafından oluşturulur ve o sıcaklıktaki sıvının buhar basıncıdır. Sıcaklık arttıkça, buhar basıncı da artar. Saf bir sıvının tipik buhar basıncı-sıcaklık eğrisi Şekil 13'de görülmektedir.



Şekil 13. Saf bir sıvının buhar basıncı-sıcaklık eğrisi

T sıcaklığında buhar basıncı 760 mmHg'ya ulaşır ve A kaynamaya başlar. Bu sıcaklık A'nın normal kaynama noktasıdır. Buhar basıncı 760 mmHg'ya ulaşmadan önce bozunmayan her sıvının kendi karakteristik kaynama noktası vardır. Bir bileşiğin kaynama noktası; kütlesine ve moleküller arasındaki çekim kuvvetlerine bağlıdır. Bir homolog seride molekül ağırlığı arttıkça kaynama noktası da artar.

Ayrıca aynı molekül ağırlığına sahip sıvılardan polar olanlar, polar olmayan sıvılardan daha yüksek sıcaklıklarda kaynar. Ayrıca, H-bağı yapabilen polar bileşikler, H-bağı yapmayan polar bileşiklerden daha yüksek kaynama noktasına sahiptirler.

Erime noktası nasıl katıların tanınmasında bir fiziksel özellik ise, kaynama noktası da sıvılar için karakteristik bir özelliktir. Ancak, kaynama noktası basınca büyük oranda bağlı olduğu için saflık hakkında erime noktası kadar güvenilir değildir.

Çözeltilerin Kaynama Noktası

Çözeltilerin normal kaynama noktası ise, çözeltinin toplam buhar basıncının 760 mmHg'ya eşit olduğu sıcaklıktır. Bir çözeltide çözünen maddenin çözücünün kaynama noktası üzerine etkisi, çözünen maddenin yapısına bağlıdır. Eğer çözünen, çözücünden daha az uçucu ise, verilen bir sıcaklıkta çözeltinin buhar basıncı, saf çözücünün toplam buhar basıncından daha düşüktür. Şekil 13'de K₁ eğrisi böyle bir durumu göstermektedir. Çözeltinin buhar basıncı T₁ sıcaklığına gelmeden 760 mmHg'ya ulaşmaz. Sonuç olarak, az

uçucu çözünen çözeltilerin kaynama noktasını yükseltir. Örneğin, tuz ve şekerin sudaki çözeltileri bu tip çözeltilerdendir.

Öte yandan, çözünen madde, çözücüden daha uçucu ise, çözeltilerin toplam buhar basıncı saf çözücünün buhar basıncından daha yüksek olur. K_2 eğrisi bu durumu göstermektedir. Çözeltinin buhar basıncı, T_2 sıcaklığında 760 mmHg'ya erişeceği için çözeltinin kaynama noktası saf çözücüye göre düşer. Buna örnek olarak da aseton-su sistemi verilebilir.

Gaz kanunlarına göre, bir gaz karışımındaki her bir bileşenin molekül sayısı, o sıcaklıktaki o bileşenin kısmi basıncı ile doğru orantılıdır. Dolayısıyla A ve H_2O sıvılarını içeren bir karışımın kısmi buhar basınçları P_A ve P_{H_2O} ile gösterilirse, X_A ve X_{H_2O} ; bu bileşenlerin buhar fazındaki mol kesirleri olmak üzere,

$$P_A = X_A \cdot P_T \quad (40)$$

$$P_{H_2O} = X_{H_2O} \cdot P_T \quad (41)$$

yazılabilir, ki burada P_T karışımın toplam basıncıdır ve Dalton kanununa göre de,

$$P_T = P_A + P_{H_2O} \quad (42)$$

olduğuna göre, (40), (41) ve (42) eşitliklerinden,

$$\frac{P_A}{P_{H_2O}} = \frac{X_A}{X_{H_2O}} \quad (43)$$

eşitliği elde edilir.

n_A ve n_{H_2O} , A ve H_2O bileşenlerinin belirli bir buhar hacmindeki mol sayıları olmak üzere,

$$X_A = \frac{n_A}{n_A + n_{H_2O}} \quad (44)$$

$$X_{H_2O} = \frac{n_{H_2O}}{n_A + n_{H_2O}} \quad (45)$$

eşitlikleri yazılabilir. Buradan,

$$\frac{P_A}{P_{H_2O}} = \frac{n_A / (n_A + n_{H_2O})}{n_{H_2O} / (n_A + n_{H_2O})} = \frac{n_A}{n_{H_2O}} \quad (46)$$

eşitliği elde edilir.

A ve H₂O maddelerinin belirli hacimde bulunan buhar karışımındaki miktarları, gram cinsinden olmak üzere W_A ve W_{H₂O} ile ve molekül ağırlıkları M_A ve M_{H₂O} ile gösterilirse,

$$n_A = \frac{W_A}{M_A} \quad (47)$$

ve

$$n_{H_2O} = \frac{W_{H_2O}}{M_{H_2O}} \quad (48)$$

eşitlikleri yazılabilir. Buradan,

$$\frac{P_A}{P_{H_2O}} = \frac{n_A}{n_{H_2O}} = \frac{W_A / M_A}{W_{H_2O} / M_{H_2O}} \quad (49)$$

dolayısıyla,

$$\frac{P_A}{P_{H_2O}} = \frac{n_A}{n_{H_2O}} = \frac{W_A \cdot M_{H_2O}}{W_{H_2O} \cdot M_A} \quad (50)$$

eşitliği bulunur. Buna göre buharın bileşimi,

$$\frac{W_A}{W_{H_2O}} = \frac{M_A \cdot P_A}{M_{H_2O} \cdot P_{H_2O}} \quad (51)$$

eşitliği ile verilir. Bu eşitlikteki W_A ve W_{H_2O} aşağıdaki gibi ifade edilir:

$$W_A = d_A \cdot V_A \quad (52)$$

$$W_{H_2O} = d_{H_2O} \cdot V_{H_2O} \quad (53)$$

d_A : A maddesinin yoğunluğu

d_{H_2O} : H_2O maddesinin yoğunluğu

V_A : A maddesinin destilattaki hacmi

V_{H_2O} : H_2O maddesinin destilattaki hacmi

Bu W_A ve W_{H_2O} değerleri (51) eşitliğinde yerine konulursa aşağıdaki eşitlik elde edilir.

$$\boxed{M_A = \frac{P_{H_2O} \cdot M_{H_2O} \cdot V_A \cdot d_A}{P_A \cdot V_{H_2O} \cdot d_{H_2O}}} \quad (54)$$

Birbirinde çözünmeyen iki sıvı karışımının destilasyonunda kaynama noktasındaki buhar fazı bileşimi ile destilat bileşimi aynı olduğuna göre, yukarıdaki eşitlikten şu önemli sonuçlar çıkarılmaktadır. Destilattaki sıvının ağırlıkça bağlı miktarları,

- a) İki sıvının destilasyon sıcaklığındaki kısmi buhar basıncı ile doğru orantılıdır.
- b) İki sıvının molekül ağırlığı ile doğru orantılıdır.

Bu gerçekler su buharı destilasyonunun temelini oluşturmaktadır. Bileşenlerden birisi su ve diğeri destillenecek organik madde olmak koşulu ile, birbirinde çözünmeyen iki bileşenden oluşan bir ikili sistemin destilasyonu (subuharı destilasyonu) birçok organik bileşiğin ayrılmasına ve saflaştırılmasına olanak sağlar.

Deneyin Yapılışı

Gerekli Alet ve Kimyasal Maddeler

1 L'lik bir balon, 500 mL'lik destillasyon balonu, soğutucu, termometre, mezür, toluen, kaynama taşı.

Yöntem

İçine kaynama taşı konulmuş 1 L'lik balonun yarısına kadar su konur. İçine kaynama taşı konulmuş 500 mL'lik ikinci bir balona da 50 mL su ve su ile karışmayan bir organik sıvı (örneğin; 30 mL toluen) konulur ve birinci balon ile Şekil 14'de görüldüğü gibi birleştirilir. Termometre ikinci balonun soğutucuya bağlanan çıkışının tam ağzına gelecek şekilde yerleştirilir. Soğutucuya ters akım kuralına göre su verilir.

Tüm hazırlıklar bittikten sonra her iki balon ısıtılır. Kaynama başladığında, ikinci balondaki buharlaştırma yalnızca birinci balondan gelen su buharı ile yapılır. Bunun için ikinci balon altındaki bunsen beki söndürülür. İkinci balondan soğutucuya gelen su ve toluen buharlarının karışımı yoğunlaşarak mezüre damlamaya başlar. Mezüre ilk damla düştüğünde sıcaklık termometreden okunur ve bundan sonra her dakikada bir sıcaklıklar kaydedilir. Bu işleme mezürde 100 mL destilat toplanıncaya kadar devam edilir.

Şekil 14. Su buharı destilasyonu düzeneği

Sonuç

Destilasyon işlemi bittikten sonra okunan sıcaklıkların aritmetik ortalaması alınır. Bulunan bu sıcaklığa karşılık gelen suyun buhar basıncı Tablo 2'den okunur. Toplam basınçtan o sıcaklıktaki suyun buhar basıncı çıkartılarak toluenin ($P_{\text{Toluen}} = P_T - P_{\text{H}_2\text{O}}$) buhar basıncı hesaplanır.

Toplama kabı olarak kullanılan mezürden su ve toluen fazlarının hacimleri okunarak toluenin molekül ağırlığı (54) eşitliği kullanılarak hesaplanır.

Tablo 2. Çeşitli sıcaklıklarda doymuş buhar kısmi basınçları (mmHg)

Sıcaklık (°C)	Su	Nirobenzen	Klorbenzen
80	355.1	7.5	144.8
85	433.7	10.0	174.2
86	450.8	10.7	180.7
87	468.6	11.2	188.8
88	487.1	11.8	194.5
89	506.1	12.3	201.4
90	525.8	12.9	208.4
91	546.1	13.8	215.8
92	567.1	14.5	223.4
93	588.7	15.0	231.2
94	611.0	16.0	238.8
95	634.0	16.5	248.3
96	657.1	17.3	255.9
97	682.1	18.0	263.6
98	707.3	19.0	273.5
99	733.3	19.9	281.8
100	760.0	20.8	292.8

DENEY 8

SUYUN KAYNAMA NOKTASININ, AŞIRI ISINMA DERESESİNİN VE BUHARLAŞMA İSİNİN TAYİNİ

Teori

Bir sıvı atmosfere açık bir kaptan ısıtıldığında, belli bir sıcaklıkta, yalnızca yüzeyde değil tüm sıvı kitlesinde buharlaşma görülür. Sıvı kitlesi içerisinde bulunan buhar kabarcıkları yüzeye çıkar ve uzaklaşır. Uzaklaşan bu moleküllerin oluşturduğu basınç, atmosfer moleküllerinin oluşturduğu basınca eşittir. İşte bu olaya *kaynama* denir. Bir sıvının buhar basıncının sıcaklık yükselirken artması, aslında moleküller hareketinin hızındaki artışın bir sonucudur. Böylece, moleküllerin sıvı yüzeyinden daha büyük bir hızla kaçmaları, daha yüksek bir denge buhar basıncına yol açmaktadır. Bir sıvı içinde buhar kabarcıklarının oluşması, yüzeye yükselip orada patlaması ve buharını salıvermesi, sıvının kaynaması olayıdır. Kaynama sırasında ısı şeklinde alınan enerji, yalnızca sıvı haldeki molekülleri buhar haline dönüştürmek için kullanılır. Tüm sıvı kaynayıp bitinceye dek sıcaklık sabit kalır.

Bir sıvının *normal kaynama noktası*, o sıvının dengedeki buhar basıncının standart atmosfer basıncına (760 torr) eriştiği andaki sıcaklığıdır. Bir sıvı, atmosfer basıncından daha büyük dış basınçlar altında normalden daha yüksek sıcaklıklarda, daha küçük dış basınçlar altında ise normalden daha düşük sıcaklıklarda kaynar.

Basınç, düdüklü tencerede olduğu gibi 1 atmosferden daha büyük olduğu zaman, kaynama, normal kaynama noktasından daha yüksek sıcaklıkta gerçekleşir. Basınç 1 atmosferden daha düşük olduğunda, kaynama, normal kaynama noktasından daha düşük bir sıcaklıkta gerçekleşir. Everest dağının tepesinde basınç yaklaşık 240 torr'dur. Basıncın bu derece düşük olmasından dolayı, Everest dağının tepesinde su, neredeyse elimizle tutabileceğimiz bir sıcaklık olan 71 °C'de kaynar.

Yüksek kaynama noktası, moleküller arası kuvvetlerin büyük olduğunu gösterir. Çünkü, buhar basıncı 1 atmosfere yükselirken, bu büyük kuvvetleri yenebilmek için yüksek sıcaklıklar gerekir. Örneğin; suyun kaynama noktası, hidrojen bağları oluşturmayan hidrojen sülfüre göre daha yüksektir.

Aşırı ısınma, bir sıvının kaynama noktasının üzerinde ısıtıldığı halde kaynamanın meydana gelmemesi olayıdır. Aşırı ısınma, moleküllerin kabarcık yapmaya yeterli kinetik enerjisi olmamasından kaynaklanır. Kaynama taşları (kırık cam parçaları) ile kabarcıklar oluşumu sağlanarak aşırı ısınmanın önüne geçilir. Aşırı ısınma, bir balon veya beherdeki suyu hiç karıştırmadan ve içine kaynama taşı koymadan ısıtma esnasında da meydana gelebilir.

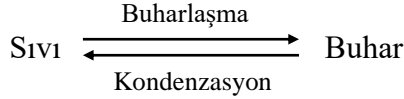
Belli bir sıcaklıkta moleküllerin hızları, dolayısı ile kinetik enerjileri birbirine eşit değildir ve biz genellikle ortalama değerleri kullanırız. Ayrıca kimi moleküller, moleküller arası çekim kuvvetlerini yenecek kadar yüksek kinetik enerjilere sahiptirler ve bunlar sıvıdan kurtulabilirler. Moleküllerin bu şekilde sıvı yüzeyinden gaz yada buhar haline geçmesine *buharlaştırma* denir. Bir sıvının buharlaştırma eğilimi, sıcaklık arttıkça artar ama moleküller arası kuvvetler arttıkça azalır.

Buharlaştırma sırasında, sıvıda birbirine bağlı olan molekülleri birbirinden ayırmak için enerji vermek gerektiğinden, buharlaştırma endotermik bir olaydır. Terleme sırasında alttan ısı alınarak buharlaştırma olur. Duş yapıp dışarı çıkınca üşümemizde buharlaştırmanın endotermik olduğunun bir göstergesidir. Kozmetik sanayiindeki bazı serinleme kremleri su içerir. Bunlar cilde sürülünce su buharlaşır ve serinlik hissedilir. Buharlaştırma olayı endotermik bir olay olduğundan 100 °C'deki su buharı, 100 °C'deki aynı miktar sıvı sudan daha büyük entalpiye (daha büyük enerjiye) sahiptir. Buhar yoğunlaşırken dışarıya ısı enerjisi verir.

Buharlaştırma, yüksek enerjili moleküllerin sıvının yüzeyinden kaçmasıyla gelişir. Daha sıcak moleküllerin buharlaştırma sırasında uçup gitmesi, geride kalanların ortalama kinetik enerjisinin azalmasına ve buharlaşan sıvının sıcaklığının düşmesine yol açar.

Biliyoruz ki su, üstü açık bir kaba konduğu zaman, oluşan buhar, sıvının dışına yayılır. Bunlardan çok azı tekrar yüzeye döner. Bunun sonucu olarak da yoğunlaşma hızı hiçbir zaman buharlaştırma hızına eşit olacak kadar artmaz. Belirli bir süre içerisinde dinamik dengeye ulaşamaz ve sıvı tamamen buharlaşır. Bu buharlaşmayı, moleküllerin hareketi ile açıklamaya çalışalım. Mutlak sıfırın üzerindeki herhangi bir sıcaklıkta sıvı moleküllerinin, kimi yavaş, kimi hızlı hareket etmektedir. Burada da ortalama bir hız düşünülebilir. Sıvının yüzeyine yakın, hızlı hareket eden bir molekül, komşularının çekimini yenip, sıvıdan kurtulmaya yetecek kinetik enerjiye sahip olabilir. Hızlı moleküllerin böylece sıvıdan uzaklaşmaları, sıvının içinde bulunduğu kabın üstü kapatılarak önlenir. Bu durumda artık moleküller dışarı kaçamaz. Dışarı kaçamayan

moleküller kapağın çeperine vurup geri döner ve sıvı yüzeyine çarparak yakalanırlar. Moleküllerin buhardan sıvıya dönmelerine *kondenzasyon* denir. Buharlaşma olurken, buhar haline geçme hızı, aksi olurken kondenzasyon hızı daha fazladır. Kondenzasyon hızı bir süre sonra, buharlaşma hızına eşit olur ve kapalı kaptaki buhar, sıvı ile bir dengeye varır. Bu bir dinamik dengedir. Çünkü, söz konusu zıt değişmeler aynen devam etmektedir.



Dengede iken, sıvı üzerindeki ortam buhar molekülleriyle doymuştur. Belli bir sıcaklıkta, sıvı ile dengede olan buharın gösterdiği basınca, o sıvının, o sıcaklıktaki *buhar basıncı* denir.

Bir sıvıyı bir sıcaklıkta buharlaştırmak için, yüksek kinetik enerjiye sahip moleküllerin kaçmasıyla, ortaya çıkan serinleme etkisini karşılamak üzere, yeteri kadar ısı verilmelidir. Belli kütledeki bir sıvıyı sabit bir sıcaklıkta buharlaştırmak için verilmesi gereken ısı enerjisine, *buharlaşma ısısı* denir.

Modern soğutucuların çalışması, bir sıvının soğutucu iç devresinde buharlaştırılıp; soğutma ve sıkıştırma işlemlerinin bir arada uygulandığı dış devresinde yeniden sıvılaştırılmasına dayanır. Bir maddenin etkili bir soğutucu maddesi olabilmesi için, çalışma sıcaklığında, gaz halinden sıvı hale kolayca dönüşebilmesi ve buharlaşma ısısının yüksek olması gerekir.

Bir balon içinde kaynamakta olan suya; cal / dak cinsinden ısının gönderilme hızı, balondaki suyun kütlesi ve kaynama noktası civarında suyun sıcaklığının dakikada $^{\circ}\text{C}$ cinsinden artışının çarpımı ile belirtilir. Kaynama anında sıcaklık sabit kaldığına göre, kaynama sonunda m_1 gram suya verilen ısı, buharlaşan m_2 gram suyun aldığı ısıya eşittir.

$$m_1 \cdot \theta \cdot t = m_2 \cdot \lambda_b$$

(55)

m_1 : Başlangıçtaki su miktarı (g)

θ : Sıcaklığın dakikada $^{\circ}\text{C}$ cinsinden artışı

t : Buharlaşma süresi (dak)

m_2 : Buharlaşan su miktarı (g)

λ_b : Buharlaşma ısısı (cal / g)

Deneyin yapılışı

Gerekli Alet ve Kimyasal maddeler

Destilasyon balonu, mezür, bek alevi, termometre, mantar tıpa, saf su.

Yöntem

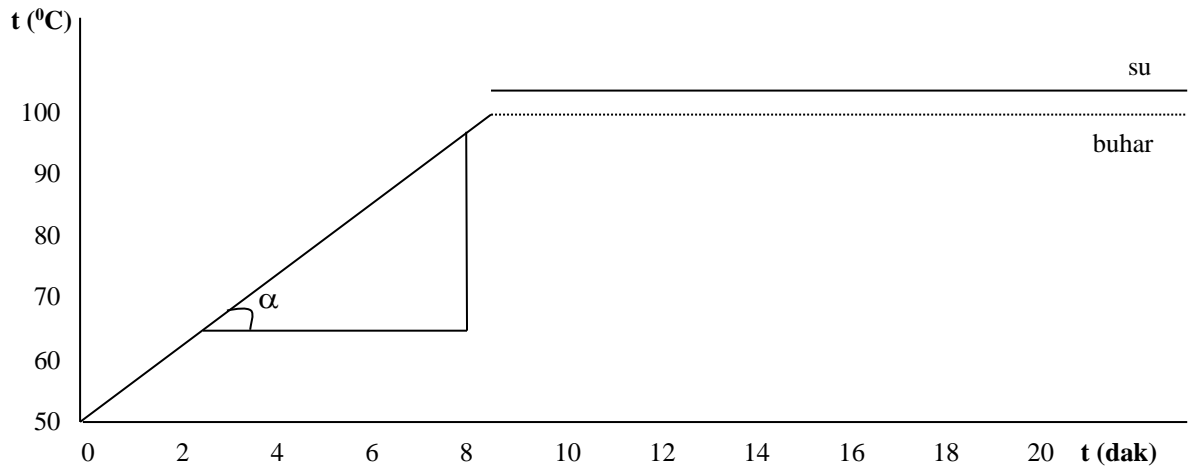
125 mL'lik destilasyon balonuna, mezür (ölçü kabı) ile ölçülerek 100 mL saf su konulur. Mantar tıpa takılmış halde bulunan termometreler Şekil 15'deki gibi destilasyon balonuna yerleştirilir. Termometrelerin bir tanesi destilasyon balonu içerisindeki saf suya daldırılmış halde, diğeri ise buhar çıkış kolonunun hizasında bulunacak şekilde olmalıdır. Destilasyon balonu bir spora tutturularak bek alevi üzerine yerleştirilir ve ısıtmaya başlanır. Sıcaklığın dakikada 5 °C civarında artması sağlanacak şekilde alev ayarlanır. Bu ayarlama, suyun sıcaklığı 50 °C oluncaya kadar yapılmalıdır. Sıcaklık 50 °C'ye ulaştıktan sonra her dakikada bir okunan sıcaklıklar kaydedilir. Her dakikada bir gözlenen sıcaklık artışlarında çok büyük değişiklikler olmadığı sürece bek alevinin ayarıyla oynanmamalıdır (4, 5 ve 6 °C'lik sıcaklık artışları normaldir). Bu işleme su kaynayınca kadar devam edilir.

Su kaynadıktan sonra ilave olarak çıkan buharın sıcaklığı da okunmalıdır. Bunun için civa haznesi buhar çıkış kolonunun hizasında bulunan termometreden yararlanılır. Su ve buharın sıcaklıkları aynı dakika içerisinde 3-5 saniye aralıklarla gerçekleştirilmelidir. Bu işleme, hem su hem de buhar için 15 değer alındıktan sonra (15 dakika sonra) bek alevinin ani olarak çekilmesiyle son verilir. Deneyi bu şekilde bitirdikten sonra destilasyon balonu musluk suyu ile soğutulur ve balon içerisindeki suyun hacmi ölçülür.

Sonuç

1. Termometre su içerisinde iken okunan değer ile buharda okunan değer farklı oldukları görülür. Termometre buharda iken, daha düşük fakat çok sabit bir sıcaklık okunur. Bu sıcaklık deneme sırasındaki su ile buhar arasında olan denge sıcaklığıdır. Okunan bu iki değer arasındaki fark suyun aşırı ısınma derecesi'dir. Bu sıcaklık farkı 1°C ile 2°C arasındadır.

2. Sıcaklığı ordinat ekseninde alıp her 5°C 'yi 1 cm kabul etmek suretiyle, grafiğe 50°C 'den başlanır. Zaman ekseninde (apsis) ise 0.5 cm, 1 dakika olarak alınır ve grafik çizilir. Grafikteki eğim bulunur (Eğim = $\theta = \text{tg } \alpha$).



3. m_1 , m_2 ve t ölçülerek, θ ise deney neticesinde bulunan değerlerden yararlanarak çizilen sıcaklık-zaman grafiğinden hesaplanır. Bulunan bu değerler (55) eşitliğinde yerine konularak λ_b (buharlaşma ısısı) değeri bulunur.

DENEY 9

DAĞILMA KATSAYISI TAYİNİ

Teori

Bir madde bir sistemin birden fazla fazı içinde mevcut ise, bu sistemin dengede bulunması için, belirli bir sıcaklıkta, bu maddenin çeşitli fazlardaki mol fraksiyonları arasında belirli bir oran bulunmalıdır. Bu kanuna Nernst'in *dağılma kanunu* denir. İki çözelti de seyreltik olduğu zaman, dağılma katsayısı, katının bu iki çözeltideki konsantrasyonlarının oranı olarak verilebilir. Nitekim; herhangi bir X maddesinin (iyot, fenol, kinin, vb.) sulu bir çözeltisi (B), bu maddenin çözündüğü fakat suda çözünmeyen bir organik çözücü (A) ile çalkalandığında bu madde, hem suda hem de organik çözücüde kısmen çözünür.

Sabit sıcaklık ve basınç altında kimyasal potansiyellerin eşit olması, fazlar arası termodinamik dengenin kurulması demektir. Kurulan termodinamik denge konumunda herhangi bir X maddesinin sulu fazdan organik faza geçme hızı ile organik fazdan sulu faza geçme hızı birbirine eşit olduğundan bir yöne doğru net yayılması sıfırdır.

Eğer çözünen madde her iki çözücüde de aynı moleküler halde (polimerizasyon, asosyasyon, iyonizasyon gibi olaylar aynı ise) bulunmakta ise sulu fazdaki konsantrasyon C_B ve organik fazdaki konsantrasyon C_A ile gösterildiğinde denge halinde bu sistem için dağılma kanunu ifadesi;

$$K_D = \frac{C_A}{C_B} \quad (56)$$

şeklindedir. K_D 'ye *dağılma katsayısı* adı verilir.

Burada C_A ve C_B konsantrasyonları g / ml cinsinden verilir. K_D dağılma katsayısı çözünen maddenin iki fazdaki çözünürlüklerinin oranıdır. Örneğin; çözünen madde, su ve organik çözücüden oluşan üçlü bir sistem için dağılma katsayısının $K_D = 3$ olarak

bulunması çözünen maddenin organik çözücüde sudakine nazaran 3 kat daha fazla çözünmekte olduğunu bize belirtir.

İyod, karbon tetraklorür ve su karışımları için 25 °C'deki dağılım katsayısını,

$$K_D = \frac{I_2 \text{ 'un } CCl_4 \text{ 'deki konsantrasyonu}}{I_2 \text{ 'un } H_2O \text{ 'daki konsantrasyonu}}$$

şeklinde ya da kısaca aşağıdaki gibi ifade edebiliriz.

$$K_D = \frac{[I_2]_{CCl_4}}{[I_2]_{H_2O}} \quad (57)$$

Bu oranın değeri, eldeki iki çözeltinin relatif hacimlerine bağlı değildir. Fakat her iki çözeltinin de seyreltik olması gerekir.

Eğer çözünen madde, her fazda farklı moleküler yapıda çözünüyorsa dağılım katsayısını fazlardaki derişime bağlayan yeni bir eşitliğin türetilmesi gerekmektedir. Çözünen madde (fenol), su içinde monomer olarak, organik çözücüde (kloroform) ise dimer olarak çözünüyorsa dağılım katsayısı ifadesini aşağıdaki gibi yazabiliriz:



$$K_D = \frac{[C_6H_5OH]_{CHCl_3}}{([C_6H_5OH]_{H_2O})^n} \quad (58)$$

Bu formülde; fenol, kloroform içerisinde dimer olarak çözüldüğü için $n = 2$ alınır. Eğer monomer olarak çözünseydi $n = 1$, trimer olarak çözünseydi $n = 3$ alınacaktı.

Örneğin; benzoik asit diğer çözücülerde C_6H_5COOH şeklinde monomoleküler olarak çözüldüğü halde benzen içinde $(C_6H_5COOH)_2$ şeklinde dimer olarak çözünmektedir. Benzer şekilde; karbon sülfür, karbon tetraklorür ve kloroform gibi organik çözücülerde I_2 şeklinde moleküler olarak çözünen iyot, sulu potasyum iyodür çözeltisinde iyot molekülü ile iyodür anyonları arasında $I_2 + I^- \Leftrightarrow I_3^-$ iyonik denklemine göre oluşan I_3^- iyonu halinde çözünür.

Deneyin Yapılışı

Gerekli Alet ve Kimyasal Maddeler

Cam kapaklı şeffaf şişe, pipet, mezür, erlen, beher, büret, balon joje, süzgeç kağıdı, CCl₄, saf su, nişasta, iyot, K₂Cr₂O₇, Na₂S₂O₃, CHCl₃.

Yöntem

Titrasyonda kullanmak üzere 0.05 N, 2 L ayarlı Na₂S₂O₃ çözeltisi hazırlanır. Sodyum tiyosülfatı ayarlamak için primer standart madde olarak K₂Cr₂O₇ kullanılır. Ayarlı Na₂S₂O₃ çözeltisi hazırlarken yapılan hesaplamalarda sodyum tiyosülfatın iyot ile reaksiyonunda tesir değerliğinin 1, potasyum bikromatın iyot ile reaksiyonunda tesir değerliğinin 6 olduğu unutulmamalıdır. 0.05 N ayarlı Na₂S₂O₃ çözeltisini hazırladıktan sonra bakteri oluşmasından kaynaklanan erken bozunmayı engellemek için içerisine 2-3 damla kloroform ilave edilmelidir.

Taze nişasta çözeltisi hazırlanır. Nişasta indikatörü çok kolay bozduğundan az hazırlanmasında fayda vardır. Bunun için bir beherde 20 mL su kaynatılır. Kaynayan bu su içerisine 0.2 g nişasta ilave edilir. Oluşan berrak çözeltinin süzgeç kağıdından süzülmesiyle nişasta çözeltisi hazırlanmış olur.

Cam kapaklı şişeye 25 mL CCl₄ konulur. Bunun içerisine çözebileceği kadar iyot ilave edilir (doygun çözelti). Bu doygun çözelti üzerine 250 mL saf su ilave edilir ve kuvvetlice çalkalanır. Şişe 25 °C’de termal dengeye gelinceye kadar bekletilir. Termal dengeye gelen çözeltinin titrasyonu aşağıdaki gibi yapılır:

Üstteki sulu fazdan pipet kullanarak 10 mL alınır ve bir erlene konulur. Bunun üzerine 10 mL saf su ve indikatör olarak 3-4 damla nişasta ilave edilerek ayarlı 0.05 N sodyum tiyosülfatla titre edilir. Titrasyon sonunda harcanan Na₂S₂O₃ sarfiyatı kaydedilir.

Alttaki CCl₄ (organik faz) fazından yine pipet kullanarak 1 mL alınır. Kullanılan pipet kuru olmalıdır. Organik fazdan numune alırken üstteki su fazının organik fazla karışmamasına dikkat edilmelidir. Bu durumu engellemek için pipet organik faza girinceye dek hafifçe üflenmelidir. Fazla üfleme fazların karışmasına sebep olacağından sakıncalıdır. Bu şartlar altında organik fazdan alınan 1 mL çözelti bir erlene aktarılır. Üzerine 10 mL saf su ve 3-4 damla nişasta ilave edildikten sonra 0.05 N sodyum tiyosülfatla titre edilir. Titrasyon sonunda harcanan Na₂S₂O₃ sarfiyatı kaydedilir.

Aynı işlemler, 15 mL su fazı ve 2 mL organik faz için tekrarlanır.

Sonuç

Su – CCl₄ arasında iyodun dağılma katsayısı (57) denklemine göre hesaplanır. Bunun için iyodun karbon tetraklorür fazındaki ve su fazındaki konsantrasyonlarının bulunması gerekir.

İyodun karbon tetraklorür fazındaki konsantrasyonu aşağıdaki gibi hesaplanır:

$$\boxed{M_1 \cdot V_1 = M_2 \cdot V_2} \quad (59)$$

M₁: Sodyum tiyosülfatın molaritesi (0.05 M)

V₁ : Organik faz için harcanan sodyum tiyosülfat sarfiyatı (mL)

M₂: İyodun organik fazdaki konsantrasyonu ([I₂]_{CCl₄})

V₂ : Erlene konulan organik fazın hacmi (İlk deneme için 1 mL, ikincisi için 2 mL)

İyodun su fazındaki konsantrasyonu aşağıdaki gibi hesaplanır:

$$\boxed{M_1 \cdot V_1 = M_3 \cdot V_3} \quad (60)$$

M₃: İyodun su fazındaki konsantrasyonu ([I₂]_{H₂O})

V₃ : Erlene konulan su fazının hacmi (İlk deneme için 10 mL, ikincisi için 15 mL)

Bulunan bu değerler (57) eşitliğinde yerine konulduğunda su – CCl₄ arasında iyodun dağılma katsayısı (K_D) bulunmuş olur.

DENEY 10

SIVI ve KATI YOĞUNLUKLARI TAYİNİ

Teori

Hem kütle hem de hacim madde miktarına bağlıdır. Madde miktarına bağlı olan özelliğe *kapasite özelliği* denir. Madde miktarından bağımsız olan ve o maddeyi tanıtıcı anlam taşıyan her özellik ise *şiddet özelliği* olarak adlandırılır. Bir maddenin tanınmasında şiddet özelliği sıkça kullanıldığı için, kimyasal çalışmalarda özellikle faydalıdır. Bir şiddet özelliğinin bulunma yollarından biri, iki kapasite özelliğinin oranlanmasıdır. Bir şiddet özelliği olan *yoğunluk*; birim hacimdeki madde miktarı olarak tanımlanır.

Yoğunluk d ile gösterilir. Buna göre hacmi V , kütlesi m olan bir cismin yoğunluğu;

$$d = \frac{m}{V} \quad (61)$$

şeklinde ifade edilir.

Kütle ve hacim için SI temel birimleri sırasıyla kg ve m^3 'tür. Fakat kimyacılar genellikle kütleyi gram, hacmi de santimetreküp veya mililitre cinsinden ifade ederler. En çok karşılaşılan yoğunluk birimi g/cm^3 veya benzeri olan g/mL 'dir.

Suyun $4\text{ }^{\circ}\text{C}$ 'deki yoğunluğu $1\text{ }g/mL$ 'dir. Pek çok maddenin sıcaklığı yükseldiğinde hacmi genişleyeceğinden, genellikle ısınan maddelerin yoğunluğu azalır. Çok dikkat çekici bir istisna, $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ ile $4\text{ }^{\circ}\text{C}$ arasında ısınan suyun hacminin azalması yoğunluğun artmasıdır. Buz halinde iken H_2O moleküllerindeki oksijen atomları tetrahedron oluşturacak şekilde bir örgüde düzenlenir. Tetrahedronlar arası boş uzayda, altıgen bal peteği şeklinin oluşmasına sebep olur. Sonuçta buz, daha az yoğunluklu olur. Buz erirken $0\text{ }^{\circ}\text{C}$ 'de tetrahedronlar hala bozulmamış durumdadır. Fakat hegzagonal uzayın boşluklarını doldurmak üzere birbiri üzerinden kayar ve büyük yoğunluk oluşturur. Sonuçta buzun

erimesine bağı olarak yoğunlukta %10'luk bir artış meydana gelir. 4 °C'nin üstünde, moleküllerin ısı enerjilerinin artışı, moleküller arası uzaklığın artışına neden olur ve diğer maddelerde olduğu gibi, yoğunluk sıcaklığın artmasıyla azalır.

Suyun bu özelliğinden, yerküremiz için önemli sonuçlar çıkar. Örneğin; kışın oluşan buzlar, nehir ve göllerin diplerinde değil, yüzeyinde oluşur. Baharda, güneş ve rüzgarın ısıtmasıyla yüzeydeki buzlar eriyerek suya dönüşür. Suyun donması sürecinde, gölün ve nehrin yüzeyinde bulunan en soğuk su, gölün dibine dolar ve daha ılık suyun dipten yukarı yükselmesine neden olur. Böyle bir devirli hareket, gölün tüm suyunun senede iki defa oksijenlenmesini sağlar.

Genellikle sıvıların yoğunlukları katıların yoğunluklarına oranla daha kesin olarak bilinir. Element ve bileşiklerin yoğunlukları da bileşimleri belli olmayan maddelere göre daha kesin olarak bilinir.

Katılar ve sıvıların yoğunluklarındaki farklılığın önemli bir sonucu olarak, yoğunluğu düşük olan sıvı ve katılar yoğunluğu daha yüksek olan sıvı üzerinde yüzmektedirler (katılar ve sıvılar birbirleriyle çözelti oluşturmadığı sürece).

Bağıl yoğunluk, verilen bir hacimdeki bir maddenin ağırlığının aynı sıcaklıkta eşit hacimdeki suyun ağırlığına oranıdır. *Bir maddenin t °C'deki yoğunluğu*, bağıl yoğunluğu ile suyun aynı sıcaklıktaki yoğunluğunun çarpımına eşittir.

Sıvıların yoğunlukları genellikle westphal terazisi ile bulunur. Yoğunlukta küçük değişimler ise bir kuartz parçasının düşme ve yükselme hızını ölçerek bulunur. Sıvıların yoğunlukları aynı zamanda hidrostatik terazi, yoğunluk şişesi (piknometre), sıvı yoğunluk ölçerler ve mohr terazisi kullanılarak da ölçülebilir.

Katıların yoğunluğunda genel ölçüm yöntemi cismin kütlesinin mümkün olduğu kadar doğru bir şekilde bulunmasına dayanır. Katıların yoğunluklarını ölçmede en çok hidrostatik terazi ile yoğunluk şişesi (piknometre) kullanılır.

Bu deneyde sıvıların ve katıların yoğunluklarını tayin etmek için piknometreler kullanılmaktadır. Piknometre ile, yoğunluk farkından yararlanarak bir sıvının kapladığı hacmin kütlesini, aynı hacimdeki suyun kütlesini ya da su dolu bir şişeye daldırılan bir katının taşıdığı suyun hacminin kütlesini tartmak mümkündür. Sıcaklık arttığında genleşme olacağından ve bu genleşme sonucunda yoğunluk değişeceğinden, piknometre titizlikle denetlenen bir sıcaklıkta tutulmalıdır. Piknometre ile yoğunluk ölçmek için piknometre önce iyice temizlenmeli, saf su ile yıkanmalı, alkolle çalkalanmalı ve etüvde kurutulmalıdır. Bu işlemler, her denemeden önce yapılmalıdır.

Deneyin Yapılışı

Gerekli Alet ve Kimyasal Maddeler

Piknometre, termometre, saf su, yoğunluğu tayin edilecek sıvı (etil asetat, vs.), yoğunluğu tayin edilecek katı (çinko, vs.), alkol.

Yöntem

Sıvı Yoğunluklarının Tayini

Bunun için ilk önce verilen sıcaklıkta suyun yoğunluğu bulunur (eğer, değişik sıcaklıklarda suyun yoğunluklarını gösteren tablo mevcut değil ise). Verilen sıcaklıkta suyun yoğunluğunu bulmak için ilk önce kapağı kapalı piknometre boş olarak (W_{pik}) tartılır. Daha sonra ise su ile doldurulup kapağı kapatılır ve dış yüzeyi kuru bir bezle silindikten sonra tartılır ($W_{\text{H}_2\text{O}+\text{pik}}$). Piknometre doldurulduğunda içerisinde hava kabarcığı mevcut ise piknometre hafifçe sallanarak hava kabarcığının çıkartılması sağlanmalıdır. Su dolu piknometre ile boş piknometrenin ağırlıkları arasındaki farktan verilen sıcaklıkta suyun ağırlığı bulunur ($W_{\text{H}_2\text{O}}$). Piknometrenin hacmi (V) belli olduğundan (100 mL, 125 mL, vs.) suyun yoğunluğu ($d_{\text{H}_2\text{O}}$) aşağıdaki formülden hesaplanır:

$$d_{\text{H}_2\text{O}} = \frac{W_{\text{H}_2\text{O}}}{V} = \frac{W_{\text{H}_2\text{O}+\text{pik}} - W_{\text{pik}}}{V} \quad (62)$$

Daha sonra piknometre aynı sıcaklıktaki tayin edilecek sıvı ile içerisinde en ufak bir hava kabarcığı kalmayacak şekilde doldurulup kapağı kapatılır. Piknometreden taşan sıvı kuru bir bezle silindikten sonra piknometre tartılır ($W_{\text{s+pik}}$). Sıvı ile dolu piknometrenin ağırlığından boş piknometrenin ağırlığı çıkartılarak sıvının ağırlığı bulunur. Verilen sıcaklıktaki tayin edilecek sıvının yoğunluğu (d_s) aşağıdaki gibi hesaplanır:

$$d_s = \frac{W_s}{V} = \frac{W_{\text{s+pik}} - W_{\text{pik}}}{V} = \frac{W_s}{\frac{W_{\text{H}_2\text{O}}}{d_{\text{H}_2\text{O}}}} = \frac{W_s}{W_{\text{H}_2\text{O}}} \times d_{\text{H}_2\text{O}} \quad (63)$$

Katı Yoğunluklarının Tayini

İlk önce yoğunluğu tayin edilecek katı cisim tartılır (W_c). Daha sonra piknometre saf su ile doldurulup kapağı kapatılır ve bezle silindikten sonra tartılır ($W_{\text{pik}+H_2O}$). Saf su ile dolu olan piknometreye yoğunluğu tayin edilecek cisim atılır ve kapağı kapatılır. Taşan su kuru bir bez ile silindikten sonra piknometre tartılır ($W_{\text{pik}+H_2O+c}$). Bu değerlerden yararlanarak taşan suyun kütlesi (W^I) aşağıdaki gibi hesaplanır:

$$W^I = W_c - (W_{\text{pik}+H_2O+c} - W_{\text{pik}+H_2O}) \quad (64)$$

Daha sonra suyun oda sıcaklığındaki yoğunluğu kullanılarak taşan suyun hacmi yani katı cismin hacmi (V^I) bulunmuş olur.

$$V^I = \frac{W^I}{d_{H_2O}} \quad (65)$$

Buna göre katı cismin yoğunluğu aşağıdaki gibi hesaplanır:

$$d_c = \frac{W_c}{V^I} \quad (66)$$

Sonuç

Deney sonunda elde edilen veriler kullanılarak ilk önce (62) eşitliği ile verilen sıcaklıkta suyun yoğunluğu bulunur. Daha sonra (63) eşitliği ile verilen sıcaklıkta yoğunluğu bilinmeyen sıvının yoğunluğu hesaplanır. Son olarak ise (64), (65) ve (66) eşitlikleri kullanılarak yoğunluğu bilinmeyen katının yoğunluğu hesaplanır.

Tablo 5. Yunan alfabesi.

Majiskül	Miniskül	Adı
A	α	alfa
B	β	beta
Γ	γ	gamma
Δ	δ	delta
E	ϵ	epsilon
Z	ζ	zeta
H	η	eta
Θ	θ	teta
I	ι	yota
K	κ	kappa
Λ	λ	lamda
M	μ	mü
N	ν	nü
Ξ	ξ	ksi
O	\omicron	omikron
Π	π	pi
P	ρ	ro
Σ	σ	sigma
T	τ	tau
Y	υ	ipsilon
Φ	ϕ, φ	fi
X	χ	khi
Ψ	ψ	psi
Ω	ω	omega

Tablo 6. SI birim sisteminin temel birimleri.

Fiziksel nicelik	Birim	Birimin Simgesi
Uzunluk	metre	m
Kütle	kilogram	kg
Zaman	saniye	s
Elektrik akımı	amper	A
Termodinamik sıcaklık	kelvin	K
Işık şiddeti	kandel	cd

Madde miktarı mol mol

Tablo 7. SI birimlerinin az ve çok katları.

Az Katlar	Adı	Simgesi	Çok Katlar	Adı	Simgesi
10 ⁻¹	desi	d	10	deka	da
10 ⁻²	santi	c	10 ²	hekto	h
10 ⁻³	mili	m	10 ³	kilo	k
10 ⁻⁶	mikro	μ	10 ⁶	mega	M
10 ⁻⁹	nono	n	10 ⁹	giga	G
10 ⁻¹²	piko	p	10 ¹²	tera	T
10 ⁻¹⁵	femto	f	10 ¹⁵	peta	P
10 ⁻¹⁸	atto	a	10 ¹⁸	exa	E

Tablo 8. SI sisteminde bazı niceliklerin özel bir adı olmayan birimleri.

Fiziksel Nicelik	Birimin Simgesi
Alan	m ²
Hacim	m ³
Özgül hacim	m ³ kg ⁻¹
Yoğunluk	kg m ⁻³
Hacimsel debi	m ³ s ⁻¹
Kütleli debi	kg s ⁻¹
Hız	m s ⁻¹
İvme	m s ⁻²
Açısal hız	rad s ⁻¹
Açısal ivme	rad s ⁻²
Momentum	kg m s ⁻¹
Açısal momentum	kg m ² s ⁻¹
Dinamik viskozite	m ² s ⁻¹
Yayırlık katsayısı	m ² s ⁻¹
Mol kütlesi	kg mol ⁻¹
Yükseltgenme basamağı(sayısı)*	ek mol ⁻¹
Derişim	mol m ⁻³
Sıcaklık akısı	m ² s ⁻¹
Magnetik alan şiddeti	A m ⁻¹

Aydınlanma yoğunluğu

cd m⁻²**Tablo 9.** SI sistemindeki özel adlı birimler.

Fiziksel Nicelik	Birimin İsmi	Birimin Simgesi	Birimin Tanımı
Enerji, iş, ısı	Joule	J	kg m ² s ⁻² = Nm = CV = V as
Kuvvet	Newton	N	kg m s ⁻² = J m ⁻¹
Basınç, mekanik			
Gerilim	Pascal	Pa	kg m ⁻¹ s ⁻² = N m ⁻²
Enerji akısı, güç	Watt	W	kg m ² s ⁻³ = J s ⁻¹ = VA
Elektrik miktarı	Coulomb	C	As
Elektrik potansiyeli	Volt	V	kg m ² s ⁻³ A ⁻¹ = JA ⁻¹ s ⁻¹ = VA ⁻¹
Elektrik direnci	Ohm	Ω	kg m ² s ⁻² A ⁻² = VA ⁻¹
Elektrik iletkenliği	Simens	S	kg ⁻¹ m ⁻² s ² A ² = Ω ⁻¹
Elektrik sığası	Farad	F	A ² s ⁴ kg ⁻¹ m ⁻² As V = CV ⁻¹
Magnetik akı	Weber	Wb	kg m ² s ⁻² A ⁻¹ = Vs
İndükleme	Henry	H	kg m ² s ⁻² A ⁻² VsA ⁻¹ = WbA ⁻¹
Magnetik akı			
Yoğunluğu	Tesla	T	kg s ⁻² A ⁻¹ = V s m ⁻² = Wb m ⁻²
Işık akısı	Lumen	lm	cd sr
Aydınlanma şiddeti	Lux	lx	cd sr m ⁻² = lm m ⁻²
Frekans	Hertz	Hz	s ⁻¹
Işıma dozu	Gray	Gy	m ² s ⁻² = J kg ⁻¹
Radyoaktiflik	Bequerel	Bq	s ⁻¹
Keyfi sıcaklık “t”	Celsius	⁰ C	0 ⁰ C = 273.15 K

Tablo 10. SI birim sisteminde evrensel sabitlerin değerleri.

<u>Değişmenin Hızı</u>	<u>Simge veya Tanımı</u>	<u>Değeri</u>
Işık hızı	c	2,997 925 x 10 ⁸ m s ⁻¹
Proton yükü	e	1,602 192 x 10 ⁻¹⁹ C
(elektron yükü)	(-e)	
Avagadro değişmezi	L	6,022 05 x 10 ²³ mol ⁻¹
Faraday değişmezi	F = eL	0,648 46 x 10 ⁴ C mol ⁻¹
Boltzmann değişmezi	k	1,380 66 x 10 ⁻²³ J K ⁻¹
Gaz değişmezi	R = kL	8,314 41 J K ⁻¹ mol ⁻¹
Yerçekimi değişmezi	G	6,672 0 x 10 ⁻¹¹ N m ² kg ⁻²
Elektronun kütlesi	m _e	0,109 53 x 10 ⁻³¹ kg
Protonun kütlesi	m _p	1,672 65 x 10 ⁻²⁷ kg
Nötronun kütlesi	m _n	1,674 95 x 10 ⁻²⁷ kg
Atomik kütle birimi	u = 10 ⁻³ kg/(L mol)	1,660 56 x 10 ⁻²⁷ kg
Bağlı mol kütleleri	M _r	boyutsuz sayılar
Çekirdek kütlesi	m = u M _r	1,660 56 x 10 ⁻²⁷ M _r kg
Planck değişmezi	h	6,626 18 x 10 ⁻³⁴ J s
Planck değişmezi/2 π	h = h/2 π	1,054 59 x 10 ⁻³⁴ J s
Boşluk dielektriksitesi	ε ₀	8,854 188 x 10 ⁻¹² C ² N ⁻¹ m ⁻²
4 π x boşluk dielektriksitesi	4 π ε ₀	1,112 650 x 10 ⁻¹⁰ C ² N ⁻¹ m ⁻²
Boşluk geçirgenliği	μ ₀ = 1/ ε ₀ c ²	4 π x 10 ⁻⁷ N C ⁻² s ²
Bohr magnetonu	μ _B = eh/2m _e	9,274 08 x 10 ⁻²⁴ J T ⁻¹
Hartree enerjisi	H	4,359 814 x 10 ⁻¹⁸ J
Elektronun Compton dalga boyu	λ _c = h/m _e c	2,426 31 x 10 ⁻¹² m
Çekirdek magnetonu	μ _N = eh/2m _p	5,050 82 x 10 ⁻²⁷ J T ⁻¹
Bohr yarıçapı	a ₀ = 4 π ε ₀ h ² /m _e e ²	5,291 77 x 10 ⁻¹¹ m
Rydberg değişmezi	R _∞ = m _e e ⁴ /8h ² ε ₀ ²	2,179 908 x 10 ⁻²³ J
Rydberg değişmezi/hc	R _∞ /hc	1,097 373 x 10 ⁷ m ⁻¹
Stefan-Boltzmann değişmezi	σ	5,669 61 x 10 ⁻⁸ W m ⁻² K ⁴
Suyun üçlü noktası	T	273,16 K