

| | | | | |
|---|---|---|----|----|
| H | | | | He |
| | N | O | F | Ne |
| | | | Cl | Ar |
| | | | | Kr |
| | | | | Xe |
| | | | | Rn |

Plyny

| Plyn | T_v, K |
|-----------------|----------|
| H ₂ | 20 |
| He | 4.4 |
| Ne | 27 |
| Ar | 87 |
| Kr | 120 |
| Xe | 165 |
| Rn | 211 |
| N ₂ | 77 |
| O ₂ | 90 |
| F ₂ | 85 |
| Cl ₂ | 238 |

11 plynných prvků

Vzácné plyny

He, Ne, Ar, Kr, Xe, Rn

Diatomické plynné prvky

H₂, N₂, O₂, F₂, Cl₂

Plyn

Velká část chemických a fyzikálních teorií byla rozvinuta v souvislosti s experimenty s plyny.

Jsou různé druhy "vzduchu" → první studium plynů

Pojem plyn

Gas sylvestre = divoký plyn = CO_2

Hoření dřevného uhlí s KNO_3 (salpetr)

Kvašení piva, vína

Působení octa na vápenec

Grotto del Cane



Johann Baptista van Helmont
(1579-1644)

$$p = \frac{F}{A}$$

Tlak

F = síla N

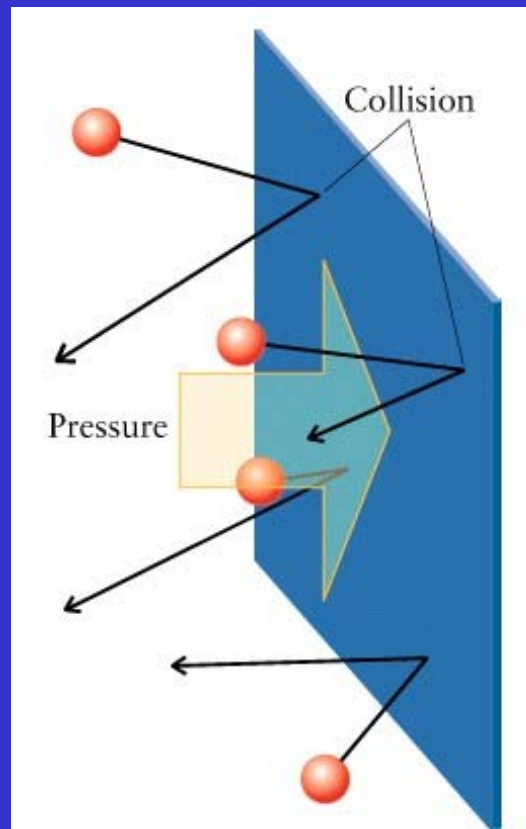
A = plocha m²

101325 Pa

760 mm Hg

760 torr (Torricelli)

1 atm



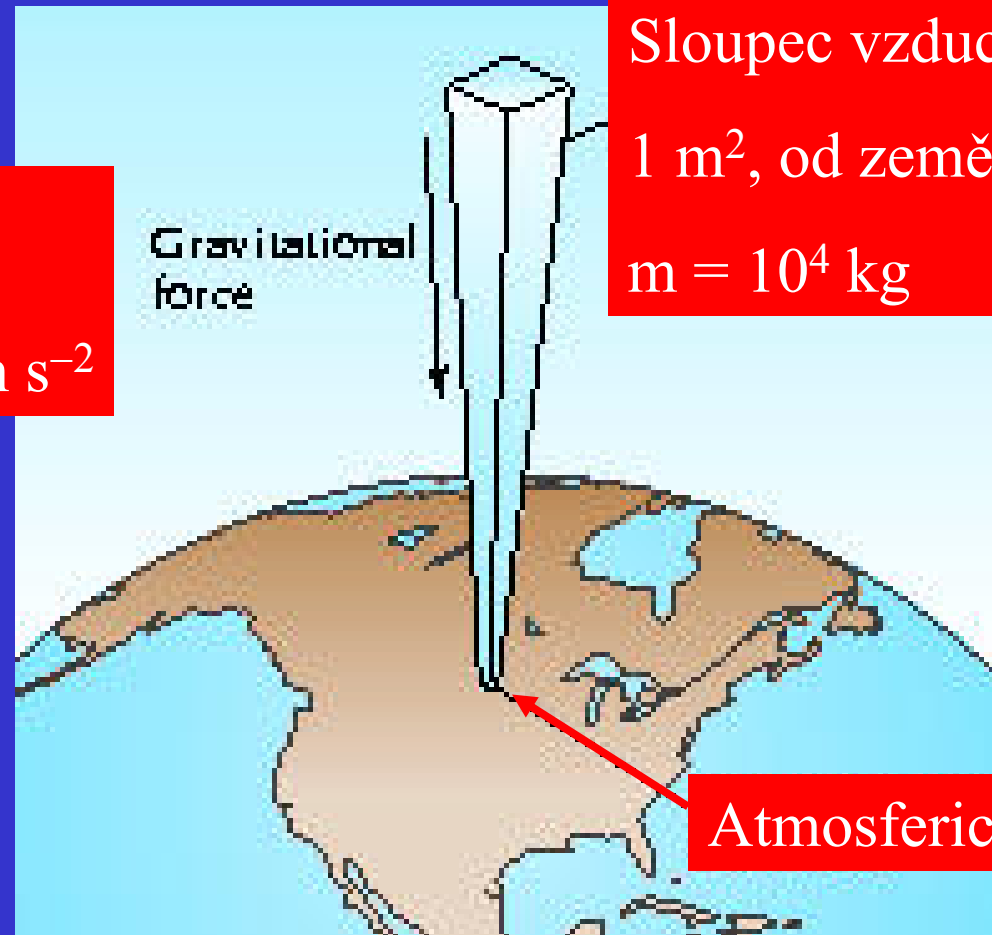
Evangelista Torricelli
(1608-1647)

barometr 1643 3

Atmosferický tlak

$$F = m g$$

$$g = 9.80665 \text{ m s}^{-2}$$



Sloupec vzduchu

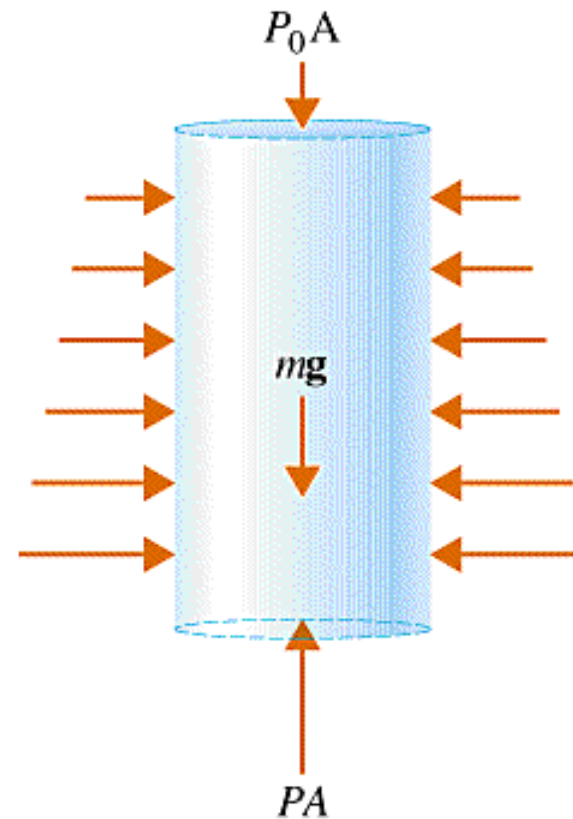
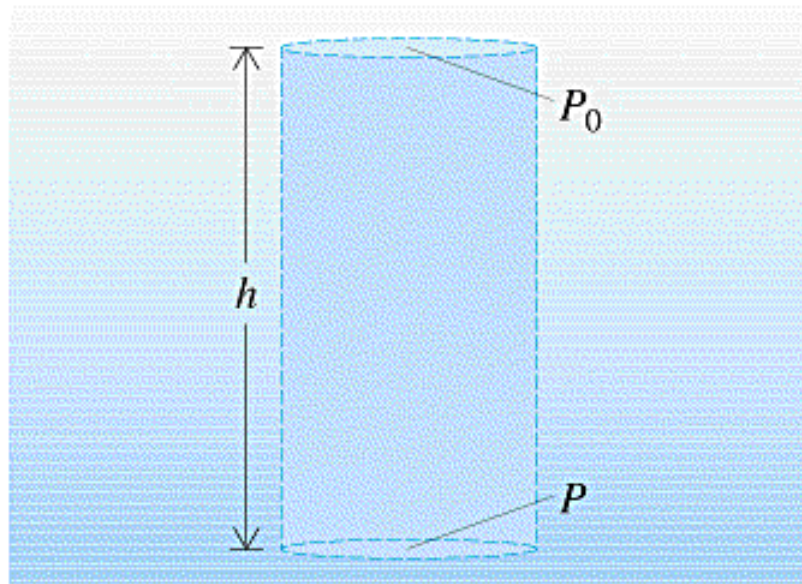
1 m², od země po stratosféru

$m = 10^4 \text{ kg}$

Atmosferický tlak 1 atm

Hydrostatický tlak

$$p = h \rho g$$



Boyleův zákon

1662

Součin tlaku a objemu je konstantní
pro dané množství plynu a teplotu

$$p V = \text{konst.}$$

Nezávisí na druhu plynu, nebo více plynů ve směsi

Výjimka např. NO_2



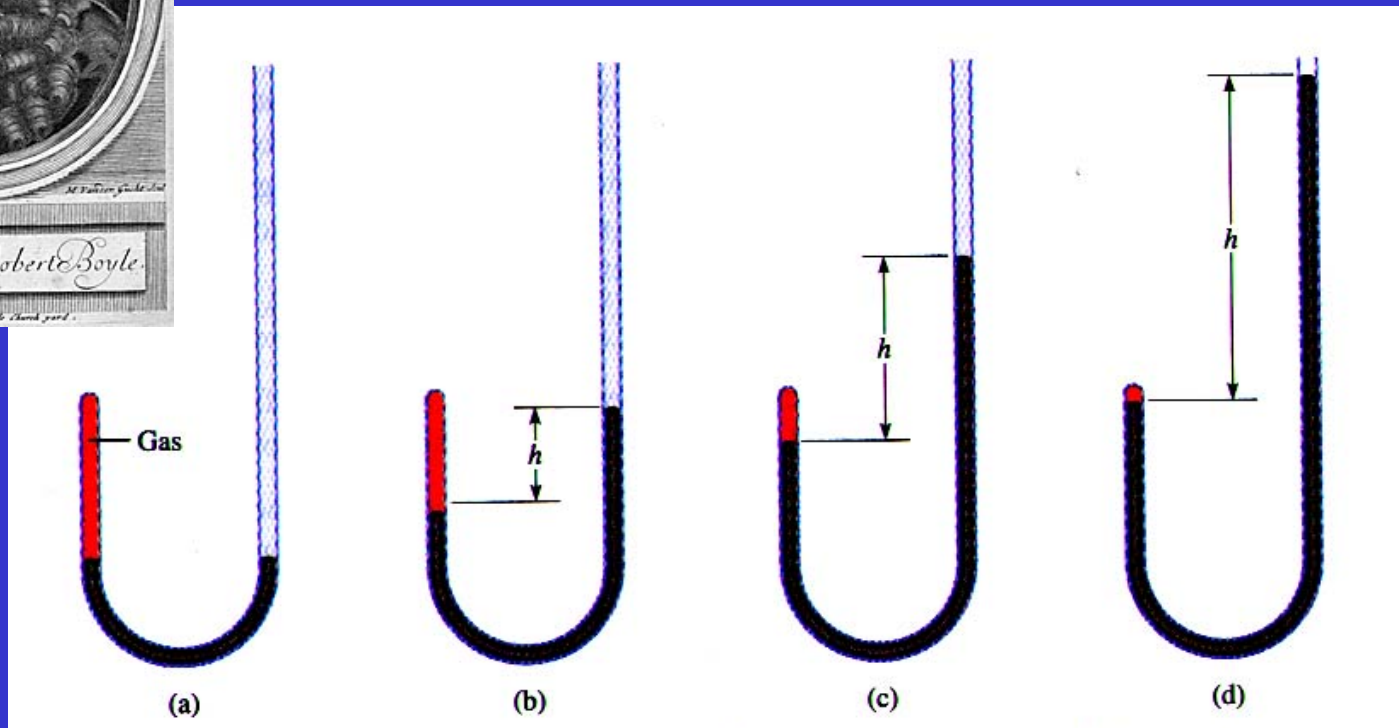
Robert Boyle
(1627 - 1691)

Stlačení plynu za konstantní teploty



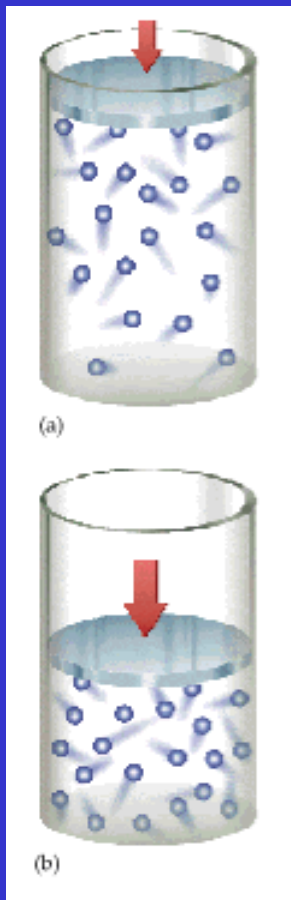
$$p V = \text{konst.}$$

Za konstantní teploty

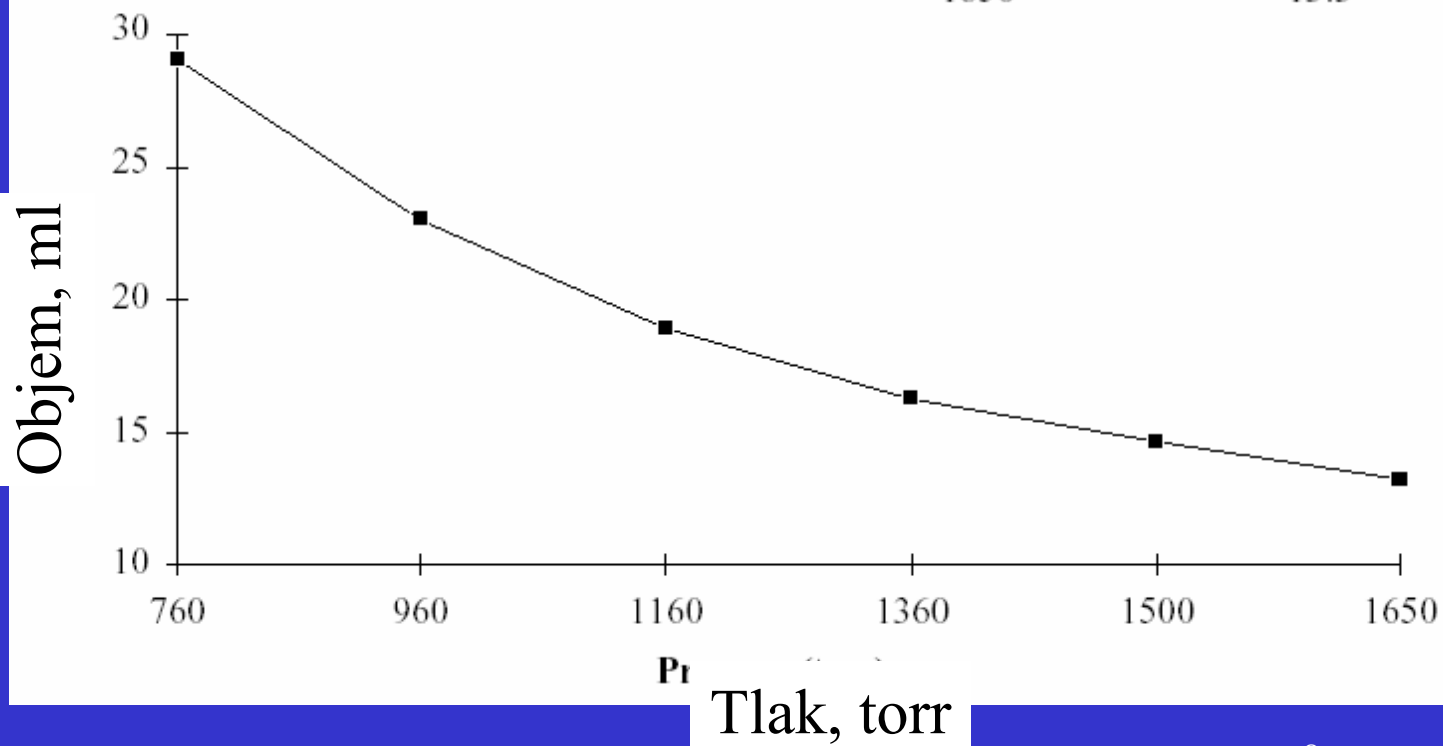


Boyleův zákon

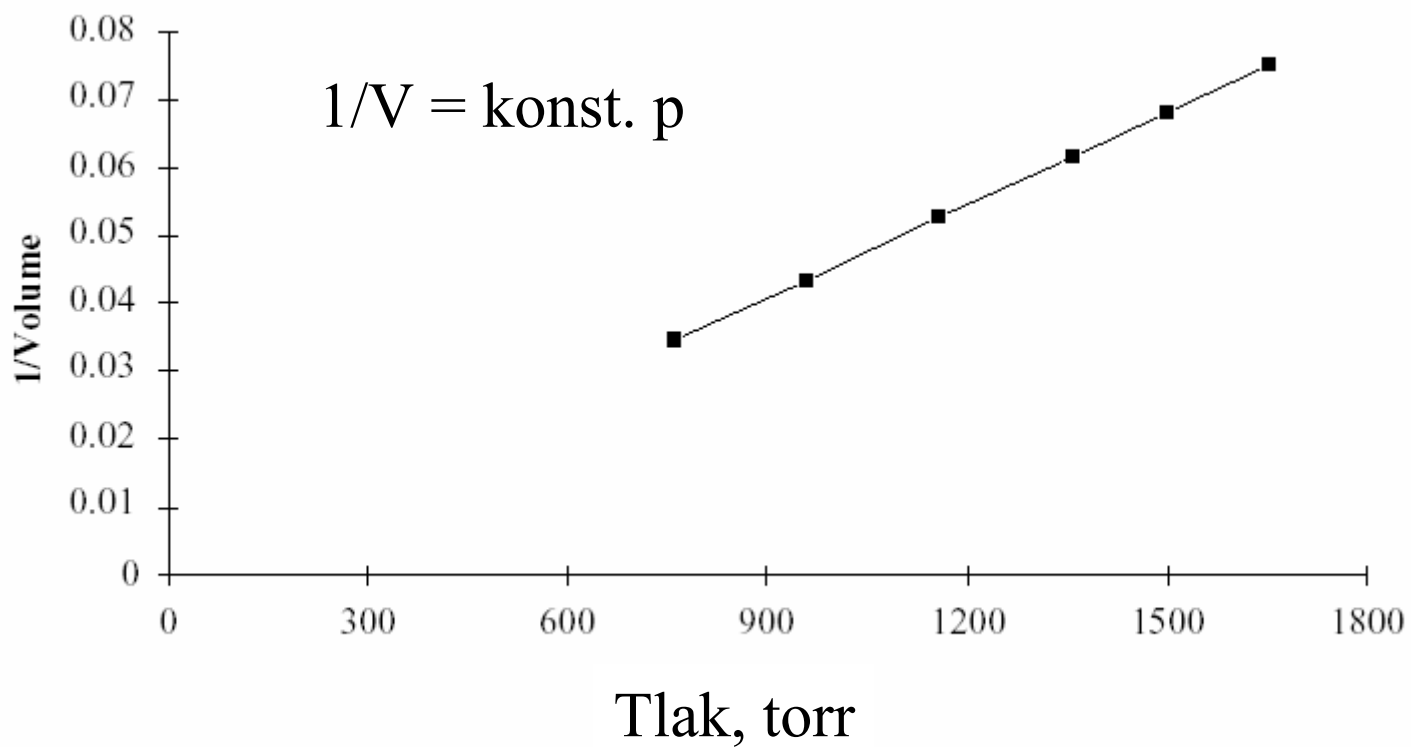
$$V = \text{konst.} / p$$



| Pressure (torr) | Volume (ml) |
|-----------------|-------------|
| 760 | 29.0 |
| 960 | 23.0 |
| 1160 | 19.0 |
| 1360 | 16.2 |
| 1500 | 14.7 |
| 1650 | 13.3 |



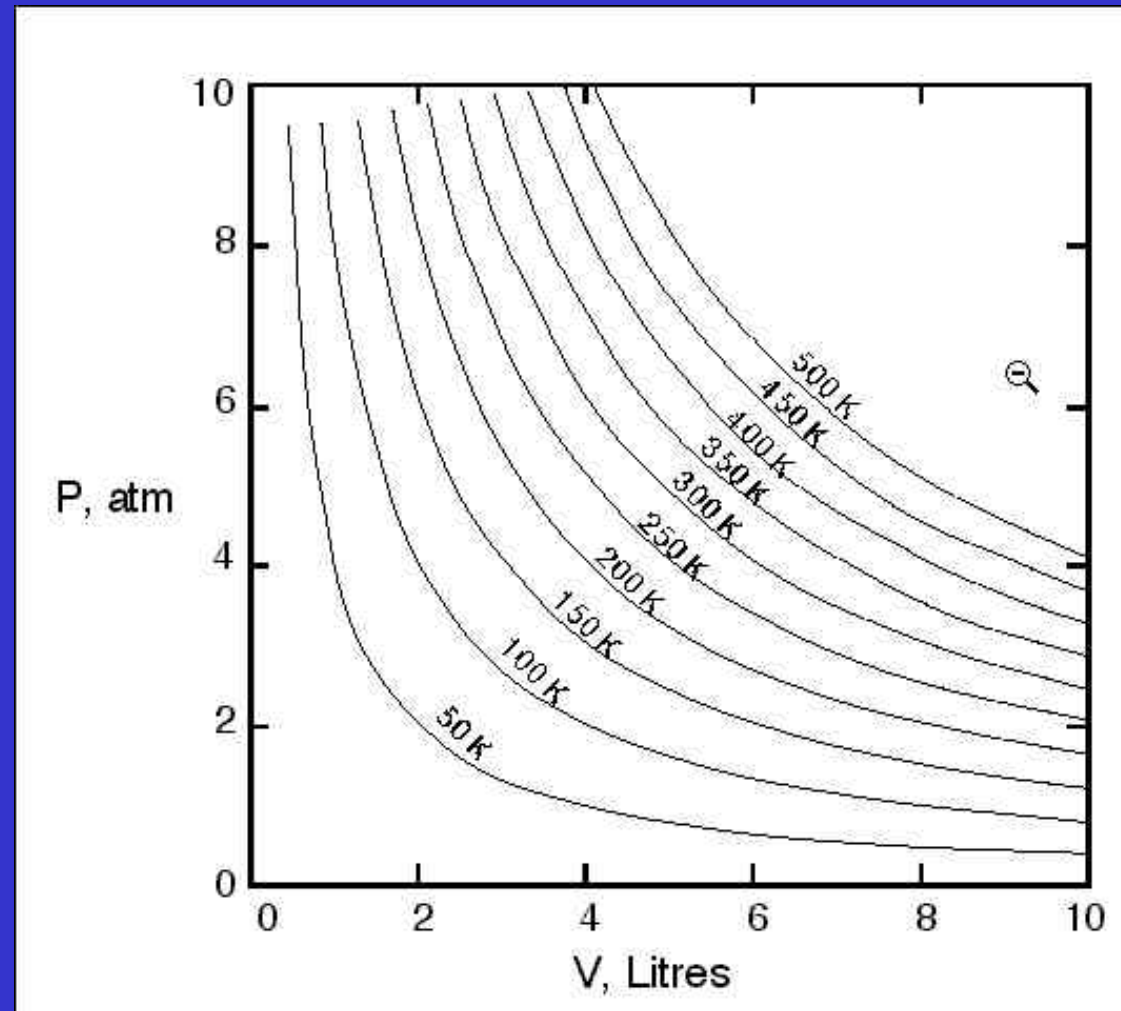
| Pressure (torr) | Volume (ml) | 1/Volume (1/ml) | Pressure × Volume |
|-----------------|-------------|-----------------|-------------------|
| 760 | 29.0 | 0.0345 | 22040 |
| 960 | 23.0 | 0.0435 | 22080 |
| 1160 | 19.0 | 0.0526 | 22040 |
| 1360 | 16.2 | 0.0617 | 22032 |
| 1500 | 14.7 | 0.0680 | 22050 |
| 1650 | 13.3 | 0.0752 | 21945 |



Izotermy

$$p = \text{konst.} / V$$

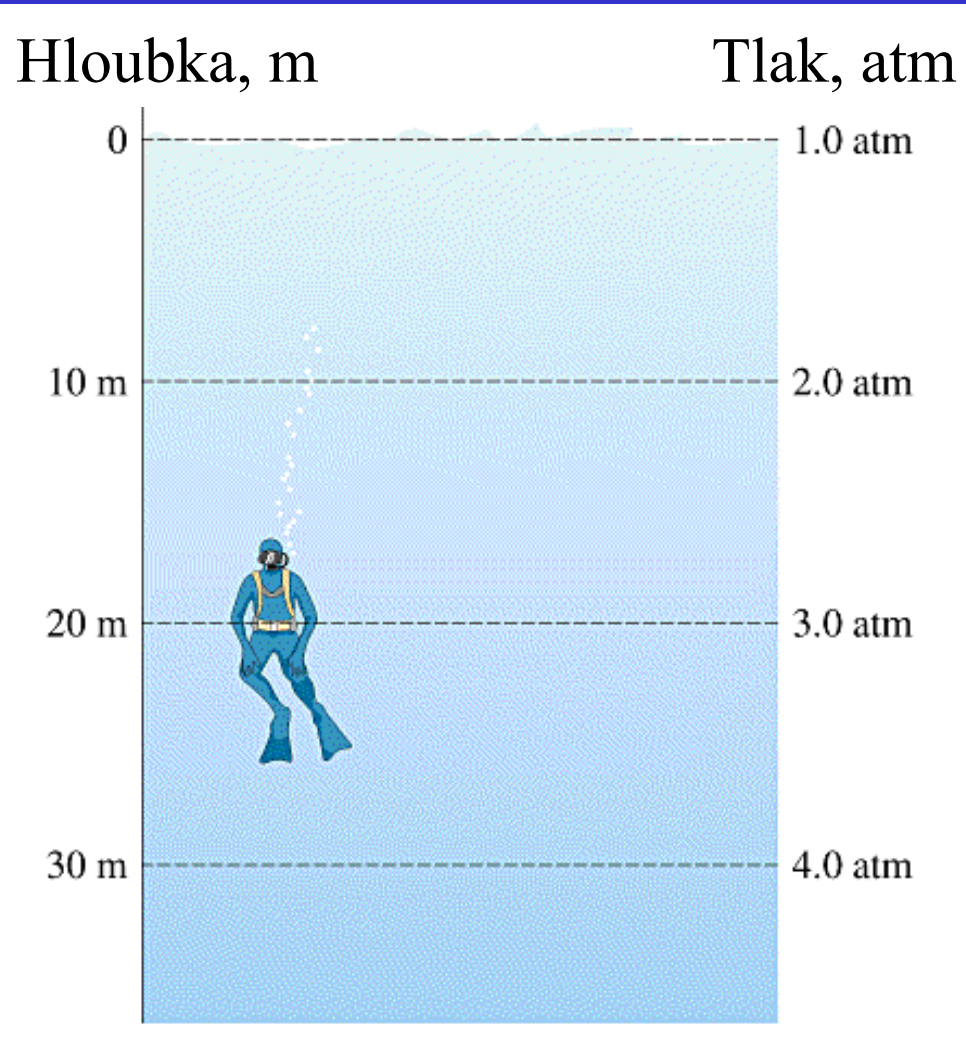
$$T = \text{konst.}$$



Aplikace

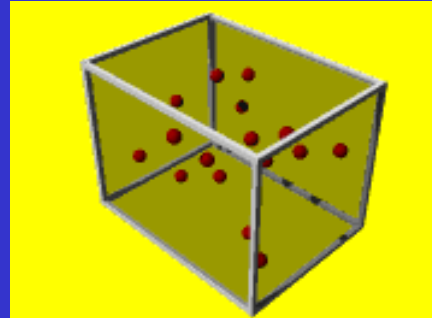
Vzduch na 60 min.

Vzduch na ? min.



Kinetická teorie plynů

$$p V = \text{konst.}$$



Molekuly plynu narazí na stěny nádoby, odrazí se a předají impulz. Tím se vytváří tlak plynu, který vyrovnává vnější tlak.

Pokud snížíme objem na polovinu, nárazy na stěnu jsou dvakrát častější a tlak je dvojnásobný.

Charlesův zákon

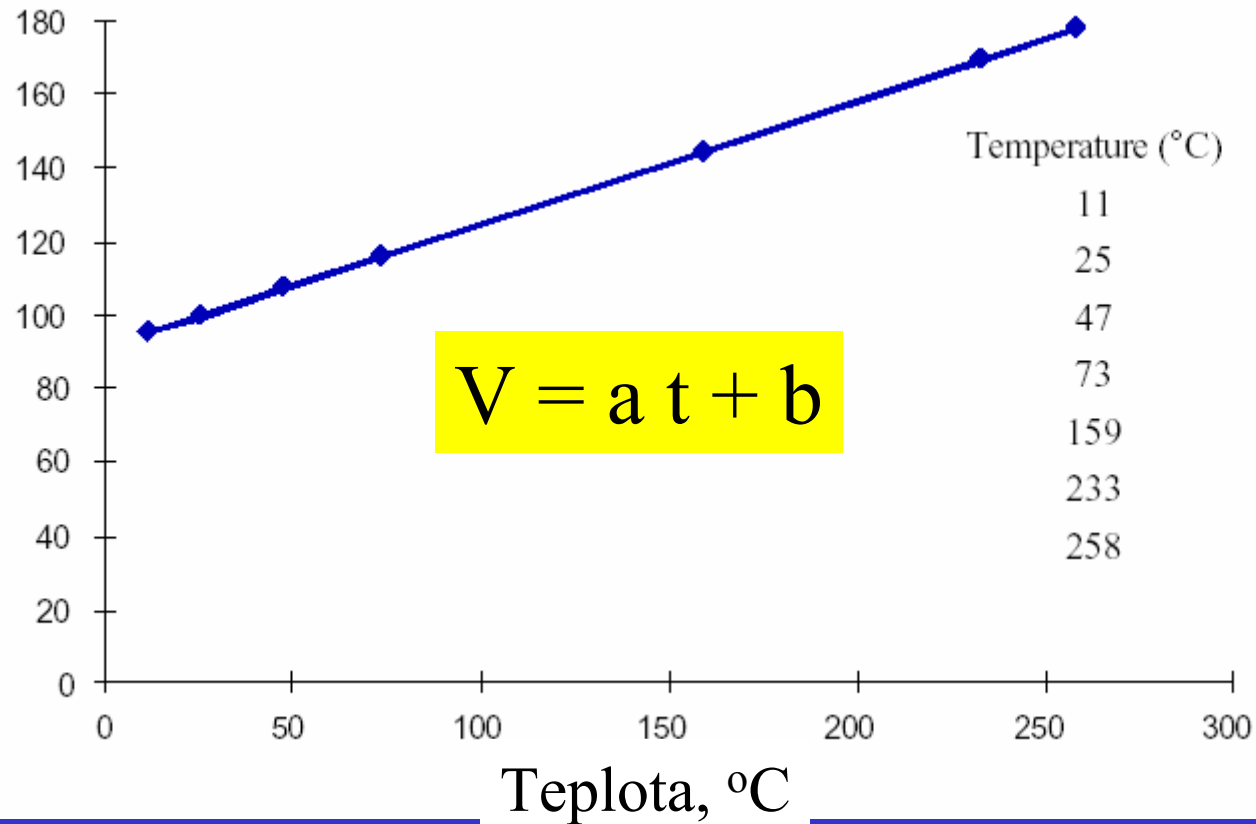
1787 Různé plyny se roztahují o stejný zlomek objemu při stejném zvýšení teploty



Jacques A. C. Charles
(1746 - 1823)
první solo let balonem
první H₂ balon

Charlesův zákon

V, cm^3



Temperature (°C)

11

95.3

25

100.0

47

107.4

73

116.1

159

145.0

233

169.8

258

178.1

Teplota, °C

Charlesův zákon

$$V = a t + b$$

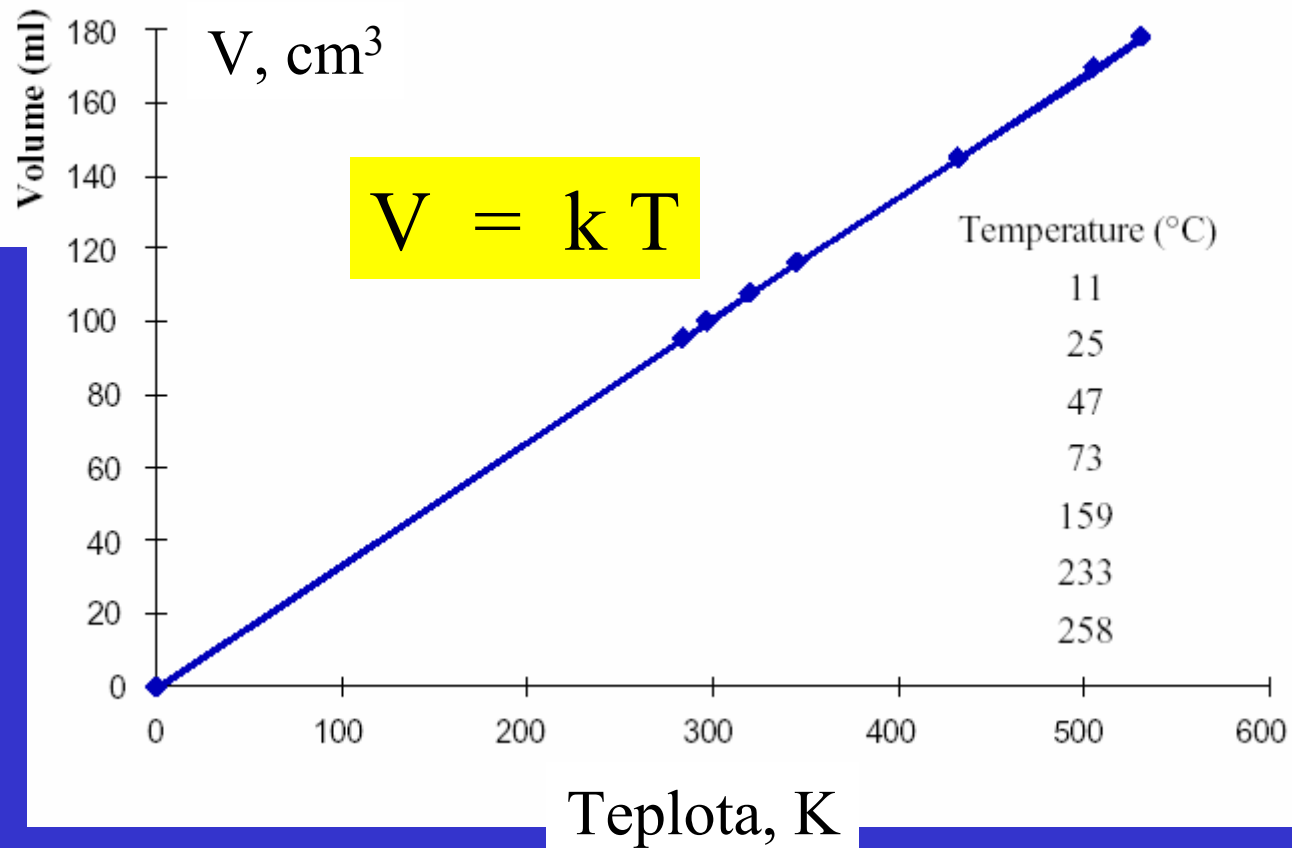
$$V = a t + b$$

$$V = a (t + b/a)$$

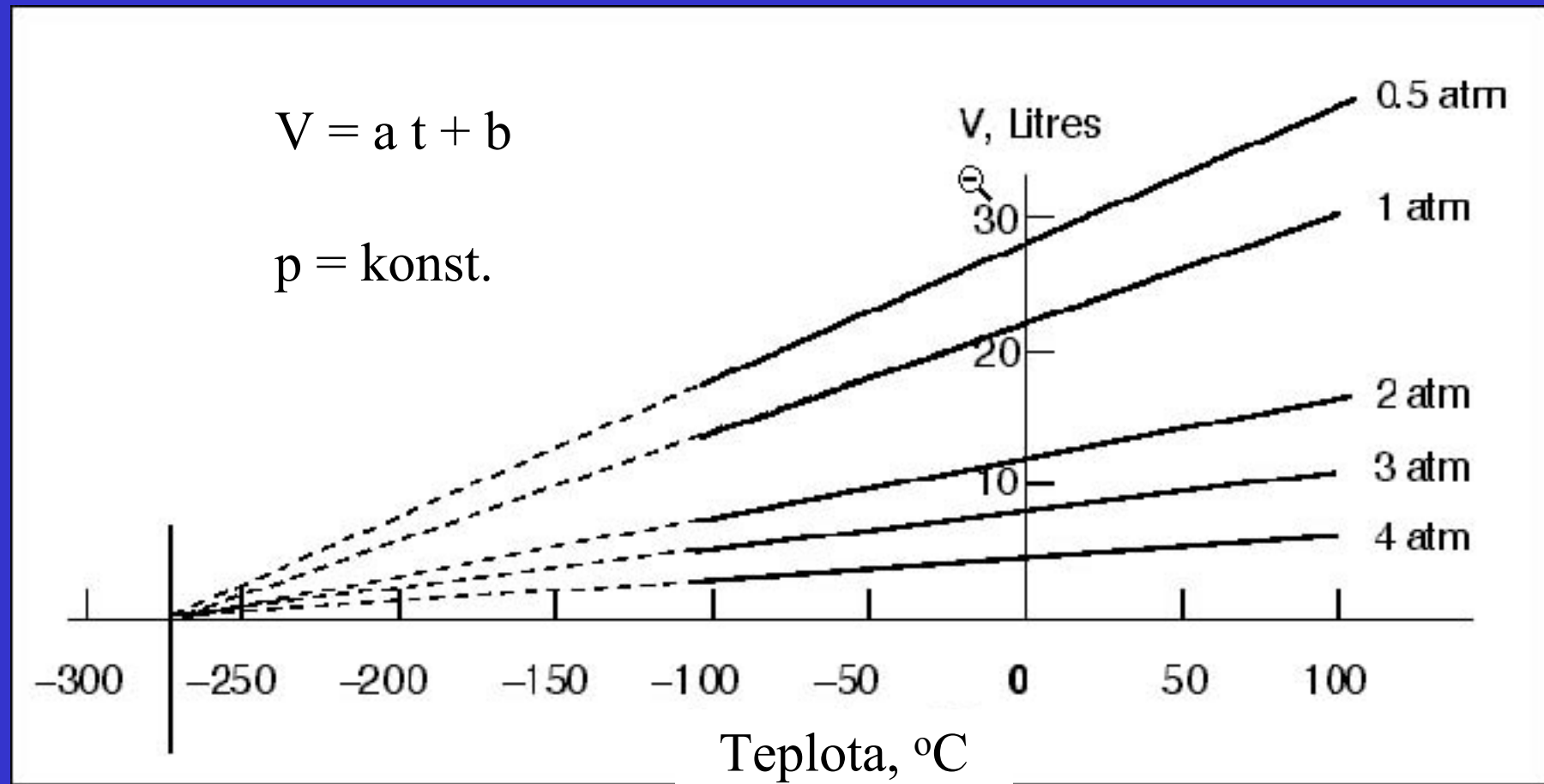
$b/a = 273 \text{ }^\circ\text{C}$ absolutní stupnice teploty

$V = k T$ $T = \text{absolutní teplota [K]}$

Charlesův zákon



Izobary



Charlesův-Gay-Lussakův zákon

$$V = V_0 (1 + \alpha t)$$

$\alpha = 1/273$ koeficient tepelné roztažnosti
 $t =$ teplota ve $^{\circ}\text{C}$

$$V_1/T_1 = V_0/T_0 \text{ za konst. } n \text{ a } p$$



Joseph Louis Gay-Lussac
(1778 - 1850)

Amontonův zákon

$$p = p_0 (1 + \alpha t)$$

$\alpha = 1/273$ koeficient tepelné roztažnosti

$$p_1/T_1 = p_0/T_0 \text{ za konst. } n \text{ a } V$$

izochora

Avogadrův zákon

1811

Stejné objemy plynů obsahují stejný počet molekul (za stejných podmínek p , T)

Nepřijato až do 1858, Cannizzaro

Voda do té doby OH, $M(O) = 8$

po 1858 H_2O , $M(O) = 16$

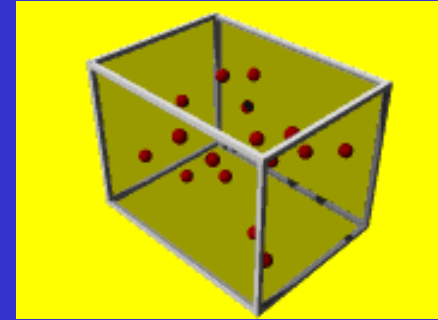
$$V = n \text{ konst.}$$

$$V/n = \text{konst.}$$

Tedy tlak závisí na počtu molekul, teplotě, objemu

$$p V = f(N, T)$$

Ideální plyn



- Je složen z malých částic (atomů, molekul), které jsou v neustálém pohybu po přímých drahách v náhodných směrech vysokými rychlostmi.
- Rozměry částic jsou velmi malé ve srovnání s jejich vzdálenostmi a nepůsobí na sebe přitažlivými nebo odpuzivými silami.
- Vzájemné srážky jsou elastické, bez ztráty energie.
- Kinetická energie částice je závislá na teplotě.

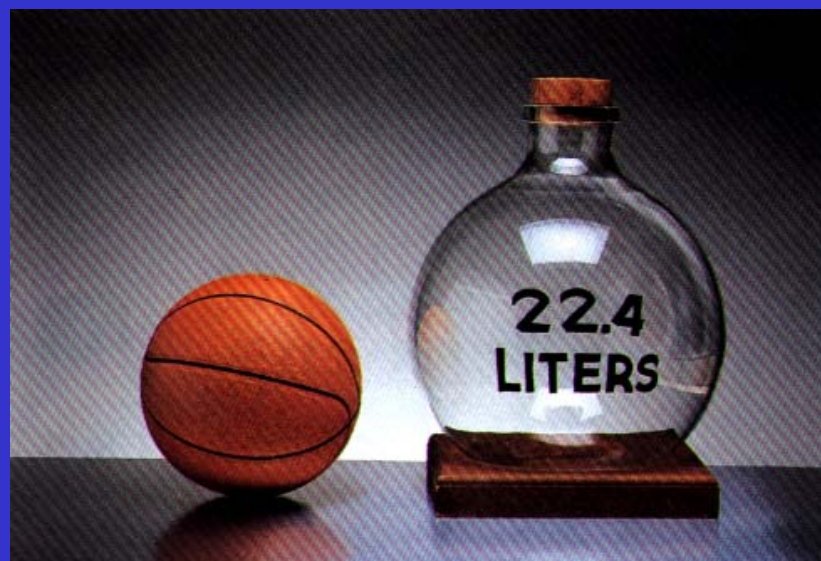
$$KE = \frac{1}{2} m v^2$$

$$V = n \text{ konst.}$$

1 mol plynu

$$V/n = \text{konst.}$$

$$V_m = 22.41 \text{ l mol}^{-1}$$



| | |
|----------------|-------|
| Ideal gas | 22.41 |
| Argon | 22.09 |
| Carbon dioxide | 22.26 |
| Nitrogen | 22.40 |
| Oxygen | 22.40 |
| Hydrogen | 22.43 |

Za standardní teploty a tlaku (STP)

$$p = 101.325 \text{ kPa} = 1 \text{ atm} = 760 \text{ torr}$$

$$t = 0 \text{ } ^\circ\text{C}$$

Rovnice ideálního plynu

Ideální plyn

Objem molekul nulový (zanedbatelný oproti objemu plynu)

Žádné mezimolekulové síly

$$pV = nRT$$

n = počet molů

$$V = (n R T) / p$$

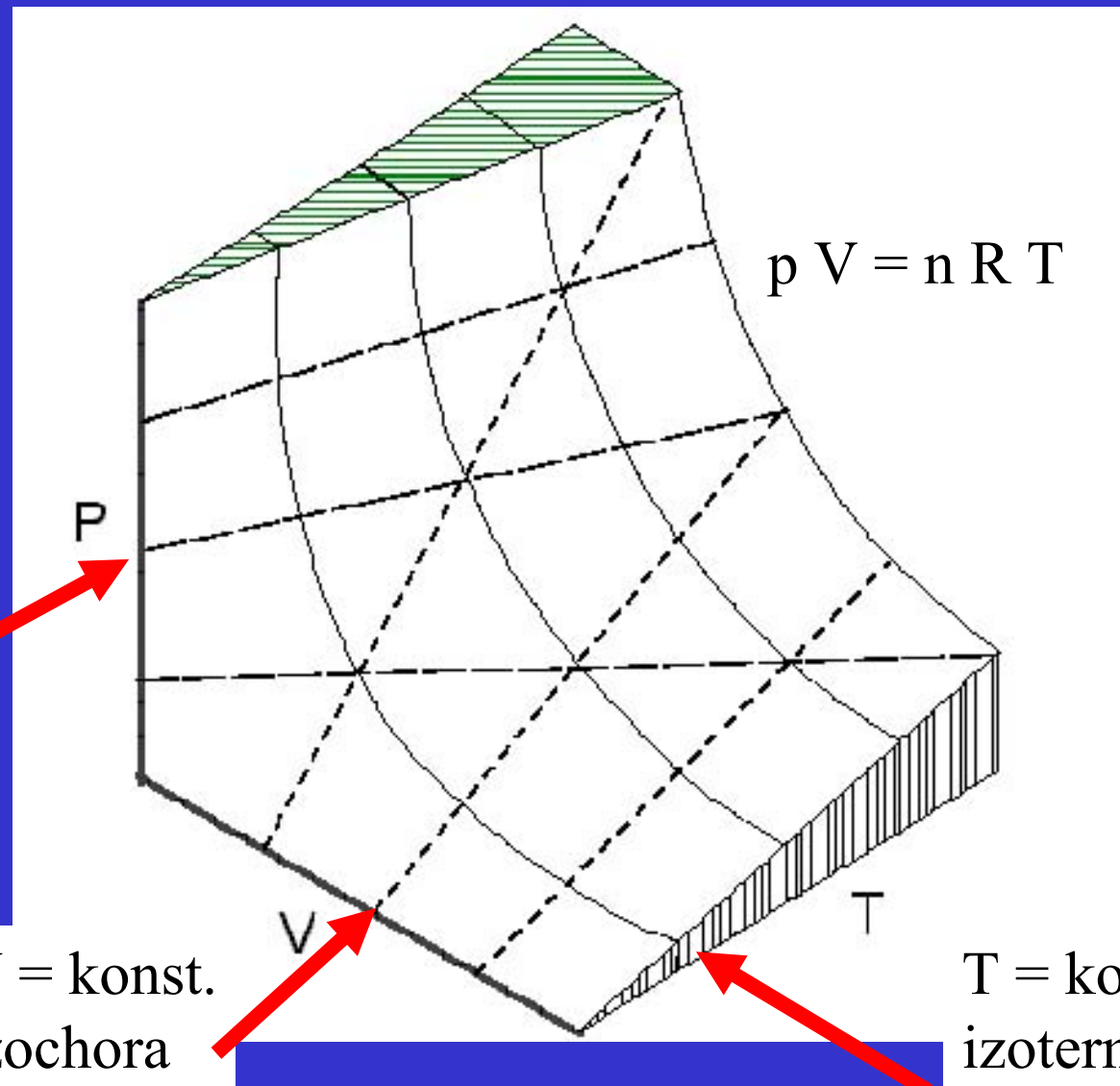
R = plynová konstanta

$$p = (n R T) / V$$

$$n/V = p / RT$$

$$R = 8.314 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

Rovnice ideálního plynu



$p = \text{konst.}$
izobara

$V = \text{konst.}$
izochora

$T = \text{konst.}$
izoterma

Výpočet M_r plynu

$$p V = n R T = (m/M) R T$$

$$\rho = m/V = p M / R T \quad \text{hustota}$$

$$M = \rho R T / p$$

Parciální tlak

Molární zlomek

$$x_i = n_i / \sum n_i$$

$$\sum x_i = 1$$

Tlak plynu uzavřeného nad kapalinou

$$p = p(\text{plynu}) + \text{tenze par}$$

Daltonův zákon

Tlak komponenty ve směsi, kdyby byla v daném objemu sama.

$$p_{\text{celk}} = p_1 + p_2 + p_3 + \dots + p_n = \sum p_i$$

$$p(\text{vzduch}) = p(\text{O}_2) + p(\text{N}_2) + p(\text{Ar}) + p(\text{CO}_2) + p(\text{ost.})$$

Parciální tlak

$$P_{\text{He}} = x_{\text{He}} P_{\text{celk}}$$

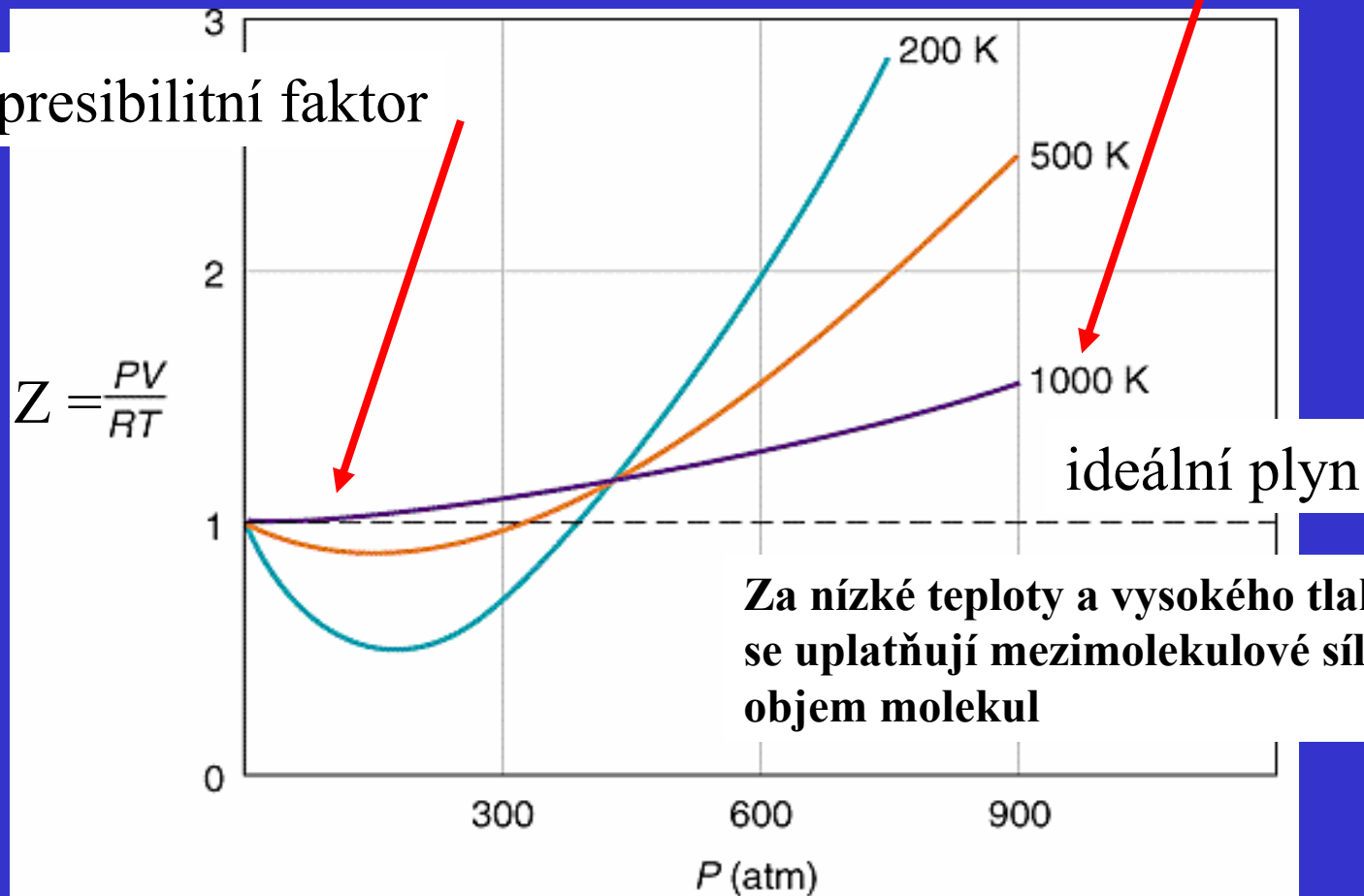
$$P_{\text{Ne}} = x_{\text{Ne}} P_{\text{celk}}$$

$$P_{\text{celk}} = P_{\text{He}} + P_{\text{Ne}}$$

Neideální (reálný) plyn

Chování neideálního plynu se blíží ideálnímu za vysoké teploty a nízkého tlaku

$Z =$ kompresibilitní faktor



Za nízké teploty a vysokého tlaku se uplatňují mezimolekulové síly a vlastní objem molekul

Neideální (reálný) plyn

$Z > 1$ molární objem neideálního plynu je větší než ideálního
Odpudivé mezimolekulové interakce převládají

$Z < 1$ molární objem neideálního plynu je menší než ideálního
Přitažlivé mezimolekulové interakce převládají

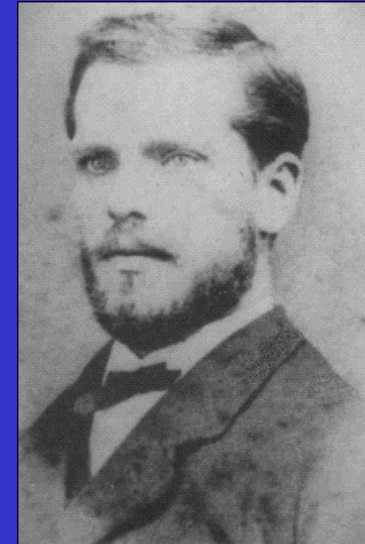
Van der Waalsova stavová rovnice reálného plynu

$$(p + a/V_m^2)(V_m - b) = RT$$

V_m = molární objem plynu

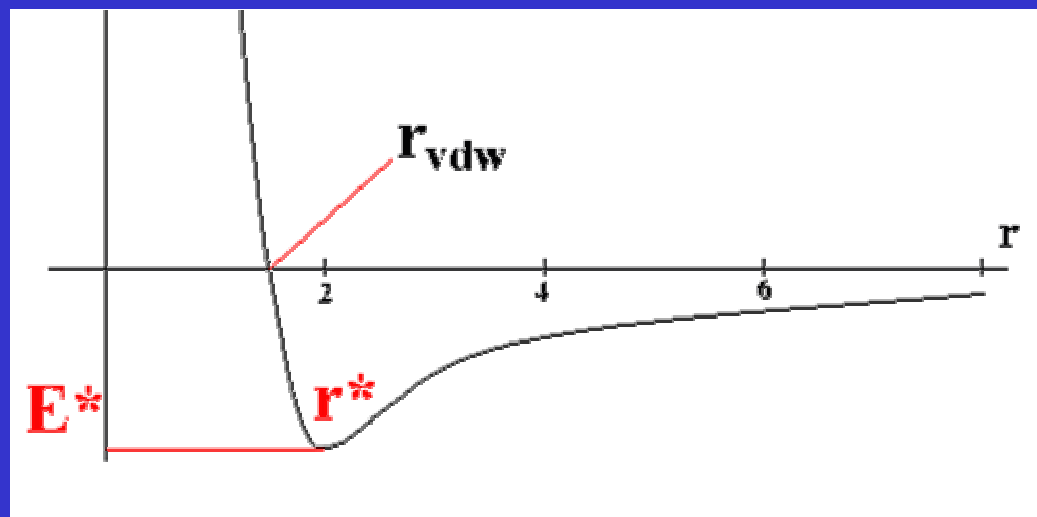
b = vlastní objem molekul plynu (odečíst)

a = mezimolekulová přitažlivost (zvětšit p)



J. D. van der Waals
(1837-1923)

NP za chemii 1910



Van der Waalsova stavová rovnice reálného plynu

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

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

| Plyn | a (l ² bar mol ⁻²) | b (l mol ⁻¹) |
|--------|---|--------------------------|
| Helium | 0.034598 | 0.023733 |
| Vodík | 0.24646 | 0.026665 |
| Dusík | 1.3661 | 0.038577 |
| Kyslík | 1.3820 | 0.031860 |
| Benzen | 18.876 | 0.11974 |

Zkapalňování plynů

Kondenzace je podmíněna působením vdW sil
Nízká T , vysoký p , snížení E_{kin} , přiblížení molekul

Ideální plyn nelze zkapalnit

Kritická teplota plynu = nad ní nelze plyn zkapalnit libovolně
vysokým tlakem

Joule-Thomsonův efekt

Joule-Thomsonův efekt = změna teploty při adiabatické expanzi stlačeného plynu tryskou

$\mu = dT/dp$ Joule-Thomsonův koeficient

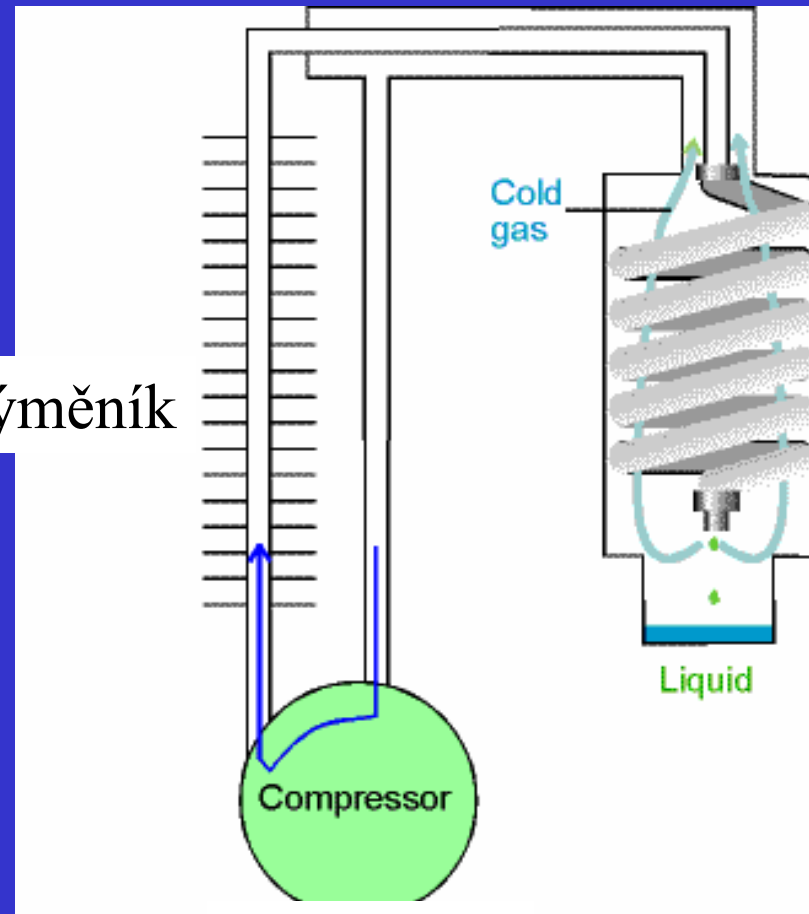
$\mu > 0$ ochlazení způsobené trháním vdW vazeb, potřebná energie se bere z E_{kin} , klesá T. Pod J-T inverzní teplotou. NH_3 , CO_2 , freony

$\mu = 0$ ideální plyn, reálný plyn při J-T inverzní teplotě

$\mu < 0$ Nad J-T inverzní teplotou. H_2 , He, Ne. Ve stlačeném plynu jsou odpudivé interakce, které se při expanzi zruší, energie se uvolní = ohřátí

Zkapalňování plynů

Tepelný výměník



Kompresor

Tryska

Kinetická teorie plynů



1738

Daniel Bernoulli
(1700-1782)

Atomy a molekuly jsou v neustálém pohybu, teplota je
mírou intenzity tohoto pohybu

Statistická mechanika, Clausius, Maxwell, Boltzmann

střední rychlost molekuly H₂ při 0 °C

$$\langle v \rangle = 1.84 \cdot 10^3 \text{ m s}^{-1} = 6624 \text{ km h}^{-1}$$

Kinetická teorie plynů

Střední kinetická energie molekuly plynu

$$E_{\text{kin}} = \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle$$

m = hmotnost molekuly plynu

$\langle v \rangle$ = střední rychlost molekuly plynu

Střední kinetická energie všech plynů při dané teplotě je stejná.

$$E_{\text{kin}} = \frac{3}{2} k T$$

Maxwell-Boltzmannovo rozdělení rychlostí

$$dN = 4\pi N \left(\frac{m}{2\pi kT}\right)^{3/2} \exp(-1/2 mv^2 / kT) v^2 dv$$

Nejpravděpodobnější rychlost

$$v_{mp} = (2kT / m)^{1/2}$$

Průměrná rychlost

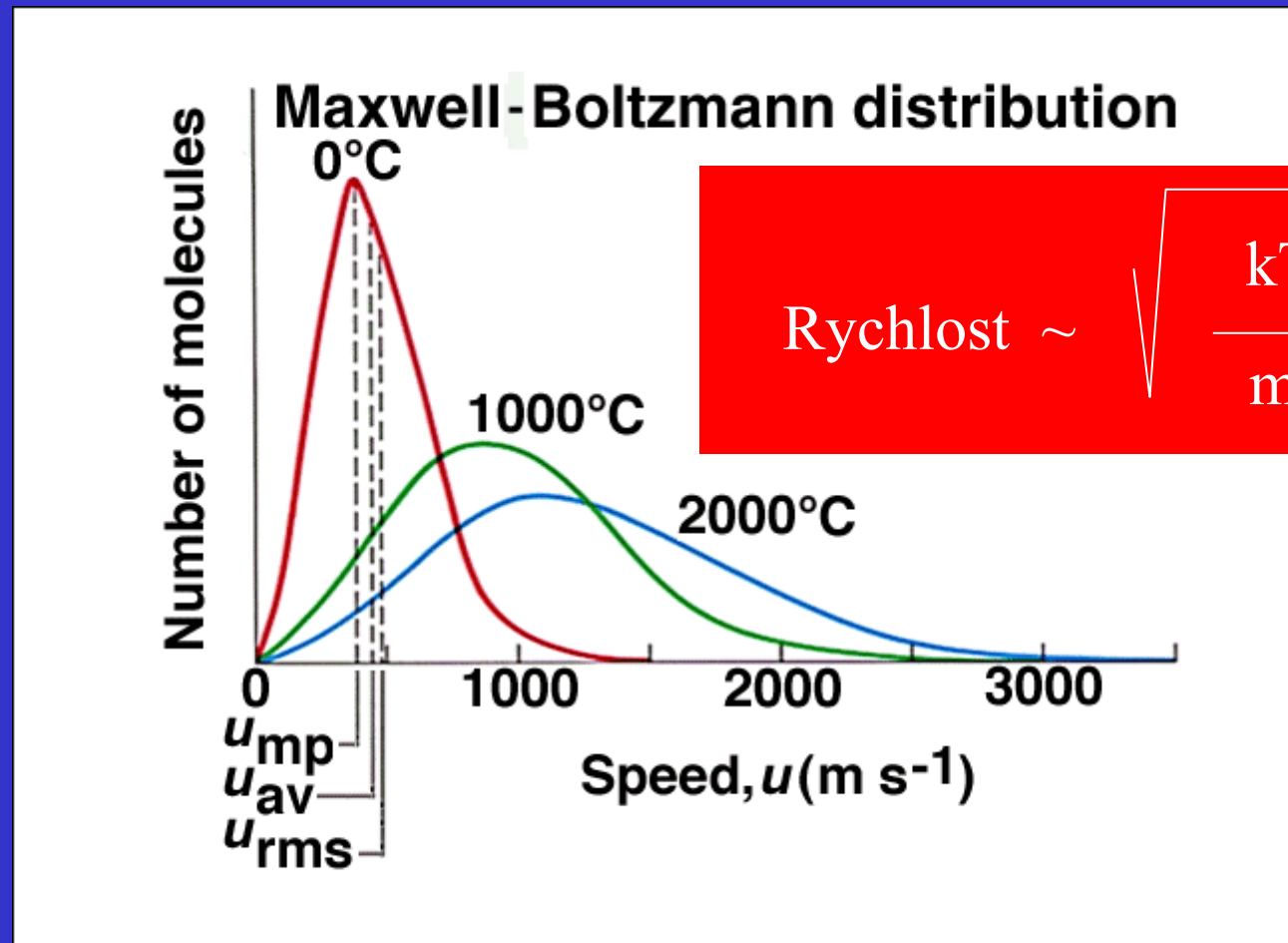
$$v_{av} = (8kT / \pi m)^{1/2}$$

Střední kvadratická rychlost

$$v_{rms} = (3kT / m)^{1/2}$$

$$\text{Rychlost} \sim \sqrt{\frac{kT}{m}} = \sqrt{\frac{RT}{M}}$$

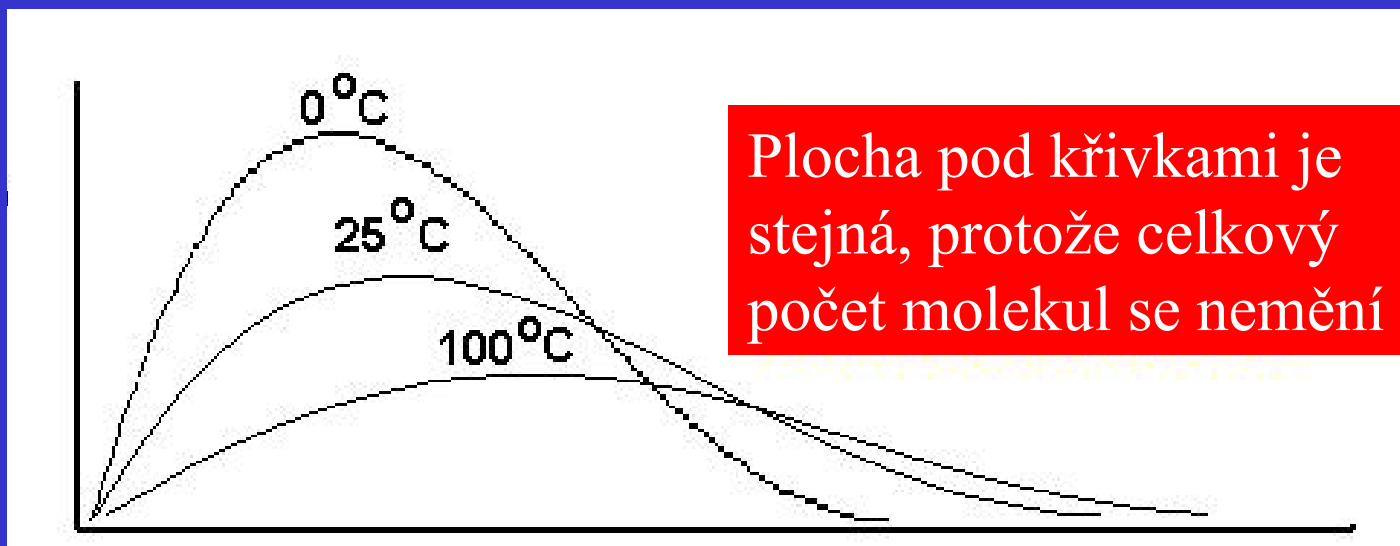
Maxwell-Boltzmannovo rozdělení rychlostí



$$\text{Rychlost} \sim \sqrt{\frac{kT}{m}} = \sqrt{\frac{RT}{M}}$$

Kinetická teorie plynů

Počet
molekul

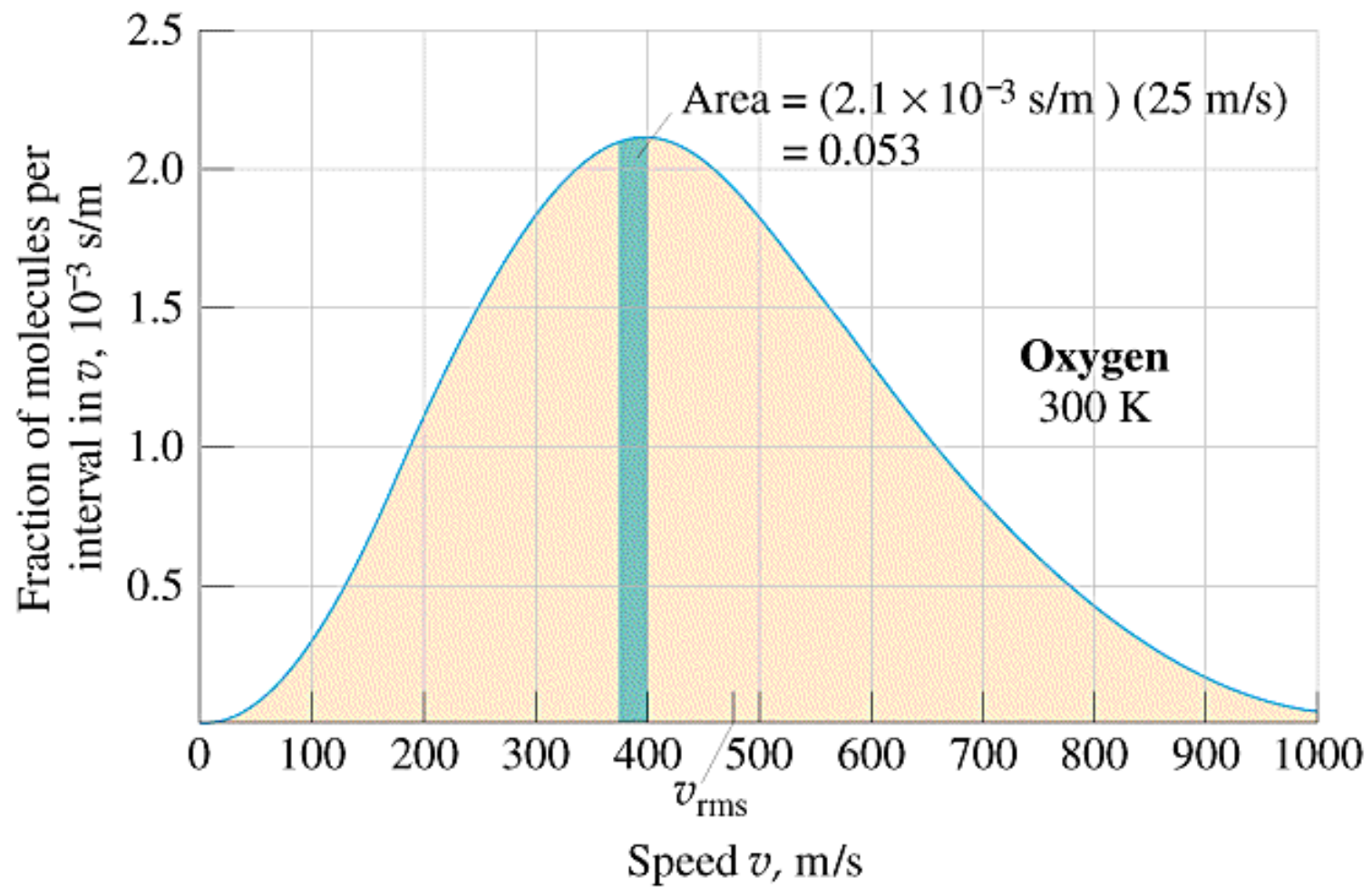


Rychlost, m s^{-1}

Žádná molekula nemá nulovou rychlost

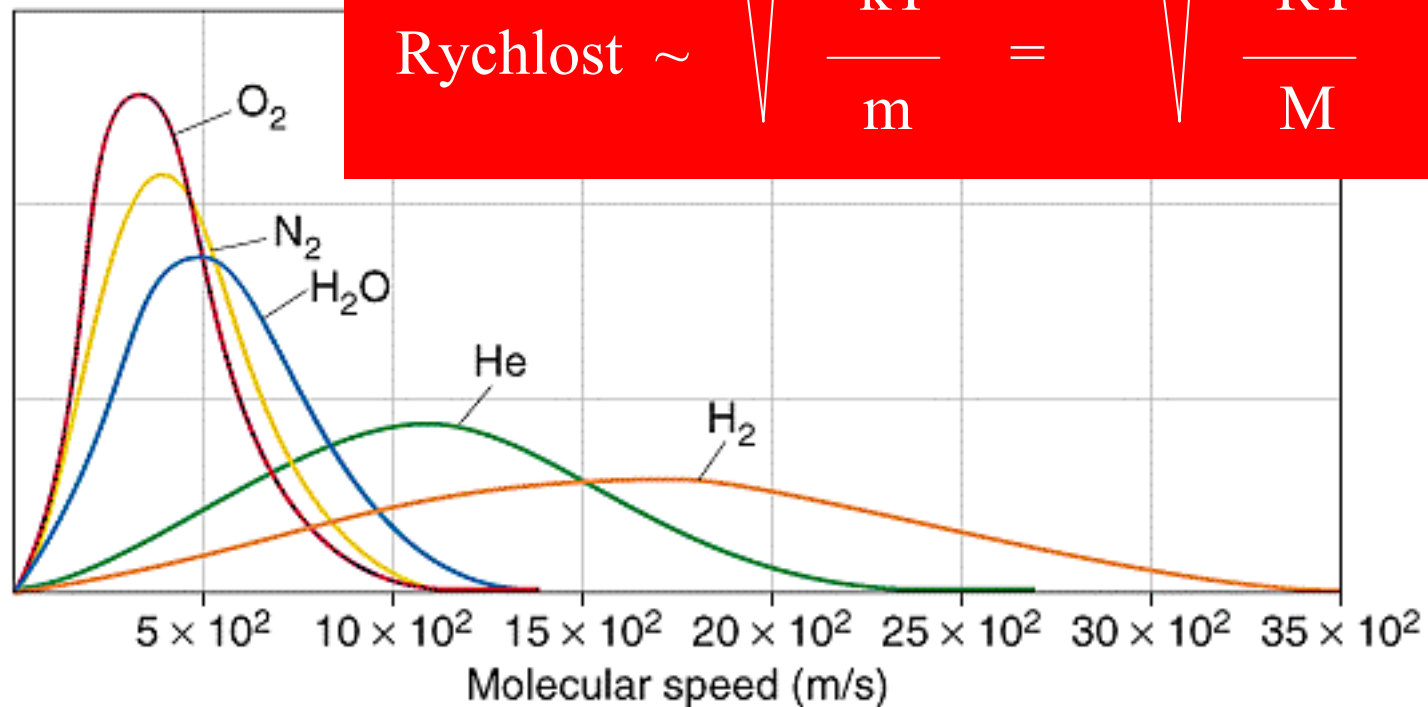
Maximální rychlost $\rightarrow \infty$

Čím vyšší rychlost, tím méně molekul



Maxwell-Boltzmannovo rozdělení rychlostí

Fraction of molecules within
10 m/s of indicated speed



$$\text{Rychlost} \sim \sqrt{\frac{kT}{m}} = \sqrt{\frac{RT}{M}}$$

$$p V = R T = N_A k T$$

$$E_{\text{kin}} = \frac{1}{2} m \langle v^2 \rangle = \frac{3}{2} kT$$

Celková energie na jednotkový objem

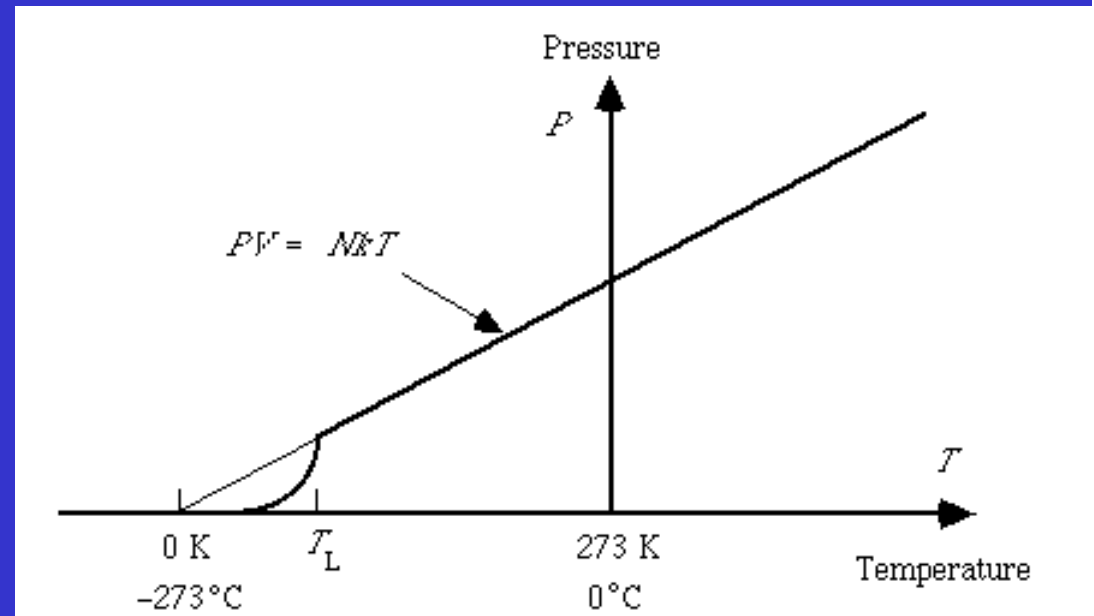
$$U = \frac{3}{2} N_A k T / V \text{ [J m}^{-3}\text{]}$$

Pak $p = \frac{2}{3} U$

$$p = \frac{1}{3} n m \langle v^2 \rangle = \frac{1}{3} \rho \langle v^2 \rangle$$

$$\langle v \rangle = (3kT / m)^{1/2}$$

$n =$ počet částic na m^3



Difuze

Střední volná dráha, l , průměrná vzdálenost mezi dvěma srážkami

Závisí na p a T

$$l = \text{konst } T / p = \text{konst} / n \pi (2r)^2$$

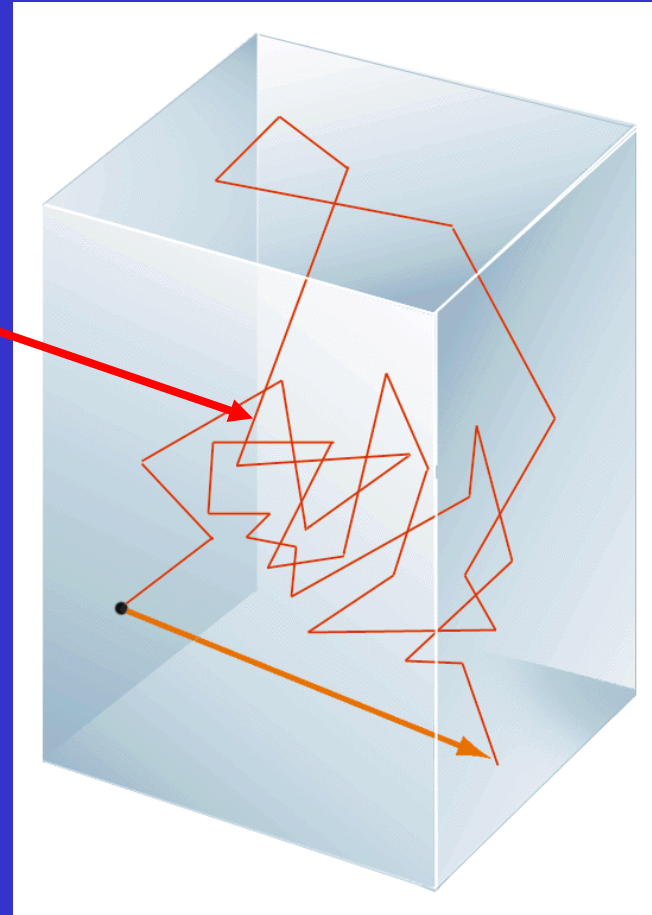
n = počet částic na m^3

r = poloměr molekuly

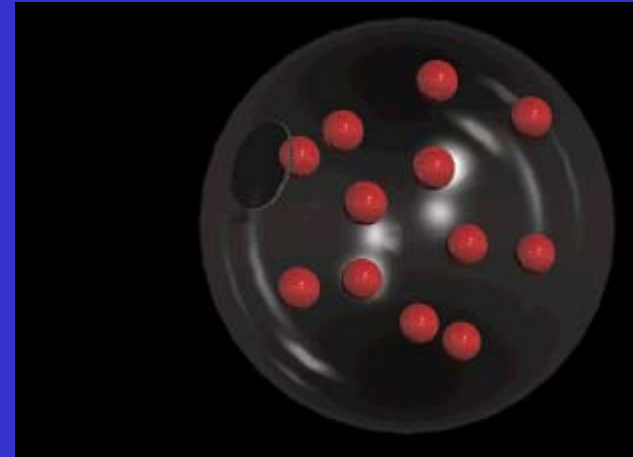
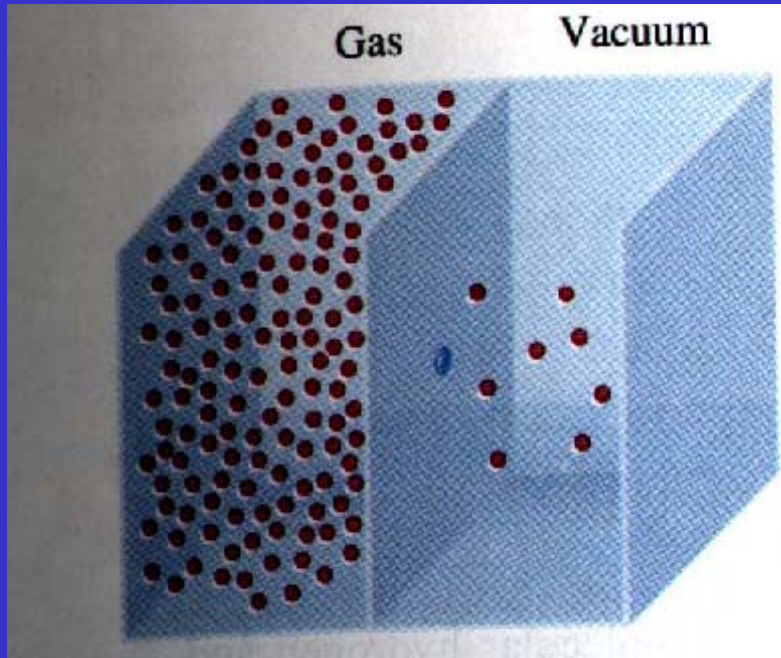
$$l = 500 - 1000 \text{ \AA}$$

Za laboratorních podmínek p, T

Viskozita, tepelná vodivost



Efuze



Grahamův zákon

$$v_1/v_2 = (\rho_2/\rho_1)^{1/2} = (M_2/M_1)^{1/2}$$



Properly Inflated



Underinflated/
Overloaded

© 2000 How Stuff Works