

Gáztörvények

(vázlat)

1. Gázhalmazállapot jellemzése
2. Ideális gázok modellje
3. Állapotjelzők
 - Nyomás
 - Térfogat
 - Hőmérséklet
 - Anyagmennyiség
 - Tömeg
4. Hőmérséklet kinetikai értelmezése
5. Nyomás kinetikai értelmezése
6. Állapotegyenlet
7. Állapotegyenlet alkalmazása különböző állapotváltozásokra
 - Izoterm állapotváltozás
 - Izobár állapotváltozás
 - Izochor állapotváltozás
8. Fizikatörténeti vonatkozások
 - Boyle
 - Mariotte
 - Gay-Lussac
 - Brown
 - Boltzmann
 - Avogadro
 - Kelvin (William Thomson)
9. Kísérletek
 - Boyle-Mariotte törvényének bizonyítása
 - Légnyomás meghatározása Melde-csővel

Gázhalmazállapotú anyagok tulajdonságai

A gázhalmazállapotú anyagok viselkedésének leírása viszonylag egyszerűbb, mint a folyadékoké vagy a szilárd anyagoké, mert anyagi minőségtől függetlenül bizonyos szempontból lényegében egyformán viselkednek.

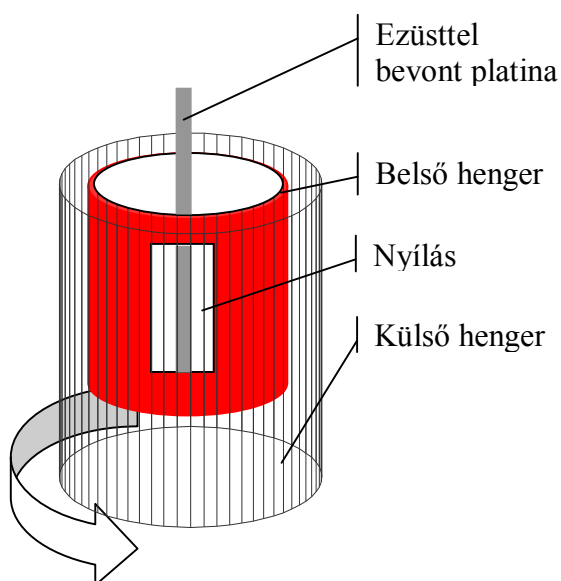
- A gázban lévő **molekulák rendezetlen mozgást végeznek**. Ezzel magyarázható a Tyndall által megfigyelt jelenség is.

Tyndall megfigyelte, hogy a levegőben lévő porszemek zezzugos mozgást végeznek. Ez azzal magyarázható, hogy a levegőben lévő molekulák mozognak és mozgásuk során porszemeknek, ütköznek, így a porszemek az eredő erő irányába mozdulnak el.

Ez a jelenség hasonló, mint amelyet Robert Brown, skót botanikus figyelt meg, aki 1827-ben folyadékba kevert virágpórt vizsgált mikroszkópjával. Megfigyelte a virágszemcsék szabálytalan mozgását, de nem tudta megmagyarázni, hogy mi okozza ezt a mozgást. A jelenség első matematikai leírását Albert Einstein adta meg.

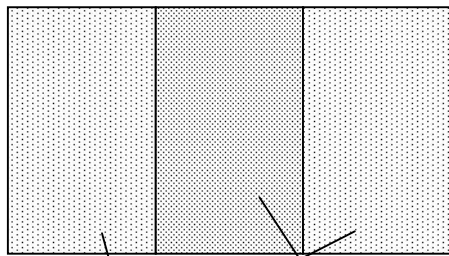
- A gáztérben lévő **molekulák** állandó hőmérséklet mellett is **különböző sebességgel mozognak**. A legtöbb molekula egy adott hőmérsékleten átlagos sebességgel mozog. Ennél nagyobb vagy kisebb sebességgel csak kevés molekula mozog. Ezt legszembetűnőbben Ottó Stern bizonyította kísérletileg.

Ottó Stern kísérlete:



Egy platina szálat ezüsttel vont be. A rudat behelyezte egy nyílással rendelkező hengerbe, ezt pedig behelyezte egy állandó szögsebességgel forgó hengerbe. A rendszert felmelegítette egy olyan állandó hőmérsékletre, amelyen az ezüst éppen párolog. A belső henger nyílását kinyitotta annyi időre, amennyi alatt a külső henger egyszer körbefordul. Egyszeri körülfordulás után a külső henger palástját levették és megvizsgálták. Azt tapasztalták, hogy az ezüstatomok nem egyenletesen csapódtak be a palást felületére.

Az első tartományban kevés ezüstatomot találtak, ebből arra következtettek, hogy



nagy sebességgel kevés molekula rendelkezik.

Az utolsó tartományban is kevés atom csapódott be. Ezek érték el legkésőbb a palást felszínét, mert sebességük kicsi volt.

A legtöbb részecske átlagos sebességgel rendelkezett és a középső tartományba csapódott be.

- a gázokban lévő **molekulák háromfajta mozgást végeznek:**

a) haladó mozgást

b) forgómozgást

c) rezgőmozgás

- Amíg a részecskék mozgási energiája lényegesen nagyobb, mint a közöttük levő kölcsönhatásból származó energia (másodrendű kötőerők), addig a molekulák egymástól függetlenül végzik mozgásukat, a halmaz gázállapotban van.

Gázállapotban **a molekulák átlagos távolsága több nagyságrenddel nagyobb, mint saját átmérőjük**, így egymásra gyakorolt hatásuk kicsi, gyakorlatilag elhanyagolható.

Ideális gázok modellje

Mérések azt mutatják, ha a gáz sűrűsége nem túl nagy, akkor a legtöbb gáz fizikai viselkedése hasonló. Ezért célszerű bevezetni egy olyan *idealizált modellt*, amely a gázok közös tulajdonságait tartalmazza, de az egyedi tulajdonságokat figyelmen kívül hagyja (pl. a gáz színét, szagát, stb.).

Ezt a modellt **ideális gázmodellnek** nevezzük, amelynek a következő tulajdonságai vannak:

- a molekulák pontszerűek,
- rendezetlenül mozognak,
- tökéletesen rugalmasan ütköznek.

Leginkább a nemesgázok viselkedése hasonlít az ideális gázmodellhez.

A valódi gázokban ez a három feltétel csak közelítőleg teljesül.

Állapotjelzők

Az **állapotjelzők** azok a mérhető makroszkopikus jellemzői egy anyagnak, amely segítségével az anyag sajátosságai meghatározhatók.

A gázok állapotát egyértelműen meghatározó állapotjelzők a gáz:

- térfogata,
- nyomása,
- hőmérséklete,
- anyagmennyisége,
- tömege.

Az állapotjelzők között vannak **intenzív állapotjelzők**, amelyek a folyamat során **kiegyenlítődnek**. Ilyenek a nyomás és a hőmérséklet.

Vannak olyan állapotjelzők, amelyek a folyamat során **összeadódnak**. Ezek az **extenzív állapotjelzők**. Ilyen a tömeg, az anyagmennyiség, a térfogat.

Bármely állapotjelző megváltozása — pl. hűtés — legalább egy, de inkább több állapotjelző megváltozását is maga után vonja.

Az állapotjelzők közötti összefüggés matematikai leírása az **állapotegyenlet**.

Néhány mondat az állapotjelzőkről

a) Térfogat

A gázok térfogata az a térrész, amelyben a molekulák mozoghatnak.

Jele: V

Mértékegysége: $[V]=\text{m}^3$

b) Nyomás

A felületre merőleges nyomóerő és a felület nagyságának a hányadosa.

Jele: p

Mértékegysége: $[p]=\text{N}/\text{m}^2=\text{Pa}$

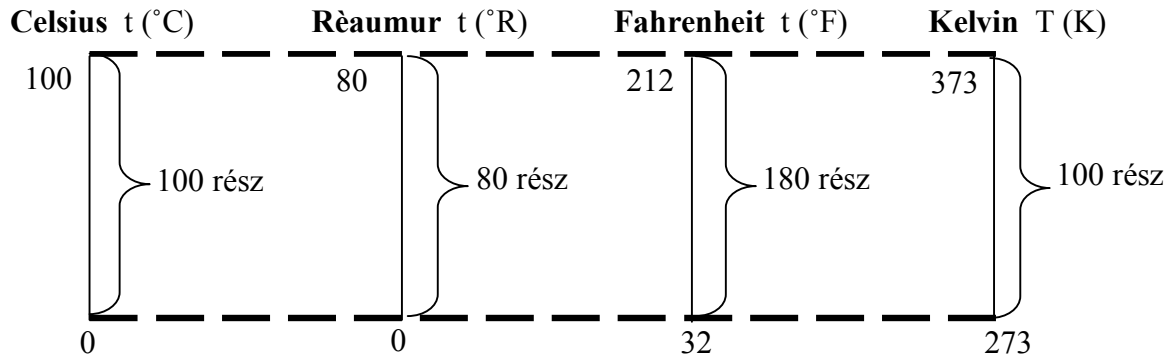
c) Hőmérséklet

Hőmérséklet mérésére felhasználható minden olyan jelenség, amelyről tudjuk, hogy milyen függvény szerint változik a

hőmérséklettel. Leggyakrabban a folyadékok térfogatváltozását szokták hőmérséklet mérésére használni.

- Jele: T \longrightarrow ha Kelvinben van kifejezve a hőmérséklet.
 t \longrightarrow ha Celsius-, Réaumur-, Fahrenheitben van kifejezve.

Néhány hőmérsékleti skála



d) Anyagmennyiség

A mérleggel mérhető mennyiségek nagyon sok részecskéből állnak. Az anyagmennyiség mértékegysége a mol.

Egy mol annak a rendszernek az anyagmennyisége, amely $6 \cdot 10^{23}$ db részecskét tartalmaz.

Az anyagmennyiség jele: n

e) Tömeg

A gáz tömegét m -mel jelöljük.

Mértékegysége: kg.

A hőmérséklet kinetikai értelmezése

A hőmérséklet kinetikai értelmezése azt jelenti, hogy összefüggést keresünk a gázban lévő molekulák mozgása és a gáz hőmérséklete között.



Kísérlet:

1. Felszívunk az egyik fecskendőbe 5 cm^3 tömény ammónia oldatot, a másik fecskendőbe 5 cm^3 tömény sósav oldatot.
2. A két fecskendő tartalmát a cső két végén egyidejűleg a csőbe juttatjuk, majd a csövet dugóval bedugjuk.

Tapasztalat:

Bizonyos idő elteltével a csőben fehér füstgyűrű keletkezik.

Magyarázat:

A gázok a csőben diffundálva találkoznak és egymással reagálva fehér NH_4Cl -ot (szalmiáksót) képeznek.

A szalmiáksó kialakulásához az ammónia molekuláknak \bar{v}_{NH_3} sebességgel s_{NH_3} utat kellett megtenni, a hidrogén-klorid molekuláknak \bar{v}_{HCl} sebességgel s_{HCl} utat kellett megtenni.

$$\begin{aligned} s_{\text{NH}_3} &= \bar{v}_{\text{NH}_3} \cdot t \\ s_{\text{HCl}} &= \bar{v}_{\text{HCl}} \cdot t \end{aligned}$$

A kísérlet során megmérjük az ammónia és a hidrogén-klorid molekulák által megtett utak hosszát a találkozásig.

Az összefüggésből megállapítható, hogy a molekulák által megtett utak aránya megegyezik a molekulák átlagsebességének arányaival.

$$\frac{s_{\text{HCl}}^2}{s_{\text{NH}_3}^2} \approx \frac{1}{2}$$

A kísérlet során megállapítható, hogy a hidrogén-klorid és ammónia molekulák által megtett utak négyzeteinek aránya megközelítőleg $\frac{1}{2}$.

$$\frac{\bar{v}_{\text{HCl}}^{-2}}{\bar{v}_{\text{NH}_3}^{-2}} \approx \frac{1}{2}$$

Ebből viszont az is következik, hogy a molekulák átlagsebességek négyzetének aránya is $\frac{1}{2}$.

$$\frac{M_{\text{NH}_3}}{M_{\text{HCl}}} = \frac{17 \frac{\text{g}}{\text{mol}}}{36,5 \frac{\text{g}}{\text{mol}}} \approx \frac{1}{2}$$

Ha a két gáz moláris tömegét összehasonlítjuk, akkor hasonló arányt kapunk, mint az átlagsebességek négyzetének aránya. Ebből következik, hogy az ammónia és a hidrogén-klorid molekulák tömegének aránya is $\frac{1}{2}$.

$$\frac{m_{0\text{NH}_3}}{m_{0\text{HCl}}} \approx \frac{1}{2}$$

$$\frac{m_{0\text{NH}_3}}{m_{0\text{HCl}}} = \frac{v_{\text{HCl}}^{-2}}{v_{\text{NH}_3}^{-2}}$$

A két jelzett arányt egyenlővé tehetjük, majd rendezzük az egyenletet.

Ezt követően mindkét oldalát $\frac{1}{2}$ -del beszorozzuk. Így a következő összefüggést kapjuk:

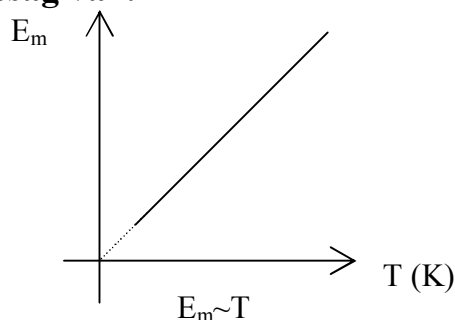
$$\frac{1}{2} m_{0\text{NH}_3} \cdot v_{\text{NH}_3}^{-2} = \frac{1}{2} m_{0\text{HCl}} \cdot v_{\text{HCl}}^{-2}$$

A levezetésből láthatjuk, hogy állandó hőmérsékleten különböző molekulák átlagos mozgási energiája megegyezik.

Ha csökkentjük a gázok hőmérsékletét, akkor csökken a molekulák átlagos mozgási energiája, de az soha nem lehet nulla.

Azt a *képzelt* hőmérsékletet, amelyen a molekulák átlagos mozgási energiája nullává válna, **abszolút nulla foknak** nevezzük. Ez a kelvin-féle hőmérsékleti skála alappontja. Ez $-273,16 \text{ } ^\circ\text{C}$.

Ennek a hőmérsékleti skálának a bevezetése azért lényeges, mert így a molekulák átlagos mozgási energiája és a kelvinben kifejezett hőmérséklet között egyenes arányosság van.



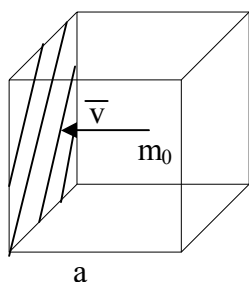
A molekulák átlagos mozgási energiája egyenesen arányos a kelvinben kifejezett hőmérséklettel, az arányossági tényező $2,07 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}}$.

$$\overline{E}_m = 2,07 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot T$$

Gázok nyomásának kinetikai értelmezése

A gázok nyomása és a gázmolekulák átlagos mozgási energiája között is összefüggés van. Ezt vizsgáljuk meg egy gondolat kísérlet során.

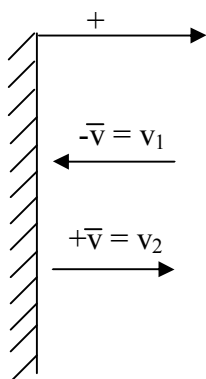
Gondolatban töltsünk meg egy a oldalhosszúságú, kocka alakú tartályt gázzal.



- Így a gáztartály térfogata $V=a^3$.
- Legyen a tartályban N számú molekula.
- A molekulák tömege legyen m_0 .
- Tételezzük fel, hogy valamennyi molekula átlagsebességgel rendelkezik. (\bar{v})
- Nagyszámú molekula esetén belátható, hogy egy adott pillanatban a tartály mindegyik lapja felé $\frac{N}{6}$ db molekula mozog.

Elegendő a kocka alakú tartály egyetlen oldalán megvizsgálni, hogy a molekulák mozgásából adódóan mekkora lesz a nyomás értéke. Mivel mindegyik oldal felé ugyanannyi molekula mozog ugyanakkora átlagos sebességgel, mindegyik oldalon ugyanakkora lesz a nyomás.

Nézzük meg, hogy a jelzett falon mekkora nyomást hoz létre **egyetlen molekula**:



$$p_0 = \frac{F_0}{A} = \frac{m_0 \cdot \Delta \bar{v}}{a^2 \cdot \Delta t} = \frac{m_0 \cdot (\bar{v}_2 - \bar{v}_1)}{a^2 \cdot \Delta t} = \frac{2 \cdot m_0 \cdot \bar{v}}{a^2 \cdot \Delta t}$$

A nyomás kifejezésekor felhasználjuk a lendülettételt, amely szerint az erőlkés megegyezik a lendületváltozással.

$$F_0 \cdot \Delta t = m_0 \cdot \Delta \bar{v}$$

A jelzett fal felé $\frac{N}{6}$ db molekula mozog. Ezek által létrehozott nyomás p .

Δt jelölje azt az időt, amely ahhoz szükséges, hogy a legtávolabbról, azaz a távolságról induló molekula is elérje a jelzett falat.

$$\text{Így } \Delta t = \frac{a}{v}.$$

Folytassuk a levezetést:

$$p = \frac{N}{6} \cdot p_0 = \frac{N}{6} \cdot \frac{2 \cdot m_0 \cdot \bar{v}}{a^2 \cdot \Delta t} = \frac{N \cdot m_0 \cdot \bar{v}}{3 \cdot a^2 \cdot \frac{a}{v}} = \frac{N \cdot m_0 \cdot \bar{v}^2}{3 \cdot V}$$

Bővítsük a törtet $\frac{2}{2}$ -del!

$$p = \frac{N \cdot m_0 \cdot \bar{v}^2}{3 \cdot V} \cdot \frac{2}{2} = \frac{2 \cdot N}{3 \cdot V} \cdot \frac{1}{2} \cdot m_0 \cdot \bar{v}^2$$

Vagyis:

$$\mathbf{P = \frac{2 \cdot N}{3 \cdot V} \cdot \bar{E}_m}$$

A levezetésből látszik, hogy zárt térben lévő, állandó mennyiségű ideális gáz nyomása egyenesen arányos a gázmolekulák átlagos mozgási energiájával, az arányossági tényező $\frac{2 \cdot N}{3 \cdot V}$.

Ideális gázok állapotegyenlete

A gázok állapotjelzői közötti összefüggést az **állapotegyenlet** írja le.

Ahhoz, hogy ezt az összefüggést megkapjuk, fel kell használni a gázok nyomásának és hőmérsékletének kinematikai értelmezésekor kapott összefüggéseket. Ezek a következők:

$$p = \frac{2 \cdot N}{3 \cdot V} \cdot \overline{E_m}$$

$$\overline{E_m} = 2,07 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot T$$

A nyomás képletébe behelyettesíthetjük a molekulák átlagos mozgási energiájára kapott összefüggést:

$$p = \frac{2 \cdot N}{3 \cdot V} \cdot 2,07 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}} T$$

Rendezzük egy oldalra az állapotjelzőket:

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{2}{3} \cdot 2,07 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot N$$

A $\frac{2}{3} \cdot 2,07 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}}$ szorzat egy állandót határoz meg, melyet Boltzmann-állandónak nevezünk, és k -val jelölünk.

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

Így az állapotegyenlet egyik, gyakran használt formájához jutunk:

$$\frac{p \cdot V}{T} = k \cdot N$$

A molekulák száma kifejezhető az Avogadro-szám és mólok számának a szorzataként. $N = N_A \cdot n$

Így az állapotegyenlet egy másik formában is felírható:

$$\frac{p \cdot V}{T} = k \cdot N_A \cdot n$$

A $k \cdot N_A$ szorzat egy újabb állandót határoz meg, amelyet egyetemes gázállandónak nevezünk, és R -rel jelölünk.

$$R = 8,31 \frac{\text{J}}{\text{mol} \cdot \text{K}}$$

Az állapotegyenlet másik formája:

$$\frac{p \cdot V}{T} = n \cdot R$$

Ki lehet fejezni a mólok számát a gáz és a moláris tömeg hányadosával is:

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

Így a képlet a következőképpen módosul:

$$\frac{p \cdot V}{T} = \frac{m}{M} \cdot R$$

Ideális gázok állapotjelzői közötti összefüggést az állapotegyenlet írja le.

Állandó mennyiségű ideális gáz nyomásának és térfogatának szorzata osztva a kelvinben kifejezett hőmérséklettel mindig egy állandót határoz meg. Ez az állandó kifejezhető $k \cdot N$ vagy $n \cdot R$ vagy $\frac{m}{M} \cdot R$ szorzattal.

Állandó mennyiségű ideális gáz két tetszőleges állapota közötti összefüggést fejezi ki az **egyesített gáztörvény**:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = n \cdot R$$

$$\frac{p_2 \cdot V_2}{T_2} = n \cdot R$$

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T_1} = \frac{p_2 \cdot V_2}{T_2}$$

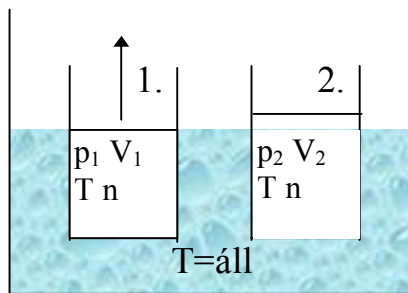
Ideális gázok állapotváltozása

1. Állandó hőmérsékleten történő állapotváltozás

Az állandó hőmérsékleten történő állapotváltozást **izoterm állapotváltozásnak** nevezzük.

Erre az állapotváltozásra vonatkozó törvényt egy angol és egy francia fizikus állapította meg. Az ő tiszteletükre **Boyle-Mariotte**-törvénynek nevezzük.

Az állapotváltozásra vonatkozó összefüggéshez mi is eljuthatunk egy gondolatkísérlet során.



Egy hőtartályban (termosztátban) dugattyúval elzárt edényben n anyagmennyiségű gáz van.

A gáz térfogatát nagyon lassan változtatjuk, úgy, hogy közben a hőmérséklete állandó marad.

A gáz kezdeti állapotát a p_1 , V_1 , T és n , a végső állapotát a p_2 , V_2 , T és n állapotjelzők jellemzik.

Mindkét állapotra felírható az állapotegyenlet:

$$\frac{p_1 \cdot V_1}{T} = n \cdot R$$

$$\frac{p_2 \cdot V_2}{T} = n \cdot R$$

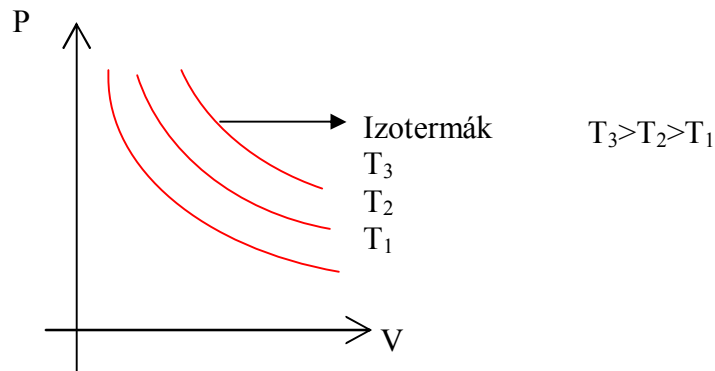
A két egyenletből következik, hogy

$$p_1 \cdot V_1 = p_2 \cdot V_2$$

Boyle-Mariotte-törvény: Állandó mennyiségű ideális gáz izoterm állapotváltozásakor a nyomás és térfogat szorzata állandó.

Állandó mennyiségű ideális gáz nyomása és térfogata között fordított arányosság van.

Izoterm állapotváltozáskor a p-V síkon ábrázolt grafikonokat **izotermáknak** nevezzük. Minél magasabb a hőmérséklet, annál magasabban futnak az izotermák.

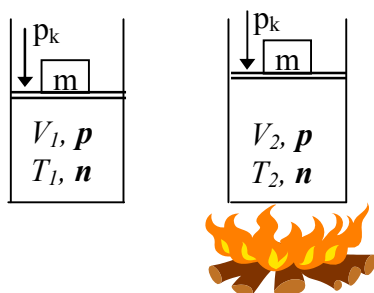


2. Állandó nyomáson történő állapotváltozás

Az állandó nyomáson történő állapotváltozást **izobár állapotváltozásnak** nevezzük.

Erre az állapotváltozásra vonatkozó törvényt **Gay-Lussac I. törvényének** is szokták nevezni. Az igazsághoz hozzátartozik, hogy Gay-Lussac valóban felfedezte ezt a törvényt, de csak harmadikként. A törvény első két felfedezője Jacques Alexandre Charles (francia fizikus) és John Dalton (angol vegyész) volt. Ez indokolja, hogy vannak olyan országok, ahol ezeket a törvényeket Charles-törvényeknek nevezik.

Ismét egy gondolkísérlettel juthatunk el az állapotváltozást jellemző összefüggéshez.



Egy súrlódás nélkül mozgó A felületű dugattyúval ellátott hengerben n anyagmennyiségű gáz van. Elkezdjük a tartályt melegíteni. A dugattyúra kívülről állandó nyomás nehezedik ($p = p_k + \frac{m \cdot g}{A}$).

Ezzel egyezik meg a hengerben lévő gáz nyomása is.

A gáz kezdeti állapotát a T_1 , V_1 , p és n , a végső állapotát a T_2 , V_2 , p és n állapotjelzők jellemzik.

Mindkét állapotra felírható az állapotegyenlet:

$$\frac{p \cdot V_1}{T_1} = n \cdot R$$

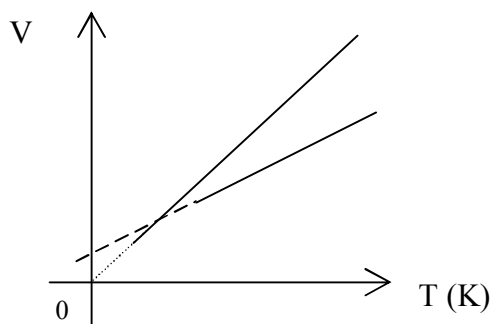
$$\frac{p \cdot V_2}{T_2} = n \cdot R$$

A két egyenletből következik:

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

Gay-Lussac I. törvénye: Állandó mennyiségű ideális gáz izobár állapotváltozásakor a térfogat és a kelvinben kifejezett hőmérséklet hányadosa egy állandót határoz meg.

Ha a térfogatot a kelvinben kifejezett hőmérséklet függvényében ábrázoljuk, akkor a kapott függvények az izobárok.



3. Állandó térfogaton történő állapotváltozás

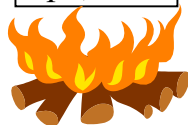
Az állandó térfogaton történő állapotváltozást **izochor állapotváltozásnak** nevezzük.

Gondoljuk végig a következő folyamatot:

$$\begin{matrix} V, n, \\ p_1, T_1 \end{matrix}$$

$$\begin{matrix} V, n, \\ p_2, T_2 \end{matrix}$$

Egy V térfogatú zárt tartályban n anyagmennyiségű gázt melegítünk.



A gáz kezdeti állapotát a p_1 , T_1 , V és n , a végső állapotát a p_2 , T_2 , V és n állapotjelzők jellemzik.

Mindkét állapotra felírható az állapotegyenlet:

$$\frac{p_1 \cdot V}{T_1} = n \cdot R$$

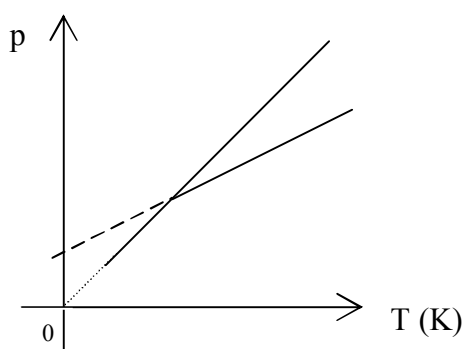
$$\frac{p_2 \cdot V}{T_2} = n \cdot R$$

A két egyenletből következik:

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

Gay-Lussac II. törvénye: Állandó mennyiségű ideális gáz izochor állapotváltozásakor a nyomás és a kelvinben kifejezett hőmérséklet hányadosa egy állandót határoz meg.

Ha a nyomást a kelvinben kifejezett hőmérséklet függvényében ábrázoljuk, akkor a kapott függvények az izochorok.



Fizikatörténeti vonatkozások

Robert Boyle (1627- 1691)



Angol-ír vegyész és természetfilozófus.

A gázok tulajdonságaival kapcsolatos úttörő kísérleteiről, valamint az anyag részecsketermészetéről vallott nézeteiről vált ismertté. 1661-ben készített tanulmányt arról, hogy állandó hőmérsékleten a gáz térfogata fordítottan arányos a nyomással.

Ez utóbbival előfutára lett a kémiai elemek modern elméletének.

Edme Mariotte (1620-1684)



Francia fizikus és növényfiziológus.

Robert Boyle-tól függetlenül fedezte fel azt a törvényt, amely kimondja, hogy a gázok térfogata a nyomással fordított arányban változik állandó hőmérsékleten. Ezt az alapvető fizikai és kémiai tételt általában Boyle-törvénynek nevezik, Franciaországban azonban Mariotte-törvénynek, míg a német és magyar szakirodalomban Boyle–Mariotte-törvényként ismerik.

A növényeket tanulmányozva arra a következtetésre jutott, hogy a növények kémiai folyamatok útján szintetizálnak anyagokat, amely folyamatok növényenként változnak. Elméletét jóval később igazolták. Tanulmányozta a növényi nedvek nyomását, és azt az állatok vérnyomásához hasonlította.

Gay Lussac (1778-1850)



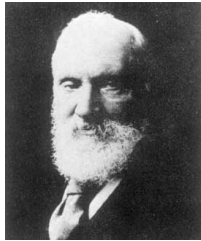
Francia vegyész és fizikus; a gázok viselkedésének és a kémiai analízis technikáinak úttörő kutatója, a meteorológia egyik megalapítója.

1802-ben kimutatta, hogy azonos hőmérsékletemelkedés hatására minden gáz a térfogatának ugyanakkora hányadával tágul.

1804-ben hidrogéntöltésű léggömbbel vizsgálta a Föld mágneses térerősségének és a levegő kémiai összetételének magasság szerinti változásait. 1808-ban

közzétette a törvényt, miszerint a gázok nagyon egyszerű arányokban vegyülnek és a vegyüléskor bekövetkező térfogatcsökkenés is egyszerű viszonyban áll legalább az egyik gázéval. Felfedezte a bórt és 1813-ban a jódot.

Lord Kelvin, William Thomson (1824-1907)



William Thomson az írországi Belfastban született 1824. június 26-án. Glasgow-ban, fizikatanárként az egyetemen tanított és kutatott egész életén át. Főképp a hő-, az elektromosság- és a mágnességterületen érdeklődött.

1848-ban adta ki első nagyobb munkáját, amelyben Carnot hőelméletének alapján bevezette az abszolút hőmérsékleti skálát.

1851-ben megfogalmazta a termodinamika második főtételét.

Thomson több kísérletet, mérést James Prescott Joule-lal közösen végzett el. Felfedezték azt a jelenséget, amit később Joule-Thomson-féle jelenségnek neveztek el a fizikusok. Ennek lényege, hogy a gázok kiterjedés közben lehűlnek, összenyomva pedig felmelegsznek.

Kimutatta, hogy a rezgésidő a kapacitástól (C) és az öninduktivitástól (L) függő mennyiség.

Tanulmányozta az elektromos jelek hosszú kábeleken való terjedését is, és módszert dolgozott ki a jelek késésének csökkentésére. Enélkül a transzatlanti, tenger alatti távírókábelek megvalósítása lehetetlen lett volna.

1890-ben a londoni Királyi Társaság elnökévé választották. Két évvel később nemességet kapott Lord Kelvin of Largs címmel.

Egyetemi tanári állásáról 1899-ben lemondott. 1907. december 17-én halt meg Londonban. Koporsóját a Westminster-apátságban helyezték el, Newton sírhelye közelében.

Ludwig Eduard Boltzmann (1844-1906)



Született: 1844. febr. 20. Bécs – meghalt: 1906. szept. 5. Duino, Olaszország

Fizikus, legnagyobb eredményeit a statisztikus mechanika kidolgozásában érte el.

Az 1870-es években Boltzmann mutatta meg, hogy a termodinamikának az energiacserére vonatkozó második főtétele megmagyarázható a mechanika törvényeinek és a

valószínűségelméletnek az atomok mozgására való alkalmazásával.

Ennek során világossá tette a második főtétel lényegében statisztikus voltát, és megmutatta, hogy egy rendszer azért közeledik a termodinamikai egyensúlyi állapot (tökéletesen egyenletes energia-eloszlás) felé, mert az egyensúly egy anyagi rendszer mindenképpen legvalószínűbb állapota.

E vizsgálatai során Boltzmann kidolgozta az adott hőmérsékletű rendszer különböző részei közti energia-eloszlás általános törvényét és levezette az energia ekvipartíció elméletét (Maxwell–Boltzmann-féle eloszlási törvény). A törvény szerint egy atom valamennyi különböző mozgásirányában a résztvevő energia átlagos mennyisége azonos.

Amadeo Avogadro (1776-1856)



Élete:

- 1776. augusztus 9-én született Torinóban és 1856. július 9-én halt meg ugyanitt.
- 1800 körül magán úton kezdi el természettudományos tanulmányait.
- 1803: Felice bátyjával együtt kezdett el elektromosságtani kutatásokat.
- 1806: Kinevezik tanársegéddé a Torinói Akadémián.
- 1809-1820: A természettudományokat tanít egy kollégiumban.
- 1811: Főleg Gay-Lussac eredményei és Dalton atomhipotézise alapján megfogalmazza nevezetes feltételezéseit:
 1. Az elemi gázok kétatomos molekulákból állnak.
 2. Azonos térfogatú gázok azonos körülmények közt azonos számú molekulákat tartalmaznak.
- 1820-1850: A rövidebb politikai természetű kényszerszüneteket leszámítva a torinói egyetemen tanít.

Munkássága:

- A gázokkal kapcsolatos vizsgálatai alapján a molekulák felépítésére újszerű elméletet alkotott.
- Törvényeinek ismertetését franciául is megjelentette.
- Felismerte, hogy a molekulák tömegének aránya azonos hőmérsékleten és nyomáson megegyezik a különböző gázok sűrűségének arányával.

Brown, Robert (1773 Skócia – 1858 London)

Skót botanikus, aki leginkább arról ismert, hogy ő fedezte fel az oldatban lévő virágpór részecskék természetes, folytonos mozgását. Ezt a mozgást Brown-mozgásnak nevezték el.

Maga Brown is megállapította, hogy "a részecskéknek ezt a mozgását sem az őket tartalmazó folyadék áramlása, sem annak belső, feltételezhetően a párolgást kísérő mozgása nem okozhatja". A Brown-mozgás matematikai leírását Einstein adta meg.