

1.2. Закони газового стану

План

1. Основні параметри газів
2. Основні закони газового стану
3. Універсальна газова стала
4. Закон Авогадро

1. Основні параметри газів

Тиском p називається сила [Н], яка припадає на одиницю площі чи поверхні [м²]. Отже, за одиницю тиску беруть 1 Н/м²

Питомий об'єм газу v — це об'єм одиниці маси цього газу.

Нехай об'єм V (м³) містить m (кг) газу. Тоді питомий об'єм цього газу визначиться так:

$$v = V / m, \quad [\text{м}^3/\text{кг}] \quad (1.1)$$

Величина, обернена до питомого об'єму, що характеризує масу даного газу в одиниці його об'єму, називається **густиною газу** ρ , тобто

$$\frac{1}{v} = \frac{m}{V} = \rho, \quad [\text{кг}/\text{м}^3] \quad (1.2)$$

З рівнянь (1) і (2) дістанемо:

$$V = v \cdot m \quad \text{і} \quad m = \rho \cdot V \quad (1.3)$$

Температура характеризує ступінь нагріву робочого тіла — газу. Для вимірювання температур у Міжнародній системі одиниць (СІ) прийнято шкалу Кельвіна. Температуру, виміряну в градусах шкали Кельвіна, називають **абсолютною температурою** і позначають $T^\circ\text{К}$.

У технічній термодинаміці для вивчення властивостей робочих тіл — газів — користуються не реальними газами, а ідеальним газом.

Ідеальний газ — це фіктивний газ, у якому не діють сили міжмолекулярного притягання, а самі молекули газу не мають об'єму і приймаються за матеріальні точки.

Припущення про ідеальні гази дає можливість спростити розрахунки, пов'язані з процесами взаємного перетворення тепла й роботи.

$$p \cdot v = R \cdot T \quad - \text{рівняння стану для 1 кг ідеального газу} \quad (1.4)$$

$pV = mRT$ - це рівняння для будь – якої кількості газу (довільної маси газу). (1.5)

p - тиск газу, $H/кг$.

v - питомий об'єм газу, $м^3/кг$

R – питома газова стала $\left[\frac{Дж}{кг \cdot K} \right]$.

m – маса газу, $кг$.

T – абсолютна температура газу, $^{\circ}K$.

Молекули реального газу на відміну від ідеального мають кінцевий об'єм і взаємодіють між собою. Тому для реального газу рівняння стану має значно складніший вигляд. У 1873 р. голландський фізик Ван дер Ваальс вивів рівняння стану для реальних газів. Добуте теоретично рівняння добре відбиває фізичні властивості газів.

Рівняння Ван дер Ваальса має такий вигляд:

$$p = RT / (v - b) - a/v^2 \quad (1.6)$$

де a і b — поправочні коефіцієнти до рівняння Клапейрона, що залежать від природи газу. Поправочний член a/v^2 характеризує сили взаємного притягання молекул реального газу і вимірюється в одиницях тиску. Поправочний коефіцієнт b до рівняння Клапейрона є граничним об'ємом, який зайняв би газ при нескінченно великому стисканні, і є, отже, **власним об'ємом молекул** реального газу. Вимірюється коефіцієнт b в одиницях об'єму. Рівняння Ван дер Ваальса не настільки зручне, для практичних розрахунків, як рівняння Клапейрона, оскільки , поправочні коефіцієнти a і b різні для різних газів. Проте рівняння Ван дер Ваальса описує стан газу в широких межах тисків і температур і дає змогу якісно простежити процес переходу газу в рідину.

2.Основні закони газового стану

Закон Бойля-Маріотта. Якщо зміна стану газу походить при постійній температурі, то питомий об'єм обернено пропорційний тиску:

$$P_1 V_1 = P_2 V_2 \quad (1.7)$$

$$P_1 V_1 = \text{const} \quad (1.8)$$

для даної маси при незмінній температурі газі добуток тиску на питомий об'єм – величина постійна (const).

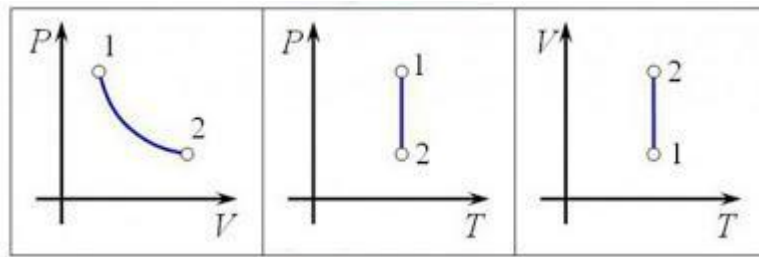


Рис. 1. Графіки ізотермічного процесу

Закон Гей-Люссака. Якщо зміна стану газу проходить при постійному тиску, то питомий об'єм прямо пропорційний абсолютним температурам:

$$\frac{V_2}{V_1} = \frac{T_2}{T_1} \quad (1.9)$$

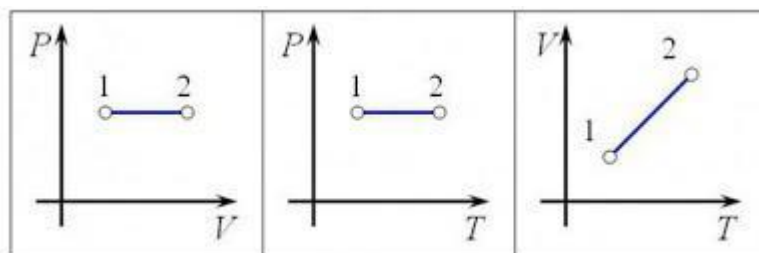


Рис. 2. Графіки ізобарного процесу

Закон Шарля. Якщо зміна стану газу проходить при постійному об'ємі, то тиск газу прямо пропорційний абсолютним температурам:

$$\frac{P}{T} = \text{const} \quad (1.10)$$

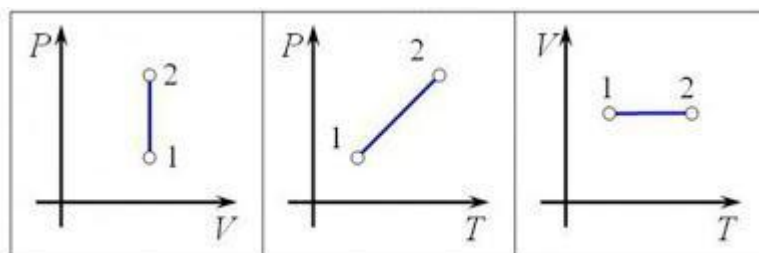


Рис. 3. Графіки ізохорного процесу

3. Універсальна газова стала

Універсальну газову сталу визначають з рівняння Менделєєва-Клапейрона:

$$pV = \frac{m}{\mu} RT \quad (1.11) \text{ - рівняння}$$

Менделєєва-Клапейрона (або рівняння стану ідеального газу)

де, m – маса газу;

μ - молярна маса газу;

R – коефіцієнт пропорційності, який є однаковим для усіх газів і називається універсальною газовою сталою.

Вияснимо фізичний зміст універсальної газової сталої, для цього виразимо її з рівняння Менделєєва-Клапейрона.

$$[R]_{SI} = \left[\frac{pV}{(m/\mu)T} \right]_{SI} = \frac{\text{Па м}^3}{\text{моль К}} = \frac{\frac{\text{Н}}{\text{м}^2} \text{м}^3}{\text{моль К}} = \frac{\text{Н м}}{\text{моль К}} = \frac{\text{Дж}}{\text{моль К}} \quad (1.12)$$

Універсальна газова стала ($[R] = \frac{\text{Дж}}{\text{моль К}}$) – це фізична величина, яка чисельно рівна роботі, яку потрібно виконати над ідеальним газом з кількість речовини 1 моль, щоб змінити його температуру на 1 кельвін.

Експериментальні дослідження показали, що $R = 8,314 \frac{\text{Дж}}{\text{моль К}}$

4.Закон Авогадро

Закон Авогадро — однакові об'єми будь-яких газів при однаковому тиску і температурі містять однакову кількість молекул.

Наслідок закону Авогадро: однакові кількості молекул різних газів при однаковій температурі і однаковому тиску займають однакові об'єми. Так як 1 моль будь-яких газів містить однакову кількість молекул, це число називають сталою Авогадро і позначають N_A

$$N_A = 6.02214076 \times 10^{23} \text{ моль}^{-1} \quad (1.13)$$

Об'єм, який займає один моль будь-якого газу при нормальних умовах, називається молярним об'ємом (позначається V_m). Нормальними (скорочено н. у.) називаються такі умови, коли температура дорівнює 0 °С, а тиск 1 ат., або 760 мм рт. ст. Молярний об'єм усіх газів незалежно від їх маси однаковий і дорівнює 22,4 дм³ (22,4 л).

- **Перший наслідок:** *молі різних газів за однакових умов займають однакові об'єми.*

За нормальних умов молярний об'єм є сталою стандартною величиною і дорівнює $V_m = 22,412$ л/моль. Закон Авогадро можна використовувати для визначення молярної маси будь-якого газу.

- **Другий наслідок:** *маси однакових об'ємів різних газів за однакових температури та тиску співвідносяться між собою, як їхні молярні маси:*

Наслідок випливає з того, що загальна маса певного об'єму газу дорівнює добутку числа молекул N на масу молекули μ ,

отже $m = N\mu$.

Маси двох різних газів, які за однакових умов займають однакові об'єми, становлять відповідно $m_1 = N\mu_1$ та $m_2 = N\mu_2$.

У цих виразах згідно із законом Авогадро число молекул N однакове, тому співвідношенню мас цих газів відповідає співвідношення їхніх молекулярних мас.