

Gázt tartalmazó edényben a molekulák rendszertelenül, de szakadatlanul ütköznek egymással. Azt a közepes távolságot, amelyet egy-egy molekula két ütközés között megtehet, a molekula közepes szabad úthosszának nevezzük. Ez függ a gáz állapotától. Tekintsünk egy homogén, azonos molekulákból álló gázteret.

Időegység alatt a molekula akkora utat fut be, mint amekkora az átlagos sebessége. Ha ugyanezen időegység alatt átlagosan $\bar{z}$ ütközésben vesz részt, akkor átlagos szabad úthossza

$$\bar{\lambda} = \frac{\bar{v}}{\bar{z}},$$

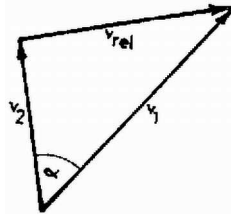
ahol $\bar{v}$ a molekula átlagos sebessége.

Tegyük fel ideiglenesen, hogy a gáztér minden molekulája áll, kivéve egyet, amelynek sorsát most megfigyeljük. Legyenek a molekulák d átmérőjű gömbök. A mozgó molekula akkor ütközik egy állóba, ha a középpontjára illeszkedő és sebességvektorával párhuzamos egyenesnek az álló molekula középpontjától mért távolsága kisebb d -nél. A mozgó molekula középpontja az ütközések következtében egy zezugos, egyenes szakaszokból álló vonalon halad. Ha e köré a töröttvonal köré végig $2d$ átmérőjű hengert képzelünk, akkor láthatjuk, hogy a mozgó molekula időegység alatt megtett útja során ütközni fog mindazokkal az álló molekulákkal, amelyeknek a középpontja a henger belsejébe esik.

Ha a molekulák sűrűsége a térben ϱ_m , akkor a mozgó molekula által időegység alatt befutott hengerben $d^2 \pi \bar{v} \varrho_m$ molekula van, tehát időegység alatt ennyi ütközésben vesz részt, azaz

$$\bar{z} = d^2 \pi \bar{v} \varrho_m.$$

Mivel azonban a valóságban a többi molekula is mozog, ezért az imént egyedül mozgónak tekintett molekula sebességének a többi molekulához mért relatív sebességét kell számítanunk.



Két, összeütközés pillanatában lévő molekulát tekintve, legyen sebességük v_1 , ill. v_2 az ábra szerint. Ekkor az első molekula relatív sebessége a másodikhoz viszonyítva vektorkivonással kapható. Nagysága a koszinusztételből adódik:

$$v_{\text{rel}}^2 = v_1^2 + v_2^2 - 2v_1 v_2 \cos \alpha.$$

A relatív sebesség négyzetének átlaga a jobb oldal átlagainak összege. Mivel az összes molekula sebességének négyzetes középértéke ugyanaz, ezért

$$\overline{v_1^2} = \overline{v_2^2} = \overline{v^2};$$

továbbá mivel a molekulák sebességének minden iránya egyenlően valószínű, azaz a két sebességvektor között lévő α szög koszinusza egyenlő valószínűséggel vesz fel pozitív és negatív értékeket, melyeknek abszolút értéke egyenlő, ezért

$$\overline{\cos \alpha} = 0.$$

Végeredményben tehát az ütközések számát megadó összefüggésbe $\bar{v}$ helyett $\sqrt{2}\bar{v}$ -t kell írunk, azaz

$$\bar{z} = \sqrt{2} d^2 \pi \bar{v} \varrho_m.$$

A közepes szabad úthosszra tehát kapjuk, hogy

$$\bar{\lambda} = \frac{1}{\sqrt{2} d^2 \pi \varrho_m}.$$

Meg kell jegyeznünk, hogy a molekulák d átmérője a valóságban nem fix érték. Függ az ütköző molekulák mozgási energiájától, vagyis a hőmérséklettől. A számításba veendő átmérőt effektív átmérőnek nevezzük.

Ha a $pV = NkT$ állapotegyenletből kifejezzük a molekulásűrűséget, akkor látjuk, hogy állandó hőmérsékleten a közepes szabad úthossz fordítottan arányos a gáz nyomásával.

A közepes szabad úthossznak és a gázt tartalmazó edény karakterisztikus hosszmeretének a viszonya jellemzi az edényben kialakított vákuum minőségét. A vákuum fogalma tehát relatív fogalom.

Három vákuumszintről szokás beszélni:

Nagyvákuumról (magasvákuum), ha a közepes szabad úthossz jóval nagyobb az edény karakterisztikus méreténél. (Karakterisztikus hossz az a méretet tekintjük, amely valamilyen kísérlet szempontjából figyelembe veendő hossz-mérete az evakuált térrésznek.) Ilyenkor a gáz molekulái az edény falával ütközve, többször is befuthatják az edény karakterisztikus hosszát anélkül, hogy egymással ütköznének.

Közepes vákuumról beszélünk, ha a közepes szabad úthossz megegyezik az edény karakterisztikus hosszával, vagy inkább kisebb annál.

Kisvákuumról (alacsonyvákuum) van szó, ha a közepes szabad úthossz jóval kisebb az edény karakterisztikus hosszánál.

Példaképpen számítsuk ki 20 °C-os levegőre vonatkozólag a közepes szabad úthosszokat. A levegőt alkotó molekulák zömének effektív átmérője az adott hőmérsékleten $3,8 \cdot 10^{-10}$ m.

Tekintsük a következő nyomástartományokat, a szokásos méretű edények esetén:

- a) normális nyomás (10^5 Pa) ,
- b) kisvákuum $(150 \text{ Pa} - 3 \text{ Pa})$,
- c) közepes vákuum $(0,4 \text{ Pa} - 0,013 \text{ Pa})$,
- d) nagyvákuum $(2,1 \cdot 10^{-3} \text{ Pa} - 4,6 \cdot 10^{-5} \text{ Pa})$.

Az elmondottak szerint a molekulasűrűséget az állapotegyenletből kifejezve és a szabad úthossz összefüggésébe beírva:

$$\bar{\lambda} = \frac{kT}{\sqrt{2}\pi d^2 p} = \frac{1,38 \cdot 10^{-23} \frac{\text{J}}{\text{K}} \cdot 293 \text{ K}}{\sqrt{2}\pi (3,8 \cdot 10^{-10})^2 \text{m}^2 \cdot p} = \frac{6,3 \cdot 10^{-3} \frac{\text{N}}{\text{m}}}{p}.$$

p helyébe a fenti nyomásértékeket rendre behelyettesítve kapjuk a következő közepes szabad úthosszakokat a 20 °C-os levegőre:

- a) normális nyomáson: 60 nanométer,
- b) kisvákuumban: 50 mikrométer–2,2 miliméter,
- c) közepes vákuumban: 2 centiméter–50 centiméter,
- d) nagyvákuumban: 3 méter–140 méter.

Ilyen értelemben például vákuum van egy porózus falú edény pórusaiban annak ellenére, hogy az edényt kitöltő gáz nyomása mondjuk, 1 bar. Ugyanis a pórusok átmérője néhányszor tíz nanométer, a normális nyomású levegőben a közepes szabad úthossz is kb. ugyanennyi, így a gáz molekulái többször is átmehetnek a pórusokon úgy, hogy csak a fallal ütköznek, egymással pedig nem.