

GASNO STANJE MATERIJE

- IDEALNO GASNO STANJE-ZAKONI
- JEDNAČINA STANJA IDEALNOG GASA
- GUSTINE GASOVA I PARA
- SMEŠE GASOVA
- TERMIČKA DISOCIJACIJA GASA
- KINETIČKA TEORIJA GASOVA
- REALNO GASNO STANJE-JEDNAČINE
- PRETVARANJE GASOVA U TEČNOSTI
- TRANSPORTNE OSOBINE GASOVA

TERMALNA (TERMIČKA) ENERGIJA ČESTICA

(ili energija termalnog kretanja)

ENERGIJA MEĐUMOLEKULSKIH INTERAKCIJA

odnos ovih energija određuje
odnos **neuređenost/uređenost**
odnosno u kom agregatnom
stanju će se naći materija

GASNO STANJE - čestice (molekuli gasova, atomi plemenitih gasova, atomi para metala) imaju znatnu termalnu energiju, veću od energije međumolekulskih interakcija, pa se neprekidno kreću slučajno, slobodno u svim pravcima pravolinijski, bez uticaja međumolekulskih interakcija, različitim prosečnim brzinama koje rastu sa porastom temperature; sudaraju se međusobno i sa zidovima suda; s porastom p i T kretanje je haotičnije; gas nema stalan oblik i zapreminu odnosno zauzima oblik i zapreminu suda u kome se nalazi. Mnogo slobodnog prostora, mala gustina, velika stišljivost, velika mešljivost u svim odnosima.

TEČNO STANJE - rastojanja između čestica manja; međumolekulske interakcije izražene; definisana zapremina; tečnost zauzima oblik suda u kome se nalazi.

ČVRSTO STANJE - veoma mala međusobna rastojanja; jake sile; raspored čestica pravilan; nema slobodnog kretanja; definisan oblik i zapremina.

STANJE GASNE PLAZME - joni i elektroni; prirodne (pri pojavi munje i polarne svetlosti) i veštačke plazme ili tzv. hladna plazma (laboratorijski uz generator).

Gas-najjednostavnije stanje materije (grčki *chaos*-nered)

Staklo i tečni kristali se ne mogu svrstati ni u jedno stanje materije.

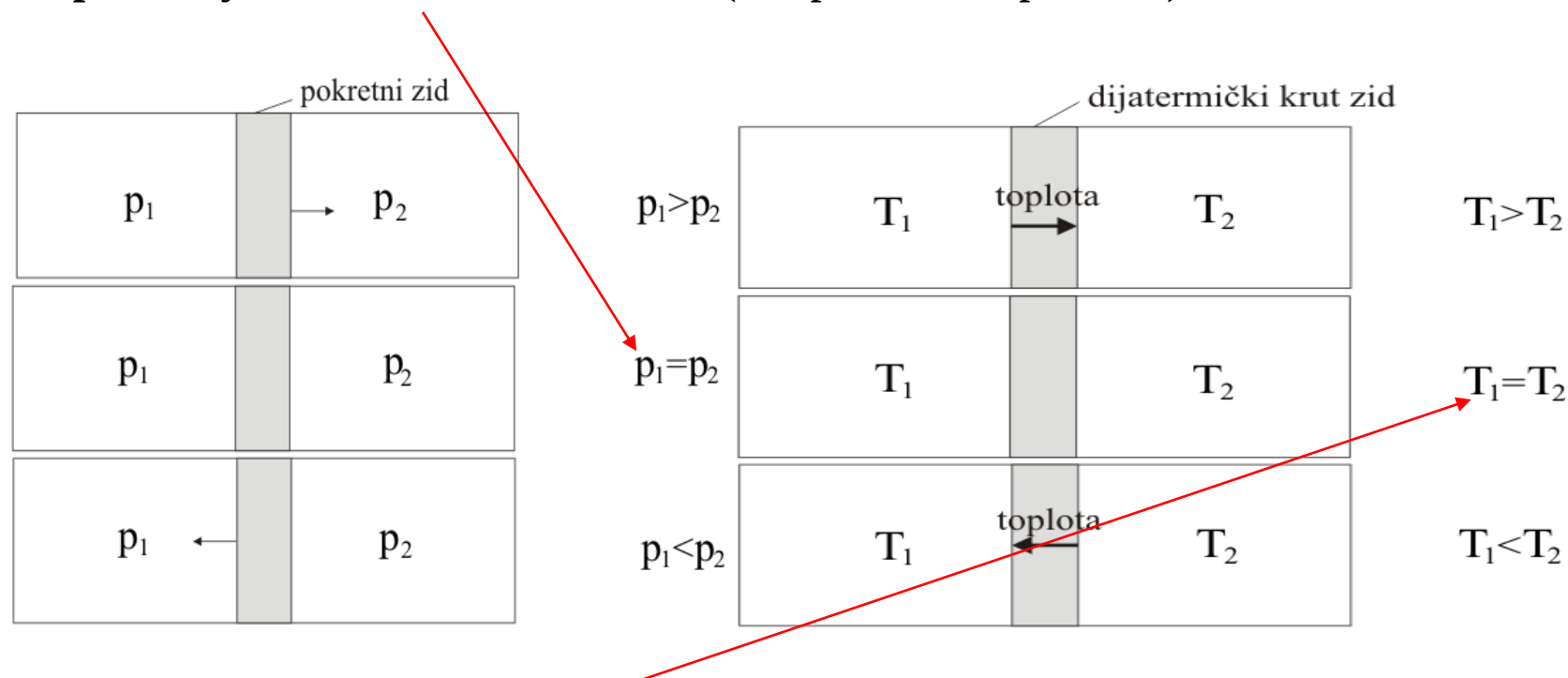
Mnoge supstance se mogu javiti u svakom od stanja zavisno od uslova kojima su izložene.

Gas-stanje materije sa definisanim parametrima: V , n , p i T . Dovoljno je dati 3 parametra pa četvrti sledi.

Opšti oblik jednačine stanja: $p = f(T, V, n)$

Jedna od jednačina stanja eksplicitno:
$$p = \frac{nRT}{V}$$

Pritisak p -kriterijum **mehaničke ravnoteže** (bez promene zapremine)



Temperatura T -kriterijum **termičke ravnoteže** (Nulti zakon termodinamike)

Svaka supstanca je opisana jednačinom stanja.

Dva uzorka neke supstance koja imaju iste fizičke osobine su u istom stanju.

IDEALNO GASNO STANJE

- idealan gas ne postoji
- govorimo o približavanju ponašanju idealnog gasa
- čestice su na velikom rastojanju
- ukupna zapremina samih čestica je zanemarljiva u odnosu na zapreminu koju gas zauzima
- zanemarljive su međumolekulske interakcije
- prisutni su samo elastični sudari (ukupna translatorna E_k se ne menja)
- promena parametara stanja vodi promeni stanja sistema
- vezu između parametara stanja opisuju gasni zakoni (formulisani u XVII veku)



Idealno gasno stanje: skup čestica (materijalnih tačaka) zanemarljivih zapremina koje zbog velikih rastojanja međusobno ne interaguju i koje se neprekidno haotično kreću u svim pravcima (kinetička energija se svodi na translatornu energiju molekula). Idealni gas je monoatomski.

OSNOVNI GASNI ZAKONI

1. BOJL-MARIOTOV ZAKON (*irac R. Boyle; francuz E. Mariotte-nezavisno*)

Na **konstantnoj temperaturi** zapremina određene količine gasa je obrnuto proporcionalna pritisku pod kojim se gas nalazi odnosno na konstantnoj temperaturi proizvod p i V određene količine gasa je konstantan.

Ako se gasu smanji zapremina (gas se sabija), povećaće se njegova koncentracija, samim tim i broj sudara čestica gasa sa zidovima, iz čega proizilazi veći pritisak.

Npr. disanje: pri udisanju dijafragma se spušta, zapremina grudne šupljine se povećava pa okolni vazduh na većem pritisku ulazi u pluća. Obrnuto kod izdisanja.

$$p = \left(\frac{\text{const.}}{V} \right)_{T,n} \quad \longrightarrow \quad (pV)_{T,n} = \text{const.}$$

T i $n = \text{const.}$

$$p_1 V_1 = p_2 V_2 \quad / : V_1 p_2 \quad \longrightarrow \quad \frac{p_1}{p_2} = \frac{V_2}{V_1}$$

1,2-dva stanja gasa

konstanta proporcionalnosti

$$V \propto \frac{1}{\rho} \quad \longrightarrow \quad \frac{p_1}{p_2} = \frac{\rho_1}{\rho_2} \quad \longrightarrow \quad p = k\rho$$

direktna proporcionalnost pritiska i
gustine gasa

$$V \propto \frac{1}{c} \quad \longrightarrow \quad \frac{p_1}{p_2} = \frac{c_1}{c_2}$$

DIFERENCIJALNI RAČUN

$$(pV)_{T,n} = \text{const.}$$

$$d(pV)_{T,n} = 0$$

$$d(pV)_{T,n} = p dV + V dp = 0$$

$$p dV = -V dp$$

$$\frac{dV}{V} = -\frac{dp}{p}$$



određenoj relativnoj promeni zapremine gasa odgovara jednaka relativna promena pritiska ali suprotnog znaka odnosno ako se pritisak poveća za 10% zapremina će se smanjiti za 10%.

OSNOVNA PRAVILA IZVODA

Ako su:

$$u = u(x)$$

$$v = v(x)$$

funkcije koje imaju izvod u tački x onda je:

$$(const. u)' = const. u'$$

$$(u \pm v)' = u' \pm v'$$

$$(uv)' = u'v + v'u$$

$$\left(\frac{u}{v}\right)' = \frac{u'v - uv'}{v^2}$$

OSNOVNA TABLICA IZVODA

$$\text{const.}' = 0$$

$$(x^n)' = nx^{n-1}$$

$$x' = 1$$

$$\left(\frac{1}{x}\right)' = -\frac{1}{x^2}$$

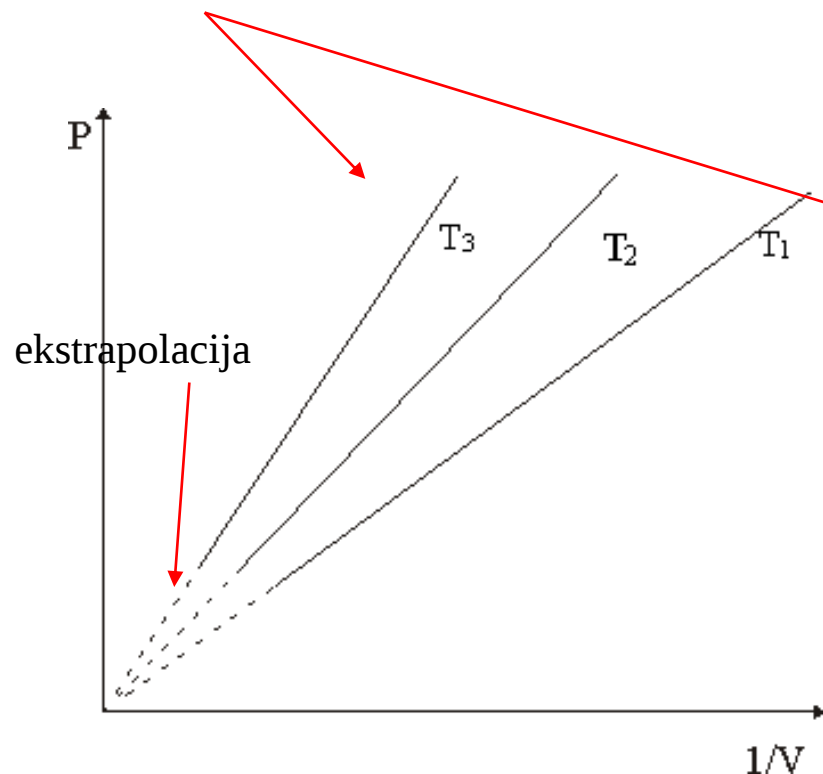
$$(\sqrt{x})' = \frac{1}{2\sqrt{x}}$$

$$(a^x)' = a^x \ln a$$

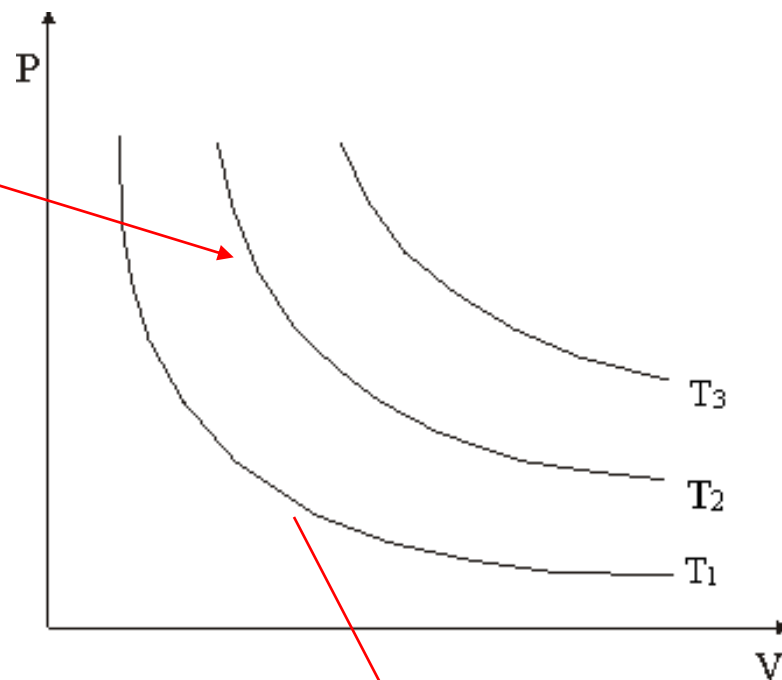
$$(e^x)' = e^x$$

$$(\ln x)' = \frac{1}{x}$$

$T_1 < T_2 < T_3$ (V i p rastu s porastom temperature iz Gej-Lisakovog i Šarlovog zakona)



Zavisnost pritiska od recipročne vrednosti zapremine određene količine gasa na različitim temperaturama, $p=f(1/V)$



Zavisnost pritiska od zapremine određene količine gasa na različitim temperaturama, $p=f(V)$ ili p - V dijagram

-za razne temperature se dobijaju ravnostrane hiperbole koje se nazivaju **Bojlove izoterme**
-zakon važi za većinu gasova samo za niže pritiske tj. kada pritisak teži nuli ($p \rightarrow 0$), tako da Bojl-Mariotov zakon predstavlja **granični zakon** koji važi za **niske pritiske**
-**realan gas** se približava ovom zakonu pri nižim pritiscima i višim temperaturama (videćemo kasnije zašto)

2. GEJ LISAKOV I ŠARLOV ZAKON (*francuzi J.L.Gay-Lussace i J.A.Charles*)

Definišu uticaj **temperature** na promenu **zapremine** pri konstantnom pritisku (**izobarski proces**) i na promenu **pritiska** pri konstantnoj zapremini (**izohorski proces**).

Pri **izobarskom** povećanju temperature date mase odnosno količine gasa, promena zapremine gasa srazmerna je temperaturi kao i zapremini koju je gas imao na 0°C odnosno pri konstantnom pritisku zapremina određene količine gasa linearno raste sa temperaturom:

$$\Delta V = \alpha_V V_0 t \longrightarrow \Delta V = V_t - V_0 \longrightarrow V_t = V_0 + \alpha_V V_0 t = V_0 (1 + \alpha_V t)$$



koeficijent povećanja zapremine gasa (relativni priraštaj zapremine, stepen⁻¹)

Eksperimentalno je pokazano da **koeficijent širenja gasa** ima u širokom opsegu pritiska i temperature konstantnu vrednost za sve gasove 0,00366099 stepen⁻¹ (granična vrednost za male pritiske za idealno gasno stanje):

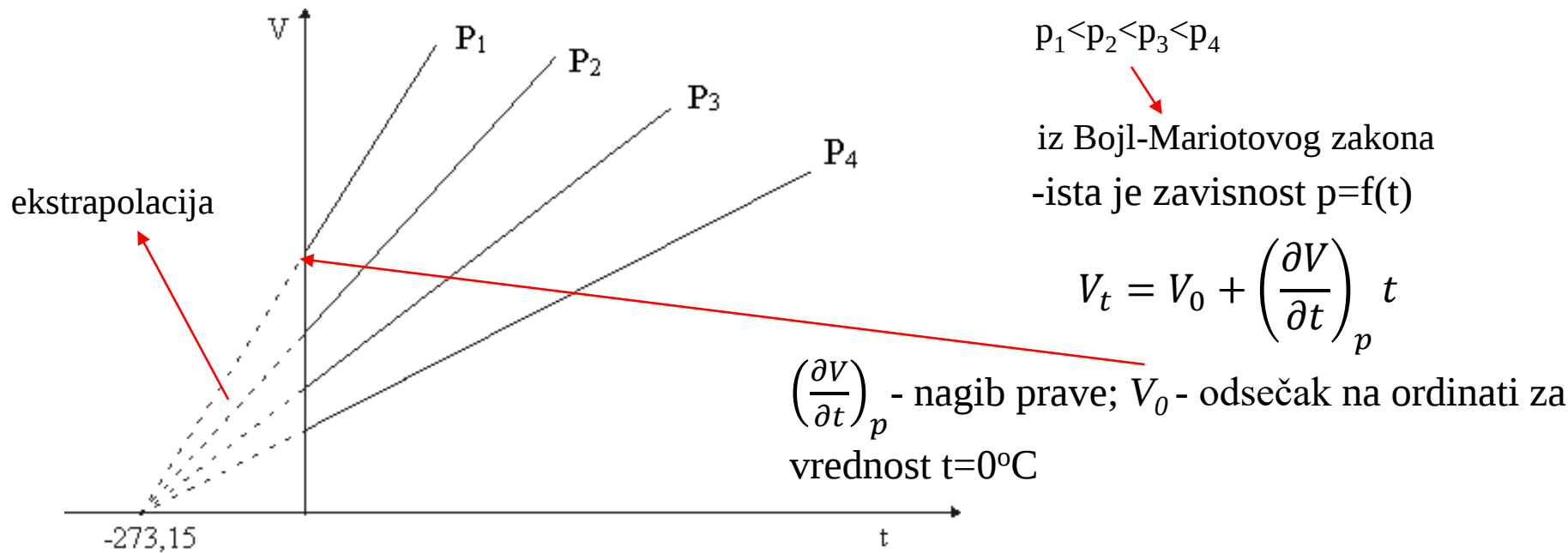
$$\alpha_V = \frac{1}{273,15}$$

ako se neka određena količina gasa zagreje od 0 do 1°C tada se njegova početna zapremina V_0 poveća za 1/273 deo početne zapremine

$$\longrightarrow V_t = \left(\frac{273,15 + t}{273,15} \right) V_0$$

Analogno prethodnom, pri **izohorskom** procesu: $p_t = p_0 (1 + \alpha_p t) \longrightarrow p_t = \left(\frac{273,15 + t}{273,15} \right) p_0$

koeficijent povećanja pritiska (relativni priraštaj pritiska, stepen⁻¹)



Zavisnost zapremine određene količine gasa od temperature pri različitim pritiscima; $V=f(t)$

-pri smanjenju temperature, V odnosno p teži nuli što nema realno značenje jer je masa neuništiva a i na niskim temperaturama gasovi se **kondenzuju** i pre nego da dostignu tu temperaturu i to stanje se ne opisuje zakonima koji važe za idealne gasove. Sledi da ovaj zakon važi za **niske pritiske i visoke temperature**.

Pomeranjem koordinatnog početka u tačku $-273,15$ može se apscisa prikazati novom promenljivom T (apsolutna temperatura, K): $T = t + 273,15$

$$V_t = \left(\frac{273,15 + t}{273,15} \right) V_0 \quad \longrightarrow \quad V_t = V_0 \left(\frac{T}{T_0} \right) \quad \longrightarrow \quad \frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1} \quad \frac{\rho_1}{\rho_2} = \frac{T_2}{T_1} \quad \frac{c_1}{c_2} = \frac{T_2}{T_1}$$

$$p_t = \left(\frac{273,15 + t}{273,15} \right) p_0 \quad \longrightarrow \quad p_t = p_0 \left(\frac{T}{T_0} \right) \quad \longrightarrow \quad \frac{p_2}{p_1} = \frac{T_2}{T_1}$$

3. AVOGADROV ZAKON ili princip (*italijan A. Avogadro*)

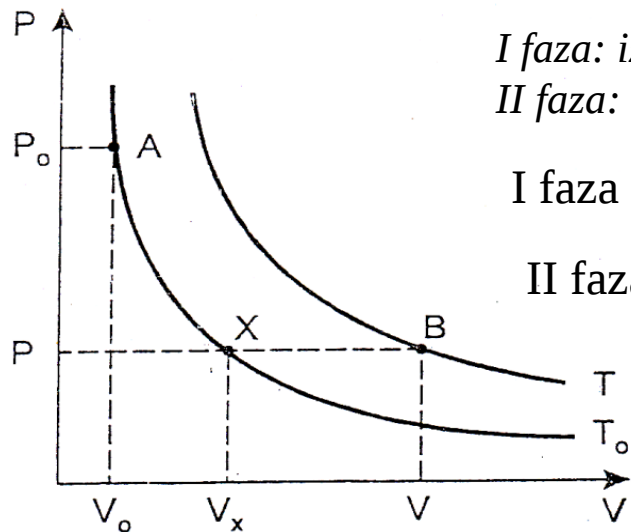
Avogadro je postavio hipotezu:

Jednake zapremine svih gasova na istoj temperaturi i pritisku sadrže isti broj čestica.

- **Mol** je jedinica za količinu supstance (n). Po definiciji mol supstance sadrži onoliko elementarnih čestica koliko ima atoma u 0,012 kg ugljenika $^{12}_6\text{C}$
Te čestice mogu biti molekuli, atomi, joni, elektroni itd.
- **Molarna zapremina** V_m predstavlja zapreminu jednog mola supstance:
$$V_m = \frac{V}{n} \quad [m^3 \text{mol}^{-1}]$$
- **Avogadrov broj** ili Avogadrova konstanta, je broj čestica u jednom molu supstance. Obeležava se sa N_A (L) i iznosi $6,022045 \times 10^{23} \text{mol}^{-1}$.
- Zapremina koju zauzima 1 mol ma kog gasa pri standardnim uslovima, ranije zvani normalni, (označavaju se sa **STP**, *eng. Standard Temperature and Pressure*) tj. na temperaturi od 0°C i pritisku od 1 atm iznosi $V_m = 22,414 \text{ dm}^3 \text{mol}^{-1}$
- Standardni uslovi sredine, tzv. ambijentalni uslovi, koji se označavaju sa **SATP** (*eng. Standard Ambient Temperature and Pressure*) su temperatura od 25°C i pritisak od 1 bar ($1 \text{ bar} = 10^5 \text{ Pa}$; $1 \text{ atm} = 101325 \text{ Pa}$). Molarna zapremina pri ovim uslovima iznosi $V_m = 24,789 \text{ dm}^3 \text{mol}^{-1}$
- **Avogadrov zakon:** molarne zapremine (V_m) različitih gasova na istoj temperaturi i pritisku iste su za sve gasove.

JEDNAČINA STANJA IDEALNOG GASA

- prethodni zakoni izražavaju međusobnu zavisnost dva parametra stanja kada su druga dva konstantna
- jednačina stanja idealnog gasa opisuje promene stanja gasa kada se p, T i V menjaju.



I faza: izotermno širenje od stanja A do stanja X na T_0

II faza: izobarsko širenje od stanja X do stanja B na p

I faza Bojl-Mariotov zakon: $p_0 V_0 = p V_x$

II faza Gej-Lisakov zakon: $V = \left(\frac{T}{T_0} \right) V_x$

$$\frac{p_0 V_0}{T_0} = \frac{p V}{T} \equiv R$$

const.

$$R = \frac{p_0 V_0}{T_0} = \frac{22,414 \cdot 10^{-3} \text{ m}^3 \text{ mol}^{-1} \cdot 101325 \text{ Pa}}{273,15 \text{ K}} = 8,31451 \text{ J K}^{-1} \text{ mol}^{-1}$$

$$\text{Pa} = \text{Nm}^{-2}; J = \text{Nm}; N = \text{kgms}^{-2}$$

R je konstanta i naziva se **univerzalna gasna konstanta**

$$pV = RT$$

za 1 mol

$$pV = nRT$$

za n molova

jednačina idealnog gasnog stanja ili **Klapejronova jednačina** (*francuz B.P.E. Clapeyron*)
i praktično obuhvata prethodno pomenute zakone

Pošto V mora da bude različito od 0, na bilo kom pritisku p, T mora da bude veće ili jednako 0 (*apsolutna temperatura*).

- jednačinu zadovoljava **većina gasova na sobnoj temperaturi i atmosferskom pritisku**, dok se pri većim pritiscima i nižim temperaturama javljaju znatna odstupanja
- opisuje ponašanje **svih gasova pri graničnim uslovima, $p \rightarrow 0$ i $T \rightarrow \infty$**
- gasovi koji se pokoravaju ovoj jednačini ponašaju se idealno odnosno nalaze se u uslovima idealnog gasnog stanja
- većina gasova pokazuje manje ili veće odstupanje odnosno nalaze se u realnom gasnom stanju ali se pri navedenim graničnim uslovima ponašaju prema jednačini idealnog gasnog stanja.

$$pV = nRT$$



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

masa

molarna masa

$$pV = \text{const}$$

$$V = \text{const} \cdot T$$

$$p = \text{const} \cdot T$$

$$V = \text{const} \cdot n$$

matematički zapisi gasnih zakona

$$pV = \text{const} \cdot nT$$

R

jednačina stanja idealnog gasa

$$n, T = \text{const}; pV = \text{const}$$

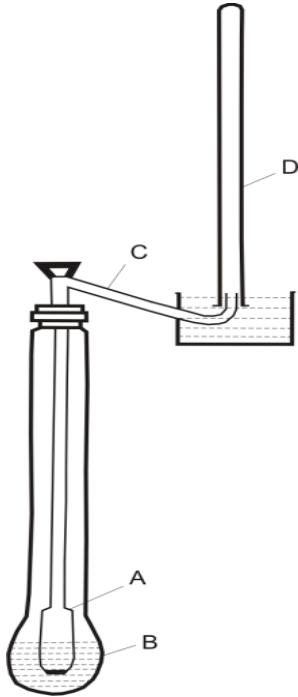
$$n, p = \text{const}; V \propto T$$

$$n, V = \text{const}; p \propto T$$

$$p, T = \text{const}; V \propto n$$

matematički zapisi gasnih zakona

Metoda za određivanje relativne molekulske mase lako isparljivih tečnosti a na osnovu ove jednačine naziva se **Viktor-Majerova** (*nemac Victor-Meyer*) metoda.



Korigovani atmosferski (barometarski) pritisak:

$$p = p_b - f_{H_2O} x_{H_2O} - \rho_{H_2O} gh$$

atmosferski pritisak, Pa

napon vodene pare, Pa

vlažnost vazduha
odnosno molski udeo
vodene pare

gustina vode, $g\ cm^{-3}$

ubrzanje Zemljine teže,
 $9,81\ m\ s^{-2}$

visina vodenog stuba, cm

hidrostatički pritisak odnosno
pritisak vodenog stuba, Pa

Aparatura za određivanje molarne mase
po Viktor-Majeru

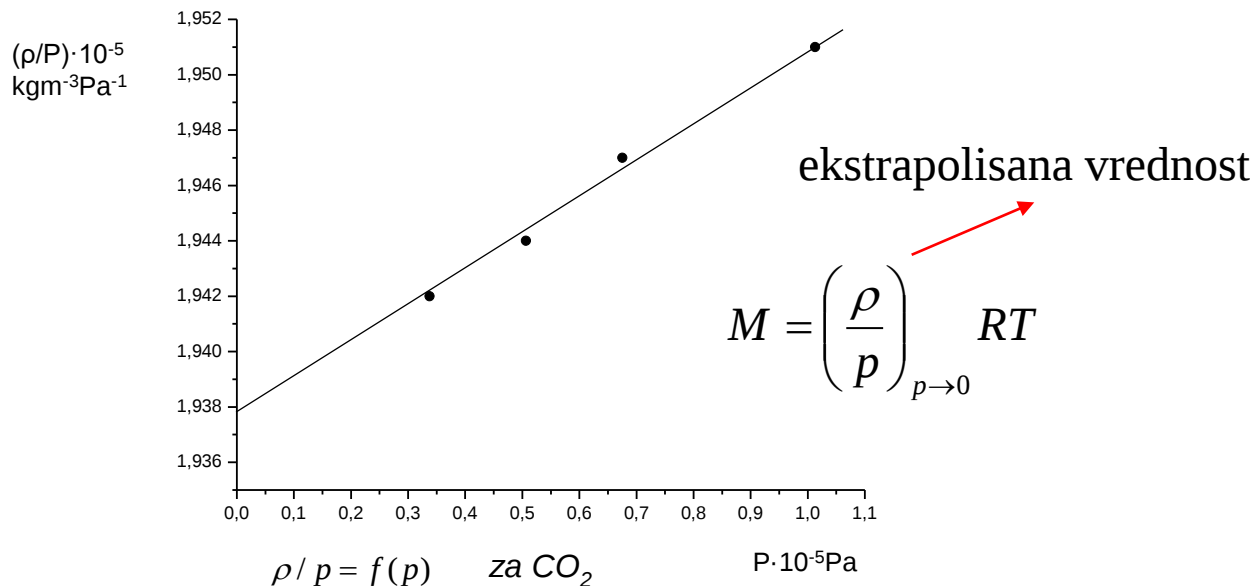
$$M = \frac{mRT}{pV}$$

GUSTINE GASOVA I PARA

$$p = \frac{m}{V} \frac{RT}{M} = \rho \frac{RT}{M} \quad \xrightarrow{\text{green}} \quad M = \rho_0 \frac{RT_0}{p_0} \quad \xrightarrow{\text{red}} \quad \text{tzv. normalna gustina na } p_0 \text{ i } T_0$$

$$\frac{RT_0}{p_0} = 22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1} \quad \xrightarrow{\text{green}} \quad M = \rho_0 \cdot 22,4 \text{ dm}^3 \text{ mol}^{-1}$$

Za **realne gasove** vrši se određivanje gasne gustine na različitim pritiscima, jer je gustina realnog gasa funkcija pritiska.



Relativna gustina d -odnos gustine ispitivanog i referentnog gasa, odnosno odnos masa istih zapremina ispitivanog i referentnog gasa, merenih pod istim uslovima pritiska i temperature :

$$d = \frac{\rho_{x_2}}{\rho_{ref}} = \frac{m_u(x_2)}{m_u(ref)}$$

ukupna masa svih molekula ispitivanog gasa

ukupna masa svih molekula referentnog gas (najčešće vodonik)

$$d = \frac{Nm_{x_2}}{Nm_{H_2}}$$

ukupna broj molekula N x masa jednog molekula m

Broj molekula N je isti za oba gasa jer su im zapremine jednake, kao i p i T . Kada se i brojilac i imenilac pomnože Avogadrovom konstantom dobija se:

$$d = \frac{M_{x_2}}{2}$$

$$M_{x_2} = 2d \quad \leftarrow \text{merenjem relativne gustine gasa prema vodoniku}$$

$$M_{sr} = \frac{1}{5} M_{O_2} + \frac{4}{5} M_{N_2} = \frac{1}{5} \cdot 32 + \frac{4}{5} \cdot 28 = 29 \text{ g mol}^{-1} \quad \leftarrow \text{molarna masa vazduha kao gasne smeše}$$

$$M_x = 29d \quad \leftarrow \text{merenjem relativne gustine gasa prema vazduhu}$$

SMEŠE GASOVA

- Eksperimentalno je pokazano da kada **pojedini gasovi** zadovoljavaju jednačinu stanja idealnog gasa onda i njihove **smeše** gde nema hem. reakcije i toplotnog efekta usled mešanja, zadovoljavaju tu jednačinu pri čemu stanje smeše zavisi od sastava izraženog preko **broja molova, molskog udela, koncentracije (molalne ili molarne)**.
- **Daltonov** (englez J.Dalton) zakon ili zakon parcijalnih pritisaka: ***na konstantnoj temperaturi ukupan pritisak gasne smeše p jednak je zbiru parcijalnih pritisaka p_i sastojaka smeše:***

$$p = p_1 + p_2 + \cdots + p_k = \sum_{i=1}^k p_i \quad \text{važi za sve gasove}$$

parcijalni pritisak-pritisak koji bi gas imao kada bi na istoj temperaturi zauzimao zapreminu gasne smeše (važi samo za idealne gasove)

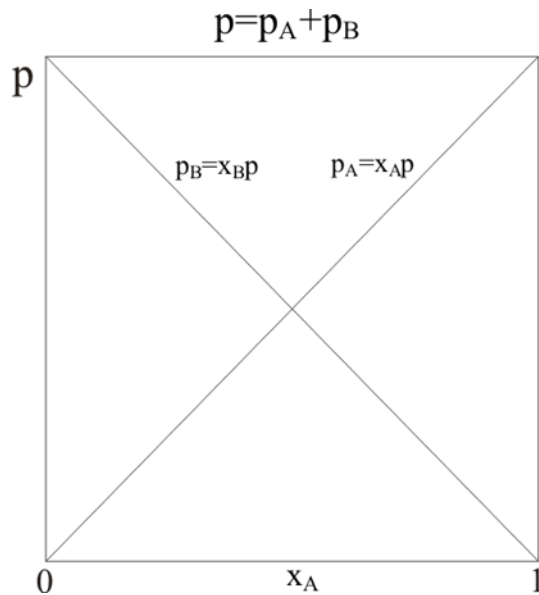
$$p_1 = n_1 \frac{RT}{V} \quad p_2 = n_2 \frac{RT}{V} \quad p_k = n_k \frac{RT}{V}$$

$$p = p_1 + p_2 + \cdots + p_k = \sum_{i=1}^k n_i \frac{RT}{V} = n \frac{RT}{V}$$

broj molova i-te komponente

ukupan broj molova

$$\left(\frac{p_i}{p} \right)_V = \frac{n_i \frac{RT}{V}}{n \frac{RT}{V}} = \frac{n_i}{n} = x_i \quad \text{molski udeo i-te komponente}$$



$$p_i = \frac{n_i}{n} p = x_i p$$

$$x_i = \frac{n_i}{n} \quad n = n_1 + n_2 + \dots + n_k = \sum_{i=1}^k n_i$$

$$x = x_1 + x_2 + \dots + x_k = \sum_{i=1}^k x_i = 1$$

Zavisnost ukupnog pritiska p

binarne gasne smeše od sastava gasne smeše ($p = f(x_A)$)

Amagatov zakon (francuz E.H. Amagat) parcijalnih zapremina: **ukupna zapremina koju zauzima gasna smeša na nekom pritisku i temperaturi jednaka je sumi parcijalnih zapremina komponenata smeše.**

$$V = V_1 + V_2 + \dots + V_k = \sum_{i=1}^k V_i \quad \left(\frac{V_i}{V} \right)_p = \frac{n_i}{n} = x_i$$

$$\left(\frac{p_i}{p_j} \right)_V = \frac{n_i}{n_j}$$

$$\left(\frac{V_i}{V_j} \right)_P = \frac{n_i}{n_j}$$

za bilo koje dve komponente u gasnoj smeši

Srednja (prosečna) molarna masa gasne smeše:

$$M_{sr} = \frac{\overset{\text{masa smeše}}{m}}{\underset{\text{ukupan broj molova komponenata smeše}}{n}} = \frac{\sum_{i=1}^k \overset{\text{masa } i\text{-te komponente gasne smeše}}{m_i}}{\sum_{i=1}^k \underset{\text{broj molova } i\text{-te komponente gasne smeše}}{n_i}} = \frac{n_1 M_1 + n_2 M_2 + \dots + n_k M_k}{n} = \frac{\sum_{i=1}^k \overset{\text{molarna masa } i\text{-te komponente}}{n_i M_i}}{n} = \sum_{i=1}^k \underset{\text{molski udeo } i\text{-te komponente}}{x_i} M_i$$

Pri termičkoj disocijaciji gasa:



stepen disocijacije gasa je:

$$\alpha = \frac{n_d}{n_0}$$

broj molova gasa koji su disosovali

broj molova gasa pre disocijacije

1 mol molekula gasa disosuje na ν mol atoma gasa

U stanju ravnoteže biće broj molova gasa (molekulskog i atomskog):

$$n_r = \underset{\text{pre disocijacije}}{n_0} - \underset{\text{disosovalo}}{n_0 \cdot \alpha} - \underset{\text{molekulski gas}}{n_0 \cdot \alpha \cdot \nu} = n_0 [1 + \alpha(\nu - 1)]$$

atomski gas

Zbog disocijacije, broj čestica se u stanju ravnoteže povećava i puta:

$$i = \frac{n_r}{n_0} = 1 + \alpha(\nu - 1) \quad \longrightarrow \quad \alpha = \frac{i - 1}{\nu - 1}$$

Odnos molarne mase nedisociranog gasa M_0 i molarne mase gasne smeše M_{sr} , može se izračunati iz relacije $m = M_0 n_0 = M_{sr} n_r$

$$\longrightarrow \frac{M_0}{M_{sr}} = \frac{n_r}{n_0} = i$$

$$\frac{M_0}{M_{sr}} = 1 + \alpha(\nu - 1)$$

$$pV = iRT \quad \longrightarrow \quad \text{j-na stanja idealnog gasa u slučaju termičke disocijacije 1 mola gasa}$$

$$pV = [1 + \alpha(\nu - 1)]RT$$

$$\alpha = \frac{pV}{RT(\nu - 1)} - \frac{1}{(\nu - 1)}$$