

СОДЕРЖАНИЕ

Введение	4
1 Параметры состояния тела	5
1.1 Удельный объем и плотность	5
1.2 Давление	5
1.3 Температура	6
2 Идеальный газ, уравнение состояния идеального газа	7
3 Газовые смеси	9
3.1 Понятие о газовой смеси	9
3.2 Парциальное давление и закон Дальтона	11
4 Первый закон термодинамики	12
4.1 Внутренняя энергии	14
4.2 Работа процесса	14
4.3 Коэффициент полезного действия (к.п.д.)	15
5 Теплоемкость газов	16
6 Смешение газов	20
7 Основные газовые процессы	22
7.1 Изохорный процесс	22
7.2 Изобарный процесс	23
7.3 Изотермический процесс	23
7.4 Адиабатный процесс	26
7.5 Политропный процесс	28
Список литературы	34

ВВЕДЕНИЕ

Термодинамика это наука о превращениях различных видов энергии из одного вида в другой.

Термодинамика основа на двух установленных законах (началах):

– первый закон является законом преобразования и сохранения энергии примирительно к процессам изучаемых в термодинамике (невозможен процесс возникновения или исчезновения энергии).

– второй закон определяет направления течения реальных (неравновесных) процессов (не возможен процесс, имеющий единственным своим результатом превращения теплоты в работу).

Термодинамический метод исследования основан на законах (началах) термодинамики и представляет собой их логическое и математическое развитие.

Объект исследования в термодинамике называют термодинамической системой или термодинамическим телом.

Принято разделять термодинамику на физическую (или общую), химическую и техническую.

Техническая термодинамика устанавливает закономерности взаимного преобразования теплоты и работы, для чего изучает свойства газов и паров (рабочих тел) и процессы изменения их состояния; устанавливает взаимосвязь между тепловыми, механическими и химическими процессами, протекающих в тепловых двигателях и холодильных установках.

2 ИДЕАЛЬНЫЙ ГАЗ, УРАВНЕНИЕ СОСТОЯНИЯ ИДЕАЛЬНОГО ГАЗА

Под идеальным газом понимают воображаемый газ, в котором отсутствуют силы притяжения между молекулами, а собственный объем молекул исчезающе мал по сравнению с объемом междуполярного пространства.

В действительно существующих газах при высоких температурах и малых давлениях можно пренебречь силами притяжения и объемами самих молекул. Поэтому такие газы можно считать также идеальными.

В тех газах, которые находятся в состояниях, достаточно близких к сжижению, нельзя пренебречь силами притяжения между молекулами и объемом последних. Такие газы нельзя отнести к идеальным, и их называют реальными газами.

Основное уравнение кинетической теории газов имеет следующий вид:

$$P = \frac{2}{3} n (m \times \omega^2) / 2 \quad (2.1)$$

где P - давление идеального газа;

n - число молекул в 1 м^3 газа (концентрация молекул);

m - масса одной молекулы;

ω - так называемая средняя квадратичная скорость поступательного движения молекул.

Выражение $(m \omega^2) / 2$ есть средняя кинетическая энергия поступательного движения одной молекулы.

Таким образом, основное уравнение кинетической энергии газов устанавливает связь между давлением газа, средней кинетической энергией поступательного движения молекул и их концентрацией.

Закон Бойля-Мариотта. При постоянной массе и постоянной температуре произведение давления газа на его удельный или абсолютный объем есть величина постоянная:

$$Pv = \text{const} \quad (2.2)$$

$$PV = \text{const} \quad (2.3)$$

Закон Гей-Люссака. При постоянных давлении и массе удельные или абсолютные объемы газов относятся как абсолютные температуры:

$$v_1/v_2 = T_1/T_2 \quad (2.4)$$

$$V_1/V_2 = T_1/T_2 \quad (2.5)$$

Закон Авогадро. В равных объемах газов и их смесей при одинаковых давлениях и температурах содержится одинаковое число молекул.

$$\mu / \rho = \text{const} \quad \text{или} \quad \mu \times \rho = \text{const} \quad (2.6)$$

Из уравнения следует, что при одинаковых давлении и температуре объем 1 киломоля любого газа будет иметь одно и то же значение (*idem*). Для нормальных условий ($t = 0^\circ\text{C}$, $P = 760$ мм.рт.ст.) объем 1 кмоля всех идеальных газов равен $22,4136 \text{ м}^3/\text{кмоль}$.

Отсюда плотность и удельный объем любого газа при нормальных условиях определяются из простых соотношений:

$$v_n = 22,4 / \mu \quad (2.7)$$

$$\rho_n = \mu / 22,4 \quad (2.8)$$

Для равновесного состояния газа существует вполне определенная, однозначная зависимость между его основными параметрами: давлением, объемом и температурой. Эта зависимость выражается аналитическим уравнением, которое называется уравнением состояния или *уравнением Клапейрона-Менделеева*:

$$\text{для 1 кг газа} \quad PV = RT \quad (2.9)$$

$$\text{для } m \text{ кг газа} \quad PV = mRT \quad (2.10)$$

$$\text{для 1 кмоля газа} \quad PV_\mu = \mu RT \quad (2.11)$$

где P - давление газа, Па;

V - объем газа, м^3 ;

M - масса газа, кг;

v - удельный объем газа, $\text{м}^3/\text{кг}$;

V_μ - объем 1 кмоля газа, $\text{м}^3/\text{кмоль}$;

R - газовая постоянная для 1 кг газа, Дж/кг $^\circ\text{C}$

μR - универсальная газовая постоянная 1 кмоля газа, Дж/кмоль $^\circ\text{C}$.