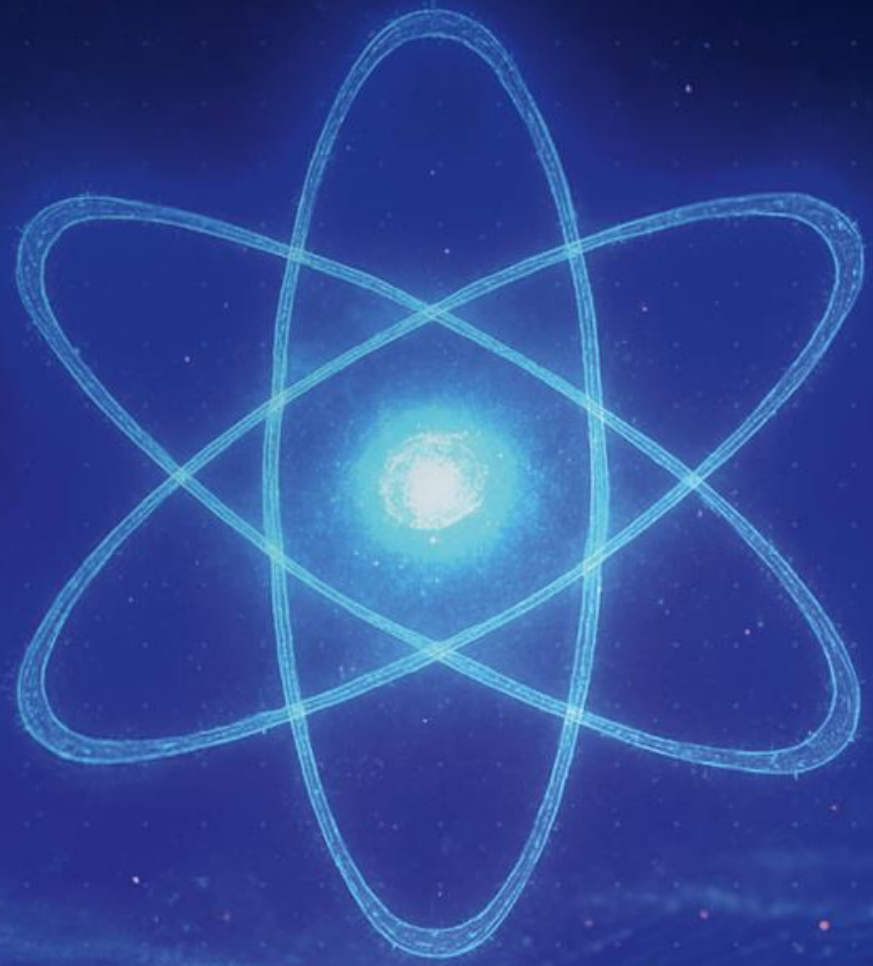
Ege.plus

Физика

Уравнение Ван-дер-Ваальса

ОГЭ 2026



издательство
НАЦИОНАЛЬНОЕ
ОБРАЗОВАНИЕ

Для чего изучать уравнение Ван-дер-Ваальса?

Уравнение Ван-дер-Ваальса — уравнение реального газа, в отличие от уравнения Менделеева — Клапейрона, описывающего идеальный газ. Уравнение Ван-дер-Ваальса позволяет увидеть и исследовать ряд явлений, недоступных анализу с помощью уравнения идеального газа. В их числе:

- моделирование процессов конденсации, важных, например, в авиации;
- описание поведения газов, состояниях, близких к критическим: уравнение Ван-дер-Ваальса позволяет увидеть такое редкое и интересное явление, как перегретый пар.

В случае углублённого изучения школьного курса физики и выбора для поступления вуза, где предполагается сдача ДВИ, знание теории уравнения Ван-дер-Ваальса необходимо: вопросы по этой теме могут встретиться как на письменном экзамене, так и на устном.

© АНО ДПО «НИКО» | © ООО «Издательство «Национальное образование»

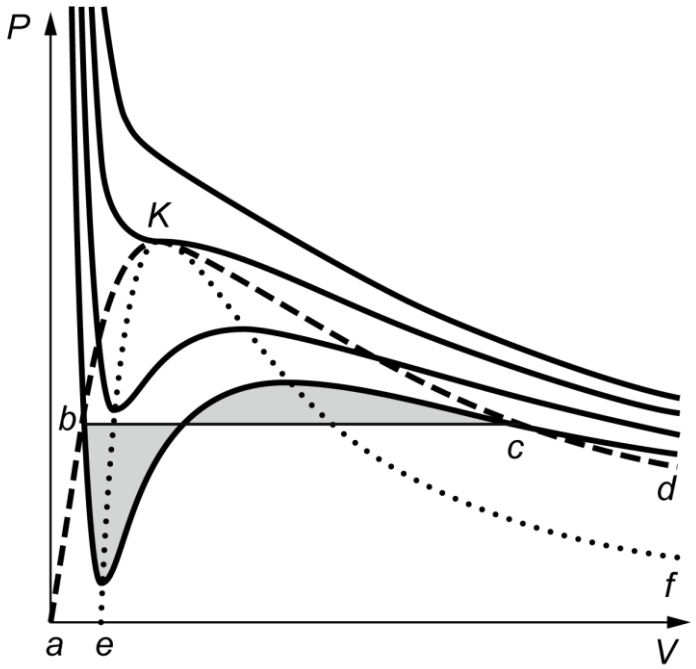
Уравнение Ван-дер-Ваальса — уравнение, связывающее основные термодинамические величины в модели газа Ван-дер-Ваальса.

Хотя модель идеального газа хорошо описывает поведение реальных газов при низких давлениях и высоких температурах, в других условиях её соответствие с опытом гораздо хуже. В частности, это проявляется в том, что реальные газы могут быть переведены в жидкое и даже в твёрдое состояние, а идеальные — не могут.

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 Ван-дер-Ваальса — это одно из широко известных приближённых уравнений состояния, описывающее свойства реального газа, имеющее компактную форму и учитывающее основные характеристики газа с межмолекулярным взаимодействием.

© АНО ДПО «НИКО» | © ООО «Издательство «Национальное образование»



Изотермы газа Ван-дер-Ваальса:

P — давление;

V — объём;

K — критическая точка;

abKcd — *бинодаль* (граница области двухфазного равновесия; область под колоколом бинодали — область двухфазного равновесия «жидкость — пар»);

eKf — *спинодаль* (граница между областями метастабильных и термодинамически неустойчивых состояний; область под колоколом спинодали — нереализуемые состояния);

bc — *коннода* (линия конденсации);

abKe — область перегретой жидкости;

dcKf — область переохлаждённого пара;

площади закрашенных фигур под изобарой *bc* и над ней равны (*правило Максвелла*, 1875).

Ege.plus

© АНО ДПО «НИКО» | © ООО «Издательство «Национальное образование»

Вывод уравнения Ван-дер-Ваальса

Уравнение Менделеева — Клапейрона следует из молекулярно-кинетической теории в предположении идеальности газа. Если мы хотим описывать поведение реальных систем, надо учесть взаимодействие молекул между собой. Точный учёт межмолекулярных сил — задача чрезвычайно трудная. Поэтому было предложено несколько модификаций уравнения состояния идеального газа, которые могли бы учесть основные особенности реальных систем. Наиболее удачной попыткой стало уравнение Ван-дер-Ваальса, при получении которого вносились поправки в уравнение состояния идеального газа.

$$pV = \frac{m}{\mu} RT$$

Ege.plus

© АНО ДПО «НИКО» | © ООО «Издательство «Национальное образование»

Вывод уравнения Ван-дер-Ваальса

В подходе Ван-дер-Ваальса, во-первых, принимается во внимание, что молекулы имеют конечные размеры. Если обозначить собственный объём всех молекул в моле вещества буквой b, то для движения молекул остаётся свободный объём

$$V - \frac{m}{\mu} b,$$

и именно он должен фигурировать в уравнении состояния. Во-вторых, учитывается, что молекула, подлетающая к стенке сосуда, «чувствует» притяжение других молекул, которое уравновешивалось, когда молекула была внутри сосуда. Дополнительная сила, направленная внутрь сосуда, эквивалентна дополнительному давлению p_i, (его называют «внутренним» давлением газа). Поэтому вместо давления p газа на стенки сосуда уравнение состояния должно содержать сумму $p + p_i$.

Ege.plus

© АНО ДПО «НИКО» | © ООО «Издательство «Национальное образование»

Вывод уравнения Ван-дер-Ваальса

Как зависит внутреннее давление p_i от параметров системы? Сила, действующая на каждую молекулу, пропорциональна концентрации n молекул в системе. Число подлетающих к стенке молекул также пропорционально n, и потому внутреннее давление пропорционально квадрату концентрации частиц:

$$p_i \sim n^2 \sim \frac{m^2}{\mu^2} \cdot \frac{1}{V^2}$$

Обозначая коэффициент пропорциональности буквой a, приходим к **уравнению Ван-дер-Ваальса:**

$$\left(p + \frac{m^2}{\mu^2} \cdot \frac{1}{V^2}\right)\left(V - \frac{m}{\mu}b\right) = \frac{m}{\mu}RT$$

Ege.plus

© АНО ДПО «НИКО» | © ООО «Издательство «Национальное образование»

Ege.plus

Библиотека подготовки к ОГЭ

Типовые экзаменационные варианты

Книги издательства
«Национальное образование»



ЕГЭ ОГЭ

Россия, 119021, г. Москва, ул. Россолимо, д. 17, стр. 1. Тел.: +7 (495) 127-01-10