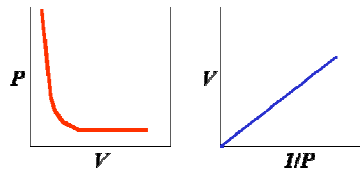


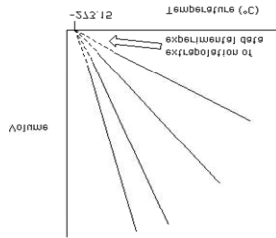
II.2.1. Gázok: gáztörvények, kinetikus gázelmélet

A gáztörvények (ideális gázra)

Történetileg: Boyle és Mariotte $pV = \text{const}$ (ha $T = \text{const.}$):



Gay-Lussac: $V = V_0(1 + \alpha t)$, ahol t a Celsius-hőm. α -ra ő már $1/267$ -et kapott! (Gondoljuk meg, hogy mi a mai, pontos érték! ...)



(Az ábra szövege félrevezető: a 'different gases' nem a kémiai különbségre, hanem a minta mennyiségére, ill. a nyomásra utal.)

Mai forma, az **egyesített gáztörvény:**

$$pV = nRT$$

Elvi jelentősége mellett, gyakorlati fontosság:

Moláris tömeg meghatározása (Victor Meyer -féle „gőzsűrűség”- mérés); g gramm folyadékot elpárologtatva, ha p nyomáson az általa betöltött térfogat V , ebből a mólszám: $V \Rightarrow n = pV/(RT)$, s a móltömeg: $M = g/n$.

Gázkeverékek: $n_1, n_2, n_3, \dots, n_i$, mól, $n = \sum n_i$; **móltört:** $x_i = n_i/n$

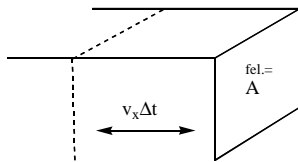
A teljes nyomásra: $p = n(RT/V)$;

parciális nyomás: $p_i = n_i(RT/V)$, ill. $p_i = x_i p$

A gázok kinetikus elmélete

A modell: „ideális gáz”: **nagyszámú**, m tömegű molekula, folytonos, **véletlenszerű** mozgásban; részecskék **mérete** elhanyagolható: $d/\lambda \ll 1$; ahol λ : átlagos szabad úthossz; részecskék **kölcsönhatása** zérus; **ütközések:** „rugalmas”, (i.e. a kinetikus energia állandó).

a) **A nyomás értelmezése:**



A – felület; v_x – a sebesség nagysága (abszolút értéke);
 $N' = N/V$: a molekulák száma egységnyi térfogatban;
 a falfelületet Δt idő alatt eléri azon molekulák, melyek a $v_x \Delta t$ A térfogatban vannak, pontosabban a kétirányú mozgás miatt ennek **fele** csak; tehát ütközések száma $N_{ü} = 1/2 N' A v_x \Delta t$;
 A molekulák összeadott impulzusa:
 $t = 0$ -ban: $N_{ü} m v_x$, Δt múlva: $-N_{ü} m v_x$; $\Delta P = 2N_{ü} m v_x$;
erő: időegység alatti **impulzusváltozás:** $\Delta P/\Delta t$
 A teljes erő: $2N_{ü} \Delta P/\Delta t = (N' A v_x \Delta t m v_x)/\Delta t = N' A m v_x^2$

A nyomás: $p = F/A = N' m v_x^2$
 statiszt. átlag: $v^2 = v_x^2 + v_y^2 + v_z^2 = 3 v_x^2$

$p = (1/3)N'mv^2$ A nyomás az átlagsebesség négyzetével arányos.

b) **Mi a hőmérséklet?**

(vegyünk 1 mólt, ekkor $N = N_A$, az Avogadro-szám).

A gáztörvény – mint **empirikus** eredmény – szerint:

$p = RT/V$; fentiek szerint: $p = RT/V = (1/3)(N_A/V)mv^2$.

$pV = (1/3)N_A m v^2 = RT$; $R/N_A = k_B$; $(1/3)mv^2 = k_B T$.

A kinetikus energia tehát: $(1/2)mv^2 =$

$$= E_{kin} = 3/2 k_B T$$

Tehát: Ideális, egyatomos gázban

a hőmérséklet az átlagos kinetikus energia mértéke.

Az **ekvipartíció** elve szerint

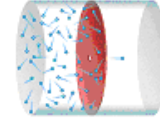
egy „szabadsági fokra” jutó energia: $1/2 k_B T$

[Általánosabban: *temperature is defined as the average energy of microscopic motions of a single particle in the system per degree of freedom. For a solid, these motions are principally the vibrations of its atoms. For a multiatomic gas, vibrational and rotational motion should be included.*]

Gázok **diffúziója**, **effúziója** :

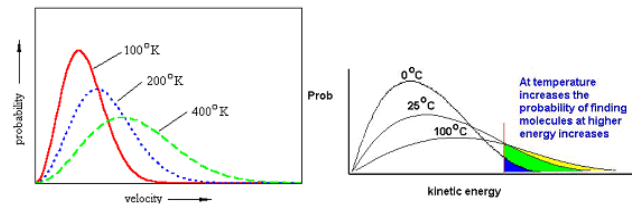
Diffúzió: két gáz keveredése; effúzió: gáz kilépése kis nyíláson. A folyamat gyorsaságát a molekulák átlagos sebessége szabja meg, melyre a kinetikus elmélet alapján, adott T hőmérsékleten: $(1/2)m_1 v_1^2 = (1/2)m_2 v_2^2$, amiből:

a **Graham-törvény:** $v_1/v_2 = (M_2/M_1)^{1/2}$



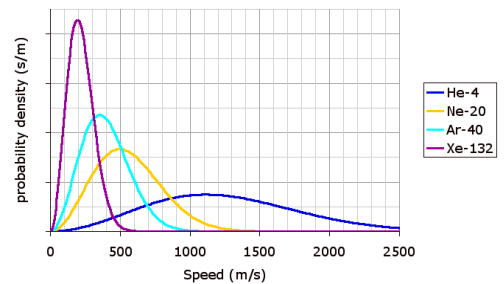
Fentiekben a sebesség **átlagát** néztük. De: egy adott pillanatban az egyes molekulák sebessége különböző \Rightarrow

Eloszlások: a **Maxwell-Boltzmann eloszlás**

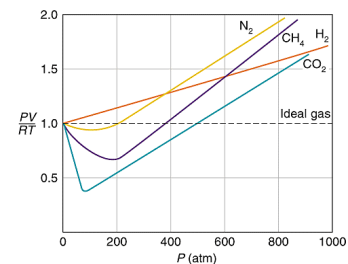


Különböző tömeg esetén persze azonos kinetikus energia eltérő sebességet jelent, a sebességeloszlás más lesz:

Maxwell-Boltzmann Molecular Speed Distribution for Noble Gases



Eltérés az ideálistól: **reális gázok**



A **van der Waals** -egyenlet:

$$(p + a(n/V)^2)(V - bn) = nRT$$

Néhány példa:

Gas	a [(L ² atm)mol ⁻²]	b [L/mole]
He	0.03412	0.02370
H ₂	0.2444	0.02661
N ₂	1.390	0.03913
O ₂	1.360	0.03183
CO ₂	3.592	0.04267
C ₂ H ₂	4.390	0.05136
Cl ₂	6.493	0.05622
n-butane	14.47	0.1226