



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

FYZIKA PRO II. ROČNÍK GYMNÁZIA

3. STRUKTURA A VLASTNOSTI PLYNNÉHO SKUPENSTVÍ LÁTEK

Mgr. Monika Bouchalová

Gymnázium, Havířov-Město, Komenského 2, p.o.

Tato prezentace vznikla na základě řešení projektu OPVK, registrační číslo: CZ.1.07/1.1.24/01.0114 s názvem

„PODPORA CHEMICKÉHO A FYZIKÁLNÍHO VZDĚLÁVÁNÍ NA GYMNÁZIU KOMENSKÉHO V HAVÍŘOVĚ“

Tento projekt je spolufinancován Evropským sociálním fondem a státním rozpočtem České republiky.

- 1) Ideální plyn
- 2) Rozdělení molekul plynu podle rychlostí
- 3) Střední kvadratická rychlost
- 4) Teplota plynu
- 5) Tlak plynu
- 6) Stavová rovnice pro ideální plyn
- 7) Stavová rovnice pro ideální plyn stálé hmotnosti
- 8) Jednoduché děje s ideálním plynem
- 9) Plyn při nízkém a vysokém tlaku

3. 1. IDEÁLNÍ PLYN (IP)

Reálný plyn nahrazujeme modelem – **ideálním plynem**,
o jehož molekulách předpokládáme:

1. Rozměry jsou zanedbatelné vzhledem k jejich střední vzdálenosti. (Jsou dokonale stlačitelné.)
2. Navzájem na sebe silově nepůsobí – kromě vzájemných srážek. Celková potenciální energie je nulová.

Vnitřní energie IP je rovna celkové kinetické energii soustavy molekul tohoto plynu.
3. Vzájemné srážky a nárazy na stěny jsou dokonale pružné.

Skutečné plyny

se svými vlastnostmi přibližují
k vlastnostem ideálního plynu,
mají-li dostatečně vysokou teplotu a nízký tlak.

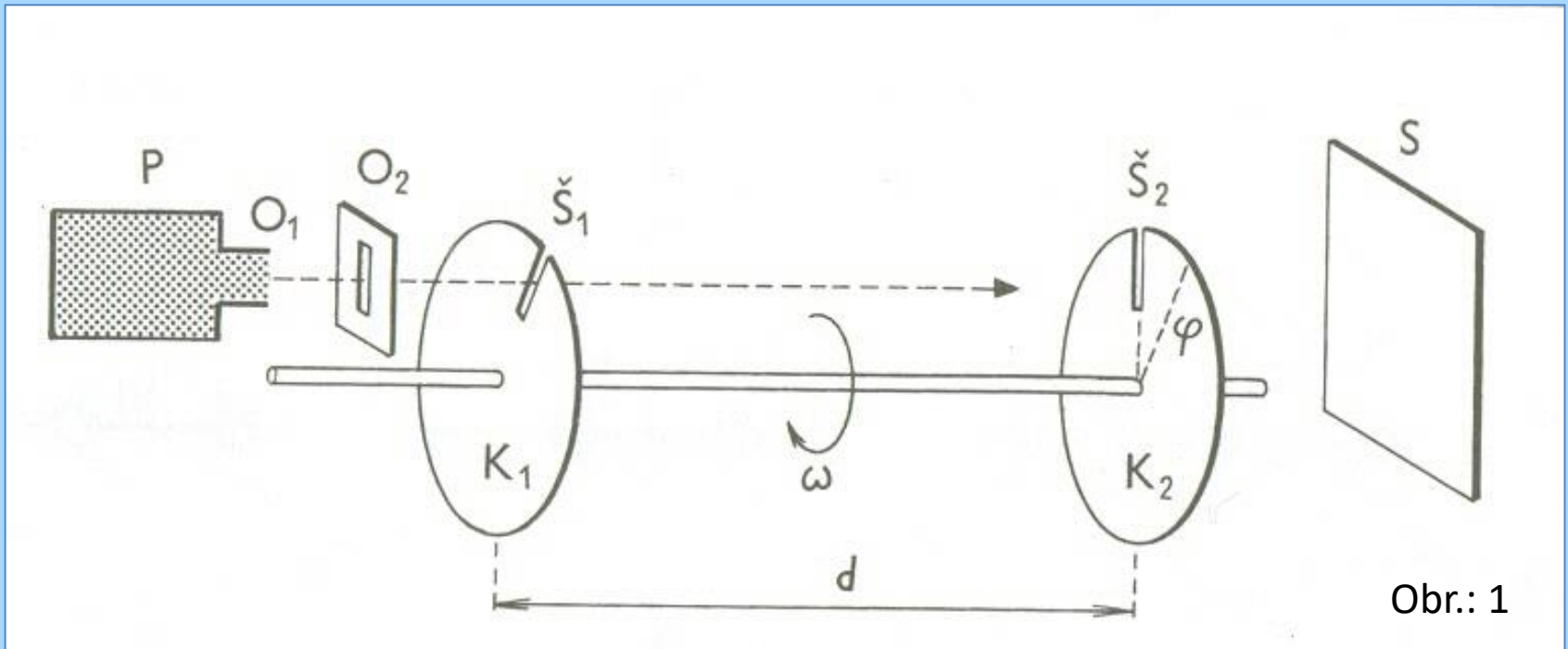
$$(\uparrow t_n = 0^\circ \text{C}, \downarrow p_a = 10^5 \text{ Pa})$$

Molekuly ideálního plynu konají **translační**
a víceatomové molekuly i **rotační** a **kmitavý** pohyb.

Stav IP je určen $p, V, T, (n, m, N)$.

3. 2. ROZDĚLENÍ MOLEKUL PLYNU PODLE RYCHLOSTÍ

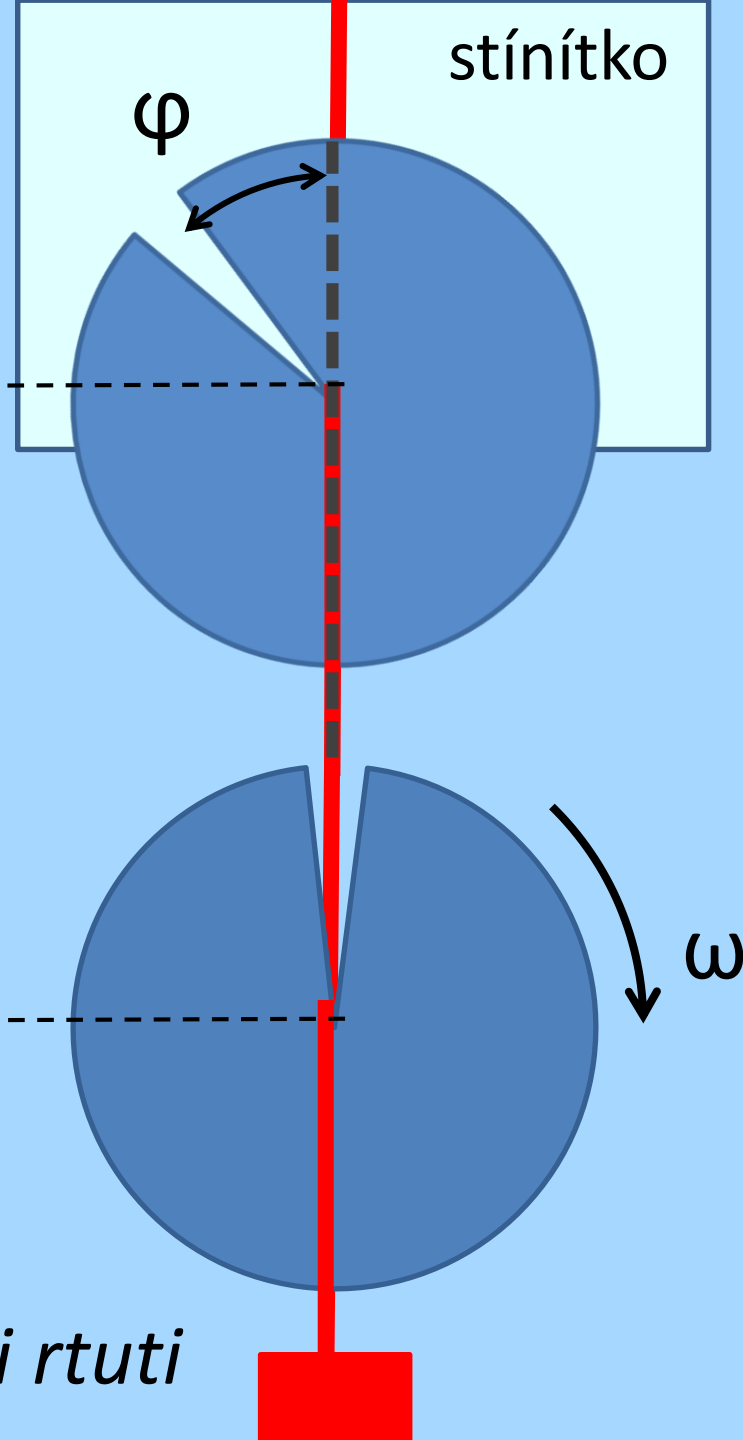
Rychlost molekul se v důsledku neustálých srážek mění. Velikost rychlostí můžeme zjistit **Lammertovým pokusem**.



Počet molekul zachycených na stínítku (pohybujících se konkrétní rychlostí) se určí z hmotnosti zachycených molekul.

- ω – úhlová rychlost otáčení štěrbin
- ϕ – úhel pootočení štěrbin vůči sobě
- d – vzdálenost štěrbin
- v – rychlost molekul (urazí vzdálenost d za čas τ)

pec s párami rtuti

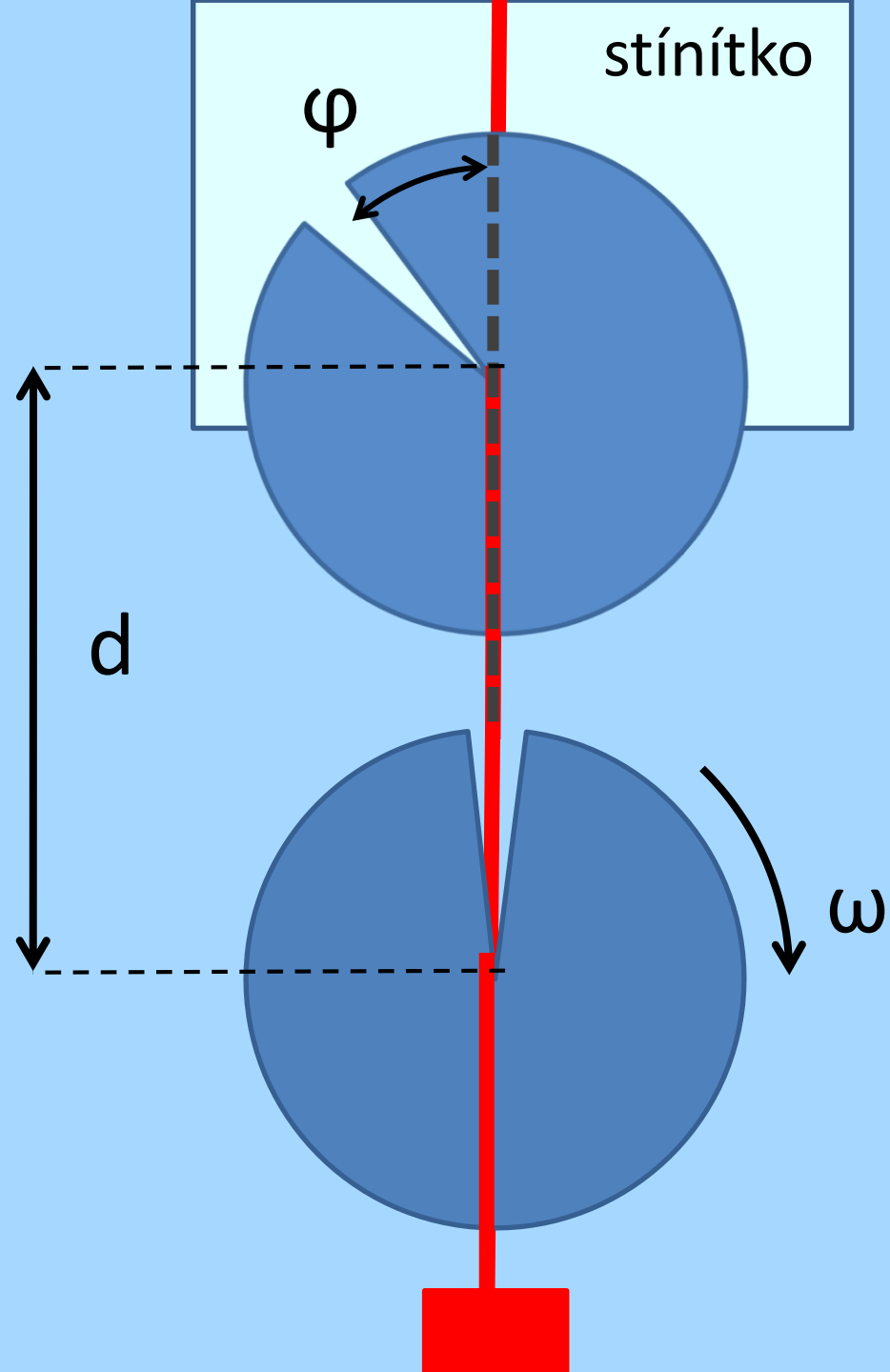


$$d = v\tau \rightarrow \tau = \frac{d}{v}$$

$$\varphi = \omega\tau \rightarrow \tau = \frac{\varphi}{\omega}$$

$$\frac{d}{v} = \frac{\varphi}{\omega}$$
$$v = \frac{\omega d}{\varphi}$$

*Změníme-li d , φ nebo ω ,
dopadnou na stínítko
částice s jinou rychlostí.*



Rozdělení molekul podle rychlostí lze znázornit:

1. tabulkou

ΔN – počet molekul
pohybujících se rychlostí
v intervalu $(v, v + \Delta v)$,
 $\Delta v = 100 \text{ m.s}^{-1}$

$\frac{\Delta N}{N}$ Relativní četnost molekul

N – celkový počet molekul

Tab.: 1 – rozdělení molekul kyslíku
podle rychlostí při 0° C.

Intervaly rychlosti m.s^{-1} $(v, v + \Delta v)$	Relativní četnost molekul $\Delta N/N$
0 – 100	0,014
100 – 200	0,081
200 – 300	0,165
300 – 400	0,206
400 – 500	0,216
500 – 600	0,201
600 – 700	0,152
700 – 800	0,048
800 – 900	0,02
nad 900	0,009

Rozdělení molekul podle rychlostí lze znázornit:

2. graficky – histogramem

f – průměrná relativní četnost molekul

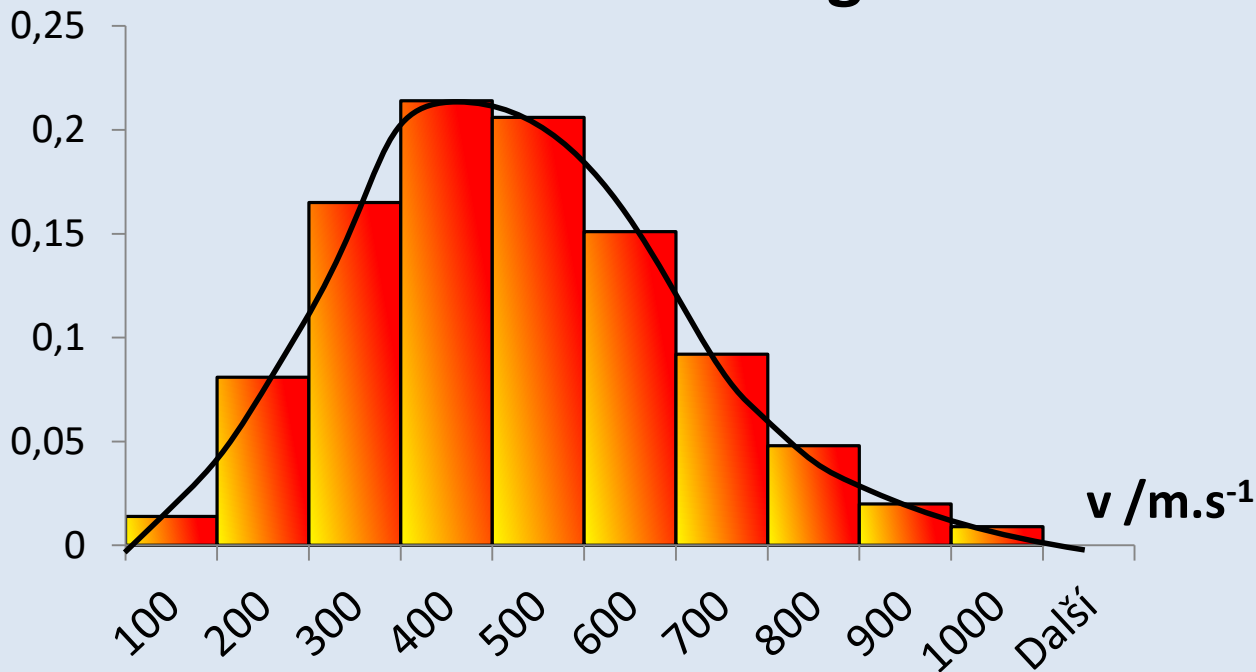
3. graficky – křivkou

$$f = \frac{1}{\Delta v} \frac{\Delta N}{N}$$

$$[f] = m^{-1} s$$

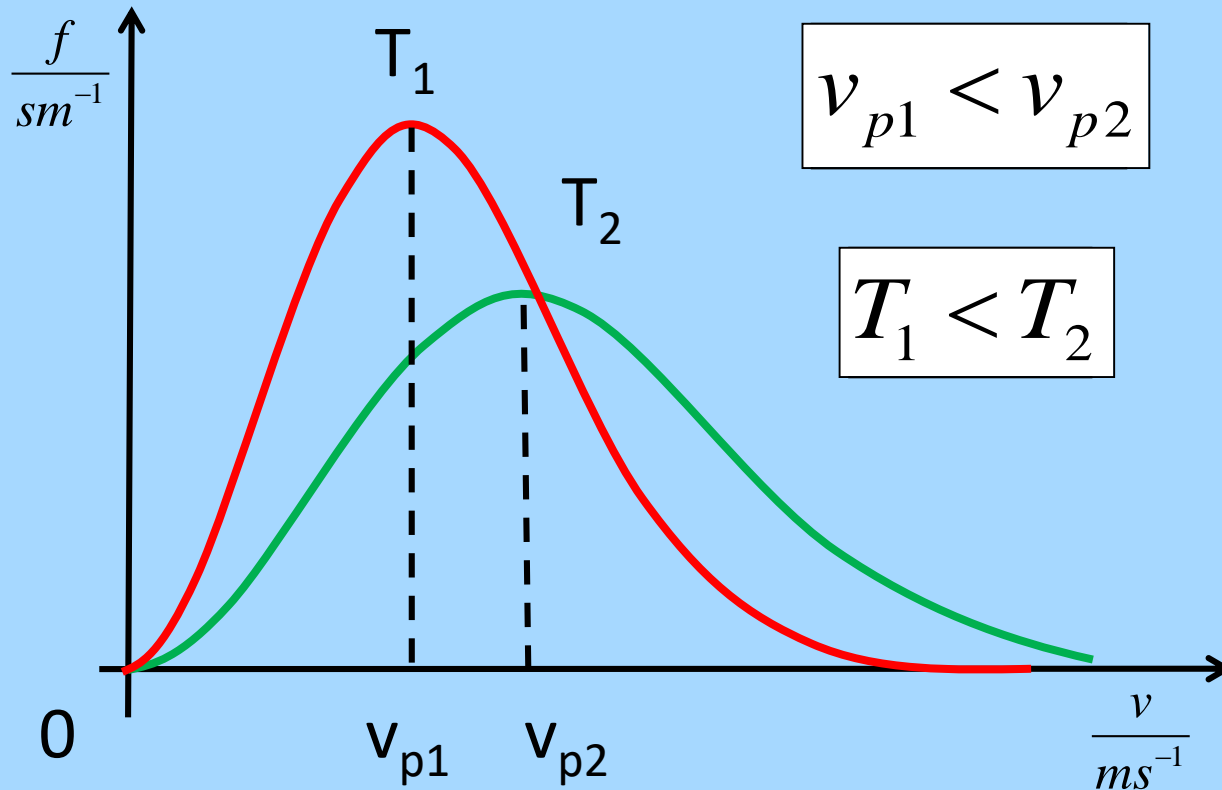
$f / 10^{-2} s.m^{-1}$

Histogram



Intervaly rychlosti $m.s^{-1}$ ($v, v + \Delta v$)	Relativní četnost molekul $\Delta N/N$
0 – 100	0,014
100 – 200	0,081
200 – 300	0,165
300 – 400	0,206
400 – 500	0,216
500 – 600	0,201
600 – 700	0,152
700 – 800	0,048
800 – 900	0,02
nad 900	0,009

Rozložení molekul podle rychlostí při různých teplotách:



Zákon
rozdělení
molekul podle
rychlostí
matematicky
odvodil
J. C. Maxwell.

- tvar křivky závisí na teplotě
- v_p - nejpravděpodobnější rychlost
(největší počet molekul má právě tuto rychlost)

3.3. STŘEDNÍ KVADRATICKÁ RYCHLOST

Okamžitá rychlost molekul soustavy plynu se mění.

N_1 molekul má rychlost v_1

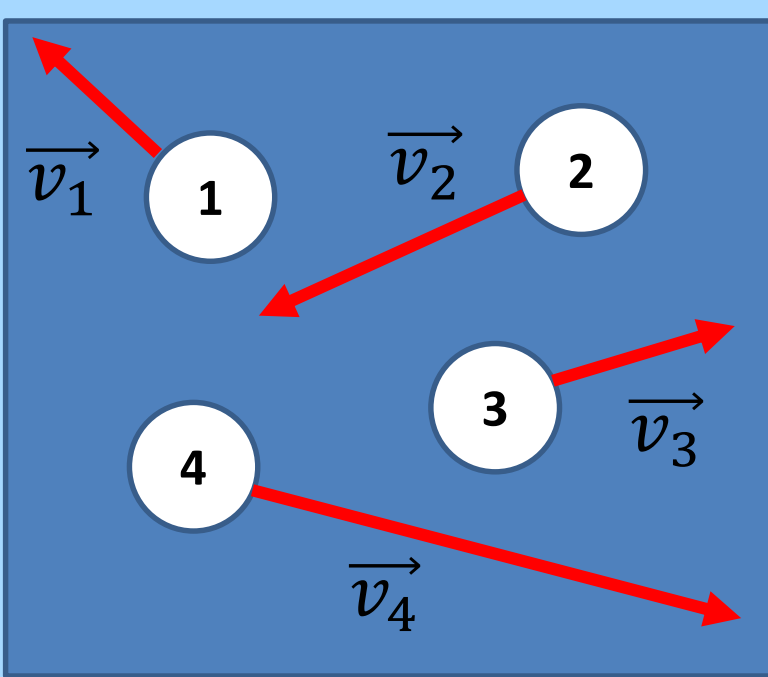
N_2 molekul má rychlost v_2

...

N_i molekul má rychlost v_i

$$N = N_1 + N_2 + \dots + N_i$$

N – celkový počet molekul



m_0 – hmotnost molekuly

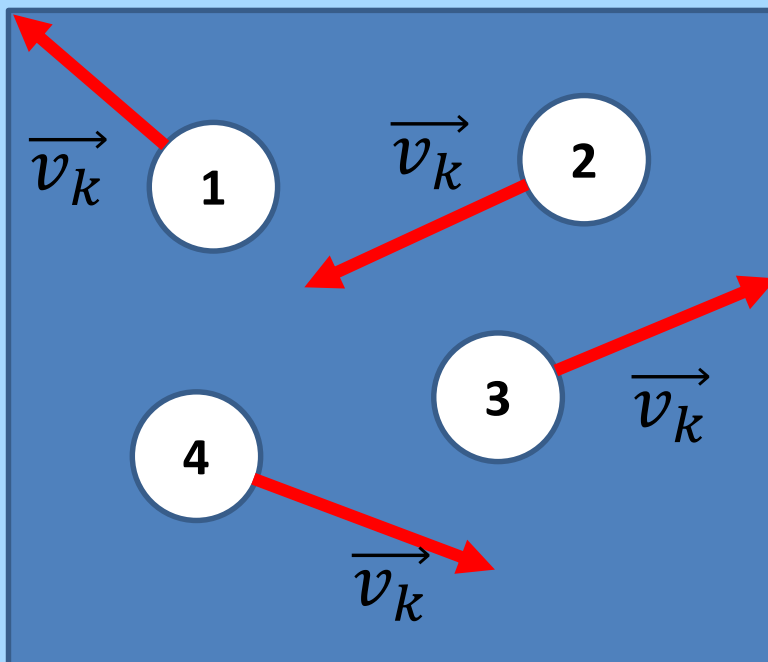
$$E_k = \frac{1}{2} m_0 N_1 v_1^2 + \dots + \frac{1}{2} m_0 N_i v_i^2$$

Celková kinetická energie molekul
konajících neuspořádaný pohyb:

m – hmotnost plynu

$$m = m_0 N$$

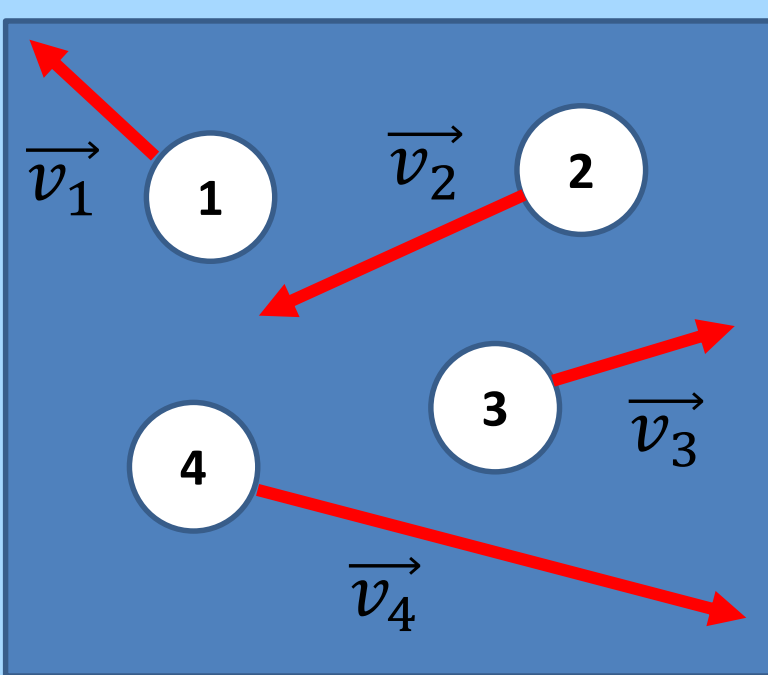
$$E_k = \frac{1}{2} m v^2$$



$$\frac{1}{2} m_0 N v_k^2 = \frac{1}{2} m_0 (N_1 v_1^2 + \dots + N_i v_i^2)$$

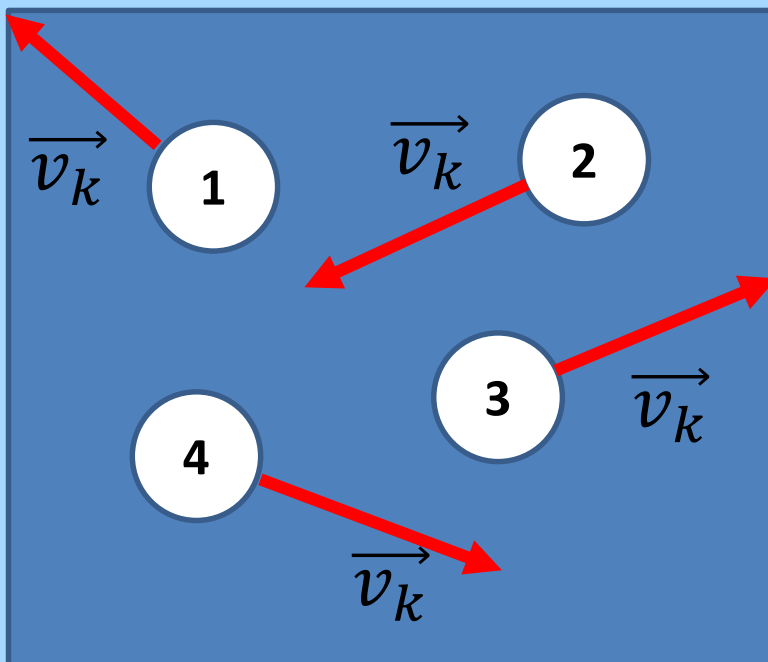
$$v_k^2 = \frac{N_1 v_1^2 + \dots + N_i v_i^2}{N}$$

Druhá mocnina střední kvadratické rychlosti je aritmetickým průměrem druhých mocnin rychlosti molekul.



v_k – střední kvadratická rychlost

Kdyby všechny molekuly měly střední kvadratickou rychlost, kinetická energie soustavy by byla stejná. (Nezměnila by se).



Je to statistická veličina, charakterizuje celý soubor N molekul.

V MFCHT najdeme hodnoty pro různé druhy plynů při teplotě -100°C , 0°C , 100°C , 300°C , 500°C ,...

$$\bar{v}$$

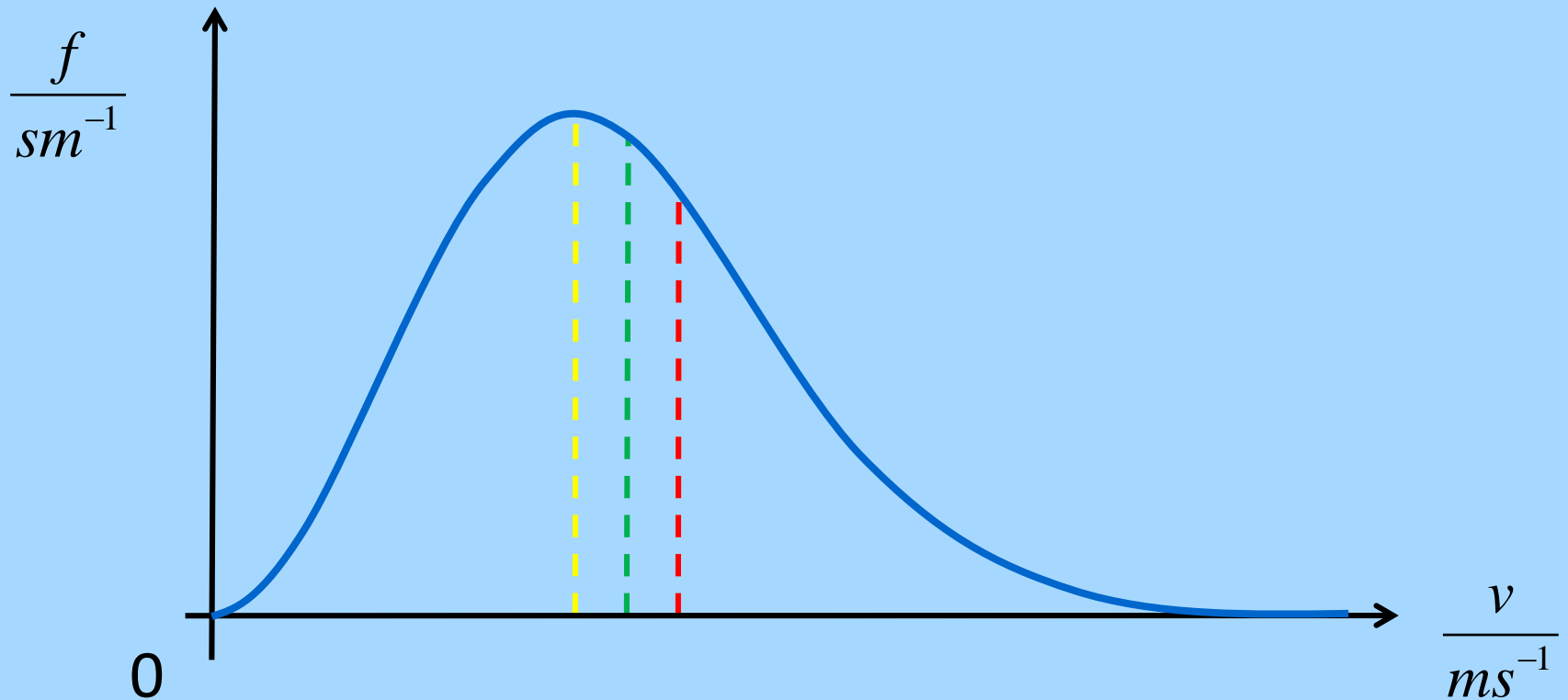
Střední rychlost (průměrná rychlost)

$$v_p$$

Nejpravděpodobnější rychlost

$$v_k$$

Střední kvadratická rychlost



3. 4. TEPLOTA PLYNU Z HLEDISKA MOLEKULOVÉ FYZIKY

$$\uparrow T \rightarrow v_k \uparrow \rightarrow E_k \uparrow$$

S rostoucí teplotou plynu se zvětšuje střední kvadratická rychlost a tím i střední kinetická energie molekuly.

$$E_k = \frac{3}{2} kT$$

Střední kinetická energie jedné molekuly ideálního plynu je přímo úměrná termodynamické teplotě, ale nezávisí na hmotnosti molekuly.

$$k = 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ J} \cdot \text{K}^{-1}$$

Boltzmannova konstanta

Střední kinetická energie N molekul:

$$E_k = \frac{3}{2} NkT$$

Střední kvadratická rychlost molekuly plynu při teplotě T:

$$E_k = \frac{1}{2} m_0 v_k^2$$

$$\frac{1}{2} m_0 v_k^2 = \frac{3}{2} kT$$

$$v_k = \sqrt{\frac{3kT}{m_0}}$$

Pro dva různé ideální plyny o stejných teplotách platí, že jejich molekuly mají stejnou střední kinetickou energii.

$$E_{k1} = E_{k2}$$

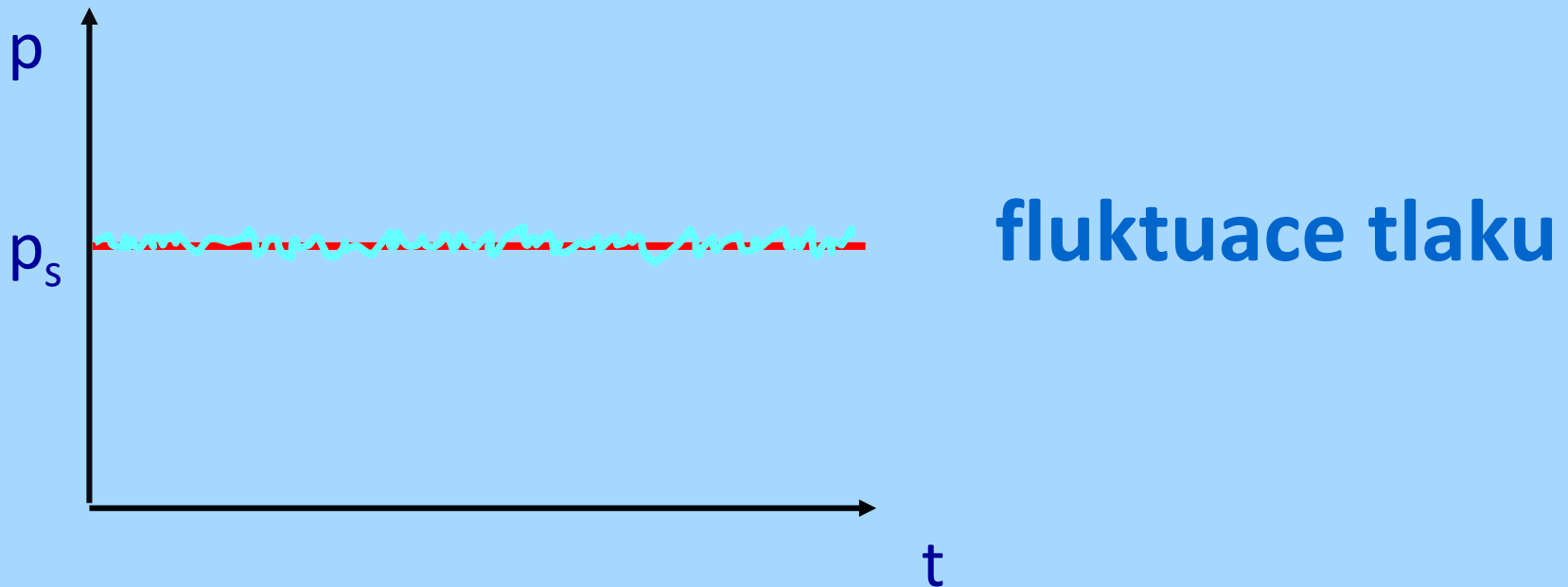
$$\frac{1}{2} m_{01} v_{k1}^2 = \frac{1}{2} m_{02} v_{k2}^2$$

$$m_{01} < m_{02} \Rightarrow v_{k1}^2 > v_{k2}^2$$

$$m_0 = M_r m_u$$

V případě stejných kinetických energií dvou plynů se molekuly plynu, který má těžší částice, pohybují pomaleji.

3. 5. TLAK IDEÁLNÍHO PLYNU



Tlak vyvolaný nárazy molekul na stěny nádoby není konstantní, kolísá kolem střední hodnoty p_s .

Pro střední hodnotu tlaku plynu platí:

$$p = \frac{1}{3} \rho v_k^2$$

ρ hustota plynu

v_k střední kvadratická rychlost

$$p = \frac{1}{3} \frac{m}{V} v_k^2$$

$$m = Nm_0$$

$$p = \frac{1}{3} \frac{Nm_0}{V} v_k^2$$

$$N_V = \frac{N}{V}$$
$$[N_V] = m^{-3}$$

N – počet částic

V – objem nádoby

N_V hustota částic

$$p = \frac{1}{3} N_V m_0 v_k^2$$

3. 6. STAVOVÁ ROVNICE PRO IDEÁLNÍ PLYN

Stav IP v rovnovážném stavu je určen p (tlakem), V (objemem), T (teplotou)

a

N (počtem molekul) nebo

n (látkovým množstvím) nebo

m (hmotností).

Stavová rovnice vyjadřuje vztah mezi těmito veličinami.

3. 6. STAVOVÁ ROVNICE PRO IP (1)

Odvodíme ji z rovnice pro tlak plynu a střední kvadratickou rychlost:

$$p = \frac{1}{3} \rho v_k^2$$

$$N_V = \frac{N}{V}$$

$$p = \frac{1}{3} \frac{m}{V} v_k^2$$

$$v_k = \sqrt{\frac{3kT}{m_0}}$$

$$p = \frac{1}{3} \frac{N}{V} m_0 \frac{3kT}{m_0}$$

$$p = \frac{N}{V} kT$$

$$pV = NkT$$

3. 6. STAVOVÁ ROVNICE PRO IP (2)

$$pV = NkT$$

$$n = \frac{N}{N_A} \Rightarrow N = nN_A$$

$$pV = nN_A kT$$

$$R = N_A k$$

$$R = 6,02 \cdot 10^{23} \text{ mol}^{-1} \cdot 1,38 \cdot 10^{-23} \text{ JK}^{-1}$$

$$R = 8,31 \text{ J} \cdot \text{K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

R molární plynová
konstanta

$$pV = nRT$$

3. 6. STAVOVÁ ROVNICE PRO IP (3)

$$pV = nRT$$

$$n = \frac{m}{M_m}$$

$$pV = \frac{m}{M_m} RT$$

M_m – molární hmotnost
 $M_m = M_r \cdot 10^{-3} \text{ kg.mol}^{-1}$

Stavová rovnice platí přesně pro IP.

Lze ji použít pro skutečné plyny

– přesněji při vysoké teplotě a nízkém tlaku.

3. 7. STAVOVÁ ROVNICE IP STÁLÉ HMOTNOSTI

m – konstantní

Počáteční stav

p_1 V_1 T_1

$$p_1 V_1 = \frac{m}{M_m} R T_1$$

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{m}{M_m} R$$

Konečný stav

p_2 V_2 T_2

$$p_2 V_2 = \frac{m}{M_m} R T_2$$

$$\frac{p_2 V_2}{T_2} = \frac{m}{M_m} R$$

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} = \dots = \frac{pV}{T} = \frac{m}{M_m} R$$

Při stavové změně IP stálé hmotnosti je výraz

$$\frac{pV}{T} = \textit{konst.}$$

3. 8. JEDNODUCHÉ DĚJE S IP stálé hmotnosti

Děje, při nichž je kromě konstantní hmotnosti stálá i jedna z dalších stavových veličin.

A. Izotermický děj $T = konst.$

B. Izochorický děj $V = konst.$

C. Izobarický děj $p = konst.$

D. Adiabatický děj $Q = konst.$

$$\frac{pV}{T} = \textit{konst.}$$

$$\frac{p_1 V_1}{T} = \frac{p_2 V_2}{T}$$
$$p_1 V_1 = p_2 V_2$$

Počáteční stav	p_1	V_1	T
Konečný stav	p_2	V_2	T

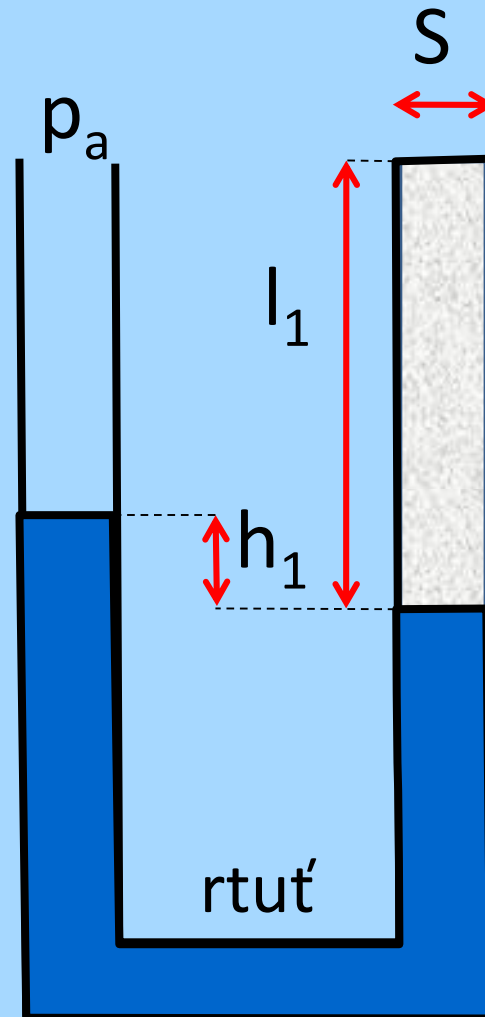
Zákon Boyleův- Mariottův

$$pV = \textit{konst.}$$

Při izotermickém ději
s ideálním plynem stálé hmotnosti
je součin tlaku a objemu plynu konstantní.

Tlak je nepřímo úměrný objemu.

Boylův pokus:



$V_1 = S \cdot l_1$
plyn uzavřený v trubici

$$p_1 = p_a + p_{h1}$$

$$p_1 = p_a + h_1 \rho g$$

$p_h = h \rho g$
hydrostatický
tlak rtuti

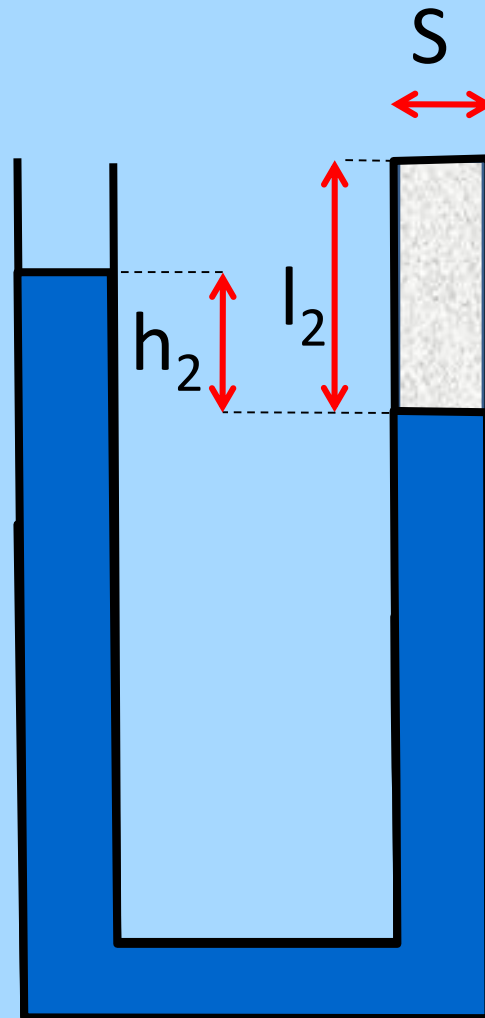
$$p_1 V_1 = konst$$

$$(p_a + h_1 \rho g) S l_1 = konst$$

Boylův pokus:

Přiléváním rtuti měníme tlak uzavřeného vzduchu i jeho objem.

Opakujeme...



$$V_1 = S \cdot l_1$$

$$V_2 = S \cdot l_2$$

$$p_1 = p_a + p_{h1}$$

$$p_2 = p_a + p_{h2}$$

$$p_1 = p_a + h_1 \rho g$$

$$p_2 = p_a + h_2 \rho g$$

$$p_h = h \rho g$$

hydrostatický
tlak rtuti

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 = \dots = p_i V_i = konst$$

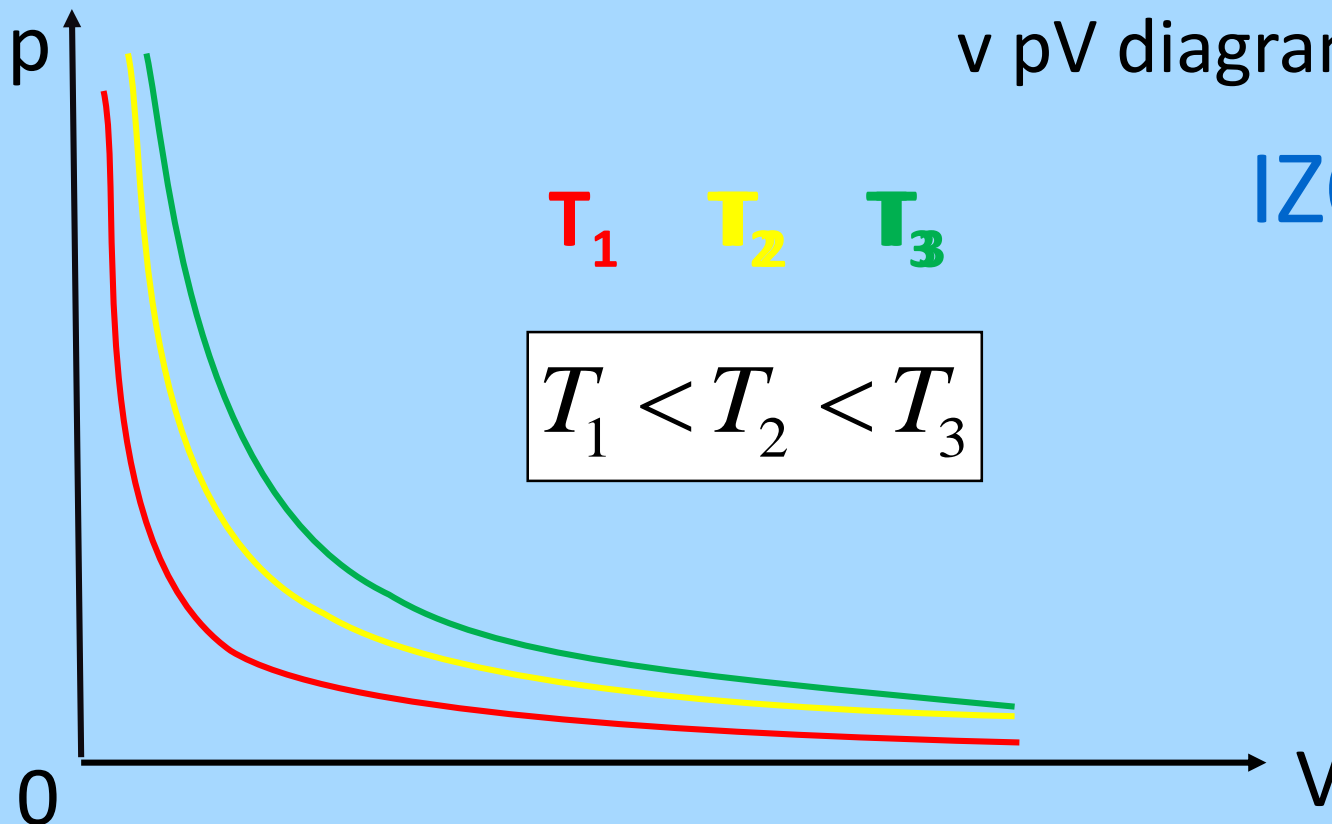
$$(p_a + h_1 \rho g) S l_1 = (p_a + h_2 \rho g) S l_2 = \dots = (p_a + h_i \rho g) S l_i = konst$$

A. IZOTERMICKÝ DĚJ

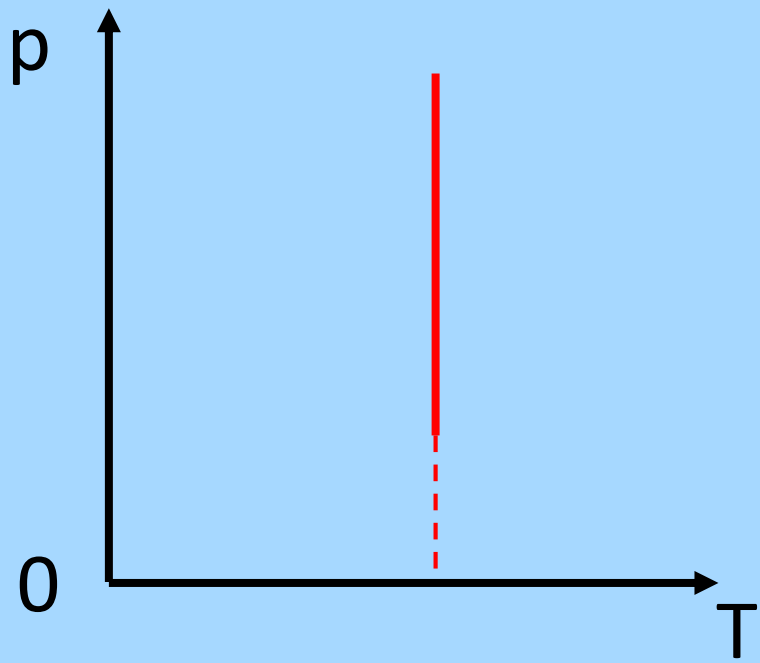
$T = \text{konst.}$

Graf vyjadřující tlak plynu stálé hmotnosti jako funkci objemu při izotermickém ději v pV diagramu se nazývá

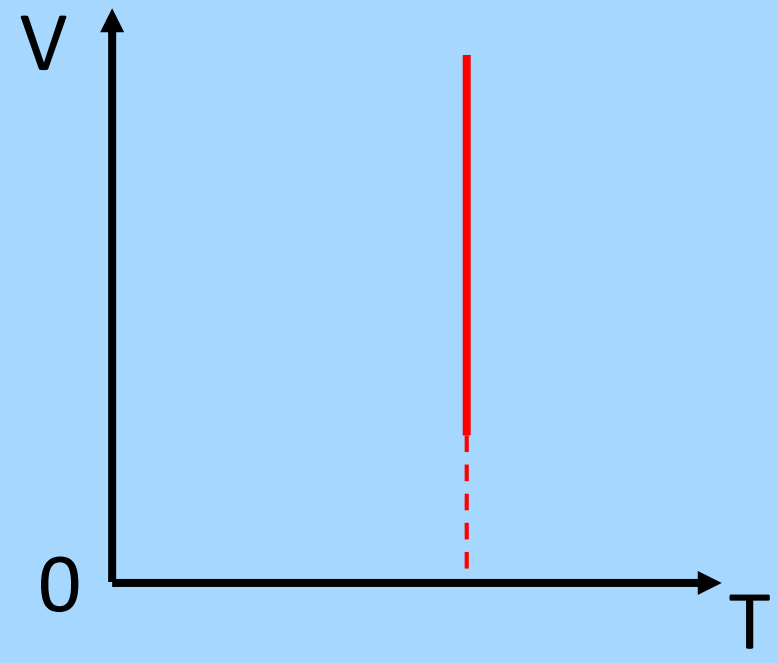
IZOTERMA.



Izoterma v pV diagramu je větev hyperboly.



pT diagram



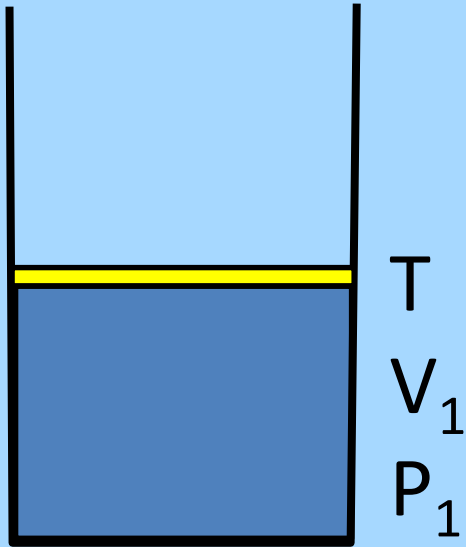
VT diagram

úsečka rovnoběžná s osou

tlaku

objemu

1. termodynamický zákon:

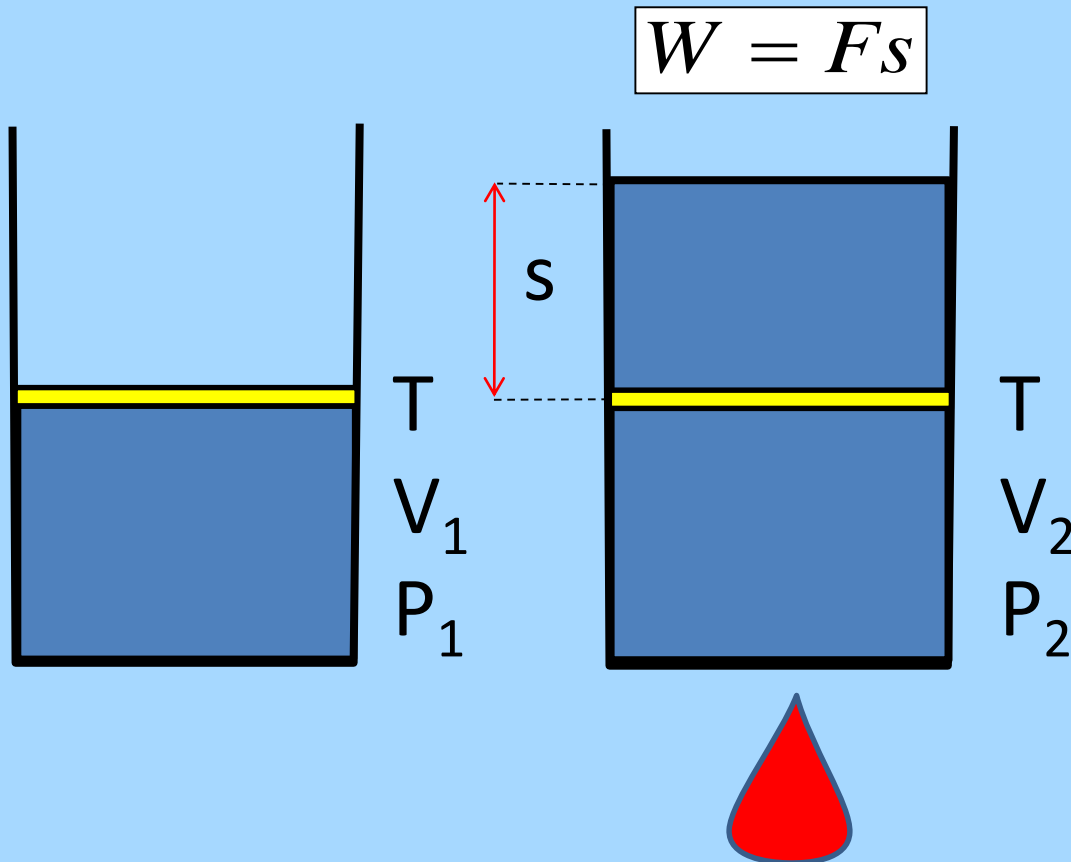


$$\Delta U = W + Q$$

$$\Delta U = 0$$

$$Q = -W$$

1. termodynamický zákon:



$$\Delta U = W + Q$$

$$\Delta U = 0$$

$$Q = -W$$

$$p \cdot V = \textit{konst.}$$

$$V_1 < V_2$$

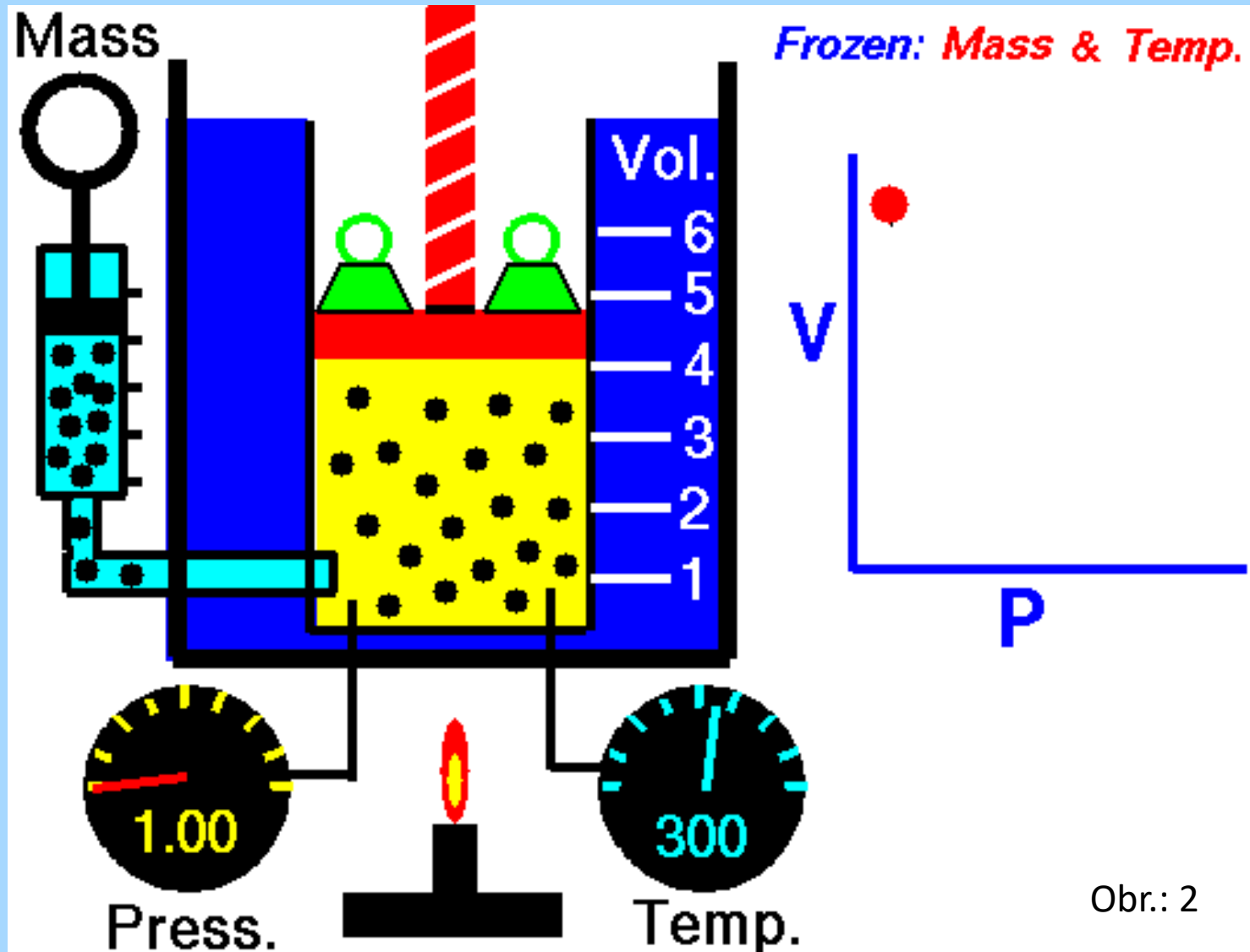
$$p_1 > p_2$$

$$\Delta U = 0$$

$$Q_T = W'$$

Teplo přijaté ideálním plynem při izotermickém ději se rovná práci, kterou plyn při tomto ději vykoná.

Zákon Boyleův- Mariottův



$$\frac{pV}{T} = \textit{konst.}$$

$$\frac{p_1 V}{T_1} = \frac{p_2 V}{T_2}$$

Počáteční stav	p_1	V	T_1
Konečný stav	p_2	V	T_2

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$$

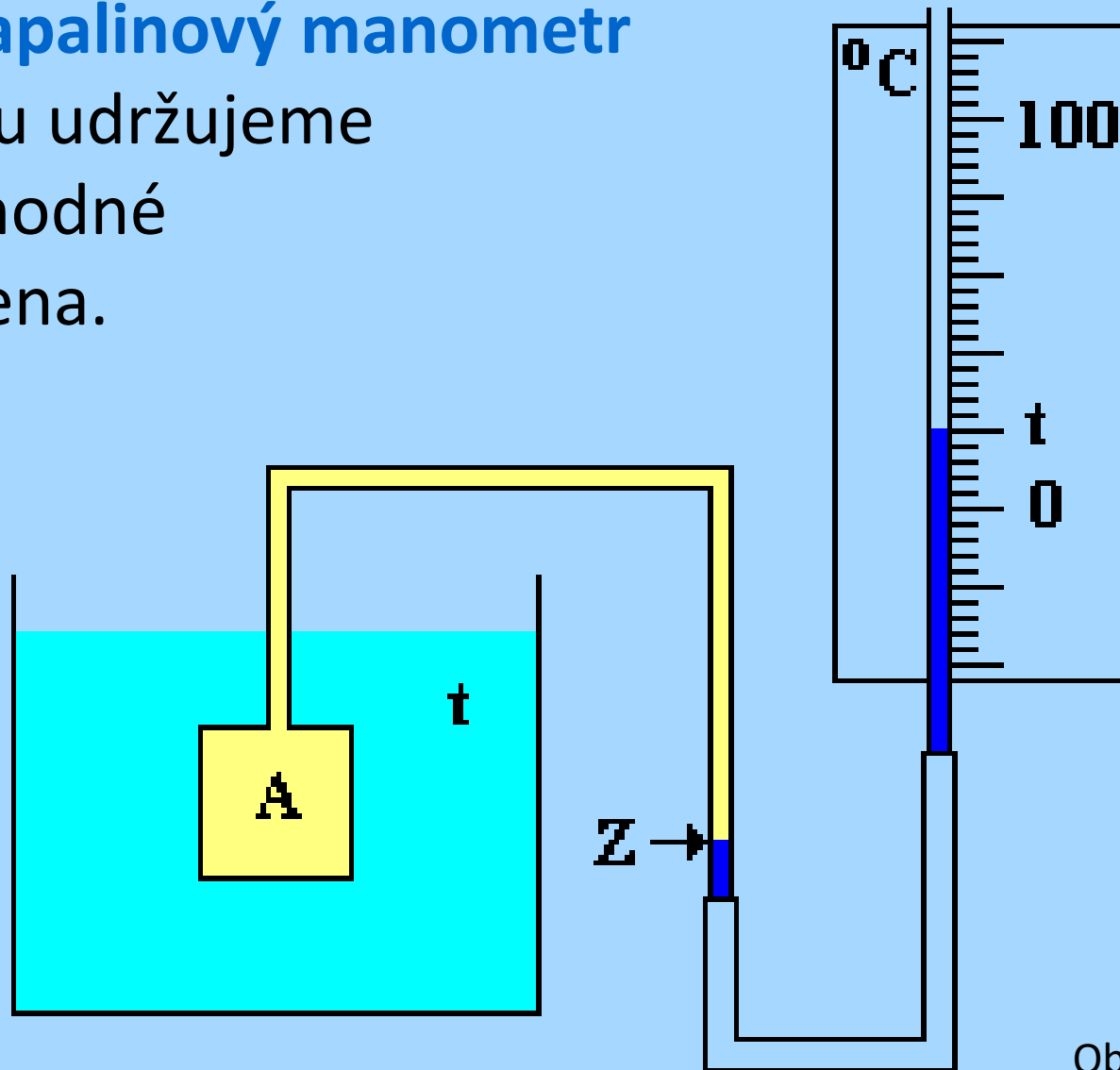
Zákon Charlesův

$$\frac{p}{T} = \textit{konst.}$$

Při izochorickém ději s ideálním plynem stálé hmotnosti je tlak plynu přímo úměrný jeho termodynamické teplotě.

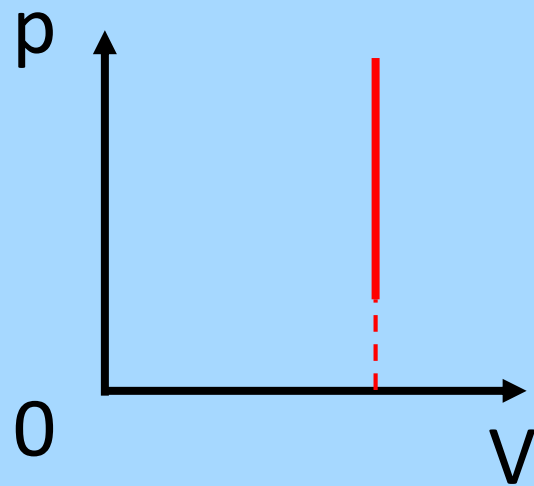
Otevřený kapalinový manometr

Objem plynu udržujeme stálý díky vhodné poloze ramena.

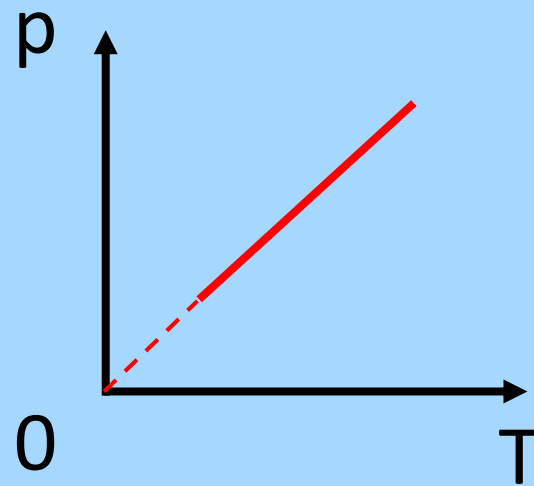


Obr.: 3

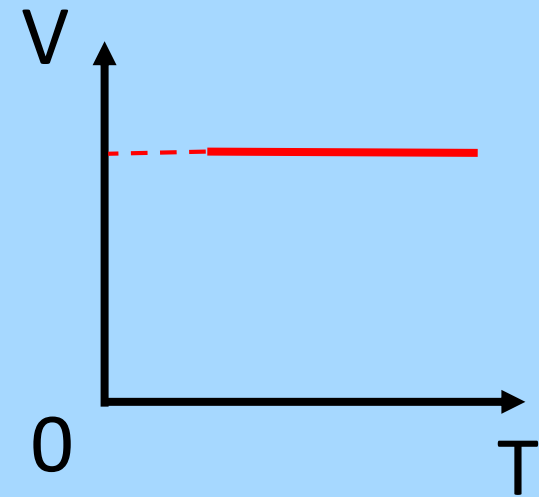
Graf znázorňující izochorický děj v pV diagramu se nazývá **IZOCHORA** - úsečka rovnoběžná s osou p.



pV diagram



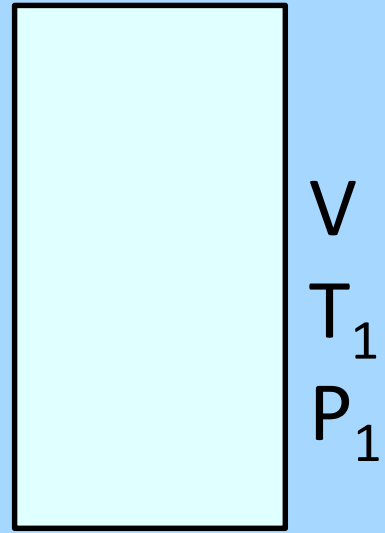
pT diagram



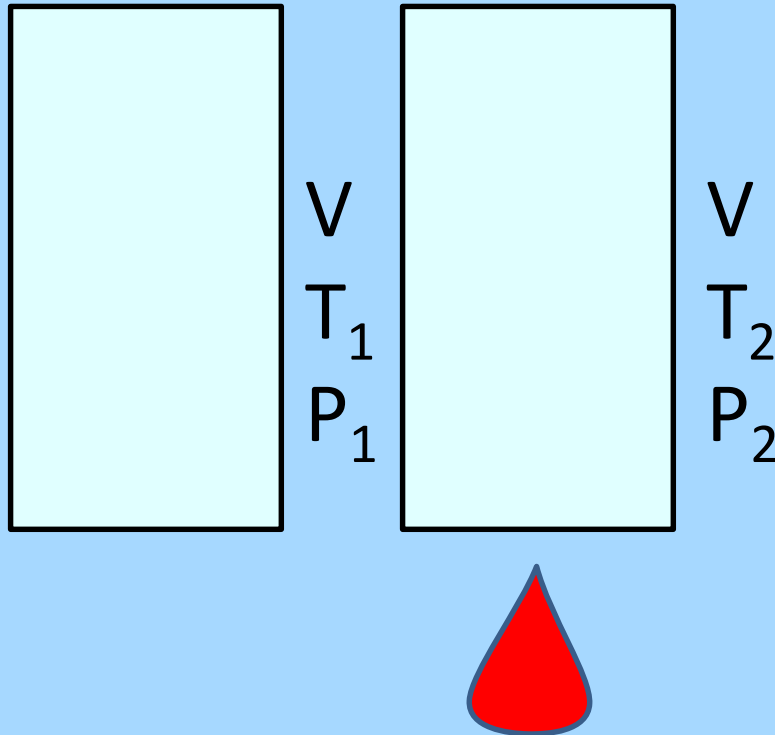
VT diagram

1. termodynamický zákon:

$$\Delta U = W + Q$$
$$Q = \Delta U + W'$$



1. termodynamický zákon:



$$\Delta U = W + Q$$
$$Q = \Delta U + W'$$

$$Q_V = c_v m \Delta T$$
$$\Delta T = T_2 - T_1$$

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

$$T_1 < T_2$$

$$p_1 < p_2$$

$$W' = 0$$

$$Q_V = \Delta U$$

c_v – měrná tepelná kapacita
při stálém objemu

Teplo přijaté při izochorickém ději ideálním plynem se rovná přírůstku jeho vnitřní energie.

$$\frac{pV}{T} = \textit{konst.}$$

$$\frac{pV_1}{T_1} = \frac{pV_2}{T_2}$$
$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$$

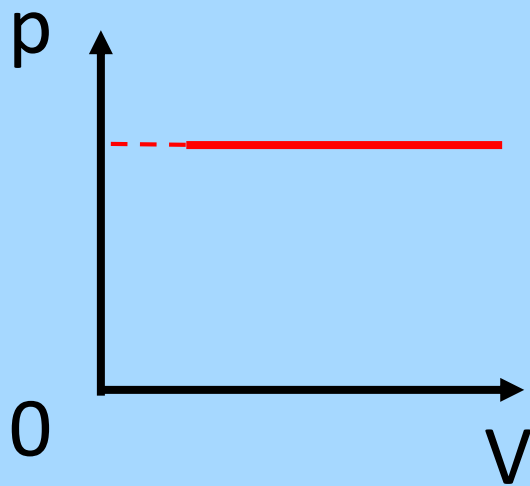
Počáteční stav	p	V ₁	T ₁
Konečný stav	p	V ₂	T ₂

Zákon Gay-Lussacův

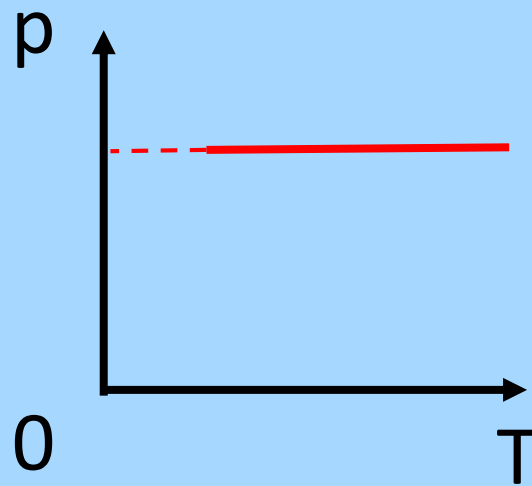
$$\frac{V}{T} = \textit{konst.}$$

Při izobarickém ději s ideálním plynem stále hmotnosti je objem plynu přímo úměrný jeho termodynamické teplotě.

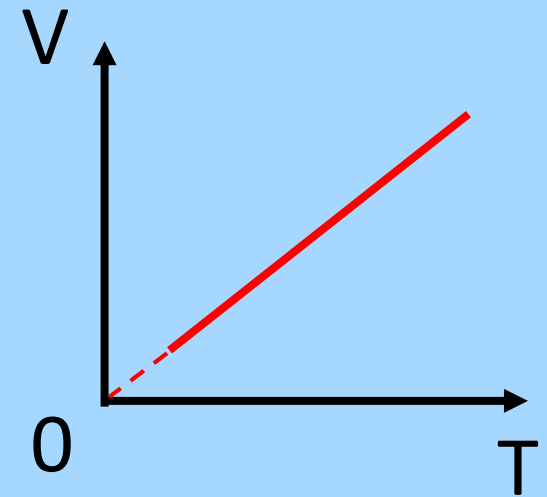
Graf znázorňující izobarický děj v pV diagramu se nazývá **IZOBARA** - úsečka rovnoběžná s osou V .



pV diagram



pT diagram



VT diagram

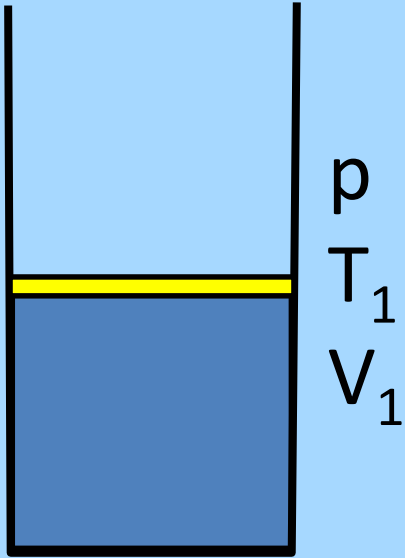
C. IZOBARICKÝ DĚJ

$P = \text{konst.}$

1. termodynamický zákon:

$$\Delta U = W + Q$$

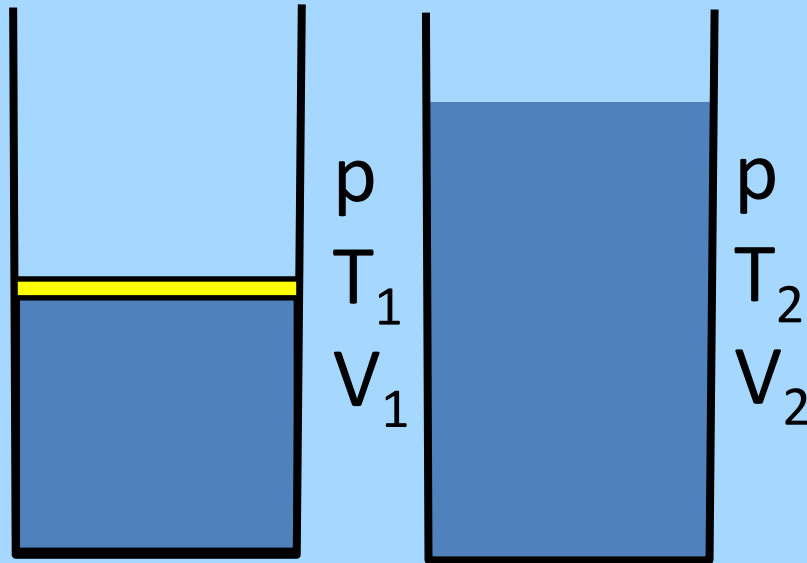
$$Q = \Delta U + W'$$



C. IZOBARICKÝ DĚJ

$P = \text{konst.}$

1. termodynamický zákon:



$$Q_p = c_p m \Delta T$$
$$\Delta T = T_2 - T_1$$

$$\Delta U = W + Q$$
$$Q = \Delta U + W'$$

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

$$T_1 < T_2$$

$$V_1 < V_2$$

$$Q_P = \Delta U + W'$$

c_p – měrná tepelná kapacita
při stálém tlaku

Teplo přijaté při izobarickém ději se rovná součtu přírůstku jeho vnitřní energie a práce, kterou plyn vykoná.

3. 8. JEDNODUCHÉ DĚJE S IP stálé hmotnosti

Pro stejný plyn platí:

$$Q_p = c_p m \Delta T$$

$$Q_V = c_v m \Delta T$$

$$Q_p = \Delta U + W'$$

$$Q_V = \Delta U$$

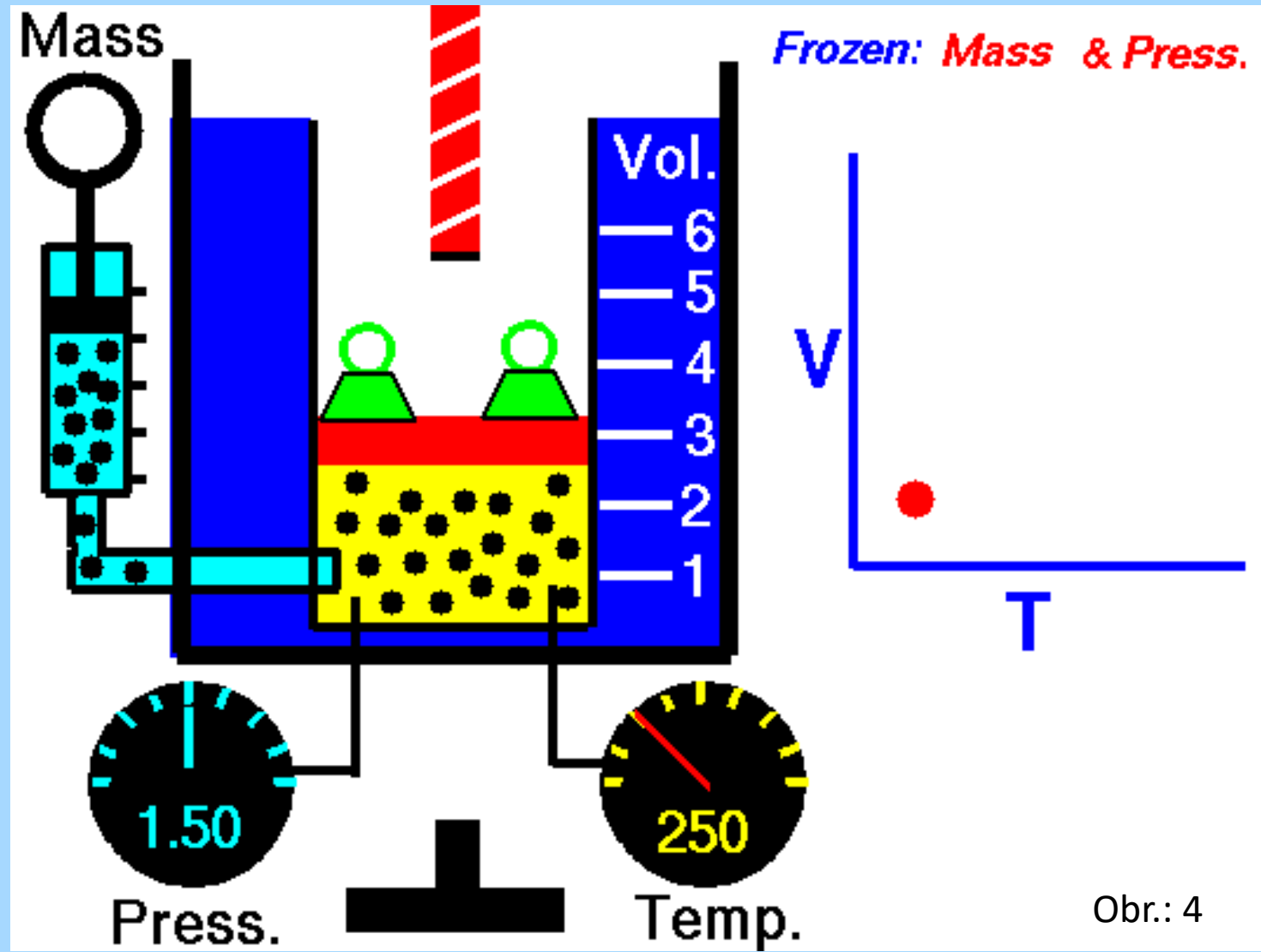
$$Q_p = Q_V + W'$$

$$Q_p > Q_V$$

$$c_p > c_v$$

C. IZOBARICKÝ DĚJ

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



Obr.: 4

IZOTERMICKÝ DĚJ

IZOCHORICKÝ DĚJ

IZOBARICKÝ DĚJ

$$T = \text{konst}$$

$$V = \text{konst}$$

$$p = \text{konst}$$

Boylův-Mariotův

Charlesův

Gay-Lussacův

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

$$p / T = \text{konst}$$

$$V / T = \text{konst}$$

$$V_1 < V_2$$

$$T_1 < T_2$$

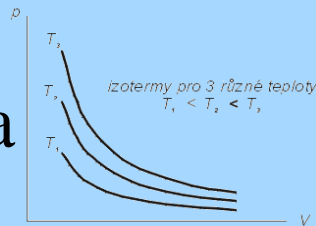
$$V_1 < V_2$$

$$p_1 > p_2$$

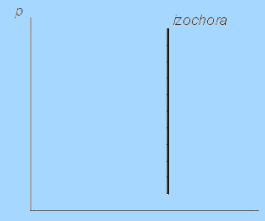
$$p_1 < p_2$$

$$T_1 < T_2$$

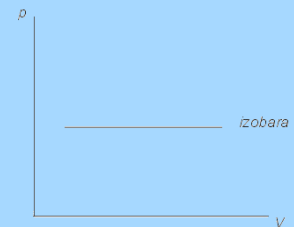
izoterma



izochora



izobara



$$\Delta U = 0$$

$$\Delta U = Q_V$$

$$\Delta U = Q_p + W$$

$$Q = -W = W'$$

$$Q_V = c_V m \Delta T$$

$$Q_p = c_p m \Delta T$$

D. Adiabatický děj

Při adiabatickém ději neprobíhá tepelná výměna mezi plynem a okolím $Q=0$

a. Adiabatická komprese - stlačení

Dochází-li k adiabatickému zmenšování objemu plynu působením vnější síly na píst, pak se teplota plynu zvětšuje.

(molekuly se odrážejí od pístu s větší rychlostí)

$$\Delta T > 0 \quad \Delta U > 0$$

b. Adiabatická expanze – rozpínání

Při adiabatickém zvětšování objemu koná práci plyn a teplota se zmenšuje.

(molekuly se odrážejí s menší rychlostí)

$$\Delta T < 0 \quad \Delta U < 0$$

D. Adiabatický děj

**Poissonův
zákon:**

$$p_1 V_1^\chi = p_2 V_2^\chi$$
$$p V^\chi = konst$$

**Poissonova
konstanta:**

$$\chi$$

závisí na druhu plynu (MFCHT)

- jednoatomové
molekuly

$$\chi = \frac{5}{3}$$

- dvouatomové
molekuly

$$\chi = \frac{7}{5}$$

$$\chi = \frac{c_p}{c_v}$$

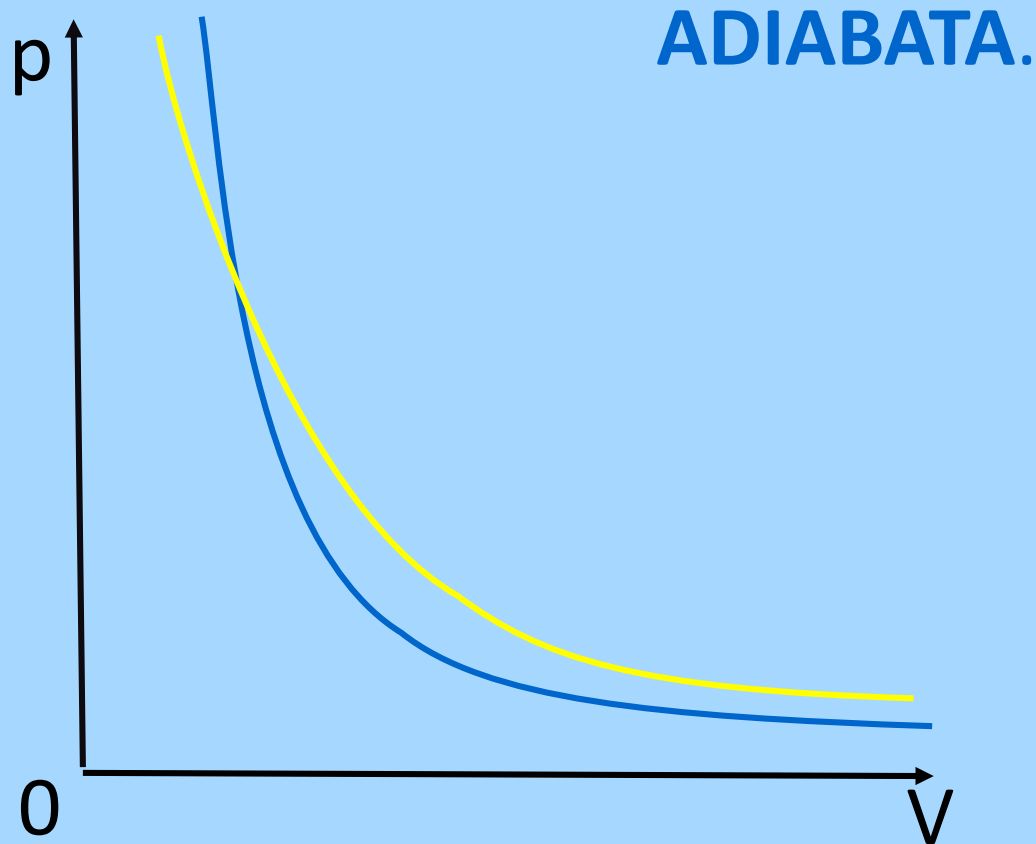
$$c_p > c_v \Rightarrow \chi > 1$$

$$T_1 V_1^{\chi-1} = T_2 V_2^{\chi-1} \Rightarrow TV^{\chi-1} = konst$$

D. Adiabatický děj

Graf vyjadřující tlak plynu stálé hmotnosti jako funkci objemu při adiabatickém ději se nazývá

Klesá strměji
než **izoterma**.



D. Adiabatický děj

Děj, který proběhne tak rychle, že se výměna tepla s okolím nestačí uskutečnit.

V technické praxi dosáhneme

adiabatické komprese

zmenšením objemu ve velmi krátké době tak, že plyn nestačí odevzdat svému okolí teplo,

adiabatické expanze

objemu ve velmi krátké době tak, že plyn nestačí přijmout od svého okolí teplo.

3. 9. PLYN PŘI NÍZKÉM A VYSOKÉM TLAKU

l – volná dráha molekuly

$$[l] = \text{m}$$

dráha mezi dvěma srážkami

(délka přímočarého úseku mezi dvěma po sobě jdoucími srážkami molekuly)

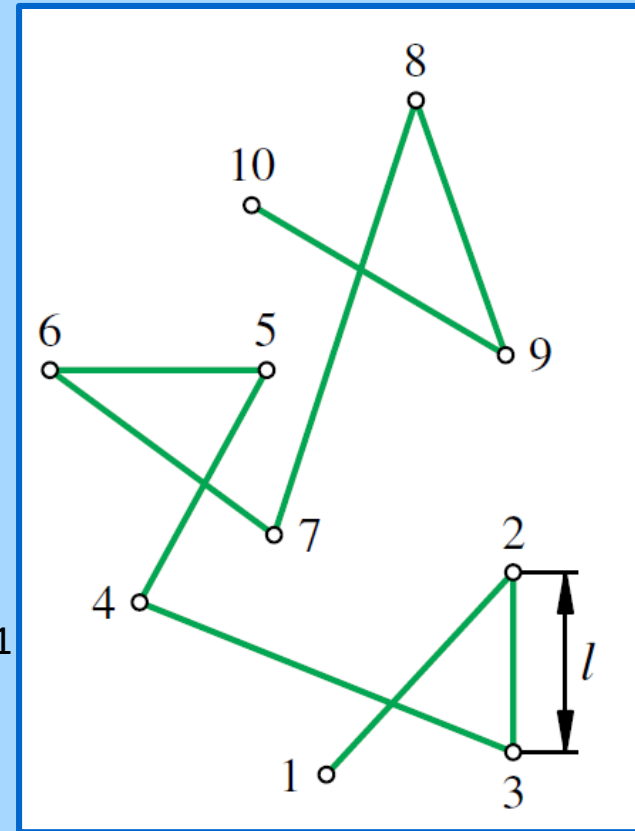
λ – střední volná dráha molekuly

$$[\lambda] = \text{m}$$

průměr volných drah

z – střední srážková frekvence molekul $[z] = \text{s}^{-1}$

počet srážek jedné molekuly
za jednotku času

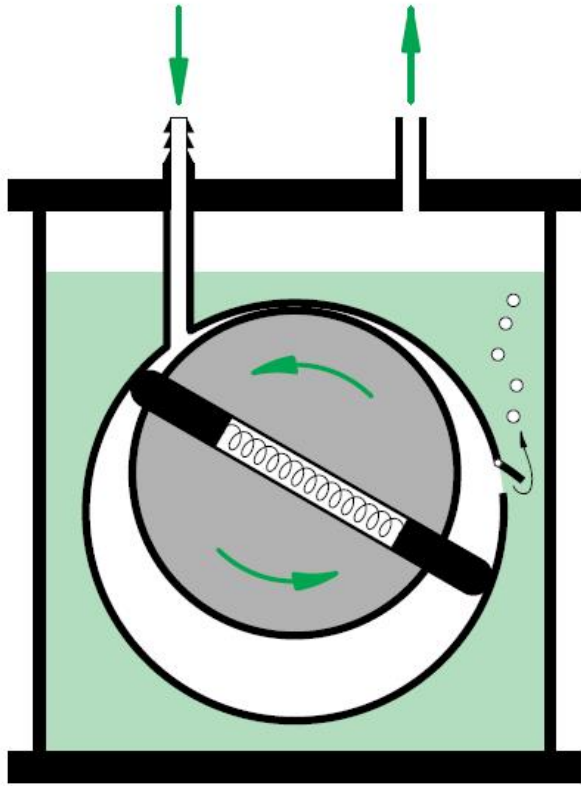


S klesajícím tlakem roste λ a snižuje se z .

Při nízkých tlacích se molekuly navzájem nesrážejí
a narážejí jen na stěny nádoby.
(λ je větší než rozměry nádob)

3. 9. PLYN PŘI NÍZKÉM A VYSOKÉM TLAKU

Vývěvy slouží ke snižování tlaku v uzavřené nádobě.
(rotační olejová vývěva).



R11-2 Schematický řez rotační olejovou vývěvou



R11-3 Rotační dvoustupňová olejová vývěva

3. 9. PLYN PŘI NÍZKÉM A VYSOKÉM TLAKU

Technické využití vakuové techniky:

- obrazovky
- žárovky, výbojky, zářivky
- urychlovače částic



- elektronové mikroskopy
- zdvihání materiálu vakuovou technikou

3. 9. PLYN PŘI NÍZKÉM A VYSOKÉM TLAKU

Technické využití vakuové techniky:

- vakuové balení potravin
- metalurgie (tavba a odplyňování kovů)
- farmacie (výroba antibiotik)

Obr.: 7



Obr.: 8



3. 9. PLYN PŘI NÍZKÉM A VYSOKÉM TLAKU

Magdeburské polokoule (měděné)

Otto von Guericke – starosta Magdeburgu 1654
polokoule drží pohromadě tlak okolního vzduchu.



3. 7. PLYN PŘI NÍZKÉM A VYSOKÉM TLAKU

Magdeburské polokoule



3. 9. PLYN PŘI NÍZKÉM A VYSOKÉM TLAKU

Stlačováním plynu roste tlak.

Při vysokém tlaku a nízké teplotě vznikají mezi molekulami vazby a plyn se mnění v kapalinu.

Plyny stlačené v bombách

- svařování
- hasicí přístroje
- kyslíkové bomby



Obr.: 11

Obr.: 12



Použitá literatura

Literatura

- BARTUŠKA, K., SVOBODA, E. *Molekulová fyzika a termika, Fyzika pro gymnázia*. Praha: Prometheus, 2006. ISBN 80-7196-200-7
- LEPIL, O. *Sbírka úloh pro střední školy. Fyzika* Praha: Prometheus, 2010. ISBN 978-80-7196-266-3

Obrázky:

- [1] – BARTUŠKA, K., SVOBODA, E. *Molekulová fyzika a termika, Fyzika pro gymnázia*. Praha: Prometheus, 2006.
- [2] – http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/1/15/Boyles_Law_animated.gif
- [3] – http://fyzika.jreichl.com/data/Termo_1_zaklad_WQU_soubory/image015.png
- [4] - http://upload.wikimedia.org/wikipedia/commons/e/e4/Charles_and_Gay-Lussac%27s_Law_animated.gif
- [5] - <http://fyzmatik.pise.cz/img/129924.jpg>
- [6] - http://www.uplifter.cz/wp-content/uploads/2009/11/Steinsauger_Allgemein.jpg
- [7] - <http://www.homemag.cz/assets/clanky/2010-10/clanek00643/upload/photo/touchvac-330-b.jpg>
- [8] - http://eshop.tescoma.cz/images/clanky/vakuova_pumpa.jpg
- [9] - http://www.ceskatelevize.cz/program/porady/10319921345/foto09/211563230150012_kone_02.jpg
- [10] - <http://fyzmatik.pise.cz/img/76999.jpg>
- [11] - http://www.hphservis.cz/images/hasici_pristroje_2.jpg
- [12] - <http://ua.all.biz/img/ua/catalog/721243.jpeg>



MINISTERSTVO ŠKOLSTVÍ,
MLÁDEŽE A TĚLOVÝCHOVY



INVESTICE DO ROZVOJE VZDĚLÁVÁNÍ

Tato prezentace vznikla na základě řešení projektu OPVK, registrační číslo: CZ.1.07/1.1.24/01.0114
s názvem
„PODPORA CHEMICKÉHO A FYZIKÁLNÍHO VZDĚLÁVÁNÍ NA GYMNÁZIUM KOMENSKÉHO V HAVÍŘOVĚ“

Tento projekt je spolufinancován Evropským sociálním fondem a státním rozpočtem České republiky.