

Газові закони для ізопроцесів. Рівняння стану ідеального газу

Ці закони, що стосуються ідеальних газів, мають високу практичну цінність, тому, що реальний газ, в досить широкому інтервалі температур та густин, можна вважати ідеальним.

1⁰. Изобарний процес. Закон Гей-Люссака

Изобарний процес – це процес при сталому тиску (ίσος – «ісос», грец. –рівний; βάρος – «барос», грец. – вага).

Жозеф-Луї ГЕЙ-ЛЮССАК (Франція) в 1802 році експериментально встановив, що

для ідеальних газів, при зміні температури з нуля по Цельсію при сталому тиску та кількості речовини, відносна зміна об'єму, розділена на температуру, для всіх газів є величиною сталою, рівною $1/273,15 \text{ град}^{-1}$, яка називається температурним коефіцієнтом об'ємного розширення (закон Гей-Люссака).

$$\frac{V - V_0}{V_0 t^0} = \alpha \quad (\alpha = \frac{1}{273,15} \text{ град}^{-1}).$$

При цьому кінцевий об'єм ідеального газу можна розраховувати з великою точністю.

$$V = V_0 (1 + \alpha t^0).$$

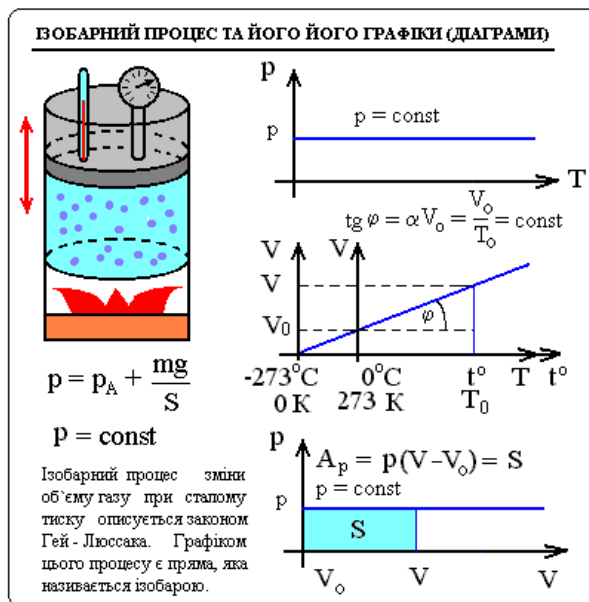
Така точність дає можливість застосовувати закон температурної зміни об'єму ідеального газу в широкому інтервалі температур.

При цьому можна помітити, що існує мінімально можлива температура, при наближенні до якої, об'єм ідеального газу прямуватиме до нуля $V = 0$, якщо $(1 + \alpha t^0) = 0$, звідки $t_{\min} = -1/\alpha = -273,15^\circ\text{C}$.

Як вже вказувалось, на основі температурної зміни характеристик ідеального газу побудована абсолютна температурна шкала (Кельвіна), в якій мотивовано в якості найнижчої температури вводиться абсолютний нуль температури 0 K , який відповідає $-273,15^\circ\text{C}$.

Враховавши що $1 + \alpha t^0 = 1 + \alpha T - \alpha 273 = \alpha T = \frac{T}{T_0}$, формулу ізобарного температурного

розширення ідеального газу можна записати через абсолютну температуру,



$$\frac{V}{V_0} = \frac{T}{T_0}.$$

На основі останнього запису закон Гей-Люссака читається так. При сталості тиску та кількості речовини, відношення об'єму газу до його абсолютної температури є величиною сталою

$$\frac{V}{T} = \frac{V_0}{T_0}.$$

2⁰. Ізохорний процес. Закон Шарля

Ізохорний процес – це процес, який відбувається при сталому об'ємі (χώρας – «хорос», грец. – місце).

Для цього процесу виконується **закон Шарля**, згідно якому при зміні температури з нуля градусів по Цельсію,

при сталому об'ємі та кількості речовини, відносна зміна тиску газу розділена на температуру для всіх газів є величиною сталою рівною температурному коефіцієнту об'ємного розширення.

$$\frac{p - p_0}{p_0 t^{\circ}} = \alpha \quad (\alpha = \frac{1}{273,15} \text{ град}^{-1}).$$

Також, як і для ізобарного процесу,

$$\frac{p}{p_0} = \frac{T}{T_0}$$

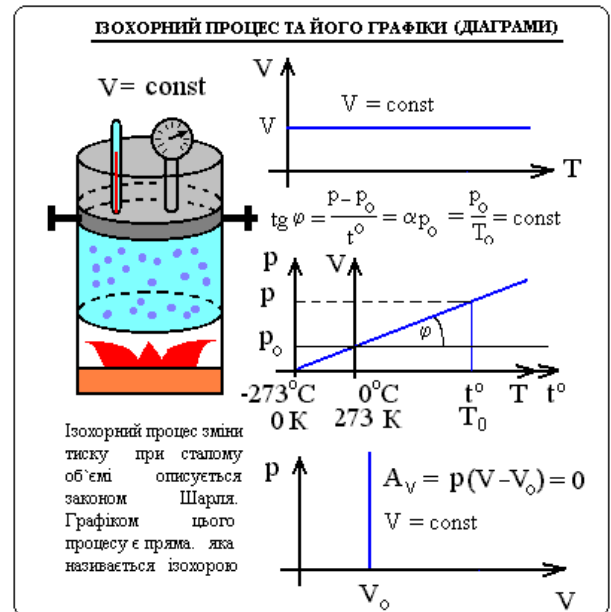
та

$$\frac{p}{T} = \frac{p_0}{T_0}.$$

Отримали іншу форму запису закону Шарля, згідно якій, при сталості об'єму та кількості речовини, відношення тиску газу до його об'єму є величиною сталою.

3⁰. Ізотермічний процес. Закон Бойля-Маріотта

Ізотермічний процес – це процес, який відбувається при сталій температурі (θερμη – «терме», грец. – жар).



Цей процес описується *законом Бойля – Маріотта*, за яким добуток тиску газу на його об'єм при сталій температурі та кількості речовини, є величиною сталою

$$p V = p_0 V_0.$$

Назва закону пояснюється тим, що його експериментально встановив в початковій формі, для повітря, в 1662 році Роберт БОЙЛЬ (25.01.1627 – 30.12.1891, Англія), а в 1676 році в більш повному та загальному вигляді сформулював Едм МАРІОТТ (1620 – 12.05.1684,

Франція).

Легко побачити, що кожен зі наведених трьох дослідних законів може бути виведений з двох інших. Рівняння ізотерми можна отримати (див. мал.) здійснивши переходи від довільного стану – точка x (p,V,T) до початкового (наприклад нормального) стану – точка 0 (p₀,V₀,T₀) двома різними ізопроцесами. Наприклад, спочатку ізобарно, від довільного

стану до проміжного (номер 1), (p,V,T) → (p¹,V¹,T¹), та по ізохорі від проміжного до початкового стану (p¹,V¹,T¹) → (p₀,V₀,T₀) Для процесів в цих переходах матимемо

$$\frac{V}{T} = \frac{V^1}{T^1} \quad (p^1 = p, \text{ ізобарний процес}),$$

$$\frac{p^1}{T^1} = \frac{p_0}{T_0} \quad (V^1 = V \text{ ізохорний процес}).$$

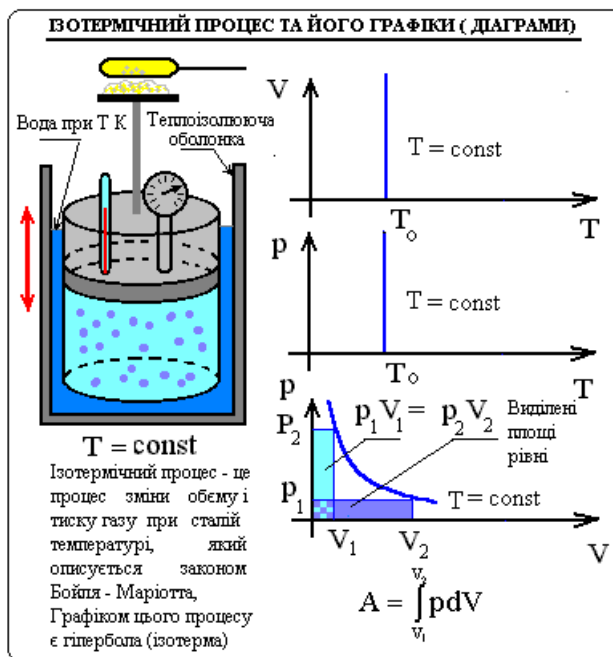
Перемноживши рівняння, матимемо

$$\frac{p^1 V}{T^1} = \frac{p_0 V_0}{T_0}$$

або

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0 V_0}{T_0}$$

Маємо рівняння газового стану, і, при T = T₀ (ізотермічний процес), рівняння закону Бойля-Маріотта.



3⁰. Рівняння стану ідеального газу. Об'єднаний газовий закон

Отже, рівняння стану ідеального газу, яке виражає об'єднаний газовий закон, можна вивести з двох часткових емпіричних газових законів, здійснивши переходи двома різними ізопроцесами від довільного стану – точка $x(p, V, T)$ до початкового (довільного) стану – точка $O(p_0, V_0, T_0)$. Наприклад, спочатку ізобарно, від довільного стану, який лежить на відповідній ізотермі, до проміжного (номер 2),: $(p, V, T) \rightarrow (p_0, V^I, T^I)$, та по кінцевій ізотермі до початкового стану $(p_0, V^I, T^I) \rightarrow (p_0, V_0, T_0)$. Для процесів в цих переходах матимемо



$$\frac{V}{T} = \frac{V^I}{T^I} \quad (p^I = p - \text{ізобарний процес}) \quad \text{та} \quad p^I V^I = p_0 V_0 \quad (T^I = T_0 - \text{ізотермічний процес}).$$

Перемноживши рівняння, отримаємо, як і раніше

$$\frac{pV}{T} = \frac{p_0 V_0}{T_0} = \text{const}.$$

Те ж саме можна отримати, розглянувши переходи від початкового стану до кінцевого через стан 1, або через стан 3, або через 4, чи 5.

До останньої форми рівняння прийшов Анрі КЛАПЕЙРОН (Франція) в 1834 році. В сучасному вигляді це рівняння записав Дмитро МЕНДЕЛЄЄВ (Росія) у 1874 році,

виразивши константу через число молей $\nu = \frac{m}{M}$ та універсальну газову сталу R . Це

можливо зробити, пов'язавши нормальний об'єм всього газу V_0 з нормальним об'ємом моля $V_{0\mu}$

$$V_0 = \nu V_{0\mu}.$$

Тоді

$$\frac{p_0 V_0}{T_0} = \nu \frac{p_0 V_{0\mu}}{T_0} = \frac{m}{M} R.$$

Рівняння стану ідеального газу набуде вигляду

$$pV = \nu RT.$$

Це рівняння виражає **об'єднаний газовий закон**, згідно якому добуток тиску газу на його об'єм розділений на кількість речовини та абсолютну температуру є універсальною газовою сталою, (тобто однаковою для всіх газів)

$$\frac{pV}{\nu T} = R.$$

Останній запис підказує, як виміряти універсальну газову сталу.

Вимірявши тиск, об'єм, температуру даної маси газу, матимемо

$$R = 8,31 \frac{\text{Дж}}{\text{моль} \cdot \text{К}}.$$

