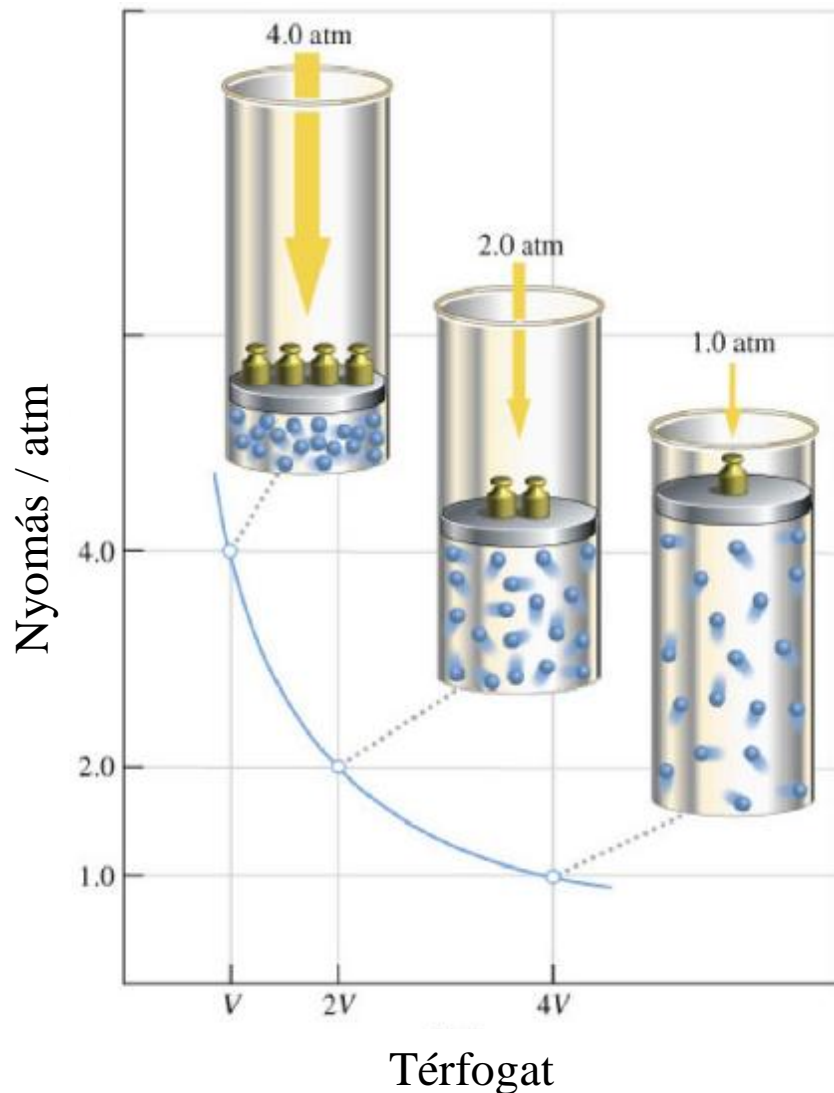


Gázok

Boyle-Mariotte törvény



Robert Boyle
(1627–1691)



Edme Mariotte
(1620–1684)

Adott mennyiségű ideális gázra:

$$pV = \text{állandó}$$

két állapotra:

$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

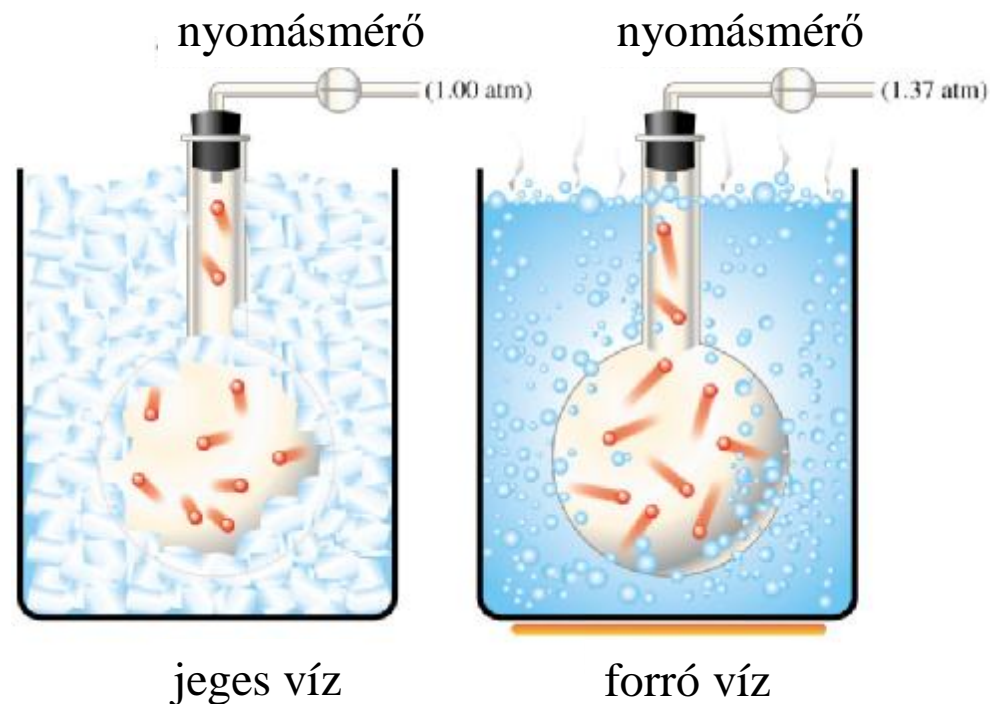
Gázok

Gay-Lussac törvény



Joseph Louis Gay-Lussac
(1778 – 1850)

A bór és a jód felfedezője.
Léggömbbel vizsgálta a levegő összetételének,
valamint a Föld mágneses térerejének változását.
A meteorológia tudomány egyik „alapítója”.



Adott mennyiségű ideális gázra:

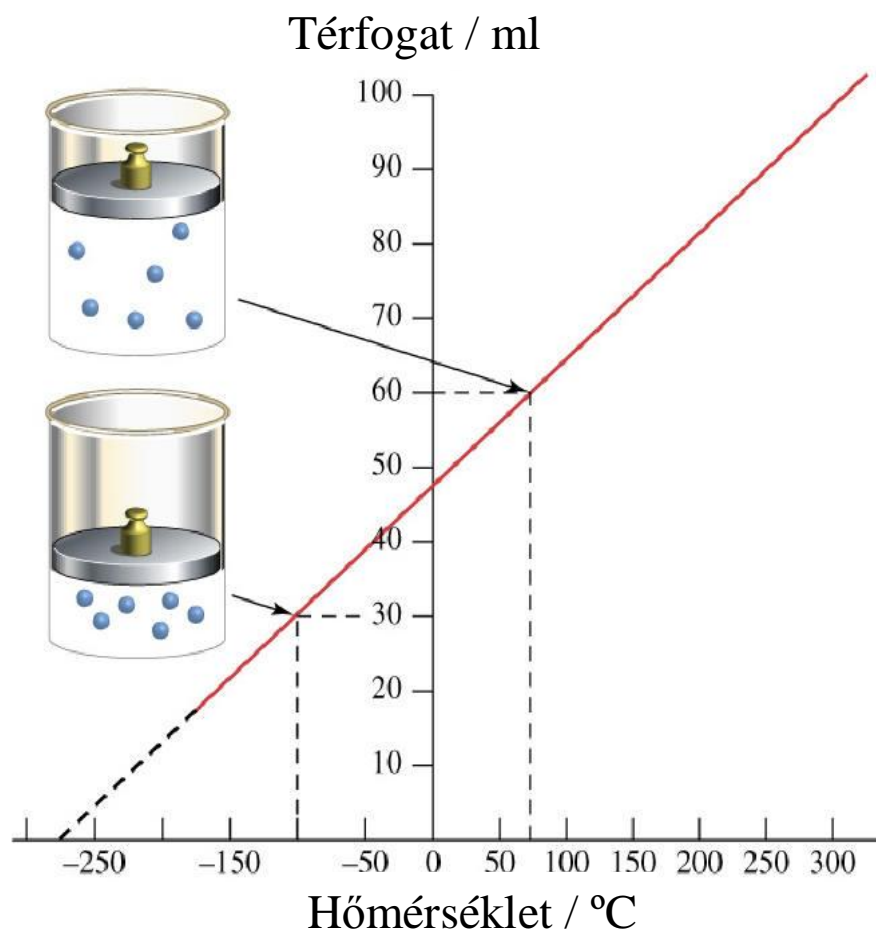
$$p/T = \text{állandó}$$

két állapotra:

$$p_1/T_1 = p_2/T_2$$

Gázok

Charles-Gay Lussac törvény



Jacques Alexandre César Charles
(1746 – 1823)

Adott mennyiségű ideális gázra:

$$V/T = \text{állandó}$$

két állapotra:

$$V_1/T_1 = V_2/T_2$$

Gázok

Avogadro-törvény: Azonos nyomású, térfogatú és hőmérsékletű gázokban a részecskeszám is azonos. Másképp:

$$V = nV_m \quad V_m: \text{moláris térfogat, [m}^3/\text{mol]}$$

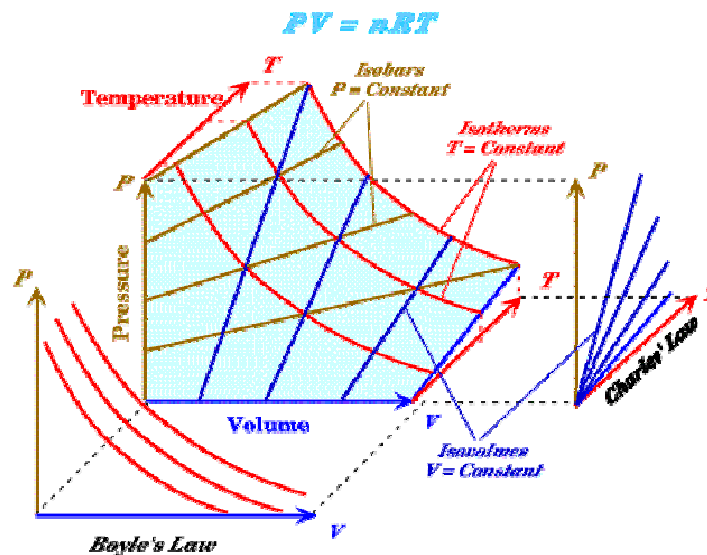
p , T , V – állapotjelzők

Ideális gázok: a gázmolekulák között nincs kölcsönhatás

$$pV = nRT \quad \text{ideális (egyesített) gáztörvény}$$

$$R = 8,314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1} = 8,314 \text{ m}^3 \text{ Pa K}^{-1} \text{ mol}^{-1} \quad (\text{gázállandó})$$

P - V - T Surface for Ideal Gas



Gázok

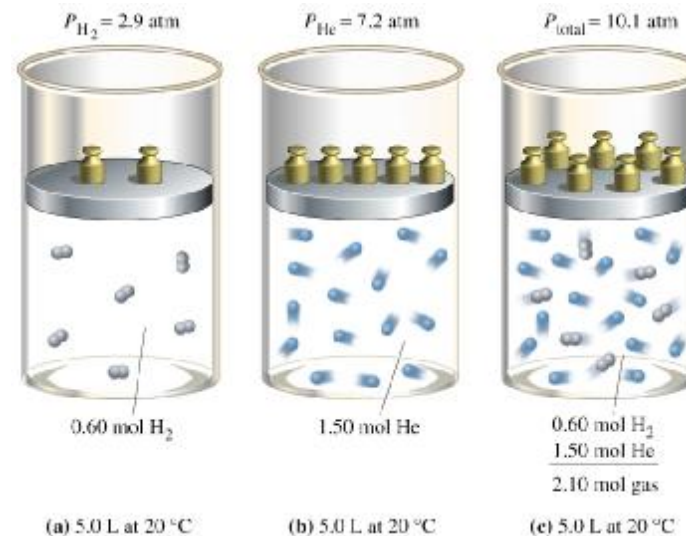
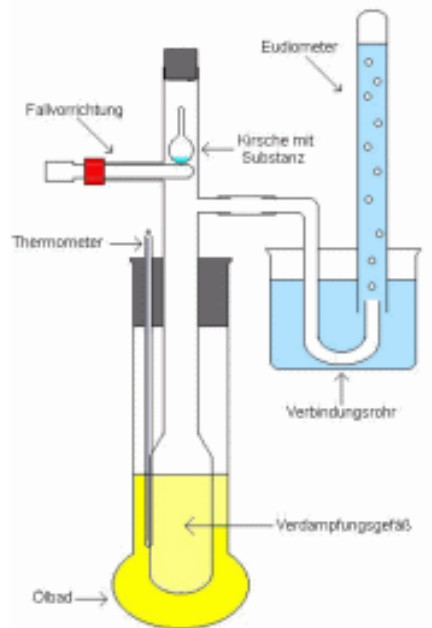
Viktor Meyer-féle
 „gőzsűrűség”
 (moláristömeg) mérés:
 lemért tömegű, majd
 elpárologtatott anyag
 térfogatának mérése
 (adott p , T)

A, B és C összetevő
 parciális nyomása

Dalton-törvény: $p = (p_A + p_B + p_C)$,

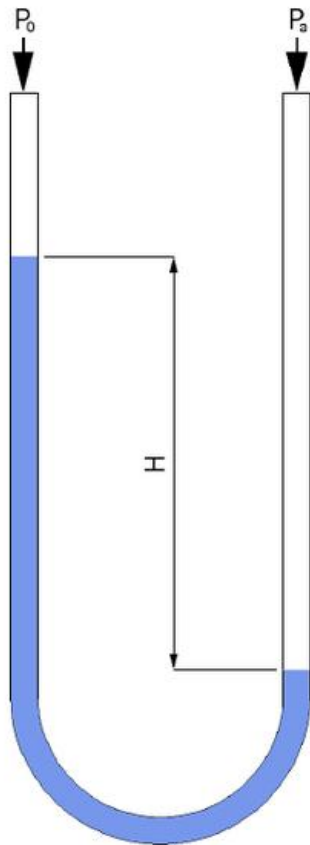
$$pV = (n_A + n_B + n_C)RT$$

Moltört: $x_A = \frac{p_A}{p} = \frac{n_A}{n}$

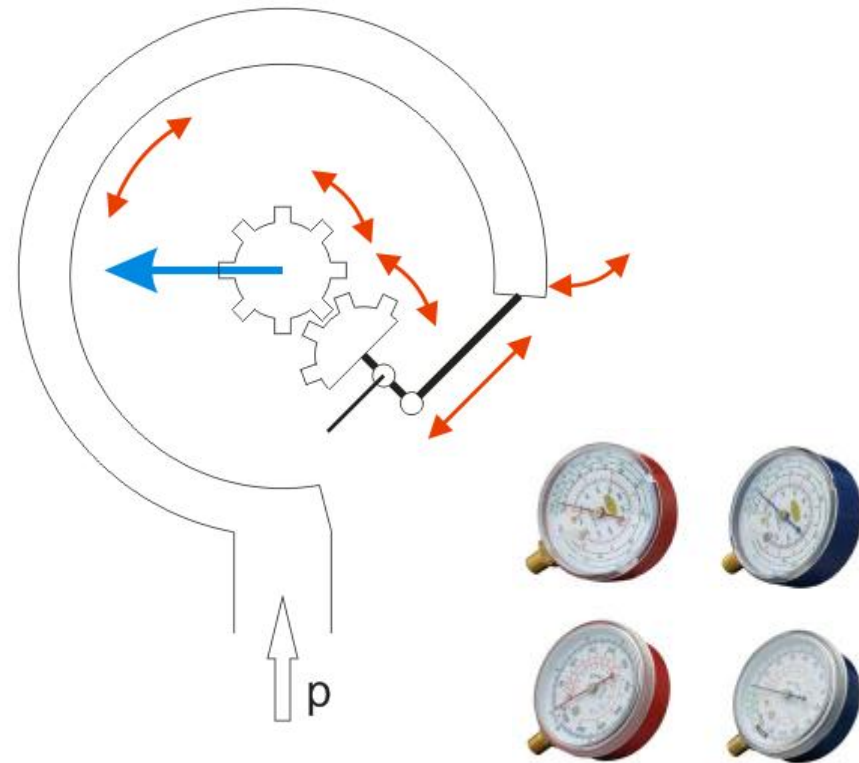


Nyomásmérés

Hidrosztatikus manométer

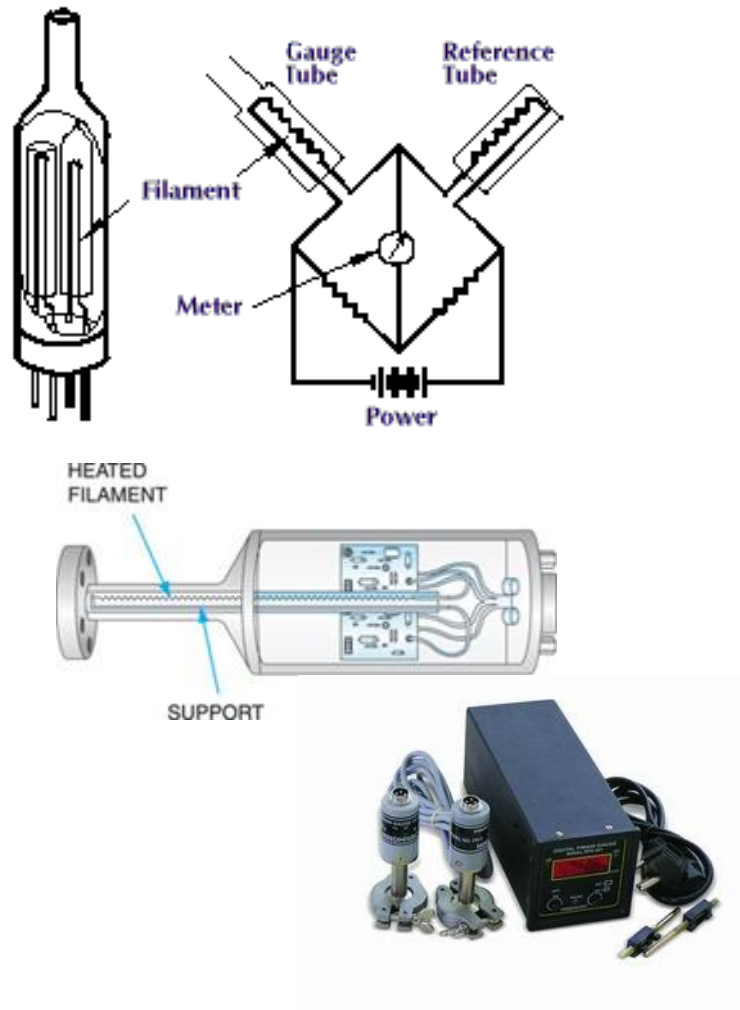


Bourdon-féle manométer



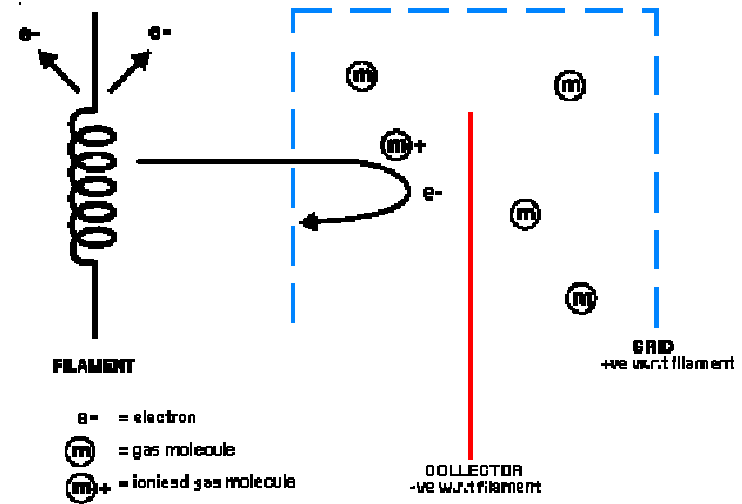
Nyomásmérés

Pirani



30 mbar – 10^{-3} mbar

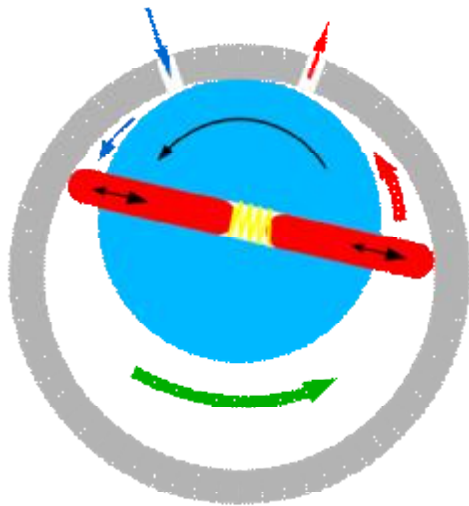
Penning



10^{-3} – 10^{-11} mbar

Vákuumszivattyúk

rotációs szivattyú



10^{-3} mbar-ig

diffúziós szivattyú

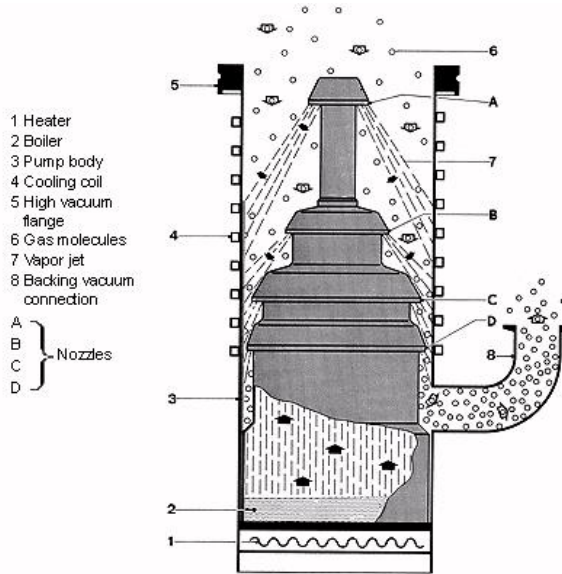
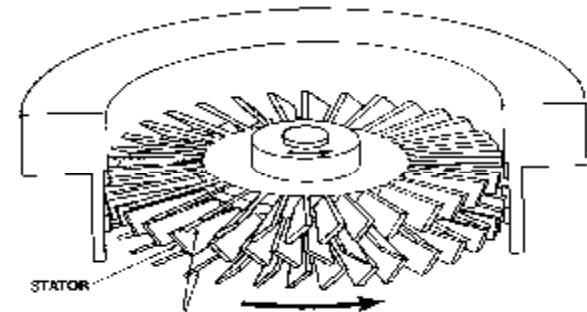


Fig. 2.44
Mode of operation of a diffusion pump

10^{-10} mbar-ig

turbomolekuláris szivattyú



10^{-13} mbar-ig

Kinetikus gázelmélet

Posztulátumok:

1) A gázok molekulákból állnak, amelyek különböző irányokban egyenes vonalú egyenletes mozgást végeznek (rendezetlen, Brown-mozgás). A molekulák száma olyan nagy, hogy a statisztikus elméletet működik.

2) Az ütközéseket leszámítva a molekulák között nincs (vonzó vagy taszító) kölcsönhatás. → Gázkeverékekben a különböző gázok függetlenek.

3) A gázmolekulák ütközése rugalmas, kinetikus energia nemvész el. → A nyomás nem változik.

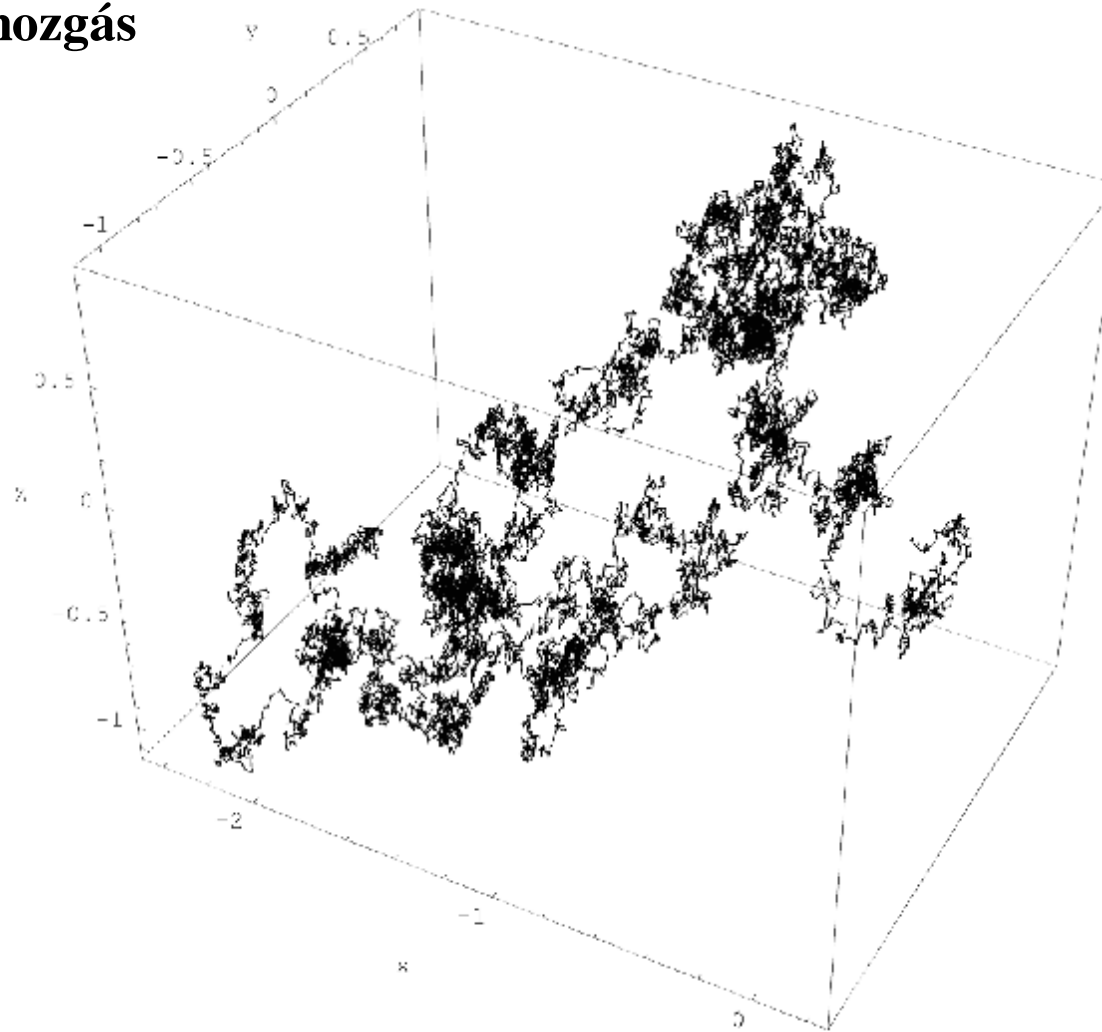
4) A molekulák mérete elhanyagolható az edény méretéhez és a közöttük levő távolsághoz viszonyítva. → Összenyomhatók, a molekulák térfogatát nem kell figyelembe venni.



5) A molekulák haladó mozgásából származó átlagos kinetikus energia egyenesen arányos a gáz abszolút hőmérsékletével.

Kinetikus gázelmélet

Brown-mozgás

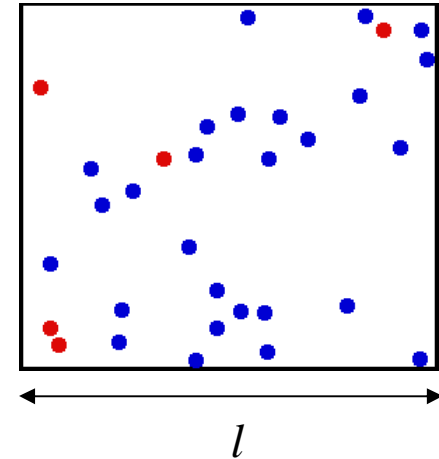


Kinetikus gázelmélet

$$\Delta P_x = P_{\text{kezd}} - P_{\text{vég}} = 2m\mathbf{v}_x \quad P : \text{lendület}$$

$$\Delta t = \frac{2l}{\mathbf{v}_x}$$

$$F = \frac{\Delta P}{\Delta t} = \frac{m\mathbf{v}_x^2}{l} = \frac{m \sum_{i=1}^N \mathbf{v}_{i,x}^2}{l} \quad N : \text{gázmolekulák száma}$$



6 falra :

$$F = 2 \frac{m}{l} \left(\sum_{i=1}^N \mathbf{v}_{i,x}^2 + \sum_{i=1}^N \mathbf{v}_{i,y}^2 + \sum_{i=1}^N \mathbf{v}_{i,z}^2 \right)$$

mivel $\mathbf{v}_i^2 = \mathbf{v}_{i,x}^2 + \mathbf{v}_{i,y}^2 + \mathbf{v}_{i,z}^2$, ezért 6 falra :

$$F = 2 \frac{m}{l} \sum_i \mathbf{v}_i^2$$

Mivel statisztikusan sok molekula van, 1falra :

$$F = \frac{m}{3l} \sum_i \mathbf{v}_i^2$$

Kinetikus gázelmélet

$$\sum_i \mathbf{v}_i^2 = N \overline{\mathbf{v}^2} \quad \overline{\mathbf{v}^2} : \text{sebességek négyzetének átlaga}$$

\mathbf{v}_{rms} : az a sebességérték, amelynek négyzete megegyezik $\overline{\mathbf{v}^2}$ -rel
(rms : root – mean square)

$$F = \frac{Nm\mathbf{v}_{rms}^2}{3l} \quad p = \frac{F}{A} = \frac{Nm\mathbf{v}_{rms}^2}{3V} = \frac{nM\mathbf{v}_{rms}^2}{3V} = \frac{1}{3} n\mathbf{v}_{rms}^2$$

ideális gáztv :

$$pV = nRT \quad pV = Nk_B T \quad \rightarrow \quad T = \frac{m\mathbf{v}_{rms}^2}{3k_B} = \frac{M\mathbf{v}_{rms}^2}{3R} \quad \rightarrow \quad \mathbf{v}_{rms} = \sqrt{3RT / M}$$

Egy részecske kinetikus energiája :

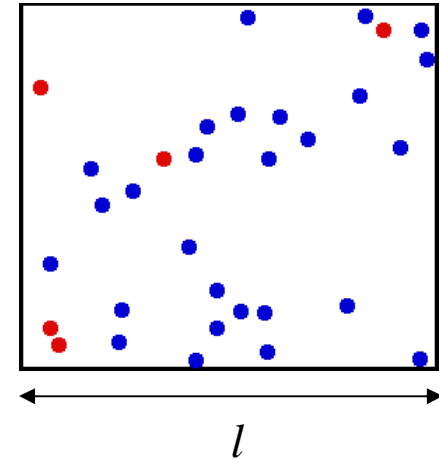
$$e_{kin} = \frac{1}{2} m\mathbf{v}_{rms}^2 = \frac{3}{2} k_B T$$

Minden irányba (x, y, z) ugyanannyi

(ekvipartíció elve):

$$e_{kin,x} = e_{kin,y} = e_{kin,z} = \frac{1}{2} k_B T$$

Általánosabban minden szabadsági fokra
(transzlációs, forgási, rezgési) ugyanannyi.
(CSAK termodinamikai egyensúlyban igaz.)



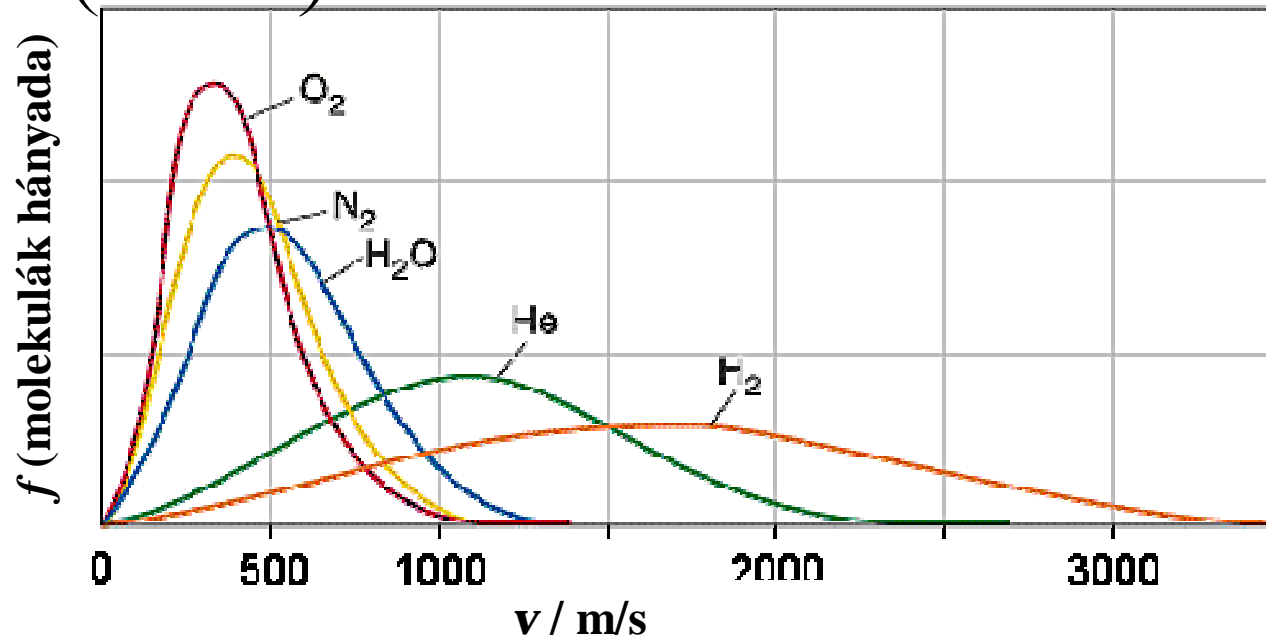
Kinetikus gázelmélet

$$\mathbf{v}_{rms} = \sqrt{3RT / M} \quad \text{pl. H}_2 - 20^\circ\text{C} \quad \mathbf{v}_{rms} = 1900 \text{ m/s}$$

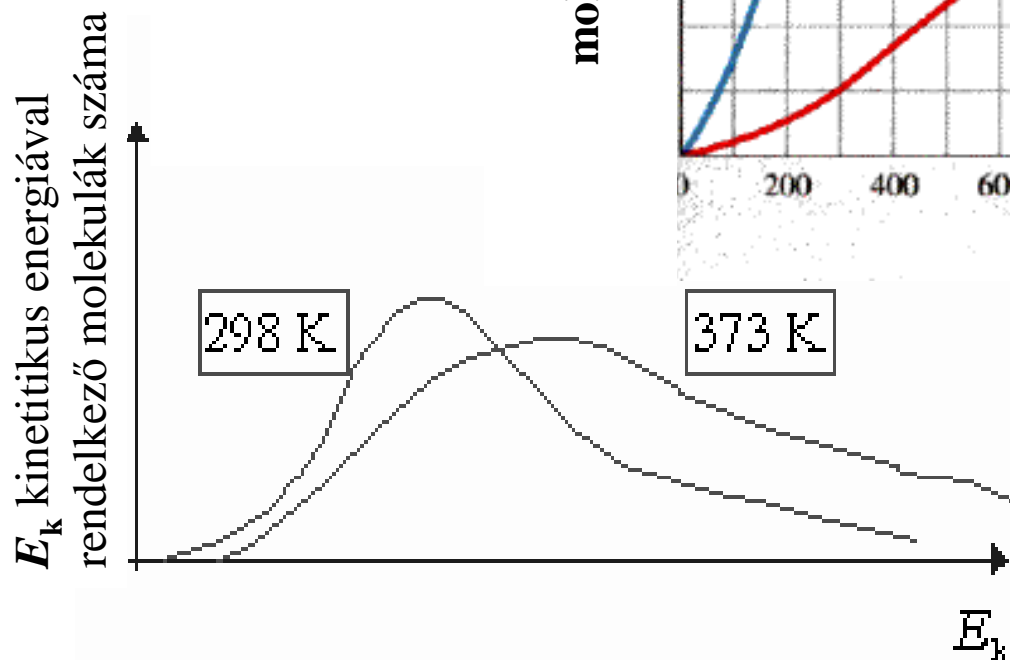
Nyomás: falnak ütközés $p \sim T$; $p \sim N$; $p \sim 1/V$

Maxwell-Boltzmann-féle sebességeloszlás:

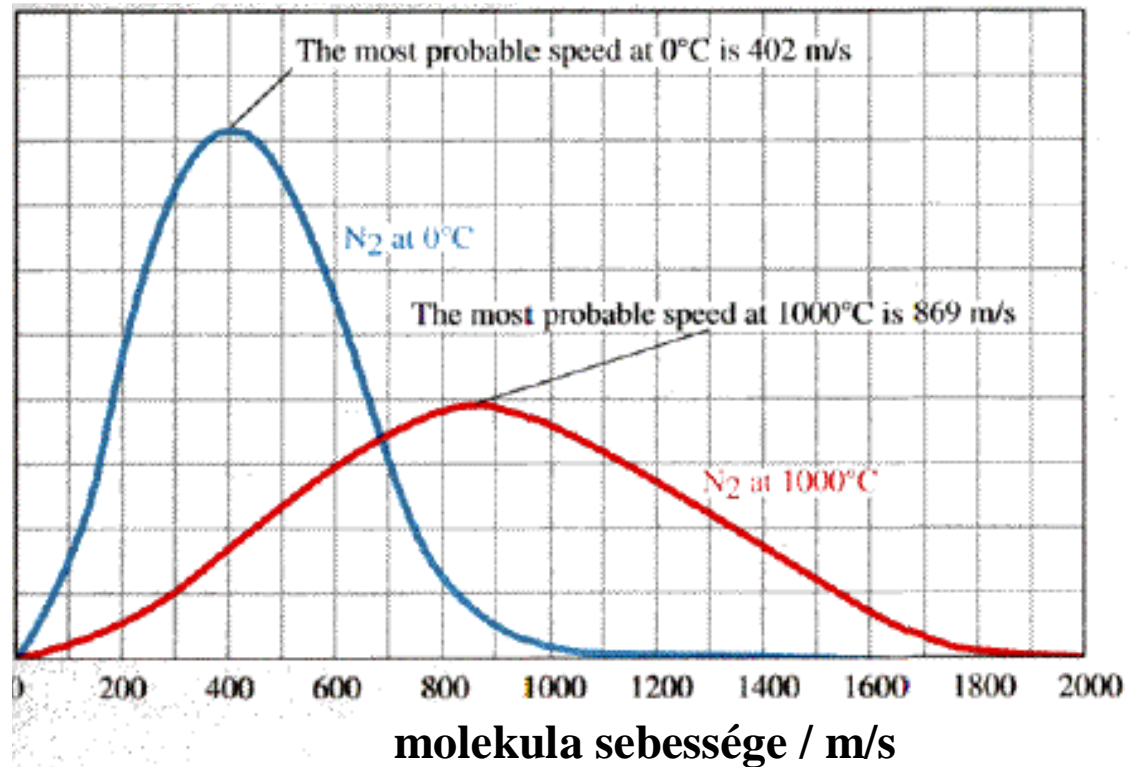
$$f(\mathbf{v}) = 4p \left(\frac{m}{2pk_B T} \right)^{3/2} \mathbf{v}^2 \exp\left(\frac{-m\mathbf{v}^2}{2k_B T}\right) \quad \mathbf{v} = \sqrt{\mathbf{v}_x^2 + \mathbf{v}_y^2 + \mathbf{v}_z^2}$$



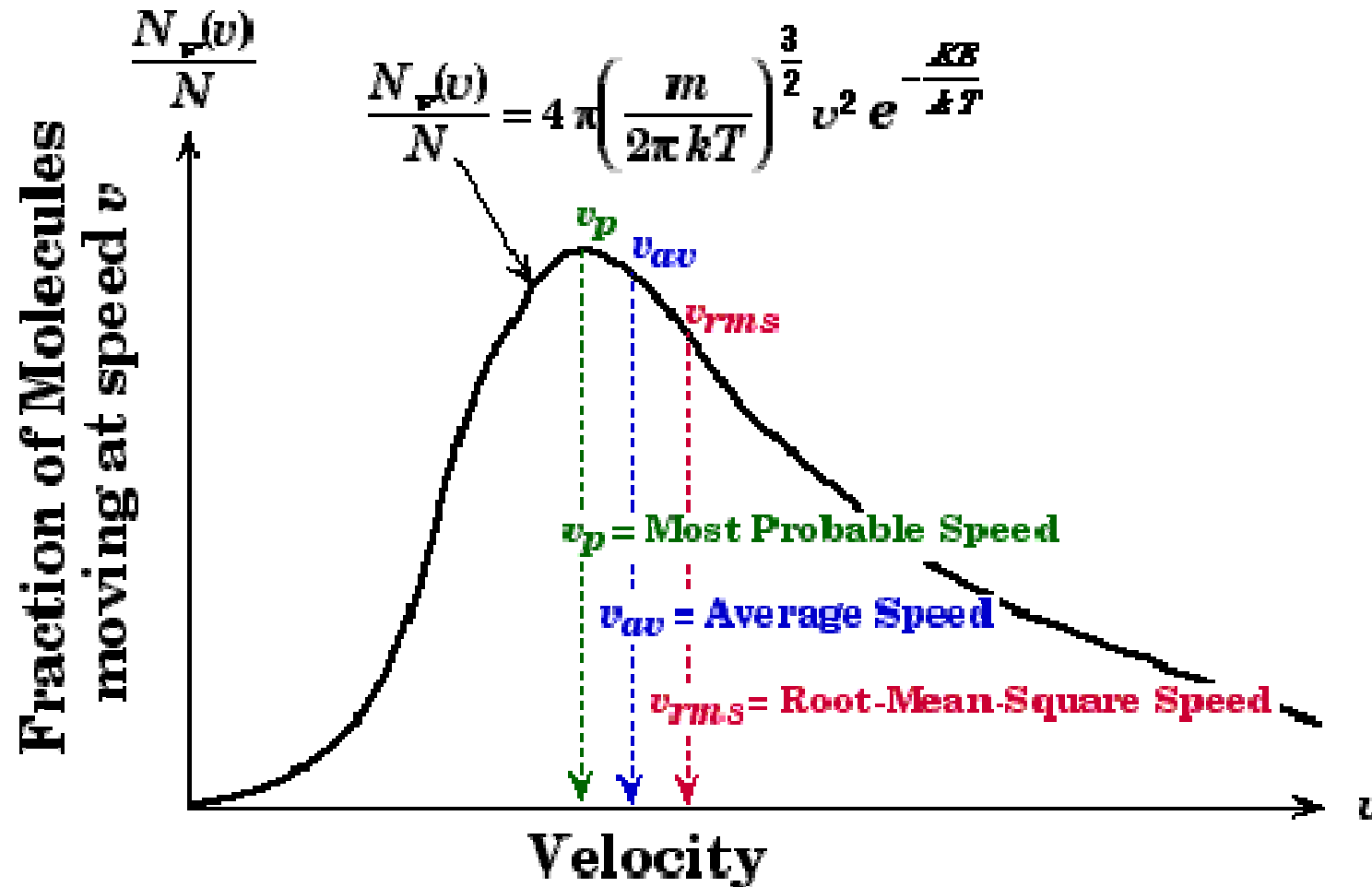
Kinetikus gázelmélet



molekulák hányada



Kinetikus gázelmélet



$$v_p = \sqrt{2 \frac{kT}{m}}$$

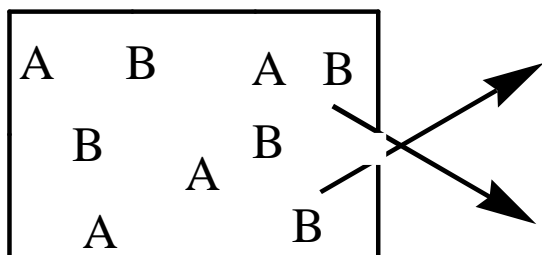
$$v_{av} = \sqrt{\frac{8 kT}{\pi m}}$$

$$v_{rms} = \sqrt{3 \frac{kT}{m}}$$

Diffúzió és effúzió

Diffúzió: gázmolekulák keveredése (átáramlása egymáson)

Effúzió: gázmolekulák kiáramlása kis résen

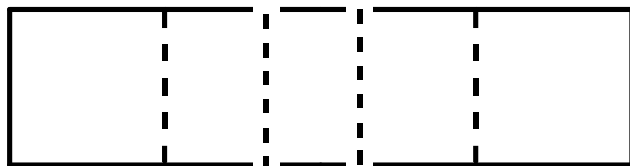


Graham effúziós törvénye:

$$\frac{v_1}{v_2} = \sqrt{\frac{r_2}{r_1}} = \sqrt{\frac{M_2}{M_1}}$$

azaz a kiszökés sebessége $\sim M^{-1/2}$

porózus membránsorozat

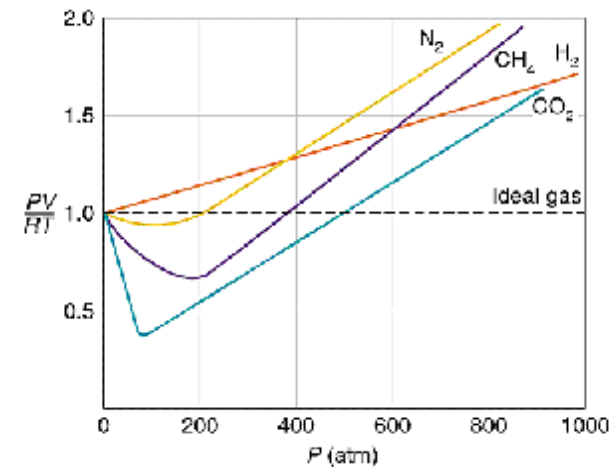
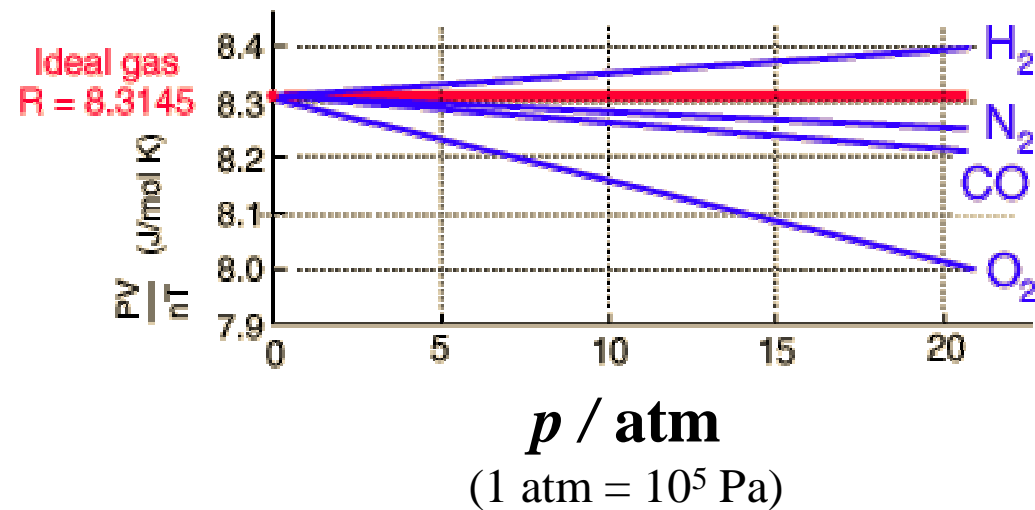


pl. urándúsítás, természetes eloszlás:

$$0,72\% \text{ } ^{235}\text{UF}_6 \quad 99,27\% \text{ } ^{238}\text{UF}_6$$

$$v_{rms} (^{235}\text{UF}_6) \cong 1,04 v_{rms} (^{238}\text{UF}_6)$$

Reális gázok



Reális gázok van der Waals-egyenlete:

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

a, b - konstansok

intermolekuláris
 vonzerő

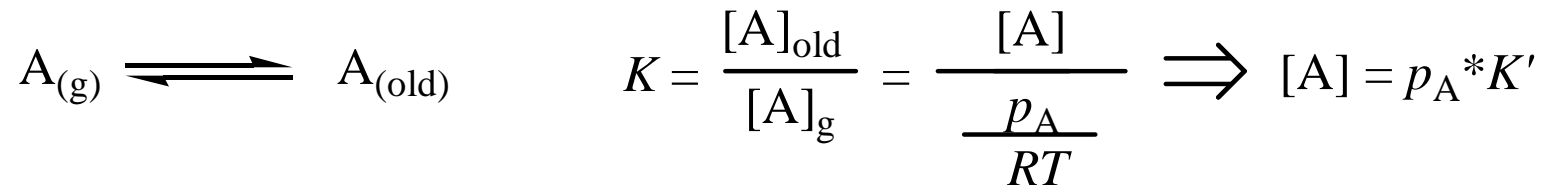
molekulatér fogat
 korrekció

Reális gázok

van der Waals-állandók

Substance (L/mol)	a (L ² -atm/mol ²)	b
He	0.0341	0.02370
Ne	0.211	0.0171
Ar	1.34	0.0322
Kr	2.32	0.0398
Xe	4.19	0.0510
H ₂	0.244	0.0266
N ₂	1.39	0.0391
O ₂	1.36	0.0318
Cl ₂	6.49	0.0562
H ₂ O	5.46	0.0305
CH ₄	2.25	0.0428
CO ₂	3.59	0.0427
CCl ₄	20.4	0.1383

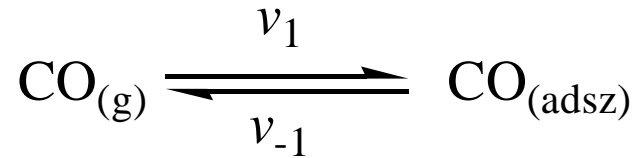
Gázok oldódása folyadékokban



Henry-törvény: $p_A = K_A[A]$ $[A]=p_A/K_A$ K_A – Henry állandó

Gáz	K_A	[Pa/(mol/dm³)]	[atm/(mol/dm³)]
He		282,7 · 10 ⁶	2865,
O ₂		74,68 · 10 ⁶	756,7
N ₂		155 · 10 ⁶	1600,
H ₂		121,2 · 10 ⁶	1228,
CO ₂		2,937 · 10 ⁶	29,76
NH ₃		5,69 · 10 ⁶	56,9

Adszorpció



$$K = \frac{[\text{CO}_{(\text{adsz})}]}{[\text{CO}_{(g)}]}$$

$$v_1 = k_1 [\text{CO}_{(g)}] (n_{\text{max}} - n)$$

$$v_{-1} = k_{-1} n$$

$$\swarrow \frac{p_{\text{CO}}}{RT}$$

n_{max} – felületi kötőhelyek száma

n – befedett felületi kötőhelyek száma

$$v_1 = v_{-1} \quad \frac{k_1}{RT} p_{\text{CO}} (n_{\text{max}} - n) = k_{-1} n$$

$$\boxed{\frac{k_1}{k_{-1}} \cdot \frac{1}{RT}} \cdot p_{\text{CO}} (n_{\text{max}} - n) = n$$

K

Adszorpció

$$K p n_{\max} - K p n = n$$

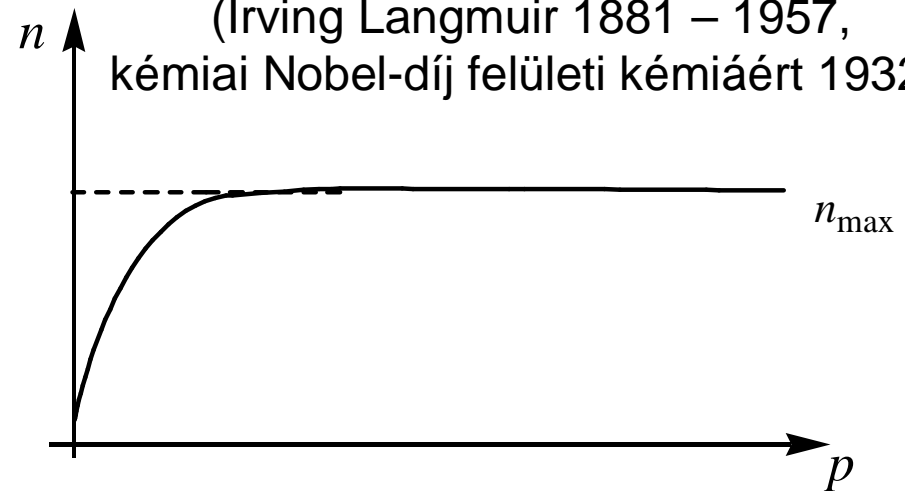
$$K p n_{\max} = n(1 + K p)$$

$$n_{\max} \frac{K p}{1 + K p} = n$$

$$\frac{K p}{1 + K p} = n/n_{\max} = Q \text{ borítottság}$$

Langmuir izoterma

(Irving Langmuir 1881 – 1957,
kémiai Nobel-díj felületi kémiáért 1932)



A fenti összefüggés nem mindig érvényes, pl. ha második réteg is megkötődik a felületen. BET görbe (izoterma)
(Brunauer, Emmett, Teller)

