

Gázok

- 5-1 Gáznyomás
- 5-2 Egyszerű gáztörvények
- 5-3 Gáztörvények egyesítése:
 - Tökéletes gázegyenlet és
 - általánosított gázegyenlet
- 5-4 A tökéletes gázegyenlet alkalmazása
- 5-5 Gáz reakciók
- 5-6 Gázkeverékek

Gázok

5-7 Kinetikus gázelmélet

5-8 Reális gázok (korlátok)

Fókusz: a légszák (Air-Bag Systems) kémiája

5-1 Gáznyomás

- Gáz nyomása P (Pa) = $\frac{\text{erő (N)}}{\text{felület (m}^2\text{)}}$

- Hidrosztatikus P P (Pa) = $g \cdot h \cdot d$

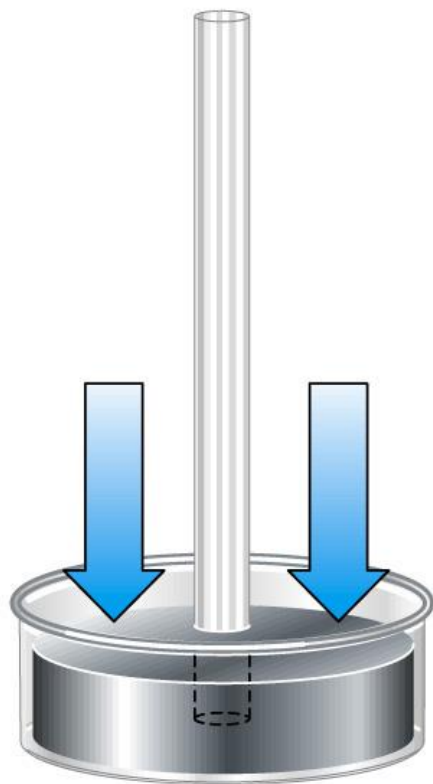
$g = 9,807 \text{ m/s}^2$ - gravitációs gyorsulás

h – a folyadék oszlop magassága

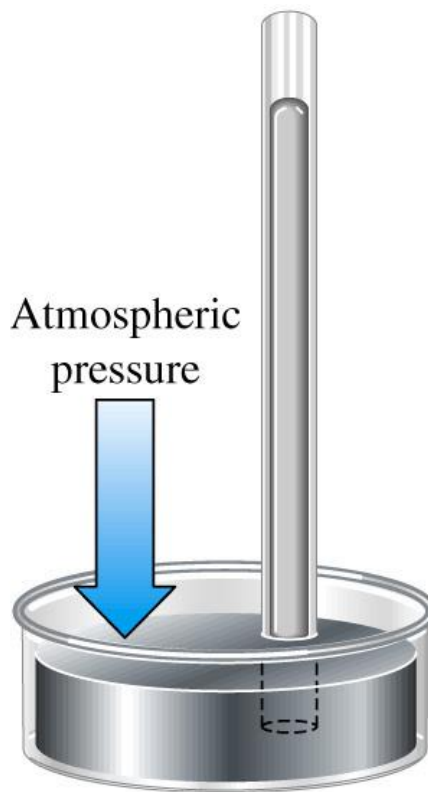
d – a folyadék sűrűsége

$$d(\text{Hg}) = 13,5951 \text{ g/cm}^3 \quad (0^\circ\text{C})$$

Barométer



(a)



(b)

Standard légnyomás

IUPAC: 0.986 atm

100 kPa = 1 bar = 1000
mbar

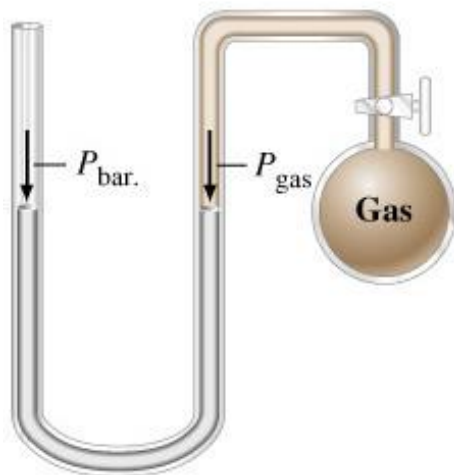
NIST: 1 atm

760 mm Hg, 760 torr

101.325 kPa = 1.01325 bar

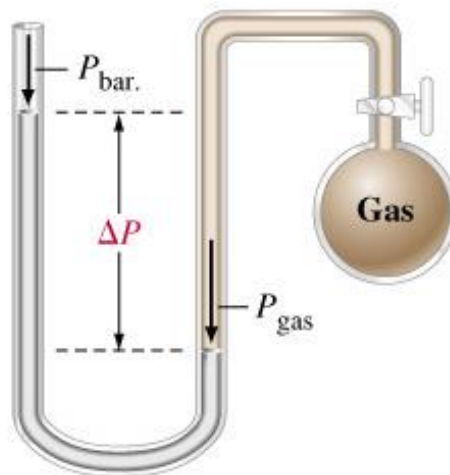
1013.25 mbar

Manométer



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

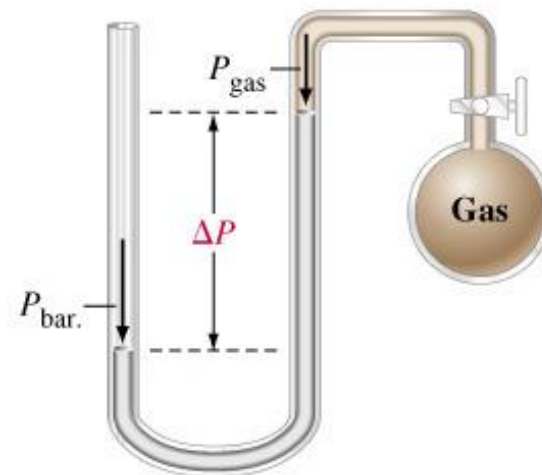
(a) Gas pressure equal to barometric pressure



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

($\Delta P > 0$)

(b) Gas pressure greater than barometric pressure



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

($\Delta P < 0$)

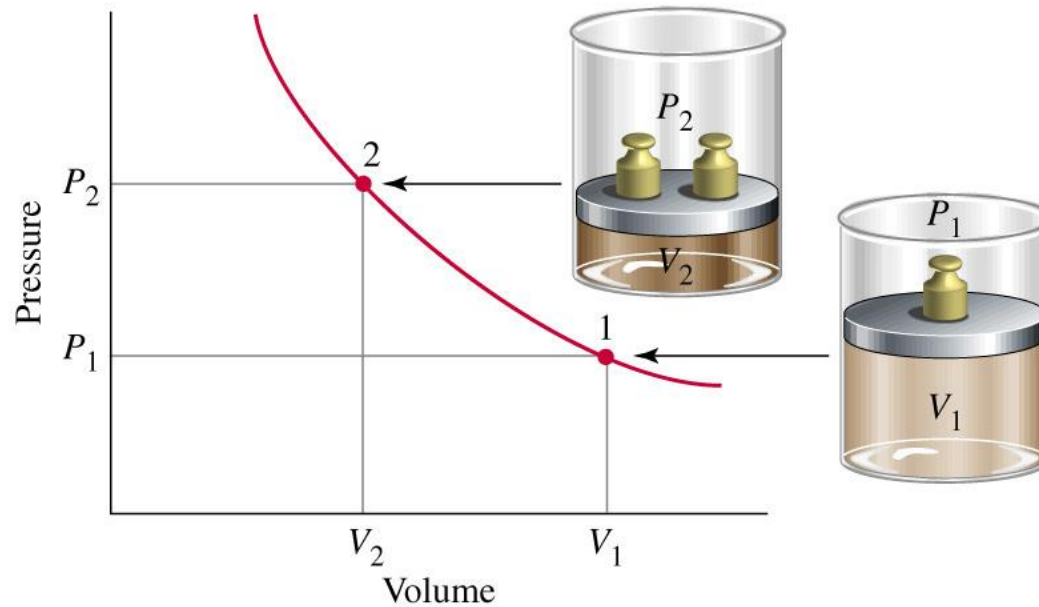
(c) Gas pressure less than barometric pressure

6-2 Egyszerű gáztörvények

- Boyle 1662

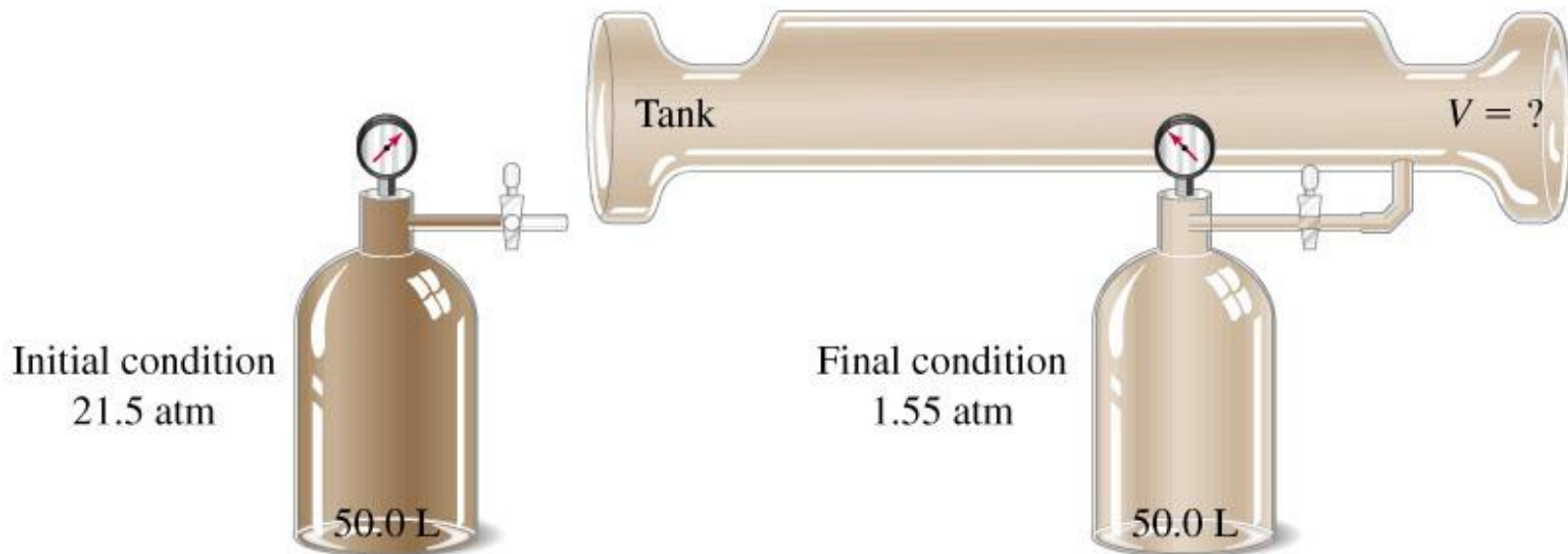
$$P \sim \frac{1}{V}$$

$$PV = \text{constant}$$



Példa

Boyle törvény alkalmazása:



$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2} = 694 \text{ L} \quad V_{\text{tank}} = 644 \text{ L}$$

Charles törvény

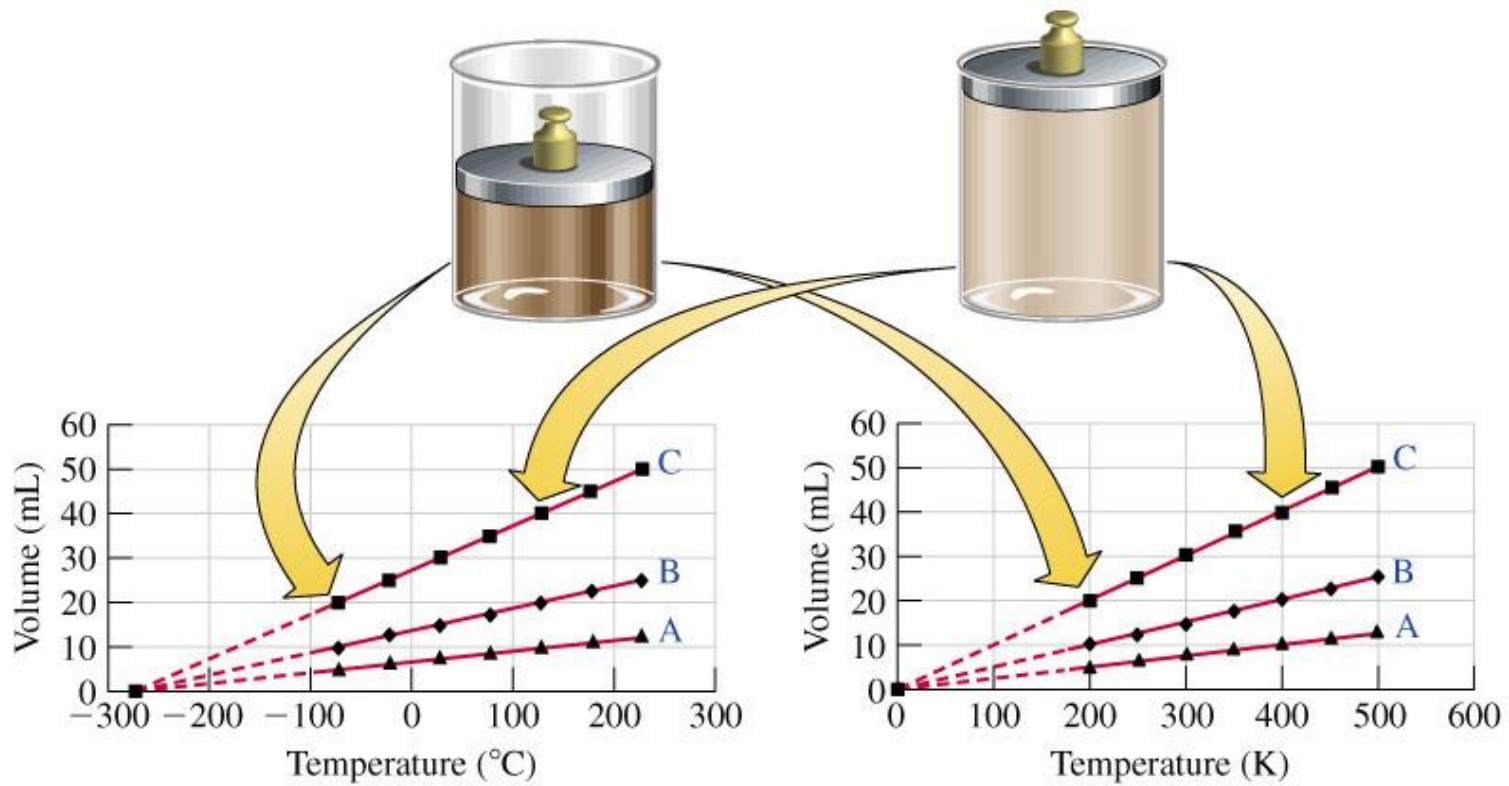
Charles 1787

$$V \sim T$$

$$V = b T$$

Gay-Lussac 1802

Térfogat - hőmérséklet



Normál állapot

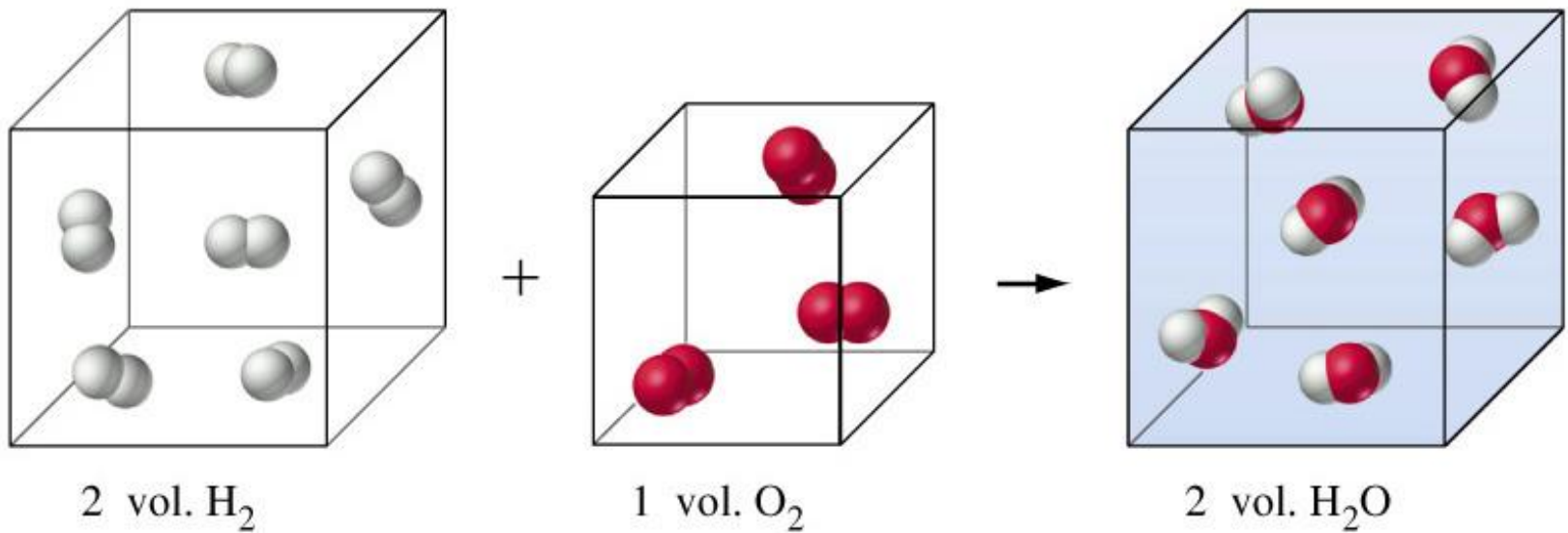
- A gázok tulajdonságai függenek a nyomástól és a hőmérséklettől
- Ezért definiálják a normál állapotot (STP)

Hőmérséklet	Nyomás	Forrás
/°C	/kPa	
0	100	IUPAC (jelenlegi definíció)
0	101.325	IUPAC (előző), NIST, ISO 10780
20	101.325	EPA, NIST
25	101.325	EPA

Avogadro Törvénye

- Gay-Lussac 1808
 - A víz keletkezésekor 1 térfogatnyi oxigén mindig 2 térfogatnyi hidrogénnel reagál.
- Avogadro 1811
 - Azonos térfogatban azonos mennyiségű gáz van *és*
 - a gáz molekulák kötése felszakadnak, amikor reagálnak.

A víz képződése



Avogadro törvénye alkalmazva

Adott nyomáson és hőmérsékleten:

$$V \sim n \quad \text{vagy} \quad V = c n$$

Normál állapotban

1 mol tökéletes gáz térfogata = 22,4 ℓ

6-3 Gáztörvények egyesítése

- Boyle $V \sim 1/P$
 - Charles $V \sim T$
 - Avogadro $V \sim n$
- } $V \sim \frac{nT}{P}$

A tökéletes gázok törvénye:

$$PV = nRT$$

A tökéletes gázállandó: R

$PV = nRT$ Tökéletes gáz (anyagi minőségtől független) közelítések:

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

1. A részecskék térfogata nulla
2. Az ütközések rugalmasak
3. Nincsenek kölcsönhatások

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

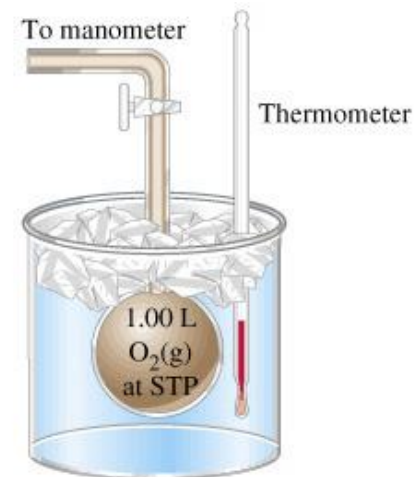
$$= 8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1}$$

Általánosított gáztörvény

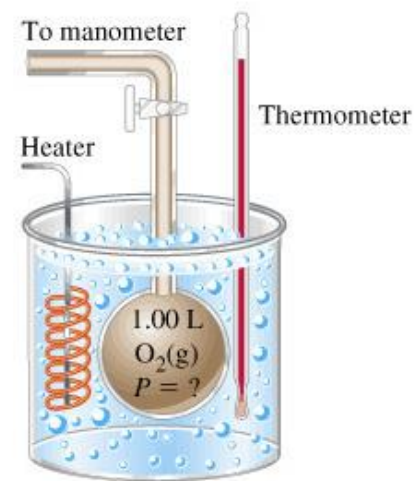
$$R = \frac{P_1 V_1}{n_1 T_1} = \frac{P_2 V_2}{n_2 T_2}$$

A mol és a térfogat állandó

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



(a) Ice bath



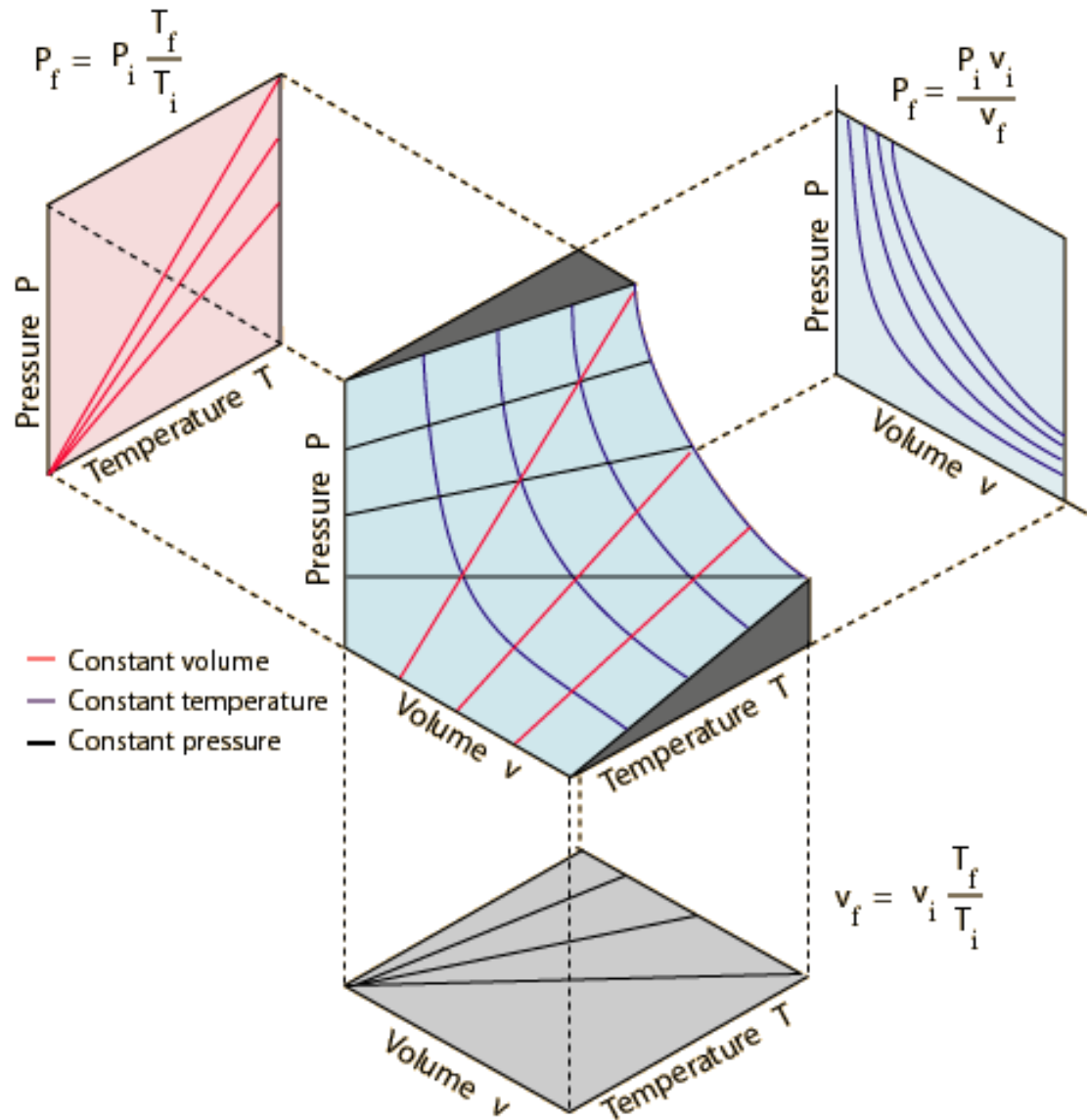
(b) Boiling water

Tökéletes gáz – p-V-T felület

Izosztér $V = \text{áll.}$

Izobár $P = \text{áll.}$

Izoterm $T = \text{áll.}$



A moláris tömeg meghatározása

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

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

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

Gázsűrűség

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

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

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

5-5 A gázok kémiai reakciókban

- A reakció együtthatók alapján meghatározható a reagensek és a termékek mennyisége (n mol).
- A mennyiségek ismeretében (n mol) a tökéletes gáztörvény alkalmazható.
- *A különböző gáz komponensek térfogatai összeadódnak.*

Példa: Légzsák

A reakcióegyenlet és a tökéletes gáztörvény alkalmazása.

A nátriumazid, $\text{NaN}_3(\text{s})$, magas hőmérsékleten $\text{N}_2(\text{g})$ felszabadulásával bomlik. Mekkora lesz a keletkező $\text{N}_2(\text{g})$ térfogata 735 mm Hg nyomás mellett 26°C -on ha 70,0 g NaN_3 elbomlik?

A reakció egyenlet: $2 \text{NaN}_3(\text{s}) \rightarrow 2 \text{Na}(\text{s}) + 3 \text{N}_2(\text{g})$

A keletkező fém nátriumot semlegesíteni kell.

Példa:

N_2 moljainak száma:

$$n_{N_2} = 70 \text{ g} \cdot \frac{1 \text{ mol NaN}_3}{65,01 \text{ g}} \cdot \frac{3 \text{ mol N}_2}{2 \text{ mol NaN}_3} = 1,62 \text{ mol N}_2$$

N_2 térfogata:

$$V = \frac{nRT}{P} = \frac{(1,62 \text{ mol})(8,3145 \text{ J mol}^{-1} \text{ K}^{-1})(299 \text{ K})}{\left\{ (735 \text{ mm Hg}) \frac{101,325 \text{ kPa}}{760 \text{ mm Hg}} \right\}}$$
$$= 41,1 \text{ l}$$

Légzsák tervezés:



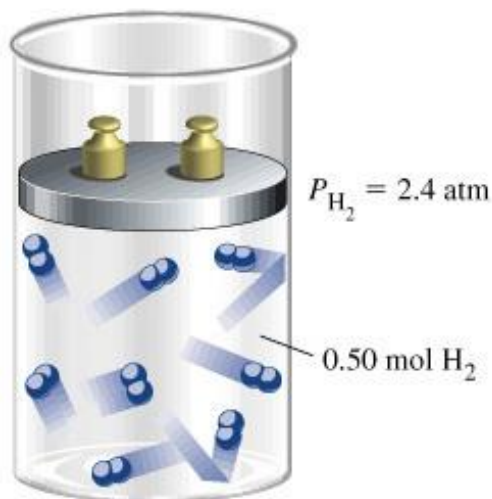
5-6 Gázelegyek

- A tökéletes gáztörvény alkalmazható tökéletes gázok keverékére is.
- A legegyszerűbb az $n_{\text{össz}}$ használata
- Parciális nyomás (T és $V = \text{const.}$):
 - Minden komponens akkora nyomást fejt ki mintha egyedül lenne a tartályban.

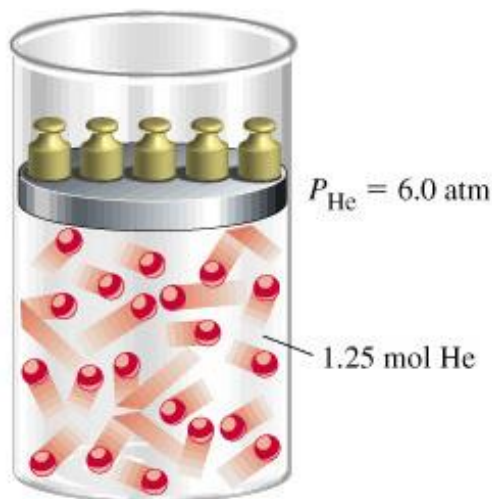
Dalton-törvény (T és V = const.)

A gázelegy össznyomását a komponensek parciális nyomásainak összegezésével számíthatjuk ki.

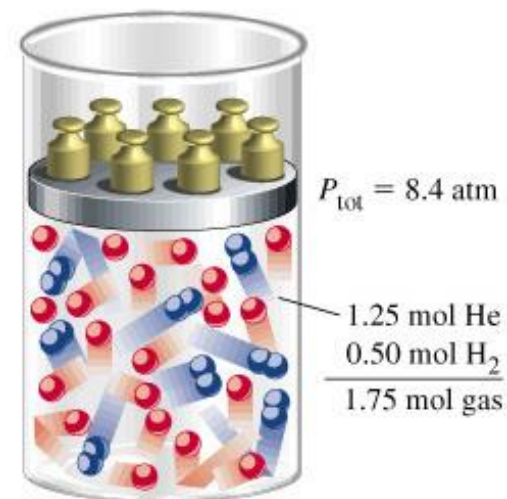
$$P_{\text{tot}} = P_a + P_b + \dots$$



(a) 5.0 L at 20 °C



(b) 5.0 L at 20 °C



(c) 5.0 L at 20 °C

Amagat-szabály (T és P = const.)

A gázelegy össztérfogatát a komponensek parciális térfogatainak összegezésével számíthatjuk ki.

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

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

moltört $\frac{n_a}{n_{\text{tot}}} = x_a$

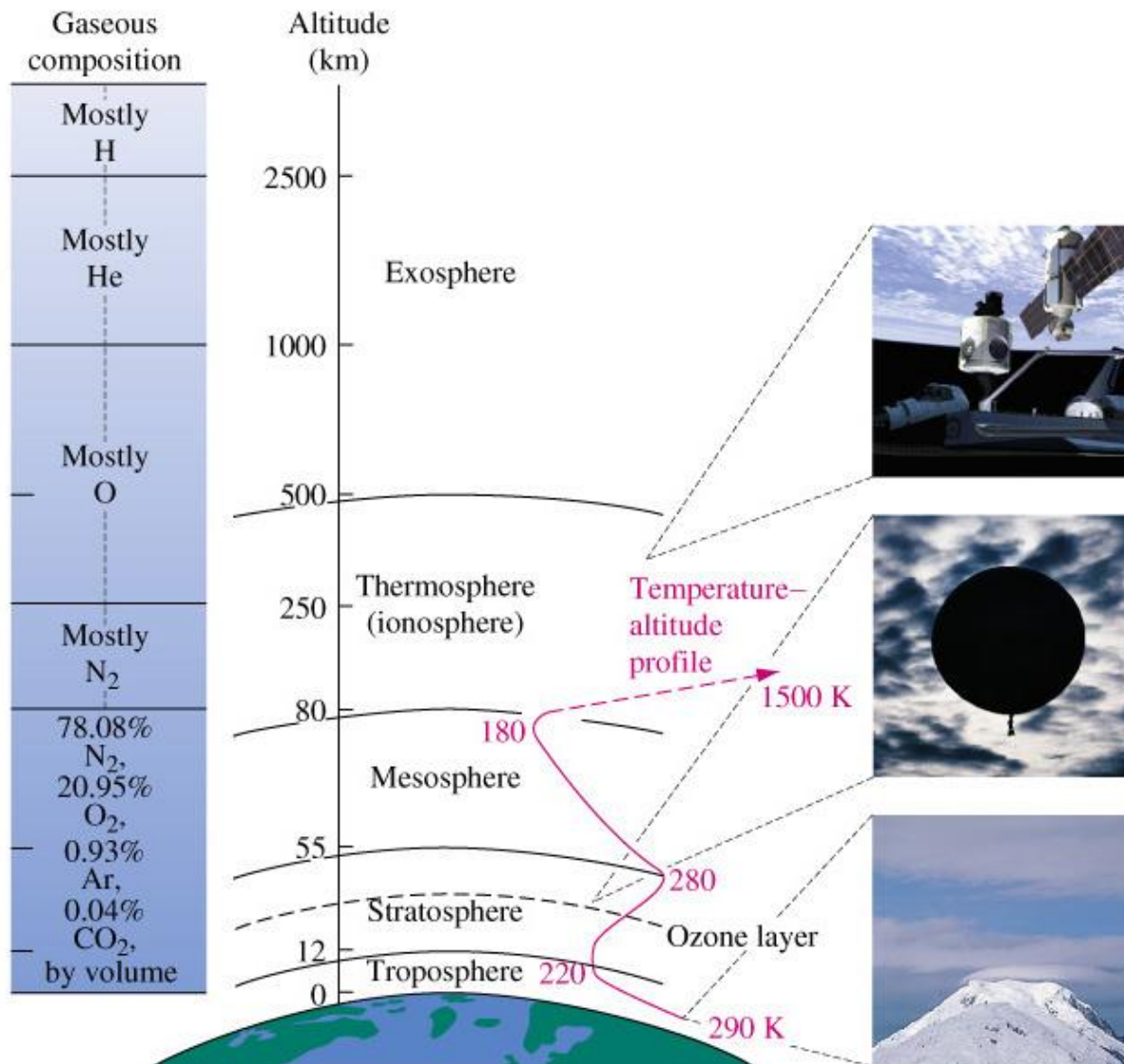
$$\frac{P_a}{P_{\text{tot}}} = \frac{n_a RT/V_{\text{tot}}}{n_{\text{tot}} RT/V_{\text{tot}}} = \frac{n_a}{n_{\text{tot}}}$$

Átlagos moláris tömeg: elegyszabály

Az átlagos moláris tömeg a komponensek
moltömegeiből a moltipörtök arányában tevődik össze.

$$\bar{M} = x_1 M_1 + x_2 M_2 + \dots + x_n M_n = \sum_{i=1}^n x_i M_i$$

Az atmoszféra



Szén-14 kormeghatározás

- A kozmikus sugárzásból neutronok keletkeznek (légköri atomrobbantásból is)



- A legnagyobb szén-14 koncentráció 9-15 km magasságban van: $\text{C} + \text{O}_2 = \text{CO}_2$,



$$t_{1/2} = 5730 \text{ év}$$

1960 kémiai Nobel díj: Willard Frank Libby

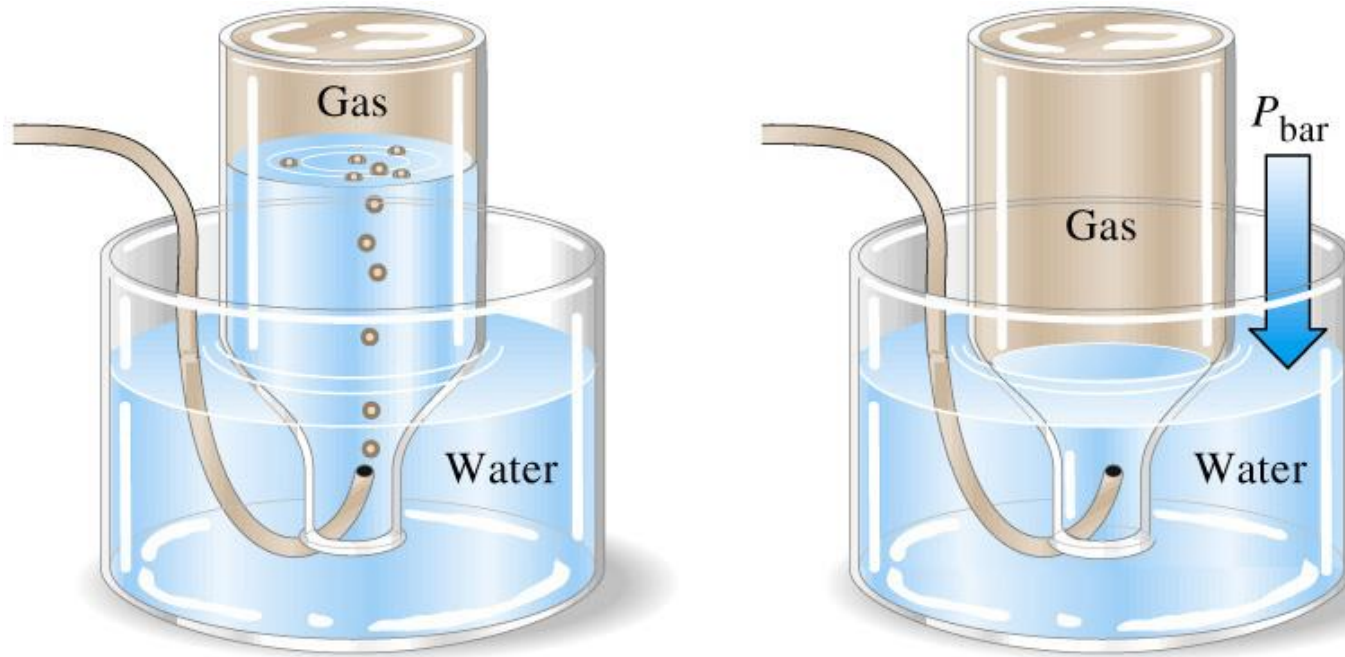
TABLE 8.1 Composition of Dry Air (Near Sea Level)

Component	Volume Percent^a
Nitrogen (N ₂)	78.084
Oxygen (O ₂)	20.946
Argon (Ar)	0.934
Carbon dioxide (CO ₂)	0.037
Neon (Ne)	0.001818
Helium (He)	0.000524
Methane (CH ₄)	0.0002
Krypton (Kr)	0.000114
Hydrogen (H ₂)	0.00005
Dinitrogen monoxide (N ₂ O)	0.00005
Xenon (Xe)	0.000009
Ozone (O ₃)	}
Sulfur dioxide (SO ₂)	
Nitrogen dioxide (NO ₂)	
Ammonia (NH ₃)	
Carbon monoxide (CO)	
Iodine (I ₂)	

Átlagos
moláris
tömeg?

^a Recall the meaning of percent by volume of a gaseous mixture introduced in Section 6-6.

Vízgőz nyomás



$$P_{\text{tot}} = P_{\text{bar}} = P_{\text{gas}} + P_{\text{H}_2\text{O}}(t) - \text{hőmérséklet függő}$$

A levegő relatív páratartalma

$n_{\text{H}_2\text{O}} \Leftrightarrow P_{\text{H}_2\text{O}}$ a levegőben.

$$\text{Relatív páratartalom} = \frac{P_{\text{H}_2\text{O (mért)}}}{P_{\text{H}_2\text{O (max)}}} \cdot 100\%$$

5-7 Kinetikus gázelmélet

A tökéletes (ideális) gáz közelítései:

- A részecskék pontszerű tömegek, amelyek egyenes vonalú egyenletes mozgást végeznek.
- A részecskék között távolság nagy.
- Az ütközések rugalmasak, rövidek.
- Nincs kölcsönhatás a részecskék között.
- A gáz teljes energiája állandó marad.



Nyomás – az ütközések eredménye

- Kinetikus energia,
- Ütközési gyakoriság,
- Impulzus,
- A nyomás (P) arányos az impulzus és az ütközési gyakoriság szorzatával

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

$$v \frac{N}{V}$$

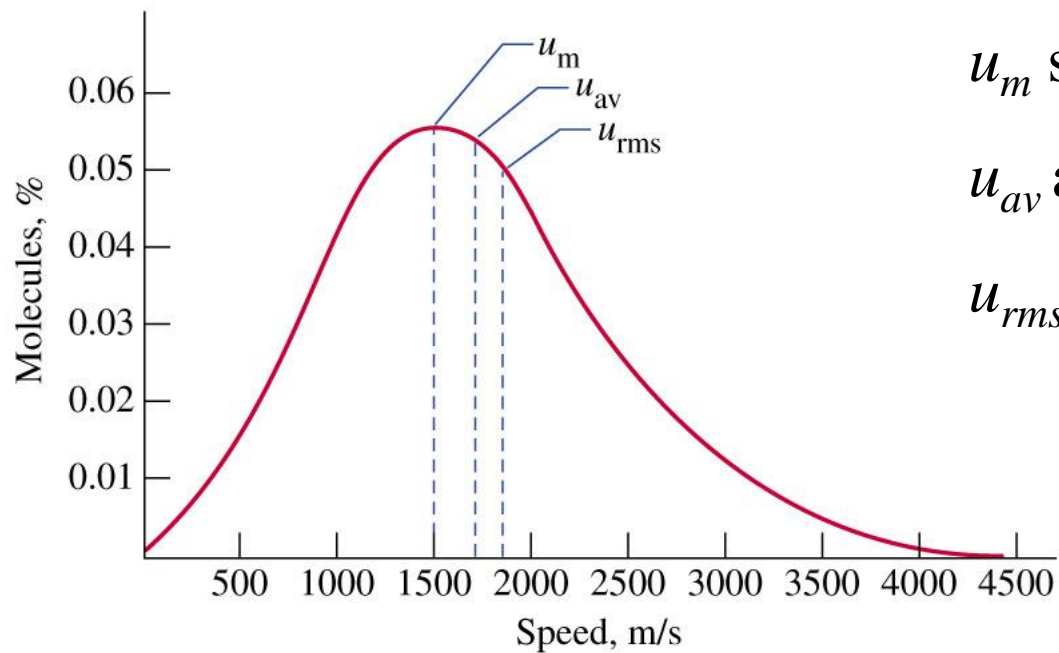
$$mv$$

$$P \sim \frac{N}{V}mv^2$$

Nyomás és a sebesség

- 3 dimenzóban:

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



u_m sebesség modulusz

u_{av} átlagsebesség

$$u_{rms} = \sqrt{\bar{u}^2}$$

Nyomás

1 mol:

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

$PV=RT$ ezért:

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

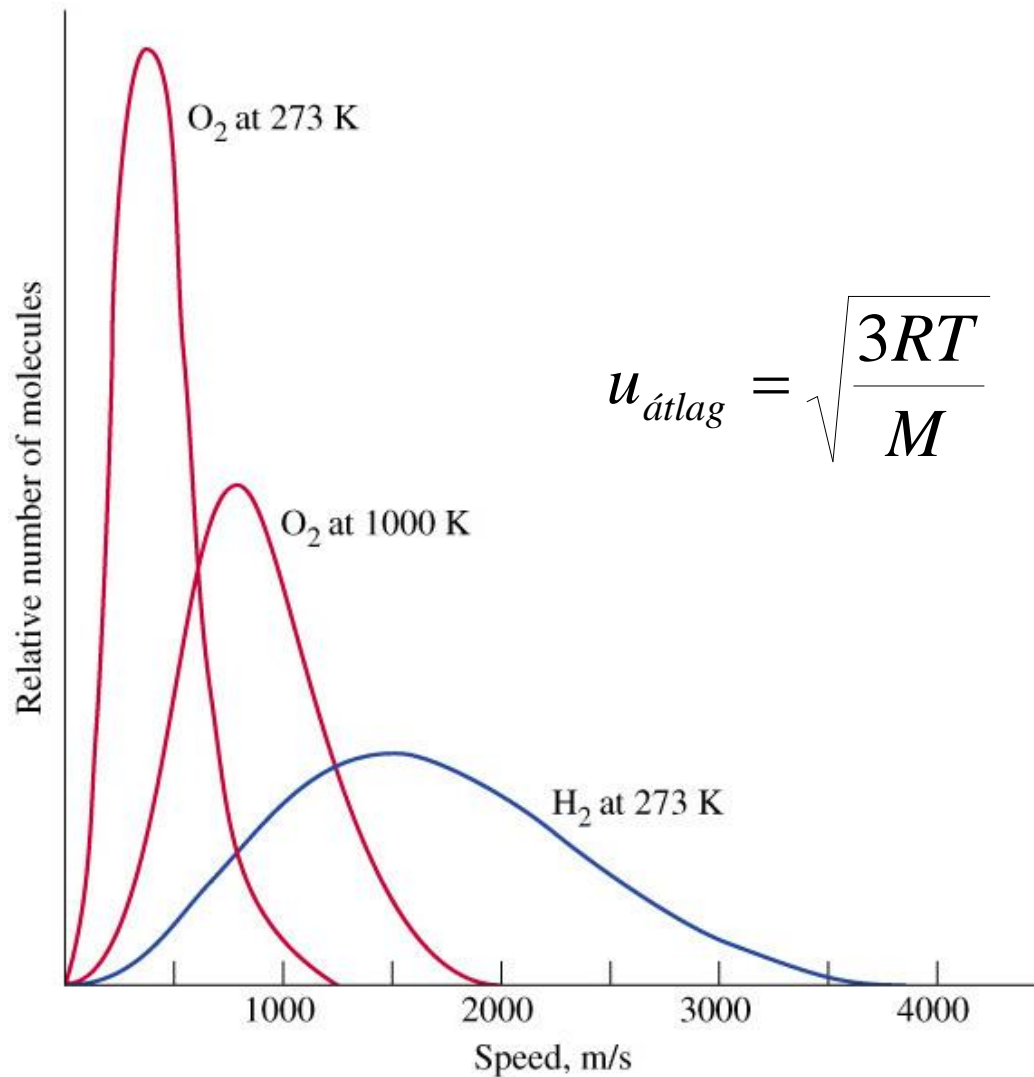
$N_A m = M$:

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

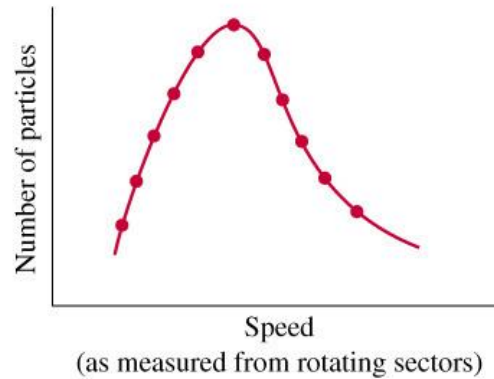
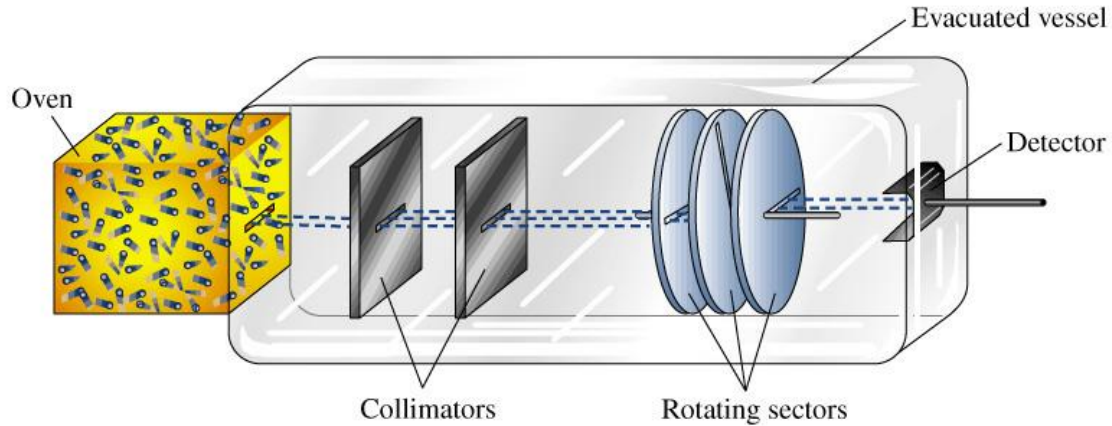
átrendezve:

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

A molekulák sebességeloszlása



Molekula sebességeloszlás meghatározása



Hőmérséklet

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

$PV=RT$ ezért:

$$RT = \frac{2}{3} N_A E_k$$

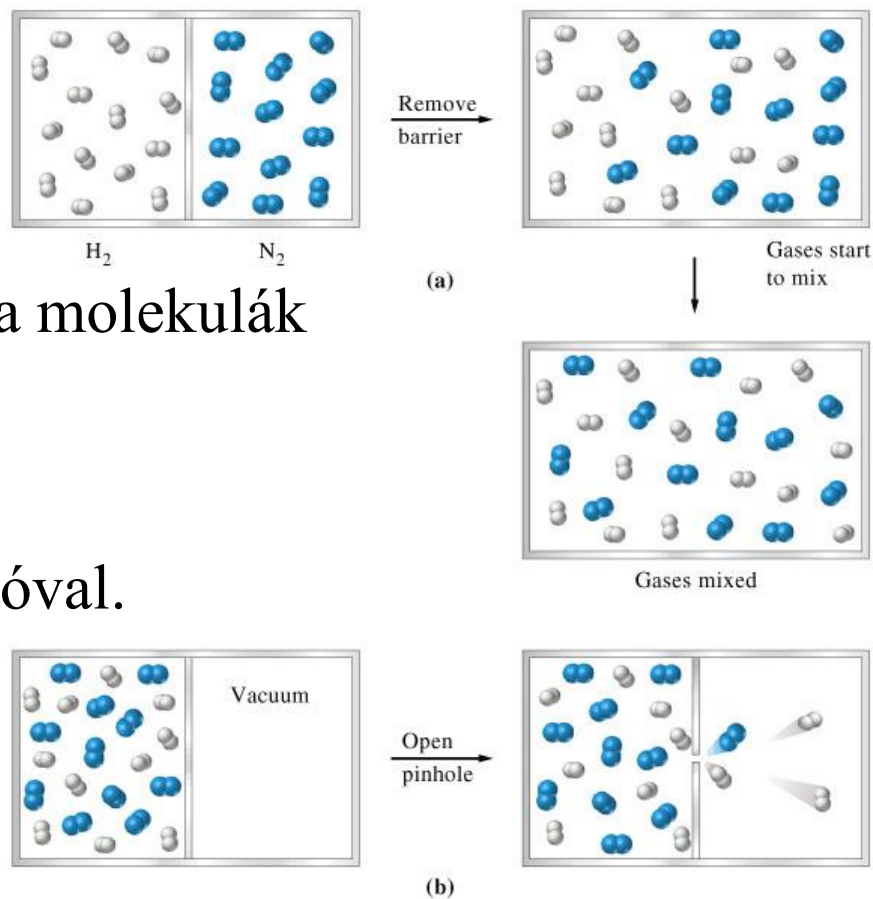
Fejezzük ki E_k -t:

$$E_k = \frac{3}{2} \frac{R}{N_A} T$$

Az átlagos kinetikus energia egyenesen arányos a hőmérséklettel!

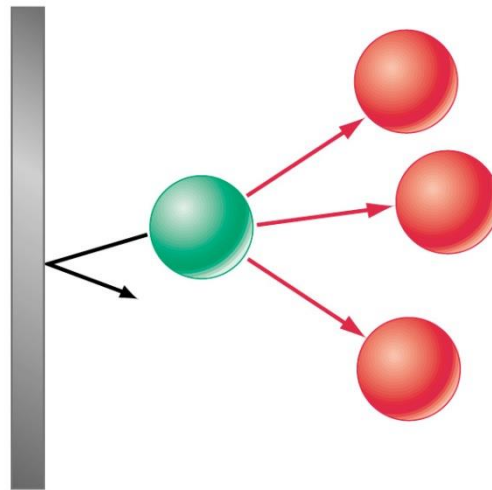
Gázok kinetikus tulajdonságai

- Diffúzió
 - Sebessége arányos a molekulák sebességével.
- Effúzió
 - Összefügg a diffúzióval.



5-8 Reális gázok

- Tökéletes gázok esetében: $PV/nRT = 1$
- Reális gázok eltérnek ettől (T kicsi, P nagy):
 - $PV/nRT > 1$ – a molekula térfogat nem elhanyagolható.
 - $PV/nRT < 1$ – vonzó kölcsönhatások.



van der Waals gázok normál állapotban

$$P_0 = 1 \text{ atm, és } T = 0 \text{ °C}$$

Gáz	V (dm ³)
He	22.436
Ne	22.421
H ₂	22.429
CO ₂	22.295
H ₂ O	22.199