

Bölüm 6: Gazlar

İçindekiler

- 6-1 Gazların özellikleri: **Gaz Basıncı**
- 6-2 Basit Gaz Yasaları
- 6-3 Gaz Yasalarının Birleşimi:
**İdeal Gaz Denklemi ve
Genel Gaz Denklemi**
- 6-4 İdeal Gaz Denklemine Uygulamaları
- 6-5 Kimyasal Tepkimelerde Gazlar
- 6-6 Gaz Karışımları
- 6-7 Gazların Kinetik ve Molekül Kuramı
- 6-8 Kinetik ve Molekül Kuramına Bağlı Gaz Özellikleri
- 6-9 Gerçek (İdeal Olmayan) Gazlar

6-1 Gazların Özellikleri: Gaz Basıncı

Gazların fiziksel davranışını 4 özellik belirler: Gaz miktarı, hacmi, sıcaklık ve basınç

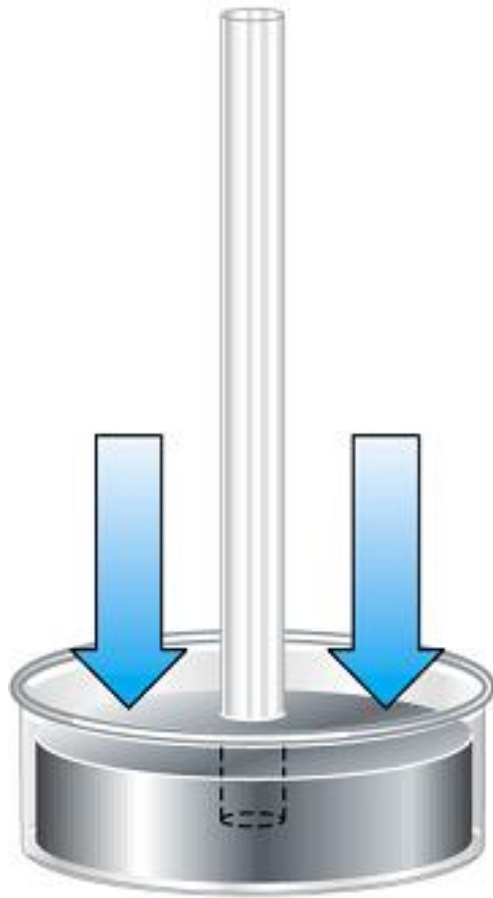
- **Katı Basıncı**
$$P \text{ (Pa)} = \frac{F \text{ (N)}}{A \text{ (m}^2\text{)}}$$

P: Basınç
F: Kuvvet
A: Alan

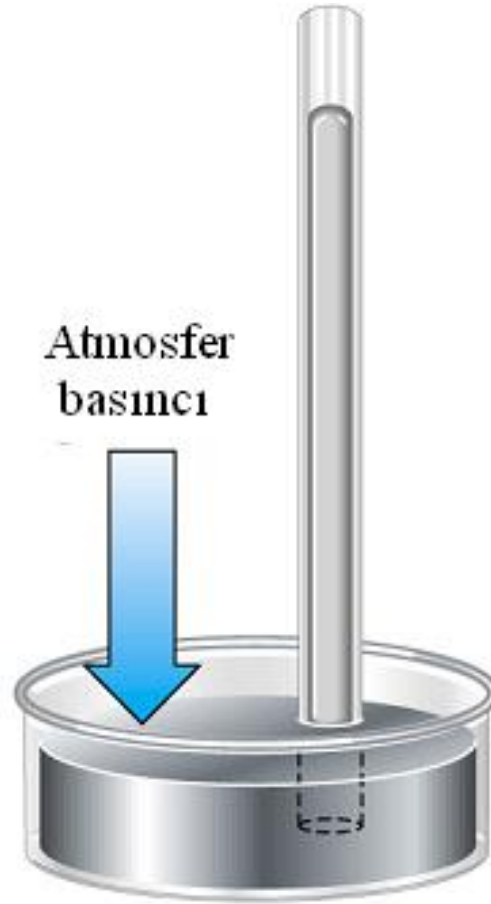
- **Sıvı Basıncı**
$$P = g \cdot h \cdot d$$

g: Yerçekimi ivmesi
h: Yükseklik
d: Yoğunluk

Barometrik Basınç



(a)



(b)

Standart Atmosfer Basıncı

1,00 atm

760 mm Hg, 760 torr

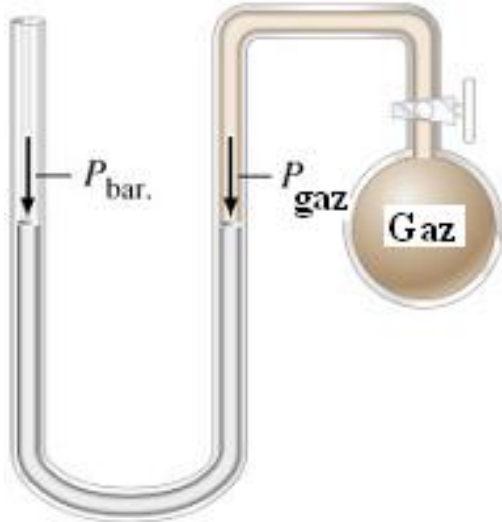
101325 kPa

101325 N/m²

1,01325 bar

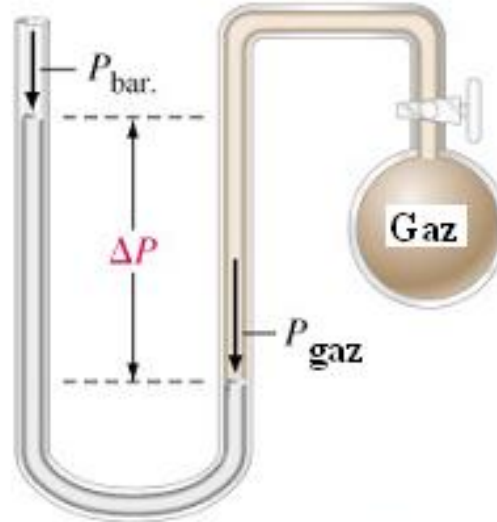
1013,25 mbar

Manometre



$$P_{\text{gaz}} = P_{\text{bar.}}$$

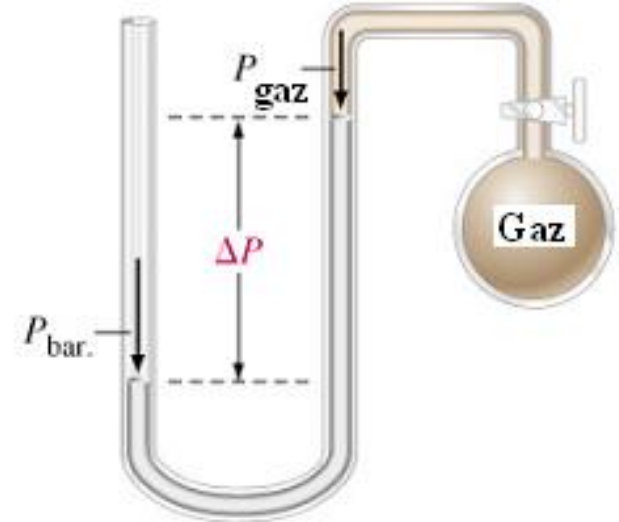
(a) Gaz basıncı barometre basıncına eşit



$$P_{\text{gaz}} = P_{\text{bar.}} + \Delta P$$

($\Delta P > 0$)

(b) Gaz basıncı barometre basıncından büyük



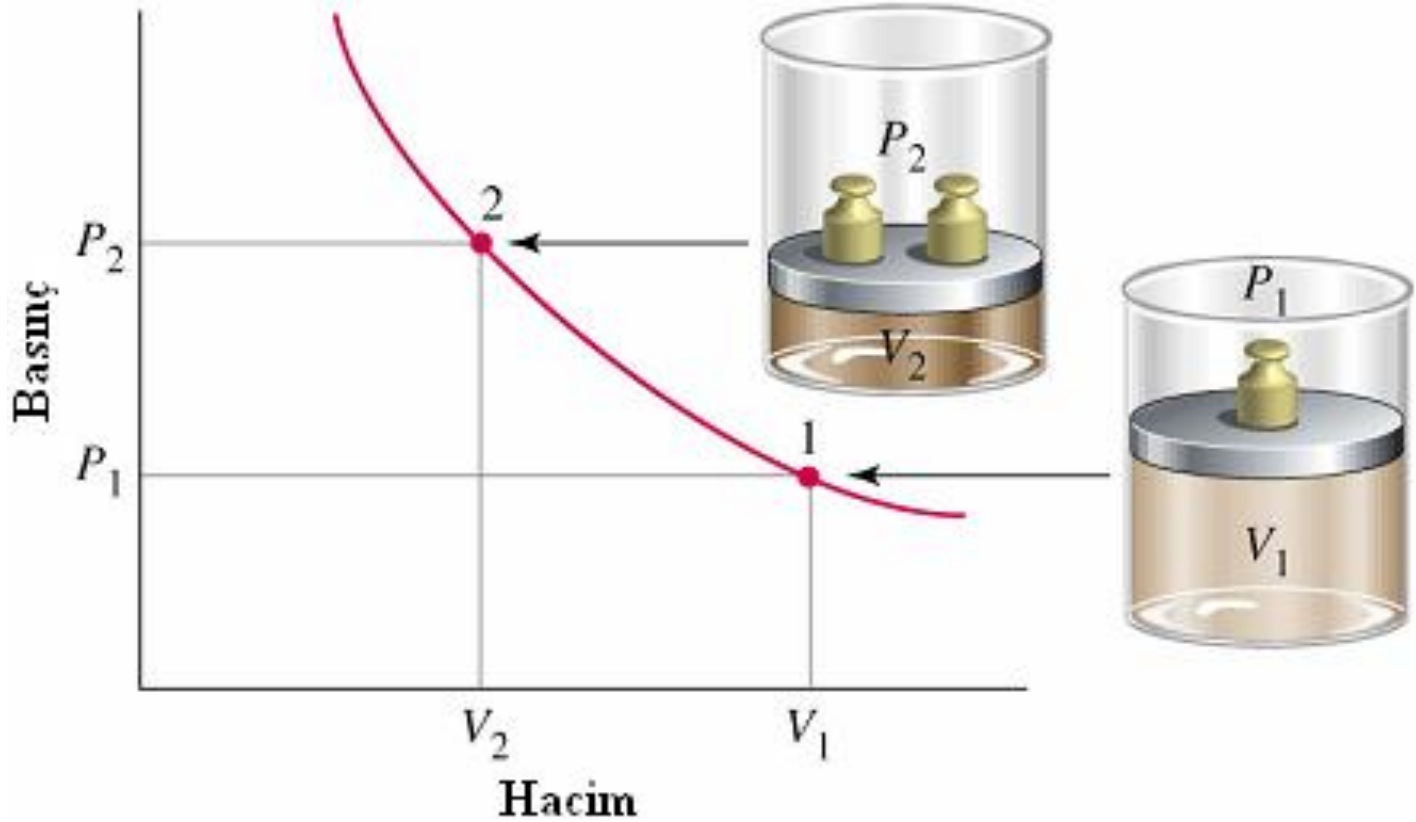
$$P_{\text{gaz}} = P_{\text{bar.}} + \Delta P$$

($\Delta P < 0$)

(c) Gaz basıncı barometre basıncından küçük

6-2 Basit Gaz Yasaları

- Boyle Yasası, 1662 $P \propto \frac{1}{V}$ ya da $PV = a$ (a sabit)



Sabit sıcaklıkta, sabit miktardaki gazın hacmi, basıncı ile ters orantılıdır.

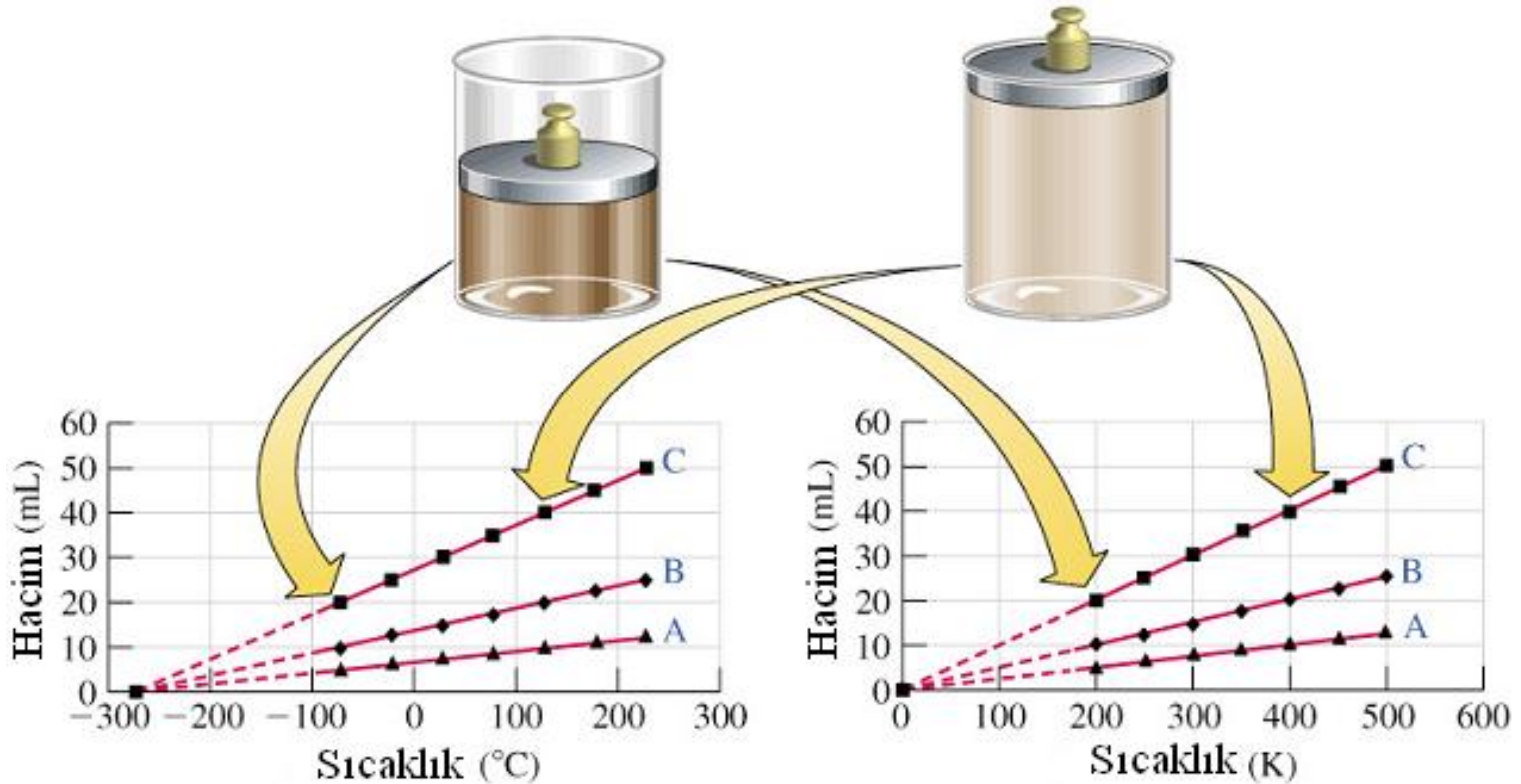
Charles Yasası

Charles, 1787

Gay-Lussac 1802

$$V \propto T$$

$$V = b T \text{ (} b \text{ sabit)}$$



Sabit basınçtaki, belli bir miktar gazın hacmi, sıcaklıkla doğru orantılıdır.

STP (Standart Sıcaklık ve Basınç)

- Gaz özelliklerinin sıcaklık ve basınca bağlıdır.
- Sıcaklık ve basıncın standart koşulları genellikle (STP) biçiminde kısaltılır.

$$P = 1 \text{ atm} = 760 \text{ mm Hg}$$

$$T = 0^\circ\text{C} = 273,15 \text{ K}$$

Avogadro Yasası

- Sabit sıcaklık ve basınçta, bir gazın hacmi miktarı ile doğru orantılıdır.

$$V \propto n$$

- STP'de

$$1 \text{ mol gaz} = 22,4 \text{ L gaz}$$

6-3 Gaz Yasalarının Birleştirilmesi: İdeal Gaz Denklemi ve Genel Gaz Denklemi

- Boyle yasası $V \propto 1/P$
 - Charles yasası $V \propto T$
 - Avogadro yasası $V \propto n$
- $$\left. \begin{array}{l} V \propto 1/P \\ V \propto T \\ V \propto n \end{array} \right\} V \propto \frac{nT}{P}$$

$$PV = nRT$$

Gaz Sabiti

$$PV = nRT$$

$$R = \frac{PV}{nT}$$

$$= 0,082057 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= 8,3145 \text{ m}^3 \text{ Pa mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= 8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= 62,364 \text{ L Torr mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

$$= 1,987 \text{ cal mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Genel Gaz Denklemi

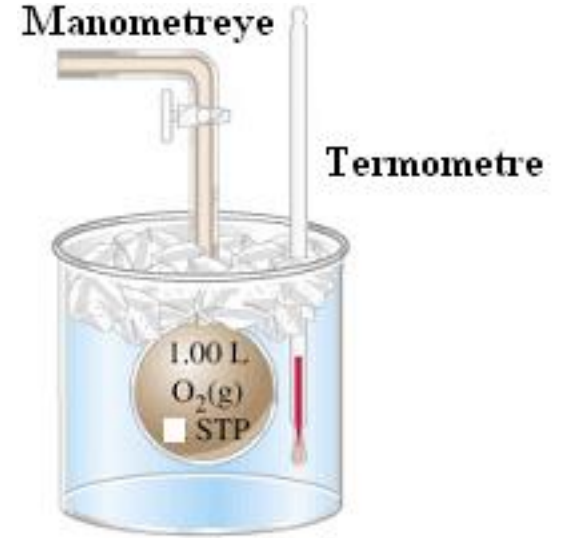
$$R = \frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

Gaz miktarı ve hacim sabittir:

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

(a) STP de 1,00 L O₂(g)

(b) 100°C de 1,00 L O₂(g)



(a) Buz banyosu



(b) Kaynar su

6-4 İdeal Gaz Denkleminin Uygulamaları

Mol Kütlesi Tayini:

$$PV = nRT \quad \text{ve} \quad n = \frac{m}{M}$$

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

$$M = \frac{m RT}{PV}$$

Örnek 6-10

İdeal Gaz Denklemiyle Mol Kütlesi Tayini

Propilen ticari önemi olan bir gazdır (en çok kullanılan kimyasal maddeler arasında dokuzuncudur). Bu gaz diğer organik maddelerin sentezinde ve plastiklerin (polipropilen) üretiminde kullanılır. Temiz ve kurutulmuş bir cam tüp 40,1305 g ağırlığa sahiptir. Suyla doldurulduğunda (suyun yoğunluğu = 0,9970 g cm⁻³) 25°C'de 138,2410 g ve propilen gazı ile doldurulduğunda 740,3 mm Hg ve 24,1°C'de 40,2959 g gelmektedir. Propilenin mol kütlesi ne kadardır?

Çözüm:

İlk amaç cam tüpün ve dolayısıyla gazın hacmini belirlemektir.

Örnek 6-10

Suyun hacmi (tüpün hacmi) $V_{\text{tüp}}$:

$$V_{\text{tüp}} = (138,2410 \text{ g} - 40,1305 \text{ g}) = 98,41 \text{ cm}^3 = 0,09841 \text{ L}$$

Gaz kütlesi ve diğer değişkenler m_{gaz} :

$$m_{\text{gaz}} = m_{\text{dolu}} - m_{\text{boş}} = (40,2959 \text{ g} - 40,1305 \text{ g}) = 0,1654 \text{ g}$$

$$\text{Sıcaklık} = 24,0 \text{ }^\circ\text{C} + 273,15 = 297,2 \text{ K}$$

$$\text{Basınç} = 740,3 \text{ mmHg} \times 1 \text{ atm} / 760 \text{ mmHg} = 0,9741 \text{ atm}$$

Örnek 6-10

Gaz Eşitliği:

$$PV = nRT \quad PV = \frac{m}{M} RT \quad M = \frac{m RT}{PV}$$

$$M = \frac{(0,6145 \text{ g})(0,08206 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(297,2 \text{ K})}{(0,9741 \text{ atm})(0,09841 \text{ L})}$$

$$M = 42,08 \text{ g/mol}$$

Gaz Yoğunlukları

$$PV = nRT \quad \text{ve} \quad d = \frac{m}{V}, \quad n = \frac{m}{M}$$

$$PV = \frac{m}{M} RT$$

$$\frac{m}{V} = d = \frac{MP}{RT}$$

6-5 Kimyasal Tepkimelerde Gazlar

- Tepken ve ürünlerin gaz olduğu tepkimelerdeki stokiyometrik hesaplamalarda bazen belirli basit yaklaşımlar kurabiliriz.
- Aynı sıcaklık ve basınçta, tepkimeye giren ve tepkimede oluşan gazların hacim oranları, mol oranlarına eşittir.
- Gazlar tamsayılarla ifade edilen basit bir hacim oranında birleşmektedir. Buna *Birleşen hacimler yasası* denir.

Örnek 6-12

Tepkime Stokiyometrisi Hesaplamalarında İdeal Gaz Denkleminin Kullanılması

Sodyum azidin, NaN_3 , yüksek sıcaklıkta parçalanması $\text{N}_2(\text{g})$ verir. Bu tepkime hava yastıklı güvenlik sistemlerinde kullanılır. 70,0 g NaN_3 bozduğunda 735 mmHg ve 26°C 'de kaç litre $\text{N}_2(\text{g})$ oluşur?



Örnek 6-12

N₂'nin mol sayısı:

$$n_{\text{N}_2} = 70 \text{ g NaN}_3 \times \frac{1 \text{ mol NaN}_3}{65,01 \text{ g N}_3/\text{mol N}_3} \times \frac{3 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NaN}_3} = 1,62 \text{ mol N}_2$$

N₂'nin hacmi:

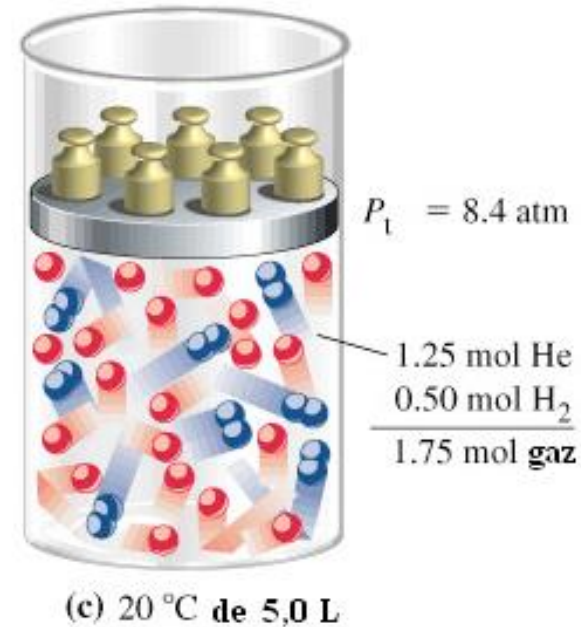
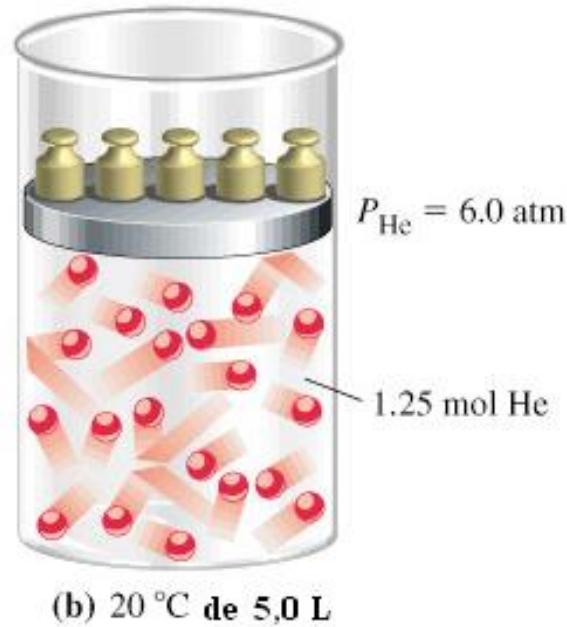
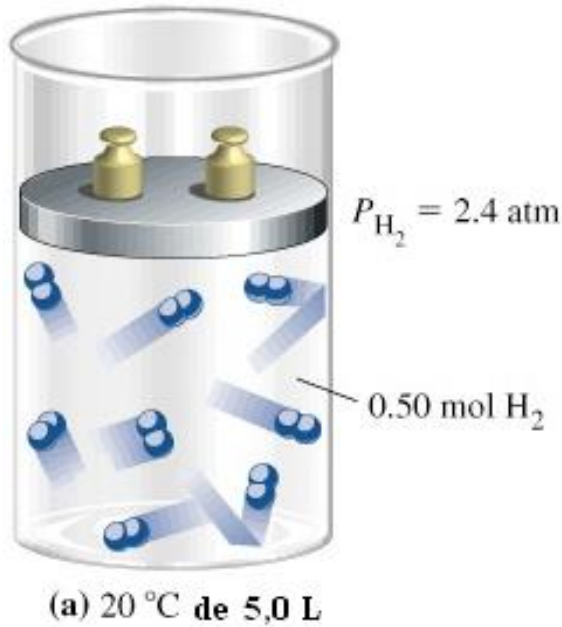
$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1,62 \text{ mol})(0,08206 \text{ L atm mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(299 \text{ K})}{\left\{ (735 \text{ mmHg}) \frac{1.00 \text{ atm}}{760 \text{ mmHg}} \right\}}$$
$$= 41,1 \text{ L}$$

6-6 Gaz Karışımları

- Basit gaz yasaları ve ideal gaz denklemi tek tek gazlara uygulandığı gibi, etkileşmeyen gaz *karışımlarına* da uygulanabilir.
- En basit yaklaşım, gaz karışımlarınının *toplam* mol sayısını kullanmaktır (n_t).
- **Kısmi Basınç**
 - Bir gaz karışımında, gazlardan birinin, diğerlerinden etkilenmeyen basıncıdır. Karışımındaki her bir gaz kabı doldurur ve kendi kısmi basıncına sahiptir.

Dalton'un Kısmi Basınçlar Yasası

Bir gaz karışımınının sabit sıcaklık ve hacimdeki toplam basıncı bu gazların aynı hacmi tek başına kapladıkları zaman yapacakları kısmi basınçların toplamına eşittir. Gazların birbirleriyle reaksiyon vermemesi gerekir.



Kısmi Basınç

$$P_{\text{top}} = P_a + P_b + \dots$$

$$V_a = n_a RT/P_{\text{top}} \quad \text{ve} \quad V_{\text{top}} = V_a + V_b + \dots$$

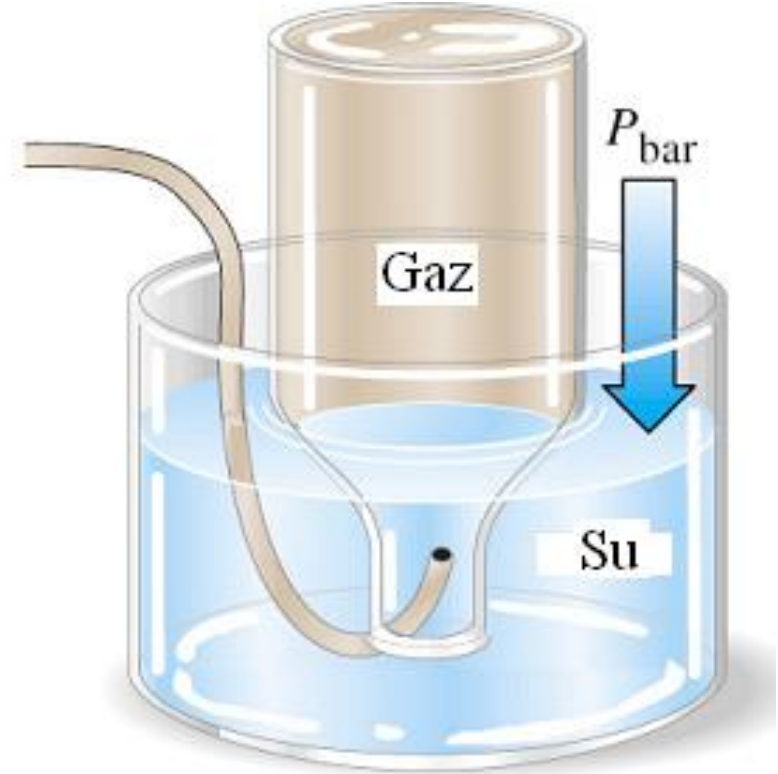
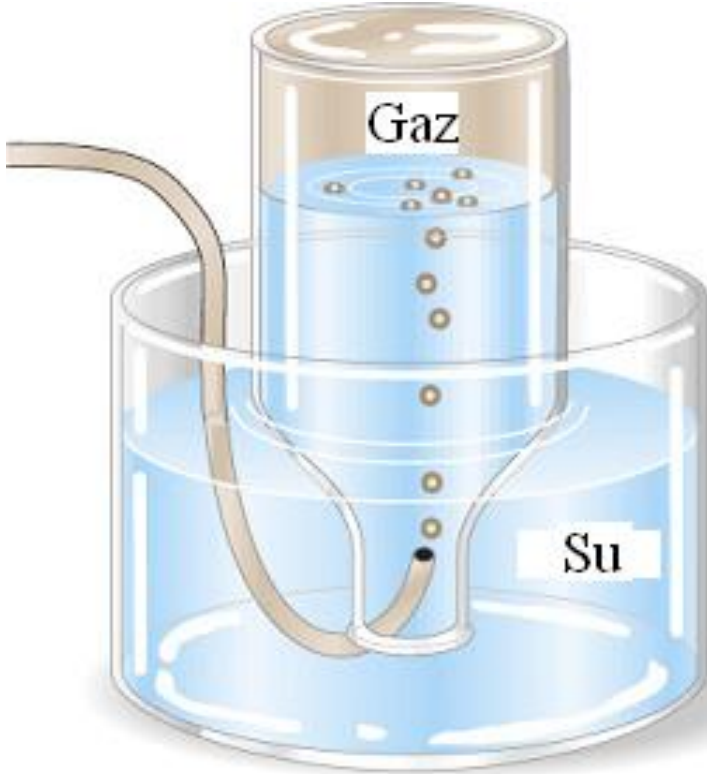
$$\frac{V_a}{V_{\text{top}}} = \frac{n_a RT/P_{\text{top}}}{n_{\text{top}} RT/P_{\text{top}}} = \frac{n_a}{n_{\text{top}}}$$

$$\frac{n_a}{n_{\text{top}}} = \chi_a$$

$$\frac{P_a}{P_{\text{top}}} = \frac{n_a RT/V_{\text{top}}}{n_{\text{top}} RT/V_{\text{top}}} = \frac{n_a}{n_{\text{top}}}$$

Örnek....

Bir Gazın Su Üzerinde Toplanması



$$P_{\text{top}} = P_{\text{bar}} = P_{\text{gaz}} + P_{\text{H}_2\text{O}}$$

6-7 Gazların Kinetik-Molekül Kuramı

1. Gazlar sabit hızla, gelişi güzel ve doğrusal harekete sahip, çok çok küçük, çok sayıda taneciklerin (moleküller ya da bazı durumlarda atomlar) bir araya gelmesiyle oluşmuşlardır.
2. Gaz molekülleri birbirinden çok uzaktadırlar. Yani gaz hemen hemen tümüyle bir boşluk olarak düşünülebilir (moleküller sanki kütlesi olan, ama hacmi olmayan tanecikler olarak kabul edilir. Bu taneciklere *nokta kütleler* adı verilir.



Gazların Kinetik-Molekül Kuramı

3. Moleküller birbirleri ile ve buldukları kabın çeperleri ile *çarpışırlar*. Ancak bu çarpışmalar çok hızlıdır ve moleküller arası çarpışmalar çok azdır.
4. Moleküller arasında, çarpışma sırasında oluşan zayıf kuvvetler dışında, hiçbir kuvvet olmadığı kabul edilir. Yani, bir molekül diğerlerinden *bağımsız* olarak hareket eder ve etkilenmez.
5. Bağımsız moleküller çarpışma sonucu enerji kazanabilirler ya da kaybedebilirler. Ancak, moleküllerin tümü göz önüne alındığında, sabit sıcaklıkta *toplam enerji sabittir*.

Basınç-Molekül Hızlarının Dağılımı

Kinetik teoriye göre;

$$P = \frac{1}{3} \frac{N}{V} m \bar{u}^2$$

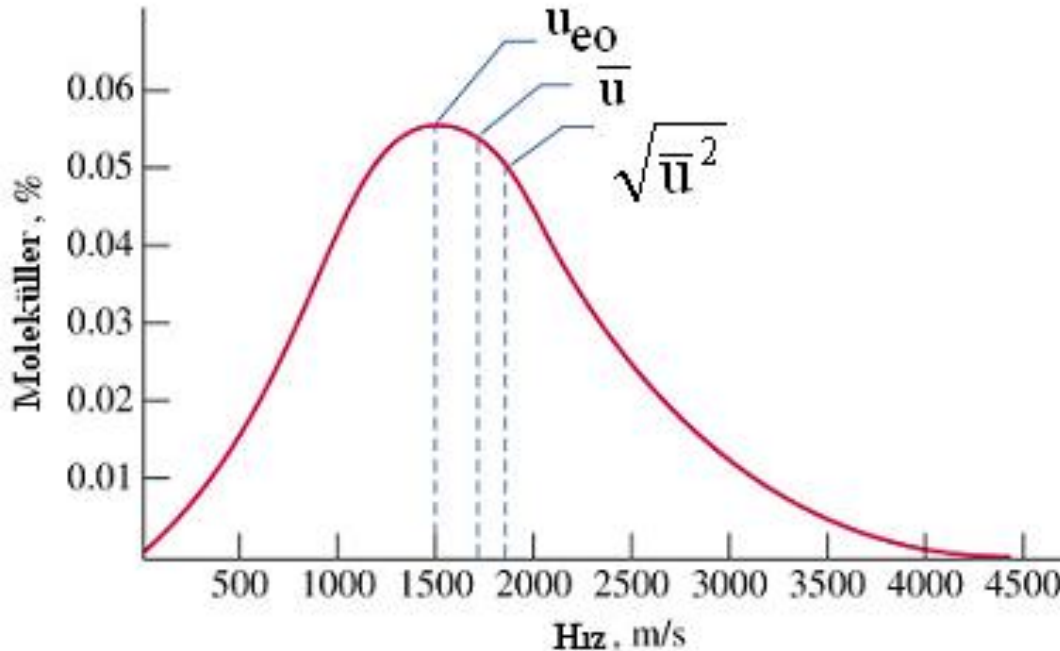
m : Molekülün kütlesi,

\bar{u}^2 : Moleküllerin hız kareleri ortalaması

N/V : birim hacimdeki moleküller

Basınç ve Molekül Hızı

- Tüm gaz molekülleri aynı hızda hareket etmezler. Moleküllerin sayısı çok fazla olduğundan, her bir molekülün hızını bilemeyiz. Fakat kaç molekülün belirli bir hıza sahip olduğunu istatistiksel olarak tahmin edebiliriz.



u_{eo} en olası hız

\bar{u} ortalama hız

$\sqrt{\bar{u}^2}$ hız kareleri ort.
karekökü

Basınç

1 mol ideal gaz düşünelim:

$$PV = \frac{1}{3} N_A m \bar{u}^2$$

PV=RT, böylece:

$$3RT = N_A m \bar{u}^2$$

$N_A m = M$:

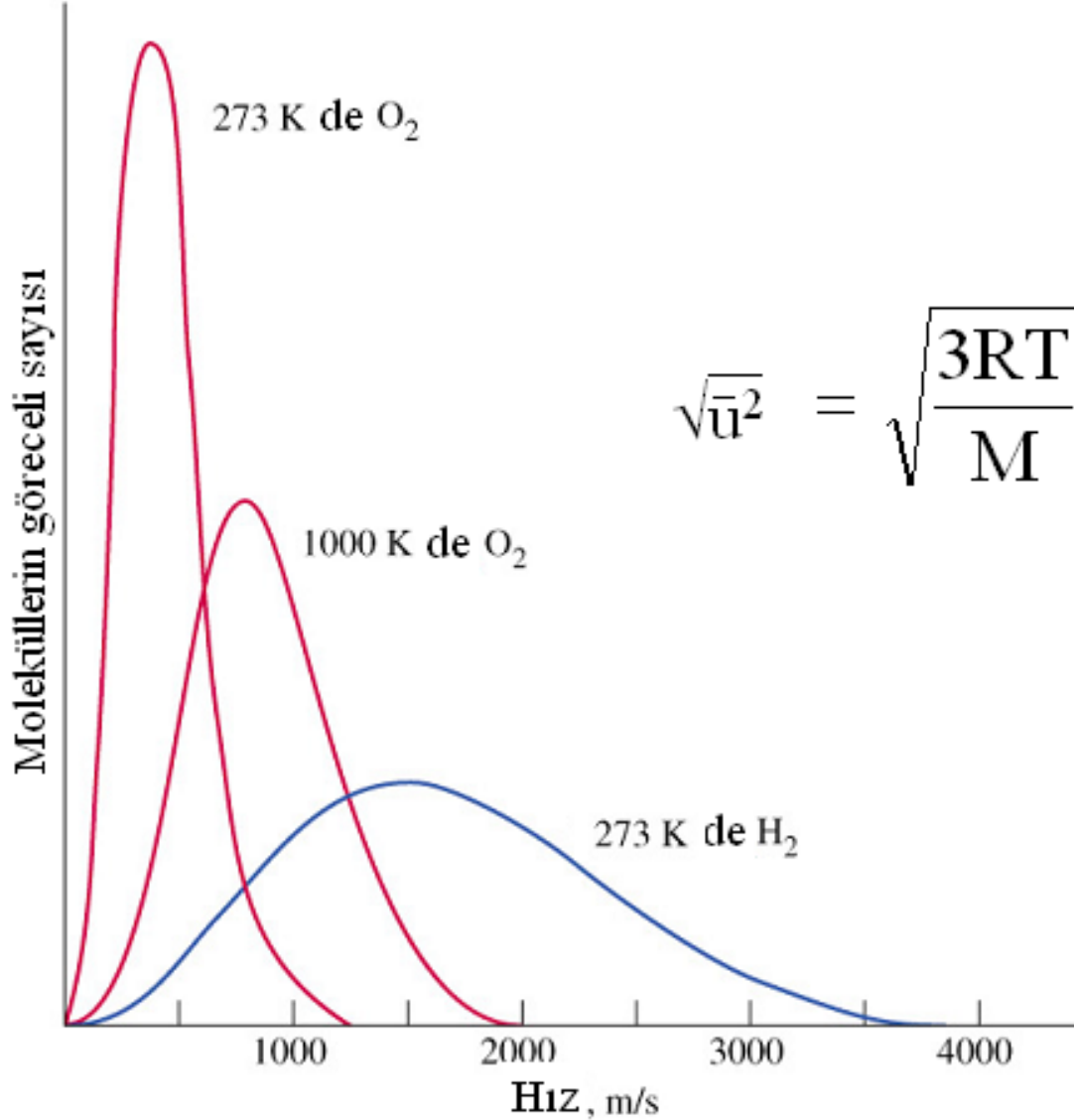
$$3RT = M \bar{u}^2$$

Sonuç:

$$\sqrt{\bar{u}^2} = \sqrt{\frac{3RT}{M}}$$

Molekül Hızlarının Dağılımı

Kütle ve Sıcaklığın Etkisi



Sıcaklık

1/3 çarpanını 2/3x1/2 eşdeğer ürünü ile değiştirdiğimizde:

$$PV = \frac{1}{3} N_A m \bar{u}^2 = \frac{2}{3} N_A \left(\frac{1}{2} m \bar{u}^2 \right)$$

PV=RT, böylece:

$$RT = \frac{2}{3} N_A \bar{e}_k$$

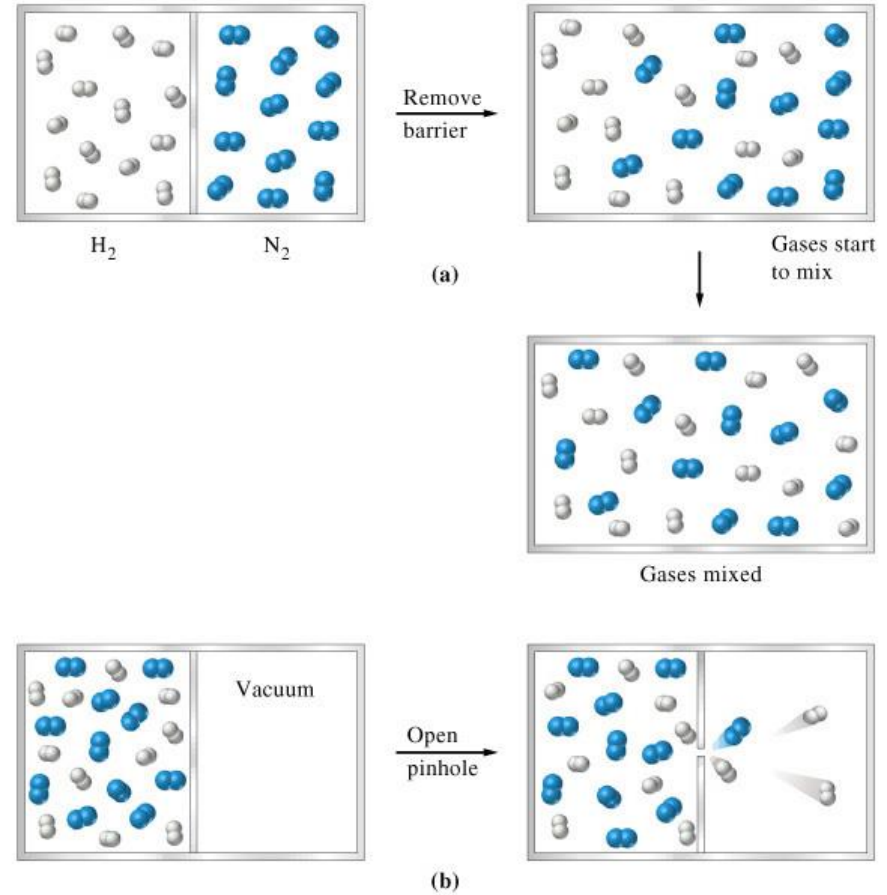
Bu denklemden \bar{e}_k çözülür:

$$\bar{e}_k = \frac{3}{2} \frac{R}{N_A} (T)$$

Bir gazın Kelvin sıcaklığı (T) o gazın moleküllerinin ortalama kinetik enerjisi (\bar{e}_k) ile doğru orantılıdır.

6-8 Kinetik-Molekül Kurama Bağlı Gaz Özellikleri

- Difüzyon (yayılma):** Rastgele molekül hareketi sonucu moleküllerin göç etmesidir. İki veya daha fazla gazın yayılması, moleküllerin karışmasıyla sonuçlanır ve kapalı bir kap içinde kısa sürede homojen bir karışıma dönüşür.



6-8 Kinetik-Molekül Kurama Bağlı Gaz Özellikleri

- **Efüzyon (dışa yayılma):** Gaz moleküllerinin buldukları kaptaki küçük bir delikten kaçmasıdır. Dışa yayılma hızı doğrudan molekül hızları ile orantılıdır. Bu, yüksek hızlı moleküllerin düşük hızlı moleküllerden daha hızlı yayılması demektir.

Graham Yasası

$$\frac{A'nın\ dışı\ yayılma\ hızı}{B'nin\ dışı\ yayılma\ hızı} = \frac{(u_{rms})_A}{(u_{rms})_B} = \sqrt{\frac{3RT/M_A}{3RT/M_B}} = \sqrt{\frac{M_B}{M_A}}$$

- İki farklı gazın efüzyon hızları, mol kütlelerinin karekökü ile ters orantılıdır.
- Gaz basıncı **çok küçük** olmalıdır.
- Delikler moleküller geçerken çarpışma olmayacak şekilde **küçük** olmalıdır.
- Gerçekte kuram yayılmaya **uygulanamaz**.

Graham Yasası

Formülde değişiklik yapılabilir:

- molekül hızlarının
- efüzyon hızlarının
- efüzyon sürelerinin
- moleküllerin aldığı yolların
- efüzlenen gaz miktarlarının

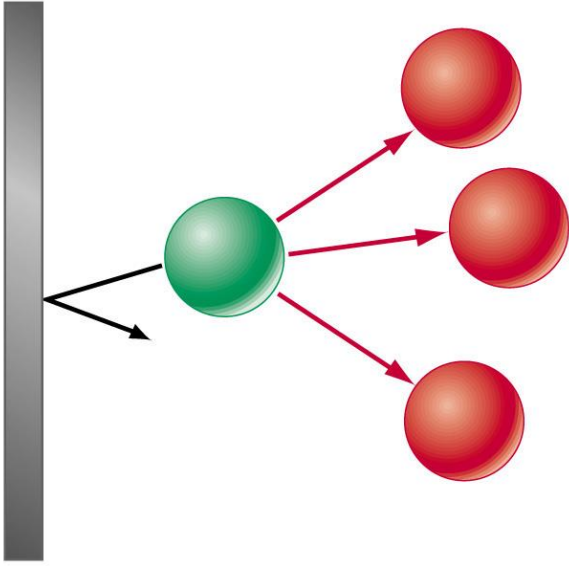
} oranı = $\sqrt{\text{iki mol kütlesinin oranı}}$

Örnekler.....

6-9 Gerçek (İdeal Olmayan) Gazlar

- Gerçek gazların davranışı şöyle açıklanabilir. Boyle yasasına göre, çok yüksek basınçlarda gaz hacmi çok küçüktür ve sifıra yaklaşır. Ancak gerçek gazlarda moleküllerin kendilerinin de bir hacmi vardır ve bu hacim bastırılmaz. Ayrıca gerçek gazlarda moleküller arası çekim kuvveti de vardır. Moleküller arası çekim kuvvetlerinden dolayı gaz moleküllerinin kabın çeperleriyle çarpışma kuvvetinin ideal gazdan beklenenden az olduğunu göstermektedir.
- **Gerçek gazlar yüksek sıcaklık ve düşük basınçlarda idealliğe yaklaşırlar.**

6-9 Gerçek (İdeal Olmayan) Gazlar

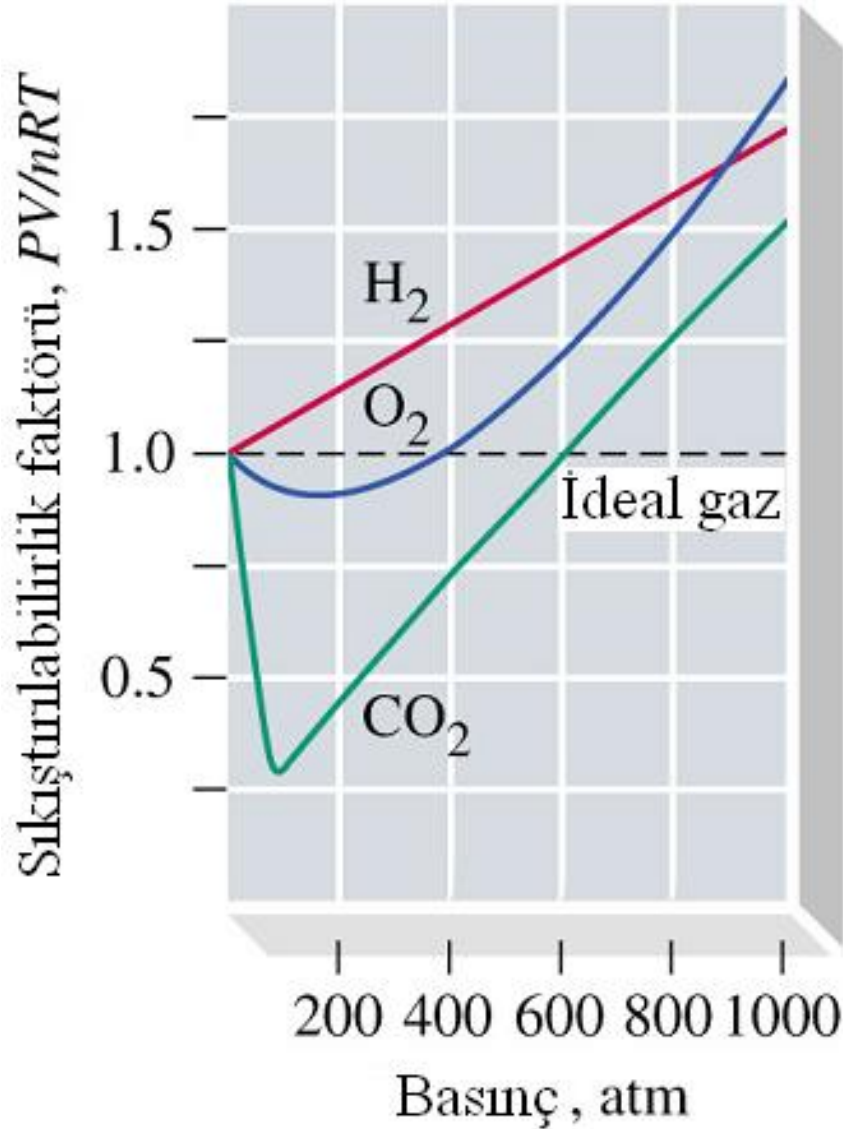


- Bir gazın ideal gaz koşulundan ne kadar saptığının ölçüsü sıkıştırılabilirlik faktörü ile belirlenir. PV/nRT oranıdır ve ideal gaz için 1'dir.

- Gerçek gazlarda:

- $PV/nRT > 1$ moleküllerin kendilerinin de bir hacmi vardır ve bu hacim bastırılmaz.
- $PV/nRT < 1$ moleküller arası çekim kuvvetleri sıkıştırılabilirlik faktörünün 1'den küçük olmasına neden olur.

Gerçek (İdeal Olmayan) Gazlar



Van der Waals Denklemi

- Moleküllerin öz hacimlerine ve moleküller arası kuvvetlere bağlı düzeltme terimleri taşırlar. *van der Waals denklemi* bunlardan biridir:

$$\left(P + \frac{n^2 a}{V^2} \right) (V - nb) = nRT$$

V : n mol gazın hacmi,

$n^2 a/V^2$: moleküller arası çekim kuvveti ile ilgilidir,

a ve b değerleri gazdan gaza değişir. Sıcaklık ve basınca az çok bağlıdır.