

УДК 621

ВЫБОР ОПТИМАЛЬНОГО УРАВНЕНИЯ СОСТОЯНИЯ ДЛЯ ОПИСАНИЯ ТЕПЛОФИЗИЧЕСКИХ СВОЙСТВ КРИОГЕННЫХ ВЕЩЕСТВ

Заика А. В., Благин Е. В., Угланов Д. А.

Самарский национальный исследовательский университет
имени академика С. П. Королёва, г. Самара

Уравнение состояния — уравнение, связывающее между собой термодинамические (макроскопические) параметры системы, такие, как температура, давление, объём, химический потенциал и др. Уравнение состояния можно написать всегда, когда можно применять термодинамическое описание явлений. При этом реальные уравнения состояний реальных веществ могут быть крайне сложными.

Существует большое количество разных форм записи уравнения состояния.

В своей работе в качестве основных я выбрал: уравнение состояния идеального газа, уравнение Ван-дер-Ваальса, уравнение Дитеричи, уравнение Битти — Бриджмена.

Уравнение состояния идеального газа - формула, устанавливающая зависимость между давлением, молярным объёмом и абсолютной температурой идеального газа. Уравнение имеет вид:

$$p \cdot V_m = RT,$$

где:

p — давление; V_m — молярный объём;

R — универсальная газовая постоянная; T — абсолютная температура, К.

Эта форма записи носит имя уравнения (закона) Клапейрона — Менделеева. Уравнение, выведенное Клапейроном, содержало некую неуниверсальную газовую постоянную r , значение которой необходимо было измерять для каждого газа.

Менделеев же обнаружил, что r прямо пропорциональна ν , коэффициент пропорциональности R он назвал универсальной газовой постоянной.

Уравнение Ван-дер-Ваальса - уравнение, связывающее основные термодинамические величины в модели газа Ван-дер-Ваальса.

$$\left(p + \frac{a}{V_m^2}\right)(V_m - b) = RT,$$

где:

p — давление; V_m — молярный объём;

R — универсальная газовая постоянная; T — абсолютная температура, К.

Для более точного описания поведения реальных газов при низких температурах была создана модель газа Ван-дер-Ваальса, учитывающая силы межмолекулярного взаимодействия. В этой модели внутренняя энергия U становится функцией не только температуры, но и объёма.

Уравнение Дитеричи — уравнение состояния, связывающее основные термодинамические величины в газе. Используется наряду с более распространенным уравнением Ван-дер-Ваальса для описания реальных газов, в которых частицы имеют конечные размеры и взаимодействуют друг с другом.

$$p = \frac{RT}{V - b} - \frac{a}{V^3},$$

где: p — давление; V — молярный объём;

R — универсальная газовая постоянная; T — абсолютная температура, К; a - постоянная (разная для разных веществ), характеризующая взаимное притяжение молекул; b - постоянная (разная для разных веществ), связанная с размерами молекул, характеризующая взаимное отталкивание молекул.

Оба уравнения являются полуэмпирическими. Они переходят в уравнение состояния идеального газа в пределе больших молярных объёмов.

Уравнение Ли-Эрбара-Эдмистера - трёхпараметрическое уравнение состояния углеводородных систем, выведенное Ли, Эрбаром и Эдмистером. Уравнение разработано таким образом, чтобы определять энтальпии и константы фазового равновесия углеводородных смесей, а не волюметрических свойств.

$$p = \frac{RT}{V-b} - \frac{a}{V(V-b)} + \frac{bc}{V(V-b)(V+b)},$$

где:

p – давление; V – молярный объём;

R – универсальная газовая постоянная ; T – абсолютная температура;

a, b, c – константы.

При решении данных уравнений. Наибольшее отклонение от уравнения состояния идеального газа было выявлено при решении уравнения Ван-дер Ваальса. Уравнения Дитеричи и Ли-Эрбара-Эдмистера оказались схожими по значению.