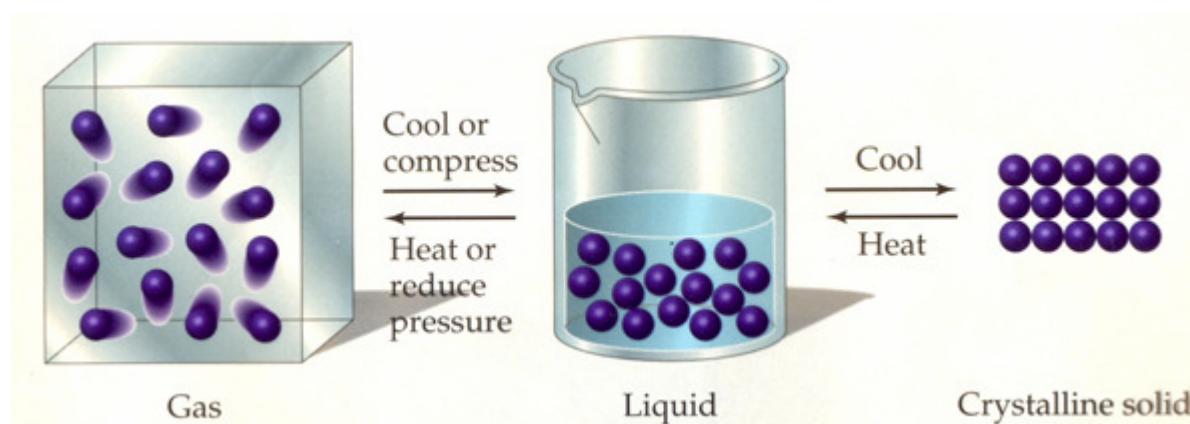


Gasovito stanje

Šta su gasovi? Kako opisati gasovito stanje?

Po čemu se gasovi razlikuju od čvrstih i tečnih supstanci?



Karakteristike gasova

Nema zapreminu, gas se prilagođava obliku i zapremini suda u kojem se nalazi

Gasovi međusobno prave homogene smese, bez obzira na vrstu i odnos gasova u smesi

Molekuli gasa zauzimaju samo 0,1 % ukupne zapremine, ostalo je prazan prostor (kod tečnosti molekuli zauzimaju 70% zapremine)

Mogu se sabijati

Svaki molekul se ponaša kao da ostali nisu prisutni → različiti gasovi se ponašaju slično iako se sastoje od različitih molekula;

Gasoviti elementi

11 elemenata postoji u gasovitom stanju. Monoatomski (plemeniti gasovi) i dvoatomski molekuli

Sve kada se zagreje do tačke ključanja prelazi u gasovito stanje. Pod gasovima se podrazumevaju samo one supstance koje su gasovite pri normalnim uslovma

Group***	1 IA 1A	2 IIA 2A	3 IIIB 3B	4 IVB 4B	5 VB 5B	6 VIB 6B	7 VIIIB 7B	8 VIII 8	9 VIII 8	10 VIII 8	11 IB 1B	12 IIB 2B	13 IIIA 3A	14 IVA 4A	15 VA 5A	16 VIA 6A	17 VIIA 7A	18 VIIIA 8A				
Period	1 H 1.008																2 He 4.003					
1																						
2	3 Li 6.941	4 Be 9.012															5 B 10.81	6 C 12.01	7 N 14.01	8 O 16.00	9 F 19.00	10 Ne 20.18
3	11 Na 22.99	12 Mg 24.31															13 Al 26.98	14 Si 28.09	15 P 30.97	16 S 32.07	17 Cl 35.45	18 Ar 39.95
4	19 K 39.10	20 Ca 40.08	21 Sc 44.96	22 Ti 47.88	23 V 50.94	24 Cr 52.00	25 Mn 54.94	26 Fe 55.85	27 Co 58.47	28 Ni 58.69	29 Cu 63.55	30 Zn 65.39	31 Ga 69.72	32 Ge 72.59	33 As 74.92	34 Se 78.96	35 Br 79.90	36 Kr 83.80				
5	37 Rb 85.47	38 Sr 87.62	39 Y 88.91	40 Zr 91.22	41 Nb 92.91	42 Mo 95.94	43 Tc (98)	44 Ru 101.1	45 Rh 102.9	46 Pd 106.4	47 Ag 107.9	48 Cd 112.4	49 In 114.8	50 Sn 118.7	51 Sb 121.8	52 Te 127.6	53 I 126.9	54 Xe 131.3				
6	55 Cs 132.9	56 Ba 137.3	*	72 Hf 178.5	73 Ta 180.9	74 W 183.9	75 Re 186.3	76 Os 190.2	77 Ir 190.2	78 Pt 195.1	79 Au 197.0	80 Hg 200.5	81 Tl 204.4	82 Pb 207.2	83 Bi 209.0	84 Po (209)	85 At (210)	86 Rn (222)				
7	87 Fr (223)	88 Ra (226)	**	104 Rf (261)	105 Db (262)	106 Sg (266)	107 Bh (264)	108 Hs (269)	109 Mt (268)	110 Ds (281)	111 Rg (272)	112 Uub (285)	113 Uut (284)	114 Uuo (289)	115 Uup (288)	116 Uuh (292)	117 Uus 0	118 Uuo (294)				

Gasovita jedinjenja

Osim elemenata i neka jedinjenja su gasovita pri normalnim uslovima.



Zašto? Šta im je zajedničko?

Gasovita jedinjenja

Uglavnom jednostavnija jedinjenja male molekulske mase.

H_2O - $M_r = 18 \text{ g/mol}$ – tečna pri n.u.

H_2S - $M_r = 34 \text{ g/mol}$ – gasovit pri n.u.

Osobine gasova

Temperatura, zaprama i pritisak – tri osobine gasova koje poznajemo i znamo kako da merimo već dugo vremena.

Temperatura – mera zagrejanosti tela. Kod gasova temperatura zavisi isključivo od kinetičke energije molekula (atoma) gasa.

$$E_k = \frac{mv^2}{2}$$

Zapremina – gasovi nemaju stalnu zapreminu već zauzimaju zapreminu posude u koju su smešteni

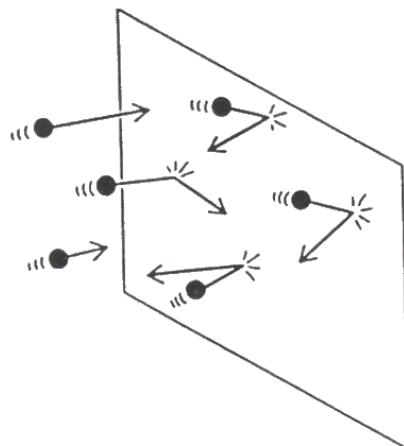
Osobine gasova

Pritisak – sila kojom se deluje po jedinici površine

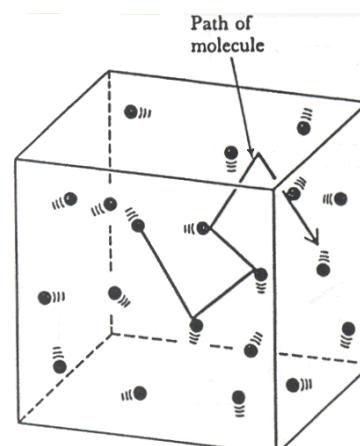
$$P = \frac{F}{A}$$

Gasovi vrše pritisak na sva tela sa kojima su u kontaktu i taj pritisak se može meriti.

Pritisak je isti u celom sudu.



As the molecules of a gas collide with the walls of their container, they exert a force on it. The average force per unit area is the pressure of the gas.



A gas may be pictured as a collection of widely spaced molecules in continuous, chaotic motion.

Osobine gasova

Da li je pritisak isti u celom sudu?

Da li zemljinu atmosferu možemo da posmatramo kao sud?

Zašto je na planinama manji pritisak nego u ravnici?

Zašto penjači na Mount Everest moraju da nose boce sa kisenikom?

Zašto su avioni hermetički zatvoreni i zašto lete na visinama od 10 000 metara?

Šta je to atmosferski pritisak?

Zašto danas sa Mediterana dolazi polje visokog pritiska i donosi nam ružno vreme?

Šta to znači?

Osobine gasova

Gravitacija!!!!

Gravitacija deluje na čestice gasa (kao i na sve ostalo)

Čestice gasa imaju malu masu i veliku kinetičku energiju pa mogu da se odupru gravitacijski takozvanoj gravitacijskoj sili, tako da se celo atmosfera ne sabije na površinu Zemlje.

Ipak gravitacija utiče da atmosfera vrši pritisak na površinu Zemlje i stvara atmosferski pritisak

Osobine gasova

Atmosferski pritisak se može izračunati.

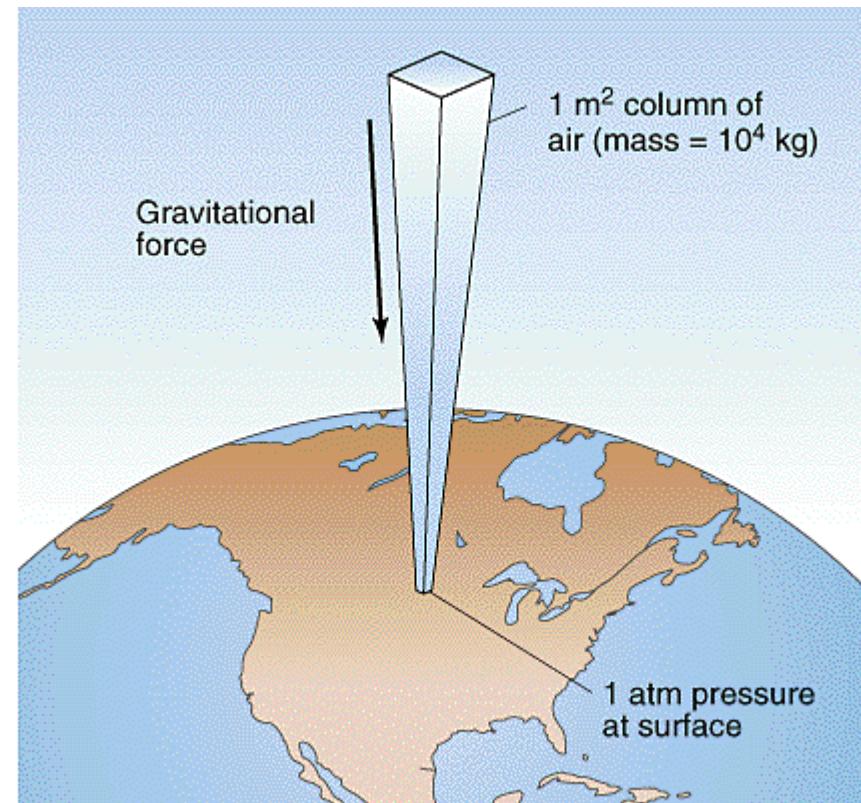
$$P = \frac{F}{A}$$

$$F = ma$$

Ubrzanje zemljine teže
je $9,81 \text{ m/s}^2$

Zamislimo stub vazduha
osnove 1 m^2 koji prolazi kroz
celu atmosferu

Masa vazduha u tom
stubu je $10\ 000 \text{ kg}$



Osobine gasova

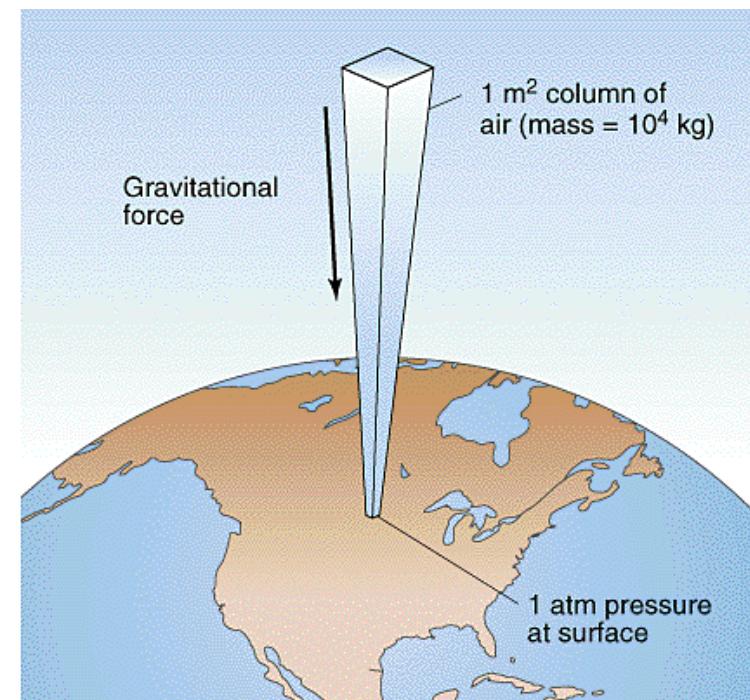
Znači sila kojom ta masa deluje na površinu Zemlje je

$$F = ma = 10000 \text{ kg} \times 9,81 \frac{\text{m}}{\text{s}^2} = 1 \times 10^5 \text{ N}$$

Pa je pritisak koji atmosfera vrši na 1 m^2 Zemljine površine

$$P = \frac{F}{A} = \frac{1 \times 10^5 \text{ N}}{1 \text{ m}^2} = 1 \times 10^5 \text{ Pa}$$

Standardna vrednost za atmosferski pritisak je 101 325 Pa



Barometar – sprava za merenje atmosferskog pritiska

Jednice za merenje pritiska su još i:

Bar – 1 bar = 100 000 Pa

Atmosfera – 1 atm = 101 325 Pa

mm Hg – 760 mm Hg = 101 325 Pa

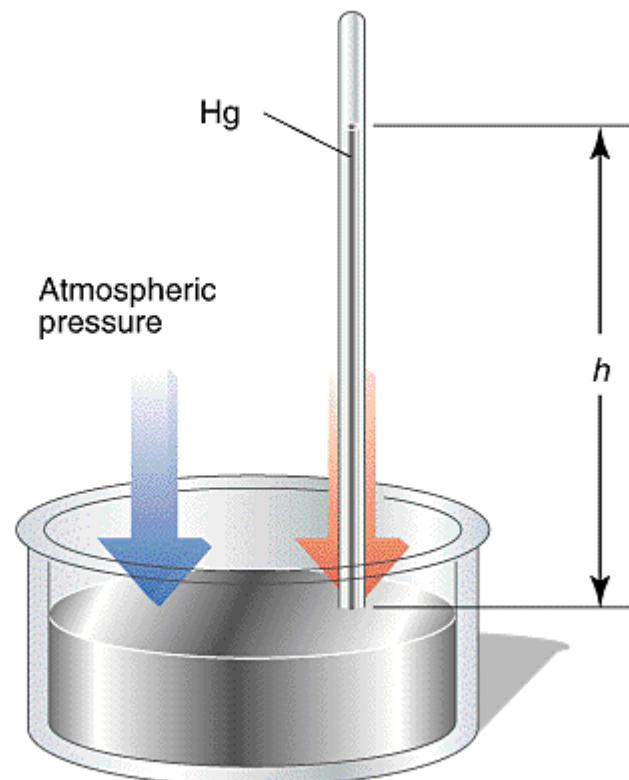
torr – 1 torr = 1 mm Hg

Kakva je to jedinica mm Hg i kako se to pritisak meri u mm Hg?

Barometar – sprava za merenje atmosferskog pritiska

Torricelli – prvi dokazao da atmosfera ima masu i konstruisao prvi barometar

Dugačka staklena cev zatopljena sa jedne strane i napunjena živom se uroni u posudu sa živom.



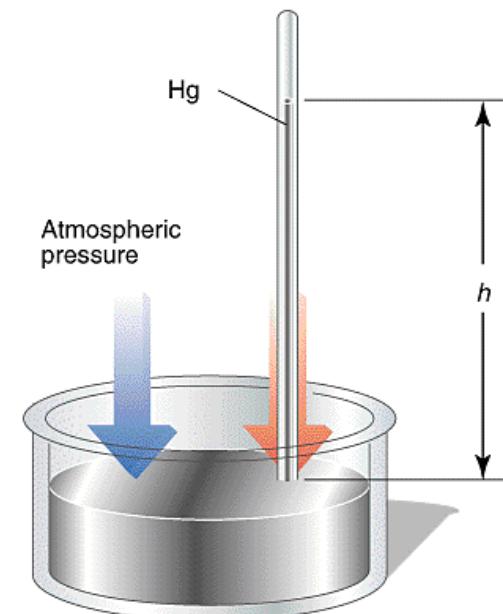
Barometar – sprava za merenje atmosferskog pritiska

Živa se spušta u posudi i staje na visini stuba od 760 mm.

Izjednačavanje pritiska koji živa vrši na osnovu stuba (zbog mase žive u stubu) i atmosferskog pritiska.

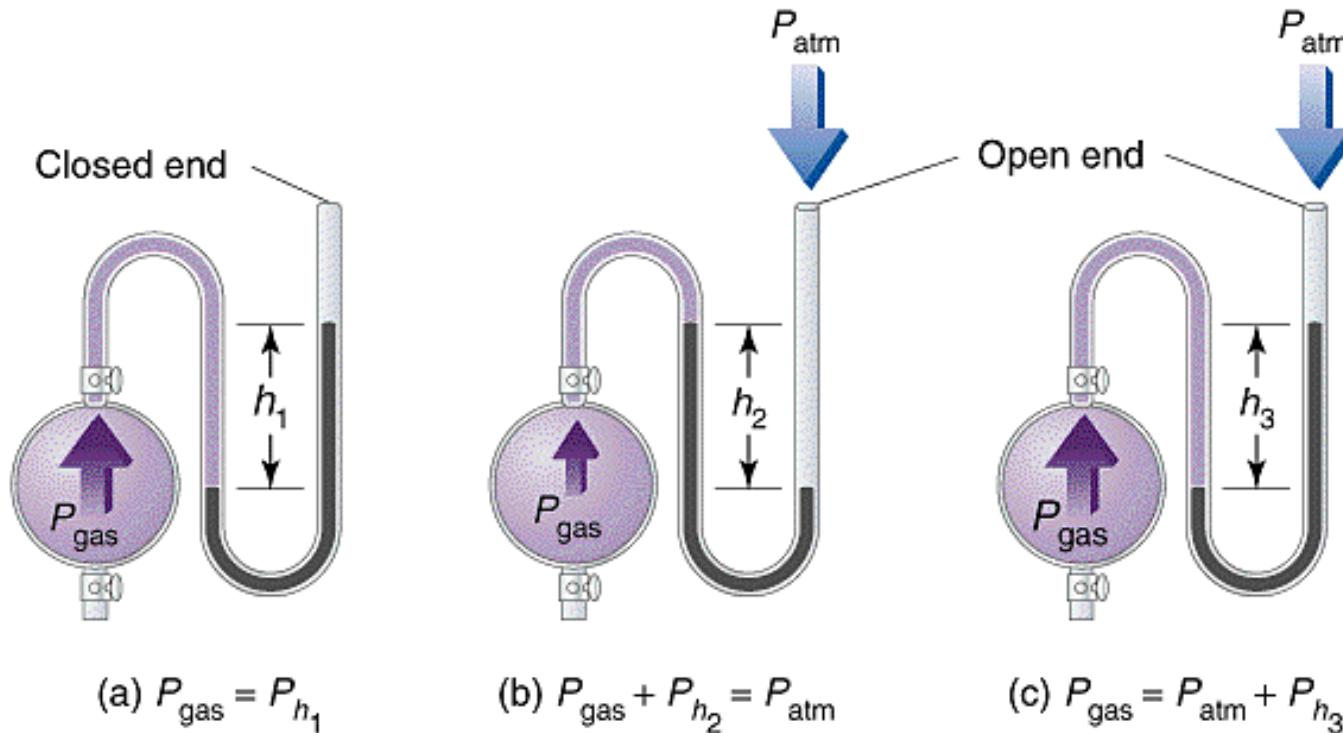
Ako atmosferski pritisak raste i visina stuba žive će rasti ako opada i nivo žive će opadati.

Pascal nosio svoj barometar na planinu i dokazao da se nivo žive menja.



Manometar – sprava za merenje pritiska

Zove se još i U cev



Gasni zakoni

Brojni eksperimenti na gasovima su pokazali da se fizičko stanje gasa može potpuno definisati sa četiri promenljive:

T – temperatura u Kelvinima

V – zapremina u m^3

P – pritisak u Paskalima

n – količina gasa u molovima

Jednačine koje pokazuju zavisnost između P, V, T i n se zovu gasni zakoni.

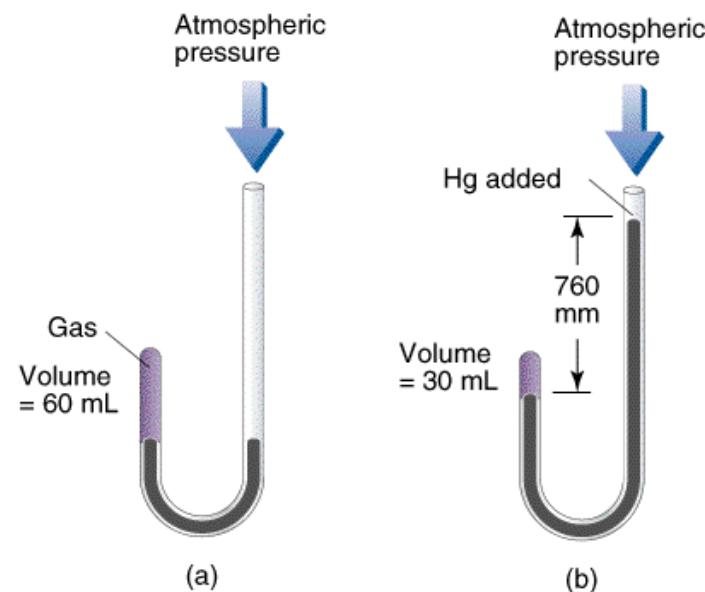
Gasni zakoni

Bojlov zakon – odnos pritiska i zapremine

Robert Boyle – radio eksperimente na cevi J-oblika

Određena količina gasa "zarobljena" u cevi iznad žive
(ljubičasta boja)

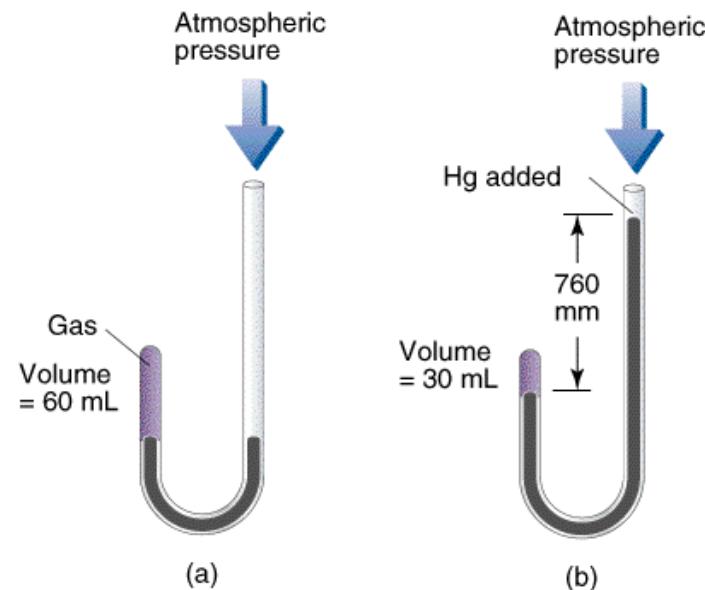
Šta znači kada je nivo žive isti u oba kraka?



Gasni zakoni

Dodavanjem žive u desni kraj J-cevi zapremina gasa se u levom kraku smanjuje.

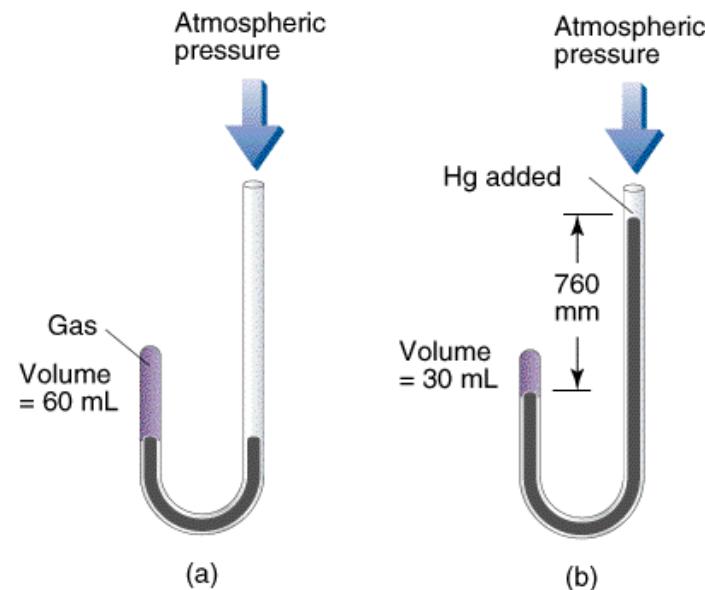
Kada je razlika u nivou žive u dva kraka 760 mm (1 atm) tada će se gas u levom kraku sabiti na polovinu svoje zapremine.



Gasni zakoni

Zaključak:

Ako se duplo poveća pritisak gasa tada će se njegova zapremina smanjiti na pola (naravno pod uslovom da su n i V konstantni)



Gasni zakoni

Bojlov zakon:

Na stalnoj temperaturi, za istu količinu gasa, promena pritiska je obrnuto proporcionalna promeni zapremine gasa.

Matematički to se može napisati kao:

$$V = \text{const} \times \frac{1}{P}$$

ili

$$PV = \text{const}$$

const zavisi od broja molova gasa i temperature

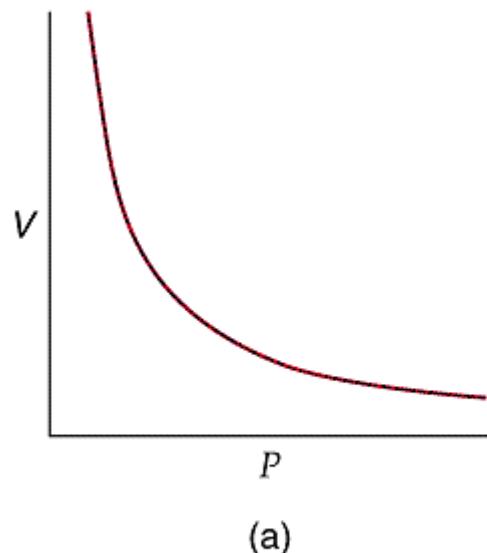
Gasni zakoni

Bojlov zakon:

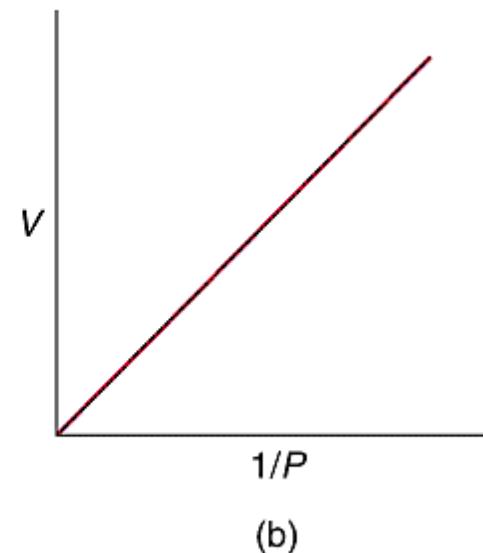
Grafički prikaz

$P=f(V)$ nelienarna kriva – nacrtajte sami

$P=f(1/V)$ linearna kriva



(a)



(b)

Gasni zakoni

Šarlov zakon – odnos temperatura – zapremina

Kada zagrevamo gasove oni se šire – čest uzrok eksplozije
npr. bočice dezodoransa kada se baci u vatru.

Šarl je otkrio da se zapremina fiksne količine gasa pri konstantnom pritisku povećava linearno sa povećanjem temperature.

Na stalnom pritisku, za istu količinu gasa, pri povećanju temperature za 1°C zapremina gasa se poveća za $1/273,15$ deo prvobitne zapremine.

$$V = V_0 + \frac{V_0}{273,15^{\circ}\text{C}} t$$

Gasni zakoni

Pojadnostavljenje Šarlovog zakona:

$$V = \frac{V_0}{273,15^\circ C} (273,15^\circ C + t)$$

$$V = V_0 + \frac{V_0}{273,15^\circ C} t$$

$$T = 273,15^\circ C + t$$

$$\frac{V_0}{273,15^\circ C} = \text{const}$$

sledi

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

ili

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

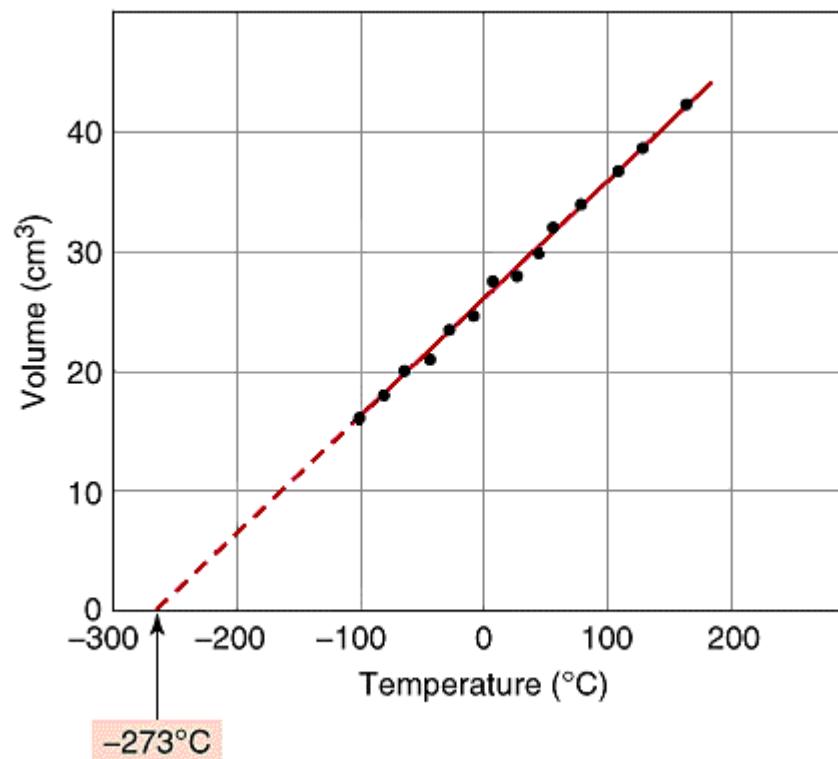
Pa se Šarlov zakon može napisati i kao:

Pri konstantnom pritisku, za istu količinu gasa, promena zapremljene je direktno proporcionalna promeni temperature.

Gasni zakoni

Posledice Šarlovog zakona:

$$-273,16^{\circ}\text{C} = 0 \text{ K}$$



Gasni zakoni

Gej-Lisakov zakon – odnos temperature i pritiska

Za istu zapreminu iste količine gasa pri povećanju temperature za 1°C pritisak gase se poveća za $1/273,15$ deo prvobitnog pritiska

ili jednostavnije

Pri konstantnoj zapremini iste količine gasa, promena pritiska gase je direktno proporcionalna promeni temperature

$$P = \text{const} \times T$$

$$\frac{P}{T} = \text{const}$$

Gasni zakoni

Drugi Gej-Lisakov zakon – zakon stalnih zapreminskih odnosa

Zapremine gasova koje reaguju, merene pri istom pritisku i temperaturi, stoje u odnosu malih celih brojeva, kako međusobno tako i prema zapremini nastalih gasovitim proizvoda

Nije gasni zakon.

Gasni zakoni

Avogadrov zakon – odnos količine gasa i zapremine

Kad uduvavamo gas u balon, balon se širi – znači zapremina zavisi i od količine gasa.

Zapremina gasa, pri stalnoj temperaturi i pritisku, direktno je proporcionalna broju molova gasa

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

Ovo je samo drugačije rečena Avogadrova hipoteza da:

Iste zapremine različitih gasova pod istim uslovima (isti pritisak i temperatura) sadrže isti broj molekula (izgrađivackih čestica)

Zakon idealnog gasnog stanja

Sumirajmo prethodne zakone:

Bojlov zakon

$$V \propto \frac{1}{P}$$

Šarlov zakon

$$V \propto T$$

Avogadrov zakon

$$V \propto n$$

Oznaka \propto znači proporcionalan je i uveli smo je da bi izbacili konstante

Ovo možemo iskombinovati u:

$$V \propto \frac{nT}{P}$$

Zakon idealnog gasnog stanja

Ako zamenimo \propto sa nekom konstantom R tada dobijamo:

$$V = R \left(\frac{nT}{P} \right)$$

ili

$$PV = nRT$$

Ova jednačina se zove jednačina idealnog gasnog stanja.

Idealni gas je hipotetički gas koji se ponaša po jednačini idealnog gasnog stanja.

Zakon idealnog gasnog stanja

$$PV = nRT$$

Ova jednačina se može primenjivati na sve gasove bez bzira na njihov hemijski identitet

Konstanta R se zove UNIVERZALNA GASNA KONSTANTA i ona je fundamentalni faktor konverzije. Kada se prvi put budemo sreli sa naprednim vanzemaljcima oni će znati vrednost konstante R

Vrednost i jedinice konstante R zavise od jednica u kojima smo izrazili P, V, n i T. Mi koristimo:

$$R = 8,314 \frac{m^3 \cdot Pa}{mol \cdot K}$$

ili:

$$R = 8,314 \frac{J}{mol \cdot K}$$

Zakon idealnog gasnog stanja

$$PV = nRT$$

Temperatura se mora izražavati u K inače Šarlov zakon ne važi

Količina gasa se najčešće izražava u molovima

Zakon idealnog gasnog stanja

$$PV = nRT$$

Standardni uslovi:

Pritisak: 101,3 kPa

Temperatura: 273,15 K

Tada jedan mol idealnog gasa ima zapreminu od 22,4 dm³

Ali za realne gasove to nije tako.

Zakon idealnog gasnog stanja

$$PV = nRT$$

Izmerene vrednosti molarnih zapremina

Gas	Molarna zapremina (dm ³)
-----	--------------------------------------

Idealni	22,4
---------	------

Cl ₂	22,06
-----------------	-------

CO ₂	22,31
-----------------	-------

NH ₃	22,40
-----------------	-------

N ₂	22,40
----------------	-------

He	22,41
----	-------

H ₂	22,42
----------------	-------

Veza između zakon idealnog gasnog stanja i gasnih zakona

Bojlov zakon: $PV = const$

Zakon idealnog gasnog stanja pri konstantnoj temperaturi:

$$PV = nRT = const$$

Primena: Ako hocemo da odredimo krajnju zapreminu gasa a imamo početnu zaprminu i pritisak kao i krajnji pritisak a količina gasa i temperatura su konstantni tada možemo napisati sledeću jednačinu:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \Rightarrow V_2 = \frac{P_1 V_1}{P_2}$$

Veza između zakon idealnog gasnog stanja i gasnih zakona

Po istoj logici važi i:

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

Kada su pritisak i količina konstantni

$$\frac{P_1}{T_1} = \frac{P_2}{T_2}$$

Kada su zapremina i količina konstantni

$$\frac{V_1}{n_1} = \frac{V_2}{n_2}$$

Kada su pritisak i temperatura konstantni

Veza između zakon idealnog gasnog stanja i gasnih zakona

Najčešći slučaj prilikom rada sa gasovima je da je samo količina gasa konstantna a da se pritisak, zapremina i temperatura menjaju. Tada se primenjuje:

$$\frac{PV}{T} = nR = \text{const} \Rightarrow \frac{P_1 V_1}{T_1} = \frac{P_2 V_2}{T_2}$$

Primene jednačine idealnog gasnog stanja

$$PV = nRT$$

Odnos između gustine gasa i molarne mase. Intuitivno je jasno, pošto 1 mol uvek ima zapreminu od $22,4 \text{ dm}^3$ da će gas veće molarne mase imati i veću gustinu. To se može i izvesti iz jednačine idealnog gasnog stanja

$$PV = nRT \Rightarrow \frac{n}{V} = \frac{P}{RT}$$

Kako je $n = \frac{m}{M_r}$

$$\frac{m}{VM_r} = \frac{P}{RT}$$

Gustina je

$$d = \frac{m}{V}$$

I na kraju dobijamo

$$d = \frac{PM_r}{RT}$$

Primene jednačine idealnog gasnog stanja

Gasovi koji imaju veću gustinu tj. veću M_r će se nalaziti bliže Zemlji od redih gasova. Na tom principu radi aparat za gašenje požara.



Smeše gasova i njihovi parcijalni pritisci

Daltonov zakon parcijalnih pritisaka:

"Ukupni pritisak smese gasova jednak je zbiru pritisaka koji bi svaki gas vršio kao da je sam prisutan"

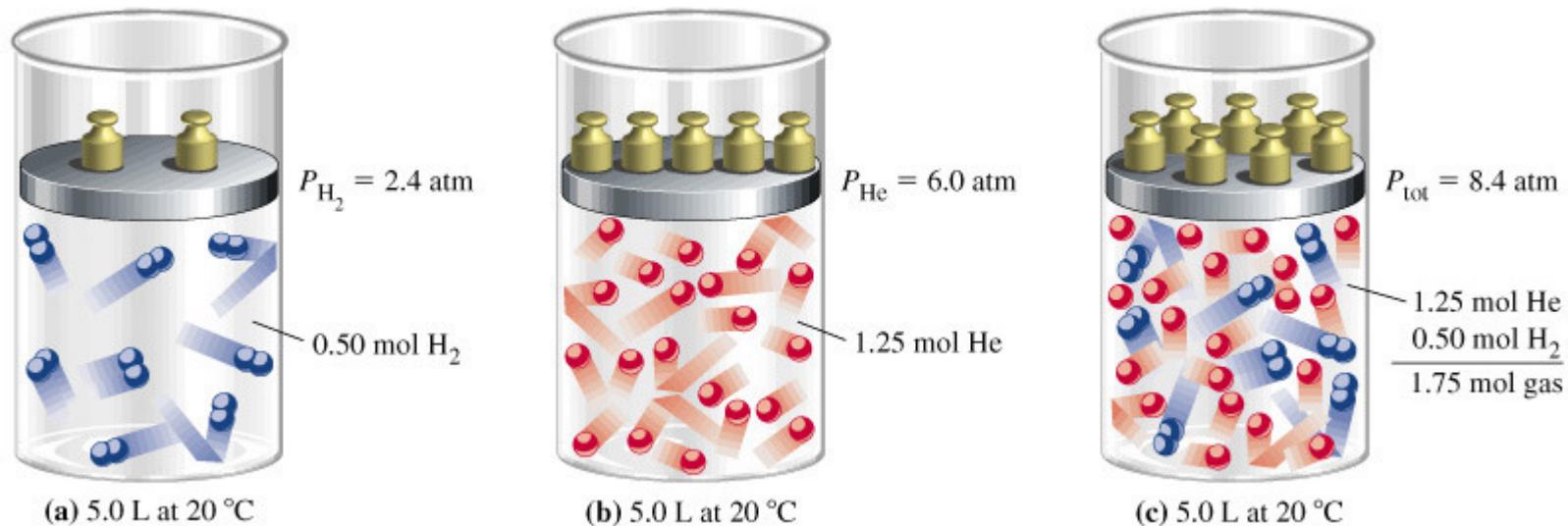
Ili matematički:

$$P_u = p_1 + p_2 + p_3 + \dots$$

Pritisak svakog pojedinačnog gasa koji čini smešu se naziva parcijalni pritisak tog gasa (p_1, p_2, p_3)

Svaki gas u smeši se ponaša potpuno nezavisno tj. kao da ostali gasovi nisu prisutni.

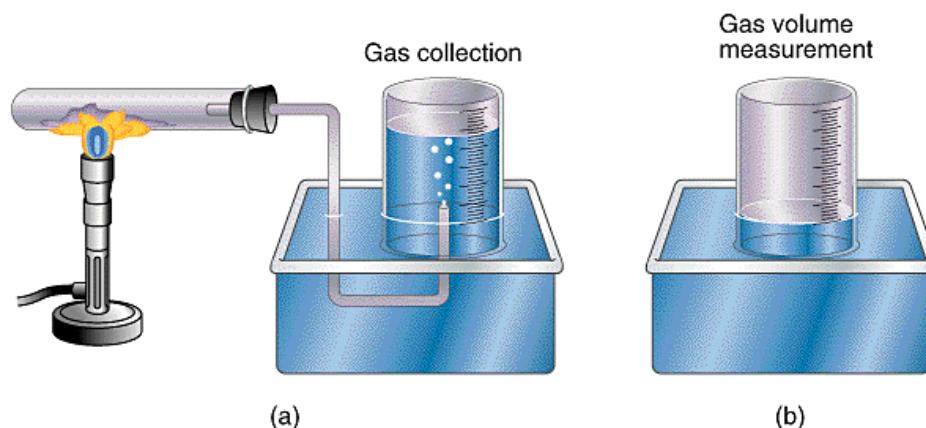
Smeše gasova i njihovi parcijalni pritisci



Smeše gasova i njihovi parcijalni pritisci

Kada sakupljamo neki gas iznad vode (radili ste na vežbama) uvek moramo uraditi korekciju za parcijalni pritisak vodene pare na datoj temperaturi.

$$P_{\text{ukupno}} = P_{\text{gasa}} + P_{\text{vode}}$$



Kinetičko-molekularna teorija

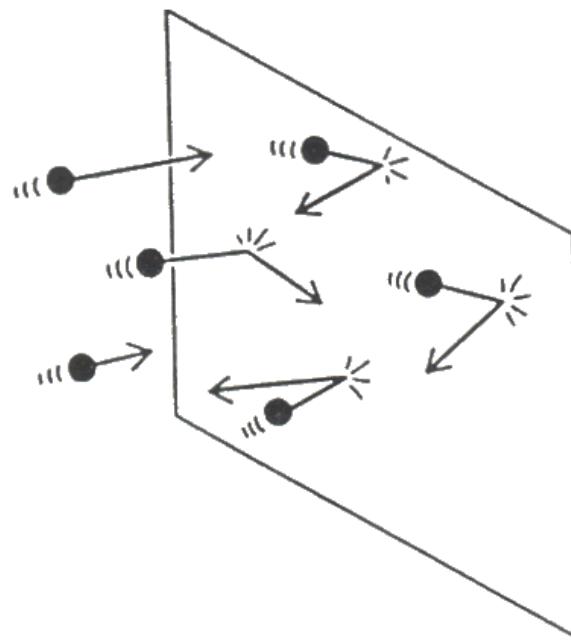
Rudolf Clausius – 1857 Aproksimacije – idealni gas

- Gasovi se sastoje od velikog broja molekula (atoma) koji su u neprekidnom, haotičnom kretanju
- Zapremina molekula gasa je zanemarljiva u poređenju sa ukupnom zapreminom koju gas zauzima
- Privlačne i odbojne sile su zanemarljive
- Prilikom sudara razmenjuje se energija među molekulima, ali prosečna kinetička energija se ne menja sve dok je temperatura konstantna. Drugim rečima, sudari su perfektno elastični
- Prosečna kinetička energija molekula proporcionalna je apsolutnoj temperaturi. Na određenoj temperaturi molekuli svih gasova imaju istu prosečnu kinetičku energiju

Kinetičko-molekularna teorija

Omogućava razumevanje pojma PRITISKA i TEMPERATURE na molekulskom nivou

PRITISAK je prouzrokovан sudarima molekula sa zidovima suda, zavisi od toga koliko često i koliko snažno molekuli udaraju u zid suda



As the molecules

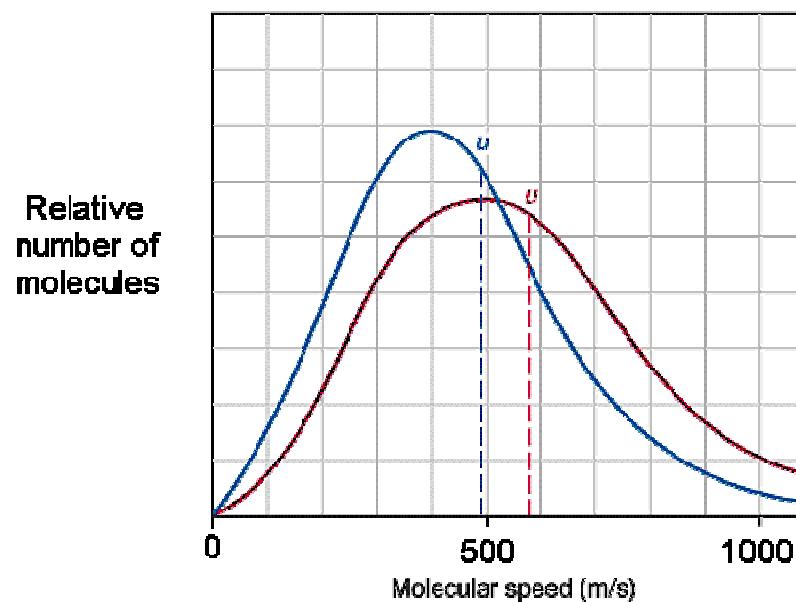
Kinetičko-molekularna teorija

TEMPERATURA je mera prosečne kinetičke energije molekula gasa. Ukoliko je temperatura viša molekuli imaju veću kinetičku energiju i kretanje molekula se ubrzava

Kinetičko-molekularna teorija

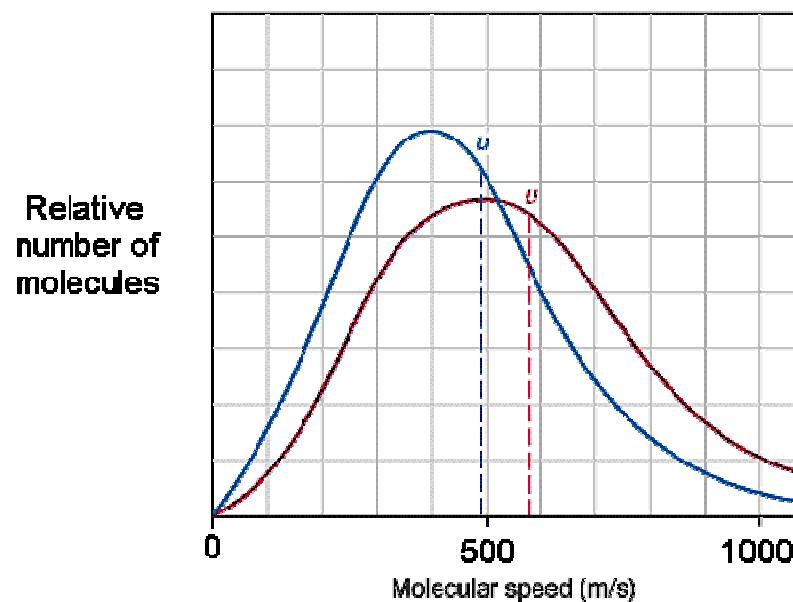
Iako molekuli gasa na nekoj temperaturi imaju prosečnu kinetičku energiju u prosečnu brzinu pojedini molekuli se kreću različitim brzinama.

Sudari između molekula gasa su veoma česti. Ukupni impus je konzerviran tokom sudara ali ne i pojedinačne brzine. Tako da u nekom gasu u datom trenutku imamo molekule koji se kreću veoma razičitim brzinama.



Kinetičko-molekularna teorija

Brzina u označena na slici je **rms brzina** (root-mean-square koren prosečnih kvadrata) i to je brzina koju poseduje molekul koji ima prosečnu kinetičku energiju. Ona se nešto malo razlikuje od prosečne brzine



Kinetičko-molekularna teorija

$$u_{av} = \frac{1}{4}(u_1 + u_2 + u_3 + u_4)$$

Prosečna brzina

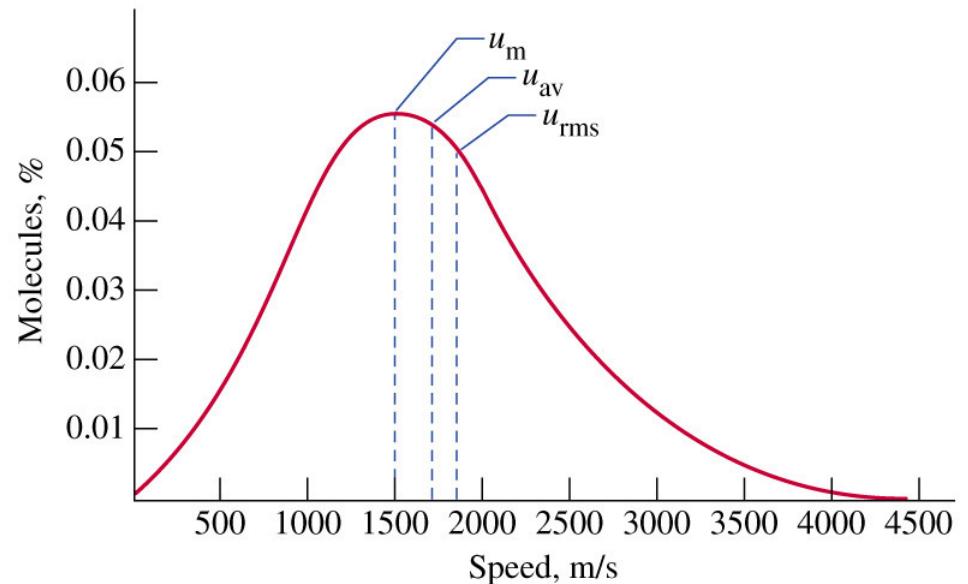
$$u_{rms} = \sqrt{\frac{1}{4}(u_1^2 + u_2^2 + u_3^2 + u_4^2)}$$

rms brzina

Za idealni gas važi:

$$u_{av} = 0,921 \cdot u_{rms}$$

$$e_{kav} = \frac{1}{2}m \cdot u_{rms}^2$$

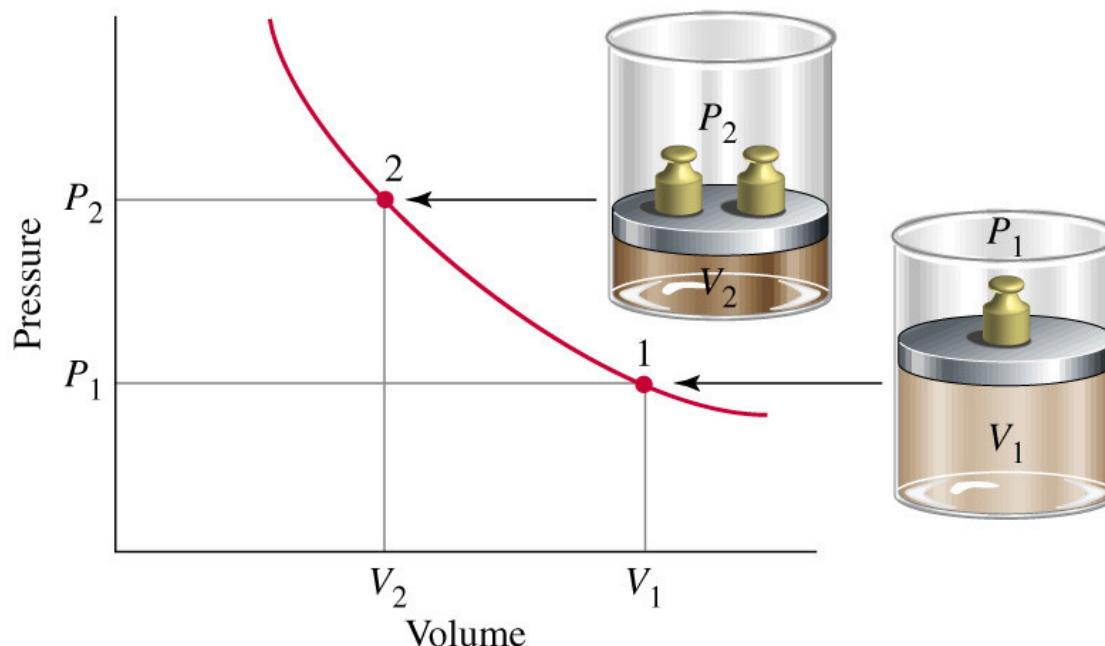


Primena kinetičko-molekularne teorije na gasne zakone

Bojlov zakon – povećanje zapremlje pri konstantoj T

Ako zapremina raste (pri konstantnoj T) pritisak se smanjuje.

T je konstantno – znači da je E_k i brzina molekula ostala ista nakon povećanja zapremlje. Ali sada molekuli moraju duže da putuju da bi se sudarili sa zidom i pritisak pada



Primena kinetičko-molekularne teorije na gasne zakone

Povećanje temperature pri konstantnoj zapremini → pritisak raste

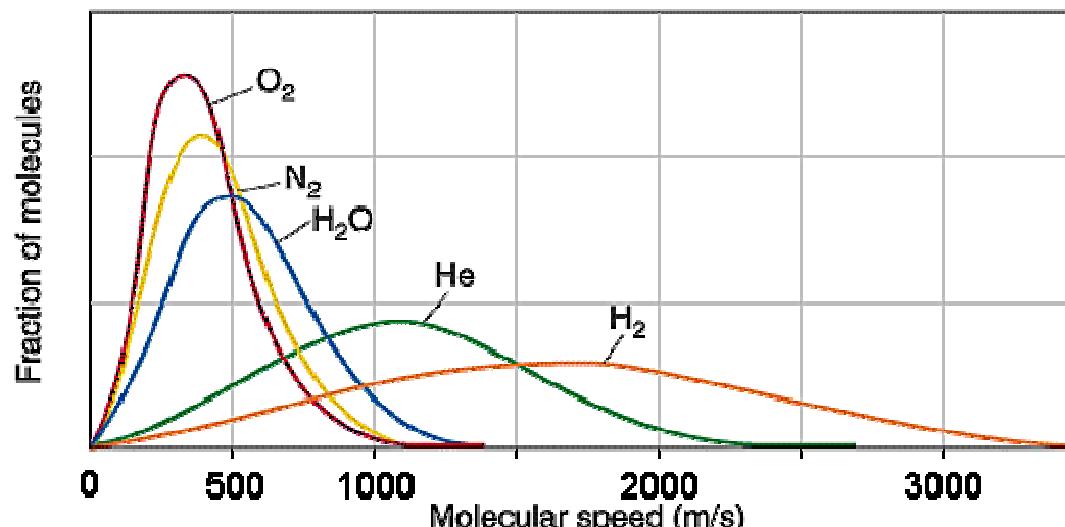
Pošto se temperatura povećava rašće i kinetička energija i brzina molekula. Pošto nema promene zaprime povećaće se broj sudara molekula gasa sa zidom suda. Takođe će se povećati i promena impulsa prilikom sudara i doći će do povećanja pritiska.

Efuzija

Molekuli svakog gasa na istoj temperaturi imaju istu proseču kinetičku energiju

$$e_{k_{av}} = \frac{1}{2} m \cdot u_{rms}^2$$

Ali molekuli različitih gasova imaju različitu masu

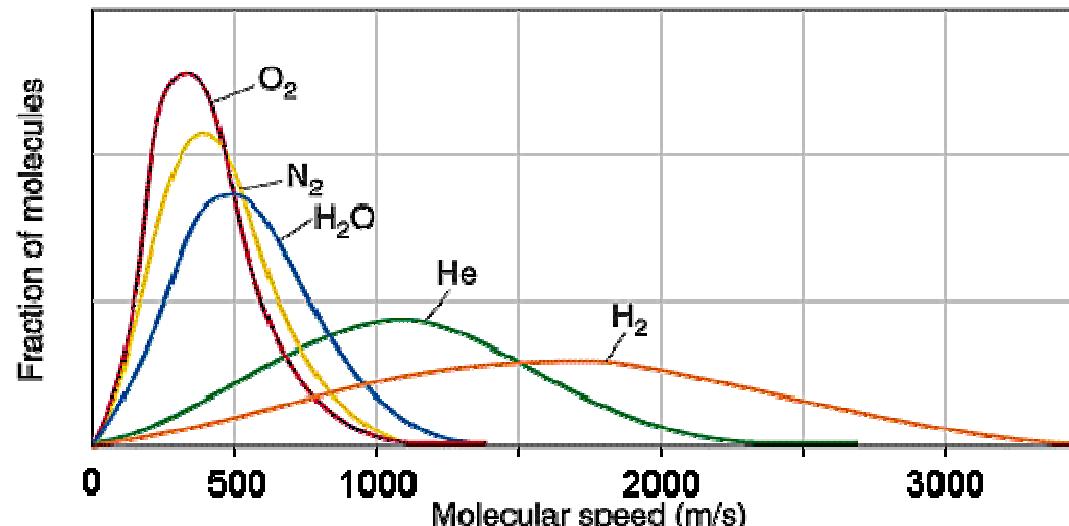


Efuzija

Znači brzina molekula gasa zavisi i od njegove mase i od temperature.

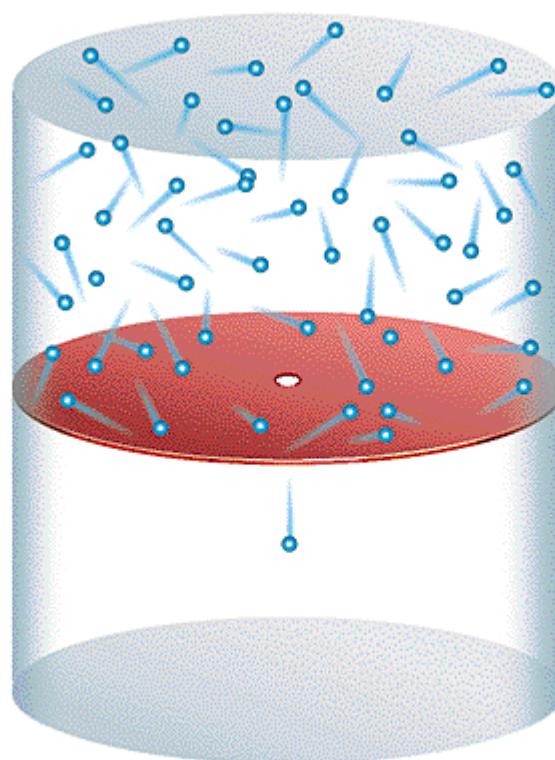
Kinetičko-molekularna teorija daje da je rms brzina jednaka:

$$u_{rms} = \sqrt{\frac{3RT}{M_r}}$$



Efuzija

Efuzija je prolazak gasa kroz male otvore u evakuisan prostor.



Efuzija

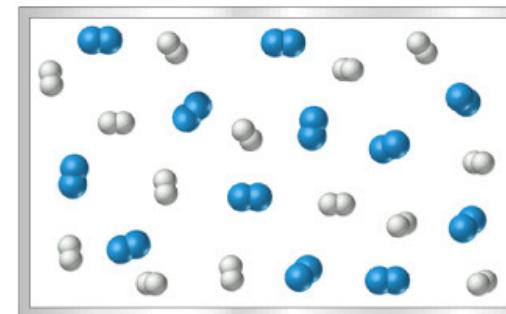
Grejemov (Graham) zakon efuzije pokazuje da je brzina efuzije (r) nekog gasa obrnuto proporcionalna kvadratnom korenu njegove molarne mase.

$$r \propto \sqrt{\frac{1}{M_r}}$$

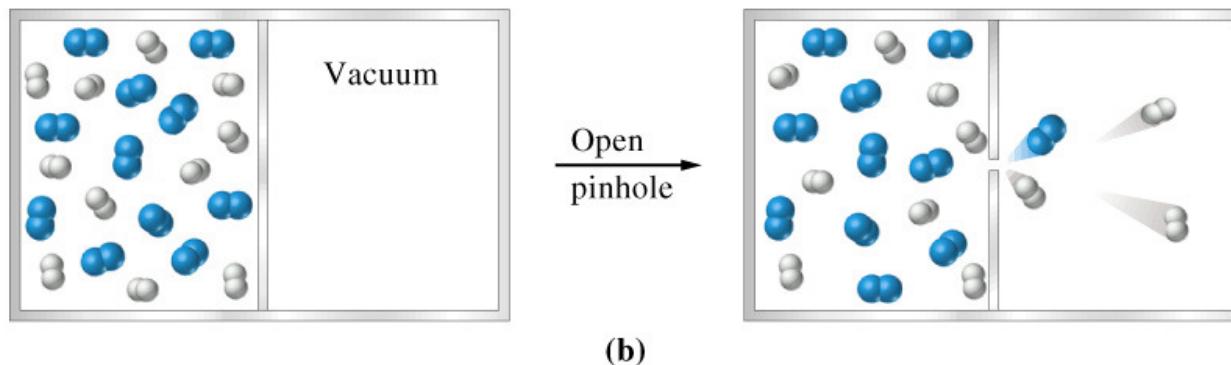
Efuzija

Prepostavimo da imamo dva različita gasa i identičnim posudama (sa istim otvorima) na istim pritiscima i temperaturama. Odnos brzina efuzije ta dva gasa po Grejemovom zakonu će biti:

$$\frac{r_1}{r_2} = \sqrt{\frac{M_{r2}}{M_{r1}}}$$



Gases mixed



Efuzija

Lakši gas će mnogo brže efundovati od težeg gasa.

Objašnjenje na osnovu kinetičko-molekularne teorije:

Jedini način da molekul efunduje je da pogodi otvor.

Molekuli lakšeg gasa se mnogo brže kreću, češće udaraju u zid i brže će efundovati. To znači da je brzina efuzije direktno proporcionalana rms brzini molekula gasa.

$$\frac{r_1}{r_2} = \frac{u_{rms1}}{u_{rms2}} = \sqrt{\frac{3RT / M_{r1}}{3RT / M_{r2}}} = \sqrt{\frac{M_{r2}}{M_{r1}}}$$

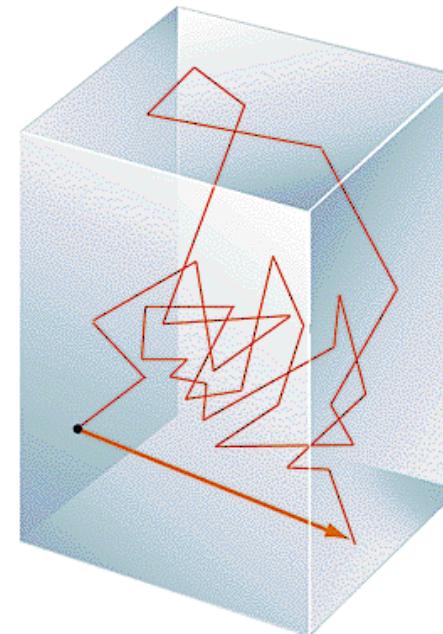
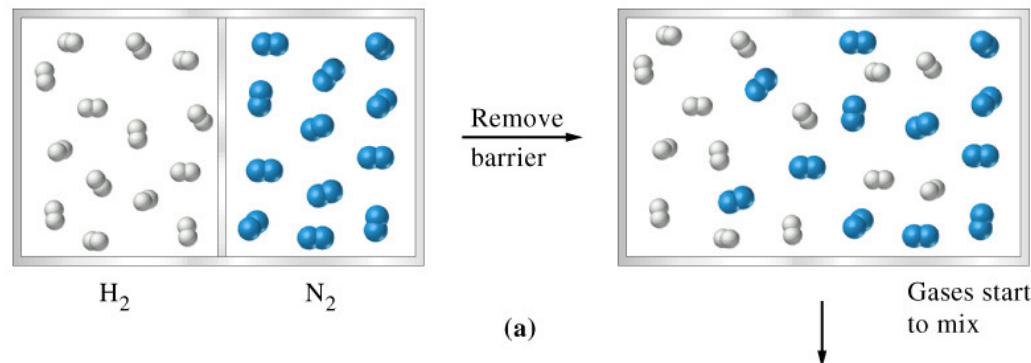
Difuzija

Širenje gasa kroz prostor ili kroz drugu supstancu

Veoma brzo ali sporije od brzine kretanja molekula-molekuli se sudsaraju

Sudari veoma česti – u vazduhu 10^{10} puta u sekundi se svaki molekula gasa sudari

Mešanje ubrzava difuziju



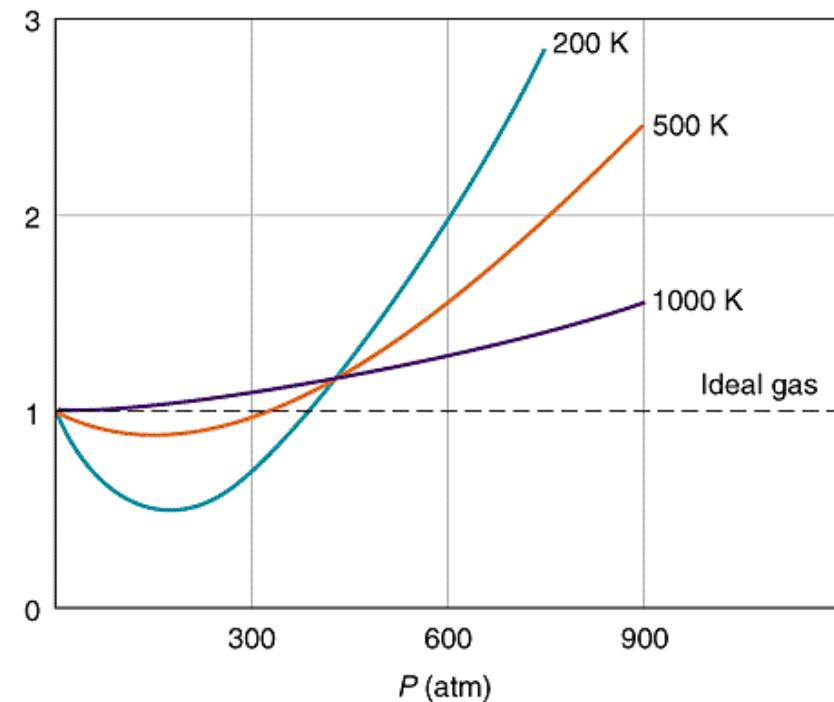
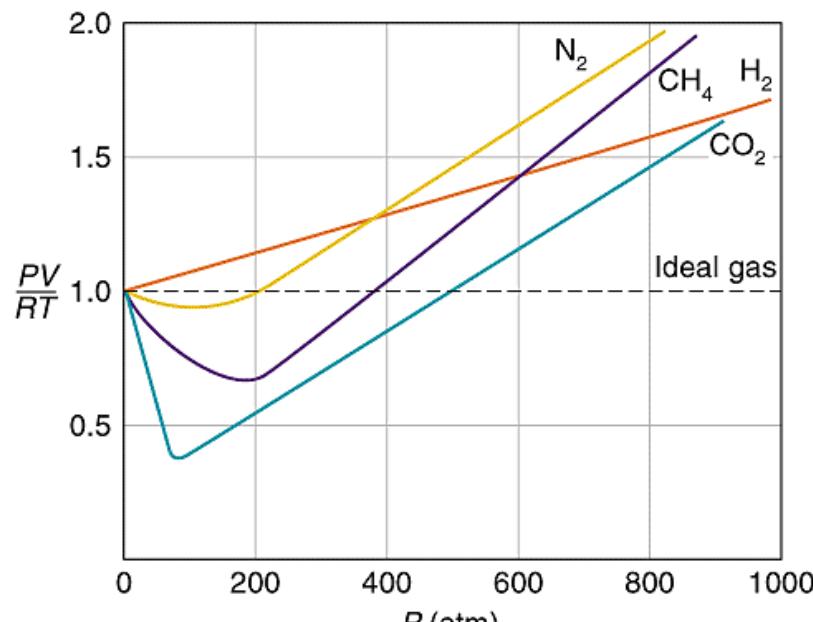
Realni gasovi – odstupanja od idealnog ponašanja

Realni gasovi se ne ponašaju kao idealni gasovi.

A idealni gas važi:

$$\frac{PV}{RT} = 1$$

Eksperimentalni rezultati za realne gasove:



Realni gasovi – odstupanja od idealnog ponašanja

na visokim pritiscima odstupanje veliko i zavisi od prirode gase

odstupanje od idealnog gasa raste kako se temperatura smanjuje i značajno je na temperaturama na kojima gas prelazi u tečno stanje

Realni gasovi – odstupanja od idealnog ponašanja

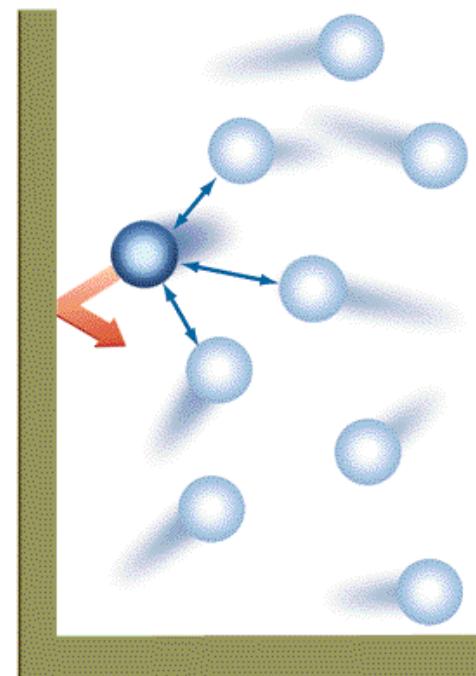
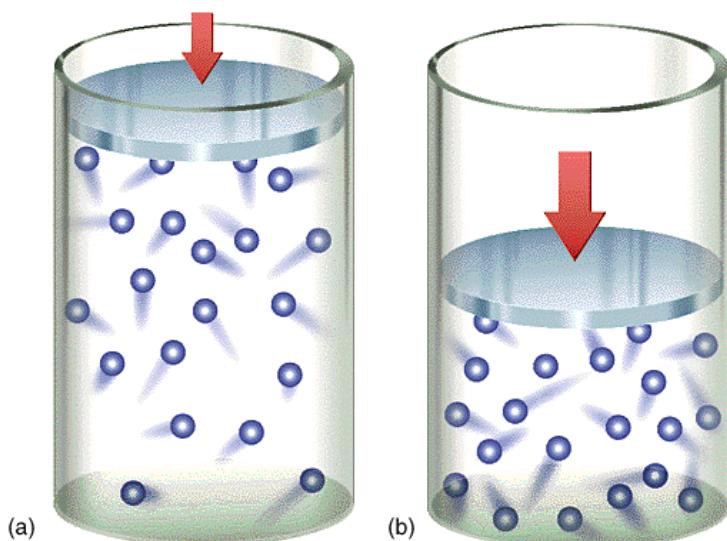
Objašnjenje:

- u realnom gasu molekuli zauzimaju neku **zapreminu** i između njih deluju **privlačne sile**
- na relativno niskim pritiscima zapremina molekula gasa je zanemarljiva u odnosu na zapreminu prostora koji je na raspolaganju, kako pritisak raste sve je manje prostora između molekula gasa
- sile počinju jače da deluju kada su molekuli na malom rastojanju i tada oni manje deluju na zid posude i zato je pritisak manji $PV/RT < 1$, kada je pritisak dovoljno veliki sve više efekta ima zapremina molekula gasa $PV/RT > 1$;

Realni gasovi – odstupanja od idealnog ponašanja

Objašnjenje:

- kada je gas na niskim temperaturama kinetička energija se smanjuje, dok su međumolekulske sile stalne, odnosno molekuli nemaju dovoljno energije da prevaziđu međumolekulsko dejstvo $PV/RT < 1$, na visokim temperaturama izražen efekat zapreminе



van der Valsova jednačina stanja

Sjajan način kako se jedničana idealnog gasnog stanja može prepraviti da radi za realne gasove.

1. Zapremina koje čestice gasa imaju za kretanje je manja od zapremine suda jer i sami molekuli gasa zauzimaju neku zapreminu. van der Vals je korigovao zapreminu za faktor nb

$$V = V_{suda} - nb$$

n - broj molova gasa

b - zapremina koju zauzimaju molekuli jednog mola gasa – određena za većinu gasova

van der Valsova jednačina stanja

2. Pritisak koji merimo je ustvari manji od stvarnog pritiska zbog međumolekulske privlačnih sila između molekula gasa. Zato je van der Vals korigovao pritisak za faktor

$$P = P_{izmereno} + \frac{n^2 a}{V^2}$$

n^2/V^2 – što ima više molekula gasa po jedinici zapremine i interakcije će biti jače

a – konstanta koja govori o tome koliko su jake međumolekulske interakcije između molekula gasa

van der Valsova jednačina stanja

van der Valsova jednačina stanja ima oblik

$$\left(P_{izmereno} + \frac{n^2 a}{V^2} \right) (V_{suda} - nb) = nRT$$

van der Valsova jednačina stanja

Parametri *a* i *b*

Ako su 0 onda van der Valsova jednačina prelazi u jednačinu idealnog gasnog stanja

Što su manji to se gas više ponaša kao idealan

Gasovi čiji su molekuli veliki imaju velike vrednosti *a* i *b* parametara jer veliki molekuli zauzimaju veću zapreminu i imaju jače interakcije

Substance	a (L² atm/mol²)	b (L/mol)
He	0.0341	0.0237
H ₂	0.244	0.0266
O ₂	1.36	0.0318
H ₂ O	5.46	0.0305
CCl ₄	20.4	0.1383