

2. ÜNİTE ÖZETİ

GAZLAR

1. BÖLÜM

GAZLARIN ÖZELLİKLERİ VE GAZ YASALARI

2.1.1. GAZLARIN BETİMLENMESİNDE KULLANILAN ÖZELLİKLER VE ÖLÇÜLMESİ

Basınç: Gaz molekülleri sürekli hareket hâlinindedir. Bu hareketler sırasında hem birbirlerine hem de bulundukları kabın yüzeyine çarparak bir kuvvet uygularlar. Bu kuvvete **gaz basıncı** denir ve **P** ile gösterilir. Gaz basıncı birim yüzeye uygulanan kuvvet olarak da tanımlanabilir.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 76 \text{ cmHg}$$

$$1 \text{ mmHg} = 1 \text{ Torr}$$

$$760 \text{ mmHg} = 760 \text{ Torr}$$

Hacim: Gazın hacmi bulunduğu kabın hacmine eşittir. Laboratuvarlarda gaz hacmi gaz büretleri ile ölçülür. Hacim **V** ile gösterilir. Hacim birimleri **L** ve **m³** tür.

$$1 \text{ mL} = 1 \text{ cm}^3$$

$$1 \text{ dm}^3 = 1 \times 10^{-3} \text{ m}^3$$

$$1 \text{ L} = 1 \text{ dm}^3 = 1000 \text{ mL} = 1000 \text{ cm}^3 \text{ tür.}$$

2.1.2. GAZ YASALARI

BOYLE YASASI (Basınç-Hacim İlişkisi)

Boyle Yasası'na göre sabit sıcaklıktaki sabit miktardaki bir gaz için hacim basınçla ters orantılıdır. Boyle Yasası matematiksel olarak şu şekilde ifade edilir:

$$\text{Hacim} \propto \frac{1}{\text{Basınç}} \quad \text{veya} \quad V \propto \frac{1}{P}$$

$$P \cdot V = k \text{ (sabit)}$$

Sabit miktardaki bir gaza farklı basınçlar uygulandığında gazın değişen hacimleri ve basınçları arasında aşağıdaki bağıntı vardır.

$$P_1 \cdot V_1 = P_2 \cdot V_2$$

CHARLES YASASI (Hacim-Sıcaklık İlişkisi)

Sabit basınçlı sistemlerde gaz hacmi mutlak sıcaklıkla doğru orantılı olarak değişir. Matematiksel olarak sabit basınçta gaz hacminin mutlak sıcaklıkla doğru orantılı olarak değişimi

$$V \propto T \text{ veya } V = k \cdot T \text{ şeklinde ifade edilir.}$$

Sabit basınçtaki farklı iki sıcaklıktaki gazın sıcaklık-hacim koşulları karşılaştırıldığında

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \text{ ilişkisi yazılabilir.}$$

GAY-LUSSAC YASASI (Basınç-Sıcaklık İlişkisi)

Belirli miktardaki sabit hacimli gazın basıncı ile sıcaklığı doğru orantılıdır. Matematiksel olarak sabit hacimdeki gaz basıncının mutlak sıcaklıkla doğru orantılı olarak değişimi

$P \propto T$ veya $P = k.T$ şeklinde ifade edilir.

Bir gazın iki farklı sıcaklık-basınç durumu karşılaştırıldığında

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \text{ ilişkisi yazılabilir.}$$

AVOGADRO YASASI (Mol Sayısı-Hacim İlişkisi)

Avogadro Yasası sabit basıncın ve sabit sıcaklıktaki bir gazın miktarı ile hacminin orantılı olarak değişimini açıklar.

Matematiksel olarak sabit basınç ve sıcaklıktaki gazın mol sayısı ile hacminin doğru orantılı olarak değişimi

$V \propto n$ veya $V = k.n$ şeklinde ifade edilir.

Bir gazın iki farklı hacim ve mol sayısı durumu karşılaştırıldığında

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \text{ ilişkisi yazılabilir.}$$

2. BÖLÜM

İDEAL GAZ YASASI

2.2.1. GAZ YASALARI VE İDEAL GAZ YASASI

Boyle Yasası mutlak sıcaklık (T) ve mol sayısı (n) sabitken hacim (V) ile basınç (P) ilişkisini açıklar.

$$V \propto 1/P$$

Charles Yasası basınç (P) ve mol sayısı (n) sabitken hacim (V) ile mutlak sıcaklık (T) arasındaki ilişkiyi açıklar.

$$V \propto T$$

Avogadro Yasası ise basınç (P) ve mutlak sıcaklık (T) sabitken mol sayısı (n) ile gazın hacmi (V) arasındaki ilişkiyi açıklar.

$$V \propto n$$

Gaz yasalarından da anlaşılacağı gibi bir gazın hacmi; mol sayısı ve sıcaklıkla doğru, basınçla ters orantılıdır. Bu yargı matematiksel olarak

$$V \propto \frac{nT}{P} \text{ şeklinde ifade edilebilir.}$$

$PV = nRT$ ifadesinde α yerine R sabit sayısı bulunduğu eşitlik

$$PV = nRT \text{ şeklinde olur.}$$

Bu denkleme **ideal gaz denklemini** denir. Orantı sabiti (R), **gaz sabiti** olarak da adlandırılır.

$$R = \frac{22,4}{273} \approx 0,0821 \text{ atm L mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$\begin{array}{ccccccc} & P & V & = & n & R & T \\ & \swarrow & \swarrow & & \swarrow & | & \swarrow \\ \text{atm} & & \text{L} & & \text{mol} & \frac{\text{L.atm}}{\text{mol} \cdot \text{K}} & \text{K} \end{array}$$

Gazların özkütleleride;

$$PM_A = dRT$$

Formülü yardımıyla hesaplanabilir.

3. BÖLÜM

GAZLARDA KİNETİK TEORİ

2.3.1. KİNETİK TEORİ

*Gazların davranışını açıklayan teoriye **kinetik teori** denir. Kinetik teoriye göre

*Gaz molekülleri gelişigüzel ve sürekli hareket eder, birbirleriyle ve kap yüzeyiyle çarpışır. Bu çarpışmalar hızlı ve esnek (Brown hareketi).

*Gaz molekülleri arasındaki uzaklık gazın öz hacmine göre çok büyük olduğu için gazların öz hacmi ihmal edilir.

*Gaz molekülleri arasındaki uzaklık oldukça fazladır. Bu nedenle gaz moleküllerinin birbirleriyle çarpışma anı dışında aralarında hiçbir zayıf etkileşim olmadığı varsayılır.

*Gaz moleküllerinin kinetik enerjileri mutlak sıcaklıkla doğru orantılıdır. Bu nedenle aynı sıcaklıktaki gaz moleküllerinin ortalama kinetik enerjileri birbirine eşittir.

*Kinetik enerjileri eşit olan gaz moleküllerinden molekül kütlesi küçük olanın hızı daha fazladır.

*Bir gaz, kinetik teori varsayımlarına ne kadar yakın davranıyorsa ideal gaz olmaya da o kadar yakındır.

GRAHAM DİFÜZYON YASASI: Gaz moleküllerinin aynı ya da farklı gaz molekülleri arasında yayılmasına **difüzyon** denir. Kapalı bir kaptaki bulunan gaz moleküllerinin küçük bir delikten boşluğa yayılmasına da **efüzyon** denir. Gazların difüzyon ve efüzyon hızı gaz moleküllerinin kinetik enerjilerine bağlı olarak değişir.

$$E_K = \frac{3}{2}kT$$

Kinetik enerji ile hız arasındaki ilişki ise aşağıdaki formülle açıklanır.

$$E_K = \frac{1}{2}mv^2$$

Aynı sıcaklıkta bulunan iki farklı gaz molekülünün difüzyon ve efüzyon hızları kinetik enerji formülünden yararlanılarak karşılaştırılabilir.

X ve Y molekülünün sıcaklıkları aynı olduğundan ortalama kinetik enerjileri eşittir. $E_{K_X} = E_{K_Y}$

Kinetik enerjinin hıza bağlılığını ve kinetik enerji-hız ilişkisini gösteren iki formül aşağıdaki şekilde birleştirilebilir.

$$E_K = \frac{3}{2}kT = \frac{1}{2}mv^2 \quad v = \sqrt{\frac{3kT}{m}}$$

X ve Y gazlarının hızları ayrı ayrı yazılıp birbirine oranlanırsa aşağıdaki eşitlik elde edilir.

$$\frac{v_X}{v_Y} = \sqrt{\frac{T_X m_Y}{T_Y m_X}} \text{ veya } \frac{v_X}{v_Y} = \sqrt{\frac{T_X M_{A_Y}}{T_Y M_{A_X}}}$$

4. BÖLÜM

GAZ KARIŞIMLARI

2.4.1. KİSMİ BASINÇ

Karışımındaki bir gazın tek başına uyguladığı basınca **kısmi basınç** denir. Dalton'un Kısmi Basınçlar Yasası'na göre bir gaz karışımındaki toplam basınç, karışımındaki her bir gazın kısmi basınçlarının toplamına eşittir.

$$P_T = P_X + P_Y + P_Z + \dots$$

Bir gaz karışımındaki toplam basınç (P_T), gaz moleküllerinin yapısına değil, karışımındaki gazların toplam mol sayısına bağlıdır. $n_T = n_X + n_Y$

Karışımındaki gazlar için ayrı ayrı ideal gaz denklemini kullanılabileceği gibi karışım için de ideal gaz denklemini yazılabilir.

$$P_X \cdot V_X = n_X \cdot R \cdot T$$

$$P_Y \cdot V_Y = n_Y \cdot R \cdot T$$

$$P_T \cdot V_T = n_T \cdot R \cdot T$$

Herhangi bir X gazının kısmi basınç formülü, gazın toplam basınç formülüne oranlandığında aşağıdaki bağıntı elde edilir.

$$\frac{P_X}{P_T} = \frac{\frac{n_X R T}{V_T}}{\frac{n_T R T}{V_T}} \quad \frac{P_X}{P_T} = \frac{n_X}{n_T}$$

Gaz karışımındaki bir gazın mol sayısının karışımındaki bütün gaz-ların toplam mol sayısına oranına **mol kesri** denir ve X ile gösterilir. Matematiksel olarak aşağıdaki gibi ifade edilir.

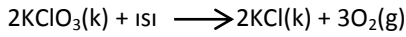
$$X = \frac{n_X}{n_T}$$

X = mol kesri
n_X = gazın mol sayısı
n_T = karışımın toplam mol sayısı

Herhangi bir gaz karışımındaki bütün gazların mol kesirleri topla-mı daima 1'e eşittir. $X_T = X_X + X_Y + X_Z + \dots = 1$

Su Üzerinde Toplanan Gazlar: Kapalı kapta bulunan su, atmosferde olduğu gibi her sıcaklıkta buharlaşır. Artan buhar moleküllerinin bazılarının kinetik enerjisinin azalması sonucu buhar yoğunlaşır. Bir süre sonra buharlaşan su miktarı ile yoğunlaşan buhar miktarı dengelenir. Bu olaya suyun **doygun buhar basıncı** ya da **denge buhar basıncı** denir. Doygun buhar basıncı sıcaklığa bağlı olarak değişir. Bir denge durumu olduğu için ha-cim artışı ya da azalışı doygun buhar basıncını etkilemez. Su bulunan bu kaba suda çözünmeyen ve suyla tepkime vermeyen bir gaz eklenirse su yüzeyindeki gaz basıncı, eklenen gazın kısmi basıncı ile suyun doy-gun buhar basınçları toplamına eşit olur.

Örneğin laboratuvarıda O₂ eldesinde kullanılan yöntemlerden biri de potasyum kloratın (KClO₃) ısıtılmasıdır. Potasyum klorat ısıtıldı-ğında oksijen gazı açığa çıkar.



Açığa çıkan oksijen gazı su dolu dereceli silindir (mezür) içinde toplanır. Dereceli silindirde toplanan gazın basıncı oksijen gazından ve suyun buhar basıncından kaynaklanır. Oksijen gazının kısmi basıncı ile su buharının kısmi basıncının toplamı toplam gaz basıncını verir.

$$P_T = P_{\text{O}_2} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

Su yüzeyinde oluşan doygun buhar basıncı sıcaklığa bağlı olarak değişir. Bu yüzden hesaplama yapılırken toplam basınçtan suyun buhar basıncı çıkarılarak diğer gazın basıncı bulunur ve gerekli hesaplamalar yapılır.

5. BÖLÜM

GERÇEK GAZLAR

2.5.1. GERÇEK GAZ VE İDEAL GAZ

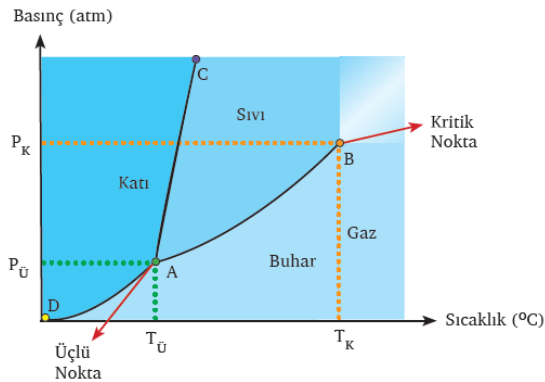
Gazların davranışlarını açıklayan kinetik teoriye göre;

1. Gaz tanecikleri çok küçük hacme sahip olduklarından kabın hac-mine göre gaz taneciklerinin hacmi ihmal edilebilir.
2. Gaz tanecikleri arasında itme ve çekme kuvvetlerinin olmadığı ve birbirlerinin davranışlarından etkilenmediği varsayılır.

Bu iki koşulu sağlayan gazlar **ideal gaz** olarak tanımlanabilir. İdeal gazlar kinetik teorinin varsayımlarına ve gaz yasalarına uyan gazlardır. Doğada bulunan gazlar ise **gerçek gazlar** olarak tanımlanabilir. Gerçek gazlar uygun koşullarda (yüksek sıcaklık ve düşük basınç) ideale yakın davranır. Ancak bu her koşulda mümkün değildir.

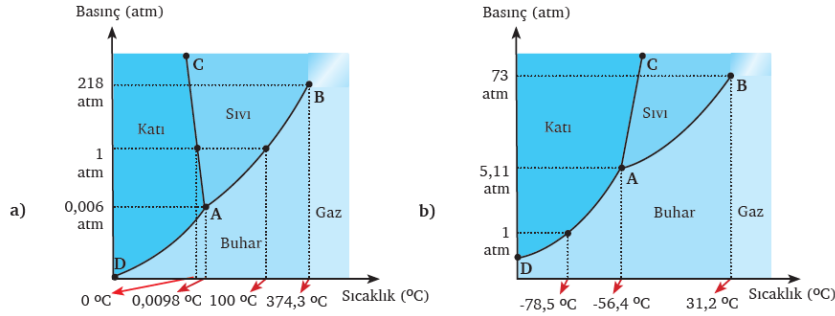
Gazlar yüksek basınç ve düşük sıcaklıkta ideallikten sapar.

Faz Diyagramları: Maddenin bir hâlden diğer hâle geçmesine **faz geçişi** denir. Maddelerin farklı sıcaklık ve basınç koşullarında fiziksel durumlarını gösteren grafiklere **faz diyagramı** adı verilir.



A noktası maddenin üç hâlinin bir arada bulunduğu sıcaklık (**T_ü**) ve basınç (**P_ü**) noktasıdır, bu noktaya **üçlü nokta** denir. B noktası ise bir gazın basınç uygulanarak sıvılaştırılabileceği en yüksek sıcaklık noktasıdır ve **kritik sıcaklık (T_k)-basınç (P_k) noktası** olarak adlandırılır. Kritik nokta buhar-sıvı geçişinin sonlandığı noktadır. Bu sıcaklık-basınç değerinin üstünde madde, gaz hâlinindedir. **AB (buharlaşma-yoğuşma) eğrisi**: Maddenin buhar hâlden sıvı hâle veya sıvı hâlden buhar hâle geçebileceği sıcaklık-basınç değerlerini gösterir. **AC (erime-donma) eğrisi**: Maddenin sıvı hâlden katı hâle veya katı hâlden sıvı hâle geçebileceği sıcaklık basınç değerlerini gösterir. **AD (süblimleşme-kırağlaşma) eğrisi**: Maddenin buhar hâlden katı hâle veya katı hâlden buhar hâle geçebileceği sıcaklık-basınç değerlerini gösterir.

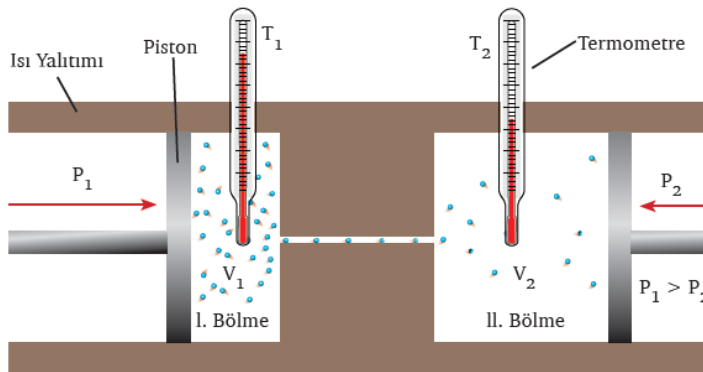
Suyun ve Karbon Dioksitin Faz Diyagramı



Grafik 2.5.4: a) H₂O için faz diyagramı, b) CO₂ için faz diyagramı

Joule-Thomson Olayı:

Hızla genişştirilen gazların soğuma nedeni gazın kinetik enerjisi ile mutlak sıcaklığının doğru orantılı olmasıdır. Mutlak sıcaklık artırıldıkça gazın kinetik enerjisi artar. Aynı şekilde kinetik enerjiyi artıracak durumlar gazın sıcaklığını artırır. Kinetik enerjiyi düşürecek durumlar da gazın sıcaklığını azaltır. Bu nedenle genişleyen gazlar hareket ettikleri için gazların kinetik enerjileri de sıcaklıkları da düşer. Bu olaya James Joule ve William Thomson'ın anısına **Joule-Thomson olayı** veya **Joule Thomson genişleşmesi** denir. Joule-Thomson olayında genişleyen gazın sıcaklık değişimi ne kadar az ise gaz ideale o kadar yakındır. Joule-Thomson olayından yararlanılarak hava hızla genişştirilmiş, soğutulmuş, havadan oksijen ve azot gazı elde edilmiştir.



Soğutucularda, pompa ile lastik şişirilirken, çakmıklara gaz doldurulurken ve benzeri olaylarda Joule-Thomson olayı gerçekleşir.