

İdeal gaz

- Moleküllerin özhacimlerinin moleküllerin serbestçe dolaştıkları tüm hacim oranı çok küçük olan (yani tüm hacim yanında ihmal edilebilecek kadar küçük kalan),
- Moleküllerinin arasında çekme ve itme kuvvetleri bulunmayan,
- Molekülleri arası çarpışmaların esnek olduğu (enerji kaybı olmayan çarpışma) gaz modelidir.

Hal değişkeni: Bir sistemi tanımlayabilmek için gerekli olan ve mutlak değeri ölçülebilen değişkenlerdir.

Saf bir gazın hali; hacmi (V), madde miktarı (mol sayısı, n), basıncı ve sıcaklığı (T) verilerek belirlenir.

İDEAL GAZLARIN HAL DENKLEMİ

$$P = f(T, V, n) \quad (1)$$

$$PV = nRT \quad (2)$$

Basınç

Birim alana dik olarak etkiyen kuvvettir.

$$P=F/A \quad 1 \text{ Pascal (Pa)} = 1 \text{ Nm}^{-2}$$

Bir barometredeki civa yüksekliğine 'Barometre basıncı' denir. Standart atmosfer (atm), 760 mm yükseklikteki bir civa sütununun oluşturduğu basınçtır (1 atm= 760 mmHg) ve $P=d.g.h$ eşitliği ile ölçülür.

(d= (kg/m³) basınç ölçmekte kullanılan sıvının yoğunluğu; h: (m) yüksekliği; g: (m/s²) yer çekimi ivmesi)

$$1 \text{ atm} = 760 \text{ mmHg} = 101325 \text{ Pa}$$

$$1 \text{ bar} = 750 \text{ mmHg} = 0.986 \text{ atm}$$

Standart basınç: 1bar (10⁵Pa)'lık basınç olarak kabul edilmiştir.

Çizelge 1.1. Basınç birimleri

Adı	Sembol	Değeri
Pascal	Pa	Nm^{-2} , $\text{kgm}^{-1}\text{s}^{-2}$
Bar	bar	10^5 Pa
Atmosfer	atm	101325 Pa
Torr	Torr	$(101325/760)\text{Pa}=133,32..Pa$
mmCiva	mmHg	133,322...Pa
Pound/in ²	psi	6,894 757... kPa

Basıncın ölçülmesi

*Atmosfer tarafından yapılan basınç, **barometre** ile ölçülür.*

Bir sıvı sütunu basıncının hesaplanması:

Zeminden yüksekliği h , yoğunluğu ρ olan bir sıvı sütununun tabana yaptığı basınç:

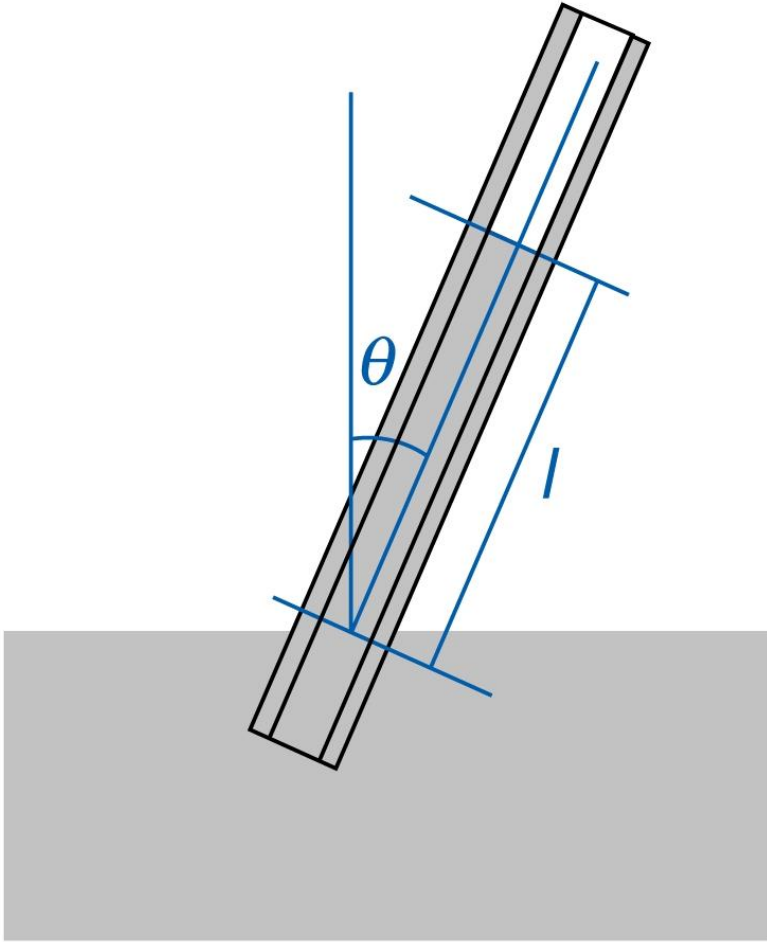
$P=F/A$; $F=mg$ dir.

Sıvının kütlesi: $m= \rho V$

Hacim: silindir şeklindeki sıvı sütunu için, kesit alanı A ise hacmi Ah ve kütlesi $m= \rho Ah$ olur.

*$F=mg= \rho Ahg$ ve $P=F/A= \rho Ahg /A$ **$P= \rho hg$***

(Sütunun şekli ve kesitine bağlı değildir)

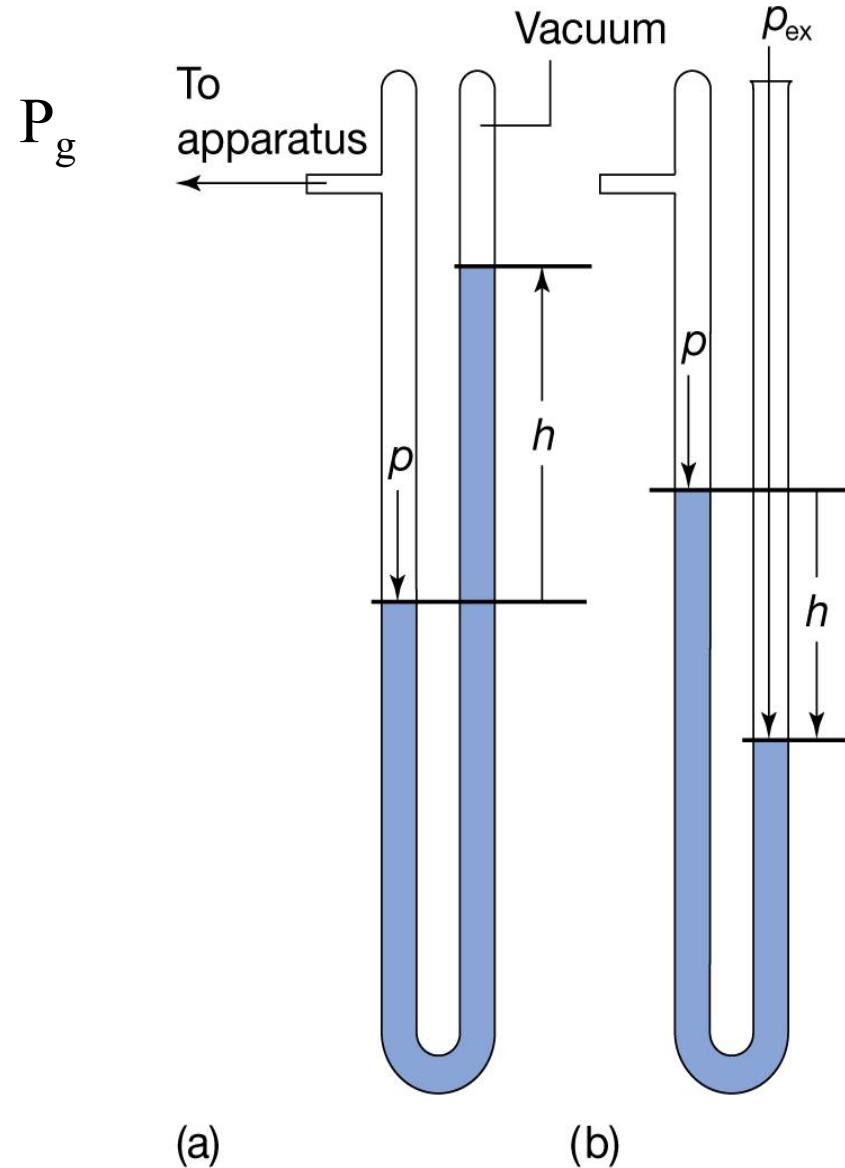


DüŖeyle θ açısı yapan l uzunluğundaki sıvı sütunun(1) tabanındaki basıncı nasıl hesaplanır?

$$P = \rho g l \cos\theta$$

1

U-TİPİ MANOMETRE



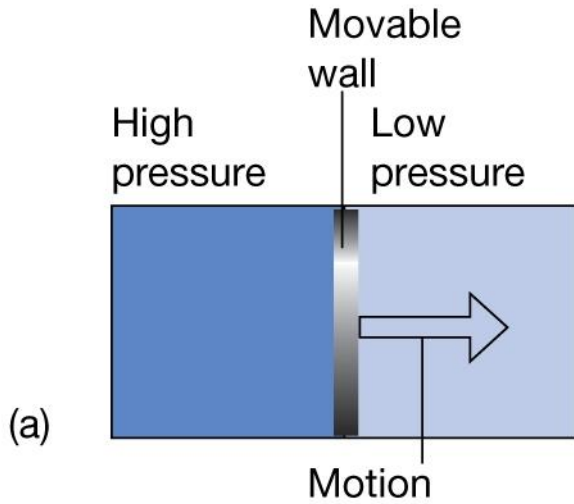
Kabın içindeki gazın basıncı, **manometre** ile ölçülür.

a) Kapalı manometre

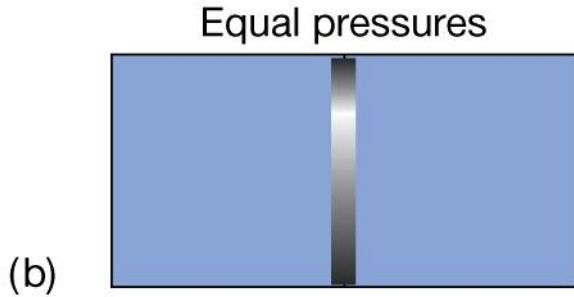
$$P_g = \rho gh$$

b) Açık manometre

$$P_{dış} = P_g + \rho gh$$

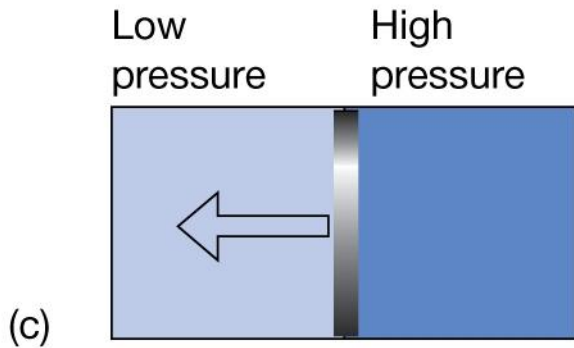


İki gaz, hareketli bir pistonla bölünmüş bir kabın iki ayrı kısmında bulunuyorsa, basıncı yüksek olan gaz, basıncı düşük olan gazı sıkıştırır (hacmini azaltır). Yüksek basınçlı gaz genişledikçe basıncı düşer; sıkışan gazın basıncı artar.



İki tarafta basınç eşitse piston hareket etmez.

Mekanik denge hali



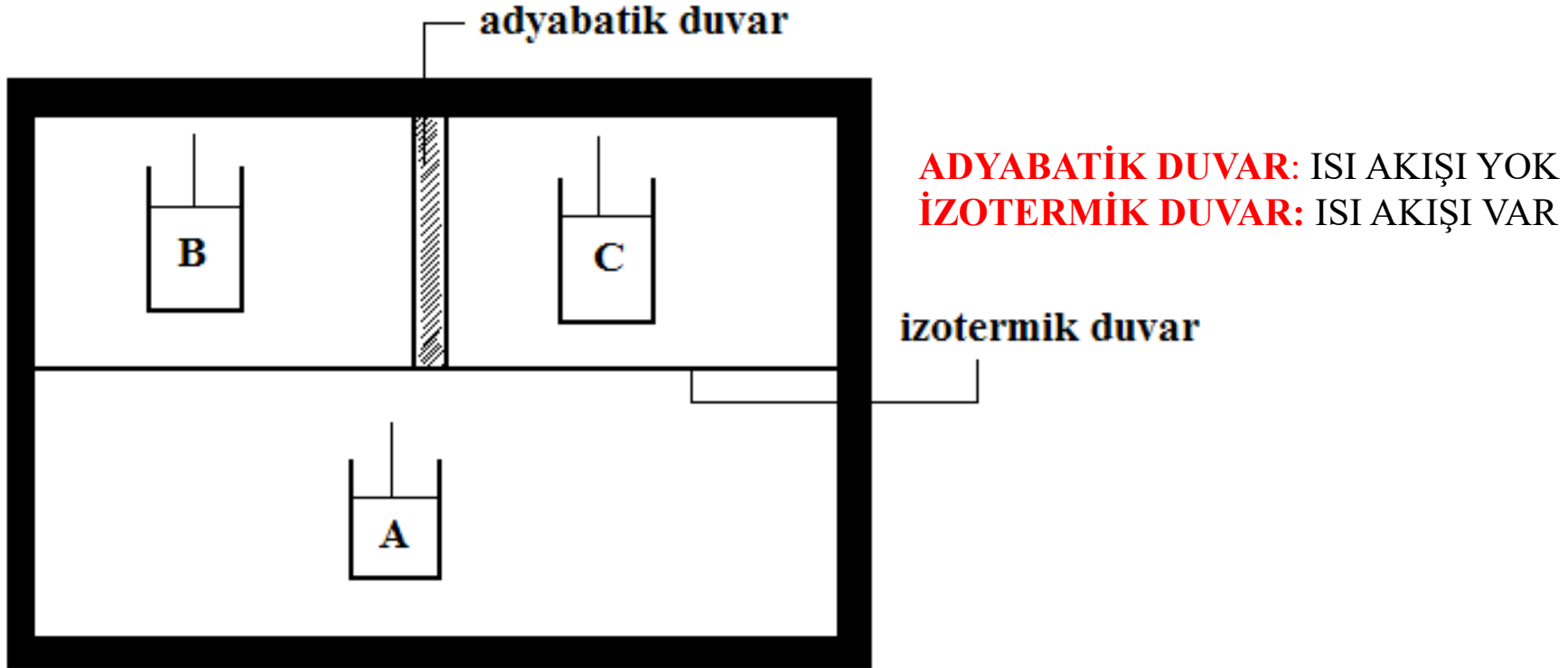
Sıcaklık

Bir sistem ile ortam arasında **ısı akışının yönünü** belirleyen şiddet özelliğindeki hal değişkenine denir.

Sıcaklık, ısı değildir, kinetik enerjinin bir ölçüsüdür. Sistemdeki moleküllerin her türden kinetik enerji toplamının bir fonksiyonudur.

*Termodinamiğin sıfırncı yasası, **termal denge** kavramını getirmektedir.*

***Termal denge** sistem ve ortam sıcaklıklarının eşit olması ve net ısı akışının ortadan kalkması ile kurulur.*



Termodinamiğin sıfıncı yasasının şematik gösterimi

$$T_A = T_B \text{ ve } T_A = T_C \text{ ise } T_B = T_C$$

Eğer bir ısı deposu farklı iki ısı deposu ile ayrı ayrı termal dengede ise bu iki ısı deposu da birbirleriyle termal dengededir.

Hacim, basınç ve direnç gibi bazı özellikleri sıcaklıkla doğrusal olarak değişebilen maddelere *termometrik madde* denir.

Termometrik maddenin bir y özelliği t sıcaklığına doğrusal bağlıysa, $y=f(t)$ fonksiyonunun grafiği bir doğru veriyorsa, $t=f(y)$ ters fonksiyonunun grafiği de bir doğru verecektir.

Termometrik maddenin y özelliğindeki değişmelere karşılık gelen sıcaklıkların işaretlenmesiyle *termometre* yapılır.

Örneğin civalı termometrede *gözlenen civanın yüksekliği okunan ise sıcaklıktır.*

- Danimarkalı astronom Olaus Rømer (1664-1710), suyun donma ve kaynama noktalarını referans alarak ilk termometreyi yapmıştır.
- İsveçli astronom Anders Celsius (1701-1744) 1 atm basınçta suyun donma ve kaynama noktalarını 0°C ve 100°C referans alarak bir termometre yapmıştır.
- Alman fizikçi Daniel Gabriel Fahrenheit (1686-1736) suyun 1 atm deki donma ve kaynama sıcaklıklarını 32°C ve 212°C kabul edip izlenen özelliği 180 eşit parçaya bölerek 1°F 'ı tanımlamıştır.

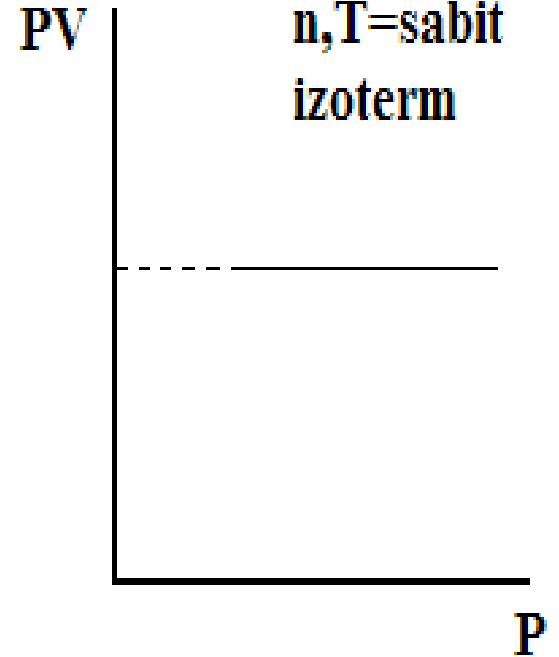
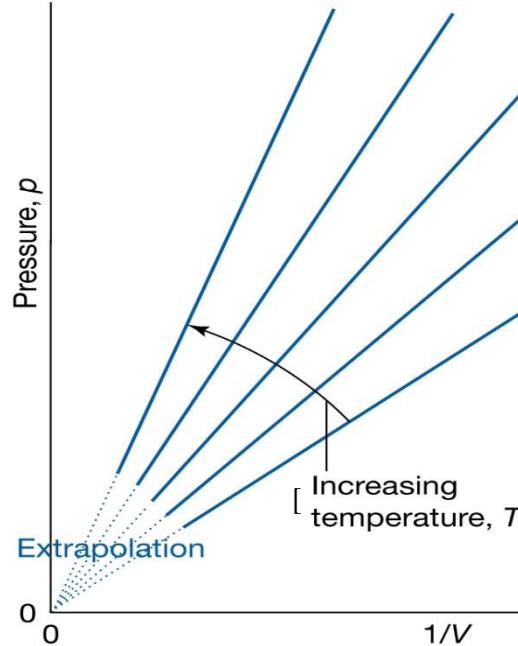
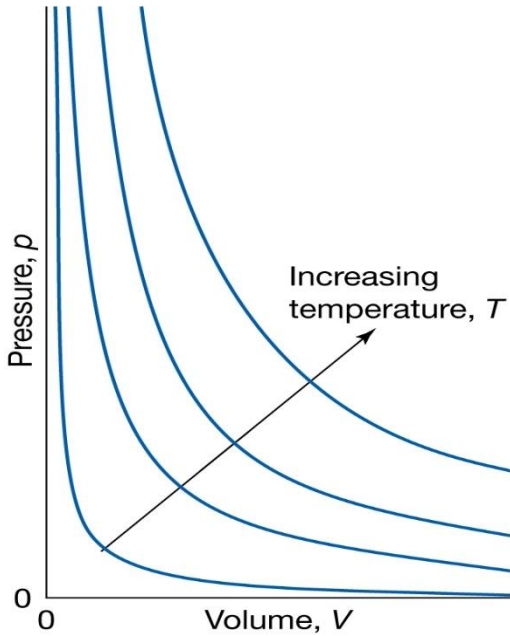
Bu termometreler keyfi olduklarından aynı ısı deposununun sıcaklığını farklı göstermektedirler.

- Termodinamiğin 2. yasasından ortaya çıkan sıcaklığa **mutlak sıcaklık** veya **termodinamik sıcaklık** adı verilmiştir.
- İngiliz fizikçi William Thomson (Lord Kelvin 1824-1907) tarafından 1848 yılında termometrik maddeden bağımsız tanımlandığından **Kelvin sıcaklığı** da denir ve K olarak gösterilir.

$$T(\text{K}) = T(^{\circ}\text{C}) + 273,15$$

GAZ YASALARI [P, V, T, n]

Boyle ve Mariotte Yasası [P-V ilişkisi; n, T=sabit]

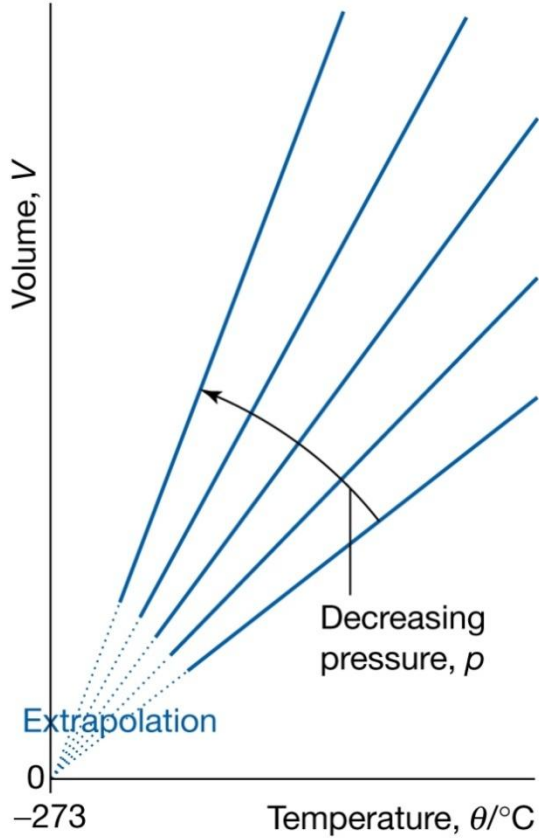


$$\left[\frac{\partial P}{\partial (1/V)} \right]_{n,T} = \frac{\Delta P}{\Delta (1/V)} = \frac{P}{1/V} = PV = \text{sabit}$$

İng. kimyacı Robert Boyle, Fransız kimyacı Edme Mariotte, 1676

- Sabit sıcaklıkta, sabit miktardaki gazın hacmi, basıncı ile ters orantılıdır.
- Mol miktarları ve sıcaklıkları aynı olan ideal gazların basınç \times hacimleri çarpımı her basınçta aynıdır.

Charles ve Gay-Lussac Yasası-1 [V-T ilişkisi, n,P=sabit]



İng. Kimyacı Jacques Alexandre Charles;
Fransız kimyacı Gay Lussac

P=sabit → İZOBAR

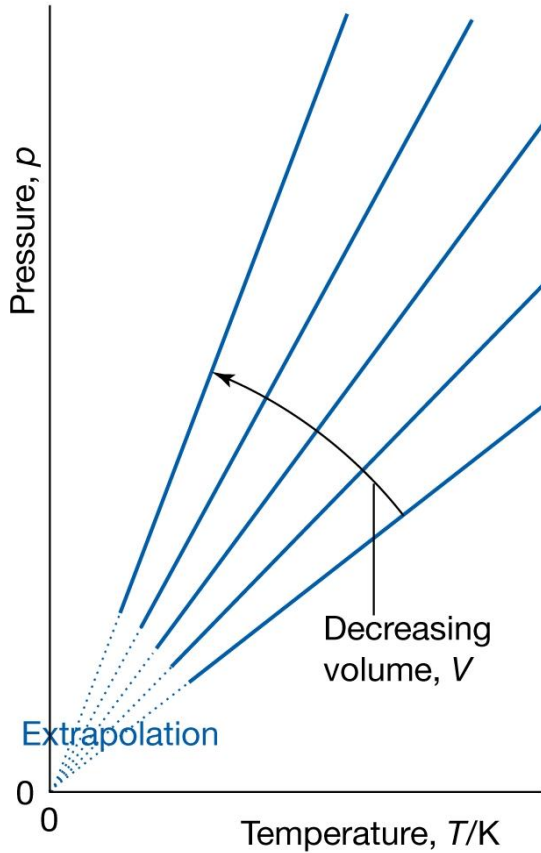
$$\left(\frac{\partial V}{\partial T} \right)_{n,P} = \frac{\Delta V}{\Delta T} = \frac{V}{T} = \text{sabit}$$

➤ Sabit basınçtaki, belirli bir miktar gazın hacmi sıcaklıkla doğru orantılıdır.

➤ Molar miktarları ve basınçları aynı olan ideal gazların sıcaklıklarının eşit ölçüde değiştirilmesi için ısıtılarak ya da soğutularak hacimlerinin de aynı ölçüde değiştirilmesi gerekmektedir.

*Hacim termometrik özellik olarak alınıp bu yasa uyarınca sabit basınçta çalışan **ideal gaz termometreleri** yapılmaktadır.

Charles ve Gay-Lussac Yasası-2 [P-T ilişkisi, n, V=sabit]

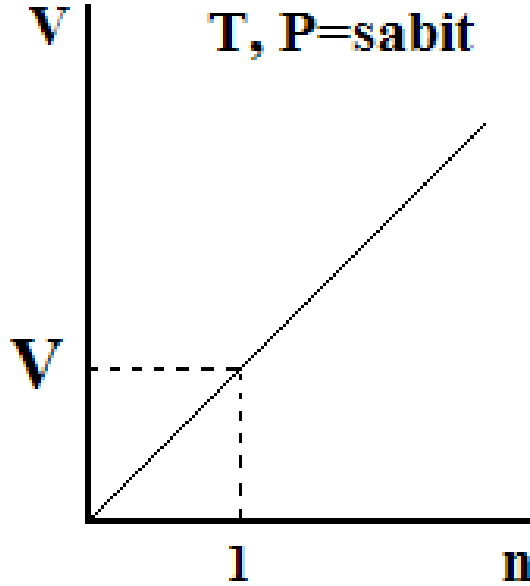


$V=\text{sabit}$ \longrightarrow İZOKOR

$$\left(\frac{\partial P}{\partial T} \right)_{n,V} = \frac{\Delta P}{\Delta T} = \frac{P}{T} = \text{sabit}$$

➤ Molar miktarları ve hacimleri aynı olan ideal gazların sıcaklıklarının eşit ölçüde değiştirilmesi için ısıtılarak ya da soğutularak basınçlarının da aynı ölçüde değiştirilmesi gerekir.

Avogadro Yasası [V-n ilişkisi; P,T=sabit]



$$\left(\frac{\partial V}{\partial n} \right)_{T,P} = \frac{\Delta V}{\Delta n} = \frac{V}{n} = \text{sabit}$$

STP: Sıcaklık ve basıncın standart koşulları:

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

$$P = 1 \text{ atm veya } 760 \text{ mmHg}$$

- Sabit sıcaklık ve basınçta bir gazın hacmi miktarı ile doğru orantılıdır.
- 1 mol gaz = 22,4 L (STP'de)
- Sıcaklık ve basınçları aynı olan gazların hacimlerinin eşit ölçüde değişmesi için molar miktarlarının da eşit ölçüde değiştirilmesi gerekmektedir.

İdeal Gaz Denklemi

Gaz yasalarını özetlersek:

Boyle: $V \propto 1/P$ (n, T= sabit)

Charles: $V \propto T$ (n, P= sabit)

Avogadro: $V \propto n$ (P, T= sabit)

• Birleştirirsek: $V \propto \frac{nT}{P}$

• İdeal gaz eşitliği: $V = R \left(\frac{nT}{P} \right)$

↑
Gaz sabiti

İdeal Gaz Denklemi

$$V=f(T,P,n)$$

$$dV = \left(\frac{\partial V}{\partial T}\right)_{n,P} dT + \left(\frac{\partial V}{\partial P}\right)_{n,T} dP + \left(\frac{\partial V}{\partial n}\right)_{T,P} dn$$

$$dV = \left(\frac{V}{T}\right)dT - \left(\frac{V}{P}\right)dP + \left(\frac{V}{n}\right)dn$$

$$\frac{dV}{V} = \frac{dT}{T} - \frac{dP}{P} + \frac{dn}{n}$$

$$\int_{V_1}^{V_2} \frac{dV}{V} = \int_{T_1}^{T_2} \frac{dT}{T} - \int_{P_1}^{P_2} \frac{dP}{P} + \int_{n_1}^{n_2} \frac{dn}{n}$$

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

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

$$\frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2} = \dots = \frac{PV}{nT} = \text{sabit} = R$$

$$PV=nRT$$

$$R=8,314\text{JK}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

$$R=0,082056 \text{ atm dm}^3\text{K}^{-1}\text{mol}^{-1}$$

Gaz Karışımları ve Kısmi Basınç

- Gaz moleküllerinin birbirlerinden bağımsız hareket ettiklerini ve birbirleriyle etkileşmediklerini varsaymaktayız.
- Böylelikle ideal gaz denklemi gaz karışımlarına da uygulanabilir.

Dalton'un Kısmi Basınçlar Yasası

- Gaz karışımlarında her bir gazın basıncı **kısmi basınç** olarak adlandırılır ve gaz karışımının toplam basıncı bu kısmi basınçların toplanmasıyla bulunur:

$$P_t = P_1 + P_2 + P_3 + \dots$$

$$P_i = n_i \left(\frac{RT}{V} \right) \quad P_t = (n_1 + n_2 + n_3 + \dots) \left(\frac{RT}{V} \right)$$



*En basit yaklaşım gaz karışımının toplam mol sayısını kullanmaktır.

Amagat Kısmi Hacimler Yasası

- Gaz karışımlarının kısmi hacimlerle ilişkili Dalton kısmi basınçlar kanununa paralel yasa Amagat Kısmi Hacimler Yasası olarak bilinir. Buna göre; karışımın toplam hacmi, karışımdaki bileşen gazların kısmi hacimleri toplamı kadardır.

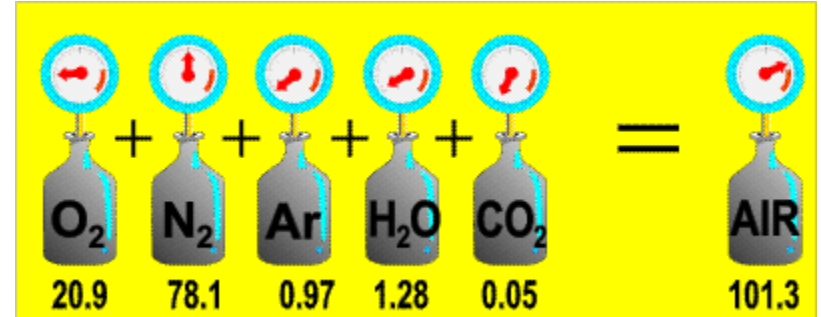
$$V_t = V_1 + V_2 + V_3 + \dots$$

Mol Kesri

n_i : mol sayısı

P_i : i 'nin kısmi basıncı

X_i : mol kesri



$$P_i = X_i P_t$$

$$X_i = n_i/n_t$$

$$X_i = n_i/n_t = P_i/P_t = V_i/V_t$$

$$X_1 + X_2 + X_3 + \dots = 1$$

*Bir karışımın içinde bütün mol kesirleri toplamı 1'e eşittir.