

7.5 PLINSKA ENAČBA

Do sedaj smo se ukvarjali s termičnimi lastnostmi trdnin in kapljevin. Plinov v obravnavo nismo vključevali, saj imajo nekatere posebne termične lastnosti.

Zanima nas, kako je tlak plina p odvisen od drugih termodinamičnih količin: temperature T , prostornine V in števila atomov oz. molekul N . Enačbi, v kateri so te količine medsebojno povezane, pravimo **enačba (termičnega) stanja**. Če gre za plin, rečemo takšni enačbi stanja **plinska enačba**.

Plinska enačba dobro velja za plin pri dovolj visoki temperaturi in dovolj nizkem tlaku. Pri visokem tlaku in nizki temperaturi se pokažejo majhna odstopanja. Nazadnje se plin utekočini in plinska enačba popolnoma odpove. Vendar je včasih mogoče, kot bomo videli, s plinsko enačbo približno opisati celo plin ob vrelišču, na primer vodno paro pri vrelišču pri navadnem zračnem tlaku. Plin, za katerega bi natančno veljala plinska enačba, imenujemo **idealni plin**. Idealni plin je dober približek za pline, s katerimi običajno delamo poskuse. To je namišljen plin, s pomočjo katerega skušamo razložiti obnašanje pravih, realnih plinov. Rečemo lahko tudi, da je idealni plin *model*. **Realni plini se obnašajo približno tako kot idealni plin, če so njihove temperature dovolj visoke, tlaki pa nizki.**

Obnašanje idealnega plina pojasnimo na osnovi termičnega gibanja molekul (poglavje 7.2). Tak način obravnave plinov kot velike množice neurejeno gibajočih se molekul imenujemo **kinetična teorija plinov** (grško *kinetikos* pomeni gibanje). Kinetična teorija je nauk o termičnem gibanju.

Predpostavimo, da idealni plin sestavljajo molekule z *zanemarljivo majhno prostornino*, ki so tako daleč, da so tudi *sile* med njimi *zanemarljivo majhne*. Molekule torej obravnavamo kot točkasta telesa. V idealnem plinu se molekule gibljejo v vseh smereh in prožno trkajo druga ob drugo ter ob stene posode, v kateri se nahaja plin. Sile med molekulami delujejo le ob trkih, ko se hitrost in smer gibanja posameznih molekul spremenita, med zaporednimi trki pa se molekule gibljejo premo in prosto (teže molekul ne upoštevamo). Sila, s katero molekule delujejo na *površinsko enoto stene*, je enaka **tlaku plina**. **Tlak plina je torej posledica trkov plinskih molekul ob steno posode**. Zaradi neurejenega gibanja molekul in trkov na poljubno ploskvico v plinu povzročajo te na vse stene posode enak tlak. **Molekule idealnega plina so torej majhne toge kroglice z zanemarljivo majhno prostornino, med katerimi (razen pri trkih) ne delujejo nobene sile. Termično gibanje njegovih molekul obravnavamo tako kot gibanje velikega števila točkastih teles.**

7.5.1 Plinske spremembe

Plin lahko *stiskamo*, *raztezamo* (*razpenjamo*), *segrevamo* ali *ohlajamo*. **Vsak proces, pri katerem se masa plina ne spremeni** ($m = \text{konst.}$), **imenujemo plinska sprememba**. Pri plinski spremembi se število plinskih molekul in število molov (množina plina, $n = m/M$) *ne spremenita*. **Termično stanje plina določajo tri termodinamične količine: tlak, temperatura in prostornina**. Če se med plinsko spremembo spremeni ena od termodinamičnih količin, se spremeni vsaj še ena od ostalih dveh. Plina na primer ne moremo segreti tako, da se pri tem ne bi spremenila niti njegova tlak niti njegova prostornina.

Preden je bilo znano, da je plin sestavljen iz velikega števila molekul, ki se termično gibljejo, in preden je bila poznana plinska enačba, so znanstveniki s številnimi eksperimenti ugotovili različne zakonitosti, ki veljajo za plinske spremembe. Danes so te zakonitosti samoumevne tako rekoč vsakemu razgledanemu posamezniku, v tistih časih – govorimo o 17. in 18. stol. – pa temu ni bilo tako, zato so jim rekli **plinski zakoni**. Te so poimenovali po enem ali več odkriteljih, kar še dandanes v strokovni literaturi povzroča zmedo, saj so zakoni v različnih delih sveta znani pod različnimi imeni. Imenom se bomo zato skušali izogniti, še toliko bolj zato, ker *so plinski zakoni le posebni primeri plinske enačbe*. Predstavljajo pa pomemben korak do odkritja plinske enačbe, do katere danes pridemo lahko tudi po teoretični poti.

V nadaljevanju bomo obravnavali tri glavne spremembe – izobarno, izotermno in izohorno, ki jih bomo na koncu združili v t. i. splošno plinsko spremembo. Od tu do plinske enačbe je nato samo korak. (Obstaja še t. i. adiabatna plinska sprememba, ki pa je v srednji šoli ne obravnavamo.)

Izobarna sprememba

Izobarna sprememba je plinska sprememba, pri kateri se tlak plina ne spremeni: $p = \text{konst.}$ Pri izobarni spremembi se spremenita temperatura in prostornina plina. Izobarna sprememba je torej možna le v primeru, če lahko plin spreminja svojo prostornino.

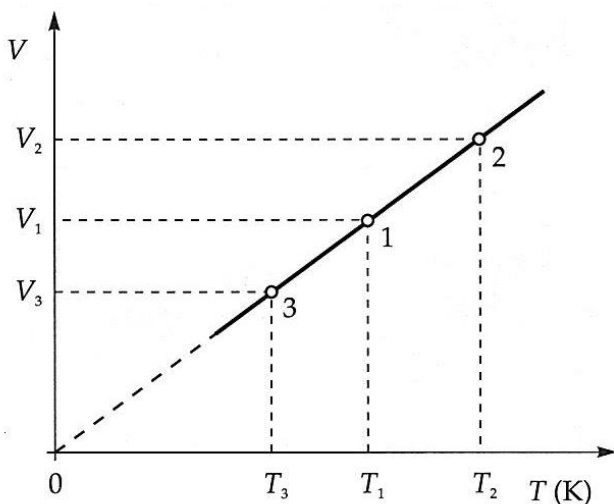
Ugotovimo, da **je prostornina dane množine plina premo sorazmerna z absolutno temperaturo.** Če plin segrejemo pri konstantnem tlaku, se njegova prostornina poveča; če ga ohladimo, se prostornina zmanjša.

Velja torej: $V \propto T$ oziroma: $\boxed{\frac{V}{T} = \text{konst.}}$: enačba izobarne spremembe

V literaturi je enačba najpogosteje znana kot Gay-Lussacov [ge-lizakov] zakon, Charlesov zakon ali enostavno prostorninski zakon.

Če ima plin na začetku tlak p_1 , temperaturo T_1 in prostornino V_1 , ima po koncu segrevanja temperaturo T_2 in prostornino V_2 , pri ohlajanju pa ima na koncu temperaturo T_3 in prostornino V_3 ; tlaka sta v obeh primerih enaka začetnemu: $p_3 = p_2 = p_1 = \text{konst.}$

Začetno in končno stanje plina pri segrevanju povezuje enačba $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2}$, pri ohlajanju pa $\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_3}{T_3}$.



Slika 1: Graf izobare

Iz obeh enačb sledi, da je pri izobarni spremembi zveza med prostornino in temperaturo plina *linearna*. Premico, ki v grafu $V(T)$ ponazarja to odvisnost, imenujemo **izobara**. Izobara je narisana na sliki 1.

Vsaka točka na izobari predstavlja neko **termično stanje plina**. Termični stanji v prvem primeru predstavljata točki 1 in 2, termični stanji v drugem primeru pa točki 1 in 3.

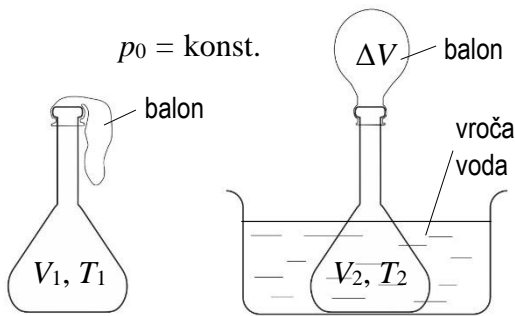
Spomnimo se, da je s *plinskim termometrom* na konstanten tlak definirana Kelvinova temperaturna lestvica. Enačba izobare kaže, da bi bila prostornina idealnega plina pri absolutni ničli ($T = 0 \text{ K}$) enaka nič. Če izobaro na sliki podaljšamo, seka temperaturno os v absolutni ničli.

Zakaj smo v bližini absolutne ničle izobaro narisali črtkano? Plinska enačba velja za idealni plin, ki je tako razredčen, da smemo lastno prostornino molekul zanemariti v primerjavi s prostornino plina. Ko plin ohlajamo pri konstantnem tlaku, se lastna prostornina molekul ne spreminja, prostornina plina pa se zmanjšuje. Zato je predpostavka o idealnem plinu vedno bolj vprašljiva. Plinske molekule so res zelo majhni delci, vendar njihova prostornina ne more biti nič. Pri nizki temperaturi nastopi še en pojav, ki ga na osnovi plinske enačbe ne moremo predvideti – ko plin ohlajamo pri konstantnem tlaku, so razdalje med molekulami vedno manjše; privlačne sile med molekulami zato naraščajo. **Pri dovolj nizki temperaturi se vsi realni plini utekočinijo.** Pri normalnem tlaku se dušik utekočini pri temperaturi $-196 \text{ }^\circ\text{C}$, kisik pri temperaturi $-183 \text{ }^\circ\text{C}$, vodik pa pri temperaturi $-253 \text{ }^\circ\text{C}$. Zadnji se utekočini helij, pri temperaturi $-269 \text{ }^\circ\text{C}$ ali 4 K . *Pri zelo nizkih temperaturah plinska enačba torej ne velja več.* Nekateri plini so pri dovolj visokem tlaku tekoči že pri sobni temperaturi, kar se lepo vidi pri prozornih plinskih vžigalnikih. Če jeklenko z gospodinjskim plinom potresemo, razločno čutimo, da je v njej kapljevina.

V enačbi za izobarno spremembo *ne nastopa relativna molekulska (oz. kilomolska) masa plina, ki določa vrsto plina. Iz tega sledi, da se pri segrevanju vsi idealni plini enako raztezajo.*

Poskus

Na prazno merilno bučko s prostornino $V_1 = 250 \text{ ml}$ navlečemo balon. Izmerimo temperaturo zraka v bučki T_1 (slika 2a). Nato bučko postavimo v posodo z vrelo vodo pri temperaturi T_2 . Zrak v bučki se razširi in balon se napihne (slika 2b). Izračunajmo prostornino balona.



Slika 2a

Slika 2b

Med raztezanjem balona je tlak v balonu ves čas enak zunanjemu zračnemu tlaku $p_0 = 1 \text{ bar}$ (majhne razlike zaradi napetosti gume znašajo nekaj kPa, kar lahko zanemarimo). Sprememba je torej izobarna.

Prostornina zraka v bučki se poveča na V_2 , razliko obeh prostornin prevzame balon; njegova prostornina je torej $\Delta V = V_2 - V_1$.

Pri pouku smo izmerili: $T_1 = 22 \text{ }^\circ\text{C} = 295 \text{ K}$, $T_2 = 99 \text{ }^\circ\text{C} = 373 \text{ K}$.

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \rightarrow V_2 = V_1 \frac{T_2}{T_1} = 250 \text{ ml} \cdot \frac{373 \text{ K}}{295 \text{ K}} = \underline{315 \text{ ml}} \rightarrow \Delta V = 315 \text{ ml} - 250 \text{ ml} = \underline{65 \text{ ml}}$$

Prostornina zraka v bučki se torej poveča za 65 ml .

Ker za idealni plin vemo, kako se njegova prostornina spreminja s temperaturo, lahko zanj natančno določimo prostorninsko razteznost β . Vzemimo, da ima plin pri temperaturi T prostornino V . Ko plin pri konstantnem tlaku segrejemo za temperaturno razliko ΔT , se temperatura plina poveča na $T + \Delta T$, prostornina plina pa na $V + \Delta V$.

Iz plinskega zakona: $\frac{V}{T} = \text{konst.}$, ki ga za naš primer zapišemo takole: $\frac{V}{T} = \frac{V + \Delta V}{T + \Delta T}$, sledi:

$$VT + V \Delta T = VT + T \Delta V \text{ in po preureditvi: } T \Delta V = V \Delta T \text{ oziroma: } \Delta V = V \cdot \frac{1}{T} \cdot \Delta T.$$

Če dobljeno enačbo primerjamo z enačbo za prostorninsko raztezanje: $V = V\beta\Delta T$, s katero smo definirali prostorninsko razteznost β (poglavje 7.4.2), vidimo, da za vsak idealni plin velja:

$$\boxed{\beta = \frac{1}{T}} : \text{ prostorninska razteznost idealnega plina}$$

Temperaturni koeficient prostorninskega raztezka β je torej pri idealnih plinih enak obratni vrednosti absolutne temperature. Čim bolj vroč je plin, tem manjši je relativni raztezek prostornine pri nadaljnjem segrevanju. Za realne pline ter predvsem za kapljevine in trdine zgornja enačba seveda ne velja; prostorninsko razteznost β moramo izmeriti, in sicer za vsak temperaturni interval posebej.

Izotermna sprememba

Izotermna sprememba je plinska sprememba, pri kateri se temperatura plina ne spremeni: $T = \text{konst.}$ Pri izotermni spremembi se spremenita tlak in prostornina plina.

Angleški znanstvenik Robert Boyle je v drugi polovici 17. stoletja ugotovil, da pri izotermni spremembi velja tole: če se tlak plina 2-krat, 3-krat, ... n -krat poveča (zmanjša), se prostornina plina 2-krat, 3-krat, ... n -krat zmanjša (poveča). **Prostornina plina je torej obratno sorazmerna s tlakom.** Pri razpenjanju (povečanju prostornine) se tlak plina zmanjša, pri stiskanju pa poveča.

Pri izotermni spremembi torej zveza med tlakom p in prostornino plina V ni linearna. Razmišljamo takole: če plin razpnemo z začetne prostornine V_1 na prostornino V_2 , se tlak pri tem zmanjša z začetnega p_1 na p_2 za enak faktor k . Velja torej: $V_2 = kV_1$ in $p_2 = p_1/k$. Od tu izrazimo:

$$k = \frac{V_2}{V_1} = \frac{p_1}{p_2}, \text{ od koder sledi: } p_1 V_1 = p_2 V_2 \text{ oziroma:}$$

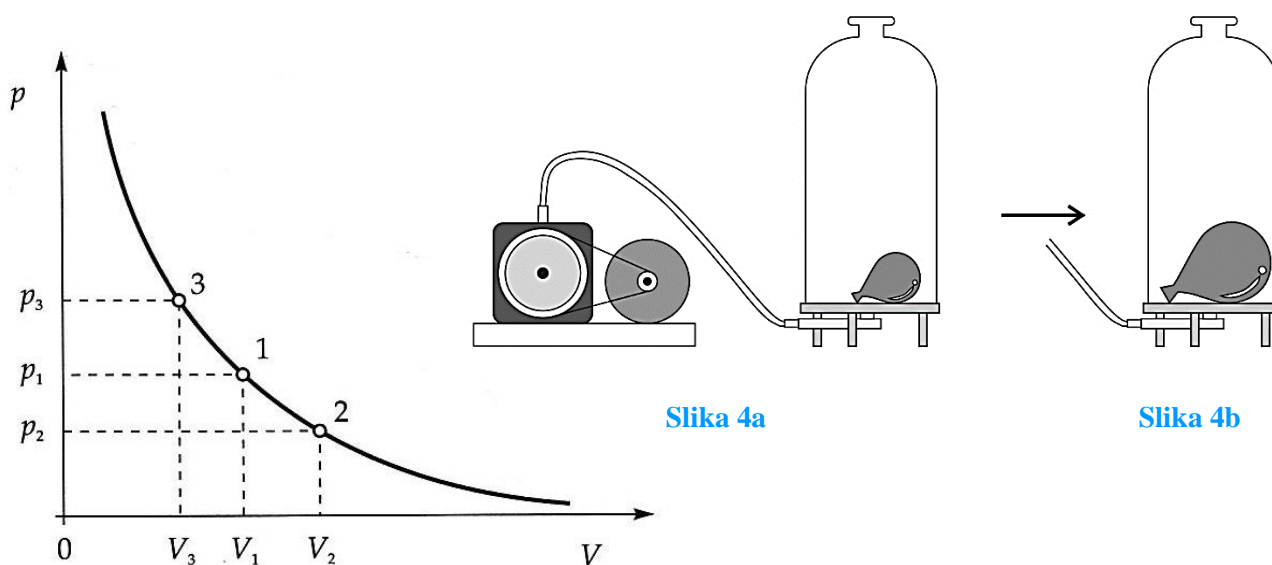
$$pV = \text{konst.} \quad : \text{ enačba izotermne spremembe}$$

ki je znana tudi kot **Boylov¹ zakon**. Z besedami ga izrazimo takole: **pri izotermni spremembi je produkt tlaka in prostornine konstanten**. Če torej plin stisnemo z začetne prostornine V_1 na prostornino V_3 , se tlak pri tem poveča s p_1 na p_3 , stanji pa povezuje enačba: $p_1V_1 = p_3V_3$.

Krivuljo, ki v grafu $p(V)$ ponazarja odvisnost med tlakom in prostornino², imenujemo **izoterma**. Narisana je na sliki 3. Na izotermi stanja plina pri razpenjanju in stiskanju ponazarjajo točke 1, 2 in 3.

Poskus

Boylov zakon prepričljivo prikažemo z delno napihnjnim balonom, ki ga položimo pod steklen zvon. Tlak v balonu je enak zunanjemu zračnemu tlaku (slika 4a). Nato na zvon priključimo vakuumsko črpalko in iz njega izsesamo zrak. Zračni tlak v zvonu pade, zato se prostornina balona poveča, balon se napihne (slika 4b). Ko snamemo cev, s katero je priključena črpalka, zrak vdre nazaj v zvon, tlak se spet normalizira in prostornina balona se zmanjša nazaj na prvotno velikost.



Slika 3: Graf izoterme

Pri pouku smo si ogledali naslednji [filmček](#): Potapljač ima v roki narobe obrnjen merilni valj, v katerem je pri zunanjem zračnem tlaku 1 bar približno 2 litra zraka. Nato se potopi 10 m pod gladino. Ker se pri spuščanju v vodi hidrostatični tlak na vsakih 10 m globine poveča za 1 bar, je celoten tlak na tej globini 2 bara. Na filmu razločno vidimo, da je tedaj prostornina zraka v valju okoli 1 liter, kar je v skladu z Boylovim zakonom (pri dvakrat večjem tlaku je prostornina dvakrat manjša).

Splošna plinska sprememba

Zapišimo zdaj Boylov zakon v obliki:

$$p_1V_1 = p_2V_2 \quad \text{pri} \quad T = \text{konst.}$$

Skupaj z Gay-Lussacovim zakonom, ki opisuje izobarno spremembo in ga zapišemo v obliki:

$$\frac{V_1}{T_1} = \frac{V_2}{T_2} \quad \text{pri} \quad p = \text{konst.}$$

¹ Ker je v istem obdobju zakon neodvisno od Boyla odkril tudi francoski fizik in duhovnik Edme Mariotte, mu (posebno v Franciji) pravijo tudi Boyle-Mariottov [marjotov] zakon.

² V matematiki rečemo takšnemu grafu obratnega sorazmerja *hiperbola*.

ga združimo v:

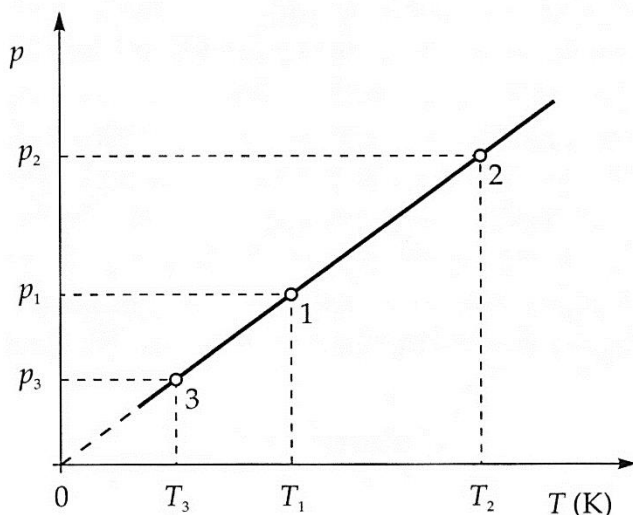
$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \quad \text{ozioroma} \quad \boxed{\frac{pV}{T} = \text{konst.}} : \text{ splošni plinski zakon}$$

Zares nova enačba pri $T_1 = T_2$ preide v Boylov zakon in pri $p_1 = p_2$ v enačbo izobarne spremembe (Gay-Lussacov zakon).

Novi enačbi pravimo **splošni plinski zakon**, opisuje pa **splošno plinsko spremembo**, torej takšno, pri kateri ima plin na koncu (po končani spremembi) drugačen tlak, temperaturo in prostornino kot na začetku (pred spremembo). Drugače rečeno: **pri splošni plinski spremembi se spremenijo vse tri termodinamične količine**, in sicer tako, da je vrednost izraza $\frac{pV}{T}$ vseskozi stalna. Z izbrano maso plina ni mogoče doseči drugačnega stanja od tistih, ki jih dovoljuje splošni plinski zakon.

Izohorna plinska sprememba

Izohorna sprememba je plinska sprememba, pri kateri se prostornina plina ne spremeni: $V = \text{konst.}$ Pri izohorni spremembi se spremenita tlak in temperatura. Izohorno spremembo dosežemo, če plin zapremo v posodo s togimi stenami, katere povečanje (zmanjšanje) prostornine pri segrevanju (ohlajanju) lahko zanemarimo, npr. jeklenka, steklenica ipd.



Slika 5: Graf izohore

Do enačbe za izohorno spremembo pridemo zdaj enostavno tako, da v splošnem plinskem zakonu

$$\frac{p_1 V_1}{T_1} = \frac{p_2 V_2}{T_2} \quad \text{postavimo: } V_1 = V_2$$

in dobimo enačbo:

$$\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2} \quad \text{ozioroma} \quad \boxed{\frac{p}{T} = \text{konst.}} :$$

enačba izohorne spremembe

Enačba, znana tudi pod imenom Amontonsov oz. tlačni zakon, kaže, da je pri konstantni prostornini **tlak plina premo sorazmeren z absolutno temperaturo**. Če plin segrejemo pri konstantni prostornini, se tlak plina poveča; če ga ohladimo, se tlak plina zmanjša.

Začetno in končno stanje plina pri segrevanju povezuje enačba $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_2}{T_2}$, pri ohlajanju pa $\frac{p_1}{T_1} = \frac{p_3}{T_3}$.

Premico, ki v grafu $p(T)$ ponazarja odvisnost tlaka od temperature plina, imenujemo **izohora** (slika 5). Izohora je pri nizkih temperaturah narisana črtkano iz istega razloga kot izobara (str. 2).

7.5.2 Splošna plinska enačba

Italijanski fizik in kemik Amedeo Avogadro je leta 1818 prišel do odkritja, da je v enakih prostorninah plinov pri enakem tlaku in enaki temperaturi enako število molekul. Razmišljamo lahko tudi v drugi smeri: **enake množine plinov zavzamejo pri enakih pogojih – to je pri enaki temperaturi in tlaku – enake prostornine**.

Pri enakih pogojih je torej prostornina plina sorazmerna množini plina.

Velja torej: $V \propto n$ oziroma: $\boxed{\frac{V}{n} = \text{konst.}}$: Avogadrov zakon

Vemo, da so najmanjši delci v plinih dvoatomne molekule (O_2 , N_2 , H_2 , F_2 , Cl_2), razen v žlahtnih plinih (He , Ne , Ar , Kr , Xe), ki so enoatomni. Do tega v kemiji pomembnega spoznanja je prišel Avogadro na osnovi svojega zakona. S skrbnim merjenjem tlaka plina pri različnih pogojih so tako ugotovili, da 1 mol katerega koli plina pri določeni temperaturi in določenem tlaku vedno zavzame enako prostornino. Če izberemo t. i. **normalne pogoje**: *normalno temperaturo* $T_0 = 0^\circ\text{C} = 273\text{ K}$ in *normalni tlak* $p_0 = 1,013\text{ bar} = 101,3\text{ kPa}$, pokažejo poskusi, da ima 1 mol plina pri teh pogojih prostornino $V_0 = 22,4\text{ l} = 22,4\text{ dm}^3$, ki ji pravimo *molska prostornina oz. molski volumen*. Po Avogadrovem zakonu ima 1 kmol = 1000 mol katerega koli plina pri normalnih pogojih 1000-krat večjo prostornino, to je $V_0 = 22,4\text{ m}^3$ (*kilomolski volumen*).

Splošni plinski zakon $\frac{pV}{T} = \text{konst.}$ povežemo z Avogadrovim zakonom v novo enačbo:

$$\frac{pV}{nT} = \text{konst.}$$

Enačbo posplošimo z izbiro začetnega stanja, ki je lahko katerokoli, ki ga plin lahko zasede. Stanje je enolično določeno, če izberemo vrednosti dveh termodinamičnih spremenljivk, pri čemer tretje ne moremo izbrati poljubno, ampak je taka, da zadošča splošnemu plinskemu zakonu (str. 5). Kot začetno stanje lahko zato izberemo normalne pogoje p_0 in T_0 in kilomolski volumen V_0 . Kvocient termodinamičnih spremenljivk in množine plina v začetnem stanju lahko izračunamo:

$$\frac{p_0 V_0}{n_0 T_0} = \frac{1,013 \cdot 10^5 \text{ Nm}^{-2} \cdot 22,4 \text{ m}^3}{1 \text{ kmol} \cdot 273 \text{ K}} = \underline{8310 \text{ Nm kmol}^{-1} \text{ K}^{-1}}$$

Izračunana količina je **splošna plinska konstanta R** (splošna zato, ker ni odvisna od vrste plina):

$$\mathbf{R = 8310 \text{ J/kmol K}}$$

Upoštevali smo, da je $\text{J} = \text{Nm}$. Končno lahko zapišemo enačbo, ki opisuje vsa možna stanja poljubne mase plina:

$$\frac{pV}{nT} = \frac{p_0 V_0}{n_0 T_0} = R$$

Preuredimo in dobimo **splošno plinsko enačbo**:

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

7.5.3 Gostota plina

Včasih plin nima znane prostornine (npr. zrak v ozračju). Takrat je boljše plinsko enačbo izraziti z gostoto plina pri določenih pogojih. Seveda pa velja: če se prostornina plina poveča, se gostota plina zmanjša in obratno.

V splošno plinsko enačbo:

$$pV = \frac{m}{M} RT \quad \text{vstavimo } m = \rho V \text{ in dobimo: } pV = \frac{\rho V}{M} RT$$

in po krajšanju z V : $p = \frac{\rho}{M} RT \quad \rightarrow \quad pM = \rho RT \quad \rightarrow \quad \boxed{\rho = \frac{pM}{RT}}$: gostota idealnega plina


Gostota danega plina ($M = \text{konst.}$) je **premo sorazmerna s tlakom plina in obratno sorazmerna z absolutno temperaturo**. Če se pri stalnem tlaku ($p = \text{konst.}$) temperatura zraka poveča, se gostota zraka zmanjša. Hladen zrak je gostejši od toplega.

Vidimo tudi, da je pri enakih pogojih **gostota plina odvisna od vrste plina** (od njegove molske mase M). Plini, ki imajo večjo relativno molekulsko maso kot zrak ($M_r = 29$), imajo pri enakih pogojih večjo gostoto kot zrak. Takšen je ogljikov dioksid ($M_r = 44$), ki je približno 1,5-krat gostejši od zraka, zato se zadržuje pri tleh in v kletnih prostorih.

Pri alkoholnem vrenju mošta nastaja večja količina ogljikovega dioksida, ki zmanjša koncentracijo kisika v zraku, zato je lahko takrat zadrževanje v neprezračenih vinskih kletih smrtno nevarno. Pri vdihavanju ga ne čutimo, zato nas lahko prehitijo nezavest, preden spoznamo nevarnost. Ali je koncentracija ogljikovega dioksida v prostoru povišana, lahko preverimo s preprostim testom: v prostoru prižgemo svečo in če ta hitro ugasne, je treba klet nemudoma zapustiti.

Na ognjeniškem področju okrog Vezuva uhajajo iz tal mnogi strupeni plini, zlasti pa CO_2 . Vse te nevarne pline razpihajo vetrovi. V Pasji jami v okolici Neaplja pa se ogljikov dioksid nabira pri tleh v plasteh, ki so v globljih delih jame čedalje debelejši. Medtem ko človek še normalno diha, se lahko njegov pes, ki je bližje tlom, že zaduši. Zato obiskovalci puščajo svoje pse pri vhodu in opazujejo, kdaj bo ugasnil plamen sveče, ki jo držijo v roki.

Leta 1986 je v jezeru Nyos v Kamerunu odjeknila ogromna eksplozija, zaradi katere je umrlo 1.700 ljudi in več kot 3.500 živali. V okolici 25 kilometrov je bilo uničeno dobesedno vse. Znanstveniki so ugotovili, da žepi magne na dnu jezera v vodo spuščajo CO_2 , ki se zaradi visokega hidrostatičnega tlaka raztaplja v vodi v velikih koncentracijah. Tistega dne pa je postala voda v jezeru s plinom prenasičena in je zato delovala kot zamašek na steklenici. Sledila je omenjena eksplozija, ki je za seboj pustila katastrofalno razdejanje. Poleg jezera Nyos veljata za eksplozivni še dve afriški jezera, in sicer bližnje jezero Monoun in pa jezero Kivu v Vzhodnem Kongu.

Pri pouku smo si ogledali  [filmček](#) o plinu žveplovem heksafluoridu SF_6 ($M_r = 146$), ki je kar petkrat gostejši od zraka.

Vlažen zrak je zmes suhega zraka in vodne pare. *Vlažen zrak ima manjšo gostoto kot suh* (pri enaki temperaturi), saj se nekaj molekul v zraku nadomesti z lažjimi vodnimi molekulami (ki imajo $M_r = 18$). Zaradi manjše gostote je nižji tudi zračni tlak. Zmanjšanje zračnega tlaka torej lahko pomeni večjo vlažnost zraka in s tem možnost poslabšanja vremena (slika 6).



Slika 6