

Gazlar ve Özellikleri

Maddenin hallerinden birisi de **gaz halidir**. Yaşadığımız atmosfer bir çok çeşit gazla doludur, tüm canlıların yaşaması için ve bir çok kimyasal tepkimenin gerçekleşmesi için bu gazlara ihtiyacımız vardır.

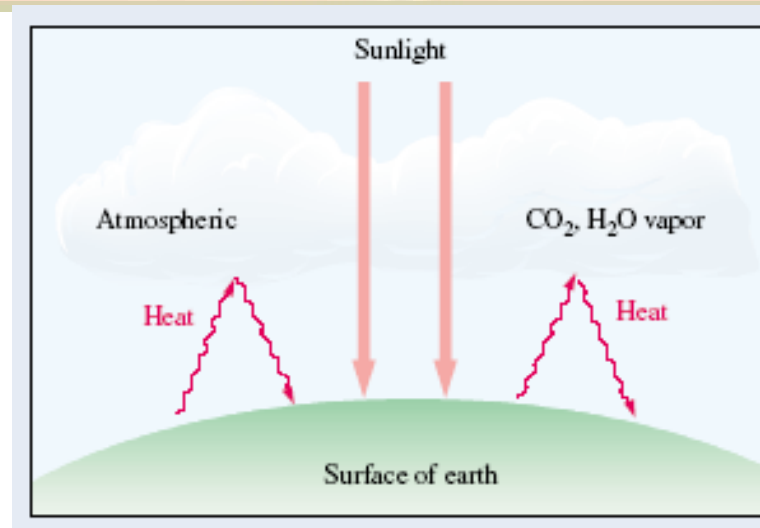
Ayrıca **yüzlerce endüstriyel öneme sahip madde oda sıcaklığında gaz halde bulunur**. Bir çok kimyasal tepkime ya gaz halde gerçekleşir, ya da gaz haldeki maddeler girdi olarak kullanılır veya tepkime sonucunda gaz ürünler üretilir. Bu nedenle kimyacılar gazların özelliklerini iyi bilmeli ve bu özellikleri kimyasal amaçlara uygun bir biçimde kullanabilecek mekanizmaları iyi anlamalıdır.

Gaz hali maddenin en düzensiz halidir. Gazlar hızla hareket eden, birbirleriyle ve kabın çeperiyle sürekli çarpışan ve aralarında büyük boşluklar bulunan, bulundukları kabı dolduran, birbirleriyle her oranda karışabilen taneciklerden oluşur. Bu gaz tanecikleri He, Ar, vs. gibi atomlar veya N_2 , CO_2 , C_2H_4 , vs. gibi moleküllerden oluşabilir.

Etrafımızı saran atmosferin bileşimi aşağıdaki tabloda verilmiştir.

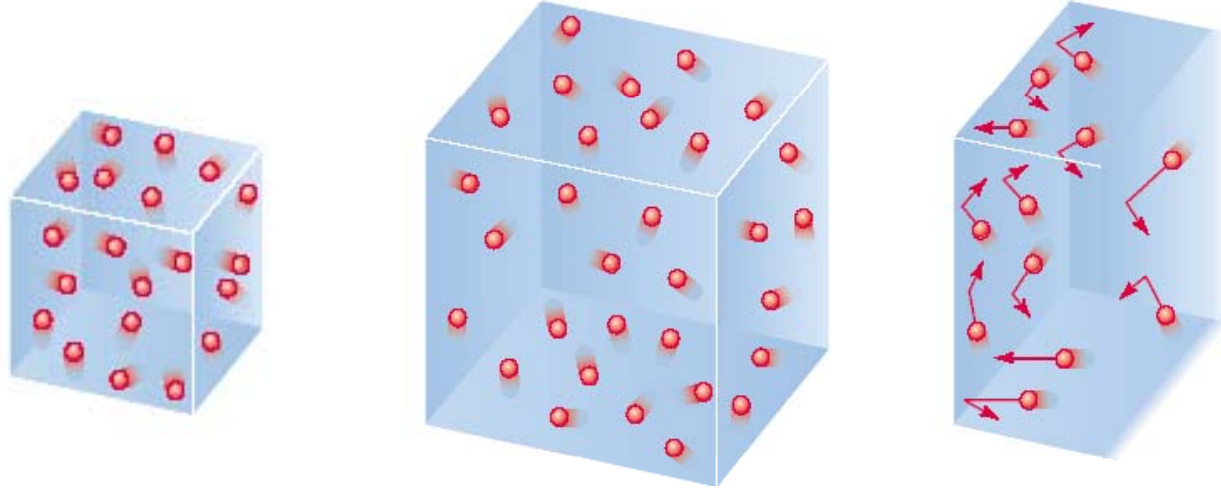
Bileşen	Hacimce %	Ağırlıkça %
N ₂	78.08	75.52
O ₂	20.95	23.14
Ar	0.93	1.29
CO ₂	0.037	0.05
Ne	1.82×10^{-3}	1.27×10^{-3}
He	5.24×10^{-4}	7.24×10^{-5}
CH ₄	1.7×10^{-4}	9.4×10^{-5}
Kr	1.14×10^{-4}	3.3×10^{-4}

Sera etkisi



Atmosferi ısıtır

Gaz tanecikleri arasında büyük boşluklar bulunduğundan gazların sıkıştırılabilme özellikleri vardır. Sıkıştırma sonucunda gaz tanecikleri birbirine yaklaşır, aralarındaki mesafeler azalır ve gazın hacmi küçülür. Hızla hareket eden tanecikler bulundukları kabın çeperine sürekli çarparak bir basınç uygularlar.



Basınç, herhangi bir maddenin bulunduğu yüzeyin birim alanına uyguladığı kuvvete verilen isimdir. Bu madde katı, sıvı veya gaz olabilir. Gazların basıncı ise gaz taneciklerinin, bulundukları kabın birim alanına uygulamış olduğu kuvvettir. SI birim sisteminde kuvvet N alan ise m^2 olarak kullanılır. Basınç birimi olan N/m^2 ise paskal (Pa) olarak adlandırılır.

$$P = \frac{F}{A} \quad Pa = \frac{N}{m^2}$$

Pa çok küçük bir basınç birimidir ve bu yüzden çoğu kez Pa yerine kilopaskal (kPa) kullanılır. Daha yaygın kullanılan basınç birimleri de mevcuttur. Bu birimleri yeri geldikçe tanımlayacağız ve kullanacağız.

Gaz taneciklerinin oluşturduğu toplam kuvveti ölçmek için yukarıdaki denklemi kullanmak güçtür. Bunun yerine gazların basıncı mekanik ölçümler hariç dolaylı olarak sıvılar kullanılarak ölçülür. Bu nedenle sıvıların basınçları konusunda da bir şeyler söylenmelidir.

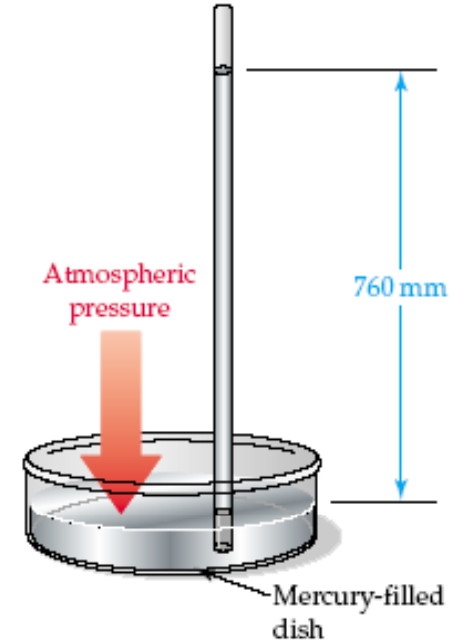
Bir sıvının basıncı ise sıvı sütununun yüksekliği ve sıvının yoğunluğuna bağlıdır. Bir sıvının bulunduğu kabın yüzeyine yapmış olduğu basıncı bulmak için yukarıdaki denklemi kullanalım.

$$P = \frac{F}{A} = \frac{W}{A} = \frac{g.m}{A} = \frac{g.V.d}{A} = \frac{g.h.\cancel{A}.d}{\cancel{A}} = g.h.d$$

Bulunduğumuz atmosfer gazlarla doludur. Bu gaz sütununun yeryüzünün birim yüzeyine yapmış olduğu basınç **atmosfer basıncı** olarak adlandırılır. Bu açık hava basıncını ölçmek için kullanılan araçlara **barometre** denir. Barometre, Evangelista Torricelli adlı bilim adamı tarafından bulunmuştur. Bir ucu kapalı 850 mm uzunluğunda cıva dolu 1 cm² genişliğinde bir çubuk, baş aşağı cıva dolu bir kaba batırıldığında çubuktaki cıva tamamen boşalmaz ve 760 mm yüksekliğinde bir seviyede sabit durur. Bunun nedeni atmosferin cıva yüzeyine yapmış olduğu basınçtır. Atmosfer basıncı yere ve havanın durumuna göre değişir.



Barometreler



760 mm cıva yüksekliğine basınç birimi olarak **1 atmosfer (1 atm)** adı verilir. 1mm cıva basıncına ise Torricelli'nin anısına **1 Torr** denir.

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg} = 76 \text{ cm Hg}$$

$$1 \text{ atm} = 9,81 \text{ m/s}^2 \times 0,76 \text{ m} \times 1,36 \times 10^4 \text{ kg/m}^3 = 101293 \text{ kg/m s}^2 (\text{Pa})$$

Cıva sütunu yerine başka bir sıvı kullanıldığında bu sıvının yüksekliği aşağıdaki ilişki yardımıyla kolayca hesaplanabilir.

$$g \times h_{\text{SIVİ}} \times d_{\text{SIVİ}} = g \times h_{\text{CİVA}} \times d_{\text{CİVA}}$$

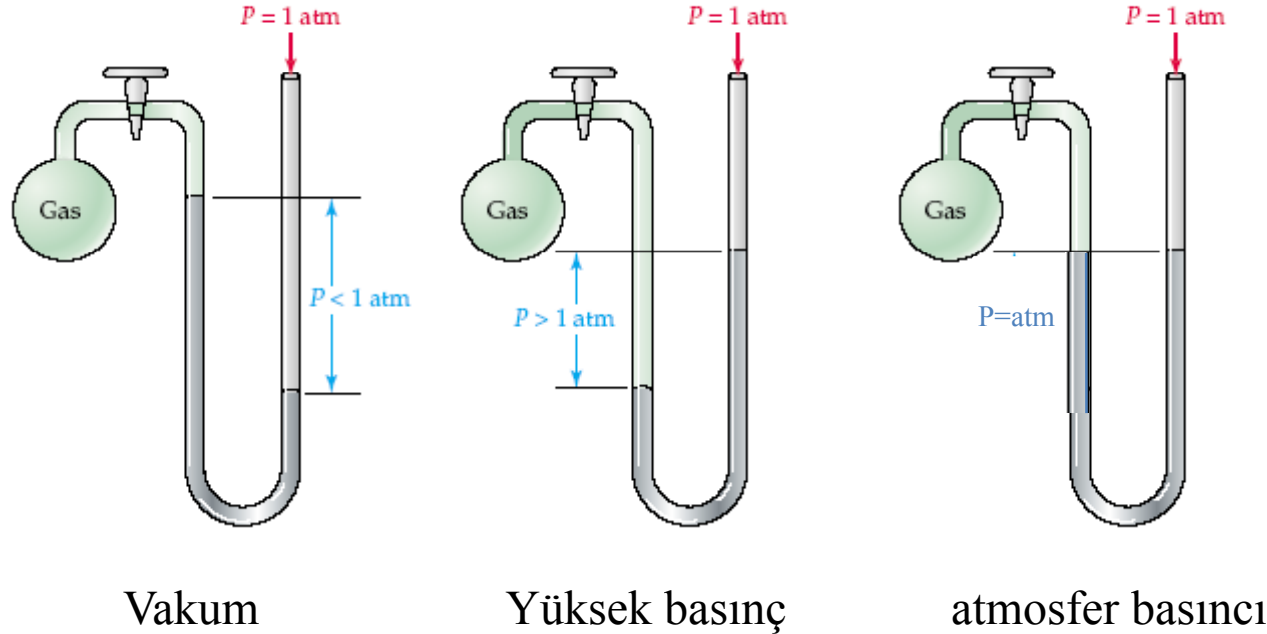
Örneğin, 76 cm sıva sütunu kaç cm su sütununa denktir. Diğer bir deyişle Torrcelli deneyini su ile yapmış olsaydı çubuğunun uzunluğu ne olmalıydı?

$$g \times h_{\text{SIVİ}} \times d_{\text{SIVİ}} = g \times h_{\text{CİVA}} \times d_{\text{CİVA}}$$

$$h_{\text{SIVİ}} \times 1.0 \text{ g/cm}^3 = 76 \text{ cm} \times 13.6 \text{ g/cm}^3$$

$$h_{\text{SIVİ}} = 1033.6 \text{ cm} = 10.34 \text{ m su sütunu gerekir.}$$

Kapalı bir kapta bulunan gazların basınçları barometre kullanılarak ölçülemez. Bunun yerine **manometre** denilen ve içi sıvı dolu olan bir ucu atmosfere açık bir U borudan oluşan düzenek kullanılır.



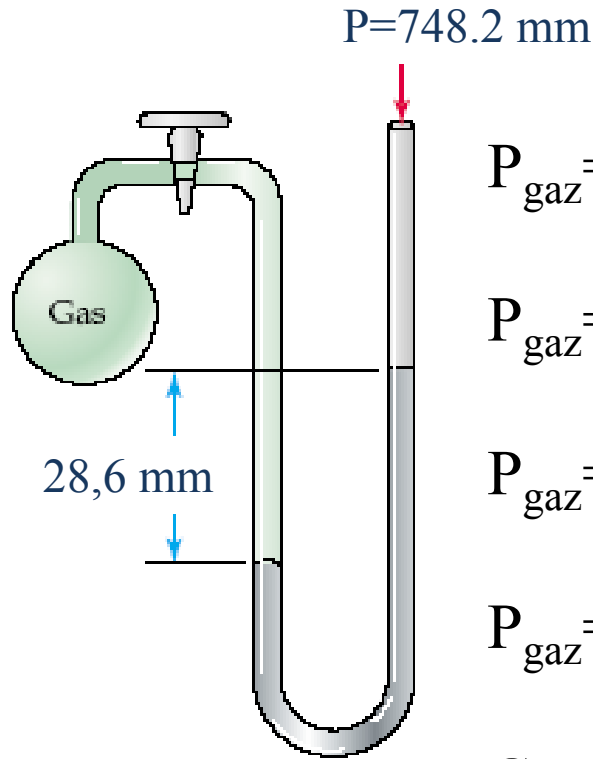
$$P_{\text{gaz}} + \Delta P = P_{\text{atm}}$$

$$P_{\text{gaz}} = P_{\text{atm}} + \Delta P$$

$$P_{\text{gaz}} = P_{\text{atm}}$$

Bir manometrede eşit sıvı düzeylerinde basınç eşittir. Yukarıda verilen örneklerde A gazının basıncı, atmosfer basıncında küçük, B gazının basıncı, atmosfer basıncından yüksek, C gazının basıncı ise atmosfer basıncına eşittir. Genelde manometre sıvısı cıvadır.

Örnek: aşağıda verilen manometrede manometre sıvısı olarak 13.6 g/cm^3 yoğunluğa sahip cıva kullanılmıştır. Açık hava basıncı 748.2 torr ve koldaki cıva seviyesi 28.6 mm olduğuna göre kabın içerisindeki gazın basıncı nedir? $g=980 \text{ cm/s}^2$.



$$P_{\text{gaz}} = P_{\text{atm}} + \Delta P$$

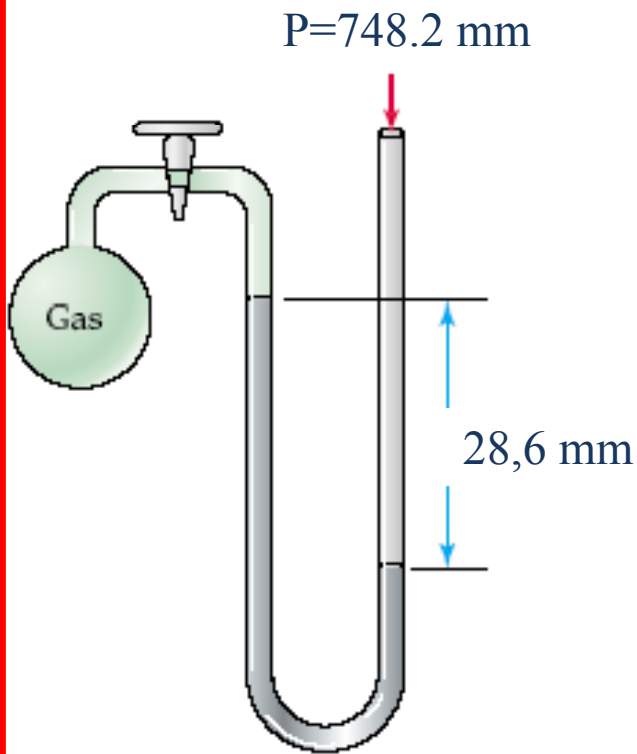
$$P_{\text{gaz}} = 748,2 \text{ mm} + 28,6 \text{ mm}$$

$$P_{\text{gaz}} = 748,2 \text{ mm} + 28,6 \text{ mm}$$

$$P_{\text{gaz}} = 778,8 \text{ mm Hg}$$

Görüldüğü gibi kabın içerisindeki gazın basıncı atmosfer basıncından daha büyüktür.

Örnek: aşağıda verilen manometrede manometre sıvısı olarak 13.6 g/cm^3 yoğunluğa sahip cıva kullanılmıştır. Açık hava basıncı 748.2 torr ve koldaki cıva seviyesi 28.6 mm olduğuna göre kabın içerisindeki gazın basıncı nedir? $g=980 \text{ cm/s}^2$.



$$P_{\text{gaz}} + \Delta P = P_{\text{atm}}$$

$$P_{\text{gaz}} = P_{\text{atm}} - \Delta P$$

$$P_{\text{gaz}} = 748,2 \text{ mm} - 28,6 \text{ mm}$$

$$P_{\text{gaz}} = 748,2 \text{ mm} - 28,6 \text{ mm}$$

$$P_{\text{gaz}} = 719,6 \text{ mm Hg}$$

Görüldüğü gibi kabın içerisindeki gazın basıncı atmosfer basıncından daha küçüktür.

Bazı yaygın kullanılan basınç birimleri aşağıda verilmiştir.

1 atmosfer

1 atm

Milimetre cıva (mm Hg)

760 mm Hg

Torr

760 Torr

Paskal (Pa)

101325 Pa

Kilo Paskal (kPa)

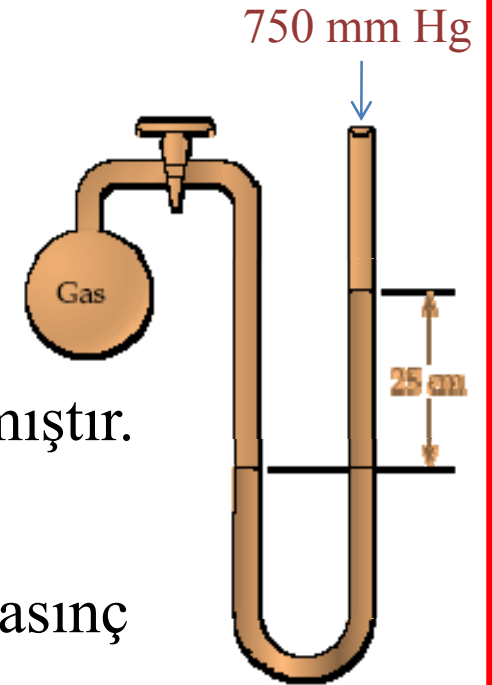
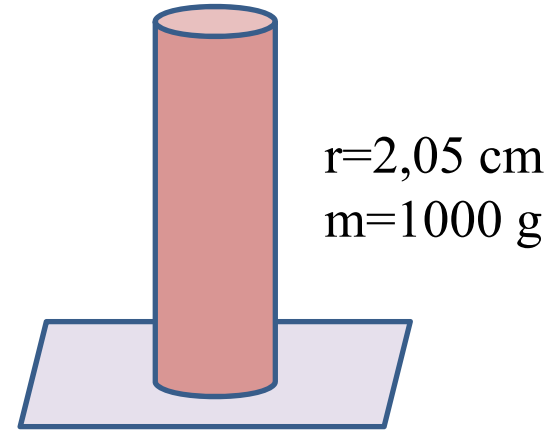
101.325 kPa

Bar (bar)

1.01325 bar

Milibar (mb)

1013.25 mb



Örnek: Şekilde verilen manometrede cıva kullanılmıştır. Kabın içerisindeki gazın basıncını hesaplayınız.

Örnek: Yukarıda verilen silindirin yüzeye yaptığı basınç kaç torr dur.

Basit Gaz Yasaları

Bir gazın bulunduğu durumu tanımlamak için kullanılan özellikler, **gazın basıncı (P), gazın hacmi (V), gazın sıcaklığı (T) ve gazın mol sayısıdır (n)**. Bu özellikler değiştirilerek bir gazın mevcut durumu değiştirilebilir.

Kimyada bu değişkenlerin birbirleriyle ilişkileri incelenirken, daima iki değişken sabit tutularak diğer ikisinin birbirine nasıl bağlı olduğu incelenir. Bu ilişkilere **basit gaz yasaları** adı verilir. Bu yasalar gazların davranışlarını anlatmak ve anlamak amacıyla kullanılır.

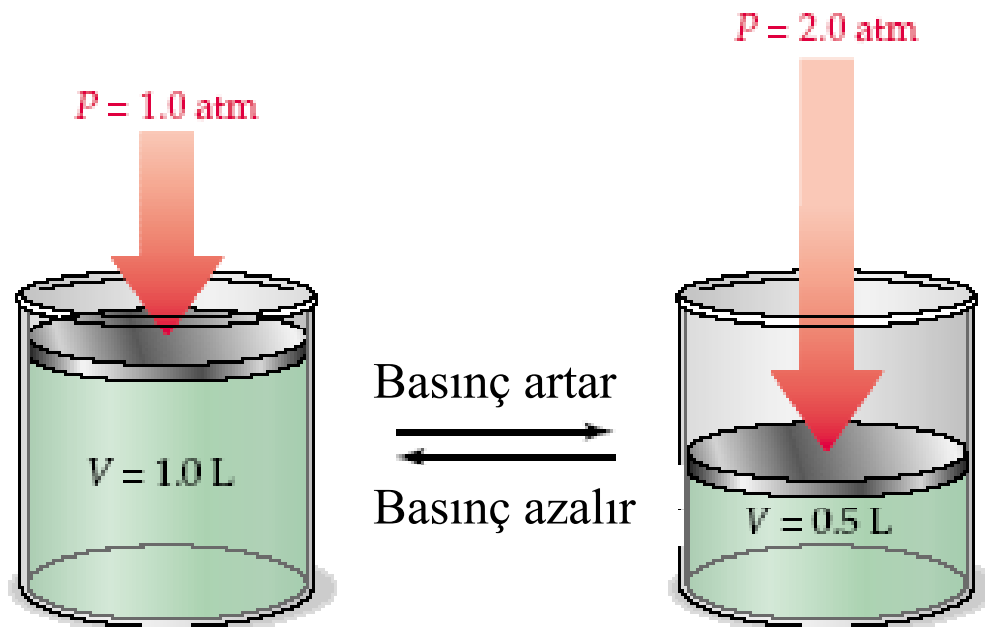
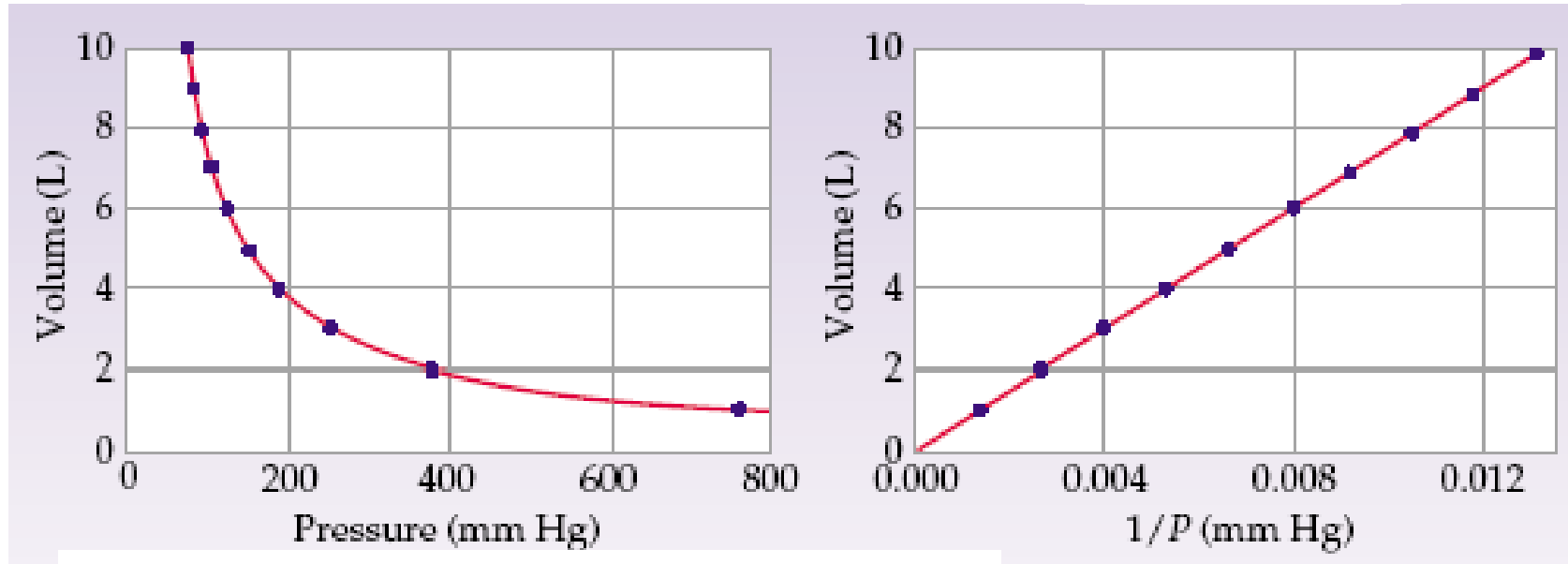
Boyle Yasası, sabit sıcaklıkta, miktarı sabit olan bir gazın hacmi basıncı ile ters orantılıdır. Veya sabit sıcaklıkta, miktarı sabit olan bir gazın hacmi ile basıncının çarpımı sabittir.

$$V \propto 1/P \quad \text{veya} \quad V = k/P \quad \text{veya} \quad PV = k \quad (n, T \text{ sbt.})$$

Sabitin değeri mol sayısı ve sıcaklığa bağlıdır. 0°C ve 1 mol için 22,4.

$$PV = k$$

$$V = k \left(\frac{1}{P} \right) + 0$$



$$P_1 V_1 = k \quad \text{oranlanırsa}$$

$$P_2 V_2 = k$$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$\frac{P_1}{V_2} = \frac{P_2}{V_1} \quad \text{Boyle yasası}$$

Örnek: Bir gaz örneği 6.75 atm basınç altında 360 mL yer kaplamaktadır. Sıcaklık ve gaz miktarı sabit tutulup basınç 1 atm değerine düşürüldüğünde gazın yeni hacmi ne olur?

Sabit sıcaklık ve gaz miktarında Boyle yasası geçerlidir.

Gazın başlangıçtaki basıncı, $P_1 = 6.75 \text{ atm}$

Gazın başlangıçtaki hacmi, $V_1 = 360 \text{ mL}$

Gazın son durumdaki basıncı, $P_2 = 1.00 \text{ atm}$

Gazın son durumdaki hacmi, $V_2 = ? \text{ mL}$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$6.75 \text{ atm} \times 360 \text{ mL} = 1 \text{ atm} \times V_2$$

$$V_2 = 2430 \text{ mL}$$

Görüldüğü gibi basınç azalınca gazın hacmi artmıştır.

Örnek: Geniş ve düzgün olmayan kapalı bir tankın hacmini belirlemek için, havası boşaltılan tank 50 L hacminde ve 21.5 atm basınçta gaz içeren bir silindire bağlanmıştır. Silindirin vanası açıldıktan ve sıcaklık ilk değerine ulaştıktan sonra gazın son basıncı 1.55 atm olduğuna göre boş tankın hacmi ne kadardır.

Sabit sıcaklık ve gaz miktarında Boyle yasası geçerlidir.

Başlangıçtaki basınç, $P_1 = 21.5 \text{ atm}$,

Başlangıçtaki hacim, $V_1 = 50 \text{ L}$

Son durumdaki basınç, $P_2 = 1.55 \text{ atm}$

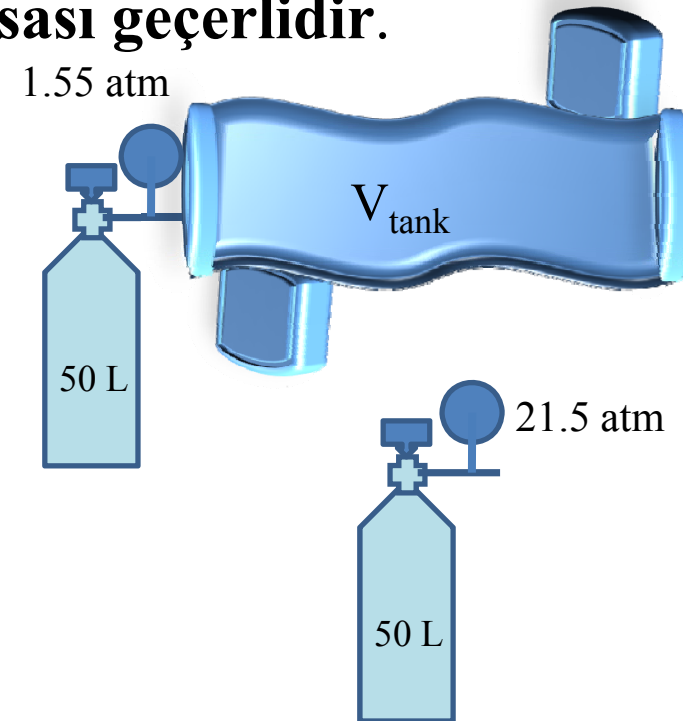
Son durumdaki hacim, $V_2 = V_1 + V_{\text{tank}} = ? \text{ L}$

$$P_1 V_1 = P_2 V_2$$

$$21.5 \text{ atm} \times 50 \text{ L} = 1.55 \text{ atm} \times V_2$$

$$V_2 = 694 \text{ L}$$

$$V_2 = V_1 + V_{\text{tank}} \Rightarrow V_{\text{tank}} = V_2 - V_1 = 694 - 50 = 644 \text{ L}$$

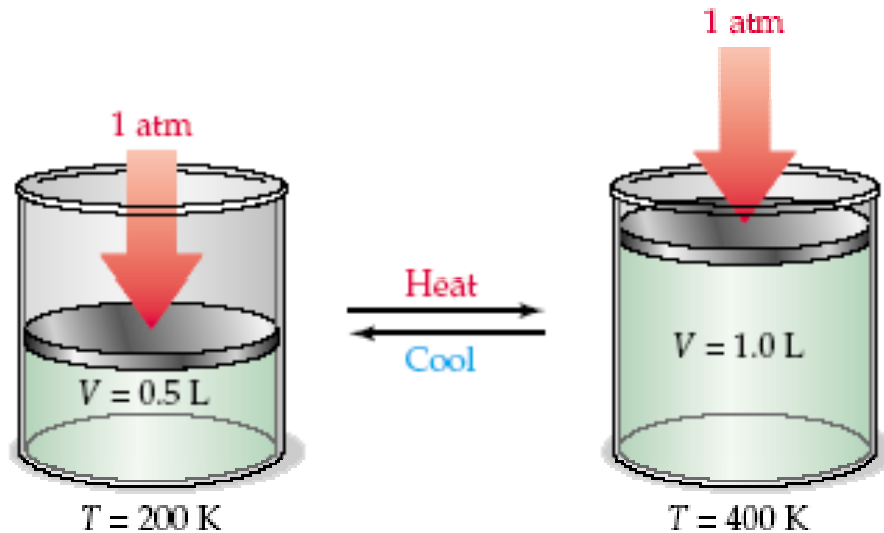


Charles Yasası, sabit basınçta, miktarı sabit olan bir gazın hacmi sıcaklıkla doğru orantılı olarak artar.

$$V \propto T \quad \text{veya} \quad V/T = b \quad (n, P \text{ sbt.})$$

Sabitin değeri mol sayısı ve basınca bağlıdır, gazın cinsine bağlı değildir. Burada kullanılan sıcaklık, mutlak sıcaklıktır (bu eşelde negatif sıcaklık yoktur) ve birimi Kelvin dir (K). Celsius sıcaklığı, Kelvin sıcaklığa aşağıda eşitlik yardımıyla dönüştürülür,

$$T = t + 273,15 \quad \text{veya} \quad T = t + 273$$

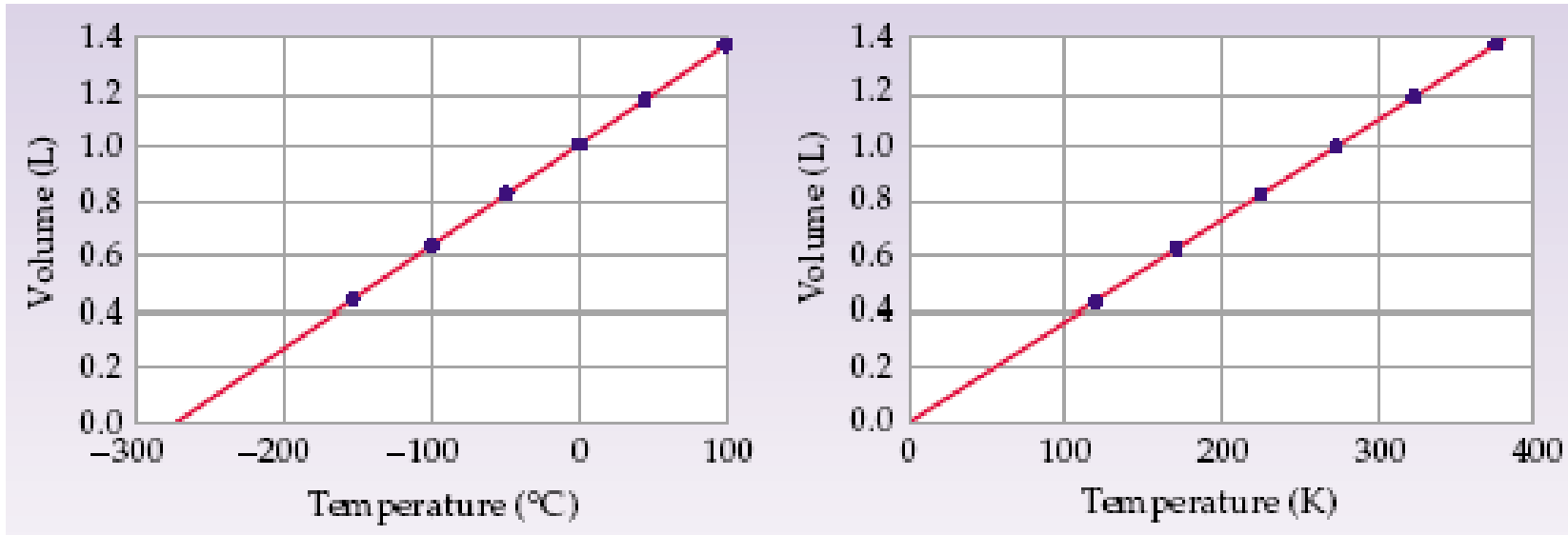


$$V_1/T_1 = b$$

$$V_2/T_2 = b$$

oranlanırsa

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{Charles yasası}$$



Celsius eşeli mutlak eşel değildir. Sıfır noktası, 0°C olan suyun donma noktası olup, mümkün olan en düşük sıcaklık değildir. Negatif sıcaklıklar mümkündür. Bir gazın Celsius olarak sıcaklığı iki katına çıktığında gazın hacmi iki kat artmaz. Fakat Kelvin olarak sıcaklık iki katına çıktığında hacim de iki kat artar. Kelvin eşeli mutlak bir eşeldir ve 0K olası en düşük sıcaklıktır. Negatif uzunluk, negatif hacim olmayacağı gibi negatif mutlak sıcaklık da olamaz. Gazlar soğuduğunda önce sıvılaşır, sonra katılaşır, fakat 0K yakınına gaz olarak ulaşamazlar. 0K bir gazın hacminin sıfır olduğu ütöpik bir noktadır.

Örnek: Bir gaz örneğinin 45°C sıcaklıkta hacmi 79.5 mL dir. Gazın basıncı ve miktarı sabit tutulduğunda ve sıcaklık 0°C olduğunda örnek hacmi ne olur?

Başlangıçtaki sıcaklık, $T_1 = 45 + 273 = 318 \text{ K}$

Başlangıçtaki hacim, $V_1 = 79.5 \text{ L}$,

Son durumdaki sıcaklık, $T_2 = 0 + 273 = 273 \text{ K}$

Son durumdaki hacim, $V_2 = ?$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{Charles yasası}$$

$$\frac{79.5 \text{ L}}{318 \text{ K}} = \frac{V_2}{273 \text{ K}}$$

$$V_2 = \frac{273 \text{ K} \times 79.5 \text{ L}}{318 \text{ K}} \Rightarrow V_2 = 68.3 \text{ L}$$

Sıcaklık azaldığında hacim doğru orantılı olduğu için azalmıştır.

Örnek: Bir balon oda sıcaklığında (24°C) hacmi 2.5 L oluncaya kadar şişirilmiştir. Daha sonra balon çok soğuk (-25°C) olan bir kış gününde dışarıya çıkarılmıştır. Balonun içindeki hava miktarı ve balonun basıncı sabit kaldığına göre balonun son hacmi ne olur?

Başlangıçtaki sıcaklık, $T_1 = 24 + 273 = 297 \text{ K}$

Başlangıçtaki hacim, $V_1 = 2.5 \text{ L}$,

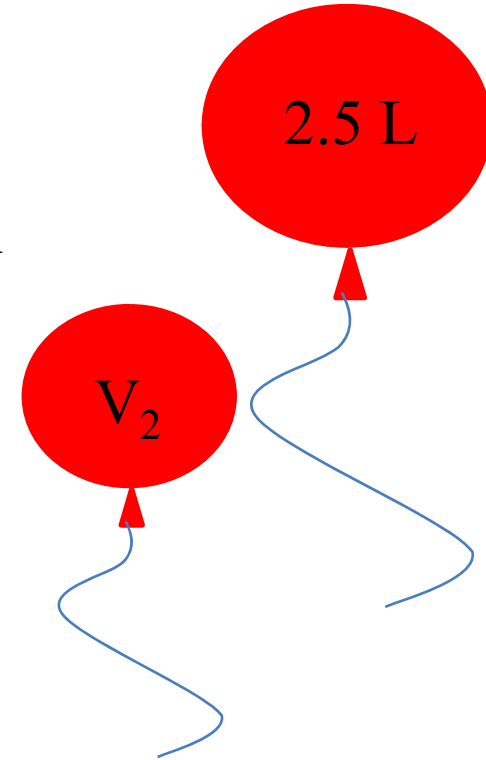
Son durumdaki sıcaklık, $T_2 = -25 + 273 = 248 \text{ K}$

Son durumdaki hacim, $V_2 = ?$

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

$$\frac{2.5 \text{ L}}{297 \text{ K}} = \frac{V_2}{248 \text{ K}}$$

$$V_2 = \frac{248 \text{ K} \times 2.5 \text{ L}}{297 \text{ K}} \Rightarrow V_2 = 2.1 \text{ L}$$



Sıcaklık azaldığında, hacim doğru orantılı olduğu için azalmıştır.

Amontons Yasası, sabit hacimde, miktarı sabit olan bir gazın basıncı sıcaklıkla doğru orantılı olarak artar.

$$P \propto T \quad \text{veya} \quad P/T = c \quad (n, V \text{ sbt.})$$

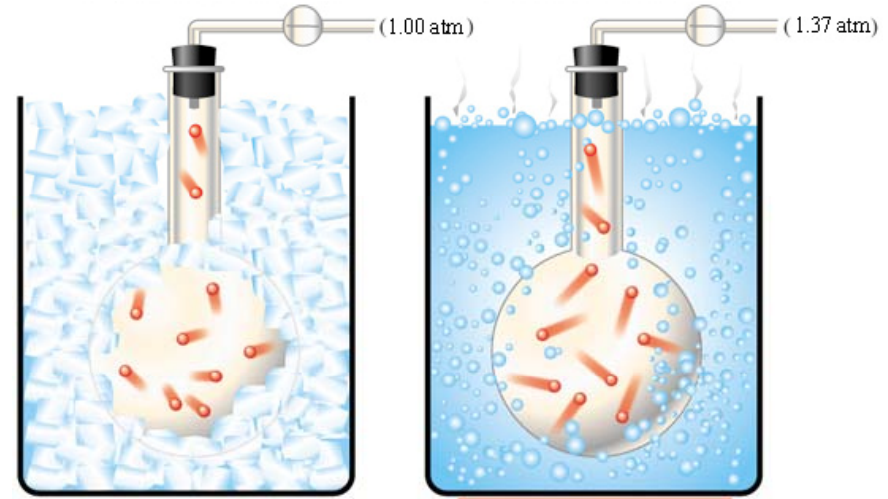
Sabitin değeri mol sayısı ve hacme bağlıdır, gazın cinsine bağlı değildir.

$$P_1/T_1 = c$$

oranlanırsa

$$P_2/T_2 = c$$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{Amontons yasası}$$



1703 yılında G. Amontons bir gazın basıncının bu gazın sıcaklığının bir ölçüsü olduğu ilkesine dayanarak bir hava termometresi yapmıştır. www.google.com sitesinden görsellerden aranarak bu türden bir termometrenin yapısının nasıl olduğu görülebilir.

Örnek: 10.0 litrelik bir kap 2.00 atm basınç ve 0°C sıcaklıkta bir gaz ile doldurulmuştur. Kap içerisindeki basınç hangi sıcaklıkta 2.50 atm olur?

Başlangıçtaki basınç, $P_1 = 2.00 \text{ atm}$

Başlangıçtaki sıcaklık, $T_1 = 0 + 273 = 273 \text{ K}$

Son durumdaki basınç, $P_2 = 2.50 \text{ atm}$

Son durumdaki sıcaklık, $T_2 = ?$

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2} \quad \text{Amontons yasası}$$

$$\frac{2.00 \text{ atm}}{273 \text{ K}} = \frac{2.50 \text{ atm}}{T_2}$$

$$T_2 = \frac{273 \text{ K} \times 2.50 \text{ atm}}{2.00 \text{ atm}} \Rightarrow T_2 = 341 \text{ K}$$

$$t_2 = 341 - 273 = 68^\circ\text{C}$$

Avogadro Yasası, sabit basınçta ve sıcaklıkta bir gazın hacmi, gazın miktarıyla doğru orantılı olarak artar.

$$V \propto n \quad \text{veya} \quad V/n = d \quad (P, T \text{ sbt.})$$

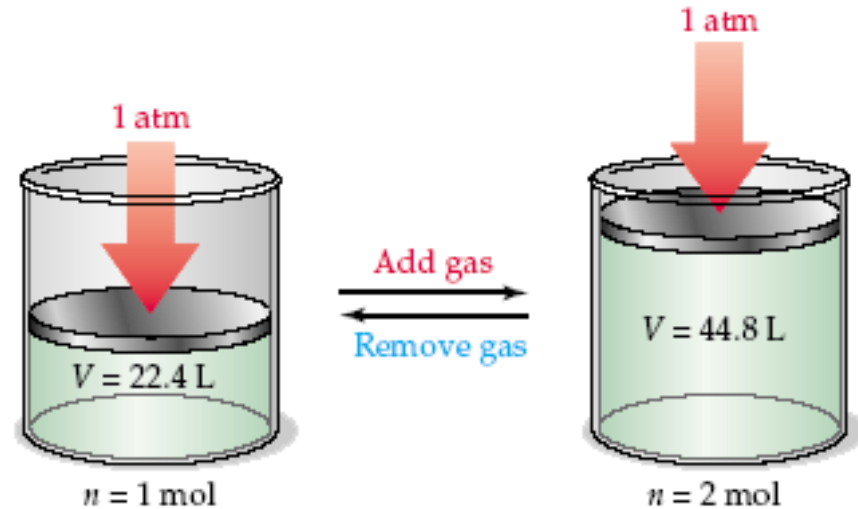
Sabitin değeri basınç ve sıcaklığa bağlıdır, gazın cinsine bağlı değildir.

$$V_1/n_1 = d$$

oranlanırsa

$$V_2/n_2 = d$$

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2} \quad \text{Avogadro yasası}$$



Avogadro yasası, aynı sıcaklık ve basınçta gazların türüne bakılmaksızın eşit hacimlerinde eşit sayıda tanecik bulunduğunu söyler. Yani, aynı koşullarda 1 L oksijen içerisindeki moleküllerin sayısı, 1 L He, H₂, CO₂ vs içerisindeki molekül sayısıyla aynıdır.

Gazlar için standart koşullar tanımlanmıştır. **0°C ve 1 atm basınç gazlar için standart koşullar olarak kabul edilmiştir.** Bu koşulları sağlayan durumları tanımlamak için NŞA (normal şartlar altında) kısaltması kullanılır.

Avogadro yasası, NŞA cinsine bakılmaksızın 1 mol gazın 22.4 L hacim kapladığını belirtir.

Örnek: NŞA 1 L siklopropan gazı (C_3H_6) kaç moldür? Ayrıca siklopropanın 1 molü ($3 \times 12 + 6 \times 1 = 42$ g/mol) olduğuna göre 1 L gazın kütlesi ne kadardır?

$$\begin{array}{ccc} 22,4 \text{ L gaz} & \searrow & 1 \text{ mol} \\ & \times & \\ 1 \text{ L gaz} & \nearrow & ? \text{ mol} \end{array}$$

$$22,4 \cdot x = 1 \cdot 1 \Rightarrow 0,045 \text{ mol}$$

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol gaz} & \searrow & 42 \text{ g} \\ & \times & \\ 0,045 \text{ mol} & \nearrow & ? \text{ g} \end{array}$$

$$1 \cdot x = 0,045 \cdot 42 \Rightarrow 1.89 \text{ g}$$

1 L siklopropan gazı 0,045 mol veya 1.89 g dır.

Basit Gaz Yasalarının Birleştirilmesi

Basit gaz yasaları, diğer iki etkenin sabit kaldığı bir durumda hacim ve basınç üzerine bir değişkenin etkisini gösterir. Bu basit gaz yasaları birleştirilerek **genel bir gaz denklemi** elde edilebilir.

$$V \propto 1/P \qquad V \propto T \qquad V \propto n$$

bu orantılar birleştirilirse,

$V \propto (1/P) (T) (n)$ orantı katsayısına R denirse,

$$V = R (1/P) (T) (n) \Rightarrow PV = nRT$$

Bu eşitliğe uyan gazlara **ideal gazlar** denir ve bu eşitliğe **ideal gaz eşitliği** adı verilir. R sabitine ise **ideal gaz sabiti** denir ve bu sabitin değeri, NŞA bir durum için hesaplanabilir.

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{1 \text{ atm} \times 22.4 \text{ L}}{1 \text{ mol} \times 273.15 \text{ K}} = 0.082057 \frac{\text{L atm}}{\text{mol K}} = 0.082057 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Eğer SI birim sisteminde hacim birimi olarak m^3 ve basınç birimi olarak Pa kullanılırsa R sabitinin değeri,

$$R = \frac{PV}{nT} = \frac{101325 \text{ Pa} \times 2.241 \times 10^{-2} \text{ m}^3}{1 \text{ mol} \times 273.15 \text{ K}} = 8.314 \text{ m}^3 \text{ Pa mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Bu birimde Pa terimi $\text{kg m}^{-1} \text{ s}^{-2}$ olduğundan ve $\text{m}^3 \times \text{Pa}$ bir enerji birimi olan joule olduğundan yukarıda verilen R, ayrıca $8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$ olarak da yazılabilir. Çeşitli birimlerde R değeri kimya kaynaklarından bulunabilir veya birimler dönüştürülerek istenilen bir birimde R sabiti elde edilebilir. **Eşitlikte kullanılan birimler R değerinin birimleriyle uyumlu olmak zorundadır.**

Genel gaz denklemi bir durumu tanımlamak ve bilinmeyen bir değeri bulmak amacıyla tek başına kullanılacağı gibi, iki farklı durum için yazılıp oranlanarak iki farklı durumdaki gazı kıyaslamak amacıyla da kullanılabilir.

$$PV = nRT \quad \text{veya} \quad \frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{n_1 R T_1}{n_2 R T_2}$$

Örnek: 45°C ve 745 mm Hg basınçta bulunan 0.5 mol Cl₂ gazı kaç litre hacim kaplar? R=0.0821 L atm mol⁻¹K⁻¹

$$PV=nRT$$

bu eşitlikte sadece hacim bilinmemektedir. Bilinenler yerine yazılırsa,
(745 /760) atm x V = 0.5 mol x 0.0821 L atm/mol K x (45+273)K

$$V = 13.32 \text{ L olarak bulunur.}$$

Örnek: 39°C ve 12.5 L hacimde bulunan gazın basıncı 0.5 atm olarak ölçülmüştür. Kaptaki gaz kaç moldür? R=0.0821 L atm mol⁻¹K⁻¹

$$PV=nRT$$

bu eşitlikte sadece mol sayısı bilinmemektedir. Bilinenler yazılırsa,
(0.5) atm x 12.5 L = n x 0.0821 L atm/mol K x (39+273)K

$$n = 0.244 \text{ mol olarak bulunur.}$$

Yukarıda verilen örneklerde ideal gaz eşitliği tek bir koşula uygulanmıştır. Daha önceden de belirtildiği gibi ideal gaz denklemi iki farklı durumu kıyaslamak üzere de kullanılır. İdeal gaz eşitliği iki farklı durum için yazılırsa,

$$P_1 V_1 = n_1 R T_1 \quad \text{ve} \quad P_2 V_2 = n_2 R T_2$$

$$R = \frac{n_1 T_1}{P_1 V_1} \quad \text{ve} \quad R = \frac{n_2 T_2}{P_2 V_2}$$

$$\frac{n_1 T_1}{P_1 V_1} = \frac{n_2 T_2}{P_2 V_2}$$

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{n_1 T_1}{n_2 T_2}$$

Eşitlikte sabit olan değerler varsa birbirini götürerek ve sadece net olarak değişen ve birbirini etkileyen değerler geriye kalacaktır.

Örnek: 35°C ve 1.15 atm basınçtaki bir ideal gaz örneğinin hacmi 462 mL dir. Bu gaz örneğinin standart koşullardaki (0 °C ve 1 atm) hacmi nedir?

Bu soruda iki durumun kıyaslanması söz konusudur. İdeal gaz eşitliğinin iki durum için yazılıp oranlanmasıyla,

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{n_1 R T_1}{n_2 R T_2}$$

Elde edilir Bilinenler yerine yazılır. Sabit olan değerler eşitliğe yazılmaz,

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{n_1 R T_1}{n_2 R T_2} = \frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

$$\frac{1.15 \text{ atm} \times 0.462 \text{ L}}{1 \text{ atm} \times V_2} = \frac{(35 + 273)}{(0 + 273)} \Rightarrow V_2 = 0.471 \text{ L}$$

Örnek: 1 L hacmindeki bir balona NŞA bir miktar O_2 gazı ilave edilmiştir. Daha sonra aynı balon $100^\circ C$ sıcaklığa ısıtılmıştır. Balondaki gazın basıncı yeni sıcaklık değerinde ne olur?

Bu soruda yine iki durumun kıyaslanması söz konusudur. İdeal gaz eşitliğinin iki durum için yazılıp oranlanmasıyla,

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{n_1 R T_1}{n_2 R T_2}$$

elde edilir. Bilinenler yerine yazılır ve sabit değerler sadeleşirse,

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{n_1 R T_1}{n_2 R T_2} = \frac{P_1}{P_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

$$\frac{1 \text{ atm}}{P_2} = \frac{(0 + 273)}{(100 + 273)} \Rightarrow P_2 = 1.37 \text{ atm}$$

Bir gaz kütlesinin mol sayısı (n), gazın kütlesinin (m) gazın molekül ağırlığına (M_A) oranlanmasıyla bulunur. $n=m/M_A$ olduğu biliniyor.

İdeal gaz denkleminde bulunan n değeri bu değerle yer değiştirildiğinde aşağıdaki eşitlik elde edilir. **Bu eşitlik yardımıyla gazın kütlesi doğrudan ideal gaz eşitliğinde kullanılabilir.**

$$PV = \left(\frac{m}{M_A} \right) RT$$

Örnek: 27 °C sıcak ve 2.00 atm basınçta 30 g CO gazı ne kadar hacim kaplar? C:12, O: 16 g/atg.

$$PV = \left(\frac{m}{M_A} \right) RT$$

$$2 \text{ atm} \times V = \left(\frac{30 \text{ g}}{28 \text{ g/mol}} \right) \times 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times (27 + 273) \text{ K}$$

$$V = 13.19 \text{ L}$$

Veya en önemlisi, yukarıdaki eşitlik kullanılarak bir gazın molekül ağırlığı hesaplanabilir.

Örnek: Bir gazın 1.5 gramının 1 L hacimde ve 50°C sıcaklıkta basıncı 0.948 atm olarak ölçülmüştür. Gazın molekül ağırlığı nedir?

$$PV = \left(\frac{m}{M_A} \right) RT$$

$$0.948 \text{ atm} \times 1 \text{ L} = \left(\frac{1.5 \text{ g}}{M_A} \right) \times 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times (50 + 273) \text{ K}$$

$$M_A = 41.96 \text{ g mol}^{-1}$$

Bir gazın yoğunluğu, gazın kütesinin hacmine oranlanmasıyla bulunur. $d=m/V$ olduğu biliniyor. **Bu eşitlik yardımıyla gazın yoğunluğu doğrudan ideal gaz eşitliğinde kullanılabilir.**

$$PV = \left(\frac{m}{M_A} \right) RT \Rightarrow PM_A = \left(\frac{m}{V} \right) RT \Rightarrow PM_A = d_{\text{gaz}} RT$$

Veya en önemlisi, yukarıdaki eşitlik kullanılarak bir gazın yoğunluğu veya yoğunluğu biliniyorsa molekül ağırlığı hesaplanabilir.

Örnek: Kapalı bir kap içerisinde bulunan bir miktar siklopropanın 50°C sıcaklıkta basıncı 0.948 atm olarak ölçülmüştür. Siklopropanın yoğunluğu nedir? C₃H₆, C:12, H: 1 g/atg.

$$PV = \left(\frac{m}{M_A} \right) RT \Rightarrow PM_A = \left(\frac{m}{V} \right) RT$$

$$PM_A = d_{\text{gaz}} RT$$

$$0.948 \text{ atm} \times 42 \text{ g/mol} = d_{\text{gaz}} \times 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{K}^{-1} \times (50 + 273) \text{ K}$$

$$d_{\text{gaz}} = 1.50 \text{ g/L}$$

Görüldüğü gibi bir gazın yoğunluğu kolayca bulunabilmektedir. Bu eşitlik çeşitli kombinasyonlarda kullanılarak amaca uygun daha farklı bilgiler elde edilebilir.

Örnek: Siklopropanın 50°C sıcaklık ve 0.948 atm basınçta yoğunluğu 1.50 g/L olarak ölçülmüştür. Siklopropanın molekül ağırlığı nedir? Siklopropanın en basit formülü CH₂ olduğuna göre molekül formülü nasıldır? C:12, H: 1 g/atg.

$$PV = \left(\frac{m}{M_A} \right) RT \Rightarrow PM_A = \left(\frac{m}{V} \right) RT \Rightarrow PM_A = d_{\text{gaz}} RT$$

Bilinenler yerine yazılırsa,

$$0.948 \text{ atm} \times M_A = 1.5 \text{ g/L} \times 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times (50 + 273) \text{ K}$$

$$M_A = 41.96 \text{ g/mol} \cong 42 \text{ g/mol}$$

Molekül ağırlığı bilindiğine göre molekül formülü bulunabilir.

$$(\text{EBF ağırlığı})_n = (\text{MF ağırlığı}) \Rightarrow 14 \times n = 42$$

$$n = 42/14 = 3 \quad \text{Molekül formülü} \quad (\text{CH}_2)_3 = \text{C}_3\text{H}_6$$

Katı ve sıvı yoğunlukları ile gazların yoğunlukları arasında iki önemli fark vardır.

1- Gazların yoğunlukları önemli ölçüde sıcaklık ve basınca bağlıdır. Basınç arttıkça gaz yoğunluğu artar, sıcaklık arttıkça gaz yoğunluğu azalır. Katı ve sıvıların yoğunlukları da sıcaklığa bağlıdır, fakat basınçla hemen hiç değişmezler.

2- Bir gazın yoğunluğu o gazın molekül ağırlığı ile doğru orantılıdır. Sıvı ve katıların yoğunlukları ise molekül ağırlıklarından bağımsızdırlar.

Yoğunlukları havadan hafif olan gazlar uçan balonların yapımında kullanılırlar. **Gaz ile doldurulmuş bir balonun yoğunluğu ($d=m/V$) havadan hafif ise balon ancak uçabilir.** Bu nedenle, örneğin meteoroloji balonları hidrojen veya helyum ile doldurulurlar. Sıcak hava, soğuk havadan daha hafif olduğundan hava balonlarında kullanılırlar, fakat yükseklerde havanın yoğunluğu azaldıkça balonun yükselmesi durur, yani çıkacağı yüksek sınırlıdır.

Örnek: Bir helyum hava balonunun hacmi 205 000 L dir. Bu balonu 21°C sıcaklıkta 745 torr basınca kadar şişirmek için kaç gram He gerekir?

$$PV = \left(\frac{m}{M_A} \right) RT$$

Bu eşitlikte sadece m değeri bilinmemektedir.

Dönüşümler yapıлып, bilinenler yerine yazılırsa,

$$(745/760) = 0.98 \text{ atm,}$$

$$(21+273)=294 \text{ K}$$

$$0.98 \text{ atm} \times 205\,000 \text{ L} = (m / 4 \text{ g mol}^{-1}) \times 0.0821 \text{ Latm/molK} \times (294) \text{ K}$$

$$m = 33292.7 \text{ g veya}$$

$$m = 33.30 \text{ kg olarak bulunur.}$$

İçerisinde en az 33.3 kg He olan bir basınçlı tüp satın alınmalıdır.



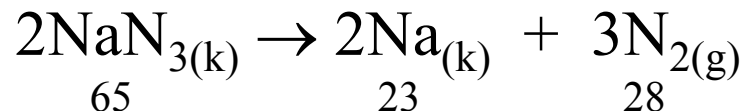
Kimyasal tepkimelerde gazlar

Şimdiye kadar pek çok yerde gazların girdi veya ürün olarak yer aldığı bir çok tepkime gördük. Gazların yer aldığı tepkimelerle işlem yapılırken işlem genellikle iki adımda gerçekleştirilir.

1- önce gaz miktarını diğer girdi ve ürünlerin miktarı ile bağdaştıran stokiyometrik faktörler kullanılır,

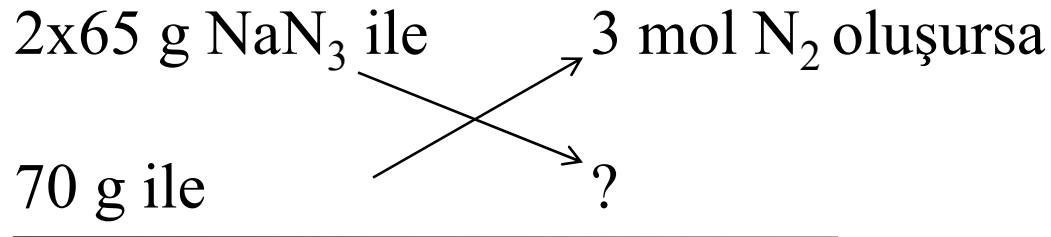
2- daha sonra gaz miktarını hacim, sıcaklık ve basınçla bağdaştıran ideal gaz denklemi kullanılarak istenilen sonuç bulunur.

Örneğin, aşağıda verilen tepkimede 70 g NaN_3 bozunduğunda açığa çıkan N_2 gazının hacmi 733 mm Hg basınç ve 26°C sıcaklıkta ne kadardır?



Öncelikle reaksiyon stokiyometrisine göre açığa çıkan azot gazının mol sayısı hesaplanmalıdır. Bunun için basit orantı kullanılabilir.

1- Bunun için basit bir stokiyometrik orantı kullanılabilir.



$$2 \times 65 \cdot x = 3 \times 70 \Rightarrow x = 1,615 \text{ mol N}_2 \text{ oluşur.}$$

2- Oluşan N₂ gazının verilen koşullardaki hacmini bulmak için ideal gaz denklemi kullanılır.

$$P = 735/760 = 0.967 \text{ atm}$$

$$PV = nRT$$

$$0.967 \text{ atm} \times V = 1.615 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times (26+273)\text{K}$$

$$0.967 \text{ atm} \times V = 1.615 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times (299)\text{K}$$

$$V = 41.1 \text{ L N}_2 \text{ gazı açığa çıkar.}$$

Birleşen hacimler yasası, Joseph Gay-Lusac tarafından bulunmuştur. Gay-Lusac, 1808 yılında yaptığı deneylerde sabit sıcaklık ve basınçta, bir kimyasal tepkimede kullanılan gazların hacimleri arasında basit oranların bulunduğunu gözlemlemiştir.

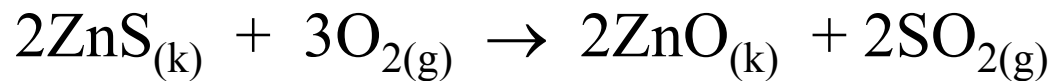
Gazların bulunduğu tepkimelerde hesaplamaları kolaylaştıran bu yasa, gazların tam sayılarla ifade edilen basit hacim oranlarıyla birleştiklerini göstermektedir. Yani mol sayılarını gösteren stokiometrik katsayılar, gazların bulunduğu tepkimelerde hacim yerine çekinmeden kullanılabilir.

Örneğin, $2\text{NO}_{(g)} + \text{O}_{2(g)} \rightarrow 2\text{NO}_{2(g)}$ tepkimesini ele alalım. Bu tepkimede 2 mol NO gazı, 1 mol O₂ ile reaksiyona girerek 2 mol NO₂ oluşturmaktadır.

Gazların eşit hacimlerinde eşit sayıda tanecik bulunduğundan, bu tepkime için, 2 hacim NO gazı, 1 hacim O₂ ile reaksiyona girerek 2 hacim NO₂ oluşturur denilebilir. Veya 2 L NO gazı, 1 L O₂ ile reaksiyona girerek 2 L NO₂ oluşturur da denilebilir.

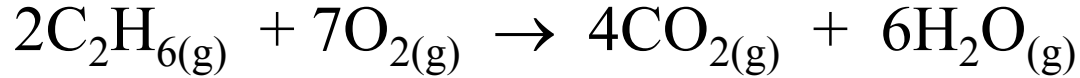
Birleşen hacimler yasasını kullanabilmek için tepkimenin tamamının gaz olması gerekmez. Tepkimenin bir kısmının gaz olduğu durumlarda da yasa uygulanabilir. **Tepkimede katı bileşenlerin mevcut olması durumunda, daha önce kullanılan stokiyometrik kolaylıklar aynen kullanılabilir.** Yani gerektiğinde katı bileşenin mol sayısı veya gerektiğinde kütlesi gaz hacmine karşı kullanılarak hesaplama yapılabilir.

Örneğin, Çinko blend (ZnS) aşağıdaki reaksiyona göre kavruarak ZnO haline dönüştürülür. İşlem sırasında harcanan her litre O₂ başına oluşan SO₂ hacmi ne kadardır? Her iki gaz aynı koşulda ölçülmüştür.



Görüldüğü gibi reaksiyonda harcanan 3 mol O₂ başına 2 mol SO₂ oluşmakta, yani, harcanan 3 hacim O₂ başına 2 hacim SO₂ oluşmakta veya harcanan 3 litre O₂ başına 2 litre SO₂ oluşmaktadır. Buna göre 3 litre O₂ ile 2 litre SO₂ oluşursa, 1 litre O₂ ile kaç litre SO₂ oluşur? Orantısı sonucunda 0.667 L SO₂ bulunur.

Örnek: Tepkimede yer alan gazların hacimleri aynı sıcaklık ve basınç altında ölçüldüğünde 15 L etanın (C_2H_6) tam olarak yanması için kaç litre oksijen gerekir? Kaç litre CO_2 oluşur?



Birleşen hacimler yasasına göre stokiyometrik katsayılar hacim olarak da kullanılabilir. Buna göre,

$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ L etan için} & \nearrow & 7 \text{ L } O_2 \text{ gerekirse} \\ & \searrow & \\ 15 \text{ L için} & & ? \end{array}$$

$$2 \cdot x = 15 \cdot 7 \Rightarrow x = 52.5 \text{ L } O_2 \text{ gerekir.}$$

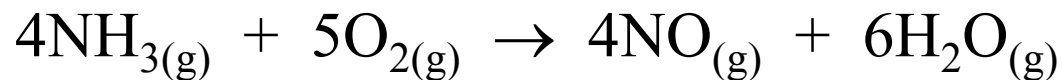
$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ L etan ile} & \nearrow & 4 \text{ L } CO_2 \text{ çıkarsa} \\ & \searrow & \\ 15 \text{ L ile} & & ? \end{array}$$

$$2 \cdot x = 15 \cdot 4 \Rightarrow x = 30 \text{ L } CO_2 \text{ açığa çıkar.}$$

Eğer gazlar aynı sıcaklık ve basınçta ölçülmemiş ise birleşen hacimler yasası uygulanamaz. Böyle durumlarda en iyi yol, gazlar hakkındaki bilgileri gaz denklemlerini kullanarak mol cinsine dönüştürmek ve moller üzerinden stokiyometrik hesaplamaları yapmaktır.

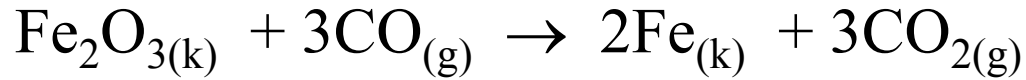
Ölçümlerin aynı sıcaklık ve basınçta yapıldığı durumlarda ise genellikle sıcaklık ve basıncın sayısal değerlerinin bilinmesine gerek yoktur. Aynı sıcaklık ve basınçta ölçüm yapılması birleşen hacimler yasasının kullanılabilmesi için yeterli sebeptir.

Örnek: Aşağıda verilen tepkimede her litre NO gazı oluşturmak için kaç litre O₂ harcanmalıdır? Tepkimedeki gazlar aynı koşullarda ölçülmüştür.



Tepkimede 225 L NH₃ harcandığında kaç litre su oluşur? Hesaplayınız.

Örnek: 1 kg Fe_2O_3 bileşiğini indirgemek için standart koşullarda kaç litre CO gazı gereklidir? $\text{Fe}_2\text{O}_3 = 160 \text{ g/mol}$.



Burada hatırlamamız gereken bilgi NŞA 1 mol gazın 22.4 L hacim kapladığıdır.

$$\begin{array}{ccc} 160 \text{ g Fe}_2\text{O}_3 \text{ için} & \nearrow & 3 \cdot 22.4 \text{ L CO gerekirse} \\ 1000 \text{ g için} & \searrow & ? \end{array}$$

$$160 \cdot x = 1000 \cdot 3 \cdot 22.4 \Rightarrow x = 420 \text{ L CO gerekir.}$$

Görüldüğü gibi bu problemde katı olan bir bileşenin miktarıyla, gaz olan bir bileşenin miktarı arasında stokiometrik bir ilişki kurulmuştur.

Bu ilişkide gaz bileşen için mol sayısını kullanmak yerine, gaz yasalarından çıkan mol-hacim ilişkisi kullanılmıştır.

Gazların Kinetik Kuramı

Gazların kinetik kuramı tüm gaz davranışlarında gözlenen düzenliliği açıklamak için geliştirilmiş bir modeldir. Modelin gelişmesine zaman içerisinde bir çok bilim adamı katkıda bulunmuştur. Kinetik kuram aşağıdaki ön kabulleri içermektedir.

- 1- Gazlar uzayda birbirlerinden oldukça uzakta bulunan taneciklerden oluşmuştur. Her bir molekülün gerçek hacmi gazın toplam hacmi yanında yok denecek kadar azdır.
- 2- Gaz molekülleri bir doğru boyunca hızlı ve sürekli hareket ederler. Hareket halindeki bu moleküller birbirleriyle ve bulundukları kabın çeperiyle sürekli olarak çarpışırlar. Bu çarpışmalar sonucunda kinetik enerjide bir azalma olmaz.
- 3- Bir gazın ortalama kinetik enerjisi sıcaklığa bağlı olup sıcaklık arttıkça artar. Sabit sıcaklıkta tüm gazların kinetik enerjileri aynıdır.
- 4- Gaz moleküllerinin arasındaki çekim, ihmal edilecek kadar azdır.

Şimdiye kadar anlatılan tüm gaz yasaları kinetik kuramla açıklanabilir. Boyle yasası, Amontons yasası, Charles yasası vs. kinetik kuramla açıklanabilir.

Örneğin, Gaz basıncı gaz taneciklerinin kabın çeperine çarpması sonucunda oluşur. Gazın hacmi küçülürse, gaz molekülleri daha küçük bir hacme sıkışır ve birim yüzeye çarpan moleküllerin sayısı artar ve gazın basıncı yükselir.

Örneğin, yine kinetik kuramla açıklanabilir. Gazların ortalama kinetik enerjileri sıcaklıkla artar. Kinetik enerjisi artan moleküllerin hızları artar ve kabın çeperine daha şiddetle çarparlar. Bu şiddetli çarpmalar, gazın basıncının artmasına neden olur.

Örneğin, yine kinetik kuramla açıklanabilir. Isıtılan bir gazın hacmi genişleyebiliyorsa, basıncı sabit kalır. Isıtılan gazın kinetik enerjisi artar, gaz moleküllerinin birbirleriyle ve kabın çeperiyle çarpışma şiddeti artar. Basınç sabit kaldığından gazın hacmi genişler.

Gaz Karışımları

Basit gaz yasaları ortaya koyulurken deneyler bir gaz karışımı olan hava ile yapılmıştır. Basit gaz yasaları ve ideal gaz eşitliği tek gazlara uygulandığı gibi, birbiriyle etkileşmeyen gaz karışımlarına da uygulanabilir. Gaz karışımları ile çalışıldığında en basit yaklaşım, karışımı oluşturan gazların toplam mol sayısını kullanmaktır. Karışımın sıcaklığı ve hacmi sabit olduğundan,

$$P_T = P_A + P_B + \dots = \frac{n_A RT}{V} + \frac{n_B RT}{V} + \dots = (n_A + n_B + \dots) \frac{RT}{V} = n_T \frac{RT}{V}$$

Olacaktır. Bu eşitlik kullanılarak çok bileşenli bir gaz karışımının toplam basıncı hesaplanabilir.

Örneğin, 0.5 mol H_2 ve 1.1 mol He gazı $20^\circ C$ sıcaklıkta 5.0 L hacimli bir kaba koyulduğunda basıncı ne olur?

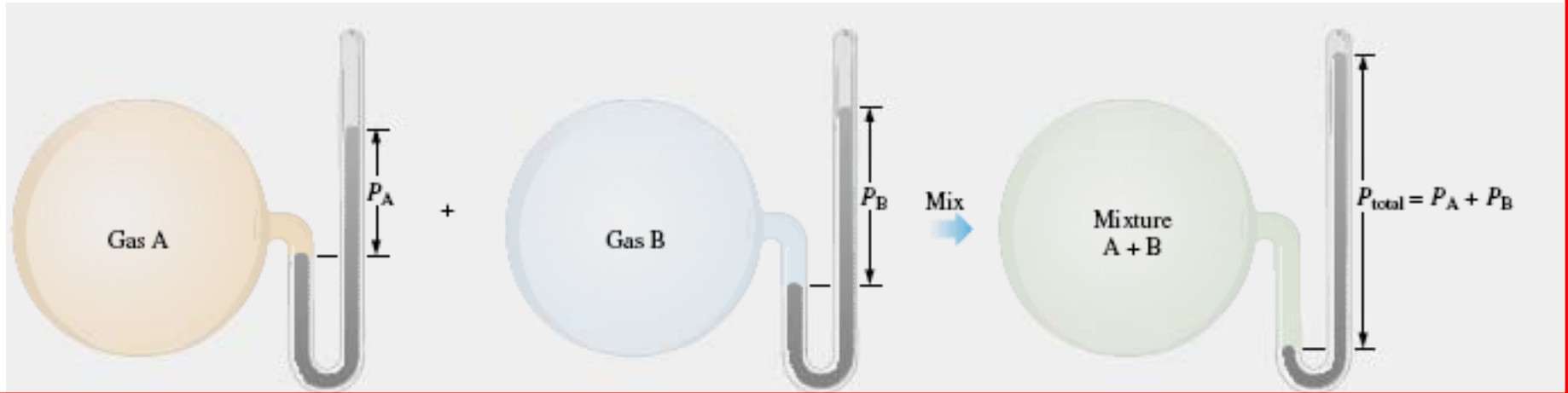
$$P_{Kar} = (n_1 + n_2) \frac{RT}{V} = (0.5 + 1.1) \text{ mol} \frac{0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 293 \text{ K}}{5.0 \text{ L}} = 7.7 \text{ atm}$$

Dalton'un Kısmi Basınçlar Yasası

Birbirleriyle tepkimeye girmeyen (inert) gazların karışımlarının davranışları John Dalton tarafından incelenmiştir. **Dalton, böyle bir gaz karışımının toplam basıncının, karışımdaki tüm gazların kısmi basınçlarının toplamına eşit olacağını bulmuştur.**

Bir gazın **kısmi basıncı**, o gazın kabı tek başına doldurduğu durumda yapacağı basınç olarak tanımlanır. Toplam basınç P_T , kısmi basınçlar p_A, p_B, p_C, \dots olduğunda aşağıdaki eşitlik yazılabilir.

$$P_T = p_A + p_B + p_C + \dots$$



Kinetik kurama göre karışımdaki gazların sıcaklıkları aynı olduğundan taneciklerin ortalama kinetik enerjileri aynıdır. Ayrıca gaz moleküllerinin tepkime durumu hariç birbirlerini çekmediği kabul edildiğinden, gazları karıştırmak kinetik enerjilerinde bir değişikliğe neden olmaz. Karışımdaki her bir gaz, kabı tek başına doldurduğu durumdaki kadar basınç uygular.

Eğer A gazından n_A mol ve B gazından n_B mol karıştırılırsa karışımdaki gazların toplam mol sayısı (n_A+n_B) olur. A gazının mol sayısının, toplam mol sayısına oranına **A gazının mol kesri** (x_A) denir. B gazının mol sayısının, toplam mol sayısına oranına ise **B gazının mol kesri** (x_B) denir. Ayrıca daima $x_A + x_B = 1$ olacaktır.

Mol kesri: karışımdaki herhangi bir bileşenin mol sayısının, toplam mol sayısına oranıdır. İkili bir karışım için mol kesri aşağıdaki gibi ifade edilir.

$$x_A = \frac{n_A}{n_A + n_B} = \frac{n_A}{n_T} \quad x_A = \frac{m_A/M_A}{m_A/M_A + m_B/M_B}$$

Bir gazın, karışımın toplam basıncına yaptığı katkı, gazın mol kesri ile orantılıdır. Yani bir gazın mol kesri ile karışımın toplam basıncının çarpımı, gazın kısmi basıncını verir.

$$p_A = \left(\frac{n_A}{n_A + n_B} \right) P_T = x_A P_T \quad p_A = x_A P_T$$

$$p_B = \left(\frac{n_B}{n_A + n_B} \right) P_T = x_B P_T \quad p_B = x_B P_T$$

$$p_A + p_B + p_C \dots = (x_A + x_B + x_C \dots) P_T$$

Kısmi basınçlar ve toplam basınç biliniyorsa, mol kesirleri bulunabilir

$$x_A = \frac{P_A}{P_T} \quad x_B = \frac{P_B}{P_T} \quad x_C = \frac{P_C}{P_T}$$

Örnek: 10.0 L hacimli bir balon içerisine 25°C sıcaklıkta 0.20 mol CH₄, 0.30 mol H₂ ve 0.40 mol N₂ ilave edilmiştir.

Gaz karışımının toplam basıncı nedir?

$$P_T = n_T \frac{RT}{V} = (0.20 + 0.30 + 0.40) \frac{0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{K}^{-1} \times (25 + 273) \text{ K}}{10.0 \text{ L}}$$

$$P_T = 2.20 \text{ atm}$$

Her bir bileşenin kısmi basıncı nedir? Öncelikle mol kesirlerini bulalım.

$$x_A = \frac{n_A}{n_T} \quad x_B = \frac{n_B}{n_T} \quad x_C = \frac{n_C}{n_T}$$

$$x_A = \frac{0.20}{0.90} = 0.22 \quad x_B = \frac{0.30}{0.90} = 0.33 \quad x_C = 1 - (x_A + x_B) = 0.45$$

$$p_A = x_A P_T = 0.22 \times 2.20 = 0.48 \text{ atm} \quad p_B = x_B P_T = 0.33 \times 2.20 = 0.73 \text{ atm}$$

$$p_C = x_C P_T = 0.45 \times 2.20 = 0.99 \text{ atm}$$

Laboratuvarda ve endüstride açığa çıkan gazlar, eğer suda çözünmüyorsa (veya çok az çözünüyorsa) genellikle su üzerinde toplanırlar.



Su üzerinde toplanan gaz karışımı içerisinde gazdan başka ayrıca su buharı da bulunur. Gazın toplam basıncı, gazların kısmi basınçları ve o sıcaklıktaki suyun buhar basıncının toplamına eşittir. Genellikle buradaki toplam basınç (kap açık olduğu için) barometrik basınca eşittir.

$$P_T = P_{\text{Bar}} = P_{\text{Gaz}} + P_{\text{su}} \quad \text{veya} \quad P_{\text{Gaz}} = P_{\text{Bar}} - P_{\text{su}}$$

Suyun buhar basıncı olan P_{su} değerleri tablolardan bulunur.

Örnek: 23°C sıcaklıkta su üzerinde 370 mL oksijen toplanmıştır. Barometre basıncı 0.992 atm olduğuna göre, örnek **standart koşullarda** kuru olarak kaç mL hacim kaplar?

Tablodan 23°C de suyun buhar basıncı 0.0277 atm olarak bulunur.

Gazın kısmi basıncı $P_{\text{Gaz}} = P_{\text{Bar}} - P_{\text{su}}$ eşitliğinden hesaplanabilir.

$$P_{\text{Gaz}} = 0.992 - 0.0277 = 0.964 \text{ atm}$$

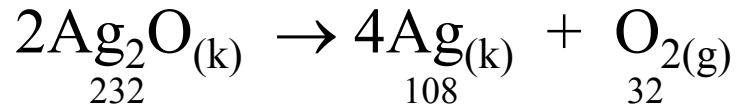
Buna göre,

Başlangıçta	$V_1 = 370 \text{ mL}$	$P_1 = 0.964 \text{ atm}$	$T_1 = 296 \text{ K}$
Standart koşullarda	$V_2 = ?$	$P_2 = 1.00 \text{ atm}$	$T_2 = 273 \text{ K}$

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{n_1 R T_1}{n_2 R T_2} \text{ mol sayısı ve R sabit olduğundan, } \frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{0.964 \text{ atm} \times 370 \text{ mL} \times 273 \text{ K}}{296 \text{ K} \times 1 \text{ atm}} = 329 \text{ mL}$$

Örnek: Aşağıda verilen tepkime sonucunda su üzerinde 23°C ve 751 mm Hg barometre basıncında 81.2 mL O₂ gazı toplanmıştır. Bozunan katı Ag₂O kütlesi ne kadardır? 23°C de P_{su}=21.1 mm Hg, Ag: 108, O:16 g/atg.



$$P_{\text{O}_2} = P_{\text{Bar}} - P_{\text{su}} \Rightarrow P_{\text{O}_2} = 751 - 21.1 = 730 \text{ mm Hg} / 760 = 0.961 \text{ atm}$$

$$V = 81.2 \text{ mL} / 1000 = 0.0812 \text{ L}, R = 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$T = 23 + 273 = 296 \text{ K} \text{ Oksijenin mol sayısı ise,}$$

$$PV = nRT \Rightarrow n = \frac{PV}{RT} = \frac{0.961 \text{ atm} \times 0.0812 \text{ L}}{0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 296 \text{ K}} = 0.00325 \text{ mol}$$

$$\begin{array}{ccc} 1 \text{ mol O}_2 & & 2 \times 232 \text{ g Ag}_2\text{O} \\ & \searrow \quad \nearrow & \\ 0.00325 \text{ mol} & & ? \end{array}$$

$$1 \cdot x = 2 \times 232 \times 0.00325 \Rightarrow x = 1.51 \text{ g Ag}_2\text{O}$$

Örnek: 40.0 g Oksijen ve 40 g helyum içeren bir karışımın toplam basıncı 0.90 atm dir.Oksijenin kısmi basıncı nedir? O: 16, He: 4 g/atg.

$$x_{O_2} = \frac{m_{O_2}/M_{O_2}}{m_{O_2}/M_{O_2} + m_{He}/M_{He}} = \frac{(40g/32g \text{ mol}^{-1})}{(40g/32g \text{ mol}^{-1} + 40g/4g \text{ mol}^{-1})} = 0.111$$

$$x_{He} = \frac{m_{He}/M_{He}}{m_{O_2}/M_{O_2} + m_{He}/M_{He}} = \frac{(40g/4g \text{ mol}^{-1})}{(40g/32g \text{ mol}^{-1} + 40g/4g \text{ mol}^{-1})} = 0.889$$

Veya mol kesrinin biri bulunduktan sonra diğeri $x_{He} = 1 - x_{O_2}$

$$p_{O_2} = x_{O_2} P_T = 0.111 \times 0.90 = 0.10 \text{ atm}$$

$$p_{He} = x_{He} P_T = 0.889 \times 0.90 = 0.80 \text{ atm}$$

Görüldüğü gibi iki gazın kısmi basınçları toplamı 0.90 atm değerine eşittir.

Molekül Hızları ve Difüzyon

Bir gaz, içine konulduğu kabı tamamıyla dolduracak şekilde yayılır. Maddenin aynı faz içerisinde kendiliğinden yayılması olayına **difüzyon** denir. Bir odanın bir köşesinde bir parfüm şişesinin kapağı açılarak difüzyon olayı kolayca gösterilebilir. Parfüm molekülleri bir süre sonra tüm odayı doldurarak parfüm kokusu her yerden duyulmaya başlar. Eğer gaz bir delikten dışarıya yayılıyorsa buna **efüzyon** (basınç etkisiyle yayılma) denir.

Bir dizi gaz içerisinde en hafif (molekül ağırlığı en küçük) olanı en hızlı difüzlenir. Bir gazın gözlenen difüzyon hızı, gazın molekül ağırlığının karekökü ile ters orantılıdır. Difüzyon hızlarının molekül ağırlığı ile ilişkisi gazların kinetik kuramından çıkartılabilir.

Bir tek molekülün kinetik enerjisi,

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

formülüyle ifade edilir.

Eğer 1 mol gaz molekülünden bahsediliyorsa, tek bir molekülün hızı yerine ortalama hız (\bar{u}) kullanılır. Ayrıca 1 mol için gaz moleküllerinin ortalama kinetik enerjileri Avogadro sayısıyla çarpılmalıdır.

$$E_k = \frac{1}{2} Nm \bar{u}^2$$

formülüyle veya Nxm yerine gazın molekül ağırlığı M_A kullanılarak

$$E_k = \frac{1}{2} M_A \bar{u}_A^2 \quad \text{formülü türetilir.}$$

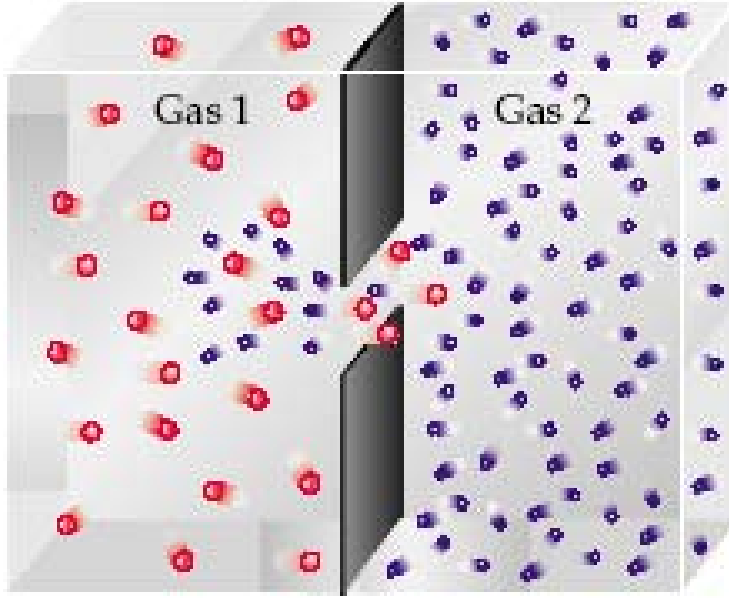
Ayrıca,

$$E_k = \frac{1}{2} m \bar{u}^2 = \frac{3RT}{2N} \quad \text{olduğundan,}$$

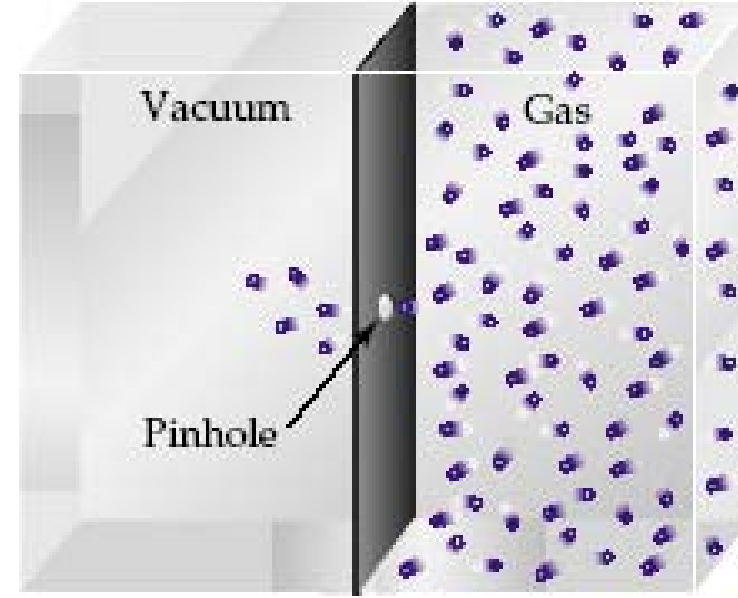
$$\bar{u}^2 = \frac{3RT}{Nm} \Rightarrow \bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{Nm}} \Rightarrow \bar{u} = \sqrt{\frac{3RT}{M_A}}$$

Örneğin, 25°C helyum moleküllerinin ortalama hızını hesaplayınız.

$$\bar{u} = \sqrt{\frac{3 \times 8.314 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 298 \text{ K}}{4 \times 10^{-3} \text{ kg mol}^{-1}}} = \sqrt{1.86 \times 10^6 \text{ J kg}^{-1}} = \sqrt{1.86 \times 10^6 \frac{\text{kg m}^2/\text{s}^2}{\text{kg}}} = 1.36 \times 10^3 \text{ m/s}$$



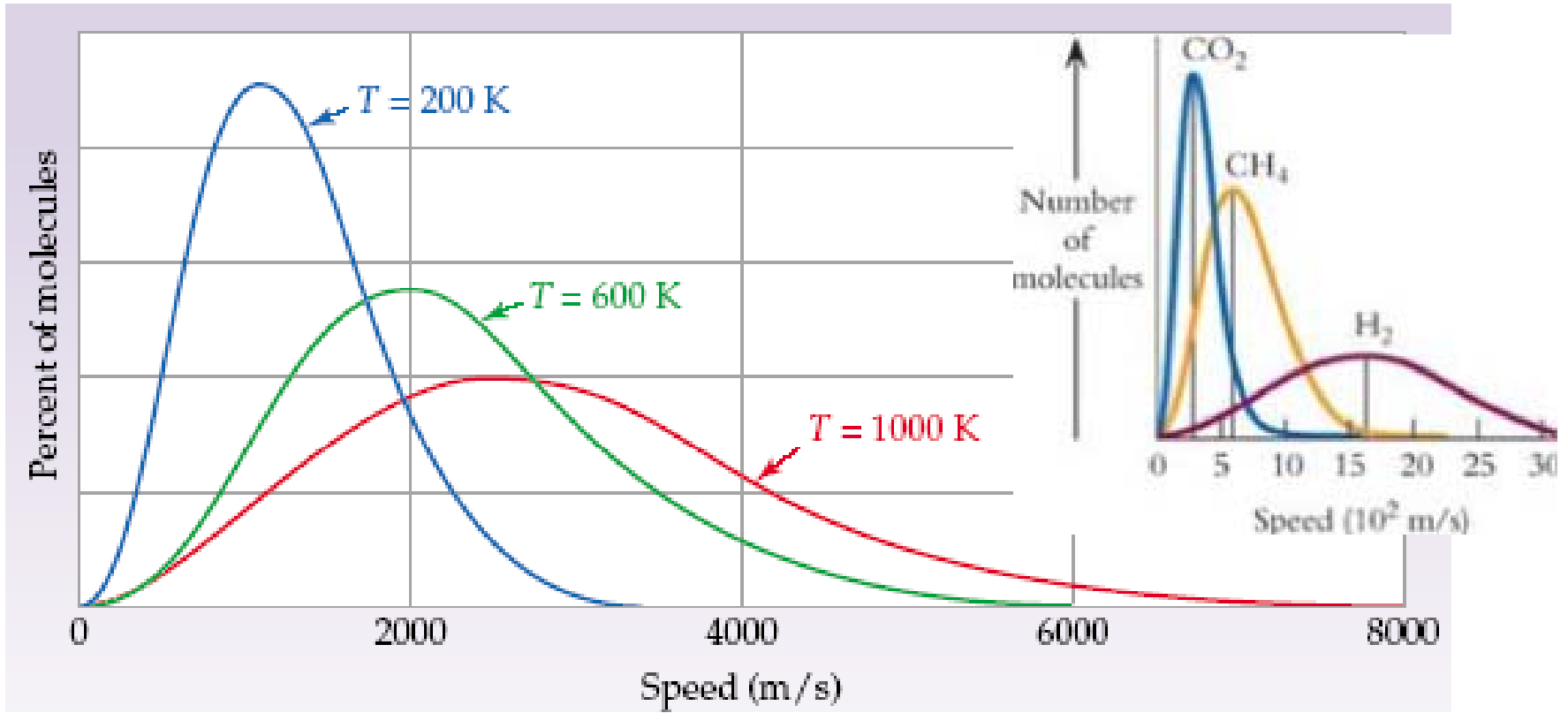
Difüzyon



Efüzyon

Difüzyon gaz moleküllerinin birbirleriyle çarpışarak rastgele hareketlerle birbiri içerisine karışması durumuna verilen isimdir.

Efüzyon ise, moleküler çarpışma olmadan bir gazın bir delikten dışarıya kaçması durumuna verilen genel isimdir.



Bir hacim içerisinde bulunan gaz moleküllerinin tümünün hızı aynı değildir. Gaz içerisinde çok sayıda molekül bulunduğundan, moleküllerin hızları **Maxwell-Boltzmann** dağılımı adı verilen bir dağılım gösterirler. Her sıcaklığa karşılık gelen bir dağılım vardır ve her dağılımın maksimum değeri o sıcaklık için en muhtemel hızı gösterir. Düşük sıcaklıklarda oran yüksekken, sıcaklık arttıkça eğri genişler ve hızlar arasındaki fark azalarak maksimum aşağıya düşer.

Ayrıca, A ve B gibi iki gazın ortalama kinetik enerjileri sıcaklık sabit olduğu sürece aynıdır.

$$E_k = \frac{1}{2} M_A \bar{u}_A^2 \quad E_k = \frac{1}{2} M_B \bar{u}_B^2 \quad (T \text{ sabit})$$

Kinetik enerjiler eşit olduğundan, iki taraf birbirine eşitlenirse,

$$\frac{1}{2} M_A \bar{u}_A^2 = \frac{1}{2} M_B \bar{u}_B^2 \Rightarrow M_A \bar{u}_A^2 = M_B \bar{u}_B^2 \Rightarrow \frac{\bar{u}_A}{\bar{u}_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

Bu eşitlik yardımıyla iki gazın birbiri içerisinde bağlı yayılma hızı hesaplanabilir. Bu eşitliğe **Graham difüzyon yasası** adı verilir.

$$\frac{\bar{u}_A}{\bar{u}_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \text{ eşitliği,}$$

A gazının B gazı içerisindeki bağlı yayılma hızını gösterir. Daima hafif olan (molekül veya atom ağırlığı küçük olan) üste yazılır. Eğer birden daha küçük bir sayı bulunmuş ise ters yazılmış demektir.

Difüzyon eşitliği gazların yoğunlukları cinsinden de yazılabilir. Yoğunluk, $d=m/V$ olduğundan, gazın molekül ağırlığının molar hacme oranı gazın yoğunluğunu verecektir. $d_A = M_A/V_m$.

$$\frac{\bar{u}_A}{\bar{u}_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \Rightarrow \frac{\bar{u}_A}{\bar{u}_B} = \sqrt{\frac{M_B/V_m}{M_A/V_m}} \Rightarrow \frac{\bar{u}_A}{\bar{u}_B} = \sqrt{\frac{d_B}{d_A}}$$

Örneğin, oksijenin molekül ağırlığı 32, hidrojenin molekül ağırlığı 2 dir. Hidrojen oksijene göre kaç kat hızlı difüzlenir?

$$\frac{\bar{u}_A}{\bar{u}_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \Rightarrow \frac{\bar{u}_{H_2}}{\bar{u}_{O_2}} = \sqrt{\frac{32\text{g/mol}}{2\text{g/mol}}} \Rightarrow \frac{\bar{u}_{H_2}}{\bar{u}_{O_2}} = \sqrt{16} = \frac{4}{1}$$

Görüldüğü gibi hidrojenin bağıl hızı oksijenden 4 kat daha büyüktür. Yani, hidrojen oksijenden 4 kat daha hızlı difüzlenir. Yani aynı zaman dilimi içerisinde hidrojen molekülleri 4 birim yol gidebilirken, oksijen molekülleri sadece 1 birim yol gidebilir.

Örnek: Bir X gazı F_2 gazından 3.1 kez daha hızlı difüze oluyor. X gazının molekül ağırlığını hesaplayınız. F: 19 g/atg.

$$\frac{\bar{u}_A}{\bar{u}_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \Rightarrow \frac{\bar{u}_X}{\bar{u}_{F_2}} = \sqrt{\frac{M_{F_2}}{M_X}}$$

$$\frac{3.1}{1} = \sqrt{\frac{38}{M_X}} \Rightarrow M_X = \frac{38}{3.1^2} = 3.95 \cong 4 \quad \text{Bu gaz helyumdur.}$$

Örnek: Aynı koşullarda NO ve NO_2 gazlarının difüzyon hızlarını karşılaştırınız. N: 14, O: 16 g/atg.

$$\frac{\bar{u}_A}{\bar{u}_B} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}} \Rightarrow \frac{\bar{u}_{NO}}{\bar{u}_{NO_2}} = \sqrt{\frac{M_{NO_2}}{M_{NO}}}$$

$$\frac{\bar{u}_A}{\bar{u}_B} = \sqrt{\frac{46 \text{ g/mol}}{30 \text{ g/mol}}} \Rightarrow \frac{\bar{u}_{NO}}{\bar{u}_{NO_2}} = \sqrt{15.33} = 1.24$$

NO gazı NO_2 gazından 1.24 kez daha hızlı hareket eder.

Örnek: 25°C ve 0.5 atm basınçta N₂ gazının yoğunluğu 0.572 g/L dir. Bir aygıttan N₂ gazının efüzyon hızı 9.50 mL/s dir. a) aynı aygıttan aynı koşullarda 6.28 mL/s hızla efüzlenen bilinmeyen gazın yoğunluğunu ve b) molekül ağırlığını hesaplayınız.

$$\frac{\bar{u}_{N_2}}{\bar{u}_X} = \sqrt{\frac{M_X}{M_{N_2}}} \Rightarrow \frac{\bar{u}_{N_2}}{\bar{u}_X} = \sqrt{\frac{d_X}{d_{N_2}}}$$

$$a) \quad \frac{9.50 \text{ mL/s}}{6.28 \text{ mL/s}} = \sqrt{\frac{d_X}{0.572 \text{ g/L}}} \Rightarrow (1.51)^2 = \frac{d_X}{0.572 \text{ g/L}} \Rightarrow d_X = 1.30 \text{ g/L}$$

$$b) \quad \frac{9.50 \text{ mL/s}}{6.28 \text{ mL/s}} = \sqrt{\frac{M_X}{28 \text{ g/mol}}} \Rightarrow (1.51)^2 = \frac{M_X}{28 \text{ g/mol}} \Rightarrow M_X = 63.8 \text{ g/mol}$$

Veya

$$PM_X = d_{\text{gaz}} RT \Rightarrow M_X = \frac{1.30 \text{ g/L} \times 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 298 \text{ K}}{0.5 \text{ atm}}$$

$M_X = 63.6 \text{ g/mol}$ Sonuç yaklaşık aynıdır.

Örnek: NH_3 ile HBr arasındaki reaksiyonda beyaz bir katı olan NH_4Br oluşur. İki ucu açık 1 m cam borunun uçlarından NH_3 ile HBr aynı anda gönderildiğinde beyaz katı borunun neresinde oluşur? HBr : 80, NH_3 : 17 g/mol. $\text{Hız} = \text{yol} / \text{zaman}$.

$$\frac{\bar{u}_{\text{NH}_3}}{\bar{u}_{\text{HBr}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{HBr}}}{M_{\text{NH}_3}}} \Rightarrow \frac{X_{\text{NH}_3} / \cancel{t_{\text{zaman}}}}{X_{\text{HBr}} / \cancel{t_{\text{zaman}}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{HBr}}}{M_{\text{NH}_3}}} \Rightarrow \frac{X_{\text{NH}_3}}{X_{\text{HBr}}} = \sqrt{\frac{M_{\text{HBr}}}{M_{\text{NH}_3}}}$$

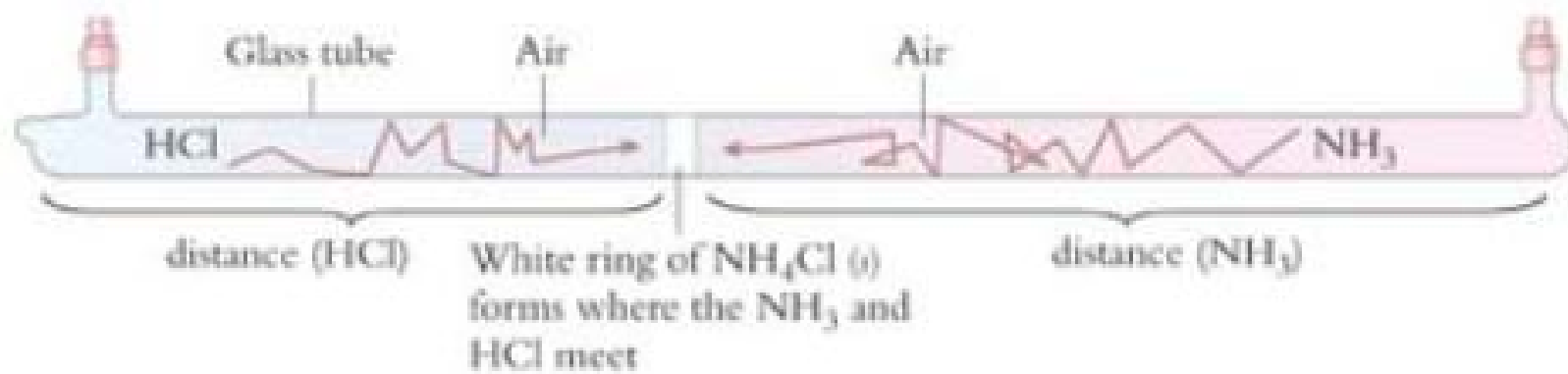
NH_3 gazının gittiği yola x cm denirse, HBr gazının gittiği yol $(100-x)$ cm olacaktır.

$$\frac{x \text{ cm}}{(100 - x) \text{ cm}} = \sqrt{\frac{80 \text{ g/mol}}{17 \text{ g/mol}}} \Rightarrow \frac{x \text{ cm}}{(100 - x)} = \sqrt{4.70} = 2.17$$

Düzenlenirse,

$$x = 217 - 2.17x \Rightarrow 3.17x = 217 \Rightarrow x = 68.5 \text{ cm}$$

Demek ki, NH_3 tarafına 68.5 cm, HBr tarafına 31.5 cm uzaklıkta katı NH_4Br oluşacaktır.



Difüzyon olayının kullanıldığı en önemli süreçlerden birisi nükleer yakıt olarak kullanılacak uranyumun zenginleştirilmesidir. Doğal uranyum ^{235}U (%0.72) ve ^{238}U (%99.28) izotoplarının bir karışımıdır. Fakat yakıt olarak kullanılacak izotop ^{235}U dir. Bu nedenle zenginleştirme fabrikasında uranyum, kaynama noktası 56°C olan uçucu bileşen UF_6 haline dönüştürülür ve bir odacıktan diğerine yarı geçirgen bir zardan oluşan membranlardan binlerce kez difüzlenir. $^{235}\text{UF}_6$ ve $^{238}\text{UF}_6$ nın hızları çok az farklıdır.

$$^{235}\text{UF}_6 = 349.03 \text{ g/mol}$$

$$^{238}\text{UF}_6 = 352.04 \text{ g/mol}$$



$$\frac{\bar{u}_{^{235}\text{UF}_6}}{\bar{u}_{^{238}\text{UF}_6}} = \sqrt{\frac{M_{^{238}\text{UF}_6}}{M_{^{235}\text{UF}_6}}} \Rightarrow \frac{\bar{u}_{^{235}\text{UF}_6}}{\bar{u}_{^{238}\text{UF}_6}} = \sqrt{\frac{349.03}{352.04}} \Rightarrow \frac{\bar{u}_{^{235}\text{UF}_6}}{\bar{u}_{^{238}\text{UF}_6}} = 1.0043$$

Dünya nükleer yakıt ihtiyacının %85 kadarı (yaklaşık 5000 ton/yıl) bu yolla elde edilmektedir. Bir diğer yol ise İran'ın kullandığı santrifüj yöntemidir.

İdeallikten Sapmalar ve Gerçek Gazlar

Şimdiye kadar görülen gaz yasaları, kinetik kuram ile tanımlanan ideal veya mükemmel bir gazların davranışlarını açıklar. **Normal sıcaklık ve basınç koşullarında hemen tüm gazlar ideal davranış gösterir. Fakat, gazlar düşük sıcaklık ve/veya yüksek basınçta ideal halden saparlar.** Bu sapmanın başlıca iki nedeni vardır.

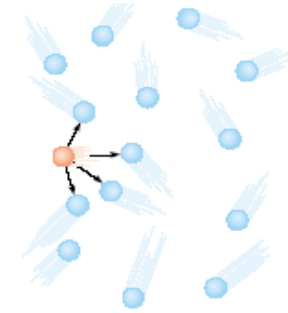
1- Kinetik teori gaz tanecikleri arasında çekim kuvvetleri olmadığını kabul eder. Fakat, gazların hemen tümü sıvılaştırılabildiğine göre gerçekte aralarında bir çekim kuvveti mevcut olmalıdır. Yüksek sıcaklıkta gaz molekülleri çok hızlı hareket eder. Bu nedenle yüksek sıcaklıklarda bu çekim kuvvetleri nispeten etkisiz kalır, fakat düşük sıcaklıklarda tanecikler daha yavaş hareket ettiklerinden çekim kuvvetlerinin varlığı önem kazanır. Böylece, düşük sıcaklıklarda gözlenen gaz hacmi, ideal gaz yasasının öngördüğü değerden daha küçük olur. $(V-nb)$ değeri gaz tanecikleri dışında kapta kalan boş hacmi gösterir.

2- Moleküller arasında çekim kuvvetleri mevcut olduğundan düşük sıcaklık ve/veya yüksek basınçta moleküller birbirlerine daha fazla yaklaşır ve çekim kuvvetlerinin etkisiyle bir gaz tanecikleri topluluğunun yapabileceği basınç miktarı azalır. n^2a/V^2 terimi bu etkiyi göstermek üzere eşitliğe ilave edilmiştir.

Gerçek gazların davranışları van der Waals denklemiyle tanımlanır.

$$\left(P_{\text{gerçek}} + \frac{n^2a}{V^2} \right) (V_{\text{kap}} - nb) = nRT$$

Bu eşitliğin kritiği yapılırsa,



nb değeri hacmin işe yaramayan kısmıdır ve b değeri mol başına etkin hacmi veya moleküllerin kapladığı hacmi gösteren bir ölçüdür.

$(P+n^2a/V^2)$ terimi ideal basınç değerini gösterir. n/V terimi birim hacimdeki mol sayısını veya molekül sayısını gösterir, n^2/V^2 ise moleküllerin çarpışma olasılığını gösterir. a ise çarpışan moleküller arasındaki çekim kuvvetinin büyüklüğünü gösteren bir orantı sabitidir.

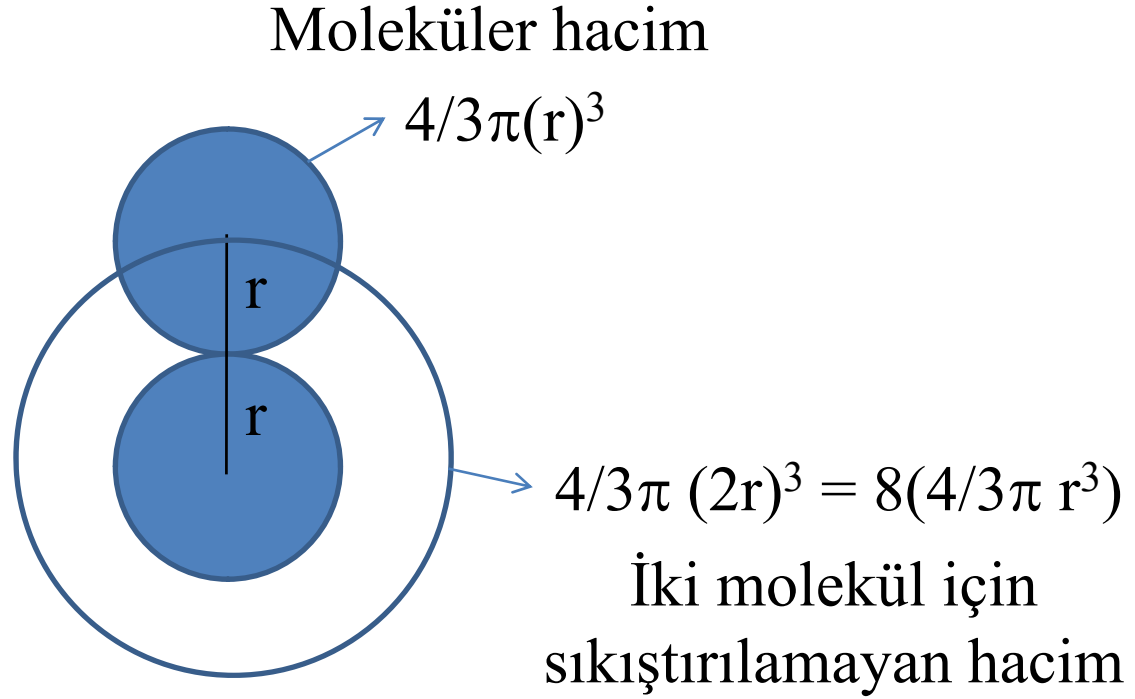
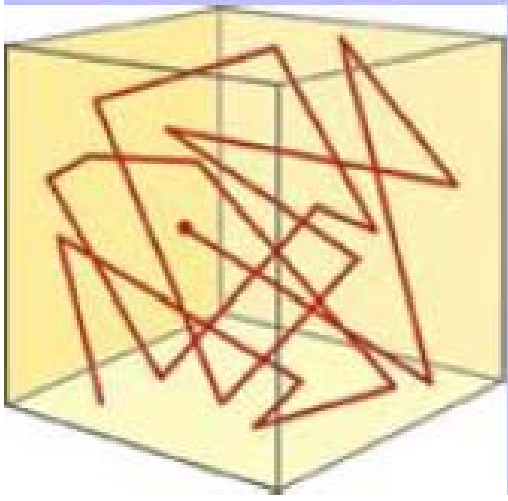
Bazı gazlar için van der Waals sabitleri aşağıda verilmiştir. Kimya bilim kaynaklarından her türlü gaz için bu değerler elde edilebilir.

Gas	a (L ² ·atm/mol ²)	b (L/mol)
H ₂	0.244	0.0266
He	0.034	0.0237
N ₂	1.39	0.0391
NH ₃	4.17	0.0371
CO ₂	3.59	0.0427
CH ₄	2.25	0.0428

Örnek: 0.5 mol N₂ gazının 0.6 L hacim ve 300 K sıcaklıkta yapmış olduğu basıncı hem gerçek, hem de ideal gaz denkleminde hesaplayıp sonucu yorumlayınız.

$$PV=nRT \Rightarrow P \times 0.6 \text{ L} = 0.5 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 300 \text{ K}$$
$$P = 20.53 \text{ atm.}$$

$$[P_{\text{gerçek}} + (0.5^2 \times 1.39) / 0.6^2] (0.6 - 0.5 \times 0.0391) = 0.5 \times 0.0821 \times 300$$
$$P=20.25 \text{ atm}$$



Bir molekül için sıkıştırılamayan hacim ise $4(\frac{4}{3}\pi r^3)$ olacaktır.

1 mol gaz içerisinde N adet molekül bulunduğundan

$$b = 4N(\frac{4}{3}\pi r^3) \text{ olacaktır.}$$

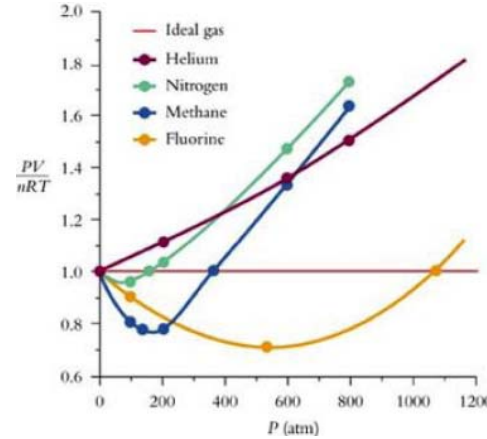
Substance	<i>a</i> bar L ² /mol ²	<i>b</i> L/mol
Acetic acid	17.71	0.1065
Acetone	16.02	0.1124
Acetylene	4.516	0.0522
Ammonia	4.225	0.0371
Aniline	29.14	0.1486
Argon	1.355	0.0320
Benzene	18.82	0.1193
Bromine	9.75	0.0591
Butane	13.89	0.1164
1-Butanol	20.94	0.1326
2-Butanone	19.97	0.1326
Carbon dioxide	3.658	0.0429
Carbon disulfide	11.25	0.0726
Carbon monoxide	1.472	0.0395
Chlorine	6.343	0.0542
Chlorobenzene	25.80	0.1454
Chloroethane	11.66	0.0903
Chloromethane	7.566	0.0648
Cyclohexane	21.92	0.1411
Cyclopropane	8.34	0.0747
Decane	52.74	0.3043
1-Decanol	59.51	0.3086
Diethyl ether	17.46	0.1333
Dimethyl ether	8.690	0.0774
Dodecane	69.38	0.3758
1-Dodecanol	75.70	0.3750
Ethane	5.580	0.0651
Ethanol	12.56	0.0871
Ethylene	4.612	0.0582
Fluorine	1.171	0.0290
Furan	12.74	0.0926
Helium	0.0346	0.0238
Heptane	31.06	0.2049
1-Heptanol	38.17	0.2150
Hexane	24.84	0.1744
1-Hexanol	31.79	0.1856
Hydrazine	8.46	0.0462
Hydrogen	0.2452	0.0265
Hydrogen bromide	4.500	0.0442
Hydrogen chloride	3.700	0.0406
Hydrogen cyanide	11.29	0.0881
Hydrogen fluoride	9.565	0.0739
Hydrogen iodide	6.309	0.0530

Substance	<i>a</i> bar L ² /mol ²	<i>b</i> L/mol
Hydrogen sulfide	4.544	0.0434
Isobutane	13.32	0.1164
Krypton	5.193	0.0106
Methane	2.303	0.0431
Methanol	9.476	0.0659
Methylamine	7.106	0.0588
Neon	0.208	0.0167
Neopentane	17.17	0.1411
Nitric oxide	1.46	0.0289
Nitrogen	1.370	0.0387
Nitrogen dioxide	5.36	0.0443
Nitrogen trifluoride	3.58	0.0545
Nitrous oxide	3.852	0.0444
Octane	37.88	0.2374
1-Octanol	44.71	0.2442
Oxygen	1.382	0.0319
Ozone	3.570	0.0487
Pentane	19.09	0.1449
1-Pentanol	25.88	0.1568
Phenol	22.93	0.1177
Propane	9.39	0.0905
1-Propanol	16.26	0.1079
2-Propanol	15.82	0.1109
Propene	8.442	0.0824
Pyridine	19.77	0.1137
Pyrrole	18.82	0.1049
Silane	4.38	0.0579
Sulfur dioxide	6.865	0.0568
Sulfur hexafluoride	7.857	0.0879
Tetrachloromethane	20.01	0.1281
Tetrachlorosilane	20.96	0.1470
Tetrafluoroethylene	6.954	0.0809
Tetrafluoromethane	4.040	0.0633
Tetrafluorosilane	5.259	0.0724
Tetrahydrofuran	16.39	0.1082
Thiophene	17.21	0.1058
Toluene	24.86	0.1497
1,1,1-Trichloroethane	20.15	0.1317
Trichloromethane	15.34	0.1019
Trifluoromethane	5.378	0.0640
Trimethylamine	13.37	0.1101
Water	5.537	0.0305
Xenon	4.192	0.0516

Handbook 6-13

İdeallikten sapmanın bir ölçüsü de z , sıkıştırma faktörünü hesaplamak ve değerine bakmaktır.

$$Z = \frac{P_{\text{ölçülen}} V}{nRT}$$



İdeal gazlar için $z=1$ dir. Fakat yüksek basınçlarda bir çok gaz için $z>1$ bulunur. Bunun anlamı PV değerinin nRT değerinden büyük olmasıdır ki, gaz molekülleri arasında karşıt kuvvetleri etkin olduğu ve moleküllerin birbirlerini itmelerinin etkin olduğunu gösterir. Orta dereceli basınçlarda ise $z<1$ bulunur ki, ($nRT>PV$) bu durum moleküller arasındaki çekme kuvvetlerinin daha etkin olduğunu gösterir. Moleküllerin birbirleriyle etkileşmelerinden kaynaklanan sapmaların açıklanmasında moleküllerin polarlıkları oldukça önemlidir. Polar moleküller birbirleriyle etkileşeceklerinden bu tür davranışı açıklamak kolaydır. Apolar moleküllerin etkileşmelerinin açıklanmasında ise van der Waals çekim kuvvetleri etkin rol oynar.

Gazların Sıvılaştırılması

Moleküller arası çekim kuvvetleri gaz moleküllerini sıvı halde tutacak kadar etkin olduğu durumda gaz molekülleri bir araya gelerek sıvılaşır. Eğer basınç yüksekse, gaz molekülleri birbirine yakın olacağından çekim kuvvetleri etkin olacak ve gazların sıvılaşması yüksek basınçta daha da kolaylaşacaktır.

Çekim kuvvetleri gaz moleküllerinin hareketliliği ile ters orantılıdır. Bu nedenle düşük sıcaklıklarda gaz moleküllerinin kinetik enerjileri de düşük olacaktır. Hareketin azaldığı durumlarda gaz molekülleri arasındaki çekim kuvvetleri daha etkin olacağından, gazlar düşük sıcaklıklarda daha kolay sıvılaşacaklardır.

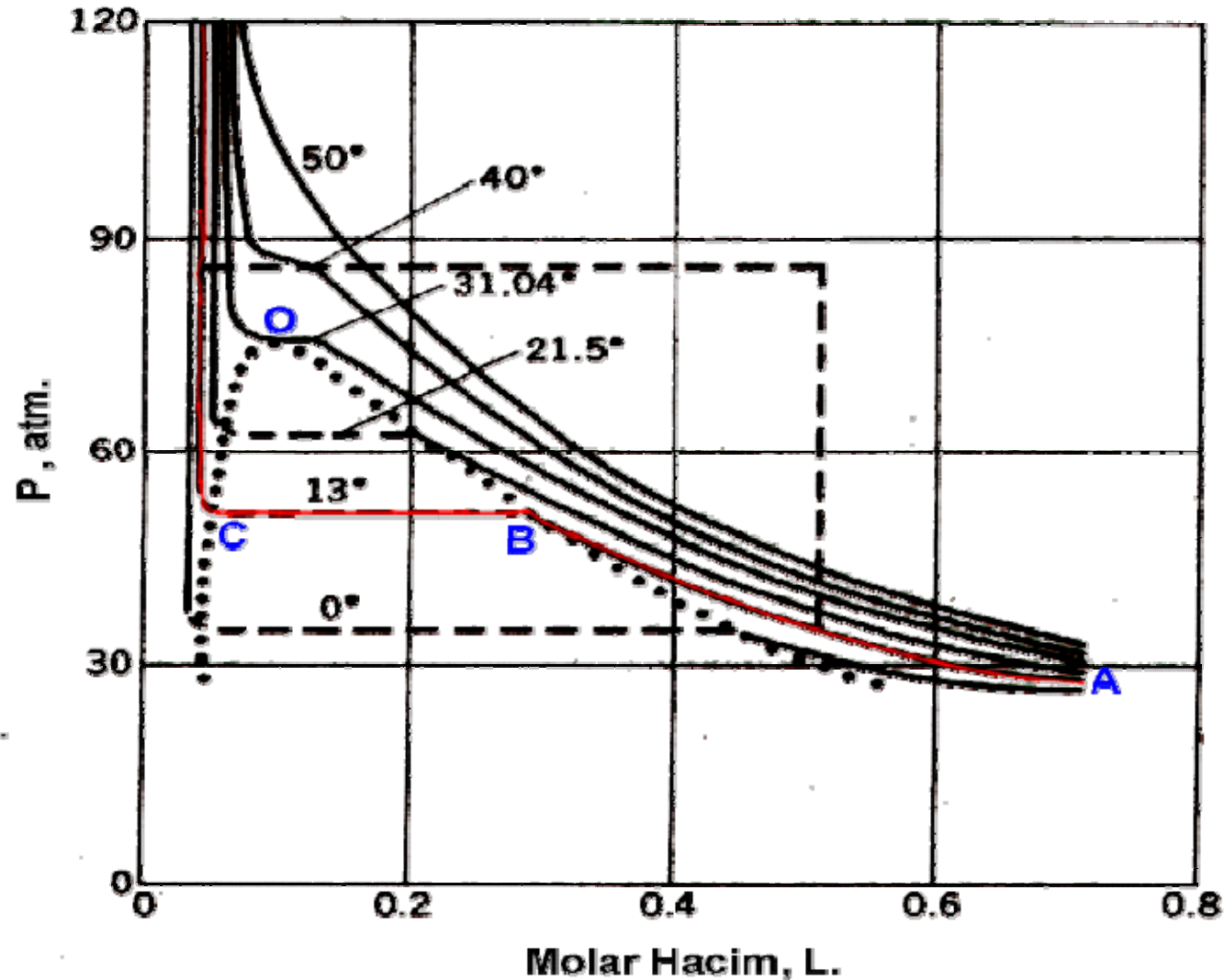
Bir gazın basıncının artması ve sıcaklığının azalmasıyla gaz ideallikten daha çok sapar. Bir gazın sıcaklığı arttıkça gazın sıvılaşması da güçleşir. Bu nedenle yüksek sıcaklıklarda gazı sıvılaştırmak için daha yüksek bir basıncın uygulanması gerekir.

Her gaz için öyle bir sıcaklık değeri vardır ki, bu sıcaklığın üzerinde ne kadar basınç uygulanırsa uygulansın o gazı sıvılaştırmak mümkün olmaz. Bu sıcaklığa o gazın kritik sıcaklığı denir. Tam kritik sıcaklıktaki bir gazı sıvılaştırmak için gereken basınca kritik basınç, kritik sıcaklık ve basınçta o gazın molar hacmine kritik hacim denir.

Bir gazın kritik sıcaklığı, o gazın moleküller arası çekim kuvvetlerinin şiddetinin bir ölçüsüdür. **Zayıf çekim kuvvetlerine sahip olan bir madde, düşük kritik sıcaklığa sahip olacaktır.** Eğer çekim kuvvetleri büyük ise bunları yenmek için daha yüksek sıcaklık gerekecek ve gazın kritik sıcaklığı da daha yüksek olacaktır.

Örneğin, bir asal gaz olan He atomlarının çekim kuvvetleri çok küçüktür. Bu nedenle He gazının artık sıvılaştırılamayacağı kritik sıcaklığı da oldukça düşüktür (5.3K). Oysa polar olan su moleküllerinin arasındaki çekim kuvvetleri oldukça büyüktür ve bu nedenle suyun kritik sıcaklığı da oldukça yüksektir (647.2K).

Karbon dioksit için kritik nokta, kritik sıcaklık, kritik basınç ve kritik hacim kavramları aşağıdaki grafik üzerinde gösterilmiştir. Kritik noktanın üzerindeki değerlere süperkritik değerler denir.



Bir çok gazı sıvılaştırmak için oda sıcaklığının çok altında bir sıcaklığa soğutulması gerekir. Ticari sıvılaştırma işlemlerinde gazları soğutmak için **Joule Thomson etkisi** kullanılır. Sıkıştırılmış bir gaz aniden düşük basınca genişletilir. Aniden genleşen gaz, genleşme ısısını etrafından ve kendi iç enerjisinden karşılar ve bir miktarı sıvılaşır. Bu işleme devam edilerek sıvılaşmış gaz elde edilir.

Kritik sıcaklığın üzerindeki bir sıcaklık ve basınçta bulunan gazlara ise süperkritik gazlar denir. Süperkritik gazlar diğer gazlara göre anormal davranışlar gösterirler. Örneğin, gaz özelliklerini korudukları ve gaz gibi girişken oldukları halde sıvı gibi yoğunurlar ve tıpkı sıvılar gibi maddeleri çözme özelliği kazanırlar.

Bu tür süperkritik akışkanlar (genelde artık gaz denmez) çözücü kullanmadan ve maddelerin yapısını bozmadan ekstraksiyon yapmaya olanak verir. Örneğin, uçucu yağlar, kafein, nikotin vb. değerli maddeler, ilaç ham maddeleri bu akışkanlarla bulundukları ortamdan alınırlar ve bu işleme **süperkritik ekstraksiyon** adı verilir.

Handbook 6-50

Molecular formula	Name	T_g/K	T_c/K	P_c/MPa	V_c/cm^3 mol ⁻¹	Ref.
AlBr ₃	Aluminum bromide	528	763	2.89	310	9
AlCl ₃	Aluminum chloride	453 s	620	2.63	257	9
AlI ₃	Aluminum iodide	655	983		408	9
Ar	Argon	87.30	150.87	4.898	75	9
As	Arsenic	876	1673		35	9
AsCl ₃	Arsenic(III) chloride	403	654		252	9
AsH ₃	Arsine	210.7	373.1			9
BBr ₃	Boron tribromide	364	581		272	9
BCl ₃	Boron trichloride	285.80	455	3.87	239	9
BF ₃	Boron trifluoride	172	260.8	4.98	115	9
BI ₃	Boron triiodide	482.7	773		356	9
B ₂ H ₆	Diborane	180.8	289.8	4.05		9
BiBr ₃	Bismuth tribromide	726	1220		301	9
BiCl ₃	Bismuth trichloride	720	1179	12.0	261	9
BrH	Hydrogen bromide	206.77	363.2	8.55		9
BrI	Iodine bromide	389	719		139	9
Br ₂	Bromine	332.0	588	10.34	127	9
Br ₂ Hg	Mercury(II) bromide	595	1012			9
Br ₃ Ga	Gallium(III) bromide	552	806.7		303	9
Br ₃ HSi	Tribromosilane	382	610.0		305	9
Br ₃ P	Phosphorus(III) bromide	446.4	711		300	9
Br ₃ Sb	Antimony(III) bromide	553	904		300	9
Br ₄ Ge	Germanium(IV) bromide	459.50	718		392	9
Br ₄ Hf	Hafnium(IV) bromide	596 s	746		415	9
Br ₄ Si	Tetrabromosilane	427	663		382	9
Br ₄ Sn	Tin(IV) bromide	478	744		417	9
Br ₄ Ti	Titanium(IV) bromide	503	795.7		391	9
Br ₄ Zr	Zirconium(IV) bromide	633 s	805		424	9
Br ₅ Ta	Tantalum(V) bromide	622	974		461	9
ClFO ₃	Perchloryl fluoride	226.40	368.4	5.37	161	9
ClF ₂ N	Nitrogen chloride difluoride	206	337.5	5.15		9
ClF ₂ P	Phosphorus(III) chloride difluoride	225.9	362.4	4.52		9
ClF ₂ PS	Phosphorothioc chloride difluoride	279.5	439.2	4.14		9
ClF ₃ Si	Chlorotrifluorosilane	203.2	307.7	3.46		9
ClF ₅	Chlorine pentafluoride	260.1	416	5.27	233	9
ClF ₅ S	Sulfur chloride pentafluoride	254.10	390.9			9
ClH	Hydrogen chloride	188	324.7	8.31	81	9
ClH ₄ N	Ammonium chloride	611 s	1155	163.5		9
ClH ₄ P	Phosphonium chloride	246 s	322.3	7.37		9
ClNO	Nitrosyl chloride	267.7	440			9
ClOV	Vanadyl chloride	400	636		171	9
Cl ₂	Chlorine	239.11	416.9	7.991	123	9
Cl ₂ FP	Phosphorus(III) dichloride fluoride	287.00	463.0	4.96		9
Cl ₂ F ₂ Si	Dichlorodifluorosilane	241	369.0	3.5		9

Temel Kimya Uygulama Dersi 5

Örnek: Cıva yerine su kullanılarak yapılmış bir barometrede 0°C de ve 1 atm basınçta su kaç mm yüksekliğe çıkar. 0°C de suyun buhar basıncı 0.00605 atm, suyun yoğunluğu ise 1.00g/cm^3 dür.

Cıva sütunu yerine başka bir sıvı kullanıldığında bu sıvının yüksekliği aşağıdaki ilişki yardımıyla kolayca hesaplanabilir. Fakat burada bir durum daha vardır ki o da suyun buhar basıncıdır.

$$(g \times h_{\text{SIVİ}} \times d_{\text{SIVİ}}) + P_{\text{SIVİ}} = g \times h_{\text{CİVA}} \times d_{\text{CİVA}}$$

$$(g \times h_{\text{SIVİ}} \times d_{\text{SIVİ}}) + (g \times h_{\text{CİVA}} \times d_{\text{CİVA}}) = g \times h_{\text{CİVA}} \times d_{\text{CİVA}}$$

$$h_{\text{SIVİ}} \times 1.00 \text{ g/cm}^3 + 0.46 \text{ cm} \times 13.6 \text{ g/cm}^3 = 76 \text{ cm} \times 13.6 \text{ g/cm}^3$$

$$h_{\text{SIVİ}} = 1027.34 \text{ cm} = 10273.4 \text{ mm su sütunu olacaktır.}$$

Örnek: Havası boşaltılmış 1 litrelik bir balonun ağırlığı 104.35 g dır. Balona bir miktar azot gazı konuluyor. Daha sonra balon tartılıyor ve 105.68 g geliyor. Gazın basıncı 2 atm olduğuna göre balonun içinde sıcaklık ne kadardır?

$$\text{Azot miktarı} = 105.68 - 104.35 = 1.33 \text{ g}$$

$$\text{Azotun mol sayısı} = 1.33/28 \text{ g mol}^{-1} = 0.0475 \text{ mol}$$

$$PV = nRT$$

$$2 \text{ atm} \times 1.00 \text{ L} = 0.0475 \text{ mol} \times 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times T$$

$$T = 512.9 \text{ K} \rightarrow t = 240 \text{ }^{\circ}\text{C}$$

Örnek: Havanın ortalama molekül ağırlığı 29.0 dur. Barometre basıncının 760 torr ve sıcaklığın 17°C olduğu bir günde, bir sıcak hava balonunun 182°C sıcaklıkta hava ile doldurulduğunu düşünün. Bu balonun bir adamı (boş balonla birlikte 80 kg) kaldırabilmesi için hacminin ne kadar olması gerekir? Havanın ideal davrandığını ve yüzme yeteneğinin yer değiştiren havanın kütlesine eşit olduğunu kabul ediniz.

$$PM_A = d_A RT$$

$$1 \text{ atm} \times 29 \text{ g/mol} = d_A \times 0.0821 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1} \times 290 \text{ K}$$

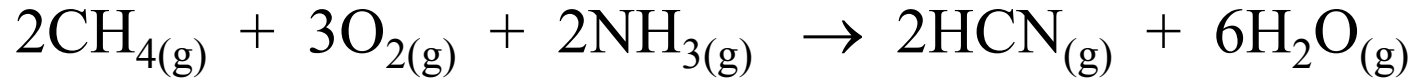
$$d_A = 1.218 \text{ g/L}$$

Balonun yoğunluğu havanın yoğunluğundan düşük olmalı ki uçabilsin.

$$d_A = m_{\text{balon}}/V_{\text{balon}} \Rightarrow 1.218 \text{ g/L} = 80000 \text{ g}/V_{\text{balon}}$$

$$V_{\text{balon}} = 65681.4 \text{ L} \quad \text{balonun çapı yaklaşık 5 m olmalıdır.}$$

Örnek: Çok zehirli bir bileşik olan hidrojen siyanür endüstride katalitik olarak yüksek sıcaklıkta aşağıdaki tepkime ile elde edilir.



Bu tepkimeye göre 50 L HCN gazı elde etmek için kaç litre CH_4 , O_2 ve NH_3 gazı kullanılmalıdır. Tepkimedeki gazlar aynı koşullarda ölçülmüştür.

Birleşen hacimler yasası uyarınca hacimler üzerinden orantı kurulabilir.

$$\begin{array}{ccc} 2 \text{ L HCN ile} & & 2 \text{ L CH}_4 \\ & \searrow \quad \nearrow & \\ 50 \text{ L ile} & & ? \end{array}$$

$$2 \cdot x = 50 \cdot 2 \Rightarrow x = 50 \text{ L CH}_4 \text{ bulunur.}$$

Aynı orantı kullanılarak 50 L NH_3 ve 75 L O_2 bulunur.

Örnek: 0.75 g NO gazı ve 0.75 g NO₂ gazının karışımının basıncı 0.75 atm olarak ölçülmüştür. Her bir gazın kısmi basıncını hesaplayınız. N: 14, O: 16 g/mol.

$$x_{\text{NO}} = \frac{m_{\text{NO}}/M_{\text{NO}}}{m_{\text{NO}}/M_{\text{NO}} + m_{\text{NO}_2}/M_{\text{NO}_2}} = \frac{0.75/30}{0.75/30 + 0.75/46} = 0.605$$

$$p_{\text{NO}} = x_{\text{NO}} P_T \Rightarrow p_{\text{NO}} = 0.605 \times 0.75 \text{ atm} = 0.454 \text{ atm}$$

$$x_{\text{NO}_2} = \frac{m_{\text{NO}_2}/M_{\text{NO}_2}}{m_{\text{NO}}/M_{\text{NO}} + m_{\text{NO}_2}/M_{\text{NO}_2}} = \frac{0.75/46}{0.75/30 + 0.75/46} = 0.395$$

$$p_{\text{NO}_2} = x_{\text{NO}_2} P_T \Rightarrow p_{\text{NO}_2} = 0.395 \times 0.75 \text{ atm} = 0.296 \text{ atm}$$

Örnek: Su üstünde 30°C de 500 mL gaz örneği toplanmış olup barometre basıncı 1.010 atm dir. Bu gaz kuru halde 100°C de ve 1 atm basınçta ne kadar hacim kaplar?

Tablodan 30°C de suyun buhar basıncı 0.0419 atm olarak bulunur.

Gazın kısmi basıncı $P_{\text{Gaz}} = P_{\text{Bar}} - P_{\text{su}}$ eşitliğinden hesaplanabilir.

$$P_{\text{Gaz}} = 1.010 - 0.0419 = 0.968 \text{ atm}$$

Buna göre,

Başlangıçta $V_1 = 500 \text{ mL}$ $P_1 = 0.968 \text{ atm}$ $T_1 = 303 \text{ K}$

Verilen koşullarda $V_2 = ?$ $P_2 = 1.00 \text{ atm}$ $T_2 = 373 \text{ K}$

$$\frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{n_1 R T_1}{n_2 R T_2} \text{ mol sayısı ve R sabit olduğundan, } \frac{P_1 V_1}{P_2 V_2} = \frac{T_1}{T_2}$$

$$V_2 = \frac{0.968 \text{ atm} \times 500 \text{ mL} \times 373 \text{ K}}{303 \text{ K} \times 1 \text{ atm}} = 595.8 \text{ mL}$$

Örnek: Belirli bir hacimde N_2 gazı bir aygıttan 215 saniyede efüzleniyor. Aynı hacimdeki bir gaz aynı sıcaklık ve basınç koşullarında aynı aygıttan 282 saniyede efüzlendiğine göre bu gazın molekül ağırlığı nedir?

$$\frac{\bar{u}_{N_2}}{\bar{u}_X} = \sqrt{\frac{M_X}{M_{N_2}}}$$

$$\frac{215s}{282s} = \sqrt{\frac{M_X}{28 \text{ g/mol}}}$$

$$(0.76)^2 = \frac{M_X}{28 \text{ g/mol}} \Rightarrow M_X = 16.3 \text{ g/mol (CH}_4\text{)}$$

Örnek: CO₂ molekülüne ilişkin van der Waals sabiti b, 0.0427 L/mol olarak verildiğine göre 1 adet CO₂ molekülünün hacmini hesap ediniz. Standart koşullarda CO₂ gazının toplam hacminin % kaçını molekül hacimdir?

Daha önce de gösterildiği gibi, Bir molekül için sıkıştırılamayan hacim $4(4/3\pi r^3)$ olacaktır. 1 mol gaz içerisinde N adet molekül bulunduğundan,

$$b = 4N(4/3\pi r^3) \text{ olacaktır.}$$

Buna göre, $b/(4N) = V_{\text{molekül}}$ olacaktır.

$$V_{\text{molekül}} = 0.0427 / (4 \times 6.02 \times 10^{23}) = 1.77 \times 10^{-26} \text{ L}$$

22.4 L hacmin	↘	0.0427 L molekül hacim ise
100 L	↗	?

$$22.4 \cdot x = 100 \cdot 0.0427 \Rightarrow x = \% 0.19 \text{ molekül hacimdir.}$$

Örnek: Kripton gazı için van der Waals sabiti b nin değeri 0.0398 litre/mol dür. Bu değeri kullanarak kriptonun atom yarıçapını hesap ediniz.

$$b = 4N(4/3\pi r^3) \text{ olacaktır.}$$

Buna göre, $(3b/\pi (16 N))^{1/3} = r$ olacaktır.

b değeri L/mol olduğundan, litrenin cm^3 cinsinden yazılması gerekecektir.

$$\sqrt[3]{\frac{3bx1000}{\pi (16 N)}} = r$$

$$r = 1.58 \times 10^{-8} \text{ cm olarak bulunur.}$$